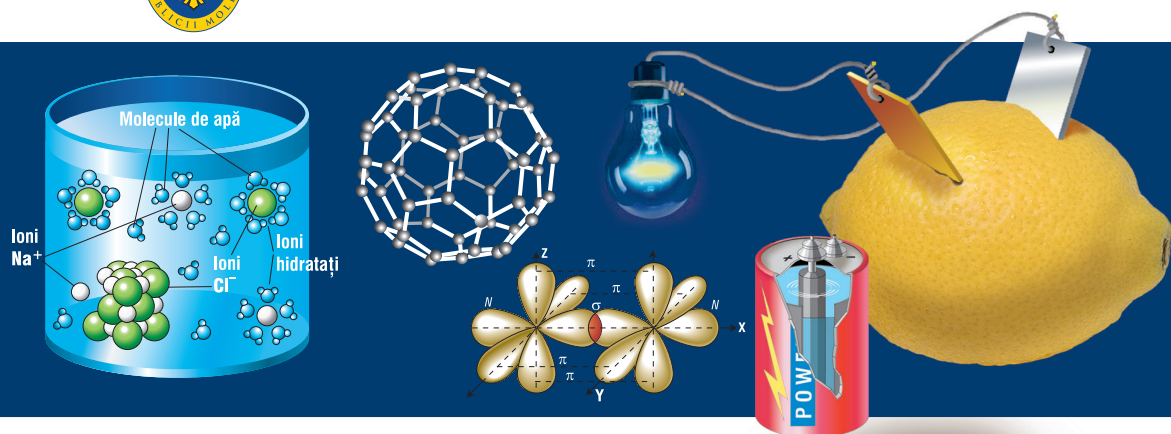




MINISTERUL EDUCAȚIEI, CULTURII ȘI CERCETĂRII



Chimie 10

manual pentru clasa a 10-a

Nadejda Velișco • Svetlana Kudrițcaia



Editura ARC





MINISTERUL EDUCAȚIEI, CULTURII ȘI CERCETĂRII

Nadejda Velișco • Svetlana Kudrițcaia

CHIMIE

Manual pentru clasa a X-a de liceu

profil real,
profil umanist, arte și sport

Editura ARC

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației, Culturii și Cercetării.

Manualul școlar a fost elaborat în conformitate cu prevederile Curriculumului la disciplină, aprobat prin ordinul Ministerului Educației, Culturii și Cercetării nr. 906 din 17 iulie 2019. Manualul a fost aprobat prin ordinul Ministerului Educației, Culturii și Cercetării nr. 806 din 14 august 2020.

(Denumirea instituției de învățământ)

Acest manual a fost folosit :

Anul de folosire	Numele, prenumele elevului/eleveii	Anul de studii	Aspectul manualului	
			La primire	La returnare
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Dirigintele clasei verifică dacă numele, prenumele elevului/eleveii sunt scrise corect.
- Elevii/eleva nu vor face niciun fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia cu unul dintre următorii termeni : *nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător*.

Comisia de evaluare :

Nadejda Bozadji, grad didactic superior, Liceul Teoretic nr. 2, Ceadâr-Lunga, UTAG, coordonator ;
Zinaida Chiosa, grad didactic superior, Liceul Teoretic „L. Deleanu“, Chișinău ;
Maia Cherdivara, grad didactic superior, Liceul Teoretic „I. Vatamanu“, Strășeni ;
Elena Mihailov, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Ac. C. Sibirski“, Chișinău ;
Olga Pișlaru, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Mtr. N. Vornicescu“, s. Lozova, raionul Strășeni.

Recenzenți : *Maria Bărcă*, conf. univ., dr. în chimie, Catedra de chimie anorganică și fizică a Universității de Stat din Moldova ; *Constantin I. Ciobanu*, dr. habilitat în studiul artelor, Institutul Patrimoniului Cultural, Academia de Științe a Moldovei ; *Ion Negură*, conf. univ., dr. în psihologie, șeful Catedrei de psihologie a Universității Pedagogice de Stat „Ion Creangă“ din Chișinău ; *Victor Tapcov*, conf. univ., dr. în chimie, Universitatea de Stat din Moldova ; *Elena Ungureanu*, dr. în filologie, Centrul de Lingvistică al Institutului de Filologie al Academiei de Științe a Moldovei

Redactor coordonator :

Elena Mihailov, grad didactic superior, Liceul Teoretic „C. Sibirski“, Chișinău

Redactori :

Liliana Armașu,

Tatiana Litvinova, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu“, Chișinău

Conceptia grafică și coperta : *Mihai Bacinschi*

Desene : *Vitalie Stelea, Vladimir Melnic*

Tehnoredactor : *Marian Motrescu*

Toate drepturile asupra acestei ediții aparțin Editurii Arc.

© Editura Arc

© Nadejda Velișco, Svetlana Kudrițcaia

CUPRINS

Unitatea
de învățare 1

Chimia – știința despre substanțe	7
1.1. Chimia, factor esențial al raportului om – activitate umană – mediu	8
1.2. Teoria atomo-moleculară	11
1.3. Noțiuni chimice pentru caracterizarea substanței	14
1.4. Clasificarea și nomenclatura substanțelor anorganice	18
1.5. Caracterizarea reacțiilor chimice	21
1.5.1. Terminologia chimică	21
1.5.2. Tipuri de reacții chimice	22
1.6. Legile fundamentale ale chimiei	27
1.6.1. Legea constanței compoziției	27
1.6.2. Legea conservării masei substanțelor	27
1.6.3. Legea lui Avogadro	29
1.7. Calcule în baza formulei chimice (corelații între v , m , V , N)	31
1.8. Calcule în baza ecuațiilor chimice (v , m , V substanței)	33

Unitatea
de învățare 2

Compoziția și structura atomului. Legea periodicității	39
2.1. Atomul – parte constituantă a materiei. Compoziția și structura atomului	40
*2.2. Structura învelișurilor electronice	45
2.3. Repartizarea pe niveluri energetice a electronilor în atomii elementelor din perioadele I-IV	49
2.4. Valențele și gradele de oxidare posibile. *Configurațiile electronice ale atomilor elementelor din perioadele I-IV	52
2.5. Legea periodicității	62
2.6. Caracterizarea elementului în funcție de poziția lui în sistemul periodic	67
2.7. Schimbarea periodică a proprietăților elementelor	69
2.8. Schimbarea periodică a proprietăților acido-bazice ale oxizilor și hidroxizilor elementelor chimice	72

Unitatea
de învățare 3

Compoziția și structura substanței	78
3.1. Tipurile de legături chimice	79
3.2. Legătura covalentă polară	81
*3.3. Caracteristica comparativă a legăturilor covalente nepolare și polare	83
3.4. Rețelele cristaline. Proprietățile substanțelor cu legături covalente	87
*3.5. Mecanismul donor-acceptor de formare a legăturii covalente	91
3.6. Legătura ionică	92
3.6.1. Formarea legăturii ionice	92
3.6.2. Proprietățile ionilor și ale substanțelor cu legătură ionică	94

3.7.	Legătura de hidrogen	97
3.8.	Legătura metalică	101
Unitatea de învățare 4	Reacțiile chimice – transformări ale substanțelor	107
4.1.	Transformările substanțelor – esența chimică a proceselor ce au loc în mediu și în organism	108
*4.2.	Esența reacțiilor de oxidoreducere. Tipurile de reacții chimice	110
*4.3.	Metoda bilanțului electronic	116
*4.4.	Reacțiile de oxidoreducere ale metalelor cu acizii și sărurile. Seria tensiunii metalelor	118
*4.5.	Reacții de oxidoreducere : specificul interacțiunii metalelor cu acidul sulfuric concentrat	120
*4.6.	Reacții de oxidoreducere : specificul interacțiunii metalelor cu acidul azotic	122
*4.7.	Coroziunea metalelor și metodele de combatere a ei	124
	4.7.1. Esența coroziunii	124
	4.7.2. Tipuri de coroziune	125
	4.7.3. Metode de combatere a coroziunii	126
*4.8.	Rezolvarea problemelor de calcul în baza ecuațiilor reacțiilor redox	127
*4.9.	Importanța reacțiilor de oxidoreducere pentru diferite domenii ale activității umane	130
Unitatea de învățare 5	Soluțiile. Interacțiunile substanțelor în soluții	133
5.1.	Dizolvarea – proces indispensabil al transformării substanțelor din mediu	134
*5.2.	Solubilitatea substanțelor	136
5.3.	Compoziția soluțiilor. Partea de masă a substanței dizolvate	139
*5.4.	Concentrația molară	145
5.5.	Teoria disociației electrolitice	147
	5.5.1. Mecanismul disociației electrolitice	147
	5.5.2. Electroliți tari și slabi. *Gradul de disociere	148
5.6.	Disocierea acizilor și bazelor	151
	5.6.1. Disocierea acizilor	151
	5.6.2. Disocierea bazelor	153
5.7.	Disocierea sărurilor	155
5.8.	Disocierea apei și mediul de reacție	157
5.9.	Interacțiuni în soluțiile de electroliți	160
	5.9.1. Proprietățile chimice ale acizilor	161
	5.9.2. Proprietățile chimice ale bazelor	161
	5.9.3. Proprietățile chimice ale sărurilor	162
	5.9.4. Reacția de neutralizare	163
*5.10.	Calcul în baza ecuațiilor chimice dacă una din substanțele reactante este luată în exces	169

**Unitatea
de învățare 6**

Nemetalele și compușii lor	177
6.1. Caracteristica generală a nemetalelor	178
6.2. Structura și proprietățile nemetalelor	181
6.3. Proprietățile chimice ale nemetalelor	186
6.4. Obținerea nemetalelor	189
6.5. Nemetalele și compușii lor – influența asupra calității vieții și mediului	195
6.6. Compușii hidrogenați ai nemetalelor	199
6.6.1. Structura, proprietățile fizice, aplicarea	199
6.6.2. Obținerea compușilor hidrogenați ai nemetalelor	201
6.6.3. Caracteristica comparativă a proprietăților chimice ale compușilor hidrogenați ai nemetalelor	203
6.7. Oxizii nemetalelor și acizii oxigenați	209
6.7.1. Clasificarea, nomenclatura și proprietățile fizice ale oxizilor nemetalelor	209
6.7.2. Obținerea oxizilor nemetalelor	210
6.7.3. Proprietățile chimice ale oxizilor nemetalelor	210
6.8. Caracteristica comparativă a proprietăților chimice ale acizilor oxigenați	214
6.9. Obținerea acizilor oxigenați	216
6.10. Reacții de identificare a anionilor	218
6.11. Legătura genetică a nemetalelor și a compușilor lor	220

**Unitatea
de învățare 7**

Metalele și compușii lor	224
7.1. Metalele – constituenți principali ai tehnologiilor moderne și ai sistemelor biologice	225
7.2. Caracteristica generală a metalelor	228
7.3. Proprietățile chimice ale metalelor	230
*7.4. Reacții de identificare a cationilor de metale	234
7.5. Metode generale de obținere a metalelor	236
7.6. Oxizii și hidroxizii metalelor	239
*7.7. Amfoteritatea aluminiului și a compușilor lui	242
7.8. Sărurile	244
7.8.1. Proprietățile chimice ale sărurilor prin prisma legăturii genetice	244
7.8.2. Obținerea sărurilor	246
7.8.3. Utilizarea sărurilor	246
7.9. Legătura genetică a metalelor și compușilor lor	253
7.10. Metalele și compușii lor – utilizarea și influența lor asupra calității vieții și mediului	255

**Unitatea
de învățare 8**

Substanțele anorganice în viața societății	257
8.1. Substanțe și reacții chimice utilizate în activitatea cotidiană	258
8.2. Substanțe și reacții chimice de importanță vitală și industrială	260
8.3. Chimia și protecția mediului	264
8.4. Legătura genetică dintre clasele de compuși anorganici	268
Anexe	273

Dragi elevi,

Manualul de chimie pentru clasa a 10-a are menirea să vă inițieze în universul chimiei. Manualul expune cât se poate de clar și succint temele de studiu. Acestea sunt completate cu teste de autoevaluare a cunoștințelor, experiențe de laborator și cu lucrări practice, care vă vor consolida și aprofunda cunoștințele teoretice, permițându-vă să abordați chimia nu ca pe o știință abstractă, ci ca pe un sprijin în viața de toate zilele.

Autorii vă urează mult succes!

**Pentru a folosi cu maximă eficiență manualul,
fiți atenți la rubricile :**

	Unitatea de învățare		Însărcinări suplimentare
	Evaluare. Rubrica include însărcinări pentru consolidarea și verificarea cunoștințelor.		Reține lucrurile importante
	Noțiuni de bază. Rubrica este, de fapt, un util dicționar de termeni chimici.		Să lucrăm împreună. Însărcinările propuse în cadrul acestei rubrici vor fi îndeplinite în echipă.
Proiect			Maraton spre cunoștințe. Este o rubrică ce vă dezvoltă imaginația științifică, creativitatea și vă ajută să vă aprofundați cunoștințele.

În manual sunt incluse unele materiale notate cu semnul grafic (*). Iată care este semnificația asteriscurilor :

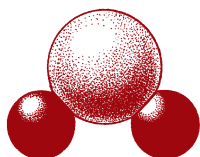
* – conținuturi obligatorii pentru profilul real

** – material suplimentar la curriculumul școlar

fără * – material obligatoriu pentru profilul real și umanist, arte și sport

1

Chimia – știința despre substanțe



***După studierea unității de învățare,
vei fi capabil/capabilă :***

- să exprimi opinii proprii privind influența chimiei asupra vieții omului și a mediului, importanța studierii chimiei ;
- să explici și să operezi cu noțiunile și legile fundamentale ale chimiei în diferite situații de comunicare ;
- să caracterizezi, prin comparație, reacțiile chimice de diferite tipuri ;
- să elaborezi și să aplici algoritmi de rezolvare a problemelor : a) în baza corelațiilor dintre masa substanței, volumul, cantitatea de substanță, numărul de particule ; b) în baza ecuațiilor chimice ;
- să investighezi teoretico-experimental unele contexte problematice reale legate de tipurile de reacții chimice, de aplicare a calculelor în formulele și ecuațiile chimice ;
- să elaborezi și să prezinți lucrări/scheme creative privind corelarea noțiunilor de bază ale chimiei.

1.1 Chimia, factor esențial al raportului om – activitate umană – mediu

Chimia este știința care are ca obiect de cercetare studiul structurii, proprietăților și transformărilor substanțelor în urma ruperii unor legături, regroupării atomilor și formării de noi legături. Studiarea chimiei prezintă importanță atât din punct de vedere teoretic, cât și aplicativ. Sub aspect științific, cercetarea fenomenelor chimice a contribuit, în mare măsură, la cunoașterea, descrierea și înțelegerea mecanismelor și legilor fundamentale care acționează la diferite nivele de organizare a materiei (atomi, molecule). Sub aspect practic, chimia joacă un rol semnificativ la îmbunătățirea condițiilor de viață ale omului prin obținerea de substanțe noi și producerea acestora în condiții avantajoase.

Spre exemplu, fără îngrășăminte minerale, necesare pentru creșterea plantelor, este greu să se asigure o eficacitate înaltă a solului, să se obțină recolte bogate. Azi, datorită chimiei, avem la dispoziție astfel de preparate, precum soda alimentară, săpunul, detergenții, oțetul, peliculele polietenice, diferite medicamente, articole de îmbrăcăminte și încălțăminte etc.

Pentru a ști să utilizăm corect toate aceste bunuri obținute pe cale sintetică, pentru a menține un mediu curat și, prin urmare, o societate sănătoasă, este nevoie să studiem conceptele fundamentale și terminologia acestei științe, totalitatea legilor ei și modul de aplicare a lor în viața de zi cu zi. Fiecare om trebuie să posede un volum anumit de cunoștințe în domeniul chimiei, care să-l ajute a trăi în armonie cu mediul ambiant, protejându-l pentru generațiile de azi și cele viitoare.

Locul chimiei între celelalte științe ale naturii. Chimia, fizica și biologia sunt științe ale naturii. Deosebiriile dintre aceste științe sunt determinate, în principal, de obiectul lor de studiu. Astrofizica, de exemplu, studiază procesele ce au loc între aștri, la distanțe mari de la Pământ. Corpurile din natura vie constituie obiectul de studiu al biologiei (*fig. 1.1*), iar cele din natura anorganică — al fizicii clasice (*fig. 1.2*).

Toate corpurile, din natura vie și moartă, constau din substanțe. Varietatea proceselor care au loc între atomi și molecule în interiorul substanțelor sunt cercetate de chimie (*fig. 1.3*).

Substanța, în chimie, este definită drept o totalitate de atomi și molecule.

Chimia este știința despre substanțe, despre structura, proprietățile și transformările lor.



Atomul este cea mai mică particulă indivizibilă de substanță.

Elementul chimic reprezintă un anumit tip de atomi.

Astăzi chimie pură nu există; altfel spus, ea se studiază numai în strânsă legătură cu alte științe ale naturii. La baza chimiei stau legi și teorii fundamentale comune și pentru fizică, cum ar fi, de exemplu, legea constanței compoziției, legea lui Avogadro, teoria atomo-moleculară, legea conservării masei și energiei, teoria structurii atomilor și moleculelor.

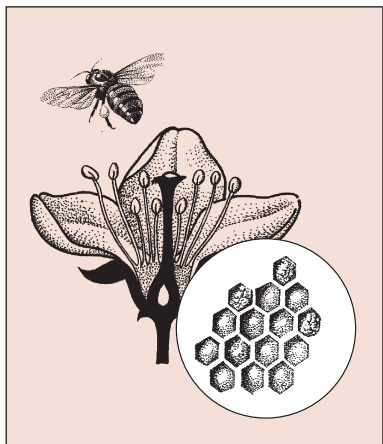


Fig. 1.1. Biologia este știința despre viață sub toate aspectele ei

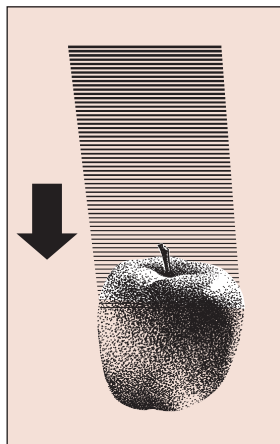


Fig. 1.2. Fizica este știința despre legile generale ale fenomenelor naturii

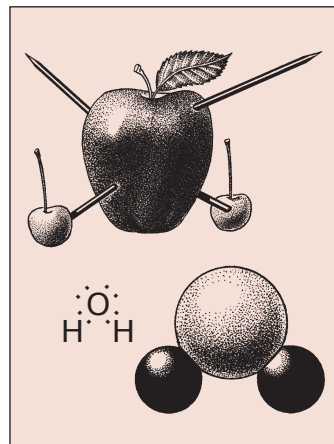


Fig. 1.3. Chimia este știința despre structura, proprietățile și transformările substanțelor

În secolul al XVIII-lea savanții puteau calcula cu exactitate unele mărimi fizice, cum ar fi masa, volumul ș.a. De asemenea, au fost elaborate metodele analizei chimice, ce constau în determinarea compoziției cantitative a substanțelor.

Regulile generale ale tehnicii securității în procesul de utilizare a substanțelor

Chimia, alături de celelalte științe ale naturii (fizica, biologia), este o știință experimentală. Realizând lucrări practice și efectuând împreună cu profesorul experiențe de laborator, ne consolidăm cunoștințele și ne dezvoltăm aptitudinile pentru acest domeniu complex și interdisciplinar. Experimentul chimic poate fi realizat doar în laboratorul de chimie.

În clasele gimnaziale am luat cunoștință de ustensilele și aparaturajul de laborator. În același timp, am studiat mai multe substanțe chimice. Am observat că unele metale se pot aprinde în contact cu apa, alte substanțe decolorează țesăturile, iar unele picături de acid clorhidric ne pot găuri halatul și provoca arsuri pe piele, unele sunt inflamabile etc.

De aceea, în laboratorul de chimie, trebuie să respectăm anumite norme pentru securitatea noastră și a colegilor, dar și pentru protejarea mediului înconjurător.

Reguli de protecție a propriei persoane

- În laboratorul de chimie trebuie să intri doar cu caietul, manualul de chimie și pixul, fără a aduce alimente;
- Trebuie să porți un halat, pentru protejarea hainelor și a pielii;

Noile pictorgrame care trebuie cunoscute și respectate și în afara laboratorului de chimie



Inflamabil



Periculos pentru mediu



Oxidant



Pericol grav pentru sănătate



Toxicitate
acută



Coroziv



Exploziv



Pericol pentru
sănătate/
periculos
pentru stratul
de ozon



Reține aceste pictograme cu avertizări pe care le poți întâlni în afara laboratorului de chimie!

- Este strict interzis să atingi cu mâna substanțele din laborator;
- Amintește-ți din clasele gimnaziale cum poți mirosi corect substanțele;
- Citește cu atenție etichetele și pictogramele de pe recipientii cu substanțe;
- Respectă măsurile de precauție conform pictogramelor;
- Vasele de sticlă încălzite nu se ating cu mâna.

Reguli de protecție în timpul efectuării experimentelor

- Stai în picioare când efectuezi un experiment chimic;
- Atenție mare la turnarea acizilor;
- Turnarea lichidelor se face prin prelingerea lentă pe pereții eprubetei;
- Când încălzești o eprubetă, aceasta trebuie înclinată într-o direcție unde nu se află nimeni, agitând permanent;
- Folosește o sită metalică cu inserție ceramică când încălzești vase cu fund plat;
- La plecarea din laborator, spirtiera trebuie stinsă cu capacul;
- Nu arunca în chiuvetă substanțele folosite în experimente;
- După finalizarea experimentelor chimice, fă curățenie la locul de lucru!

PROIECT

Rolul chimiei în raportul om – activitate umană – mediu

Argument

În secolul trecut, chimia a avut rolul să rezolve, alături de alte științe ale naturii, marile probleme ale omenirii. Pentru creșterea producției în agricultură, s-a recurs la sinteza îngrășămintelor chimice, a insecticidelor și ierbicidelor, care, în mare parte, a soluționat criza alimentară. Pentru rezolvarea crizei energetice, pe un termen scurt, s-a purces la prelucrarea petrolului și a cărbunilor, iar o alternativă la criza materiilor prime naturale a fost sinteza medicamentelor, a detergenților, a maselor plastice etc. În același timp, trebuie să știm în ce măsură poluează mediul înconjurător fiecare substanță și care sunt cele mai eficiente metode de protejare și depoluare a atmosferei.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi și realizați un proiect la tema enunțată. Citiți cu atenție punctele de reper prezentate mai jos.

Subiecte de urmărit

- Identificați substanțele și reacțiile importante pentru activitatea umană;
- Stabiliți importanța substanțelor identificate în diferite domenii ale activității oamenilor;
- Determinați care sunt efectele substanțelor identificate asupra mediului;
- Identificați, căutând pe internet, care sunt acordurile internaționale pentru prevenirea poluării mediului;
- Stabiliți câteva măsuri eficiente de depoluare a mediului înconjurător.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii și modalitatea de prezentare.
- Prezentarea se va face în fața clasei în decurs de 8 minute.

Criterii de evaluare

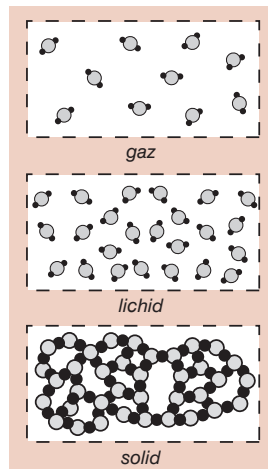
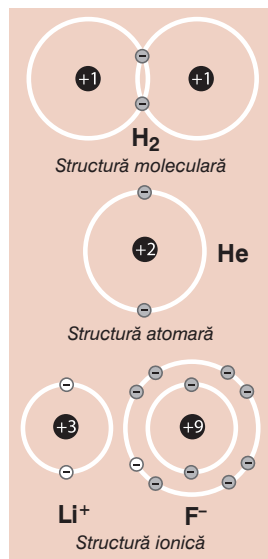
- Originalitatea și importanța substanțelor alese;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța mesajelor transmise privind protecția mediului;
- Încadrarea în timpul alocat;
- Sursele bibliografice utilizate.

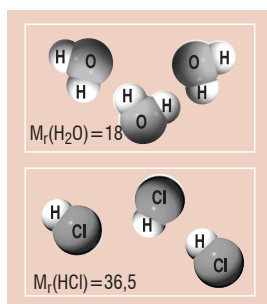
1.2. Teoria atomo-moleculară

Cu mai bine de două mii de ani în urmă, filozoful grec Democrit (460-370 î.Hr.) a propus noțiunea de *atom* (în limba greacă *atomos* înseamnă „indivizibil”) pentru a denumi cele mai mici particule de substanță; substanțele, în viziunea lui, erau compuși ai atomilor.

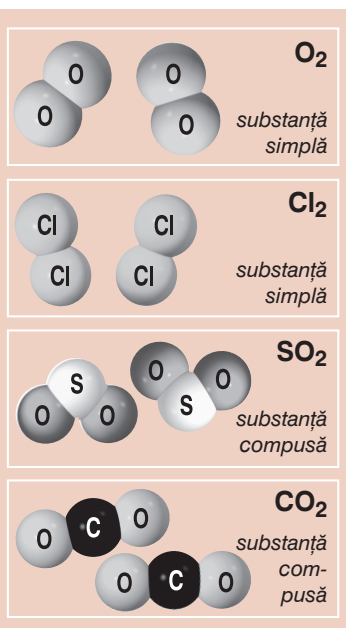
Au trebuit să treacă aproape 2000 de ani pentru ca existența atomilor și a moleculelor să fie demonstrată. Rezultatele numeroaselor cercetări au fost reunite în *teoria atomo-moleculară*:

1. Substanțele pot avea structură moleculară, atomică sau ionică.
2. *Molecula* este cea mai mică particulă de substanță care păstrează compoziția și proprietățile chimice ale acesteia.
3. Între molecule acționează forțe de atracție și de respingere reciprocă. Ele se evidențiază mai puternic în substanțele solide și mai slab în gaze.
4. Moleculele se găsesc, una față de alta, la anumite distanțe, determinate de starea de agregare a substanței și de temperatură. Între moleculele gazelor spațiile sunt mari, de aceea gazele se comprimă ușor. În lichide, aceste spații sunt mici, iar în substanțele solide – foarte mici. De aceea, ultimele aproape că nu se comprimă.
5. Moleculele se află în continuă mișcare. Cu cât temperatura este mai ridicată, cu atât mai mare este viteza de mișcare a moleculelor.
6. Toate moleculele unei substanțe sunt la fel. Moleculele de substanțe diferite se deosebesc între ele prin masă, dimensiuni și proprietățile chimice.





7. În fenomenele fizice, moleculele se păstrează, iar în cele chimice se distrug.
8. *Moleculele* sunt constituite din atomi, care, ca și acestea, se află în mișcare continuă.
9. În reacțiile chimice, atomii nu se distrug. *Atomul este cea mai mică particulă indivizibilă de substanță.*
10. Atomii unui element chimic se deosebesc de atomii altui element prin sarcina nucleului, masă, dimensiuni și proprietățile chimice. Un anumit tip de atomi formează un *element chimic*. Moleculele substanțelor simple sunt alcătuite din atomii aceluiași element, în timp ce moleculele substanțelor compuse sunt alcătuite din atomi ai diferitor elemente.
11. În nodurile rețelei cristaline a substanțelor cu structură moleculară aflate în stare solidă se găsesc molecule. Forțele intermoleculare sunt slabe și la încălzire se distrug ușor. Substanțele cu structură moleculară au, de regulă, temperaturi mici de topire.



12. Substanțele cu structură atomică au, în nodurile rețelei cristaline, atomi uniți prin legături covalente stabile. Temperaturile lor de topire sunt înalte.
13. Se numește *ion* atomul care a cedat (*ion pozitiv*) sau a adăugat (*ion negativ*) unul sau mai mulți electroni. În nodurile rețelei cristaline a substanțelor cu structură ionică se găsesc ioni uniți prin legături ionice stabile. Temperaturile lor de topire sunt înalte.

O contribuție însemnată la crearea teoriei atomo-moleculare au adus savanții Mihail Vasilievici Lomonosov și John Dalton. Ultimul a introdus noțiunea de *atom* și a descoperit legarea atomilor în molecule.

Masa atomică relativă. Masa atomică relativă este o mărime fără dimensiuni și se notează prin A_r (A – atomic, r – relativ).

Masa atomică relativă a elementului indică de câte ori masa atomului lui este mai mare decât 1/12 din masa atomului de carbon.

Numeric, masa atomică în unități atomice de masă este egală cu masa atomică relativă.

$$m_a(\text{C}) = 12 \text{ u.a.m.} \quad A_r(\text{C}) = 12$$

Valorile maselor atomice relative sunt reprezentate în sistemul periodic al elementelor chimice.

Valența elementelor chimice. Gradul de oxidare

La formarea moleculelor de substanță, atomii elementelor se combină pe baza interacțiunii electronilor de valență ai acestora.

Proprietatea atomilor unui element de a se lega cu un număr anumit de atomi ai altui element se numește valență.

Valența se exprimă în numere întregi și se scrie cu cifre romane deasupra simbolului chimic al elementului. Valența poate fi constantă și variabilă, precum poate fi și valența maximă, care este egală cu numărul grupei. Valența elementului în compusul covalent este egală cu numărul de cupluri comune.

Valența elementului în combinațiile ionice este egală cu sarcina ionului.

Pe lângă valență, în clasele gimnaziale, ați aflat și despre *gradul de oxidare*, ce exprimă sarcina elementului din compuși ionici (numit uneori și *număr de oxidare*).

Sarcina convențională pe care ar obține-o atomul dacă ar avea loc trecerea completă a electronilor de la un atom la altul cu formarea legăturii ionice se numește grad de oxidare.

Gradul de oxidare se notează cu cifre arabe deasupra simbolului chimic, scriindu-se mai întâi semnul, apoi valoarea sarcinii.

Gradul de oxidare	⁺¹ H	⁺¹ Na	⁺² Mg	⁻² O	⁻² S	⁻¹ Cl	⁻¹ Br
Valența	^I H	^I Na	^{II} Mg	^{II} O	^{II} S	^I Cl	^I Br

Din tabelul de mai sus conchidem că gradul de oxidare este egal numeric cu valența elementului.

Analizând legăturile chimice, am luat cunoștință încă de o noțiune – *electronegativitatea*.

Proprietatea atomilor unui element de a atrage electroni de la alt atom se numește electronegativitate.

Electronegativitatea se notează EN și ca unitate este acceptată electronegativitatea litiului egală cu 1.0.

În perioadă, electronegativitatea elementelor crește, iar în grupă (subgrupa principală), scade – odată cu mărirea numărului atomic al elementului.



Valența este proprietatea atomilor unui element de a se combina cu un anumit număr de atomi ai altor elemente.



Gradul de oxidare este sarcina formală care îi revine unui atom al elementului, dacă se admite că a avut loc transferul complet al electronilor.



Electronegativitatea este proprietatea atomilor unui element de a atrage electroni de la atomii altor elemente.

EVALUARE

1. Identifică noțiunile din acest paragraf și definește-le.
2. Ce valori ale valențelor sunt caracteristice elementelor:
a) N; b) C; c) Cl; d) Fe.
3. Completează tabelul de mai jos pentru elementele: S, N, Cl, Cu, *Co.

Element chimic	S	N	Cl	Cu	*Co
Valența minimă					
Valența maximă					
Gradul de oxidare					
Electronegativitatea (EN)					
Masa atomică relativă A_r					

1.3. Noțiuni chimice pentru caracterizarea substanței

Amintiți-vă ce știți despre simbolurile și denumirile elementelor chimice.



Fiecare știință are un limbaj propriu care exprimă totalitatea cunoștințelor în domeniul respectiv. Limbajul chimic cuprinde *partea generală*: limbajul elementar, comun, alcătuit din cuvinte și propoziții ordinare, și *partea specială*: simbolica, terminologia și nomenclatura chimică.

Simbolica chimică reprezintă un sistem de semne convenționale folosite în chimie (cum ar fi simbolurile, formulele și ecuațiile chimice), care reprezintă obiecte și fenomene.

Simbolica chimică modernă a fost propusă de savantul suedez J. Berzelius și constă în notarea elementului chimic cu simbolul unei litere. Pentru notare, s-a luat prima literă a denumirii elementului în limba latină. De exemplu, carbonul, în latină, se numește *carboneum*, respectiv simbolul lui chimic este C. Pentru a nu confunda anumite simboluri, s-a decis a utiliza și litera a doua sau oricare altă literă din denumirea elementului în latină. Astfel, calciul – *calcium* – are simbolul Ca, iar pentru californiu – *californium* – este folosită litera a cincea a denumirii: Cf.

Simbolul chimic semnifică:

1. Semnul internațional al elementului.
2. Un atom al elementului și un mol de atomi.
3. Masa atomică relativă a elementului.
4. Masa molară a substanței simple monoatomice.



Jöns Jacob Berzelius
(1779-1848)

Chimist suedez. Unul din creatorii chimiei moderne. A introdus notarea elementelor chimice prin simboluri literale. În 1814 a publicat un tabel de mase atomice (de echivalenți).

De exemplu, pentru elementul fier, simbolul său chimic Fe reprezintă un atom de fier, masa atomică relativă $A_r = 56$ și masa molară a substanței simple fier $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$.

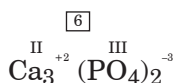
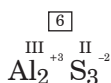
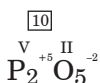
Formula chimică a fost introdusă în limbajul chimic în secolul al XIX-lea, după stabilirea compoziției substanțelor și valenței elementelor. Un rol decisiv în crearea formulelor l-au avut legea constanței compoziției și legea lui Avogadro.

Explicați ce semnifică simbolul chimic al elementului cu numărul atomic 29 din sistemul periodic.

Formula chimică este notarea compoziției compuşilor cu ajutorul simbolurilor chimice și al indicilor.

Cu ajutorul formulelor chimice pot fi reprezentate atât substanțele cu structură moleculară (de ex., CO_2), cât și cele cu structură nemoleculară (de ex., NaCl).

Formula chimică a substanței se alcătuiește după valența sau gradul de oxidare al elementelor (sarcinile ionului).



Formula chimică semnifică:

1. Notarea internațională a substanței.
2. Denumirea substanței.
3. O moleculă de substanță.
4. Un mol de substanță.
5. Compoziția calitativă: din ce elemente chimice este alcătuită molecula.
6. Compoziția cantitativă: a) câți atomi de fiecare element intră în compoziția moleculei; b) cantitatea de substanță de fiecare element din care este formată molecula.

7. Masa moleculară relativă a substanței.

8. Masa molară a substanței.

De exemplu, formula H_2O reprezintă:

- a) substanța apă; b) o moleculă de apă alcătuită din 2 atomi de hidrogen și un atom de oxigen; c) un mol de molecule de apă, format din atomi de hidrogen cu cantitatea 2 mol și atomi de oxigen cu cantitatea 1 mol; d) masa moleculară relativă a apei $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ și masa molară a apei $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$.

Știm deja că există diferite tipuri de formule chimice. O parte din ele sunt reprezentate mai jos.

Formula moleculară redă compoziția reală a moleculei. De exemplu, hidrogenul H_2 , clorul Cl_2 , clorura de hidrogen HCl , oxidul de carbon (IV) CO_2 , etanul C_2H_6 , apa H_2O etc.



Simbolul chimic al elementului (E) reprezintă:

1. Semnul internațional al E
2. Un atom al E
3. $A_r(E)$
4. $M(E)$

Scrieți patru formule de substanțe cu structură moleculară și patru formule de substanțe cu structură nemoleculară. Indicați valența elementelor în aceste substanțe.



Formula chimică
a substanței (S)
reprezintă:

1. Notarea internațională a S
2. Denumirea S sulf
3. O moleculă de S
4. Un mol de molecule de S
5. Din ce elemente este compusă molecula de S
6. Câți atomi ai fiecărui element sunt în molecula de S
7. M_r (S)
8. M (S)



Formule chimice:

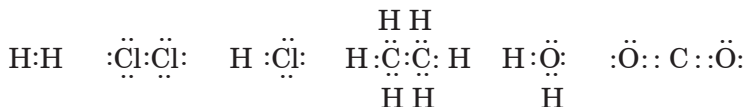
Formulă moleculară
 H_2

Formulă electronică
 $H : H$

Formulă grafică
 $H-H$

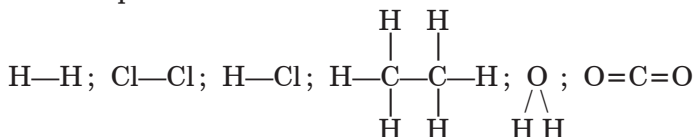
Formulă generală
 E_2O (Li_2O ,
 Na_2O , K_2O)

Formula electronică arată schematic formarea legăturilor chimice în moleculă. De exemplu :



Formula grafică (structurală) indică ordinea în care se unesc atomii în moleculă. Fiecare linie roșie un cuplu comun de electroni sau o unitate de valență.

De exemplu :



Formula generală arată compoziția clasei sau grupe de substanțe.

De exemplu, oxizii elementelor din subgrupa principală a grupe I Li_2O ; Na_2O ; K_2O ; Rb_2O ; Cs_2O ; Fr_2O au formula generală E_2O , iar hidroxizii lor $LiOH$; $NaOH$; KOH ; $RbOH$; $CsOH$; $FrOH$ — formula generală $MeOH$.

Cu ajutorul formulelor, putem efectua calcule, determina proprietățile chimice ale substanței, valența și gradul de oxidare al elementelor, putem alcătui *ecuații chimice*.

Dat fiind faptul că moleculele sunt alcătuite din atomi, rezultă că și masa unei molecule de substanță este egală cu suma maselor atomice relative ale elementelor constitutive.

Din cele studiate anterior, am stabilit că masa fiecărui atom este calculată în raport cu o unitate atomică de masă (1 u.a.m.), egală cu 1/12 din masa reală a atomului de carbon. Masa atomică relativă A_r indică de câte ori masa atomului este mai mare decât 1/12 din masa atomului de carbon.

Din însumarea maselor atomice relative ale elementelor care alcătuiesc o moleculă rezultă **masa moleculară relativă M_r** (M – molecular, r – relativ).

$$\text{De exemplu: } M_r(N_2) = 2 \cdot A_r(N) = 2 \cdot 14 = 28$$

$$M_r(CO_2) = A_r(C) + 2A_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

La temele despre substanță, am ajuns la concluzia că aceasta poate fi măsurată cu ajutorul cantității de substanță. *Cantitatea de substanță* reprezintă o mărime fizică, ce se determină prin numărul particulelor structurale (molecule, atomi, ioni) ale substanțelor respective. Unitatea de măsură este molul și se notează cu litera grecească ν („niu”).

Molul este cantitatea de substanță care cuprinde atâtea particule (atomi, molecule, ioni) câți atomi de carbon se găsesc în 12 g (0,012 kg) de carbon.

În 12 g de carbon se găsesc $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi de carbon, acest număr fiind numit și *numărul lui Avogadro*.

Deci molul este cantitatea de substanță care cuprinde $6,02 \cdot 10^{23}$ molecule, atomi sau alte particule.

Raportul dintre masa substanței și cantitatea de substanță este o mărime constantă pentru substanța dată și se numește *masa molară*.

Masa molară se notează cu litera M și are unitatea de măsură g/mol.

Masa molară a substanțelor simple monoatomice este egală numeric cu masa atomică relativă a acestora. Masa molară a substanțelor simple poliatomice și a substanțelor compuse este egală numeric cu masa moleculară relativă. Spre exemplu :

$$\begin{array}{ll} M_r(\text{O}_2) = 32 & \text{sau} \quad M_r(\text{NO}_2) = 46 \\ M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol} & M(\text{NO}_2) = 46 \text{ g/mol} \end{array}$$

1. Ce semnifică simbolul chimic al elementului?
2. Ce informații putem obține cunoscând formula chimică?
3. Utilizând sistemul periodic, caracterizează elementul chimic fosfor conform algoritmului propus.

1. Simbolul elementului	
2. Numărul atomic	
3. Masa atomică relativă	
4. Grupa, subgrupa	
5. Perioada	
6. Sarcina nucleului, Z	
7. Numărul de protoni în nucleu	
8. Numărul de neutroni în nucleu	
9. Numărul total de electroni	
10. Numărul de straturi electronice	
11. Schema structurii atomului	
12. Repartizarea electronilor pe niveluri energetice	
13. Tipul elementului (metalic sau nemetalic)	
14. Valențele/gradele de oxidare posibile	



$$M = \frac{m}{\nu}, \text{ unde}$$

m – masa substanței;

ν – cantitatea

de substanță;

M – masa molară

EVALUARE

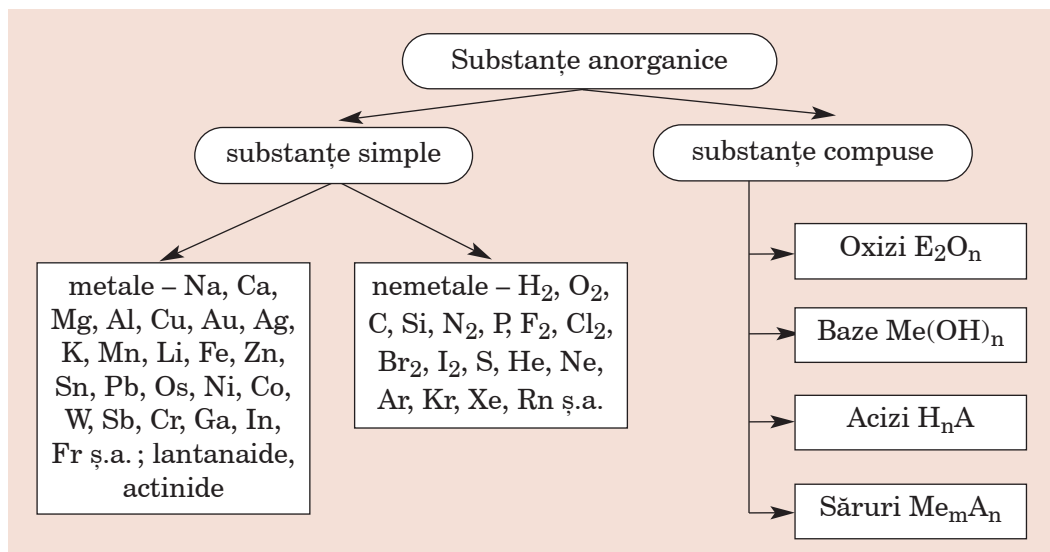
4. Caracterizează substanța SO_2 conform algoritmului redat în acest paragraf.
5. Pentru substanțele din tabelul de mai jos, completează spațiile libere cu informații relevante.

Substanța	Formula moleculară	Formula electronică	Formula grafică
Clor			
Clorură de hidrogen			

1.4. Clasificarea și nomenclatura substanțelor anorganice

Studiind chimia în clasele gimnaziale, ați aflat că substanțele chimice se divizează în *simple* și *compuse*. (Schema nr. 1).

Schema nr. 1. Clasificarea substanțelor anorganice



Substanțele simple, la rândul lor, se împart în *metale* și *nemetale*.

Dintre principalele clase de compuși anorganici – substanțe compuse, cunoaștem : *oxizi*, *baze*, *acizi* și *săruri*.

Examinând în anii precedenți aceste clase de compuși, am stabilit că și ele se divizează și au anumite particularități, formând serii genetice ale metalelor și nemetalelor (Schema nr. 2).

Schema nr. 2. Serii genetice ale metalului și nemetalului

Metal → oxid bazic → bază → sare

Nemetal → oxid acid → acid → sare

Rețineți!

Reprezentanții unei serii („rude”) nu interacționează unul cu celălalt.

Nomenclatura substanțelor anorganice

Nomenclatura chimică cuprinde toată terminologia chimică, denumește elementele, substanțele, particulele, le clasifică în grupe.

La etapa inițială de dezvoltare a chimiei, când încă nu era efectuată clasificarea, substanțele erau numite aleatoriu, după sursa de obținere sau după anumite proprietăți. De exemplu, AgNO_3 era numit *piatra-iadului*, HNO_3 – *apă tare*, CH_3COOH – *oțet* etc. Aceste denumiri constituie nomenclatura trivială (tehnică). Ele însă nu reflectă structura substanței și sunt greu de reținut. În anul 1921, Uniunea Internațională de Chimie Pură și Aplicată (IUPAC) a elaborat principiile de bază ale *nomenclaturii sistematice a substanțelor*. Nomenclatura sistematică este mult mai perfectă, contribuind la alcătuirea denumirii după structura substanței și invers, la scrierea structurii moleculare după denumirea substanței.

Aproape toate substanțele simple sunt denumite la fel ca și elementele chimice care le formează (de exemplu: aur, clor etc.).

Să ne amintim câteva reguli importante pentru denumirea compuşilor anorganici:

- denumirile substanțelor compuse anorganice provin de la denumirea elementului chimic, la care se adaugă sufixe și prefixe specifice unei clase de substanțe;
- dacă elementul are valență variabilă, după denumirea elementului se indică valența lui (între paranteze, cu cifre romane);
- la alcătuirea denumirii unei substanțe compuse, formula acesteia se separă convențional în două părți: electropozitivă și electronegativă; în continuare, pe primul loc în formulă se scrie partea electropozitivă, apoi cea electronegativă: HCl , NaCl etc. (excepție – NH_3 , CH_4);
- denumirea substanței se alcătuiește și se citește de la dreapta spre stânga – mai întâi partea electronegativă, apoi partea electropozitivă (ex.: HCl – clorură de hidrogen).

M

Maraton spre cunoștințe

Cu 20-30 de ani în urmă, pentru spălătul pe dinți, în loc de pasta de dinți cunoscută azi, se folosea un praf cu următoarea compoziție:

- salol (substanță organică — medicament antiinflamator) — 4 g;
- sare fosfatică CaHPO_4 — 20 g;
- cretă purificată — CaCO_3 — 20 g;
- sare carbonică de magneziu MgCO_3 — 15 g;
- bicarbonat de sodiu NaHCO_3 — 15 g.

Substanța cu denumirea „bicarbonat de sodiu” intră și în componența pastei de dinți din zilele noastre. Numește substanțele de mai sus conform nomenclurii contemporane.

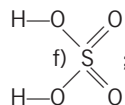
EVALUARE

1. Clasifică în două grupe exemplele propuse — în simboluri chimice și în formule chimice:

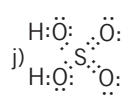
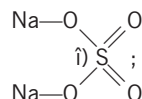
H_2 ; H ; C ; CO_2 ; O_2 ; Fe ; O ; Fe_2O_3 ; O_3 ; N ; NH_3 .

2. Alege, din exemplele de mai jos, formulele moleculare, formulele electronice, formulele grafice (de structură), formulele generale:

a) CO_2 ; b) $\begin{array}{c} O \\ \diagup \quad \diagdown \\ H \quad H \end{array}$; c) H_2SO_4 ; d) $H:\ddot{O}: \begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ H \end{array}$; e) $O=C=O$;



g) H_2O ; h) Na_2SO_4 ; i) $\ddot{O}::C::\ddot{O}$;



l) CO_2 ; SiO_2 ; EO_2 ; m) $Mg(OH)_2$; $Ca(OH)_2$; $E(OH)_2$.

3. Sunt date substanțele: Na , KCl , $NaOH$, Na_2O , K_3PO_4 ; $NaCl$, KOH ; H_2SO_4 , SO_3 , K_2SO_4 . Scrie denumirile substanțelor.

Selectează și scrie substanțele care alcătuiesc o serie genetică.

4. Completează spațiile libere din tabelul de mai jos:

Formula		H_2SO_4		K_2SO_4
Denumirea	oxid de calciu		hidroxid de potasiu	

5. Aplică nomenclatura sistematică pentru substanțele de mai jos.

Substanța	Denumirea trivială	Nomenclatura sistematică
1. $MgSO_4 \cdot 7H_2O$	„sare engleză”	_____
2. $NaCl$	„sare de bucătărie”	_____
3. $Ca(OH)_2$	„var stins”	_____
4. N_2O	„gaz iritant”	_____
5. $AgNO_3$	„piatra iadului”	_____



Cercetarea mostrelor de substanțe anorganice în activitatea cotidiană (metale, nemetale, baze, săruri, oxizi, acizi)

Ustensile și reactivi:

stativ cu eprubete, spirtieră, clemă pentru eprubete, pahar cu apă, colecție de substanțe.

Sarcini de lucru: Examinați substanțele primite de la profesor. Cercetați proprietățile fizice ale substanțelor și completați tabelul de la pag. 21, în baza observațiilor.

Nr.	Substanța (formula chimică, denumirea)	Starea de agregare	Culoarea	Mirosul	Comportarea la încălzire	Solubilitatea în apă
1.	NaCl Clorură de sodiu	solidă	albă	fără miros		solubilă în apă
2.						
3.						

Formulează o concluzie generală.

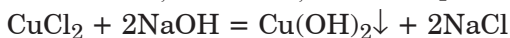
Ai grijă să faci ordine la locul de lucru!

1.5. Caracterizarea reacțiilor chimice

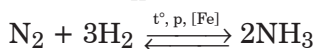
1.5.1. Terminologia chimică

Terminologia chimică a fost introdusă de savantul A. Lavoisier și servește la exprimarea laconică a noțiunilor printr-un limbaj special, prin anumite cuvinte. De exemplu: *formulă chimică, ecuație chimică, legătură chimică* ș.a.

Ecuația chimică este reprezentarea reacției chimice prin formule chimice și coeficienți. De exemplu:

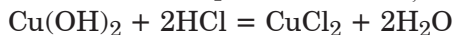


În ecuațiile chimice, săgețile marchează substanțele care se precipită ($\downarrow$) și cele gazoase ($\uparrow$). La fel, prin anumite simboluri, sunt indicate și condițiile în care decurge reacția: la încălzire (t°), în condiții de presiune ridicată (p), în prezența catalizatorului $[\text{Kat}]$ etc.:



Ecuațiile chimice sunt de câteva tipuri: *moleculare, ionice, electronice* și *schematic*.

Ecuația moleculară (EM) constă din formule moleculare și simboluri chimice (pentru substanțele simple):



Ecuația ionică completă (EIC) cuprinde toate particulele (molecule, ioni) prezente în soluție în timpul reacției chimice. La alcătuirea ei se respectă principiul: *În formă ionică se scriu doar electroliții tari*. Despre fiecare substanță trebuie să se cunoască clar două aspecte:

1. Este sau nu solubilă.
2. Este un electrolit tare sau slab.



Însemne pentru condițiile în care decurge reacția:

t° – încălzire;

p – presiune ridicată;

$[\text{Kat}]$ – catalizator

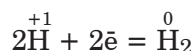
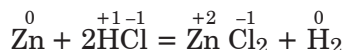
Determinați asemănările și deosebirile dintre ecuațiile moleculare și cele ionice complete.

**Abrevieri:***EM* – ecuație moleculară*EIC* – ecuație ionică completă*EIR* – ecuație ionică redusă*EE* – ecuație electronică*ES* – ecuație schematică

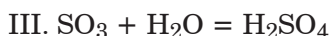
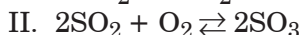
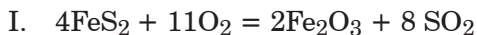
Ecuația ionică redusă (*EIR*) cuprinde numai particulele care intră nemijlocit în reacție:



Ecuația electronică (*EE*) arată transferul de electroni în reacțiile de oxidoreducere:



Ecuația schematică (*ES*) reprezintă schematic, simplificat, una sau mai multe reacții. Este folosită, de obicei, la rezolvarea problemelor. De exemplu, acidul sulfuric se obține în trei etape:



Se poate alcătui ecuația sau schema sumară:



Astfel, simbolurile chimice, formulele și ecuațiile ajută la reprezentarea sumară a substanțelor și proceselor chimice reale, redând esența lor. Simbolica folosită în chimie este universală și unică pentru toate țările lumii. Dacă am avea la îndemână o revistă japoneză de chimie, anume după formulele chimice am putea deduce despre ce substanțe sau procese chimice se vorbește în ea.

1.5.2. Tipuri de reacții chimice

În clasele gimnaziale ați învățat să clasificați reacțiile chimice după numărul și compoziția substanțelor inițiale și a produșilor de reacție, după schimbarea gradelor de oxidare a elementelor.

În continuare, vom lua cunoștință și de alte principii de clasificare și caracterizare a reacțiilor chimice, cu exemple concrete pentru fiecare caz.

Reacțiile chimice sunt însoțite de degajare sau absorbție de căldură ori lumină.

Relevați deosebirile
dintre reacțiile
exotermice și
endotermice.



Reacțiile însoțite de degajare de căldură se numesc *exotermice*.

Reacțiile însoțite de absorbție de căldură se numesc *endotermice*.

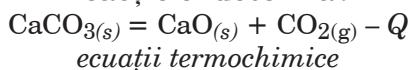
Cantitatea de căldură care se degajă sau se absoarbe în reacția chimică se numește *efect termic al reacției*.

Efectul termic al reacției Q se exprimă în kilojouli și se indică în partea dreaptă a ecuației termochimice, prin semnul „+” în cazul degajării de căldură și prin semnul „-” în cazul absorbției de căldură. De exemplu :

reacție exotermă :

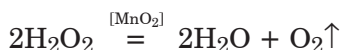


reacție endotermă :



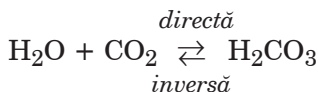
****Ecuatiile reacțiilor în care sunt indicate efectul termic și starea de agregare a substanțelor se numesc *ecuații termochimice*.**

Multe reacții chimice decurg în prezența catalizatorului. O astfel de reacție are loc, de exemplu, în cazul descompunerii peroxidului de hidrogen cu prezența catalizatorului MnO_2 :



Din cele studiate anterior, știm că un catalizator accelerează reacția chimică și nu se consumă. Reacția care decurge cu prezența catalizatorului se numește *catalitică*, cea care decurge fără catalizator – *necatalitică*.

Există reacții care decurg în ambele direcții. De exemplu, reacția de dizolvare a oxidului de carbon în apă, cu formarea de acid carbonic, decurge concomitent în ambele direcții :



Acidul carbonic se formează în reacția directă și se descompune în reacția indirectă.

Reacțiile care decurg simultan în două direcții opuse se numesc *reversibile*.

În aceste reacții, semnul egalității (=) se va înlocui cu semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$).

În organismele vii, are loc reacția reversibilă de combinare a oxigenului cu hemoglobina și desprinderea ulte-

Alcătuiți propoziții cu expresiile: reacție directă, reacție indirectă, așa încât să existe o legătură logică între ele.

rioară de aceasta. Astfel este asigurată transportarea oxigenului spre țesuturi.

■ Reacțiile care decurg până la capăt se numesc *ireversibile*.

Pentru reacțiile reversibile, efectul termic se indică în partea dreaptă a reacției directe :



În exemplul de mai sus, reacția directă este exotermă, iar reacția inversă este endotermă.

Toate tipurile de reacții chimice, în funcție de principiul de clasificare, sunt redată în *tabelul nr. 1.1*.

Tabelul 1.1. Clasificarea reacțiilor chimice

Principii de clasificare	Caracteristicile reacției	Exemple
1. Numărul și compoziția substanțelor inițiale și ale produsilor de reacție	Tipurile de reacții chimice: a) de combinare; b) de descompunere; c) de substituție; d) de schimb.	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. Efectul termic	a) exotermă (cu degajare de căldură și lumină); b) endotermă (cu absorbție de căldură și lumină).	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + Q$ $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow - Q$
*3. Schimbarea gradului de oxidare al elementelor	a) cu schimbarea gradului de oxidare (oxidoreducere sau redox); b) fără schimbarea gradului de oxidare.	$\overset{0}{2}\text{Mg} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+2}{2}\overset{-2}{\text{MgO}}$ $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{OH}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} = \overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$
4. Direcția reacției	a) reversibilă; b) ireversibilă.	$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ $2\text{KClO}_3 \xrightarrow[\text{t}^\circ]{[\text{MnO}_2]} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$
5. Prezența catalizatorului	a) catalitică; b) necatalitică.	$2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
*6. Starea inițială a sistemului reactant	a) omogenă (uniformă); b) eterogenă (neomogenă, neuniformă).	$\text{N}_{2(\text{gaz})} + 3\text{H}_{2(\text{gaz})} \xrightleftharpoons{[\text{Fe}], \text{t}^\circ, \text{p}} 2\text{NH}_{3(\text{gaz})}$ $2\text{Mg}_{(\text{solid})} + \text{O}_{2(\text{gaz})} = 2\text{MgO}_{(\text{solid})}$



Comparați principiile de clasificare a reacțiilor. Stabiliți relația cauză-efect dintre principiile de clasificare și caracteristicile reacției.

1. Numește principiile de clasificare a reacțiilor chimice.
2. Care reacții se numesc de oxidoreducere? Care este caracteristica lor principală?
3. Definește reacțiile catalitice și arată semnul lor distinctiv.
4. Care dintre reacțiile de mai jos decurge fără ca elementele să-și schimbe gradul de oxidare:

$$\text{a) } \text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5;$$

$$\text{c) } \text{KClO}_3 \xrightarrow{[\text{MnO}_2]} \text{KCl} + \text{O}_2\uparrow;$$

$$\text{b) } \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2;$$

$$\text{d) } \text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$$

Caracterizează această reacție după toate criteriile (principii) de clasificare.

5. Clasifică ecuațiile de mai jos conform tipurilor de ecuații cunoscute:

$$\text{a) } \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2;$$

$$\text{b) } \text{Al(OH)}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{c) } \text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{d) } \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\uparrow;$$

$$\text{e) } \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}.$$

Stabilește coeficienții în toate ecuațiile.

EVALUARE



Maraton spre cunoștințe

Orice reacție chimică începe cu ciocnirea moleculelor. Experiența simplă descrisă mai jos vă va ajuta să vă convingeți de aceasta. Într-un tub de sticlă cu lungimea de 20-30 cm se introduc, la ambele capete, dopuri cu tije subțiri de cupru în interior (fig. 1.4), înfășurate cu vată. La un capăt, vata se umezește cu acid clorhidric concentrat, iar la celălalt — cu soluție concentrată de amoniac. Dopurile se introduc simultan, astfel apropiindu-se capetele înfășurate cu vată și umezite. Peste un timp, în tubul de sticlă apare un fum alb (sau un inel alb de fum), mai aproape de capătul cu HCl. Explicați observațiile făcute.

Alcătuți ecuațiile reacțiilor. Datorită cărui fenomen fizic e posibilă această reacție?



Fig. 1.4. Interacțiunea HCl cu NH₃

1. Alcătuți ecuațiile reacțiilor îmbinând părțile stângă (A) și dreaptă (B) corespunzătoare; stabiliți coeficienții:

A

1. $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$
2. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} \rightarrow$
3. $\text{Fe} + \dots \rightarrow$
4. $\text{Fe(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
5. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$
6. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

B

- a) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) FeCl_3
- c) $\text{CuSO}_4 + \dots$
- d) $\text{NaCl} + \dots$
- e) $\dots + \text{H}_2$
- f) $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Indicați tipul fiecărei reacții. Caracterizați una dintre reacții aplicând toate criteriile de clasificare.



2. Găsiți corespondența dintre expresiile din coloana A și ecuațiile reacțiilor din coloana B:

A	B
1. reacție reversibilă	a) $\text{CaCO}_3 \xrightleftharpoons{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$
2. reacție ireversibilă	b) $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t^\circ, [\text{MnO}_2]} \text{KCl} + \text{O}_2 \uparrow$
3. reacție catalitică	c) $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
4. reacție necatalitică	d) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [\text{V}_2\text{O}_5]} \text{SO}_3 + Q$
5. reacție exotermă	e) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightleftharpoons{t^\circ, [\text{Fe}]} \text{NH}_3 + Q$
6. reacție endotermă	f) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + Q$
	g) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow + Q$
	h) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Stabiliți coeficienții. Argumentați-vă opțiunea.



Investigarea/realizarea reacțiilor chimice de diferite tipuri

Ustensile și reactivi:

stativ cu eprubete, clemă pentru eprubete, spirtieră, praf de copt (carbonat de amoniu), sodă alimentară, acid acetic, apă oxigenată, sulfat de cupru (II), cui de fier.

Sarcini de lucru: Examinați și realizați mai multe reacții chimice propuse de profesor și completați tabelul de mai jos.

1. Într-o eprubetă introduceți puțină sodă alimentară și adăugați puțin acid acetic (oțet). Observați ce se întâmplă.

2. Într-o eprubetă introduceți puțin praf de copt. Fixați eprubeta într-o clemă și încălziți atent la spirtieră, respectând regulile de securitate. Observați ce se întâmplă în eprubetă.

3. Într-o eprubetă introduceți puțină soluție de sulfat de cupru (II), apoi introduceți un cui de fier. Soluția trebuie lăsată până la sfârșul lecției. Ce observați?

Completați tabelul.

Substanța	Ecuația reacției chimice	Observații	Tipul reacției chimice
1. Sodă alimentară + oțet			
2. Praf de copt la încălzire			
3. Sulfat de cupru (II), cui de fier			

Concluzie generală: _____

Aveți grijă să faceți ordine la locul de lucru!

1.6. Legile fundamentale ale chimiei

Cum am menționat anterior, câteva legi fundamentale ale chimiei au contribuit la caracterizarea și transformarea substanțelor.

*1.6.1. Legea constanței compoziției

Această lege a fost formulată de J.L. Proust la începutul secolului al XIX-lea. El a demonstrat că toți compușii conțin elemente în proporții de masă strict determinate, indiferent de metoda obținerii lor. De exemplu, apa constă întotdeauna dintr-o parte de masă de hidrogen și opt părți de masă de oxigen. Legea constanței compoziției sau a proporțiilor definite poate fi enunțată astfel:

Toate substanțele cu structură moleculară au o compoziție constantă, indiferent de metoda și de locul obținerii lor.

Odată descoperită, legea lui Proust indica asupra existenței moleculelor și asupra caracterului indivizibil al atomilor. Ea nu oferea însă răspuns la întrebarea privind numărul atomilor de fiecare element care intră în compoziția moleculei. De exemplu, mult timp s-a crezut că raportul de mase a hidrogenului și oxigenului este de 1 : 8. Se bănuia deci că apa are următoarea compoziție: HO. În prezent, se cunoaște că doar substanțele cu structură moleculară au o compoziție constantă, de exemplu, H_2O , H_2S , CO_2 etc. Legea constanței compoziției servește drept fundament pentru alcătuirea formulelor moleculare ale substanțelor.

1.6.2. Legea conservării masei substanțelor

Această lege a fost descoperită de savantul rus M.V. Lomonosov în anii 1748-1756. Independent de el, în anul 1789, chimistul francez A. Lavoisier a ajuns la aceeași concluzie. Ambii savanți au demonstrat experimental această lege și au arătat că arderea metalelor este o reacție de combinare. Descoperirea oxigenului și arderea substanțelor nu în aer, ci în oxigen sunt însă meritul lui Lavoisier.

Masa metalului și a oxigenului într-un vas sudat s-a dovedit a fi egală cu masa oxidului obținut.

Masa substanțelor care intră într-o reacție chimică este egală cu masa produșilor de reacție.



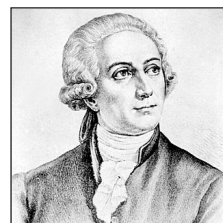
Joseph Louis Proust (1754-1826)
Chimist francez. În 1808 a formulat legea proporțiilor definite (legea lui Proust).



Mihail Vasilievici Lomonosov (1711-1765)
Savant rus. A făcut descoperiri importante în domeniul fizicii și chimiei. În 1755 a fondat Universitatea din Moscova.



Legea conservării masei substanțelor stă la baza alcătuirii ecuațiilor chimice.

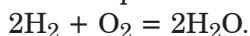


Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794).
Chimist francez. A descoperit legea conservării masei.

Legea conservării masei substanțelor a confirmat ipoteza că atomii sunt indivizibili și în reacțiile chimice nu suferă schimbări, ci trec doar dintr-o moleculă în alta.

Numărul atomilor oricărui element înainte și după reacție este același.

Așadar, după reacție, masa totală a substanțelor nu se schimbă. Conform legii conservării masei, se alcătuiesc ecuațiile chimice, ca de exemplu:



Maraton spre cunoștințe

Spre deosebire de J.L. Proust, savantul francez Claude Berthollet (1748-1822) era de părere că compoziția compușilor depinde de metoda obținerii lor. El a fost însă aspru criticat de contemporani pentru analizele sale chimice, considerate inexacte.

Abia la începutul secolului al XX-lea s-a demonstrat că substanțele cu structură nemoleculară pot avea o compoziție variabilă. De exemplu, oxidul de fier (II) poate avea compoziția $\text{Fe}_{0,86}\text{O}$, $\text{Fe}_{0,9}\text{O}$ sau $\text{Fe}_{0,93}\text{O}$, în funcție de metoda obținerii lui. Aceste substanțe au fost numite **bertholide**.

Majoritatea bertholidelor au rețea cristalină atomică sau ionică. Acestea sunt compuși ai metalelor cu oxigenul, sulful, azotul, fosforul, carbonul.

Actualmente ideea lui Berthollet stă la baza unei ramuri foarte importante a chimiei, numită *materialele chimice*. Scopul acestei ramuri este crearea de materiale noi, cu anumite proprietăți.

Nu există teorii veșnice, așa cum nu există nici modele care să cuprindă descrierea tuturor fenomenelor naturii. O idee aparent greșită azi poate sta mâine la temelia științei viitorului. Anume așa s-a întâmplat în cazul ideii lui Berthollet.

EVALUARE

- *1. Enunță formularea actuală a legii constantei compoziției. Prin ce se deosebește ea de cea exprimată anterior?
2. Alege expresiile adevărate:
Formula chimică redă:
 - a) compoziția calitativă a substanței;
 - b) notația internațională a substanței;
 - c) compoziția cantitativă a substanței;
 - d) un mol de substanță.
3. Alege afirmațiile adevărate referitoare la numărul lui Avogadro:
 - a) este egal cu numărul de particule structurale în substanța cu cantitatea de 1 mol;
 - b) este egal cu masa a $6,02 \cdot 10^{23}$ molecule;
 - c) este egal cu valoarea numerică a constantei lui Avogadro $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
 - *d) este egal cu numărul atomilor din 12 g de izotop de carbon ^{12}C .
4. Formulează legea conservării masei substanțelor.
5. Caracterizează următoarele substanțe pe baza formulei chimice:
 - a) N_2 ;
 - b) NO_2 .

1.6.3. Legea lui Avogadro

Începutul secolului al XIX-lea a fost marcat, în știința chimiei, de ipoteza lui Amedeo Avogadro:

Volume egale de gaze diferite, în condiții identice (de temperatură și presiune), conțin același număr de molecule.

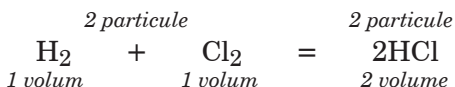
Aceasta înseamnă că volumul unui gaz nu depinde de compoziția particulelor, ci de numărul lor, fiind determinat de distanța dintre particule, care, la aceeași temperatură și presiune, este identică pentru toate gazele. Dimensiunile particulelor gazoase sunt foarte mici în comparație cu distanța dintre ele. Cu timpul, ipoteza lui Avogadro a fost dată uitării. Abia peste 50 de ani de la formulare, chimistul italian Stanislao Cannizzaro, cercetând metodele de determinare a maselor atomice și moleculare, a aflat întâmplător de ea.

Avogadro a presupus că moleculele substanțelor gazoase simple sunt compuse din doi atomi: H_2 , Cl_2 , O_2 . Să analizăm un exemplu.

În urma reacției dintre un volum de hidrogen și unul de clor, se obțin două volume de clorură de hidrogen. Avogadro a explicat fenomenul în felul următor: un volum de clorură de hidrogen se poate obține dacă reacționează două molecule monoatomice:



Două volume de clorură de hidrogen se pot obține numai în cazul în care moleculele de hidrogen și clor sunt diatomice:



Și aceasta pentru că în volume egale trebuie să fie numere egale de particule: două particule până la reacție (H_2 și Cl_2) și două după reacție ($2HCl$) (fig. 1.5).

Ipoteza lui Avogadro a devenit lege datorită consecințelor ei importante:

Același număr de particule de diferite gaze ocupă volume egale în condiții identice.

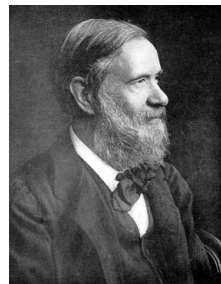
Orice gaz cu cantitatea de substanță de 1 mol ocupă, în condiții normale (273 K și 101 325 Pa), un volum de 22,4 l.

Numărul moleculelor în substanța cu cantitatea de 1 mol a fost determinat abia la începutul secolului al XX-lea. Acest număr este egal cu $6,02 \cdot 10^{23}$ și se numește **numărul lui**



Amedeo Avogadro
(1776-1856)

Fizician italian, considerat fondatorul chimiei fizice. În 1811 a descoperit legea care îi poartă numele. A introdus noțiunea de *moleculă*.



Stanislao Cannizzaro
(1826-1910)

Chimist italian. A pus bazele chimiei moderne. A determinat masa atomică a numeroase elemente.

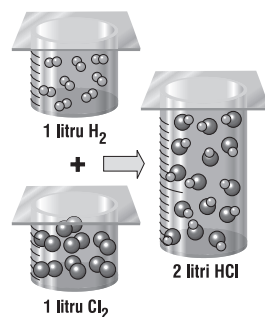


Fig. 1.5. Interacțiunea gazelor cu molecule diatomice

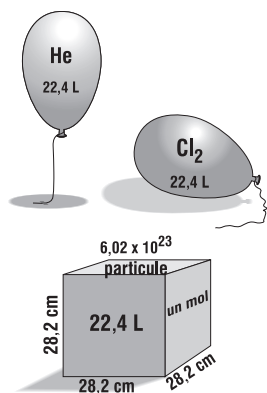


Fig. 1.6. Volumul molar al gazelor (c.n.)

Avogadro. În prezent, numărul lui Avogadro (N) servește drept bază pentru determinarea *molului* – unitatea de măsură a mărimii fizice denumite *cantitatea de substanță*.

Molul reprezintă o cantitate de substanță care conține $6,02 \cdot 10^{23}$ particule (molecule, atomi, ioni).

O mare importanță are și mărimea numită *volumul molar al gazului* în orice condiții.

Volumul molar este egal cu raportul dintre volumul gazului în condițiile date și cantitatea de substanță a acestui gaz.

$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ (l/mol)}$$

În condiții normale (273 K, 101 325 Pa), volumul molar al oricărui gaz este egal cu 22,4 l/mol (fig. 1.6).

**Aplicând legea lui Avogadro, putem explica noțiunea de *densitate relativă a gazelor*:

Densitatea relativă a unui gaz (1) față de cea a altui gaz (2) este egală cu raportul dintre masele oricăror alte volume egale ale acestor gaze, în condiții identice (t° , p).

$$D_2 = \frac{m(1)}{m(2)}$$

Dacă volumele gazelor sunt egale ($V_1 = V_2$), atunci și numărul moleculelor aflate în aceste volume este, de asemenea, egal: $N(1) = N(2)$.

Masa fiecărui gaz va fi: $m(1) = M_r(1) \cdot N(1)$ și $m(2) = M_r(2) \cdot N(2)$. Substituind aceste valori ale maselor în formula inițială, obținem:

$$D_2 = \frac{M_r(1) \cdot N(1)}{M_r(2) \cdot N(2)} \text{ sau } D_2 = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$$

Astfel, densitatea relativă indică de câte ori molecula primului gaz este mai grea sau mai ușoară decât molecula celui de-al doilea gaz.

Folosind aceste formule, în secolul al XIX-lea au fost stabilite masele moleculare ale substanțelor gazoase și volatile. De exemplu, determinând experimental densitatea relativă a clorului față de hidrogen $D_{H_2} = 35,5$, Cannizzaro a calculat, plecând de la afirmația lui Avogadro privind compoziția diatomică a moleculei de hidrogen, masa moleculară relativă a clorului:

$$D_{H_2}(Cl_2) = 35,5; D_{H_2} = \frac{M_r(Cl_2)}{M_r(H_2)}; D_{H_2} = \frac{M_r(Cl_2)}{2}$$

$$M_r(Cl_2) = 2 \cdot D_{H_2}; \quad M_r(Cl_2) = 2 \cdot 35,5 = 71$$

Știind că molecula de clor este diatomică, Cannizzaro a determinat și masa atomică relativă a clorului: $A_r(Cl) = 35,5$.



$N = 6,02 \cdot 10^{23}$ —
numărul lui Avogadro
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
— constanta lui
Avogadro

$$\nu(x) = \frac{N(x)}{N_A} \text{ mol}$$

— cantitatea de sub-
stanță,

$N(x)$ — numărul de
particule într-o probă
de substanță



$$M_r = 2 \cdot D_{H_2}$$



Condiții
normale (c.n.) —
273 K
101325 Pa

- Enunță legea lui Avogadro.
- Formulează consecințele legii lui Avogadro.
- Ce este volumul molar?
- Selectează, din mărimile fizice indicate mai jos, doar mărimile molare:
 a) $M = \frac{m}{v}$ **b) $D_2 = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$ c) $V_m = \frac{V}{v}$ d) $v = \frac{N}{N_A}$
- Alege substanțele al căror volum este egal cu 22,4 l, dacă se va lua cantitatea de substanță de 1 mol:
 a) oxigen b) apă c) iod d) oxid de carbon (IV)
- Calculează masa fiecărei substanțe luate în cantitatea de substanță de 10 mol:
 a) H_2O b) CO_2 c) O_2 d) H_2
- Calculează volumele gazelor (c.n.), în cazul în care cantitatea de substanță este egală cu:
 a) 2 mol b) 0,1 mol c) 10 mol d) 0,5 mol
- **8.** Calculează masa moleculară relativă a unei substanțe gazoase simple, dacă densitatea sa față de hidrogen este egală cu 14. Care este masa atomică relativă a elementului?
- Alege expresiile adevărate:
 - În urma reacției chimice, nu se schimbă niciodată:
 a) numărul atomilor substanței; b) numărul moleculelor; c) masa; d) cantitatea de substanță a atomilor.
 - Formula chimică SO_2 indică:
 a) masa atomică relativă; c) compoziția calitativă; b) compoziția cantitativă; d) masa molară a acestei substanțe.
- Calculează masa dioxidului de carbon, dacă volumul lui (c.n.) este egal cu:
 a) 22,4 l b) 2,24 l c) 44,8 l d) 224 l
- Calculează volumul (c.n.) substanțelor H_2 , O_2 , SO_2 , dacă masa fiecăreia este egală cu:
 a) 128 g b) 6,4 g c) 32 g

2
EVALUARE

Algoritm de rezolvare a problemelor de calcul în baza formulei chimice

Condiții succinte

Formula chimică a substanței

Formula pentru calcule conform condițiilor problemei

Calcule

Răspuns

1.7. Calcule în baza formulei chimice (corelații între v , m , V , N)

Înainte de a purcede la efectuarea calculelor în chimie, trebuie să menționăm că la această etapă vom discuta despre calcule în baza formulei chimice. Calculele chimice se mai numesc *probleme de calcul*. Fiecare problemă de calcul are două părți: cea chimică și cea matematică.

Partea chimică a problemei de calcul va fi prezentată de formula chimică a substanței. Partea matematică a problemei de calcul începe cu scrierea succintă a condițiilor problemei, după care se scriu formulele ce vor fi utilizate conform condițiilor problemei (cantitatea de substanță v ; masa m ; volumul V ; numărul particulelor N ; constanta Avogadro N_A etc.)

Să examinăm câteva probleme de calcul în baza formulei chimice.

Problema 1. Oxidul de magneziu se folosește contra acidității gastrice mărite. Calculați masa oxidului de magneziu cu cantitatea de substanță de 0,3 mol.

Se dă:

$$v(\text{MgO}) = 0,3 \text{ mol}$$

$$m(\text{MgO}) - ? \text{ g}$$

Rezolvare:

1. Pentru rezolvarea acestei probleme se va utiliza corelația

$$M = \frac{m}{v}, \text{ unde } M - \text{masa molară,} \\ v - \text{cantitatea de substanță.}$$

2. Deducem $m = M \cdot v$

3. Calculăm m , dacă $M(\text{MgO}) = 40 \text{ g/mol}$

$$m = 40 \text{ g/mol} \cdot 0,3 \text{ mol} = 12 \text{ g}$$

$$\text{Răspuns: } m(\text{MgO}) = 12 \text{ g}$$

Problema 2. Oxidul de sulf (IV) se utilizează în calitate de conservant în industria alimentară, pentru a opri înmulțirea bacteriilor și a ciupercilor. Calculați volumul oxidului de sulf (IV) cu cantitatea de substanță de 2 mol.

Se dă:

$$v(\text{SO}_2) = 2 \text{ mol}$$

$$V(\text{SO}_2) - ? \text{ l}$$

Rezolvare:

1. Pentru a calcula volumul SO_2 vom folosi corelația

$$V_m = \frac{V}{v}, \text{ unde } v - \text{cantitatea de substanță,} \\ V_m - \text{volumul molar egal cu } 22,4 \text{ l/mol} \\ \text{în condiții normale (c.n.)}$$

2. Deducem volumul

$$V = V_m \cdot v$$

3. Calculăm volumul SO_2

$$V(\text{SO}_2) = 22,4 \text{ l/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 44,8 \text{ l}$$

$$\text{Răspuns: } V(\text{SO}_2) = 44,8 \text{ l}$$

Problema 3. Amoniacul se folosește în calitate de îngrășământ mineral sau la producerea altor îngrășăminte. Calculați masa amoniacului, dacă volumul lui (c.n.) este egal cu 67,2 l.

Se dă:

$$V(\text{NH}_3) = 67,2 \text{ l}$$

$$m(\text{NH}_3) - ? \text{ g}$$

Rezolvare:

1. Determinăm cantitatea de substanță de amoniac:

$$v = \frac{V}{V_m}; v(\text{NH}_3) = \frac{67,2 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 3 \text{ mol}$$

2. Calculăm masa amoniacului:

$$m = M \cdot v; M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol} \cdot 3 \text{ mol} = 51 \text{ g}$$

$$\text{Răspuns: } m(\text{NH}_3) = 51 \text{ g}$$

Problema 4.

Oxygenul este cel care permite viața pe Pământ. Calculați masa a $18,06 \cdot 10^{23}$ atomi de oxygen.

Se dă:

$$N = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ atomi O}$$

$$m(\text{O}) = ? \text{ g}$$

Rezolvare:

Pentru a calcula masa solicitată, alcătuim următoarea proporție:

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomi} \quad - 16 \text{ g O}$$

$$18,06 \cdot 10^{23} \text{ atomi} \quad - x$$

$$x = \frac{18,06 \cdot 10^{23} \text{ atomi} \cdot 16 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomi}} = 48 \text{ g O}$$

Răspuns: 48 g de atomi de oxygen

Rezolvă problemele:

1. Aluminiul constituie 80% din masa unui avion. Calculează masa a 10 mol de aluminiu.
2. În organismul uman, iodul este concentrat în tiroidă. Lipsa acestuia în apa de băut conduce la afecțiuni ale glandei tiroide. Calculează cantitatea de substanță a iodului I_2 cu masa de 127 g.
3. Azotul lichid se utilizează la congelarea alimentelor. Calculează volumul (c.n.) a 3 mol de azot.
4. Rolul principal al fluorului este legat de formarea scheletului și dinților. Calculează masa fluorului F_2 , dacă volumul lui (c.n.) este egal cu 44,8 l.
- *5. Calculează câte grame de azot și câte grame de sodiu vor cuprinde același număr de atomi ca și 64 g de oxygen.



Algoritm de rezolvare a problemelor de calcul în baza ecuațiilor chimice

Condiții succinte

formulele și ecuațiile reacțiilor chimice

selectarea formulei pentru calcule

deasupra formulelor substanțelor în ecuația reacției se scriu datele din condițiile problemei

sub formulele substanțelor se înscriu datele după ecuație ($v_{ec.}$, $m_{ec.}$ sau $V_{ec.}$)

Calcule

Răspuns

1.8. Calcule în baza ecuațiilor chimice (v, m, V substanței)

Înainte de a trece la rezolvarea problemelor de calcul în baza ecuațiilor chimice, este necesar să ne amintim de algoritmul de alcătuire a ecuațiilor chimice și, respectiv, noțiunile legate de formula chimică, legea conservării masei.

Problema 1.

Prin reacția carbonului cu sulful se obține sulfura de carbon care reprezintă un insecticid în combaterea gărgăriței de mazăre. Calculați masa insecticidului obținut, dacă a fost utilizat sulf cu cantitatea de substanță de 3 moli.

Se dă:

$$v(S) = 3 \text{ mol}$$

$$m(\text{CS}_2) = ? \text{ g}$$

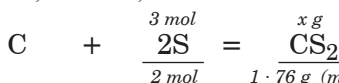
$$m = v \cdot M$$

$$M(\text{CS}_2) = 76 \text{ g/mol}$$

Rezolvare:

1. Alcătuim ecuația reacției, subliniem formulele substanțelor indicate în condiție. Deasupra formulelor respective notăm datele din condiție, iar sub formule – datele conform ecuației reacției:

datele cond.:



datele ecuaț.:

$$1 \cdot 76 \text{ g } (m(\text{CS}_2)_{\text{ec.}} = 1 \text{ mol} \cdot 76 \text{ g/mol})$$

2. Alcătuim și rezolvăm proporția:

$$\frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = \frac{x \text{ g}}{76 \text{ g}}$$

$$x = m(\text{CS}_2) = \frac{3 \text{ mol} \cdot 76 \text{ g}}{2 \text{ mol}} = 114 \text{ g}$$

$$\text{Răspuns: } m(\text{CS}_2) = 114 \text{ g}$$

Problema 2.

Sucul gastric conține HCl. Pentru neutralizarea excesului de acid clorhidric, care provoacă arsuri stomacale se folosește bicarbonatul de sodiu (NaHCO_3). Calculați ce masă de bicarbonat de sodiu va fi necesară pentru neutralizarea a 2 g de acid clorhidric.

Se dă:

$$m(\text{HCl}) = 2 \text{ g}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = ? \text{ g}$$

$$m = v \cdot M$$

$$M(\text{NaHCO}_3) =$$

$$= 84 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{HCl}) =$$

$$= 36,5 \text{ g/mol}$$

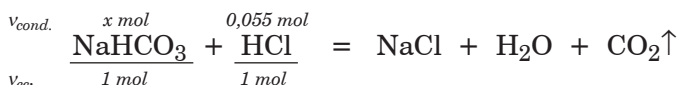
Rezolvare:

Metoda I.

1. Calculăm cantitatea substanței din condiția problemei:

$$v(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{2 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,055 \text{ mol}$$

2. Alcătuim ecuația reacției chimice, subliniem formulele substanțelor indicate în condiție. Deasupra formulelor respective notăm numărul de moli conform condiției problemei ($v_{\text{cond.}}$), iar sub formule – conform ecuației reacției ($v_{\text{ec.}}$):



3. Alcătuim proporția și calculăm $v(\text{NaHCO}_3)$:

$$x = v(\text{NaHCO}_3) = \frac{0,055 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,055 \text{ mol}$$

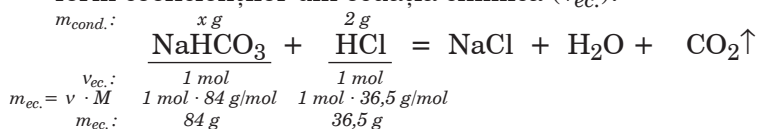
4. Calculăm masa NaHCO_3 :

$$\begin{aligned} m(\text{NaHCO}_3) &= v(\text{NaHCO}_3) \cdot M(\text{NaHCO}_3) = \\ &= 0,055 \text{ mol} \cdot 84 \text{ g/mol} = 4,6 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\text{Răspuns: } m(\text{NaHCO}_3) = 4,6 \text{ g}$$

Metoda II.

1. Alcătuim ecuația reacției, subliniem formulele substanțelor indicate în condiție.
2. Deasupra formulelor respective notăm datele conform condiției problemei ($m_{cond.}$). Sub formule notăm masele substanțelor ($m_{ec.}$), calculate după numărul de moli conform coeficienților din ecuația chimică ($v_{ec.}$).



3. Alcătuim proporția:

$$\frac{x \text{ g}}{84 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{36,5 \text{ g}}$$

4. Rezolvăm proporția și calculăm masa NaHCO_3 :

$$x = m(\text{NaHCO}_3) = \frac{84 \text{ g} \cdot 2 \text{ g}}{36,5 \text{ g}} = 4,6 \text{ g}$$

$$\text{Răspuns: } m(\text{NaHCO}_3) = 4,6 \text{ g}$$

Problema 3.

Soluțiile de sulfat de amoniu sunt utilizate pentru ignifugarea lemnului. Calculați ce volum de amoniac (c.n.) este necesar pentru obținerea a 264 g de sulfat de amoniu.

Se dă:

$$\frac{m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 264 \text{ g}}{V(\text{NH}_3) - ? \text{ l}}$$

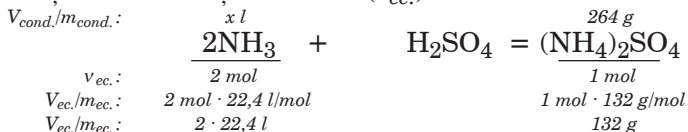
$$m = v \cdot M$$

$$V = v \cdot V_m$$

$$\begin{aligned} M[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] &= \\ &= 132 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Rezolvare:

1. Alcătuim ecuația reacției, subliniem formulele substanțelor indicate în condiție.
2. Deasupra formulelor respective notăm datele din condiția problemei ($V_{cond.}$ sau $m_{cond.}$). Sub formule notăm masa/volumul substanțelor ($V_{ec.}$ sau $m_{ec.}$) calculate după numărul de moli conform coeficienților din ecuația chimică ($v_{ec.}$).



Notă: calculele $V_{ec.}$ sau $m_{ec.}$ pot fi înscrise sub ecuație sau separat.

În cazul dat: $V_{ec.}(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 2 \cdot 22,4 \text{ l}$

$$m_{ec.}(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 1 \text{ mol} \cdot 132 \text{ g/mol} = 132 \text{ g}$$

3. Alcătuim și rezolvăm proporția:

$$\frac{x \text{ l}}{2 \cdot 22,4 \text{ l}} = \frac{264 \text{ g}}{132 \text{ g}}$$

$$x = V(\text{NH}_3) = \frac{2 \cdot 22,4 \text{ l} \cdot 264 \text{ g}}{132 \text{ g}} = 89,6 \text{ l}$$

$$\text{Răspuns: } V(\text{NH}_3) = 89,6 \text{ l}$$

**Rezolvă problemele:**

1. Vaporii de mercur sunt toxici. Dacă ai spart un termometru cu mercur, acesta poate fi îndepărtat cu sulf. Calculează cantitatea de sulf necesară pentru a îndepărta 2 g de mercur.
2. Carbonatul de amoniu se folosește în calitate de praf de copt. Acesta la încălzire se descompune formând gaze, datorită cărora are loc „creșterea aluatului”. Calculează volumul de gaze (c.n.) de amoniac și dioxid de carbon obținute în urma descompunerii termice a 9,6 g de praf de copt.
3. Din silicat de sodiu se prepară ciment, clei (lipici). Calculează masa silicelui de sodiu ce poate fi obținut din 3 mol Na_2CO_3 și volumul oxidului de carbon (IV) obținut.
4. Nitratul de potasiu inhibă creșterea bacteriei responsabile pentru botulism și de aceea este utilizat în calitate de conservant în industria alimentară. Calculează masa nitrului de potasiu format la interacțiunea carbonatului de potasiu cu acid azotic cu masa 630 g.

NOȚIUNI DE BAZĂ

la unitatea de învățare „Chimia – știința despre substanțe”

Atom

— cea mai mică particulă de substanță indivizibilă prin procedee chimice obișnuite.

Constanta lui Avogadro N_A

— mărime fizică, arată numărul particulelor constituente (atomi, molecule, ioni) care se conțin într-un mol de substanță.

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Numeric este egală cu numărul lui Avogadro.

Efect termic

— cantitatea de căldură care se degajă sau se absoarbe în reacția chimică.

Ecuatie termochimică

— ecuația reacției în care este indicat efectul termic și starea de agregare a substanțelor.

Legea conservării masei

— masa tuturor substanțelor care intră în reacția chimică este egală cu masa produșilor de reacție.

Legea constantei compoziției

— toate substanțele cu structură moleculară au o compoziție constantă, indiferent de metoda și de locul obținerii lor.

Legea lui Avogadro

— același număr de particule de diferite gaze ocupă volume egale în condiții identice.

Moleculă

— cea mai mică particulă de substanță care păstrează proprietățile chimice ale acesteia.

Numărul de particule $N(x)$

— numărul de atomi, molecule, ioni într-o anumită cantitate de substanță
 $N(x) = \nu(x) \cdot N_A$

Reacția directă

— decurge de la stânga spre dreapta.

Reacția inversă (indirectă)

— decurge de la dreapta spre stânga.

Reacția endotermă

— reacție însoțită de absorbție de căldură.

Reacția exotermă

— reacție însoțită de degajare de căldură.

Reacțiile ireversibile

— decurg într-o singură direcție (până la capăt).

Reacțiile reversibile

— decurg simultan în direcții opuse: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

Substanță

— orice ansamblu de atomi și molecule.

Volum molar

— raportul dintre volumul gazului și cantitatea lui de substanță. În condiții normale (273 K, 101 325 Pa), volumul molar al oricărui gaz este egal cu 22,4 l/mol, sau gazul cu cantitatea de substanță de 1 mol ocupă un volum de 22,4 l (c.n.).

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ

la unitatea de învățare
„Chimia – știința despre substanțe”, profil real

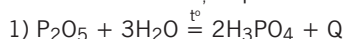
- I. Încercuiește litera A, dacă afirmația este adevărată și litera F, dacă afirmația este falsă.
- A F Molecula substanței SO_2 este formată prin legături covalente nepolare.
- A F Elementul chimic hidrogen manifestă în compuși gradul de oxidare +1.
- A F Substanța cu formula H_2S se numește *acid sulfuric*.
- A F Conform legii lui Avogadro, în volume egale de diferite gaze în aceleași condiții se conțin un număr de molecule de $6,02 \cdot 10^{23}$.

- II. Semințele de in sunt considerate superalimente cu multiple beneficii pentru sănătate: favorizează digestia, reduc pofta de dulce, duc la scăderea nivelului de colesterol din sânge datorită componentilor activi formați din atomii următoarelor elemente chimice: Mg, P, Se, H, O, Cu, Cl, K.

Utilizând doar elementele din acest șir, alcătuieste pentru fiecare caracteristică propusă formula chimică a unei substanțe corespunzătoare și notează-o în spațiul rezervat din tabel.

Nr.	Caracteristica substanței	Formula chimică
1.	Atomii ce formează substanța manifestă valența II	
2.	Este un oxid bazic	
3.	Soluția substanței colorează fenolftaleina în zmeuriu	
4.	Substanța se obține în rezultatul reacției de combinare	
5.	Se utilizează pentru obținerea HCl.	

- III. Soluțiile de acid fosforic sunt utilizate în industria prelucrării lemnului pentru îmbibarea lui, căpătând astfel rezistență la foc. Acidul fosforic se obține prin următoarele ecuații ale reacțiilor chimice:



A. Caracterizează fiecare reacție după două criterii (indică tipul lor):

Reacția 1 este reacție: a) _____, b) _____.

Reacția 2 este reacție: a) _____, b) _____.

B. Completează schemele reacțiilor ce ilustrează proprietățile chimice ale acidului fosforic cu formulele și coeficienții corespunzători:



- IV. *Rezolvă problema.* Clorura de amoniu se utilizează pe larg în industria frigorifică, tăbăcărie și industria coloranților. Calculează masa de sare, obținută la interacțiunea amoniacului cu clorura de hidrogen cu volumul de 4,48 l (c.n.).

- V. *Rezolvă problema.* Calculează masa silicatlui de sodiu obținut la interacțiunea nisipului de cuarț (SiO_2) cu masa de 30 kg cu hidroxid de sodiu. Indică două domenii importante de utilizare a silicatlui de sodiu.

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ
la unitatea de învățare „Chimia – știința
despre substanțe”, profil umanist

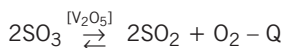
- I. Încercuiește litera A, dacă afirmația este adevărată, și litera F, dacă afirmația este falsă.

A F Acizii sunt substanțele formate din atomi de hidrogen și rest acid.

A F Oxigenul în compuși manifestă valența constantă II.

A F Atomul este cea mai mică particulă chimic indivizibilă a substanței.

- II. Oxidul de sulf (IV) se utilizează pentru înălbirea lânii, mătăsii: a materialelor ce nu pot fi înălbite cu clor. Acest compus se formează conform reacției:



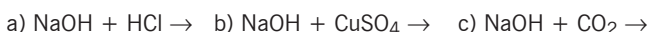
Caracterizează această reacție (indică tipul) după patru criterii diferite:

1. _____ 2. _____
3. _____ 4. _____

- III. Substanțele anorganice, pe care le întâlnim în viața cotidiană, pe lângă denumirile chimice, au și denumiri tehnice/triviale. Completează spațiile libere ale tabelului pentru substanțele propuse.

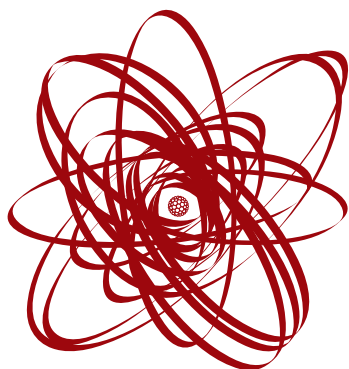
Clasa de compuși	Formula chimică	Denumirea substanței	Denumirea tehnică a substanței
	MgSO ₄		sare amară
		hidroxid de potasiu	potasă caustică
	AgNO ₃		piatra-iadului
oxid bazic		oxid de calciu	

- IV. Caracterizează proprietățile chimice generale ale bazelor alcaline după exemplul hidroxidului de sodiu. Completează ecuațiile reacțiilor cu formulele produșilor și coeficienții necesari:



- V. *Rezolvă problema.* Studiind reacțiile de interacțiune a metalelor cu acizii, elevii au plasat o monedă de 5 bani (constituită în mare parte din aluminiu) într-o eprubetă cu o soluție de acid clorhidric. Calculează cantitatea de substanță și volumul de hidrogen (c.n.) eliminat în urma reacției a aluminiului cu masa de 5,4 g cu acid clorhidric.

(2) Compoziția și structura atomului. Legea periodicității



După studierea unității de învățare, vei fi capabil/capabilă :

- să explici și să operezi cu noțiuni ce se referă la compoziția/structura atomului, la periodicitate, seriile genetice ale metalelor și nemetalelor ;
- să elaborezi și să aplici algoritmi de caracterizare a elementului chimic și a compușilor lui conform poziției în sistemul periodic ;
- să caracterizezi elementele chimice ținând cont de : *compoziția izotopilor, configurația electronică a atomilor și ionilor, seriile genetice ale metalelor și nemetalelor ;
- să aplici legea periodicității în argumentarea corelațiilor dintre tipul elementului, caracterul oxidului și hidroxidului acestui element și structura învelișului electronic al acestui element ;
- să elaborezi și să prezinți lucrări/scheme creative ce se referă la elementul chimic, fenomenul periodicității.



Henry Antoine Becquerel (1852-1908)

Fizician francez.

În 1896 a descoperit fenomenul radioactivității. Premiul Nobel pentru chimie (1903).

Găsiți în sistemul periodic elementele radioactive.

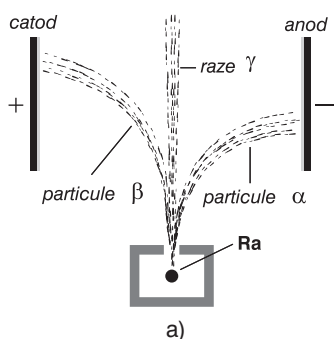


2.1. Atomul – parte constituantă a materiei. Compoziția și structura atomului

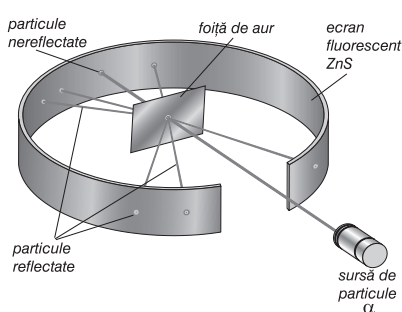
Cuvântul *atom*, în limba greacă, înseamnă „indivizibil”. Asumează așa a fost considerat atomul până la sfârșitul secolului al XIX-lea – începutul secolului al XX-lea, când fizicienii au demonstrat că acesta reprezintă un sistem complex.

În primul rând, a fost descoperit electronul – purtătorul celei mai mici sarcini negative. Sarcina electronului a fost considerată egală cu -1 , masa lui reprezentând $1/1840$ din masa atomului de hidrogen.

În 1896, savantul francez H. Becquerel descoperă că plăcile fotografice care au stat alături de o bucată de minereu de uraniu au fost luminate, deși erau înfășurate în hârtie neagră. Astfel a fost descoperit fenomenul *radioactivității*, care constă în emanarea spontană de raze invizibile. Uraniul și alte elemente care au proprietatea de a emana astfel de raze se numesc *radioactive*. În sistemul periodic, ele pot fi deosebite după parantezele pătrate în care este indicată valoarea masei lor atomice relative, de exemplu, radiul Ra [226,025]. Mai târziu, fizicienii au demonstrat că radiația radioactivă este neomogenă. De exemplu, radiația radiului (*fig. 2.1*) constă dintr-un flux de particule α cu masa 4 și sarcina $+2$, particule β (electroni) și raze γ , asemănătoare razelor röntgen, dar care pot penetra chiar și țesutul osos (motiv din care lucrul cu substanțele radioactive este foarte nociv).



a)



b)

Fig. 2.1.
a) Radiația radiului într-un câmp electric;
b) Schema experienței lui Rutherford

Astfel s-a descoperit că atomul este întotdeauna neutru din punct de vedere electric, deoarece în compoziția lui intră atât particule pozitive, cât și negative.

Cum sunt aranjate aceste particule în atom?

În 1911, fizicianul englez E. Rutherford a propus modelul nuclear (numit și *planetar*) al atomului (*fig. 2.2*): ato-



Lucrul cu substanțele radioactive este foarte nociv.

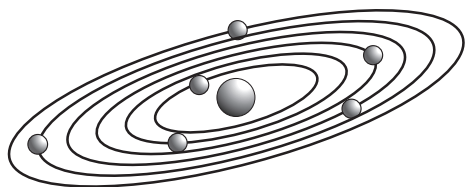
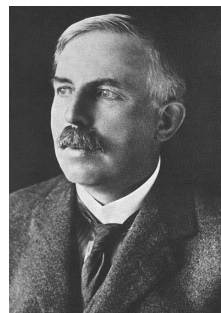


Fig. 2.2. Modelul planetar al atomului

mul este constituit dintr-un nucleu și din electroni, care se învârt în jurul lui, asemeni planetelor în jurul Soarelui, formând așa-numitul *înveliș electronic al atomului*.

Nucleul atomului are sarcina pozitivă Z egală cu numărul atomic (de ordine) al elementului în sistemul periodic. Masa atomului este concentrată în nucleu. Pentru calcule elementare, masa nucleului se consideră egală cu masa atomică relativă (A_r), rotunjită până la cifre întregi. De exemplu, heliul He are numărul atomic 2, sarcina nucleului $Z=+2$, masa atomului (nucleului) 4 și se notează:

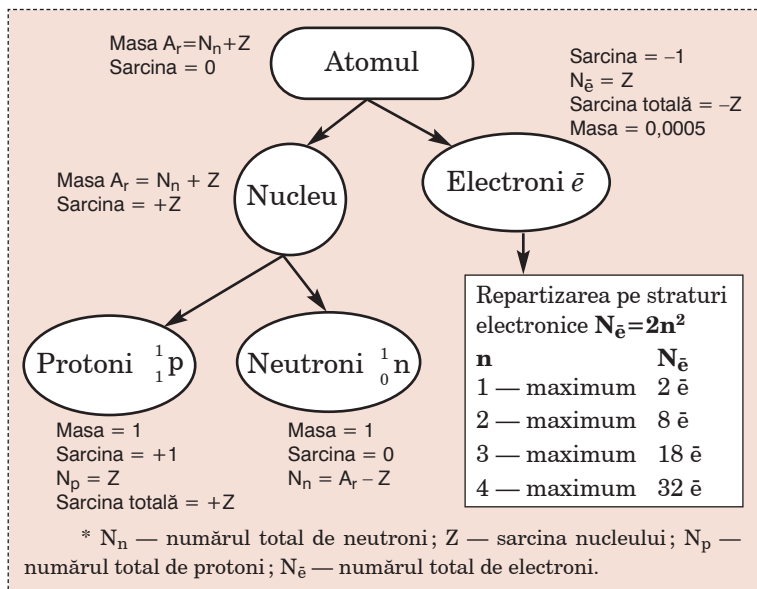


Ernest Rutherford (1871–1937)

Fizician englez. În 1911 a demonstrat existența nucleului încărcat pozitiv al atomului. A realizat prima reacție nucleară (1919) și a descoperit familiile elementelor radioactive. Premiul Nobel pentru chimie (1908).

Structura atomului

Schema 2.1



Alcătuiește o altă schemă care să reprezinte structura atomului.

Nucleul este compus din protoni și neutroni.

Protonul este particula cu masa egală cu 1 și sarcina +1. Evident, sarcina nucleului corespunde cu numărul protonilor. De exemplu, sarcina nucleului de heliu este egală cu 2, întrucât în atomul lui sunt doi protoni.



Sarcina nucleului unui atom este egală cu numărul atomic al elementului în sistemul periodic.



Francis William Aston (1877–1945)

Fizician englez.

A descoperit, cu ajutorul unui spectrometru, numeroși izotopi. Premiul Nobel pentru chimie (1922).

Neutronul este particula neutră cu masa egală cu 1. Masa totală a neutronilor și numărul lor (N_n) pot fi calculate după diferența: $N_n = A_r - Z$. De exemplu, în atomul de heliu sunt doi neutroni: $N_n = 4 - 2 = 2$.

***Izotopii.** Numărul de neutroni poate fi diferit în atomii unui și acelui element. Astfel, atomii pot avea aceeași sarcină a nucleului, dar masă atomică diferită. Acești atomi se numesc *izotopi* (fig. 2.3, 2.4) și au fost descoperiți de către fizicianul englez F. Aston în 1919. El a stabilit că masa relativă a fiecărui atom se exprimă prin numere întregi. De exemplu, sunt cunoscuți izotopii carbonului $^{12}_6\text{C}$ și $^{13}_6\text{C}$, cu sarcina nucleului egală cu +6 și cu masele atomice relative 12 (6 protoni și 6 neutroni) și 13 (6 protoni și 7 neutroni).

Valoarea medie a masei atomice relative a carbonului se calculează luând în considerare conținutul izotopilor acestuia în natură.

De exemplu, în natură, izotopului $^{12}_6\text{C}$ îi revin 98,9%, iar izotopului $^{13}_6\text{C}$ — 1,1% din numărul tuturor atomilor de carbon.

Dacă se vor lua arbitrar 1000 de atomi de carbon, 989 din ei vor avea masa relativă 12, iar 11 masa relativă 13. Valoarea medie a masei atomice relative a carbonului este egală cu:

$$A_r(\text{C}) = \frac{12 \cdot 989 + 13 \cdot 11}{1000} = 12,011$$

Astfel, valoarea fracționară a masei atomice relative a elementelor se datorează prezenței izotopilor la fiecare din ele.

De exemplu, din șirul ce urmează: $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{39}_{19}\text{K}$; $^{38}_{18}\text{Ar}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{36}_{18}\text{Ar}$; $^{41}_{19}\text{K}$ pot fi selectați izotopii argonului $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{38}_{18}\text{Ar}$; $^{36}_{18}\text{Ar}$ și izotopii potasiului $^{39}_{19}\text{K}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{41}_{19}\text{K}$.

Acum, când știm despre existența izotopilor, putem formula definiția elementului chimic:

Elementul chimic reprezintă totalitatea atomilor cu aceeași sarcină a nucleului.

Electronul (notat prin e) reprezintă particula cu sarcina -1 și masa egală cu $1/1840$ din masa protonului.

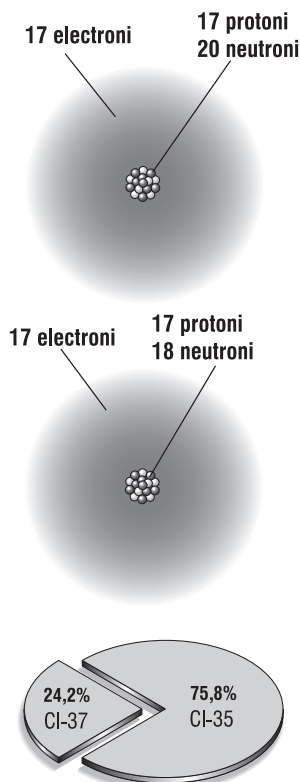
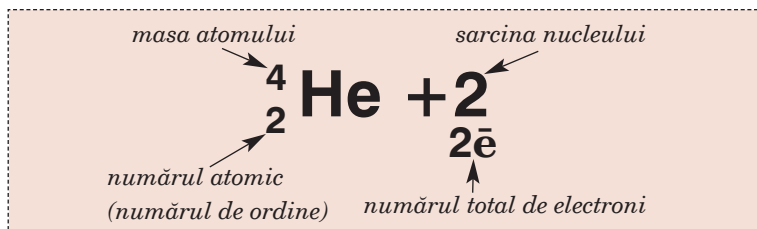


Fig. 2.3. Izotopii clorului

Atomul este electric neutru, de aceea numărul total de electroni (N_e) în atom este egal cu sarcina nucleului (Z) sau cu numărul atomic în sistemul periodic. Prin urmare, în atomul de heliu sunt doi electroni:



Analizați schema alăturată conform componentelor sale.

Cum sunt repartizați electronii în atom ?

Cercetările fizicienilor au arătat că electronii nu se rotesc pur și simplu în jurul nucleului, mișcarea lor fiind foarte diferită și complicată. Se poate afirma însă că electronii în atom gravitează în jurul nucleului dispuși pe straturi electronice.

În același strat, electronii posedă o energie apropiată ca valoare. De aceea, el mai este numit *nivel energetic*. Numărul total de electroni pe nivelul cu numărul n este egal cu $2n^2$. În consecință, pe primul nivel se pot găsi maximum 2 electroni ($2 \cdot 1^2$), pe al doilea — 8 electroni ($2 \cdot 2^2$), pe al treilea — 18 electroni ($2 \cdot 3^2$):

nivelul 1 — 2 e^-
 nivelul 2 — 8 e^-
 nivelul 3 — 18 e^-

Primul nivel este cel mai apropiat de nucleu. Cu cât numărul nivelului este mai mare, cu atât el este mai îndepărtat de nucleu și cu atât electronii sunt atrași mai slab de acesta.

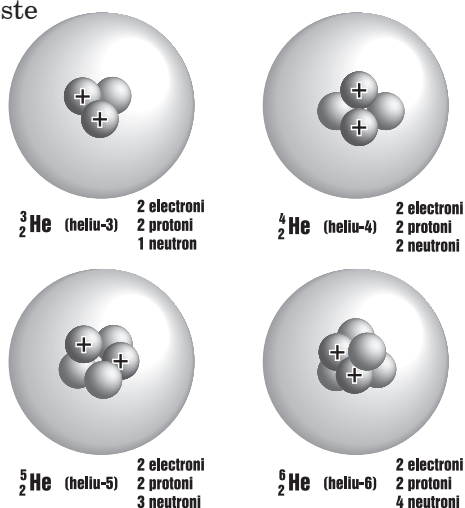
Comparați noțiunile de strat electronic și nivel energetic.



Cu cât numărul nivelului energetic este mai mare, cu atât el este mai îndepărtat de nucleu și cu atât electronii sunt atrași mai slab de acesta.

Fig. 2.4. Izotopii heliului.
 Compoziția celor patru izotopi ai heliului

Atomii de heliu conțin 2 protoni (evident, și 2 electroni), însă numărul neutronilor poate fi diferit. În natură, majoritatea atomilor de heliu au câte 2 neutroni (heliu-4) și mai rar unul. Într-un singur caz dintr-un milion se pot afla atomi de heliu cu un singur neutron (heliu-3). Alți izotopi ai heliului — heliu-5, heliu-6 și heliu-8 — sunt instabili și pot fi identificați pentru un timp foarte scurt în reacțiile nucleare. În desenul alăturat, dimensiunile nucleelor de heliu sunt mărite de zeci de mii de ori. Dacă atomii ar arăta așa ca în desen, diametrul lor ar atinge aproximativ 0,5 km.





Maraton spre cunoștințe

Folosind promețiul, un element radioactiv, s-au putut crea baterii atomice minuscule, de dimensiunile unei piuneze, capabile să furnizeze energie electrică timp de 5 ani.

Există elemente chimice care se găsesc în cantități deosebit de mici pe Pământ. Ele au fost numite *elemente-fantomă*. Geochimiștii au stabilit că în scoarța terestră sunt 9600 t de poloniu, 260 t de radiu, 100 t de protactiniu (elemente considerate rare) și doar 69 mg de astatiniu (un element-fantomă)!

EVALUARE

1. Numește părțile componente ale atomului, indică sarcinile și denumirile lor.
2. Caracterizează: a) protonul; b) neutronul; c) electronul.
3. Notează, cu ajutorul simbolurilor: a) doi protoni; b) doi electroni; c) doi neutroni. Modifică cifrele după dorință.
- *4. Formulează definiția izotopilor.
5. Ce este elementul chimic?
6. Calculează numărul protonilor și al neutronilor pentru elementele:
 - a) cu numerele atomice 6, 11, 20;
 - b) cu sarcina nucleului +8, +17, +19, +35;
 - c) Li, P, Cu, K.
- *7. Prin ce se deosebesc atomii de mai jos:

$${}_{18}^{40}\text{Ar}; {}_{19}^{41}\text{K}; {}_{18}^{38}\text{Ar}; {}_{19}^{40}\text{K}; {}_{18}^{36}\text{Ar}; {}_{19}^{39}\text{K?}$$
 Alege izotopii.
- *8. Din șirul de izotopi ${}_{20}^{40}\text{X}; {}_{19}^{41}\text{X}; {}_{18}^{40}\text{X}; {}_{19}^{40}\text{X}; {}_{18}^{36}\text{X}; {}_{20}^{42}\text{X}$, alege atomii aceluiași element. Numește elementele.
9. Stabilește câți electroni se găsesc în fiecare din atomii elementelor:
 - a) cu sarcina nucleului +1, +6, +7, +15;
 - b) cu numerele atomice: I) 3, 12, 16, 35;
II) 9, 26, 29, 34;
 - c) F, Cl, Br, I.
- *10. Calculează numărul protonilor și al neutronilor în nucleul fiecărui izotop și masa atomică relativă medie, dacă partea de masă a fiecărui izotop din numărul total de atomi ai elementului în natură reprezintă:

$${}^{36}\text{Ar} - 0,337\%; {}^{38}\text{Ar} - 0,063\%; {}^{40}\text{Ar} - 99,6\%;$$

$${}^{39}\text{K} - 93,1\%; {}^{40}\text{K} - 0,02\%; {}^{41}\text{K} - 6,88\%.$$
 Folosind calculele, explică de ce argonul se găsește înaintea potasiului în sistemul periodic.
11. Clasifică toate particulele care intră în componența atomului în funcție de: a) sarcină; b) masă.

*12. Alege răspunsul corect.

Izotopii unui element se deosebesc după:

- a) numărul atomic;
- b) numărul neutronilor;
- c) numărul electronilor;
- d) numărul protonilor.

*13. Determină elementul:

Elementul	Numărul protonilor	Numărul neutronilor	Numărul electronilor
(1)...	1	0	1
(2)...	1	1	1
(3)...	9	10	9
(4)...	16	18	16

Alcătuiește un alt exercițiu de același tip.

*2.2. Structura învelișurilor electronice

Pentru studiul chimiei, este foarte important să înțelegem cum sunt repartizați electronii în atom. Anume electronii stau la baza formării legăturilor chimice între atomii unei substanțe.

Să examinăm mai detaliat starea electronilor în atom.

1. Electronii sunt dispuși, în jurul nucleului, pe niveluri energetice (electronice). Numărul nivelurilor este egal cu numărul perioadei în care se află elementul respectiv.

2. În cadrul nivelului, energia electronilor diferă în oarecare măsură, de aceea nivelul energetic se împarte în subniveluri:

Primul nivel conține un subnivel (*s*);

Al doilea nivel conține două subniveluri (*s* și *p*);

Al treilea nivel conține trei subniveluri (*s*, *p* și *d*).



Învelișul electronic al atomului este format din totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului.



Apelând la sistemul periodic, stabilești numărul nivelurilor energetice în atomii de Na, Fe, Cu, S.

Niveluri energetice posibile în atom

Numărul nivelului energetic	1	2	3	4	5	6	7
Simbolul nivelului energetic	K	L	M	N	O	P	Q

crește valoarea energiei electronilor

Observăm că **numărul subnivelurilor este egal cu numărul nivelului**. Prin urmare, primul nivel se poate scrie ca **1s**, al doilea — ca **2s2p**, iar al treilea — ca **3s3p3d**.



Numărul nivelurilor energetice este egal cu numărul perioadei în care se află elementul în sistemul periodic. Numărul subnivelurilor este egal cu numărul nivelului energetic.

Energia subnivelului **2p** este mai mare decât cea a subnivelului **2s**, energia **3p** este mai mare decât **3s**, iar energia **3d** este mai mare decât **3p**.

3. Fiecare subnivel se compune, la rândul său, din celule energetice:

pe subnivelul **s** există o celulă energetică ☐

pe subnivelul **p** există 3 celule energetice ☐☐☐

pe subnivelul **d** există 5 celule energetice ☐☐☐☐☐

În diferite celule energetice, electronii au energii diferite.

Este important să rețineți că electronii au, în același timp, proprietăți de particulă și de undă. Imaginar, ei sunt „împrăștiați” în spațiul din jurul nucleului și formează un nor electronic cu margini difuze (fig. 2.5).

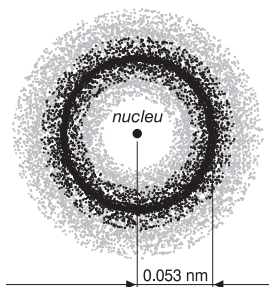


Fig. 2.5. Forma norului electronic (orbitalului) în atomul de hidrogen

Spațiul din jurul nucleului în care electronii se pot găsi cu cea mai mare probabilitate se numește *orbital* sau *nor electronic*.

„Celulă energetică” și „orbital” sunt două denumiri diferite pentru una și aceeași noțiune – *starea electronului în atom*.

Orbitalii au o anumită formă și orientare în spațiu: orbitalul de tip **s** este sferic (fig. 2.6). Se poate afirma că pe subnivelul **s** se află un singur orbital sferic de tip **s**.

Orbitalul de tip **p** are forma unui opt alungit (fig. 2.7).

Pe subnivelul **p** se află trei orbitali, dispuși sub un unghi de 90° de-a lungul a trei axe de coordonate, notate prin p_x , p_y , p_z (fig. 2.8).

Comparați și descrieți forma norilor electronici reprezentați în fig. 2.6, 2.7.

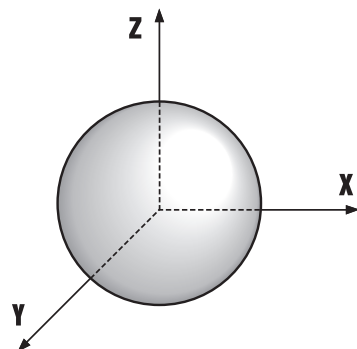


Fig. 2.6. Forma norului electronic (orbitalului) de tip **s** și amplasarea lui în spațiu

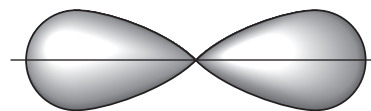


Fig. 2.7. Forma norului electronic (orbitalului) de tip **p**

Forma orbitalilor de tip **d** este mai complicată și nu se studiază în cursul liceal. Menționăm doar că numărul orbitalilor **d** este egal cu 5. Observați că numărul orbitalilor este impar:

s — un orbital ☐

p — 3 orbitali ☐☐☐

d — 5 orbitali ☐☐☐☐☐

Să generalizăm:

nivelul 1 **1s** ☐

nivelul 2 **2s** ☐ **2p** ☐☐☐

nivelul 3 **3s** ☐ **3p** ☐☐☐ **3d** ☐☐☐☐☐

În continuare, dacă am ști câți electroni se pot găsi pe un orbital, am calcula numărul maxim de electroni care pot aparține fiecărui nivel și subnivel.

Fizicienii au stabilit că fiecare orbital poate conține cel mult 2 electroni. Unul din ei se rotește în jurul axei sale într-o anumită direcție ($\uparrow$), iar altul se mișcă în direcție opusă ($\downarrow$). Pe un orbital pot fi doi electroni cu „spinii” opuși (în limba engleză, *spin* înseamnă „titirez”). Acest orbital este reprezentat grafic astfel: $\uparrow\downarrow$ (fig. 2.9).

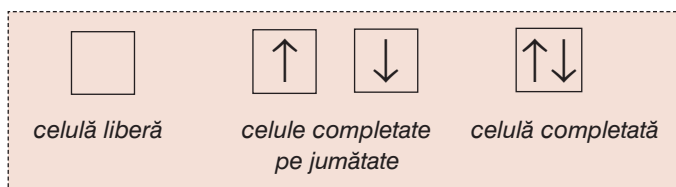


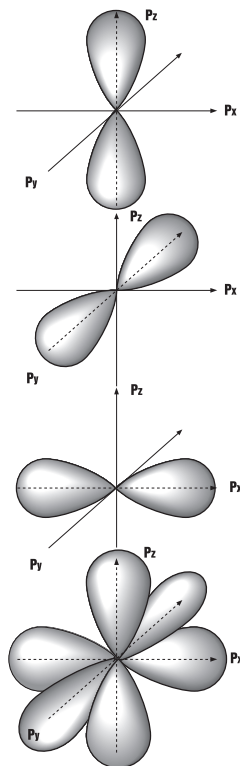
Fig. 2.9. Reprezentarea grafică a celulelor energetice (orbitali)

Prin urmare, pe subnivelul **s** se pot găsi 2 electroni $\uparrow\downarrow$; pe subnivelul **p** — 6 electroni $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$; pe subnivelul **d** — 10 electroni $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$.

Să notăm repartizarea completă a electronilor pe niveluri, subniveluri și orbitali.

$1s^2$ $\uparrow\downarrow$ se citește „unu-se-doi” și arată că pe orbitalul **s** al subnivelului **s** al primului nivel sunt 2 electroni (fig. 2.10).

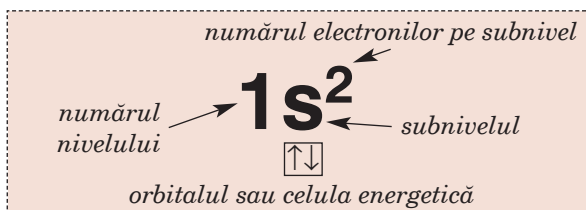
Fig. 2.8. Forma orbitalilor de tip **p** și amplasarea lor în spațiu



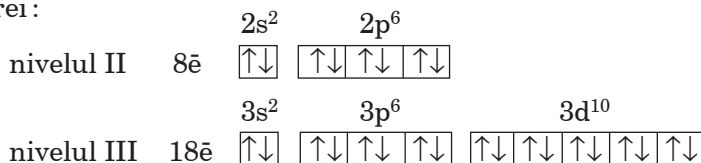
Numărul orbitalilor pe subnivel este întotdeauna impar:

s — 1 **p** — 3 **d** — 5

Pe fiecare orbital se pot afla cel mult doi electroni.



Scriem configurațiile electronice pentru nivelurile doi și trei:



Pe nivelul 4 se pot găsi cel mult $32\bar{e}$ ($2 \cdot 4^2$) electroni, repartizați pe 4 subniveleuri: **4s**, **4p**, **4d**, **4f**, având pe subniveleul **4f** șapte orbitali. Configurația electronică a nivelului 4 este: **$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$** .

M Maraton spre cunoștințe

S-a constatat că pe Pământ există, în cantități considerabile, 89 de elemente chimice. Acestea sunt elementele cu numerele de ordine 1-92 din sistemul periodic (exceptând numerele 43, 85 și 87). Celelalte elemente se află în cantități foarte mici sau sunt obținute pe cale artificială în proporții infime.

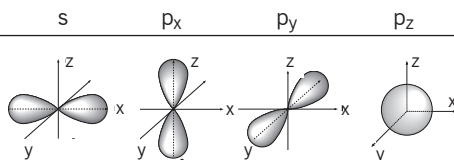
1. Stabilește corespondența dintre numărul nivelului și numărul sub-nivelurilor acestuia:

Nivelul	Subnivelul
I	s, p doi
II	s, p, d, f patru
III	s, p, d trei
IV	s unu

2. Găsește corespondența dintre subnivel și numărul celulelor energetice (orbitalilor) aflate pe acesta:

Subnivelul	s	p	d
Celule energetice	☐	☐	☐

- 3.** Stabilește legătura dintre notarea orbitalilor (norul electronic), forma și amplasarea lor în spațiu:

Notarea**orbitalului****Forma****orbitalului
și amplasarea
lui în spațiu**

4. Completează orbitalii liberi (celulele libere) cu electroni

1s	2s	2p	3s	3p	3d
☐	☐	☐ ☐ ☐	☐	☐ ☐ ☐	☐ ☐ ☐ ☐ ☐

în așa fel încât pe fiecare subnivel să fie mai întâi câte un electron în fiecare celulă ($\uparrow$), apoi mai adaugă câte unul ($\downarrow$). Scrie configurațiile electronice. Trage concluzii:

- Câți electroni se află pe fiecare orbital (celulă)?
 - Care este numărul maxim de electroni care se poate afla pe fiecare subnivel?
 - Câți electroni pot fi pe nivelurile 1, 2, 3?
5. Citește configurațiile electronice:
 $1s^2$; $3p^6$; $2s^2$; $2p^6$; $3d^{10}$; $4s^2$; $4p^6$; $4d^{10}$.
6. Alege răspunsul corect. Numărul electronilor în atom este egal cu:
 a) numărul protonilor; b) numărul neutronilor; c) sarcina nucleului.
7. La arderea metalului cu masa 3,92 g care este situat în grupa a II-a în sistemul periodic, se formează un oxid cu masa 4,48 g. Determină metalul.
8. O substanță gazoasă necunoscută, mai grea decât aerul, cu masa de 3,4 g, a fost arsă în oxigen. Ca rezultat, s-au format 1,8 g de apă și 6,4 g de oxid de sulf (IV). Determină formula substanței.

EVALUARE

2.3. Repartizarea pe niveluri energetice a electronilor în atomii elementelor din perioadele I-IV

Am luat deja cunoștință de învelișul electronic al atomului. Știm că electronii sunt repartizați pe niveluri energetice la capacitate maximă: 2 electroni pe primul nivel, 8 electroni pe nivelul al doilea, 18 electroni pe nivelul al treilea. Să examinăm structura învelișurilor electronice ale atomilor elementelor din sistemul periodic.

În *tabelul 2.1* (p. 51) este prezentată repartizarea electronilor în atomii elementelor din perioadele I-IV ale sistemului periodic.

Să formulăm câteva legități:

1. Numărul nivelurilor energetice în atomi este egal cu numărul perioadei.

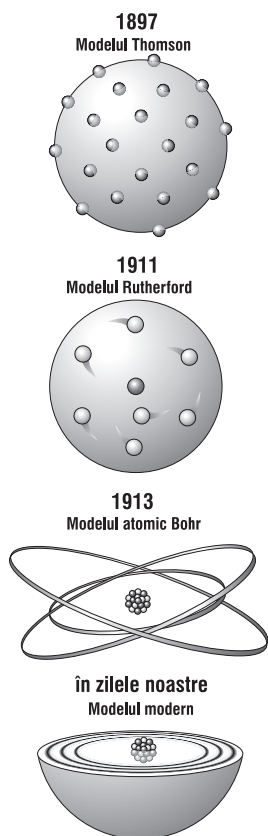


Fig. 2.11. Modele de atomi

Explicați de ce în prima perioadă sunt doar două elemente, în perioada a II-a – opt elemente, iar în perioada a III-a – 18 elemente (vezi tabelul 2.1).

Astfel, elementele din perioada I au în învelișul electronic un singur nivel energetic — nivelul I, pe care se pot afla cel mult doi electroni. Prin urmare, în perioada I pot fi doar două elemente: hidrogenul 1. H $+1$) și heliul 2. He $+2$).

$1e$ $2e$

Elementele din perioada a II-a au două niveluri energetice. Pe primul nivel se găsesc doi electroni, iar al doilea se completează cu câte un electron, de la 1 până la 8, deoarece de la un element la altul sarcina nucleului crește cu +1. Completarea nivelului al doilea începe cu litiul 3. Li $+3$) și se termină cu neonul 10. Ne $+10$) (tabelul 2.1).

$2e$ $1e$

$2e$ $8e$

Perioada a II-a cuprinde doar opt elemente, deoarece capacitatea maximă a acestui nivel este de opt electroni. Heliul și neonul sunt gaze inerte, care nu formează compuși chimici. Prin urmare, învelișul electronic din opt electroni are o stabilitate înaltă pentru toate nivelele, începând cu al doilea.

Din acest motiv, se pare, perioada a III-a, unde elementele își completează nivelul 3, pe care se pot găsi cel mult 18 electroni, conține doar opt elemente. Perioada a III-a începe cu sodiul Na $+11$)) și se termină cu argonul Ar $+18$)) , al cărui ultim nivel conține opt electroni.

$2e$ $8e$ $1e$

$2e$ $8e$ $8e$

Atomii elementelor din perioada a IV-a au câte patru niveluri energetice. Electronii potasiului 19. K $+19$))) și ai calciului 20. Ca $+20$)))) trec și pe nivelul 4, deși nivelul

$2e$ $8e$ $8e$ $1e$

$2e$ $8e$ $8e$ $2e$

3 este incomplet.

În acest caz, nivelul 3 rămâne cu 8 electroni, iar nivelul 4 a fost completat cu 2 electroni. La următoarele 10 elemente, de la scandiu Sc $+21$)))) până la zinc Zn $+30$)))) , are

$2e$ $8e$ $9e$ $2e$

$2e$ $8e$ $18e$ $2e$

loc completarea nivelului 3 până la 18 electroni (tabelul 2.1). La aceste zece elemente, numărul electronilor pe nivelul exterior este egal cu 2^a , iar pe penultimul — de la 9 până la 18. Observați că elementul cupru Cu $+29$))) are pe

$2e$ $8e$ $18e$ $1e$

nivelul IV, exterior, un singur electron, iar al doilea electron parcă „s-a prăbușit” pe nivelul 3, completându-l „de urgență” până la 18 electroni. După zinc, începând cu galiul Ga $+31$))) , are loc completarea nivelului 4, exterior.

$2e$ $8e$ $18e$ $3e$

^a Abaterile de la această legătură nu se examinează la etapa liceală.

Tabelul 2.1. Repartizarea electronilor pe niveluri energetice în atomii elementelor din perioadele I-IV ale sistemului periodic

PERIOADE	GRUPE									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1 H +1 1							2 He +2 2		
II	3 Li +3 2 1	4 Be +4 2 2	5 B +5 2 3	6 C +6 2 4	7 N +7 2 5	8 O +8 2 6	9 F +9 2 7	10 Ne +10 2 8		
III	11 Na +11 2 8 1	12 Mg +12 2 8 2	13 Al +13 2 8 3	14 Si +14 2 8 4	15 P +15 2 8 5	16 S +16 2 8 6	17 Cl +17 2 8 7	18 Ar +18 2 8 8		
IV	19 K +19 2 8 1	20 Ca +20 2 8 2	21 Sc +21 2 8 9 2	22 Ti +22 2 8 10 2	23 V +23 2 8 11 2	24 Cr +24 2 8 13 1	25 Mn +25 2 8 13 2	26 Fe +26 2 8 14 2	27 Co +27 2 8 15 2	28 Ni +28 2 8 16 2
	29 Cu +29 2 8 18 1	30 Zn +30 2 8 18 2	31 Ga +31 2 8 18 3	32 Ge +32 2 8 18 4	33 As +33 2 8 18 5	34 Se +34 2 8 18 6	35 Br +35 2 8 18 7	36 Kr +36 2 8 18 8		

Pe nivelul 4 se pot afla cel mult 32 de electroni ($2 \cdot 4^2$).

Ați observat, probabil, legătura: *pe nivelul exterior al unui atom nu pot fi mai mult de opt electroni!*

Într-adevăr, de la galiu la kripton, are loc completarea nivelului 4 numai până la opt electroni (tabelul 2.1). Celelalte legități rezultă din repartizarea electronilor pe niveluri energetice examinată până acum.

Câți electroni credeți că are ultimul element din perioada a IV-a, kriptonul, ce manifestă proprietățile unui gaz inert?

2. Numărul electronilor pe nivelul exterior la atomii elementelor din subgrupele principale este egal cu numărul grupei.

Metalele alcaline Li, Na, K fac parte din subgrupa principală a grupei I și au, pe ultimul nivel, un electron, precedat de un înveliș de doi sau opt electroni al gazului inert cel mai apropiat.



Pe nivelul exterior al unui atom nu pot fi mai mult de opt electroni.



Maraton spre cunoștințe

Simbolurile K și L prin care se reprezintă primele niveluri energetice ale electronilor au fost introduse de chimistul englez C.G. Barkla, care le-a luat chiar din numele său. Celelalte niveluri au fost notate cu literele care urmau în alfabet: M, N, O, P, Q.

1. Stabilește corespondența dintre numărul nivelului energetic și numărul maxim de electroni pe el:

Numărul nivelului	Numărul maxim de electroni
1	8
2	18
3	2
4	8
exterior	32

2. Alege variantele corecte.

2.1. Numărul total de electroni în atom este egal cu:

- a) sarcina nucleului; c) numărul protonilor;
b) numărul neutronilor; d) numărul grupei.

2.2. La elementele din subgrupele principale, numărul electronilor pe nivelul energetic exterior este egal cu:

- a) numărul perioadei; c) numărul atomic;
b) numărul grupei; d) masa atomică relativă a elementului.

2.3. La elementele din subgrupele secundare, numărul electronilor pe nivelul energetic exterior este egal cu:

- a) opt; c) doi;
b) numărul grupei; d) sarcina nucleului.

2.4. Valența maximă pentru elementele grupei a VI-a este egală cu:

- a) numărul grupei; c) șase; e) unu.
b) numărul perioadei; d) doi;

3. Reprezintă schemele electronice pentru atomii elementelor: din perioada a IV-a, din subgrupa principală a grupei a VII-a.

2.4. Valențele și gradele de oxidare posibile. *Configurațiile electronice ale atomilor elementelor din perioadele I-IV

Să ne amintim că la formarea moleculelor de substanță, atomii elementelor se combină pe baza interacțiunii electronilor de valență.

Valența superioară este egală cu numărul grupei, excepție făcând doar oxigenul (II), fluorul (I) și azotul din subgrupele principale.

EVALUARE

La atomii elementelor din subgrupele secundare, numărul electronilor exteriori este egal, de regulă, cu doi și doar rareori cu unu.

Electronii de valență rămași se repartizează pe penultimul nivel, iar valența superioară coincide cu numărul grupei, ca și la elementele din subgrupele principale.

Valența superioară a cromului, aflat în subgrupa secundară a grupei a VI-a, este, ca și cea a sulfului, egală cu 6, iar gradul de oxidare — cu +6 (de exemplu, CrO_3).

Prin urmare, valența și gradul de oxidare ale elementelor se schimbă periodic, adică peste un anumit număr de elemente se repetă aceleași valori ale gradelor de oxidare și ale valenței. De exemplu, pentru halogeni — elemente din subgrupa principală a grupei a VII-a (fluorul, clorul, bromul) — se repetă: valența față de hidrogen — 1 și gradul de oxidare inferior -1; pe nivelul exterior, halogenii au câte șapte electroni. Valența inferioară (față de hidrogen) la nemetale poate fi determinată ca diferența dintre cifra opt și numărul grupei. De exemplu, la sulf, un element din subgrupa principală a grupei a VI-a, valența superioară este egală cu 6, iar cea inferioară ($8 - 6$) — cu 2.

Formele compușilor hidrogenați se repetă, de asemenea, periodic: HF, HCl, HBr, HI. Prin urmare, cauza periodicității rezidă în structura asemănătoare a învelișurilor electronice.

Să comparăm metalele alcaline și subgrupa cuprului:

Li (+3))) 2ē 1ē Na (+11)))) 2ē 8ē 1ē K (+19))))) 2ē 8ē 8ē 1ē	Cu (+29))))) 2ē 8ē 18ē 1ē Ag (+47)))))) 2ē 8ē 18ē 18ē 1ē
---	--

La metalele alcaline, structura nivelului exterior (1ē) și a penultimului nivel (8ē) este asemănătoare, de aceea proprietățile lor se aseamănă și se repetă periodic (de exemplu, valența 1 și gradul de oxidare +1). Deosebiri mici ce apar între ele se datorează numărului diferit de niveluri energetice.

Cuprul, un metal din subgrupa secundară, manifestă proprietăți asemănătoare cu cele ale metalelor alcaline



Valența și gradul de oxidare ale elementelor chimice se schimbă periodic.



Rețineți cauza schimbării periodice a proprietăților elementelor.

Comparați proprietățile cuprului și ale potasiului, găsiți asemănările și explicați deosebirile dintre aceste două elemente.

(numai grad de oxidare +1, oxid de cupru (I) etc.). Această afirmație este corectă, deoarece cuprul are pe ultimul nivel un singur electron. Anume din acest motiv Mendeleev a plasat cuprul în aceeași grupă cu metalele alcaline. Deosebirile mari dintre cupru și metalele alcaline se explică prin structura diferită a penultimului nivel, ce conține 18 electroni.

Prin urmare, repartizarea electronilor pe niveluri determină proprietățile elementelor și repetarea lor periodică.

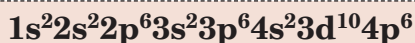
Să examinăm ce valențe posibile pot manifesta atomii elementelor chimice.

Amintiți-vă care este numărul maxim de electroni ce se poate afla pe fiecare nivel (a se vedea paragraful 2.1).

*Știm care este numărul maxim de electroni care se poate afla pe fiecare nivel, subnivel și orbital (celulă energetică). Nu știm însă care este legătura dintre repartizarea electronilor pe niveluri și capacitatea maximă a nivelurilor. Astfel, pentru potasiu, ultimul nivel este al patrulea, în timp ce al treilea nivel a rămas incomplet: $K +19 \left. \begin{array}{c}) \\) \\) \end{array} \right\} \begin{array}{c} 2\bar{e} \\ 8\bar{e} \\ 8\bar{e} \\ 1\bar{e} \end{array}$.

Prin urmare, la completarea subnivelurilor, trebuie să se respecte o anumită ordine.

Repartizarea electronilor pe subniveluri are loc în următoarea consecutivitate:



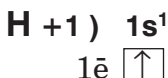
pe măsură ce energia orbitalilor crește (fig. 2.12).

Mai întâi se completează subnivelul $1s$ până la starea $1s^2$ la cele două elemente ale perioadei I.

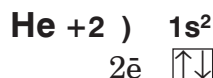


H, He sunt elemente s.

1.



2.



Deoarece nivelul 1 (subnivelul s) nu poate conține mai mult de 2 electroni, în perioada I se află doar două elemente.

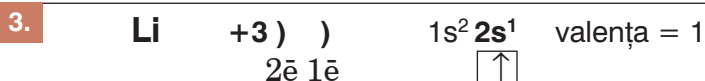


Valența posibilă a unui element este egală cu numărul electronilor necuplați.

Valența posibilă a unui element poate fi stabilită după numărul de electroni necuplați.

Astfel, valența hidrogenului H este egală cu 1, iar heliul He, neavând electroni necuplați, nu formează compuși chimici.

Pentru elementele din perioada a II-a, subnivelul $1s^2$ este completat și are loc completarea subnivelului $2s$ până la starea $2s^2$, după care se completează subnivelul $2p$ până la starea $2p^6$.



*Li, Be sunt
elemente s.*

În configurațiile electronice, vom evidenția subnivelul de valență (în cazul dat $2s^1$). Electronii de valență se găsesc pe nivelul exterior.

Elementele la care are loc completarea subnivelului s se numesc elemente s.



Pentru a explica existența valenței 2 la beriliu Be, se admite faptul că în stare de excitație (marcată printr-un asterisc plasat înaintea simbolului chimic), are loc decuplarea electronilor de valență, dacă există orbitali liberi pe nivelul dat.

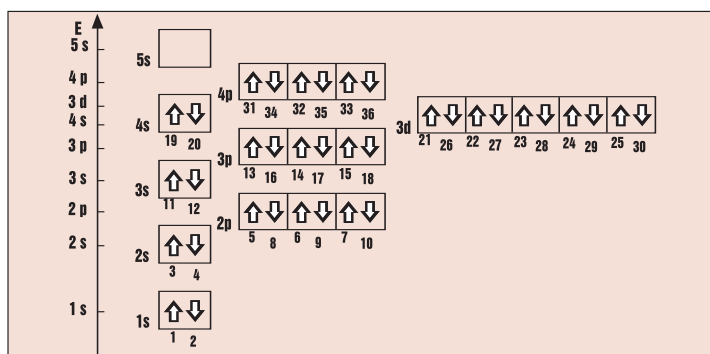
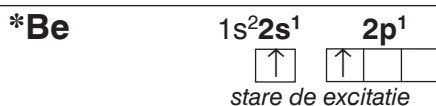
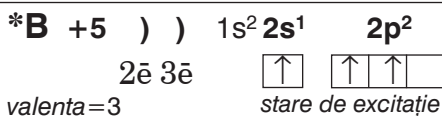
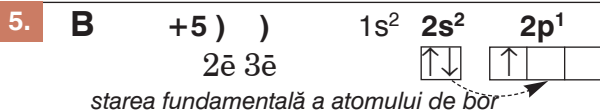


Fig. 2.12. Ordinea completării orbitalilor la atomii elementelor din perioadele I-IV (E — energia orbitalilor)



Doi electroni necuplați determină valența posibilă 2.

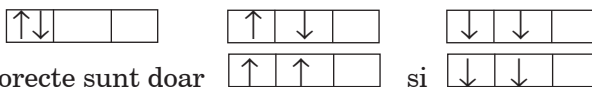
Beriliul dispune de orbitali de tip $2p$ liberi, de aceea un electron din starea $2s^2$ trece pe $2p$.



*Starea de excitație
a atomului este
marcată printr-un
asterisc plasat înaintea
simbolului chimic.*

În stare de excitație, electronii de valență ai borului se decuplează; un electron trece pe orbitalul $2p$ liber (vezi săgeata punctată).

Cei doi electroni de pe subnivelul $2p$ pot fi repartizați diferit:



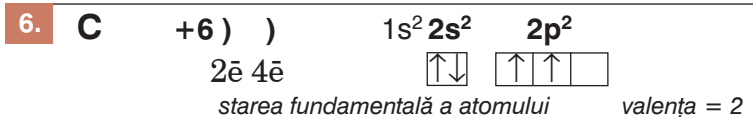
Cum se face corect completarea cu electroni?

Se poate utiliza „regula autobuzului (troleibuzului)”: doi pasageri necunoscuți care urcă într-un autobuz gol vor ocupa locuri separate, ba chiar de lângă geam!

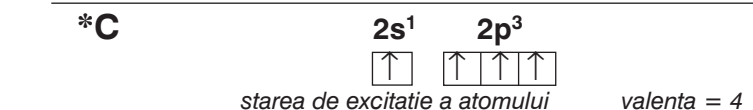
La fel și electronii: pe un subnivel liber, ei ocupă orbitali diferiți și au „spinii” orientați în același sens.

La elementul următor – carbonul –, continuă completarea subnivelului $2p$.

Elementele al căror subnivel p se completează cu electroni se numesc *elemente p* .



Valența carbonului este egală cu 2, ca, de exemplu, în
 II II
 oxidul de carbon (II) CO.

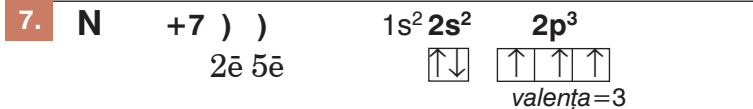


În cazul dat, valența carbonului este egală cu 4 datorită celor patru electroni necuplați.

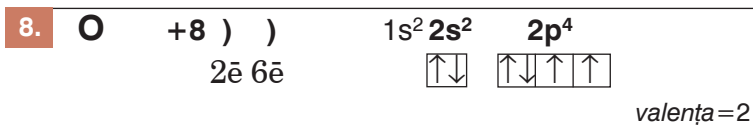
Valența variabilă a carbonului se datorează decuplării electronilor.



*B, C, N, O, F, Ne
sunt elemente p .*



Azotul N nu are posibilități de decuplare, de aceea nu poate avea valența 5.

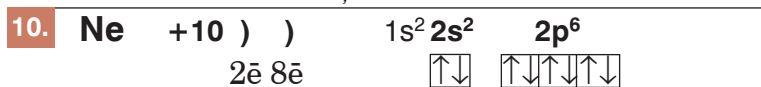
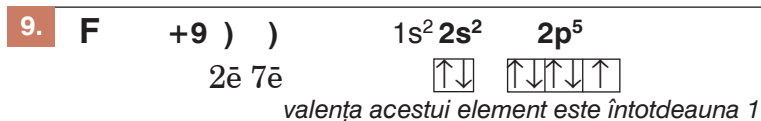


Observați valența variabilă a carbonului. Prin ce se explică variabilitatea valenței?

Electronul al patrulea formează un cuplu pe orbitalul p . Cei doi electroni necuplați ai oxigenului O determină valența 2 a acestuia. Întrucât pe nivelul doi nu există subniveleluri necompletate, nu este posibilă nici decuplarea electronilor. De aceea, valența „doi” pentru oxigen este constantă.

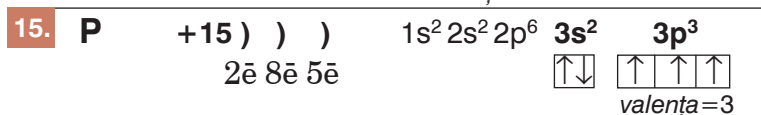
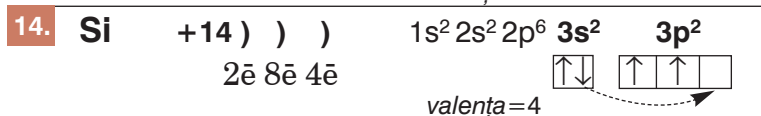
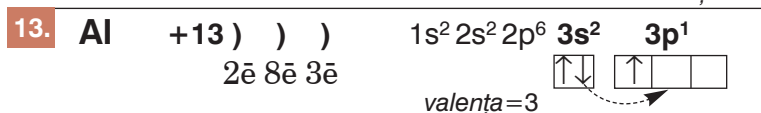
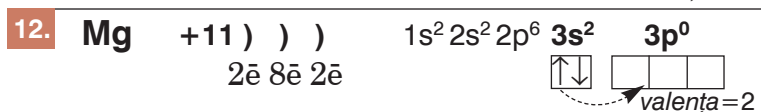
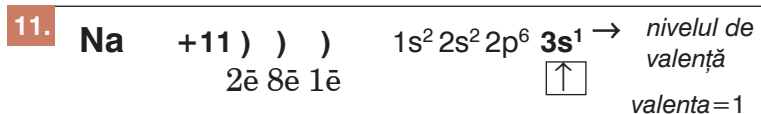
La elementele următoare, continuă completarea subnivelului $2p$.

Care este cauza valenței constante a oxigenului și a fluorului?



Este un gaz inert, căci are pe ultimul nivel opt electroni.

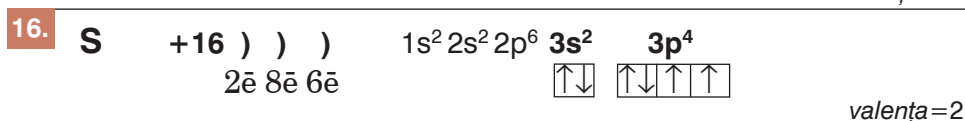
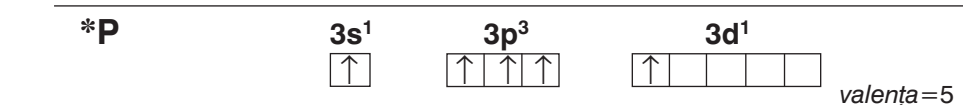
Pentru elementele din perioada a III-a, în număr de 8, se completează numai subnivelurile $3s$ și $3p$ până la starea $3s^2 3p^6$.

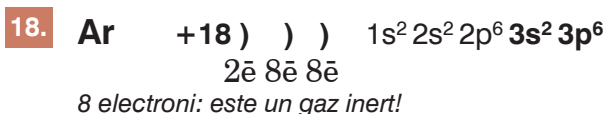
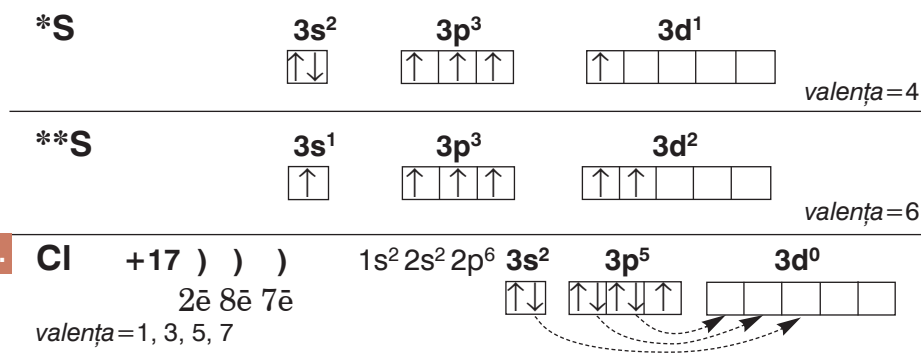


Observați corelația dintre valoarea valenței și structura nivelului de valență al elementelor Na, Mg, Al.

Al, Si, P, S, Cl, Ar sunt elemente p.

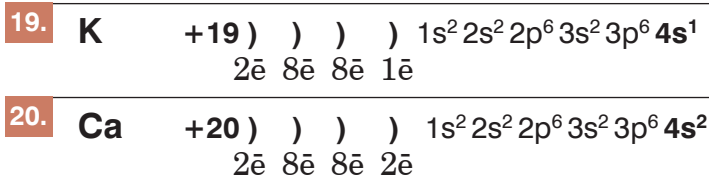
În stare de excitație, are loc decuplarea cuplului de electroni $3s^2$; unul dintre electroni trece pe orbitalul liber $3d$.





Completarea orbitalilor, la elementele din *perioada a IV-a*, are loc în ordinea 4s3d4p, până la starea 4s²3d¹⁰4p⁶.

Comparați modul de
completare a sub-
nivelurilor la ele-
mentele s și d.
Notați observațiile
în caiete.



Litiul Li, beriliul Be, sodiul Na, magneziul Mg, potasiul K și calciul Ca sunt elemente s.

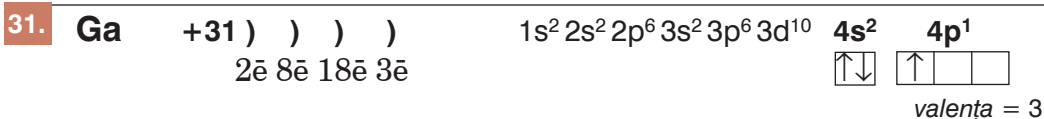
După completarea subnivelului 4s² înaintea subnivelului 3d, continuă completarea nivelului 3 până la 18 electroni. Prin urmare, electronii vor ocupa subnivelul 3d până la 3d¹⁰ în cazul a zece elemente, de la Sc până la Zn.

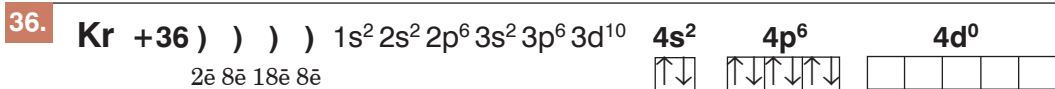
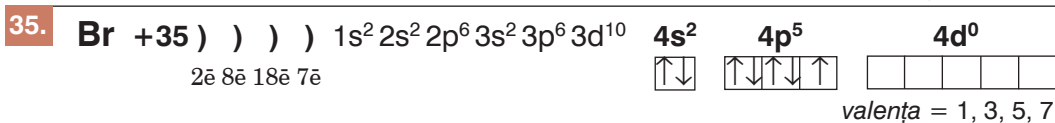
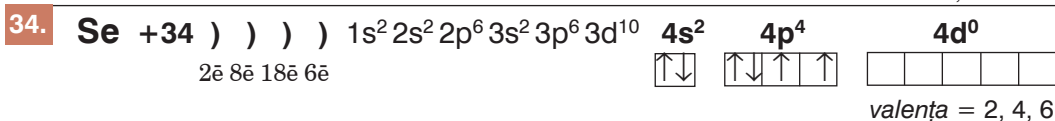
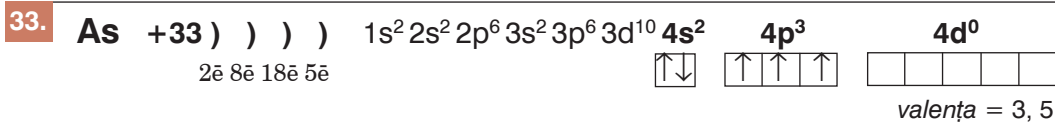
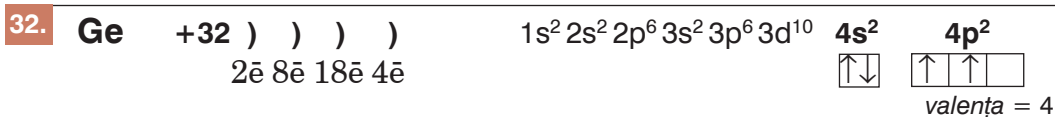
Alegeți, în perioada
a IV-a, elementele
de tip s, p și d.

Elementele la care are loc completarea cu electroni a subnivelului *d* se numesc *elemente d*.

Elementele de tip *d* sunt situate în subgrupe secundare.

Deoarece examinăm elementele subgrupelor principale, la următoarele elemente, continuă completarea subnivelului 4p al nivelului 4 până la șase electroni, ajungându-se la starea 4p⁶, iar numărul total de electroni exteriori este egal cu opt (4s²4p⁶). Să scriem configurațiile electronice ale elementelor *p* din perioada a IV-a:





Datorită decuplării electronilor și trecerii lor pe sub-nivelul $4d$, kriptonul, chiar dacă este un gaz inert, poate avea electroni de valență și poate forma legături chimice.

La alcătuirea configurației electronice (formulei electronice) a oricărui element din perioadele I–IV, se vor parcurge următorii pași:

1. Se va stabili numărul total de electroni, egal cu numărul atomic al elementului (Z). De exemplu, ${}_{26}\text{Fe}$; $Z = 26$; numărul total de electroni este egal cu 26.

2. Se va determina numărul de niveluri energetice, care corespunde cu numărul perioadei. Fierul se află în perioada a IV-a; prin urmare, în învelișul lui sunt 4 niveluri energetice.

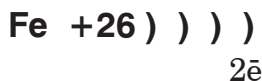


3. Se va determina numărul de electroni aflați pe nivelul exterior:

a) în subgrupele principale, acesta este egal cu numărul grupei;

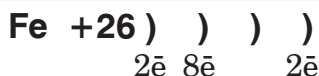
b) în subgrupele secundare, este egal cu doi.

Fierul se află în subgrupa secundară a grupei a VIII-a și are doi electroni pe nivelul exterior:



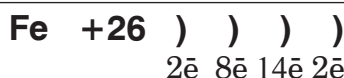
Ce au în comun gazele inerte? Prin ce se deosebește kriptonul de heliu, neon și argon?

4. Se va nota numărul de electroni aflați pe nivelurile anterioare completate, cu excepția penultimului nivel:

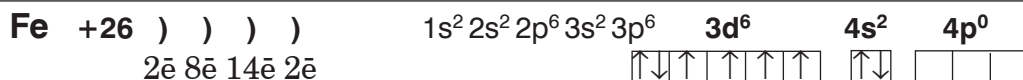


5. Se va calcula numărul de electroni aflați pe penultimul nivel:

$$26 - (2 + 8 + 2) = 14.$$



6. Se va alcătui configurația electronică a atomului de fier:



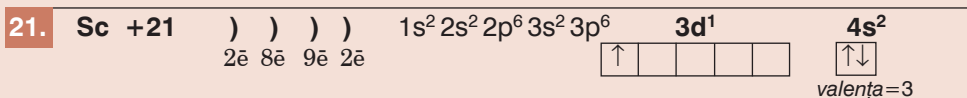
7. Se vor sublinia electronii de valență și se vor determina valențele posibile.



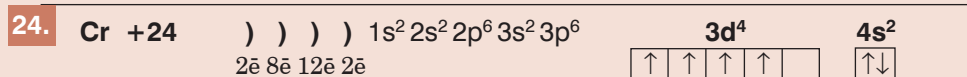
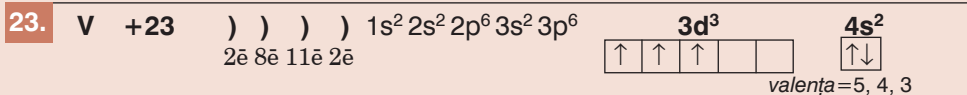
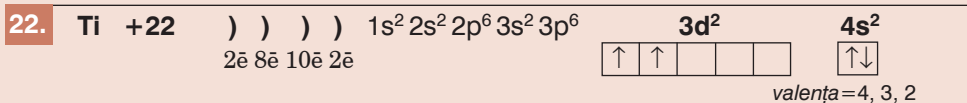
Maraton spre cunoștințe

Configurații electronice ale elementelor din subgrupele secundare

¹ Scandiul Sc este primul element *d*, deoarece ultimul său electron trece pe sub-nivelul *d*.



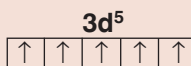
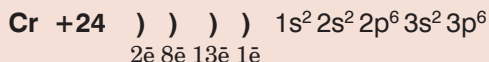
Electronii de valență ocupă orbitalii $3d^1 4s^2$.



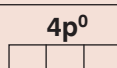
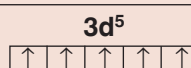
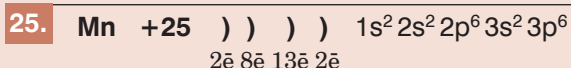
¹ Configurația electronică poate fi scrisă și în ordinea completării subnivelurilor:
Sc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.

Pentru atomul de crom Cr, este mai stabilă starea pe jumătate completă a subnivelului d , și anume d^5 , datorită „prăbușirii” unui electron de pe orbitalul $4s^2$.

Ce reprezintă „prăbușirea” unui electron?

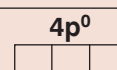
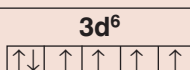
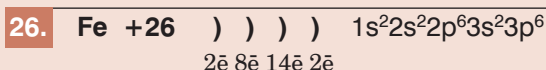


valența = 6, 3, 2

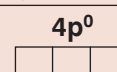
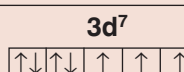
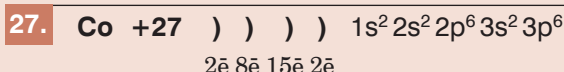


valența = 7, 6, 4, 3, 2

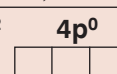
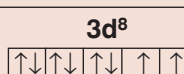
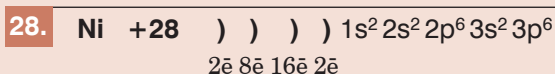
La elementul fier Fe, începe cuplarea electronilor d .



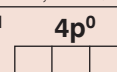
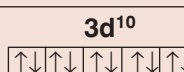
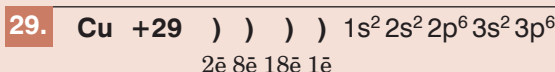
valența = 2, 3, 6



valența = 2, 3

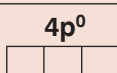
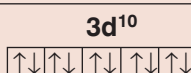
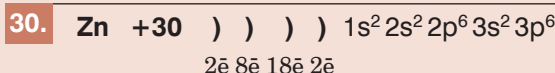


valența = 2, 3



valența = 1, 2

La cupru Cu, ca și la crom Cr, are loc „prăbușirea” unui electron de pe $4s^2$ pe $3d^9$, fapt care condiționează starea stabilă $3d^{10}$.



valența = 2

Zincul Zn este ultimul element d din perioada a IV-a. Observați că valența superioară a elementelor $3d$, cu care încep subgrupele secundare ale fiecărei grupe, este egală cu numărul grupe (excepție fac doar fierul, cobaltul și nichelul), iar valoarea inferioară a valenței este egală cu doi.

- Cum poate fi stabilită valența posibilă a unui element chimic?
- *2. Ce informații oferă configurația electronică și formula electronică?
- *3. Arată consecutivitatea completării nivelurilor energetice și subnivelurilor cu electroni.
- *4. Ce este starea fundamentală și starea de excitație a unui atom? Explică printr-un exemplu concret.
5. Demonstrează, prin exemple concrete, corelația dintre valoarea valenței și structura nivelului de valență.
- *6. Definește elementele s, p, d. Prezintă câte un exemplu.
- *7. Alcătuieste formulele electronice pentru atomii elementelor:
 a) Na; b) Ca; c) Ti; d) Br după algoritmul din acest paragraf.



8. Numărul electronilor necuplați în atomul sulfului hexavalent este egal cu:
a) 2 b) 3 c) 6 d) 4
- *9. Două elemente ce se găsesc în aceeași grupă au următoarea configurație a nivelului exterior: $\dots 2s^2 2p^2$ și $\dots 3s^2 3p^2$. Numește aceste elemente:
a) Be, Mg b) O, S c) C, Si d) B, Al
- *10. Arată configurațiile electronice ale atomilor elementelor ce formează oxizi superiori EO_3 :
a) $\dots 2s^2 2p^4$ b) $\dots 3s^2 3p^4$ c) $\dots 3s^2 3p^6$ d) $\dots 3d^5 4s^1$
11. Determină valența posibilă a elementelor:
a) Be b) C c) Al d) O e) F f) Cl g) S
- *12. Alege varianta corectă de repartizare a electronilor necuplați pe orbitalii subnivelului 2p la atomul de carbon:
 $C \ 1s^2 2s^2 2p^2$
a) 2s 2p b) 2s 2p c) 2s 2p d) 2s 2p


2.5. Legea periodicității

Studiind structura atomului, inclusiv a învelișurilor electronice, și repar-tizând electronii pe niveluri energetice, am ajuns la concluzia că aceasta deter-mină proprietățile elementelor și repetarea lor periodică.

Teoria structurii atomului arată că:

- principala caracteristică a elementului este sarcina nucleului, și nu masa atomică;
- proprietățile unui element și formele compușilor lui sunt determinate de structura învelișului electronic al atomului acestui element.

În baza teoriei structurii atomului, putem formula *legea periodicității*:

Proprietățile elementelor, precum formele și proprietățile compușilor lor, se află într-o dependență periodică de sarcina nucleului sau de numărul atomic al elementului.

*Din cele expuse în paragrafele anterioare, putem conchide că elementele din subgrupele principale vor avea următoarea configurație a nivelurilor energetice exte-rioare (tabelul 2.2).

Tabelul 2.2

Grupa (subgrupele principale)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Configurația electronică a nivelului de valență	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
	elemente s			elemente p				

Subgrupele principale sunt alcătuite din elemente *s* (câte două la începutul fiecărei perioade) și elemente *p* (câte șase la sfârșitul fiecărei perioade).

Subgrupele secundare sunt alcătuite din elemente *d*.

Schimbarea periodică a proprietăților elementelor se datorează configurațiilor electronice asemănătoare ale nivelului energetic exterior.

Acesta este *sensul fizic* al legii periodicității. *Sensul fizic* este reprezentat și de fiecare cifră din sistemul periodic: numărul atomic, numărul perioadei și al grupe, masa atomică relativă.

Explicați sensul fizic al numărului atomic, numărului perioadei și al grupe, masei atomice relative.

Importanța legii periodicității

În februarie 1869, chimistul rus D.I. Mendeleev a descoperit legea periodicității și a creat primul sistem periodic al elementelor chimice.

În decembrie 1869, savantul german L. Meyer publicase și el legea periodicității și un sistem periodic asemănător cu cel al lui Mendeleev.

Cine este totuși autorul descoperirii? Evident, în lumea savantă este recunoscut aportul predecesorilor și al contemporanilor lui Mendeleev, care au grăbit descoperirea legii periodicității și a sistemului periodic. Astăzi se consideră totuși că adevăratul autor al descoperirii este D.I. Mendeleev. De ce?

În primul rând, Mendeleev, spre deosebire de Meyer, a înțeles de la bun început că a descoperit o lege fundamentală a naturii.

În al doilea rând, Mendeleev a demonstrat capacitatea predictivă a legii periodicității. Să examinăm câteva exemple.

1. Alcătuind sistemul periodic, Mendeleev a modificat masele atomice ale unor elemente. El considera că asemănarea de grupă este mai importantă decât consecutivitatea maselor atomice.

Datorită acestui fapt, Mendeleev a depistat unele greșeli și le-a corectat. Pentru beriliu, de exemplu, era determinată masa atomică de 13,5 și valența doi sau trei. Conform acestor criterii, beriliul trebuia să ocupe poziția a șasea, imediat după carbon. În consecință, ar fi dispărut asemănarea de grupă, deoarece beriliul s-ar fi aflat în aceeași grupă cu siliciul, cu care nu are nimic în comun, iar carbonul — în aceeași grupă cu aluminiul, de care se deosebește esențial.

Mendeleev a propus pentru beriliu masa atomică de 9,4, valența 2 și numărul atomic 4, situându-l în subgrupa



**D.I. Mendeleev
(1834-1907)**

Chimist rus. În februarie 1869, a descoperit legea periodicității și a creat primul sistem periodic al elementelor.



2019 a fost declarat de UNESCO Anul internațional al Tabelului Periodic al Elementelor. Tabelul periodic al elementelor chimice „este un instrument unic pentru știință, care permite chimiștilor să studieze aspectul și proprietățile materiei de pe Pământ și din Univers”.



Lothar Meyer
(1830-1895)

Chimist german. A elaborat, independent de Mendeleev, criteriile de clasificare a elementelor chimice (decembrie 1869).

principală a grupei a II-a, deasupra magneziului. În mod similar, valența cromului a fost corectată din 5 în 6, iar masa atomică – din 43,3 în 52. Mai târziu, aceste schimbări au fost confirmate experimental.

2. Pornind de la principiul asemănării de grupă, Mendeleev a aranjat unele elemente într-un mod neordinar, încălcând ordinea creșterii maselor atomice, chiar și atunci când masele atomice fuseseră calculate corect.

De exemplu :



Mai târziu s-a demonstrat că sarcina nucleului acestor elemente este egală cu numărul lor atomic.

3. Spre deosebire de predecesorii săi, Mendeleev a intuit că șirul continuu de elemente, publicat până la 1869, trebuie despărțit, lăsând loc pentru elementele necunoscute, care urmează a fi descoperite.

Astfel, în 1871, el a lăsat căsuțe goale, în tabelul periodic, mai jos de bor, aluminiu și siliciu, numind aceste elemente, respectiv, *ecabor* (nr. 21), *ecaluminiu* (nr. 31) și *ecasiliciu* (nr. 32). Mai mult, el a prezis proprietățile și metodele de obținere a *eca*-elementelor. De menționat că toate aceste trei elemente au fost descoperite chiar în următorii ani și caracteristicile lor s-au dovedit foarte apropiate de cele prevăzute de Mendeleev. Astfel, în 1875, chimistul francez Lecoq de Boisbaudran descoperă elementul cu nr. 31, pe care l-a numit *galiu*, în cinstea patriei sale. În 1879, chimistul suedez L.F. Nilson obține elementul cu nr. 21 — *scan-*

Tabelul 2.3. Proprietățile ecasiliciului și ale germaniului

Elementul	Ecasiliciu (1871)	Germaniu (1886)
<i>Proprietățile</i>		
Masa atomică	~ 72	72,32
Densitatea	5,5 g/cm ³	5,47 g/cm ³
Culoarea	gri-închis	gri-deschis
Interacțiunea cu acizii	Metalul nu substituie hidrogenul din acizi	Metalul nu reacționează cu HCl și H ₂ SO ₄ diluat
Formula oxidului	EO ₂	GeO ₂

diu, iar în 1886 germanul C. Winkler obține elementul cu nr. 32, numindu-l *germaniu* (tabelul 2.3).

Aceste descoperiri au marcat triumful legii periodicității. Cum scria Mendeleev în 1906, „nici unul dintre predecesorii săi nu a riscat să prezică *proprietățile elementelor nedescoperite*, să schimbe greutatea atomică acceptate și să considere legea periodicității o nouă lege a naturii, capabilă să sintetizeze date negeneralizate până atunci”.

Într-adevăr, se poate afirma că germanul Lothar Meyer, și alți savanți au fost foarte aproape de a descoperi legea periodicității, dar nu au făcut-o.

4. Dezvoltarea ulterioară a legii periodicității s-a datorat descoperirii gazelor inerte.

În anul 1893, savanții englezi J.W.S. Rayleigh și William Ramsay au separat, din aerul condensat, un gaz, pe care l-au numit *argon* (în greacă – „inactiv”). Un alt gaz inert, *heliul* He („solar”), a fost descoperit mai întâi pe Soare (1868), apoi de către W. Ramsay – și pe Pământ (1895).

După calculul maselor atomice, aceste elemente au fost plasate la capătul perioadelor I și II, alcătuind subgrupa principală a grupeii a VIII-a și constituind trecerea de la nemetalele tipice la metalele tipice. Această tranziție o prevăzuse și Mendeleev, care plasase argonul până la potasiu, deși masa lui atomică este mai mare decât cea a potasiului.

Bazându-se pe sistemul periodic al elementelor, W. Ramsay a căutat și celelalte gaze rare. Au fost calculate masele atomice, densitățile și alte proprietăți fizice ale gazelor inerte necunoscute încă. În anul 1898, au fost descoperite alte trei gaze inerte: neonul Ne („nou”), kriptonul Kr („ascuns”) și xenonul Xe („străin”). Ultimul gaz inert, radonul Rn, a fost descoperit în anul 1900, în timpul studierii mineralelor radioactive.

La mijlocul secolului XX, obținerea unor compuși de gaze inerte (de exemplu, oxidul de xenon (VIII) XeO_4) a confirmat încă o dată exactitatea atribuirii gazelor inerte la grupa a VIII-a.

După completarea tabelului cu gazele inerte, definiția perioadei a căpătat un alt conținut: *perioada este șirul orizontal de elemente cuprins între un metal alcalin și un gaz inert (rar)*.

VIII	
2	He
HELIU	4,003
10	Ne
NEON	20,183
18	Ar
ARGON	39,948
36	Kr
KRIPTON	83,80
54	Xe
XENON	131,29
86	Rn
RADON	[222,02]

Subgrupa gazelor inerte



În anul 1955, savantul american Glenn Seaborg a sintetizat elementul cu nr. 101, pe care l-a numit **mendeleviu**.

2

EVALUARE

1. Încercuiește răspunsul corect în următoarele afirmații:
 - 1.1. Proprietățile potasiului și ale cuprului se deosebesc din motiv că:
 - a) au același număr de electroni pe nivelul exterior;
 - b) au un număr diferit de electroni pe penultimul nivel;
 - c) au sarcini diferite ale nucleelor.
 - 1.2. Cauza schimbării periodice a proprietăților elementelor rezidă în:
 - a) același număr de niveluri energetice;
 - b) structura asemănătoare a învelișului electronic;
 - c) diferențele dintre structura penultimului nivel și cea a nivelului exterior.
 - d) numărul diferit de niveluri energetice.
 - 1.3. Elementul chimic reprezintă:
 - a) un anumit tip de atomi;
 - b) un anumit tip de atomi cu aceeași masă atomică;
 - c) un anumit tip de atomi cu aceeași sarcină a nucleului;
 - d) un anumit tip de atomi cu aceeași valență.
2. Care este principala deosebire dintre definiția actuală a legii periodicității și cea formulată de Mendeleev?
- *3. Elementele cărei perioade au următoarele configurații electronice ale atomilor:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Determină sarcina nucleului și numărul atomic al fiecărui element. Numește elementele.
- *4. Se dau următoarele configurații electronice ale nivelurilor de valență:

(1) $\dots 2s^2 2p^3$ (2) $\dots 3s^2 3p^3$ (3) $\dots 2s^2 2p^4$ (4) $\dots 3s^2 3p^4$

Determină în ce perioadă, grupă și subgrupă se află aceste elemente. Numește-le. Explică ce valori ale valenței poate avea fiecare element. Compară posibilitățile de valență ale acestor elemente.
- *5. Alcătuieste configurațiile electronice ale elementelor cu numerele atomice 19 și 29. Evidențiază electronii de valență, explică valența posibilă a elementelor.
6. Calculează masa de acid clorhidric necesară pentru reacția cu oxidul de cupru cu masa de 8 g.
- *7. Au fost necesare 8 g de oxid al unui element divalent necunoscut pentru a reacționa cu 50 g soluție de acid clorhidric cu partea de masă de HCl 29,2%. Oxidul cărui element a fost folosit?
- *8. Care dintre configurațiile electronice de mai jos corespund stării fundamentale a atomului:

a) $\dots 3s^1 3p^1$ b) $\dots 3s^2 3p^2$ c) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ d) $\dots 2s^1 2p^2$

Numește aceste elemente.
- *9. Care dintre configurațiile electronice de mai jos corespund stării de excitație a atomului:

a) $\dots 2s^1 2p^3$ b) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ c) $\dots 2s^1$ d) $\dots 2s^1 2p^1$

Determină numărul atomic și denumirea fiecărui element.

PROIECT**Reflectarea fenomenului periodicității în natură,
societate, în viața cotidiană****Argument**

În anul 1869, savantul rus Dmitri Mendeleev a elaborat lucrarea „Experiența sistemului de elemente, bazate pe greutatea atomică și asemănări chimice”. În decurs de doi ani savantul s-a dedicat creării bazelor învățaturii despre periodicitate. Mendeleev introduce noțiunea de *perioade mici* și *perioade mari*, inclusiv noțiunea de *grupe ale sistemului de elemente*. În final, formulează legea periodicității. Astfel, în chimie începe epoca prognozărilor științifice, iar chimia devine integră datorită lucrării lui Mendeleev despre periodicitate.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi și realizați un proiect la această temă. Citiți cu atenție punctele de reper prezentate mai jos.

Subiecte de urmărit

- Definiția și cauza periodicității;
- Fenomenul periodicității:
 - a) în natură;
 - b) în societate;
 - c) în viața cotidiană;
- Importanța legii periodicității etc.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii și modalitatea de prezentare.
- Prezentarea se va face în decurs de până la 8 minute.

Criterii de evaluare

- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice utilizate;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

Notă: Similar proiectului prezentat mai sus, pot fi elaborate și alte proiecte:

- a) pentru **profil real**, se propune tema : „Elemente chimice de importanță vitală”.
- b) pentru **profil umanist**, se propune tema: „Cercetarea substanțelor din jurul nostru (clorura de sodiu, apă, grafit ș.a.)”.

**2.6. Caracterizarea elementului în funcție
de poziția lui în sistemul periodic**

În clasele gimnaziale am aflat că fiecare element chimic are caracteristicile sale în sistemul periodic: numărul atomic, numărul perioadei, numărul grupei, subgrupei, masa atomică relativă, caracterul metalic sau nemetalic, structura atomului (sarcina nucleului, numărul de pro-

1. Simbolul. 2. Numărul atomic. 3. Perioada. 4. Grupa, subgrupa. 5. Masa atomică relativă. 6. Structura atomului. a) sarcina nucleului; b) numărul de protoni; c) numărul de neutroni; d) numărul de electroni; e) repartizarea electronilor pe niveluri energetice; *f) configurația electronică;	7. Electronii de valență. a) valențele posibile; b) gradele de oxidare. *8. Element s, p sau d. 9. Metal sau nemetal. 10. Formula și denumirea substanței simple. 11. Formula, denumirea și caracterul oxidului superior și al hidroxidului (pentru elementele subgrupelor principale). 12. Formula, denumirea și caracterul compusului hidrogenat (pentru nemetale).
---	--

EVALUARE

1. Ce caracteristici suplimentare sunt atribuite elementului chimic, pe lângă cele studiate în clasele gimnaziale.
2. Caracterizează elementele chimice conform poziției în sistemul periodic:
a) Ca; b) Ge; c) Se; d) Br.
- *3. Caracterizează elementul chimic conform poziției în sistemul periodic, cu următoarele configurații electronice:
a) ... $3s^23p^5$; b) ... $2s^22p^2$; c) ... $4s^24p^3$.
- *4. Determină elementele cu următoarele configurații electronice:
a) $1s^22s^22p^63s^23p^3$; b) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$.
- *5. Ce configurație electronică au următoarele particule:
a) Al; b) S; c) Al^{3+} ; d) S^{2-} ?

2.7 Schimbarea periodică a proprietăților elementelor

În secolul al XIX-lea, legea periodicității i-a îndemnat pe fizicieni să studieze structura atomului. Teoria structurii atomului a îmbogățit și a consolidat legea periodicității. Ea a demonstrat că:

- principala caracteristică a elementului este sarcina nucleului atomului, egală cu numărul atomic al elementului în sistemul periodic, și nu masa atomică a elementului;
- proprietățile elementelor și formele compușilor lor sunt determinate de structura învelișului electronic al atomului.

În prezent, legea periodicității este formulată în felul următor:

Proprietățile elementelor, precum formele și proprietățile compușilor lor, se află într-o dependență periodică de sarcina nucleului sau de numărul atomic al elementului.

Sarcina nucleului reprezintă o mărime neperiodică, ce crește treptat. Se schimbă periodic dimensiunile atomilor și ale ionilor, proprietățile metalice și nemetalice ale elementelor și substanțelor simple, capacitățile lor oxidoreductoare, electronegativitatea, forma și proprietățile oxizilor, hidroxizilor, compușilor hidrogenați.

***Valența.** În paragrafele anterioare, am examinat schimbarea periodică a valenței elementelor și am demonstrat că repetarea periodică a valorii valenței este condiționată de apariția aceleiași număr de electroni necuplați în subgrupele principale.

***Dimensiunile atomilor.** În subgrupele principale, odată cu mărirea sarcinii nucleului, crește și numărul nivelurilor energetice; prin urmare, dimensiunile atomilor cresc (fig. 2.13). De exemplu, dintre metalele alcaline, cel mai mare atom aparține franciului Fr, iar dintre halogeni — astatiniului At.

În perioade, numărul total de electroni crește odată cu sarcina nucleului, în timp ce numărul de niveluri energetice rămâne constant. Toate aceste niveluri sunt tot mai puternic atrase de nucleu, de la un element la altul. Ca rezultat, spre sfârșitul perioadei, învelișul electronic devine tot mai mic, iar dimensiunile atomilor scad.

Mendeleev era convins că numărul atomic al elementului are o semnificație deosebită, însă nu putea explica acest fenomen. Acum, știți mai multe decât Mendeleev despre structura atomului. Explicați sensul fizic al numărului atomic al elementului.



Sarcina nucleului este o mărime neperiodică. Valența, dimensiunile atomilor și ale ionilor, proprietățile elementelor și ale compușilor lor sunt mărimi care se schimbă periodic.

Proprietățile metalice ale potasiului sunt mai pronunțate decât ale sodiului. De ce?

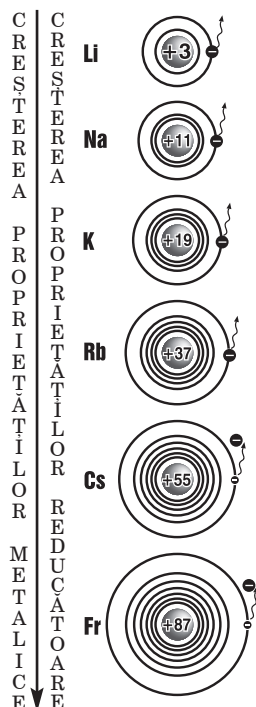


Fig. 2.13. Schimbarea proprietăților metalice și reducătoare ale elementelor din subgrupa principală a grupei I

Este oare corectă afirmația că fluorul este cel mai tipic nemetal și cel mai puternic oxidant dintre substanțele simple?

Analizând sistemul periodic, formulați concluzii referitoare la metalul și nemetalul cu cele mai pronunțate caracteristici tipice.

Proprietățile metalice și reducătoare ale atomilor. Proprietățile metalice ale elementelor depind de capacitatea atomilor de a ceda electroni $Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$, adică de a manifesta proprietăți reducătoare. Prin urmare, proprietățile metalice și reducătoare se schimbă în aceeași măsură.

În *subgrupele principale*, odată cu creșterea sarcinii nucleului (de sus în jos), numărul electronilor exteriori rămâne constant, în timp ce dimensiunile atomilor cresc. În cazul dat, cedarea de electroni se produce mai ușor și se intensifică proprietățile metalice și reducătoare ale atomilor. Dintre metalele alcaline (fig. 2.13), franciul manifestă cele mai pronunțate proprietăți metalice.

În *perioade*, numărul electronilor exteriori crește, iar dimensiunile atomilor se micșorează. Prin urmare, cedarea de electroni devine mai dificilă, iar proprietățile reducătoare și metalice ale elementelor scad.

În *perioadele mici*, proprietățile metalice ale elementelor se micșorează foarte repede și are loc trecerea la elementele nemetalice.

În *perioadele mari* (de exemplu, în perioada a IV-a), se găsesc mai multe metale, de aceea proprietățile lor metalice scad treptat.

Proprietățile nemetalice și oxidante ale atomilor. Elementele nemetalice au capacitatea de a adăuna și ceda electroni.

În *subgrupele principale* (fig. 2.14), proprietățile nemetalice scad odată cu creșterea sarcinii nucleului și a numărului atomic. De exemplu, între halogeni, atomul de fluor adăunează cel mai ușor și atrage cel mai puternic electronul, de aceea *fluorul* este cel mai tipic nemetal din această subgrupă.

În *perioade*, odată cu creșterea sarcinii nucleului, proprietățile nemetalice se accentuează. Crește capacitatea de a atrage electroni, deoarece dimensiunile atomilor se micșorează, iar numărul electronilor exteriori se mărește. Iată de ce atomii elementelor nemetalice își completează mai ușor învelișul electronic până la structura stabilă de octet decât cedează electronii de valență. Prin urmare, în perioade, proprietățile oxidante ale atomilor se intensifică: mai repede în perioadele mici și mai lent în perioadele mari.

Între metale și nemetale se află elementele **amfotere**. De exemplu, în perioada a II-a, litiul Li este un metal tipic, beriliul Be este un metal amfoter, iar borul B și celelalte elemente sunt nemetale. Fluorul F este cel mai tipic nemetal din perioada a II-a.

În perioada a III-a, sodiul și magneziul sunt metale tipice, aluminiul este un metal amfoter, iar siliciul și următoarele elemente sunt nemetale.

În perioada a IV-a, lungă, nemetalele încep cu arsenul As. În total sunt trei la număr, unul dintre care este un gaz inert. Prin urmare, proprietățile nemetalice cresc mai încet.

*Schimbarea electronegativității

Electronegativitatea este mărimea relativă care determină capacitatea unui atom de a atrage spre sine electronii în moleculă de la atomii altor elemente.

În *perioade*, proprietățile nemetalice se intensifică și crește electronegativitatea de la stânga la dreapta (tabelul 2.5). Cel mai electronegativ element este fluorul.

În *subgrupele principale*, proprietățile nemetalice și electronegativitatea descresc de sus în jos.

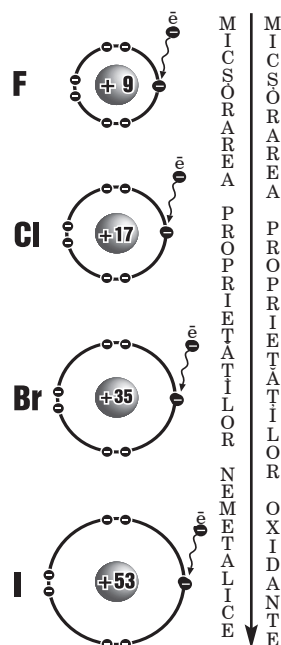


Fig. 2.14. Schimbarea proprietăților nemetalice și oxidante ale elementelor din subgrupa principală a grupeii a VII-a

Tabelul 2.5. Electronegativitatea elementelor

Grupa \ Perioada	Ia	Ila	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	Vla	VIIa
I	H 2,1																
II	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
III	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
IV	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
V	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Te 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
VI	Cs 0,8	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

EVALUARE

1. Alege proprietățile neperiodice ale elementelor:
 - a) dimensiunile atomului;
 - b) masa atomului;
 - c) numărul electronilor exteriori;
 - d) sarcina nucleului.
2. Alege caracteristicile periodice ale elementelor:
 - a) valența;
 - b) numărul de ordine;
 - c) dimensiunile atomului;
 - d) proprietățile nemetalice;
 - e) proprietățile metalice.
- *3. Care atomi sau ioni au configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6$:
 - a) Na^+
 - b) Ne
 - c) F^-
 - d) Ca^{2+} ?
- *4. Care ioni au configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$:
 - a) Ar
 - b) K^+
 - c) S^{2-}
 - d) Cl?
5. Alege variantele corecte.
 La elementele din subgrupele principale, odată cu creșterea numărului atomic:
 - a) se accentuează proprietățile metalice;
 - b) se atenuează proprietățile reducătoare;
 - *c) cresc dimensiunile atomilor;
 - d) crește numărul straturilor electronice.
6. În perioade, odată cu creșterea sarcinii nucleului, proprietățile nemetalice și oxidante:
 - a) se accentuează;
 - b) se atenuează;
 - c) nu se schimbă.

2.8. Schimbarea periodică a proprietăților acido-bazice ale oxizilor și hidroxizilor elementelor chimice

În paragraful precedent ați studiat că se schimbă periodic proprietățile metalice și nemetalice, respectiv, proprietățile reducătoare și oxidante ale atomilor elementelor chimice.

Dar legea periodicității menționează că se schimbă periodic formele și proprietățile compușilor elementelor chimice.

Forma și proprietățile oxizilor și hidroxizilor elementelor din aceeași subgrupă, cu gradul de oxidare superior coincid foarte des. Puteți observa acest lucru în tabelul 2.6.

În *subgrupele principale*, se accentuează de sus în jos proprietățile bazice și se atenuează proprietățile acide ale hidroxizilor: baze și acizi oxigenați.

Spre exemplu, în grupa a II-a, în șirul de baze $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, are loc trecerea de la baza amfoteră, insolubilă $\text{Be}(\text{OH})_2$ la baza tare, puțin

Două baze – B_1 și B_2 –, formate de elementele grupei a II-a, s-au întâlnit și au început să discute: „Eu, zice B_1 , țin mai puternic grupa OH și sunt o bază mai tare!” Găsiți elementele care pot forma astfel de baze (B_1) și ajutați baza B_2 să câștige disputa.

Tabelul 2.6. Forma și proprietățile oxizilor superiori și hidroxizilor elementelor din subgrupele principale

Grupa	I	II	III	IV	V	VI	VII
Formula oxidului	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7
Caracterul oxidului	bazic	bazic	amfoter	acid sau amfoter	acid	acid	acid
Formula hidroxidului	EOH	$E(OH)_2$	$E(OH)_3$	H_2EO_3 $E(OH)_4$	HEO_3 H_3EO_4	H_2EO_4	HEO_4
Caracterul hidroxidului	bază tare	bază tare puțin solubilă	bază amfoteră insolubilă	acid slab sau bază amfoteră	acid de tărie medie	acid tare	acid foarte tare
Exemple	$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$

solubilă $Mg(OH)_2$, după care, pe măsura creșterii solubilității, se mărește și puterea bazelor. Hidroxidul de bariu $Ba(OH)_2$ este un alcaliu – o bază solubilă tare.

În perioade (tabelul 2.6), are loc trecerea de la baze tari, prin cele amfotere, la baze slabe, apoi la acizi tari.

Astfel, în perioade de la stânga la dreapta scad proprietățile bazice și se intensifică proprietățile acide ale oxizilor și hidroxizilor.

În tabelul 2.7 se face o prezentare sistematizată a schimbării periodice a proprietăților elementelor chimice și ale compușilor lor.

Tabelul 2.7. Schimbarea periodică a proprietăților elementelor și ale compușilor lor

Caracterizarea elementelor și a compușilor lor	Elementele și compușii lor						
	Li	Be	B	C	N	O	F
1. Masa atomică	7	9	11	12	14	16	19
2. Gradul superior de oxidare (în compușii cu oxigenul)	+1	+2	+3	+4	+5	–	–
3. Oxizii superiori	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5		
4. Hidroxizii	$LiOH$ bază tare	$Be(OH)_2$ bază slabă	H_3BO_3 acid slab	H_2CO_3 acid mediu	HNO_3 acid tare		

Tabelul 2.7. (continuare)

Caracterizarea elementelor și a compușilor lor	Elementele și compușii lor						
	Li	Be	B	C	N	O	F
5. Gradul inferior de oxidare (în compușii hidrogenați volatili)	–	–	–	–4	–3	–2	–1
6. Compușii hidrogenați volatili				CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
1. Masa atomică	23	24	27	28	31	32	35,5
2. Gradul superior de oxidare (în compușii cu oxigenul)	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
3. Oxizii superiori	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
4. Hidroxizii	NaOH bază tare	Mg(OH) ₂ bază slabă	Al(OH) ₃ bază slabă amfot.	H ₂ SiO ₃ acid slab	H ₃ PO ₄ acid mediu	H ₂ SO ₄ acid tare	HClO ₄ acid foarte tare
5. Gradul inferior de oxidare (în compușii hidrogenați volatili)	–	–	–	–4	–3	–2	–1
6. Compușii hidrogenați volatili				SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
Formula generală a oxidului superior	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇
Formula generală a compusului volatil cu hidrogenul	–	–	–	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR

- Alege șirurile de oxizi în care are loc creșterea proprietăților bazice:
 - MgO, CaO, BaO;
 - CO₂, SiO₂, GeO₂;
 - Li₂O, Na₂O, K₂O;
 - BaO, SrO, MgO.
- Indică șirurile de substanțe în care are loc creșterea proprietăților bazice:
 - LiOH; NaOH; KOH;
 - Ba(OH)₂; Sr(OH)₂; Ca(OH)₂;
 - Ca(OH)₂; Sr(OH)₂; Ba(OH)₂;
 - Zn(OH)₂; Mg(OH)₂; Ca(OH)₂.
- Aranjează în ordinea creșterii dimensiunilor atomilor elementelor chimice din fiecare șir:
 - atomii S, P, F, O;
 - atomii K, Mg, Na, Al.

4. Alcătuieste seriile genetice pentru: a) Li; b) Br.

Scrie ecuațiile reacțiilor respective.

5. Din șirul de substanțe dat alcătuieste o serie genetică pentru un metal:

N_2 , $AgNO_3$, Na, KCl, NaOH, $BaSO_4$; Na_2O ; H_2O , NO, NaCl, $NaNO_3$.

- *6. La un amestec de zinc și fier cu masa de 10 g s-a adăugat o soluție de hidroxid de potasiu. Ca rezultat, s-a eliminat un gaz cu volumul de 2,24 l (c.n.). Calculează partea de masă a fiecărui metal în amestec.

- **7. Un amestec de fier și aluminiu a interacționat cu o soluție de acid clorhidric. S-a eliminat un gaz cu volumul de 8,96 l (c.n.). La interacțiunea dintre același amestec și o soluție de hidroxid de sodiu, s-a eliminat un gaz cu volumul de 6,72 l (c.n.). Calculează masa amestecului și partea de masă a fierului și a aluminiului în amestec.



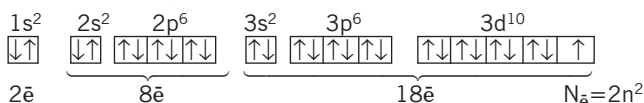
NOȚIUNI DE BAZĂ

Atom

– cea mai mică particulă în care poate fi divizată substanța în reacțiile chimice.

* Capacitate maximă

a subnivelurilor și nivelurilor energetice:



Cauza periodicității

rezidă în repetarea periodică a structurii învelișurilor electronice ale atomilor, peste un anumit număr de elemente.

* Celulă energetică

– reprezentare grafică a orbitalului.

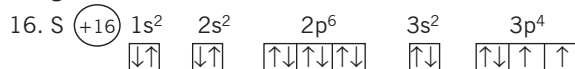
Pe subnivelul s se află un orbital s sau o celulă energetică: $\boxed{}$

Pe subnivelul p se află trei orbitali p sau trei celule energetice: $\boxed{}\boxed{}\boxed{}$

Pe subnivelul d se află cinci orbitali d sau cinci celule energetice: $\boxed{}\boxed{}\boxed{}\boxed{}\boxed{}$

* Configurația electronică

a atomului indică repartizarea electronilor pe subniveluri și orbitali (celule energetice).



starea fundamentală a atomului

* Cuplu de electroni

Pe fiecare orbital (celulă energetică) se pot găsi cel mult doi electroni cu „spinii” opuși $\boxed{\uparrow\downarrow}$

Electron

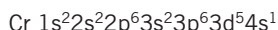
– particulă cu sarcina -1 și masa relativă 1/1840; este în același timp și particulă, și undă.

Electronii de valență

sunt dispuși pe ultimul nivel la elementele din subgrupele principale:



* la elementele din subgrupele secundare, ocupă ultimul și penultimul nivel:



* Elemente s

– elemente al căror subnivel s se completează cu electroni; fac parte din subgrupele principale ale grupelor I-II și se găsesc la începutul fiecărei perioade (ns^1 și ns^2).

NOTIUNI DE BAZĂ

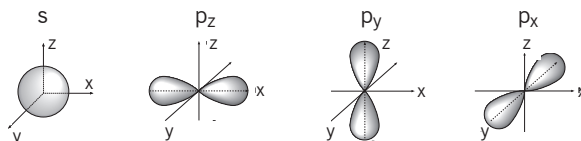
* Elemente *p*

– elemente al căror subnivel *p* se completează cu electroni; fac parte din subgrupele principale ale grupelor III-VIII și sunt câte șase la sfârșitul fiecărei perioade (ns^2np^1 ; ns^2np^2 ; ns^2np^3 ; ns^2np^4 ; ns^2np^5 ; ns^2np^6).

* Elemente *d*

– elemente al căror subnivel *d* se completează cu electroni; fac parte din subgrupele secundare și se găsesc în perioadele lungi, câte zece în fiecare perioadă, între elementele *s* și *p*.

* Forma orbitalilor



* Izotopii

reprezintă atomii unuia și aceluiași element cu aceeași sarcină a nucleului (*Z*), dar cu masă diferită, din cauza numărului diferit de neutroni.

Masa atomului

este egală cu suma maselor protonilor și neutronilor $A = Z + N$.

Neutronul

este o particulă cu sarcina 0 și masa egală cu 1. Numărul neutronilor în nucleu este $N_n = A - Z$.

Nivelul energetic sau stratul electronic

reprezintă totalitatea electronilor cu energie apropiată. Numărul nivelurilor energetice în atom corespunde cu numărul perioadei.

Nucleul

este format din protoni și neutroni. Masa nucleului este egală cu masa atomică relativă rotunjită până la numere întregi.

* Orbital

– spațiul din jurul nucleului în care electronii se pot găsi cu cea mai mare probabilitate. Electronii sunt „împrăștiați” în jurul nucleului și formează un nor electronic. Orbitalul caracterizează diferențele energetice în cadrul subnivelului.

Schimbarea periodică

a proprietăților elementelor este determinată de apariția configurațiilor electronice asemănătoare la anumite intervale, odată cu creșterea sarcinii nucleului în atomii elementelor.

Protonul

este o particulă cu sarcina +1 și masa egală cu 1. Numărul protonilor este egal cu sarcina nucleului (*Z*).

Repartizarea electronilor

în atomii elementelor din perioadele I-IV are loc:

a) pe niveluri, în următoarea ordine 1 ($2\bar{e}$); 2 ($8\bar{e}$); 3 (mai întâi până la $8\bar{e}$); 4 (mai întâi până la $2\bar{e}$), 3 (de la 8 până la $18\bar{e}$); 4 (de la 2 până la $8\bar{e}$);

*b) pe subniveluri, în următoarea ordine:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Schema electronică

a atomului indică repartizarea electronilor pe niveluri, ca, de exemplu:

${}_{16}\text{S} + 16 \quad \begin{array}{c}) \\ 2\bar{e} \end{array} \quad \begin{array}{c}) \\ 8\bar{e} \end{array} \quad \begin{array}{c}) \\ 6\bar{e} \end{array}$

* Subnivelul energetic

este un mod de repartizare a electronilor după energie în cadrul nivelului energetic. Numărul de subniveluri corespunde cu numărul nivelului:

nivelul I are un subnivel (*s*) $1s$

nivelul II are 2 subniveluri (*s*, *p*) $2s 2p$

nivelul III are 3 subniveluri (*s*, *p*, *d*) $3s 3p 3d$

Valența elementelor

a) Valența superioară și numărul electronilor de valență sunt egale cu numărul grupeii sau cu numărul electronilor pe nivelul exterior. De exemplu, sulf, cu 6 electroni pe nivelul exterior, are valența superioară egală cu șase.

*b) Valența posibilă este egală cu numărul electronilor necupați pe nivelul de valență. De exemplu, sulful poate fi:

divalent

$$\text{S} \quad 3s^2 \quad 3p^4$$


doi electroni necuplați;

tetravalent

*§

 $3s^2$ $3p^3$ $3d^1$ 

4 electroni necuplati;

hexavalent

*S

 $3s^1$ $3p^3$ $3d^2$ 

6 electroni necuplati.

Alege răspunsul corect:

I. Masa atomului este egală cu:

- a) numărul protonilor; c) numărul protonilor și neutronilor;
b) numărul neutronilor; d) numărul electronilor.

*II. Izotopii elementului se deosebesc:

- a) după numărul neutronilor; c) după numărul electronilor;
b) după numărul atomic; d) după numărul protonilor.

III. Numărul protonilor, neutronilor și electronilor pentru elementul arseniu corespunde cu:

- a) 75p 33n 75ē;
b) 33p 75n 33ē;
c) 33p 42n 33ē;
d) 33p 42n 42ē.

***IV.** Ce elemente corespund configurațiilor electronice ale atomilor prezentate mai jos:

Configuratia electronica

Simbolul elementului

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;
c) $1s^2 2s^1$.

V. Proprietățile metalice ale elementelor din sirul Mg-Ca-Sr-Ba:

- a) se micșorează; c) nu se schimbă;
b) cresc; d) se micșorează, apoi cresc.

***VI.** În care din şirurile de elemente raza atomică creşte:

- a) O, S, Se, Te; c) Na, Mg, Al, Si;
b) C, N, O, F; d) I, Br, Cl, F?

VII. Caracterul oxizilor în şirul $P_2O_5-SiO_2-Al_2O_3-MgO$ se schimbă:

- a) de la bazic spre acid; c) de la bazic spre amfoter;
b) de la acid spre bazic; d) de la amfoter spre acid.

VIII. Încercuiește literele ce prezintă valentele posibile ale sulfului:

- A. 1 B. 2 C. 3 D. 4 E. 5 F. 6

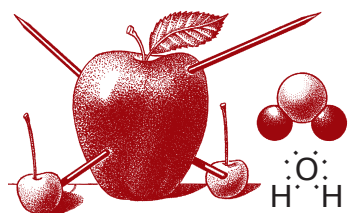
***IX.** Numărul maxim de electroni care pot ocupa orbitalul $2p$ este egal cu:

- a) $1\bar{e}$ b) $2\bar{e}$ c) $6\bar{e}$ d) $8\bar{e}$

X. Particula în a cărei compoziție intră 18 electroni și 16 protoni are sarcina egală cu:

- a) +18 b) -18 c) +2 d) -2

(3) Compoziția și structura substanței



După studierea unității de învățare, vei fi capabil/capabilă :

- să explici și să operezi cu noțiunile ce se referă la compoziția și structura substanței ;
- să corelezi formule electronice și grafice ale substanțelor cu diferite tipuri de legături chimice ;
- *să compari : a) tipurile de legături chimice după compoziția substanței, influența tipului de legătură chimică/tipului de rețea cristalină asupra proprietăților substanței ; b) proprietățile fizice ale substanțelor cu diferite tipuri de rețele cristaline ;
- să prezinți argumentat substanțele utilizate în viața cotidiană, corelând proprietățile fizice/utilizarea lor cu compoziția și structura substanței ;
- să investighezi experimental proprietățile fizice ale substanțelor cu diferite tipuri de legături chimice utilizate în activitatea cotidiană ;
- să elaborezi și să prezinți lucrări/scheme creative referitoare la compoziția și structura substanței, substanțele cu diferite tipuri de legături chimice.

3.1. Tipurile de legături chimice

Atenția pe care am acordat-o până acum structurii învelișurilor electronice ale atomilor nu este întâmplătoare – anume comportamentul diferit al electronilor determină formarea diverselor tipuri de legături chimice.

Cunoașteți deja din clasele gimnaziale următoarele tipuri de legături chimice: **covalentă**, **ionică** și **metalică**. În paragrafele ce urmează, vom generaliza și aprofunda cunoștințele despre legăturile chimice.

Amintiți-vă!
Legătura chimică este legătura dintre particule în substanță: atomii nemetalelor formează legături covalente, ionii – legături ionice, iar atomii metalelor – legături metalice.

Legătura covalentă. Formarea legăturii covalente

În cele ce urmează, ne vom aminti principiile fundamentale de formare a legăturilor chimice și vom examina mai multe exemple concrete.

Legătura chimică formată pe baza cuplurilor comune de electroni se numește legătură covalentă.

Pentru a înțelege cum este dispus cuplul comun de electroni între atomi, să ne amintim noțiunea de *electronegativitate*.

Electronegativitatea este mărimea relativă care determină capacitatea unui atom de a atrage spre el electronii atomilor altor elemente într-o combinație chimică.

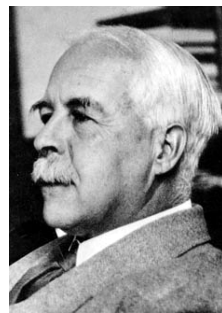
După valoarea electronegativității (*EN*), elementele chimice pot fi aranjate în următorul șir :

Elementul	F	O	N	Cl	Br	I	S	C	P	H	Mg	Ca	Li	Na	K
<i>EN</i>	4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,1	2,1	1,2	1,0	1,0	0,9	0,8

În cazul în care cuplul comun de electroni leagă atomi cu aceeași electronegativitate, el nu se deplasează spre niciunul dintre atomi și astfel se formează o **legătură covalentă nepolară**.

Dacă atomii care se unesc au electronegativități diferite, cuplul comun de electroni se va deplasa spre atomul mai electronegativ, formând o **legătură covalentă polară**.

Să examinăm formarea legăturilor chimice în moleculele H_2 , O_2 , N_2 , H_2O , CH_4 , dar nu înainte de a ne aminti **algoritmul de formare a legăturii covalente** :



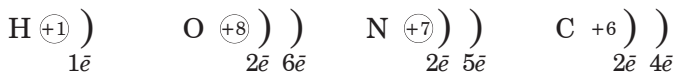
Gilbert Newton Lewis
(1875-1946)

Chimist american.
 Profesor la Universitatea Berkeley (California).
 Autor al teoriei covalenței (1916).

Câte legături poate forma atomul care are unul/doi/trei sau patru electroni necuplați?

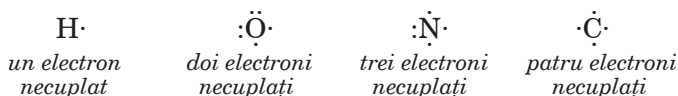


1. Scriem schemele de repartizare a electronilor în atomii de H, O, N, C:



2. Reprezentăm electronii de valență prin puncte, în jurul simbolului chimic: electronii impari — cu un singur punct, cei cuplați — cu două puncte.

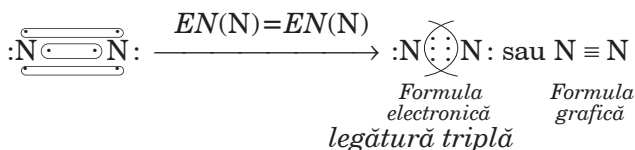
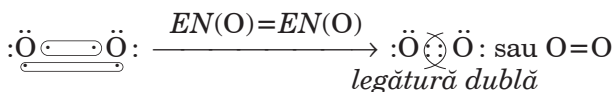
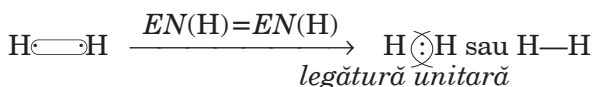
Numărul electronilor impari de valență determină numărul cuplurilor comune de electroni pe care îl poate forma atomul:



3. Ilustrăm formarea cuplurilor comune de electroni (legături covalente):

- ținem cont de faptul că fiecare atom cedează câte un electron pentru formarea cuplului comun;
- comparăm valoarea electronegativității atomilor (EN);
- cuplul comun de electroni se va deplasa spre atomul cu EN mai mare sau va fi așezat simetric în cazul EN identice;
- vom ține cont că fiecare atom tinde să adopte configurația stabilă de gaz inert: hidrogenul — cu 2 $\bar{e}$ exteriori; ceilalți atomi — cu 8 $\bar{e}$ exteriori.

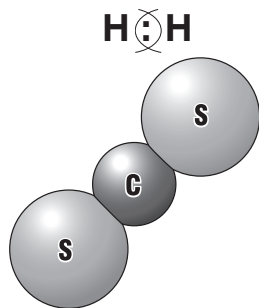
Schemele electronice de formare a moleculelor H_2 , O_2 , N_2 arată astfel:



Dacă reprezentăm cuplul comun de electroni printr-o linie, obținem așa-numita *formulă structurală* sau *grafică*.

În toate cazurile prezentate mai sus se formează legături covalente nepolare. Un cuplu comun format între atomi reprezintă o legătură unitară, două cupluri — o legătură dublă, iar trei cupluri — o legătură triplă.

Comparați stabilitatea legăturii duble în ansamblu și a fiecărei legături din componența ei în particular.



$EN(\text{C}) = 2,5$
 $EN(\text{S}) = 2,5$
 $\Delta EN = 0,0$

Fig. 3.1. Legătură covalentă nepolară

Legătura triplă este mai stabilă decât legătura dublă, care, la rândul ei, este mai stabilă decât cea unitară. În legăturile duble și triple, una dintre legături este mai stabilă, iar celelalte sunt mai puțin stabile și pot fi rupte mai ușor.

Care este valența elementelor în aceste substanțe ?

Valența elementelor în compuşii cu legături covalente este egală cu numărul cuplurilor comune de electroni sau cu numărul de legături covalente.

În exemplele de mai sus, hidrogenul este monovalent, oxigenul — divalent, azotul — trivalent.

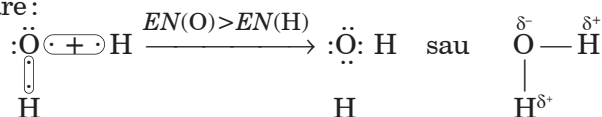
Într-o singură moleculă se pot forma legături covalente polare și nepolare. Legăturile duble și triple se mai numesc *legături multiple*, iar legătura unitară se mai numește *legătură simplă*.

3.2. Legătura covalentă polară

Am studiat în clasele gimnaziale că legătura covalentă poate fi *nepolară* și *polară*. Am stabilit că legătura covalentă se formează pe baza cuplurilor comune de electroni și se formează între atomii de nemetale. *Legătura covalentă nepolară* este cea în care cuplul comun de electroni se află la aceeași distanță de nucleele atomilor, realizându-se între atomi identici.

Legătura covalentă polară este formată între atomii diferitor elemente, cuplurile comune de electroni fiind deplasate spre atomul cu electronegativitate (EN) mai mare (fig. 3.2). Să examinăm formarea legăturii covalente polare în molecula apei.

În molecula de apă H_2O se formează legături covalente polare:



valența $H=1$; valența $O=2$

Atomul de oxigen atrage mai puternic cuplul comun de electroni și concentrează astfel un exces de sarcină negativă δ^- (delta-minus), iar atomul de hidrogen — un exces de sarcină pozitivă δ^+ (delta plus), din care cauză **legăturile**

sunt polare $\overset{\delta^-}{\text{O}} : \overset{\delta^+}{\text{H}}$.

În general, molecula de apă este și ea polară, întrucât centrul sarcinii pozitive nu coincide cu cel al sarcinii nega-



Legătura covalentă se formează pe baza cuplurilor comune de electroni și se realizează între atomii de nemetale.



Legătura covalentă nepolară se realizează între atomii identici ale nemetalelor.

Modelează legătura chimică pentru CH_4 și NH_3 , luând în considerație exemplele prezentate.



Legătura covalentă polară se formează între atomii diferitor elemente, cuplurile comune de electroni fiind deplasate spre atomul cu electronegativitate mai mare.

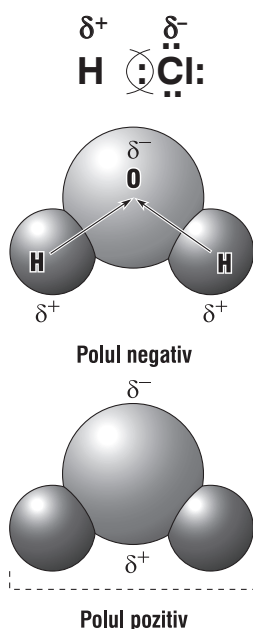


Fig. 3.2. Legătura covalentă polară și molecule polare

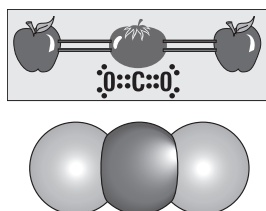
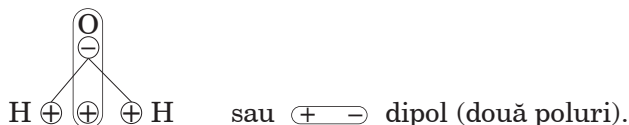


Fig. 3.3. Legătura covalentă polară și molecula de CO_2 , nepolară

tive: centrul sarcinii negative este concentrat la atomul de oxigen, iar centrul sarcinii pozitive – la atomii de hidrogen.



****Legătura covalentă se caracterizează și prin lungime — distanța între nucleeele unite.**

Distingem, în special, lungimea legăturilor unitare, duble și triple, ca, de exemplu:

Legătura	$\text{H}-\text{H}$	$\text{O}=\text{O}$	$\text{N}\equiv\text{N}$
Lungimea legăturii	0,074 nm	0,121 nm	0,110 nm
Energia legăturii	435 kJ/mol	494 kJ/mol	945 kJ/mol

Cu cât este mai mică lungimea legăturii chimice, cu atât mai mare este energia acestei legături (altfel spus, energia necesară pentru ruperea legăturii) și, respectiv, stabilitatea legăturii. Cunoscând lungimea și energia legăturii, putem explica de ce unele substanțe intră în reacții chimice mai ușor, iar altele mai greu.

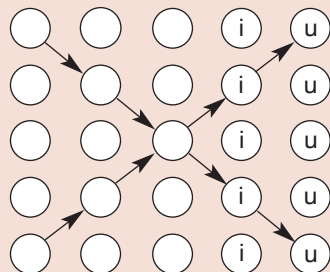
De exemplu, molecula de azot $\text{N}\equiv\text{N}$ este foarte stabilă, iar legăturile ei se rup doar la temperaturi înalte (de peste 1000°C).

Lungimea și energia legăturii depind și de dimensiunile atomilor. Astfel, în șirul $\text{H}-\text{F}$; $\text{H}-\text{Cl}$; $\text{H}-\text{I}$ dimensiunile atomilor de halogen cresc. Prin urmare, crește și lungimea legăturii. În cazul dat, energia legăturii și stabilitatea moleculei se micșorează de la fluor spre iod.

Maraton spre cunoștințe

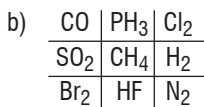
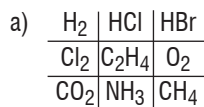
Șapte elemente chimice

Rezolvați puzzle-ul, scriind pe orizontală denumirile a patru metale și denumirea unui nemetal, în așa fel încât pe diagonală să puteți citi denumirile încă a două metale. În acest caz, denumirile tuturor celor șapte elemente chimice au sufixul -iu.



În care șir de molecule, pe orizontală, verticală sau diagonală, se găsesc:

- a) molecule cu legătură ordinară;
b) molecule cu legătură covalentă nepolară;



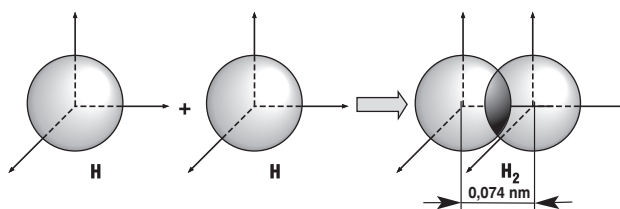
- Formulează definiția:
 - legăturii covalente;
 - electronegativității;
 - legăturii covalente nepolare;
 - legăturii covalente polare.
- Explică formarea legăturii chimice în moleculele:
 - H₂, H₂O;
 - Cl₂, HCl;
 - N₂, NH₃;
 - O₂, CO₂.
 Numește legăturile. Alege moleculele cu legături multiple.
- Alege variantele de răspuns care caracterizează legătura covalentă:
 - se formează între atomii de metale;
 - se formează între atomii de nemetale;
 - se formează pe baza cuplurilor comune de electroni;
 - apare la trecerea electronilor de la un atom de metal la un atom de nemetal;
 - cuplurile comune de electroni se deplasează spre atomul mai electronegativ;
 - legătura covalentă poate fi polară și nepolară.
- Legătura covalentă nepolară se formează în substanțele:
 - Ar
 - O₂
 - H₂O
 - H₂?
- Legătura covalentă polară se formează în substanțele:
 - NH₃
 - CH₄
 - S₈
 - HCl?
- În care compus se formează legătura triplă:
 - Cl₂
 - N₂
 - O₂
 - NH₃?
- *În care din cuplurile de atomi H—Cl; H—S; H—N; H—P; H—O legătura este mai polară? În moleculele căror substanțe se formează aceste legături?
- Calculează masa și volumul clorurii de hidrogen HCl, care poate fi obținută din 5,85 g de clorură de sodiu (NaCl).
- *Clorura de hidrogen HCl, obținută la încălzire din sare de bucătărie NaCl cu masa de 11,7 g și acid sulfuric H₂SO₄ concentrat, a fost barbotată printr-o soluție de nitrat de argint. Drept urmare, s-a format un precipitat cu masa de 20,09 g. A reacționat oare toată sarea de bucătărie?

EVALUARE

*3.3. Caracteristica comparativă a legăturilor covalente nepolare și polare

Pentru a înțelege cum sunt alcătuite moleculele substanțelor cu legătură covalentă, să examinăm aranjarea în spațiu a acestor legături. Vom studia modalitatea de formare a moleculelor H₂, HCl, H₂O, N₂ și forma lor.

Fig. 3.4. Formarea moleculei de hidrogen



Molecula de hidrogen H_2 . Atomul de hidrogen are un singur electron de tip s necuplat $H \uparrow 1s^1$, ce formează un nor de formă sferică. $\uparrow$

La apropierea a doi atomi de hidrogen, se formează molecula de hidrogen H_2 . S-a dovedit însă că distanța dintre cele două nuclee este mai mică decât suma razelor atomice ($0,074 \text{ nm} < 0,053 \text{ nm} + 0,053 \text{ nm}$) (fig. 3.4). Prin urmare, la formarea legăturii covalente, are loc **întrepătrunderea norilor electronici** ai celor doi atomi de hidrogen.

De ce doi atomi de hidrogen de același fel se leagă într-o moleculă?

Pe segmentul unde norii electronici se suprapun, densitatea electronică crește datorită concentrării sarcinilor negative. Nucleele celor doi atomi de hidrogen sunt atrase puternic spre zona de întrepătrundere și astfel se formează molecula stabilă de H_2 (fig. 3.4).

În acest caz, putem formula o nouă definiție a legăturii covalente:

Legătura formată prin întrepătrunderea norilor electronici se numește legătură covalentă.

Concluzii:

1. Întrucât electronul nu este un punct, ci un nor de o anumită formă, cuplul comun se formează prin întrepătrunderea norilor electronici (orbitalilor).

2. Se întrepătrund doar electronii cu spinii opuși.

Molecula de clorură de hidrogen HCl .

Atomul de clor $Cl \uparrow \uparrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ are $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

un electron de tip p necuplat, cu norul electronic în formă de halteră ∞ . La apropierea atomilor de hidrogen și de clor, are loc întrepătrunderea norilor electronici de tip s și p (fig. 3.5a).

Nucleele atomilor de hidrogen și de clor sunt atrase puternic către zona de întrepătrundere, cu o densitate electronică mărită și deplasată spre atomul de clor, mai electrone-

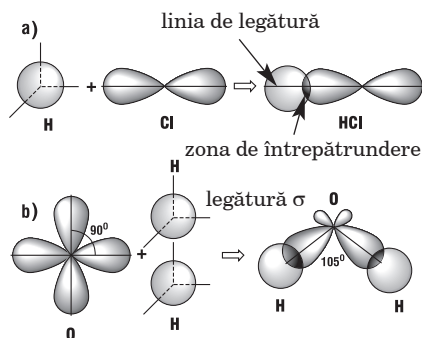


Fig. 3.5. Formarea moleculei: a) de clorură de hidrogen; b) de apă.

gativ. Comparați formele spațiale ale moleculelor de H_2 și HCl . Ambele molecule sunt liniare.

Molecula de apă H_2O . Atomul de oxigen are doi electroni necuplați de tip p $O (+8) 1s^2 2s^2 2p^4$.



Norii lor electronici în formă de halteră sunt orientați, pe axe de coordonate, sub un unghi de 90° . La apropierea atomilor de oxigen și de hidrogen, acești orbitali de tip p se întrepătrund cu orbitalii de tip s ai celor doi hidrogeni sub un unghi de 90° . După formarea legăturii, zonele de întrepătrundere se resping și unghiul se mărește până la 105° (fig. 3.5b). Prin urmare, molecula de apă are formă unghiulară.

Să reexaminăm desenele ce reprezintă întrepătrunderea norilor electronici (fig. 3.6).

Linia de legătură este linia ce unește centrele atomilor.

În toate cele trei cazuri, întrepătrunderile $s-s$, $s-p$ și $p-p$ au avut loc de-a lungul liniei de legătură.

Legătura ce se formează la întrepătrunderea norilor electronici de-a lungul liniei de legătură se numește legătură sigma (legătură σ).

Atomii se rotesc liber în jurul legăturii σ .

Molecula de azot N_2 . Atomul de azot are trei electroni de tip p necuplați $N (+7) 1s^2 2s^2 2p^3$. Norii electronici



în formă de halteră sunt orientați, pe axe de coordonate, sub un unghi de 90° .

La apropierea celor doi atomi de azot (fig. 3.7), norii $p-p$ se suprapun de-a lungul liniei de legătură și formează o legătură σ (întrepătrunderea p_x-p_x) (fig. 3.7a). Odată linia de legătură ocupată, întrepătrunderile p_y-p_y și p_z-p_z vor avea loc în afara liniei de legătură (fig. 3.7b).

Legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici în afara liniei de legătură, perpendicular pe aceasta, se numește legătura pi (legătura π).

La formarea legăturilor σ , întrepătrunderea este mult mai completă decât în cazul legăturilor π . Din această cauză legătura π este mai slabă decât legătura σ și se rupe mai ușor în reacțiile chimice. În molecula de azot se formează trei legături: o legătură σ și două legături π .

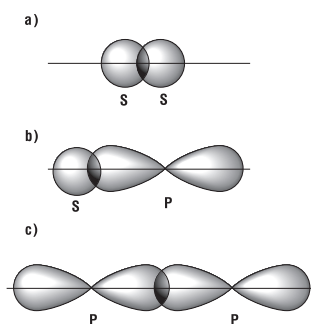


Fig. 3.6. Formarea legăturii σ la întrepătrunderea orbitalilor:

a) $s-s$; b) $s-p$; c) $p-p$

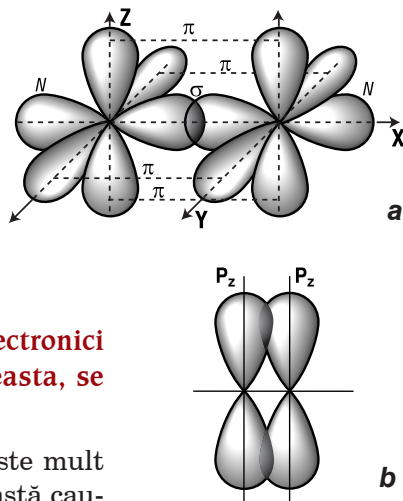


Fig. 3.7. Formarea moleculei de azot (a); legătura π (b)



Legătura σ –

legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici de-a lungul liniei de legătură.

Legătura π – legătura

formată la întrepătrunderea norilor electronici în afara liniei de legătură, perpendicular pe aceasta.



Rezultă că rotirea liberă în jurul atomilor cu legătură dublă sau triplă este imposibilă

Astfel, legătura covalentă are o anumită orientare în spațiu, deoarece orbitalii ce se întrepătrund se aranjează strict într-un anumit mod. Acest fapt determină forma geometrică a moleculelor formate.

Orientarea legăturii covalente în spațiu este determinată de unghiul dintre legături, numit *unghi de valență*.

De exemplu, unghiul de valență în molecula apei — unghiul $\angle \text{HOH}$ — este egal cu 105° .

Cu ajutorul plastilinei și al chibriturilor, modelați molecule diatomice:

a) cu legătură unitară; b) cu legătură dublă; c) cu legătură triplă.

Încercați să rotiți „atomii-bile” în jurul acestor legături. Ce observați? Trageți concluzii.

*1. Alege expresiile ce caracterizează, cel mai relevant, legătura σ :

- zona de întrepătrundere a norilor electronici se găsește pe linia ce unește centrele atomilor;
- zona de întrepătrundere a norilor electronici se găsește în afara liniei de legătură;
- legătura σ este mai stabilă decât legătura π ;
- este posibilă rotirea liberă a atomilor în jurul liniei de legătură.

*2. Alege expresiile ce caracterizează cel mai relevant legătura π :

- este o modalitate de întrepătrundere a norilor electronici;
- zona de întrepătrundere se găsește pe linia de legătură;
- zona de întrepătrundere se găsește în afara liniei de legătură, perpendicular;
- duce la apariția, în moleculă, a legăturilor multiple;
- legătura π se rupe mai ușor decât legătura σ .

*3. Alege variantele adevărate:

În moleculele cu legături multiple:

- există o legătură σ ;
- există una sau două legături π ;
- este posibilă rotirea atomilor în jurul legăturii duble sau triple;
- este imposibilă rotirea atomilor în jurul legăturii duble sau triple;
- în general, legăturile multiple sunt mai stabile decât cele unitare;
- **f) lungimea legăturii multiple este mai mică decât lungimea legăturii unitare.

*4. Încercuiește răspunsurile adevărate:

4.1. În care din molecule există legături π :

- CO_2
- O_2
- N_2
- H_2
- H_2O

4.2. Unghiul de valență $\angle \text{HOH}$ din molecula apei este egal cu:

- 180°
- 90°
- 105°
- 120°

Argumentează-ți răspunsul.

4.3. Alege moleculele liniare:

- HCl
- CO_2
- H_2O
- N_2

EVALUARE

3.4. Rețelele cristaline. Proprietățile substanțelor cu legături covalente

Să examinăm proprietățile substanțelor simple și compuse cu legături covalente. Aceste substanțe se pot afla în trei stări de agregare: gazoasă, lichidă și solidă.

În majoritatea substanțelor simple nemetale atomii sunt legați prin legături covalente nepolare, consecință a faptului că atomii lor formează mai ușor molecule diatomice gazoase — H_2 , Cl_2 , F_2 , O_2 , N_2 —, cu legătură covalentă nepolară. Aceste molecule aproape că nu interacționează între ele, din care cauză trec foarte greu în stare lichidă sau solidă.

În stare solidă, toate substanțele formează cristale cu o structură specifică, numită *rețea cristalină*.

Rețeaua cristalină reprezintă o carcasă spațială imaginară, formată din linii imaginare, ce trec prin particulele din care este alcătuit cristalul.

Punctele de intersecție a acestor linii se numesc **noduri ale rețelei cristaline**. În noduri se află centrele particulelor. În funcție de natura particulelor, rețelele sunt *moleculare, atomice, ionice și metalice*.

În stare solidă, la temperaturi foarte joase, substanțele cu legături covalente formează *rețele cristaline moleculare*, în ale căror noduri se găsesc moleculele N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , ce interacționează slab.

În condiții obișnuite, iodul, sulful și fosforul se află în stare solidă, deoarece moleculele lor sunt foarte grele. În nodurile rețelilor lor cristaline se găsesc moleculele I_2 , S_8 , P_4 (fig. 3.8).

Rețele cristaline moleculare formează și substanțele cu legătură covalentă polară: H_2O (gheața); HCl (solid), la temperaturi joase; parafina (pentru lumânări).

Proprietățile comune ale substanțelor cu rețele cristaline moleculare: se topesc ușor, sunt volatile (de exemplu, parafina se topește la temperaturi mici).

La temperaturi obișnuite, unele nemetale formează substanțe simple solide, cu legături covalente între atomi. *Rețelele cristaline* cu o astfel de legătură se numesc *atomice*. De exemplu, în rețeaua diamantului (fig. 3.9), fiecare atom de carbon este strâns legat prin legături covalente cu alți patru atomi de carbon. Se formează o substanță foarte



În organismele vii, atomii de C, H, O, N, S sunt legați prin legături covalente.

Petele de iod se întură ușor de pe țesătură dacă ..., deoarece iodul are rețea cristalină moleculară.

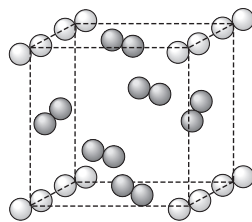
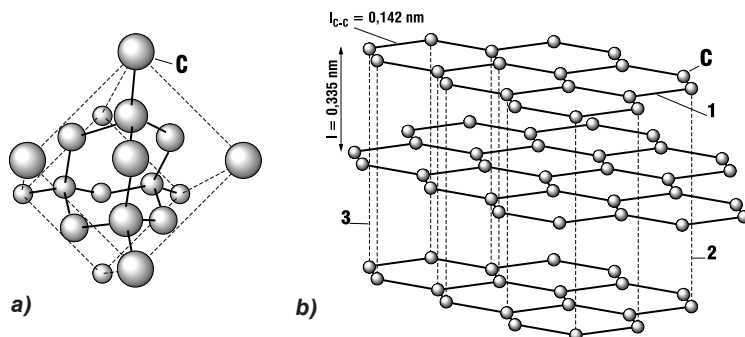


Fig. 3.8. Rețea cristalină moleculară

Fig. 3.9. Rețele cristaline atomice: a) diamant, b) grafit



stabilă, dură, cu o temperatură înaltă de topire. Rețele cristaline atomice formează și substanțele simple, precum siliciul, borul, germaniul, dar și substanțele compuse: carbura de siliciu SiC , numită *carborundum*, folosită ca abraziv (pietre de ascuțit, hârtie abrazivă), carbura de fier (Fe_3C — parte componentă a fontei), nitrura de bor (BN — borazonul, mai dur decât diamantul), compusul cobaltului cu samariul Sm_2Co_5 (baza magnetilor supraputernici).

Tabelul 3.1. Rețele cristaline

Criterii de comparație	Tipul rețelei cristaline		
	ionică	moleculară	atomică
Tipul de legătură, particulele	ionică, ioni	covalentă, molecule	covalentă, atomi
Forțe de interacțiune între particule	electrostatice	intermoleculare	covalente
Stabilitatea legăturii	înaltă	joasă	foarte înaltă
Proprietăți fizice distinctive ale substanțelor	stabilitate înaltă, temperaturi ridicate de fierbere și topire, se dizolvă ușor în apă, soluția și topitura conduc curentul electric	stabilitate redusă, temperaturi joase de fierbere și topire, unele substanțe se dizolvă în apă	stabilitate foarte înaltă, duritate, temperaturi înalte de fierbere și de topire, nu se dizolvă în apă, topitura nu conduce curentul electric
Exemple de substanțe	majoritatea sărurilor, unii oxizi (cu legătură ionică), ca, de exemplu, NaCl , KCl , CaO ș.a.	Nemetalele N_2 , H_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ș.a. (cu excepția borului, carbonului și siliciului); clorura de hidrogen, oxidul de carbon (IV) ș.a.	carbonul (diamantul, grafitul), siliciul, borul, SiO_2 , carburile SiC și Fe_3C ș.a.

Proprietățile comune ale substanțelor cu rețele atomice: sunt dure, se topesc foarte greu (de exemplu, grafitul se topește la 3700°C , iar carbura de tantal — la 3800°C).

În *tabelul 3.1.* sunt descrise proprietățile substanțelor în funcție de tipul rețelei cristaline.



Cercetarea și compararea proprietăților fizice ale substanțelor cu diferite tipuri de legături chimice

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete; baghete de sticlă, linguriță sau spatulă, spirtieră, clemă pentru eprubete, pahar cu apă, substanțe (clorură de sodiu, sulf, cupru, zahăr, grafit, apă).

Sarcini de lucru:

1. Examinați substanțele indicate: clorură de sodiu, sulf, cupru, zahăr, grafit, apă.
2. Cercetați cum se comportă aceste substanțe la încălzire, solubilitatea lor în apă, menționați proprietățile fizice specifice. Cele observate vor fi introduse în tabelul de mai jos:

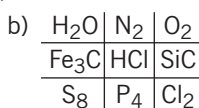
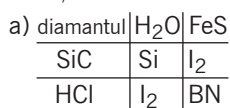
Substanța	NaCl	S	Cu	Zahăr	Grafit	Apă
Proprietăți						
Starea de agregare, culoare, miros						
Solubilitatea în apă						
Comportarea la încălzire						
Proprietăți fizice specifice						
Tipul rețelei cristaline						
Tipul legăturii chimice						

3. Stabiliți legătura dintre compoziția substanței, tipul legăturii chimice, tipul rețelei cristaline și proprietățile fizice ale substanței. Trageți concluzii.

4. Spălați eprubetele. Faceți ordine la masa de lucru!

În care din următoarele șiruri, pe orizontală, verticală sau diagonală, substanțele au:

- a) rețele cristaline atomice;
- b) rețele cristaline moleculare;



- ## Project

Argument

Subiecte de urmărit

- ## Modalități de realizare

- ### Modalități de prezentare

- ## Criterii de evaluare

- Structura proiectului;

- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

Notă: Similar proiectului de mai sus, se pot elabora proiecte la tema „Magia structurilor perfecte” (profil real); „Tipul legăturii chimice – proprietăți fizice – aplicarea substanței” (profil umanist).

*3.5. Mecanismul donor-acceptor de formare a legăturii covalente

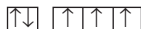
Toate substanțele cu legătură covalentă examinate până acum s-au format după principiul: *fiecare atom cedează câte un electron pentru formarea cuplului comun de electroni*. Există însă și o altă modalitate de formare a cuplului comun de electroni.

Cunoașteți reacția: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$. De ce molecula de amoniac adăunează ionul de hidrogen H^+ ?



Să examinăm formarea ionului de amoniu.

La formarea moleculei de amoniac NH_3 , atomul de azot $\text{N } (+7) 1s^2 2s^2 2p^3$ se leagă prin trei cupluri comune de electroni



troni cu cei trei atomi de hidrogen $\text{H } 1s^1$, perechile comune



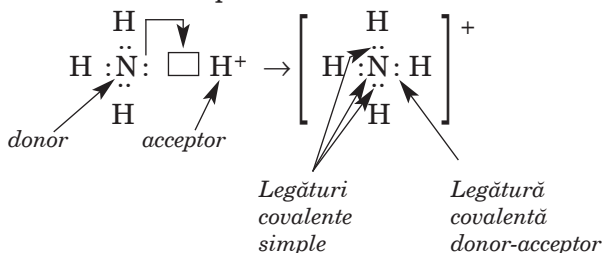
fiind mai apropiate de atomul de azot: $\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$

Cu toate acestea, atomul de azot posedă un cuplu neparticipant de electroni. Ionul de hidrogen H^+ nu mai are electroni,



ci doar un orbital s liber: $\text{H}^+ \square$.

La apropierea moleculei de amoniac și a ionului de hidrogen, cuplul neparticipant de electroni al atomului de azot ocupă orbitalul liber al ionului de hidrogen. Drept urmare, se formează un cuplu comun de electroni:



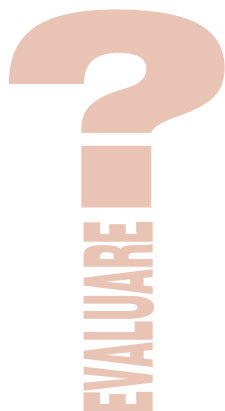
Explicați formarea ionului de hidroxoniu în soluțiile apoase de acizi
 $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$



****Pentru obținerea fibrei de viscoză, lemnul se dizolvă în soluție amoniacală de sare de cupru, ce conține ioni complecși, formați prin mecanismul donor-acceptor.**

Atomul de azot este donor de electroni, iar ionul de hidrogen este acceptor de electroni.

S-a obținut o nouă particulă: NH_4^+ , ionul de amoniu, numit *ion complex*, în care trei legături covalente sunt simple, iar a patra legătură se deosebește doar prin modul de formare. Aceasta este legătura covalentă *donor-acceptor*. După ce s-a format, legătura *donor-acceptor* nu se mai deosebește de celelalte trei legături covalente.



***1.** Alege expresiile ce caracterizează legătura *donor-acceptor*:

- a) este unul din mecanismele de formare a cuplului comun de electroni sau, altfel spus, de formare a legăturii covalente;
- b) donorul are un cuplu neparticipant de electroni;
- c) acceptorul are un orbital liber;
- d) legătura donor-acceptor este o legătură de tip π .

***2.** Alege expresiile ce caracterizează structura ionului de amoniu:

- a) posedă patru legături covalente polare;
- b) una din legături este donor-acceptor;
- c) are o legătură de tip π ;
- d) are patru legături σ .

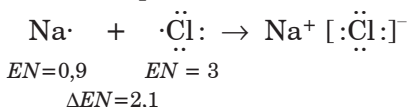
***3.** Alcătuieste un exercițiu similar celui anterior (cu nr. 2) pentru ionul de hidroxoniu H_3O^+ .

3.6. Legătura ionică

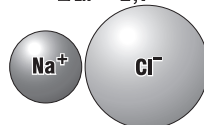
3.6.1. Formarea legăturii ionice

La apropierea atomilor cu o diferență mare de electronegativitate (mai mare decât cifra 2), are loc transferul electronilor de la atomul mai puțin electronegativ la atomul mai electronegativ (fig. 3.10).

De exemplu :



$EN(\text{Cl}) = 3,0$
 $EN(\text{Na}) = 0,9$
 $\Delta EN = 2,1$



Se obține ionul pozitiv de sodiu Na^+ (cation) și ionul negativ de clor Cl^- (anion). Ionii de sodiu și ionii de clorură se atrag, formând o legătură ionică.

Legătura formată prin atragerea electrostatică a ionilor cu sarcini opuse se numește *legătură ionică*.

Definiți electronegativitatea.



Ionul pozitiv se numește cation.
Ionul negativ se numește anion.

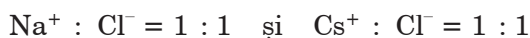
În cazul în care substanța se află în stare de vapori, ionii se combină în molecule separate, cu legătură ionică. Dacă vaporii trec în stare solidă, moleculele separate își încetează existența și se formează cristalul ionic — o „moleculă” uriașă de Na_nCl_n (fig. 3.11).

Retelele cristaline în ale căror noduri se află ioni se numesc rețele ionice.

În cristalul ionic, fiecare ion interacționează cu „vecinii” săi.

Interacțiunea a doi ioni nu duce la neutralizarea totală a sarcinilor pozitive și negative. Iată de ce fiecare ion tinde să aibă în jurul său un număr cât mai mare de ioni de semn opus.

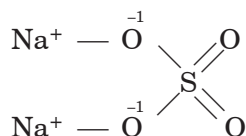
Numărul ionilor de semn opus poate fi diferit, în funcție de dimensiunile ionilor. De exemplu, ionul de sodiu Na^+ este înconjurat de 6 ioni de clor (Cl^-), iar ionul de cesiu (Cs^+), mai mare — de 8 ioni de clor. În ambele cazuri însă raportul dintre numărul ionilor pozitivi și negativi corespunde valenței și este egal cu:



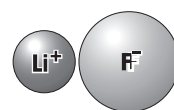
Iată de ce formulele compușilor ionici se scriu în formă moleculară: NaCl ; CsCl ș.a.

Legătura ionică se formează nu numai între metalele alcaline și halogeni. În unii oxizi, cum ar fi $\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$; $\text{K}_2^+ \text{O}^{2-}$; $\text{Na}_2^+ \text{O}^{2-}$, legătura este prioritar ionică.

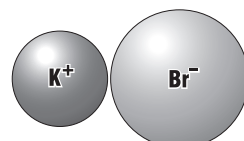
În hidroxizii metalelor alcaline, legătura ionică apare între atomii de metal și oxigen. De exemplu, în hidroxidul de sodiu NaOH legătura $\text{O}-\text{H}$ este covalentă polară, în timp ce legătura $\text{Na}^+ \text{O}^{2-}$ este ionică. Substanța în întregime constă însă din ioni de sodiu Na^+ și ioni de hidroxil OH^- . În sărurile acizilor oxigenați, ca, de exemplu, sulfatul de sodiu:



legăturile dintre Na^+ și O^{2-} sunt ionice, în timp ce legăturile sulfurii cu oxigenul sunt covalente. Pe de altă parte, substanța în întregime constă din ioni de sodiu Na^+ și ioni de sulfat SO_4^{2-} .



$$\begin{array}{l} EN(\text{F}) = 4,0 \\ EN(\text{Li}) = 1,0 \\ \Delta EN = 3,0 \end{array}$$



$$\begin{array}{l} EN(\text{Br}) = 2,8 \\ EN(\text{K}) = 0,8 \\ \Delta EN = 2,0 \end{array}$$

Fig. 3.10. Formarea legăturii ionice

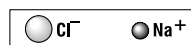
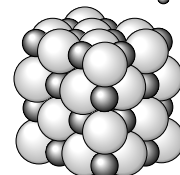
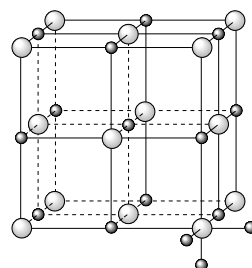


Fig. 3.11. Rețea cristalină ionică

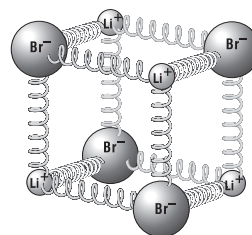
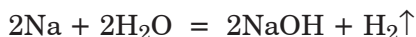


Fig. 3.12. Interacțiunea ionilor

3.6.2. Proprietățile ionilor și ale substanțelor cu legătură ionică

Proprietățile ionilor se deosebesc de proprietățile atomilor. Știm că sodiul metalic, compus din atomi de sodiu, reacționează ușor cu apa, cu degajare de căldură. Astfel, o bucată de sodiu aruncată în apă se topește la temperatura reacției. O bilă de sodiu lichid va „sfârâi” pe suprafața apei, accelerată de hidrogenul gazos care se elimină în timpul reacției:

Rugați profesorul să
vă demonstreze
această experiență.



Dacă însă vom turna în apă sare de bucătărie (compusă din ioni), nu vom observa niciun efect. Prin urmare, ionii de sodiu au proprietăți diferite față de atomii de sodiu.

*Proprietățile ionilor depind de structura lor electronică. Din acest punct de vedere, deosebim trei tipuri de ioni:

1. Ioni cu învelișul electronic specific unui gaz inert. De exemplu:

Atomi	Ioni
Na $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e} \end{array} \right\}$	Na^+ $\left. \begin{array}{c})) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
K $\left. \begin{array}{c})))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 1\bar{e} \end{array} \right\}$	K^+ $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
Mg $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 2\bar{e} \end{array} \right\}$	Mg^{2+} $\left. \begin{array}{c})) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
Ca $\left. \begin{array}{c})))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \ 2\bar{e} \end{array} \right\}$	Ca^{2+} $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
F $\left. \begin{array}{c})) \\ 2\bar{e} \ 7\bar{e} \end{array} \right\}$	F^- $\left. \begin{array}{c})) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
Cl $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 7\bar{e} \end{array} \right\}$	Cl^- $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$
S $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 6\bar{e} \end{array} \right\}$	S^{2-} $\left. \begin{array}{c}))) \\ 2\bar{e} \ 8\bar{e} \ 8\bar{e} \end{array} \right\}$

Acești ioni au pe nivelul exterior câte opt electroni, asemeni gazelor inerte. De regulă, cationii și anionii cu învelișul electronic asemănător cu cel al gazelor inerte sunt incolori și formează substanțe incolor (sau de culoare albă). De exemplu, NaCl, KCl, CaCl₂ în stare solidă au culoare albă.

2. Ioni cu învelișul exterior de 18 electroni complet. Aceștia sunt cationii metalelor *d* și, de regulă, sunt incolori.

De exemplu :



Acești cationi, de regulă, incolori, formează, cu anionii, substanțe incolore (sau de culoare albă). De exemplu, ZnCl_2 în stare solidă este alb.

3. Ioni cu învelișul exterior de 18 electroni incomplet. Să comparăm ionii de cupru (I) cu ionii de cupru (II).



incolor

colorat

Ionii de Cu^+ sunt incolori, la fel ca toți compușii cuprului monovalent. Compușii cuprului divalent sunt colorați.

Știm că topiturile și soluțiile substanțelor ionice conduc foarte bine curentul electric. La topire și la dizolvarea în apă a cristalelor ionice, are loc desprinderea ionilor. Aceste proprietăți ale compușilor ionici au o mare importanță și își găsesc o aplicare largă în industrie.

Organismele vii au nevoie de metale precum sodiul, potasiul, calciul, magneziul, fierul etc. și de nemetale precum azotul, sulfură etc. Toate aceste elemente pătrund în organism sub formă de ioni. Fără ionii de sodiu sau potasiu nu pot funcționa celulele vii, ionii de fier (II) sunt necesari pentru formarea hemoglobinei, iar ionii de magneziu — pentru formarea clorofilei.

Să comparăm proprietățile substanțelor cu legătură covalentă și ionică. Care dintre substanțele: fluorura de sodiu NaF , fluorura de potasiu KF , fluorura de hidrogen HF , fluor F_2 , în condiții obișnuite, sunt solide? Pentru a răspunde la această întrebare, vom apela la următoarea legitate :

După structura substanțelor, se pot prezice proprietățile lor, iar după proprietățile substanțelor, se poate prezice structura acestora.

În substanțele enumerate mai sus se formează următoarele legături :

Na^+F^- — legătură ionică ;

K^+F^- — legătură ionică ;

$\text{H}^{\delta+}\text{F}^{\delta-}$ — legătură covalentă polară ;

F_2^0 — legătură covalentă nepolară.



Substanțele cu legătură ionică au, de regulă, temperaturi înalte de topire. Poate fi oare topită sarea de bucătărie în condiții casnice, la aragaz ? Nu ! Este necesară o încălzire mult mai puternică.

Potasiul contribuie la buna funcționare a inimii. Care potasiu credeți că se are în vedere: metalul sau ionul de potasiu?

În trusa farmaceutică de acasă veți găsi, cu siguranță, săruri de sodiu și de potasiu. În aceste săruri, ionii de Na^+ și K^+ sunt legați, de multe ori, prin legătură ionică cu oxigenul celeilalte părți de substanță.

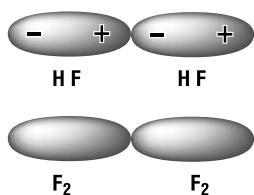


Fig. 3.13. Interacțiunea dintre molecule

Cea mai puternică este legătura din cristalele de NaF și KF, deoarece toate particulele se unesc prin legătură ionică.

Prin urmare, în stare solidă pot exista fluorurile ionice de sodiu și de potasiu. Între moleculele de HF și de F₂ acționează forțe intermoleculare slabe. Fluorura de hidrogen trece mai ușor în stare solidă sau lichidă decât fluorul. Aceasta se explică prin faptul că între moleculele polare de HF forțele de atracție dintre dipoli (fig. 3.13) sunt mai puternice decât forțele de interacțiune dintre moleculele nepolare de fluor F₂. Cele enunțate mai sus au fost confirmate prin datele experimentale privind temperatura de topire a acestor substanțe: NaF (995°C); HF (-83°C); F₂ (-220°C).



1. Pentru a simți mirosul, moleculele de substanță gazoasă trebuie să pătrundă în nas.

Alegeți, pe orizontală, verticală sau diagonală, șirul de substanțe:

a) care nu au miros
în condiții obișnuite:

HCl	H ₂ O	NaCl
K ₂ SO ₄	CaCl ₂	SO ₂
KBr	I ₂	O ₃

b) care au miros
în condiții obișnuite:

Cl ₂	H ₂ O	NaCl
KCl	NH ₃	HCl
SO ₃	CaBr ₂	I ₂

Argumentați-vă alegerea aplicând cunoștințele despre legăturile chimice și structura substanței.

2. Dați exemple concrete care să ilustreze relația *cauză-efect*:

Structura atomului	Tipul legăturii chimice	Tipul rețelei cristaline	Proprietățile fizice ale substanței
Cauză → efect cauză → efect cauză → efect			

- Alege variantele corecte ce caracterizează legătura ionică:
 - se formează între atomii metalelor și nemetalelor tipice;
 - se formează între atomii elementelor cu diferența de electronegativitate > 2;
 - atomul de metal cedează electroni și are sarcină negativă;
 - atomul de nemetal adăunează electroni și capătă sarcină pozitivă;
 - se realizează datorită atracției electrostatice;
 - moleculele cu legătură ionică există doar în substanța aflată în stare de vapori.
- Alege răspunsurile corecte ce caracterizează rețeaua cristalină ionică:
 - în nodurile rețelei se găsesc ioni cu sarcini opuse;
 - se formează în substanțele cu legătură ionică;

EVALUARE

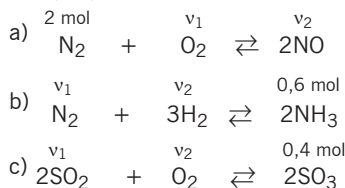
- c) substanțele cu rețea cristalină ionică au temperaturi joase de topire;
d) cel mai frecvent se găsește în săruri.

3. În care compuși se formează legătura ionică:

- I. a) NaF b) CaCl₂ c) NH₃ d) N₂
II. a) KOH b) CH₄ c) K₂SO₄ d) CsCl

Explică formarea legăturii ionice în unul din compuși selectați.

4. Alcătuieste și rezolvă probleme după următoarele date:



**5. Completează tabelul:

Ioni	Culoarea substanțelor formate
Ioni cu înveliș electronic al gazului inert	
Ioni cu înveliș electronic de 18 $\bar{e}$ complet	
Ioni cu înveliș electronic de 18 $\bar{e}$ incomplet	

6. Completează tabelul:

Substanța	Tipul legăturii chimice	Tipul rețelei cristaline
F ₂		
HF		
NaF		

EVALUARE

3.7. Legătura de hidrogen

Propriu-zis, denumirea *legătură de hidrogen* sugerează că la formarea ei participă atomul de hidrogen. Dar care anume?

Să comparăm proprietățile a două combinații cu hidrogenul ale oxigenului și sulfului, elemente din subgrupa principală a grupei a VI-a. La temperatură obișnuită, apa este lichidă, iar sulfura de hidrogen H₂S este un gaz. Se știe: cu cât molecula este mai grea, cu atât trece mai greu în stare gazoasă. De ce totuși apa, mai ușoară ($M_r=18$), este lichidă, iar sulfura de hidrogen, mai grea ($M_r=34$), este un gaz?

Probabil, moleculele de apă sunt legate una de alta nu prin forțe intermoleculare obișnuite, ci prin altfel de forțe, mai puternice. Care sunt ele?

EN:

F = 4,0

O = 3,5

N = 3,0

H = 2,1

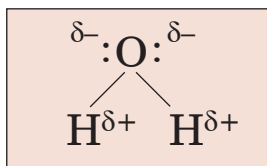


Fig. 3.14. Molecula de apă poate forma patru legături de hidrogen cu alte molecule

Să comparăm electronegativitatea oxigenului ($EN=3,5$) și a sulfului ($EN=2,5$). Oxigenul este mai electro-negativ, de aceea legăturile $O^{\delta-} - H^{\delta+}$ sunt mai polare decât legăturile sulfului $S^{\delta-} - H^{\delta+}$.

Prin urmare, în legăturile $O^{\delta-} - H^{\delta+}$ hidrogenul este mai polarizat decât în legăturile $S^{\delta-} - H^{\delta+}$.

Să comparăm polaritatea legăturilor în fluorura de hidrogen $H^{\delta+} - F^{\delta-}$ și în clorura de hidrogen $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$. Datorită electronegativității mai mari a fluorului ($EN=4,0$), hidrogenul devine mai polarizat în fluorură decât în clorura de hidrogen ($EN(Cl)=3$). Fluorura de hidrogen se lichefiază ușor la temperatura camerei ($19,5^{\circ}C$), iar clorura de hidrogen trece în stare lichidă doar la $-85^{\circ}C$.

Prin urmare, între moleculele de H_2O și moleculele de HF apar legături suplimentare. Aceste legături sunt de natură electrostatică și se formează datorită atracției dintre ionul pozitiv de hidrogen al unei molecule și atomul polarizat negativ al altei molecule, de oxigen sau de fluor (fig. 3.15).



Legătura de hidrogen se reprezintă grafic prin trei puncte.

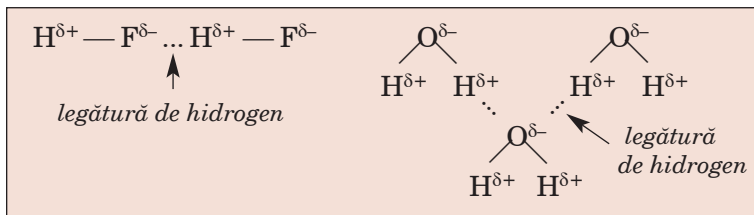
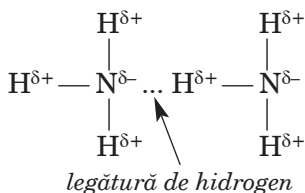


Fig. 3.15. Formarea legăturii de hidrogen

Am aflat și răspunsul la întrebarea cum trebuie să fie legat atomul de hidrogen: el trebuie să se lege de atomul elementului mai electronegativ! Legătura de hidrogen se notează prin trei puncte.

Azotul are și el capacitatea de a forma legături de hidrogen $EN(N)=3$.



Amoniacul se lichefiază la $-33^{\circ}C$ și se evaporă ușor, de aceea este folosit în instalațiile frigorifice.

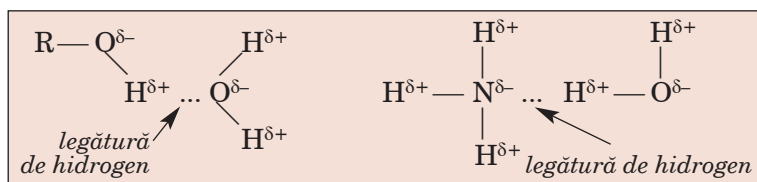


Fig. 3.16. Formarea legăturilor de hidrogen la dizolvarea substanțelor în apă

Legătura formată între atomii de hidrogen polarizați pozitiv ai unei molecule (sau părți de moleculă) și atomul puternic electronegativ (al elementelor F, O, N) al altei molecule se numește *legătură de hidrogen*.

În consecință, la temperatură obișnuită, apa este lichidă, iar fluorura de hidrogen și amoniacul sunt gaze, care se lichefiază ușor datorită legăturilor de hidrogen intermoleculare.

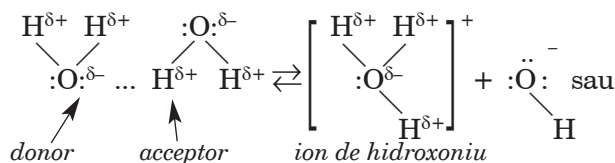
Legătura de hidrogen este mai slabă decât legătura covalentă. În același timp, este capabilă să modifice semnificativ proprietățile substanțelor.

Substanțele organice ce conțin grupele $O^{\delta-} - H^{\delta+}$, $N^{\delta-} - H^{\delta+}$ se dizolvă ușor în apă, formând cu apa legături de hidrogen.

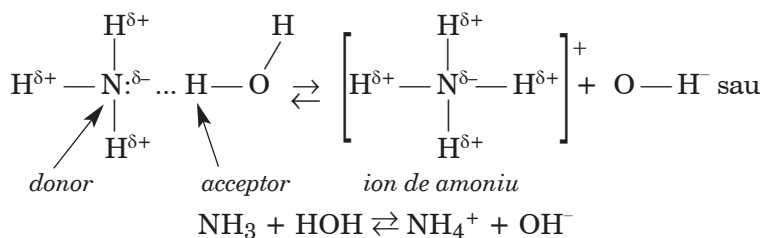
Moleculele complexe de proteine conțin grupele $N^{\delta-} - H^{\delta+}$ și $C^{\delta+} = O^{\delta-}$. Moleculele spiralate de proteine și moleculele dublu spiralate ale ADN își păstrează forma doar datorită formării legăturilor de hidrogen între moleculele vecine

În cazul dat, legăturile de hidrogen au un caracter intramolecular.

****Legătura de hidrogen se poate transforma în legătură donor-acceptor. Astfel, în apă se formează ioni de hidroxoniu :**



La dizolvarea amoniacului NH_3 în apă, se formează ioni de amoniu :



Formarea legăturii de hidrogen este de o importanță covârșitoare. Apa este lichidul în care a luat naștere viața pe Pământ.

Legătura de hidrogen se poate forma între moleculele aceleiași substanțe sau de substanțe diferite. Condițiile de formare rămân identice: un atom de hidrogen H se unește cu atomii de F, O, N!



Jocul „Ghicim literele și citim propoziția”.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28
c																											

Dacă veți juca în echipe, pregătiți fișe cu sarcini de lucru (28 de fișe numerotate de la 1 la 28).

Găsiți răspunsul pentru fiecare sarcină, exprimat printr-o cifră, apoi găsiți, în tabel, litera ce corespunde acestei cifre. Litera se va scrie în pătratul cu același număr de ordine ca și al sarcinii.

Exemplu: Răspunsul la întrebarea nr. 1 este următorul: numărul neutronilor în atomul de fluor este egal cu 10. În tabelul de mai jos, cifrele 10 îi corespunde litera „c”. Litera „c” se va scrie în pătratul 1.

a	ă	c	e	h	i	m	n	o	r	s	ș	t	ț
17	12	10	6	16	4	1	3	13	7	5	8	2	35

Sarcini de lucru

- Numărul de neutroni în atomul de fluor.
- Numărul de neutroni în atomul de fosfor-31.
- Numărul electronilor de valență ai elementului din perioada a II-a, grupa a IV-a.
- Câte legături σ se pot forma între doi atomi?
- Câte legături se formează în molecula de CH_4 ?
- Care este numărul atomic al elementului cu configurația electronică a atomului $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$?
- Gradul de oxidare al sulfului în acidul sulfuric.
- Gradul de oxidare al azotului în acidul azotic.
- Gradul de oxidare inferior pentru elementele din grupa a VI-a.
- Câți electroni participă la transferul $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^0$?
- Numărul atomic al elementului cu configurația electronică a nivelului exterior $2s^2 2p^4$.
- Câte legături σ se formează în molecula de CO_2 ?
- Câte legături covalente polare se formează în ionul NH_4^+ ?
- Valoarea gradului de oxidare pozitiv și negativ egală la unul și același element.
- Câte legături covalente nepolare se formează în molecula N_2 ?
- Numărul atomic al nemetalului ce formează o substanță simplă în stare lichidă.
- Numărul atomic al elementului care formează molecule diatomice ale unui gaz galben-verzui.
- Sarcina pe care o au metalele alcaline în compușii ionici.
- Numărul de electroni ce participă la transferul $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+4}$.
- Numărul de electroni p exteriori ai elementului cu nr. 9.
- Numărul de legături π în molecula de azot.
- Numărul grupei în care se află elementul cu 16 protoni.
- Numărul grupei în care se află elementele ai căror anioni formează ușor legături ionice.
- Câți electroni participă la transferul $\text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{O}^{-2}$?
- Numărul atomic al elementului cu configurația electronică a nivelului exterior $3s^2 3p^1$.
- Numărul atomic al elementului din perioada a III-a care poate forma legături covalente polare și nepolare, precum și legături ionice.
- Numărul electronilor ce participă la transferul $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$.
- Numărul atomic al elementului cu configurația electronică a nivelului exterior ... $3s^2$.

Dacă jocul se va organiza în perechi, sarcinile se vor lua pe rând sau se vor extrage la întâmplare. Pentru fiecare răspuns corect, participantul va primi un punct.

Vă dorim succes!

Alcătuți un joc didactic după acest model.



1. Alege afirmațiile corecte ce descriu legătura de hidrogen:
 - a) este condiționată de atracția electrostatică dintre ionul de hidrogen H^+ al unei molecule și atomul elementului mai electronegativ al altei molecule;
 - b) conduce la asocierea moleculelor;
 - c) este mai slabă decât legătura covalentă și cea ionică;
 - d) nu contribuie la creșterea solubilității substanțelor în apă;
 - e) conduce la scăderea volatilității substanțelor.

Dă exemple.

2. La ce temperatură se distrug legăturile de hidrogen în apă:
 - a) $0^{\circ}C$ b) $4^{\circ}C$ c) $100^{\circ}C$ d) $105^{\circ}C$
3. În care substanțe se formează legătura de hidrogen:
 - a) în amestecul de H_2 și O_2 în stare lichidă;
 - b) în alcool etilic C_2H_5OH ;
 - c) în soluția de alcool etilic în apă;
 - d) în amoniac lichid;
 - e) în benzină (un amestec de hidrocarburi)?

Argumentează-ți răspunsul.

- **4.** Indică cea mai stabilă legătură de hidrogen:

- | | |
|--|---|
| a) $H^{\delta+} \text{ — } Cl^{\delta-} \dots H^{\delta+}$ | c) $H^{\delta+} \text{ — } N^{\delta-} \dots H^{\delta+}$ |
| b) $H^{\delta+} \text{ — } O^{\delta-} \dots H^{\delta+}$ | d) $H^{\delta+} \text{ — } F^{\delta-} \dots H^{\delta+}$ |

- *5.** Indică în care șiruri substanțele sunt aranjate în ordinea creșterii temperaturilor de fierbere:

- | | |
|------------------------------|-------------------------------|
| a) Cl_2 , Na, NaCl; | c) H_2O , HF, HCl; |
| b) Br_2 , Cl_2 , F_2 ; | d) CO_2 , NH_3 , H_2O . |

- 6.** Alcoolul etilic și apa pot fi amestecate în orice proporție. Calculează partea de masă a alcoolului etilic în soluția ce conține 200 g de alcool etilic și 300 g de apă.

- *7.** Calculează partea de masă a alcoolului etilic C_2H_5OH în soluția obținută la amestecarea a 1 l de alcool etilic de 96% (cu densitatea de 0,79 g/ml) și 1,972 l de apă.

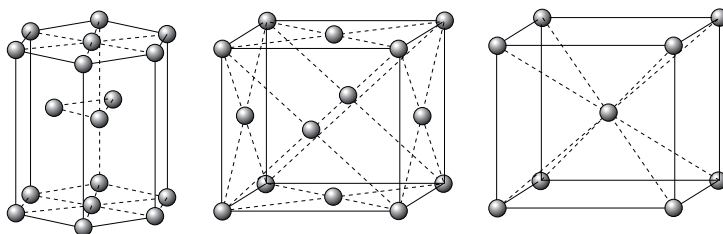
3.8. Legătura metalică

Elementele metalice, cu excepția mercurului, sunt substanțe solide. În nodurile rețelelor cristaline metalice sunt dispuși atomi de metale. Unii atomi de metale cedează ușor electronii și se transformă în ioni. Electronii formează o zonă (bandă) de valență comună, care aparține tuturor ionilor de metale și face legătura între ei.

Legătura care se formează între ionii de metale în rețeaua cristalină și electronii comuni se numește *legătură metalică*.

Comparați legătura metalică cu cea ionică și covalentă. Scrieți datele într-un tabel.

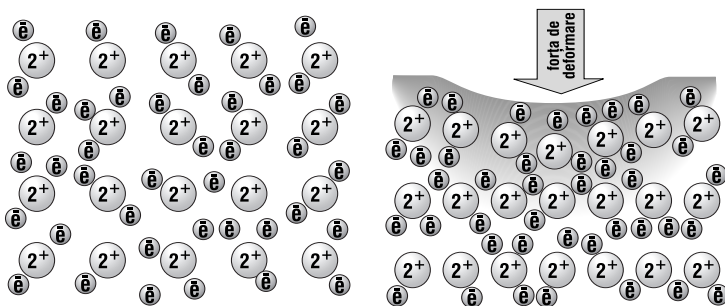
Fig. 3.17. Rețele cristaline metalice



Rețelele cristaline ale substanțelor cu legătură metalică se numesc rețele metalice (fig. 3.17).

Datorită acestei structuri, metalele sunt bune conductoare de electricitate și căldură, sunt plastice, ductile și posedă luciu metalic.

Fig. 3.18. Deplasarea straturilor în rețeaua cristalină a metalului sub acțiunea forței de deformare



De regulă, substanțele cu legătură chimică covalentă nu conduc curentul electric.

Ductilitatea și plasticitatea metalelor se explică prin aceea că atomii și ionii metalelor nu sunt legați unii de alții și straturile lor se pot deplasa sub acțiunea forțelor exterioare (fig. 3.18). De aceea, metalele pot fi trase ușor în fire și întinse în foi subțiri.

Electronii liberi din rețeaua metalică determină prezența curentului electric. Curentul electric în metale reprezintă mișcarea ordonată și orientată a electronilor. În acest caz, se poate afirma că zona de valență coincide cu banda de conducție.

Metalele sunt foarte bune conducătoare de curent electric. Cel mai bine conduc electricitatea cuprul, alumiul, argintul și aurul.



Maraton spre cunoștințe

****Să comparăm legăturile metalică și covalentă. Cum influențează ele asupra conductibilității electrice a substanțelor?**

Datorită cuplului comun de electroni, legătura covalentă este repartizată între atomi. De aceea, substanțele cu legătură cova-

lentă nu conduc, de regulă, curentul electric. Majoritatea lor sunt dielectrice. Printre acestea există însă unele substanțe care posedă o slabă conductibilitate electrică. Ele se numesc *semiconductoare*. Din grupul semiconductoarelor fac parte câteva substanțe simple, cum ar fi siliciul și germaniul, dar și o parte din oxizi, sulfuri și selenuri ș.a.

În semiconductoare, sub acțiunea luminii sau a căldurii, o parte din electroni rup legăturile covalente, stabile, ale zonei de valență și formează *banda de conducție*. Acest tip de conductibilitate se numește *electronică*. De exemplu, în rețeaua cristalină a siliciului, care posedă patru electroni exteriori, fiecare atom este legat cu alți patru atomi prin cupluri comune de electroni (fig. 3.19a). O parte din aceste cupluri se rup, iar electronii liberi formează banda de conducție. La încălzire și la lumină, activitatea benzii se intensifică (fig. 3.19b).

În urma eliberării electronilor, atomul capătă o sarcină pozitivă. Lângă acest atom apare un gol. Locul golului este ocupat de un electron de la atomul vecin, iar în consecință, la acesta din urmă se formează un alt gol. Astfel, golul parcă ar avea sarcină pozitivă și s-ar deplasa în direcția opusă electronului. La includerea curentului electric, electronii se vor mișca spre polul pozitiv, iar golurile se vor forma pe direcția polului negativ. Astfel, apare conductibilitatea siliciului: numărul electronilor liberi este egal cu numărul golurilor (fig. 3.19).

La introducerea unor impurități, conductibilitatea electronică sau conductibilitatea prin goluri a semiconductorului crește.

Să examinăm conductibilitatea siliciului la adăugarea fosforului, un element din subgrupa principală a grupei a V-a. Fosforul are pe ultimul nivel 5 electroni, iar siliciul – 4 electroni. În rețeaua cristalină a siliciului apare un atom cu un electron „în plus”; acesta este fosforul. Anume acest electron se desprinde cel mai ușor și asigură conductibilitatea electronică a semiconductorului siliciu (fig. 3.20).

Dacă la siliciul pur se va adăuga bor, un element din grupa a III-a, golul va apărea la acesta din urmă. Electronul de la atomul de siliciu va trece la atomul de bor (fig. 3.21), formând un gol. Astfel, conductibilitatea se realizează preponderent prin goluri. Prin urmare, impuritățile elementelor cu un număr de electroni exteriori (grupa a V-a) mai mare decât ai siliciului asigură conductibilitatea electronică negativă (conducția de tip *n*), iar impuritățile elementelor cu un număr de electroni exteriori (grupa a III-a) mai mic decât ai siliciului (grupa a IV-a) asigură conductibilitatea prin goluri, pozitivă (conducția de tip *p*). Metalele-conductoare și nemetalele-semiconductoare se aplică pe larg în industrie.

Fig. 3.20. Conductibilitatea electronică a siliciului

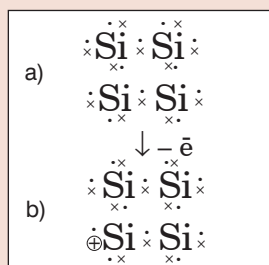


Fig. 3.19. Semiconductibilitatea siliciului – numărul de goluri este egal cu numărul electronilor liberi

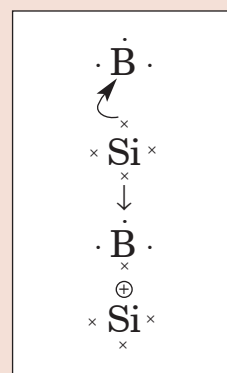
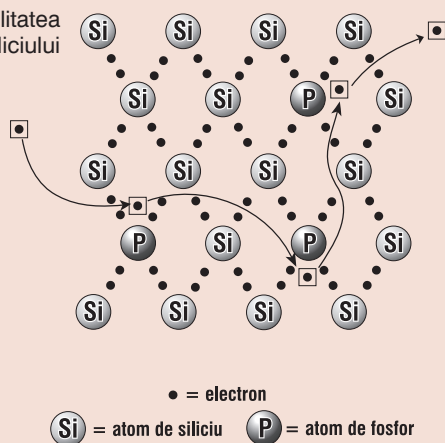


Fig. 3.21. Conductibilitatea prin goluri

EVALUARE

1. Alege afirmațiile corecte ce descriu legătura metalică:
 - a) se formează între atomii de metale și nemetale;
 - b) se formează între atomii de metale și electronii comuni;
 - c) se formează datorită întrepătrunderii a doi nori electronici;
 - d) determină o conductibilitate electrică și termică înaltă.
2. Numește tipul legăturilor care se formează:
 - a) între atomii metalelor;
 - c) între atomii metalelor și nemetalelor;
 - b) între atomii nemetalelor;
 - d) în aliajele metalelor.

Argumentează prin exemple.
3. Schema electronică a unui atom este $2\bar{s}8\bar{e}1\bar{e}$. Ce tip de legătură chimică se formează în această substanță:
 - a) covalentă polară;
 - c) ionică;
 - b) covalentă nepolară;
 - d) metalică?
- *4. Numește tipul de legătură care se formează între atomii cu configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$:
 - a) ionică;
 - c) covalentă nepolară;
 - b) covalentă polară;
 - d) metalică.

5. Completează tabelul cu denumirile substanțelor și ale rețelelor cristaline:

Tipul legăturii chimice	Exemple de două substanțe	*Tipul rețelei cristaline
Legătura covalentă nepolară		
Legătura covalentă polară		
Legătura ionică		
Legătura metalică		

6. Asociază numărul substanței cu litera ce marchează tipul legăturii chimice:
 1. H_2SO_4
 2. Al
 3. Na_2O
 4. O_2
 5. KBr
 - a) covalentă nepolară
 - b) covalentă polară
 - c) ionică
 - d) metalică

NOTIUNI DE BAZĂ

la unitatea de învățare
„Compoziția și structura substanței”**Electronegativitate (EN)**

— capacitatea unui atom de a atrage spre el cuplul comun de electroni al altui atom.

****Energia legăturii**

— energia necesară pentru a rupe o legătură chimică.

Legătură chimică

— legătura dintre atomi în substanțe este întotdeauna de natură electrică.

Legătura covalentă

— legătura formată pe baza cuplurilor comune de electroni.

***Legătura covalentă**

— legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici (orbitalilor).

Legătura covalentă nepolară

— legătura formată între atomii cu aceeași electronegativitate (H:H).

Legătura covalentă polară

— legătura formată între atomi cu electronegativități diferite, cuplul comun de electroni fiind atras mai puternic de atomul mai electronegativ.

Legătura de hidrogen

— legătura formată datorită atracției dintre un atom de hidrogen polarizat pozitiv și un atom mai electronegativ (F, O, N).

***Legătura donor-acceptor**

— o formă a legăturii covalente, în care un atom-donor cedează un cuplu de electroni, iar un alt atom-acceptor are un orbital liber.

Legătura ionică

— legătura formată prin atragerea electrostatică a ionilor cu sarcini opuse.

Legătura metalică

— legătura formată între electronii comuni și ionii metalului în rețeaua cristalină a acestuia.

Linie de legătură

— linia imaginară care unește centrele atomilor legați.

***Legătura π (pi)**

— legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici în afara liniei de legătură perpendicular pe aceasta.

***Legătura σ (sigma)**

— legătura formată la întrepătrunderea norilor electronici (orbitalilor) de-a lungul liniei de legătură.

****Lungime a legăturii**

— distanța dintre nucleele atomilor.

***Noduri ale rețelei cristaline**

— punctele de intersecție a liniilor imaginare care unesc particulele în substanțe (vârfuri, centrele muchiilor, centrele laturilor etc.).

***Rețea cristalină**

— o carcasă imaginară, formată din linii care unesc particulele cristalului.

***Rețea cristalină atomică**

— rețeaua cristalină în ale cărei noduri se găsesc atomi uniți prin legături covalente. Substanțele cu astfel de rețea sunt stabile, se topesc la temperaturi înalte (de exemplu, grafitul, diamantul).

***Rețea cristalină ionică**

— rețeaua cristalină în ale cărei noduri se găsesc ioni pozitivi și negativi legați prin forțe de atracție electrostatică (legătură ionică). Aceste rețele se distrug mai greu la temperaturi înalte (de exemplu, NaCl).

***Rețea cristalină moleculară**

— rețeaua cristalină în ale cărei noduri se găsesc molecule legate prin forțe intermoleculare. Substanțele cu o astfel de rețea se topesc ușor, sunt volatile (de exemplu, gheața).

Tipuri de legături chimice

— covalentă, ionică, de hidrogen, metalică.

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ

la unitatea de învățare
„Compoziția și structura substanței”

I. Analizează subiectele și încercuiește răspunsurile corecte.

1.1. În care molecule se formează legături covalente nepolare:

- a) I_2 b) CO_2 c) K_2O d) H_2O e) O_2 ?

*1.2. În care compus între atomi se formează o legătură covalență după mecanismul *donor-acceptor*:

- a) KCl b) NH_4Cl c) CCl_4 d) CO_2 ?

*1.3. Cum se schimbă polaritatea moleculelor în șirurile:

A. $H_2O — H_2S — H_2Se — H_2Te$

B. $PH_3 — H_2S — HCl$?

- a) nu se schimbă; b) se mărește; c) se micșorează.

1.4. Ce factori determină stabilitatea legăturilor chimice:

- a) numărul electronilor pe nivelul exterior;
b) întrepătrunderea norilor electronici;
c) gradul de oxidare al atomilor și sarcinile ionilor?

*1.5. Alege răspunsul corect.

În nodurile rețelei cristaline metalice se găsesc:

- a) atomi; c) atomi, ioni, electroni;
b) ioni; d) electroni.

*1.6. Dedu ce tip de rețea cristalină are o substanță odorantă, care se topește ușor și nu conduce curentul electric:

- a) ionică; c) atomică;
b) moleculară; d) metalică.

II. Stabilește tipurile de legături chimice în substanța H_2O și arată formarea acestor legături.

*III. Dă 2-3 exemple de substanțe cu rețea cristalină moleculară.

IV. Pentru care dintre substanțele N_2 , HF , LiF sunt adevărate afirmațiile:

- a) între atomi se formează legături covalente nepolare;
b) în molecule legăturile sunt triple;
c) între atomi se formează legături covalente polare;
d) există legături de hidrogen în substanță;
e) are rețea cristalină ionică;
f) soluția substanței are proprietăți acide (în raport cu apa)?

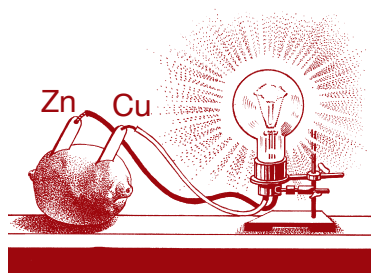
V. Asociază numărul fiecărei substanțe cu litera ce marchează tipul legăturii chimice:

- | | |
|--------------|-----------------------|
| 1. $NH_3(l)$ | a) covalență nepolară |
| 2. Fe | b) covalență polară |
| 3. H_2 | c) ionică |
| 4. NaI | d) metalică |
| 5. CaO | e) de hidrogen |

VI. Calculează masa substanței ce se obține la interacțiunea a 11,2 l (c.n.) de clor cu hidrogenul. Stabilește tipul legăturii chimice în substanța obținută. Numește substanța.

4

Reacțiile chimice – transformări ale substanțelor



După studierea unității de învățare, vei fi capabil/capabilă :

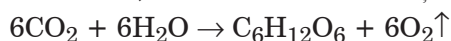
- să explici și să operezi cu noțiunile : reacții chimice, *proces de oxidoreducere, *bilanț electronic, proces de coroziune a metalelor, metode de combatere a coroziunii ;
- să definești reacțiile chimice de diferite tipuri și să identifice caracteristicile lor ;
- *să elaborezi și să aplici algoritmul de egalare a ecuațiilor reacțiilor de oxidoreducere prin metoda bilanțului electronic ;
- să identifice reacții chimice în viața cotidiană și să explice esența lor ;
- să aplici algoritmi de rezolvare a problemelor de calcul în transformarea substanțelor ;
- să investighezi experimental reacțiile de diferite tipuri și influența mediului de reacție asupra procesului de coroziune ;
- să formulezi concluzii proprii privind beneficiile/efectele negative ale reacțiilor chimice.

4.1. Transformările substanțelor – esența chimică a proceselor ce au loc în mediu și în organism

Acum aproximativ 4000 de ani, vechii egipteni dețineau tehnologiile necesare care au stat la baza diverselor ramuri ale chimiei de mai târziu: fermentarea vinului și a berii, crearea pigmentilor pentru preparate cosmetice, extragerea unor substanțe de plante pentru a fi folosite ca medicamente sau parfumuri, obținerea sticlei și a bronzului etc.

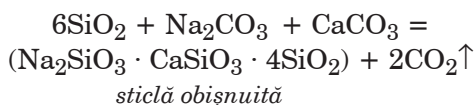
Chimia își demonstrează prezența peste tot în lume, nu doar în laborator. Substanțele interacționează pentru a forma produse noi în procesul numit *reacție chimică*. Arderea lemnului, ruginirea fierului, înăcrirea laptelui etc. sunt procese chimice cunoscute tuturor.

Cele mai importante reacții chimice le întâlnim în mediul înconjurător și vom menționa în primul rând *fotosinteza*, reacția prin care plantele „produc” glucoză și oxigen la lumina soarelui, din dioxid de carbon și apă:



Chimia contribuie esențial la creșterea calității vieții, prin elaborarea unor materiale în condiții avantajoase: alimente, îngrășăminte, combustibili nucleari etc.

Următoarea reacție este folosită la fabricarea sticlei obișnuite:



Reacțiile chimice care au loc în organismele vii sunt studiate de biochimie. Aceasta oferă cunoștințele necesare pentru a determina starea de sănătate a oamenilor și, ulterior, ar permite tratarea cu succes a anumitor boli.

Cele mai puternice medicamente sunt antibioticele, care sunt folosite în tratamentul bolilor infecțioase provocate de bacterii.

Alimentele sunt folosite de om în calitate de „combustibil”, pentru a pune în mișcare mușchii și pentru a menține temperatura corpului în limitele normale. Dar ce se întâmplă atunci când mănânci niște fructe? Trebuie să știi că zahărul care se conține în ele reacționează cu oxigenul din corpul nostru, formând dioxid de carbon CO_2 și apă!

În organismele vii au loc transformări multiple și variate, care sunt însoțite de participarea moleculelor complexe, dar pot avea loc și procese de descompunere a acestora în molecule mai simple. Toate aceste reacții chimice, cu efecte benefice asupra mediului și organismelor vii, ne arată cât de important este să le cunoaștem și cum să le utilizăm mai bine în viața cotidiană.

Dar există și reacții chimice cu efecte negative și trebuie să știm cum am putea evita impactul acestora asupra mediului înconjurător.

În ultimii ani, se face tot mai simțit fenomenul ploilor acide. Acestea sunt determinate de existența în atmosferă a oxizilor de sulf și azot (SO_2 și NO_2), care, interacționând cu vaporii de apă, se transformă în acizi foarte toxici (acidul sulfuric și azotic).

Ploile acide afectează plantele șiucid animalele, distrug monumentele arhitecturale de importanță mondială.

Prin urmare, trebuie găsite urgent soluții de diminuare a emisiilor de gaze în atmosferă, prin producerea unor materiale și elaborarea unor aplicații cu impact scăzut asupra mediului.

1. Identifică câteva reacții chimice pe care le observi acasă. Descrie-le.
2. Identifică câteva reacții chimice care au loc în mediu. Descrie-le.
3. Ce este *smogul* și cum influențează acesta asupra organismelor vii?
4. Cum reduci aciditatea mare din stomac? Scrie ecuația reacției respective.



PROIECT

Reacțiile chimice ce stau la baza activității umane

Argument

Se cunosc mai multe tipuri de reacții chimice și fiecare din ele are un anumit impact asupra activității umane. De exemplu, cu ajutorul unor reacții chimice se obțin diferite produse cosmetice, alte reacții se folosesc la producerea băuturilor, în construcții etc.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi de clasă și realizați un proiect la această temă. Citiți cu atenție punctele de reper prezentate mai jos.

Subiecte de urmărit

- Tipuri de reacții chimice;
- Identificarea exemplurilor concrete pentru fiecare tip de reacție chimică în viața cotidiană;
- Importanța fiecărui tip de reacție chimică în activitatea de zi cu zi.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii.
- Prezentarea se va face în decurs de 8 minute.

Criterii de evaluare

- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

*4.2. Esența reacțiilor de oxidoreducere. Tipurile de reacții chimice

Analizând reacțiile chimice, am determinat că există reacții care decurg cu schimbarea gradului de oxidare și reacții care decurg fără schimbarea gradului de oxidare a elementelor. Să analizăm principalele tipuri de reacții chimice (combinaire, descompunere, de substituție, de schimb) prin prisma proceselor de oxidoreducere.

Mai întâi de toate e necesar să definim principalele noțiuni legate de reacțiile de oxidoreducere, precum gradul de oxidare, oxidantul, reducătorul, calcularea gradului de oxidare.

Cea mai importantă noțiune pentru aceste reacții este *gradul de oxidare*.

Comparați noțiunea de grad de oxidare cu cea studiată anterior.



Gradul de oxidare este sarcina convențională ce revine unui atom al elementului în compus, dacă se admite că toate legăturile sunt pur ionice.

În compusul ionic clorura de sodiu NaCl, gradul de oxidare este egal cu : $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$. În cazul dat, sarcinile ionilor sunt apropiate ca valoare de gradul de oxidare.

În compusul covalent polar clorura de hidrogen HCl, dacă admitem că a avut loc transferul complet al electronului de la hidrogen la clor ; se obțin grade de oxidare exprimate prin numere întregi : $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$. Elementele din care sunt alcătuite substanțele simple au întotdeauna gradul de oxidare zero :

$\overset{0}{\text{Na}}; \overset{0}{\text{Al}}; \overset{0}{\text{S}}; \overset{0}{\text{Cl}_2}; \overset{0}{\text{O}_2}; \overset{0}{\text{H}_2}$.

În compuși, elementele pot avea ca și valența *grade de oxidare constante sau variabile*.

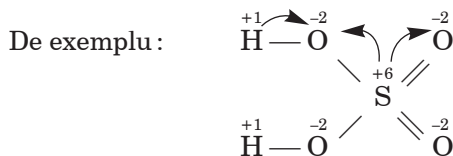
Grad de oxidare constant au următoarele elemente: Na^{+1} ; K^{+1} ; Ca^{+2} ; Mg^{+2} ; Zn^{+2} ; Al^{+3} ; O^{-2} (cu excepția OF_2 , H_2O_2), H^{+1} (cu excepția hidrurilor NaH) etc.

Gradul de oxidare variabil poate fi calculat după principiul: **suma algebrică a sarcinilor tuturor atomilor în compus trebuie să fie egală cu zero.**

De exemplu:

Fe^{+3}	Cl_3^{-1}	Fe^{+2}	Cl_2^{-1}	K^{+1}	Mn^{+7}	O_4^{-2}	K_2^{+1}	Cr_2^{+6}	O_7^{-2}
$+3$	$-1 \times 3 = -3$	$+2$	$-1 \times 2 = -2$	$+1$	$+7$	-8	$+2$	$+12$	-14
0		0		0		0			

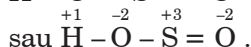
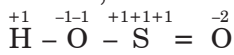
**Gradul de oxidare poate fi calculat și după legăturile chimice din formula structurală. În cazul legăturii covalente nepolare (formate între atomi de același fel), fiecare atom are sarcina zero, iar în cazul legăturii covalente polare, are loc transferul electronului la atomul mai electronegativ.



În fiecare legătură $\text{H}-\text{O}$, atomul de oxigen manifestă sarcina -1 , iar atomul de hidrogen – sarcina $+1$.

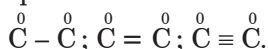
În fiecare legătură $\text{S}-\text{O}$, atomul de oxigen manifestă sarcina -1 , iar atomul de sulf – sarcina $+1$.

În total, în acest fragment de moleculă avem:



Calculul analogic pentru al doilea fragment de moleculă demonstrează că sarcina generală a atomului de sulf este $+6$.

În compușii organici cu legături covalente nepolare $\text{C}-\text{C}$; $\text{C}=\text{C}$; $\text{C}\equiv\text{C}$, sarcina fiecărui atom de carbon este zero, deoarece atomii sunt identici și niciunul dintre ei nu atrage spre sine norul electronic:



În legăturile de tipul $\text{C}-\text{H}$, sarcinile sunt egale cu -1 $+1$ $\text{C}-\text{H}$, deoarece electronegativitatea carbonului este mai mare decât a hidrogenului. În legăturile de tipul $\text{C}-\text{O}$, sarcinile sunt egale cu $+1$ -1 $\text{C}-\text{O}$, iar în legăturile duble $\text{C}=\text{O}$



Elementele care alcătuiesc substanțele simple au întotdeauna gradul de oxidare zero.



Care elemente sunt esențiale pentru calcularea gradelor de oxidare variabile?



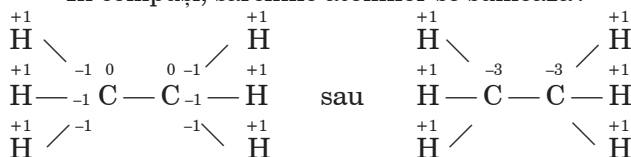
**Comparați cele două metode de calculare a gradului de oxidare.



În compușii organici cu legături covalente nepolare $\text{C}-\text{C}$; $\text{C}=\text{C}$; $\text{C}\equiv\text{C}$, sarcina fiecărui atom de carbon este egală cu zero. În legăturile de tipul $\text{C}-\text{H}$; $\text{C}-\text{O}$; $\text{C}=\text{O}$, sarcinile sunt egale, respectiv, cu -1 $+1$ $+1$ -1 $+2$ -2 $\text{C}-\text{H}$; $\text{C}-\text{O}$; $\text{C}=\text{O}$.

– cu $\overset{+2}{\text{C}} = \overset{-2}{\text{O}}$, deoarece electronegativitatea oxigenului este mai mare decât a carbonului.

În compuși, sarcinile atomilor se sumează:



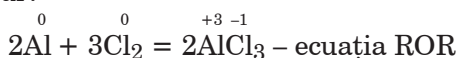
Cum ar mai putea fi definite ROR?

Reacțiile în care are loc transferul electronilor de la unii atomi la alții se numesc **reacții de oxidoreducere (ROR)**.

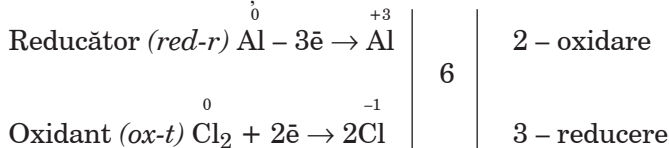
Cel mai important semn distinctiv al reacțiilor de oxidoreducere este **schimbarea gradului de oxidare** al elementelor în urma reacției.

Să examinăm principalele tipuri de reacții chimice prin prisma proceselor de oxidoreducere.

De exemplu, *reacția de combinare* a aluminiului cu clorul:



Ecuatiile electronice



Comparați oxidantul și reducătorul, oxidarea și reducerea.

Prin urmare, *esența reacțiilor de oxidoreducere constă în trecerea electronilor de la unii atomi la alții*. Pe lângă aceasta, **numărul electronilor cedați într-o reacție trebuie să fie egal cu numărul electronilor adiționați**. Altfel spus, în sistemul de oxidoreducere se va stabili un echilibru electronic.

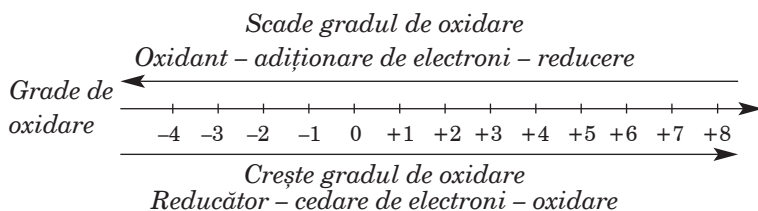
În exemplul de mai sus, doi atomi de aluminiu (2Al) cedează șase electroni, pe care îi adăunează șase atomi de clor (3Cl₂).

Pentru a determina numărul electronilor participanți la transferul electronic, este utilă folosirea axei numerice.



Numărul electronilor cedați într-o reacție trebuie să fie egal cu numărul electronilor adiționați.

De ce axa numerică a gradelor de oxidare se întinde în stânga până la -4, iar în dreapta până la +8?



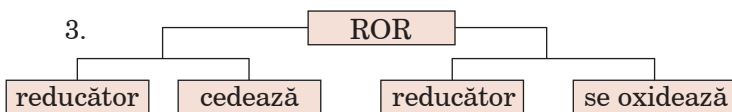
Oxidantul este atomul care adăunează electroni și care, reducându-se, își micșorează gradul de oxidare.

Reducătorul este atomul care cedează electroni și care, oxidându-se, își mărește gradul de oxidare.

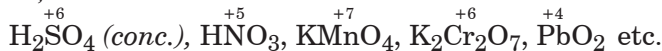
Pentru a înțelege aceste noțiuni și a nu le confunda la aplicare, se poate utiliza una din regulile:

1. Oxidantul este un „hoț” care își însușește electronii!

2. Reducătorul cedează electroni, adică este propriul său reducător!



Elementele cu gradul de oxidare superior pot fi *numai oxidanți*:



Elementele cu gradul de oxidare inferior pot fi *numai reducători*:



Oxidanți și reducători pot fi elementele cu grade de oxidare intermediare, ca, de exemplu, $\overset{+4}{\text{SO}_2}$.

Să examinăm aceste proprietăți pe baza câtorva compuși ai sulfurului (vezi tabelul de mai jos). În același timp, vom examina în baza acestor exemple reacțiile de combinare, substituție.

Sulfurul manifestă mai multe grade de oxidare:



Oxidantul este atomul care adăunează electroni și care, reducându-se, își micșorează gradul de oxidare. *Reducătorul* este atomul care cedează electroni și care, oxidându-se, își mărește gradul de oxidare.



Formulați o regulă proprie pentru a memora aceste noțiuni.



Elementele cu gradul de oxidare superior pot fi *numai oxidanți*. Elementele cu gradul de oxidare inferior pot fi *numai reducători*. Sunt *oxidanți și reducători* elementele cu grade de oxidare intermediare.

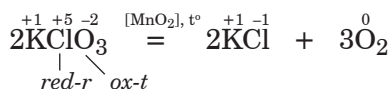
Nr.	Elementul	Structura învelișului electronic	Proprietăți
1.	$\overset{0}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2e 8e 6e	În reacțiile de combinare sulfurul: a) poate ceda 4 sau 6 electroni, până la cei 8e de pe nivelul precedent, și poate fi <i>reducător</i>: $\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+4-2}{\text{SO}_2}$ -4e +4e red-r ox-t b) poate adăuna electroni, pentru a completa nivelul exterior până la 8e, și poate fi <i>oxidant</i>: $\overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{S}} = \overset{+1-2}{\text{H}_2\text{S}}$ -2e +2e red-r ox-t

Comparați proprietățile elementului în diferite grade de oxidare.

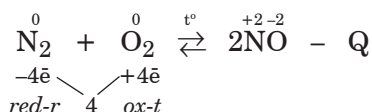


2.	$\overset{-2}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2ē 8ē 8ē	Nu mai poate adăuga electroni, deoarece nivelul exterior este completat deja cu 8ē. Deci poate doar să cedeze electroni, adică poate fi <i>reducător</i>: $\overset{+1}{2}\overset{-2}{\text{H}_2}\text{S} + \overset{0}{3}\text{O}_2 = \overset{+1}{2}\overset{-2}{\text{H}_2}\text{O} + \overset{+4}{2}\overset{-2}{\text{SO}_2}$ $\begin{array}{c} -6\text{ē} \quad +4\text{ē} \\ \text{red-r} \quad \text{ox-t} \end{array}$								
3.	$\overset{+4}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2ē 8ē 2ē	a) poate <i>ceda</i> electroni și poate fi <i>reducător</i>: $\overset{+4}{2}\overset{-2}{\text{SO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} = \overset{+6}{2}\overset{-2}{\text{SO}_3}$ $\begin{array}{c} -2\text{ē} \quad +4\text{ē} \\ \text{red-r} \quad \text{ox-t} \end{array}$ b) poate <i>adăuna</i> electroni și poate fi <i>oxidant</i>: $\overset{+1}{2}\overset{-2}{\text{H}_2}\text{S} + \overset{+4}{\text{SO}_2} = \overset{0}{3}\text{S} + \overset{+1}{2}\overset{-2}{\text{H}_2}\text{O}$ $\begin{array}{c} -2\text{ē} \quad +4\text{ē} \\ \text{red-r} \quad \text{ox-t} \end{array}$								
4.	$\overset{+6}{\text{S}} \text{ (+16)}$	2ē 8ē 0ē	Nu mai are electroni de cedat, deoarece penultimul nivel este completat cu 8ē; acest penultim nivel devine exterior. Deci, poate doar <i>adăuna</i> electroni și poate fi doar <i>oxidant</i>: $\overset{+1}{2}\overset{+6}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{SO}_4}(\text{conc.}) + \overset{0}{\text{Cu}} =$ $\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{+6}{\text{SO}_4} + \overset{+4}{\text{SO}_2} \uparrow + \overset{+1}{2}\overset{-2}{\text{H}_2}\text{O}$ <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td style="text-align: center;">$\overset{+6}{\text{S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">$\overset{+4}{\text{S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">1</td> <td style="padding-left: 10px;">reducere</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">$\overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">$\overset{+2}{\text{Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 10px; text-align: center;">2</td> <td style="padding-left: 10px;">oxidare</td> </tr> </table>	$\overset{+6}{\text{S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$	$\overset{+4}{\text{S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$	1	reducere	$\overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$	$\overset{+2}{\text{Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$	2	oxidare
$\overset{+6}{\text{S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$	$\overset{+4}{\text{S}} + 2\text{ē} \rightarrow \text{S}$	1	reducere								
$\overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$	$\overset{+2}{\text{Cu}} - 2\text{ē} \rightarrow \text{Cu}$	2	oxidare								

Reacția de descompunere poate fi examinată prin prisma obținerii oxigenului din clorat de potasiu:

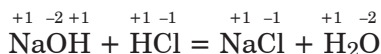


De regulă, reacțiile de oxidoreducere decurg cu degajare de căldură (sunt reacții exoterme). Oxidarea grăsimilor, hidraților de carbon și proteinelor în organismele vii servește drept sursă de energie pentru toate procesele vitale. Există însă și reacții de combinare, care decurg cu absorbție de căldură:



Reacția dată are loc la fixarea azotului atmosferic și joacă un rol important în asimilarea azotului de către plante.

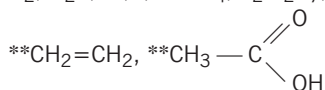
Să examinăm și o *reacție de schimb* dintre hidroxidul de sodiu și acidul clorhidric:



Observăm că niciun element nu-și schimbă gradul de oxidare. Prin urmare, această reacție chimică nu este un proces de oxidoreducere, ca și oricare reacție de schimb.

Pe baza materialului prezentat mai sus și a tabelului 5 din *Anexe (pag. 275)*, **formulați concluziile** despre atribuirea la procesele de oxidoreducere a reacțiilor de diferite tipuri (de combinare, de descompunere, de substituție și de schimb), în funcție de posibilitatea transferului de electroni în timpul decurgerii reacțiilor și, drept consecință, a schimbării gradului de oxidare al elementelor.

- *1. Definește noțiunea de *grad de oxidare*. Dă exemple. Compară capacitatea elementelor de a avea diverse grade de oxidare în substanțele: H_2 , H_2O , Fe , P , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$,



- *2. Definește noțiunile: *oxidare*, *reducere*, *reacție de oxidoreducere*. Dă exemple.

- *3. Cum se schimbă gradul de oxidare al atomilor elementelor la:
a) reducere și b) oxidare:
1 – se micșorează; 3 – se mărește;
2 – rămâne neschimbat; 4 – se poate micșora sau poate crește.

- *4. Indică principalul semn distinctiv al reacției de oxidoreducere:
a) combinarea substanțelor;
b) descompunerea substanțelor;
c) schimbarea gradului de oxidare;
d) transferul de electroni.

- *5. Din schemele de mai jos, alege reacțiile de oxidoreducere:

- $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
- $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$;
- $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$;
- $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$;
- $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- $\text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Egalează ecuațiile reacțiilor.

EVALUARE

*6. Completează transferul de electroni, folosind axa numerică:

- a) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ c) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$ e) $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$
 b) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$ d) $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^0$ f) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{-3}$

*7. Explică de ce, pe axa numerică, valoarea gradului de oxidare ajunge, în stânga cifrei zero, până la -4 , iar în dreapta – până la $+8$.

*8. Calculează volumul oxigenului (c.n.) format la încălzirea permanganatului de potasiu KMnO_4 cu masa de 15,8 g. Scrie ecuația reacției chimice. Indică oxidantul și reducătorul în această reacție.

*9. Calculează volumul oxidului de azot (II) obținut la oxidarea completă a amoniacului cu volumul de 448 l (c.n.) cu oxigen, la încălzire și în prezența platinei: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{[\text{Pt}]} \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

*4.3. Metoda bilanțului electronic

Reacții de oxidoreducere se produc între substanțele solide în topituri, între substanțele solide și soluțiile de electroliți, cu participarea gazelor, precum și în soluțiile de electroliți.

În mod obișnuit, ecuațiile reacțiilor de oxidoreducere ce decurg în topituri sau cu participarea soluțiilor concentrate de acizi și baze se scriu în formă moleculară, iar ecuațiile reacțiilor ce au loc în soluțiile diluate de electroliți – în formă ionică.

Pentru a stabili coeficienții și a alcătui ecuațiile reacțiilor de oxidoreducere, se aplică diverse metode.

Să examinăm **metoda bilanțului electronic** pentru ecuațiile moleculare. Toate ecuațiile reacțiilor examinate în paragraful 4.2. au fost alcătuite conform acestei metode.

Vom descrie **algoritmul metodei** pentru un exemplu mai complicat, când în ecuație, în afară de elementele care își schimbă gradul de oxidare, există și alte elemente.

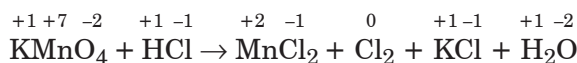
Exemplul 1. Reacția de obținere a clorului în laborator, la interacțiunea permanganatului de potasiu KMnO_4 cu acidul clorhidric concentrat.

Sucesiunea operațiilor :

1. Scriem ecuația reacției :

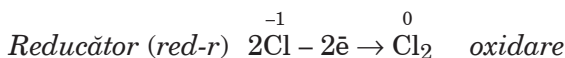
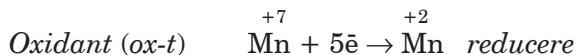


2. Calculăm gradul de oxidare al fiecărui element, comparăm gradele de oxidare ale elementelor până la și după reacție, evidențiem elementele care și-au schimbat gradul de oxidare :

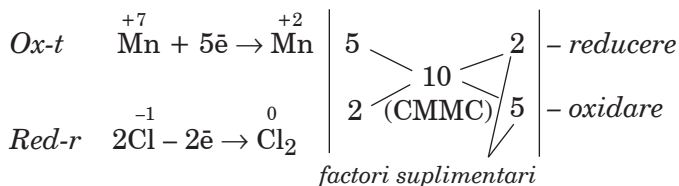


Bilanțul electronic este egalitatea dintre numărul electronilor cedați și numărul electronilor adionați.

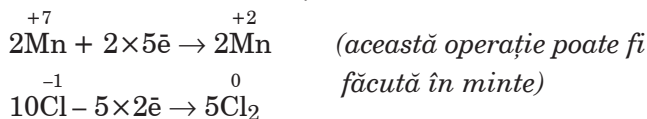
3. Alcătuim ecuațiile electronice, indicăm oxidantul și reducătorul, oxidarea și reducerea, ținând cont de indicii de pe lângă elemente :



4. Realizăm bilanțul electronic. Pentru aceasta, vom afla cel mai mic multiplu comun (CMMC) pentru numărul de electroni cedați și adăunați. Acesta va fi numărul electronilor de bilanț. Apoi vom afla factorii suplimentari pentru fiecare ecuație electronică, împărțind CMMC la numărul de electroni :



5. Transferăm coeficienții de bază în ecuație, înmulțind, mai întâi, fiecare ecuație electronică cu factorul său :



Atenție! În stânga ecuației, Cl⁻¹ e prezent o singură dată, în HCl, iar în dreapta – de mai multe ori. Prin urmare, coeficientul 10 din fața moleculei HCl nu este definitiv.



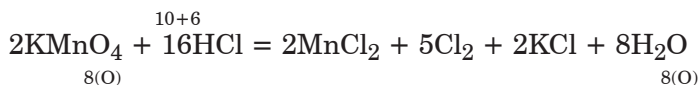
6. Aflăm coeficienții obișnuiți. Egalăm :

a) metalul (care nu a participat la ROR) ; în cazul dat, este vorba de potasiu ;

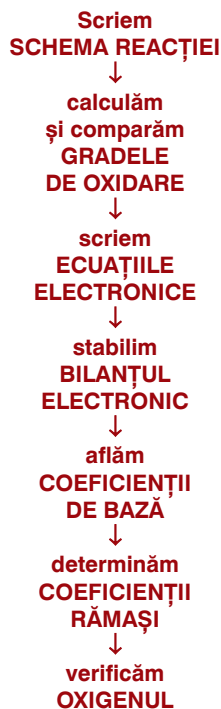
b) radicalii acizi (cu excepția Cl₂), 6 la număr. Adăugăm 6 la cifra 10 aflată în fața moleculei HCl din stânga ecuației ;

c) în baza hidrogenului, stabilim locul și cantitatea apei : în stânga avem 16H ; rezultă că în dreapta vor figura 8H₂O.

7. Calculăm numărul atomilor de oxigen în stânga și în dreapta ecuației – astfel se face verificarea !



Dacă reacția decurge în soluție între electroliți, ecuația se va scrie în formă moleculară ; pe baza ei se vor alcătui și ecuațiile ionică și ionică redusă.



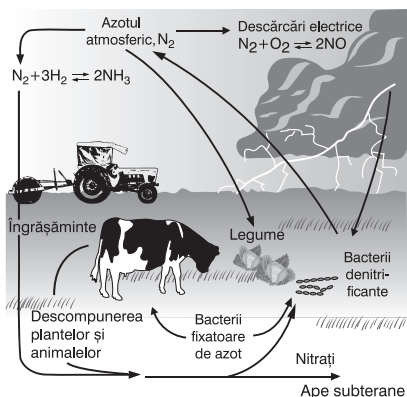


Fig. 4.1. Circuitul azotului în natură



Maraton spre cunoștințe

În natură și în organismul uman au loc numeroase reacții de oxidoreducere: oxidarea glucozei în țesuturi, fotosinteza în frunzele plantelor, arderea gazelor la aragaz, prepararea bucatelor, albirea lenjeriei, aprinderea chibritului, dezinfectarea rănilor cu peroxid de hidrogen, restaurarea tablourilor vechi, dezinfectarea cu ajutorul clorurii de var, circuitul elementelor în natură etc.

În fig. 4.1 este prezentat circuitul azotului în natură.

Stabiliți ce reacții de oxidoreducere decurg în acest circuit. Reveniți la această schemă după studierea particularităților acidului azotic la tema *Nemetalele și compușii săi* sau după ce veți efectua exercițiul 4 din compartimentul „Evaluare” al acestui paragraf.



Analizați schemele reacțiilor de mai jos. Alcătuiți ecuațiile electronice. Indicați oxidantul și reducătorul în fiecare caz. Arătați ce proprietăți are azotul cu diferite grade de oxidare.

- a) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$; d) $\text{NO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$;
 b) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$; e) $\text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$;
 c) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow[\text{Pt, } t^\circ]{} \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$; f) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
 Coeficienții se vor stabili după metoda bilanțului electronic (vezi §4.3).

*1. Stabilește coeficienții în reacțiile de la exercițiul 5 (pag. 115).

*2. Alege reacțiile de oxidoreducere. Completează ecuațiile moleculare, stabilește coeficienții, indică oxidantul și reducătorul.

- a) $\text{MnO}_2(\text{cr.}) + \text{HCl}(\text{c.}) \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + ?$
 b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{cr.}) + \text{HCl}(\text{c.}) \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + ?$
 c) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{c.}) + \text{NaCl}(\text{cr.}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 d) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{c.}) + \text{NaBr}(\text{cr.}) \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + ?$
 e) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{c.}) + \text{KI}(\text{cr.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$
 f) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + ?$

*3. Care din aceste reacții sunt de oxidoreducere? Completează și egalează ecuațiile, indică oxidantul și reducătorul. Determină tipurile reacțiilor.

- a) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + ?$ c) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + ?$ d) $\text{ZnO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

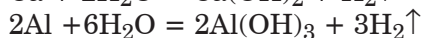
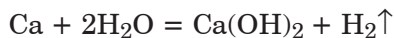
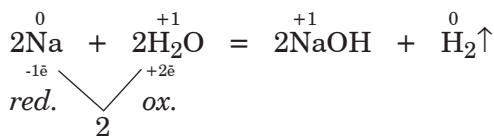
*4. Aplicând metoda bilanțului electronic, alcătuieste ecuațiile reacțiilor ce stau la baza arderii amestecului $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4$. Calculează masa fierului obținut dacă masa aluminiului este egală cu 54 g.

*4.4. Reacțiile de oxidoreducere ale metalelor cu acizii și sărurile. Seria tensiunii metalelor

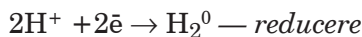
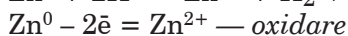
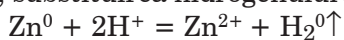
Să examinăm comportamentul metalelor în apă și în soluțiile apoase de acizi și săruri.

Cu apa reacționează metalele alcaline și alcalino-pământoase, la fel și alumiul (fără pelicula de oxid), substituind hidrogenul:

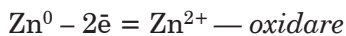
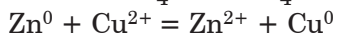
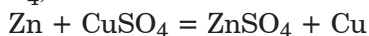
EVALUARE



Celelalte metale nu reacționează cu apa în condiții obișnuite. La introducerea, în soluțiile de acizi (cu excepția acizilor azotic și sulfuric), a metalelor aflate până la hidrogen (în seria de substituție a metalelor), are loc, de asemenea, substituția hidrogenului:



Și în soluțiile de săruri au loc reacții de substituție (de exemplu, introducerea unei plăci de zinc în soluția de CuSO_4):



În urma acestei reacții, placa de zinc se acoperă cu un strat subțire de cupru. Și în primul caz, și în al doilea, oxidarea și reducerea se produc în condițiile în care ionii de H^+ sau de cupru vin în contact cu atomii de zinc.

Pe baza experimentelor de felul acesta, Beketov a alcătuit *seria de substituție* a metalelor pentru soluțiile apoase sau *seria tensiunii metalelor*:

Li K Ca Na Mg Be Al Ti Mn V Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

→ Scade caracterul reducător al metalelor în soluțiile apoase

Plecând de la seria tensiunii metalelor, putem formula **următoarele concluzii privind proprietățile chimice ale metalelor în soluțiile apoase**:

1. Un metal poate substitui din soluția de sare orice alt metal aflat după el în seria tensiunii metalelor.

2. În seria tensiunii metalelor, caracterul reducător al atomului și reactivitatea chimică a metalului cresc de la dreapta la stânga. Cel mai puternic reducător este litiul.

3. În seria tensiunii metalelor, caracterul oxidant al ionilor de metale crește de la stânga la dreapta. Cel mai puternic oxidant este ionul Au^{3+} .

4. Hidrogenul din acizii diluați este substituit de metalele aflate până la el în seria de substituție a metalelor.

Li
K
Ba
Sr
Ca
Na
Mg
Be
Al
Ti
Mn
V
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
H
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

Scade caracterul reducător al metalelor în soluțiile apoase

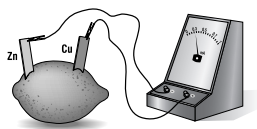


Fig. 4.2. Element galvanic



Maraton spre cunoștințe

****** În secolul al XIX-lea, un ceasornicar englez a construit un element galvanic dintr-o lămâie și două plăci, de zinc și de fier (fig. 4.2). Această sursă de curent alimenta un mic motor care rotea firma atelierului său. Cum a apărut curentul electric în această construcție improvizată?

***1.** Explică, folosind seria tensiunii metalelor, ce reacții se pot realiza:

- | | |
|---|--|
| a) $\text{Zn} + \text{NaCl}_{(sol.)}$; | d) $\text{Zn} + \text{FeCl}_{2 (sol.)}$; |
| b) $\text{Zn} + \text{MgCl}_{2 (sol.)}$; | e) $\text{Zn} + \text{SnCl}_{2 (sol.)}$; |
| c) $\text{Zn} + \text{CuSO}_{4 (sol.)}$; | f) $\text{Zn} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 (sol.)$. |

Alcătuiește ecuațiile electronice și ionice ale reacțiilor, indică oxidantul și reducătorul, numește procesele care au loc.

***2.** O placă de cupru cu masa de 10 g a fost introdusă în soluție de nitrat de argint, după care a fost spălată, uscată și cântărită. Masa plăcii era egală cu 14,4 g.

Care este masa metalului depus pe placă?

***3.** Masa unei plăci de fier, la introducerea ei în soluție de sulfat de cupru, s-a mărit, peste un timp, cu:

- | | | | |
|----------|---------|--------|----------|
| a) 0,8 g | b) 16 g | c) 8 g | d) 1,6 g |
|----------|---------|--------|----------|

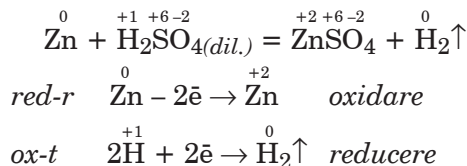
Calculează, pentru fiecare caz, masa fierului și masa cuprului care a participat la reacție.

***4.** Alcătuiește o problemă după modelul exercițiului 2.

*4.5. Reacții de oxidoreducere: specificul interacțiunii metalelor cu acidul sulfuric concentrat

Analizând proprietățile chimice ale acizilor cu metalele, observăm în calitate de oxidant ionul H^+ al acidului.

De exemplu :

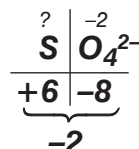
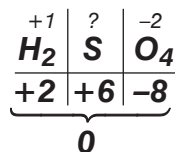
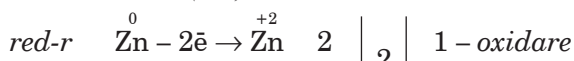
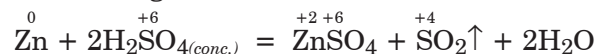


Excepție face acidul azotic de orice concentrație și acidul sulfuric concentrat.

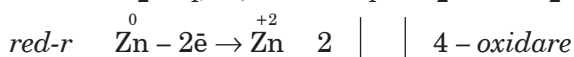
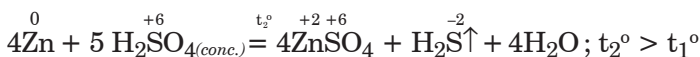
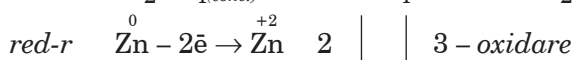
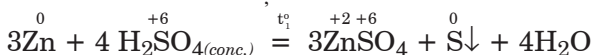
Să examinăm cum reacționează metalele cu acidul sulfuric concentrat.

În molecula acidului sulfuric, sulful are gradul de oxidare superior, +6, și poate doar accepta electroni și juca rolul de oxidant. Cu toate acestea, sulful $\overset{+6}{S}$ se poate transforma în $\overset{+4}{S}$ (SO_2), $\overset{0}{S}$, $\overset{-2}{S}$ (H_2S), în funcție de reactivitatea metalului și de temperatura la care decurge reacția.

Metalul activ Zn, în condiții obișnuite, și metalul mai puțin activ Cu, la încălzire, reduc acidul sulfuric concentrat până la oxidul de sulf (IV). Metalul se transformă în sare: sulfat sau hidrogenosulfat:

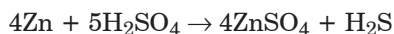


**La încălzire, în eprubetă cu un metal activ (Zn) pot avea loc următoarele reacții:



Se poate întâmpla să îți minte exact că se formează H_2S , dar să te îndoiești dacă s-a format și apă! În cazul dat, locul și cantitatea apei pot fi determinate după numărul atomilor de hidrogen.

Ecuatia reacției, fără apă, va arăta în felul următor:



În partea stângă avem 10H ($5H_2SO_4$), iar în dreapta numai 2H (din H_2S). Prin urmare, în dreapta lipsesc 8 atomi de hidrogen $10H - 2H$, ce vor alcătui $4H_2O$:



Vom judeca la fel și în cazul reacției acidului azotic foarte diluat cu zincul, în urma căreia se formează NH_4NO_3 (vezi §4.6).

Astfel, în reacția metalelor cu acidul sulfuric concentrat **nu se elimină hidrogen**.



În urma reacției dintre acidul sulfuric concentrat cu metalele nu se elimină hidrogen.

O particularitate importantă a acizilor azotic și sulfuric concentrați este oxidarea metalelor până la oxizii lor, în condiții obișnuite. În cazul dat, metalele (de exemplu, aluminiul sau fierul) se acoperă cu o peliculă rezistentă de oxid, care le protejează împotriva acțiunilor ulterioare.

De aceea, acizii sulfuric și azotic concentrați pot fi transportați în cisterne de aluminiu și fier.



Maraton spre cunoștințe

Cu permisiunea profesorului și sub îndrumarea lui, efectuați experiența de interacțiune a cuprului cu acidul sulfuric concentrat. Sârmulița de cupru se va curăța în prealabil de stratul protector. Ce observați la suprafața cuprului dacă nu încălziți amestecul reactant? Ce schimbări se produc la încălzire?

Alcătuți ecuațiile celor două reacții de interacțiune a cuprului cu acidul sulfuric concentrat. Care va fi ecuația sumară?

*1. Scrie și egalează următoarele ecuații ale reacțiilor chimice:



*2. La încălzirea în eprubetă a zincului cu acid sulfuric concentrat se obține un gaz cu volumul de 33,6 l în c.n. Calculează ce masă de zinc a fost consumată.

*3. Realizează următoarele transformări și scrie ecuațiile reacțiilor chimice respective:

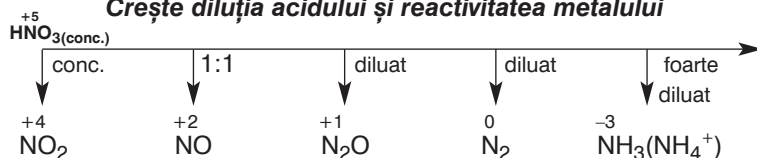


*4.6. Reacții de oxidoreducere: specificul interacțiunii metalelor cu acidul azotic

Am constatat anterior că la reacția acidului azotic cu metalele nu se elimină hidrogen. Să examinăm ce gaz sau altă substanță se formează în reacțiile dintre acidul azotic de orice concentrație cu metalele.

În acidul azotic, azotul are gradul de oxidare superior, +5, și poate doar adăuna electroni, reducându-se până la grade de oxidare inferioare, în funcție de gradul de diluție a acidului și de reactivitatea metalului:

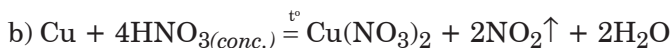
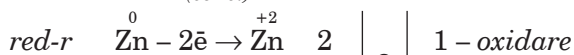
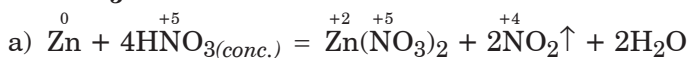
Crește diluția acidului și reactivitatea metalului



În reacția acidului azotic cu metalele nu se elimină hidrogen.

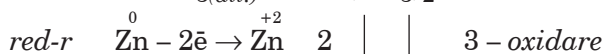
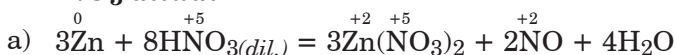
Pentru metalele active, cu cât este mai mare gradul de diluție a acidului azotic, cu atât este mai mic gradul de oxidare al azotului în produsul de reacție, reacțiile decurgând în condiții obișnuite. Reacția cu metalele mai puțin active necesită încălzire. În cazul acidului azotic concentrat se formează oxid de azot (IV) NO_2 , iar în cazul acidului azotic diluat – oxid de azot (II) NO . În urma reacției, metalul se transformă în nitratul lui, iar hidrogenul se leagă în apă:

HNO₃ concentrat



Bilanțul electronic este același în ambele cazuri.

HNO₃ diluat

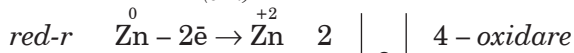
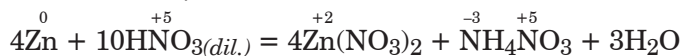


Două molecule 2HNO_3 oxidează zincul, iar șase molecule 6HNO_3 participă la formarea sării $3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Prin urmare, coeficientul sumar din fața lui HNO_3 va fi 8 (8HNO_3). Opt atomi de hidrogen formează cu oxigenul patru molecule de apă ($4\text{H}_2\text{O}$).

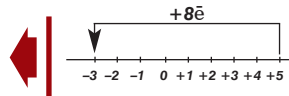
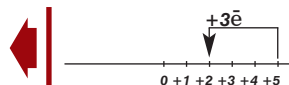
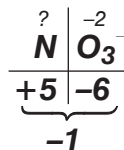
Interacțiunea cuprului cu acidul azotic decurge după o reacție analogică, la încălzire:



La o diluție ridicată a acidului azotic, zincul îl poate reduce până la N_2O , N_2 sau chiar amoniac NH_3 . În ultimul caz produs al reacției va fi sarea de amoniu (de ce?):



O moleculă de acid azotic se consumă la oxidarea zincului (1HNO_3) și se transformă într-o moleculă de amoniac. O altă moleculă (1HNO_3) se consumă la formarea sării NH_4NO_3 , iar opt molecule (8HNO_3) – la formarea sării





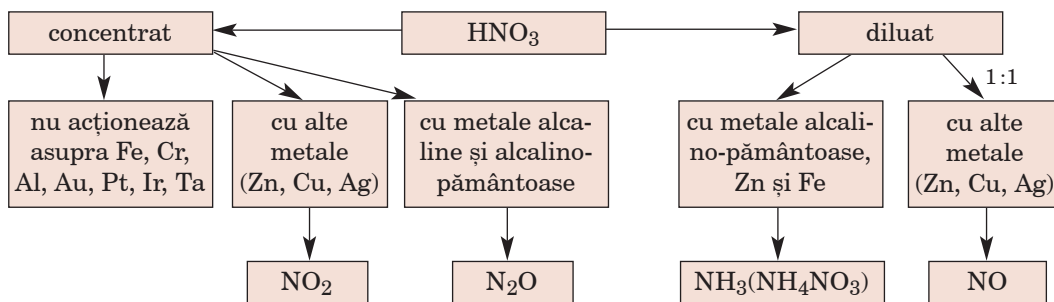
Acidul azotic în reacție cu metalele formează un amestec de produși ai reducerii lui HNO_3 , în funcție de condiții.

$4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. De aceea, coeficientul sumar din fața lui HNO_3 va fi $1+1+8=10$ (10HNO_3).

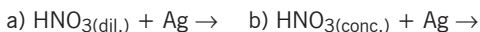
Hydrogenul 10H din dreapta ecuației se repartizează între NH_4NO_3 (4H) și apa $3\text{H}_2\text{O}$ (6H). În stânga și în dreapta ecuației, numărul atomilor de oxigen este egal cu 30.

Particularitatea cea mai importantă a acidului azotic în reacția cu metalele este formarea unui amestec de produși ai reducerii lui HNO_3 (un amestec de NO_2 , NO , N_2 , NH_4NO_3); în funcție de condiții, unul dintre acești produși va fi într-o cantitate mai mare decât ceilalți.

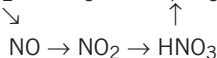
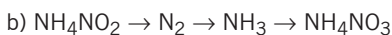
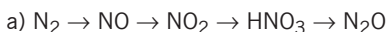
Mai jos este dată schema interacțiunii acidului azotic de diferite concentrații cu metale de diferită activitate:



*1. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice de mai jos și egalează-le:



*2. Realizează transformările, ținând cont de concentrația acidului azotic:



*4.7. Coroziunea metalelor și metodele de combatere a ei

4.7.1. Esența coroziunii

Omul este făuritorul lumii! Automobilele și avioanele, bicicletele și motocicletele, mașinile-unelte și macaralele, hârlețul pentru grădină și cuțitul de bucătărie — toate sunt făcute din metale! Însă nici ele nu sunt veșnice!

Procesul spontan de distrugere a metalelor la interacțiunea lor chimică, electrochimică și biochimică cu mediul înconjurător se numește *coroziune* (din latinescul *corrodere* – „a roade“).

Dintre toate formele de coroziune, cel mai mare impact îl are coroziunea fierului, care afectează și aliajele sale: fonta și oțelul. Coroziunea distruge anual până la 10% din utilajele de oțel.

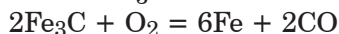
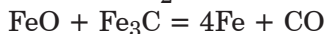
4.7.2. Tipuri de coroziune

1. Coroziunea chimică

Distrugerea metalelor are loc sub acțiunea gazelor (O_2 , Cl_2 , HCl , H_2S , SO_2 , CO , H_2), într-un mediu uscat. Coroziunea se produce la temperaturi înalte, când nu este posibilă condensarea vaporilor la suprafața metalului.

Interacțiunea oțelului cu mediile oxidante:

a) oxidant este oxigenul din aer:



b) oxidant este dioxidul de carbon:



c) oxidanți sunt vaporii de apă:



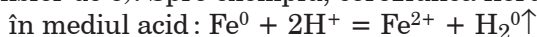
În aceste reacții se micșorează conținutul carbonului din oțel, deoarece carbura de fier se oxidează mai ușor decât fierul. Oțelul se transformă în fier moale, din care cauză iese din funcțiune multe mecanisme din acest metal.

Interacțiunea oțelului cu reagenții reducători

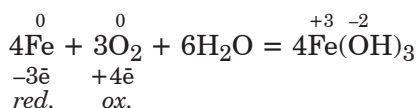
La un moment dat, în procesul de sinteză a amoniacului, au explodat reactoarele de presiune înaltă. Cauza exploziei era coroziunea produsă de hidrogen. Hidrogenul pătrunde adânc în metal, creând, în interiorul lui, o presiune înaltă (de până la 1000 de atmosfere). În consecință, metalul se fisurează. De asemenea, e posibilă interacțiunea: $Fe_3C + 2H_2 = 3Fe + CH_4$, din care cauză oțelul își pierde rezistența.

2. Coroziunea electrochimică

Coroziunea electrochimică apare la contactul metalului cu aerul umed, soluții de electroliți. În acest caz, alături de procese chimice (cedare e^-) au loc și procese electrice (transfer de e^-). Spre exemplu, coroziunea fierului



în mediul neutru sau alcalin:



Comparați coroziunea chimică din mediile oxidante și reducătoare.

Describe coroziunea biochimică utilizând diferite surse de informație.



Rugina este un amestec de compuși ai fierului în care prevalează hidroxidul și oxidul de fier (III).

3. Coroziunea biochimică

Acest tip de coroziune este provocat de microorganisme care pot folosi metalul în calitate de mediu nutritiv. Producția activității vitale a microorganismelor pot fi, de asemenea, agresivi.

4.7.3. Metode de combatere a coroziunii

Pentru combaterea coroziunii, metalele fie se acoperă cu straturi protectoare, care se clasifică în *metalice* și *nemetalice*, fie suprafața metalului se *prelucrează chimic* sau *electrochimic*.

Acoperiri metalice. În acest scop se folosesc metalele mai rezistente la coroziune decât fierul. *Acoperirile anodice cu metale mai active* (zinc, crom) protejează fierul împotriva coroziunii (din punct de vedere mecanic și electrochimic), deoarece din două metale ce contactează, se distruge cel mai activ. *Acoperirile catodice cu metale mai puțin active* (nichel, staniu, cupru, argint, aur) protejează numai mecanic.

Acoperirile nemetalice constau în aplicarea vopselelor, lacurilor, straturilor polimerice.

Oxidarea și fosfatarea constau în formarea, pe suprafața metalului, a unei pelicule de oxid sau fosfați. Sunt cunoscute oxidarea aluminiului, fosfatarea fierului și a aliajelor lui.

Protecția anodică constă în legarea, de instalația metalică, a unei plăci dintr-un metal mai activ decât metalul care trebuie protejat. De exemplu, fundul navelor maritime se acoperă cu plăci ale metalelor active (zinc, magneziu).

- *1. Numește tipurile de coroziune. Care este cauza coroziunii în fiecare caz? Dă exemple.
- *2. Explică cum poate fi combătută coroziunea fierului. Propune o metodă proprie.
- *3. În soluția de sulfat de cupru cu masa de 200 g și partea de masă a sării de 10% a fost introdusă o placă de zinc. Peste un timp, masa soluției s-a mărit cu 0,5 g. Calculează masa cuprului și masa zincului care participă la reacție, precum și partea de masă a sulfatului de cupru în soluție după reacție.





Cercetarea influenței diferitor factori asupra procesului de coroziune a fierului

Ustensile și reactivi:

stativ cu eprubete, cui de fier, apă.

Sarcini de lucru:

1. În două eprubete în care avem câte un cui de fier adăugăm apă: în prima – să acopere fierul complet, în a doua – să-l acopere până la jumătate. Lăsăm eprubetele un anumit timp (până la lecția următoare).

2. Completați tabelul de mai jos cu rezultatele experimentului privind influența unor factori asupra procesului de coroziune a fierului, dar cercetați și alți factori care pot influența procesul de coroziune la propunerea profesorului.

Nr.	Acțiuni	Observații	Ecuatiile reacțiilor
1			
2			

Formulați concluzii. Faceți ordine la locul de lucru!

*4.8. Rezolvarea problemelor de calcul în baza ecuațiilor reacțiilor redox

Rezolvarea problemelor de calcul cu utilizarea reacțiilor de oxidoreducere are loc după aceleași principii ca și toate tipurile de probleme de calcul în baza ecuațiilor chimice.

Doar că în cazul reacțiilor redox trebuie să stabilim coeficienții în ecuația chimică conform metodei bilanțului electronic. Să examinăm câteva exemple de rezolvare a problemelor de acest fel.

Problema 1.

Ce masă de sulf se obține la interacțiunea acidului azotic diluat cu sulfura de hidrogen, dacă în rezultat s-a obținut oxid de azot (II) cu volumul de 3,36 l în c.n. Determinați volumul sulfurii de hidrogen care a fost oxidată.

Se dă:

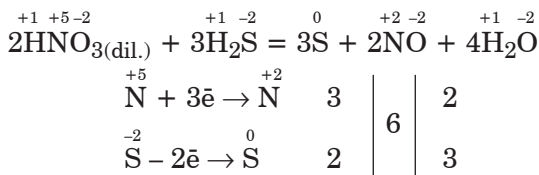
$$V(\text{NO}) = 3,36 \text{ l}$$

$$m(\text{S}) - ? \text{ g}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) - ? \text{ l}$$

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției dintre acidul azotic diluat și sulfura de hidrogen. Folosind metoda bilanțului electronic vom determina coeficienții în ecuația respectivă:

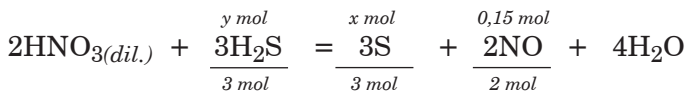


$$V = v \cdot V_m$$

2. Calculăm cantitatea substanței din condiția problemei:

$$v(\text{NO}) = \frac{V(\text{NO})}{V_m} = \frac{3,36 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,15 \text{ mol}$$

3. În ecuația reacției subliniem formulele substanțelor indicate în condiție. Deasupra formulelor respective notăm numărul de moli conform condiției problemei, iar sub formule – conform ecuației reacției:



4. Alcătuim proporții și calculăm $v(\text{S})$ și $v(\text{H}_2\text{S})$:

$$x = v(S) = \frac{0,15 \text{ mol} \cdot 3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,225 \text{ mol};$$

$$y = v(\text{H}_2\text{S}) = \frac{0,15 \text{ mol} \cdot 3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,225 \text{ mol};$$

5. Calculăm masa sulfului și volumul sulfurii de hidrogen:

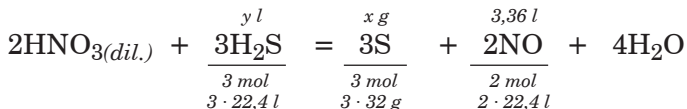
$$m(\text{S}) = v(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 0,225 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 7,2 \text{ g}$$

$$V(\text{NO}) = v(\text{NO}) \cdot V_m = 0,225 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 5,04 \text{ l}$$

Răspuns: $m(\text{S}) = 7,2 \text{ g}$; $V(\text{NO}) = 5,04 \text{ l}$.

Metoda II.

2. În ecuația reacției subliniem formulele substanțelor indicate în condiție. Deasupra formulelor respective notăm datele din condiția problemei, sub formule – datele conform ecuației reacției ($v_{ec.}$, $V_{ec.}$, $m_{ec.}$).



3. Alcătuim proporția și calculăm masa sulfului cunoscând volumul oxidului de azot eliminat:

$$\frac{x \text{ g}}{3 \cdot 32 \text{ g}} = \frac{3,36 \text{ l}}{2 \cdot 22,4 \text{ l}} \Rightarrow x = m(\text{S}) = \frac{3 \cdot 32 \text{ g} \cdot 3,36 \text{ l}}{2 \cdot 22,4 \text{ l}} = 7,2 \text{ g}$$

4. Alcătuim proporția și calculăm volumul H_2S :

$$\frac{y \text{ l}}{3 \cdot 22,4 \text{ l}} = \frac{3,36 \text{ l}}{2 \cdot 22,4 \text{ l}} \Rightarrow y = V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{3 \cdot 22,4 \text{ l} \cdot 3,36 \text{ l}}{2 \cdot 22,4 \text{ l}} = 5,04 \text{ l}$$

Răspuns : $m(\text{S}) = 7,2 \text{ g}$; $V(\text{NO}) = 5,04 \text{ l}$.

Problema 2.

Pentru obținerea pietrei-vinete, cuprul este prelucrat cu acid sulfuric concentrat (70%). Determinați masa cuprului și masa soluției de acid sulfuric, dacă s-au obținut 6,4 kg de piatră-vânăță.

Se dă:

$$\begin{aligned} m(\text{CuSO}_4) &= \\ &= 6,4 \text{ kg} = \\ &= 6400 \text{ g} \end{aligned}$$

$$m(\text{Cu}) - ?$$

$$m_{\text{sol.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$$

$$m = v \cdot M$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) =$$

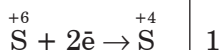
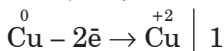
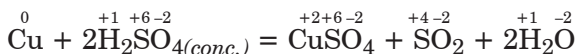
$$= 98 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CuSO}_4) =$$

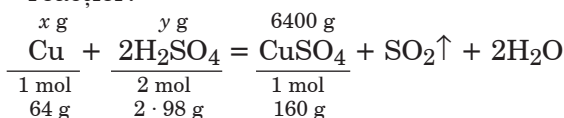
$$= 160 \text{ g/mol}$$

Rezolvare:

- 1.** Scriem ecuația reacției dintre cupru și acid sulfuric concentrat, cunoscând că în acest caz nu se va elimina hidrogen, ci SO_2 . Vom egala ecuația folosind metoda bilanțului electronic.



- 2.** Calculăm masele de cupru și acid sulfuric după ecuația reacției :



$$\frac{x \text{ g}}{64 \text{ g}} = \frac{6400 \text{ g}}{160 \text{ g}}; \quad x = m(\text{Cu}) = \frac{64 \text{ g} \cdot 6400 \text{ g}}{160 \text{ g}} = 2560 \text{ g} = 2,56 \text{ kg}$$

$$\frac{y \text{ g}}{2 \cdot 98 \text{ g}} = \frac{6400 \text{ g}}{160 \text{ g}}; \quad y = m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{2 \cdot 98 \text{ g} \cdot 6400 \text{ g}}{160 \text{ g}} = 7840 \text{ g} = 7,84 \text{ kg}$$

- 3.** Calculăm masa soluției de H_2SO_4 70% :

$$\omega_{\text{s.d.}} = \frac{m_{\text{sub.}}}{m_{\text{sol.}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{sol.}} = \frac{m_{\text{sub.}} \cdot 100\%}{\omega} = \frac{7,84 \text{ kg} \cdot 100\%}{70\%} = 11,2 \text{ kg}$$

Răspuns : $m(\text{Cu}) = 2,56 \text{ kg}$; $m_{\text{sol.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 11,2 \text{ kg}$

Problema 3.

Calculați ce cantitate de substanță de oxid de fier (III) poate fi obținută prin următoarea transformare: $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$, dacă se știe că au fost folosite 25,4 g de sare FeCl_2 .

Se dă:

$$m(\text{FeCl}_2) = 25,4 \text{ g}$$

$$v(\text{Fe}_2\text{O}_3) - ? \text{ mol}$$

Rezolvare:

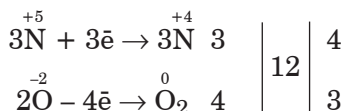
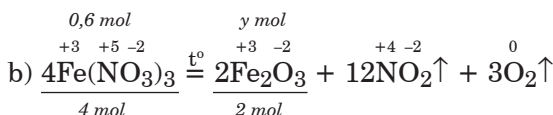
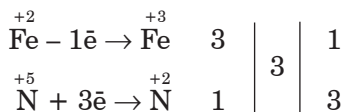
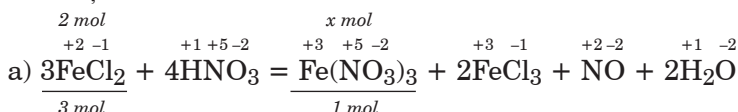
- 1.** Pentru rezolvarea unei probleme în care avem un șir de transformări, acestea trebuie scrise și egalate. Scriem

$$m = v \cdot \dot{I}$$

$$V = v \cdot V_m$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ g/mol}$$

ecuațiile reacțiilor respective și le egalăm prin metoda bilanțului electronic:



- 2.** Calculăm cantitatea de substanță din condiția problemei (FeCl_2):

$$v(\text{FeCl}_2) = \frac{m}{M} = \frac{25,4 \text{ g}}{127 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

Din ecuațiile de mai sus facem următoarele deduceri:

a) din 3 mol de FeCl_2 se obține 1 mol de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ [după ecuația a], iar din 0,2 mol, respectiv, x mol de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ [după condiția problemei]

$$\text{sau, } x = v(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = \frac{0,2 \text{ mol} \cdot 1 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = 0,066 \text{ mol}$$

b) dacă din 4 mol de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ se obțin 2 mol de Fe_2O_3 [după ecuația b], atunci din 0,6 mol – se va obține y = 0,3 mol de Fe_2O_3 .

$$\text{sau, } y = v(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{0,6 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = 0,3 \text{ mol}$$

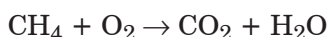
$$\text{Răspuns: } v(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,3 \text{ mol}$$

*4.9. Importanța reacțiilor de oxidoreducere pentru diferite domenii ale activității umane

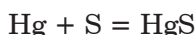
Toate procesele în natura vie sunt însoțite de transformarea energiei și trecerea acesteia dintr-o formă în alta. Principalele surse de energie sunt reacțiile chimice: oxidarea grăsimilor și carbohidraților, care ajung în organismul uman împreună cu alimentele. În paragraful 4.1 am amintit despre fotosinteză – sub acțiunea luminii, în plantele verzi are loc transformarea dioxidului de carbon în glucoză și oxigen.

În prezența apei, oxigenul oxidează fierul. Ca rezultat, se formează oxizii de fier, numiți *rugină*. Datorită faptului că fierul ruginеște, înverzesc plantele pe Pământ. Rugina dizolvată în apă reprezintă o parte din hrana pentru plante și le conferă culoarea verde. Datorită ruginii, și solul are o culoare anume.

Reacțiile de oxidoreducere au un rol important la obținerea energiei. Pentru obținerea căldurii, luminii, energiei mecanice, se utilizează reacțiile de ardere. Astfel, pentru pregătirea hranei și încălzirea încăperilor se folosește energia care se elimină la arderea metanului (parte componentă a gazului natural):



Vaporii de mercur sunt deosebit de toxici. În cazul în care s-a spart un termometru cu mercur, strângerea bobîțelor de mercur se face cu ajutorul sulfului.

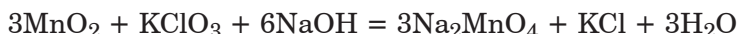


Sulfura de mercur HgS nu este toxică.

Nitritul de sodiu este unul din componentele preparatelor de detoxificare. Pentru identificarea acestui compus, în preparatele medicinale se folosește reacția:



Manganatul de sodiu se utilizează la obținerea metalelor nobile din minerale. Una din metodele de obținere are loc prin următoarea reacție redox:



În prezent, inflamațiile alergice ale bronhiilor pot fi diagnosticate prin determinarea conținutului de oxid de azot (II) din aerul expirat de pacient, folosind următoarea reacție redox:



Egalează ecuația reacției prin metoda bilanțului electronic.

Găsește și alte exemple de reacții de oxidoreducere care conduc la îmbunătățirea calității vieții.

NOTIUNI DE BAZĂ

Bilanțul electronic

– egalitatea dintre numărul electronilor cedați și numărul electronilor adionați.

*Coroziunea metalelor

– procesul spontan de distrugere a metalelor la interacțiunea lor chimică, electrochimică și biochimică cu mediul înconjurător.

Grad de oxidare

– sarcina convențională ce revine unui atom al elementului în compus, dacă se admite că toate legăturile sunt ionice.

Oxidant

– atomul ce adăunează electroni se reduce și își micșorează gradul de oxidare.

la unitatea de învățare

„Reacțiile chimice – transformări ale substanțelor”

Reacție de oxidoreducere (ROR)

– reacția în care are loc transferul electronilor de la unii atomi la alții.

Reducător

– atomul care cedează electroni se oxidează și își mărește gradul de oxidare.

Semnul distinctiv al ROR

– schimbarea gradului de oxidare al elementelor după reacție.

**Seria tensiunii metalelor
(Seria Beketov/de substituție)**

– șirul în care metalele sunt aranjate în ordinea descreșterii caracterului reducător al atomilor de metale în soluțiile apoase, alcătuit de Beketov.

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ
la unitatea de învățare
„Reacțiile chimice – transformări ale substanțelor”

***I.** Încercuiește răspunsurile corecte. Dacă răspunsul este adevărat, încercuiește litera A, dacă este fals – litera F.

A F Elementul în substanță simplă are gradul de oxidare zero.

A F În reacțiile redox, numărul electronilor cedați este egal cu numărul electronilor adionați.

A F În compusul HNO_3 azotul are gradul de oxidare +4.

A F În reacția: $3\text{Cu}^0 + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ se oxidează NO.

***II.** Sarea Na_2SO_3 poate fi:

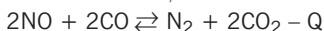
a) numai reducător; c) și oxidant, și reducător;

b) numai oxidant; d) nu are proprietăți oxidoreducătoare.

***III.** În reacția acidului azotic concentrat cu metalele se:

a) elimină H_2 ; b) elimină NO_2 ; c) elimină N_2O .

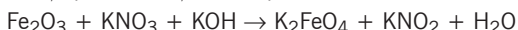
***IV.** Pentru micșorarea toxicității gazelor de eșapament, se folosește următoarea reacție:



Caracterizează această reacție după 4 criterii:

a) _____ b) _____
c) _____ d) _____

***V.** Una din tehnologiile de perspectivă de epurare a apei este utilizarea feratului de potasiu în calitate de agent activ. Această substanță poate fi obținută după schema:



Pentru acest proces:

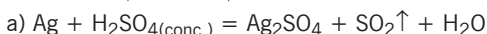
a) notează gradele de oxidare ale tuturor elementelor;

b) indică oxidantul, reducătorul, procesele de oxidare și reducere;

c) determină coeficienții prin metoda bilanțului electronic și egalează-o.

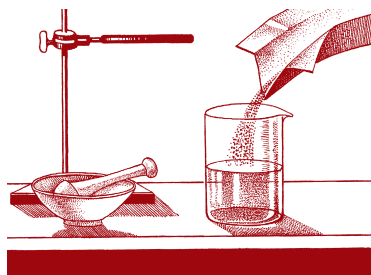
***VI.** Calculează volumul oxigenului obținut (c.n.) la descompunerea termică a 20 g de clorat de potasiu KClO_3 .

***VII.** Stabilește coeficienții prin metoda bilanțului electronic în următoarele ecuații ale reacțiilor chimice:



(5)

Soluțiile. Interacțiunile substanțelor în soluții



După studierea unității de învățare, vei fi capabil/capabilă :

- să explici și să operezi cu noțiunile : soluție, substanță dizolvată, solvent, dizolvare, partea de masă a substanței dizolvate, *concentrație molară, pH-ul soluției, disociere ;

- să definești și să argumentezi, prin ecuații chimice: disocierea electrolitilor, reacțiile de interacțiune dintre electroliti (în formă moleculară, ionică completă și redusă) ;

- să aplici Teoria disociației electrolitice pentru : caracterizarea și argumentarea proprietăților unice ale acizilor, bazelor, sărurilor ; deducerea metodelor de obținere a compușilor anorganici ;

- să extrapolezi și să aplici algoritmi de preparare a soluțiilor, de rezolvare a problemelor privind soluțiile, interacțiunile în soluții ; interacțiunile în soluții cu excesul unei substanțe reactante ;

- să investighezi experimental : condițiile decurgerii reacțiilor de schimb ionic ; proprietățile chimice ale acizilor, bazelor, sărurilor ; mediul soluțiilor utilizate în activitatea cotidiană ;

- să identifici reacții de schimb ionic observate/utilizate în activitatea cotidiană ;

- să identifici domeniile de viitor ce s-ar putea ocupa de prepararea și utilizarea anumitor soluții pentru rezolvarea unor probleme concrete ale societății.



Svante August Arrhenius (1859-1927)
Fizician și chimist suedez.
Autor al teoriei disociației electrolitice (1887).
Premiul Nobel pentru chimie (1903).



Jacobus Henricus Van't Hoff (1852-1911)
Chimist olandez. A pus bazele cineticii chimice.
Premiul Nobel pentru chimie (1901).

5.1. Dizolvarea – proces indispensabil al transformării substanțelor din mediu

Dacă amestecăm cu apă praf de cretă, sare de bucătărie sau albuș de ou, dacă saturăm apa cu dioxid de carbon, obținem un așa-numit *sistem dispers*.

Sistemul dispers se obține la repartizarea unei substanțe sub formă de particule mici (fază de dispersie) în altă substanță (mediul de dispersie sau solvent).

Cele mai importante sunt sistemele lichide, în special cele în care solventul este apă.

În funcție de dimensiunile particulelor, aceste sisteme se împart în :

a) *amestecuri* (cu dispersie grosieră), în care dimensiunile particulelor sunt mai mari de 100 nm : *suspensiile* (creta în apă), *emulsiile* (de exemplu, margarina, cremele, unguentele, laptele în apă) ;

b) *soluții coloidale* (cu dispersie fină), în care dimensiunile particulelor variază între 1 și 100 nm (de exemplu, soluția de albuș de ou în apă) ;

c) *soluții adevărate*, în care dimensiunile particulelor sunt mai mici de 1 nm, cu dispersarea lor până la atomi, ioni sau molecule (de exemplu, soluția de sare sau zahăr în apă).

Să examinăm *soluțiile adevărate* sau, mai simplu, *soluțiile*.

Conform *teoriei fizice* a soluțiilor, elaborată de Van't Hoff și Arrhenius la sfârșitul secolului al XIX-lea, dizolvarea înseamnă dispersarea substanțelor în particule și repar-tizarea lor, datorită difuziei, între moleculele de solvent.

Ce stă la baza fenomenului dizolvării ? Spre exemplu, în compusul ionic Na^+Cl^- , forța de atracție între particule în apă, după legea lui Coulomb, este de 81 de ori mai mică decât în aer. În plus, în natură, orice sistem tinde spre o „dezordine” cât mai mare. Iar în soluție, unde particulele se mișcă liber, haosul este mult mai mare decât în cristale. De aceea, dizolvarea este un proces spontan. Substanța dizolvată poate fi separată din soluție prin înlăturarea solventului. Acest proces, invers dizolvării, se numește *cristalizare*.

Conform *teoriei chimice* a soluțiilor, formulată de D.I. Mendeleev la sfârșitul secolului al XIX-lea, dizolvarea este interacțiunea chimi-

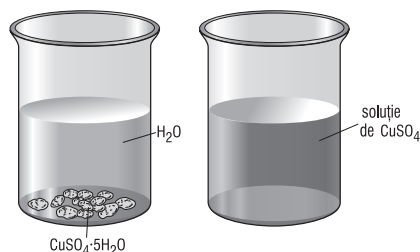


Fig. 5.1. Dizolvarea substanțelor în apă

că a substanței dizolvate și a solventului, în urma căreia se formează *hidrați* (în cazul în care solventul este apa) sau *solvați* (în cazul în care este vorba de un alt solvent). Fenomenul poate fi probat prin următorul exemplu: în soluția apoasă a sulfatului de cupru se precipită cristalohidratul albastru $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, iar în procesul dizolvării culoarea se schimbă din albă în albastră.

Conform *teoriei fizico-chimice moderne* despre soluții, la dizolvare au loc ambele procese: fizic și chimic.



Charles de Coulomb
(1736-1806)

Fizician francez. A descoperit (1785) legile fundamentale ale electrostaticii.

Soluțiile adevărate sunt sisteme omogene alcătuite din solvent, substanță dizolvată și produșii interacțiunii lor.

****Dizolvarea substanțelor în apă, la fel ca în cazul reacțiilor chimice, este însoțită de efecte termice.** De exemplu, la dizolvarea acidului sulfuric H_2SO_4 în apă are loc încălzirea soluției sau degajarea de căldură. Procesul este *exotermic*. La dizolvarea nitratului de potasiu în apă, pereții exteriori ai paharului se acoperă cu gheață. Prin urmare, are loc un proces care decurge cu absorbție de căldură, numit *endotermic*. La acest capitol, dizolvarea se aseamănă cu reacțiile chimice.

Pe de altă parte, compoziția soluțiilor, spre deosebire de cea a compușilor chimici, poate fi schimbată. De exemplu, într-un pahar cu apă putem dizolva una, două sau chiar trei linguri de zahăr. Astfel, compoziția aceleiași soluții va fi diferită. Sub acest aspect, soluțiile se aseamănă cu amestecurile.

Prin urmare, se poate spune că soluțiile ocupă o poziție intermediară între amestecuri și compuși chimici.

Soluțiile joacă un rol însemnat în viața omului, animalelor și plantelor. În celulele vii, toate procesele decurg în soluții ale substanțelor organice și anorganice (cum ar fi clorurile de sodiu și potasiu). Fără soluții este imposibilă obținerea produselor alimentare pure. De exemplu, sarea de bucătărie și zahărul sunt rezultatul cristalizării din soluții cu diferite grade de puritate.

Comparați soluțiile adevărate cu amestecurile mecanice și compușii chimici.



***1. Găsește corespondența dintre coloanele A și B.**

A (exemple)

1. soluție de sare de bucătărie în apă;
2. var stins;
3. soluție de albuș de ou în apă.

B (sisteme)

- a) cu dispersie grosieră;
- b) cu dispersie fină;
- c) soluții adevărate.

EVALUARE

****2.** Alege afirmațiile corecte.

La dizolvarea substanțelor solide în apă, căldura:

- a) întotdeauna se absoarbe; d) poate fi absorbită;
 - b) întotdeauna se elimină; e) nu se absoarbe și nu se elimină.
 - c) poate fi eliminată;
- Argumentează-ți răspunsul.

3. Indică particularitățile soluțiilor adevărate care le deosebesc de amestecurile mecanice:

- a) omogenitatea;
- b) la amestecarea substanțelor cu solventul se degajă sau se absoarbe căldura;
- c) compoziția cantitativă poate fi schimbată esențial;
- d) se supune legii constanței compoziției.

4. Indică semnele comune ce caracterizează soluțiile adevărate și amestecurile mecanice:

- a) conțin două sau mai multe componente independente;
- b) sunt omogene;
- c) este posibilă separarea în părți componente;
- d) raportul dintre masele componentelor nu poate fi schimbat esențial.

5. Calculează partea de masă a NaCl în soluția obținută din 100 g de apă și:

- a) 5 g de sare; c) 20 g de sare;
- b) 10 g de sare; d) 35,8 g de sare la 20°C.

6. Soluția de sare de bucătărie în apă poate fi separată prin:

- a) distilare; b) filtrare; c) evaporare.

*5.2. Solubilitatea substanțelor

Toate substanțele se dizolvă în proporții diferite în diverși solvenți.

Substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora.

De exemplu, compusul polar HCl și cel ionic NaCl se dizolvă, de regulă, foarte bine în solvenții polari (bunăoară, în apă ș.a.), iar compușii nepolari se dizolvă în solvenții organici nepolari (în benzină ș.a.). Astfel, iodul cristalin, nepolar se dizolvă puțin în apă și se dizolvă mai bine în alcool și în alți solvenți organici. Clorura de sodiu ionică se dizolvă bine în apă, se dizolvă foarte slab în alcool și nu se dizolvă în petrol.

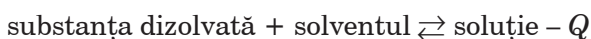
Prin urmare, substanțele se deosebesc după solubilitatea lor.

Dați exemple din viața care să ilustreze principiul „substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora“.

Solubilitatea reprezintă proprietatea substanțelor de a se repartiza uniform, sub formă de atomi, molecule sau ioni, în volumul solventului.

Solubilitatea depinde de natura substanței, de temperatură, iar în cazul gazelor — și de presiune.

Dependența solubilității de temperatură. La dizolvarea substanțelor, se degajă sau se absoarbe căldură. Dacă la dizolvare se consumă mai multă energie decât se elimină la hidratare, atunci căldura se absoarbe. Prin urmare, dizolvarea va fi un proces endotermic:



Solubilitatea majorității substanțelor solide crește la încălzire. Excepție face sarea de bucătărie, care se dizolvă la fel de bine în apa fierbinte și în cea rece.

De regulă, *solubilitatea substanțelor lichide crește la încălzire*, iar *solubilitatea gazelor se micșorează brusc*.

Dacă vom lăsa un pahar cu apă rece într-o încăpere caldă, peste puțin timp pereții paharului se vor acoperi cu bule de aer. De ce?

Solubilitatea gazelor crește brusc la mărirea presiunii. Această proprietate a gazelor este folosită la prepararea băuturilor gazoase.

Comparați solubilitatea substanțelor solide, lichide și gazoase.

Coefficientul de solubilitate. Tabelul solubilității

Solubilitatea substanțelor, exprimată cantitativ, reprezintă masa maximă de substanță ce poate fi dizolvată în 100 g de apă, la temperatura dată.

Această mărime se numește *coeficient de solubilitate* sau *solubilitate* și se notează cu *S*. Unitatea de măsură a solubilității este g/100 g H₂O.

De exemplu, în 100 g de apă, la temperatura de 20°C, se dizolvă 35,8 g de clorură de sodiu. Prin urmare, solubilitatea clorurii de sodiu la 20°C este egală cu 35,8.

În funcție de solubilitatea în apă la temperatura de 20°C, substanțele se clasifică, convențional, în:

1. **ușor solubile** (mai mult de 1 g de substanță în 100 g de apă). Din această categorie fac parte aproape toate sărurile metalelor alcaline și de amoniu, nitrații și acetatii tuturor metalelor etc.;

2. **puțin solubile** (0,01-1 g de substanță în 100 g de apă), ca, de exemplu, CaSO₄, Ca(OH)₂, PbCl₂ ș.a.



Coeficientul de solubilitate

arată ce masă de substanță poate fi dizolvată în 100 g de apă, la temperatura dată.

3. **insolubile** (mai puțin de 0,01 g de substanță în 100 g de apă). Acestea se mai numesc *aproape insolubile*, deoarece substanțe absolut insolubile nu există. De exemplu, argintul se dizolvă în cantități infime în apă, iar soluțiile de argint posedă proprietăți bactericide.

Clasificarea substanțelor anorganice după criteriile menționate mai sus este prezentată în **tabelul solubilității** (pag. 283).



Maraton spre cunoștințe

Numeroase săruri formează cristalohidrați, cunoscuți din cele mai vechi timpuri. Cristalohidrații au denumirile lor proprii și o compoziție constantă: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (piatră-vântată), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (calaican), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (sare Glauber), $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (sodă cristalizată).

În unele cazuri, una și aceeași substanță formează mai mulți cristalohidrați. De exemplu, $\text{CoCl}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$, unde y poate avea valorile 6, 4, 2, 1.

Soluția CoCl_2 este de culoare roz. Iar cristalohidrații, în funcție de numărul moleculelor de apă, sunt de diferite culori:

$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ este roz-roșatic;

$\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ este roșu;

$\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ este albastru-violet;

$\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ este albastru;

CoCl_2 anhidru este albastru.

Dacă pe o hârtie sau pe o țesătură vom desena sau vom scrie cu soluție diluată de CoCl_2 (cerneală simpatică), după uscarea soluției urmele acestora vor fi abia perceptibile. Dacă se trece cu fierul de călcat fierbinte peste desen sau inscripție, acestea reapar și pot fi văzute sau citite. Cum se explică acest fenomen?

EVALUARE

*1. Alege afirmațiile corecte.

Solubilitatea substanțelor solide într-un lichid:

- a) depinde de presiunea exterioară;
- b) se supune principiului „substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora”;
- c) este însoțită de efecte termice;
- d) depinde de natura substanței și a solventului.

*2. De care factori depinde solubilitatea gazelor în apă:

- a) presiune;
 - b) natura gazului;
 - c) temperatură;
 - d) viteza de barbotare a gazului prin apă?
- Argumentează.

*3. Alege răspunsurile corecte:

Solubilitatea oxigenului în apă se mărește la:

- a) scăderea temperaturii;
- b) creșterea presiunii;
- c) creșterea temperaturii;
- d) scăderea presiunii.

*4. De regulă, se absoarbe întotdeauna căldură la dizolvarea în apă a:

- a) substanțelor solide;
- b) substanțelor gazoase;
- c) cristalohidraților.

5.3 Compoziția soluțiilor. Partea de masă a substanței dizolvate

Există diverse modalități de exprimare a compoziției soluțiilor. Mărimile fizice cu ajutorul cărora se exprimă compoziția soluțiilor sunt partea de masă a substanței dizolvate și concentrația molară, iar pentru calcularea acestora sunt necesare masa sau cantitatea de substanță dizolvată, volumul și densitatea soluției. Toate aceste mărimi alcătuiesc *sistemul de mărimi fizice ce caracterizează soluția*.

Partea de masă a substanței dizolvate în soluție

Cunoașteți noțiunea de *parte de masă* încă din clasa a 8-a.

Partea de masă a substanței dizolvate în soluție este egală cu raportul dintre masa substanței dizolvate și masa soluției.



$$\omega(\text{subst. diz.}) = \frac{m(\text{subst. diz.})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%$$

soluția = substanța dizolvată + solventul (apa)
întreg parte parte

$$m(\text{sol.}) = m(\text{subst. diz.}) + m(\text{apei})$$

$$\omega(\text{substanței dizolvate}) = \frac{m(\text{subst. diz.})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%$$

Este important să rețineți că masa și volumul soluției au legătură cu *densitatea soluției*:

$$\rho(\text{sol.}) = \frac{m(\text{sol.})}{V(\text{sol.})} \quad m(\text{sol.}) = \rho \cdot V(\text{sol.})$$

Unitatea de măsură a densității soluțiilor este kg/m^3 . În practică însă, se folosesc deseori unitățile derivate (în cazul în care volumul este exprimat în litri).

Să examinăm diferitele unități de măsură a densității pe baza exemplului apei:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ kg/m}^3$$

$$\text{Dacă } 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ l}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ ml}, 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g, atunci obținem:}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ kg}}{1000 \text{ dm}^3(\text{l})} = 1 \text{ kg/dm}^3 \text{ sau } 1 \text{ kg/l;}$$



$$m(\text{sol.}) = m(\text{subst. diz.}) + m(\text{apei})$$



$$m(\text{sol.}) = \rho \cdot V(\text{sol.})$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3(\text{ml})} = 1 \text{ g/cm}^3 \text{ sau } 1 \text{ g/ml}$$

Prin urmare, densitatea apei poate fi exprimată în :
 1 kg/dm^3 ; 1 kg/l ; 1 g/cm^3 ; 1 g/ml .



$$\rho = \frac{m}{V}$$

unde

ρ – densitatea soluției,

m – masa soluției,

V – volumul soluției.

Calcularea masei soluției și a masei substanței dizolvate în ea dacă se cunoaște volumul și densitatea soluției, precum și partea de masă a substanței dizolvate în ea. În viața cotidiană și în laboratoarele de chimie, soluțiile nu se cântăresc. De obicei, se măsoară volumul lor. În acest scop se folosesc cilindre gradate, pahare și alte vase de măsurat. La efectuarea calculelor cu utilizarea noțiunii de „parte de masă a substanței dizolvate”, este necesară *trecerea de la volumul soluției la masa soluției*.

De la lecțiile de fizică știți că masa și volumul soluției sunt legate prin densitate, care se calculează după formula:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Problema 1. Calcularea masei soluției și a masei substanței dizolvate în ea

Problemele pot fi formulate diferit :

Varianta I. Calculați masa soluției de clorură de sodiu cu partea de masă de NaCl de 3%, dacă volumul soluției este egal cu 600 ml, iar densitatea ei este de 1,02 g/ml. Calculați masa clorurii de sodiu în soluție.

**Pentru conservarea
căror legume se
prepară marinată
cu partea de masă
a sării de bucătărie
de 3%?**



Se dă:

$$V(\text{sol.}) = 600 \text{ ml}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 3\%$$

$$\rho(\text{sol.}) = 1,02 \text{ g/ml}$$

$$m(\text{sol.}) = ?$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Rezolvare:

$$1. \text{ Calculăm masa soluției: } \rho = \frac{m}{V},$$

$$\text{de unde: } m = \rho \cdot V$$

$$m(\text{sol.}) = 1,02 \text{ g/ml} \cdot 600 \text{ ml} = 612 \text{ g}$$

2. Calculăm masa de NaCl în soluție:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%, \text{ de unde}$$

$$m(\text{NaCl}) = \frac{\omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{sol.})}{100\%} = \frac{3\% \cdot 612 \text{ g}}{100\%} = 18,36 \text{ g}$$

Răspuns: Soluția conține 18,36 g de NaCl. Masa soluției este egală cu 612 g

Varianta a II-a. Calculați masa clorurii de sodiu necesară pentru pregătirea a 600 ml de soluție cu partea de masă de NaCl de 3% și cu densitatea de 1,02 g/ml. Se efectuează aceleași calcule.

Varianta a III-a. Preparați 600 ml de soluție cu partea de masă a clorurii de sodiu de 3% și cu densitatea de 1,02 g/ml.

Pentru prepararea soluției, trebuie să știm de câtă apă și de câtă sare vom avea nevoie (fig. 5.2). Masa sării am calculat-o anterior și știm că este egală cu 18,36 g. Să calculăm masa și volumul apei:

$$m(\text{sol.}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

de unde aflăm masa apei:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 612 \text{ g} - 18,36 \text{ g} = 593,64 \text{ g}.$$

Întrucât apa nu se va cântări, vom calcula volumul ei:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{593,64 \text{ g}}{1 \text{ g/ml}} = 593,64 \text{ ml} \approx 594 \text{ ml}$$

Răspuns: Pentru prepararea a 600 ml de soluție cu partea de masă a clorurii de sodiu de 3%, trebuie să luăm 594 ml de apă și să dizolvăm în ea 18,36 g clorură de sodiu.

***Problema 2. Calcularea volumului unei soluții**

Calculați ce volum de soluție de clorură de sodiu cu partea de masă de 7% și cu densitatea soluției de 1,04 g/ml se poate prepara dintr-un kilogram de sare de bucătărie.

Ce vom calcula în această problemă?

Vom determina masa soluției, așa cum am făcut anterior, apoi, cunoscând densitatea, vom afla volumul soluției după formula:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

Se dă:

$$m(\text{NaCl}) = 1 \text{ kg}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 7\%$$

$$\rho(\text{sol.}) = 1,04 \text{ g/ml}$$

$$V(\text{sol.}) = ?$$

Rezolvare:

1. Calculăm masa soluției.

Partea de masă a clorurii de sodiu este egală cu:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{sol.})} \cdot 100\%,$$

$$\text{de unde: } m(\text{sol.}) = \frac{m(\text{NaCl})}{\omega(\text{NaCl})} \cdot 100\%$$

$$m(\text{sol.}) = \frac{1 \text{ kg}}{7\%} \cdot 100\% \approx 14,3 \text{ kg} = 14300 \text{ g}$$

2. Calculăm volumul soluției:

$$V(\text{sol.}) = \frac{m(\text{sol.})}{\rho} = \frac{14300 \text{ g}}{1,04 \text{ g/ml}} = 13750 \text{ ml} = 13,75 \text{ l}$$

Dacă luăm densitatea exprimată în alte unități (kg/l), 1,04 kg/l, atunci:

$$V(\text{sol.}) = \frac{14,3 \text{ kg}}{1,04 \text{ kg/l}} = 13,75 \text{ l}$$

Răspuns: Dintr-un kilogram de sare de bucătărie se pot prepara 13,75 l de soluție cu partea de masă a NaCl de 7%.

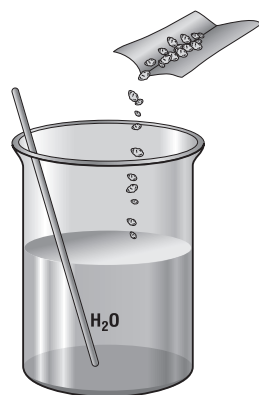


Fig. 5.2. Prepararea unei soluții cu partea de masă cunoscută

➡ Pentru muratul căror legume se folosește o astfel de soluție?

Întrebați-i pe părinții voștri câtă sare folosesc la un litru sau la o căldare de apă pentru murarea castraveților. Calculați partea de masă a NaCl în aceste soluții.

Pentru prepararea soluției, trebuie calculate masa și volumul apei :

$$m(\text{sol.}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

de unde : $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{sol.}) - m(\text{NaCl}).$

Calculăm masa apei :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 14,3 \text{ kg} - 1 \text{ kg} = 13,3 \text{ kg}$$

$$\text{Volumul apei : } V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{13,3 \text{ kg}}{1 \text{ kg/l}} = 13,3 \text{ l}$$

Răspuns : Pentru prepararea soluției cu partea de masă a NaCl de 7%, se vor lua 1 kg de sare și 13,3 l de apă.

***Problema 3.** Partea de masă a clorurii de hidrogen în acidul clorhidric concentrat este egală cu 37% (densitatea soluției – 1,19 g/cm³). În medicină se aplică preparatul cu denumirea de „acid clorhidric diluat“, pregătit prin amestecarea unui volum de acid clorhidric concentrat cu două volume de apă. Calculați partea de masă a clorurii de hidrogen în acest preparat.

Se dă :

$$\omega_1(\text{HCl}) = 37\% = 0,37$$

$$\rho_1(\text{sol.}) = 1,19 \text{ g/cm}^3$$

$$V_1(\text{sol.}) = 1 \text{ vol. (1 l)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ vol. (2 l)}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ kg/l}$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = ?$$

Rezolvare :

1. Se alege arbitrar mărimea volumului : fie 1 l, fie 1000 ml (cm³).

2. Calculăm m_1 a soluției concentrate : $m_1 = V_1 \cdot \rho_1$

$$m_1(\text{sol.}) = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 = 1190 \text{ g}$$

3. Calculăm masa clorurii de hidrogen $m_1(\text{HCl})$ în această soluție :

$$\omega_1(\text{HCl}) = \frac{m_1(\text{HCl})}{m_1(\text{sol.})}; m_1(\text{HCl}) = \omega_1 \cdot m_1(\text{sol.}),$$

$$m_1(\text{HCl}) = 0,37 \cdot 1190 \text{ g} = 440,3 \text{ g.}$$

4. Pentru a calcula partea de masă a HCl în soluția diluată, este important să reținem că masa substanței dizolvate este aceeași în volumul de acid concentrat (1 l) și în întreg volumul soluției diluate :

$$m_1(\text{HCl}) = m_2(\text{HCl})$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = \frac{m_1(\text{HCl})}{m_2(\text{sol.})}; m_2(\text{HCl}) = m_1(\text{HCl}) = 440,3 \text{ g,}$$

$$m_2(\text{sol.}) = m_1(\text{sol.}) + m(\text{H}_2\text{O}); m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ l} \cdot 1 \text{ kg/l} = 2 \text{ kg}$$

$$m_2(\text{sol.}) = 1190 \text{ g} + 2000 \text{ g} = 3190 \text{ g}$$

$$\omega_2(\text{HCl}) = \frac{440,3 \text{ g}}{3190 \text{ g}} = 0,138 \text{ sau } 13,8\%$$

Răspuns : Partea de masă a HCl în acidul clorhidric diluat este de 13,8%.

****Problema 4.** Clorura de calciu sub formă de soluție cu partea de masă de 5-10% se utilizează în practica medicală, deoarece ionii de calciu sunt necesari pentru formarea țesuturilor osoase, transmiterea impulsurilor nervoase, contracția mușchilor, coagularea sângelui, înlăturarea alergiei.

Calculați masa de cristalohidrat $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ necesară pentru prepararea a 5 l de soluție cu partea de masă a clorurii de calciu de 10% (densitatea soluției – $1,09 \text{ g/cm}^3$). Determinați volumul apei necesar pentru prepararea soluției.

Se dă:

$$V(\text{sol.}) = 5 \text{ l}$$

$$\omega(\text{CaCl}_2) = 10\% = 0,1$$

$$\rho(\text{sol.}) = 1,09 \text{ g/cm}^3$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Rezolvare:

1. Calculăm masa sării anhidre aflate în soluție:

a) masa soluției:

$$m(\text{sol.}) = 5000 \text{ cm}^3 \cdot 1,09 \text{ g/cm}^3 = 5450 \text{ g}$$

b) masa clorurii de calciu dizolvate:

$$m(\text{CaCl}_2) = \omega \cdot m(\text{sol.});$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 0,1 \cdot 5450 \text{ g} = 545 \text{ g}$$

2. Calculăm masa cristalohidratului, dacă $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$:

$$M(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 219 \text{ g/mol}$$

Pentru formarea a 1 mol de $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ e necesar 1 mol de CaCl_2 , de aceea:

$$\text{CaCl}_2 \ 111 \text{ g} \dots\dots\dots 219 \text{ g } \text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{CaCl}_2 \ 545 \text{ g} \dots\dots\dots m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \frac{545 \text{ g} \cdot 219 \text{ g}}{111 \text{ g}} = 1075 \text{ g} = 1,075 \text{ kg}$$

3. Calculăm masa și volumul apei necesare pentru prepararea soluției.

$$m(\text{sol.}) = m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{sol.}) - m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 5450 \text{ g} - 1075 \text{ g} = 4375 \text{ g};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{4375 \text{ g}}{1 \text{ g/ml}} = 4375 \text{ ml} = 4,375 \text{ l}$$

Răspuns: Masa $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = 1,075 \text{ kg}$; volumul apei = $4,375 \text{ l}$



Pentru a prepara o soluție cu o anumită parte de masă a substanței dizolvate, se măsoară volumul necesar de apă, se adaugă substanța în apă și se amestecă până la dizolvarea completă. Se folosește orice fel de veselă chimică.

Alcătuți și rezolvați probleme folosind datele din tabel.

Nr. problemei, substanța	Volumul soluției (ml), densitatea sol. (g/ml)	Masa substanței dizolvate (g)	Partea de masă a subst. diz. în soluție (%)	Masa (g) și volumul (ml) apei în soluție	Masa soluției (g)
1. HCl	200; 1,05	$m(\text{HCl})$	10	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
2. H_2SO_4	250; 1,84	$m(\text{H}_2\text{SO}_4)$	96	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
3. NaOH	500; 1,16	$m(\text{NaOH})$	15	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
4. NaOH	$V(\text{sol.}); 1,1$	$m(\text{NaOH})$	10	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	200
5. NaCl	$V(\text{sol.}); 1,2$	$m(\text{NaCl})$	26	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	500
6. HNO_3	$V(\text{sol.}); 1,4$	$m(\text{HNO}_3)$	65	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	100



Nr. problemei, substanța	Volumul soluției (ml), densitatea sol. (g/ml)	Masa substanței dizolvate (g)	Partea de masă a subst. diz. în soluție (%)	Masa (g) și volumul (ml) apei în soluție	Masa soluției (g)
7. HCl	100; 1,1	22	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
8. KOH	200; 1,2	50	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
9. CaCl_2	500; 1,4	280	ω	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
10. HCl	$V(\text{sol.}); 1,1$	44	20	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
11. KOH	$V(\text{sol.}); 1,2$	100	22	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
12. CaCl_2	$V(\text{sol.}); 1,4$	140	40	$m(\text{H}_2\text{O}); V(\text{H}_2\text{O})$	$m(\text{sol.})$
13. HCl	$V(\text{sol.}); 1,15$	66	ω	154	$m(\text{sol.})$
14. H_2SO_4	$V(\text{sol.}); 1,71$	684	ω	171	$m(\text{sol.})$
15. NaOH	$V(\text{sol.}); 1,43$	572	ω	858	$m(\text{sol.})$



1. Calculează masa soluției de acid sulfuric cu volumul de 200 ml și masa substanței dizolvate, dacă densitatea soluției și partea de masă a H_2SO_4 este egală cu: a) 1,84 g/cm³; 96%; b) 1,21 g/cm³; 30% c) 1,4 g/ml; 50%.
- **2. Calculează masa de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ care trebuie dizolvată în apă cu masa de 250 g pentru a obține o soluție cu partea de masă a sării anhidre de 6%.
3. Calculează partea de masă a acidului sulfuric în soluția obținută la amestecarea a 200 g de soluție cu partea de masă de 40% și a 600 g de soluție cu partea de masă de 10%.
- *4. Calculează volumul apei care trebuie evaporat din 200 kg de soluție cu partea de masă a acidului sulfuric de 60% pentru a obține o soluție cu partea de masă de 96%.
- *5. Pentru formarea unei sări neutre, a fost suficientă adăugarea a 43,2 ml de soluție de KOH cu partea de masă de 7,4% ($\rho = 1,06 \text{ g/cm}^3$) la soluția de acid sulfuric cu volumul de 40 ml ($\rho = 1,025 \text{ g/cm}^3$). Calculează partea de masă a acidului sulfuric în soluție.
- **6. La dizolvarea a 5,38 g de cristalohidrat al sulfatului de zinc $\text{ZnSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ în apă cu volumul de 92 ml, s-a obținut o soluție cu partea de masă a sării anhidre de 3,31%. Determină compoziția cristalohidratului.

Lucrarea practică

nr. 1



Prepararea unei soluții cu o anumită parte de masă necesară pentru laboratorul de chimie

Repetăți regulile generale ale tehnicii securității (pag. 9).

Utilaj și reactivi:

Pâlnie, pisetă cu apă distilată, balanță cu greutăți, hârtie, foarfecă, baghetă de sticlă, pipete, pahar de 150-200 ml, clorură de sodiu.

Sarcină de lucru: Preparați 100 ml soluție de clorură de sodiu cu densitatea de 1,02 g/ml și partea de masă a NaCl de 2%.

Modalitatea de lucru:

1. Calculați masa soluției, masa sării, masa și volumul apei.
2. Confectionați două „bărcuțe” de hârtie pentru cântărire.
3. Așezați „bărcuțele” pe talerale balanței. Echilibrați balanța cu bucățele de hârtie.
4. Puneți greutatea (conform masei sării) pe talerul din dreapta al balanței.
5. Pe talerul din stânga, puneți sarea și cântăriți-o.

6. Treceți sarea din „bărcuțele” de hârtie în pahar.
7. Cu ajutorul cilindriului, măsurați volumul de apă necesar; turnați apa în pahar.
8. Amestecați soluția cu o baghetă de sticlă, până la dizolvarea completă a sării. Faceți eticheta. Soluția obținută se prezintă profesorului.
9. Descrieți mersul lucrării, notați observațiile, prezentați calculele.
10. Faceți ordine la locul de lucru.

*5.4. Concentrația molară

Soluțiile se caracterizează și prin *concentrație*, exprimată prin raportul dintre masa sau cantitatea de substanță și volumul soluției.

Concentrația molară a substanței dizolvate într-o soluție este egală cu raportul dintre cantitatea de substanță dizolvată și volumul soluției.

Concentrația molară se notează prin $C_M(A)$ și se exprimă în mol/m^3 sau, mai frecvent, în mol/l sau mol/dm^3 .

A este o particulă (în cazul dat, o moleculă sau un ion).

$$C_M(A) = \frac{\nu(A)}{V(\text{sol.})}, \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Problema 1. Calculați concentrația molară a acidului sulfuric în soluția cu volumul de 200 ml ce conține 19,6 g H_2SO_4 .

Se dă:

$$V(\text{sol.}) = 200 \text{ ml} = 0,2 \text{ l}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 19,6 \text{ g}$$

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

Rezolvare:

Calculele se vor referi la molecula H_2SO_4 .

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{sol.})}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

a) Calculăm cantitatea de substanță de H_2SO_4 :

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{19,6 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

b) Calculăm concentrația molară a H_2SO_4 în soluție:

$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,2 \text{ l}} = 1 \text{ mol/l}$$

Răspuns: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$

Problema 2. Calculați masa clorurii de sodiu necesară pentru prepararea unei soluții cu volumul de 2 l și concentrația molară de 0,1 mol/l.

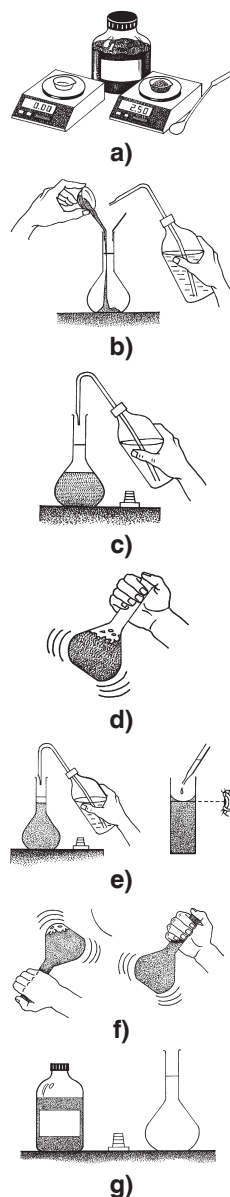


Fig. 5.3. Prepararea unei soluții cu o anumită concentrație molară:
a) cântărirea; b) adăugarea sării; c) adăugarea apei; d) dizolvarea sării; e) adăugarea apei până la semn; f) agitarea soluției; g) soluție pregătită

Se dă :

$$C_M(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$$

$$V(\text{sol.}) = 2 \text{ l}$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

Rezolvare :

1. Calculăm cantitatea de substanță a sării în soluție :

$$C_M(\text{NaCl}) = \frac{v(\text{NaCl})}{V(\text{sol.})}, \text{ de unde}$$

$$v(\text{NaCl}) = C(\text{NaCl}) \cdot V(\text{sol.})$$

$$v(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 2 \text{ l} = 0,2 \text{ mol}$$

2. Calculăm masa clorurii de sodiu.

$$m = M \cdot v$$

$$m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol} \cdot 0,2 \text{ mol} = 11,7 \text{ g}$$

$$\text{Răspuns : } m(\text{NaCl}) = 11,7 \text{ g}$$

Soluțiile cu o anumită concentrație molară se prepară în baloane speciale de un anumit volum (baloane cotate). Sarea se cântărește (fig. 5.3a) și se toarnă în balon (fig. 5.3b). Se adaugă apa, aproximativ 1/2 din volumul balonului (fig. 5.3c). Se dizolvă sarea, agitând permanent soluția (fig. 5.3d). După dizolvarea sării, se adaugă apă până la semnul circular de pe gâtul balonului (fig. 5.3e). Balonul se astupă cu un dop și se agită, răsturnându-l de câteva ori (fig. 5.3f). Soluția se toarnă apoi într-un flacon, pentru a fi păstrată și, ulterior, utilizată (fig. 5.3g). În felul acesta, masa și volumul apei necesare pentru prepararea soluției de o concentrație molară dată nu se calculează.

- *1. Calculează partea de masă a substanței dizolvate în soluțiile cu volum de 500 ml:
 - a) cu concentrația molară a H_2SO_4 egală cu 2 mol/l ($\rho \approx 1 \text{ g/cm}^3$);
 - b) cu concentrația molară a HCl egală cu 4 mol/l ($\rho \approx 1 \text{ g/cm}^3$).
- *2. Calculează concentrația molară a soluției de hidroxid de sodiu cu partea de masă a NaOH de 8% ($\rho = 1,1 \text{ g/cm}^3$).
- *3. Calculează ce volum de apă trebuie adăugat la 100 ml de soluție de NaOH cu concentrația molară egală cu 0,02 mol/l pentru a prepara o soluție cu concentrația molară a NaOH egală cu 0,04 mol/l.
- *4. Calculează concentrația molară a soluției de Na_2S cu partea de masă a substanței dizolvate egală cu 15% și densitatea 1,067 g/ml.
- *5. Calculează masa permanganatului de potasiu necesară pentru prepararea soluției de 500 ml cu concentrația molară egală cu 0,2 mol/l.
- *6. Calculează concentrația molară a clorurii de bariu în soluția preparată prin dizolvarea a 2,08 g de sare în 250 ml soluție.
- *7. Soluția de sulfat de amoniu de 40% este utilizată pentru ignifugarea lemnului. Calculează cantitatea de amoniac necesară pentru obținerea a 40 l de astfel de soluție. Determină și concentrația molară a soluției de sulfat de amoniu obținut ($\rho = 1,5 \text{ g/ml}$).

EVALUARE

5.5. Teoria disociației electrolitice

5.5.1. Mecanismul disociației electrolitice

Știți că soluțiile de acizi, alcalii și săruri conduc curentul electric. Aceste substanțe au fost numite *electroliti*.

Pentru a explica particularitățile soluțiilor de electroliti, savantul suedez Svante August Arrhenius (1859-1927) a formulat, în anul 1887, teoria disociației electrolitice. Din perspectiva teoriei moderne privind structura atomului și legătura chimică, **teoria disociației electrolitice** poate fi prezentată prin următoarele trei principii:

Principiul 1. *La dizolvare sau topire, electrolizii se descompun (disociază) în ioni pozitivi și negativi.*

Moleculele substanțelor cu legătură ionică dizolvate în apă, sub acțiunea moleculelor polare ale acesteia, se desprind din rețeaua cristalină ionică (fig. 5.4a).

Moleculele substanțelor cu legătură covalentă polară interacționează cu moleculele polare de apă și se descompun în ioni (fig. 5.4b).

În ambele situații, cauza desprinderii ionilor este hidratarea, adică interacțiunea cu apa. În soluția apoasă, fiecare ion este hidratat, adică este înconjurat de molecule de apă. Numărul de molecule de apă poate fi constant sau variabil.

*Multe săruri se hidratează cu un număr constant de molecule de apă. De exemplu, în piatra-vânăată, 4 molecule de apă sunt legate cu ionul de cupru $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, iar o moleculă de apă se leagă cu ionul de sulfat $\text{SO}_4^{2-} \cdot \text{H}_2\text{O}$. După cum știți, la evaporarea soluției de piatră-vânăată se formează *cristalohidratul* $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Știți că ionii, după proprietățile lor, se deosebesc de atomi. În soluțiile apoase, ionii se mișcă haotic în diferite direcții.

Comparați conductibilitatea electrică a apei, acizilor, alcaliilor, sărurilor și zahărului.

***Comparați hidrataii și cristalohidrataii.**



Termenul ion provine din greacă și înseamnă „călător”.

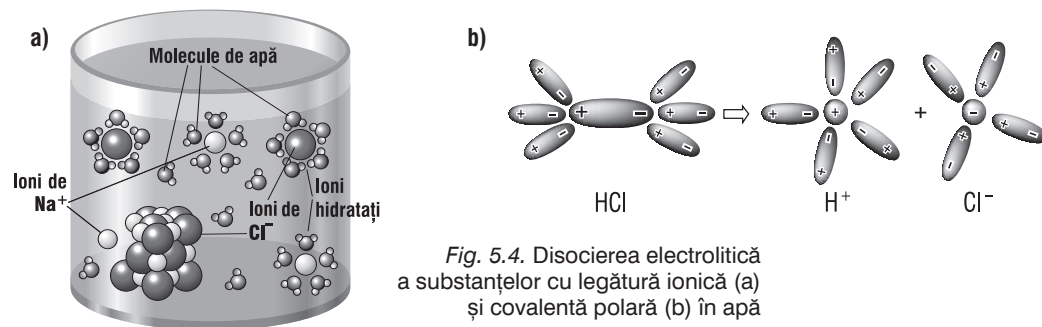
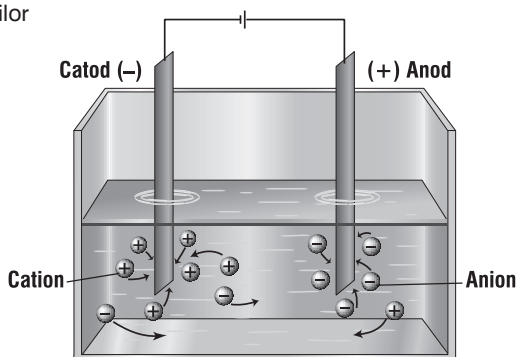


Fig. 5.4. Disocierea electrolitică a substanțelor cu legătură ionică (a) și covalentă polară (b) în apă

Fig. 5.5. Mișcarea ionilor



La topirea substanțelor cu rețea cristalină ionică, are loc, de asemenea, desprinderea ionilor.

Procesul de desprindere a ionilor substanței, la dizolvarea în apă sau la topire, se numește *disociație electrolică*.

Dacă în soluția unui electrolit se introduc electrozi – un catod încărcat negativ și un anod încărcat pozitiv –, becul din rețea se aprinde, deoarece, datorită mișcării orientate a ionilor, soluția conduce curentul electric (fig. 5.5).

Principiul 2. *Sub acțiunea curentului electric, ionii capătă o mișcare orientată: ionii cu sarcină pozitivă se îndreaptă spre catod, iar ionii cu sarcină negativă – spre anod.*

Explicați de ce cationii și anionii se numesc astfel.

De aceea, ionii cu sarcină pozitivă se numesc *cationi* (K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}), iar ionii cu sarcină negativă – *anioni* (Cl^- , S^{2-} , SO_4^{2-}).

5.5.2. Electroliți tari și slabi.

*Gradul de disociere

Cel de-al treilea principiu al teoriei disociației electrolitice formulate de Arrhenius se prezintă în felul următor:

Principiul 3. *Disociația este un proces reversibil: concomitent cu disocierea moleculelor în ioni, are loc și legarea ionilor în molecule.*

Cum se notează reversibilitatea disocierii?

Acest principiu nu se referă la substanțele cu rețea cristalină ionică. În stare solidă, substanța cu rețea cristalină ionică este compusă din ioni, iar la dizolvare ionii sunt puși în libertate și nu formează molecule în soluție. Din acest motiv ecuațiile disociației electrolitice pentru combinațiile ionice se scriu cu semnul egalității:



Substanțele cu legătură covalentă polară se supun acestui principiu al teoriei disociației electrolitice.

*Cantitativ, disociația reversibilă se caracterizează prin *gradul de disociere* (α – alfa).

Comparați noțiunile:
descompunerea moleculelor în ioni și desprinderea ionilor. Comparați electroliții tari și slabi.

Gradul de disociere reprezintă raportul dintre numărul de molecule disociate ($N_{\text{dis.}}$) și numărul total de molecule dizolvate (N):

$$\alpha = \frac{N_{\text{dis.}}}{N} \text{ sau } \alpha = \frac{N_{\text{dis.}}}{N} \cdot 100\%$$

Gradul de disociere se exprimă în părți dintr-un întreg sau în procente.

La diluarea soluțiilor, gradul de disociere crește. De ce ?

Dacă e să ne referim la soluțiile de electroliți cu aceeași concentrație a substanței dizolvate (0,1 mol/l), atunci putem împărți, convențional, electroliții în trei grupe, în funcție de gradul de disociere :

1. *Electroliți tari* – care disociază de la 30 până la 100%. De exemplu, HNO_3 și HCl disociază în proporție de 92%, ceea ce înseamnă că din 100 de molecule dizolvate disociază 92 de molecule.

2. *Electroliți de tărie medie* – care disociază în limitele a 3-30% (de exemplu, acidul fosforic H_3PO_4 – 26%).

3. *Electroliți slabi* – cu gradul de disociere mai mic de 3%. De exemplu, acidul acetic CH_3COOH – 1,3%, acidul carbonic – 0,17% ; NH_4OH – 1,3%.

Ecuatiile disociației electrolitice pentru electroliții slabi și medii se scriu cu semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$) :



Explicați legitatea



crește tăria acizilor

Astfel, toate combinațiile ionice intră în grupa electroliților tari, deși, realmente, în soluțiile lor ionii se atrag reciproc și formează „gheme” sau asociații de ioni (dar nu molecule!). De aceea, gradul lor de disociere, determinat experimental după conductibilitatea electrică a soluțiilor, nu este de 100%, ci puțin mai mic. De exemplu, în soluțiile cu concentrația substanței de 0,1 mol/l, gradul de disociere al sărurilor M^+X^- (NaCl) este egal cu 80-90%, al sărurilor $M^{2+}X_2^-$ sau $M_2^{+}X^{2-}$ (CaCl_2 , Na_2SO_4) – cu 70-80%, al alcaliilor NaOH , KOH – cu 80-90%.



Electroliții tari disociază de la 30 până la 100%.
Electroliții de tărie medie disociază în limitele a 3-30%.
Electroliții slabi au gradul de disociere mai mic de 3%.

Clasificarea electrolitelor după gradul de disociere este prezentată în *tabelele 5.1 și 5.2.*

Tabelul 5.1. Electroliti tari și slabi

Electroliti tari	Electroliti slabi
Acizi	
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HClO, CH ₃ COOH
Acizi de tărie medie H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃	
Baze	
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, Ra(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ și Ca(OH) ₂ în soluție	Toate bazele insolubile, NH ₄ OH
Săruri	
Toate sărurile solubile	H ₂ O

***Tabelul 5.2. Gradul de disociere a acizilor, bazelor și sărurilor (α)**

Nr.		Electroliti <i>C = 0,1 mol/l, t° = 18°C</i>	Formula chimică	α (%)
Acizi				
1.	fluorhidric	HF	8	
2.	clorhidric	HCl	92	
3.	bromhidric	HBr	93	
4.	iodhidric	HI	95	
5.	azotic	HNO ₃	92	
6.	sulfuric	H ₂ SO ₄	58	
7.	fosforic	H ₃ PO ₄	26	
8.	sulfuros	H ₂ SO ₃	20	
9.	acetic	CH ₃ COOH	1,3	
10.	carbonic	H ₂ CO ₃	0,17	
11.	sulfhidric	H ₂ S	0,1	
Baze				
1.	hidroxid de potasiu	KOH	89	
2.	hidroxid de sodiu	NaOH	84	
3.	hidroxid de bariu	Ba(OH) ₂	77	
4.	hidroxid de aluminiu	Al(OH) ₃	1,3	
5.	hidroxid de amoniu	NH ₄ OH	1,3	
Săruri				
1.	clorură de potasiu	KCl	86	
2.	clorură de sodiu	NaCl	84	
3.	sulfat de magneziu	MgSO ₄	45	

CREȘTE

HF

TĂRIEA

HCl

HBr

HI

ACIDULUI

CREȘTE

H₂S

TĂRIEA

H₂Se

H₂Te

ACIDULUI

5.6. Disocierea acizilor și bazelor

5.6.1. Disocierea acizilor

Acizii sunt electroliții care disociază formând cationi de hidrogen și anioni de radicali acizi.

***Bazicitatea unui acid reprezintă numărul ionilor H^+ formați la disocierea lui.**

Acizii tari

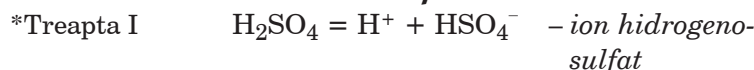
Acizi monobazici (cu un ion H^+ !)

Acid clorhidric	$HCl = H^+ + Cl^-$	– ion clorură
Acid bromhidric	$HBr = H^+ + Br^-$	– ion bromură
Acid iodhidric	$HI = H^+ + I^-$	– ion iodură
Acid azotic	$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$	– ion nitrat
Acid percloric	$HClO_4 = H^+ + ClO_4^-$	– ion perclorat

Acizi dibazici (cu doi ioni H^+ !)

Acești acizi disociază treptat :

Acidul sulfuric



ecuația
sumară



În ecuațiile de disociere, suma sarcinilor ionilor din stânga trebuie să fie egală cu suma sarcinilor ionilor din dreapta.

Acidul sulfuric formează două tipuri de săruri: *neutre* – sulfați, ca, de exemplu, Na_2SO_4 , și *acide* – hidrogenosulfați ($NaHSO_4$).

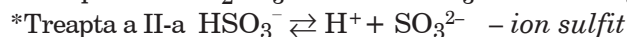
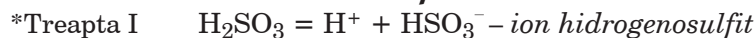
Proprietățile comune ale acizilor : gust acru, colorarea indicatorilor (turnesolul – în roșu, metiloranjul – în roz) se explică prin formarea ionului de hidrogen la disociere.

Rețineți explicația proprietăților comune ale acizilor.

Acizii de tărie medie

În această grupă de acizi intră, de exemplu, acidul sulfuros H_2SO_3 și acidul fosforic H_3PO_4 . *La prima etapă, acizii respectivi disociază ca și acizii tari, fapt care se notează cu semnul egalității (=). La celelalte etape însă, se comportă ca acizii slabi, fapt care se notează cu semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$).

Acidul sulfuros



ecuația
sumară



Acidul sulfuros formează două tipuri de săruri.



În ecuațiile de disociere, suma sarcinilor ionilor din stânga trebuie să corespundă cu suma sarcinilor ionilor din dreapta.

Ionul sulfat SO_4^{2-} formează Na_2SO_4 – sulfat de sodiu (o sare neutră).

Ionul hidrogenosulfat HSO_3^- formează NaHSO_3 – hidrogenosulfat de sodiu (o sare acidă).

Acidul fosforic

*Treapta I $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ – ion dihidrogenofosfat

*Treapta a II-a $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ – ion hidrogenofosfat

*Treapta a III-a $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ – ion fosfat

ecuația sumară $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ – acid tribazic

*Ce radicali acizi se formează la disocierea diferitor tipuri de săruri formate de acidul fosforic?

Acidul fosforic formează trei tipuri de săruri.

Ionul fosfat PO_4^{3-} formează Na_3PO_4 – fosfat de sodiu (o sare neutră).

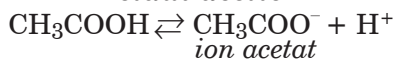
Ionul hidrogenofosfat HPO_4^{2-} formează Na_2HPO_4 – hidrogenofosfat de sodiu (o sare acidă).

Ionul dihidrogenofosfat H_2PO_4^- formează NaH_2PO_4 – dihidrogenofosfat de sodiu (o sare acidă).

Acizii slabi

La toate treptele de disociere a acizilor slabi se va scrie semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$):

Acidul acetic



*Acidul hipocloros



Acidul sulfhidric

*Treapta I $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ – ion hidrogenosulfură

*Treapta a II-a $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ – ion sulfură

ecuația sumară $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ – acid dibazic

Acidul sulfhidric formează două tipuri de săruri.

Ionul sulfură formează o sare neutră – sulfura de sodiu Na_2S .

Ionul hidrogenosulfură formează o sare acidă – hidrogenosulfura de sodiu NaHS .

Acidul carbonic

*Treapta I $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ – ion hidrogenocarbonat

*Treapta a II-a $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ – ion carbonat

ecuația sumară $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ – acid dibazic



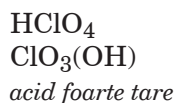
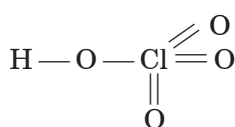
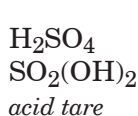
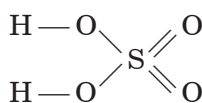
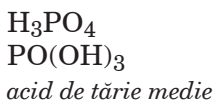
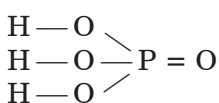
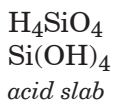
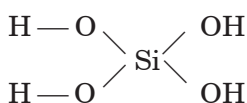
*Bazicitatea unui acid este egală cu numărul ionilor H^+ formați la disocierea lui.

Formarea sărurilor :

Ionul carbonat CO_3^{2-} formează o sare neutră – carbonatul de sodiu Na_2CO_3 .

Ionul hidrogenocarbonat HCO_3^- formează o sare acidă – hidrogenocarbonatul de sodiu NaHCO_3 .

*În perioadă, tăria acizilor oxigenați crește :



*Comparați acizii mono-, di- și tribazici după gradul de disociere și formarea sărurilor.

5.6.2. Disocierea bazelor

Bazele sunt electroliții care disociază formând anioni OH^- și cationi de metale.

Bazele se clasifică în *solubile* (alcalii) și *insolubile*.

Disocierea alcaliilor

Toate alcaliile în stare solidă conțin ioni ai metalelor alcaline și alcalino-pământoase și ioni OH^- . Din acest motiv disocierea lor se reduce la desprinderea ionilor din rețeaua cristalină sub acțiunea moleculelor de apă. Alcaliile sunt electroliți tari (tabelul 5.1). Ele disociază complet și spontan.

Hidroxid de litiu



Hidroxid de sodiu



Hidroxid de potasiu



Hidroxid de rubidiu



Hidroxid de cesiu



Hidroxid de franciu



Hidroxid de bariu



Hidroxid de stronțiu



Hidroxid de calciu



De ce bazele tari disociază spontan și nu treptat?

**Disocierea bazelor insolubile

În bazele insolubile, legătura *metal-oxigen* (Me-OH) nu este pur ionică, ci, în mare parte, covalentă. De aceea, bazele insolubile sunt electroliți slabi și disociază treptat :

Treapta I



Treapta a II-a



ecuație sumară



Cationul FeOH^+ se numește *cation de hidroxofier (II)* și poate forma săruri cu radicalii acizi. De exemplu :

Comparați disocierea alcaliilor și a bazelor insolubile.



FeOH^+Cl^- – clorură de hidroxfier (II);

$(\text{FeOH})_2^+\text{SO}_4^{2-}$ – sulfat de hidroxfier (II).

Aceste săruri se numesc **bazice**, deoarece în componența lor intră grupe OH^- rămase de la baze.

*Bazele amfotere

Toate bazele amfotere sunt insolubile în apă (de exemplu, hidroxidul de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$, hidroxidul de aluminiu $\text{Al}(\text{OH})_3$) (tabelul 3 din Anexe).

Amfoteritatea este capacitatea unei substanțe de a avea atât proprietăți acide, cât și bazice.

Bazele amfotere (hidroxizii) sunt electroliți care formează, simultan, la disocierea în soluție apoasă, cationi H^+ și anioni OH^- , adică disociază atât după modelul acizilor, cât și al bazelor.

Bazele amfotere disociază treptat, ca și bazele slabe:

Treapta I $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{OH}^-$

Treapta a II-a $\text{ZnOH}^+ \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{OH}^-$

ecuație sumară $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$

Pentru bazele amfotere, este posibilă și disocierea acidă:

$\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{H}_2\text{ZnO}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$ – ion zincat

**sau

$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{H}^+$

La interacțiunea cu alcaliile, se manifestă proprietățile acide ale bazelor amfotere.

$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = 2\text{Na}^+ + [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

*1. Alege șirul în care tăria acizilor crește:

a) H_2Te , H_2Se , H_2S ;

b) HCl , HBr , HI .

Argumentează-ți opțiunea.

2. La disocierea cărui electrolit în apă se formează doar un anumit tip de cationi H^+ :

*a) hidrogenofosfatul de sodiu; **c) clorura de hidroxfier (III);

b) acidul sulfuric;

d) hidroxidul de sodiu?

Argumentează-ți răspunsul.

3. Descoperă ecuațiile de disociere alcătuite incorect:

*a) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$

e) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaOH}^+ + \text{OH}^-$

f) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-}$

c) $\text{BaCl}_2 \rightleftharpoons \text{BaCl}^+ + \text{Cl}^-$

g) $\text{KOH} = \text{K}^+ + \text{OH}^-$

*d) $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^-$

h) $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Explică alegerea făcută.

Alcătuieți formulele și ecuațiile de disociere a bazelor amfotere Cr (III), Al (III), Sn (II), Pb (II).



EVALUARE

5.7. Disocierea sărurilor

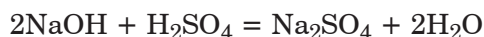
Să examinăm disocierea diverselor tipuri de săruri. Sărurile sunt neutre, *acide și *bazice.

Sărurile neutre sunt electroliții care disociază în cationi de metal și anioni de radical acid.

Disocierea sărurilor solubile are loc complet și spontan. Toate sărurile solubile sunt electroliți tari :



Sărurile neutre pot fi obținute prin mai multe metode. Una dintre ele este neutralizarea totală a unui acid cu ajutorul unei baze :



***Sărurile acide sunt electroliții care disociază, ca și electroliții tari, în cationi de metal și anioni de radical acid, în componența căruia intră unul sau doi atomi de hidrogen rămași de la acidul corespunzător.**

Ce cationi se formează la disocierea sărurilor acide?

Sărurile acide disociază treptat :

Treapta I, ca o sare – electrolit tare :

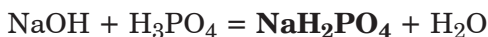


Treapta a II-a, ca un acid slab :

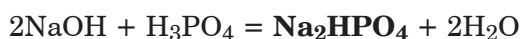


Astfel, în soluțiile de sare acidă este prezent și cationul de hidrogen H^+ .

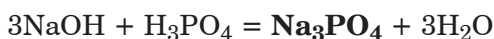
Sărurile acide pot fi obținute prin reacția dintre un acid luat în exces și o bază :



*dihidrogenofosfat de sodiu (sare acidă),
neutralizarea incompletă a acidului*



*hidrogenofosfat de sodiu (sare acidă),
doi atomi de hidrogen sunt substituiți de metal*



*fosfat de sodiu,
neutralizare totală – se obține o sare neutră*

Sărurile acide au o mare importanță. De exemplu, hidrogenocarbonatul de calciu $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ se găsește în apa naturală și îi conferă așa-numita „duritate temporară” sau „carbonică”. La încălzirea apei, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ se descompune într-o sare neutră :



Hidrogenocarbonatul de sodiu NaHCO_3 (soda alimentară) se folosește la copturi, în calitate de soluție dezinfectantă, la spălarea veselei etc.

Dihidrogenofosfatul de calciu $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ sau superfosfatul dublu, împreună cu hidrogenofosfatul de calciu $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (un precipitat), sunt întrebuințați ca îngrășăminte minerale fosforice.

****Sărurile bazice sunt electroliții care disociază în cationul hidroxometal, în componența căruia intră grupa OH^- rămasă de la bază, și anionul radicalului acid.**

Sărurile bazice disociază treptat.

Treapta I, ca o sare-electrolit tare :



clorură de hidroxofier (II)

Treapta a II-a, ca o bază slabă :

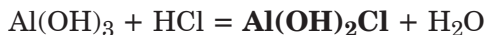


Prin urmare, în soluțiile sărurilor bazice este prezent ionul OH^- .

Majoritatea sărurilor bazice sunt insolubile în apă. Ele au o importanță mai mică decât sărurile neutre și acide. În natură se găsește malachita – carbonatul bazic de cupru $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ sau carbonatul de hidroxocupru (II), din care se confecționează obiecte de artă; sarea bazică MgOHCl este utilizată pentru prepararea cimentului dentar.

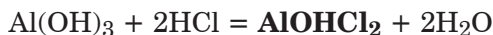
Sărurile bazice se obțin la neutralizarea incompletă cu acid a unei baze slabe, cu un cation cu mai multe sarcini :

a) în timpul reacției, o moleculă de acid substituie o grupă OH^- :



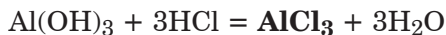
clorură dihidroxoaluminiiu (sare bazică)

b) două molecule de acid înlocuiesc două grupe OH^- :



clorură de hidroxaluminiiu (sare bazică)

c) trei molecule de acid substituie trei grupe OH^- și se formează o sare neutră :



clorură de aluminiiu (sare neutră)

***Comparați sărurile neutre, acide și bazice.**



Alegeți, pe orizontală, verticală sau diagonală, șirul de:

*a) acizi de la care se pot
forma săruri acide

**b) săruri bazice

HNO ₃	HBr	HClO ₄	Fe(OH) ₂	Na ₂ HPO ₄	MgOHCl
H ₂ SO ₄	H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂	CuSO ₄	(CuOH) ₂ CO ₃
HCl	H ₂ S	H ₂ SO ₃	BaCl ₂	Ca(HCO ₃) ₂	Al(OH) ₂ Cl

Scrieți ecuațiile de disociere pentru compușii din șirul ales.

Alcătuieți formulele și ecuațiile de disociere a sărurilor acide formate de acizii din șirul ales.

Alcătuieți ecuații similare după materia învățată și propuneți-le spre rezolvare colegilor voștri.



- *1. În soluțiile apoase ale căror săruri mediul de reacție este acid:
 - a) dihidrogenofosfatul de sodiu;
 - c) clorura de calciu;
 - b) hidroxosulfatul de aluminiu;
 - d) hidrogenosulfatul de sodiu?
 Explică alegerea făcută.
2. În baza tabelului solubilității (tabelul 8 din Anexe), alcătuiește formulele sărurilor neutre solubile. Scrie ecuațiile disocierii lor (alcătuiește formulele după anioni: cloruri, sulfați etc.).
- **3. În soluția de sulfat de fier (II) cu masa de 500 g și cu partea de masă a sării de 40% s-au depus 100 g de cristalohidrat FeSO₄ · 7H₂O. Calculează partea de masă a sării în soluția rămasă.
- *4. Ce sare se va forma la trecerea a 2,24 l (c.n.) de oxid de carbon (IV) prin 100 ml soluție de:
 - a) NaOH cu concentrația de 0,2 mol/l;
 - b) NaOH cu partea de masă de 5% (ρ = 1,05 g/cm³);
 - c) KOH cu concentrația de 2 mol/l;
 - d) KOH cu partea de masă de 15% (ρ = 1,25 g/cm³);
 - e) Ca(OH)₂ cu partea de masă de 2% (ρ = 1 g/cm³)?

EVALUARE

5.8. Disocierea apei și mediul de reacție

Apa este un electrolit foarte slab. Doar două molecule de apă dintr-un miliard disociază.

Apa disociază formând cationi de hidrogen (H⁺) și anioni de hidroxil (OH⁻):



Prin urmare, apa este în același timp un acid și o bază. Astfel de substanțe se numesc **amfotere**.

În apa pură și în unele soluții, numărul ionilor H⁺ este egal cu numărul ionilor OH⁻, concentrațiile lor sunt egale ([H⁺] = [OH⁻]) și ionii se neutralizează reciproc. În asemenea condiții, se spune că **mediul este neutru** sau **soluția este neutră**.

Alegeți din text expresia ce caracterizează mediul neutru.

În soluțiile de acizi, numărul ionilor H^+ (din acid) este mult mai mare decât numărul ionilor OH^- (din apă) ($[H^+] > [OH^-]$). În acest caz se spune că **mediul este acid** sau **soluția este acidă**.

În soluțiile de baze alcaline, numărul ionilor H^+ din apă este mult mai mic decât numărul ionilor OH^- din alcalii ($[H^+] < [OH^-]$). În acest caz se spune că **mediul este bazic** sau **soluția este bazică**.



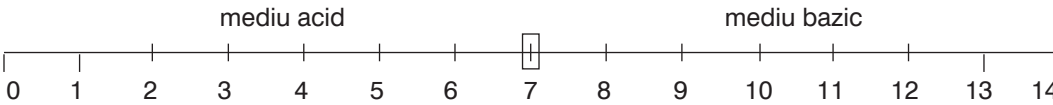
Indicele de hidrogen pH caracterizează aciditatea mediului.

Mediile de reacție neutru, acid și bazic se măsoară în unități pH (se va citi „pe haș”). Indicele de hidrogen pH caracterizează aciditatea mediului. Pe o scală de la 0 la 14, s-a stabilit că un mediu neutru are pH-ul egal cu 7, un mediu acid are pH-ul mai mic decât 7, iar pentru un mediu bazic pH-ul este mai mare decât 7:

Mediul de reacție	pH
neutru	7
acid	< 7
bazic	> 7

Cu cât este mai mică valoarea pH-ului, cu atât mai acidă este soluția și cu atât mai mulți ioni H^+ conține.

Scala pH-ului și mediul soluției



Putem determina valoarea pH-ului (mai mare sau mai mică de șapte) și cu ajutorul indicatorilor cunoscuți (tabelul 5.3).

Tabelul 5.3. Culoarea indicatorilor și pH-ul mediului de reacție

Indicatorul	pH de schimbare a culorii	Culoarea indicatorului în mediul		
		acid	neutru	bazic
Metiloranj	4	roz pH < 4	oranj pH = 4-7	galbenă pH > 7
Turnesol	7	roșie pH < 7	violetă pH = 7	albastră pH > 7
Fenolftaleină	9	incolor	incolor	zmeurie pH > 9

În fig. 5.6 (pag. 159) este prezentat pH-ul unor substanțe întâlnite frecvent.

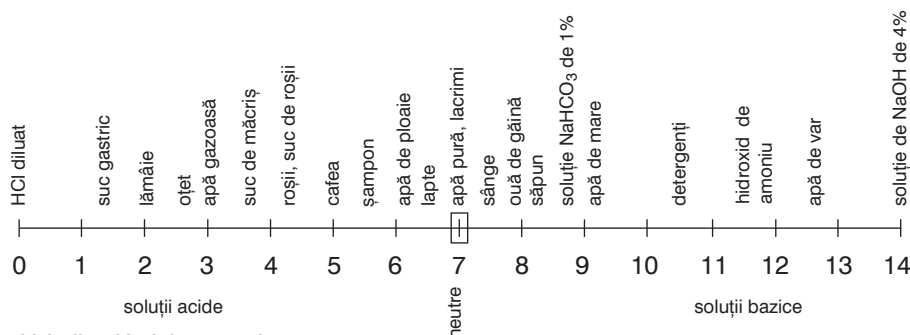


Fig. 5.6. Valorile pH-ului unor substanțe

Un om diagnosticat cu hiperaciditate gastrică are pH-ul din suc gastric mai mic decât norma (1,4). În cazul hipoacidității gastrice, pH-ul depășește acest nivel.

Valoarea pH-ului=5,5 caracterizează un mediu slab acid. Este mediul cel mai favorabil pentru pielea omului. Iată de ce pe ambalajul multor produse cosmetice este indicată valoarea pH-ului.

Un rol important are și pH-ul solului. De exemplu, pH-ul optimal pentru cultivarea cartofilor este 5. Limitele pH-ului la care poate crește cartoful sunt cuprinse între 4 și 8. Altfel spus, cartoful roșește doar pe solurile slab acide și slab bazice.

Cu ajutorul reacțiilor chimice, oamenii pot regla echilibrul acido-bazic în natură. Aceste procese, fenomene și reacții le vom studia mai târziu.

◀ Cercetați ce mediu de reacție indică produsele cosmetice.



Investigarea caracterului acido-bazic al unor substanțe utilizate în viața cotidiană

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete; baghetă de sticlă; indicator universal; soluții de NaOH, soluție de spălat vase, suc de mere, apă minerală carbogazoasă; soluție de zahăr; apă de robinet; apă de ploaie; apă distilată etc.

Sarcini de lucru:

Luați de la profesor câteva fâșii galbene de indicator universal și scala color cu valorile pH-ului (reacția mediului). Aranjați aceste fâșii pe o foaie de hârtie și prindeți-le la un capăt cu lipici. La celălalt capăt, picurați, cu bagheta de sticlă, câteva picături din soluțiile indicate de profesor.

Comparați culorile fâșiilor cu cele de pe scala pH-ului și notați valoarea pH-ului și mediul de reacție (acid, neutru sau bazic) în tabelul de mai jos.

Nu uitați să spălați bagheta de sticlă înainte de a o introduce în următoarea soluție!

Soluția Indicatorul	Suc de mere	Apă mine- rală carbo- gazoasă	Soluție de spălat vesela	Apă de robinet	Apă de ploaie	Apă distilată
Valoarea pH						
Mediul de reacție						

Ce valoare a pH-ului este indicată pe sticla șampoanelor pe care le folosiți?

Formulați concluzii. Faceți ordine la locul de lucru!



Maraton spre cunoștințe

Pielea sănătoasă are un pH slab acid, cu valoarea medie între 5 și 5,5. Valorile pH-ului cutanat prezintă unele abateri față de medie, în funcție de zona corporală. S-a constatat că părțile mai puțin expuse la aer (de exemplu, regiunile interdigitale ale picioarelor, sub-suorile) au un pH mai puțin acid în raport cu pielea feței. Porțiunile care au o tendință spre alcalinitate sunt mai expuse anumitor afecțiuni cutanate, deoarece sunt mai puțin protejate de microbi.

Spălarea cu săpun a pielii poate crește pH-ul de la 5,5 la 8. Acest efect este anulat de un efort considerabil al pielii, care prin secreții naturale și produse ale metabolismului contribuie la restabilirea pH-ului acid. Acest efort poate însă provoca oboseala și îmbătrânirea precoce a pielii.

Astfel, se poate afirma că pH-ul pielii are un rol estetic esențial, deoarece pielea cu o valoare a pH-ului peste limitele normale este lipsită de frumusețe și riscă să devină bolnavă.

Cu excepția cazurilor care necesită o îngrijire medicală specială, pentru refacerea pH-ului acid normal al pielii se poate recurge la utilizarea unor produse cosmetice, loțiuni, emulsii sau creme.

5.9. Interacțiuni în soluțiile de electroliți

Orice interacțiune în soluțiile de electroliți decurge în sensul legării ionilor în precipitat, gaz sau electrolit slab.

Să ne amintim de aceste interacțiuni plecând de la proprietățile chimice ale electroliților: acizi, baze și săruri.

Pentru fiecare substanță din ecuația reacției moleculare se vor clarifica două aspecte:

– este sau nu solubilă (vezi *tabelul solubilității* în *Anexe*);

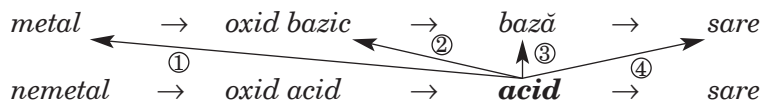
– este un electrolit tare sau slab (*tabelul 5.1*).

La alcătuirea ecuațiilor ionice, vom respecta regula:

Doar electroliții tari se scriu sub formă ionică!

5.9.1. Proprietățile chimice ale acizilor

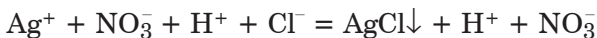
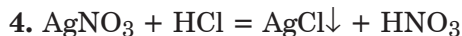
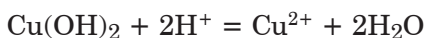
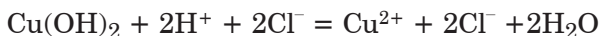
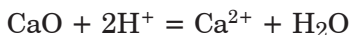
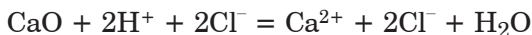
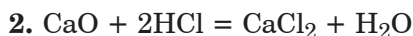
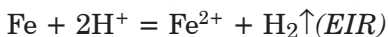
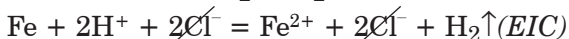
Proprietățile chimice ale acizilor pot fi stabilite în baza schemei legăturii genetice a claselor de compuși anorganici:



Schema are o cheie de interpretare: substanțele „înruitate” (din același rând) nu interacționează între ele; reacționează doar substanțele aflate în rânduri opuse.

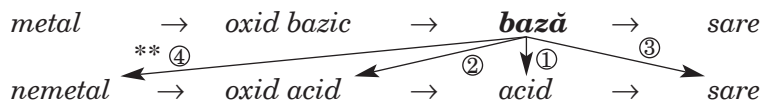
Alcătuți ecuațiile moleculare (EM), ecuațiile ionice complete (EIC) și ecuațiile ionice reduse (EIR) ale reacțiilor 1, 2, 3 și 4 din schemă.

De exemplu:



5.9.2. Proprietățile chimice ale bazelor

Proprietățile chimice ale bazelor pot fi stabilite în baza schemei legăturii genetice a claselor de compuși anorganici:

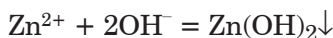
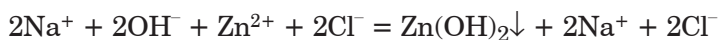
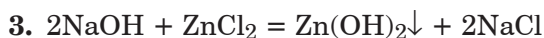
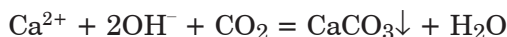
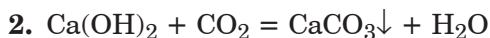
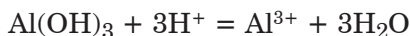
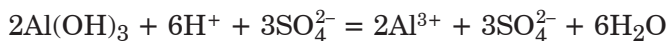
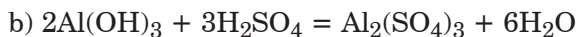
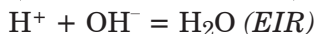
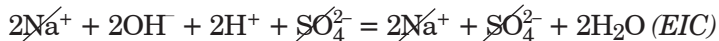
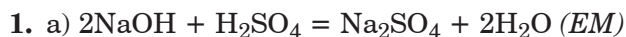


Pentru a trece de la ecuația moleculară la cea ionică, vom clarifica, pentru fiecare substanță, două aspecte: **substanța este sau nu solubilă, este un electrolit tare sau slab.** Numai electrolizii tari se scriu sub formă ionică. Substanțele insolubile, gazele și electrolizii slabi se scriu sub formă moleculară.



Comparați proprietățile chimice ale acizilor și bazelor.

Alcătuiești ecuațiile moleculare și ionice pentru reacțiile 1, 2, 3 și **4 din schemă. De exemplu :

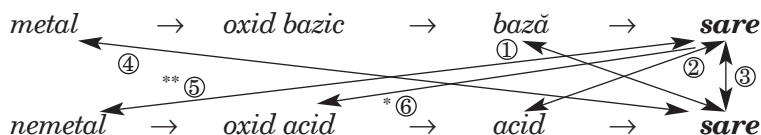


clorură de var

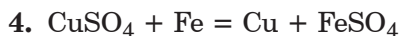
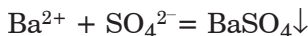
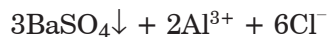
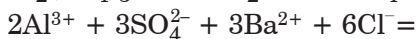
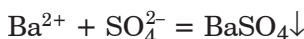
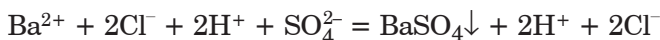
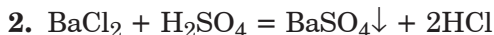
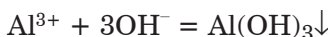
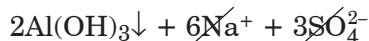
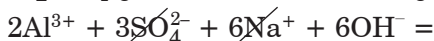
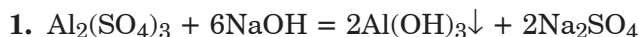
5.9.3. Proprietățile chimice ale sărurilor

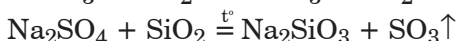
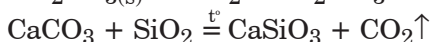
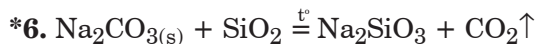
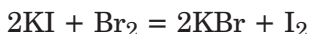
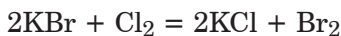
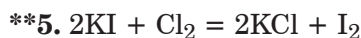
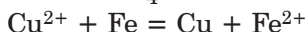
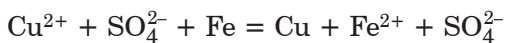
Alcătuiești, conform schemei legăturii genetice a claselor de compuși anorganici, ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor ce caracterizează proprietățile chimice ale sărurilor :

Plecând de la ideea că în urma interacțiunii dintre cele două rânduri rezultă o sare, deduceți metodele (13 la număr) de obținere a sărurilor.



De exemplu :

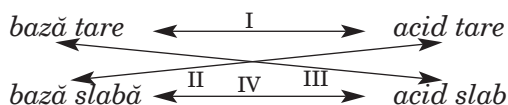




5.9.4. Reacția de neutralizare

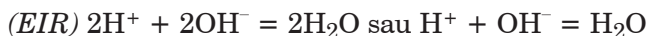
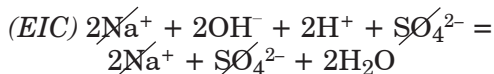
Să examinăm reacția dintre un acid și o bază, numită **reacție de neutralizare**.

Sunt posibile patru variante de interacțiune între un acid și o bază:



Să examinăm fiecare caz în parte:

I. Un acid tare + o bază tare



Prin urmare, în cazul tuturor reacțiilor dintre un acid tare (HCl, HNO₃ etc.) și alcalii (NaOH, KOH) se formează nu numai sare, dar și apă, ceea ce se exprimă constant printr-o ecuație ionică redusă. De unde deducem că reacțiile de neutralizare sunt însoțite întotdeauna de un efect termic similar.

Anume astfel a explicat Arrhenius efectul termic identic (57 kJ/mol) al reacțiilor de neutralizare între un acid tare și un alcaliu.

Prin urmare, reacția de neutralizare dintre un acid tare și un alcaliu decurge până la capăt, ireversibil, deoarece se formează un electrolit slab – apă. Reacția inversă nu are loc. Sarea formată de acidul tare și baza tare nu interacționează cu apa.



Reacția de neutralizare este reacția de schimb dintre un acid și o bază, în urma căreia rezultă o sare și apă.

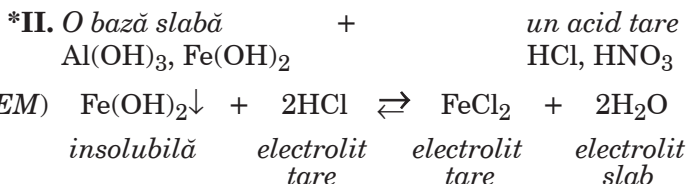


Demonstrați că și alte combinații dintre un acid și un alcaliu (NaOH + HCl, NaOH + HNO₃, KOH + H₂SO₄, KOH + HCl, KOH + HNO₃) vor conduce la o ecuație ionică redusă $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{Q}$.



Reacția de neutralizare dintre un acid tare și o bază tare (alcaliu) decurge până la capăt.

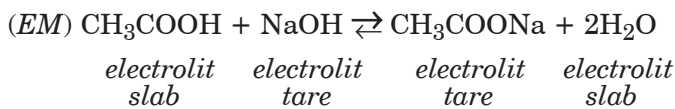
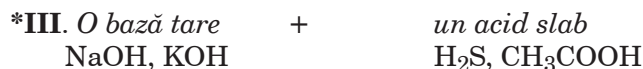
***Alcătuiești și analizezi ecuațiile celorlalte reacții:**
 $(\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3;$
 $\text{HNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3;$
 $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2).$



Reacția de neutralizare cu participarea electrolitelor slabi este reversibilă.

Reacția este reversibilă, deoarece la ea participă doi electroliti slabi: apa și baza slabă, insolubilă $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Prin urmare, FeCl_2 , sarea formată de baza insolubilă $\text{Fe}(\text{OH})_2$ și acidul tare HCl , poate reacționa cu apa, făcând reversibilă reacția de neutralizare. Reacția poate decurge aproape până la capăt, dacă se ia un exces de acid.

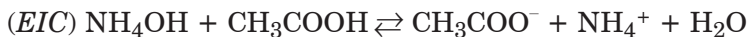
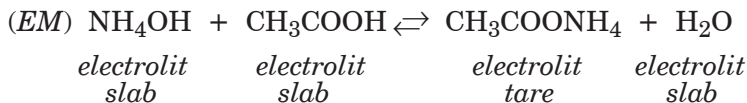
***Alcătuiești și analizezi ecuațiile celorlalte reacții ($\text{KOH} + \text{CH}_3\text{COOH}; \text{H}_2\text{S} + \text{NaOH}; \text{H}_2\text{S} + \text{KOH}$).**
 Ce produși de reacție se obțin și ce se întâmplă cu ei?



Și reacția dată este reversibilă, deoarece în cadrul ei concurează doi electroliti slabi: apa și acidul slab CH_3COOH .

Astfel, sarea formată de un acid slab și o bază tare poate reacționa reversibil cu apa. Reacția va decurge până la capăt dacă se va adăuga un exces de bază tare.

***Poate fi oare neutralizată complet o bază slabă? Dar un acid slab?**



Reacția este reversibilă, deoarece în cadrul ei concurează doi electroliti slabi în stânga și unul în dreapta.

Sarea formată de un acid slab și o bază slabă interacționează reversibil cu apa, formând un acid slab și o bază slabă.

Pentru acizii slabi și bazele slabe nu este specifică reacția directă – de neutralizare –, dar are loc reacția reversibilă – interacțiunea sării cu apa (hidroliza sării).

Alegeți din tabelul solubilității sărurile formate cu acizi slabi și bazele slabe. Atrageți atenția că majoritatea acestor săruri se descompun în apă sau nu există.



De exemplu, dacă pe cale uscată se obține sarea Al_2S_3 , după reacția $2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{\text{°}} \text{Al}_2\text{S}_3$, apoi sarea se dizolvă în apă, se formează baza $\text{Al}(\text{OH})_3$ și acidul H_2S :



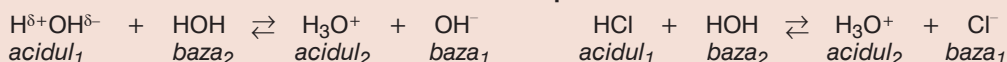
Maraton spre cunoștințe

În anul 1923, savantul danez Brønsted și savantul englez Lowry au formulat *teoria protolitică a acizilor și bazelor*.

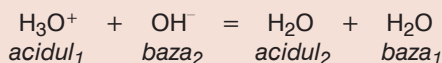
Acidul este particula care pune în libertate un proton (ionul de hidrogen).

Baza este particula care adăunează un proton.

Disocierea apei:



Neutralizarea:



Această teorie a explicat pe larg fenomenele ce decurg în soluțiile neapoase.

EXPERIENȚA DE LABORATOR nr. 6*

Investigarea experimentală a condițiilor în care decurg reacțiile de schimb

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete, soluții de CuSO_4 , NaOH , Na_2S , H_2SO_4 .

Realizarea experienței:

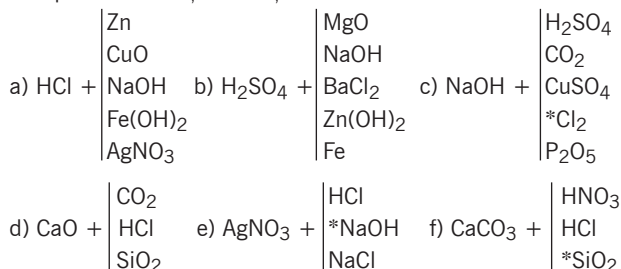
Nr.	Mersul lucrării	Efecte observate	Concluzie
1.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de H_2SO_4 și câteva picături de metiloranj. se adaugă 1 ml soluție de NaOH .	_____	
2.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de CuSO_4 , se adaugă 1 ml soluție de NaOH .	Se formează precipitat de culoare _____	
3.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de Na_2S , se adaugă cu atenție 1 ml soluție de H_2SO_4 . Miroșiți conținutul eprubetei (respectați regulile!).	Se degajă _____ cu miros de _____	

Formulați o concluzie generală privind condițiile în care decurg reacțiile de schimb. Scrieți ecuațiile reacțiilor în forma moleculară, ionică completă și redusă.

Faceți ordine la locul de lucru!

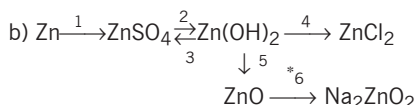
EVALUARE

1. Completează ecuațiile reacțiilor:



Alcătuiește ecuațiile moleculare și ionice.

2. Alcătuiește ecuațiile moleculare și ionice pentru următoarele transformări:



3. Alcătuiește formulele sărurilor formate de:

- a) o bază tare și un acid tare;
 *b) o bază slabă și un acid tare;
 *c) o bază tare și un acid slab.

Scrie ecuațiile moleculare și ionice pentru reacțiile de neutralizare de mai sus.

4. Selectează, din tabelul solubilității, sărurile acizilor slabi și ale bazelor slabe care:

- a) se descompun în apă; b) nu există; c) sunt insolubile în apă.

5. În trei eprubete se găsesc:

- a) acizi: 1) HCl 2) HNO₃ 3) H₂SO₄
 b) baze: 1) NaOH 2) Ca(OH)₂ 3) Ba(OH)₂
 c) săruri: 1) KCl 2) K₂SO₄ 3) K₃PO₄

Cum pot fi identificate aceste substanțe? Argumentează-ți răspunsul.

PROIECT

Profil real

Soluțiile în activitatea cotidiană. Importanța pH-ului pentru sănătate

Argument

În viața cotidiană întâlnim diverse soluții fără de care nu putem să ne imaginăm existența.

În primul rând, în calitate de soluții, vom numi apele minerale care, de fapt, sunt ape naturale cu un conținut ridicat de săruri și cu proprietăți curative.

Aerul este o soluție gazoasă indispensabilă vieții.

Apa oxigenată este o soluție dezinfectantă (din 97 părți apă și 3 părți perhidrol) etc.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi de clasă și realizați un proiect la tema propusă. Citiți cu atenție punctele de reper.

Subiecte de urmărit

- Definiția soluțiilor și stările de agregare;
- Importanța soluțiilor pentru viața de zi cu zi;
- pH-ul soluțiilor și importanța lui pentru sănătate;
- Efectele unor soluții asupra calității vieții.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii.
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

PROIECT**Profil umanist****Compoziția apelor minerale și clasificarea lor în corelație cu influența lor asupra sănătății oamenilor****Argument**

În prezent, se îmbuteliază aproape 200 miliarde de litri de apă anual, pe piață existând diverse tipuri de ape minerale. Uneori, ne vine greu să facem alegerea necesară atunci când vrem să cumpărăm o apă de băut. Mai ales că trebuie să ținem cont și de calitatea apei procurate, pentru a ne bucura de efectele ei benefice asupra sănătății noastre.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi de clasă și realizați un proiect la tema propusă. Citiți cu atenție punctele de reper de mai jos.

Subiecte de urmărit

- Clasificarea apelor minerale: criterii de clasificare;
- Apele minerale îmbuteliate în Republica Moldova;
- Identificarea câtorva tipuri de apă minerală, descrierea compoziției acestora și efectele lor asupra organismului uman, în special asupra nou-născuților;
- Recomandări de utilizare a apei minerale.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii.
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;

- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

Notă: Elaborati un proiect la tema „Rolul soluțiilor în medicină, agricultură etc.”, folosind rețetele proiectului prezentat mai sus.



EXPERIENȚA DE LABORATOR nr. 7

Cercetarea experimentală a proprietăților chimice generale ale acizilor, bazelor, sărurilor

Ustensile și reactivi:

Soluții de HCl, Ca(OH)_2 , H_2SO_4 , indicator, apă, NaOH, CuSO_4 , CaO, Zn, stativ cu eprubete

Sarcini de lucru:

1. Demonstrați experimental că Ca(OH)_2 posedă proprietăți bazice. În trei eprubete turnați câte 1 ml de soluție de Ca(OH)_2 . În prima eprubetă se toarnă fenolftaleină, în a doua eprubetă se adaugă HCl, în a treia eprubetă se barbotează CO_2 . Completați tabelul de mai jos:

Baza	Reactiv	Observații, ecuațiile reacțiilor chimice
Ca(OH)_2	fenolftaleină	
Ca(OH)_2	HCl	
Ca(OH)_2	CO_2	

2. Demonstrați experimental că HCl posedă proprietăți acide. În patru eprubete se toarnă câte 1 ml de soluție de HCl. În prima eprubetă se toarnă turnesol, în a doua – o picătură de turnesol și NaOH, în a treia eprubetă – CaO, în a patra – Zn. Completați tabelul de mai jos:

Acidul	Reactiv	Observații, ecuațiile reacțiilor chimice
HCl	turnesol	
HCl + turnesol	NaOH	
HCl	CaO	
HCl	Zn	

3. Demonstrați experimental proprietățile generale ale sărurilor. În eprubete turnați câte 1 ml de soluții de săruri: BaCl_2 (o eprubetă), CuSO_4 (două eprubete). În prima eprubetă se adaugă H_2SO_4 , în a

doua – NaOH, în a treia eprubetă la CuSO_4 se adaugă BaCl_2 .

Completați tabelul de mai jos:

Sare	Reactiv	Observații, ecuațiile reacțiilor chimice
BaCl_2	H_2SO_4	
CuSO_4	NaOH	
CuSO_4	BaCl_2	

Formulați concluzii. Faceți ordine la locul de lucru!

*5.10. Calcule în baza ecuațiilor chimice dacă una din substanțele reactante este luată în exces

La rezolvarea unui asemenea tip de probleme, cel mai important este să stabilim care substanță este luată în exces. Pentru aceasta, să ne amintim cum efectuam anterior calcule după ecuațiile reacțiilor chimice.

Problema 1. Pentru obținerea hidrogenului, a fost luat zinc cu cantitatea de substanță de 2 mol. Calculați cantitatea de substanță de: acid clorhidric, clorură de zinc și hidrogen.

Determinați, pentru fiecare substanță, raportul dintre cantitatea de substanță v din condiție și din ecuație $\frac{v \text{ (din condiție)}}{v \text{ (din ecuație)}}$.

Trageți concluzii.

Se dă:

$$v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol}$$

$$v(\text{HCl}) - ?$$

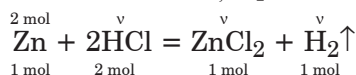
$$v(\text{ZnCl}_2) - ?$$

$$v(\text{H}_2) - ?$$

$$\frac{v \text{ cond.}}{v \text{ ecuație}} - ?$$

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției. **Sub fiecare formulă**, indicăm cantitatea de substanță conform ecuației, iar **deasupra** – datele din condiția problemei:



2. Calculăm, conform datelor ecuației, cantitatea de substanță de HCl, ZnCl_2 , H_2 :

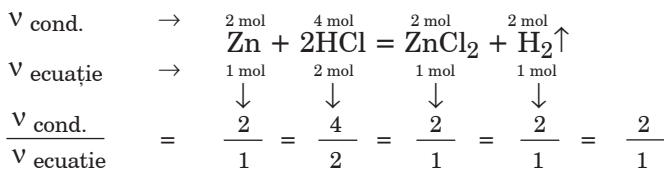
$$v(\text{HCl}) = 2 \cdot v(\text{Zn}) = 2 \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$$

$$v(\text{ZnCl}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol}$$

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol}$$

3. Scriem ecuația cu datele obținute și calculăm raportul

$$\frac{v \text{ cond.}}{v \text{ ecuație}} :$$



Concluzie: Pentru toate substanțele, **raportul** $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ este **același** – 2 : 1, dacă **nu se ia nicio substanță în exces**.

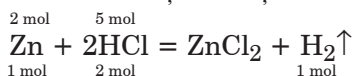
Problema 2.

Pentru obținerea hidrogenului, a fost luat zinc cu cantitatea de substanță de 2 mol și acid clorhidric cu cantitatea de substanță de 5 mol. Care substanță este luată în exces? Calculați cantitatea de substanță de hidrogen obținută.

Se dă:

$$\begin{array}{l}
 v(\text{Zn}) = 2 \text{ mol} \\
 v(\text{HCl}) = 5 \text{ mol} \\
 v(\text{H}_2) = ?
 \end{array}$$

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției:**2.** Determinăm care substanță este în exces.

Știm, din problema 1, că 2 mol de zinc reacționează cu 4 mol de HCl. Prin urmare, HCl este în exces.

Calculăm raporturile $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ pentru Zn și HCl și le comparăm:

$$\frac{v_{\text{cond.}}(\text{Zn})}{v_{\text{ecuație}}(\text{Zn})} = \frac{2}{1} < \frac{5}{2} = \frac{v_{\text{cond.}}(\text{HCl})}{v_{\text{ecuație}}(\text{HCl})}$$

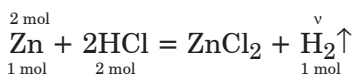
în exces

Astfel am stabilit că HCl este în exces,

deoarece pentru el raportul $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ este mai mare decât pentru zinc.

Concluzie: A fost luată în **exces** acea substanță pentru care raportul $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ este **mai mare**.

La rezolvare, vom face calculele „după insuficiență”, adică după substanța care va interacționa **complet**. În acest caz, insuficient este zincul, deci vom calcula în baza lui.

3. Calculăm cantitatea de substanță de hidrogen după zinc:

$$v(\text{H}_2) = v(\text{Zn}) = 1 \text{ mol}$$



$$\frac{v_{\text{cond.}}(\text{A})}{v_{\text{ec.}}(\text{A})} > \frac{v_{\text{cond.}}(\text{B})}{v_{\text{ec.}}(\text{B})}$$

în exces

Știind cantitatea de substanță de hidrogen, putem afla masa lui (dacă este necesar):

$$m = M \cdot \nu$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 4 \text{ g}$$

Acum putem alcătui algoritmul de rezolvare a problemelor cu una dintre substanțele reactante luate în exces.

Problema 3. Pentru obținerea clorurii de fier (II), s-a luat fier Fe cu masa de 112 g și acid clorhidric HCl cu masa de 109,5 g. Calculați masa clorurii de fier (II) FeCl_2 . Cum poate fi separată sarea FeCl_2 din amestecul reactant?

Metoda I

Sucesiunea operațiilor:

1. Scriem datele succinte din condiția problemei.

2. Calculăm cantitatea fiecărei substanțe inițiale.

3. Alcătuiam ecuația reacției și indicăm deasupra ei cantitatea de substanță din condiție $\nu_{\text{(cond.)}}$, iar dedesubt — cantitatea de substanță conform ecuației $\nu_{\text{(ecuație)}}$.

4. Calculăm raportul $\frac{\nu_{\text{cond.}}}{\nu_{\text{ecuație}}}$ pentru ambele substanțe inițiale, stabilind care este în exces. În exces este substanța pentru care

$$\frac{\nu_{\text{cond.}}}{\nu_{\text{ecuație}}} \text{ este mai mare.}$$

5. Calculele ulterioare se fac după „insuficiență”, adică după substanța care va reacționa complet.

6. Stabilim masa substanței necesare.

1. Se dă:

$$m(\text{Fe}) = 112 \text{ g}$$

$$m(\text{HCl}) = 109,5 \text{ g}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = ?$$

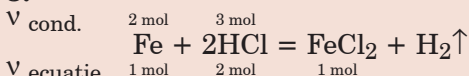
Rezolvare:

$$\mathbf{2.} \quad \nu = \frac{m}{M}$$

$$\nu(\text{Fe}) = \frac{112 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{109,5 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol}$$

3.



4.

$$\frac{\nu_{\text{cond.}}}{\nu_{\text{ecuație}}} \quad \frac{2}{1} \quad > \quad \frac{3}{2}$$

exces *insuficiență*

Rezultă că Fe este în exces, iar HCl în insuficiență. Deci HCl se consumă complet.

Efectuăm toate calculele după HCl.

5. Calculăm cantitatea de substanță de FeCl_2 după $\nu(\text{HCl})$: $\nu(\text{FeCl}_2)$ va fi de două ori mai mică.

$$\nu(\text{FeCl}_2) = \frac{1}{2} \nu(\text{HCl}) = \frac{3 \text{ mol}}{2} = 1,5 \text{ mol}$$

6. Calculăm masa FeCl_2 :

$$m = M \cdot \nu$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 56 + 35,5 \cdot 2 = 127 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ g/mol} \cdot 1,5 \text{ mol} = 190,5 \text{ g}$$

$$\text{Răspuns: } m(\text{FeCl}_2) = 190,5 \text{ g.}$$

Sarea FeCl_2 poate fi separată din amestecul reactant prin filtrarea fierului în exces și prin vaporizarea ulterioară a apei din filtrat.

Metoda a II-a

Să analizăm mai detaliat raportul $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$.

Valoarea lui v din ecuație este egală cu coeficientul din ecuația reacției, iar v din condiție este egal cu raportul

$$\frac{m_{\text{cond.}}}{M}.$$

$$\text{Rezultă că } \frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}} = \frac{m_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}} \cdot M}$$

Pe de altă parte, $v_{\text{ecuaț.}} \cdot M = m_{\text{ecuație}}$ este masa substanței care a reacționat conform ecuației reacției.

Concluzie: În locul raportului $\frac{v_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}}}$ poate fi calculat raportul $\frac{m_{\text{cond.}}}{v_{\text{ecuație}} \cdot M}$ sau $\frac{m_{\text{cond.}}}{m_{\text{ecuație}}}$. Substanța pentru care acest raport este mai mare se află în exces.

Succesiunea operațiilor:

1. Deasupra substanțelor din ecuație vom scrie masele din condiție, iar dedesubt – masele conform ecuației egale.

2. Calculăm raportul $\frac{m_{\text{cond.}}}{m_{\text{ecuație}}}$.

Determinăm substanța în exces.

3. Calculăm masa substanței conform condiției problemei: $m(\text{FeCl}_2)$.

1.



2.

$$\frac{112 \text{ g}}{56 \text{ g}} > \frac{109,5 \text{ g}}{2 \cdot 36,5 \text{ g}}$$

exces

Prin urmare, fierul este în exces. Toate calculele ulterioare se fac după HCl.

3. $M(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ g/mol}$

$$\frac{109,5 \text{ g}}{2 \cdot 36,5 \text{ g}} = \frac{m}{127 \text{ g}}$$

$$m(\text{FeCl}_2) = \frac{109,5 \text{ g} \cdot 127 \text{ g}}{73 \text{ g}} = 190,5 \text{ g}$$

$$\text{Răspuns: } m(\text{FeCl}_2) = 190,5 \text{ g.}$$



1. Calculează masa clorurii de fier (III) care se obține la interacțiunea piliturii de fier cu masa de 5,6 g cu 0,3 mol de clor.
2. Ce masă de fier se poate obține prin aluminotermie din 23,2 g zgură de fier și 23,76 g aluminiu, conform ecuației:

$$8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 9\text{Fe} + 4\text{Al}_2\text{O}_3?$$
3. La o soluție care conține 40 g sulfat de cupru (II) s-au adăugat 12 g pilitură de fier. Stabilește dacă după reacție va mai rămâne în soluție sulfat de cupru. Ce masă de cupru se va obține?
4. La o soluție ce conține 49 g acid sulfuric s-au adăugat 20 g hidroxid de sodiu. Ce sare s-a obținut după vaporizarea soluției până la uscare completă? Calculează masa ei.
5. Au fost amestecate 10,4 g soluție de clorură de bariu cu o soluție ce conține 9,8 g acid sulfuric. Precipitatul format a fost filtrat și uscat. Care este masa lui? Ce substanțe și în ce cantitate (în mol) se găsesc în soluție?
6. Calculează volumul oxidului de carbon (IV) (c.n.) care se obține la amestecarea soluției de carbonat de sodiu cu partea de masă de 7% și cu volumul de 300 ml ($\rho = 1,07 \text{ g/ml}$) cu soluția de acid azotic cu partea de masă de 16% și cu volumul de 160 ml ($\rho = 1,09 \text{ g/ml}$).
7. Calculează masa precipitatului obținut la trecerea oxidului de sulf (IV) cu un volum de 560 ml (c.n.) prin soluția de hidroxid de bariu cu masa de 40 g și cu partea de masă a Ba(OH)_2 de 12%.
8. Calculează volumul hidrogenului (c.n.) care se va obține la interacțiunea zincului cu masa de 6,5 g cu 50 ml soluție de H_2SO_4 cu concentrația molară de 2 mol/l.
9. La 300 ml de soluție cu partea de masă a Na_2CO_3 7% ($\rho = 1,07 \text{ g/ml}$) au fost adăugate 160 ml de soluție de acid azotic cu partea de masă a acidului de 16% ($\rho = 1,09 \text{ g/ml}$). Calculează volumul gazului eliminat.
10. Calculează masa precipitatului obținut prin barbotarea oxidului de sulf (IV) cu volumul de 560 ml (c.n.) prin soluția de hidroxid de bariu cu partea de masă a Ba(OH)_2 de 12%.

Probleme experimentale la tema Disociația electrolitică

Utilaj și reactivi: stativ cu eprubete; soluții de NaOH, KOH, Ca(OH)_2 , HCl, H_2SO_4 , CH_3COOH , Na_2CO_3 , AlCl_3 , BaCl_2 , NH_4Cl , CuSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaCl, Fe (met.), Zn (met.), CuO, fenolftaleină, turnesol, metiloranj, indicator universal.

1. Compararea tăriei acizilor. Având la dispoziție reactivii zinc (metal), acid clorhidric (2 mol/l) și acid acetic (2 mol/l), efectuați experimente care să prevadă compararea tăriei acizilor. Cum se vor efectua experimental aceste reacții? Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

2. Proprietățile chimice ale acizilor. Utilizând reactivii H_2SO_4 (soluție), NaOH (soluție), Zn (met.), BaCl_2 (soluție), CuO, examinați și descrieți proprietățile generale ale acizilor. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

3. Proprietățile chimice ale bazelor. Având la dispoziție reactivii NaOH, HCl, CuSO₄, examinați și descrieți unele proprietăți ale bazelor solubile și insolubile. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică. Care proprietate a bazelor nu poate fi cercetată cu ajutorul reactivilor disponibili? Ce puteți propune în acest caz?

4. Proprietățile chimice ale sărurilor. Folosind soluțiile CuSO₄, BaCl₂, Na₂CO₃, NaOH, HCl, Fe (met.), examinați și descrieți proprietățile sărurilor. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

5. Obținerea substanțelor. Având la dispoziție soluțiile Na₂CO₃, Ca(OH)₂, CuSO₄, HCl, Fe (met.), obțineți patru săruri, două baze (una solubilă și alta insolubilă), un acid și un metal. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

***6. Amfoteritatea.** Utilizând soluțiile AlCl₃, NaOH, HCl sau Al₂(SO₄)₃, H₂SO₄, KOH, obțineți hidroxid de aluminiu și demonstrați amfoteritatea lui. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

7. Reacția de neutralizare. Cu ajutorul reactivilor NaOH, HCl, fenoltaleină, CH₃COOH, AlCl₃, efectuați patru reacții diferite de neutralizare. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică. În ce caz se poate stabili momentul neutralizării?

la unitatea de învățare

„Soluțiile. Interacțiunile substanțelor în soluții”

– electroliții care disociază formând cationi H⁺ și anioni de radicali acizi.

Acid tare $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

*Acid slab treapta I $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ – ion hidrogenocarbonat

treapta a II-a $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ – ion carbonat

Baze – electroliții care disociază formând anioni OH⁻ și cationi de metale.

$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ – bază tare

$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ – bază slabă

****Coeficient de solubilitate**

– cantitatea maximă de substanță ce poate fi dizolvată în 100 g de apă, la temperatura dată. Sunt ușor solubile substanțele care se dizolvă mai mult de 1 g în 100 g de apă, greu solubile substanțele din care se dizolvă 0,01-1 g în 100 g de apă și insolubile cele din care se dizolvă mai puțin de 0,01 g în 100 g de apă.

***Concentrația molară**

este raportul dintre cantitatea de substanță dizolvată (în mol) și volumul soluției:

$$C_M(A) = \frac{V(A)}{V_{\text{sol.}}}, \text{ mol/l}$$

****Cristalohidrat**

– hidrat eliminat dintr-o soluție apoasă în formă solidă, ce conține apă de cristalizare (de exemplu, CuSO₄ × 5H₂O).

Disociație electrolitică

– procesul de desprindere a ionilor la topirea sau la dizolvarea în apă a substanței.

Electroliți

– substanțe, soluții sau topituri care conduc curentul electric (acizi, alcalii, săruri).

Electroliți de tărie medie

– au gradul de disociere cuprins între 3 și 30%.

Electroliți slabi

– au gradul de disociere mai mic de 3%.

NOTIUNI DE BAZĂ

Acizi

NOTIUNI DE BAZĂ

Electroliți tari

– au gradul de disociere cuprins între 30 și 100%.

****Grad de disociere**

– raportul dintre numărul de molecule disociate ($N_{\text{dis.}}$) și numărul total de molecule dizolvate (N):

$$\alpha = \frac{N_{\text{dis.}}}{N} \cdot 100\%$$

***Hidrat**

– produsul interacțiunii dintre substanța dizolvată și solvent (apa).

***Hidroxizi amfoteri**

disociază atât ca bazele: $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$, cât și ca acizii: $\text{Al}(\text{OH})_3 \equiv \text{H}_3\text{AlO}_3 = \text{HAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{HAlO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AlO}_2^-$.

Indicele de hidrogen

caracterizează aciditatea mediului: $\text{pH} = 7$ – mediu neutru; $\text{pH} > 7$ – mediu bazic; $\text{pH} < 7$ – mediu acid.

***Mecanismul disociației**

Pentru substanțele cu legătură ionică, disocierea constă în ruperea rețele ioni-ce de către moleculele polare ale apei, iar pentru substanțele cu legătură cova-lentă polară – ruperea moleculelor polare de către moleculele polare ale apei.

Mediul de reacție

este determinat de excesul de cationi H^+ (mediu acid) sau excesul de anioni OH^- (mediu bazic); egalitatea acestor ioni condiționează un mediu neutru.

Neelectroliți

– substanțe, soluții sau topituri ce nu conduc curentul electric.

Partea de masă

a substanței dizolvate în soluție este egală cu raportul dintre masa

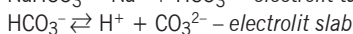
substanței dizolvate și masa soluției: $\omega(x) = \frac{m(x)}{m_{\text{sol.}}} \cdot 100\%$.

Principiul solubilității

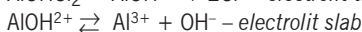
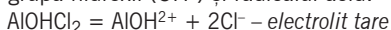
– substanțele cu anumite structuri se dizolvă în solvenți cu structuri asemănătoare acestora.

***Săruri acide**

– electroliții care disociază formând cationi de metal, H^+ și anioni de radical acid.

****Săruri bazice**

– electroliții care disociază în cationi de metal și două tipuri de anioni: grupa hidroxil (OH^-) și radicalul acid.

**Săruri neutre**

– electroliții care disociază ireversibil în cationi de metal și anioni de radical acid: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

Solubilitate

– proprietatea substanțelor de a se repartiza uniform, sub formă de molecule, atomi sau ioni, în volumul solventului. Depinde de temperatură, presiune (pentru gaze) și natura substanței.

Soluții adevărate

– sisteme în care substanțele se dispersează până la molecule și ioni; dimensiunile particulelor: $< 1 \text{ nm}$.

Soluții adevărate

– sisteme omogene ce constau din solvent, substanță dizolvată și produșii interacțiunii lor.

Tipurile de săruri

sunt determinate de baza și acidul de la care provin:

NaCl – sare formată de o bază tare (NaOH) și un acid tare (HCl);

Na_2CO_3 – sare formată de o bază tare (NaOH) și un acid slab (H_2CO_3);

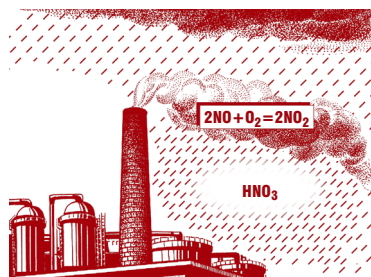
AlCl_3 – sare formată de o bază slabă ($\text{Al}(\text{OH})_3$) și un acid tare (HCl);

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – sare formată de o bază slabă (NH_4OH) și un acid slab (H_2CO_3).

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ
la unitatea de învățare
„Soluțiile. Interacțiunile substanțelor în soluții”

- I. Soluția este:
a) un amestec de substanțe;
b) un amestec de n substanțe;
c) un amestec omogen a două sau mai multe substanțe.
- II. După solubilitatea în apă, substanțele se împart în...
- III. După conductibilitatea electrică, substanțele se împart în...
- IV. Indică substanțele care disociază slab la dizolvarea în apă:
a) H_2S b) NaOH c) HNO_3 d) Ca(OH)_2 e) CH_3COOH
- V. Indică substanțele care la dizolvarea în apă formează ioni de H^+ :
a) LiOH b) MgCl_2 c) HCl d) K_2SO_4 e) H_2SO_4
- VI. Clasifică particulele: Cl^- , Na^+ , K^+ , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^- în cationi și anioni.
- VII. Scrie ecuațiile de disociere electrolitică a substanțelor:
a) $\text{NaOH} \rightarrow$
b) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
c) $\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- VIII. Care dintre următoarele reacții vor decurge până la capăt:
a) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} \rightarrow$ c) $\text{NaNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
b) $\text{Al(NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
Scrie ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.
- IX. Pentru muratul castraveților, se pregătește saramura – o soluție de sare de bucătărie (NaCl) cu partea de masă de 6%. Calculează masa sării și a apei necesare pentru pregătirea a 2 kg de saramură.
- *X. Ce volum de sulfură de hidrogen se formează la interacțiunea sulfurii de fier (II) cu masa de 17,6 g cu soluția de HCl cu masa de 130 g cu partea de masă a acidului de 20%?
- *XI. Calculează masa de hidroxid de sodiu care poate fi neutralizată cu 200 ml de soluție de acid sulfuric cu concentrația molară de 0,5 mol/l.

(6) Nemetalele și compușii lor

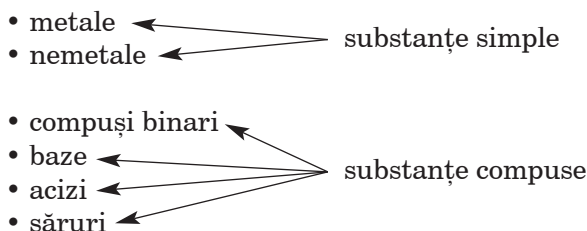


După studierea unității de învățare, vei fi capabil/capabilă :

- să explici și să operezi cu noțiunile: răspândirea nemetalelor în natură, rolul biologic al nemetalelor/compușilor lor; metodele de obținere și domeniile de utilizare a nemetalelor/compușilor lor ;
- să caracterizezi și să compari structura, proprietățile, metodele de obținere, utilizarea, legăturile genetice ale nemetalelor și compușilor lor ;
- să rezolvi probleme în baza proprietăților, metodelor de obținere, utilizării nemetalelor și a compușilor lor ;
- să investighezi experimental metodele de obținere, proprietățile fizice și chimice ale oxigenului, hidrogenului, oxidului de carbon (IV) ; proprietățile generale ale acizilor și reacțiile de identificare a anionilor, ionului de amoniu ;
- să argumentezi legătura cauză-efect în seria genetică a nemetalelor, în corelația oxizi acizi – acizi – agenți poluanți – ploii acide – protecția mediului – impact general/personal ;
- să investighezi unele contexte problematice legate de proprietățile și metodele de obținere a nemetalelor/compușilor nemetalelor ;
- să formulezi concluzii proprii referitoare la beneficiile/efectele negative ale utilizării nemetalelor și compușilor lor.

6.1. Caracteristica generală a nemetalelor

Cunoaștem că substanțele anorganice se clasifică în :



Să generalizăm cunoștințele noastre despre metale și nemetale și despre compușii lor.

În sistemul periodic, nemetalele sunt dispuse astfel :

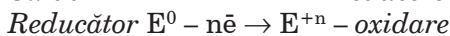
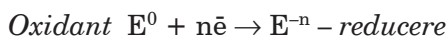
a) în sistemul periodic cu perioade scurte, se găsesc în subgrupele principale, în partea dreaptă, sus, a diagonalei bor – astatin ;

b) în sistemul periodic cu perioade lungi, se găsesc în dreapta, în grupele IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA.

Din toate elementele cunoscute astăzi, doar 22 sunt nemetalice. Dintre ele, 16 sunt elemente active și 6 formează grupul gazelor inerte (tabelul 6.1). Cu toate acestea, chimia nemetalelor este mai bogată decât cea a metalelor.

Elementele nemetalice joacă un rol însemnat în existența vieții pe pământ.

Atomii nemetalelor, cu excepția hidrogenului (un electron) și a heliului (doi electroni), au, pe nivelul exterior, de la patru la șapte electroni ; gazele inerte posedă opt electroni pe stratul exterior. De aceea, *proprietatea comună a nemetalelor este capacitatea atomilor lor de a accepta și a ceda electroni*, jucând rolul atât de oxidanți, cât și de reducători :



În compuși, elementele nemetalice pot avea grade de oxidare pozitive și negative. Valoarea gradului de oxidare și a valenței nemetalelor este legată nemijlocit de structura nivelului exterior (tabelul 6.1).

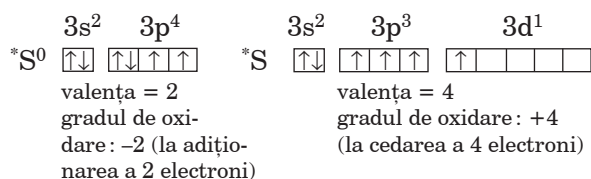
De exemplu, sulful poate avea valențele 2, 4 și 6 datorită decuplării electronilor.



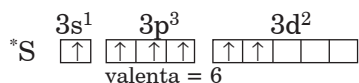
Proprietatea comună a nemetalelor este capacitatea atomilor de a accepta sau a ceda electroni, având rolul atât de oxidanți, cât și de reducători.

Explicați de ce clorul poate avea valențele 1, 3, 5 și 7.





Ce legități pot fi observate în schimbarea gradului de oxidare al nemetalelor?



gradul de oxidare: +6 (la cedarea a 6 electroni)

Tabelul 6.1. Gradele de oxidare caracteristice elementelor nemetale

Grupa	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Electroni de valență	s^1	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6
Elementul, gradul de oxidare	H +1, -1							He -
Elementul, gradul de oxidare			B +3	C +2, +4, -4	N +5, +4, +3, +2, +1, -3	O -2	F -1	Ne -
Elementul, gradul de oxidare				Si +4, +2, -4	P +5, +3, -3	S +6, +4, -2	Cl +1, +3, +5, +7, -1	Ar -
Elementul, gradul de oxidare					As +5, +3, -3	Se +6, +4, -2	Br +1, +3, +5, +7, -1	Kr +2, +4
Elementul, gradul de oxidare						Te +6, +4, -2	I +1, +3, +5, +7, -1	Xe +2, +4, +6, +8
Elementul, gradul de oxidare							At +5, +7, -1	Rn -

În natură, nemetalele, cu excepția oxigenului O_2 , azotului N_2 , hidrogenului H_2 , sulfurii S și a gazelor inerte, se găsesc sub formă de compuşii: sulfuri, oxizi, cloruri, siliciți, sulfati, carbonati, fosfati ai diferitor metale.

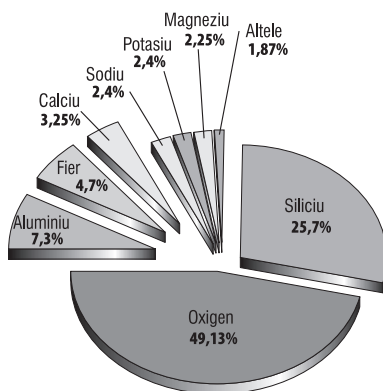


Fig. 6.1. Răspândirea elementelor în scoarța terestră



Maraton spre cunoștințe

În industria electrotehnică, gazele inerte se folosesc pentru umplerea becurilor de iluminat.

Argonul, în amestec cu azotul, este întrebuințat pentru umplerea becurilor obișnuite, iar kriptonul și xenonul – a lămpilor cu o durată de viață mai mare. Lămpile cu neon colorează panourile de reclamă în roșu-aprins, iar lumina albastră se datorează prezenței argonului.

Discutați cu profesorul de fizică și găsiți răspuns la întrebarea: de ce aceste gaze luminează?



*Alcătuți formulele electronice ale elementelor nemetale a) din perioada a II-a, b) din perioada a III-a. Evidențiați electronii de valență, modelați schemele de repartizare a acestora pe celule energetice. Pe baza acestor scheme, explicați valorile gradelor de oxidare ale nemetalelor indicate în *tabelul 6.1*.

EVALUARE

- Alege afirmațiile corecte:
 - a) există mai puține elemente nemetale decât metalice;
 - b) cel mai răspândit element pe pământ este nemetalul siliciu;
 - c) halogenii sunt nemetale tipice;
 - d) elementele din subgrupele principale sunt nemetale.
 Argumentează alegerea.
- Alege răspunsurile corecte:
 - a) gradul de oxidare superior pozitiv al nemetalelor este întotdeauna egal cu numărul grupei;
 - b) nemetalele pot avea grade de oxidare pozitive și negative;
 - c) nemetalele pot fi doar oxidanți;
 - d) nemetalul oxigen are valența constantă, iar sulful are valență variabilă.
 Argumentează alegerea.
- *3. Alege afirmațiile corecte:
 - a) toate elementele p sunt nemetale;
 - b) printre elementele d se află și nemetale;
 - c) unul din elementele s este nemetal;
 - d) nemetalele se găsesc doar în subgrupele principale.
 Argumentează alegerea.
- *4. Explică gradul de oxidare variabil al clorului plecând de la formula sa electronică $\dots 3s^2 3p^5 3d^0$. Generalizează concluzia pentru toți halogenii cu configurația electronică a nivelului exterior.

ns^2	np^5	nd^0
↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	

Pentru care din halogeni legitatea nu este valabilă?

- Indică șirurile în care nemetalele sunt aranjate în ordinea creșterii electronegativității:
 - a) C, N, O;
 - b) Br, Cl, F;
 - c) As, S, Cl;
 - d) Cl, O, F.

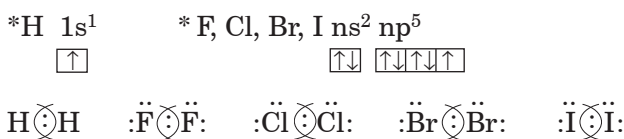
6.2. Structura și proprietățile nemetalelor

Elementele nemetalice în stare liberă se găsesc sub formă de substanțe simple-nemetale. Să examinăm structura, proprietățile și aplicarea lor.

Structura și proprietățile fizice ale nemetalelor

Atomii nemetalelor se combină prin legături covalente. Formele de existență a nemetalelor sunt diferite.

Hidrogenul, fluorul, clorul, bromul, iodul există doar în formă de molecule diatomice: H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , consecință a faptului că atomii lor au doar o posibilitate de a forma un cuplu comun de electroni, pe baza singurului electron necuplat.

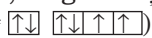


De ce hidrogenul și halogenii pot forma numai molecule diatomice?

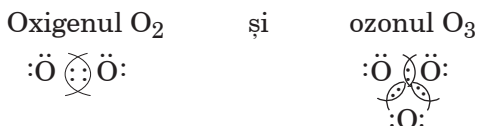
Azotul formează, de asemenea, o moleculă diatomică, N_2 , cu legătură triplă datorită celor trei electroni necuplați.



Odată cu creșterea numărului de electroni necuplați ai elementelor, apare posibilitatea de a forma substanțe simple cu compoziții diferite, numite *forme alotropice*. Fenomenul poartă denumirea de *alotropia compoziției*.

Spre exemplu, *oxigenul* și *sulfur*, cu câte doi electroni necuplați ($ns^2 \ np^4$ ), au posibilitatea de a lua mai multe forme.

Oxigenul are două modificări alotropice:



Hidrogenul H_2 , fluorul F_2 , clorul Cl_2 , azotul N_2 , oxigenul O_2 și ozonul O_3 sunt molecule nepolare ușoare, care interacționează slab între ele. De aceea, toate substanțele enumerate, la temperatură obișnuită, sunt gaze. Bromul

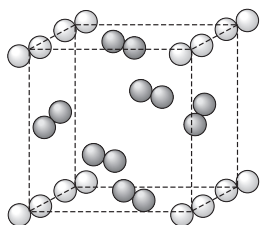


Fig. 6.2. Rețea cristalină moleculară de I_2

De ce molecula S_8 arată ca o coroană și nu ca un inel?



Br_2 este lichid, iar iodul I_2 este solid. În stare solidă, toate aceste nemetale au rețea cristalină moleculară.

*Sulfur, datorită celor doi electroni p necuplați ($\cdot\ddot{S}\cdot$), formează catene în formă de zigzag, deoarece electronii p necuplați ocupă orbitalii p , orientați sub un unghi de 90° .

În condiții obișnuite, cele mai stabile sunt catenele din 8 atomi, S_8 , dispuși în formă de coroană. Acesta e sulfurul rombic, cu rețea cristalină moleculară.

În alte condiții (temperatură înaltă, solvenți organici ș.a.), există molecule de sulf cu compoziția S_6 , S_4 , S_2 , precum și sulfurul plastic S_{∞} , cu catena deschisă.

La atomii de fosfor P ($*3s^23p^3$ $\uparrow\downarrow \uparrow\uparrow\uparrow$), cei trei electroni necuplați ($\cdot\ddot{P}\cdot$) se combină cu trei electroni ai atomilor vecini. Se formează molecule tetraatomice P_4 (fig. 6.3), de formă tetraedrică (12 electroni, 6 legături). Această modificare alotropică a fosforului cu rețea cristalină moleculară, în ale cărei noduri se găsesc moleculele P_4 , se numește *fosfor alb*, care este foarte reactiv și nociv. *Fosforul roșu* are o structură polimerică, formată din atomi legați piramidal (fig. 6.3). Este mai puțin reactiv decât fosforul alb și nu este nociv. *Fosforul negru* are o rețea atomică stratificată și manifestă proprietăți semiconductoare.

De ce grafitul, spre deosebire de diamant, are o structură stratificată și conduce bine curentul electric?

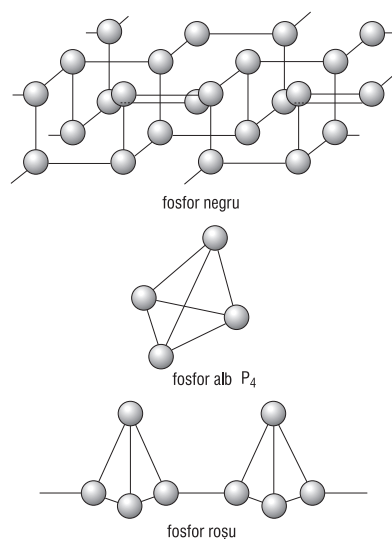


Fig. 6.3. Modificațiile alotropice ale fosforului

Carbonul și siliciul ($*ns^2np^2$) au, în stare de excitație, patru electroni necuplați și formează diverse modificări alotropice. Cea mai stabilă este structura *diamantului* (C_n , Si_n), cu o repartizare tetraedrică a legăturilor (fig. 6.4 a). Fiecare atom de carbon sau de siliciu este legat de alți patru atomi, formând o rețea cristalină atomică. Diamantul este un dielectric, iar siliciul – un semiconductor.

În cristalul de *grafit* (fig. 6.4 b), fiecare atom de

carbon se leagă de alți trei atomi în același plan. Anume prin aceasta se explică rețeaua atomică stratificată a grafitului.

*Straturile rețelei sunt legate între ele prin legături π datorită electronului p rămas necuplat. Această legătură π se rupe ușor. De aceea, grafitul conduce curentul electric.

Carbinul (fig. 6.4 c) este a treia modificare alotropică a carbonului, construită din catene liniare C_{∞} . Substanțele simple-nemetale cu rețele cristaline moleculare trec ușor în stare gazoasă, iar substanțele cu rețele cristaline atomice (C_n , Si_n) sunt solide și greu fuzibile.

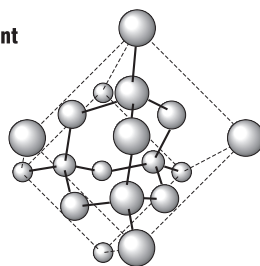
De regulă, nemetalele sunt dielectrice sau semiconductoare, nu posedă luciu metalic, nu conduc căldura, sunt fărâmicioase, au puncte de topire și puncte de fierbere mici. Absolut diferite de celelalte nemetale sunt gazele inerte sau nobile: heliul He, neonul Ne, argonul Ar, criptonul Kr, xenonul Xe, radonul Rn. Atomii acestor elemente au, pe nivelul exterior, opt electroni și nu se pot lega între ei prin legături covalente. Moleculele lor sunt monoatomice și interacțiunile moleculare sunt foarte slabe. În condiții obișnuite, sunt gaze, fără culoare și fără miros, iar în stare solidă, sunt cristale cu rețele cristaline moleculare. Gazele inerte se folosesc la umplerea becurilor electrice. Neonul conferă luminii o nuanță roșiatică, iar argonul – reflecții albastre.

Să trecem în revistă **proprietățile fizice** ale nemetalelor (legătura dintre structura și proprietățile fizice ale nemetalelor este prezentată în *tabelul 6.2*). Nemetalele fluor F_2 și clor Cl_2 au proprietăți fizice comune: sunt gaze otrăvitoare, cu miros înțepător; fluorul este galben-deschis, iar clorul – verde-gălbui.

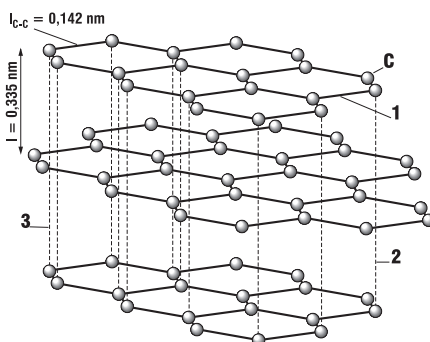
Oxigenul O_2 , hidrogenul H_2 și azotul N_2 sunt gaze incolor și inodore.

Bromul Br_2 este un lichid greu, de culoare brun-roșcată ($\rho=3,12 \text{ g/cm}^3$).

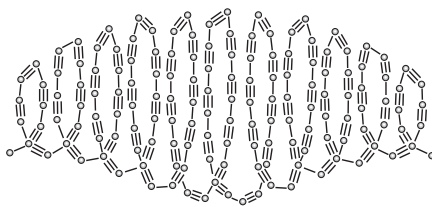
a. diamant



b. grafit



c. carbin



d. fulerenă

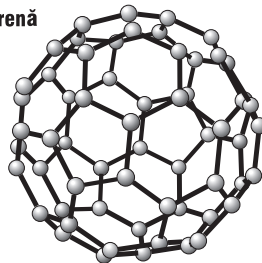


Fig. 6.4. Modificațiile alotropice ale carbonului

Explicați de ce F_2 și Cl_2 sunt substanțe gazoase, Br_2 este lichid, iar I_2 – solid?

Clorul și bromul sunt parțial solubile în apă, iar soluțiile lor se numesc, respectiv, *apă de clor* și *apă de brom*. Iodul I_2 este puțin solubil în apă; se dizolvă mai bine în alcool sau în alți solvenți organici.

Celelalte nemetale (sulfur, fosforul, carbonul, siliciul) au rețea cristalină moleculară sau atomică și în condiții obișnuite sunt substanțe solide, cu plasticitate redusă și insolubile în apă (tabelul 6.2).

Tabelul 6.2. Structura și proprietățile fizice ale nemetalelor în stare solidă

Nemetalul	Tipul rețelei cristaline	Culoarea	Proprietățile fizice
I_2	moleculară	neagră	luciu metalic
S_8 (cristalin)	moleculară	galbenă	fărâmicios
S_{∞} (plastic)	–	brună	plastic
P_4 (alb)	moleculară	albă	nociv, miros caracteristic de usturoi
P (roșu)	atomică	roșie-violetă	solid
P (negru)	atomică	negru-gri	conduce curentul electric
C (grafit)	atomică	gri-închis	bun conducător de electricitate și căldură, unsuros la pipăit
C (diamant)	atomică	incolor, transparent	cel mai dur material natural
C (carbin)	atomică	neagră	semiconductor
Si	atomică	gri	luciu metalic, semiconductor



Maraton spre cunoștințe

Important pentru sănătate!

Conținutul de iod în organismul uman constituie 20-25 mg. Iodul se acumulează în organism din apă și produsele alimentare și se concentrează în glanda tiroidă. Insuficiența de iod conduce la o boală grea, numită *gușă exoftalmică* (*boala Basedow*). Pentru profilaxia hipofuncției tiroidiene, în țara noastră se folosește sarea de bucătărie iodată (10 g de iodură de potasiu la 1 kg de sare de bucătărie).

Acest tip de sare se adaugă în toate alimentele.

1. Explică fenomenul alotropiei și dă exemple de forme alotropice a două substanțe.

*2. Carbonul există sub formă de patru substanțe simple cu structură diferită. Completează, în caiet, următorul tabel:

Substanța	Structura	Rețea cristalină
Diamant	_____	_____
Grafit	_____	_____
Carbin	_____	_____
Fulerenă	_____	_____

*3. Ce tipuri de rețele cristaline se găsesc în substanțele simple-nemetale:

a) atomice; b) moleculare; c) ionice; d) metalice?

Argumentează-ți răspunsul și dă exemple concrete.

4. Explică de ce hidrogenul și halogenii pot forma doar molecule di-atomice.

*5. Explică de ce grafitul, spre deosebire de diamant, are o structură stratificată și conduce curentul electric.

EVALUARE



EXPERIENȚA DE LABORATOR

nr. 8

Cercetarea mostrelor de nemetale, compuși ai nemetalelor, minerale

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete, clemă pentru eprubete, pahar cu apă, linguriță sau spatulă, spirtieră, substanțe (S, apă, HCl, SiO₂, NH₄Cl, grafit etc.).

Sarcini de lucru:

1. Examinați substanțele indicate.

2. Cercetați starea de agregare, culoarea, mirosul substanțelor (și alte proprietăți indicate de profesor).

Completați tabelul de mai jos.

Substanța	S	H ₂ O	HCl	NH ₄ Cl	SiO ₂	grafit
Starea de agregare						
Culoarea						
Mirosul						

Formulați concluziile necesare.

Faceți ordine la locul de lucru!

PROIECT*Profil real****De la nisip la energia solară****Argument**

Lumina solară poate fi convertită direct în electricitate, folosind modulele fotovoltaice, sau indirect – energia solară poate fi captată pentru a fierbe apa, aburii fiind utilizați în centralele termosolare ce produc energie electrică. Astăzi, tot mai frecvent se discută despre sursele de energii regenerabile și combustibili de alternativă, biocombustibili etc.

În prezent, sistemele fotovoltaice utilizează celule care convertesc radiația solară în electricitate. Celula constă din două sau mai multe straturi de material semiconductor.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi de clasă și realizați un proiect la tema enunțată. Citiți cu atenție argumentul și punctele de reper.

Subiecte de urmărit

- Modalități de utilizare a nisipului pentru obținerea energiei solare;
- Utilizarea nisipului pentru colectoarele solare;
- Rolul siliciului ca acumulator – un „microsoare” în cutie.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii.
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

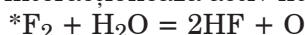
- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

6.3. Proprietățile chimice ale nemetalelor

În reacțiile chimice, nemetalele pot fi atât oxidanți, cât și reducători, cu excepția fluorului F_2 , care manifestă un caracter puternic oxidant. Astfel, toate reacțiile chimice cu participarea nemetalelor sunt reacții de oxidoreducere.

Să examinăm comportamentul nemetalelor față de apă și metale, față de alte nemetale, față de oxizi, acizi, baze și săruri. Nemetalele sunt rezistente la încălzire; de aceea, majoritatea reacțiilor cu participarea lor au loc doar la temperaturi înalte.

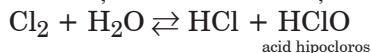
1. Interacțiunea cu apa. În condiții obișnuite, cu apa interacționează activ numai fluorul:



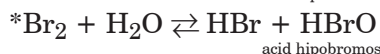
*Reacțiile chimice
în care participă
nemetale sunt reacții
de oxidoreducere.*

Se poate spune că apa „arde” în fluor. În consecință, se obține un amestec complex de substanțe, ce cuprinde și fluorurile de oxigen OF_2 și O_2F_2 .

Clorul și bromul interacționează cu apa parțial :

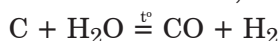


acid hipocloros

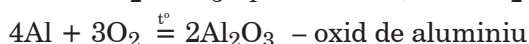
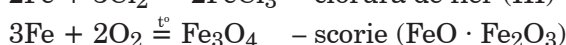
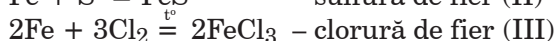


acid hipobromos

Soluțiile de clor și de brom în apă se numesc, respectiv, *apă de clor* și *apă de brom*. La trecerea vaporilor de apă peste cărbunele încins, se formează gazul de apă :



2. Interacțiunea cu metalele. Nemetalele, cu excepția gazelor inerte, reacționează cu metalele, formând compuşii **binari**: oxizi, hidruri, cloruri, sulfuri, bromuri, ioduri ș.a.

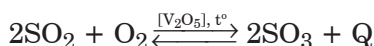


3. Interacțiunea cu alte nemetale. Nemetalele (cu excepția fluorului) reacționează între ele doar la încălzire, formând compuşii binari de diferite tipuri.

a) La interacțiunea cu oxigenul se obțin oxizii :



Oxidul de sulf (VI) se obține la oxidarea catalitică :



Dintre nemetale, nu reacționează nemijlocit cu oxigenul doar clorul, bromul și iodul, iar oxizii lor se obțin pe cale indirectă.

b) La interacțiunea cu hidrogenul se obțin compuşii hidrogenați volatili :

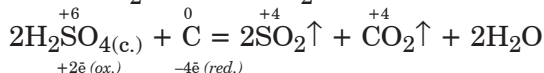
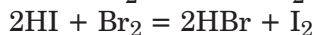
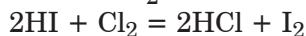
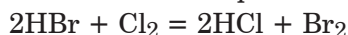


În ce constă, în opinia voastră, importanța gazului de apă?

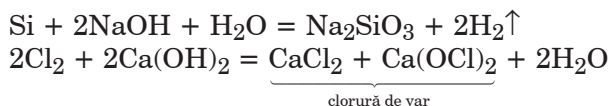
De ce reacția sulfului cu oxigenul este exotermă, iar reacția azotului cu oxigenul este endotermă?



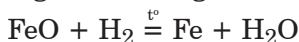
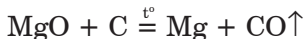
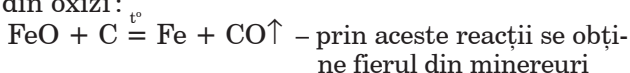
*4. **Cu nemetalele interacționează doar acizii oxidanți** (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(c.)}$) sau **reducători** (HBr). Halogenii se substituie reciproc din soluțiile acizilor lor:



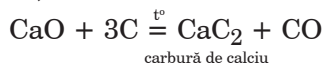
5. **Nemetalele intră în reacție cu bazele foarte rar:



6. **Interacțiunea cu oxizii.** În condiții obișnuite, oxizii aproape că nu reacționează cu nemetalele. La încălzire, au loc puține reacții, dar importanța lor este covârșitoare! De exemplu, reducerea metalelor și a nemetalelor din oxizi:



*Metalele active: alcaline, alcalino-pământoase și aluminii, formează carburi:



***Comparați reacția clorului cu apa și cu bazele alcaline.**



Maraton spre cunoștințe

Uneori apare necesitatea să ne marcăm lucrurile personale. Cu ajutorul *decapării chimice*, putem imprima orice semn pe un briceag, pe o cheie pentru bicicletă sau pe oricare alt obiect din aliaj de fier sau de cupru. Pentru experiență este necesară o lumânare, iod farmaceutic (tinctură de iod) și un obiect (de exemplu, o cheie). Suprafața metalică se va șlefui cu hârtie abrazivă. Vom aprinde lumânarea și vom picura parafină pe obiectul încălzit ușor în prealabil. Parafina se va întinde pe suprafața obiectului într-un strat subțire, uniform. După răcirea parafinei, putem face pe ea orice desen (zgâriind-o până la metal). Apoi, cu pipeta, vom picura iod pe desen. Peste câteva minute, iodul se va îngălbeni. Vom mai picura o porție de iod. Peste o oră vom înlătura stratul de parafină și vom observa că desenul s-a întipărit pe metal.

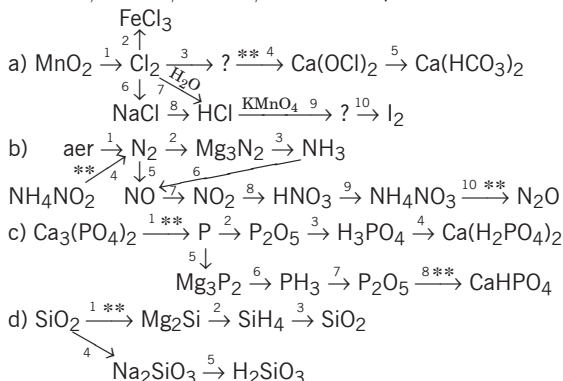
Explicați ce se întâmplă atunci când iodul vine în contact cu fierul sau cuprul. Nu uitați că în produsul reacției fierul este divalent, iar cuprul – monovalent.

1. Ce reacții sunt caracteristice nemetalelor:

- a) de schimb; c) de oxidoreducere;
b) de combinare; d) de substituție?

Pentru fiecare caz, arată un exemplu și scrie ecuația reacției.

*2. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor ce corespund transformărilor:



Nu toate transformările sunt pe măsura puterilor tale. Vei efectua doar o parte din ele în mod individual, iar pentru cealaltă parte vei apela la ajutorul profesorului. La sfârșitul acestui capitol, vei fi în stare să îndeplinești aceste sarcini de sine stătător.

3. Indică substanțele cu care interacționează carbonul:

- a) Mg b) ZnO c) H₂ d) HCl

Alcătuieste ecuațiile reacțiilor respective.

4. La trecerea vaporilor de apă peste cărbune incandescent, se formează gazul de apă – un combustibil gazos și o materie primă importantă pentru industria chimică. Calculează volumul total al gazului de apă obținut din 180 g de apă.

*5. Un amestec negru de praf de cărbune și oxid de cupru (II) a fost încălzit și s-a obținut un praf roșu. Calculează masa produsului de reacție obținut la amestecarea a 0,24 g cărbune și 1,6 g oxid de cupru (II). Care oxid de carbon se formează?

*6. Calculează masa clorurii de var obținută din 148 g hidroxid de calciu și exces de clor.

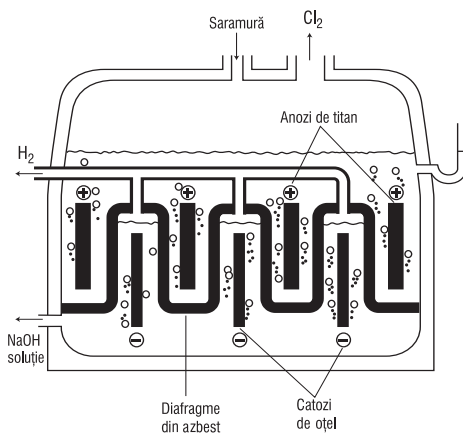
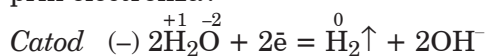
Fig. 6.5. Obținerea clorului în industrie din soluția de NaCl

6.4. Obținerea nemetalelor

Nemetalele se obțin prin diferite metode:

1. **Separarea** de alte substanțe din sursele naturale, dacă nemetalul există în stare liberă. De exemplu, separarea aerului lichefiat în oxigen, azot și gaze inerte reziduale.

2. **Reducerea** din compuși, dacă nemetalul din compus are gradul de oxidare pozitiv.
**De exemplu, reducerea hidrogenului din apă prin electroliză:



3. **Oxidarea** din compușii în care nemetalul are gradul de oxidare negativ. *De exemplu, oxidarea ionilor clorură la electroliza soluției sau topiturii de clorură de sodiu:

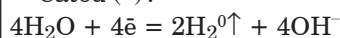
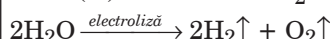
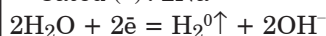
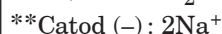
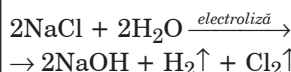
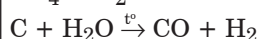
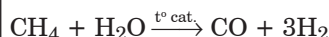
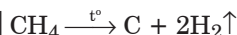


Nemetalele se pot obține atât în industrie, cât și în laborator.

Obținerea hidrogenului H_2 : în industrie

Care sunt principiile fundamentale de obținere a nemetalelor din compuși?

- descompunerea metanului
- conversia (reforma-rea) metanului sau cocsului cu vapori de apă
- **electroliza soluțiilor saturate de NaCl sau KCl (reducerea catodică a H_2O)

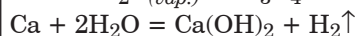
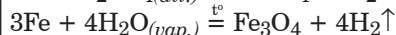
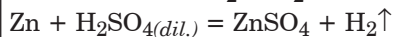
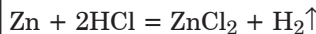


*Când se aplică oxidarea și când se aplică reducerea hidrogenului din substanțele inițiale?

- *electroliza apei (în prezența electrolitului H_2SO_4 diluat)

în laborator

- acțiunea acizilor asupra zincului în aparatul Kipp
- substituirea din apă cu metale active



*Alcătuiești ecuațiile electronice pentru reacțiile de oxidoreducere și trageți concluzii privitoare la procesul de bază ce are loc la obținerea oxigenului din compuși.

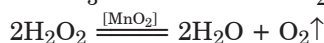
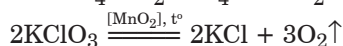
Obținerea oxigenului O_2 : în industrie

- distilarea din aerul lichefiat

Se volatilizează la temperatura de fierbere de -183°C

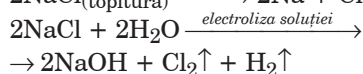
în laborator

- *descompunerea sărurilor unor acizi oxigenați
- descompunerea peroxidului de hidrogen



*Obținerea halogenilor: în industrie

- ** Cl_2 – la electroliza topiturii sau a soluției de NaCl

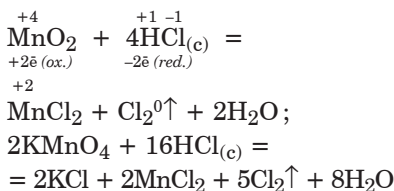


*Ce proces stă la baza obținerii clorului? Argumentați-vă răspunsul prin ecuații electronice.

- Br_2 , I_2 – prin eliminarea, cu ajutorul clorului, din bromurile și iodurile aflate în apa naturală

în laborator

- Cl_2 – prin acțiunea acidului clorhidric concentrat asupra oxidanților solizi MnO_2 , KMnO_4 ș.a.



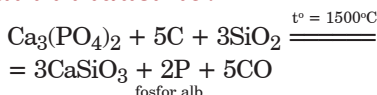
Obținerea azotului în industrie:

- distilarea din aerul lichefiat

Se volatilizează la temperatura de fierbere de -196°C

**Obținerea fosforului în industrie:

- reducerea, în absența aerului, din fosforită naturală, cu cărbune și cu nisip (SiO_2), care formează CaSiO_3



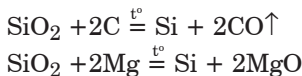
*Obținerea sulfului în industrie:

- la topirea sulfului din minereul nativ

Sub pământ, zăcămintul de sulf este topit cu ajutorul vaporilor de apă încălziiți și, în stare lichidă, este ridicat prin țevi la suprafață, apoi purificat (fig. 6.6).

**Obținerea siliciului în industrie și în laborator:

- Prin reducerea dioxidului de siliciu SiO_2 cu aluminiu, magneziu sau cărbune



Obținerea carbonului în industrie:

- *Grafitul* – din amestecul de cocs și gudron de ulei.
- *Cărbunele* – la arderea lemnului, în lipsa aerului.
- *Diamantul artificial* – din grafit, la presiune și temperatură înalte, în prezența unui catalizator.
- Din sursele naturale de diamante, grafit și cărbune de pământ.

Așa cum se poate observa, fosforul, sulful și carbonul nu se pot obține în laborator.

Care substanță se va volatiliza mai întâi din aerul lichefiat: oxigenul sau azotul?

*Explicați de ce la obținerea fosforului se formează CO , și nu CO_2 .

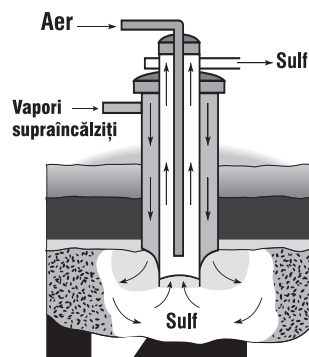


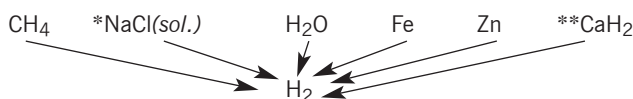
Fig. 6.6. Obținerea sulfului sub pământ prin metoda Marsh



Maraton spre cunoștințe

****Calculați masa siliciului ce se poate obține la încălzirea unui amestec din 6 g de nisip și un exces de magneziu. Siliciul se separă prin dizolvarea amestecului reactant în soluție de acid clorhidric. Scrieți ecuațiile reacțiilor descrise. Profesorul vă poate vorbi despre reacțiile care mai au loc în această experiență captivantă și care cuprind o mare parte din chimia siliciului și a compuşilor lui.**

1. Explică principiile fundamentale de obținere a nemetalelor în industrie și în laborator.
2. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru următoarea schemă de obținere a hidrogenului:



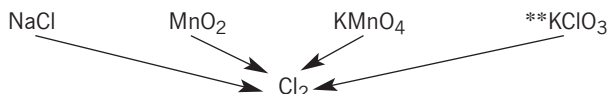
Compară metodele de obținere în industrie și în laborator.

3. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



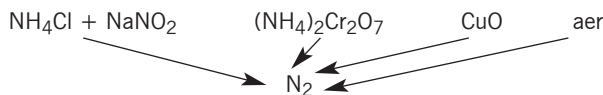
Compară metodele de obținere în industrie și în laborator.

- *4. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



Calculează în ce caz volumul clorului va fi mai mare, dacă se va lua 1 g de oxidant. Folosirea cărei substanțe este mai avantajoasă?

- **5.** Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



Compară metodele de obținere a azotului în industrie și în laborator.

- **6.** Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru schema:



- *7.** Printr-o soluție ce conține un amestec de clorură de sodiu și iodură de sodiu cu masa de 104,25 g s-a trecut un exces de clor. Apoi soluția a fost vaporizată până la uscare, iar reziduul a fost calcinat. Masa substanței uscate rămase după experiență este de 58,5 g. Determină părțile de masă ale clorurii de sodiu și iodurii de sodiu în amestecul inițial.

- **8.** Află gazul care s-a degajat și calculează volumul lui (c.n.), dacă s-a calcinat nitrit de amoniu cu masa de 19,2 g.

EVALUARE

Obținerea și proprietățile nemetalelor (a oxigenului și hidrogenului)

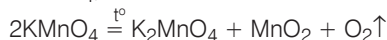
Lucrarea practică nr. 3

Ustensile și reactivi:

stativ metalic, stativ cu eprubete, tuburi de evacuare a gazelor prevăzute cu dop (un tub drept și un tub cu capătul încovoiat), surcică, cărbune prins de o sârmuliță sau o surcică cu un capăt carbonizat, chibrituri, un pahar de 100-200 ml, dopuri de gumă, spirtieră, capsulă de porțelan cu soluție de săpun (cu 2-3 picături de glicerină), permanganat de potasiu (crist.), apă de var, zinc (granule), acid clorhidric (2:1; 26%), oxid de cupru (pulbere).

Experiența 1. Obținerea și captarea oxigenului

În laborator, oxigenul se obține prin descompunerea permanganatului de potasiu KMnO_4 , la încălzire:



Captarea oxigenului prin metoda dezlocuirii aerului

(Fiecare elev/elevă va efectua experiența independent)

Introduceți, într-o eprubetă uscată, circa $1,5 \text{ cm}^3$ permanganat de potasiu. Fixați dopul și tubul de evacuare a gazelor cu capătul încovoiat (fig. 6.7).

Așezați dispozitivul în stativul metalic, astfel încât capătul tubului de evacuare să atingă fundul eprubetei în care se va capta oxigen. (De ce eprubeta trebuie așezată cu gura în sus?)

Încălziți eprubeta cu permanganat de potasiu, mai întâi pe toată suprafața, apoi doar porțiunea cu substanță.

Verificați dacă eprubeta s-a umplut cu oxigen: apropiați o surcică mocnindă de gura eprubetei. Dacă surcica va lua foc, scoateți eprubeta, astupați-o cu un dop și puneți-o în stativ. În mod similar, umpleți cu oxigen o altă eprubetă.

Experiența 2. Proprietățile oxigenului

Aprindeți o surcică și introduceți-o în prima eprubetă cu oxigen, coborând-o treptat până la fund (fig. 6.8 a). Ce observați? Comparați arderea surcelei în aer și în oxigen. Notați observațiile.

În a doua eprubetă, introduceți o bucăciță de cărbune încins, prinsă de o sârmuliță, sau o surcică cu un capăt mocnind. Treptat, coborâți până la fundul eprubetei cărbunele sau surcica mocnindă (fig. 6.8 b). Ce se întâmplă? Scoateți cărbunele (sau surcica). Notați observațiile.

Turnați, în aceeași eprubetă, circa 2 ml apă de var. Agitați conținutul. Ce observați? Ce substanță se formează la arderea surcele (cărbunelui) în oxigen? Scrieți ecuația reacției de ardere a carbonului în oxigen. Formulați concluzii pe baza experienței efectuate.

Colectați reziduurile ($\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2$). Spălați vesela.

Experiența 3. Obținerea și identificarea hidrogenului

Turnați, într-o eprubetă, 1,5 ml de acid clorhidric (2:1, 26%), apoi introduceți atent (alipită de pereții eprubetei) o granulă de zinc. Fixați dopul și tubul drept de evacuare a gazelor pe eprubetă. Dopul trebuie să

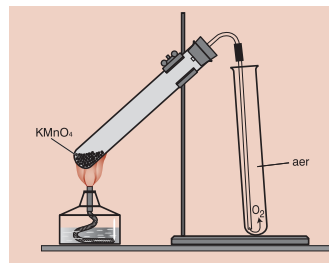


Fig. 6.7. Obținerea oxigenului și captarea lui prin dezlocuirea aerului

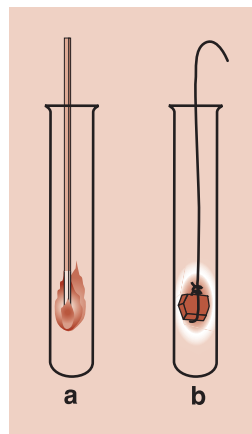


Fig. 6.8. Surcica (a) și cărbunele (b) ard energic în oxigen

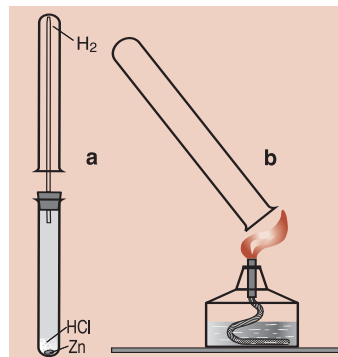


Fig. 6.9. Obținerea hidrogenului (a) și verificarea purității lui (b)

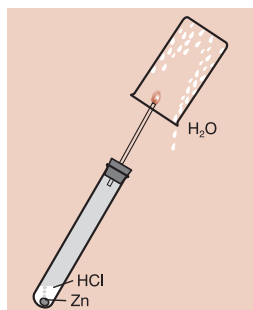


Fig. 6.10. Arderea hidrogenului și formarea apei

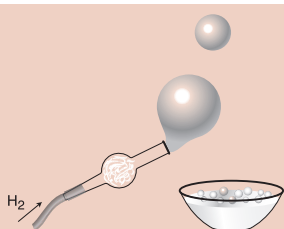


Fig. 6.11. Baloanele de săpun umplute cu hidrogen se ridică în aer

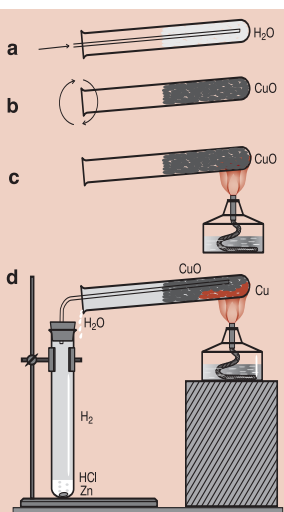


Fig. 6.12. a) umezirea pereților eprubetei; b) dispersarea oxidului de cupru pe pereții eprubetei; c) încălzirea eprubetei cu oxid de cupru (20-30 sec.); d) formarea oglinzii de cupru

acopere strâns gura eprubetei. Prindeți dispozitivul în stativ și introduceți pe capătul tubului o eprubetă goală, cu gura în jos (fig. 6.9 a). Peste 8-10 secunde, scoateți eprubeta umplută cu hidrogen și, fără să o întoarceți, apropiați de gura ei un chibrit aprins (fig. 6.9 b). Dacă se aud pocnituri slabe, înseamnă că hidrogenul este pur. Dacă sunetul este strident, înseamnă că în eprubetă se găsește un amestec de aer și hidrogen.

Introduceți altă eprubetă pe capătul tubului de evacuare a gazelor. Veți folosi această eprubetă pentru următoarea experiență.

Scrieți ecuația reacției de obținere a hidrogenului.

Experiența 4. Arderea hidrogenului

Dacă la aprindere hidrogenul arde cu pocnituri slabe, puteți trece la experiența de ardere a hidrogenului.

Apropiați un chibrit aprins de capătul tubului de evacuare a gazelor. Hidrogenul se aprinde și arde cu flacără incoloră, abia perceptibilă. Introduceți o așchie sau un chibrit în flacără; veți observa că se aprinde. Țineți deasupra flăcării (fig. 6.10) un pahar uscat și rece. Acesta se va acoperi cu picături mici de apă.

Scrieți observațiile și ecuația reacției de ardere a hidrogenului în aer.

Experiența 5. Formarea baloanelor de săpun

Eliberați dispozitivul (eprubeta) de producție reacției zincului cu acidul clorhidric. Turnați, în aceeași eprubetă, 1,5 ml de acid clorhidric (26% sau 2:1). Introduceți atent o granulă de zinc și astupați eprubeta cu dopul unui tub încovoiat de evacuare a gazelor, al cărui capăt îl veți scufunda într-o soluție de săpun (fig. 6.11). Se formează bule de săpun umplute cu hidrogen, care se ridică ușor în aer.

Descrieți cele observate. Explicați fenomenele. Formulați concluzii.

Experiența 6. Interacțiunea hidrogenului cu oxidul de cupru (II) (proprietățile reducătoare ale hidrogenului)

Într-o eprubetă uscată, introduceți un tub de sticlă (fig. 6.12 a) și suflați în el până când pereții vasului vor asuda (aveți grijă să nu se formeze picături de apă), apoi înlăturați tubul. Cu ajutorul unei lingurițe, introduceți până la fund puțin oxid de cupru (II) (cât o gămălie de chibrit). Rotind eprubeta așa cum este arătat în fig. 6.12 b, repartizați praful uniform pe pereții asudați ai vasului (pe aproximativ 1/3 din eprubetă).

Reîncărcați aparatul de obținere a hidrogenului: turnați 1,5 ml de acid clorhidric diluat, dar nu vă grăbiți să adăugați zincul. Fixați aparatul în stativ. Încălziți bine eprubeta cu CuO la flacăra spirtierei, timp de 20-30 sec. (fig. 6.12 c). Introduceți apoi o granulă de zinc în aparatul de obținere a hidrogenului, astupați-l cu dopul unui tub încovoiat de evacuare a gazelor și introduceți eprubeta cu oxid de cupru pe capătul liber al tubului (fig. 6.12 d), fără a întrerupe încălzirea! Pereții eprubetei se vor acoperi cu o peliculă aurie și strălucitoare de cupru (oglinza de cupru). Veți ține eprubeta ușor înclinată, cu gura în jos, pentru ca picăturile de apă formate să nu curgă pe fundul fierbinte (eprubeta poate crăpa!). Urmăriți formarea picăturilor de apă la gura eprubetei.

Descrieți cele observate. Formulați concluzii. Scrieți ecuația reacției chimice.

Spălați vesela. Faceți ordine la locul de lucru!

6.5. Nemetalele și compușii lor – influența asupra calității vieții și mediului

Hidrogenul (fig. 6.13). Aproape 50% din hidrogenul obținut în industrie se folosește în sinteza amoniacului, o bună parte se consumă la sinteza clorurii de hidrogen și a acidului clorhidric. Aproximativ 12% din acesta participă la rafinarea petrolului de compușii sulfurii. Hidrogenul mai este întrebuințat la producerea alcoolului metilic și a margarinei.

Halogenii. Din **fluor** se produc substanțele organice freonul (agent frigorific) și teflonul (stratul rezistent al tigăilor, cratițelor ș.a.). Este unul din cei mai ușori și eficienți oxidanți pentru combustibilul navelor cosmice. Din fluor se obține fluorura de hidrogen și fluorurile adăugate în pastele de dinți.

Clorul (fig. 6.14) este folosit în producerea acidului clorhidric, bromului, clorurii de var $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, la dezinfectarea apei, albirea țesăturilor, lemnului, celulozei, în producerea substanțelor organice, maselor plastice, fibrelor sintetice. De exemplu, fibrele clorvinilice se obțin din clorură de hidrogen și acetilenă, printr-un lanț de transformări.

Iodul se aplică în medicină. Cu soluții de bromură și iodură de argint se acoperă pelicula și hârtia fotografică.

Azotul și fosforul. Azotul este folosit la producerea amoniacului, îngrășămintelor minerale, acidului azotic, explozivilor. Este parte componentă a atmosferei inerte

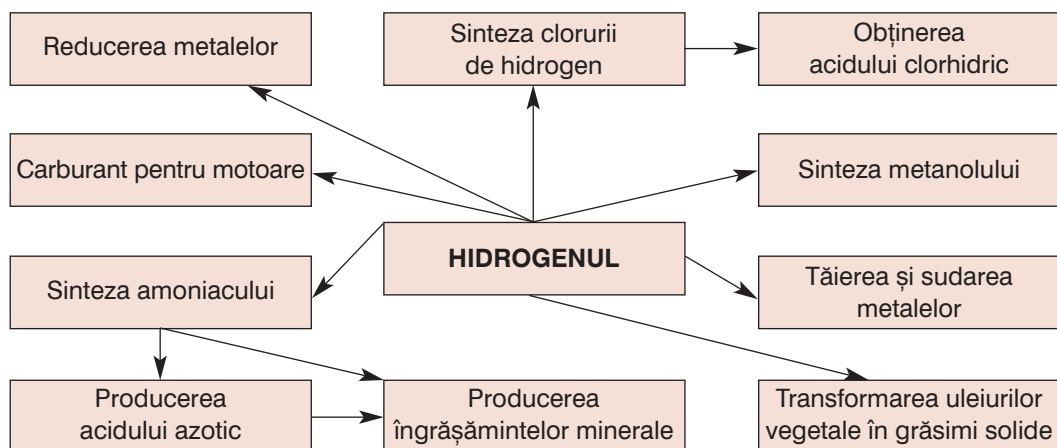


Fig. 6.13. Utilizarea hidrogenului

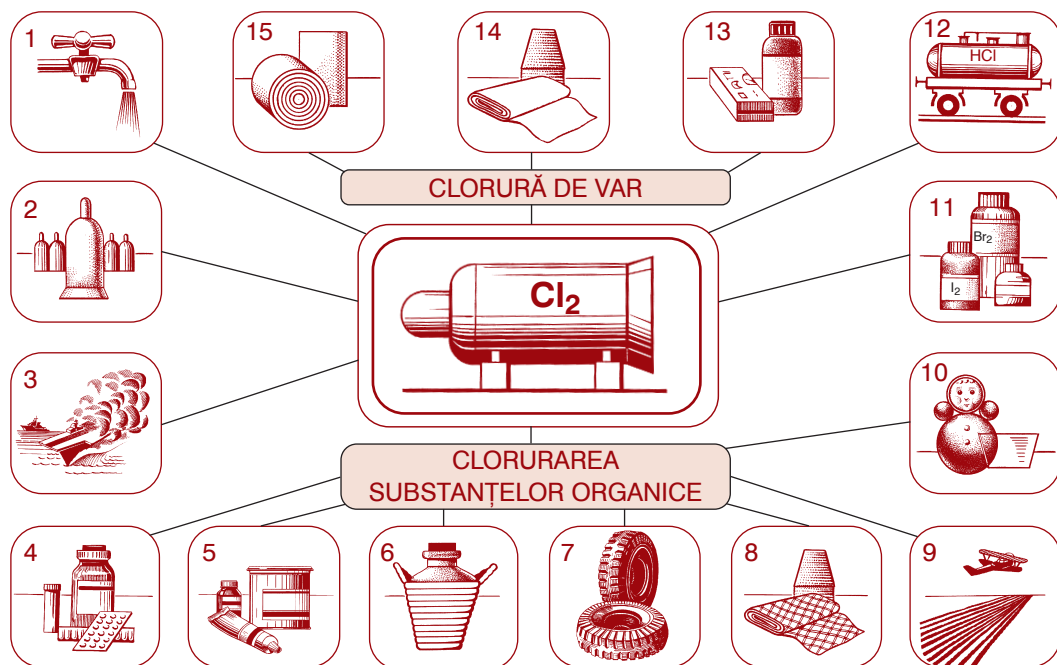


Fig. 6.14. Utilizarea clorului:

1 – clorurarea apei; 2 – obținerea COCl_2 ; 3 – obținerea clorurii de staniu (IV) și a clorurii de titan (IV); 4 – în medicină; 5 – obținerea coloranților; 6 – a solventilor; 7 – a cauciucului sintetic; 8 – a fibrelor sintetice; 9 – a substanțelor pentru protecția plantelor; 10 – a maselor plastice; 11 – a halogenilor; 12 – a acidului clorhidric; 13 – a substanțelor pentru dezinfecție; 14 – albirea țesăturilor; 15 – albirea hârtiei

din becurile electrice și termometrele cu mercur. Cu azot se acoperă suprafețele de oțel, pentru a le crește rezistența. Fosforul și compușii lui sunt aplicați la producerea chibriturilor și îngrășămintelor minerale.

Siliciul. Siliciul este un bun semiconductor. Din siliciu se fabrică baterii solare pentru navele cosmice. Conținutul sporit de siliciu în oțel îi mărește rezistența la temperaturi înalte și la acțiunea acizilor.

Oxigenul are variate întrebuințări în medicină, industrie etc. (fig. 6.15).

Carbonul, având mai multe modifiții, poate fi utilizat în cele mai diverse domenii (fig. 6.16).

Diamantul, grație durtății înalte, se folosește la tăierea sticlei, la șlefuirea materialelor dure, la confecționarea sfredelelor etc. Refracția deosebit de puternică a luminii i-a asigurat un loc important printre bijuteriile de preț: diamantele șlefuite în dublă piramidă se transformă în bijuterii.

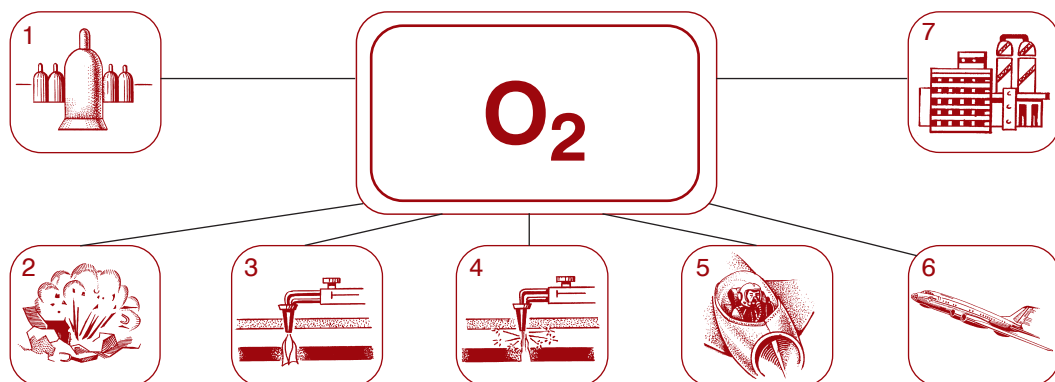


Fig. 6.15. Utilizarea oxigenului:

1 – în medicină; 2 – pentru obținerea materialelor explozive; 3 – la sudarea metalelor; 4 – la tăierea metalelor; 5 – pentru respirație (în practica aviatică); 6 – pentru motoarele avioanelor; 7 – în metalurgie

Grafitul, datorită structurii stratificate, se folosește în fabricarea minelor de creioane, în calitate de material lubrifiant. Grație conductibilității sale electrice, din grafit se produc electrozi ieftini pentru electroliza industrială.

Cărbunele. La încălzirea compușilor carbonului, în lipsa aerului, se formează cărbune și produși volatili prețioși. Cărbunele este grafit măcinat. Există mai multe tipuri de cărbune: cocsul, cărbunele de lemn (mangalul), negrul de fum.

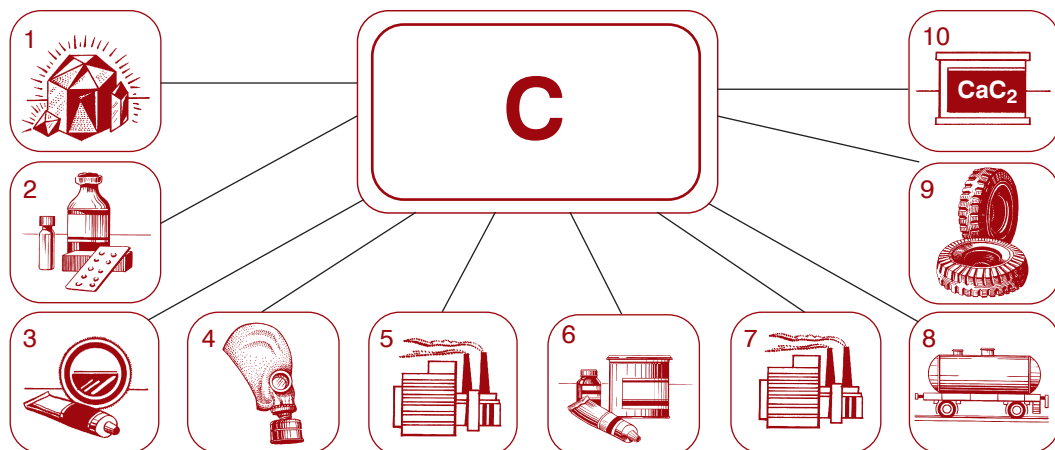


Fig. 6.16. Utilizarea carbonului:

1 – obținerea diamantelor artificiale; 2 – în preparatele medicale; 3 – în crema de pantofi; 4 – ca adsorbant; 5 – obținerea zahărului; 6 – a vopselei negre; 7 – a alcoolului metilic; 8 – a benzinei sintetice; 9 – a gumei; 10 – a carburii de calciu

Cocsul se obține din cărbune de pământ și se aplică în metalurgie ca cel mai ieftin reducător. Arderea în sobe pentru încălzirea încăperilor reprezintă cea mai nerațională formă de utilizare a cărbunelui de pământ.

Cărbunele de lemn (mangalul) se obține din lemn și se folosește în metalurgie, în forjele de fierărie, pentru obținerea pulberii negre, adsorbția gazelor și a substanțelor nocive.

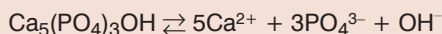
Negru de fum se obține din gaz natural, acetilenă și alte substanțe organice. Este folosit la fabricarea cauciucului negru, vopselelor negre, cremei de pantofi.

Fibra de carbon este un material modern, cu o rezistență mecanică și o conductibilitate electrică înaltă, greu fuzibil și stabil. Din acest material ușor se fabrică utilaje pentru mediile puternic agresive. Își găsește o aplicare largă în aviație și cosmonautică.

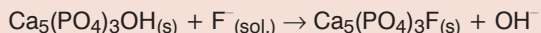
Maraton spre cunoștințe

Toate organele și țesuturile organismului uman conțin fluor. Cea mai mare concentrație de fluor se găsește în păr, unghii, oase și dinți. În localitățile în care apa potabilă are un conținut redus de fluor, oamenii au dinții afectați de caria dentară.

Dinții sunt formați în proporție de 98% din hidroxoapatită $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, insolubilă în apă. Într-un mediu acid, are loc demineralizarea treptată a dinților. Cu alte cuvinte, se produce descompunerea hidroxoapatitei:



La folosirea pastei de dinți fluorurate sau a apei fluorurate, hidroxoapatita se transformă în fluoroapatită, de o sută de ori mai puțin solubilă decât prima:



Fluorul intră în compoziția pastei de dinți sub formă de fluoruri: NaF , SnF_2 ș.a.

La un exces de fluor în organism, apare o altă boală, numită *fluoroza*. Dinții se acoperă cu pete, se macină ușor, se rup și se rod până la gingii.

Aflați, împreună cu profesorul de chimie, care este conținutul de fluor în apa pe care o consumați. În funcție de aceasta, alegeți pasta de dinți potrivită. Nu folosiți o pastă de dinți fluorurată dacă fluorul în apă are o concentrație normală sau sporită.



1. Scrie un eseu despre aplicarea nemetalelor. (În acest scop, reexaminează figurile de la tema respectivă: fig. 6.13-6.16.)
2. Caracterizează clorul după schema:
 - a) poziția în sistemul periodic;
 - b) structura atomului, valența posibilă și gradul de oxidare;
 - c) răspândirea în natură;
 - d) substanța simplă: structura, obținerea, proprietățile fizice și chimice, utilizarea.
3. Caracterizează oxigenul după schema din exercițiul 2.
4. Caracterizează hidrogenul după schema din exercițiul 2.
5. Caracterizează azotul după aceeași schemă.
6. Caracterizează fosforul după aceeași schemă. Compară proprietățile fosforului și ale azotului.
7. Caracterizează sulful. Compară proprietățile sulfului și ale oxigenului.
8. Prezintă caracteristica generală a elementelor din subgrupa principală a grupei a VI-a.
9. În decurs de un an, bacteriile de tubercul leagă, pe o suprafață de 1 ha, 400 kg de azot. Calculează volumul azotului legat.
10. Fosforul care intră în componența alimentelor este necesar pentru creșterea organismului. Calculează necesarul zilnic de fosfor al unui adult, dacă pentru acoperirea lui acesta trebuie să consume 200 g de carne de vită, 200 g de cartofi, 100 g de pâine albă, 100 g de lapte și 100 g de mere. Conținutul de fosfor în 100 g de produs este următorul: în carnea de vită – 0,25 g, în cartofi – 0,053 g, în pâinea albă – 0,087 g, în lapte – 0,093 g, în mere – 0,01 g.

6.6. Compușii hidrogenați ai nemetalelor

6.6.1. Structura, proprietățile fizice, aplicarea

Nemetalele formează compuși hidrogenați, în care valența lor față de hidrogen este egală cu diferența dintre cifra 8 și numărul grupei. Diferența se ia cu valoare negativă, de exemplu $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}_3}$ (tabelul 6.3).

Legătura dintre atomii nemetalului și hidrogen este întotdeauna covalentă, cu un grad diferit de polaritate. Polaritatea legăturii R–H este cu atât mai mare, cu cât este mai mare diferența dintre electronegativitatea acestor atomi.

De exemplu, legătura $\overset{\delta-}{\text{C}}:\overset{\delta+}{\text{H}}$ este slab polară, în timp ce legătura $\overset{\delta+}{\text{H}}:\overset{\delta-}{\text{F}}$ este puternic polară. Interacțiunile moleculare în compușii hidrogenați sunt slabe. De aceea, majoritatea lor sunt gaze.

Tabelul 6.3. Compoziția compușilor hidrogenați

grupa a IV-a	grupa a V-a	grupa a VI-a	grupa a VII-a
RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR
CH ₄ metan	NH ₃ amoniac	H ₂ O apă	HF fluorură de hidrogen
SiH ₄ silan	PH ₃ fosfină	H ₂ S sulfură de hidrogen	HCl clorură de hidrogen
	AsH ₃ arsină	H ₂ Se selenură de hidrogen	HBr bromură de hidrogen
		H ₂ Te telurură de hidrogen	HI iodură de hidrogen
		hidrocalcogenuri	hidrohalogenuri

De ce, la temperatura de 10°C, HF este lichid, iar HCl este o substanță gazoasă?

Excepție fac apa și fluorura de hidrogen HF (fig. 6.17), între moleculele cărora apar legături de hidrogen. Anume legăturile de hidrogen determină proprietățile neordinare ale acestor substanțe.

Fluorura de hidrogen este un lichid volatil (fierbe la 19,5°C), cu miros înțepător.

Apa H₂O este un lichid incolor, inodor, fierbe la 100°C și îngheață (se topește) la 0°C. Este un bun dizolvant.

Apa este principiul fundamental de existență a vieții pe Pământ. Apa potabilă este folosită zilnic pentru consum și prepararea bucatelor. Fără apă nu poate funcționa nicio

ramură a industriei. Apa are o căldură specifică neobișnuit de mare, se încălzește greu și menține căldura timp îndelungat, răcindu-se lent. De aceea, apa fierbinte se folosește pentru încălzirea încăperilor.

Amoniacul se lichiefiază ușor la presiune înaltă. La evaporare,

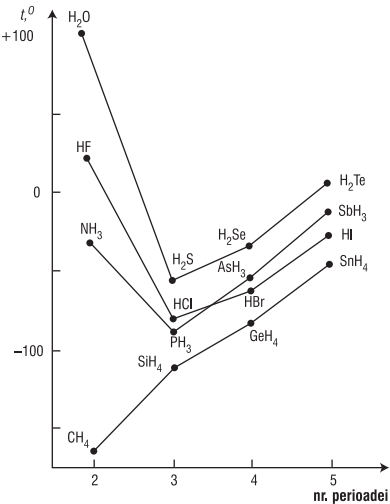


Fig. 6.17. Compușii hidrogenați ai nemetalelor și proprietățile lor



În prezent, NH₃ este una din substanțele propuse să se utilizeze drept combustibil la motoarele cu explozie, la autoturisme!

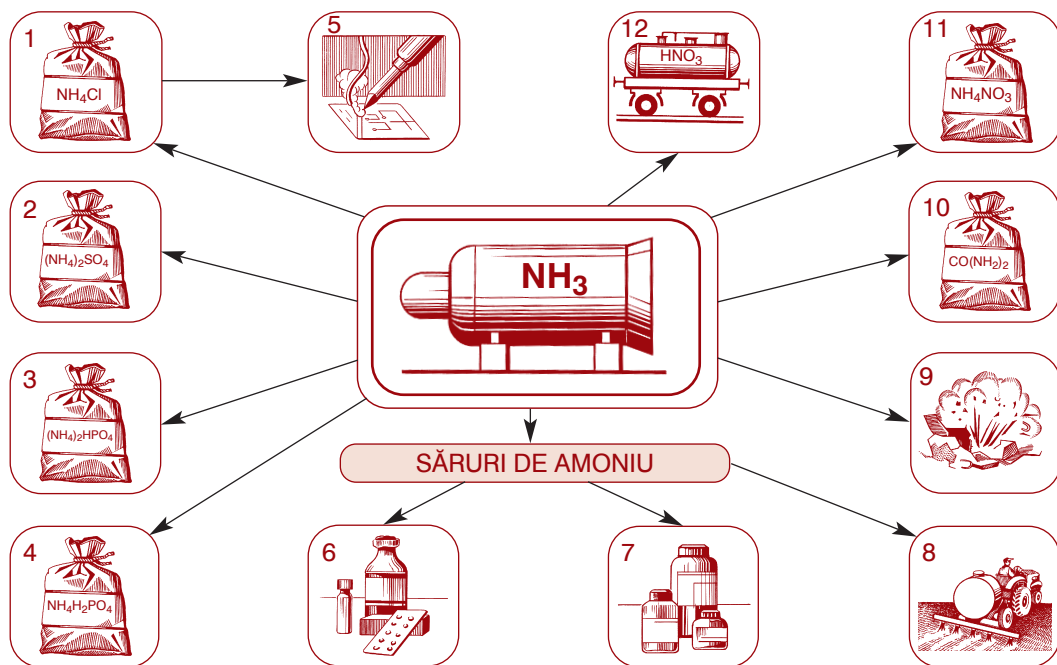


Fig. 6.18. Utilizarea amoniacului și a sărurilor de amoniu:

1–4, 8, 10, 11 – producerea îngrășămintelor minerale; 5 – sudarea metalelor; 6 – în medicină; 7 – în viața cotidiană; 9 – obținerea explozivilor; 12 – obținerea acidului azotic

amoniacul lichid absoarbe multă căldură. De aceea, se folosește în frigiderile industriale în calitate de refrigerent.

Amoniacul este un bun îngrășământ mineral. El este întrebuințat și la sinteza altor îngrășăminte minerale cu azot (NH_4NO_3 , NaNO_3) sau azotofosforice $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (fig. 6.18).

Proprietățile fizice generale. Compușii hidrogenați ai nemetalelor sunt incolori, au miros neplăcut (cu excepția apei), sunt nocivi, exceptând H_2O și CH_4 . La temperaturi joase, se solidifică și formează rețele cristaline moleculare.

6.6.2. Obținerea compușilor hidrogenați ai nemetalelor

Compușii hidrogenați ai nemetalelor se obțin pe cale *directă* – prin sinteză din substanțele simple, sau *indirectă* – din compușii binari cu metalele, la descompunerea lor cu acizi sau apă.

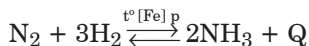
***Obținerea metanului CH_4 în industrie:**

- din gaz natural

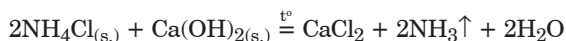
Unele zăcămintele de gaze sunt formate din metan în proporție de până la 95%.

Obținerea amoniacului NH_3 în industrie

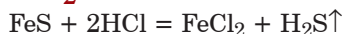
- prin sinteza din hidrogen și azot, la t° de $450^\circ C$ și presiunea de 30-100 MPa (de 300-1000 de ori mai mare decât presiunea atmosferică), pentru a deplasa echilibrul spre dreapta; catalizator poate fi fierul spongios

**în laborator**

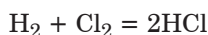
- prin încălzirea amestecului de clorură de amoniu și hidroxid de calciu sub formă de pulbere

***Obținerea sulfurii de hidrogen H_2S în laborator:**

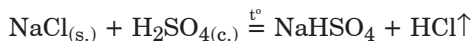
- prin interacțiunea acidului clorhidric cu sulfura de fier (II) în aparatul Kipp

**Obținerea clorurii de hidrogen HCl în industrie**

- prin sinteza din hidrogen și clor

**în laborator**

- prin dislocarea clorurii de hidrogen din sarea solidă cu acid sulfuric concentrat, la încălzire (pe timpuri, HCl se obținea prin această metodă în industrie)

**Maraton spre cunoștințe**

Concentrația maximă admisă (CMA) a sulfurii de hidrogen în aer constituie 15 mg/m^3 . Mirosul ei se face însă simțit cu mult înainte de atingerea acestei limite. Pentru amoniac, CMA constituie $19,7 \text{ mg/m}^3$ aer, dar mirosul lui poate fi sesizat abia începând cu 35 mg/m^3 aer. Poate fi oare determinată concentrația periculoasă de amoniac după miros?

Realizați următorul experiment:

Din substanțele propuse: N_2 , S , H_2 , Cl_2 , NH_4Cl , $Ca(OH)_2$, CH_3COONa , FeS , $H_2SO_{4(c.)}$, CaF_2 , $NaCl_{(cr.)}$, Mg , P , SiO_2 , obțineți compuși hidrogenați ai: a) azotului; b) clorului; c) *sulfurii; d) *carbonului; e) *fosforului.

Scrieți ecuațiile reacțiilor.



1. Dedu formulele generale ale compuşilor hidrogenaţi ai elementelor din subgrupele principale ale grupelor IV, V, VI, VII. Dă exemple, numeşte substanţele. Care dintre aceşti compuşi au o importanţă vitală?
2. Explică, în baza *fig. 6.17*, legităţile observate la schimbarea proprietăţilor compuşilor hidrogenaţi ai nemetalelor. Stabileşte legătura dintre proprietăţile fizice ale compuşilor şi aplicarea lor.
3. Explică cum pot fi deosebite două gaze incolore – amoniacul şi clorura de hidrogen. Argumentează-ţi răspunsul alcătuind ecuaţiile reacţiilor.
- *4. Într-un vas închis au fost amestecaţi 4 l de clor şi 6 l de hidrogen. Amestecul a explodat. Ce gaz s-a format, ce gaz a rămas în exces? Calculează volumul lor.
- *5. În laborator, sulfura de hidrogen se obţine în aparatul Kipp din sulfură de fier (II) şi acid clorhidric. Calculează volumul de sulfură de hidrogen care poate fi obţinut din 176 g de sulfură de fier (II). Poate fi oare înlocuită sulfura de fier (II) cu sulfura de fier (III)? Fii cu ochii în patru!

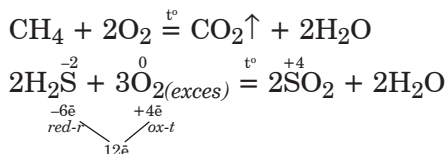
6.6.3. Caracteristica comparativă a proprietăților chimice ale compușilor hidrogenați ai nemetalelor

Știm deja că în compușii hidrogenați nemetalele manifestă gradul inferior de oxidare. De aceea, în reacțiile chimice, atomii lor sunt, de multe ori, **reducători**.

*A. Reacția cu oxigenul

Toate reacțiile cu oxigenul sunt de oxidare. Procesul de oxidare care decurge cu degajare de căldură și lumină se numește **ardere**.

Majoritatea compuşilor hidrogenaţi (cu excepţia H_2O şi a hidrohalogenurilor) ard în oxigen până la oxid şi apă:

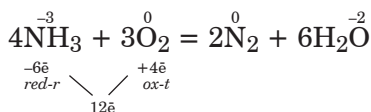

$$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_{2(\text{insuf.})} = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \text{ (arderea incompletă se aplică la obținerea sulfurului în industrie).}$$

Uneori, mai ales atunci când molecula este foarte stabilă, ca în cazul azotului, în urma arderii se obține o substanță simplă-nemetal:

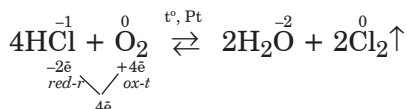


În compușii hidrogenați nemetalele manifestă gradul inferior de oxidare, de aceea în reacțiile chimice, atomii lor sunt, de multe ori, **reducători**.

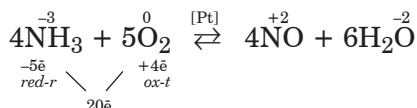
De ce amoniacul arde până la azot și nu până la oxid de azot (II)? Argumentați.



sau substanța nu reacționează cu oxigenul, ca în cazul clorului, care se obține la oxidarea clorurii de hidrogen :



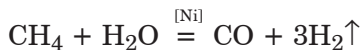
Pentru oxidarea amoniacului până la oxid de azot (II), este necesară prezența platinei în calitate de catalizator :



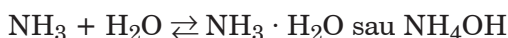
Prin această reacție se obține în industrie acidul azotic. Astfel, în reacțiile cu oxigenul, compușii hidrogenați ai nemetalelor sunt reducători.

B. Interacțiunea cu apa

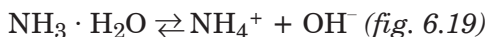
În condiții obișnuite, metanul CH_4 , silanul SiH_4 și fosfina PH_3 nu reacționează cu apa și se dizolvă slab în ea. La temperaturi înalte, are loc conversia metanului :



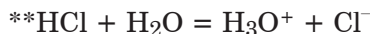
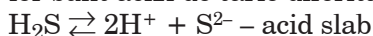
Amoniacul se dizolvă bine în apă (700:1) și adăunează apa :



Soluția apoasă de amoniac are mediul alcalin datorită disocierii bazei formate :



Hidrocalcogenurile (H_2S , H_2Se , H_2Te) și **hidrohalogenurile** (HF , HCl , HBr , HI) se dizolvă în apă, iar soluțiile lor sunt acizi de tărie diferită (tabelul 5.2):



Hidrohalogenurile se dizolvă bine în apă. Spre exemplu, solubilitatea HCl în apă este de 400:1 (după volum). Partea de masă maximă a acidului clorhidric poate atinge valoarea de 38%.

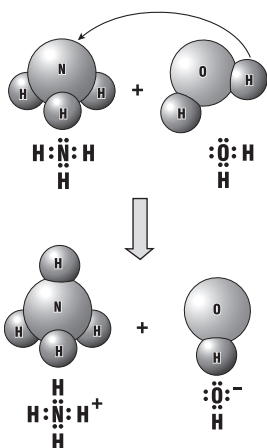


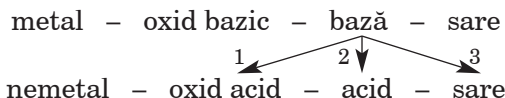
Fig. 6.19. Interacțiunea amoniacului cu apa

H_2S – acidul sulfhidric, H_2Se – acidul selenhidric și H_2Te – acidul telurhidric sunt acizi slabi. În schimb, toate hidrohalogenurile, exceptând acidul fluorhidric, reprezintă acizi tari. În grupe, în ambele şiruri verticale, capacitatea de eliberare a ionului de hidrogen crește de sus în jos, odată cu creșterea razei atomului. De aceea, tăria acizilor se mărește.

În *tabelul 5.2. (pag. 150)* sunt prezentate valorile gradelor de disociere ale acizilor și bazelor măsurate experimental. Pentru electroliții tari, cu o ionizare de 100%, acestea sunt așa-numitele grade de disociere „aparente“.

C. Proprietățile soluțiilor apoase ale compuşilor hidrogenați ai nemetalelor

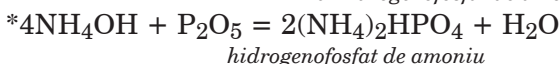
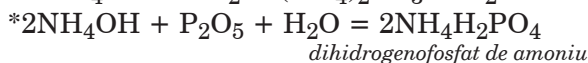
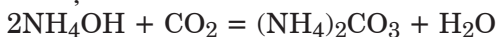
I. Amoniacul, în soluțiile apoase, are toate proprietățile bazelor:



1. **Interacțiunea cu acizii** se produce foarte ușor:

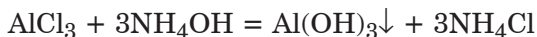


2. **Interacțiunea cu oxizii acizi:**

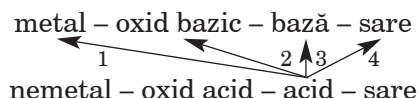


(în baza hidrogenului se stabilește locul apei H_2O – în dreapta sau în stânga ecuației). Fosfatul de amoniu nu se formează.

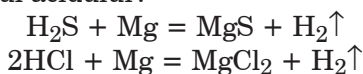
3. **Interacțiunea cu sărurile** conduce la formarea bazelor sau a sărurilor bazice.



II. Acizii neoxigenați (H_2S , H_2Se , H_2Te , HCl , HBr , HI) manifestă toate proprietățile generale ale acizilor:



1. **Interacțiunea cu metalele.** Are loc doar interacțiunea cu metalele aflate până la hidrogen în seria tensiunii metalelor. În urma reacției nu formează săruri insolubile cu anionul acidului:



***Datorită cărei legături chimice se formează ionul de amoniu?**

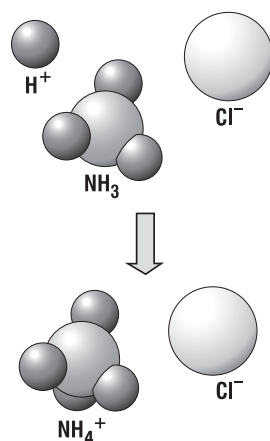
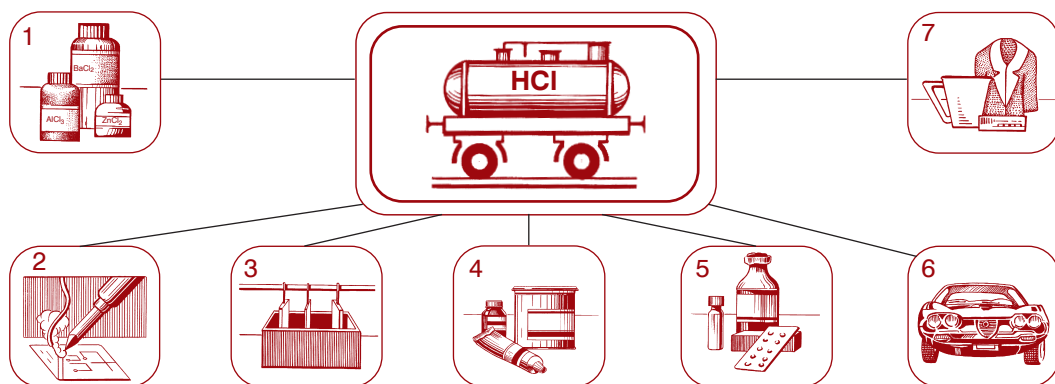


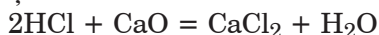
Fig. 6.20. Interacțiunea amoniacului cu acidul clorhidric

Care credeți că sunt factorii ce determină proprietățile generale ale acizilor neoxigenați.



1 – obținerea sărurilor; 2 – sudare; 3 – în galvanostegie; 4 – obținerea coloranților; 5 – în medicină; 6, 7 – obținerea maselor plastice și a polimerilor

2. Interacțiunea cu oxizii bazici:

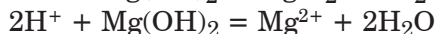
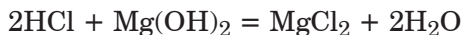


3. Interactiunea cu bazele:

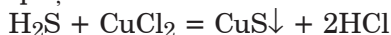
a) *soluble*:



b) *insolubile*:

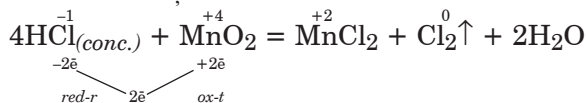


4. **Interacțiunea cu sărurile** decurge în sensul formării sărurilor puțin solubile:



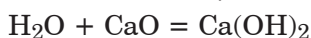
***Proprietățile specifice ale acizilor neoxigenați**
sunt determinate de ionul (atomul) reducător (S^{2-} , Cl^- , Br^- , I^-) care intră în compoziția lor.

La acizii hidrohalogenate, proprietățile reducătoare se manifestă în soluțiile concentrate:

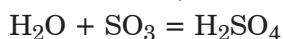


Prin această reacție se obține clorul în laborator.

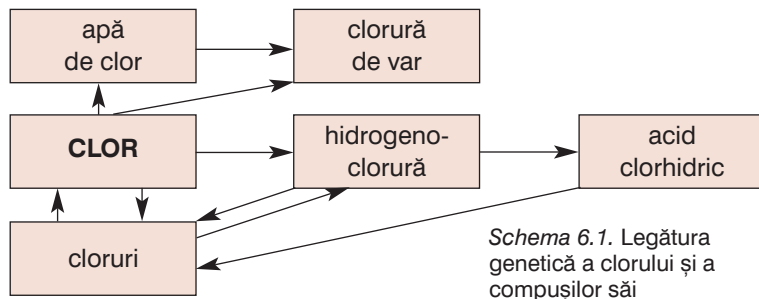
III. Apa H_2O este un compus amfoter. Proprietățile acide ale apei se manifestă în reacțiile cu oxizii bazici:



iar proprietățile bazice – în reacțiile cu oxizii acizi:



Prin urmare, proprietățile chimice ale compuşilor hidrogenați ai nemetalelor se schimbă de la neutre (CH_4) la bazice (NH_3), amfotere (H_2O), apoi acide (H_2S , HCl).



Schema 6.1. Legătura genetică a clorului și a compuşilor săi

Maraton spre cunoștințe

Știm că mediul acid și bazic în soluție poate fi determinat cu ajutorul indicatorilor. Este posibilă prepararea indicatorilor și din materie primă vegetală (petale de stânjeniei (iriși), trandafiri sau lalele, suc de coacăză neagră, de struguri negri, de zmeură, de mure). Înainte de experiență, din petalele uscate de flori se vor pregăti soluții proaspete de indicatori.

Pentru aceasta, vom introduce câteva petale sau pomușoare într-o eprubetă și vom turna apă. Vom pune eprubeta într-o baie de apă (în condiții casnice – un vas cu apă ținut pe foc) și o vom încălzi până când soluția se va colora. Apoi vom filtra fieritura printr-un strat de vată și o vom turna într-un flacon. Păstrată la rece, ea nu se va altera timp de câteva zile. Pentru experiențele efectuate acasă, în calitate de soluție acidă poate servi oțetul, iar în calitate de soluție alcalină – soluția de sodă (carbonat de sodiu). De ce? Desenați în caiete un tabel și completați-l după modelul de mai jos:

Indicatorul	Culoarea soluției		
	inițială	în mediul acid	în mediul bazic
suc de struguri	roșie-închis	roșie	verde
iris albastru	albastră-deschis	roșie	verde-albăstruie

În farmacie se vând pastile de purgativ (fenolftaleină). Fărâmițați două pastile și dizolvați-le în 10 ml de alcool sau în apă caldă. Filtrați soluția. Această soluție este foarte bună pentru determinarea mediului alcalin (care va căpăta culoarea zmeurie).

Acasă, puteți pune în aplicare aceste experiențe cu indicatorii la spălatul rufelor. Țesăturile de in și de bumbac preferă mediul alcalin, iar cele de lână și de mătase – mediul neutru.



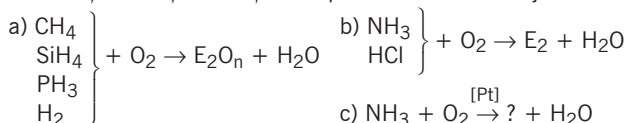
Să lucrăm împreună

Într-o bucătărie cu volumul de 10 m^3 are loc scurgerea gazului natural (metan CH_4) sau a gazului de butelie (C_3H_8). Ce volum de gaze poate duce la explozie? Cum se poate preveni explozia?

EVALUARE

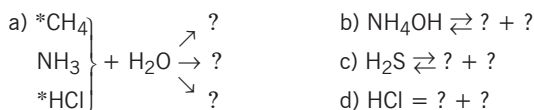
1. Descrie proprietățile compuşilor hidrogenați ai nemetalelor în reacțiile cu oxigenul.

*2. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor după schemele de mai jos:

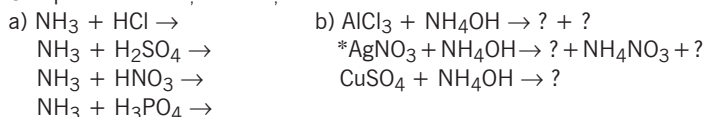


Compară schemele și trage concluzii.

3. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor și compară proprietățile acido-bazice ale compuşilor hidrogenați ai nemetalelor:



4. Completează ecuațiile reacțiilor:



5. Descrie proprietățile generale ale acizilor neoxigenați pe baza exemplului: a) HCl; b) H₂S. Folosește schema legăturii genetice.

6. Caracterizează hidrogenul, oxigenul, azotul și sulful conform algoritmului:

- a) poziția în sistemul periodic;
- b) structura atomului, valența posibilă, gradul de oxidare;
- c) substanța simplă: structura, proprietățile fizice și chimice, obținerea, utilizarea;
- d) compusul hidrogenat: structura, proprietățile fizice și chimice, obținerea, utilizarea.

7. Explică ce proprietăți manifestă apa în reacțiile de obținere a varului stins și a acidului sulfuric. Calculează masa produsului de reacție, dacă se iau 90 kg de apă.

8. Calculează partea de masă a amoniacului în soluția obținută la dizolvarea a:

- a) 700 ml NH₃ în 1 ml de apă; b) 700 l NH₃ în 1 l de apă.

9. Calculează partea de masă a clorurii de hidrogen în soluția de acid clorhidric obținută la dizolvarea a:

- a) 450 ml HCl în 1 ml H₂O; b) 450 l HCl în 1 l H₂O.

*10. Apa amoniacală, folosită în calitate de îngrășământ lichid, se obține la dizolvarea amoniacului în apă. Un anumit fel de apă amoniacală standard are partea de masă a NH₃ egală cu 20%. Calculează volumul amoniacului (c.n.) și masa apei necesare pentru obținerea a 1000 m³ de apă amoniacală (densitatea soluției de amoniac de 20% constituie 926 kg/m³).

6.7. Oxizii nemetalelor și acizii oxigenați

6.7.1. Clasificarea, nomenclatura și proprietățile fizice ale oxizilor nemetalelor

Nemetalele pot forma cu oxigenul două tipuri de oxizi :

a) **oxizi acizi**, cărora le corespund acizi oxigenați (de exemplu, oxidul de sulf (VI)) ;

b) **oxizi neutri**, cărora nu le corespund acizi. De exemplu, oxidul de carbon (II) CO și oxidul de azot (II) NO, care sunt gaze incolor, puțin solubile în apă.

Atenție : oxidul de carbon (II) este **deosebit de toxic** !

În *tabelul 6.4.* sunt prezentate compoziția și proprietățile fizice ale oxizilor acizi și ale acizilor care le corespund.

Tabelul 6.4. Oxizii nemetalelor și acizii lor

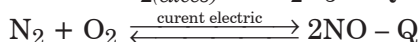
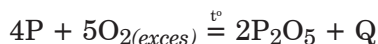
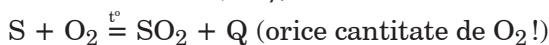
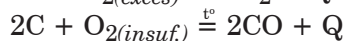
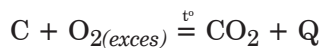
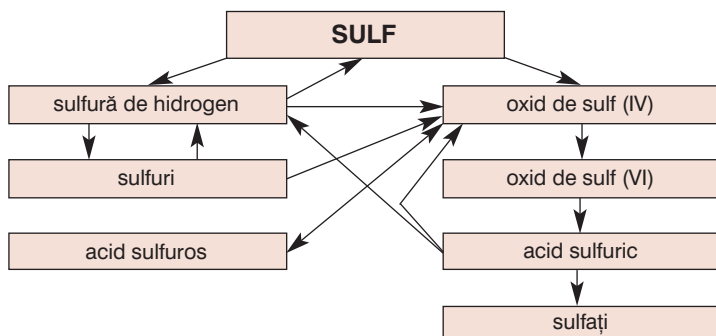
Oxidul și acidul	Starea de agregare	Culoarea	Proprietățile fizice
CO ₂ H ₂ CO ₃	gaz soluție de ≈ 1%	incolor incolor	nu întreține arderea, solubil în apă se descompune ușor în condiții obișnuite
SiO ₂ H ₂ SiO ₃	solid soluție coloidală	incolor incolor	greu fuzibil, nu se dizolvă în apă se transformă în gel, se descompune la încălzire
N ₂ O ₅ HNO ₃	solid lichid	incolor galbenă	se descompune în condiții obișnuite, interacționează cu apa se descompune la lumină și căldură
P ₂ O ₅ (P ₄ O ₁₀) H ₃ PO ₄	solid lichid vâscos sau substanță solidă	albă incolor	higroscopic, nu se descompune se dizolvă în apă, nu se descompune
SO ₂ H ₂ SO ₃	gaz soluție	incolor incolor	miros înțepător, interacționează cu apa se descompune în condiții obișnuite
SO ₃ H ₂ SO ₄	lichid sau substanță solidă lichid	incolor incolor	higroscopic, interacționează cu apa se dizolvă în apă, nu se descompune

Din *tabelul 6.4* se poate observa că acizii H₂SO₄ și H₃PO₄ există sub formă de substanțe individuale, pe când ceilalți acizi există doar în soluții.

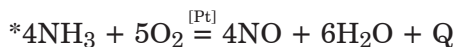
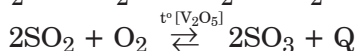
6.7.2. Obținerea oxizilor nemetalelor

a) Arderea substanțelor simple în oxigen (excepție : halogenii !):

Schema 6.2. Legătura genetică a sulfului și a compuşilor săi



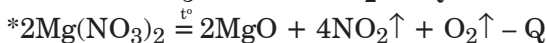
b) Arderea sau oxidarea substanțelor gazoase compuse :



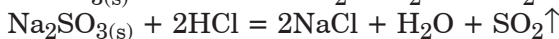
*c) Calcinarea substanțelor solide compuse :



d) Descompunerea în procesul de calcinare a unor săruri :



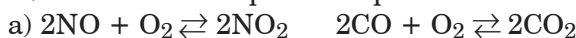
e) Interacțiunea sărurilor acizilor instabili cu acizii tari :



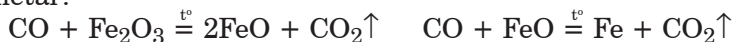
Aceasta este una din metodele de obținere a CO_2 și SO_2 în laborator.

6.7.3. Proprietățile chimice ale oxizilor nemetalelor

A. Oxizii neutri se pot oxida până la oxizi acizi :



b) La fel, oxizii neutri pot reduce oxizii bazici până la metal :



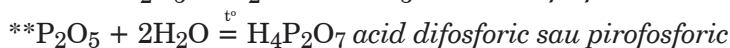
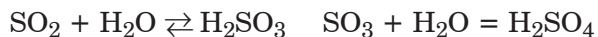
Aceste reacții decurg la topirea fontei în furnale.

Demonstrați că reacțiile de ardere și de calcinare sunt ROR.

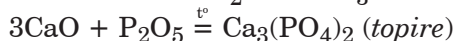
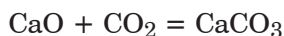


B. Oxizii acizi interacționează :

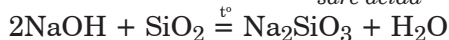
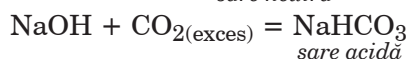
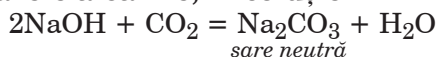
a) cu apa, formând acizi :



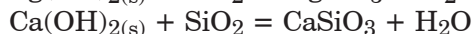
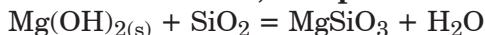
b) cu oxizii bazici :



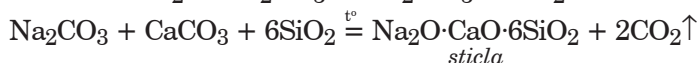
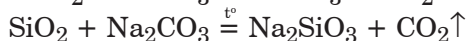
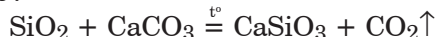
c) cu bazele alcaline, în soluție :



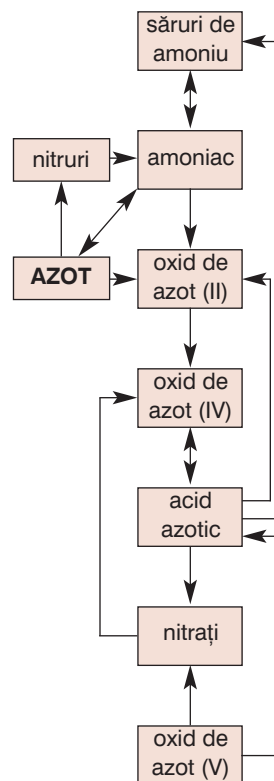
***d) cu bazele insolubile, la topire :**



***e) cu sărurile oxizii acizi interacționează rar și numai la topire :**



Această reacție stă la baza producerii sticlei. Convențional, formula sticlei a fost scrisă sub forma unei sume de oxizi. În realitate însă ea reprezintă un aliaj de silicați și nisip (SiO_2).



Schema 6.3. Legătura genetică a azotului și a compuşilor săi

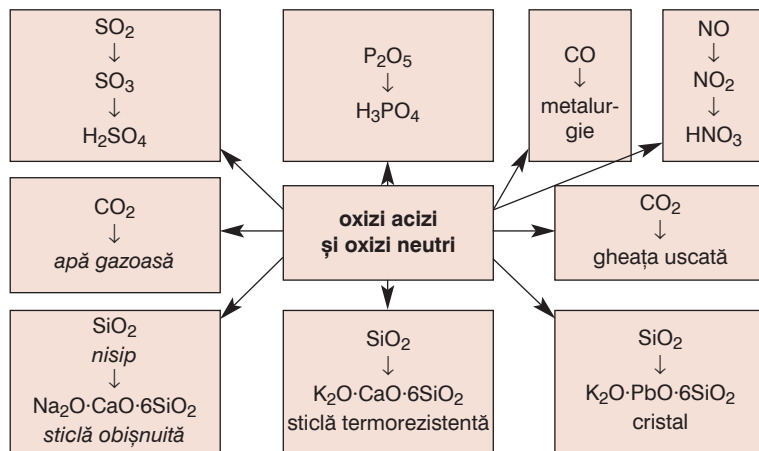


Fig. 6.22. Aplicarea oxizilor nemetalelor

Oxizii au o largă utilizare (fig. 6.22). Din oxizii SO_3 , P_2O_5 și NO_2 se obțin, respectiv, acizii sulfuric, fosforic și azotic. Cu dioxid de carbon CO_2 se saturează apa minerală și limonada. În stare solidă, CO_2 reprezintă „gheața uscată” – un bun refrigerent. Oxidul de siliciu SiO_2 reprezintă nisipul, cuarțul și se aplică la producerea sticlei, a veselei chimice și a celei obișnuite.

Lucrarea practică

nr.4*



Obținerea și proprietățile oxidului de carbon (IV)

Ustensile și reactivi: bucățele de marmură, soluțiile de acid clorhidric, turnesol, apă de var, tub de evacuare a gazelor (dreptunghic) cu dop, stativ metalic, stativ cu eprubete, spirtieră, clemă pentru eprubete.

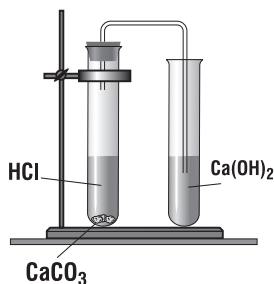


Fig. 6.23. Obținerea oxidului de carbon (IV)

1. Turnați într-o eprubetă apă de var, iar în alta – apă distilată cu o picătură de turnesol.

2. Introduceți, în altă eprubetă, 2-3 bucățele de marmură (CaCO_3) cât un bob de mazăre.

3. Turnați, în ultima eprubetă, aproximativ 1 ml de soluție de acid clorhidric și închideți-o rapid cu un dop prevăzut cu tub de evacuare a gazelor, așa cum este arătat în fig. 6.23. Introduceți capătul tubului de evacuare a gazelor în eprubeta cu apă distilată și turnesol. Urmăriți culoarea soluției. Ce observați? Explicați cele observate.

4. Încălziți această soluție până la fierbere (atenție!). Ce observați?

5. Introduceți capătul tubului de evacuare a gazelor în eprubeta cu apă de var (fig. 6.23). Lichidul se va tulbura. Continuați barbotarea oxidului de carbon (IV) până la dispariția tulburării.

6. Notați cele observate, scrieți ecuațiile tuturor reacțiilor ce au avut loc în experiență (5 la număr). Trageți concluzii. Proprietățile cărei clase de substanțe anorganice le-ați examinat în această experiență?

7. Care dintre reacțiile efectuate poate fi considerată reacție de identificare a carbonaților?

8. Faceți ordine la locul de lucru!



Maraton spre cunoștințe

Băuturile gazoase (spumante) pot fi preparate și în condiții casnice. În apa îndulcită se adaugă puțină sodă alimentară (un vârf de cuțit), apoi sucul unei felii de lămâie. Savurați-o cu plăcere!

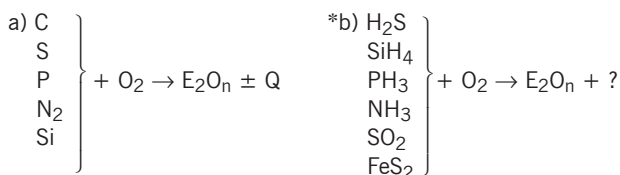
Datorită cărei reacții chimice se elimină oxidul de carbon (IV)? Scrieți ecuația acestei reacții în formă ionică. Pentru aceasta nu trebuie să cunoașteți formula acidului citric.



Un gaz incolor A cu miros înțepător (folosit la dezinfectarea beciurilor și distrugerea mușgaiului) a fost oxidat cu oxigen în prezența catalizatorului. În urma reacției, s-a obținut compusul B (un lichid volatil, care în condițiile reacției este un gaz). Substanța B formează, cu varul nestins, substanța C. Stabiliți substanțele A, B și C și alcătuiți ecuațiile tuturor reacțiilor.

- Explică ce caracter pot avea oxizii nemetalelor:
a) acid; b) amfoter; c) bazic; d) neutru.
Exemplifică.

- Alcătuieste ecuațiile reacțiilor după schemele:



Describe condițiile în care decurg reacțiile. Trage concluzii asupra metodelor de obținere a oxizilor nemetalelor.

- În condiții de laborator, oxidul de carbon (IV) (dioxidul de carbon) se obține în aparatul Kipp la interacțiunea acidului clorhidric cu marmura (CaCO_3). În cazul dat nu se poate folosi carbonatul de sodiu, deoarece acesta:

a) nu reacționează cu acidul clorhidric; b) este solubil în apă; c) reacționează energic cu acidul clorhidric; d) reacția este foarte lentă.

Alege răspunsul corect.

- Într-un extingtor obișnuit, butelia de oțel se umple cu soluție concentrată de hidrogenocarbonat de sodiu, cu adaos de spumant. Cu ce se umple flaconul de sticlă aflat în partea superioară a extingtorului și care se sparge la răsturnarea buteliei, când acesta este pus în funcțiune?

a) cu $\text{NaOH}_{\text{conc.}}$ c) cu $\text{NaCl}_{\text{conc.}}$
b) cu $\text{H}_2\text{SO}_4_{\text{conc.}}$ d) cu $\text{Ca(OH)}_{2\text{conc.}}$

Argumentează răspunsul, alcătuieste ecuația reacției.

- Calculează volumul oxidului de carbon (c.n.) care poate fi obținut din marmură cu masa de 1 g.
- Calculează volumul oxidului de azot (II) care se formează din 224 l de amoniac (c.n.).
- Alege substanțele din care se poate obține oxid de sulf (IV):
a) S b) H_2S c) FeS d) CuS e) CuSO_4 f) FeS_2
Alcătuieste ecuațiile reacțiilor respective.

Reține! Toate aceste substanțe se utilizează la producerea acidului sulfuric.

- Realizează transformările după legătura genetică a sulfurului și a compuşilor lui (schema 6.2), a azotului și a compuşilor lui (schema 6.3).
Alcătuieste catena de transformări și scrie ecuațiile reacțiilor.
- Describe proprietățile chimice ale oxizilor acizi în baza exemplului:
a) CO_2 b) SO_2 c) P_2O_5 d) SO_3

EVALUARE

PROIECT

Profil umanist

Aspectul industrial, ecologic al interacțiunii oxizilor acizi cu apa

Argument

Oxizii acizi joacă un rol important în industrie, dar în același timp, pot avea și un impact negativ asupra mediului înconjurător. Cunoașteți importanța deosebită a dioxidului de siliciu, ca parte componentă a sticlei, sau a silicaților, precum și forma cea mai reprezentativă – cuarțul. La fel de importantă este utilizarea oxidului de sulf (VI) pentru producerea acidului sulfuric, sau a oxidului de azot (IV), pentru obținerea acidului azotic. În același timp, în natură, se face simțit tot mai des așa fenomen precum ploile acide care au o influență negativă asupra sănătății noastre și asupra ecosistemului.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi și realizați împreună un proiect la tema propusă. Citiți cu atenție punctele de reper prezentate mai jos.

Subiecte de urmărit

- Descrierea oxizilor acizi utilizați în industrie și impactul lor asupra mediului;
- Scrierea ecuațiilor reacțiilor chimice cu apa și explicarea impactului acestor interacțiuni;
- Descrierea efectelor pozitive ale interacțiunilor oxizilor acizi cu apa;
- Prevenirea efectelor negative în urma interacțiunilor oxizilor acizi cu apa etc.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

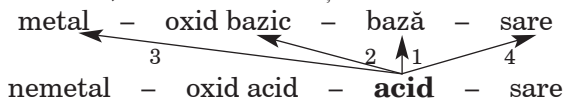
- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii.
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

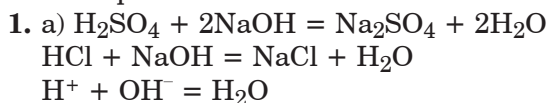
6.8. Caracteristica comparativă a proprietăților chimice ale acizilor oxigenați

Proprietățile generale ale acizilor oxigenați sunt aceleași ca și la acizii neoxigenați: interacțiunea cu bazele (1), cu oxizii bazici (2), cu metalele (3) și cu sărurile (4):

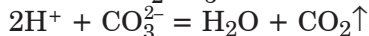
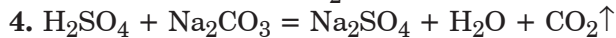
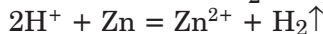
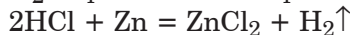
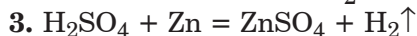
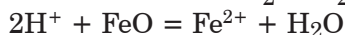
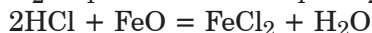
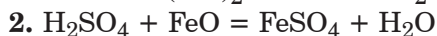
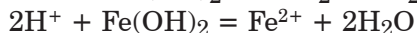
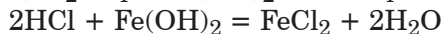
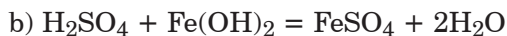


Alcătuieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.

De exemplu :

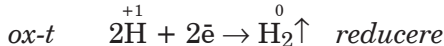
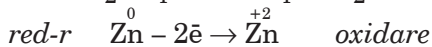
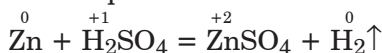


Deduceți și numiți factorul care determină proprietățile generale ale acizilor oxigenați.



***Proprietățile chimice specifice ale acizilor oxigenați** se manifestă mai ales în reacțiile cu metalele.

În cazul proprietăților generale ale acizilor, în calitate de oxidant apare ionul de H^+ al acidului:



Excepție fac acidul azotic de orice concentrație și acidul sulfuric concentrat. În calitate de oxidant în acești acizi servește atomul nemetalului, central: $\overset{+5}{\text{HNO}_3}$ și $\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ (§4.5; 4.6).

După modelul sarcinii de la începutul paragrafului, alcătuiți ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor ce caracterizează proprietățile generale ale acizilor oxigenați:

a) acidul sulfuric (diluat); b) acidul azotic (diluat).

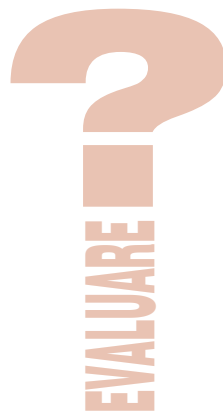
Care din proprietățile generale caracteristice celorlalți acizi nu corespund acidului azotic?

Scriveți ecuațiile reacțiilor chimice ale unor metale cu HNO_3 și H_2SO_4 concentrat.



Să lucrăm împreună

- *1.** a) Alcătuieste ecuațiile reacțiilor acidului azotic diluat și concentrat cu magneziul și argintul.
b) Calculează masa acidului azotic necesară pentru obținerea a 1 mol de săruri.
c) Care acid, diluat sau concentrat, este mai potrivit pentru obținerea sărurilor?
- *2.** S-a efectuat următorul experiment: într-o eprubetă cu acid sulfuric concentrat s-a introdus o bucată de zinc. A început să se elimine ușor un gaz incolor, cu miros înțepător. La încălzire, gazul s-a eliminat inițial mai intens, apoi a dispărut, iar pereții eprubetei s-au acoperit cu un strat subțire de culoare galbenă. Încălzind în continuare soluția, a apărut un miros de ouă alterate. Alcătuieste ecuațiile celor trei reacții ce au avut loc în aceeași eprubetă, la diverse temperaturi.

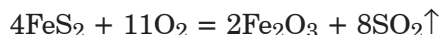


6.9. Obținerea acizilor oxigenați

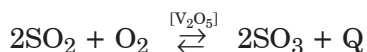
În industrie, majoritatea acizilor oxigenați se obțin la interacțiunea oxizilor corespunzători (a anhidridelor) cu apa. Oxizii se obțin din materie primă naturală.

Acidul sulfuric se obține în trei etape din pirită FeS_2 :

Etapa I. Obținerea oxidului de sulf (IV) SO_2 :



Etapa a II-a. Oxidarea catalitică a lui SO_2 până la SO_3 :



Etapa a III-a. Dizolvarea SO_3 în apă, mai exact în acid sulfuric de 96%:



Poate fi oare obținut acidul sulfuric în laborator după reacția de schimb din sărurile lui?



Acidul sulfuric concentrat nu este volatil. De aceea, îi substituie pe toți ceilalți acizi din sărurile lor. Aceasta este una din metodele prin care se obțin atât acizii oxigenați, cât și neoxigenați.

Utilizarea acidului sulfuric este prezentată în *fig. 6.24*.

***Acidul azotic** se obține din amoniac.

Etapa I. Oxidarea catalitică a amoniacului:

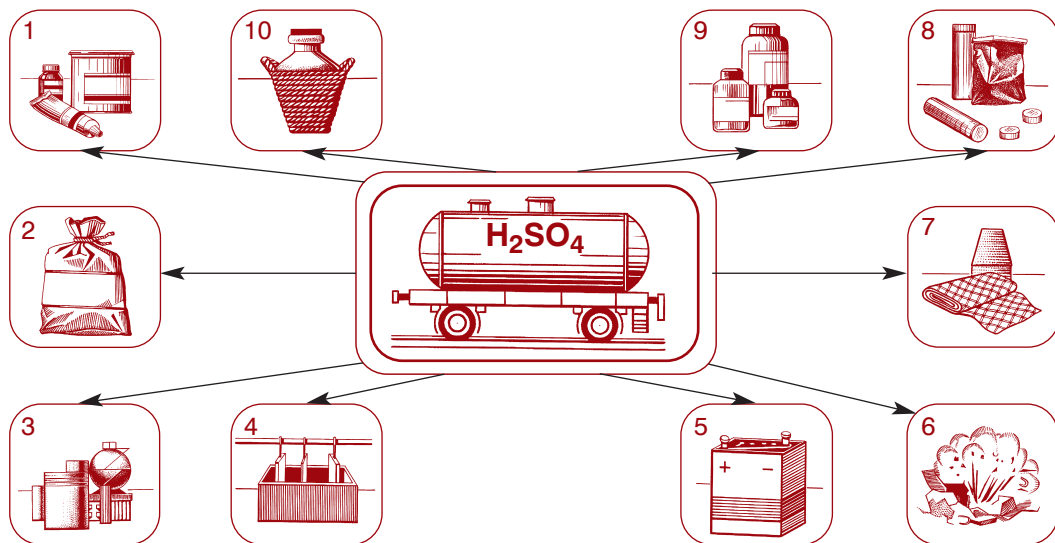


Fig. 6.24. Utilizarea acidului sulfuric:

1 – producerea coloranților; 2 – sinteza îngrășămintelor minerale; 3 – rafinarea produselor petroliere; 4 – obținerea și rafinarea cuprului prin electroliză; 5 – electrolit în acumulatori; 6 – obținerea explozivilor; 7 – fabricarea fibrelor sintetice; 8 – sinteza glucozei; 9 – obținerea sărurilor; 10 – obținerea acizilor

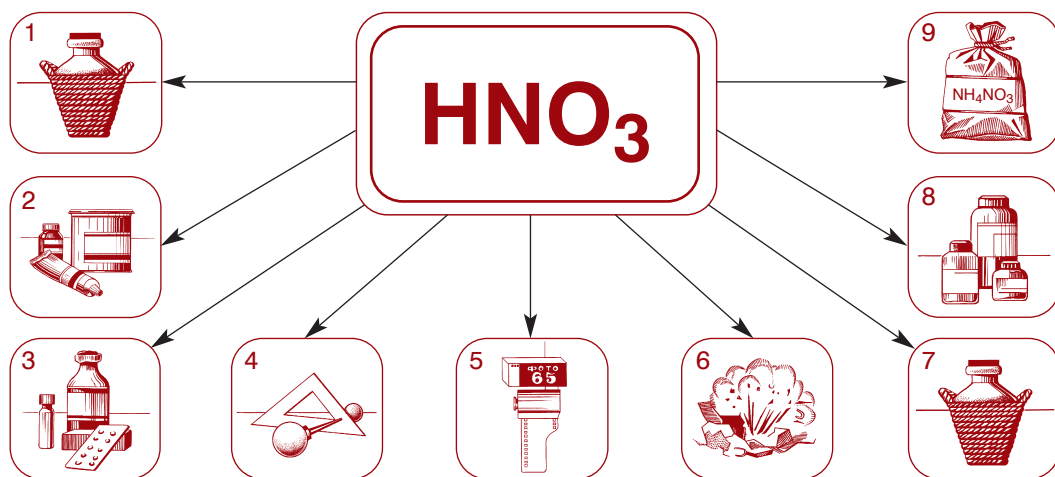
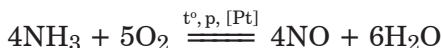
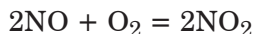


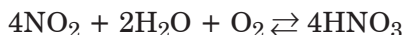
Fig. 6.25. Utilizarea acidului azotic pentru obținerea:
1 – colodiului; 2 – coloranților; 3 – medicamentelor; 4 – celuloidului; 5 – peliculei fotografice;
6 – explozivelor; 7 – apei regale; 8, 9 – îngrășămintelor minerale



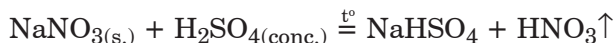
Etapa a II-a. Oxidarea NO până la NO_2 :



Etapa a III-a. Dizolvarea NO_2 în apă în prezența unui exces de oxigen:



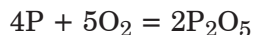
Acidul azotic fumans se obține din sărurile lui, cu ajutorul acidului sulfuric concentrat:



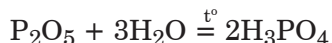
Acidul azotic se distilează și se colectează.

Acidul fosforic. Acidul fosforic pur se obține din oxidul de fosfor (V) P_2O_5 :

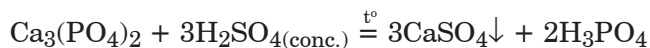
Etapa I. Arderea fosforului:



Etapa a II-a. Dizolvarea oxidului de fosfor (V) în apă, la încălzire:



O metodă veche de preparare este tratarea fosforitei $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ cu acid sulfuric concentrat:

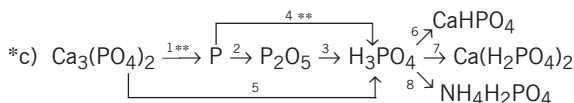
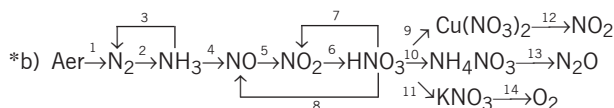
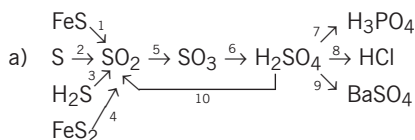


Acidul fosforic lichid se separă de precipitat.



Până nu demult, nivelul de dezvoltare tehnică a unei țări era apreciat după volumul producției de fier (fontă și oțel) sau acid sulfuric.

1. Caracterizează principiile generale de obținere a acizilor oxigenați în industrie.
2. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



Efectuează transformările până la săruri. (Vei putea duce până la capăt aceste exercitii după ce vei studia si tema *Sărurile*, §7.8)

***3. Concentrația admisă de acid azotic în apele reziduale constituie 30-35 mg/l. Determină masa acidului azotic în apele reziduale cu masa de 1000 kg.**

6.10. Reacții de identificare a anionilor

Reacțiile chimice care relevă proprietățile specifice ale substanțelor, conform cărora acestea pot fi deosebite de alte substanțe se numesc *reacții calitative* sau de *identificare*.

În *tabelul 6.5* sunt prezentate reacțiile de identificare pentru anionii care intră în compoziția acizilor și sărurilor.

Tabelul 6.5. Reacții de identificare a anionilor

Anionul	Reactivul	Reacția	Semne caracteristice
Cl^-	soluție de nitrat de argint AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$	precipitat alb, brânzos , insolubil în H_2O și HNO_3
Br^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$	precipitat gălbui , insolubil în H_2O și HNO_3
I^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$	precipitat galben , insolubil în H_2O și HNO_3
SO_4^{2-}	soluție de sare de bariu (BaCl_2)	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$	precipitat alb , insolubil în H_2O și HNO_3
CO_3^{2-} , HCO_3^-	un acid puternic (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) și apă de var $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	gaz fără culoare și miros , care tulbură apa de var
PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-	soluție de nitrat de argint (cu adăugarea prealabilă a unei baze alcaline la soluția de hidrogenofosfați)	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$	precipitat galben , solubil în HNO_3
NO_3^-	acid sulfuric concentrat și pilitură de cupru, la încălzire	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$ $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	gaz brun-roșiat , soluție de culoare albastră
S^{2-}	soluție de sare de plumb	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$	precipitat brun-negru

- *1. La încălzirea căror săruri unul din produșii de reacție este un oxid: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; AgNO_3 , CaCO_3 , NaHCO_3 , Na_2CO_3 , CuSO_4 , NH_4NO_3 ? Scrie ecuațiile reacțiilor, numește și clasifică oxizii obținuți.
- *2. Cum pot fi deosebite substanțele Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , NaCl aflate în trei eprubete diferite?
Scrie pașii efectuați pentru identificarea fiecărei substanțe într-un tabel. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor calitative pentru anionii corespunzători.
3. Caracterizează elementele: a) sulf, b) azot; c) carbon; d) fosfor; e) siliciu după algoritmul:
a) poziția în SP; b) structura atomului, valența posibilă, gradul de oxidare; c) substanța simplă; d) compusul hidrogenat: structura, proprietățile, obținerea și aplicarea; e) oxizii și hidroxizii: structura, caracterul, proprietățile, obținerea, aplicarea; f) sărurile.
Acest exercițiu poate fi efectuat și sub formă de referat, apelând la surse suplimentare.





EXPERIENȚA DE LABORATOR nr.9*

Reacțiile de identificare a anionilor: SO_4^{2-} ; PO_4^{3-} ; $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$; Cl^- și a cationului NH_4^+ .

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete, soluții de săruri NaCl , BaCl_2 , AgNO_3 , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , Na_2CO_3 , apă de var, săruri de amoniu, fenolftaleină, turnesol, spirtieră, clemă pentru eprubete.

Sarcini de lucru: în eprubete diferite, turnați câte 0,5 ml de soluții ce conțin anionii nominalizați și cationul NH_4^+ . Respectiv, pentru fiecare caz adăugați cu picătura reactivii pentru identificarea acestora. Faceți notițe asupra celor observate în fiecare eprubetă și scrieți ecuațiile reacțiilor respective. Rezultatele experienței de laborator pot fi prezentate în tabelul de mai jos:

Ionii identificați	Reactivi	Observații	Ecuațiile reacțiilor (EM, EIC, EIR)
1. Cl^-	3. AgNO_3	1.	1.
2. SO_4^{2-}	1. BaCl_2	2.	2.
3. PO_4^{3-}	2. AgNO_3	3.	3.
4. $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCO}_3^-$	5. HCl (H_2SO_4)	4.	4.
5. NH_4^+	4. NaOH , (t°)	5.	5.

Formulați concluziile. Faceți ordine la locul de lucru!

6.11. Legătura genetică a nemetalelor și a compușilor lor

Cunoașteți deja legătura genetică a nemetalelor (numită și serie genetică), care ne arată legătura reciprocă dintre nemetal și compușii lui și care poate fi redată prin schema:



Să examinăm seria genetică a fosforului:



La arderea *nemetalului* fosfor se obține *oxidul acid* P_2O_5 , care la interacțiunea cu apa formează *acidul ortofosforic* H_3PO_4 .

Următoarea etapă a transformării – obținerea sării ($\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), poate fi realizată prin diverse metode, cunoscând proprietățile acizilor: la interacțiunea acizilor cu metalul, oxidul bazic, baza, sau sarea.

Dacă sarea va fi obținută din oxidul de fosfor (V) ($\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), atunci, luând în considerație proprietățile oxizilor acizi, această transformare poate fi realizată prin interacțiunea dintre P_2O_5 cu baza $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sau oxidul bazic CaO .

Pentru nemetalele, care formează acizii neoxigenați, poate fi alcătuită următoarea serie genetică:



În acest caz, acidul poate fi obținut la dizolvarea în apă a gazului, ce se formează la interacțiunea nemetalului cu hidrogenul.

Sarea acestui acid poate fi obținută nu doar prin reacția de schimb, dar și din substanțele simple – metal sau nemetal ($\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$).

Astfel, cunoștințele despre proprietățile chimice și legăturile genetice între substanțe ajută la alegerea celor mai raționale metode de obținere a diferitor compuși ai nemetalelor.

Alcătuiești ecuațiile reacțiilor pentru toate transformările din acest paragraf.

- Argumentează legătura cauză-efect, utilizând seria genetică a nemetalelor în corelația: oxizi acizi $\rightarrow$ agenți poluanți $\rightarrow$ ploii acide $\rightarrow$ protecția mediului $\rightarrow$ impact general.
- Scrie câte o ecuație a reacției de obținere a substanțelor propuse în core-spondere cu tipul indicat:
 - reacție de descompunere $\dots = \text{CO}_2 + \dots$
 - reacție de combinare $\dots + \dots = \text{MgCO}_3$
 - reacție de substituție $\dots + \dots = \text{H}_2 + \dots$
- Nemetalele și compușii lor sunt componenți principali ai atmosferei și hidrosferei pământului. Scrie câte o ecuație a reacției chimice pentru fiecare exemplu de interacțiune propus:

a) nemetal + nemetal	d) acid + bază
b) oxid de nemetal + oxid bazic	e) acid + oxid bazic
c) oxid de nemetal + apă	f) nemetal + oxid bazic

?

EVALUARE

Nemetalele și compușii lor

Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Nemetalele și compușii lor”

Notă: Lucrarea poate fi efectuată pe variante alcătuite de profesor.

Utilaj și reactivi: set de reactivi chimici, spirtieră, eprubete, clemă pentru eprubete.

Tipul problemelor: Obținerea substanțelor¹

Experiența 1. Obținerea iodului. Din soluțiile de reactivi propuse: KCl, KI, apă de clor (sau altele indicate de profesor), alegeți reactivii cu ajutorul cărora se poate obține iod.

¹ Aceste experimente vor fi efectuate în cazul în care nu au fost făcute anterior sau pentru ca elevii să-și amintească modul în care decurg reacțiile de identificare a anionilor, fapt care le va ajuta să rezolve corect problemele de identificare a substanțelor și de demonstrare a compoziției lor.

Se toarnă în eprubetă două dintre soluțiile alese (≈ 1 ml de fiecare). Observați schimbarea culorii. Eprubeta se astupă cu un dop.

Demonstrați că s-a obținut iod.

Pentru aceasta, turnați puțină soluție ce conține iod într-un dop cu amidon, pe o hârtie de amidon sau pe o bucată de cartof. În urma contactului cu amidonul, iodul capătă o culoare albastră. Notați observațiile făcute și scrieți ecuațiile reacțiilor. Trageți concluzii.

Tipul problemelor: Reacții de identificare a substanțelor anorganice

Experiența 2. Reacții de identificare a ionilor clorură, bromură, iodură

Reactivi: soluții de HCl, HNO₃, NaCl sau KCl, NaBr sau KBr, NaI sau KI, AgNO₃ sau Pb(NO₃)₂.

Turnați într-o eprubetă acid clorhidric, în alta – soluție de clorură de sodiu, în a treia – soluție de bromură de sodiu, în a patra – soluție de iodură de sodiu. Vom turna din toate câte 0,5 ml (2-3 picături). În fiecare eprubetă se adaugă câteva picături de soluție de AgNO₃ sau Pb(NO₃)₂. Observați culoarea precipitatelor, verificați solubilitatea lor în acidul azotic. Notați ce ați observat. Alcătuiți ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor. Formulați concluzii.

Experiența 3. Reacția de identificare a ionului sulfat

Reactivi: soluții de acid sulfuric, Na₂SO₄, K₂SO₄, Al₂(SO₄)₃, BaCl₂.

Într-o eprubetă turnați 0,5 ml soluție de acid sulfuric, iar în a doua – o soluție de sulfat (oricare). Se adaugă aceeași cantitate de soluție de clorură de bariu.

Notați ce ați observat, scrieți ecuațiile moleculare și ionice ale reacțiilor. Formulați concluzii.

Experiența 4. Reacția de identificare a ionului fosfat

Reactivi: soluții de Na₃PO₄, Na₂HPO₄, NaH₂PO₄, AgNO₃, NaOH.

Într-o eprubetă turnați 0,5 ml soluție de Na₃PO₄, iar în alta – 0,5 ml soluție de hidrogenofosfat de sodiu Na₂HPO₄ și câteva picături de soluție de bază alcalină. În a treia eprubetă se toarnă dihidrogenofosfat și bază alcalină.

În toate eprubetele adăugați câteva picături de soluție de nitrat de argint AgNO₃.

Notați ce ați observat. Scrieți mai întâi ecuațiile reacțiilor dihidrogenofosfatului și hidrogenofosfatului cu baza alcalină. Ce ion intră în reacție cu ionul Ag⁺ în toate cele trei cazuri? Formulați concluziile necesare.

Experiența 5. Reacția de identificare a cationului NH₄⁺

Reactivi: soluții de săruri de amoniu (NH₄Cl sau alta), NaOH, hârtie indicator de fenolftaleină sau turnesol.

Într-o eprubetă se toarnă 1 ml de soluție de sare de amoniu și se adaugă tot atâta soluție de bază alcalină. Încălziți ușor și apropiați de gura eprubetei hârtia de indicator umezită în apă. Veți simți un miros specific.

Notați ce ați observat. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor. Formulați concluzii.

Tipul problemelor: Identificarea substanțelor, demonstrarea compoziției lor

Experiența 6. În trei eprubete fără etichete se află clorură de sodiu, sulfat de sodiu, fosfat de sodiu. Determinați aceste substanțe. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor.

Formulați concluzii.

Faceți ordine la locul de lucru!

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ
la unitatea de învățare „Nemetalele și compuşii lor”

I. Încercuiește răspunsul corect.

1.1. Cele mai puternice proprietăți oxidante le are:

- a) fluorul; c) bromul;
b) clorul; d) iodul.

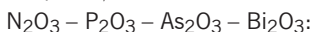
1.2. Proprietățile nemetalice în șirul C – Si – Ge – Sn:

- a) cresc; c) nu se schimbă;
b) se micșorează; d) se micșorează, apoi cresc.

1.3. În care dintre compuşii sulfurii are gradul de oxidare negativ:

- a) H_2SO_4 ; b) H_2S ; c) SO_2 ; d) SO_3 .

1.4. Proprietățile acide ale oxizilor în șirul

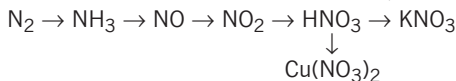


- a) cresc; c) rămân neschimbate;
b) se micșorează; d) cresc, apoi se micșorează.

*1.5. În reacția $3\text{Cu}^0 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ se reduce:

- a) NO b) NO_3^- c) H^+ d) Cu^0

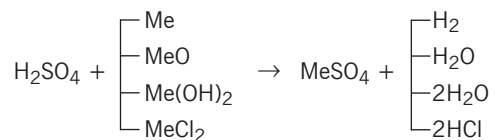
***II. Realizează transformările, scriind ecuațiile reacțiilor:**



III. Având la dispoziție doar H_2 , O_2 , S și sodiu metalic, obține trei săruri. Scrie ecuațiile reacțiilor respective.

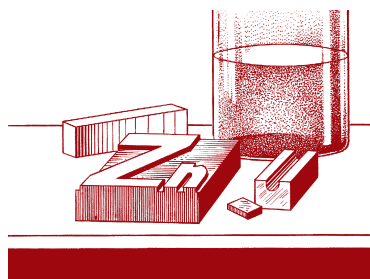
IV. Calculează volumul amoniacului ce se poate obține la interacțiunea a 10 l (c.n.) de azot cu hidrogenul.

V. Pentru schema de mai jos, folosește un metal divalent și scrie ecuațiile reacțiilor chimice:



***VI.** Multă vreme iodul nu-și găsea aplicare în medicină. Abia în anul 1904 medicul militar rus Filoncikov a introdus în practică soluții de iod în alcool pentru prelucrarea rănilor proaspete. Ce volum de soluție de iod în alcool poate fi pregătit, având la dispoziție 10 g de iod? Densitatea soluției de iod în alcool se consideră 0,950 g/ml.

(7) Metalele și compușii lor



După studierea unității de învățare, vei fi capabil/capabilă :

- să explici și să operezi cu noțiunile : răspândirea metalelor în natură, rolul biologic al metalelor/compușilor lor, domeniile de utilizare a metalelor/compușilor lor, utilizarea aliajelor ;
- să caracterizezi și să compari structura, proprietățile, metodele de obținere, utilizarea, legăturile genetice ale metalelor și compușilor lor ;
- să extrapolezi și să aplici algoritmi de rezolvare a problemelor de stabilire a compoziției amestecului ;
- să investighezi experimental proprietățile generale ale oxizilor bazici, bazelor și sărurilor, a reacțiilor de identificare a cationilor ;
- să argumentezi legătura cauză-efect dintre utilizarea metalelor și aliajelor, proprietățile fizice, tipul legăturii chimice și a rețelei cristaline ;
- să investighezi proprietățile și metodele de obținere a metalelor/compușilor lor în contexte reale ;
- să formulezi concluzii proprii referitoare la beneficiile/efectele negative ale utilizării metalelor și a compușilor lor.

7.1. Metalele – constituenți principali ai tehnologiilor moderne și ai sistemelor biologice

Descoperirea metalelor a schimbat radical omenirea. Metalele au fost descoperite încă din cele mai vechi timpuri. În Evul Mediu se știa de existența a șapte metale: aur, argint, cupru, staniu, plumb, fier și mercur.

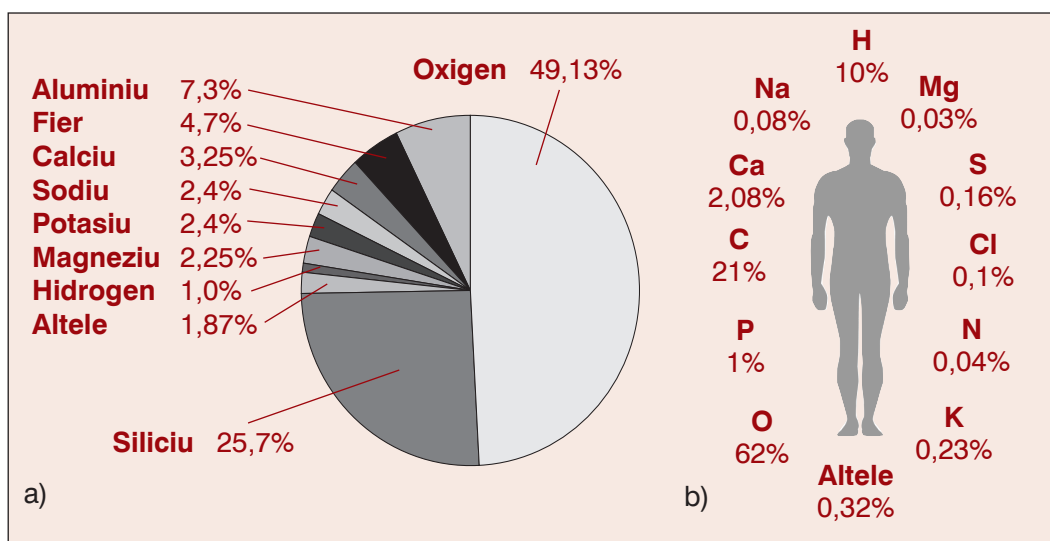
Astăzi, cel mai răspândit metal în natură este aluminiul, după care urmează fierul, calciul, sodiul, potasiul, magneziul. Majoritatea metalelor sunt chimic active, de aceea în natură se găsesc sub formă de compuși (fig. 7.1). Doar metalele nobile (argintul, aurul, platina) se întâlnesc în stare liberă, sub formă de incluziuni în unele minerale (cuarț, pirită), sau ca bucăți aparte.

La obținerea industrială a metalelor se folosesc mineralele naturale numite *minereuri*.

Dacă am studia mai aprofundat domeniile de utilizare a metalelor, ne-am convinge că metalele pure au o sferă limitată de utilizare. Ele sunt folosite mai mult în electrotehnică. Cu cât este mai înalt gradul de puritate a metalului, cu atât mai mare este conductibilitatea lui. Din acest motiv, firele de cupru și de aluminiu sunt fabricate din metale pure. Din fier pur se produce „miezul” electromagneților. O aplicare mult mai largă o au amestecurile de metale numite *aliaje*.

Oamenii au început să folosească aliajele chiar de la începuturi, descoperind că la amestecarea a două sau mai multe metale în stare topită se obțin materiale noi.

Fig. 7.1. Prezența metalelor și nemetalelor a) în scoarța Pământului; b) în organismul uman



Dintre toate elementele cunoscute, natura a ales doar aproape 50 ca să intre în compoziția materiei vii. Adaptarea acestora la necesitățile organismului viu, după schema *toxine – impurități tolerabile – elemente utile – elemente esențiale*, s-a realizat pe parcursul evoluției vieții pe Pământ. În orice organism viu se află, în mod constant, 40-43 de elemente (numite *bioelemente*), dintre care 25 sunt esențiale pentru alcătuirea și funcționarea lui.

Aceste elemente se întâlnesc frecvent și în scoarța terestră, ceea ce demonstrează că selecția naturală a eliminat dependența organismelor vii de elementele mai puțin accesibile. Din cele douăzeci și cinci de elemente esențiale, șase – C, N, H, O, P, S – constituie baza materiei organice vii (proteinele, glicogenul, amidonul, lipidele și acizii nucleici).

99,99% din atomii corpului uman sunt compuși din 11 elemente (H, C, N, O, Na, Mg, P, S, Cl, K, Ca), dintre care doar 4 sunt metale (Na, K, Mg, Ca). Ioni ușori de K^+ și Mg^{2+} intră în compoziția celulelor, iar Na^+ și Ca^{2+} , împreună cu principalii anioni de Cl^- , SO_4^{2-} și PO_4^{3-} , fac parte din plasma ce le înconjoară. Acești 7 ioni asigură neutralitatea electrică a celulelor, având un rol fundamental în menținerea unui volum corespunzător de sânge și de alte fluide în organism.

Fără a minimaliza rolul biologic al celor patru ioni ai metalelor ușoare menționați mai sus, trebuie subliniat faptul că reacțiile chimice din organism sunt de neconceput în absența unor ioni ai metalelor grele și tranzitionale (Zn, Cu, Mn, Mo, Co, Cr, Fe, V).

Caracteristicile fundamentale ale acestor ioni, precum dimensiunile mici (volumul și raza), structura electronică complexă, masa atomică mare, gradul de oxidare mare și variabil, potențialul redox, explică indispensabilitatea lor pentru procesele biologice, respectiv, importanța lor deosebită în procesele vitale. Ei se găsesc în organismul uman în cantități infime (de 10^{-6} sau 10^{-9} în gram masă), în concentrații mai mari fiind toxici. Din acest motiv sunt numiți *microelemente esențiale*.

Microelementele esențiale se regăsesc în organism sub formă de combinații complexe, formând molecule gigantice (numite *macromolecule* sau *sisteme macrociclice*), cum ar fi proteinele, glucidele, lipidele etc. Aceste metale (Zn, Cu, Mn, Mo, Co, Cr, Fe, V) intră în compoziția metal-enzimelor sau sunt activatori ai enzimelor.

Un element poate fi considerat esențial pentru organism dacă:



11 elemente
alcătuiesc 99,99% din
organismul uman.

ELEMENTELE ESENȚIALE

C
N
H
O
P
S

ALTE ELEMENTE

Cl
Na
K
Mg
Ca

1. Este prezent în toate ţesuturile materiei vii, în concentraţii aproape constante de la un organism la altul.

2. Lipsa lui duce la aceleaşi modificări structurale şi fiziologice la toate speciile.

3. Administrarea lui previne şi înlătură simptomele apărute şi corectează modificările biochimice produse în lipsa lui.

În general, complexii biologici activi ai acestor microelemente esenţiale sunt implicaţi în:

- sinteza şi dezintegrarea moleculelor biologice fundamentale;
- blocarea sau stabilizarea unor grupe funcţionale;
- transportul oxigenului în ţesuturi;
- reacţiile redox celulare;
- transportul de energie.

După conţinutul şi importanţa lor în metal-enzime, metalele pot fi aranjate în următoarea serie: $\text{Fe} > \text{Mg} > \text{Zn} > \text{Cu} > \text{Co} > \text{Mo} > \text{V}$; ionii bivalenţi ai metalelor uşoare sunt activatori ai enzimelor, în timp ce ionii microelementelor mai grele, cu gradul de oxidare superior, sunt inhibitori.

E important să menţionăm că modificarea concentraţiei unor microelemente în urma conjugării mai multor factori (alimentaţie, mediu înconjurător, resorbţie activă sau pasivă, depozitare etc.) constituie cauza a numeroase afecţiuni. De exemplu, s-a constatat prezenţa unui nivel ridicat de ioni de cupru şi a unui nivel scăzut de ioni de zinc în cazul infarctului miocardic, arteriosclerozei, hipertoniiei, cirozei hepatice, leucemiei etc.



EXPERIENŢA DE LABORATOR nr. 10

Cercetarea mostrelor de metale

Utilaj şi reactivi:

stativ cu eprubete, clemă pentru eprubete, linguriţă sau spatulă, spirtieră, substanţe (Fe, Zn, Ag, un termometru cu mercur etc.).

Sarcini de lucru:

1. Examinaţi substanţele indicate.
 2. Cercetaţi starea de agregare, culoarea, duritatea, greutatea substanţelor.
- Completaţi tabelul.

Substanţa	Fe	Zn	Ag	Hg
Starea de agregare				
Aspect, culoare				
Duritate				
Greutate				

Trageţi concluziile necesare.

Faceţi ordine la locul de lucru!



Maraton spre cunoștințe

Se știe că metalele aproape că nu ard în aer. Se poate obține însă un fel de fier, numit *fier piroforic*, capabil să se autoinflameze în aer. În acest scop, soluția oricărei sări a fierului (II), de exemplu FeSO_4 , se va amesteca cu acid oxalic $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ sau cu sarea lui $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Precipitatul galben de oxalat de fier (II) se va filtra și se va introduce într-o eprubetă (1/5 de eprubetă). Eprubeta poate fi fixată în stativ sau ținută înclinată, cu gura în jos, pentru a se scurge apa. Substanța va fi încălzită. Picăturile de apă le vom înlătura cu un capăt de hârtie de filtru răsucită între degete sau cu vată. După descompunerea oxalatului și transformarea lui în praf negru, vom închide eprubeta și o vom lăsa să se răcească. Praful de fier piroforic se va presăra cu precauție pe o placă metalică. Imediat vor apărea scânteii, dovadă că fierul arde.

Fierul piroforic nu trebuie păstrat! Peste resturile de fier din eprubetă se va turna acid clorhidric.

Explicați de ce fierul piroforic se aprinde în aer, iar un cui de fier nu arde nici dacă este încălzit la un foc puternic? Ce influențează asupra vitezei de reacție a fierului cu oxigenul? Efectuați experiența în clasă.

Vă dorim succes!



1. Găsește locul metalelor în sistemul periodic al elementelor chimice.
2. Numește elementele care sunt parte a enzimelor.
3. Din ce cauză unele metale se găsesc în natură doar sub formă de compuși?
4. Dă exemple de metale care se găsesc în stare liberă.
5. Explică rolul biologic al metalelor.
- *6. Cu ajutorul bacteriilor industriale, pot fi extrase din pământ fierul, zincul, cobaltul, nichelul, titanul, aluminiul. O specie de bacterii are preferință față de sulfuri. În minele înecate și părăsite, aceste bacterii transformă în stare solubilă minereul de sulfură de cupru de șase ori mai repede decât pe cale chimică. Propune o metodă de separare a cuprului pur din această soluție.

7.2. Caracteristica generală a metalelor

Din toate elementele chimice cunoscute în prezent, mai bine de 90 sunt metale.

Ați acumulat destul de multe cunoștințe despre metale. De aceea, le veți putea face o caracterizare generală răspunzând la întrebările ce urmează:

I. Caracterizați poziția metalelor în sistemul periodic al elementelor.

II. Determinați structura atomilor de metal. Numiți metalele care au pe nivelul exterior: a) 1; b) 2 (atenție!); c) 3; d) 4; e) 5 sau f) 6 electroni.

III. Comparați numărul elementelor metalice care au unul și doi electroni pe nivelul exterior cu celelalte; trageți concluzii.

IV. Ce tip de legătură chimică se realizează între atomi în rețelele cristaline metalice (fig. 7.2)?

V. Caracterizați proprietățile fizice ale metalelor pe baza cunoștințelor despre structura metalelor.

Pentru caracterizarea proprietăților fizice ale metalelor, drept informație suplimentară poate servi rubrica de mai jos „Cel mai... metal este...”.

Cel mai ușor fuzibil metal este mercurul (Hg) – se topește la 39°C. În condiții obișnuite, mercurul este lichid. Temperaturi joase de topire (până la 100°C) mai au sodiul, potasiul, rubidiul, cesiul, galiul. Cesiul ($t_{\text{top.}} = 28^\circ\text{C}$) și galiul ($t_{\text{top.}} = 30^\circ\text{C}$) se topesc în palmă.

Cel mai greu fuzibil metal este wolframul W (3420°C).

Cel mai plastic și maleabil metal este aurul. Cele mai subțiri foițe de aur pot atinge grosimea de 3 μm .

Cel mai bun conducător de electricitate este argintul, urmat de cupru, aur și aluminiu.

Cel mai dur metal este cromul (zgârie sticla).

Cel mai greu metal este osmiul, cu densitatea de 22,6 g/cm³; este de 22,6 ori mai greu decât apa.

Cel mai ușor metal este litiul, cu densitatea de 0,539 g/cm³; este de aproape două ori mai ușor decât apa.

Cele mai moi sunt metalele alcaline (pot fi tăiate cu cuțitul).

Metalele cu o densitate mai mare de 5 g/cm³ se numesc *metale grele*; cele cu densitatea mai mică de 5 g/cm³ se numesc *metale ușoare*. Majoritatea metalelor sunt de culoare gri. Excepție fac cuprul, care este roșiatic, argintul, nichelul, cromul și mercurul, de culoare alb-gri, și aurul, de culoare galbenă.

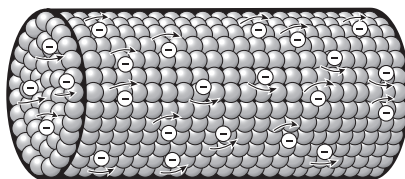


Fig. 7.2. Legătura metalică și conductibilitatea electrică a metalelor

Explicați în ce domenii poate fi utilizat fiecare metal, știind că el este „cel mai...”



Maraton spre cunoștințe

Filamentul metalic al becului electric este făcut din wolfram (W). Temperatura de topire a acestuia e foarte înaltă – 3420°C, iar temperatura de fierbere e și mai înaltă – 5850°C. Însă nimic nu e veșnic: wolframul se evaporă și becul arde! De multe ori, sticla becului se afumă și devine neagră: aceasta se datorează wolframului evaporat din filamentul becului. Cum credeți, cu ce este mai bine să fie umplut becul electric: cu aer, azot sau argon? Argumentați-vă opinia. Ce proprietăți ale wolframului se manifestă în acest caz: fizice sau chimice?

Seria
tensiunii metalelor

- Li
- K
- Cs
- Rb
- Ba
- Sr
- Ca
- Na
- Mg
- Be
- Al
- Mn
- Zn
- Cr
- Fe
- Co
- Ni
- Sn
- Pb
- H**
- Cu
- Hg
- Ag
- Pt
- Au

7.3 Proprietățile chimice ale metalelor

Să generalizăm cunoștințele noastre despre proprietățile chimice ale metalelor. În acest scop, vom realiza următoarele sarcini de lucru :

I. Toate reacțiile chimice cu participarea metalelor sunt... Totodată, metalele au întotdeauna... electroni $M^0 - nē \rightarrow M^{n+}$ și se manifestă în calitate de ...

Reactivitatea metalelor în reacțiile chimice ce decurg în soluțiile apoase este determinată de poziția lor în seria electrochimică a tensiunii metalelor. Reactivitatea chimică a metalelor (caracterul reducător) scade de sus în jos în seria tensiunii. Cel mai activ metal este...

Reactivitatea chimică a ionilor de metale (caracterul oxidant) crește de sus în jos în seria tensiunii metalelor. În felul acesta, ionul de Au^{3+} este cel mai puternic oxidant.

II. Studiați proprietățile chimice ale metalelor din coloana B, numiți fiecare proprietate (comportamentul față de apă, oxigen, nemetale, oxizi, acizi, baze, săruri) și scrieți-o în coloana A. Completați și egalați reacțiile prezentate.

Coloana A

Coloana B

Proprietățile chimice	Ecuatiile reacțiilor
	În condiții obișnuite, cu apa reacționează și metalele de la litiu până la magneziu: $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2\uparrow$ $Ca + H_2O \rightarrow ? + H_2\uparrow$ La o încălzire ușoară, magneziul și aluminiul, eliberați de pelicula protectoare, reacționează cu apa: $Mg + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$ $*Al + H_2O \rightarrow ? + H_2\uparrow$ La temperaturi mai mari de 100°C, toate metalele aflate în seria tensiunii până la hidrogen reacționează cu apa:

	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\uparrow \quad \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{ZnO} + \text{H}_2\uparrow$ Metalele aflate după hidrogen nu reacționează cu apa. Comparați produșii reacțiilor ce au loc la încălzire și fără încălzire.
?	Metalele interacționează cu aproape toate nemetalele (în afară de gazele inerte), formând compuși binari. Scrieți formulele din ecuațiile chimice și stabiliți coeficienții. $\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow \text{LiH} \quad \text{Mg} + \text{Si} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgSi}$ $\text{Mg} + \text{P} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgP} \quad \text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ[\text{H}_2\text{O}]} \text{FeCl}$ $\text{Al} + \text{C} \xrightarrow{t^\circ} \text{AlC} \quad \text{Sn} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{SnCl}$ $\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaN} \quad \text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{FeS}$ Numiți produșii de reacție.
?	În aer, metalele se oxidează încet și formează o peliculă de oxid: $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \quad \text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$ Numai aurul și platina nu interacționează cu oxigenul. Celelalte metale ard în oxigen pur: $\text{Cu} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} \quad * \text{Na} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{Fe} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_3\text{O}_4 \quad * \text{Ba} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{BaO}_2$ Ce semnifică simbolul t° din ecuațiile reacțiilor, dacă se știe că toate reacțiile cu oxigenul sunt exoterme? Stabiliți coeficienții în ecuațiile reacțiilor respective.
?	La temperaturi înalte, metalele mai active substituie (reduc) metalele mai puțin active din oxizii lor. Acest principiu stă la baza unei metode de obținere a metalelor numită <i>metalotermie</i>. Se folosesc metalele-reducători: aluminul (aluminotermie), magneziul (magneziotermie) ș.a. $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Q}$ Prin magneziotermie se reduc nemetalele din oxizii lor: $* \text{CO}_2 + \text{Mg} \xrightarrow{t^\circ} \text{MgO} + \text{C} \quad * \text{SiO}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgO} + \text{Si}$ Stabiliți coeficienții în ecuațiile reacțiilor respective.
?	Metalele aflate în seria tensiunii metalelor până la hidrogen substituie hidrogenul din acizi: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ Alegeți ecuațiile moleculare corespunzătoare acestei ecuații ionice. * Excepție fac acidul azotic diluat și concentrat și acidul sulfuric concentrat: $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{dil.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{dil.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \dots$ $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{conc.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{conc.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ Fierul (Fe) și aluminul (Al) se pasivizează în acidul sulfuric concentrat și nu interacționează cu el. Fierul (Fe), aluminul (Al), cromul (Cr), cobaltul (Co), nichelul (Ni) se pasivizează în acidul azotic concentrat. De aceea, acidul sulfuric concentrat este transportat în cisterne de fier, iar acidul azotic concentrat – în cisterne de aluminu. ** Aurul și platina nu interacționează cu acizii și se dizolvă doar în apa regală – un amestec de acid azotic concentrat și acid clorhidric concentrat, în raport de 1:3. Ecuația redusă a reacției este următoarea: $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

?	* Numai unele metale, și anume metalele amfotere Zn, Al, Be, Pb, Sn, interacționează cu bazele, însă doar cu bazele alcaline. Fierul și cromul, spre deosebire de oxizii lor amfoteri Fe_2O_3 și Cr_2O_3 și de hidroxizii amfoteri $\text{Cr}(\text{OH})_3$ și $\text{Fe}(\text{OH})_3$, nu reacționează cu bazele alcaline: $\text{Fe} + \text{NaOH} \neq; \text{Cr} + \text{NaOH} \neq$ $\text{Zn} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow \text{ sau }$ $** \text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\uparrow \text{ sau }$ $** \text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ Comparați aceste reacții cu interacțiunea nemetalului siliciu cu bazele alcaline: $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\uparrow$
?	Metalele mai active substituie metalele mai puțin active din soluțiile sărurilor lor, în conformitate cu poziția metalului în seria tensiunii metalelor. $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ Alegeți ecuațiile moleculare corespunzătoare acestei ecuații ionice. * Metalele se substituie reciproc chiar și în topiturile sărurilor, dar nu conform seriei tensiunii. Astfel, aluminiul substituie metalele alcalino-pământoase: $2\text{Al} + 3\text{CaCl}_{2(\text{top.})} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Ca}$ $\text{Na} + \text{KCl}_{(\text{top.})} = \text{NaCl} + \text{K} \qquad 3\text{K} + \text{AlCl}_{3(\text{top.})} = 3\text{KCl} + \text{Al}$ **Unele săruri oxidează metalele. De exemplu, la corodarea circuitelor imprimate placcate cu cupru, clorura de fier (III) formează trasee pe cupru conform reacției: $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{CuCl} + \text{FeCl}_2$
	Trageți concluzii privind proprietățile chimice ale metalelor și aplicarea reacțiilor chimice la care participă ele.



Maraton spre cunoștințe

Pentru a vă convinge că metalele sunt substanțe cristaline, puteți obține cristale de cupru chiar și acasă. Așezați, la fundul unui vas (un pahar sau un borcan), câteva cristale de piatră-vânăță $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ și presărați-le cu sare mărunță de bucătărie, care va juca rolul de „inhibitor” al reacției. Acoperiți cristalele cu hârtie de filtru tăiată rotund (astfel încât aceasta să atingă pereții vasului). Pe hârtie, așezați un inel (sau o placă) de fier, șlefuit din timp cu hârtie abrazivă și spălat cu apă.

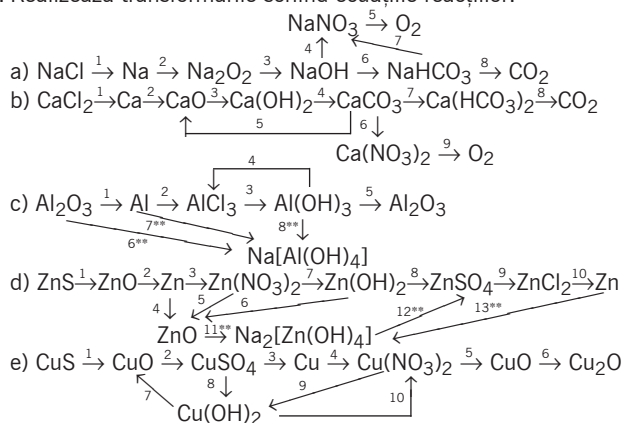
Turnați în vas soluție saturată de sare de bucătărie, în așa fel încât fierul să fie acoperit complet. Peste câteva zile, în vas se vor forma cristale mari de cupru. Forma și dimensiunile lor pot varia în funcție de dimensiunile vasului și ale cristalelor de piatră-vânăță, de grosimea stratului de sare de bucătărie presărată, de temperatura la care decurge reacția.

Atenție! Spălați-vă pe mâini după terminarea experimentului, căci piatră-vânăță este nocivă.

Spălați cu apă cristalele obținute și introduceți-le într-o eprubetă cu soluție de acid sulfuric. Ele se vor conserva foarte bine. De ce? Ce tip de reacție chimică are loc în acest experiment cu participarea metalelor?

1. Caracterizează următoarele elemente și compuși lor:
 a) sodiu; b) calciu; c) aluminiu; d) fier
 după algoritmul: (1) poziția în sistemul periodic; (2) structura atomului și gradele de oxidare posibile; (3) răspândirea în natură; (4) proprietățile fizice și chimice ale substanței simple; (5) compoziția și proprietățile chimice ale oxizilor, hidroxizilor, sărurilor; (6) utilizarea acestor metale și a compușilor lor.

*2. Realizează transformările scriind ecuațiile reacțiilor:



3. Calculează masa de fier necesară pentru obținerea a 22,4 m³ (c.n.) de hidrogen prin metoda fier – vapori.
4. Cantitatea minimă de plumb care poate provoca intoxicație constituie 5 mg la 1 kg din masa corpului uman. Calculează volumul apei cu un conținut periculos de ioni de plumb – 0,35-2 mg/l – pe care omul o poate bea fără a se intoxica, dacă volumul mediu de apă consumat în 24 de ore este 2 l. Efectuează calculele luând în considerare masa corpului tău.
5. Amestecul termit se folosește pentru sudare și conține scorie Fe₃O₄ și aluminiu metalic. Calculează masa fierului format din amestecul ce conține 135 g de aluminiu.
- *6. În cazul anemiei, bolnavului i se prescriu preparate cu fier. Pulberea de fier metalic se dizolvă în suc gastric, care conține acid clorhidric. Pentru o asimilare mai eficientă a fierului, preparatul se bea cu soluție diluată de acid clorhidric (10 picături la 100 ml de apă). Acidul clorhidric farmaceutic diluat se prepară în felul următor: 1 volum de acid clorhidric concentrat (cu partea de masă a HCl de 37%; densitatea soluției = 1,19 g/cm³) se amestecă cu 2 volume de apă. Calculează partea de masă a HCl în soluția diluată de acid clorhidric. Ce tip de sare a fierului se formează în reacție?
7. Mercurul este periculos prin aceea că la temperatură obișnuită se evaporă încet. Iată de ce, dacă s-a spart în casă un termometru cu mercur, în zona în care s-au împrăștiat picăturile de mercur se va presăra praf de sulf. În condiții obișnuite, mercurul se combină cu sulful și se transformă în sulfură, nevolatilă. Calculează masa sulfului necesar pentru reacția de legare a 4 g de mercur.

EVALUARE

*7.4. Reacții de identificare a cationilor de metale

Pentru identificarea substanțelor, se folosesc reacțiile de identificare (calitative). Anterior, am studiat reacțiile respective ale anionilor diferitor acizi. Acum vom lua cunoștință de reacțiile de identificare a cationilor de metale.

În *tabelul 7.1* sunt prezentați reactivii, reacțiile și semnele caracteristice ale reacțiilor calitative ale cationilor de metale și de amoniu.

Tabelul 7.1. Reacții de identificare a cationilor de metale

Cationii	Reactivul	Reacția	Semnele caracteristice
Li^+	flacăra spirtierei	–	culoarea roșie-cărmizie a flăcării
Na^+	flacăra spirtierei	–	culoarea galbenă a flăcării
K^+	flacăra spirtierei privită prin sticlă albastră	–	culoarea violetă a flăcării
Ca^{2+}	flacăra spirtierei	–	culoarea roșie-cărmizie a flăcării
Ba^{2+}	a) flacăra spirtierei b) sulfati solubili, acid sulfuric	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$	a) culoarea galbenă-verzuie a flăcării b) precipitat alb, insolubil în H_2O și HNO_3
Ag^+	cloruri solubile, acid clorhidric	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$	precipitat alb, brânzos, insolubil în H_2O și HNO_3 .
NH_4^+	soluție de bază alcalină, la încălzire	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \xrightarrow{t^\circ} \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	miros înțepător de amoniac, hârtia de fenolftaleină capătă culoare roșie
Al^{3+}	soluție de bază alcalină, acizi	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$	precipitat alb amorf, solubil în acizi și baze alcaline
** Mg^{2+}	soluție de bază alcalină	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$	precipitat alb, solubil în acizi, insolubil în baze alcaline
Fe^{2+}	soluție de bază alcalină	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$	precipitat amorf alb
Fe^{3+}	a) soluție de bază alcalină b) soluție de tiocianură de amoniu sau potasiu	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3$	precipitat amorf brun soluție purpurie (culoarea sângelui)
Cu^{2+}	soluție de bază alcalină, cu încălzire ulterioară	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$	precipitat gelatinos, de culoare albastră, care devine negru la încălzire



EXPERIENȚA DE LABORATOR nr. 11*

Identificarea ionilor: Ba^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cu^{2+}

Utilaj și reactivi:

stativ cu eprubete, soluții CaCl_2 , BaCl_2 , AlCl_3 , FeCl_3 , CuSO_4 , FeSO_4 , KOH , H_2SO_4 , KSCN , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Sarcini de lucru:

1. În diferite eprubete turnați câte 0,5 ml de soluții ce conțin ionii respectivi.
2. Pentru fiecare caz adăugați cu picătura reactivul corespunzător pentru identificare.
3. Faceți notițe asupra celor observate în fiecare eprubetă și scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.
4. Rezultatele experienței de laborator vor fi transferate în tabelul de mai jos:

Ionii identificați	Reactivi	Observații	Ecuațiile reacțiilor (EM, EIC, EIR)
Ba^{2+}	H_2SO_4		
Ca^{2+}	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$		
Al^{3+}	KOH		
Fe^{2+}	KOH		
Fe^{3+}	KSCN		
Cu^{2+}	KOH		

Formulați concluziile. Faceți ordine la locul de lucru!

1. În trei eprubete fără etichete se află sărurile clorură de bariu, nitrat de argint și clorură de calciu. Scrie reacțiile de identificare pentru fiecare cation, alcătuieste schema logică a experimentului de identificare a acestor săruri.
2. În trei eprubete fără etichete sunt date soluțiile incolore de clorură de amoniu, clorură de aluminiu și clorură de magneziu. Având la dispoziție doar soluția de bază alcalină NaOH , identifică aceste substanțe.
- *3. Realizează transformările:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$$

$$\downarrow$$

$$\text{FeCl}_3$$
- *4. Explică ce culori vor avea focurile de artificii, dacă în compoziția substanțelor vor intra săruri de litiu, sodiu, potasiu, calciu, bariu.
5. Demonstrează compoziția următoarelor săruri:
a) AgNO_3 b) BaCl_2 c) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ d) FeSO_4 e) FeCl_3
Scrie ecuațiile reacțiilor chimice posibile.

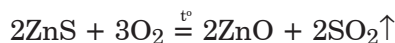
EVALUARE

6. Aurul și argintul în stare pură sunt metale moi. Pentru a le spori rezistența mecanică, ele sunt aliate cu cuprul. Numărul de părți (grame) de aur sau de argint ce revin la 1000 de părți de aliaj se numește *titlu*. Determină: a) masa aurului în aliajul cu masa de 500 g și cu titlul 583; b) masa argintului în aliajul cu masa de 400 g și cu titlul 875.
7. Cum pot fi deosebite soluțiile de clorură de aluminiu și clorură de sodiu: a) după culoare; b) cu ajutorul indicatorului; c) la acțiunea soluției de bază alcalină; d) după culoarea flăcării?
Argumentează răspunsul.

7.5. Metode generale de obținere a metalelor

Metalele se obțin prin diverse metode. Cea mai răspândită este reducerea metalelor (cu excepția celor alcaline și a aluminiului) din oxizi, cu ajutorul carbonului, oxidului de carbon (II), hidrogenului sau aluminiului, la încălzire.

Minereurile reprezintă materia primă din care în industrie se obțin metalele; pot fi sub formă de oxizi, sulfuri, carbonați etc. Inițial, minereurile sulfuroase și carbonați se calcinează:



După calcinare, oxizii se reduc:

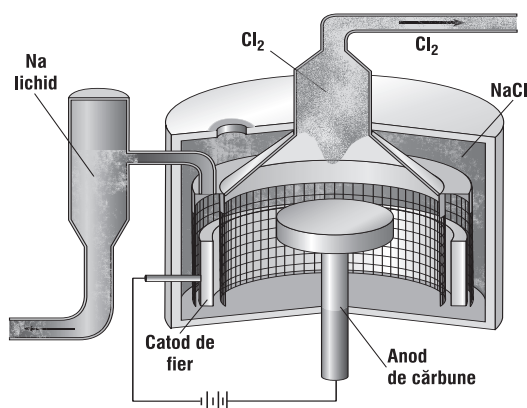
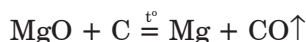
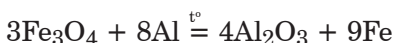
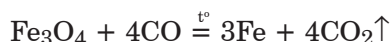
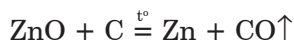
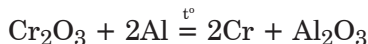
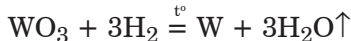


Fig. 7.3. Obținerea sodiului și a clorului

În cazul în care metalul nu poate fi redus cu carbon, oxid de carbon (II) sau hidrogen, deoarece se formează carburi sau hidruri, în calitate de reducător se folosește **alumiul**:

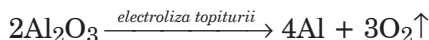
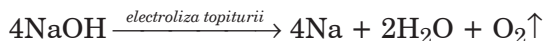
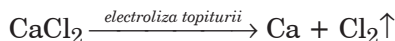
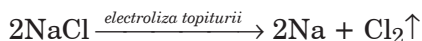


Hidrogenul se utilizează pentru obținerea metalelor de înaltă puritate:



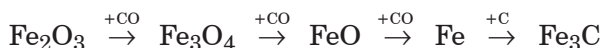
*Prin **reducerea electrolitică** a metalelor din topiturile sărurilor, oxizilor și hidroxizilor lor se obțin metalele alcaline, alcalino-pământoase și alumiul:

***Demonstrați, cu ajutorul ecuațiilor electronice, că la obținerea metalelor prin orice metodă are loc reducerea lor.**



Cuprul pur se obține prin electroliza soluției de sulfat de cupru cu anod de cupru.

Reducerea oxizilor cu ajutorul cărbunelui sau al oxidului de carbon (II). Fierul, mai exact aliajul lui cu carbonul – fonta, se obține reducând minereurile de oxizi la temperaturi înalte, în furnale, cu oxid de carbon (II) sau cărbune, după schema :



Alcătuiești ecuațiile acestor reacții (fig. 7.5).

Fonta conține 2–4,5% carbon, 1–3% mangan, 0,02–2,5% fosfor și până la 0,08% sulf.

Fonta se transformă în oțel prin arderea carbonului, fosforului și sulfului pe care le conține.

Oțelul conține de la 0,3 la 1,7% carbon.

Fonta este fărâmicioasă și nu poate fi forjată sau laminată.

Din oțel, în special din cel aliat, cu adaosuri de crom, nichel, molibden, wolfram, mangan, cupru sau siliciu, se confecționează aproape toate obiectele ce ne înconjoară.

Pentru a proteja oțelul împotriva coroziunii, el se amestecă cu crom și nichel, obținându-se *oțelul inoxidabil*. O aplicare largă are și placarea oțelului cu zinc, nichel, crom, cupru, argint sau aur. Câtă vreme suprafața de oțel este acoperită cu un strat de zinc, fierul nu se distruge. De ce ?

Metalele neferoase formează multe aliaje prețioase.

Bronzul, un aliaj de cupru cu staniu, este cunoscut de aproape șase mii de ani. Uneltele din bronz erau mai tari și mai rezistente decât cele din cupru. Numeroase obiecte de artă confecționate din bronz în Antichitate s-au păstrat până în zilele noastre. Bronzul obișnuit conține 90% cupru și 10% staniu. Există însă și bronzuri cu alte adaosuri. De exemplu, în aviația modernă, din bronz de beriliu se confecționează peste 1000 de piese.

****Alcătuiești ecuațiile electronice ale proceselor care au loc la rafinarea cuprului cu anod de cupru.**

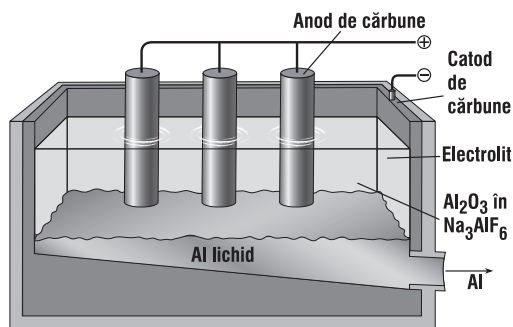


Fig. 7.4. Obținerea aluminiului

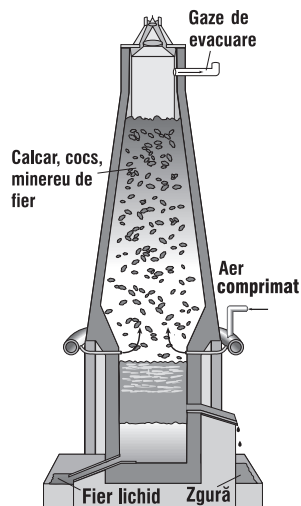


Fig. 7.5. Obținerea fontei în furnale



Fierul și aliajele lui – fonta și oțelul – se numesc metale feroase; celelalte metale sunt neferoase.



**Metoda de combatere a coroziunii fierului prin placarea cu zinc se mai numește „sacrificare”, deoarece zincul „se sacrifică”. Exprimați acest proces în limbajul chimic.*

Alama este un aliaj de cupru (60%) cu zinc (40%). La modificarea acestui raport, culoarea aliajului se schimbă de la roșiatică la galbenă-deschis. Alama cu adaos de aluminu devine aurie. De aceea, se folosește pentru confecționarea decorațiilor, ordenelor, obiectelor de artă etc.

Alpaca este un aliaj de cupru (80%) cu nichel (20%). Se folosește la fabricarea tacâmurilor.

Argentantul reprezintă un aliaj de cupru (65%), zinc (20%) și nichel (15%). Datorită asemănării cu argintul, servește ca substituent al acestuia.

Aliajele de magneziu cu aluminu, zinc, mangan, litiu sunt foarte tari, ușoare, rezistente la coroziune. Din ele se fabrică scafandrele. Se folosesc și în construcții.



EXPERIENȚA DE LABORATOR nr.12*

Cercetarea mostrelor de aliaje

Utilaj și reactivi:

mostre de aliaje (oțel, fontă, duraluminu etc.).

Sarcini de lucru:

1. Examinați mostrele de aliaje propuse după starea de agregare, aspectul exterior, duritate, greutate etc.
2. Notați în tabelul de mai jos cele observate și transferați-l în caiete.

Aliaje	Oțel	Fontă	Duraluminu
Starea de agregare			
Aspectul exterior, culoare			
Duritate			
Greutate			

Trageți concluziile necesare.
Faceți ordine la locul de lucru!

1. „Boala enigmatică” a staniului, numită *ciuma de staniu*, era cunoscută încă în Evul Mediu. Farfuriile de staniu își pierdeau luciul și se acopereau cu pete cenușii. În plus, boala „se transmitea” prin contact de la o veselă de staniu la alta. La începutul secolului XX, exploratorul britanic Robert Scott a murit la întoarcerea de la Polul Sud, deoarece tot gazul lampant s-a scurs din cutiile de fier sudate cu staniu. Lingurile și nasturii soldățești din staniu se transformau, la înghet,

într-un praf cenușiu. Analizele ulterioare au demonstrat că acesta era praful de staniu. Explică ce fenomen, fizic sau chimic, are loc în cazul *ciumei de staniu*, dacă la temperaturi mai mici de 13°C staniul alb, cristalin, se transformă în staniu cenușiu, amorf. Unde trebuie păstrat staniul pentru sudare, dacă îl folosim acasă?

- *2. La tratarea alamei cu masa de 16,25 g cu acid clorhidric, s-a eliminat un gaz cu volumul de 2,24 l (c.n.). Calculează părțile de masă ale cuprului și zincului în aliaj.
- *3. Obținerea cuprului din sulfura de cupru Cu_2S poate fi redată prin schema: $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$. Calculează masa sulfurii de cupru (I) necesară pentru obținerea unei tone de cupru. Calculează masa acidului sulfuric care poate fi obținut în calitate de produs secundar.
- **4. În minereul de fier numit *magnetit* partea de masă a Fe_3O_4 constituie 65%. Calculează masa fontei cu partea de masă a carbonului de 4% ce poate fi obținută din 100 kg de astfel de minereu.



7.6. Oxizii și hidroxizii metalelor

În cele ce urmează, vom sistematiza, lucrând independent, cunoștințele noastre despre oxizii și hidroxizii metalelor. Vom răspunde la întrebări și vom efectua sarcini de lucru.

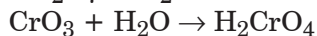
I. Comparați oxizii propuși: Na_2O , CO_2 , Al_2O_3 , SO_3 , ZnO . Separați-i în trei grupe, după clasificarea cunoscută a oxizilor; argumentați-vă răspunsul.

Trageți concluzii privitoare la caracterul predominant al oxizilor de metale.

II. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele metode de obținere a oxizilor de metale:

- a) oxidarea substanțelor simple cu oxigen;
- b) oxidarea substanțelor compuse cu oxigen (calcinare);
- c) descompunerea bazelor insolubile;
- d) descompunerea sărurilor (carbonați, nitrați).

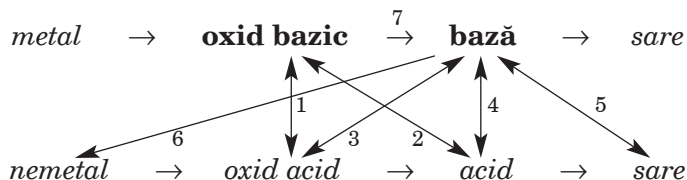
***III.** Explicați, pe baza ecuațiilor reacțiilor chimice, ce caracter au oxizii metalelor cu gradul de oxidare superior:



Stabiliți coeficienții în ecuațiile reacțiilor, dați exemple de formule ale sărurilor corespunzătoare.

IV. Din substanțele enumerate, alegeți hidroxizii metalelor: H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 , NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Ce au în comun acești hidroxizi? Separați hidroxizii în două grupe, după clasificarea cunoscută. *Alegeți hidroxizii cu proprietăți duble și demonstrați dualitatea lor prin ecuațiile reacțiilor.

V. Deduceți și ilustrați prin ecuațiile reacțiilor *proprietățile chimice ale oxizilor bazici și ale bazelor* după schema legăturii genetice :



Scrieți ecuațiile reacțiilor suplimentare ale oxizilor și bazelor ce nu fac parte din schemă.

VI. Amintiți-vă *domeniile de aplicare a oxizilor și hidroxizilor metalelor*.

Nu uitați de răspândirea lor în natură !



Investigarea experimentală a proprietăților chimice generale ale oxizilor bazici, bazelor

Utilaj și reactivi:

substanțe: CaO , Ca(OH)_2 , HCl , CO_2 .

Sarcini de lucru:

1. În eprubete diferite introduceți substanțele oxizi și hidroxid de calciu.
2. Pentru fiecare caz, adăugați reactivii respectivi cu care vor interacționa oxidul și hidroxidul de calciu.
3. Faceți notițe asupra celor observate în fiecare eprubetă și scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.
4. Rezultatele experienței de laborator vor fi transferate în tabelul de mai jos:

Oxid bazic și bază	Reactivi	Observații	Ecuațiile reacțiilor (EM, EIC, EIR)
CaO	H_2O		
CaO	HCl		
Ca(OH)_2	HCl		
CaO	CO_2		
Ca(OH)_2	CO_2		

Trageți concluziile necesare.
Faceți ordine la locul de lucru!

Maraton spre cunoştinţe

...Beriliul este un element rar. Astăzi, oxidul lui, datorită stabilităţii chimice şi rezistenţei mari la foc, se foloseşte în tehnica nucleară, în calitate de înveliș pentru echipamentele ce degajă căldură din reactoarele atomice. Beriliul se aplică şi la producerea unor varietăţi speciale de sticlă, penetrată cu uşurinţă de toate tipurile de raze: de la cele ultraviolete la cele infraroşii. De asemenea, serveşte drept materie primă pentru obţinerea smaraldelor artificiale.

...La baza albului de titan stă oxidul de titan (IV). Acest pigment îl înlocuieşte tot mai des pe cel tradiţional, de plumb, datorită faptului că nu este nociv şi cu el se pot vopsi suprafeţe mai mari.

...La topirea oxidului de crom (III) cu oxid de aluminiu, se obţin rubine roşii. Cristalele artificiale de rubin se folosesc nu numai în calitate de bijuterii. Cu ajutorul lor sunt create razele laser, care taie metalele cu uşurinţă şi găuresc cele mai dure materiale.

Încercaţi să obţineţi pe cale experimentală:

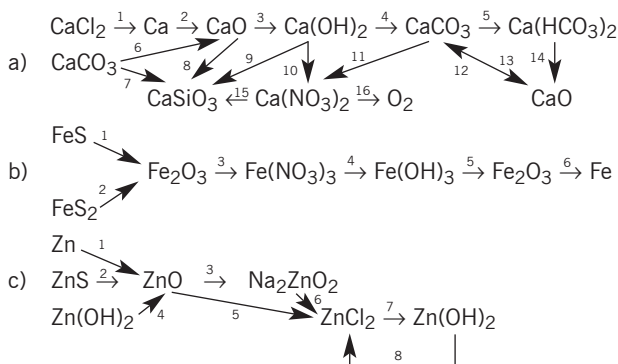
• **Aluminiu alb opac.** Dizolvaţi 20 g de hidroxid de sodiu (sodă caustică) într-un litru de apă caldă. Introduceţi, în soluţie, un obiect din aluminiu. Aşteptaţi ca obiectul să capete o culoare albă mată, apoi spălaţi-l cu multă apă curată, uscaţi-l şi, eventual, pulverizaţi-l cu nitrolac incolor.

• **Aluminiu auriu.** În 500 ml de apă caldă dizolvaţi 13 g de sulfură de potasiu, după care repetaţi experienţa descrisă mai sus.

• **Bronz verde.** În 200 ml de oţet de 9% dizolvaţi 200 g de zahăr şi 200 g de clorură de sodiu. Vopsiţi un obiect de cupru de câteva ori cu această soluţie, până când veţi obţine o nuanţă verde. Uscaţi obiectul şi acoperiţi-l cu lac.

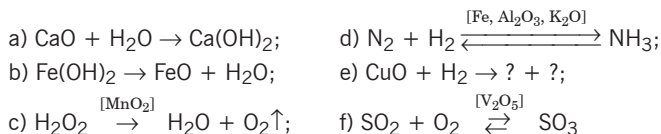


*1. Realizează următoarele transformări:



EVALUARE

2. Explică ce rol au oxizii metalelor în următoarele reacții:



Stabilește coeficienții în aceste ecuații.

3. Ce oxizi pot fi întâlniți în natură? Încercuiește răspunsul corect.

- a) K_2O ; c) CaO ; e) FeO ; g) Li_2O ;
b) Cu_2O ; d) Fe_2O_3 ; f) Al_2O_3 ; h) ZnO .

***4.** Calculează părțile de masă ale oxidului de fier (III) și oxidului de cupru (II) în amestec, dacă la reducerea a 63,8 g de acest amestec cu hidrogen se formează apă cu masa de 9 g. Calculează masa ambelor metale obținute.

***5.** O navă cosmică a fost nevoită să aterizeze pe o planetă necunoscută. Cosmonautul avea doar un măr, o cutie de malachită și puțină apă de var. El a încercat să stabilească compoziția atmosferei și a descoperit că culoarea mărului tăiat nu se schimbă în atmosfera planetei, apa de var nu se tulbură, iar la încălzirea malachitei se formează un praf roșu. La ce concluzie a ajuns cosmonautul?

***7.7. Amfoteritatea aluminiului și a compușilor lui**

Să ne amintim din clasele gimnaziale că principalii compuși naturali ai aluminiului sunt:

caolinitul sau argila (lut) – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

bauxita – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

corindonul (corundul) – Al_2O_3

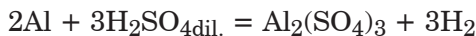
criolitul – $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$

După gradul de răspândire în scoarța terestră, aluminiul ocupă al treilea loc după oxigen și siliciu.

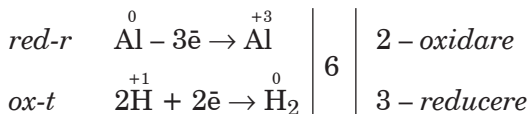
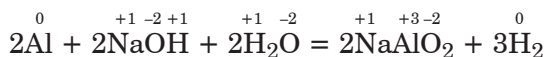
Aluminiul este un metal chimic activ. La încălzire interacționează cu nemetalele.

Fiind un metal amfoter, aluminiul interacționează ușor cu acizii, dar cu alcaliile interacționează și mai ușor.

a) *Reacția cu acizii:*

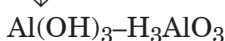
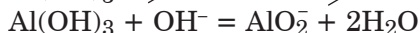
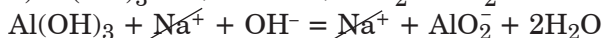


b) *Reacția cu alcaliile:*



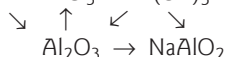
Oxidul de aluminiu fiind un oxid amfoter, Al_2O_3 interacționează atât cu acizii, cât și cu bazele, manifestând proprietăți bazice și acide.

clorură de aluminiu


$$\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$$


1. Simbolul elementului	2. Numărul atomic
3. Masa atomică relativă	4. Perioada
5. Grupa, subgrupa	6. Sarcina nucleului, Z
7. Numărul de protoni în nucleu	8. Numărul de neutroni în nucleu
9. Numărul total de electroni	10. Numărul de niveluri energetice
11. Schema structurii atomului	12. Tipul elementului (metalic/nemetalic)
13. Valențele posibile	14. Gradele de oxidare posibile

- $$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3$$



4. Indică ce proprietăți fizice și chimice au condus la utilizarea pe larg în tehnică a aluminiului și compușilor lui.
5. Demonstrează prin ecuații chimice caracterul amfoter al oxidului și al hidroxidului de aluminiu.

$$c) \text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH}_{\text{exces}} = \text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$$

EVALUARE



EXPERIENȚA DE LABORATOR nr. 14*

Investigarea experimentală a proprietăților amfotere ale hidroxidului de aluminiu

Ustensile și reactivi:

soluții de AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH , KOH , HCl , H_2SO_4 , set de eprubete.

Sarcini de lucru:

1. Obțineți $\text{Al}(\text{OH})_3$.
2. Precipitatul obținut separați-l în două eprubete.
3. În una din eprubete adăugați soluție de H_2SO_4 diluat.
4. În a doua eprubetă adăugați soluție de bază alcalină.
5. Scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.
6. Trageți concluzii.
7. Faceți ordine la locul de lucru!

7.8. Sărurile



Toate sărurile acidului azotic și acetic sunt solubile în apă.
Toate sărurile de amoniu și ale metalelor alcaline sunt solubile în apă.

Sărurile sunt substanțele care constau din cationi de metal și anioni ai radicalului acid.

Sărurile sunt substanțe solide, cu rețele cristaline ionice. Se dizolvă în apă în grad diferit. Sărurile acidului azotic și acetic sunt solubile în apă; în celelalte cazuri solubilitatea depinde de cation. Toate sărurile de amoniu și ale metalelor alcaline sunt solubile.

Sărurile acide se dizolvă mai bine în apă decât cele neutre. Sărurile sunt greu fuzibile, dar unele din ele, ca, de exemplu, carbonații, nitrații, sulfiții, se descompun la încălzire.

Culoarea sărurilor depinde atât de anion, cât și de cation.

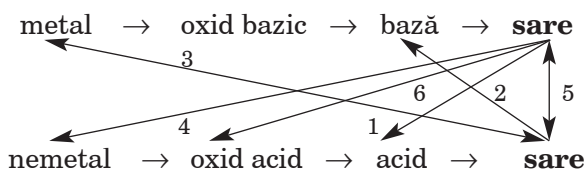
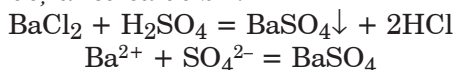
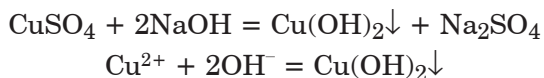
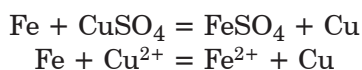


Culoarea sărurilor depinde atât de cation, cât și de anion.

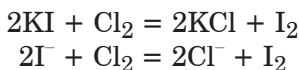
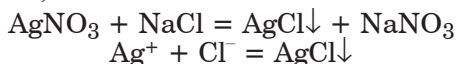
AgCl , BaSO_4 , AgNO_3 , CaCO_3 , CuSO_4	albe
AgBr	gălbui
AgI , Ag_3PO_4 , PbI_2	galbene
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	albastră
CuS , FeS , Ag_2S , PbS	negre
KMnO_4	violetă

7.8.1. Proprietățile chimice ale sărurilor prin prisma legăturii genetice

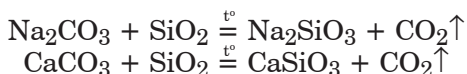
Proprietățile generale ale sărurilor pot fi deduse din schema legăturii genetice a claselor de compuși anorganici:

1) *Interacțiunea cu acizii:*2) *Interacțiunea cu bazele alcaline:*3) *Interacțiunea cu metalele:*

În soluții, reacțiile decurg în conformitate cu poziția metalului în seria tensiunii metalelor.

*4) *Interacțiunea cu nemetalele:*5) *Interacțiunea cu alte săruri:*

*6) *Interacțiunea sărurilor cu oxizii acizi* are loc doar în topituri, având drept rezultat substituirea oxidului mai volatil. Reacția de mai jos se aplică la producerea sticlei prin topirea nisipului alb SiO_2 , a sodei Na_2CO_3 și a calcarului:



Compoziția sticlei este exprimată printr-o sumă de oxizi: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Prin înlocuirea sodei cu potasa K_2CO_3 se obține sticla greu fuzibilă, iar dacă substituim și CaO cu PbO obținem sticla de plumb sau cristalul. Sărurile de cupru, cobalt sau crom adăugate în topitură conferă sticlei diferite nuanțe colorate.

*Să examinăm unele **proprietăți specifice ale sărurilor acizilor oxigenați**.

Comportamentul sărurilor la încălzire

a) la încălzire, **nitrații** se descompun după schema:

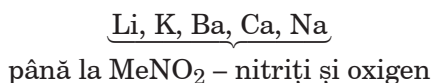
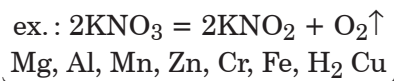


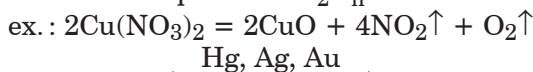
Fig. 7.6. Diverse obiecte din sticlă



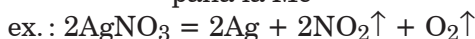
Sărurile acizilor oxigenați se descompun la încălzire în mod diferit, în funcție de poziția metalului în seria tensiunii metalelor și tipul sării (nitrați, carbonați, sulfați).



până la Me₂O_n



până la Me



b) **carbonații** (cu excepția carbonaților metalelor alcaline, în afară de Li₂CO₃) se descompun în oxid bazic și oxid acid CO₂:



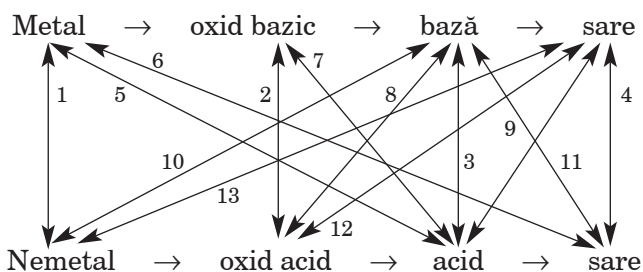
c) **sulfații** (cu excepția sulfatilor metalelor alcaline și alcalino-pământoase) se descompun până la oxidul metalului, oxidul de sulf (IV) și oxigen:



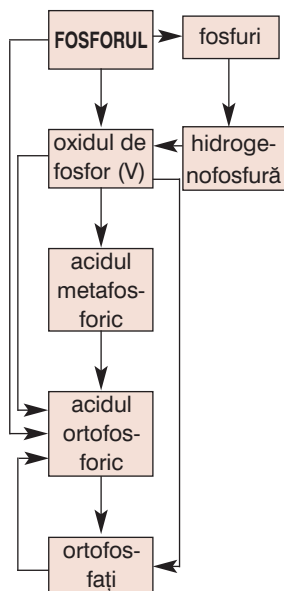
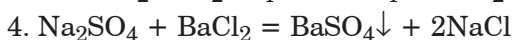
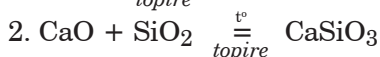
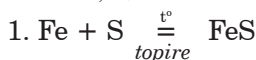
d) majoritatea fosfaților, precum și silicații, clorurile și sulfurile, se topesc fără să se descompună.

7.8.2. Obținerea sărurilor

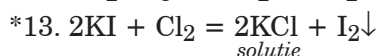
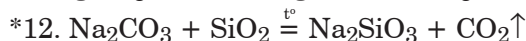
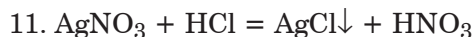
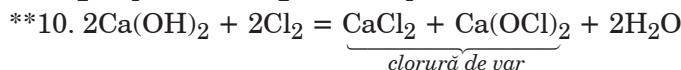
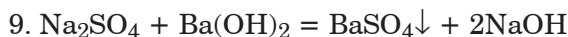
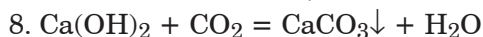
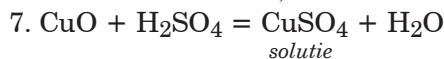
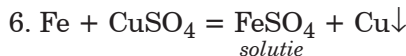
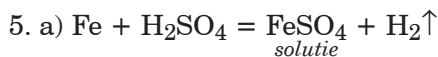
Metodele de obținere a sărurilor pot fi deduse din schema legăturii genetice, ținând cont de principiul că fiecare interacțiune dintre cele două rânduri dă o sare:



Condițiile reacției se vor alege în așa fel încât sarea să poată fi separată din amestecul reactant sub formă de precipitat sau soluție, care va fi, ulterior, vaporizată și cristalizată:



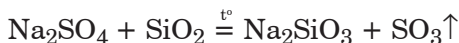
Schema 7.6. Legătura genetică a fosforului și a compușilor săi



Nu orice sare poate fi obținută prin metodele descrise mai sus. În industrie, sărurile se obțin uneori ca produși secundari. De exemplu, la producerea acidului clorhidric după reacția:



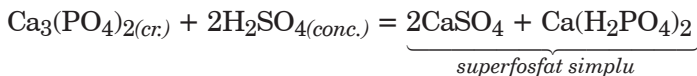
în calitate de produs secundar se obține sulfatul de sodiu, care poate fi utilizat în locul sodiei la producerea sticlei:



**Să examinăm exemplul producerii îngrășămintelor fosforice.

Reacțiile chimice ce stau la baza producerii îngrășămintelor fosforice din fosforită naturală $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ sunt următoarele:

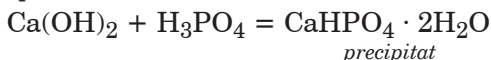
a) superfosfat simplu:



b) superfosfat dublu:



c) precipitat:



◀ Denumiți sărurile obținute în cele 13 reacții chimice.

◀ Aflați, din surse suplimentare, mai multe despre utilizarea îngrășămintelor fosforice.

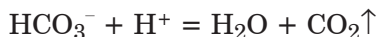
7.8.3. Utilizarea sărurilor

Fosfații. În natură se găsesc fosforitul $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ și apatitul $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ sau $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. Aceste săruri nu se dizolvă în apă și nu pot fi folosite în calitate de îngrășămintă minerale. După prelucrarea lor, se obține dihidroge-

nofosfatul de calciu sau superfosfatul dublu $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, solubil.

Carbonații. Carbonatul de sodiu Na_2CO_3 , cu denumirea tehnică de *sodă calcinată* sau *anhidră*, se obține la calcinarea sodei cristaline $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Este întrebuințat la producerea sticlei, săpunului, hârtiei, în calitate de detergent în condiții casnice.

Hidrogenocarbonatul de sodiu NaHCO_3 este soda alimentară. Se folosește la încărcarea extincatoarelor, la reducerea acidității gastrice în medicină, datorită reacției :



În patiserie, soda alimentară servește drept afânător :



Carbonatul de potasiu K_2CO_3 (sau *potasa*) se găsește în cenușa de plante. Se aplică la producerea săpunului lichid, a sticlei greu fuzibile, a pigmentilor.

Carbonatul de calciu CaCO_3 este creta, marmura, calcarul, spatul de Islanda.

Silicații, datorită structurii compuse, sunt prezentați sub forma unei sume de oxizi. Silicații de sodiu și de potasiu $\text{Na}_2\text{O} \cdot n\text{SiO}_2$, $\text{K}_2\text{O} \cdot n\text{SiO}_2$ sunt numiți *sticlă solubilă*, iar soluțiile lor apoase – *sticlă lichidă*. Din sticlă lichidă se produce beton, chit, lipici. Cu această substanță se impregnează țesăturile, lemnul și hârtia, cu scopul de a le conferi proprietăți ignifuge și impermeabilitate.

În natură, silicații intră în compoziția lutului $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, feldspatului $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ș.a.

Clorurile. Clorura de sodiu NaCl este bine cunoscuta sare de bucătărie.

Clorura de potasiu KCl este un îngrășământ prețios de potasiu.

****Hipocloriții** de calciu $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ și de sodiu NaOCl intră în compoziția agenților de albire. Proprietatea lor de a

Găsiți, în surse suplimentare, informații despre reacțiile chimice care stau la baza obținerii sodei alimentare NaHCO_3 și a sodei tehnice Na_2CO_3 .

Descrieți domeniile de aplicare a acestor substanțe.

Descrieți domeniile de utilizare a clorurii de sodiu (fig. 7.8).

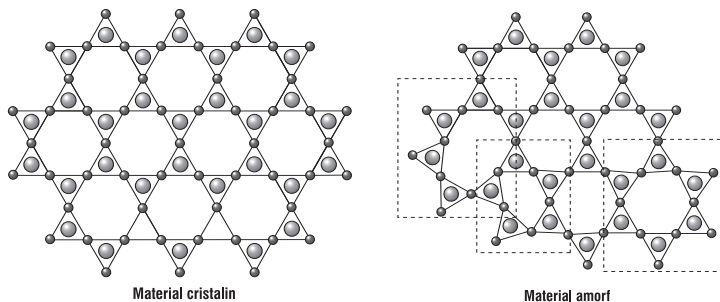


Fig. 7.7. Silicații în natură

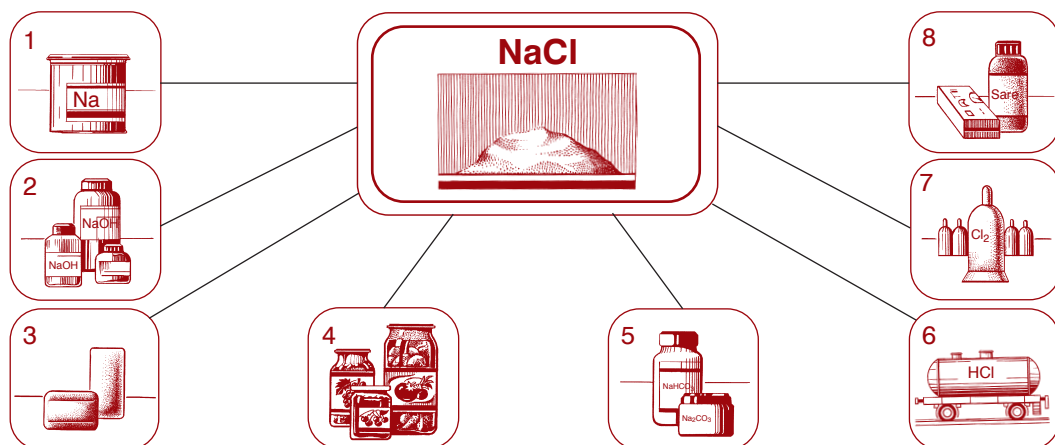
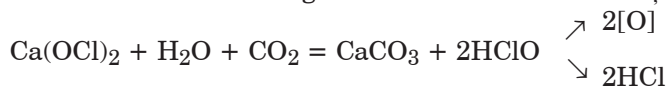


Fig. 7.8. Utilizarea clorurii de sodiu pentru:

1 – obținerea sodiului; 2 – obținerea hidroxidului de sodiu (soda caustică); 3 – fabricarea săpunului;
4 – conservarea legumelor; 5 – obținerea sodei; 6 – sinteza acidului clorhidric;
7 – obținerea clorului; 8 – păstrarea condimentelor alimentare

albi se datorează formării oxigenului atomic conform reacției :



Această reacție are loc la aer, în prezența apei. Oxigenul atomic distruge coloranții și bacteriile. De aceea, hipocloriții se folosesc și în calitate de dezinfectanți.

Maraton spre cunoștințe

Sistemul osos al omului și al animalelor este alcătuit, în mare parte, din fosfat de calciu $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, numit *fosforit*. Compusul dat este aproape insolubil în apă. Pentru a obține, în condiții casnice, puțin îngrășământ solubil de superfosfat $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, se va proceda în felul următor: oasele se vor calcina bine, ca să ardă toate substanțele organice, apoi se vor fărâmița cu ciocanul. Praful obținut (≈ 50 g) se va amesteca cu praf de cretă (3-5 g). Peste aceste două substanțe se va turna, amestecând energic, 20 g de acid sulfuric cu partea de masă de 70% (Atenție!). La încălzire, amestecul se va transforma într-o pastă, apoi într-un praf alb – un amestec de CaSO_4 și $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Praful se va dizolva în apă (CaSO_4 nu se dizolvă complet). Cu această soluție puteți uda plantele. Dacă este posibil, comparați îngrășământul obținut cu cel produs pe cale industrială și observați ce efect au ele asupra plantelor.

Obțineți prin toate metodele cunoscute:

a) NaCl ; b) Na_2SO_4 ; c) CuSO_4 ; d) KCl .

Comparați numărul metodelor disponibile pentru fiecare variantă.

Scrieți ecuațiile reacțiilor.





1. Având oxid de bariu, apă și sulfat de sodiu, obține NaOH.
- **2. Calculează masa clorurii de var care poate fi obținută din 100 kg de calcar. Alcătuieste catena de transformări, scrie ecuațiile reacțiilor, desenează schema și efectuează calculele necesare.
3. Calculează masa salpetrului amoniacal ce poate fi obținut la neutralizarea a 163 kg de soluție de acid azotic cu partea de masă a HNO_3 egală cu 63% cu soluție de hidroxid de amoniu.
- *4. La o roadă medie de grâu, într-un sezon, de pe 1 ha de pământ se consumă 75 kg de azot. Calculează masa salpetrului amoniacal care ar putea înlocui această pierdere, dacă se ține cont că 20% din azotul necesar alimentării plantelor pătrunde în sol în urma proceselor naturale.
- *5. Monocristalele dihidrogenofosfatului de potasiu se folosesc în industrie la confecționarea dispozitivelor radio microscopice. Determină masa hidroxidului de potasiu și masa acidului fosforic necesare pentru obținerea dihidrogenofosfatului de potasiu cu masa de 13,6 kg.



EXPERIENȚA DE LABORATOR

nr.15*

Cercetarea mostrelor de săruri și minerale

Ustensile și reactivi:

substanțe în stare solidă KCl , NaHCO_3 , CaSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaNO_3 , stativ cu eprubete.

Sarcini de lucru:

1. Examinați culoarea sărurilor, starea lor de agregare, solubilitatea în apă.
2. Notați cele observate în tabel.

Substanța	KCl	NaHCO_3	CaSO_4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	NaNO_3
Starea de agregare					
Culoarea					
Solubilitatea în apă					

Formulați concluziile. Faceți ordine la locul de lucru!



EXPERIENȚA DE LABORATOR

nr.16*

Investigarea experimentală a proprietăților chimice generale ale sărurilor

Ustensile și reactivi:

soluțiile CuSO_4 , NaOH , AlCl_3 , CuCl_2 , AgNO_3 , FeCl_3 , NaCl , H_2SO_4 , BaCl_2 , Fe , stativ cu eprubete.

Sarcini de lucru:

1. În diferite eprubete introduceți câte 0,5 ml de soluții de săruri conform datelor din tabel.

2. Pentru fiecare caz, adăugați reactivul respectiv cu care vor interacționa sărurile.

3. Faceți notițe asupra celor observate în fiecare eprubetă și scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.

4. Rezultatele experienței de laborator vor fi transferate în tabel.

Săruri	Reactivi	Observații	Ecuațiile reacțiilor (EM, EIC, EIR)
1. NaCl	AgNO ₃		
2. BaCl ₂	H ₂ SO ₄		
3. CuCl ₂	NaOH		
4. CuSO ₄	Fe		

Formulați concluziile. Faceți ordine la locul de lucru!

PROIECT

Metalele care au schimbat omenirea

Argument

La lecțiile de istorie ați aflat că, spre sfârșitul Epocii de Piatră, oamenii au descoperit cum să extragă și cum să prelucraze metalele. De aceea, perioada istorică următoare a fost numită Epoca Metalelor. Anume în această epocă a început să crească numărul populației și să se formeze triburile – o primă treaptă de organizare socială.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi de clasă și realizați un proiect la tema propusă. Citiți cu atenție punctele de reper de mai jos.

Subiecte de urmărit

- Identificarea metalelor care au influențat omenirea;
- Identificarea domeniilor în care utilizarea metalelor a schimbat calitatea vieții;
- Descrierea principalilor compuși ai metalelor care au contribuit la dezvoltarea civilizației;
- Importanța metalelor în secolul XXI etc.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii.
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.



Metalele și compușii lor

Probleme experimentale

Ustensile și reactivi: set de reactivi chimici, spirtieră, eprubete.

Tipul problemelor: Obținerea substanțelor

Experiența 1. Obținerea metalelor. Determinați ce metale pot fi obținute din substanțele propuse: un cui sau alt obiect de fier, bucățele de zinc, soluție de sulfat de cupru, sulfat de fier (II), nitrat de zinc, nitrat de plumb. Obțineți unul din metale la alegerea voastră. Eprubeta se pune în stativ și se lasă până la sfârșitul lecției. Observați formarea metalului în această perioadă de timp. Scrieți ecuațiile reacțiilor. Notați ce ați observat.

Tipul problemelor: Reacții de identificare a substanțelor anorganice

Experiența 2. Reacția de identificare a ionului Fe^{3+}

Reactivi: soluții de clorură de Fe (III) și tiocianat de potasiu sau de amoniu (KCNS sau NH_4CNS).

Soluțiile se amestecă.

Numiți produsul reacției, scrieți ecuația reacției. Trageți concluzii.

Tipul problemelor: Identificarea substanțelor, demonstrarea compoziției lor

Experiența 3. În trei eprubete fără etichete se află sulfat de cupru, sulfat de fier (II)¹, sulfat de aluminiu. Determinați aceste substanțe.

Experiența 4. Demonstrați compoziția următoarelor săruri: a) NH_4Cl ; b) BaCl_2 ; c) FeSO_4 ; d) FeCl_3 ; e) CuSO_4 ; f) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

Experiența 5. Demonstrați că reactivul $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ conține impurități de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

Experiența 6. În trei eprubete fără etichete se află clorură de aluminiu, clorură de bariu, clorură de fier (III). Determinați aceste substanțe. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

Tipul problemelor: Obținerea substanțelor

Experiența 7. Folosind reactivii CuSO_4 , soluție de $\text{NaOH}_{(\text{dil.})}$, $\text{NaOH}_{(\text{conc.})}$, HCl sau H_2SO_4 , obțineți hidroxid de cupru (II) și verificați comportamentul lui față de o soluție de acid și o soluție concentrată de alcaliu.

Explicați fenomenele observate, alcătuiți ecuațiile reacțiilor, trageți concluzii.

¹ În cazul în care în laboratorul de chimie nu există săruri de fier (II), dizolvați o bucățică de fier în acid clorhidric sau în acid sulfuric diluat, filtrați sau decantați soluția și folosiți-o pentru experiment. Sarea de fier (III) se obține dacă la bucățica de fier se adaugă $\text{HNO}_3_{(\text{dil.})}$ și se încălzește ușor. În soluție se formează $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Experiența 8. Obțineți hidroxid de aluminiu din sulfat sau clorură de aluminiu. Verificați comportamentul hidroxidului de aluminiu $\text{Al}(\text{OH})_3$ față de un acid și o bază alcalină diluată. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective. Trageți concluzii.

Experiența 9. Obțineți hidroxid de zinc din sare de zinc. Examinați comportamentul hidroxidului de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2$ față de un acid și o bază alcalină diluată. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective. Trageți concluzii.

Experiența 10. Obțineți hidroxizi de fier (II) și de fier (III) din sulfat de fier (II) și clorură de fier (III). Comparați comportamentul lor față de un acid și o bază alcalină concentrată. Trageți concluzii. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor chimice.

Experiența 11. Realizați experimental transformările:

- a) $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ f) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4$
 b) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ g) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ $\begin{matrix} \nearrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \\ \searrow \text{NaAlO}_2 \end{matrix}$
 c) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ d) $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$
 e) $\text{Fe} \rightarrow ? \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ h) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO}$

Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice respective.

Formulați concluzii. Faceți ordine la locul de lucru!

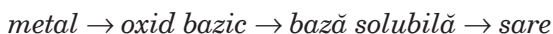
7.9. Legătura genetică a metalelor și a compușilor lor

Cunoașteți deja că legătura genetică a metalelor și a compușilor lor poate fi redată prin schema numită *serie genetică*:

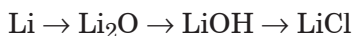


Însă, în funcție de activitatea metalului, ordinea substanțelor în seria genetică poate fi diferită.

Seria genetică menționată mai sus, de regulă, este caracteristică pentru un metal activ, care poate să formeze o bază solubilă – alcaliu. În acest caz, ordinea substanțelor în seria genetică va fi prezentată prin schema:



De exemplu, pentru metalul activ litiu:



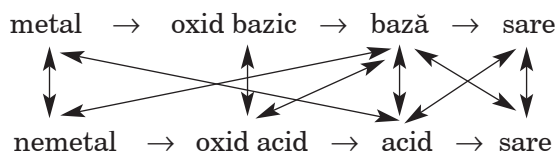
În cazul unui metal mai puțin activ, ce formează un hidroxid insolubil, din oxid nu poate fi obținută direct o bază, deoarece acest oxid nu interacționează cu apa.

În acest caz, ordinea substanțelor în seria genetică se va deosebi, și anume:

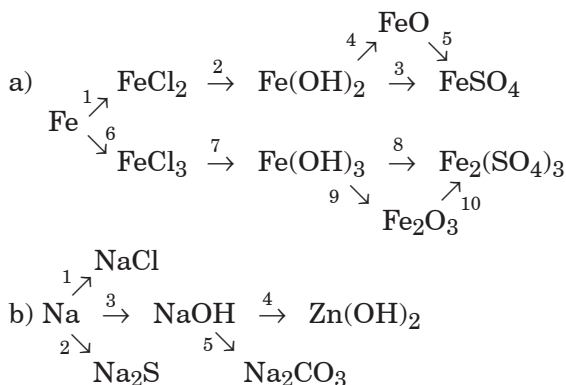


Bazele insolubile la încălzire se descompun (spre deosebire de bazele alcaline), de aceea catena de transformări poate fi continuată: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow \rightarrow \text{ZnO}$.

Pentru multe metale (care din ele ?) este posibilă transformarea directă a substanței simple în sare (de exemplu, $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2$), reducerea metalului din sare sau oxid (amintește-ți prin ce metode), la fel și alte transformări, care pot fi deduse din schema legăturii genetice a claselor de compuși anorganici :



Realizați următoarele transformări, în baza legăturilor genetice a metalelor și compușilor lor :



- Demonstrează, prin argumente, că la dizolvarea în apă a unui amestec de Na, NaOH, Na₂O se formează soluția unei singure substanțe. Scrie ecuațiile reacțiilor respective.
- Sunt date substanțele: Ca(OH)₂, Al₂O₃, CaCl₂, CO₂, Ca, HCl, CaO, H₂SO₄. Se cere:
 - alege substanțele care alcătuiesc o serie genetică;
 - scrie ecuațiile reacțiilor chimice respective.
- Magneziul este numit *element antistres*. Scrie ecuațiile reacțiilor de interacțiune a magneziului cu:
 - un nemetal
 - un acid
 - o sare
 - apa
- Fierul pur chimic poate fi obținut din oxizi prin reducere cu hidrogen. Calculează dacă hidrogenul cu volumul de 22,4 l (c.n.) va fi suficient pentru reducerea completă a fierului din oxidul de fier (III), obținut la descompunerea hidroxidului de fier (III) cu masa de 428 g. Determină masa fierului obținut.

7.10. Metalele și compușii lor – utilizarea și influența lor asupra calității vieții și mediului

La începutul acestui capitol am amintit despre rolul biologic al metalelor. Să examinăm cum metalele și compușii lor influențează asupra calității vieții și mediului.

Aluminiul se întrebuințează în viața cotidiană pentru producerea veselei. Hidroxidul de aluminiu $\text{Al}(\text{OH})_3$ se folosește la neutralizarea sucului gastric în cazul acidității mărite.

Calciul este „materialul de construcție” a oaselor și dinților. Sângele cu un conținut prea mic de ioni de calciu nu se coagulează în aer, de aceea cea mai mică rană poate fi fatală din cauza pierderilor mari de sânge.

Fierul în formă de ioni Fe^{2+} intră în componența hemoglobinei, având și alte funcții utile:

- previne anemiile;
- crește rezistența organismului;
- reduce afecțiunile cauzate de infectarea mucoasei intestinale.

Plumbul și compușii săi au o influență negativă asupra sistemului nervos și a celui reproductiv, conducând la apariția anemiei.

Potasiul (K^+) este elementul care reglează tensiunea arterială, contribuie la depășirea oboselii și a stresului.

Sodiul (Na^+) joacă un rol important în interiorul celulei, reglând funcția țesutului nervos și muscular, menține echilibrul acido-bazic al organismului.

Zincul (Zn^{2+}) se găsește în sânge, ficat și pancreas. Acest element intră în componența fermentilor, care ajută la sinteza insulinei și a componentelor sangvine.

Despre importanța sărurilor pentru viața cotidiană și mediu ați studiat la tema „Sărurile”.

1. În acest paragraf ne-am referit la importanța metalelor pentru organismul uman. Cum crezi, la ce va conduce excesul utilizării compușilor acestor metale?
2. Cum poți combate otrăvirea cu plumb și cu compușii lui?
3. Elaborează CV-ul următoarelor substanțe:
a) ZnO b) NaHCO_3 c) MgSO_4 .



TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ

la unitatea de învățare „Metalele și compușii lor”

I. Încercuiește răspunsul corect:

*1.1. Formula electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ aparține elementului:

- a) sodiu; b) calciu; c) aluminiu; d) fier.

1.2. În condiții obișnuite, toate metalele se găsesc:

- a) în stare solidă;
b) în stare solidă, cu excepția mercurului, care este o substanță lichidă;
c) în toate cele trei stări de agregare.

*1.3. Determină șirul de elemente în care crește reactivitatea metalelor față de apă:

- a) $Cs < Mg < Al < Na < K$ d) $Na < K < Cs < Mg < Al$
b) $Mg < Al < Na < K < Cs$ e) $Al < Mg < Na < K < Cs$
c) $Al < K < Na < Cs < Mg$

1.4. Selectează definiția corespunzătoare legăturii metalice:

- a) legătura realizată prin punerea în comun a electronilor de pe nivelurile exterioare;
b) legătura ce are la bază transferul de electroni între atomi diferiți;
c) legătura realizată prin punerea în comun a electronilor de către doi atomi identici;
d) legătura realizată prin punerea în comun a electronilor de către doi atomi diferiți.

*1.5. Metalele de tip s au următoarele proprietăți:

- a) sunt oxidanți puternici; c) au electronegativitate mică;
b) sunt reducători puternici; d) au duritate mică.

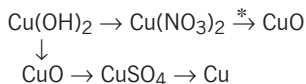
II. Citește afirmațiile de mai jos. Dacă afirmația este adevărată, încercuiește litera A. Dacă afirmația este falsă, încercuiește litera F:

A. F. Odată cu creșterea gradului de oxidare al metalelor din subgrupele principale, cresc și proprietățile baze ale oxizilor lor.

A. F. Metalele aflate în seria tensiunii după hidrogen substituie hidrogenul din acizi.

A. F. Metalele nu conduc curentul electric și căldura.

III. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

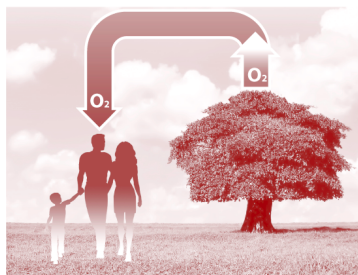


*IV. Calculează masa fierului ce poate fi obținut prin alumotermie din 23,2 g de Fe_3O_4 și 23,76 g de aluminiu.

V. Obține oxid de calciu prin două metode. Scrie ecuațiile reacțiilor. Numește două-trei domenii de întrebuințare a oxidului de calciu.

VI. Un autoturism consumă anual până la patru tone de oxigen. Ce masă de oxid de mercur (II) HgO urmează a fi descompusă pentru a asigura norma anuală de oxigen pentru un autoturism?

(8) Substanțele anorganice în viața societății



După studierea unității de învățare, vei fi capabil/capabilă :

- să formulezi concluzii proprii privind integrarea substanțelor anorganice în activitatea umană ;
- să rezolvi probleme referitoare la utilizarea substanțelor anorganice în activitatea cotidiană ;
- să elaborezi și să prezinți proiecte privind problematica relațiilor – om/substanță/proces/mediu ;
- să identifici unele domenii profesionale, contexte problematice privind utilizarea substanțelor anorganice.

8.1. Substanțe și reacții chimice utilizate în activitatea cotidiană

Chimia, prin intermediul substanțelor și a reacțiilor chimice, a reușit să prelungească viața oamenilor, să le diminueze durerile provocate de diverse boli, să le ușureze munca și să le îmbunătățească condițiile de trai.

Pe parcursul acestui an școlar, ați studiat o mulțime de substanțe chimice anorganice și reacții chimice, cu ajutorul cărora acestea pot fi produse, pentru a fi folosite ulterior în medicină, în alimentație, în industria chimică, farmaceutică, agricultură etc.

Produsele de uz casnic îmbunătățesc semnificativ calitatea vieții noastre. Printre principalele produse chimice de uz casnic sunt săpunurile, detergenții și agenții de curățare.

Săpunurile și detergenții sintetici au în compoziția lor săruri de sodiu sau de potasiu ale acizilor organici, pe care îi vom studia în clasele următoare de liceu.

Nu ne putem imagina astăzi viața fără **produse de igienă și cosmetică**. Caracteristica de bază a oricărui produs de spălat este alcalinitatea. Cu cât mai alcalină este reacția săpunului sau a șamponului, cu atât mai bine se curăță grăsimea pielii, dar, în același timp, soluțiile alcaline usucă pielea și distrug părul. De aceea, obiectivul chimiștilor și cosmetologilor constă în soluționarea unei probleme complexe – să obțină produse eficiente de curățare, dar să evite, în același timp, efectele negative pe care acestea le pot avea asupra sănătății oamenilor. Pentru utilizarea corectă a produselor de spălat (șampoane, detergenți, creme etc.) trebuie să ținem cont de indicele pH.

Componentele de bază ale pastelor de dinți care există în prezent pe piață sunt: preparate antiseptice, săruri ce conțin fluor, calciu. Unele paste mai conțin substanțe abrazive (fosfatul de calciu) sau anestezice.

Pentru prevenirea cariilor, în pastele de dinți se folosesc fluorurile de sodiu, de staniu, de calciu, monofluorofosfatul de sodiu $\text{Na}_2\text{PO}_3\text{F}$.

Sarea de bucătărie (NaCl) este, de asemenea, un produs de care nu ne putem lipsi la prepararea mâncării, iar soda alimentară (NaHCO_3) sau bicarbonatul de amoniu ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$) se folosește frecvent la coacerea diverselor produse de panificație și patiserie.



Toate sistemele electronice moderne, de la smartphone-uri și până la electroautomobile, funcționează datorită bateriilor litiu-ion. La baza acestor acumulatori de energie sunt reacțiile electrochimice de oxidare a litiului metalic la anod. Pentru acest tip de baterii litiu-ion savanții John B. Goodenough, M. Stanley Whittingham, Akira Yoshino au obținut Premiul Nobel pentru chimie în anul 2019.

Aliajele fierului – fonta și oțelul – rămân la fel de importante pentru dezvoltarea tehnicii, ca la începuturile descoperirii lor, datorită durității și rezistenței acestora. Din aceste aliaje pot fi turnate diverse piese pentru automobile. Se obține, de asemenea, oțelul inoxidabil (inoxul), utilizat la producerea tacâmurilor.

Numeroasele descoperiri în domeniul chimiei au contribuit nemijlocit la dezvoltarea **mijloacelor de comunicare**, înlesnind astfel obținerea, stocarea și distribuirea informației. Chimia siliciului și a polimerilor ultraperformanți a făcut posibilă apariția microprocesoarelor și implicit, a bateriilor reîncărcabile pentru telefoanele mobile. Datorită obținerii unor semiconductori de siliciu și germaniu, astăzi se asigură buna funcționare a calculatoarelor și diferitor dispozitive de comunicare. Cu aliaje metalice, plastic și alte materiale, componente electronice și combustibili necesari, chimia a contribuit esențial la lansarea primului satelit de comunicare.

1. Amintește-ți care este compoziția aliajelor fontă și oțel.
2. Examinează etichetele produselor cosmetice, de uz casnic, medicinale, alimentare pe care le ai acasă. Determină ce substanțe anorganice conțin acestea. Care este rolul utilizării lor?
3. Analizează și determină efectele negative ale substanțelor chimice descrise în acest paragraf.
4. Prezintă CV-ul substanței Na_2CO_3 .
5. Calculează masa sulfatului de amoniu necesară pentru a introduce 0,5 t de azot în sol pe o suprafață de 1 ha.
6. Se propune șirul de substanțe: Na, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 , Fe, HCl, CuCl_2 , H_2O . Utilizând în calitate de reagenți doar substanțele din șirul dat, scrie ecuațiile reacțiilor de obținere a următorilor compuși:
a) NaOH b) BaCl_2 c) CO_2 d) FeCl_2
7. Creta cu care scriem la tablă se produce prin presarea prafului format din carbonat de calciu și sulfat de calciu, în raport de 40% la 60%. La un conținut mai mare de carbonat de calciu, produsul devine prea fărâmițos, iar la un surplus de sulfat de calciu – prea dur și zgârie tabla.

Un amestec de carbonat de calciu și sulfat de calciu cu masa de 75 g a fost tratat cu exces de acid clorhidric. Drept rezultat, s-a eliminat un gaz cu volumul de 3,36 l (c.n.). Calculează partea de masă a fiecărui component din amestec. Argumentează dacă compoziția obținută satisface calitatea cretei școlare.

EVALUARE

PROIECT**Carbonatul de calciu: perlă și gumă de mestecat****Argument**

Perla este o combinație de carbonați de calciu (aragonit, calcit) – cristale care determină, prin fenomenul interferenței, luciul perlei – și o substanță organică proteică complexă numită *conchin* sau *conchiolină*. Termenul *perlă* se folosește deseori ca metaforă pentru ceva extrem de rar întâlnit, foarte fin, demn de admirat și deosebit de valoros.

Perlele naturale sunt căutate și pentru diversele lor calități terapeutice. Prin măcinare, se obține „pudra de perle”, bogată în calciu natural de calitate foarte înaltă, utilizată în industria farmaceutică în compoziția diverselor creme pentru îngrijirea pielii.

În medicina tradițională chineză se consideră că pudra de perle, o sursă naturală de minerale marine, bogată în oligoelemente, hrănește pielea și încetinește procesul de îmbătrânire, prin îmbunătățirea metabolismului și menținerea nivelului de hidratare. În comerț, există o gamă variată de produse cosmetice care conțin pulbere de perle: șampoane, creme, sare de baie etc. Și în guma de mestecat se găsesc carbonați de calciu.

Formați o echipă cu alți 2-3 colegi de clasă și realizați un proiect la tema propusă. Citiți cu atenție punctele de reper de mai jos.

Subiecte de urmărit

- Descrierea substanțelor care fac parte din compoziția produselor menționate (perlă, gumă de mestecat);
- Starea naturală a perlelor și obținerea produselor menționate;
- Reacții care stau la baza producerii perlelor, gumei de mestecat;
- Utilizări și efecte negative etc.

Modalități de realizare

- Prezentări Power Point;
- Colaje;
- Scrierea unui referat/eseu.

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă își alege prezentatorul/prezentatorii.
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Structura proiectului;
- Corectitudinea conținutului științific al lucrării;
- Relevanța conținutului lucrării;
- Sursele bibliografice utilizate;
- Încadrarea în timpul alocat prezentării.

8.2. Substanțe și reacții chimice de importanță vitală și industrială

În atmosferă, în mări și oceane, în adâncul pământului, în celule vii au loc încontinuu procese chimice care asigură lumii existența.

Prin producerea de substanțe și reacții chimice și utilizarea lor în diverse domenii, viața oamenilor a devenit mai ușoară și mai confortabilă. Cu ajutorul

chimiei, pe cale industrială, s-au obținut multe materiale de care oamenii au nevoie și de care nu pot face rost în mod natural.

Pe exemplul unor nemetale și metale, dar și a compușilor lor, vom arăta mai jos care este importanța vitală și industrială a diferitor substanțe anorganice.

De exemplu, **oxigenul** este indispensabil vieții din punct de vedere biologic. Deja cunoașteți despre rolul oxigenului din aer, care, inspirat de animale, reacționează cu hemoglobina din sânge, formând oxihemoglobina. Oxihemoglobina transportă oxigenul către țesuturi. Oxigenul, în combinație cu oxidul de carbon (IV), este folosit în medicină în oxiterapie, în cazul intoxicațiilor cu gaze nocive.

În industria chimică sau siderurgică, oxigenul este folosit la obținerea acidului sulfuric, acidului azotic, a fontei și oțelului.

Sulfur este un element esențial pentru toate organismele vii, dar de cele mai multe ori este întâlnit sub formă de compuși organici cu sulf sau sulfuri metalice, și foarte rar în stare liberă.

În cantități mici, sulfurul este folosit la producerea chibriturilor, insecticidelor și fungicidelor.

Majoritatea cantității de sulf obținut la nivel mondial este folosit în industrie pentru producerea de acid sulfuric.

Acidul sulfuric mai este numit „sângele industriei” pentru proprietățile sale deosebite și costul redus. H_2SO_4 se folosește în industria explozibililor, petrolului, medicamentelor, coloranților și în alte domenii.

Potasiu se regăsește sub formă de ioni în mușchi și în sistemul nervos. Acesta contribuie la o mai bună funcționare a impulsurilor nervoase și a contracțiilor musculare.

Clorura de potasiu este o sare folosită frecvent în agricultură ca îngrășământ chimic și ca fondant pentru protejarea aliajelor de oxidare.

Bromura de potasiu este o sare a acidului bromhidric cu potasiu, fiind folosit ca sedativ și anticonvulsiv la sfârșitul secolului al XIX-lea și la începutul secolului al XX-lea.

Permanganatul de potasiu este un agent oxidant, folosit deseori în laborator, dar are și utilizări medicinale, servind la tratarea unor forme de dermatită și pentru curățarea rănilor.

Descrieți utilizarea industrială a aluminiului și compușilor săi.



Corpul uman este un laborator viu, compus din elemente chimice. Cel puțin 14 microelemente și 11 macroelemente, componente de bază ale materiei, sunt indispensabile pentru buna funcționare a organismului uman. Insuficiența sau excesul unora dintre ele are o influență directă asupra sănătății omului. Descriem, mai jos, importanța câtorva elemente pentru organismul uman.

Aluminiul se găsește în toate țesuturile și organele, mai cu seamă în ficat, plămâni, oase și creier. În medicină compușii aluminiului se utilizează la tratarea bronșitei, gastritei.

Argintul este un bun dezinfectant, utilizat de mult timp în acest scop. Băuturile tratate cu un conținut mare de ioni de argint erau considerate un bun remediu pentru durerile de cap, amețeli și frică etc.

Azotul, din punct de vedere biologic, este mai scump chiar decât metalele prețioase. El pătrunde în organism odată cu aerul inspirat. Celelalte substanțe anorganice cu azot – oxidul de azot (IV) și oxidul de azot (III) – sunt toxice și în reacția cu oxidul de sulf (IV) pot provoca sufocarea.

Numiți două-trei domenii de utilizare a oxigenului și hidrogenului în viața cotidiană.



Cuprul constituie componenta principală a 11 fermenti. Participă la formarea hemoglobinei, deoarece activează fierul ce se acumulează în ficat, asigură absorbția fierului și a vitaminei C. Pe timpuri, cu ajutorul compușilor acestui element se tratau bolile parazitare, holera, meningita. Cuprul este un bun remediu împotriva radiculitei.

Fluorul intră în componența sângelui și a creierului. Este prezent în oase, dinți, unghii. Mineralele ce conțin fluor întăresc sistemul osos și dantura, stimulează funcționarea creierului și a sistemului nervos etc.

Din cele studiate anterior, evidențiați două-trei domenii de importanță vitală în care sunt utilizați calciul și compușii săi.



Am vorbit doar despre importanța câtorva elemente chimice și compușii lor în viața noastră. La sfârșitul anului de studiu te așteaptă vacanța, pe parcursul căreia te poți informa și despre alte elemente chimice importante.



Maraton spre cunoștințe

Sângele oamenilor obosiți și fără energie conține mai puțin magneziu decât cel al oamenilor plini de energie și activi.

La oamenii nervoși și foarte excitați, magneziul prezent în organism „arde”, ceea ce conduce la diminuarea funcțiilor inimii.

EVALUARE

- I. Toxinele carbonice sunt carbonul liber sub formă de funingine și oxidul de carbon (II), numit și „gaz de căhlă”. La o concentrație de 0,4% a oxidului de carbon (II) în aer, omul poate muri, deoarece gazul se unește ușor cu hemoglobina din sânge, făcând-o incapabilă să transporte oxigenul spre țesuturi.

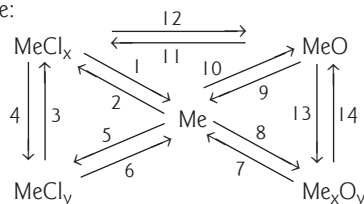
Un alt oxid al carbonului, oxidul de carbon (IV), are la fel o acțiune negativă asupra organismului uman (mai ales la fumători). El îngustează vasele sangvine periferice ale membrilor inferioare, excită centrul respirator etc.

Compară acești doi oxizi din punctul de vedere al structurii și proprietăților lor și completează tabelul de mai jos:

Proprietăți	Oxidul de carbon (II)	Oxidul de carbon (IV)
Formula moleculară		
Formula structurală		
Ecuatiile de formare prin arderea combustibilului		
Proprietățile fizice relevante		
Manifestă proprietăți de oxidant sau reducător		

2. Pentru dezinfectarea unui depozit de păstrare a fructelor contra mucegaiului și a unor insecte se folosește oxidul de sulf (IV), obținut la arderea sulfului, ce conține 5% de impurități. Calculează cantitatea de oxid de sulf (IV) necesară pentru dezinfectarea unui depozit cu volumul de 45 m^3 , dacă potrivit normativelor, la 1 m^3 de spațiu se consumă $1,6 \text{ g}$ de oxid de sulf (IV).
- *3. Se iau două vase: unul cu clorură de fier (III) și altul cu clorură de sodiu. Propune o schemă de identificare a conținutului fiecărui vas și scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.
- *4. Elementul chimic cu configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ este un element esențial, care mărește rezistența organismului la îmbolnăvire și preîntâmpină oboseala. Folosind sistemul periodic, află:
- cum se numește elementul chimic respectiv;
 - ce tipuri de ioni formează;
 - care sunt formulele oxizilor și hidroxizilor lui.
- Numește trei-patru domenii de utilizare a compușilor elementului dat.
5. Reacția de descompunere a carbonatului de calciu stă la baza obținerii varului nestins. Știind că această reacție este endotermă și reversibilă:
- scrie ecuația reacției;
 - calculează masa oxidului de calciu obținut la descompunerea a 150 kg de carbonat de calciu;
 - numește două-trei domenii de importanță majoră în care sunt utilizați calciul și compușii lui.

*6. Află ce metal participă la următoarele transformări. Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:



7. Realizează transformările, scriind ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:

- $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- $\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$
- $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2$
- $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
 $\downarrow$
 Ag_3PO_4

8.3. Chimia și protecția mediului

Știința și noile tehnologii au permis omenirii să cunoască structura materiei, să supună energia atomului și să pătrundă în tainele celulei vii.

Secolul ce s-a scurs a marcat progrese spectaculoase în domeniul protecției sănătății, mai cu seamă în combaterea unor epidemii și boli infecțioase, prin apariția antibioticelor și imunizarea (vaccinarea) copiilor. Dezvoltarea mijloacelor de transport moderne și a telecomunicațiilor a redus distanțele și a facilitat mobilitatea umană și difuzarea rapidă a informațiilor și cunoștințelor.

Pe de altă parte, toate aceste progrese sunt generatoare de probleme noi. Civilizația umană a intrat în conflict cu mediul ambiant, atât prin epuizarea resurselor naturale de energie, materiilor prime și hrană, cât și prin diminuarea calității factorilor de mediu – apă, aer, sol.

Dacă animalele și plantele se adaptează inconștient la condițiile oferite de mediu, omul se străduiește să adapteze mediul la necesitățile sale și ale societății. Este evident că noile raporturi om – mediul înconjurător sunt o creație a omului, supusă nu atât legilor generale ale naturii, cât propriilor interese.

Dezechilibre ambientale precum **subțierea stratului de ozon** stratosferic și încălzirea atmosferei au început să altereze ecosistemele naturale. Suprasolicitarea resurselor naturale are efecte dăunătoare asupra resurselor de apă potabilă, pădurilor, pășunilor, solului, pescuitului oceanic, diversității biologice și atmosferei globale.

Enumerați ce acțiuni, la nivel mondial, se întreprind pentru protecția stratului de ozon.

Una dintre consecințele industrializării este **efectul de seră**, apărut ca urmare a creșterii cantității de dioxid de carbon în atmosferă din cauza utilizării largi a combustibililor fosili (cărbune, petrol, gaz natural) și a reducerii suprafețelor împădurite. Astfel, s-a declanșat un proces de încălzire a atmosferei, cu efecte dăunătoare: secete, uragane și inundații, mari incendii în spațiile forestiere.

Azi, în Republica Moldova, folosirea intensă, lipsită de temeiuri științifice, a pesticidelor și îngrășămintelor minerale în defavoarea celor organice a provocat poluarea cu substanțe nocive a solului, a apelor de suprafață și a celor subterane. Mai mult de 70% din pământurile arabile sunt supraîncărcate cu azotați-fosfați, potasiu, fluor etc.

Cel mai folosit pesticid în agricultură este „zeama bordoleză” – un amestec al sulfatului de cupru (II) cu varul stins, întrebuințat în viticultură pentru combaterea ciupercii numite „mildiu”. Acest pesticid se folosește de mai bine de o sută de ani în toate locurile unde se cultivă vița-de-vie. Dar numai în țara noastră au fost depistate în sol cristale de malachită (carbonat bazic de cupru), ceea ce denotă o utilizare exagerată a cantității de „zeamă bordoleză”. Agregatele ce difuzează soluția de pesticid în plantații localizează pe frunzele atacate de ciupercă doar 30-40% din preparat. Restul ajunge în sol, în aer; iar din cele 40% o bună parte este spălată de ploi, nimerind, în cele din urmă, în sol. Așadar, un produs chimic, altminteri folositor viței-de-vie, devine un poluant al solului. Ar fi cazul să perfecționăm uneltele de difuzare a pesticidelor și să nu învinuim chimia că poluează mediul înconjurător. Produsele chimice, folosite rațional și conform destinației, sunt de folos omului și mediului ambiant. Ele însă pot provoca daune considerabile când sunt neglijate regulile de folosire a lor.

În prezent, pe savanți îi preocupă problema **detoxifierii solului**, prin recurgerea la procesele chimice de oxidare și hidroliză, care, în fond, se produc în sol în mod natural, însă necesită stimulare și accelerare.

Pentru a restabili fertilitatea solului degradat ca urmare a irigațiilor excesive cu apă necondiționată, e necesar ca aceste terenuri să fie tratate cu ghips, piatră-de-var și săruri de potasiu. Acest element elimină din complexul de schimb al solului sodiul, dăunător atât terenului agricol, cât și plantelor.

Prin urmare, folosirea preparatelor chimice corespunzătoare permite restabilirea fertilității solului și creșterea productivității lui.

Cum putem diminua efectul de seră?



În anul 1995, Premiul Nobel pentru chimie a fost decernat savanților Paul Crutzen, Mario Molina și Frank Sherwood Rowland, pentru lucrările lor referitoare la chimia atmosferei terestre și studiul reacțiilor de formare și descompunere a ozonului.

Ce acțiuni puteți întreprinde în orașul/satul vostru, pentru a preveni poluarea solului?

Un pericol deosebit pentru mediul ambiant îl prezintă **deșeurile și reziduurile** provenite din industrie, agricultură, energetică, transport, activitatea casnică etc. Proce-sele tehnologice folosite de om la ora actuală nu sunt lipsite de deșeuri, reziduuri și gunoaie. Cantitățile specifice de gunoaie urbane (menajere și industriale) variază, în diferite țări între limitele de 0,5-1,0 kg/locuitor pe zi sau 180-350 kg/locuitor pe an.

În prezent, colectarea, transportarea, prelucrarea și evacuarea finală a deșeurilor și gunoaielor de diversă proveniență este una din cele mai acute preocupări ale omenirii.

În Republica Moldova, se practică sistemul de depozitare brută a gunoaielor și reziduurilor (la suprafața solului, în gropi, fără amenajări speciale). Aceste spații de depozitare devin cu timpul zone extrem de periculoase, din cauza degajării, în atmosferă, a mirosurilor neplăcute și a substanțelor volatile toxice, dar și din cauza infiltrării diferitor impurități nocive în apele subterane și scurgerii lor în apele de suprafață.

În țările dezvoltate, se folosesc tehnologii de incinerare a gunoiului bazate pe procese chimice, a căror dirijare necesită cunoștințe profunde în procesele de ardere și neutralizare a produselor etc.

Deșeurile industriale ce constau din amestecuri de săruri ale unor metale grele, cianuri, pesticide și alte produse chimice toxice sunt supuse stabilizării prin mixarea cu ciment și sticlă lichidă polimerică. După solidificare, acestea sunt plasate pe terenuri împrejmuite și permanent supravegheate.

Procese chimice sunt folosite și în tehnologiile de **epurare a apelor reziduale**. Pentru precipitarea și îndepărtarea substanțelor suspendate, se folosesc soluțiile de coagulanți (sărurile de fier și aluminiu). Dezinfectarea apelor uzate și oxidarea impurităților organice ce se găsesc în ele se face prin ozonizare sau clorurare.

Exemplele descrise mai sus constituie doar câteva aspecte ale problemei poluării și protecției mediului ambiant.

Beneficiile pe care le aduce chimia omenirii pot fi majore dacă vom ști să utilizăm cu grijă și multă cumpătare substanțele chimice în viața noastră.

Realizați un studiu de caz privind depozitarea reziduurilor în localitatea voastră și măsurile care sunt întreprinse de autorități pentru a diminua efectele negative ale acestora asupra sănătății organismelor vii.



Maraton spre cunoștințe

... O pădure cu suprafața de 1 km² produce zilnic 9 tone de oxigen, aproape de 10 ori mai mult decât aceeași suprafață de teren agricol.

... Într-o oră, un stejar în vârstă de 100 de ani elimină în atmosferă 1,7 kg oxigen pur, ceea ce reprezintă rația zilnică de oxigen pentru trei persoane. Pentru înlocuirea unui asemenea copac binefăcător, trebuie replantați circa 2 500 de puieți.

... Un hectar de pădure precipitează anual 50-70 tone de praf.

... O perdea forestieră cu lățimea de numai 30 m reduce cu 8-11% intensitatea zgomului.

... Prima acțiune de împădurire în țara noastră s-a făcut în 1497, de domnitorul Ștefan cel Mare, în Codrii Cosminului.

1. Apa, marea avuție a omenirii, de care depinde, în ultimă instanță, viața noastră, este poluată neîncetat, în pofida consecințelor iminente. Care sunt sursele de poluare a apei?
2. Ce metode de epurare a apei cunoști?
3. Care sunt metodele de purificare a emisiilor gazoase?
4. În ce constă folosirea rațională a îngrășămintelor și pesticidelor în agricultură și silvicultură?
5. Dă exemple de tehnologii de prelucrare și recuperare a deșeurilor.
6. Cum apreciezi calitatea apei, aerului și solului în Republica Moldova?
7. Pentru elementul cu numărul atomic 15 descrie importanța a trei compuși ai săi.
8. Se dau următorii oxizi: CO, NO, NO₂, SiO₂. Pentru fiecare din oxizi indică un domeniu de utilizare și scrie câte o ecuație a reacției chimice ce reprezintă o proprietate a acestora.
9. Se dau hidroxizii: NaOH, Ca(OH)₂, Al(OH)₃. Pentru fiecare hidroxid scrie ecuația reacției de neutralizare cu acidul sulfuric și indică un domeniu de utilizare pentru fiecare hidroxid în parte.
10. Sunt date substanțele: H₂O, ZnCl₂, H₂SO₄, NH₃, Mg(OH)₂, Al. Scrie câte o ecuație chimică pentru fiecare tip de reacție indicat, utilizând în fiecare caz în calitate de reactant una din substanțele din șirul propus: a) reacție de combinare, b) reacție de descompunere, c) reacție de substituție, d) reacție de schimb.
- *11. Oxidul de zinc ecranează eficient razele ultraviolete. Cremele cosmetice ce conțin 20-25% din acest compus au un factor de protecție solară maxim, indicat prin FPS 50.
Precipitatul, obținut la interacțiunea soluției de carbonat de sodiu cu volumul de 300 ml și concentrația molară a Na₂CO₃ de 1,5 mol/l cu o soluție de clorură de zinc cu masa de 272 g și partea de masă a ZnCl₂ de 10%, a fost supus reacției de descompunere. Calculează masa oxidului de zinc obținut.

EVALUARE

STUDIU DE CAZ

Îngrășămintele naturale și superbacteriile

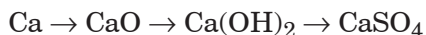
Pășunile de pe toată suprafața Europei sunt contaminate cu mari cantități de antibiotice periculoase administrate „animalelor de la ferme”, declară revista *New Scientist*. Anual, în Uniunea Europeană și Statele Unite, acestor animale li se dau peste 10 000 de tone de antibiotice pentru favorizarea creșterii și prevenirea bolilor. „Cercetările de ultimă oră demonstrează că există o strânsă legătură între folosirea crescândă a medicamentelor în rândul animalelor de la ferme și apariția unor bacterii rezistente la antibiotice care îi pot infecta pe oameni”, se afirmă în revistă. „Medicamentele din băligarul împrăștiat pe terenurile arabile ca îngrășământ natural ar putea ajunge în alimentele noastre și în apa potabilă... [și] ar putea contamina culturile, care sunt date apoi spre consum”.

Întrebări pentru discuții:

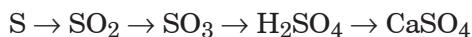
- identificați cazurile de poluare;
- ce exemple similare de poluare a suprafețelor în Republica Moldova cunoașteți?
- ce măsuri propuneți pentru prevenirea poluării în situația dată.

8.4. Legătura genetică dintre clasele de compuși anorganici

Între substanțele anorganice simple și compuse (oxizi, acizi, baze și săruri) există o legătură genetică, care explică posibilitatea transformărilor reciproce. Astfel, calciul, o substanță simplă (metal), în urma combinării cu oxigenul, se transformă în oxid de calciu, care, la rândul lui, la interacțiunea cu apa, formează hidroxidul de calciu. Din reacția hidroxidului de calciu cu un acid rezultă o sare. Toate aceste transformări pot fi reprezentate astfel:



Produsul final, sulfatul de calciu, poate fi obținut și pe altă cale, plecând de la un nemetal, ca, de exemplu, sulful:



Prin urmare, pe ambele căi s-a obținut aceeași sare. Se cunoaște și transformarea inversă: de la sare se ajunge la alte clase de compuși anorganici sau la substanțe simple. Spre exemplu, sarea sulfatul de cupru (II) poate fi transformată în cupru conform schemei:



Corelația dată între clasele de compuși anorganici poate fi reprezentată prin schema *legăturilor genetice* ale principalelor clase de compuși anorganici:

metal $\rightarrow$ oxid bazic $\rightarrow$ bază

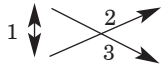
$\uparrow$
sare
 $\downarrow$

nemetal $\rightarrow$ oxid bazic $\rightarrow$ acid

Legătura genetică contribuie și la deducerea proprietăților chimice ale fiecărei clase de compuși anorganici.

Proprietățile chimice ale oxizilor

Metal $\rightarrow$ **oxid bazic** $\rightarrow$ bază $\rightarrow$ sare



Nemetal $\rightarrow$ **oxid acid** $\rightarrow$ acid $\rightarrow$ sare

Proprietățile chimice ale acizilor

Metal $\rightarrow$ oxid bazic $\rightarrow$ bază $\rightarrow$ sare



Nemetal $\rightarrow$ oxid acid $\rightarrow$ **acid** $\rightarrow$ sare

Proprietățile chimice ale bazelor

Metal $\rightarrow$ oxid bazic $\rightarrow$ **bază** $\rightarrow$ sare



Nemetal $\rightarrow$ oxid acid $\rightarrow$ acid $\rightarrow$ sare

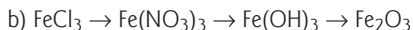
Proprietățile chimice ale sărurilor

Metal $\rightarrow$ oxid bazic $\rightarrow$ bază $\rightarrow$ **sare**

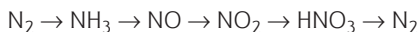


Nemetal $\rightarrow$ oxid acid $\rightarrow$ acid $\rightarrow$ **sare**

I. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

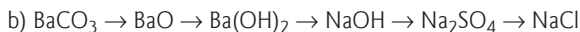
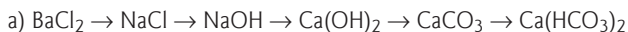


*2. Plecând de la legătura genetică dintre azot și compușii săi, scrie ecuațiile reacțiilor pentru următorul lanț de transformări:

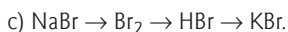


Numește domeniile de utilizare a substanțelor din schemă.

3. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice conform schemei propuse:



4. Realizează următoarele transformări, scriind ecuațiile reacțiilor chimice:



EVALUARE

EVALUARE

***5. Rezolvă problemele (profil real):**

- 5.1. Un amestec de CuO și Fe_2O_3 cu masa de 286,5 g a fost redus cu hidrogen, iar produșii obținuți au fost tratați cu exces de soluție de HCl . În urma reacției s-a degajat hidrogen cu volumul de 13,44 l (c.n.). Care este masa cuprului format la reducerea cu hidrogen?
- 5.2. Ce masă de oxid de mangan (IV) și ce volum de soluție cu partea de masă a HCl egală cu 36,5% ($\rho = 1,18 \text{ g/ml}$) sunt necesare pentru obținerea clorului care să poată substitui 50,8 g de iod din iodura de potasiu?
- 5.3. La dizolvarea în acid clorhidric a 31,2 g amestec de pilitură de fier și magneziu s-au degajat 20,16 l de hidrogen (c.n.). Calculează masa fiecărui metal din amestec.
- 5.4. Un amestec de cupru și oxid de cupru cu masa de 100 g a fost tratat cu exces de acid azotic concentrat. În urma reacției s-au degajat 33,6 l de gaz de culoare brună (c.n.)
 - a) află părțile de masă ale componentelor în amestec;
 - b) stabilește care din cele două reacții posibile este de oxidoreducere, numește oxidantul și reducătorul.

6. Rezolvă problemele (profil umanist):

- 6.1. În laboratorul de chimie al școlii, un elev neglijent a spart un termometru, care conținea 30 g de mercur. Află câte grame de sulf sunt necesare pentru a transforma mercurul nociv în sulfură mai puțin periculoasă.
- 6.2. Calculează masa dioxidului de carbon care va fi aruncată în atmosferă la prăjirea a 130 t de calcar (CaCO_3).
- 6.3. Timp de o zi în stomacul unui om se elimină peste 800 ml suc gastric ($\rho = 1,65 \text{ g/ml}$), ce conține 0,5% acid clorhidric. Calculează masa clorurii de sodiu necesară pentru obținerea acestei cantități de acid clorhidric.
- 6.4. Partea de masă a iodului în glanda tiroidă constituie 0,12%. Masa glandei tiroide este de 40 g. Determină masa iodului aflat în glanda tiroidă.

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ

la unitatea de învățare
„Substanțele anorganice în viața societății”

PROFIL UMANIST

1. Protonii și neutronii formează partea centrală a atomului, numită *nucleu*. Încercuiește opțiunile „adevărat” (A) sau „fals” (F) pentru afirmațiile privind trăsăturile caracteristice ale nucleului:

A F În procesele chimice, compoziția nucleului se modifică.

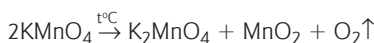
A F Masa atomului este concentrată în nucleu.

A F Nucleul este încărcat pozitiv datorită sarcinii protonilor.

2. Completează spațiile libere în tabelul de mai jos:

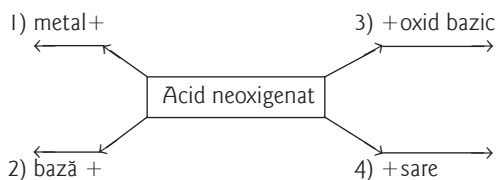
Formula chimică a substanței	Tipul legăturii chimice
	Covalentă nepolară
MgBr ₂	

3. Respirația este un proces la care participă oxigenul, eliberat în atmosferă în urma fotosintezei. În laborator, oxigenul poate fi obținut prin mai multe reacții chimice. Una dintre ele corespunde ecuației:



Stabilește gradul de oxidare al elementelor în substanțele din ecuația de mai sus.

4. Se dă următoarea schemă:



a) Alcătuieste, pe baza ei, patru ecuații moleculare, două ecuații ionice complete și două ecuații ionice reduse.

b) Egalează ecuațiile.

c) Indică tipurile reacțiilor.

5. Rezolvă problema:

Un amestec de aluminiu și cupru cu masa de 9 g a fost tratat cu acid clorhidric. În urma reacției s-au degajat 3,36 l de hidrogen (c.n.).

Determină partea de masă a fiecărui metal din amestec.

6. Se dau trei eprubete cu trei substanțe diferite:

a) acid sulfuric;

b) nitrat de potasiu;

c) hidroxid de sodiu.

Describe metoda prin care poate fi identificată fiecare substanță. Argumentează.

TEST DE EVALUARE SUMATIVĂ

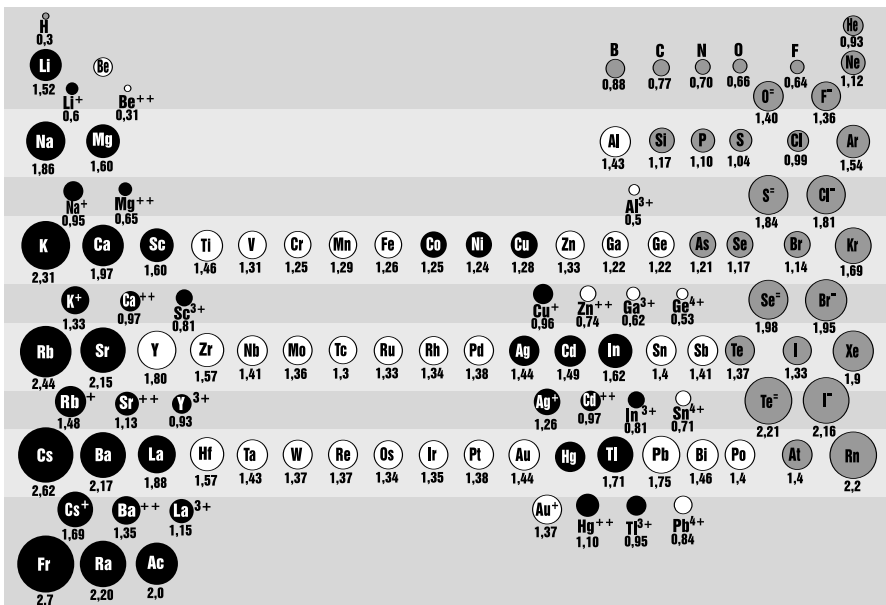
la unitatea de învățare
„Substanțele anorganice în viața societății”

PROFIL REAL

- Utilizând elementele chimice S, Cl, P, H, K, Ca, scrie câte două formule de substanțe cu:
 - legătură covalentă polară _____
 - legătură covalentă nepolară _____
 - legătură ionică _____
- Pentru una din substanțele cu legătură covalentă, prezintă formula electronică și formula grafică.
- Aranjează elementele chimice S, Ca, Li, P, K, O în ordinea descrescătoare a razelor atomice.
 - Care dintre aceste elemente nu manifestă niciodată valența egală cu numărul grupei?
- Din șirul de ioni Mg^{2+} ; Zn^{2+} ; F^- ; Sc^{3+} ; Cl^- ; Al^{3+} ; N^{3-} :
 - selectează ionii ce au configurația electronică a gazului inert neon;
 - scrie numărul de protoni și de neutroni pentru ionii selectați.
- Egalează ecuația de oxidoreducere prin metoda bilanțului electronic:
 $H_2C_2O_4 + KMnO_4 \rightarrow CO_2 + K_2CO_3 + MnO_2 + H_2O$
 Indică oxidantul și reducătorul, procesul de oxidare și de reducere.
- Subliniază substanțele ce pot interacționa cu oxidul de fosfor (V):
 - clorura de calciu;
 - oxidul de calciu;
 - calciul;
 - hidroxidul de calciu;
 - acidul clorhidric;
 - apa.
 Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:
- Rezolvă problema:
 Clorul gazos cu volumul de 5,6 l (c.n.) a fost trecut printr-un amestec cu masa de 200 g, care conținea iodură de potasiu și fluorură de potasiu. Calculează partea de masă a fluorurii de potasiu în amestec.
- Completează propozițiile de mai jos:
 - Halogenii acceptă ușor un electron și manifestă caracter de _____
 - La interacțiunea cu metalele, sulfurul manifestă gradul de oxidare _____
 - Soluția de amoniac în apă colorează fenolftaleina în zmeuriu, deoarece amoniacul manifestă proprietăți de _____
 - Sărurile de potasiu și de sodiu ale acidului silicic se numesc „sticle lichide” și se folosesc în calitate de clei pentru hârtie, țesături. În chimie, ele sunt numite _____
- Realizează transformările, scriind ecuațiile reacțiilor corespunzătoare:
 $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3$

ANEXE

Tabelul 1. Tabelul periodic (după Campbell) al razelor atomice și ionice



Tabelul 2. Denumirile și formulele unor oxizi acizi și acizii corespunzători

Oxizi acizi		Acizi	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Oxid de sulf (IV)	SO_2	H_2SO_3	acid sulfuros
Oxid de sulf (VI)	SO_3	H_2SO_4	acid sulfuric
Oxid de fosfor (V)	P_2O_5	H_3PO_4	acid fosforic
Oxid de azot (V)	N_2O_5	HNO_3	acid azotic
Oxid de carbon (IV)	CO_2	H_2CO_3	acid carbonic
Oxid de siliciu (IV)	SiO_2	H_2SiO_3	acid silicic

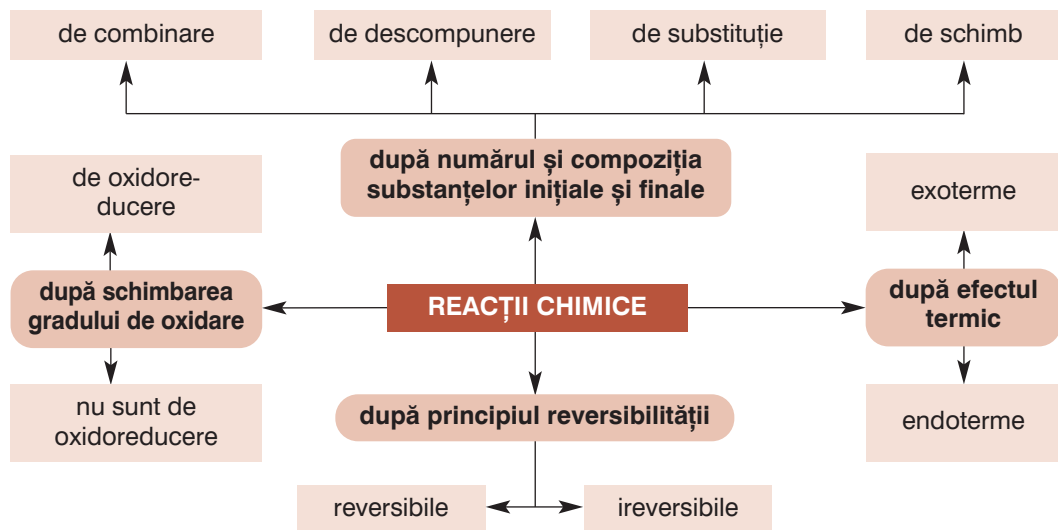
Tabelul 3. Denumirile și formulele unor oxizi și hidroxizi ai metalelor

Oxizii metalelor		Hidroxizii metalelor	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Oxizi bazici		Baze solubile – baze alcaline	
Oxid de litiu	Li ₂ O	LiOH	hidroxid de litiu
Oxid de sodiu	Na ₂ O	NaOH	hidroxid de sodiu
Oxid de potasiu	K ₂ O	KOH	hidroxid de potasiu
Oxid de calciu	CaO	Ca(OH) ₂	hidroxid de calciu
Oxid de bariu	BaO	Ba(OH) ₂	hidroxid de bariu
		Baze insolubile	
Oxid de fier (II)	FeO	Fe(OH) ₂	hidroxid de fier (II)
Oxid de cupru (II)	CuO	Cu(OH) ₂	hidroxid de cupru (II)
Oxizi amfoteri		Baze amfotere	
Oxid de fier (III)	Fe ₂ O ₃	Fe(OH) ₃	hidroxid de fier (III)
Oxid de zinc	ZnO	Zn(OH) ₂	hidroxid de zinc
Oxid de aluminiu	Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃	hidroxid de aluminiu

Tabelul 4. Denumirile și formulele unor acizi și ale resturilor lor acide

Acizi		Resturi acide	
Denumirea	Formula	Formula	Denumirea
Acizi oxigenați			
Azotic	HNO ₃	$\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$	nitrat
Sulfuros	H ₂ SO ₃	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_3}$	sulfit
Sulfuric	H ₂ SO ₄	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$	sulfat
Carbonic	H ₂ CO ₃	$\overset{\text{II}}{\text{CO}_3}$	carbonat
Silicic	H ₂ SiO ₃	$\overset{\text{II}}{\text{SiO}_3}$	silicat
Fosforic	H ₃ PO ₄	$\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$	fosfat
Acizi neoxigenați			
Fluorhidric	HF	$\overset{\text{I}}{\text{F}}$	Fluorură
Clorhidric	HCl	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$	Clorură
Bromhidric	HBr	$\overset{\text{I}}{\text{Br}}$	Bromură
Iodhidric	HI	$\overset{\text{I}}{\text{I}}$	Iodură
Sulfhidric	H ₂ S	$\overset{\text{II}}{\text{S}}$	Sulfură

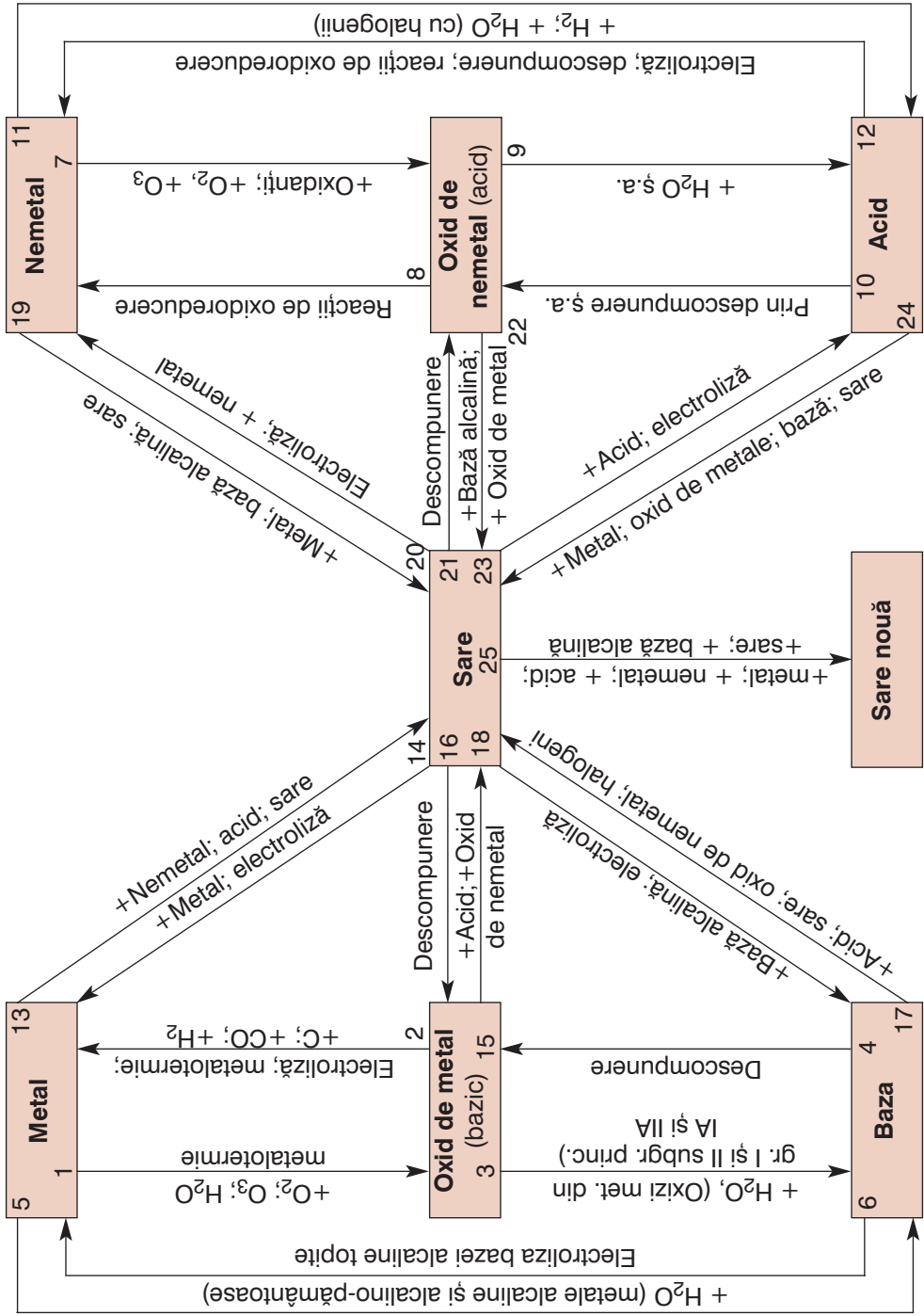
Schema 1. Clasificarea reacțiilor chimice



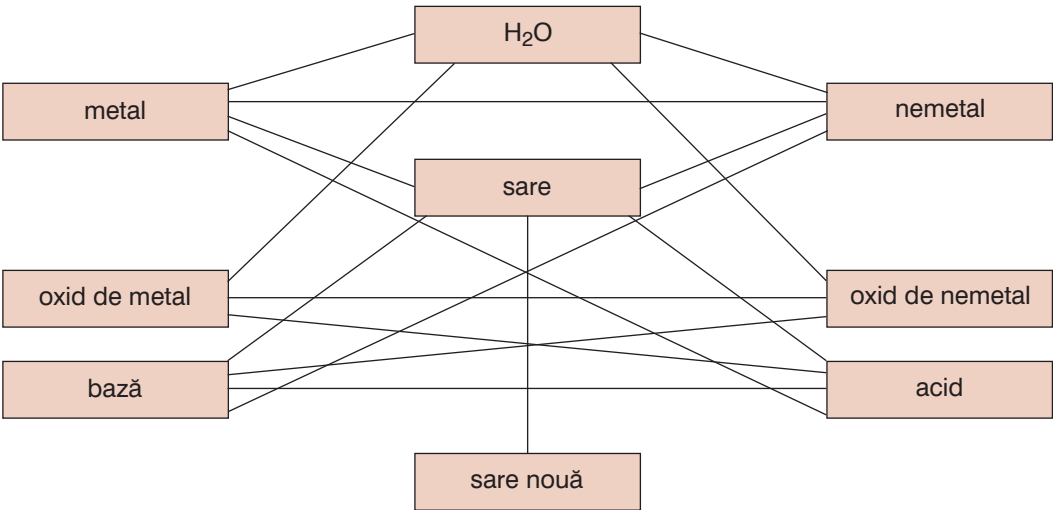
Tabelul 5. Clasificarea reacțiilor chimice

După numărul și compoziția substanțelor inițiale și finale	După schimbarea gradului de oxidare	
	Reacții ce decurg cu transfer de electroni (reacții)	Reacții în care nu are loc transferul de electroni (nu sunt de oxidoreducere)
Reacții de combinare $A + B + C \rightarrow D$	$H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{[V_2O_5]} 2SO_3$ $4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3$	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ $MgO + SiO_2 = MgSiO_3$ $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$
Reacții de descompunere $A \rightarrow B + C + D$	$2H_2O \xrightarrow{curent\ el.} 2H_2 + O_2$ $2H_2O_2 \xrightarrow{[MnO_2]} 2H_2O + O_2$ $4HNO_3 \xrightarrow{t^\circ} 4NO_2 + 2H_2O + O_2$	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + H_2O$ $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CO_2 + H_2O$ $2NaHCO_3 \xrightarrow{t^\circ} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
Reacții de substituție $A + BC \rightarrow AC + B$	$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ $Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe + 3H_2O$ $Zn + H_2SO_4 = H_2 + ZnSO_4$	
Reacții de schimb $AB + CD \rightarrow AD + CB$		$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$ <i>reacția de neutralizare:</i> $HCl + LiOH = LiCl + H_2O$
Există un șir de reacții ce nu pot fi încadrate în reacții de un anumit tip. Exemplu: $3O_2 \xrightleftharpoons{u.v.} 2O_3$		

Schema 2. Legătura genetică dintre clasele de substanțe anorganice



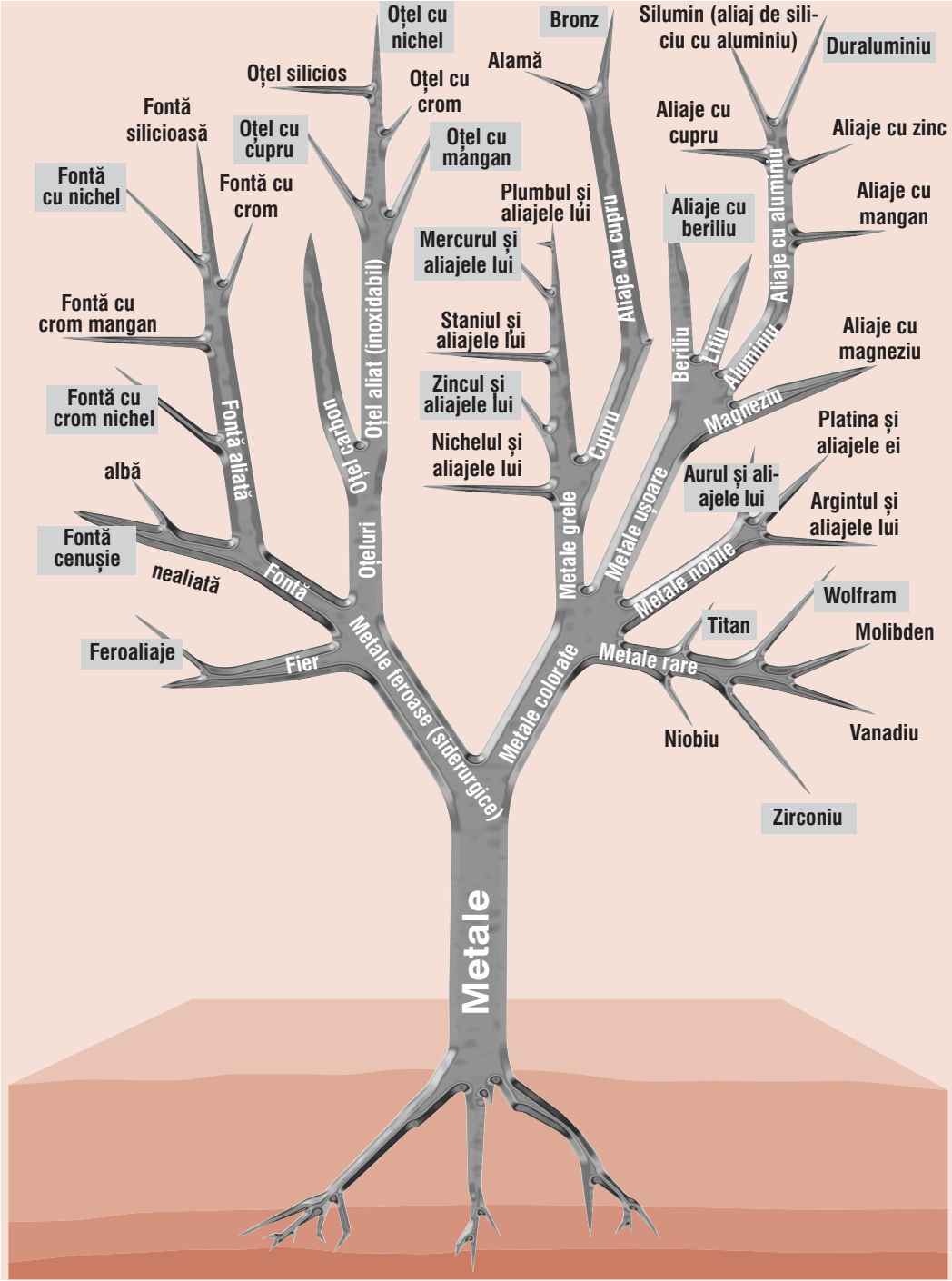
Schema 3. Legătura reciprocă dintre clasele de substanțe anorganice



Tabelul 6. Masele moleculare relative

Ioni	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻	18	35	56	40	—	171	74	58	99	98	—	241	90	78	107
NO ₃ ⁻	63	80	101	85	170	261	164	148	189	188	325	331	180	213	242
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	135	272	278	127	133,5	162,5
S ²⁻	34	68	110	78	248	169	72	56	97	96	233	239	88	150	—
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	145	—	—	287	136	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	161	160	297	303	152	342	400
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	125	—	—	267	116	—	—
SiO ₃ ²⁻	78	—	154	122	292	213	116	100	141	—	—	283	132	—	—
PO ₄ ³⁻	98	—	212	164	419	601	310	262	385	382	793	811	358	122	151
CH ₃ COO ⁻	60	77	98	82	167	255	158	142	183	182	319	325	174	204	233

Schema 4. Arborele metalelor



Schema 5. Identificarea cationilor și anionilor

		H^+ turnesol	OH^-		
		H^+ metiloranj	OH^-		
		H^+ fenolftaleină	OH^-		
acizi		H^+		OH^-	alcalii
flacără violetă		K^+		Cl^-	AgCl 
flacără galbenă		Na^+		Br^-	+ Cl_2 + amidon $\nrightarrow$
amoniac NH_3		NH_4^+		I^-	+ Cl_2 + amidon $\rightarrow$ 
AgCl		Ag^+		S^{2-}	H_2S ; CdS; PbS 
CdS		Cd^{2+}		SO_3^{2-}	SO_2 miros înțepător 
flacără galben-verzuie; $BaSO_4$		Ba^{2+}		SO_4^{2-}	$BaSO_4$ 
$NaAlO_2 \xleftarrow{NaOH} Al(OH)_3$		Al^{3+}		NO_3^-	+ Cu + $H_2SO_4 \rightarrow NO_2$ 
PbS		Pb^{2+}		PO_4^{3-}	Ag_3PO_4 
flacără cărămizie CaC_2O_4		Ca^{2+}		CO_3^{2-}	CO_2 
$CuO \xrightarrow{t^0} Cu(OH)_2$		Cu^{2+}		SiO_3^{2-}	H_2SiO_3 gelatinos 
$Fe(OH)_2$		Fe^{2+}		$C_2O_4^{2-}$	CaC_2O_4 
$Fe(CNS)_3$; $Fe(OH)_3$		Fe^{3+}		CNS^-	$Fe(CNS)_3$ 

- | | |
|---|---|
| 1.  de privit prin sticlă albastră | 8. substanța devine roșie  |
| 2.  inel de nicrom | 9. substanța devine albastră  |
| 3.  gaz incolor | 10. turnesol cu acid devine roșu, cu alcalii – albastru  |
| 4.  gaz brun | 11. metiloranj cu acid devine roz, cu alcalii – galben  |
| 5.  precipitat alb | 12. fenolftaleina cu acid ➔ cu alcalii – zmeurie  |
| 6.  precipitat color | 13. nu au loc schimbări ➔ |
| 7.  precipitat gelatinos | |

Sistemul periodic

PERIOADE	GRUPE DE										
	Ia	IIa	IIlb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			
I	1 H HIDROGEN 1,008										
II	3 Li LITIU 6,939	4 Be BERILIU 9,012									
III	11 Na SODIU 22,990	12 Mg MAGNEZIU 24,312									
IV	19 K POTASIU 39,10	20 Ca CALCIU 40,08	Sc SCANDIU 44,96	21 Ti TITAN 47,88	22 V VANADIU 50,94	23 Cr CROM 52,00	24 Mn MANGAN 54,94	25 Fe FIER 55,85	26 Co COBALT 58,93		
V	37 Rb RUBIDIU 85,47	38 Sr STRONTIU 87,62	Y YTRIU 88,91	39 Zr ZIRCONIU 91,22	40 Nb NIOBIU 92,91	41 Mo MOLIBDEN 95,94	42 Tc TECNETIU [98,91]	43 Ru RUTENIU 101,07	44 Rh RODIU 102,91		
VI	55 Cs CESIU 132,91	56 Ba BARIU 137,33	La* LANTAN 138,91	57 Hf HAFNIU 178,49	72 Ta TANTAL 180,95	73 W WOLFRAM 183,85	74 Re RENIU 186,21	75 Os OSMIU 190,20	76 Ir IRIDIU 192,22		
VII	87 Fr FRANCIU [223,02]	88 Ra RADIU [226,03]	Ac** ACTINIU [227,03]	89 Rf RUTHERFORDIU [261,11]	104 Db DUBNIU [262,11]	105 Sg SEABORGIU [263,12]	106 Bh BOHRIU [264,12]	107 Hs HASSIU [267,13]	108 Mt MEITNERIU [268,14]		
Oxizi superiori	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄			
Compuși cu hidrogen											
* LANTANIDE	Ce 58 CERIU 140,12	Pr 59 PRASEODIM 140,91	Nd 60 NEODIM 144,24	Pm 61 PROMETIU [144,91]	Sm 62 SAMARIU 150,36	Eu 63 EUROPIU 151,96	Gd 64 GADOLINIU 157,25	Tb 65 TERBIU 158,93	Dy 66 DISPROSIU 162,50	Ho 67 HOLMIU 164,93	Er 68 ERBIU 167,26
** ACTINIDE	Th 90 TORIU 232,04	Pa 91 PROTACTINIU [231,04]	U 92 URANIU 238,03	Np 93 NEPTUNIU [237,05]	Pu 94 PLUTONIU [239,10]	Am 95 AMERICIU [243,06]	Cm 96 CURIU [247,07]	Bk 97 BERKELIU [247,07]	Cf 98 CALIFORNIU [251,08]	Es 99 EINSTEINIU [252,08]	Fm 100 FERMIU [257,01]

ELEMENTE

VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
							(H)	² He HELIU 4,003
			⁵ B BOR 10,811	⁶ C CARBON 12,011	⁷ N AZOT 14,007	⁸ O OXIGEN 15,999	⁹ F FLUOR 18,998	¹⁰ Ne NEON 20,183
			¹³ Al ALUMINIU 26,982	¹⁴ Si SILICIU 28,086	¹⁵ P FOSFOR 30,974	¹⁶ S SULF 32,064	¹⁷ Cl CLOR 35,453	¹⁸ Ar ARGON 39,948
²⁸ Ni NICHEL 58,69	²⁹ Cu CUPRU 63,55	³⁰ Zn ZINC 65,39	³¹ Ga GALIU 69,72	³² Ge GERMANIU 72,61	³³ As ARSEN 74,92	³⁴ Se SELENIU 78,96	³⁵ Br BROM 79,90	³⁶ Kr KRIPTON 83,80
⁴⁶ Pd PALADIU 106,42	⁴⁷ Ag ARGINT 107,87	⁴⁸ Cd CADMIU 112,41	⁴⁹ In INDIU 114,82	⁵⁰ Sn STANIU 118,71	⁵¹ Sb STIBIU 121,75	⁵² Te TELUR 127,60	⁵³ I IOD 126,90	⁵⁴ Xe XENON 131,29
⁷⁸ Pt PLATINĂ 195,09	⁷⁹ Au AUR 196,97	⁸⁰ Hg MERCUR 200,59	⁸¹ Tl TALIU 204,37	⁸² Pb PLUMB 207,19	⁸³ Bi BISMUT 208,98	⁸⁴ Po POLONIU [208,98]	⁸⁵ At ASTATINIU [209,99]	⁸⁶ Rn RADON [222,02]
¹¹⁰ Ds DAMSTADIUM [281]	¹¹¹ Rg ROENTGENIUM [280]	¹¹² Cn COPERNICIUM [285]	¹¹³ Hh NIHONIUM [284]	¹¹⁴ Fl FLEROVIUM [289]	¹¹⁵ Mc MOSCOVIUM [288]	¹¹⁶ Lv LIVERMORIUM [293]	¹¹⁷ Ts TENESSINE [294]	¹¹⁸ Og OGANESSON [294]
	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄
				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR	

Tm⁶⁹
TULIU
168,93

Yb⁷⁰
YTERBIU
173,04

Lu⁷¹
LUTEȚIU
174,97

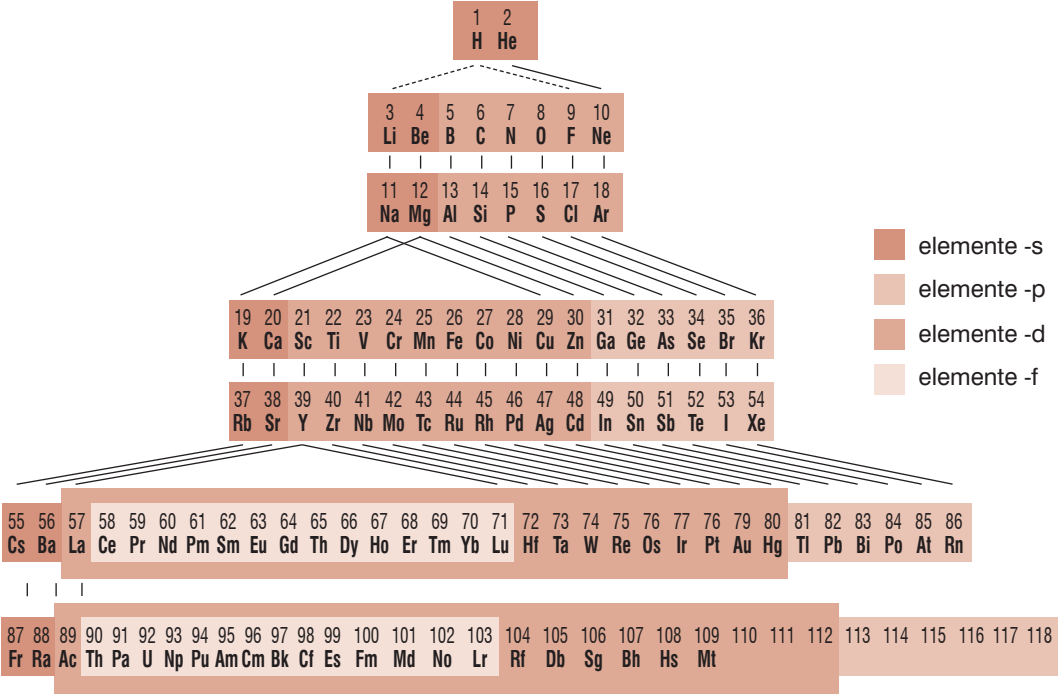
Md¹⁰¹
MENDELEEVIU
[288,10]

No¹⁰²
NOBELIU
[289,10]

Lr¹⁰³
LAWRENCIU
[261,11]

Simbolurile metalelor sunt date în tabel cu culoare neagră, simbolurile nemetalelor – cu bordo, simbolurile elementelor ce formează compuși amfoteri – cu roz. Cu gri-închis sunt marcate elementele *d*, cu gri-deschis – elementele *f*.

Tabelul 7. Sistemul periodic al elementelor în formă de scară



Tabelul 8. Solubilitatea acizilor, bazelor și sărurilor în apă

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺
OH ⁻		S↑	S	S	S	S	P	I	I	I	I	I	I	I	I	I	-
F ⁻	S	S	P	S	S	P	I	I	P	I	S	S	I	I	I	S	S
Cl ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	P	S	I
Br ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	P	S	I
I ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	-	I	-	I
S ²⁻	S↑	S	S	S	S	S	S	S	-	-	I	I	I	-	I	I	I
SO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	S	I	I	I	-	-	I	-	I	-	I	I	I
SO ₄ ²⁻	S	S	S	S	S	I	P	S	S	S	S	S	S	S	I	S	P
CO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	S	I	I	I	-	-	I	I	I	-	I	-	I
SiO ₃ ²⁻	I	-	S	S	S	I	I	I	-	-	I	I	I	-	I	-	-
NO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
PO ₄ ³⁻	S	S	I	S	S	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I
CH ₃ COO ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	-	S	S	S	-	S	S	S

S – substanță solubilă, I – insolubilă, P – puțin solubilă, „-” – substanța nu există sau se descompune în apă; ↑ – substanța se degajă sub formă de gaz sau se descompune cu degajare de gaz.

Tabelul 9. Solubilitatea acizilor, bazelor și sărurilor în apă

ANIONI	CATIONI																					
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		S	S	S	S↑	S	P	I	P	I	I	I	I	I	I	I	I	-	-	I	I	I
F ⁻	S	P	S	S	S	P	I	I	P	I	I	I	S	S	S	S	S	S	-	I	S	S
Cl ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	I	S	P	S	S
Br ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	I	P	P	S	S
I ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	?	S	?	S	S	S	S	S	I	I	I	P	S
S ²⁻	S↑	S	S	S	S	S	-	-	-	-	I	-	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I
HS ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	?	I	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	S	I	I	P	I	?	-	I	?	I	I	?	P	I	I	I	?	?
HSO ₃ ⁻	S	?	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	S	S	S	S	S	I	P	S	I	S	S	S	S	S	S	S	S	P	-	I	S	S
HSO ₄ ⁻	S	S	S	S	S	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	I	?	?
NO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	-	-	S
NO ₂ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	S	P	?	?	?	P	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	S	I	S	S	-	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I
HPO ₄ ²⁻	S	?	S	S	S	I	I	P	I	?	I	?	?	?	I	?	?	?	?	P	I	?
H ₂ PO ₄ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	S	?	?	?	S	S	S	S	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	S↑	S	S	S	S	I	I	I	?	?	I	?	I	I	I	I	I	I	?	I	?	I
HCO ₃ ⁻	S↑	I	S	S	S	S	S	S	?	?	S	?	?	?	?	?	?	?	?	S	?	?
CH ₃ COO ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	-	S	S	-	S	S	S	S	S	S	S	S	-	S
SiO ₃ ²⁻	I	I	S	S	?	I	I	I	?	?	I	?	?	?	I	I	I	?	?	I	?	?

S – solubil (mai mult de 1 g în 100 g de apă); P – puțin solubil (de la 1 g până la 0,01 g în 100 g de apă; I – insolubil (mai puțin de 0,01 g în 100 g de apă); „-“ – se descompune în apă, ↑ – se descompune degajând gaz sau este gaz; ? – nu sunt informații sigure privind existența compusului.

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții

Velișco, Nadejda.

Chimie: Manual pentru clasa a 10-a de liceu: profil real, profil umanist, arte și sport / Nadejda Velișco, Svetlana Kudrițcaia; comisia de evaluare: Nadejda Bozadji [et al.]; redactor coordonator: Elena Mihailov; Ministerul Educației, Culturii și Cercetării. – Ed. a 4-a. – [Chișinău]: Arc, 2020 (Tipogr. „Balacron”). – 284 p. : fig., tab.

Proprietate a Min. Educației, Culturii și Cercet. – 21400 ex.

ISBN 978-9975-0-0395-7.

54(075.3)

V-43

Imprimat la „Balacron“
com. nr. 826

Sistemul periodic al elementelor chimice

		GRUPE DE ELEMENTE																
PERIOADE	RÎNDURI	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII									
I	1	1 H HIIDROGEN 1,008											2 He HELIU 4,003					
II	2	3 Li LITIU 6,939	4 Be BERILIU 9,012	5 B BOR 10,811	6 C CARBON 12,011	7 N AZOT 14,007	8 O OXIGEN 15,999	9 F FLUOR 18,998					10 Ne NEON 20,183					
III	3	11 Na SODIU 22,990	12 Mg MAGNEZIU 24,312	13 Al ALUMINIU 26,982	14 Si SILICIU 28,086	15 P FOSFOR 30,974	16 S SULF 32,064	17 Cl CLOR 35,453					18 Ar ARGON 39,948					
IV	4	19 K POTASIU 39,10	20 Ca CALCIU 40,08	21 Sc SCANDIU 44,96	22 Ti TITAN 47,88	23 V VANADIU 50,94	24 Cr CROM 52,00	25 Mn MANGAN 54,94	26 Co COBALT 58,93	27 Ni NICHEL 58,69	28							
	5	Cu CUPRU 63,55	29 Zn ZINC 65,39	30 Ga GALIU 69,72	31 Ge GERMANIU 72,61	32 As ARSEN 74,92	33 Se SELENIU 76,96	34 Br BROM 79,90					35 Kr KRIPTON 83,80					
V	6	37 Rb RUBIDIU 85,47	38 Sr STRONTIU 87,62	39 Y YTRIU 88,91	40 Zr ZIRCONIU 91,22	41 Nb NIOBIU 92,91	42 Mo MOLIBDEN 95,94	43 Tc TECNETIU 98,91	44 Ru RUTENIU 101,07	45 Rh RODIU 102,91	46 Pd PALADIU 106,42							
	7	Ag ARGINT 107,87	47 Cd CADMIU 112,41	48 In INDIU 114,82	49 Sn STANIU 118,71	50 Sb STIBIU 121,75	51 Te TELUR 127,60	52 I IOD 126,90					53 Xe XENON 131,29					
VI	8	55 Cs CESIU 132,91	56 Ba BARIU 137,33	57 La* LANTAN 138,91	58 Ce CELESTIU 140,12	59 Pr PRASEODIM 140,91	60 Nd NEODIM 144,24	61 Pm PROMETIU 144,91	62 Sm SAMARIU 150,36	63 Eu EUROPIU 151,96	64 Gd GADOLINIU 157,25	65 Tb TERBIU 158,93	66 Dy DISPROSIU 162,50	67 Ho HOLMIU 164,93	68 Er ERBIU 167,26	69 Tm TERMIU 168,93	70 Yb YTERBIU 173,04	71 Lu LUTETIU 174,97
	9	Au AUR 196,97	79 Hg MERCIUR 200,59	80 Tl TALIU 204,38	81 Pb PLUMB 207,19	82 Bi BISMUT 208,98	83 Po POLONIU [209]	84 At ASTATINIU [209,99]										
VII	10	87 Fr FRANCIU [223,02]	88 Ra RADIU [226,03]	89 Ac* ACTINIU [227,03]	90 Th TALIU [232,03]	91 Pa PROTACTINIU [231,04]	92 U URANIU [238,03]	93 Np NEPTUNIU [237,05]	94 Pu PLUTONIU [244,06]	95 Am AMERICIU [243,06]	96 Cm CURIU [247,07]	97 Bk BERKELIU [247,07]	98 Cf CALIFORNIU [251,08]	99 Es ENSTEINIU [252,08]	100 Fm FERMIU [257,10]	101 Md MEDELIU [258,10]	102 No NOBELIU [259,10]	103 Lr LAWRENCIU [261,11]
	11	Rg ROENTGENIU [261,11]	111 Cn COPERNICIU [285,10]	112 Nh NIHONIUM [286,10]	113 Fl FLEROVIUM [289,10]	114 Mc MOSCOWIUM [290,10]	115 Lv LIVERMORIUM [293,10]	116 Ts TENNESESSIU [294,10]										
OXIZI SUPERIORI		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄									
COMPUSI CU HIDROGENUL					RH₄	RH₃	H₂R	HR										
* LANTANIDE		Ce CERIU 140,12	Pr PRASEODIM 140,91	Nd NEODIM 144,24	Pm PROMETIU 144,91	Sm SAMARIU 150,36	Eu EUROPIU 151,96	Gd GADOLINIU 157,25	Tb TERBIU 158,93	Dy DISPROSIU 162,50	Ho HOLMIU 164,93	Er ERBIU 167,26	Ho HOLMIU 164,93	Er ERBIU 167,26	Tm TERMIU 168,93	Yb YTERBIU 173,04	Lu LUTETIU 174,97	
	** ACTINIDE	Th TORIU 232,04	Pa PROTACTINIU [231,04]	U URANIU [238,03]	Np NEPTUNIU [237,05]	Pu PLUTONIU [244,06]	Am AMERICIU [243,06]	Cm CURIU [247,07]	Bk BERKELIU [247,07]	Cf CALIFORNIU [251,08]	Es ENSTEINIU [252,08]	Fm FERMIU [257,10]	Es ENSTEINIU [252,08]	Fm FERMIU [257,10]	Md MEDELIU [258,10]	No NOBELIU [259,10]	Lr LAWRENCIU [261,11]	

ISBN 978-9975-0-0395-7



9 789975 003957

SERIA ELECTRONEGATIVITĂȚII ELEMENTELOR CHIMICE

F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	P	H	As	B	Si	Al	Mg	Ca	Li	Na	K
4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,1	2,1	2,0	2,0	1,8	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9	0,8

SERIA TENSIUNII METALELOR

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au