



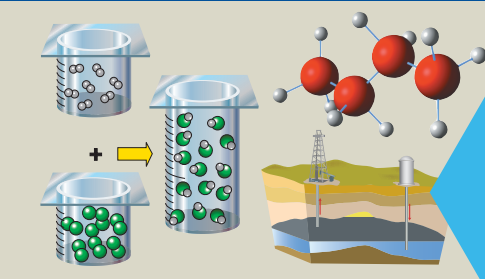
MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII AL REPUBLICII MOLDOVA

Galina Dragalina • Nadejda Velișco

Chimie

Manual pentru clasa a

IX^{-a}



Editura ARC



MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII AL REPUBLICII MOLDOVA

Galina Dragalina • Nadejda Velișco

Chimie

Manual pentru clasa a

IX^{-a}

Editura ARC



Acest manual este proprietate publică, editat din bugetul de stat, sursa Ministerului Educației și Cercetării și transmis cu titlu gratuit.

Manualul școlar a fost elaborat în conformitate cu prevederile Curriculumului la disciplină, aprobat prin ordinul ministrului educației și cercetării nr. 906 din 17 iulie 2019.

Manualul a fost aprobat prin ordinul ministrului educației și cercetării nr. 600 din 26.05.2023 ca urmare a evaluării calității metodico-științifice.

(Denimirea instituției de învățământ)

EVIDENȚA UTILIZĂRII MANUALULUI

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

- Dirigințele clasei verifică dacă numele, prenumele elevului sunt scrise corect.
- Elevul nu va face nici un fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia de către dirigințe cu unul dintre următoarele calificative : **nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător.**

Redactor coordonator: *Tatiana Litvinova*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu”, Chișinău

Redactor: *Liliana Armașu*

Coperta: *Mihai Bacinschi*

Corector: *Ala Rusnac*

Redactor tehnic: *Mihai Dimitriu*

Imagini: *Tudor Iovu*, <http://shutterstock.com>

Desene: *Vitalie Stelea*

Editura Arc, str. G. Meniuc nr. 3, Chișinău; tel.: (37322) 73-36-19, 73-53-29; fax: (37322) 73-36-23;
www.edituraarc.md; e-mail: info.edituraarc@gmail.com. Toate drepturile asupra acestei ediții aparțin Editurii Arc.

© Editura Arc, 2023

© Galina Dragalina, Nadejda Velișco

SEMNIFICAȚIA SIMBOLURILOR



Unitate de învățare



elaborarea și prezentarea unui proiect



EVALUARE



Orizonturile chimiei

Informații pentru îmbogățirea cunoștințelor



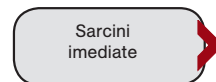
LUCRU ÎN ECHIPĂ

Realizarea sarcinilor de către un grup de elevi

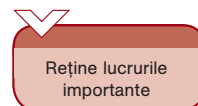


EXPERIENȚĂ DE LABORATOR nr. 2

Experiențe de laborator sau lucrări practice



Sarcini imediate



Reține lucrurile importante

* – material suplimentar la curriculumul școlar

SUMAR

RECAPITULARE

I. Structura atomului	6
II. Legătura chimică	6
III. Reacțiile chimice.	7
IV. Clasele de compuși anorganici	8

1. LEGEA PERIODICITĂȚII ȘI TABELUL PERIODIC 9

1.1. Tabelul periodic și structura atomului	9
1.2. Numărul de oxidare. Noțiuni despre oxidant și reducător	10
1.3. Legea periodicității.	13
1.4. Schimbarea periodică a proprietăților metalice și nemetalice	14
1.5. Caracterizarea elementelor chimice conform poziției lor în tabelul periodic.	16
Proiect. Tabelul periodic – alfabetul chimiei	17
1.6. Determinarea cantității de substanță sau a masei unei substanțe după cantitatea sau masa altei substanțe participante la reacție	18
Test de evaluare sumativă la unitatea de învățare „Legea periodicității și tabelul periodic”	20

2. SOLUȚIILE ȘI DISOCIEREA ELECTROLITICĂ

2.1. Solubilitatea substanțelor în apă.	21
2.2. Disocierea electrolitică. Electroliți tari și slabi	23
2.3. Disocierea acizilor, bazelor și sărurilor neutre	26
2.4. Reacțiile de schimb ionic	29
Experiențele de laborator nr. 1-3. Investigarea reacțiilor de schimb ionic cu:	
a) formarea unui precipitat; b) formarea unui gaz; c) formarea apei.	31
Proiect. Apa potabilă din Republica Moldova – prezent și viitor.	31
Lucrarea practică nr. 1. Reacții de schimb ionic	32
Test de evaluare sumativă la unitatea de învățare „Soluțiile și disocierea electrolitică”	33

3. METALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ

3.1. Caracterizarea generală a metalelor	34
3.2. Proprietățile fizice ale metalelor	36
Experiența de laborator nr. 4. Investigarea proprietăților fizice ale metalelor.	39
3.3. Răspândirea metalelor în natură. Metode generale de obținere	39
3.4. Metalele alcaline. Sodiul și potasiul	41
3.5. Compușii sodiului și potasiului. Importanța practică.	43
Experiența de laborator nr. 5. Investigarea proprietăților chimice ale bazelor alcaline.	44
3.6. Calciul	45
3.7. Compușii calciului cu aplicare practică	46
Experiența de laborator nr. 6. Investigarea proprietăților chimice ale oxidului de calciu și hidroxidului de calciu	49
3.8. Aluminiul.	49
Experiența de laborator nr. 7.1. Investigarea proprietăților chimice ale aluminiului.	52

3.9. Compușii aluminiului cu importanță practică	52
Experiența de laborator nr. 7.2. Investigarea proprietăților chimice ale compușilor aluminiului	54
3.10. Fierul	54
3.11. Coroziunea metalelor	56
3.12. Compușii fierului cu importanță practică	58
Experiența de laborator nr. 8. Investigarea proprietăților chimice ale fierului și compușilor lui	59
Lucrarea practică nr. 2. Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Metalele și compușii lor cu importanță practică”	61
Proiect. Istoria unei monede	61
3.13. Legătura genetică a metalelor și a compușilor lor	62
3.14. Metalele și compușii lor. Utilizarea și influența lor asupra calității vieții și mediului	62
Test de evaluare sumativă la unitatea de învățare „Metalele și compușii lor cu importanță practică”	63
4. NEMETALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ	
4.1. Starea gazoasă a substanțelor	64
4.2. Calcule după ecuații chimice cu participarea substanțelor în stare gazoasă	68
4.3. Caracterizarea generală a nemetalelor	72
4.4. Clorul	73
4.5. Compușii clorului cu importanță practică	76
Experiența de laborator nr. 9. Identificarea ionului de clorură Cl^-	77
4.6. Sulfur	78
4.7. Compușii sulfurului cu importanță practică	80
Experiența de laborator nr. 10. Identificarea ionului de sulfat SO_4^{2-}	83
Test de evaluare sumativă la unitatea de învățare „Nemetalele și compușii lor cu importanță practică”. Clorul, sulfurul și compușii lor	84
4.8. Azotul	85
4.9. Amoniacul. Sărurile de amoniu	87
Experiența de laborator nr. 11. Identificarea ionului de amoniu NH_4^+	89
4.10. Oxizii de azot	90
4.11. Acidul azotic	91
4.12. Nitrații. Circuitul azotului în natură	92
4.13. Fosforul	95
4.14. Compușii fosforului cu importanță practică	96
4.15. Carbonul	99
4.16. Compușii anorganici ai carbonului cu importanță practică	103
4.17. Acidul carbonic și cele mai importante săruri	105
Experiența de laborator nr. 12. Identificarea ionului de carbonat CO_3^{2-} și a oxidului de carbon (IV) CO_2	106
Test de evaluare sumativă la unitatea de învățare „Nemetalele și compușii lor cu importanță practică”. Azotul, fosforul, carbonul și compușii lor	108
4.18. Compușii organici ai carbonului	108
4.19. Hidrocarburile nesaturate. Polietena și cauciucul	112
4.20. Alcoolii. Alcoolul etilic	113
4.21. Acizii carboxilici. Acidul acetic	116
4.22. Siliciul	118
4.23. Compușii siliciului cu importanță practică	119

Lucrarea practică nr. 3. Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Nemetalele și compușii lor cu importanță practică”	121
Test de evaluare sumativă la unitatea de învățare „Nemetalele și compușii lor cu importanță practică”	122

5. CHIMIA ȘI PROGRESUL MODERN

5.1. Chimia și domeniul umanitar al activității umane	123
Proiect. Chimia – știință și artă	124
5.2. Chimia și tehnologiile moderne	124
5.3. Principii de utilizare inofensivă a substanțelor și reacțiilor chimice	126
5.4. Utilizarea inofensivă a substanțelor și reacțiilor chimice	128
Autoevaluare	129

ANEXE

Anexa 1. Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie. Indicații privind pregătirea și efectuarea lucrărilor practice	131
Anexa 2. Solubilitatea în apă a acizilor, bazelor și sărurilor	132
Anexa 3. Masele moleculare relative	132
Anexa 4. Legătura genetică dintre clasele de substanțe anorganice	133
Anexa 5. Denumirile și formulele unor oxizi și hidroxizi ai metalelor	134
Anexa 6. Denumirile și formulele unor acizi și ale resturilor lor acide	134
Anexa 7. Tabelul periodic al elementelor chimice	135

RECAPITULARE

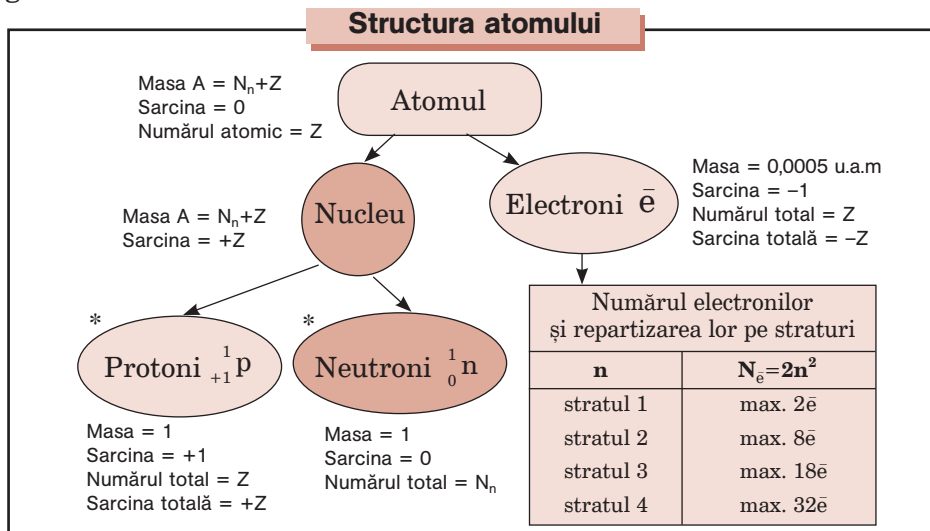
Manualul din clasa a 9-a ne va familiariza cu legea periodicității și tabelul periodic al elementelor chimice, cu metalele, nemetalele și compușii lor, cu soluțiile și disocierea electrolică, cu starea gazoasă a substanțelor, precum și cu compușii organici ai carbonului. Manualul se încheie cu capitolul despre importanța substanțelor chimice pentru activitatea umană, rolul chimiei în protecția mediului.

Pentru început, să ne reamintim principalele teme studiate anterior.

I. Structura atomului

Atomul este cea mai mică particulă a unui element chimic care prezintă proprietățile acestuia.

Atomul este o particulă complexă, alcătuită din nucleu și învelișul electronic. Schema de mai jos reprezintă structura unui atom în formă generală.



II. Legătura chimică

Legătura care se formează între atomi prin forțe de atracție se numește *legătură chimică*.

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

Valența elementului în compusul covalent este egală cu numărul de cupluri electronice comune sau de legături chimice.

Definiția valenței este caracteristică, de regulă, pentru nemetale.

La combinarea a doi atomi de diferite elemente, unul dintre ei atrage mai puternic spre sine cuplul comun de electroni.

Proprietatea atomilor unui element de a atrage electroni de la atomii altor elemente într-un compus chimic se numește *electronegativitate*.

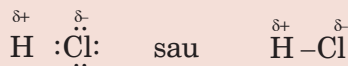
Valorile electronegativității (EN) elementelor chimice sunt relative față de valoarea electronegativității litiului, considerată ca referință, fiind egală cu 1. Cea mai înaltă electronegativitate, egală cu 4,0, o are fluorul.

Legătură covalentă nepolară



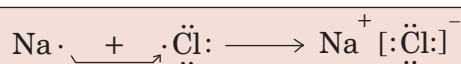
*formula grafică
(structurală)*

Legătură covalentă polară



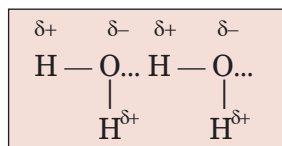
Particulele cu o anumită sarcină, în care se transformă atomii în urma cedării sau adărierii electronilor, se numesc *ioni*.

Legătura chimică formată între ionul pozitiv și ionul negativ în urma atracției electrostatice se numește *legătură ionică*.



Legătura chimică formată între atomii și ionii de metale pe baza electronilor de valență comuni se numește *legătură metalică*.

Legătura de hidrogen este legătura dintre un atom de hidrogen dintr-o moleculă și un atom cu o electronegativitate mare (F, O, N) din alte molecule, fiind mult mai slabă decât alte legături și se notează prin trei puncte (...).

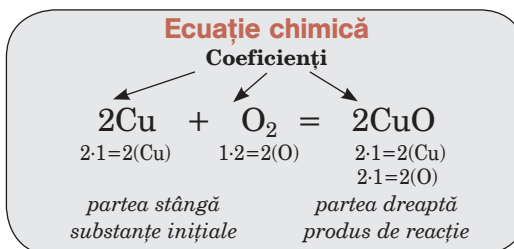


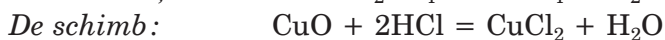
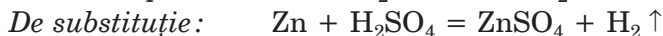
III. Reacțiile chimice

Fenomenele însoțite de transformarea unor substanțe în altele se numesc *fenomene chimice* sau *reacții chimice*.

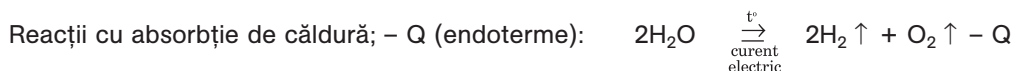
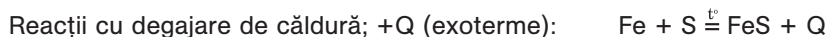
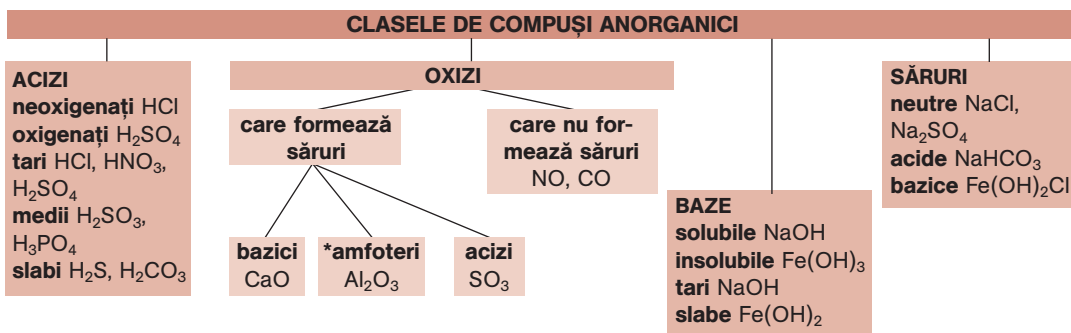
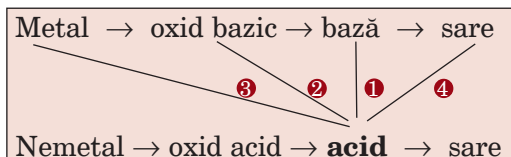
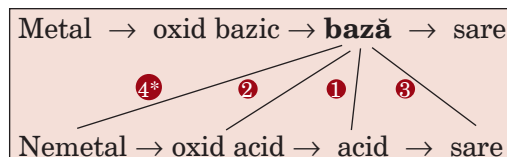
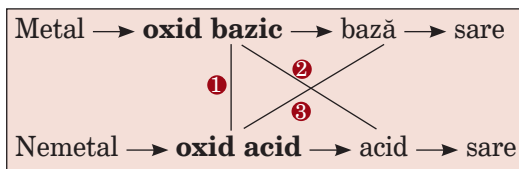
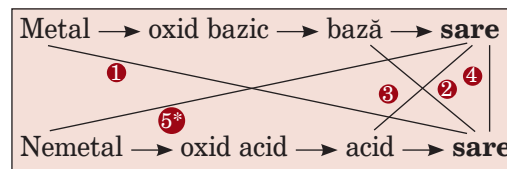
Substanțele care participă la reacția chimică se numesc *substanțe inițiale*, iar cele care se obțin în urma reacției sunt *produsi de reacție*.

Ecuatia chimică reprezintă notarea convențională a unei reacții chimice cu ajutorul simbolurilor și formulelor chimice, precum și al coeficienților.



Tipuri de reacții

Reacțiile care decurg simultan în două direcții opuse se numesc *reacții reversibile*: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$.

Efectele termice ale reacțiilor chimice**IV. Clasele de compuși anorganici****Proprietățile chimice ale acizilor****Proprietățile chimice ale bazelor****Proprietățile chimice ale oxizilor****Proprietățile chimice ale sărurilor****Seria de substituie a metalelor**

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

substituie hidrogenul din acizi nu substituie hidrogenul din acizi

LEGEA PERIODICITĂȚII ȘI TABELUL PERIODIC

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

- să operezi cu noțiunile ce se referă la: legea periodicității, tabel periodic, oxidant, reducător, număr de oxidare în diferite situații de învățare;
- să caracterizezi, comparativ, elementele chimice, substanțele simple și compuse conform poziției elementelor chimice în tabelul periodic;
- să prezinți variația periodică a proprietăților elementelor chimice: metale, nemetale, de reducător, de oxidant;
- să rezolvi probleme în baza ecuațiilor chimice, utilizând corelația dintre cantitatea de substanță și masa substanței.

În procesul de studiere a chimiei în clasele a 7-a și a 8-a, am recurs deseori la tabelul periodic al elementelor chimice. Cu ajutorul lui putem să aflăm masa atomică relativă, structura atomului și valența oricărui element.

Tabelul periodic este reprezentarea grafică a uneia din cele mai importante legi ale naturii – legea periodicității.

1.1. Tabelul periodic și structura atomului

Către anul 1868 erau cunoscute 63 de elemente chimice. Masele atomice ale tuturor acestor elemente erau deja determinate. Se cerea aranjarea lor într-o anumită ordine.

Savantul rus D.I. Mendeleev a fost preocupat, ca și predecesorii săi, de căutarea unui răspuns la întrebarea: „Ce semn sau proprietate a elementelor chimice ar putea sta la baza clasificării lor?” Astfel, Mendeleev, independent de predecesorii săi, a ales masa atomică, considerând-o ca „o proprietate exactă, măsurabilă a fiecărui element”.

Pentru început, el a scris pe fișe separate fiecare element, masa lui atomică, valența, densitatea substanței simple, forma și caracterul oxidului și ale hidroxidului (bazic, acid, amfoter), iar pentru nemetale – și compușii hidrogenați. Apoi a aranjat fișele într-un rând, în ordinea creșterii maselor atomice ale elementelor. S-a constatat că peste un anumit număr de elemente, adică periodic, se găsesc elemente cu proprietăți asemănătoare.

Mendeleev a aranjat elementele cu proprietăți asemănătoare unele sub altele, obținând un tabel cu coloane verticale, numite *grupe*, și rânduri orizontale, reunite mai târziu în *perioade*, numit *tabel periodic* (vezi coperta).

Perioadele mici (I, II și III) conțin elemente tipice și constau dintr-un singur rând. *Perioadele mari* (IV, V, VI, VII) sunt alcătuite din câte două rânduri.

Pe verticală, tabelul se împarte în grupe. Fiecare grupă este divizată în două subgrupe – una principală și alta secundară. Subgrupele principale includ elemente din toate perioadele (mari și mici), pe când cele secundare cuprind doar elemente din perioadele mari (fig. 1.1 și 1.2).

În fiecare subgrupă, asemănarea dintre elemente se manifestă diferit.

În grupa I, toate metalele alcaline ce alcătuiesc subgrupa principală se aseamănă foarte mult între ele, spre deosebire de cupru, argint și aur din

PERIOADE	RÂNDURI	I	II
I	1	1 H HIROGEN 1,008	
II	2	3 Li LITIU 6,939	4 Be BERILIU 9,012
III	3	11 Na SODIU 22,990	12 Mg MAGNEZIU 24,312
IV	4	19 K POTASIU 39,10	20 Ca CALCIU 40,08
	5	Cu CUPRU 63,55	Zn ZINC 65,39
V	6	37 Rb RUBIDIU 85,47	38 Sr STRONTIU 87,62
	7	Ag ARGINT 107,87	Cd CADMIU 112,41
VI	8	55 Cs CESIU 132,91	56 Ba BARIU 137,33
	9	Au AUR 196,97	Hg MERCUR 200,59
VII	10	87 Fr FRANCIU [223,02]	88 Ra RADIU [226,03]
	11	Rg ROENTGENIUM [261]	Cn COPERNICIUM [285]
OXIZI SUPERIORI		R₂O	RO
COMPUȘI CU HIDROGENUL			
* LANTANIDE		Ce CERIU 140,12	Pr PRASEODIM 140,91
** ACTINIDE		Th TORIU 232,04	Pa PROTACTINIU [231,04]

Fig. 1.1. Fragment din tabelul periodic; grupele I și II.

subgrupa secundară, care nu au atâtea particularități în comun. În același timp, elementele din aceste două subgrupe nu se aseamănă deloc între ele.

PERIOADE	RÂNDURI	GRUPE DE ELEMENTE							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	1	1 H HIROGEN 1,008						(H)	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 Fe FIER 55,85
	5	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

Fig. 1.2. Fragment din tabelul periodic; perioadele I-IV.



EVALUARE

1. Ce proprietate a elementelor a ales Mendeleev ca fiind cea mai adecvată pentru clasificarea elementelor chimice? De ce?
2. Ce reprezintă grupa, subgrupa? În baza exemplului grupei I, arată asemănările și deosebirile dintre elementele din subgrupa principală și cea secundară ale unei anumite grupe.
3. Ce este perioada? Care perioade se numesc mici și care – mari?
4. Elementele din care perioade alcătuiesc subgrupele secundare și care dintre ele alcătuiesc subgrupele principale?
5. Care din elementele propuse formează cu hidrogenul cel mai ușor compus: C; N; Si; P; As?
6. Un oarecare element chimic formează cu hidrogenul un compus cu formula generală H_2R și se află în perioada a III-a. Numește elementul.

1.2. // Numărul de oxidare. Noțiuni despre oxidant și reducător

Numărul (gradul) de oxidare (NO/GO) este sarcina formală care îi revine unui atom al elementului în moleculă, dacă se admite că a avut loc transferul complet al electronilor de la elementul cu electronegativitate (EN) mai mică spre elementul cu EN mai mare.

În moleculele substanțelor simple, numărul (gradul) de oxidare al elementului este zero, iar în cele ale substanțelor compuse, acesta este pozitiv sau negativ. Valoarea numerică a numărului (gradului) de oxidare deseori coincide cu cea a valenței, însă valența nu are sarcină, pe când numărul (gradul) de oxidare poate fi zero, negativ sau pozitiv și se notează cu cifre arabe cu semnul „+” sau „-”.

Numărul (gradul) de oxidare al diferitor elemente poate avea o valoare cuprinsă între -4 și +8 (tabelul 1.1).

Tabelul 1.1. Valorile numerice ale numerelor de oxidare pentru unele elemente în substanțele compuse întâlnite cel mai frecvent

Elementul	Numărul de oxidare
Li, Na, K, H	+1
Mg, Ca, Ba, Zn	+2
Al	+3
F	-1
O	-2

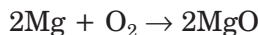
Elementul	Numărul de oxidare
Fe	+2, +3
C	-4, +2, +4
N	-3, +1, +2, +3, +4, +5
P	-3, +3, +5
S	-2, +4, +6
Cl	-1, +1, +3, +5, +7

Algoritmul de stabilire a numărului (gradului) de oxidare al elementului după formulă

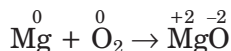
- 1** Scriem formula moleculară și notăm numerele (gradele) de oxidare cunoscute.
- 2** Înmulțim numărul (gradul) de oxidare cu indicele și obținem sarcina totală a atomilor elementului dat.
- 3** *Regulă.* Suma tuturor sarcinilor în formulă trebuie să fie egală cu zero. Folosind această regulă, calculăm sarcina totală a atomilor elementului rămas.
- 4** Împărțim acest număr la indice și obținem valoarea numărului (gradului) de oxidare al elementului al doilea, pe care o scriem deasupra simbolului acestui element.

Numărul de oxidare al fosforului (+5) și cel al sulfurii (+6) coincid cu valențele lor superioare, egale respectiv cu V și cu VI.

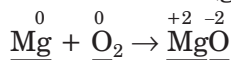
Să urmărim cum se regroupează atomii în decursul unei reacții. Drept exemplu vom lua ecuația reacției dintre magneziu și oxigen:



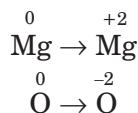
1. Calculăm și indicăm numerele (gradele) de oxidare ale atomilor fiecărui element din această ecuație:



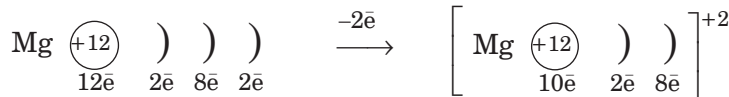
2. Subliniem elementele care și-au schimbat numărul (gradul) de oxidare după reacție:



3. Scriem aceste elemente în perechi:



Să analizăm modificările în cazul fiecărui atom. Magneziul are pe stratul exterior doi electroni, pe care îi pierde ușor, transformându-se într-o particulă cu sarcina +2 (+12 - 10 = +2):



Aici sunt cu doi electroni mai puțin decât în atom.

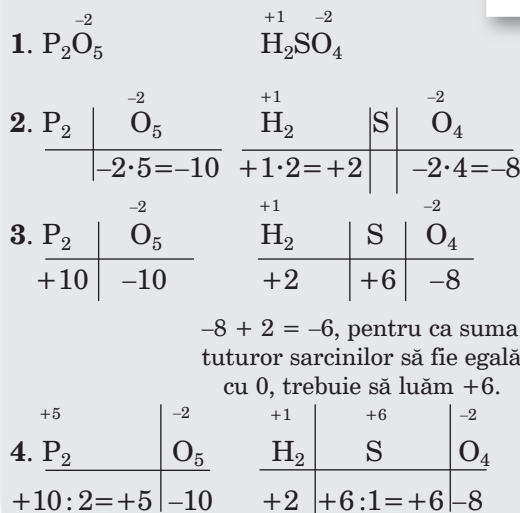
Pierderea (cedarea) electronilor se marchează prin semnul „minus”. Fenomenul se citește astfel: *Magneziul cu numărul (gradul) de oxidare zero (Mg^0) cedează doi electroni (-2e) și se transformă în magneziu cu numărul (gradul) de oxidare plus doi sau, simplu, magneziu-plus-doi.*

Deci, putem scrie: $\overset{0}{\text{Mg}} - 2\text{e} = \overset{+2}{\text{Mg}}$

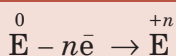
Particulele pozitive (protonii) nu sunt cedate și nu sunt adăugate, deoarece ele se află în nucleul atomului.

Sarcina pozitivă se schimbă din contul pierderii electronilor: fiecărei sarcini pozitive din nucleu îi corespunde o sarcină negativă, adică un electron. Cedând un electron negativ (-1), particula obține sarcina +1 pe seama sarcinii pozitive necompensate din nucleu.

Exemple

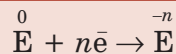


reducător



oxidare

oxidant



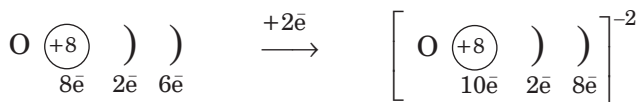
reducere

Procesul de cedare a electronilor se numește **oxidare**, iar cel de adădire a electronilor se numește **reducere**.

REȚINE ȘI NU
CONFUNDA!

Cuvintele **oxidant** și **oxidare** sau **reducător** și **reducere** au aceeași rădăcină, dar se referă la diferite noțiuni.

Atomul neutru de oxigen are șase electroni pe stratul exterior. El adădonează doi electroni și se transformă într-o particulă cu sarcina -2 ($+8 - 10 = -2$):



Aici sunt cu doi electroni mai mult decât în atom.

Adădonearea electronilor se marchează prin semnul „plus”. Citim: *Oxigenul-zero adădonează doi electroni (+2e⁻) și se transformă în oxigen cu numărul (gradul) de oxidare minus doi*. $\overset{0}{\text{O}} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{\text{O}}$

Elementul care **primește** electronii este **oxidant** (în cazul dat, oxigenul).

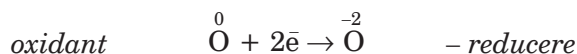
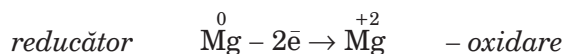
Procesul de adădire a electronilor se numește reducere.

Așadar, oxidantul se reduce (adică ia electronii). În cazul dat, oxigenul $\overset{0}{\text{O}}$ se reduce până la $\overset{-2}{\text{O}}$, oxidând magneziul.

Elementul care **cedează** electronii este **reducător**. Reducătorul se oxidează. În cazul dat, magneziul $\overset{0}{\text{Mg}}$ este reducător, oxidându-se până la $\overset{+2}{\text{Mg}}$.

Procesul de cedare a electronilor se numește oxidare.

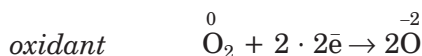
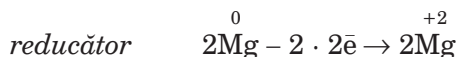
Să notăm aceste raționamente sub formă de ecuații electronice, indicând oxidantul și reducătorul:



Reducătorul se oxidează, iar oxidantul se reduce.

Ecuațiile electronice se citesc astfel: *Reducătorul magneziu-zero cedează doi electroni și se transformă în magneziu-plus-doi. Acest proces se numește oxidare. Oxidantul oxigen-zero adădonează doi electroni și se transformă în oxigen minus-doi. Acest proces se numește reducere.*

Deoarece molecula de oxigen O_2 este formată din doi atomi, numărul total de electroni adădoneați va fi dublu:

**LUCRU ÎN ECHIPĂ**

Amintiți-vă de algoritmul de alcătuire a formulelor chimice după valență, număr (grad) de oxidare sau sarcina ionilor. Alcătuiți formulele moleculare după valența, numărul (gradul) de oxidare ale atomilor sau *sarcina ionilor indicată deasupra formulelor:

- a) Na O; Mg O; Al O; Si O; P O; S O; Cl O;
 b) B O; C O; C O; N O; N O; P O; P O; S O; S O;
 c) C H; N H; P H; As H; H O; H S; H Se; H F; H Cl; H Br; H I;
 *d) H NO₃; H SO₃; H SO₄; H CO₃; H SiO₃; H PO₄;
 *e) Na OH; K OH; NH₄OH; Ba OH; Ca OH; Mg OH.

EVALUARE

1. Ce reprezintă oxidantul și reducătorul? Dă exemple.
2. Completează schemele, indicând procesul de adiție sau de cedare a electronilor. Arată oxidantul și reducătorul, oxidarea și reducerea:
 a) $\overset{0}{\text{Ca}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Ca}}$ b) $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$ c) $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{-2}{\text{S}}$ d) $\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{-2}{2\text{O}}$ e) $\overset{0}{2\text{Al}} \rightarrow \overset{+3}{2\text{Al}}$ f) $\overset{0}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$
3. Indică în fiecare ecuație: 1) numărul (gradul) de oxidare al elementelor; 2) oxidantul și reducătorul.
 a) $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$ d) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 b) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ e) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ f) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

1.3. Legea periodicității

Să examinăm particularitățile elementelor cuprinse între litiu (nr. 3) și clor (nr. 17), precum și pe cele ale compușilor lor.

1. În șirurile orizontale, de la litiu până la fluor și de la sodiu până la clor, proprietățile metalice ale elementelor descresc odată cu creșterea maselor atomice, iar cele nemetalice se intensifică. Această repetare este periodică.

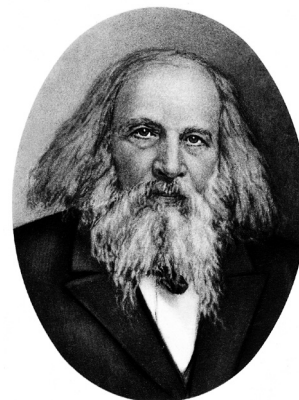
2. La fel, forma sau compoziția oxizilor superiori se schimbă periodic, având următoarele formule generale: R₂O, RO, R₂O₃, RO₂, R₂O₅, RO₃, R₂O₇ (vezi coperta).

3. În rândurile orizontale, proprietățile oxizilor se schimbă periodic, trecând de la oxizii bazici la oxizii acizi.

4. Periodicitatea se manifestă și în proprietățile speciilor ROH: se trece de la bazice tari, la bazice slabe, prin cele amfotere, până la acide, odată cu creșterea masei atomice a elementului.

5. Formele și proprietățile compușilor hidrogenați se supun aceleiași legi a periodicității. De exemplu, în seria RH₄, RH₃, RH₂ și RH, compusul CH₄ nu are proprietăți nici de acid, nici de bază; la dizolvarea în apă, NH₃ are proprietăți bazice, iar HF – proprietăți acide. Același fenomen poate fi urmărit și pentru compușii hidrogenați ai elementelor situate mai jos de cele cuprinse între litiu și fluor.

La 17 februarie 1869, D.I. Mendeleev a făcut publică pentru prima dată legea periodicității, formulând-o în felul următor:



D.I. Mendeleev
(1834-1907)

Chimist rus. În februarie 1869 a formulat legea periodicității și a alcătuit primul tabel periodic al elementelor.

PERIODE	RÂNDURI	GRUPE DE ELEMENTE						
		I	II	III	IV	V	VI	VII
I	1	¹ H HIIDROGEN 1,008						(H)
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
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

Fig. 1.3. Fragment din tabelul periodic; perioadele I-III.

Proprietățile elementelor, precum și formele și proprietățile compuşilor lor, se repetă periodic în funcție de greutatea* lor atomice.

Fiecare element din tabelul periodic a primit numărul său atomic, căruia Mendeleev i-a acordat o mare importanță. Studiind structura atomului, ne-am putut convinge că numărul atomic (de ordine) s-a dovedit a fi mai important decât masa atomică, deoarece el reprezintă sarcina nucleului pentru atomul elementului dat, iar aceasta este principala caracteristică neschimbătoare a elementului.

De aceea noua *formulare* a legii periodicității este următoarea :

Proprietățile elementelor, precum și formele și proprietățile compuşilor lor variază periodic în funcție de sarcina nucleului sau numărul atomic al elementelor.

De ce definiția dată legii periodicității de Mendeleev diferă de cea contemporană?

Prin urmare, toate proprietățile elementelor ce variază periodic trebuie examinate în funcție de creșterea numărului atomic al elementului. Numărul atomic și sarcina nucleului sunt mărimi neperiodice, pe când proprietățile metalice și nemetalice, numărul de electroni pe stratul exterior, formele și proprietățile oxizilor și hidroxizilor sunt mărimi care variază periodic. Variația lor urmează a fi studiată pe perioade și grupe, în funcție de creșterea numărului atomic (de ordine).

1.4. Schimbarea periodică a proprietăților metalice și nemetalice

Cauza periodicității rezidă în structura atomilor. Să analizăm *fig. 1.4*, ce prezintă repartizarea electronilor în atomii primelor 18 elemente. Așa cum putem observa, pe măsura creșterii numărului atomic (a sarcinii nucleului), se repetă periodic numărul de electroni de valență ai atomului: de la 1 (Li) până la 8 (Ne), apoi iarăși de la 1 (Na) până la 8 (Ar).

Constatăm că la elementele din subgrupele principale numărul electronilor de pe stratul exterior este egal cu numărul grupei.

Astfel, *numărul electronilor de valență variază periodic*: peste un anumit număr de elemente, avem același număr de electroni exteriori.

De numărul electronilor de valență sunt legate și proprietățile metalice și nemetalice, reducătoare și oxidante ale elementelor.

1. *Proprietățile metalice* ale unui element sunt determinate de capacitatea atomului său de a *ceda electroni*. Cu cât mai puțini electroni va avea atomul pe stratul exterior, cu atât mai ușor îi va ceda. La fel, capacitatea de a ceda electronii se intensifică odată cu creșterea dimensiunilor atomilor.

Cum se schimbă proprietățile metalice în subgrupele principale? Să analizăm, de exemplu, proprietățile metalice ale elementelor din subgrupa principală a grupei I (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). Toate acestea au câte un electron pe stratul exterior și îl cedează ușor în reacțiile chimice (de exemplu, $\text{Na}^0 - 1e \rightarrow \text{Na}^+$), manifestând proprietăți metalice. Știm deja că *numărul straturilor electronice este egal cu numărul perioadei*. De aceea, de sus în jos, odată cu creșterea numărului atomic (de ordine), se mărește și numărul de straturi electronice ale atomilor. Prin urmare, de

Care crezi că este cauza schimbării periodice a proprietăților elementelor și ale compuşilor lor?

Tabelul elementelor chimice a fost numit *tabel periodic*, deoarece nu este un tabel obișnuit, ci unul funcțional, care conține informații privind caracterizarea elementelor, prezicerea existenței unor elemente noi, corectarea datelor experimentale etc.

* Aici cu sensul de „masă atomică relativă“.

PERIOADE	GRUPE							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	1 ¹ H $\begin{array}{c} +1 \\ 1 \end{array}$							2 ² He $\begin{array}{c} +2 \\ 2 \end{array}$
II	3 ³ Li $\begin{array}{c} +3 \\ 2 \\ 1 \end{array}$	4 ⁴ Be $\begin{array}{c} +4 \\ 2 \\ 2 \end{array}$	5 ⁵ B $\begin{array}{c} +5 \\ 2 \\ 3 \end{array}$	6 ⁶ C $\begin{array}{c} +6 \\ 2 \\ 4 \end{array}$	7 ⁷ N $\begin{array}{c} +7 \\ 2 \\ 5 \end{array}$	8 ⁸ O $\begin{array}{c} +8 \\ 2 \\ 6 \end{array}$	9 ⁹ F $\begin{array}{c} +9 \\ 2 \\ 7 \end{array}$	10 ¹⁰ Ne $\begin{array}{c} +10 \\ 2 \\ 8 \end{array}$
III	11 ¹¹ Na $\begin{array}{c} +11 \\ 2 \\ 8 \\ 1 \end{array}$	12 ¹² Mg $\begin{array}{c} +12 \\ 2 \\ 8 \\ 2 \end{array}$	13 ¹³ Al $\begin{array}{c} +13 \\ 2 \\ 8 \\ 3 \end{array}$	14 ¹⁴ Si $\begin{array}{c} +14 \\ 2 \\ 8 \\ 4 \end{array}$	15 ¹⁵ P $\begin{array}{c} +15 \\ 2 \\ 8 \\ 5 \end{array}$	16 ¹⁶ S $\begin{array}{c} +16 \\ 2 \\ 8 \\ 6 \end{array}$	17 ¹⁷ Cl $\begin{array}{c} +17 \\ 2 \\ 8 \\ 7 \end{array}$	18 ¹⁸ Ar $\begin{array}{c} +18 \\ 2 \\ 8 \\ 8 \end{array}$

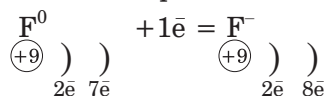
la litiu (Li) până la franciu (Fr), cresc și dimensiunile atomilor lor, crește distanța de la nucleu până la electronii de pe ultimul înveliș electronic, și respectiv scade atracția dintre ei. Astfel, cel mai ușor se desprinde electronul exterior al atomului de franciu, acesta fiind și elementul cu cele mai pronunțate proprietăți metalice.

În subgrupele principale, de sus în jos, odată cu creșterea sarcinii nucleului (numărului atomic) se măresc dimensiunile atomilor și se intensifică proprietățile metalice ale elementelor.

Această regulă este valabilă pentru toate subgrupele principale.

2. *Proprietățile nemetalice* ale unui element sunt determinate de capacitatea atomului său de a adăuga electroni.

Vom analiza schimbarea proprietăților nemetalice în subgrupele principale pe exemplul halogenilor – elemente din subgrupa principală a grupei a VII-a (F, Cl, Br, I, At). Atomii de halogeni primesc ușor un electron pentru completarea octetului. De exemplu :



De sus în jos (adică de la fluor spre astatiniu), dimensiunile atomilor de halogeni cresc, de aceea ei atrag și rețin tot mai greu acest electron. Prin urmare, la halogeni proprietățile nemetalice descresc de sus în jos. Dintre toate elementele, cele mai pronunțate proprietăți nemetalice le prezintă fluorul. El are cea mai înaltă electronegativitate. Astfel, odată cu creșterea numărului atomic (a sarcinii nucleului) slăbesc proprietățile nemetalice ale elementelor.

Concluzie generalizatoare:

În subgrupele principale, de sus în jos, odată cu creșterea numărului atomic (a sarcinii nucleului) proprietățile metalice se intensifică, iar cele nemetalice slăbesc.

Astfel, pentru elementele din subgrupele principale, factorul esențial al periodicității este repetarea periodică a structurii stratului electronic exterior.

Fig. 1.4. Structura straturilor electronice ale elementelor din perioadele I-III.

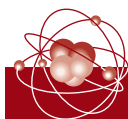


În ultimii ani au fost descoperite (obținute în laborator) patru elemente chimice noi cu numerele atomice 113, 115, 117 și 118. Se știe că elementele noi nu sunt creditate și introduse în tabel până când acestea nu sunt recunoscute oficial de Uniunea Internațională de Chimie Pură și Aplicată (IUPAC). Obținerea celor patru elemente a fost confirmată pe 30 decembrie 2015. Denumirile acestor elemente au fost aduse la cunoștința publicului în 2016 de către autorii descoperirilor – echipe de savanți din Japonia, Rusia și SUA.

II	VII (H)
4 ⁴ Be BERILIU 9,012	9 ⁹ F FLUOR 18,998
12 ¹² Mg MAGNEZIU 24,312	17 ¹⁷ Cl CLOR 35,453
20 ²⁰ Ca CALCIU 40,08	
38 ³⁸ Sr STRONTIU 87,62	
56 ⁵⁶ Ba BARIU 137,3	35 ³⁵ Br BROM 79,90
88 ⁸⁸ Ra RADIU [226,03]	53 ⁵³ I IOD 126,90
RO	85 ⁸⁵ At ASTATINIU [209,90]
	R ₂ O ₇
	HR

se intensifică proprietățile metalice

descresc proprietățile nemetalice



Orizonturile chimiei

Până în prezent au fost descoperite sau obținute pe cale artificială 118 elemente chimice.

Dar câte elemente vor mai fi descoperite? Oare vor avea ele loc în tabelul periodic?

Studiind structura și proprietățile elementelor cunoscute, savanții au ajuns la concluzia că probabilitatea existenței unor noi elemente se reduce considerabil, deoarece cu cât mai mulți protoni, neutroni și electroni se adună în cadrul unui atom, cu atât mai greu ei se țin împreună.

La elementele din subgrupele secundare, electronii de valență sunt situați atât pe stratul exterior, cât și pe penultimul strat.

Schimbarea proprietăților elementelor în perioade. În cadrul unei perioade, toți atomii au același număr de straturi electronice. Când sarcina nucleului crește, învelișul electronic se comprimă. Prin urmare, în perioadă, dimensiunile atomilor se micșorează.

La fel, de-a lungul perioadei, numărul electronilor exteriori crește, iar dimensiunile atomilor se micșorează. Rezultă că atomii adăionează electronii mai ușor, dar îi cedează mai greu.

În perioadă, de la stânga la dreapta, proprietățile metalice descresc, iar cele nemetalice cresc.

În baza celor studiate până în prezent pot fi folosite posibilitățile de prezicere a legii periodicității și tabelului periodic pentru caracterizarea unor elemente din subgrupele principale, inclusiv pentru elementele a căror structură a atomului nu se studiază în școală.



EVALUARE

1. Stabilește numărul de electroni din atomii elementelor:
a) K, Ar; b) Co, Ni; c) Te, I.
2. Alcătuiește schemele electronice pentru atomii elementelor:
a) Li, Na, K; b) B, Al; c) N, P; d) F, Cl;
e) Be, Mg, Ca; f) C, Si; g) O, S; h) He, Ne, Ar.
3. Alege afirmațiile corecte:
a) numărul perioadei indică numărul straturilor electronice în atom;
b) numărul grupei este egal cu numărul electronilor exteriori pentru elementele din subgrupele principale;
c) numărul grupei este egal cu numărul electronilor exteriori pentru elementele din subgrupele secundare.
4. Alcătuiește formulele oxizilor superiori pentru elementele din grupa a VI-a. Aceste elemente atât de diferite au fost reunite într-o singură grupă. De ce?
5. Alege afirmațiile corecte:
a) fiecare perioadă începe cu un metal alcalin;
b) fiecare perioadă se termină cu un gaz inert;
c) perioadele I, II și III sunt perioade mari;
d) numărul perioadei este egal cu numărul de electroni pe nivelul exterior.
6. Alege afirmațiile corecte:
a) toate elementele sunt aranjate în tabelul periodic al elementelor în ordinea creșterii maselor atomice;
b) sarcina nucleului variază periodic;
c) sarcina nucleului este egală cu numărul atomic;
d) toate elementele sunt aranjate în tabelul periodic în ordinea creșterii sarcinii nucleului.

1.5. Caracterizarea elementelor chimice conform poziției lor în tabelul periodic

Bazându-ne pe cele învățate până aici, putem folosi tabelul periodic pentru descrierea unor elemente din subgrupele principale.

Să caracterizăm elementul sulf S conform unui plan general.

1. Locul elementului în tabelul periodic:

- a) numărul atomic (de ordine);
- b) perioada;
- c) grupa, subgrupa.

2. Metal sau nemetal (după poziția față de diagonală B–At).

3. Structura atomului:

- a) sarcina nucleului, egală cu numărul atomic;
- b) numărul total de electroni;
- c) numărul de straturi electronice (egal cu numărul perioadei);
- d) repartizarea electronilor pe straturi electronice (numărul de electroni pe nivelul exterior este egal cu numărul grupei).

4. Valența

- a) valența superioară este egală cu numărul grupei;
- b) alte valori ale valenței: pară în grupele pare și impară în grupele impare.

5. Oxidul superior și hidroxidul, caracterul lor.

6. Alți oxizi și hidroxizi.

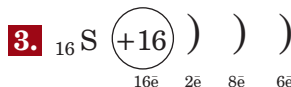
7. Compus hidrogenat volatil (pentru nemetale).

8. Soluția apoasă a compusului hidrogenat.

1. S, sulf

- a) 16;
- b) perioada a III-a;
- c) subgrupa principală a grupei a VI-a

2. Nemetal



- a) +16
- b) 16
- c) 3
- d) 2, 8, 6

4.

- a) valența superioară S^{VI};
- b) S^{IV}, S^{II}

5. SO₃ – oxid de sulf (VI), oxid acid
H₂SO₄ – acid sulfuric

6. SO₂ – oxid de sulf (IV), oxid acid
H₂SO₃ – acid sulfuros

7. H₂S – sulfură de hidrogen

8. H₂S – acid sulfhidric

PROIECT

Tema: Tabelul periodic – alfabetul chimiei

Argument

Cu mai bine de peste 150 de ani în urmă, chimistul rus Dmitri Ivanovici Mendeleev și colegul său german Julius Lothar au descoperit, în mod independent, o legătură sistemică între masa atomică și proprietățile chimice ale elementelor. Astfel au pus bazele „Tabelului periodic al elementelor”, numit și „Tabelul lui Mendeleev”.

În anul 1869, Dmitri Ivanovici Mendeleev a publicat primul tabel periodic recunoscut la nivel mondial. Pentru a marca acest eveniment, UNESCO a declarat 2019 Anul Internațional al Tabelului Periodic al Elementelor. Potrivit Organizației Națiunilor Unite pentru Educație, Știință și Cultură (UNESCO), tabelul periodic al elementelor „este un instrument unic pentru știință care le permite chimiștilor să studieze aspectul și proprietățile materiei de pe Pământ și din Univers”.

Formați o echipă cu alți colegi și realizați împreună un proiect cu tema „Tabelul periodic – alfabetul chimiei”. Citiți cu atenție punctele de reper.

Probleme de urmărit

- ✓ Descoperirea și dezvoltarea tabelului periodic;
- ✓ Structura actuală a tabelului periodic;

- ✓ Elemente create de oamenii de știință și introduse în tabelul periodic;
- ✓ Cinci elemente chimice cu denumiri ale planetelor, țărilor etc.;
- ✓ Importanța tabelului periodic pentru știință.

Modalități de realizare

- Prezentări PowerPoint
- Postere
- Referate
- Colaje

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă stabilește modul de prezentare în fața clasei (poate fi un reprezentant sau câțiva membri ai echipei).
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Originalitatea și importanța subiectelor abordate;
- Conținutul științific al proiectului;
- Mesajul transmis de echipă;
- Sursele de documentare a proiectului;
- Încadrarea în timpul acordat prezentării.

1.6. // **Determinarea cantității de substanță sau a masei unei substanțe după cantitatea sau masa altei substanțe participante la reacție**

Problema 1. Ce masă de oxid de aluminiu se formează la oxidarea completă a aluminiului cu cantitatea de substanță de 0,3 mol ?

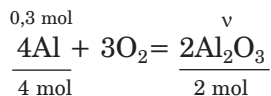
Se dă:

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

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

Rezolvare:

1. Alcătuim ecuația reacției și stabilim coeficienții stoechiometrici. Subliniem substanțele necesare, indicând sub fiecare cantitatea de substanță (v) conform ecuației, iar deasupra valoarea lui v conform condițiilor problemei:



2. Alcătuim proporția și calculăm cantitatea de substanță de Al_2O_3 :

$$\frac{0,3 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = \frac{v}{2 \text{ mol}}; \quad v(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{0,3 \cdot 2 \text{ mol}}{4} = 0,15 \text{ mol}$$

3. Determinăm masa moleculară relativă și masa molară pentru Al_2O_3 :

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102; \quad M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol}$$

4. Calculăm masa oxidului de aluminiu din raportul:

$$M = \frac{m}{v}; \quad m = M \cdot v$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol} \cdot 0,15 \text{ mol} = 15,3 \text{ g}$$

Răspuns: masa oxidului de aluminiu este de 15,3 g.

Problema 2. Determinați masa oxidului de fosfor (V) obținut la arderea completă a fosforului cu masa de 18,6 g.

Se dă:

$$m(\text{P}) = 18,6 \text{ g}$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = ?$$

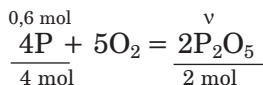
Rezolvare:

1. Calculăm cantitatea de substanță de fosfor din raportul:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad M(\text{P}) = 31 \text{ g/mol}$$

$$\nu(\text{P}) = \frac{18,6 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

2. Scriem ecuația reacției și stabilim coeficienții stoechiometrici, indicând cantitățile de substanță corespunzătoare (vezi problema 1):



3. Alcătuim proporția și aflăm cantitatea de substanță de P_2O_5 :

$$\frac{0,6 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = \frac{\nu}{2 \text{ mol}}; \quad \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{0,6 \cdot 2 \text{ mol}}{4} = 0,3 \text{ mol}$$

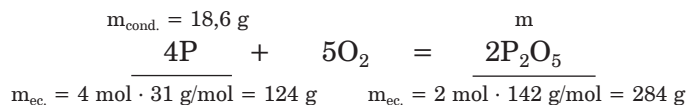
4. Determinăm masa oxidului de fosfor (V):

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142; \quad M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g/mol}$$

$$m = M \cdot \nu = 142 \text{ g/mol} \cdot 0,3 \text{ mol} = 42,6 \text{ g}.$$

Răspuns: masa oxidului de fosfor (V) este de 42,6 g.

Notă. Problema poate fi rezolvată și mai simplu. Pentru aceasta, în ecuația reacției se vor nota nu cantitățile de substanță, ci masele substanțelor conform ecuației reacției și, respectiv, din condițiile problemei:



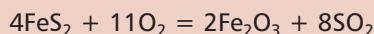
$$\frac{18,6 \text{ g}}{124 \text{ g}} = \frac{m}{284 \text{ g}}; \quad m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{18,6 \text{ g} \cdot 284}{124} = 42,6 \text{ g}$$

PROBLEME



1. Calculați masa clorului necesară pentru a obține clorură de hidrogen cu cantitatea de substanță de 3 mol.

2. Determinați cantitatea de substanță și masa piritei (FeS_2), care se va consuma la producerea oxidului de sulf (IV) cu masa de 128 kg, conform ecuației reacției:



3. La tratarea zincului cu acid sulfuric s-a eliminat hidrogen cu cantitatea de substanță de 2,5 mol. Calculați masa zincului și cea a acidului sulfuric.

Test**DE EVALUARE SUMATIVĂ LA UNITATEA DE ÎNVĂȚARE
LEGEA PERIODICITĂȚII ȘI TABELUL PERIODIC****I. Completează spațiile libere.**

Elementul cu numărul atomic 16 formează compusul hidrogenat ..., oxidul superior ... și acidul sau baza...

II. Completează tabelul de mai jos, folosind cunoștințele acumulate despre poziția elementului în tabelul periodic:

<i>Elementul</i>	<i>Metal/nemetal</i>	<i>Oxidul superior</i>	<i>Acidul / baza</i>
a) Na			
b) Ca			
c) N			
d) C			

Încercuiește răspunsurile corecte în itemii III-VI.

III. Atomii elementelor din subgrupa principală a grupei a II-a au același număr de:

- a) electroni pe stratul electronic exterior;
- b) electroni în total.

IV. Atomii cărui element cedează cel mai ușor un electron:

- a) sodiu; b) magneziu; c) aluminiu; d) siliciu?

V. Care dintre caracteristicile de mai jos se schimbă periodic:

- a) sarcina nucleului;
- b) masa atomică relativă;
- c) numărul straturilor electronice în atom;
- d) numărul electronilor pe stratul electronic exterior?

VI. Proprietățile bazice ale hidroxizilor formați de elementele din subgrupa principală a grupei a II-a, de sus în jos:

- a) descresc;
- b) cresc;
- c) rămân neschimbate;
- d) descresc, apoi cresc.

VII. Aranjează următoarele elemente în ordinea creșterii caracterului metalic: Cs, Al, Na, Mg, K.

Notă. Pentru toate testele de evaluare, răspunsurile nu se scriu în manual, ci în caiete.

- să operezi cu noțiunile: *disociere electrolitică, reacții de schimb ionic, ecuații ionice*;
- să modelezi disocierea electrolitică a acizilor tari, bazelor alcaline, sărurilor neutre, a reacțiilor de schimb ionic prin ecuații chimice;
- să investighezi, cu ajutorul experiențelor, condițiile de realizare a reacțiilor de schimb ionic;
- să rezolvi probleme în baza ecuațiilor reacțiilor de schimb ionic, corelând cantitatea de substanță și masa substanței.

2.1. Solubilitatea substanțelor în apă

În clasa a 8-a am luat cunoștință de soluțiile care sunt foarte importante pentru existența umană. Am constatat că cea mai valoroasă soluție este apa naturală, în care sunt dizolvate săruri, precum CaCl_2 , MgCl_2 , CaSO_4 , MgSO_4 etc.

Am stabilit că cel mai răspândit solvent este apa.

Să turnăm apă în două pahare până la jumătatea volumului lor (100 g). În primul pahar adăugăm două linguri de zahăr, iar în al doilea — două linguri de sare de bucătărie. Agităm conținutul ambelor pahare. Observăm că la temperatura obișnuită (20°C) zahărul s-a dizolvat în întregime, iar sarea doar parțial. Rezultă că zahărul și sarea au o *solubilitate* diferită la temperatura dată (fig. 2.1).

După solubilitatea lor, substanțele se împart în:

solubile (S), în care se dizolvă mai mult de 1 g de substanță în 100 g de apă;

puțin solubile (P) – se dizolvă între 1 și 0,01 g de substanță în 100 g de apă;

insolubile (I) – se dizolvă mai puțin de 0,01 g de substanță în 100 g de apă. Examinați tabelul solubilității substanțelor (vezi Anexa 2).

Odată cu mărirea temperaturii, procesul de dizolvare a multor substanțe solide se accelerează.

La încălzire, solubilitatea multor săruri crește considerabil, pe când cea a sării de bucătărie aproape că nu se schimbă. Iată de ce gospodinele nu încălzesc apa atunci când pregătesc soluții saturate de sare de bucătărie (de exemplu, pentru a păstra brânza de oi sau a mura legumele).

Solubilitatea gazelor se micșorează odată cu mărirea temperaturii și crește odată cu mărirea presiunii.

De aceasta ne convingem, de exemplu, atunci când deschidem sticlele cu apă minerală gazoasă. La îmbutelierea lor, apa se saturează cu dioxid de carbon sub presiune. În momentul deschiderii, presiunea din sticlă se micșorează și o parte de gaz iese din soluție (fig. 2.2).

Dacă în bazinele acvatice nimeresc scurșeri fierbinți, apa se încălzește și din ea se elimină oxigenul, deoarece scade solubilitatea acestuia. Ca urmare, peștii și alte vietăți subacvatice pot dispărea din bazinele respective.

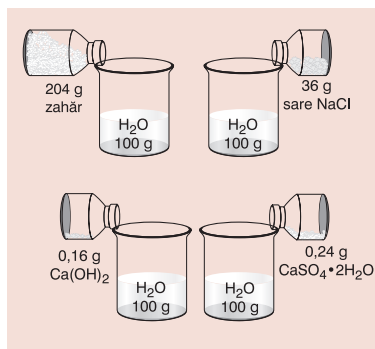


Fig. 2.1. Solubilitatea substanțelor solide în apă.



Fig. 2.2. La micșorarea presiunii (când se deschide vasul), gazul dizolvat se elimină din soluție.

Substanțele pot fi apreciate ca electroliti sau neelectroliti doar în soluții și în topituri. De ce?

Electroliti și neelectroliti

Să efectuăm un experiment. Să introducem consecutiv doi electrozi, uniți cu un bec și conectați la o sursă de curent (*fig. 2.3*), în zece vase ce conțin substanțele indicate în prima coloană din *tabelul 2.1*. În coloana a doua vom nota cum luminează becul, iar în a treia vom scrie concluziile privitoare la conductibilitatea electrică în fiecare caz.

Tabelul 2.1. Conductibilitatea electrică a unor substanțe

Nr.	Substanța	Cum luminează becul	Conductibilitatea electrică	Caracterizarea substanței
1	Zahăr (crist.)	nu luminează	lipsește	
2	NaCl (crist.)	nu luminează	lipsește	
3	NaOH (crist.)	nu luminează	lipsește	
4	NaOH (topit.)	luminează	este prezentă	electrolit
5	H ₂ O (distilată)	nu luminează	lipsește	electrolit foarte slab
6	Zahăr (soluție)	nu luminează	lipsește	neelectrolit
7	NaCl (soluție)	puternic luminos	este înaltă	electrolit tare
8	NaOH (soluție)	puternic luminos	este înaltă	electrolit tare
9	HCl (soluție)	puternic luminos	este înaltă	electrolit tare
10	CH ₃ COOH (soluție)	slab luminos	este slabă	electrolit slab

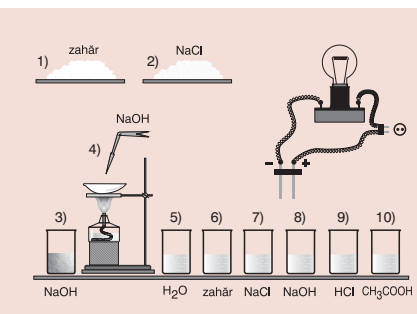


Fig. 2.3. Studiarea conductibilității electrice a unor substanțe.

În funcție de gradul de conductibilitate electrică a soluțiilor și topiturilor, substanțele se împart în *electroliti* și *neelectroliti*.

Substanțele care la dizolvare sau topire conduc curentul electric se numesc electroliti.

Substanțele care la dizolvare sau topire nu conduc curentul electric se numesc neelectroliti.

Electroliti tari conduc bine curentul electric, iar electroliti slabi conduc rău curentul electric. Pentru fiecare substanță, cu excepția apei, scriem această caracteristică în ultima coloană din *tabelul 2.1* (pentru apă, vom completa această rubrică mai târziu).

EVALUARE

1. Definește soluția. Din ce este ea alcătuită? Dă exemple de soluții din viața cotidiană.
2. Se dau șapte vase (a-g) cu câte 50 ml de apă. În fiecare a fost introdus și amestecat câte un component (în mici cantități): a) cretă; b) ulei; c) sare de bucătărie; d) zahăr; e) petrol; f) nisip; g) oxid de calciu. În care dintre ele s-au format soluții?
3. Dă câte cinci exemple de substanțe solubile, puțin solubile și insolubile în apă, folosind tabelul solubilității (vezi *Anexa 2*).
4. La deschiderea sticlei cu apă gazoasă, se elimină mult dioxid de carbon. De ce?
5. Pe pereții paharului în care am turnat apă rece (din fântână sau de la robinet) peste un timp apar bule de gaz. De ce?
6. De ce este dăunătoare ridicarea excesivă a temperaturii în râuri și lacuri?
7. Ce sunt electroliti? Prezintă două exemple de electroliti.
8. Ce sunt neelectroliti? Prezintă două exemple de neelectroliti.

2.2. Disocierea electrolică. Electroliți tari și slabi

Revenind la experiența de mai sus, vom încerca să determinăm ce se întâmplă cu fiecare dintre aceste substanțe la dizolvare, din ce cauză soluțiile și topiturile de acizi, baze și săruri conduc curentul electric.

Atunci când electrozii sunt introduși în substanțele uscate (zahăr, clorură de sodiu, hidroxid de sodiu), becul nu arde, deci curentul electric nu trece prin ele. Să încălzim hidroxidul de sodiu într-o capsulă de porțelan, în care se introduc electrozii. În momentul topirii, becul se aprinde. Rezultă că în topitura de NaOH au apărut particule libere și mobile – ioni de Na^+ și OH^- . Datorită lor topitura conduce curentul electric.

Procesul de descompunere a electroliților în ioni se numește disociere electrolică.

Ecuția de disociere a topiturii de NaOH se scrie în felul următor :



Aceasta este o *ecuație a disocierii electrolice*.

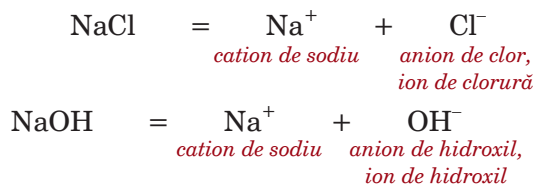
Clorura de sodiu se topește la temperaturi foarte înalte; topitura sa conduce, de asemenea, curentul electric. Motivul este același. Cristalele de clorură de sodiu sunt alcătuite din ioni de Na^+ și Cl^- . În topitură, acești ioni devin mobili. De aceea topitura de clorură de sodiu conduce curentul electric. Ecuția de disociere este următoarea :



În chimie cuvântul *ion* înseamnă „care se deplasează”. *Ionii pozitivi* (Na^+) se deplasează spre electrodul negativ, adică spre catod (–), de aceea sunt numiți **cationi** (care se deplasează spre **catod**). *Ionii negativi* (Cl^- , OH^-) se deplasează spre electrodul pozitiv, adică spre anod (+), de aceea sunt numiți **anioni** (care se deplasează spre **anod**) (fig. 2.4).

Apa distilată nu conduce curentul electric, pe când soluțiile apoase de NaCl, NaOH și HCl îl conduc. Deci, în soluțiile apoase de săruri, baze și acizi apar ioni mobili. Să încercăm să explicăm această presupunere. La dizolvarea în apă a cristalelor ionice (de NaCl, de exemplu), moleculele polare de apă (fig. 2.5) smulg ioni din structura cristalină a substanței (fig. 2.6) și îi transferă în soluție. Moleculele de apă înconjoară fiecare ion cu un înveliș, numit *înveliș de hidratare*. Fiecare ion își păstrează în soluție învelișul de hidratare.

Din cristalele de NaOH, sub acțiunea moleculelor polare de apă, se desprind ionii de Na^+ și OH^- . Prin urmare, fără a lua în considerare învelișul de hidratare (moleculele de apă), putem scrie ecuația de disociere astfel :



Din ecuațiile disocierii electrolice se observă că sarcina cationului de metal este egală numeric cu valența metalului, iar sarcina anionului de rest acid sau de OH^- este egală cu valența acestuia.

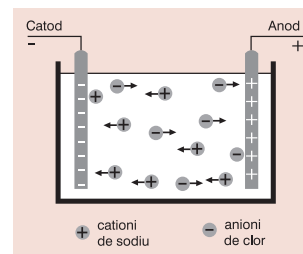


Fig. 2.4. Relațiile dintre ioni și electrozi.

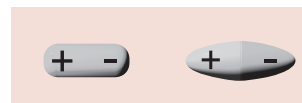


Fig. 2.5. Ilustrarea moleculei polare de apă.

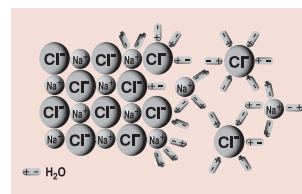


Fig. 2.6. Dizolvarea în apă a cristalelor ionice de clorură de sodiu.

Bazele solubile disociază în cationi de metal și anioni de hidroxil.

Până acum am examinat procesul de disociere a substanțelor cu legătură ionică NaCl și NaOH. Dar cum se comportă oare în soluțiile apoase substanțele cu legătură covalentă polară?

Din *tabelul 2.1* rezultă că și soluția de HCl conduce curentul electric. De ce? Doar în molecula de HCl legătura nu este ionică, ci covalentă

polară $\overset{\delta+}{\text{H}} : \overset{\delta-}{\text{Cl}} :$

Să examinăm *fig. 2.7*.

Ajunghând în apă, molecula de clorură de hidrogen este înconjurată de moleculele polare de apă în felul următor: moleculele de apă se apropie cu polii pozitivi de capătul negativ al clorurii de hidrogen $\overset{\delta+}{\text{H}} \overset{\delta-}{\text{Cl}}$ și cu polii negativi de capătul pozitiv al clorurii de hidrogen. Aceasta tensionează legătura chimică H:Cl și duce la scindarea ei. În acest caz, cuplul de electroni rămâne la atomul de clor, transformându-l în ionul Cl^- , iar atomul de hidrogen se încarcă pozitiv H^+ . Fiecare ion este hidratat, adică este înconjurat de un înveliș de molecule de apă.

Ecuția de disociere a acidului clorhidric, fără a lua în calcul moleculele de apă, este următoarea:

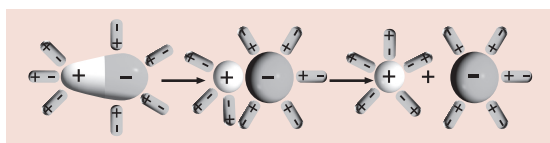
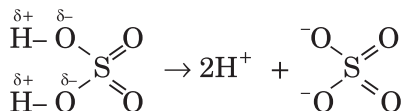


Fig. 2.7. Dizolvarea în apă a clorurii de hidrogen și disocierea acidului clorhidric.



În moleculele acizilor oxigenați, legăturile covalente polare $\overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{O}}$ se rup în așa fel, încât cuplul comun de electroni rămâne la oxigen, iar hidrogenul se transformă în ionul H^+ . De exemplu, în cazul acidului sulfuric, disocierea decurge în felul următor:



Astfel, acizii oxigenați disociază în ioni de hidrogen H^+ și ioni de rest acid (de exemplu, SO_4^{2-} ion sulfat).

Să revenim la observațiile notate în *tabelul 2.1* și să vedem cum arde becul în cazul diferitor electroliti.

În soluțiile de NaCl, NaOH, HCl becul arde puternic, de unde rezultă că acestea conțin mulți ioni și că moleculele nedisociate practic lipsesc. Asemenea electroliti se numesc *electroliti tari*.

În ecuațiile de disociere a electrolitelor tari scriem semnul egalității (=), ceea ce înseamnă scindarea deplină în ioni.

Pentru aceeași experiență am luat o soluție de acid acetic și alta de acid clorhidric, având orientativ același număr de molecule dizolvate. Însă în cazul soluției de acid acetic becul arde slab. Rezultă că în soluția respectivă disociază în ioni doar o parte din molecule. Acidul acetic este un *electrolit slab*. În soluție se află concomitent numeroase molecule nedisociate de CH_3COOH și puțini ioni de H^+ și CH_3COO^- . În ecuațiile de disociere a electrolitelor slabi scriem semnul reversibilității ($\rightleftharpoons$):



Acizii disociază în cationi de hidrogen și anioni de rest acid.

Aceasta înseamnă că are loc, concomitent, atât disocierea moleculelor în ioni, cât și combinarea ionilor în molecule. Săgeata îndreptată spre stânga ($\leftarrow$) arată că disocierea este foarte slabă: doar o parte nesemnificativă din molecule disociază în ioni.

Cu toate că în cazul apei (*tabelul 2.1*) becul nu arde, apa nu poate fi considerată un neelectrolit, deoarece în mod indirect s-a demonstrat că ea disociază foarte slab în ioni de H^+ și OH^- .



Să introducem în *tabelul 2.1* această caracteristică a apei (*electrolit foarte slab*).

În *tabelul 2.2* sunt prezentați unii electroliți tari și slabi. Acizii H_2SO_3 , H_3PO_4 sunt electroliți de tărie medie.

Tabelul 2.2. Electroliți tari și slabi.

Electroliți tari	Electroliți slabi
Acizi	
HCl, HBr, HI, HNO_3 , H_2SO_4	H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HClO, CH_3COOH
H_2SO_3 H_3PO_4	
Baze	
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ca(OH) ₂ } în soluție	Toate bazele insolubile, NH_4OH
Săruri: Toate sărurile solubile	H_2O

Astfel, acizii (în soluții), bazele (în topituri și soluții) și sărurile (în topituri și soluții) sunt *electroliți*. La disocierea acizilor, se scindează legătura covalentă puternic polară, iar la disocierea sărurilor și bazelor se scindează legătura ionică.

Disocierea electrolică a substanței reprezintă formarea ionilor mobili în soluția sau topitura acestei substanțe.

Procesul de disociere electrolică a fost descoperit de chimistul Svante Arrhenius în anul 1887.



Svante August Arrhenius
(1859-1927)

Fizician și chimist suedez.
A elaborat teoria disocierii
electrolitice. Premiul Nobel
pentru chimie (1903).



EVALUARE

1. Din ce clase de compuși fac parte electroliții?
2. Explică ce tip de legături chimice se află în electroliți.
3. Din ce cauză topiturile de baze alcaline și săruri, precum și soluțiile de acizi, baze alcaline și săruri conduc curentul electric?
4. Explică rolul moleculelor de apă în procesul de disociere. Care ioni se numesc *cationi* și care *anioni*?
5. Explică noțiunile de *electrolit tare* și *electrolit slab*.
6. Ce se întâmplă cu clorura de potasiu și cu hidroxidul de potasiu în timpul: a) topirii; b) dizolvării în apă? Compară aceste procese. Care va fi conductibilitatea electrică a acestor topituri și soluții? Scrie ecuațiile de disociere. Prin ce se deosebesc ionii din cristale de ionii din soluție?

7. În apă au fost dizolvate gazele: a) clorură de hidrogen, b) bromură de hidrogen, c) sulfură de hidrogen, d) oxid de carbon (IV), e) oxigen, f) azot. Care dintre soluțiile formate va conduce curentul electric? Numește electroliții și neelectroliții.
8. Definește noțiunea de *disociere electrolică*.
9. Se dau ioni: H^+ , NH_4^+ , OH^- , K^+ , Cl^- , Na^+ , S^{2-} , Ag^+ , SO_4^{2-} , Ba^{2+} , CO_3^{2-} , Ca^{2+} , SiO_3^{2-} , Mg^{2+} , Cu^{2+} , PO_4^{3-} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , CH_3COO^- , HCO_3^- .
Alege: a) cationii; b) anionii. Numește anionii.
- *10. În sângele omului, partea de masă de clorură de sodiu NaCl constituie 0,5%. Calculează masa și cantitatea de substanță a clorurii de sodiu în 1 kg de sânge. Stabilește cantitatea de substanță și masa ionilor de sodiu și a ionilor de clor în 1 kg de sânge pe baza ecuației de disociere:
- $$\begin{array}{ccccccc} NaCl & = & Na^+ & + & Cl^- \\ 1 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} \end{array}$$
- *11. Pentru pregătirea soluției I. Petrov (un substituent al sângelui), în apa cu volumul de 100 ml se dizolvă o pastilă care conține 1,5 g de clorură de sodiu, 0,02 g de clorură de potasiu, 0,01 g de clorură de calciu. Calculează partea de masă a fiecărei component în soluția obținută. Ce ioni se formează la disocierea acestor substanțe?
12. Fierul arde în clor formând clorură de fier (III). Calculează cantitatea de substanță și masa acestei cloruri, dacă inițial masa fierului este egală cu 112 g. Scrie ecuația de disociere a produsului de reacție la dizolvarea lui în apă.



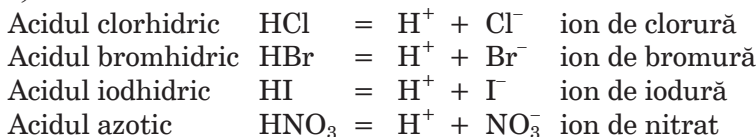
LUCRU ÎN ECHIPĂ

- Cu ajutorul ionilor din tabelul solubilității (Anexa nr. 2), alcătuiți formulele pentru: a) trei acizi tari; b) doi acizi de tărie medie; c) trei acizi slabi; d) un acid insolubil în apă. Numiți acești acizi.
- Cu ajutorul ionilor din tabelul solubilității, alcătuiți câte două formule de săruri cu cationi: a) monovalenți; b) divalenți; c) trivalenți. Numiți aceste săruri.

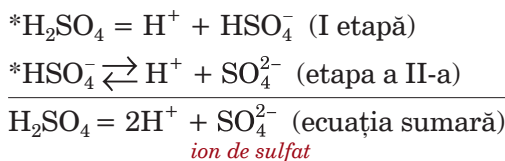
2.3. Disocierea acizilor, bazelor și sărurilor neutre

Disocierea acizilor. Din cele studiate anterior, am aflat că soluțiile apoase de acizi conduc curentul electric, deoarece moleculele lor disociază în ioni. Să scriem ecuațiile de disociere a unor acizi cunoscuți (tabelul 2.2).

a) *Acizii tari*



Molecula de acid sulfuric H_2SO_4 conține doi atomi de hidrogen. La disocierea acestuia, se desprinde mai întâi un ion de hidrogen (prima etapă de disociere), după care se detașează și al doilea ion de hidrogen (etapa a doua).



Să examinăm toate ecuațiile de disociere a acizilor. Ce au ele în comun ?

Disocierea acizilor se caracterizează prin formarea cationilor de hidrogen H^+ .

Toate proprietățile comune ale acizilor, cum ar fi gustul acru, culoarea indicatorului (turnesolul – roșu, metiloranjul – roz, fenolftaleina – incoloră), sunt determinate de prezența ionilor de hidrogen H^+ .

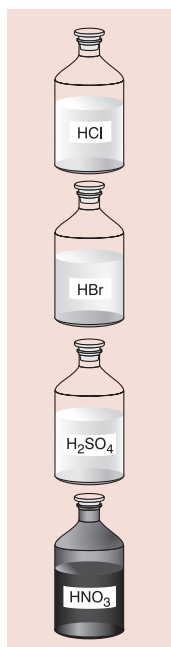


Fig. 2.8. Acizi tari.

Putem da acum o definiție a acizilor din punctul de vedere al teoriei disocierii electrolitice.

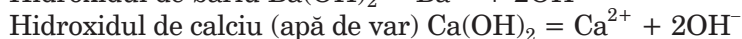
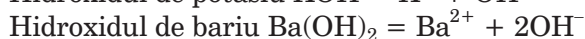
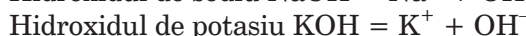
Acizii sunt electroliții care formează la disociere cationi de hidrogen (H^+) și anioni de rest acid.

Numărul ionilor de hidrogen care se formează la disocierea unei molecule de acid determină bazicitatea acidului.

De exemplu, acidul clorhidric HCl este *monobazic*, iar acidul sulfuric H_2SO_4 este *dibazic*.

În timpul lucrului cu acizii trebuie să fim deosebit de precauți. Acidul acetic (oțetul) este folosit în scopuri alimentare sub formă de soluție apoasă (de 3-6%), la prepararea aperitivelor, la conservarea legumelor. Dar este interzis, în mod categoric, să se bea oțet, deoarece acesta atacă țesuturile, produce arsuri ale mucoaselor gurii, gâtului, esofagului, stomacului. Dacă în timpul efectuării experiențelor, din întâmplare, au nimerit câțiva stropi de acid pe piele sau pe haine, spălați imediat locul cu apă din abundență și adresați-vă profesorului.

Disocierea bazelor alcaline. Toate bazele alcaline (baze solubile) disociază complet în soluțiile apoase și sunt electroliți tari. La disociere se obțin ioni de metale și ioni de hidroxil; procesul decurge într-o singură etapă:



Ce este comun în disocierea bazelor alcaline?

Disocierea bazelor alcaline se caracterizează prin formarea ionilor de hidroxil OH^- .

Culoarea indicatorilor (turnesolul – albastru, fenolftaleina – zmeurie, metiloranjul – galben), senzația de grăsime la pipăit, causticitatea și alte proprietăți comune ale bazelor alcaline sunt determinate de prezența, în soluții, a ionilor de hidroxil OH^- . Dacă în soluție se conțin ioni de OH^- , se spune că mediul este alcalin sau bazic.

Bazele alcaline sunt electroliții care disociază formând anioni de OH^- și cationi de metal.

Disocierea sărurilor neutre. Există diferite tipuri de săruri. În continuare vom examina două dintre ele: *sărurile neutre* și *sărurile acide*. Acestea sunt sistematizate la pagina 8.

Sărurile neutre sunt alcătuite din ioni de metal și resturi acide.

Sărurile neutre solubile disociază complet, fiind electroliți tari. De exemplu:

Clorură de sodiu



Sulfură de sodiu



Sulfat de sodiu



Sulfid de sodiu



Carbonat de sodiu



Acizii sunt electroliți care formează la disociere cationi de hidrogen (H^+) și anioni de rest acid.

Proprietățile comune ale acizilor sunt determinate de prezența ionilor de hidrogen.

Bazele alcaline sunt electroliți care formează la disociere cationi de metal și anioni de hidroxil (OH^-).

Proprietățile comune ale bazelor alcaline sunt determinate de prezența ionilor de hidroxil.

Există și săruri care au, în locul cationului de metal, ionul NH_4^+ .

Sărurile neutre sunt electroliți ce disociază în cationi de metal și anioni de rest acid.

Sărurile neutre au o răspândire largă în natură. De exemplu, CaCO_3 este formula cretei, a marmurei, a calcarului și a spatului de Islanda, iar NaCl este formula sării de bucătărie. Apa naturală reprezintă, la rândul ei, o soluție de sulfati și cloruri de calciu, magneziu, fier ș.a.

**EVALUARE**

1. Scrie formulele și ecuațiile de disociere pentru doi acizi tari și un acid slab.
2. Arată culoarea indicatorilor (turnesol, metiloranj) în soluțiile acide. Ce ioni determină această culoare?
3. Ce reprezintă bazicitatea acidului?
4. Definește acizii din punctul de vedere al disocierii lor.
5. Definește bazele alcaline (hidroxizi) din punctul de vedere al disocierii electrolitice. Dă exemple. Numește cationii și anionii.
6. Ce ion este comun la disocierea tuturor bazelor solubile?
7. Care este culoarea indicatorilor (turnesolul, fenolftaleina, metiloranjul) în soluțiile bazelor alcaline? Ce ion determină această culoare?
8. Se dau soluțiile de clorură de potasiu, hidroxid de potasiu și acid clorhidric. În ce mod poate fi stabilită prezența hidroxidului de potasiu?
9. Care săruri se numesc *neutre*? Scrie câte două formule de săruri solubile: a) cloruri; b) sulfuri; c) sulfati; d) carbonați; e) nitrati. Scrie ecuațiile de disociere a acestora.
10. Calculează masa clorurii de hidrogen necesară pentru pregătirea unei soluții concentrate de acid clorhidric cu masa de 200 g și cu partea de masă de HCl de 38%.
11. În trei eprubete fără etichete se află soluții de: clorură de sodiu, hidroxid de sodiu, acid sulfuric. Cum poate fi identificat acidul sulfuric?
12. La prăjirea calcarului (CaCO_3), se obține var nestins (CaO) și dioxid de carbon. Ce masă de var nestins se poate obține din 100 kg de carbonat de calciu?
13. Calculează partea de masă de hidroxid de calciu Ca(OH)_2 în laptele de var, dacă pentru a pregăti acest amestec s-au folosit 560 g de CaO și 2240 ml de apă.

**LUCRU ÎN ECHIPĂ**

1. Alcătuiți ecuații de disociere potrivit partea stângă din coloana A cu partea dreaptă din coloana B:

A

1. H_2SO_4
2. HCl
3. HNO_3
4. H_3PO_4
5. H_2CO_3
6. H_2S
7. CH_3COOH

B

- a) $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- b) $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- c) $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
- d) $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- e) $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- f) $\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- i) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$
- j) $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- l) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- m) $\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$
- n) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

2. Alegeți afirmațiile corecte.
Hidroxidul de sodiu este: a) bază; b) alcalie; c) bază insolubilă; d) bază solubilă; e) sare; f) acid. Argumentați răspunsul.
3. Folosind tabelul solubilității substanțelor, alcătuiți formule de baze. Alegeți dintre ele bazele alcaline și scrieți ecuațiile de disociere a acestora.

2.4. Reacțiile de schimb ionic

În clasa a 8-a, am examinat reacțiile de schimb care decurg cu formarea unui precipitat, unui gaz și cu formarea apei. În cazurile enunțate aceste reacții decurg până la capăt.

Consultând tabelul solubilității (pag. 132) și tabelul cu electroliții tari și slabi (tabelul 2.2), să scriem ecuațiile moleculare și cele ionice pentru cazurile menționate. Dar mai întâi să precizăm unele condiții:

Electroliții tari se scriu sub formă de ioni.

Electroliții slabi, substanțele insolubile în apă și gazele se scriu în formă moleculară.

Să examinăm acum ecuația $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$, punându-ne două întrebări privind caracterul fiecărei substanțe:

- Substanța dată este solubilă sau nu?
- Substanța dată este un electrolit tare sau slab?

Consultăm tabelele și analizăm fiecare substanță din ecuația moleculară:

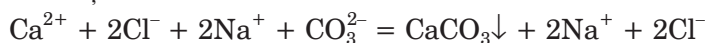
CaCl_2 – sare solubilă în apă, electrolit tare, se scrie în formă ionică ($\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$);

Na_2CO_3 – sare solubilă în apă, electrolit tare, se scrie în formă ionică ($2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$);

CaCO_3 – sare insolubilă în apă, rămâne în formă moleculară;

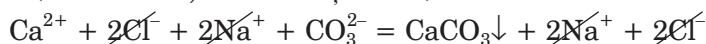
2NaCl – sare solubilă în apă, electrolit tare, se scrie în formă ionică, ținând cont și de coeficientul 2 ($2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$).

Scriem ecuația ionică:

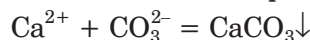


Această ecuație se numește *ecuație ionică completă (EIC)*, cu toate că ea conține și substanțe scrise în formă moleculară.

Excludem ionii care se repetă în partea stângă și dreaptă aflați în același număr (în acest caz, ionii 2Cl^- și 2Na^+).

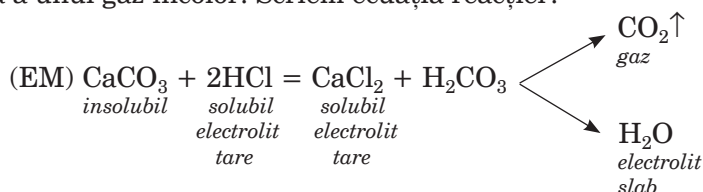


Acești ioni nu dispar, ci, pur și simplu, coexistă în soluție, fără a interacționa. Acesta este sensul reducerii. După reducere, avem:



Am obținut *ecuația ionică redusă sau prescurtată (EIR)*.

Cum poate fi înlăturată crusta din ceainic? Trebuie să găsim o reacție prin care carbonatul de calciu CaCO_3 insolubil se va descompune, transformându-se în substanță solubilă. Să tratăm o bucată de cretă sau de calcar (CaCO_3) cu soluție de acid clorhidric (fig. 2.9). Observăm o eliminare energetică a unui gaz incolor. Scriem ecuația reacției:



Alcătuim ecuațiile ionice:

Doar electroliții tari se scriu sub formă de ioni.

Electroliți tari

Acizi

HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄

Baze

NaOH, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂

Săruri

Toate sărurile solubile

Electroliți slabi

Acizi

H₂S, H₂CO₃, CH₃COOH, H₂SiO₃

Baze

NH₄OH
și toate bazele insolubile

H₂O

Electroliții slabi, substanțele insolubile în apă și gazele se scriu în formă moleculară.

Reține!

EM – ecuație moleculară
EIC – ecuație ionică completă
EIR – ecuație ionică redusă

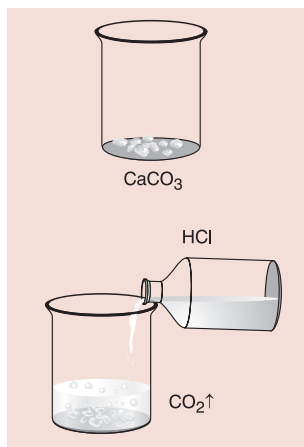
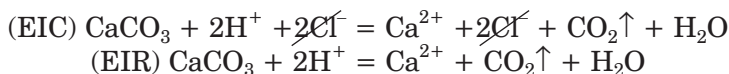


Fig. 2.9. Interacțiunea cretei cu acidul clorhidric.

Reacția decurge până la capăt dacă în urma ei se formează un gaz, un precipitat sau un electrolit slab.



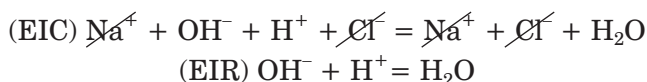
Reacția decurge până la sfârșit, deoarece se formează gazul CO_2 , care se elimină din mediul reactant, și electrolitul slab H_2O . Despre această reacție se spune astfel: „carbonatul de calciu se dizolvă în acid“. În mod similar poate fi dizolvată și crusta din ceainic, turnând în el mici cantități de acid clorhidric sau oțet — acid acetic diluat. Crusta se va afâna și va fi ușor de înlăturat.

Să examinăm reacția de interacțiune a unui acid tare cu o bază, spre exemplu, acidul clorhidric cu hidroxidul de sodiu:



Ca rezultat al reacției se formează apa.

Scriem ecuația reacției în formă ionică:



Apa, în cazul acestei reacții, este un electrolit slab.

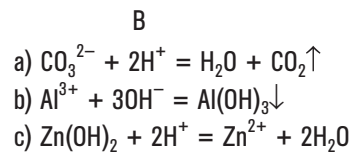
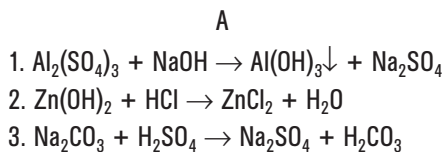
Prin urmare, reacțiile în soluții decurg doar atunci când, drept rezultat, se formează un precipitat, un gaz sau o substanță care disociază slab.

Reacțiile ionice se scriu în formă moleculară, formă ionică completă și formă ionică redusă.



EVALUARE

1. Scrie ecuațiile moleculare, ionice complete și ionice reduse pentru reacțiile de schimb ale nitratului de argint (AgNO_3) cu fiecare din substanțele: a) acid clorhidric; b) clorură de sodiu; c) clorură de potasiu; d) clorură de calciu; e) clorură de magneziu; f) clorură de fier (II); g) clorură de fier (III). Care dintre aceste reacții pot decurge în apa naturală?
2. Scrie ecuațiile moleculare și ionice pentru reacțiile de schimb ale clorurii de bariu cu: a) acidul sulfuric; b) sulfatul de sodiu; c) sulfatul de calciu; d) sulfatul de magneziu; e) sulfatul de fier (II); f) sulfatul de fier (III). Care dintre aceste reacții pot avea loc în apa naturală?
3. Care ecuații ionice reduse (B) pot corespunde ecuațiilor moleculare propuse (A):



Egalează aceste ecuații.

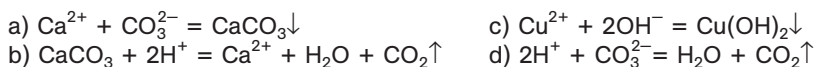
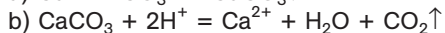
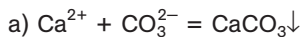


4. În mod întâmplător, a fost vărsată o soluție ce conținea 19,6 g de acid sulfuric. Pentru neutralizarea lui, s-a stropit imediat cu 80 g de soluție de NaOH de 10%, iar restul a fost neutralizat cu 100 g soluție de hidroxid de potasiu. Calculează partea de masă de KOH în soluție. Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.
5. La o soluție ce conține 0,5 mol de CaCl_2 s-a adăugat sodă Na_2CO_3 în exces. Calculează masa precipitatului format.
6. Ce masă de crustă (CaCO_3) depusă pe pereții unui vas poate fi dizolvată cu 200 g de acid acetic cu partea de masă de CH_3COOH egală cu 6%?



LUCRU ÎN ECHIPĂ

Identificați substanțele care pot interacționa și scrieți ecuațiile moleculare care să corespundă cu ecuațiile ionice reduse de mai jos:



Investigarea reacțiilor de schimb ionic cu: a) formarea unui precipitat; b) formarea unui gaz; c) formarea apei

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

EXPERIENȚELE
DE LABORATOR



nr. 1-3

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete, turnesol; soluții de CuSO_4 , KOH , H_2SO_4 , Na_2CO_3 .

Realizarea experiențelor:

	Mersul lucrării	Efecte observate	Concluzii
1.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de CuSO_4 se adaugă 1 ml soluție de KOH .	Se formează un precipitat de culoare _____.	
2.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de Na_2CO_3 se adaugă 1 ml soluție de H_2SO_4 . Ce observați?	_____ _____ _____.	
3.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de H_2SO_4 și câteva picături de turnesol se adaugă 1 ml soluție de KOH . Ce observați?	_____ _____ _____.	

Scrieți ecuațiile reacțiilor de schimb în formă moleculară, ionică completă și ionică redusă.

Faceți ordine la locul de lucru.

PROIECT

Tema: Apa potabilă din Republica Moldova – prezent și viitor

Argument

Începând din iulie 2010, Națiunile Unite au declarat ca drepturi universale ale omului dreptul la apă în condiții de siguranță și dreptul la servicii de sanitație. Furnizarea de apă potabilă și asigurarea cu servicii eficiente de sanitație reprezintă unele din cele mai mari realizări din domeniul medical. Alimentarea publică cu apă, prin punerea în circuit a unor sisteme funcționale și moderne, și asigurarea cu un sistem de colectare și epurare a apelor reziduale sunt cerințe-cheie ale serviciului public și totodată reprezintă o condiție esențială pentru crearea unor condiții bune de trai pentru toate categoriile de populație.

În țările europene, în special în zonele rurale, aproximativ 200 de milioane de oameni depind de sistemele mici de alimentare cu apă potabilă. La nivelul Uniunii Europene se apreciază că cca 40% din alimentările cu apă de mică capacitate nu corespund calității apei, nefiind respectați parametrii microbiologici impuși. În plus, de cele mai multe ori, nu există suficiente informații despre calitatea apei din fântâni sau din alte surse de alimentare.

Formați o echipă cu alți colegi și realizați împreună un proiect la tema propusă. Citiți cu atenție punctele de reper.

Probleme de urmărit

- ✓ Apa potabilă și parametrii de calitate ai acesteia;

- ✓ Cadrul normativ privind apa potabilă în Republica Moldova;
- ✓ Rezervele de apă potabilă și calitatea acesteia pe teritoriul Republicii Moldova;
- ✓ Măsurile de protecție a surselor de apă potabilă;
- ✓ Ce poate face școala pentru a îmbunătăți calitatea apei potabile.

Modalități de realizare

- Prezentări PowerPoint
- Postere
- Referate
- Colaje

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă stabilește modul de prezentare în fața clasei (poate fi un reprezentant sau mai mulți membri ai echipei).
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Originalitatea și importanța subiectelor abordate;
- Conținutul științific al proiectului;
- Mesajul transmis de echipă;
- Sursele de documentare pentru realizarea proiectului;
- Încadrarea în timpul acordat prezentării.

LUCRAREA PRACTICĂ



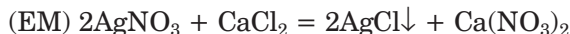
Reacții de schimb ionic

Reamintiți-vă „Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie” (Anexa 1).

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete; soluții de acid clorhidric, acid sulfuric, hidroxid de sodiu, nitrat de argint, clorură de calciu, carbonat de sodiu, fenolftaleină.

Experiența 1. Reacții ce decurg cu formare de precipitat

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml soluție de clorură de calciu (CaCl_2), adăugați 3-4 picături soluție de nitrat de argint (AgNO_3). Agitați conținutul eprubetei. Observați formarea unui precipitat alb și brânzos. Scrieți ecuațiile moleculară și ionică ale reacției de schimb ce are loc:

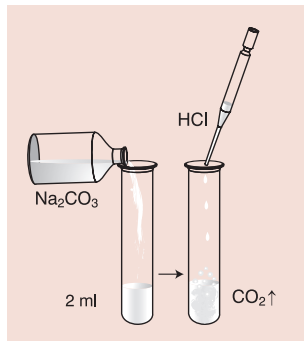
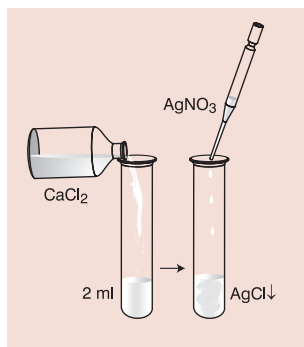
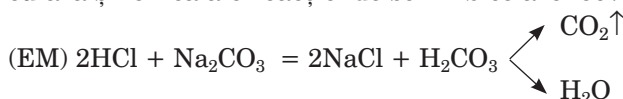


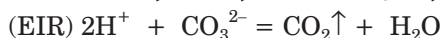
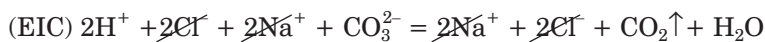
Formulați concluziile.

Experiența 2. Reacții ce decurg cu degajarea unui gaz

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml soluție de carbonat de sodiu (Na_2CO_3), adăugați 1-2 ml soluție de acid clorhidric (HCl).

Observați degajarea unui gaz incolor și inodor. Scrieți ecuațiile moleculară și ionică ale reacției de schimb ce are loc:





gaz incolor

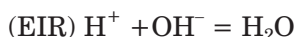
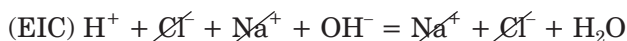
și inodor

Ce se întâmplă în cazul înlocuirii acidului clorhidric cu acid sulfuric? Care va fi ecuația reacției în forma ionică redusă?

Formulați concluziile.

Experiența 3. Reacții ce decurg cu formare de substanțe slab disociabile

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml de hidroxid de sodiu și adăugați 1-2 picături de fenolftaleină. Soluția devine zmeurie. Apoi turnați acid clorhidric până la decolorare. Notați observațiile. Scrieți ecuațiile moleculară și ionică ale reacției de schimb ce are loc:



Ce se întâmplă în cazul înlocuirii acidului clorhidric cu acid sulfuric? Care va fi ecuația reacției în forma ionică redusă?

Formulați concluziile.

Test

DE EVALUARE SUMATIVĂ LA UNITATEA DE ÎNVĂȚARE

SOLUȚIILE ȘI DISOCIEREA ELECTROLITICĂ

I. După solubilitatea în apă substanțele se împart în: _____.

II. După conductibilitatea electrică, substanțele se împart în: _____.

III. Solubilitatea în apă a substanțelor gazoase crește odată cu:

- | | |
|--------------------------|-----------------------------|
| a) mărirea presiunii; | c) ridicarea temperaturii; |
| b) micșorarea presiunii; | d) micșorarea temperaturii. |

IV. Indică substanțele care la dizolvarea în apă formează ioni OH^- :

- | | | | |
|----------|---------------|----------------|--------|
| a) NaOH; | b) $MgCl_2$; | c) K_2SO_4 ; | d) KOH |
|----------|---------------|----------------|--------|

*V. Identifică o metodă de obținere a unui acid cu ajutorul apei și scrie ecuația reacției chimice.

VI. Calculează masa de sodă caustică NaOH care este necesară pentru a prepara o soluție cu masa de 400 g cu partea de masă de NaOH 10%.

VII. În care dintre perechile de substanțe reacția va decurge până la capăt:

- | | | |
|---------------------|----------------------|--------------------------|
| a) $CaSO_4 + HCl$; | b) $CaSO_4 + NaCl$; | c) $CaCl_2 + Na_2CO_3$? |
|---------------------|----------------------|--------------------------|

Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

VIII. Termină ecuațiile reacțiilor de mai jos și scrie-le în formă moleculară, ionică completă și ionică redusă:

- | | | |
|-------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|
| a) $CaCO_3 + HCl \rightarrow$ | b) $CaCl_2 + AgNO_3 \rightarrow$ | c) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$ |
|-------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|

METALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ

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

- să operezi cu noțiunile ce se referă la: metale, metale alcaline, aliaje, coroziune, amfoteritate, îngrășământ mineral, aditiv alimentar;
- să caracterizezi, comparativ, metalele conform algoritmului: poziția în tabelul periodic, rolul biologic, răspândirea în natură, proprietățile fizice și chimice, obținerea, utilizarea, compușii și importanța lor practică;
- să modelezi, prin ecuații, proprietățile chimice, metodele de obținere, legăturile genetice ale metalelor și compușilor lor;
- să investighezi, cu ajutorul experiențelor, proprietățile metalelor și ale compușilor lor;
- să rezolvi probleme ce vizează proprietățile, obținerea, utilizarea metalelor și compușilor lor.

Metalele au fost descoperite încă din cele mai vechi timpuri. În Evul Mediu erau cunoscute doar 7 metale: aurul, argintul, cuprul, staniul, plumbul, fierul și mercurul. Cel mai prețios era considerat aurul.

Descoperirea metalelor a schimbat radical istoria omenirii. După epoca de piatră, în care principala armă și unealtă de muncă era piatra, a urmat epoca de bronz, în care oamenii au învățat să facă unelte din bronz (un aliaj al cuprului și staniului), apoi epoca fierului. În această epocă, fierul a devenit unul dintre cele mai accesibile și mai importante metale din viața omului.

3.1. // Caracterizarea generală a metalelor

Locul metalelor în tabelul periodic. În prezent tabelul periodic conține 118 elemente chimice, dintre acestea 96 metale (sau aproximativ 5/6 metale și 1/6 nemetale).

Din cele studiate anterior, știm că, trasând o diagonală de la bor B (nr. 5) până la astatiniu At (nr. 85), separăm nemetalele (situate în subgrupele principale, deasupra diagonalei) de toate celelalte elemente, care sunt metale.

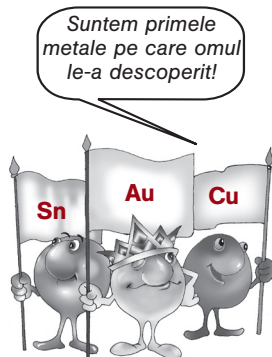
Metalele din subgrupa principală a grupei întâi mai sunt numite metale alcaline, iar Ca, Sr și Ba – metale alcalino-pământoase.

Structura atomilor de metale. Metalele din subgrupele secundare au pe stratul electronic exterior unul (Cu, Ag, Au ș.a.) sau doi electroni (Zn, Fe ș.a.).

Variația numărului de electroni exteriori ai metalelor din subgrupele principale este redată în *tabelul 3.1*.

Tabelul 3.1. Numărul electronilor exteriori ai metalelor din subgrupele principale

Nr. grupei	Numărul de electroni exteriori	Metalele
I	1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
II	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
III	3	Al, Ga, In, Tl
IV	4	Ge, Sn, Pb
V	5	Sb, Bi
VI	6	Po



Din toate metalele, doar câteva (puțin peste 10) au mai mult de 2 electroni pe stratul exterior. *Majoritatea metalelor posedă un număr mic de electroni (1-2) pe stratul electronic exterior.* Acest fapt determină caracterul comun al proprietăților fizice și chimice ale metalelor. În reacțiile chimice, metalele cedează electronii lor de valență și manifestă proprietăți reducătoare: $\text{Me}^0 - n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}^{+n}$. În majoritatea cazurilor, numărul (gradul) de oxidare al metalelor în compuși are valori nu prea mari: +1 (Li, Na, K, Cu, Ag ș.a.); +2 (Mg, Ca, Ba, Zn, Cu, Fe ș.a.); +3 (Al, Fe ș.a.). Mai rar se întâlnesc valori înalte: +4 (Pb, Sn); +5 (Bi); +6 (Cr); +7 (Mn). Numărul (gradul) de oxidare superior, de obicei, este egal cu numărul grupei, exceptând unele metale.

Legătura chimică în metale și structura lor. Întrucât atomii metalelor au un număr mic de electroni pe stratul exterior, aceștia nu se pot lega între ei prin legături covalente sau ionice, deoarece nu-și pot completa octetul electronic.

Electronii exteriori se desprind ușor de atomii situați în nodurile rețelilor cristaline și formează un „nor electronic comun”.

Toate metalele, exceptând mercurul, sunt substanțe solide, cristaline. Cristalul de metal este asemeni unei molecule enorme, în care electronii comuni se pot deplasa liber (fig. 3.1) printre atomii și ionii metalelor care se găsesc în nodurile rețelei cristaline.

Legătura dintre atomii și ionii metalelor se numește *legătură metalică*.

Legătura metalică este legătura formată între atomii și ionii de metale pe baza electronilor de valență comuni.

Metalele formează diferite tipuri de rețele cristaline metalice (fig. 3.2).

Rolul biologic al metalelor. Cele mai importante elemente pentru viața omului, animalelor și plantelor sunt nemetalele H, O, C, N, P, S, Cl și metalele Na, K, Mg, Ca, Fe, Co, Cu, Zn, Mn, Mo (prezente sub formă de compuși). Ele mai sunt numite *elemente vitale*. Sodiul și potasiul, de exemplu, asigură elasticitatea membranelor celulare și, prin urmare, a țesuturilor. Fierul este prezent în sânge. De exemplu, culoarea roșie a sângelui se datorează unui compus al fierului. Magneziul se găsește în clorofilă și participă la procesul de fotosinteză.

Este foarte important ca în organism să existe și să se mențină echilibrul necesar de metale. Excesul sau insuficiența lor duce la apariția diferitor boli. Astfel, insuficiența de fier provoacă anemia, iar excesul de fier poate intoxica organismul. Lipsa litiului în organism provoacă dereglarea sistemului nervos și, ca urmare, poate surveni schizofrenia. Organismul omului achiziționează litiul împreună cu sarea NaCl.

În fig. 3.4 este redat conținutul necesar de elemente vitale în organismul uman. Astfel, dintre metale, cea mai mare concentrație o are calciul (2,08%), iar sodiul, potasiul și magneziul însumează 0,34%.

Multe dintre metale sunt parte a substanțelor utilizate ca aditivi alimentari. De regulă, aditivii alimentari sunt folosiți în scopul ameliorării alimentelor. Unele săruri de sodiu sunt folosite pentru a da gust chipsurilor, sulfii de calciu și de potasiu se utilizează în calitate de conservant. Sulfatul de calciu este folosit ca agent de tratare a făinii, stabilizator.

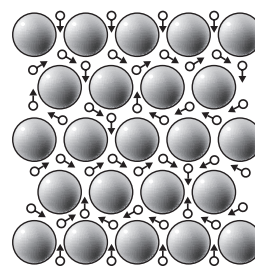


Fig. 3.1. Structura internă a metalelor.

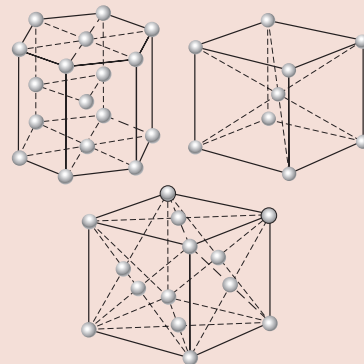


Fig. 3.2. Rețele cristaline ale metalelor.



Fig. 3.3. Ce metal se conține în frunze?

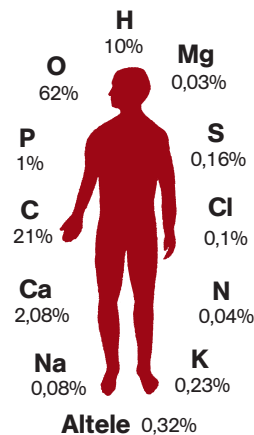
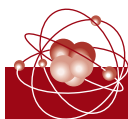


Fig. 3.4. Conținutul metalelor și nemetalelor în organismul omului.



Orizonturile chimiei

- Fără fier nu există viață. Cu rare excepții, acest metal se găsește în sângele tuturor organismelor (în hemoglobina); Fe^{2+} reprezintă 0,004% din greutatea corpului uman.
- Dacă nu conține ioni de calciu, sângele își pierde capacitatea de coagulare în prezența aerului.

Activitate creativă. Analizează prin ce acte normative sunt stabiliți aditivii alimentari pentru copii în Republica Moldova. În baza actelor normative, enumerează cinci aditivi alimentari permisi în alimentația copiilor mici, numește-i. Care este rolul acestora?



LUCRU ÎN ECHIPĂ

Caracterizați elementele sodiu, calciu, aluminiu și fier după următorul algoritm:

- a) poziția în TP (numărul atomic, perioada, grupa/ subgrupa; metal sau nemetal);
- b) structura atomului (sarcina nucleului, numărul total de electroni, numărul straturilor electronice, repartizarea electronilor pe straturi, numărul de electroni pe stratul exterior);
- c) valența și numărul (gradul) de oxidare (superior, inferior etc.);
- d) oxidant sau reducător;
- e) oxidul superior și hidroxidul lui, caracterul acestora;
- f) alți oxizi și hidroxizi.



EVALUARE

1. Găsește locul metalelor în tabelul periodic. În care grupe și subgrupe sunt metale? În care perioade sunt metale?
2. Numește câte 5 elemente metalice care au pe stratul exterior:
 - a) 1 electron; b) 2 electroni; c) 3 electroni; d) 4 electroni; e) 5 electroni; f) 6 electroni.
 Care din variantele a-f sunt false? Corectează-le.
3. Explică cum se formează legătura chimică în metale.
4. Din ce cauză majoritatea metalelor se află în natură sub formă de compuși?
5. Explică importanța biologică a metalelor. Argumentează-ți răspunsul prin exemple.
6. Din elementele enumerate alege metalele vitale:
 - a) N; b) Na; c) O; d) K; e) Hg; f) Fe; g) Pb; h) Ca.

3.2. Proprietățile fizice ale metalelor

Proprietățile fizice ale metalelor – *plasticitatea, duritatea, conductibilitatea electrică și cea termică, densitatea, temperatura de topire, luciul metalic* – sunt determinate de structura lor internă, de prezența legăturii metalice.

Plasticitatea metalului reprezintă proprietatea lui de a-și modifica forma fără a se distruge și fără a-și schimba proprietățile metalice (fig. 3.5). În timpul deformărilor mecanice (la presiune, în urma unei lovituri), unele straturi de atomi din rețeaua cristalină a metalului „alunecă” ușor pe norul electronic ca pe un lubrifian (fig. 3.6). Iată de ce, la prelucrare, metalele nu se sfărâmă, ci se turtesc și pot fi întinse în foi subțiri sau trase în fire lungi (fig. 3.7).

Cele mai plastice metale sunt aurul, argintul, cuprul, aluminiul (fig. 3.8). Dintr-un gram de aur, de exemplu, poate fi trasă o sârmă cu lungimea de 2,4 km. Din același metal pot fi obținute foite cu grosimea de 0,0002 mm (de cca 20 de ori mai subțiri decât o foaie de hârtie).

Există însă și metale fragile, de exemplu, stibiul, cromul, manganul.

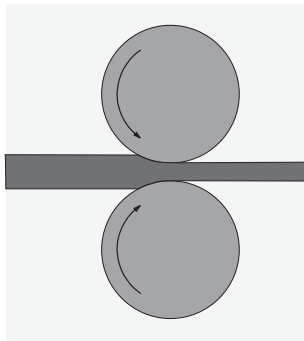


Fig. 3.5. Laminarea oțelului.

Duritatea metalelor diferă mult de la un element la altul. Cromul, de exemplu, este cel mai dur metal. Dacă am considera duritatea diamantului egală cu 10, atunci duritatea cromului va fi egală cu 9, iar cea a rubidiului – cu 0,3. Sodiul și potasiul sunt metale moi, ele se taie cu cuțitul.

Conductibilitatea electrică. Conductibilitatea electrică în metale reprezintă mișcarea dirijată a electronilor. Ea apare, de exemplu, atunci când o placă sau un fir metalic sunt conectate la o sursă de curent. În acest moment, norul electronic comun începe să se miște în direcția anodului încărcat pozitiv, conferindu-i astfel metalului conductibilitate electrică.

Cei mai buni conductori electrici sunt argintul, cuprul, aurul și aluniul. Din cupru și aluminiu se produc firele electrice, iar din argint și aur – diverse piese de contact pentru aparatele electronice etc. Cea mai mică conductibilitate electrică o are manganul.

Conductibilitatea termică. Proprietatea metalelor de a conduce căldura, la fel ca și conductibilitatea electrică, se datorează prezenței norului electronic comun. Acesta transportă căldura de la un atom de metal la altul și astfel întreaga bucată de metal se încălzește rapid și uniform.

Precum era de așteptat, cei mai buni termoconductori sunt metalele: Ag, Cu, Au, Al (fig. 3.8).

Densitatea. După densitatea lor, metalele pot fi împărțite în două categorii:

- *metale ușoare*, cu densitatea mai mică de 5 g/cm^3 ;
- *metale grele*, cu densitatea mai mare de 5 g/cm^3 .

Cel mai ușor metal este litiul ($0,53 \text{ g/cm}^3$), iar cel mai greu – osmiul ($22,6 \text{ g/cm}^3$). Fierul are densitatea de $7,87 \text{ g/cm}^3$, aurul de $19,3 \text{ g/cm}^3$ (fig. 3.8).

Cu cât este mai mică masa atomică a metalului și cu cât este mai mare raza atomului, cu atât metalul este mai ușor.

Temperatura de topire a metalelor este foarte variată. Astfel, mercurul rămâne în stare lichidă până la -39°C , potasiul se topește la $+63^\circ\text{C}$, sodiul la $+98^\circ\text{C}$, staniul la $+232^\circ\text{C}$, fierul la $+1539^\circ\text{C}$, iar wolframul la $+3380^\circ\text{C}$. Fiind cel mai greu fuzibil metal, wolframul este folosit la producerea filamentelor pentru becurile electrice (fig. 3.8).

Luciul metalic. În forma lor compactă, metalele reflectă razele de lumină. Această proprietate a lor se numește *luciu metalic*. Cel mai puternic reflectă lumina argintul, urmat de aluminiu, crom, nichel, cupru. Din timpurile străvechi și până în prezent, capacitatea metalelor de a reflecta lumina a fost folosită la producerea oglinzilor, proiectoarelor, telescoapele etc.

Aliajele. Dacă am studia îndeaproape domeniile de utilizare a metalelor, ne-am convinge că metalele pure au o sferă limitată de întrebuințare. Ele sunt folosite, de obicei, în electrotehnică. Cu cât este mai înalt gradul de puritate al 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 este produs „miezul” electromagneților. Până nu demult, mercurul pur era folosit la fabricarea termometrelor. O aplicare mult mai largă au însă amestecurile de metale, numite *aliaje* (fig. 3.9 – 3.11).

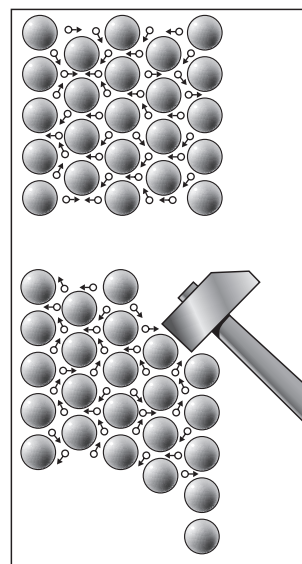


Fig. 3.6. Deformarea unei bucăți de metal.



Fig. 3.7. Firele din aluminiu sunt ușoare și au o conductibilitate electrică înaltă.

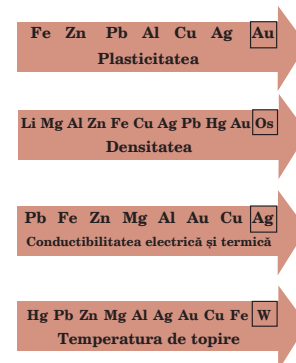


Fig. 3.8. Aranjarea metalelor în ordinea creșterii anumitor proprietăți fizice.

La începutul anului 2021 a fost interzisă producerea și vânzarea termometrelor cu mercur (Hg). Din ce cauză? Căutați informații în internet privitoare la activitatea biologică a mercurului.



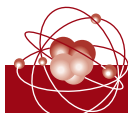
Fig. 3.9. Monumentul din bronz al lui Ștefan cel Mare din centrul orașului Chișinău.



Fig. 3.10. Oțelul și aliajele metalelor neferoase sunt utilizate în construcția de nave maritime.



Fig. 3.11. Construcții din oțel.



Orizonturile chimiei

- Magneții atrag doar fierul, cobaltul și nichelul.
- Culoarea părului depinde de metalele care intră în compoziția lui: părul alb conține nichel, cel auriu – titan, cel roșcat – molibden, iar cel castaniu – cupru, cobalt și fier.

Omul a început să folosească aliajele odată cu descoperirea metalelor. S-a constatat că, amestecând două sau mai multe metale în stare topită, se obțin materiale noi.

Compoziția formată prin solidificarea unui amestec omogen de metale topite se numește aliaj.

Aliajele se obțin prin amestecarea topiturilor de metale pure și prin răcirea ulterioară a amestecului omogen format. Uneori, în aliaje se admit și cantități dozate de nemetale (C, Si ș.a.).

După proprietățile sale, un aliaj se deosebește de metalele ce îl formează, întrucât are altă compoziție și structură. De obicei, aliajele au calități mai bune decât elementele constitutive luate separat. De exemplu, alumiul pur este prea moale, iar aliajul lui cu cuprul (5%), magneziul (1%) și manganul (0,7%), numit *duraluminiu*, este ușor ca alumiul și are o mare rezistență mecanică. De aceea, duraluminiul este utilizat în aeronautică.



EVALUARE

- Proprietățile fizice comune tuturor metalelor sunt:
 - conductibilitatea electrică;
 - densitatea mai mare de 5 g/cm^3 ;
 - conductibilitatea termică;
 - volatilitatea scăzută;
 - luciu metalic.
- Specificul structurii interne a metalelor care determină proprietățile lor fizice comune este determinat de:
 - numărul mic de electroni pe stratul exterior al atomului;
 - dimensiunile mici;
 - dimensiunile mari ale atomului;
 - norul de electroni comuni.
- Ce s-ar întâmpla dacă am apăsa puternic o bucată de:
 - cretă (*rețea ionică*);
 - cărbune (*rețea atomică*);
 - plumb (*rețea metalică*)?

Explică ce proprietăți fizice ale substanțelor se manifestă în acest experiment.
- Enumeră metalele cu cea mai înaltă conductibilitate. Unde se folosesc?
- Enumeră cele mai plastice metale. Unde se utilizează?
- În baza cărei proprietăți fizice metalele se împart în ușoare și grele?
- Alege afirmațiile adevărate:
 - metalele sunt mai numeroase decât nemetalele;
 - metalele conduc mai rău curentul electric decât nemetalele;
 - în metale se formează legătura metalică, deoarece toți electronii de valență devin comuni;
 - datorită electronilor de valență comuni, metalele conduc bine curentul electric și căldura.
- În zilele toride, este imposibil să atingem obiectele metalice (sunt fierbinți), cu toate că, la aceeași temperatură, obiectele din alte materiale nu ne provoacă asemenea senzații. Iar la frig metalul pare mai rece decât alte materiale. Prin ce se explică acest fenomen?
- *9. Ce proprietăți fizice determină folosirea: a) cuprului la fabricarea firelor electrice; b) alumiului în rețelele de înaltă tensiune, la producerea veselei; c) titanului pentru bicicletele de curse; d) wolframului în filamentele becurilor electrice; e) zincului la zincarea obiectelor din fier; f) staniului la sudarea metalelor; g) mercurului în termometre? Argumentează, ținând cont și de prețul metalelor.



Investigarea proprietăților fizice ale metalelor

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: metale Cu, Fe, Zn, stativ cu eprubete, spatulă.

Realizarea experiențelor:

a) Examinați substanțele.

b) Cercetați starea de agregare, culoarea, duritatea. Completați tabelul.

Substanța	Fe	Zn	Cu
Starea de agregare			
Aspect, culoare			
Duritate			
Densitate (ușoară/grea)			

Formulați concluzii.

Faceți ordine la locul de muncă.

3.3. Răspândirea metalelor în natură. Metode generale de obținere

Răspândirea metalelor în natură. Să examinăm *fig. 3.12*. Din ea rezultă că cel mai răspândit metal este aluminiul, după care urmează fierul, calciul, sodiul, potasiul, magneziul.

Majoritatea metalelor sunt active din punct de vedere chimic, de aceea se găsesc în natură sub formă de compuși (*schema 3.1.*). Doar metalele nobile (argintul, aurul, platina) se întâlnesc în stare liberă, sub formă de incluziuni în unele minerale (cuart, pirită) sau chiar sub formă de metal nativ. Astfel, cele mai mari bucăți de aur nativ au fost găsite în Australia: una de 71 kg (în 1869) și o placă de 285 kg (în 1872), care conținea circa 100 kg de aur pur. Fierul de proveniență meteoritică este, de asemenea, în stare nativă.

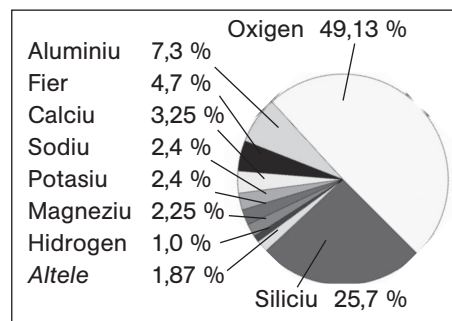
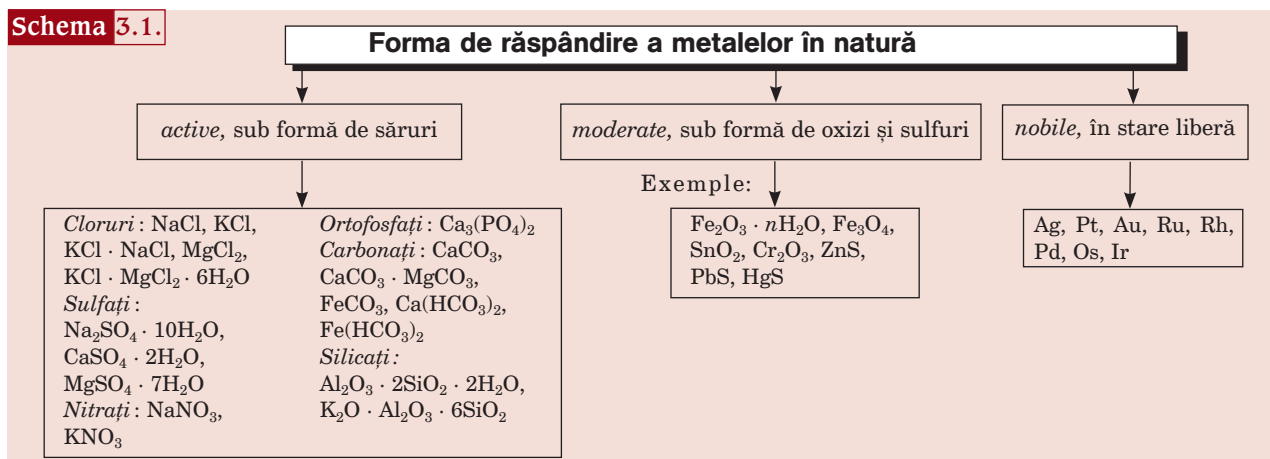


Fig. 3.12. Răspândirea metalelor și nemetalelor în scoarța terestră.

Mineralele naturale folosite în industrie ca materie primă pentru obținerea metalelor se numesc minereuri.

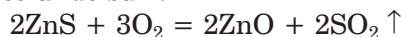
Minerurile industriale de fier conțin 60-70% de Fe, pe când cele de cupru pot avea doar până la 1% de Cu. De aici rezultă că fierul este mai ieftin decât cuprul. Iar extragerea aurului devine rentabilă doar atunci când conținutul lui depășește 10 g la 1 t de minereu.

Schema 3.1.



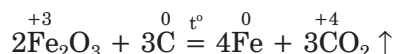
Principiul de bază de obținere a metalelor este *reducerea* lor din compuși.

Să revenim la *schema 3.1*. După cum putem observa, majoritatea metalelor se găsesc în natură sub formă de oxizi sau săruri. Pentru a obține metale din sulfuri, acestea sunt calcinate și transformate în oxizi. De exemplu, calcinarea minereului de sulfură de zinc permite obținerea oxidului de zinc și a celui de sulf:

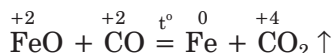


În continuare oxizii sunt reduși până la metale. Ca reducători pot servi C (cocsul), CO, Al, H₂, Mg ș.a. În funcție de compoziția substanței inițiale și de natura reducătorului, se alege metoda cea mai rentabilă de obținere a metalelor.

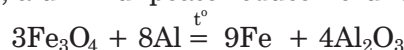
1. *Reducerea oxizilor de metale cu cocs sau cu oxid de carbon (II)*. Cocsul este carbon aproape pur (obținut din cărbune). Acesta se utilizează la reducerea fierului din oxizi:



Carbonul este un reducător mai puternic, dar oxizii solizi se reduc mai bine cu agenți gazoși (CO). De ce?

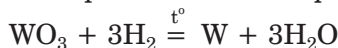


2. *Reducerea oxizilor de metale cu alte metale mai active*. Acest procedeu se numește *metalotermie*. El se aplică la obținerea metalelor greu fuzibile. De exemplu, aluminiul poate reduce fierul din oxizi:



Reacția este folosită la sudarea șinelor (*fig. 3.13*). Reducerea cu ajutorul aluminiului se numește *aluminotermie*.

3. *Reducerea oxizilor de metale cu hidrogen*. Acest procedeu permite obținerea metalelor de înaltă puritate. De exemplu:



Toate reacțiile de obținere a metalelor prezentate mai sus par a fi foarte simple. În realitate însă, procesul industrial este mult mai complex. Acesta necesită utilizarea unor aparate speciale, condiții tehnologice înalte, materiale moderne, rezistente și stabile etc.

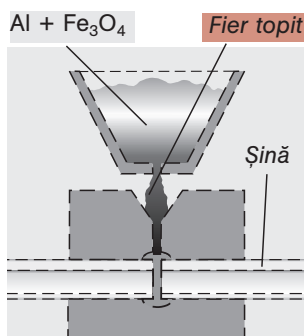
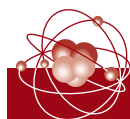


Fig. 3.13. Sudare aluminotermică.



Orizonturile chimiei

- Prețul unui metal depinde mult de răspândirea lui în natură și de complexitatea metodelor de obținere. Sub aceste aspecte, fierul este cel mai ieftin metal.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

Completați ecuațiile reacțiilor de obținere a metalelor, stabiliți coeficienții:

- | | |
|--|--|
| a) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{C} \rightarrow ? + \text{CO}_2$ | e) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow ? + \text{CO}_2$ |
| b) $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow ? + \text{CO}$ | f) $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow ? + \text{H}_2\text{O}$ |
| c) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ | g) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + ? \rightarrow \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$ |
| d) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \rightarrow ? + \text{Al}_2\text{O}_3$ | h) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + ? \rightarrow \text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ |

Comparați reducătorii în aceste procese. Clasificați reacțiile în funcție de metodele de obținere a metalelor.



EVALUARE

- Sub ce formă se află metalele în minereuri?
- Describe modul de prelucrare prealabilă a minereului pentru a extrage metalul din el. Ce reducători se folosesc în acest scop?

3. Poate fi oare obținut metalul din minereu prin oxidare? De ce?
4. La reducerea cu cocs a unui amestec de oxid de cupru (II) și oxid de fier (III) se formează un amestec de cupru și oxid de fier (II). Cu ajutorul căror substanțe poate fi separat cuprul din oxidul de fier (II): Ca(OH)_2 , HCl , H_2SO_4 , H_2O ? Scrie ecuațiile tuturor reacțiilor.
5. Care dintre metalele enumerate se găsesc în natură în stare liberă:
a) Na; b) Cu; c) Ag; d) Fe; e) Au; f) K; g) Pt?
6. Care dintre metalele enumerate este cel mai răspândit pe Pământ:
a) Au; b) Na; c) Fe; d) Al; e) Ca; f) Mg; g) K?

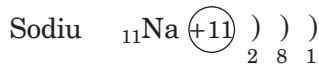
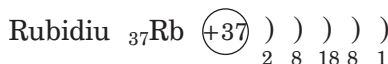
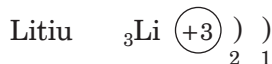
PROBLEME



1. Titanul, un metal ușor și rezistent, folosit la producerea avioanelor supersonice și a navelor cosmice, se obține prin reducerea oxidului de titan (IV) cu ajutorul magneziului. Calculați masa titanului obținut și a oxidului de titan (IV) utilizat, dacă la reducere se consumă 48 kg de magneziu.
2. La sudarea firelor de oțel prin metoda aluminotermiei a fost utilizat oxid de fier (III) cu masa de 32 kg. Stabiliți masa fierului format.
3. Calculați masa oxidului de carbon (II) consumată la obținerea a 112 kg de fier din: a) hematită Fe_2O_3 ; b) magnetită Fe_3O_4 . Ce masă de carbon este necesară pentru efectuarea acestor reacții?

3.4. Metalele alcaline. Sodiul și potasiul

Poziția în tabelul periodic și proprietățile generale. Metalele alcaline litiul Li, sodiul Na, potasiul K, rubidiul Rb, cesiul Cs și franciul Fr sunt situate în subgrupa principală a grupei I. Atomii lor au următoarele scheme electronice:



Astfel, toate metalele alcaline au pe stratul electronic exterior un singur electron. Acest electron de valență poate fi ușor cedat, transformându-se în ioni:



Rezultă că metalele alcaline sunt buni reducători. În compuşii aceste metale sunt monovalente și au numărul (gradul) de oxidare +1.

Rolul biologic. Ionii de sodiu sunt prezenți în sânge și limfă, iar cei de potasiu – în țesuturile organismului uman și ale celui animal. Pentru întărirea mușchilor inimii, medicii recomandă administrarea unor preparate medicamentoase ce conțin potasiu, precum și caise proaspete sau uscate, bogate în compuşii ai potasiului. Organismul uman are nevoie zilnic de circa 10 g sare de bucătărie. În același timp, excesul de sare duce la creșterea tensiunii arteriale.

Proprietățile fizice și chimice ale metalelor alcaline sunt prezentate în tabelul 3.2.

PERIOADE	RÂNDURI	
I	1	1
II	2	³ Li LITIU 6,939
III	3	¹¹ Na SODIU 22,990
IV	4	¹⁹ K POTASIU 39,10
	5	29
V	6	³⁷ Rb RUBIDIU 85,47
	7	47
VI	8	⁵⁵ Cs CESIU 132,9
	9	79
VII	10	⁸⁷ Fr FRANCIU [223,02]
	11	111
		R₂O

Metalele alcaline

Tabelul 3.2. Metalele alcaline

Asemănări	
Proprietăți fizice 1. Sunt substanțe solide. 2. Sunt moi (se taie ușor cu cuțitul). 3. Au luciu metalic (la tăiere), se întuneacă sub acțiunea aerului. 4. Sunt ușor fuzibile: $t_{\text{top.}}(\text{Cs}) = 29^\circ\text{C}$ 5. Au densitate mică (sunt ușoare).	Proprietăți chimice 1. Se oxidează ușor în aer. 2. Interacționează energic cu apa (formând o bază alcalină și hidrogen). 3. Interacționează energic (se aprind) cu nemetalele (O_2, Cl_2, F_2, S ...). 4. Oxizii metalelor prezintă caracter bazic. Hidroxizii lor au un caracter bazic pronunțat (alcalii).
Deosebiri	
Activitatea metalelor alcaline în subgrupă crește de sus în jos. Franciul și cesiul sunt cele mai active metale.	

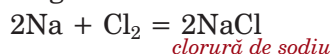
Pentru început, să ne amintim că *proprietățile metalice* reprezintă capacitatea atomilor de metal de a ceda electroni, formând ioni pozitivi.



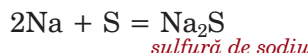
După activitatea lor chimică, metalele se împart în *active*, *moderate* și *pasive*. Metalele active interacționează cu substanțele simple nemetale (oxigen, sulf, halogeni ș.a.) și cu substanțele compuse (apă, acizi, săruri). În toate cazurile au loc reacții în care atomii de metale cedează electroni.

Să examinăm câteva exemple de interacțiune a metalelor: a) reacția cu nemetalele; b) reacția cu apa.

1. În reacția cu *halogenii* (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2), majoritatea metalelor formează săruri, numite *halogenuri*:



2. La interacțiunea cu *sulfur*, metalele formează *sulfuri*:



3. *Reacția metalelor cu apa*. Metalele situate până la magneziu în seria de substituție a metalelor (vezi pagina 8) interacționează ușor cu apa, formând alcalii și hidrogen (fig. 3.14).

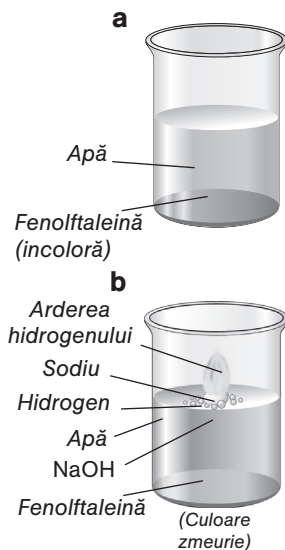
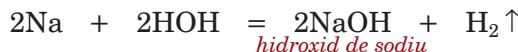
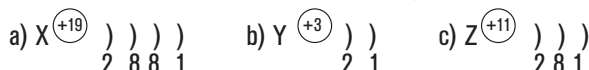


Fig. 3.14. Interacțiunea sodiului cu apa.

EVALUARE

1. Care dintre schemele electronice de mai jos descriu structura atomului de sodiu? Identifică și celelalte structuri:

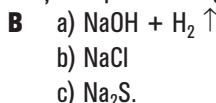
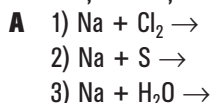


2. Caracterizează, conform poziției în tabelul periodic, elementele:

a) sodiu; b) potasiu.

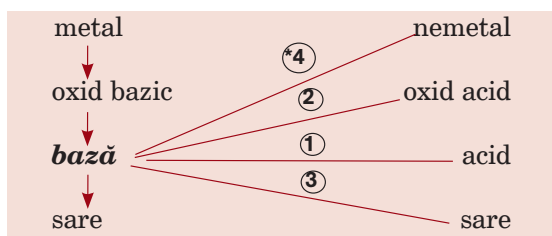
3. Sub ce formă se întâlnesc metalele alcaline în natură? De ce?

4. Alcătuieste ecuațiile reacțiilor asociind componenții din partea stângă (A) cu cei din partea dreaptă (B) și stabilește coeficienții:

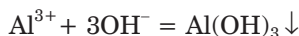
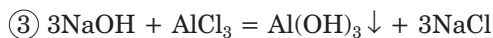
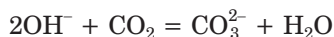
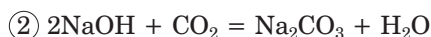
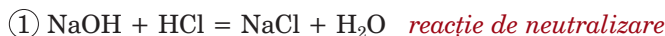


3.5. // Compușii sodiului și potasiului. Importanța practică

Bazele alcaline. Hidroxidul de sodiu (soda caustică) NaOH și hidroxidul de potasiu KOH se produc în cantități mari și sunt folosiți pe larg la sinteza industrială a fibrelor sintetice, la producerea hârtiei și săpunului, la rafinarea produselor petroliere etc. *Proprietățile chimice* ale hidroxizilor de sodiu și de potasiu pot fi deduse din următoarea schemă :



În ansamblu, proprietățile chimice ale oxizilor și hidroxizilor metalelor alcaline pot fi determinate după schemele legăturii genetice. Vom alege pentru aceasta caracterizarea hidroxidului solubil în apă NaOH, scriind ecuațiile în formă moleculară și ionică redusă.



După acest model (3) se obțin toate bazele insolubile.



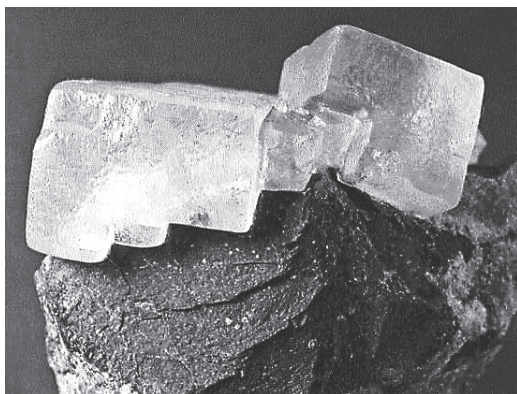
Sărurile. Majoritatea sărurilor metalelor alcaline sunt solubile în apă.

Sarea de bucătărie sau clorura de sodiu NaCl este extrasă din lacurile sărate și din minele de sare. Cele mai apropiate mine de extragere a sării se află în Ucraina, România, Rusia. Clorura de sodiu este folosită la producerea acidului clorhidric, sodei, clorului, hidroxidului de sodiu, săpunului (fig. 3.15). Este bine cunoscută importanța clorurii de sodiu pentru conservarea produselor alimentare (carne, pește, legume), care se bazează pe proprietatea sării de a împiedica dezvoltarea bacteriilor de putrefacție.

Soda poate exista sub formă calcinată Na_2CO_3 (sodă anhidră – carbonat de sodiu) și sub formă de cristalohidrat $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Ea este folosită, în special, la producerea sticlei, săpunului, hârtiei, țesăturilor, precum și în scopuri casnice – la curățarea vaselor etc. (fig. 3.16).

Fig. 3.15. Domeniile de utilizare a clorurii de sodiu.





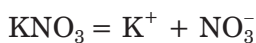
Sare gemă NaCl.

Soda alimentară NaHCO_3 (hidrogenocarbonat de sodiu) este folosită la prepararea unor bucate și a produselor de panificație, pentru clătirea cavității bucale. În timpul coacerii, aluatul se afânează datorită gazelor formate la descompunerea sodei :



Potasa K_2CO_3 (carbonat de potasiu) este utilizată la producerea sticlei, săpunului lichid și șamponului.

Sărurile solubile ale metalelor alcaline au rețele cristaline ionice și la dizolvarea în apă disociază complet în ioni :



Se cunoaște că fertilitatea solului depinde de cât de bogat este acesta în potasiu, calciu, fosfor etc. Îngrășămintele de potasiu (KCl , K_2SO_4 , KNO_3) sunt foarte folositoare pentru plante.

Potasiul este important pentru a ajuta planta să depășească temperaturile scăzute sau prea ridicate, seacă și atacul dăunătorilor.

Potasiul are un rol important la transformarea zaharurilor în amidon și transportarea lui spre depozitare din plante. O bună aprovizionare cu potasiu conduce la o mai bună calitate a fructelor și legumelor.

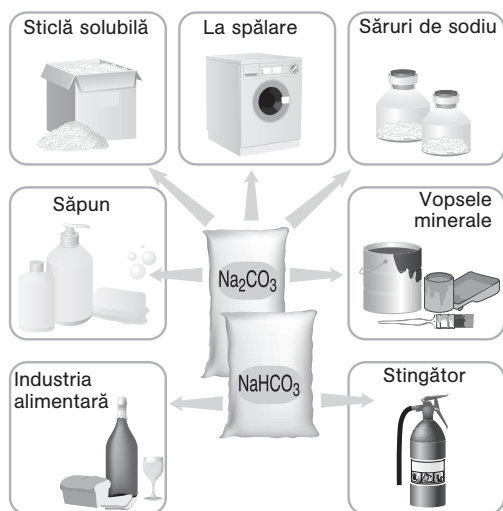


Fig. 3.16. Domeniile de utilizare a sodei calcinată și a sodei alimentare.



Investigarea proprietăților chimice ale bazelor alcaline

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete, indicator (fenolftaleină); soluții de NaOH, de HCl, de CuSO_4 .

Realizarea experiențelor:

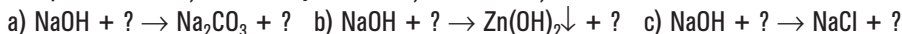
	Mersul lucrării	Efecte observate	Concluzii
1.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de NaOH se adaugă câteva picături de fenolftaleină.	_____	
2.	În eprubeta cu 1 ml de NaOH și câteva picături de fenolftaleină se adaugă 1 ml soluție de HCl.	_____	
3.	Într-o eprubetă cu 1 ml soluție de CuSO_4 se adaugă 1 ml soluție de NaOH.	_____	

Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară, ionică completă și ionică redusă.

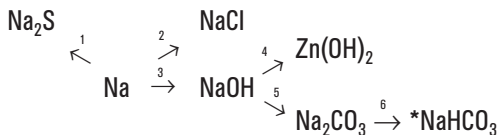
Faceți ordine la locul de muncă.

EVALUARE

1. Completează ecuațiile de mai jos, stabilește coeficienții:



2. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



3. Demonstrează prin argumente teoretice că la dizolvarea în apă a unui amestec de Na, NaOH și Na_2O se formează soluția unei singure substanțe. Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.

PROBLEME

1. În laboratoarele de chimie, pentru primul ajutor în caz de arsuri cu acid este folosită soluția de hidrogenocarbonat de sodiu. Ce volum de soluție de NaHCO_3 cu partea de masă de 2% (densitatea 1 g/cm^3) poate fi pregătit din 200 g de sodă alimentară?

2. Partea de masă de NaCl în sângele uman este egală cu 0,5%. Calculați masa clorurii de sodiu în sângele unui om cu masa de 50 kg, dacă sângele reprezintă 7,5% din masa corpului omenesc.

3. Serul fiziologic este o soluție de clorură de sodiu în apă cu partea de masă de 0,9%. Acesta este folosit ca substituent al sângelui. Calculați masa clorurii de sodiu și cea a apei, necesare pentru a prepara un litru de ser fiziologic (densitatea 1 g/cm^3).

4. Pentru acumulatorii alcaline se folosește soluția cu partea de masă de 30% KOH (densitatea soluției $1,29 \text{ g/cm}^3$). Calculați masa hidroxidului de potasiu necesară pentru a pregăti: a) 5 kg; b) 5 l de asemenea soluție.

*5. Un amestec de hidroxid de sodiu și hidroxid de potasiu cu masa de 7,16 g a fost neutralizat cu acid clorhidric, iar soluția obținută a fost vaporizată până la uscare completă. Masa restului uscat era de 10,08 g. Stabiliți masele și părțile de masă ale KOH și NaOH în amestec.



Orizonturile chimiei

• V-ați întrebat vreodată care este valoarea sării de bucătărie?

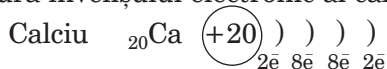
Pe vremuri, sarea era un produs atât de dificil de procurat și valoarea ei era atât de mare, încât nimeni nu-și îngăduia să o risipească. În Imperiul Roman, ostașii erau plătiți în sare (în latină, *salis*), de unde a rămas și cuvântul *salar*. Un grăunte de sare face diferența dintre o mâncare bună și una fără gust. Oaspeții de mare cinste sunt întâmpinați, deloc întâmplător, „cu pâine și sare”. Sarea este cel mai eficient conservant alimentar. Ea este și un medicament extraordinar.

PERIOADE	RÂNDURI	II
I	1	
II	2	⁴ Be BERILIU 9,012
III	3	¹² Mg MAGNEZIU 24,312
IV	4	²⁰ Ca CALCIU 40,08
	5	30
V	6	³⁸ Sr STRONȚIU 87,62
	7	48
VI	8	⁵⁶ Ba BARIU 137,33
	9	80
VII	10	⁸⁸ Ra RADIU [226,03]
	11	112
		RO

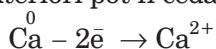
3.6. // Calciul

Elementul chimic calciu Ca este situat în perioada a IV-a, subgrupa principală a grupei a II-a a tabelului periodic. În aceeași subgrupă se află beriliul, magneziul, stronțitul, bariul și radiul. Trei elemente – calciul, stronțitul și bariul – se numesc *alcalino-pământoase*.

Structura învelișului electronic al calciului este următoarea:



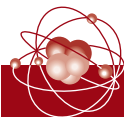
Cei doi electroni exteriori pot fi cedați ușor, formându-se ionul de Ca^{2+} :



Astfel, calciul este un metal foarte activ și un reducător puternic. Numărul (gradul) de oxidare al calciului este +2.

Numele lui derivă din latinescul *calc* – „var”.

În natură calciul este răspândit doar sub formă de compuși. Spre exemplu, pietrișul, argila, solul, apa naturală conțin compuși de calciu.



Orizonturile chimiei

- Printre metalele alcalino-pământoase există un dușman primejdios al omului – izotopul radioactiv al stronțului – cu masa atomică relativă 90. El se formează în timpul explodării bombeii atomice. Nimerind în organismul uman, stronțul-90 înlocuiește calciul din oase și rămâne acolo timp îndelungat, emițând raze periculoase pentru viață.
- Magneziul intră în compoziția clorofilei plantelor (2% din masa moleculei).

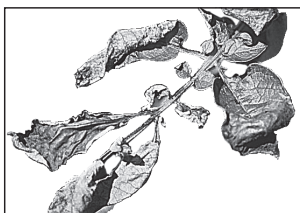


Fig. 3.17. Așa arată frunzele de cartof în cazul deficitului de magneziu în sol.

Principalele minerale de calciu sunt:

- creta, marmura, calcarul, spatul de Islanda – conțin carbonat de calciu CaCO_3 ;
- ghipsul – conține sulfat de calciu $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
- fosforitele – conțin fosfat de calciu $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
- apatitele – conțin $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$, $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$.

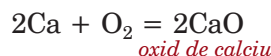
În Republica Moldova există zăcămintele de calcar, spat de Islanda, cretă. Cea mai calitativă cretă se extrage în apropiere de orașul Camenca și satul Vertiujeni din raionul Florești.

Rolul biologic. Calciul face parte din grupul „metalelor vitale”. Sub formă de compuși, el se găsește în oase, dinți. Organismul unui om matur conține circa 1,5 kg de calciu, ceea ce întrece masa oricărui alt metal vital.

Omul și animalele primesc calciul din apă și din plante, iar acestea, la rândul lor, îl absorb din sol.

În cazul insuficienței de calciu, în medicina populară se întrebuințează cojile de ouă uscate și pisate, acestea fiind un depozit natural de compuși ai calciului și magneziului.

Proprietățile. Calciul este un metal ușor, moale, alb-argintiu, foarte activ. La fel ca sodiul, se păstrează sub petrol. Interacționează ușor cu nemetalele și apa. În atmosferă, calciul se acoperă cu un strat de oxid galben-deschis:



La încălzire, interacționează cu clorul și sulfură, formând clorura și, respectiv, sulfura de calciu:



În prezența apei, calciul se transformă în hidroxid de calciu:



3.7. // Compușii calciului cu aplicare practică

Cei mai importanți compuși ai calciului, existenți în natură sau obținuți în industrie, sunt oxidul, hidroxidul, sulfatul și carbonatul de calciu (se dau și denumirile lor tehnice):

CaO
oxid de calciu
(var nestins)

$\text{Ca}(\text{OH})_2$
hidroxid de calciu
(var stins)

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
sulfat de calciu cristalodihidrat
(ghips)

$(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
sulfat de calciu
(ghips ars, ipsos sau alabastru)

CaCO_3
carbonat de calciu
(cretă, marmură, piatră de var sau calcar, spat de Islanda)

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
hidrogenocarbonat de calciu

Să examinăm mai detaliat fiecare din aceste substanțe.

Oxidul de calciu CaO este o substanță albă, greu fuzibilă, cu denumirea tehnică de *var nestins*. Se obține prin descompunerea termică a calcarului:



Fig. 3.18. Cetatea Sorocea a fost construită din calcar.



Descompunerea termică a substanțelor se numește *calcinare*.

Această reacție stă la baza producerii industriale a varului nestins.

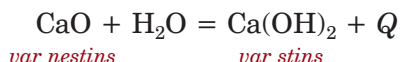
Oxidul de calciu manifestă proprietățile oxizilor bazici (vezi pagina 8).

Hidroxidul de calciu $\text{Ca}(\text{OH})_2$ este utilizat sub trei forme:

- 1) *var stins*, un praf alb-gri, folosit în construcție;
- 2) *lapte de var*, suspensie de var în apă, folosită pentru vărut;
- 3) *apă de var*, soluție incoloră de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ în apă.

Solubilitatea hidroxidului de calciu în apă este redusă (1,56 g într-un litru de apă la 20°C).

Hidroxidul de calciu se obține la combinarea oxidului de calciu cu apa; reacția decurge cu degajare de căldură:



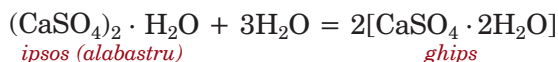
Această reacție se numește *stingerea varului*. Ea este aplicată pe larg în industrie și pentru necesități casnice.

Proprietățile chimice ale hidroxidului de calciu pot fi determinate din schema legăturii genetice (vezi pagina 8).

Sulfatul de calciu (CaSO_4) este răspândit sub formă de ghips natural $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. În Republica Moldova, există zăcăminte de ghips în raionul Fălești și lângă orașul Bălți. Din ghipsul natural, prin încălzire la 150-180°C, se obține *ghipsul ars* sau *ipsosul*, numit mai frecvent *alabastru*:

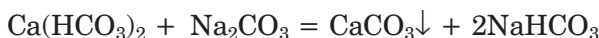


Ipsosul este un material de construcție liant. Prin amestecarea lui cu apa se formează o pastă care se întărește ușor, deoarece leagă chimic apa:

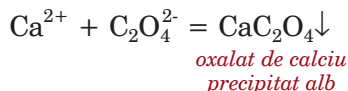
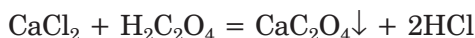


Datorită acestei proprietăți, precum și faptului că este un material inofensiv și accesibil, ipsosul se utilizează pe larg în lucrările de construcție, la tencuirea pereților, în medicină – la confecționarea mulajelor pentru fixarea oaselor fracturate, la modelarea diferitor elemente arhitecturale etc.

Hidrogenocarbonatul de calciu $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Prezența ionilor de calciu și magneziu în apă determină *duritatea apei*. Hidrogenocarbonatul de calciu, alături de cel de magneziu, îi conferă apei duritate temporară. El poate fi înlăturat prin precipitare (la fierbere sau tratare cu agenți bazici):



***Identificarea ionului de calciu.** Dacă la o soluție ce conține ioni de calciu se adaugă acid oxalic ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) sau oxalat de sodiu în prezența acidului acetic, se formează un precipitat alb de oxalat de calciu:



Scrie ecuațiile reacțiilor ce demonstrează proprietățile oxidului de calciu.

Scrie ecuațiile reacțiilor ce demonstrează proprietățile hidroxidului de calciu.

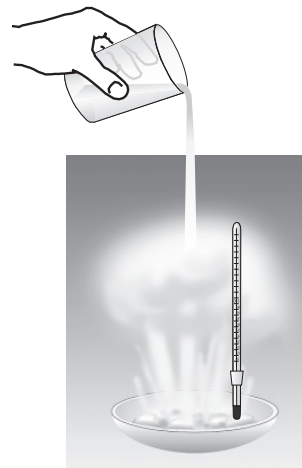


Fig. 3.19. Stingerea varului.



Fig. 3.20. Stalactite calcaroase („țurțuri”) în peșteri.

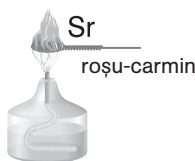
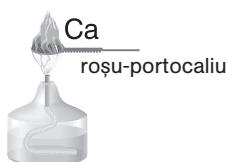


Fig. 3.21. Colorarea flăcării cu metalele alcalino-pământoase.

Metalele alcalino-pământoase (în stare liberă și sub formă de compuși) pot fi identificate după *culoarea flăcării*. De exemplu, calciul colorează flacăra în roșu-portocaliu, stronțitul și rubidiul în roșu-carmin, iar bariul în verde-gălbui (fig. 3.21).



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Scrieți ecuațiile reacțiilor conform schemelor:

- | | |
|--|--|
| a) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow ?$ | f) $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow ? + ?$ |
| b) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$ | g) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow ?$ |
| *c) $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow ?$ | h) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{CaSiO}_3$ |
| *d) $\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow ?$ | i) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ |
| e) $\text{Ca} + ? \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + ?$ | *j) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO} \uparrow$ |

2. Care dintre ecuațiile de mai sus are loc la: 1) stingerea varului; 2) păstrarea calciului în aer umed; *3) obținerea carburii de calciu CaC_2 ; 4) păstrarea varului nestins la aer? De ce varul nestins este cald chiar și la frig?



EVALUARE

- Caracterizează elementul chimic calciu Ca conform poziției lui în tabelul periodic.
- Ce minerale formează în natură carbonatul de calciu? În ce domenii se folosesc?
- Describe rolul biologic al calciului.
- Folosind schema legăturilor genetice, dedu proprietățile chimice ale hidroxidului de calciu. Dă exemple concrete.
- Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $\text{Ca(OH)}_2 + ? \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	b) $\text{Ca(OH)}_2 + ? \rightarrow ? + \text{NaOH}$
c) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow ? + ?$	d) $\text{Ca(OH)}_2 + ? \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + ?$

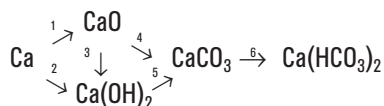
Care dintre aceste reacții este folosită pentru identificarea dioxidului de carbon și are loc la uscarea pereților proaspăt văruiți? Alcătuieste ecuațiile ionice cu condiția că a fost folosită apa de var.

- Cum poate fi îndepărtată, pe cale chimică, piatra depusă pe pereții ceainicului?
- Ar putea oare coexista în soluție următorii ioni:

a) Ca^{2+} și Cl^- ;	b) Ca^{2+} și PO_4^{3-} ;	c) Ca^{2+} și CO_3^{2-} ;
d) Ca^{2+} și HCO_3^- ;	e) Ca^{2+} și NO_3^- ;	f) Ca^{2+} și $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$?

Argumentează-ți răspunsul alcătuiind ecuațiile ionice ale reacțiilor.

- Scrie ecuațiile reacțiilor chimice pentru următoarele transformări:



PROBLEME



1. La 10 g soluție de clorură de calciu s-a adăugat soluție de sodă în exces. Precipitatul format a fost filtrat, uscat și calcinat. Masa lui după calcinare constituia 0,28 g. Calculați masa și partea de masă a clorurii de calciu în soluția inițială.
2. Calculați pierderea de masă la calcinarea calcarului cu masa de 20 g.
3. Organismul uman are nevoie zilnic de 0,7 g de calciu. Cât lapte de vacă (în grame) trebuie să bea un om pentru a satisface această necesitate, dacă partea de masă a calciului în lapte este 0,13%?
- *4. La calcinarea ghipsului $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ până la 180°C se obține alabastru $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, folosit ca adaos în var la tencuire. Ce masă de ghips se va consuma la prepararea alabastrului cu masa de 7 tone?

EXPERIENȚA
DE LABORATOR

Investigarea proprietăților chimice ale oxidului de calciu și hidroxidului de calciu

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete, spatulă, oxid de calciu CaO , apă, indicator (fenolftaleină); soluție de HCl .

	Mersul lucrării	Efecte observate	Concluzii
1.	Într-o eprubetă introduceți câteva grăuncioare de oxid de calciu, adăugați 1 ml de apă și 1-2 picături de fenolftaleină.		
2.	La conținutul eprubetei din experiența anterioară adăugați soluție de HCl .		
3.	Într-o eprubetă cu câteva grăuncioare de CaO adăugați 1 ml de HCl .		

Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

Faceți ordine la locul de muncă.

3.8. Alumiul

Importanța. Alumiul este unul dintre cele mai cunoscute metale. În secolul al XIX-lea el era numit „argint din argilă”, iar în prezent este considerat „metal înaripat”, deoarece se utilizează pe larg în aviație.

Cu două mii de ani în urmă, în Roma antică, iar mai târziu (sec. al III-lea) și în China, meșteșugarii știau să obțină alumiul și aliajele lui, însă secretele producerii lor au rămas nedescoperite până azi.

În Europa, alumiul a fost obținut abia în secolul al XIX-lea. La început era considerat chiar mai scump decât aurul. Împăratul Franței Napoleon III se mândrea cu nasturii săi de aluminu cusuți la uniformă, iar D.I. Mendeleev a primit, în 1889, la Londra, în semn de recunoștință pentru contribuția sa la dezvoltarea chimiei, un cântar de aur și de aluminu și o cupă de aluminu incrustată cu diamante. În timpurile noastre, alumiul a căpătat o utilizare largă. Din el se produc avioane, automobile, cabluri electrice, obiecte de uz casnic etc.

PERIOADE	RÂNDURI	III
I	1	
II	2	⁵ B BOR 10,811
III	3	¹³ Al ALUMINIU 26,982
IV	4	
	5	³¹ Ga GALIU 69,72
V	6	
	7	⁴⁹ In INDIU 114,82
VI	8	
	9	⁸¹ Tl TALIU 204,38
VII	10	
	11	
		R₂O₃

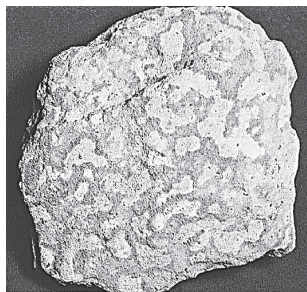
Bauxită $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Fig. 3.22. Materia primă pentru obținerea aluminiului.



Inel cu rubin

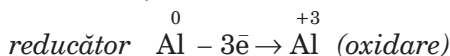


și cu safir.

Poziția aluminiului în tabelul periodic. Elementul chimic aluminiu Al este situat în perioada a III-a, în subgrupa principală a grupei a III-a. Atomul său are următoarea structură:



În toate reacțiile chimice, aluminiul pierde trei electroni, manifestând proprietăți reducătoare:



În compuși, aluminiul are totdeauna valența III și numărul de oxidare +3.

Răspândirea în natură. După gradul de răspândire în scoarța terestră, aluminiul este al treilea între elemente (după nemetalele oxigen și siliciu) și primul între metale (7,3%). În organismul uman aluminiul practic lipsește. Din cauza activității sale sporite, aluminiul există în natură doar sub formă de compuși, în mod special sub formă de oxid Al_2O_3 .

Cei mai răspândiți compuși naturali ai aluminiului sunt:

caolinitul sau argila – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

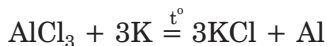
bauxita – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;

corindonul (corundul) – Al_2O_3 ;

criolitul – $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$.

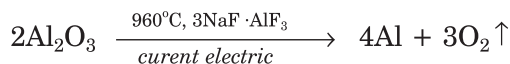
Corindonul este o substanță transparentă și variat colorată. Prezența impurităților de crom îi conferă culoare roșie (corindon roșu sau rubin), iar cele de titan și fier – culoare albastră (safir). Rubinul și safirul sunt pietre nestemate, care în prezent pot fi obținute și pe cale artificială. Rubinul este folosit în ceasuri și lasere.

Obținerea aluminiului a fost mult timp piatra de încercare a tehnologilor chimiști. În 1825, savantul danez Hans Christian Oersted, iar în 1827, tânărul său coleg, savantul german Friedrich Wöhler, au obținut „argint din argilă”, dar în realitate acesta era aluminiul – un metal argintiu. Ei au căpătat metalul și prin încălzirea clorurii de aluminiu cu potasiu sau sodiu, în lipsa aerului:



Insistentele încercări din această perioadă de a obține aluminiu prin acțiunea curentului electric asupra topiturilor nu s-au încununat cu succes, deoarece oxidul de aluminiu are o temperatură foarte înaltă de topire (2050°C). Mai târziu, în 1886, au fost create condiții tehnologice raționale: oxidul de aluminiu s-a dovedit a fi solubil în topitura de criolit la temperatura de 960°C .

Schema procesului de obținere a aluminiului este următoarea:



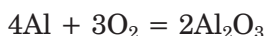
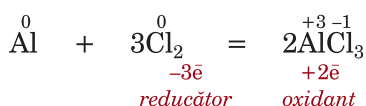
După descoperirea acestei metode de obținere, aluminiul a devenit un metal ieftin și accesibil. În prezent, acesta ocupă al doilea loc după volumul de producere mondială.

Proprietățile fizice. Alumiuniul este un metal alb-argintiu, cu punctul de topire $+660^{\circ}\text{C}$. Este unul dintre cele mai ușoare metale ($\rho=2,7 \text{ g/cm}^3$); este de trei ori mai ușor decât cuprul sau fierul. Posedă conductibilitate termică și electrică înaltă, fiind depășit doar de argint, aur și cupru (fig. 3.8). Alumiuniul este foarte maleabil, datorită cărui fapt el poate fi întins în foi subțiri sau tras în fire fine ca ale pânzei de păianjen. O sârmuliță de alumiuniu cu lungimea de 1 000 m cântărește doar 27 g și ocupă volumul unei cutii de chibrituri.

În același timp, alumiuniul pur are o duritate redusă. Cum poate fi mărită duritatea lui? De menționat că aliajele depășesc prin duritate metalele pure. La începutul secolului al XX-lea, chimistul german Alfred Wilm a obținut un brevet pentru un nou aliaj al alumiuniului cu cuprul, magneziul și manganul. În 1911, în orașul Düren din Germania, a început producerea la scară industrială a acestui aliaj, care a fost numit *duralumiuniu*. El s-a dovedit a fi aproape la fel de dur ca și oțelul, dar mult mai ușor, de aceea și-a găsit o aplicare largă în aviație. Astfel, în 1919, a început producerea avioanelor din duralumiuniu. De atunci și până în prezent, alumiuniul este principalul metal în industria aeronautică.

Proprietățile chimice. Alumiuniul este un metal foarte activ. Aflându-se în seria de substituie a metalelor între magneziu și zinc (pagina 8), el substituie metalele din dreapta sa și hidrogenul.

1. Alumiuniul se combină cu nemetalele (cu excepția hidrogenului), prezentând proprietăți reducătoare:

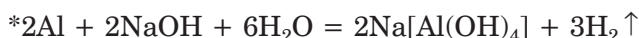
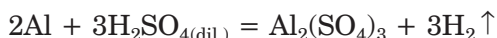


2. În aer, alumiuniul se acoperă cu o peliculă de oxid de alumiuniu. Această peliculă este foarte rezistentă și protejează alumiuniul de acțiunea apei, în condiții obișnuite și la încălzire. Fără pelicula protectoare de Al_2O_3 , alumiuniul interacționează ușor cu apa:

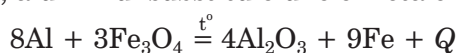


3. Alumiuniul este un metal cu proprietăți duale (amfotere). El interacționează cu acizii (excepând HNO_3 concentrat) și cu *alcaliile, formând săruri (fig. 3.23).

De exemplu:



4. La încălzire, alumiuniul substituie unele metale din oxizii lor:



Această reacție stă la baza procesului industrial de obținere a unor metale, numit *aluminotermie*.

Utilizarea alumiuniului. Principalul domeniu de utilizare a alumiuniului este industria aeronautică, după care urmează construcția de nave



Hans Christian Oersted
(Ėrsted) (1777-1851)
Savant danez. A obținut alumiuniul în 1825.

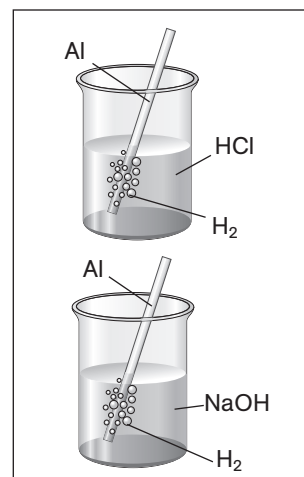


Fig. 3.23. Amfoteritatea alumiuniului.

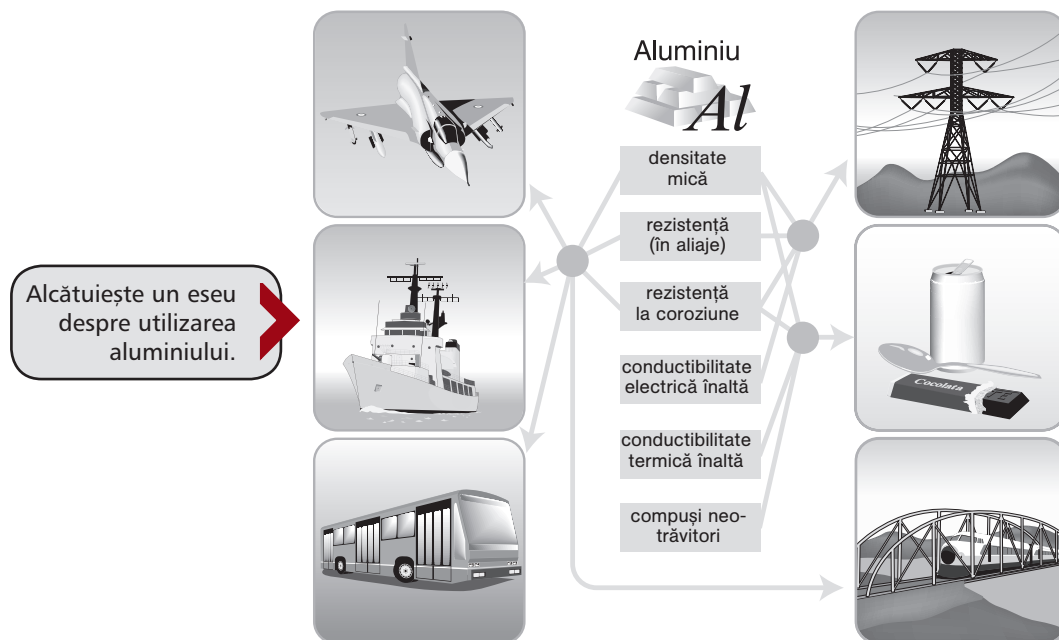


Fig. 3.24. Proprietățile și utilizarea aluminiului.

maritime și de automobile, confectionarea cablurilor electrice (fig. 3.24). Cu ajutorul aluminiului, prin aluminotermie, se obțin alte metale.

Fiind un metal stabil, aluminiul este folosit la producerea utilajului pentru industria alimentară, a ambalajelor pentru produsele alimentare și medicamentoase etc.



Investigarea proprietăților chimice ale aluminiului

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete, spatulă, aluminiu; soluții de H_2SO_4 și $NaOH$.

	Mersul lucrării	Efecte observate	Concluzii
1.	Într-o eprubetă se introduc câteva granule de aluminiu și se adaugă acid sulfuric diluat.		
2.	Într-o eprubetă se introduc câteva granule de aluminiu și se adaugă soluție de $NaOH$.		

Scrieți ecuațiile reacțiilor respective.

Faceți ordine la locul de muncă.

3.9. Compuși aluminiului cu importanță practică

Principalii compuși ai aluminiului sunt oxidul, hidroxidul și sulfatul de aluminiu:

Al_2O_3
oxid de
aluminiu

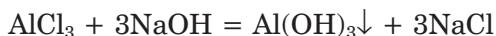
$Al(OH)_3$
hidroxid
de aluminiu

$Al_2(SO_4)_3$
sulfat de
aluminiu

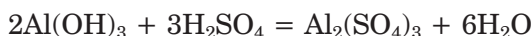
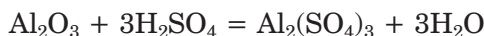
Unele căi de obținere a acestor compuși sunt redată mai sus. Astfel, *oxidul de aluminiu* se formează la oxidarea aluminiului, la încălzirea lui cu oxizii unor metale mai pasive sau la descompunerea hidroxidului său :



Hidroxidul de aluminiu se formează la tratarea aluminiului cu apă (în ce condiții se exclude oxigenul, de ce?) sau se obține din sărurile respective, conform ecuației:

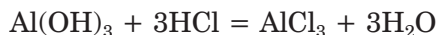


Sulfatul de aluminiu se poate obține la tratarea aluminiului, oxidului sau hidroxidului de aluminiu cu acid sulfuric:



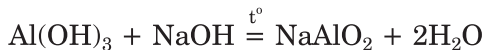
Proprietățile chimice ale compușilor aluminiului pot fi deduse din seriile genetice corespunzătoare oxizilor de metale, hidroxizilor și sărurilor (vezi pagina 8).

*Hidroxidul de aluminiu, spre deosebire de hidroxizii metalelor alcaline și alcalino-pământoase, manifestă un caracter amfoter (dual); el interacționează cu acizii (caracter de bază) și cu alcaliile (caracter de acid):



clorură de aluminiu

*La topirea hidroxidului de aluminiu cu hidroxid de sodiu se obține aluminat de sodiu NaAlO_2 .

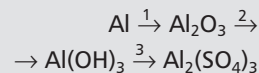


aluminat de sodiu

În medicină, compușii aluminiului se utilizează la tratarea bronșitei, gastritei.

Oxidul de aluminiu cristalin servește drept bază pentru rubine și safire artificiale. AlCl_3 anhidru se folosește în calitate de catalizator în sinteza organică, sulfatul de aluminiu se folosește la curățarea apei.

Stabilește dacă este realizabilă catena de transformări directe 1-3:

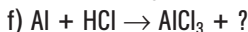
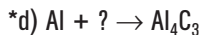
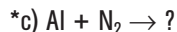
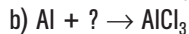
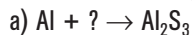


Dacă e necesar, suplimentează cu 1-2 ecuații, pentru a obține sulfatul de aluminiu.

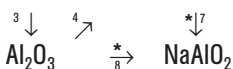
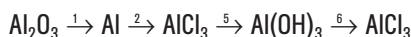


EVALUARE

1. Completează ecuațiile reacțiilor:



2. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



3. Numеște cele mai răspândite trei elemente în scoarța terestră:

a) K, Na, Ca; b) O, Si, Al; c) Al, Fe, Ca.

4. Numеște mineralele ce conțin oxid de aluminiu și indică domeniile lor de utilizare.

5. Calculează masa de aluminiu și cea de Fe_3O_4 , necesare pentru obținerea fierului cu masa 5,6 g.

EXPERIENȚA
DE LABORATOR**Investigarea proprietăților chimice ale compușilor aluminiului**

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: set de eprubete; soluții de AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH , KOH , HCl , H_2SO_4 .*Sarcini de lucru:*

1. Obțineți $\text{Al}(\text{OH})_3$ (precipitat).
2. În eprubeta cu precipitat adăugați soluție de H_2SO_4 dil. (HCl)
3. Ce observați? Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară, ionic completă și ionic redusă.
4. Formulați concluzii.
5. Faceți ordine la locul de muncă.

3.10. Fierul

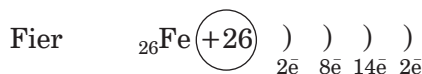
VIII			
Fe FIER 55,85	26 Co COBALT 58,93	27 Ni NICHEL 58,69	28
Ru RUTENIU 101,07	44 Rh RODIU 102,91	45 Pd PALADIU 106,42	46
Os OSMIU 190,20	76 Ir IRIDIU 192,22	77 Pt PLATINĂ 195,09	78

Importanța. Savanții consideră că în urmă cu trei mii de ani, pe planeta noastră a început „epoca fierului”, perioadă în care omul a descoperit fierul, i-a apreciat calitățile și a început să-l folosească pentru a meșteri diverse unelte. Însă adevărata „invazie” a fierului în domeniul tehnicii a început la sfârșitul secolului al XVIII-lea: în 1778 este construit primul pod de fier, în 1788 este dat în exploatare primul apeduct turnat din fier, în 1818 este lansată pe apă prima corabie de fier, în 1825, în Anglia, este construită prima cale ferată, în 1889 este ridicat, la Paris, renumitul Turn Eiffel, cu înălțimea de 300 m. În scurt timp, fierul, sub formă de aliaje (fontă și oțel), a reușit să pătrundă în toate domeniile de activitate.

Fierul este elementul fără de care nu poate exista lumea ce ne înconjoară și fără de care este imposibilă însăși viața noastră. Nu e nicio exagerare: în sângele unui om matur, mai exact în hemoglobină, se găsesc cca 3 grame de fier (II).

Poziția în tabelul periodic și caracterizarea generală.

Elementul chimic fier Fe este situat în perioada a IV-a, subgrupa secundară a grupei a VIII-a. Structura atomului de fier este următoarea:



Pentru a afla numărul electronilor de pe penultimul strat, putem raționa astfel: fierul are patru straturi electronice, dintre care:

- a) primul strat este completat cu 2 electroni;
- b) al doilea – cu 8 electroni;
- c) ultimul conține 2 electroni (asemeni majorității elementelor din subgrupele secundare);
- d) rezultă că penultimul strat conține: $26e - (2e + 8e + 2e) = 14e$.

În reacțiile chimice, fierul este întotdeauna reducător. El poate ceda 2 electroni: $\text{Fe}^0 - 2e = \text{Fe}^{+2}$, având astfel gradul de oxidare +2. Fierul poate ceda și 3 electroni (unul de pe penultimul strat): $\text{Fe}^0 - 3e = \text{Fe}^{+3}$, având gradul de oxidare +3.

Răspândirea în natură. După răspândirea în natură (4,7%), fierul ocupă locul IV printre elemente (după O, Si, Al) și locul II printre metale. El se găsește, în general, sub formă de minereuri de oxizi, sulfuri sau carbonați, în care conținutul de Fe depășește 40%:

magnetită – Fe_3O_4 (72% Fe);

hematită – Fe_2O_3 (65% Fe) și altele.

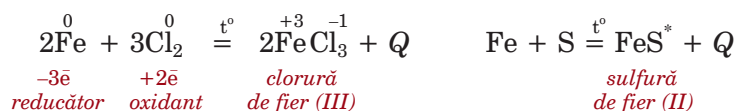
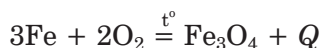
Uneori se întâlnește și fier pur de proveniență meteoritică.

Proprietățile fizice. Fierul este un metal gri-argintiu, maleabil, plastic. Are o densitate înaltă egală cu $7,87 \text{ g/cm}^3$, iar punctul de topire este de 1539°C . Spre deosebire de alte metale, fierul manifestă proprietăți magnetice.

În condiții obișnuite, fierul pur este stabil, datorită prezenței peliculei protectoare de oxid Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$).

Proprietățile chimice. Fierul este un metal relativ activ. El interacționează cu nemetalele, apa, acizii, sărurile.

1. La încălzire, fierul pur se oxidează ușor cu *oxigen*, *clor*, *sulf*. De exemplu:

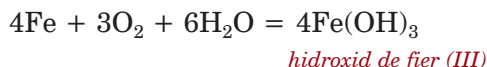


* Sulfura de fier (III) nu există.

Așa cum se poate observa, toate aceste reacții sunt exoterme, dar pentru a începe, ele necesită încălzire. Trebuie menționat că clorul, care este un oxidant mai puternic decât sulful, oxidează fierul până la starea trivalentă (fig. 3.25).

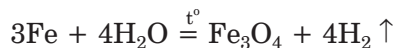
2. În condiții obișnuite, fierul interacționează lent cu apa în prezența oxigenului.

Este un proces complicat, a cărui ecuație sumară arată astfel:

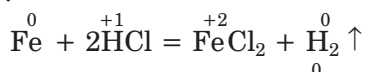


La rândul său, hidroxidul de fier (III) se descompune treptat și formează așa-numita *rugină*, cu formula generală $m\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

La trecerea vaporilor de apă peste pilitura de fier incandescentă, se formează zgură de fier și se elimină hidrogen:



3. Fierul interacționează ușor cu acizii. În urma reacției se formează o sare de fier (II) și se elimină hidrogen (exceptând reacția cu HNO_3 și $\text{H}_2\text{SO}_{4 \text{ conc.}}$):



În aceste ecuații, hidrogenul H_2 , care este un reducător puternic, pe măsura obținerii lui nu permite oxidarea mai profundă a fierului (până la gradul de oxidare +3); astfel se formează doar Fe^{+2} .

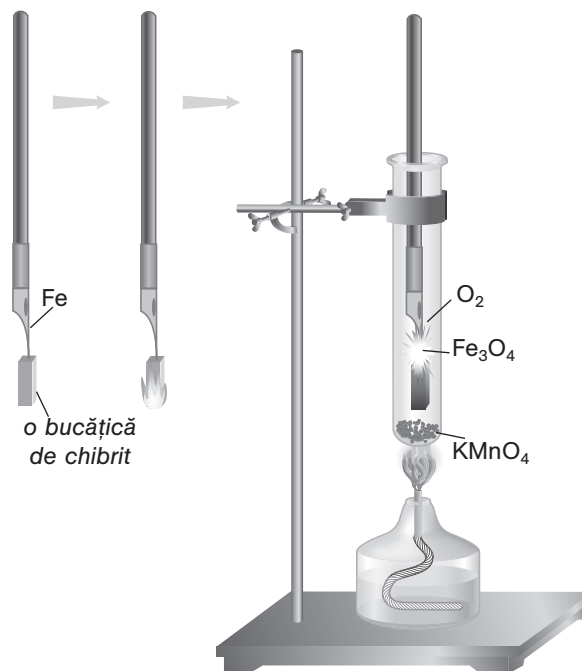
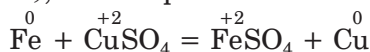


Fig. 3.25. Interacțiunea fierului cu oxigenul.

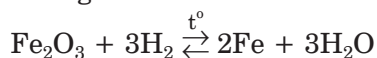
4. Fierul interacționează cu sărurile conform locului său în seria de substituție (vezi pagina 8), de exemplu:



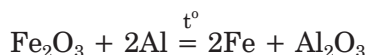
În compușii săi, fierul are gradele de oxidare +2 și +3, de aceea formează două serii de compuși.

Obținerea. Fierul poate fi obținut din oxidul de fier (III) pe două căi:

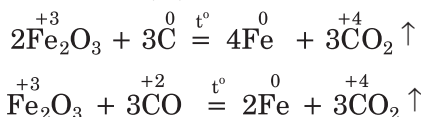
a) prin tratare cu hidrogen la încălzire:



b) prin metoda aluminotermică:



Fierul pur este un metal moale, de aceea nu se utilizează în industrie. Duritatea fierului o poate da prezența carbonului. Fierul cu adaos de carbon (fontă, oțel) se obține în industrie, reducând minereul de fier cu cărbune sau oxid de carbon (II).



3.11. Coroziunea metalelor

Coroziunea metalelor reprezintă distrugerea lor sub acțiunea unor factori ai mediului ambiant.

Metalele se corodează din cauza unor reacții chimice la care sunt supuse.

Să revenim la seria de substituție a metalelor. Cel mai ușor se corodează metalele active, situate până la magneziu. Ele interacționează ușor chiar și cu apa. Celelalte metale, din mijlocul seriei de substituție, se corodează în mod diferit. Coroziunea lor depinde nu doar de activitatea chimică a metalului, ci și de proprietățile produselor coroziunii.

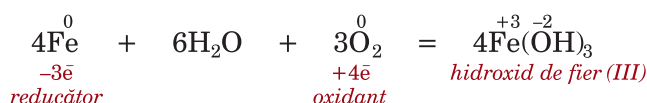
Coroziunea metalelor pasive. Metalele nobile (aurul și platina), situate după mercur, nu se supun coroziunii. Cuprul și argintul sunt metale rezistente la coroziune datorită stabilității lor chimice. De obicei, cuprul se acoperă cu o peliculă subțire de sare bazică, iar argintul la aer se înnegrește, deoarece se formează o peliculă de sulfură de argint Ag_2S .

Coroziunea metalelor active. Majoritatea metalelor active din punct de vedere chimic, cum ar fi Mg, Al, Zn, Cr, se acoperă, în prezența aerului, cu o peliculă subțire, dar foarte rezistentă de oxid, care le protejează împotriva distrugerii ulterioare sub acțiunea apei și a oxigenului din aerul umed. Astfel, metalele Mg, Al, Zn, Cr nu se corodează aproape deloc.

Coroziunea fierului și protecția lui. Fierul se deosebește de celelalte metale prin faptul că în condiții naturale se acoperă cu rugină, un strat poros (și nu compact, ca la alte metale) de produse ale coroziunii, care nu oprește distrugerea ulterioară a metalului. *Rugina* este un amestec de compuși ai fierului, între care prevalează hidroxidul și oxidul de fier (III).

Anual, circa 30% din fierul produs în lume se transformă în rugină. Problema combaterii coroziunii a apărut încă în Antichitate, când omul a început să producă și să utilizeze obiecte din fier. De-a lungul timpului, oamenii au căutat diferite metode pentru a proteja fierul. În Anglia, de exemplu, în 1617, a fost eliberat un brevet de invenție a unei metode de protecție a armurilor de coroziune prin folosirea unui ulei special.

Aceștia se formează conform schemei :



Fierul poate rugini doar în prezența simultană a aerului și a apei; în apă fără oxigen sau în aer fără umezeală fierul nu rugineste.

Pentru a proteja fierul împotriva coroziunii, se utilizează diferite metode, printre care:

- aplicarea uleiurilor minerale;
- vopsirea;
- acoperirea cu alte metale, mai rezistente la coroziune, cum ar fi staniul (spoire cu staniu), zincul (zincare), cromul (cromare), nichelul (nichelare), cuprul (cuprare sau arămire);
- alierea cu adaosuri de crom, nichel, mangan, pentru a obține oțel inoxidabil;
- brunarea – piesele din oțel, în special cele de la armament, se încălzesc cu silitră topită (KNO_3 , NaNO_3) până la formarea unei pelicule negre de Fe_3O_4 .



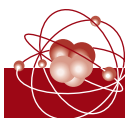
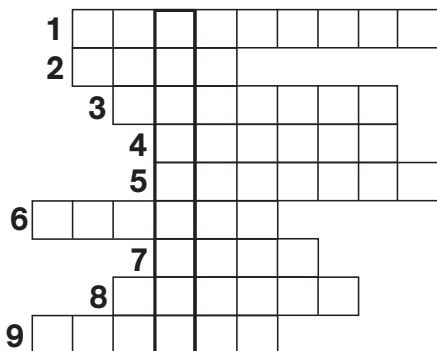
Fig. 3.26. Folosirea cromării.



Rezolvați rebusul

Cuvântul-cheie este denumirea fenomenului din cauza căruia 30% din fierul produs în lume se transformă în rugină.

1. Acoperire a fierului cu nichel.
2. Metal care se acoperă cu o peliculă protectoare de oxid și practic nu se corodează.
3. Acoperire cu crom.
4. Una dintre substanțele sub acțiunea căreia are loc coroziunea.
5. Acoperire cu zinc.
6. Acoperire cu staniu.
7. Protejează fierul împotriva coroziunii.
8. Țara care deține primul brevet de invenție a unei metode de protecție împotriva coroziunii.
9. Protejarea fierului la etapa producerii oțelului.



Orizonturile chimiei

- De mai bine de 600 de ani, în New Delhi, capitala Indiei, se înalță o coloană turnată în întregime din fier pur (99,72%), care nici în ziua de azi nu a fost atinsă de rugină. Oare de ce? Pentru că în această regiune aerul este uscat. Tot așa, din adâncul mărilor și oceanelor sunt ridicate la suprafață rămășițele unor corăbii scufundate, care au stat sub apă decenii la rând și, datorită lipsei de oxigen, nu au ruginit.
- În oțelul vestitelor spade japoneze din Evul Mediu se adăuga și molibden.



Fig. 3.27. Oțel de Damasc (secretul producerii lui încă nu a fost descoperit).



Fig. 3.28. Statuia Libertății din New York.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

Din 1886 și până în prezent, în portul din New York se înalță renumitul monument Statuia Libertății. Acesta a fost confecționat din 350 de piese de cupru cu masa de 31 de tone, prinse pe un suport din fier cu masa de 125 de tone. Statuia are o înălțime de 46,5 m (împreună cu soclul – 90 de m). În anul 1985, în presa americană a apărut un articol alarmant, intitulat: „Statuia Libertății pierde electronii. Ce-i de făcut?”

Cum credeți, din ce cauză a avut de suferit Statuia Libertății și ce urma să se întreprindă pentru a salva acest monument? Aduceți argumente concludente, indicând condițiile și alcătuind ecuațiile chimice.



EVALUARE

1. Ce reprezintă coroziunea metalelor?
2. Numește metalele care se corodează cel mai ușor în atmosferă și în apă.
3. Care metale sunt stabile în mediul ambiant și nu se distrug?
4. Cum poate fi înlăturată rugina de pe obiecte? Scrie ecuația reacției respective.
5. Arată factorii de care depinde coroziunea metalelor situate în seria de substituție a metalelor între magneziu și aur.
6. Explică de ce ruginește fierul în condiții naturale.
7. Arată în ce condiții naturale fierul practic nu se corodează.
8. Cum poate fi protejat fierul împotriva coroziunii?
9. Obiectele din fier se distrug sub acțiunea acidului sulfuric, care, uneori, cade odată cu ploile acide. Calculează masa fierului care a ruginit în urma ploilor acide ce conțineau 980 g acid sulfuric.

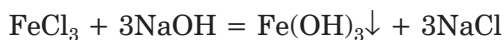
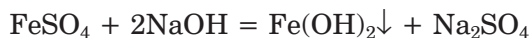
3.12.

Compușii fierului cu importanță practică

Metodele de obținere. Oxizii și hidroxizii de fier (II, III) se obțin prin aceleași metode ca și oxizii și bazele insolubile ale altor metale. Se observă, mai ales, o asemănare între compușii fierului cu cei ai aluminiului. Astfel, oxizii se formează la oxidarea fierului sau la descompunerea hidroxizilor corespunzători:



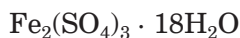
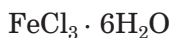
La rândul lor, hidroxizii (II sau III) se obțin la tratarea cu alcalii a sărurilor de fier (II și III):



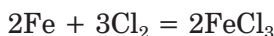
Sărurile fierului (II) se obțin prin tratarea fierului cu soluții diluate de acizi (exceptând acidul azotic) sau cu săruri de metale mai pasive (vezi mai sus).

Sulfatul de fier (II) este extras din soluții sub formă de cristalohidrat $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

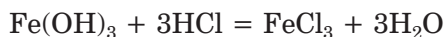
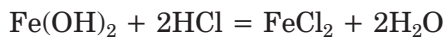
Sărurile fierului (III) se obțin, de obicei, la interacțiunea hidroxidului corespunzător cu acizii. Din soluții, sărurile se extrag sub formă de cristalohidrați:



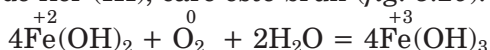
Clorura de fier (III) mai poate fi obținută prin tratarea fierului cu clor:



Proprietățile chimice ale compușilor fierului pot fi deduse din seriile genetice corespunzătoare (vezi pagina 8). Oxizii interacționează cu metalele mai active (Al) și cu acizii. Hidroxizii, de asemenea, intră în reacție cu acizii, manifestându-se ca baze:



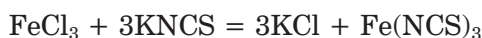
Hidroxidul de fier (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, de culoare verde, se oxidează ușor și trece în hidroxid de fier (III), care este brun (fig. 3.29).



Notă: La scrierea acestei ecuații nu e neapărat nevoie să rețineți prezența și cantitatea apei. Acestea rezultă din următoarele raționamente: în stânga sunt 8H, iar în dreapta 12H, deci în stânga trebuie să adăugăm 4H sau $2\text{H}_2\text{O}$.

Sărurile fierului (III) se dizolvă bine în apă.

* **Identificarea sărurilor de fier (III).** Ionul Fe^{3+} poate fi deosebit de Fe^{2+} prin reacția de formare a tiocianatului de fier (III) $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ roșu-intens (fig. 3.30):



tiocianat de fier (III)



Rolul biologic al fierului. După cum s-a menționat, fierul are o importanță vitală. Sub formă de ioni Fe^{2+} , el intră în componența hemoglobinei, conferindu-i acesteia culoare roșie. Principala funcție a fierului în hemoglobină este transportarea oxigenului în organism.

Fierul pătrunde în organisme vii odată cu apa și hrana, care, la rândul lor, au ca sursă principală de fier diferite minerale și produse ale coroziunii fierului metalic.



Investigarea proprietăților chimice ale fierului și compușilor lui

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete, spatulă; soluții de FeCl_3 , NaOH conc., HCl (H_2SO_4), fier Fe (praf).

Sarcini de lucru:

Realizați reacțiile din tabel.

Substanța	Reactivi	Efecte observate	Ecuațiile reacțiilor chimice
Fe	HCl		
Fe	O_2		
Fe(OH) ₃ proaspăt obținut	HCl		
	NaOH		

Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice în formă moleculară și ionică (acolo unde este posibil).

Formulați concluzii.

Faceți ordine la locul de lucru.

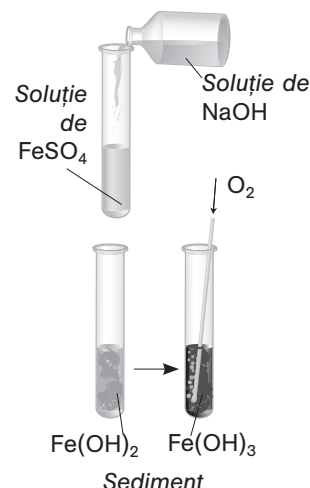


Fig. 3.29. Oxidarea hidroxidului de fier (II) în hidroxid de fier (III).

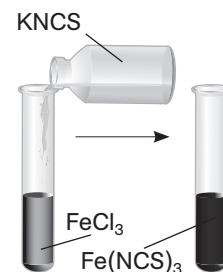
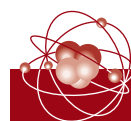


Fig. 3.30. Identificarea sărurilor de fier (III).



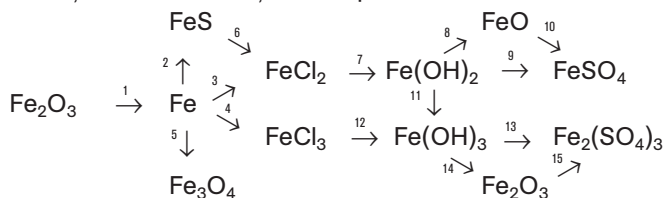
**Orizonturile
chimiei**

- Există și ființe care au sânge... albastru. Acestea sunt moluștele, a căror hemocianină conține cupru în loc de fier.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

Scrieți ecuațiile moleculare și ionice pentru următoarele transformări:



EVALUARE

1. Compară proprietățile fierului cu ale aluminiului utilizând diagrama Venn.
2. Compară proprietățile hidroxidului de fier (II) și de fier (III) cu ale hidroxidului de aluminiu.
- *3. Cum poate fi deosebită experimental sarea fierului (III) de cea a fierului (II)?
4. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow ? + ?$	e) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? + ?$	i) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
b) $? + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + ?$	f) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + ? \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$	î) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
c) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeS}$	g) $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow ? + ?$	j) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Cu} + ?$
d) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$	h) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow ?$	k) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Pb} + ?$
5. Din calaican (sulfat de fier cristalohidrat $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) obține:

a) clorură de fier (II); b) nitrat de fier (II).
6. Cu care dintre sărurile de mai jos (sub formă de soluții) va interacționa fierul:

a) ZnSO_4 ; b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; c) AlCl_3 ; d) CuSO_4 ; e) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; f) MgCl_2 ?

Scrie ecuațiile reacțiilor (în formă moleculară și ionică). Cum se va schimba masa unei plăcuțe de fier în urma acestor reacții – va crește sau se va micșora?
7. Pentru văruierea pereților, la varul stins se adaugă și soluție de piatră-vânăță (în calitate de colorant și dezinfectant). Soluția de piatră-vânăță ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) poate fi preparată și păstrată în vase de fier? Argumentează-ți răspunsul.

PROBLEME



1. Termitul, folosit la sudare, conține aluminiu și zgură de fier Fe_3O_4 (magnetită) în raportul de mase 3:10. Corespunde acest raport de mase cu ecuația reacției? Calculați masa fierului care se poate forma din 130 g de asemenea amestec.
2. La interacțiunea cu exces de nitrat de argint a clorurii de fier cu masa de 16,25 g s-au format 43,05 g clorură de argint. Care clorură de fier a fost luată la reacție: (II) sau (III)?
3. Pentru prevenirea anemiei, animalelor domestice li se administrează o soluție preparată din 2,5 g de calaican $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ și 1 g de piatră-vânăță $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, dizolvate într-un litru de apă fiartă. Calculați părțile de masă de sulfat de fier (II) și sulfat de cupru (II) în această soluție.
- *4. Aflați care dintre minereuri este mai bogat în fier: magnetita Fe_3O_4 , hematita Fe_2O_3 sau sideritul FeCO_3 ?
- *5. O placă de fier a fost ținută într-o soluție de piatră-vânăță ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), după care masa ei a crescut cu 1,6 g. Calculați masa cuprului depus pe placă.

LUCRAREA
PRACTICĂRezolvarea problemelor experimentale la tema
„Metalele și compușii lor cu importanță practică”

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Obținerea și proprietățile substanțelor

1. Obținerea și studierea proprietăților chimice ale hidroxidului de fier (II).

a) Într-o eprubetă cu cca 2 ml soluție de sulfat (sau altă sare solubilă) de fier (II) adăugați câteva picături de soluție de hidroxid de sodiu. Ce observați? Ce culoare are precipitatul format? Scrieți ecuația reacției.

Transferați precipitatul în două eprubete.

b) În prima eprubetă cu precipitat adăugați câteva picături de soluție de acid clorhidric (sulfuric sau azotic) până la dispariția acestuia. Descrieți cele observate. Scrieți ecuația reacției în formă moleculară și ionică.

c) Examinați atent precipitatul din eprubeta a doua și agitați-l timp de două minute. Cum s-a schimbat *culoarea* lui? Scrieți ecuația reacției de oxidare cu oxigenul din aer.

2. Se dă: eprubete, soluții de AlCl_3 , HCl , NaOH .

Demonstrați amfoteritatea hidroxidului de aluminiu, pornind de la soluția de AlCl_3 . Ce veți întreprinde? Ce reacții veți efectua? Descrieți cum decurge experiența. Scrieți ecuațiile reacțiilor.

3. Se dă: un cui de fier ruginit, soluție de HCl sau H_2SO_4 . Cum poate fi curățat de rugină, pe cale chimică, un cui de fier? Scrieți ecuațiile reacțiilor.

4. Se dă: soluții de FeCl_3 , NaOH , spirtieră. Obțineți oxid de fier (III) din clorura de fier FeCl_3 . Scrieți ecuațiile reacțiilor.

5. Se dă: soluții de FeSO_4 , NaOH , spirtieră, placă de sticlă. Din sulfat de fier (II) obțineți oxid de fier FeO . Scrieți ecuațiile reacțiilor.

Etapile de lucru

Determină tipul
problemei
experimentale.Alcătuiește planul
rezolvării.Scrie ecuațiile
reacțiilor
corespunzătoare.Alcătuiește planul
experimentului.Efectuează
experimentul.

Experiment demonstrativ

Luați două tamponi de vată: înmuiați unul în soluție de FeCl_3 , iar altul – în soluție de KNCS . Lipiți aceste două tamponi unul de altul deasupra unui pahar. Ce impresie vă produce reacția?

PROIECT

Tema: Istoria unei monede

Argument

O monedă este un ban din metal care are sau a avut curs legal pe teritoriul unui stat. Prima monedă, numită „*The Lidian Lion*”, a fost descoperită în Lidia, regat antic, în jurul anului 600 î.H. Moneda era făcută din *electrum*, un aliaj de aur și argint (55% aur, 43% argint, 2% cupru, urme de plumb și de fier).

Formați o echipă cu alți colegi și realizați împreună un proiect la tema dată. Citiți cu atenție punctele de reper.

Probleme de urmărit

- ✓ Informații din istoria monedelor din diverse țări;
- ✓ Istoria monedelor din Republica Moldova;
- ✓ Compoziția chimică a monedelor de-a lungul istoriei;
- ✓ Compoziția chimică a celor mai scumpe monede din lume.

Modalități de realizare

- Prezentări PowerPoint
- Postere
- Referate
- Colaje

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă stabilește modul de prezentare în fața clasei (poate fi un reprezentant sau mai mulți membri ai echipei).
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Originalitatea și importanța subiectelor abordate;
- Conținutul științific al proiectului;
- Mesajul transmis de echipă;
- Sursele de documentare a proiectului;
- Încadrarea în timpul acordat prezentării.

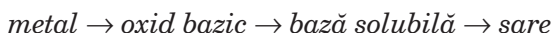
3.13. // Legătura genetică a metalelor și a compușilor lor

Cunoașteți deja că legătura genetică a metalelor și a compușilor lor poate fi redată prin schema numită *serie genetică* :

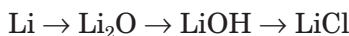


Însă, în funcție de activitatea metalului, ordinea substanțelor în seria genetică poate fi diferită.

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 :



Dacă se utilizează un 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 : $\text{Zn(OH)}_2 \downarrow \rightarrow \text{ZnO}$.

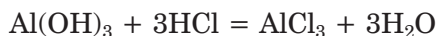
3.14. // Metalele și compușii lor. Utilizarea și influența lor asupra calității vieții și mediului

Luând cunoștință de proprietățile metalelor, am menționat rolul lor biologic. Să examinăm cum influențează metalele și compușii lor asupra calității vieții și mediului.

Potasiul este elementul care reglează tensiunea arterială, contribuie la depășirea oboselii și a stresului.

Sodiul joacă un rol important în interiorul celulei. El reglează funcția țesutului nervos și muscular, menține echilibrul acido-bazic al organismului.

Aluminiul. Hidroxidul de aluminiu. Al(OH)_3 neutralizează acidul din suc gastric, micșorând astfel aciditatea :



Aluminiul se găsește în toate organele și țesuturile corpului, însă cel mai mult se află în ficat, plămâni, oase și creier. În același timp, excesul de aluminiu în sânge provoacă dereglarea sistemului nervos central și a schimbului de substanțe.

Calciul. În oase și dinți se află 99% de calciu din întreg organismul. Conținutul de calciu se află în sânge și constituie 8,5 – 12 mg.

Organismul uman pierde calciul atunci când se face abuz de băuturi dulci carbogazoase, cafea și apă distilată, pentru că aceasta este un bun solvent pentru sărurile de calciu. În urma pierderii de calciu apare osteoporoza.

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.

Aditivii alimentari sau **E-urile** se folosesc pentru a îmbunătăți gustul, aroma, pentru a prelungi termenul de valabilitate.

De exemplu, nitriții de sodiu (E250) și potasiu (E249) sunt utilizați în calitate de conservanți alimentari pentru a inhiba bacteriile și pentru a intensifica culorile produselor de carne. Aceștia pot provoca alergii.

E555 (silicatul de aluminiu și potasiu) este folosit ca aditiv antiaglomerant în sare, lapte praf și făină. Aluminiul din acest silicat este cauza unor probleme în sarcina femeilor.

Continuați cu alte informații despre importanța metalelor și compușilor lor în viața noastră.

Test

DE EVALUARE SUMATIVĂ LA UNITATEA DE ÎNVĂȚARE

METALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ

Încercuiește răspunsurile corecte acolo unde este necesar.

I. Cel mai răspândit metal în scoarța terestră este:

- a) Fe; b) Ti; c) Al; d) Ca.

II. Odată cu creșterea numărului atomic al elementului, proprietățile metalice în șirul Mg-Ca-Sr-Ba:

- a) cresc; b) descresc; c) rămân neschimbate; d) descresc, apoi cresc.

III. Cu care din substanțele enumerate poate interacționa fierul:

- a) hidrogenul; b) oxidul de carbon (IV); c) oxigenul; d) sulfur.

Scrie ecuațiile reacțiilor chimice ce au loc.

IV. Cu acidul clorhidric *nu* va interacționa:

- a) Cu; b) Fe; c) Al; d) Zn.

V. Luând în considerare poziția elementelor în tabelul periodic, completează spațiile libere:

Elementul	Oxidul	Hidroxidul
a) Ca	-----	-----
b) Na	-----	-----
c) Al	-----	-----

VI. Termină ecuațiile reacțiilor de mai jos:

- a) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$ b) $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ}$ c) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$ d) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

VII. Magneziul interacționează cu acidul clorhidric și cu acidul sulfuric diluat. Dacă admitem că acești doi acizi se folosesc în cantități egale de substanțe, calculează în care reacție masa de magneziu consumată este mai mare și cu cât.

NEMETALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ

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

- să operezi cu noțiunile ce se referă la: starea gazoasă a substanțelor, nemetale, compuși nemetalelor, compuși organici ai carbonului, volumul molar, halogen, adsorbție;
- să caracterizezi comparativ nemetalele conform algoritmului: poziția în tabelul periodic, rolul biologic, răspândirea în natură, proprietățile fizice și chimice, obținerea, utilizarea, compuși și importanța practică;
- să modelezi, prin ecuații, proprietățile chimice, obținerea, legăturile genetice ale nemetalelor și compușilor lor;
- să investighezi, cu ajutorul experiențelor, proprietățile nemetalelor și ale compușilor lor, ale reacțiilor de identificare a ionilor, ale oxidului de carbon (IV), respectând regulile de securitate;
- să rezolvi probleme ce vizează proprietățile, obținerea, utilizarea nemetalelor și a compușilor lor cu importanță practică.

4.1. // Starea gazoasă a substanțelor

Cunoaștem deja mai multe substanțe simple și compuse care la temperatură obișnuită se află în stare gazoasă: oxigenul O_2 , hidrogenul H_2 , azotul N_2 , clorul Cl_2 , fluorul F_2 , clorura de hidrogen HCl , oxizii de sulf (IV) SO_2 și de carbon (IV) CO_2 etc.

Conform teoriei atomo-moleculare, toate gazele sunt compuse din molecule separate prin spații. Distanța dintre moleculele gazelor este de mii de ori mai mare decât dimensiunile acestora. Iată de ce volumul unui gaz depinde doar de distanța dintre molecule, și nu de dimensiunile lor.

La aceleași valori de temperatură și presiune, distanța dintre molecule este aceeași pentru diferite gaze. Prin urmare, și volumele gazelor vor fi egale.

Cu mult înainte de elaborarea teoriei atomo-moleculare, savantul italian Amedeo Avogadro a lansat în 1811 o ipoteză îndrăzneată, care a fost confirmată abia peste 50 de ani, fiind denumită **legea lui Avogadro*:

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

Importantă este și așa-numita *consecință a legii lui Avogadro*:

Același număr de molecule de diferite gaze ocupă același volum, în condiții egale de temperatură și presiune.

Pentru a efectua diverse calcule chimice privind substanțele aflate în stare gazoasă, este important să le punem în aceleași condiții. Temperatura de $t = 0^\circ C$ (273 K) și presiunea de $P = 101\,325\text{ Pa}$ (1 atm, 760 mm/Hg) se consideră *condiții normale* (în abreviere *c.n.*).

În baza legii lui Avogadro și a consecinței ei, vom calcula volumul diferitor gaze în condiții normale.

Volumul molar al gazelor. Substanțele pot fi caracterizate prin mai multe mărimi fizice: masă (m), cantitate de substanță (ν), volum (V). Dintre aceste mărimi, practic pot fi măsurate masa și volumul. Dar cum am putea măsura cantitatea de substanță?

Gazele inerte se află în condiții normale în stare atomică.

Condiții normale (c.n.):
 $t^\circ = 0^\circ C$
 $P = 101\,325\text{ Pa}$

Ne-am obișnuit să facem legătura dintre masă și cantitatea de substanță cu ajutorul masei molare:

$$M = \frac{m}{\nu}; \text{ de unde } m = M \cdot \nu$$

Dacă, de exemplu, trebuie să luăm 1 mol de apă, calculăm mai întâi masa acestei cantități, știind că $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$:

$$m = M \cdot \nu, \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ mol} = 18 \text{ g},$$

apoi, cu ajutorul balanței, cântărim această masă.

Din fizică se știe că densitatea diferitor substanțe este o mărime care exprimă raportul dintre masa și volumul lor:

$$\rho = \frac{m}{V}; \text{ (g/cm}^3; \text{ kg/m}^3; \text{ g/l)}$$

Știind că densitatea apei este egală cu 1 g/cm^3 , putem calcula volumul apei cu cantitatea de substanță 1 mol:

$$V = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}; \quad V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 18 \text{ cm}^3$$

Volumul îl putem măsura cu ajutorul unui cilindru, iar 1 mol de substanță solidă poate fi cântărit.

Dar cum procedăm în cazul substanțelor gazoase? Este foarte dificil să cântărești un gaz. Gazele se caracterizează prin volum. De aceea, o porțiune de gaz cu o cantitate de substanță oarecare poate fi măsurată folosind relația dintre volum și cantitatea de substanță. Să stabilim această relație.

Vom calcula volumul unor gaze (O_2 , H_2 , CO_2), considerând cantitatea de substanță în fiecare caz egală cu 1 mol. Volumul și densitatea substanțelor gazoase vor fi considerate în condiții normale. Densitatea fiecărui gaz (ρ) este o mărime determinată (vezi tabelul 4.1).

Succesiunea operațiilor:

1. Calculăm masa oxigenului cu cantitatea de substanță 1 mol:

$$m = M \cdot \nu; \quad m(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ mol} = 32 \text{ g}$$



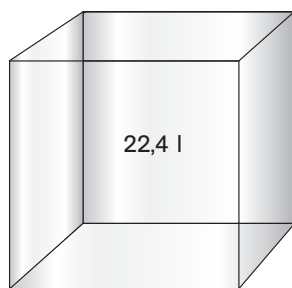
Amedeo Avogadro

(1776-1856)

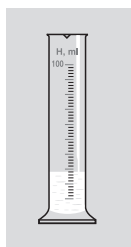
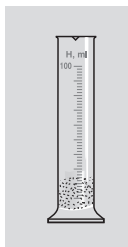
Fizician italian, considerat fondator al chimiei fizice. În 1811, a descoperit legea care îi poartă numele. A introdus noțiunea de moleculă.

Tabelul 4.1. Determinarea volumului unor substanțe gazoase (c.n.), lichide și solide

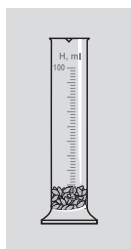
Substanța	Masa molară M	Cantitatea de substanță ν	Masa $m = M \cdot \nu$	Densitatea ρ (c.n.)	Volumul $V = \frac{m}{\rho}$ (c.n.)	Volumul molar (c.n.) $V_m = \frac{V}{\nu}$
O_2 (gaz)	32 g/mol	1 mol	32 g	1,43 g/l	22,4 l	22,4 l/mol
H_2 (gaz)	?	1 mol	?	0,09 g/l	22,4 l	?
CO_2 (gaz)	?	1 mol	44 g	1,96 g/l	22,4 l	22,4 l/mol
CO_2 (gaz)	?	0,5 mol	?	1,96 g/l	?	22,4 l/mol
CO_2 (gaz)	?	2 mol	88 g	1,96 g/l	44,8 l	22,4 l/mol
H_2O (lichid)	18 g/mol	1 mol	18 g	1 g/ml	?	?
NaCl (solid)	58,5 g/mol	1 mol	?	2,178 g/cm ³	0,027 l	0,027 l/mol



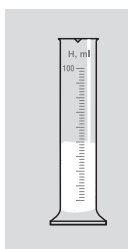
Gaz

H₂O (lichid)

S (solid)



Zn (solid)



Sare (solid)

Fig. 4.1. Volumul molar al diferitor substanțe.

1 mol de gaze
conține

$6,02 \cdot 10^{23}$
molecule

Numărul lui Avogadro

2. Calculăm volumul acestei mase de oxigen (densitatea oxigenului o găsim în tabelul 4.1):

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{\rho}; \quad V(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ g}}{1,43 \text{ g/l}} = 22,4 \text{ l}$$

În mod similar putem efectua calculele și pentru celelalte gaze (H₂, CO₂). Tabelul 4.1 este propus spre a fi completat și a fi determinate volumele respective.

Generalizând datele din tabel, ajungem la următoarele concluzii:

1. Pentru orice gaz, în condiții normale, raportul dintre volum și cantitatea de substanță este o mărime constantă:

$$\frac{V}{\nu} = \frac{22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = \frac{11,2 \text{ l}}{0,5 \text{ mol}} = \frac{44,8 \text{ l}}{2 \text{ mol}} = 22,4 \text{ l/mol}$$

Raportul dintre volum și cantitatea de substanță se numește volum molar (V_m).

$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ (l/mol; m}^3\text{/mol)}$$

Pentru toate gazele, în condiții normale, volumul molar este egal cu 22,4 l/mol.

2. Orice gaz cu cantitatea de substanță 1 mol ocupă, în condiții normale, unul și același volum de 22,4 l, deoarece conține același număr de molecule, egal cu $6,02 \cdot 10^{23}$ (numărul lui Avogadro).

Spre deosebire de gaze, substanțele lichide și solide au diverse valori ale volumului molar (fig. 4.1 și 4.2, tabelul 4.1).

Să examinăm câteva exemple de utilizare a volumului molar în calcule. Pornind de la relația cunoscută pentru volumul molar

$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ (l/mol; m}^3\text{/mol)}, \text{ putem calcula:}$$

a) volumul gazelor $V = V_m \cdot \nu$;

b) cantitatea de substanță gazoasă $\nu = \frac{V}{V_m}$

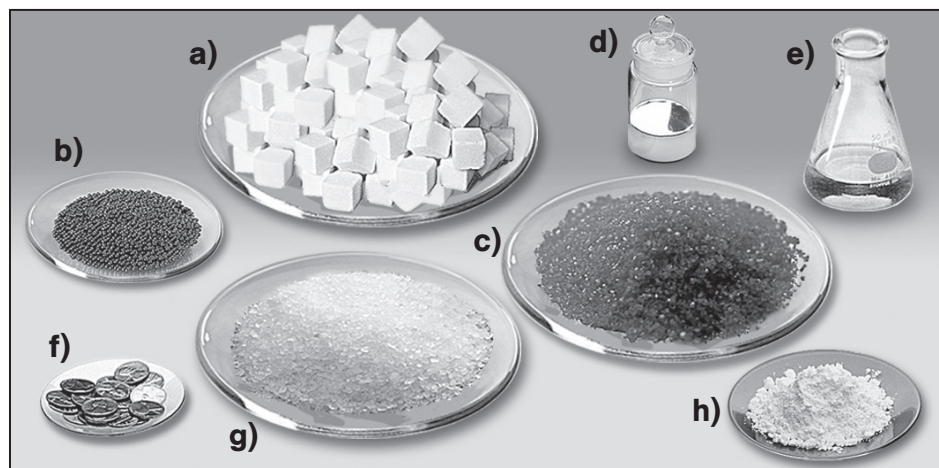


Fig. 4.2. Vasele de pe masă conțin câte 1 mol de substanță: a) zahăr; b) plumb; c) dicromat de potasiu; d) mercur; e) apă; f) cupru; g) clorură de sodiu; h) sulf.

Calcularea volumului unui gaz după cantitatea de substanță cunoscută

Problema 1. Calculați volumul clorului (*c.n.*) cu cantitatea de substanță 2 mol. Care este volumul gazelor H_2 , O_2 , CO_2 , N_2 , luate în cantitatea de substanță 2 mol ?

Se dă :

$$\nu(Cl_2) = 2 \text{ mol}$$

$$V_m = 22,4 \text{ l/mol}$$

$$V(Cl_2) = ?$$

Rezolvare :

După formula $V = V_m \cdot \nu$ aflăm :

$$V(Cl_2) = 22,4 \text{ l/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 44,8 \text{ l.}$$

Volumele gazelor H_2 , O_2 , CO_2 , N_2 cu cantitatea de substanță 2 mol vor fi egale de asemenea cu 44,8 l, deoarece pentru toate gazele volumul molar

(*c.n.*) este de 22,4 l/mol.

Răspuns: volumul clorului și al celorlalte gaze cu cantitatea de substanță 2 mol este egal cu 44,8 l.

Determinarea cantității de substanță gazoasă după volumul de gaz cunoscut

Problema 2. Determinați cantitatea de substanță de oxigen, dacă se știe că volumul lui (*c.n.*) este egal cu 67,2 l. Care va fi cantitatea de substanță de CO_2 , N_2 , Cl_2 , luate în același volum ?

Se dă :

$$V(O_2) = 67,2 \text{ l}$$

$$V_m = 22,4 \text{ l/mol}$$

$$\nu(O_2) = ?$$

Rezolvare :

$$\text{Din formula } \nu = \frac{V}{V_m}$$

$$\text{aflăm } \nu = \frac{67,2 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 3 \text{ mol}$$

Răspuns: cantitatea de substanță de oxigen și de celelalte gaze cu volumul 67,2 l este egală cu 3 mol.

Calcularea masei unui gaz după volumul lui

Problema 3. Calculați masa hidrogenului dacă volumul lui (*c.n.*) este egal cu 67,2 l.

Rezolvare :

Se dă :

$$V(H_2) = 67,2 \text{ l}$$

$$m(H_2) = ?$$

1. Determinăm cantitatea de substanță de hidrogen :

$$\nu = \frac{V}{V_m}; \nu(H_2) = \frac{67,2 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 3 \text{ mol}$$

2. Calculăm masa hidrogenului :

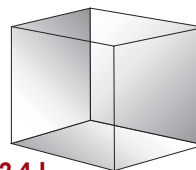
$$m = M \cdot \nu; M(H_2) = 2 \text{ g/mol}$$

$$m(H_2) = 2 \text{ g/mol} \cdot 3 \text{ mol} = 6 \text{ g}$$

Răspuns: masa hidrogenului cu cantitatea de substanță 3 mol este egală cu 6 g.

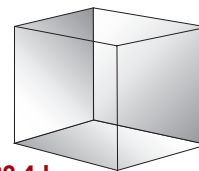
Stabiliți în mod independent masa de CO_2 și de N_2 cu același volum. Trageți concluzii.

Hidrogen H_2



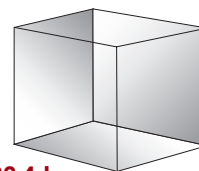
22,4 l

Oxygen O_2



22,4 l

Oxid de carbon (IV)
 CO_2



22,4 l

Fig. 4.3. Volumul molar al gazelor în condiții normale.

Calcularea volumului unui gaz cu masa cunoscută**Problema 4.** Calculați volumul clorului (*c.n.*) cu masa de 142 g.**Rezolvare :**

1. Determinăm cantitatea de substanță de hidrogen :

$$M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ g/mol}$$

Se dă :

$$m(\text{Cl}_2) = 142 \text{ g}$$

$$V(\text{Cl}_2) = ?$$

$$v = \frac{m}{M}; \quad v(\text{Cl}_2) = \frac{142 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

2. Determinăm volumul clorului :

$$V = V_m \cdot v; \quad V_m = 22,4 \text{ l/mol}$$

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

Răspuns : volumul clorului este 44,8 l.**EVALUARE**

1. Formulează noțiunea de volum molar. Descifrează abrevierea *c.n.*
2. Realizează calculele și completează rubricile necesare pentru *tab. 4.1*.
3. Scrie formula care exprimă relația dintre volumul gazului și cantitatea de substanță. Numește această mărime. În ce unități se măsoară ea?
Modifică formula, indicând ce mărimi fizice pot fi calculate cu ajutorul ei.
4. Calculează volumul oxigenului (*c.n.*) cu cantitatea de substanță:
a) 2 mol; b) 3 mol; c) 0,1 mol; d) 0,2 mol; e) 1,5 mol; f) 5 mol.
5. Determină cantitatea de substanță de hidrogen cu volumul (*c.n.*):
a) 44,8 l; b) 22,4 l; c) 2,24 l; d) 4,48 l; e) 11,2 l; f) 5,6 l.
6. Calculează masa oxidului de carbon (IV), dacă volumul lui (*c.n.*) este egal cu:
a) 44,8 l; b) 56 l; c) 2,24 l; d) 11,2 l; e) 1,12 l; f) 89,6 l.
7. Determină volumul azotului (*c.n.*), dacă masa lui este egală cu:
a) 28 g; b) 56 g; c) 1,4 g; d) 2,8 g; e) 5,6 g; f) 42 g.

**LUCRU ÎN ECHIPĂ**

Alcătuiește formulele a doi compuși gazoși ai elementelor din perioada I, II sau III și calculează masa acestor gaze, dacă volumul lor (*c.n.*) este egal cu 44,8 l.

4.2. ➤ Calcule după ecuații chimice cu participarea substanțelor în stare gazoasă

Calcularea volumului de gaz după cantitatea de substanță a uneia dintre substanțele reactante

Problema 1. La interacțiunea dintre zinc și acidul clorhidric cu cantitatea de substanță 6 mol s-a obținut hidrogen. Care este volumul hidrogenului obținut (*c.n.*) ?

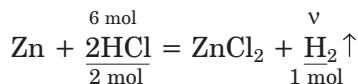
Se dă:

$$v(\text{HCl}) = 6 \text{ mol}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției și stabilim coeficienții. Subliniem substanțele necesare. Indicăm *sub* ele cantitatea de substanță conform ecuației, iar *deasupra* arătăm cantitatea de substanță conform condițiilor problemei:



2. Alcătuim raportul și aflăm cantitatea de substanță de hidrogen $v(\text{H}_2)$:

$$\frac{6 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = \frac{v(\text{H}_2)}{1 \text{ mol}}, \quad v(\text{H}_2) = 3 \text{ mol}$$

Aceste calcule pot fi efectuate și în gând: $v(\text{H}_2)$ este de două ori mai mică decât $v(\text{HCl})$, deci $6 \text{ mol} : 2 = 3 \text{ mol}$.

3. Calculăm volumul hidrogenului, utilizând formula volumului molar:

$$V_m = \frac{V}{v}; \quad V = V_m \cdot v$$

După cum știm, volumul molar al gazelor, în condiții normale, este egal cu 22,4 l/mol. Prin urmare:

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ l/mol} \cdot 3 \text{ mol} = 67,2 \text{ l}$$

Răspuns: volumul hidrogenului este egal cu 67,2 l.

Determinarea volumului de gaz după masa uneia dintre substanțele reactante

Problema 2. Calculați volumul hidrogenului (*c.n.*) obținut la interacțiunea zincului cu o soluție ce conține HCl cu masa de 146 g.

Se dă:

$$m(\text{HCl}) = 146 \text{ g}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

Rezolvare:

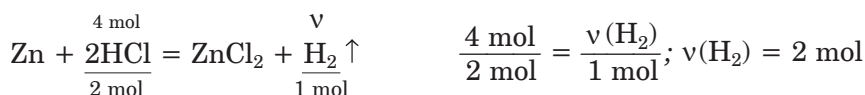
1. Calculăm cantitatea de substanță de HCl:

$$v = \frac{m}{M}; \quad M_r(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5; \quad M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$v(\text{HCl}) = \frac{146 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol}$$

În continuare rezolvarea se va face ca în *problema 1*.

2. Scriem ecuația reacției și calculăm cantitatea de substanță de hidrogen:



3. Determinăm volumul hidrogenului (*c.n.*) după formula:

$$V = V_m \cdot v; \quad V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ l/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 44,8 \text{ l}$$

Răspuns: volumul hidrogenului este egal cu 44,8 l.

Stabilirea masei unei substanțe după volumul cunoscut de gaz

Problema 3. Calculați masa clorurii de fier (III) ce se formează la interacțiunea fierului cu clorul în volum de 13,44 l (c.n.).

Se dă:

$$V(\text{Cl}_2) = 13,44 \text{ l}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = ?$$

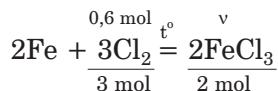
Rezolvare:

1. Calculăm cantitatea de substanță de clor:

$$v = \frac{V}{V_m};$$

$$v(\text{Cl}_2) = \frac{13,44 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

2. Din ecuația reacției, stabilim cantitatea de substanță de clorură de fier (III):



$$\frac{0,6 \text{ mol}}{3 \text{ mol}} = \frac{v(\text{FeCl}_3)}{2 \text{ mol}}; v(\text{FeCl}_3) = \frac{0,6 \cdot 2 \text{ mol}}{3} = 0,4 \text{ mol}$$

3. Calculăm masa clorurii de fier (III) din relația:

$$m = M \cdot v; \quad M_r(\text{FeCl}_3) = 56 + 35,5 \cdot 3 = 162,5$$

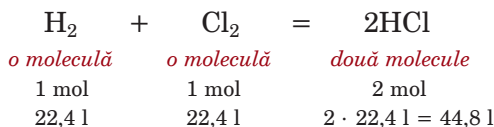
$$M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = 0,4 \text{ mol} \cdot 162,5 \text{ g/mol} = 65 \text{ g}$$

Răspuns: masa clorurii de fier (III) este egală cu 65 g.

*Stabilirea raportului dintre volumele gazelor în reacțiile chimice

Să examinăm ecuația reacției de obținere a substanței gazoase clorura de hidrogen HCl. Aflăm cantitatea de substanță și volumul fiecărui gaz:



Calculăm raportul dintre volumele gazelor:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 22,4 \text{ l} : 22,4 \text{ l} : 44,8 \text{ l} = 1:1:2$$

Observăm că acesta este egal numeric cu raportul coeficienților care stau în fața moleculelor de substanțe gazoase în ecuația reacției. Astfel, constatăm o legătură comună:

În condiții identice, volumele gazelor reactante se află între ele într-un raport de numere întregi.

Aceste numere, după cum observăm, sunt egale sau sunt multipli ai coeficienților din ecuațiile reacțiilor. De această condiție se va ține cont la rezolvarea problemelor.

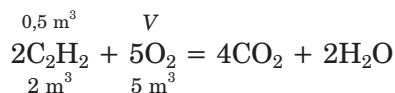
Exemplu :

La sudarea și tăierea metalelor este folosit becul de acetilenă, în care se suflă oxigen. Calculați volumul de oxigen necesar pentru arderea completă a acetilenei (C_2H_2) cu volumul de : a) $0,5 \text{ m}^3$; b) 200 l .

Rezolvare :**Succesiunea operațiilor :**

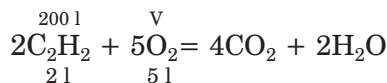
1. Scriem ecuația reacției și stabilim coeficienții.
2. Sub ecuație scriem valorile volumelor egale cu coeficienții, exprimate în aceleași unități de măsură ca și volumul din datele problemei.
3. Deasupra ecuației scriem valoarea volumului de gaz din datele problemei și volumul necunoscut.
4. Alcătuim raportul după ecuație și aflăm volumul necunoscut.

Exemplul a) :



$$V(O_2) = \frac{0,5 \text{ m}^3 \cdot 5 \text{ m}^3}{2 \text{ m}^3} = \frac{2,5 \text{ m}^3}{2} = 1,25 \text{ m}^3$$

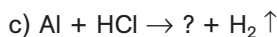
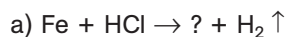
Exemplul b) :



$$V(O_2) = \frac{200 \text{ l} \cdot 5 \text{ l}}{2 \text{ l}} = 500 \text{ l}$$

**LUCRU ÎN ECHIPĂ**

În care din reacțiile de mai jos se va obține cea mai mare cantitate de substanță și cel mai mare volum de hidrogen, dacă metalul care participă la fiecare reacție are cantitatea de substanță egală cu $0,2 \text{ mol}$:



Rezolvați această problemă modificând condițiile: masa fiecărui metal este aceeași (luați orice valoare a masei).

PROBLEME

1. În industrie, clorura de hidrogen se obține din sare de bucătărie cristalină și acid sulfuric concentrat. Procesul are loc la temperatura de cca 500°C . Ca rezultat, se formează o nouă sare neutră. Calculați volumul clorurii de hidrogen (c.n.) care se obține din $58,5 \text{ kg}$ clorură de sodiu.

2. Sulful se arde toamna în beciuri pentru a asigura păstrarea mai bună a fructelor și legumelor, deoarece oxidul de sulf (IV) are proprietăți dezinfectante. Calculați volumul oxigenului (c.n.) necesar pentru arderea a $6,4 \text{ g}$ de sulf.

3. Hidrogenul este utilizat în metalurgie pentru reducerea metalelor din oxizi. Calculați masa fierului obținut, dacă hidrogenul cu volumul de $6,72 \text{ l}$ (c.n.) a interacționat cu oxidul de fier (III).

4. Ce volum de aer se va consuma la arderea a 1 m^3 de gaz natural (CH_4) (oxigenul constituie 21% din volumul aerului)?

5. Calculați volumul de clor necesar pentru a obține $89,6 \text{ l}$ de clorură de hidrogen (c.n.). Clorura de hidrogen obținută a fost dizolvată în 854 ml de apă. Aflați partea de masă a clorurii de hidrogen în soluția de acid clorhidric obținută.

*6. La tratarea cu acid sulfuric diluat a bronzului (un aliaj al cuprului și staniului) cu masa de 100 g se formează $2,24 \text{ l}$ (c.n.) de hidrogen. Calculați masa staniului și a cuprului în aliaj.

4.3. Caracterizarea generală a nemetalelor

Poziția nemetalelor în tabelul periodic. Elementele nemetalice sunt situate în subgrupele principale, în dreapta diagonalei „bor-astatiniu“.

Tabelul 4.2. Nemetalele

Grupa	III	IV	V	VI	VII	VIII
Perioada						
I					H	He
II	B	C	N	O	F	Ne
III		Si	P	S	Cl	Ar
IV			As	Se	Br	Kr
V				Te	I	Xe
VI					At	Rn

Câte metale conține tabelul periodic?

Astfel, tabelul periodic conține 16 nemetale și 6 elemente ce constituie gazele inerte (grupa a VIII-a).

Proprietatea comună a nemetalelor rezidă în capacitatea atomilor lor de a primi electroni (fiind oxidanți) sau de a ceda electroni (manifestându-se ca reducători).

Numărul (gradul) de oxidare superior al nemetalelor în compuși este egal cu numărul grupei (cu excepția O și F).

De exemplu: $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$; $\overset{+5}{\text{N}}_2\text{O}_5$; $\overset{+6}{\text{S}}\text{O}_3$; $\overset{+7}{\text{Cl}}_2\text{O}_7$.

Gradul de oxidare inferior pentru nemetale se calculează ca diferență: 8 minus numărul grupei.

De exemplu: $\overset{-4}{\text{C}}\text{H}_4$; $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$; $\overset{-2}{\text{O}}\text{H}_2$; $\overset{-1}{\text{F}}\text{H}$.

Substanțele simple – nemetalele se găsesc în trei stări de agregare. De exemplu, în condiții obișnuite, hidrogenul, azotul, oxigenul, fluorul, clorul și gazele inerte sunt substanțe gazoase, bromul este singurul nemetal lichid, iar borul, carbonul, siliciul, fosforul, arsenul, sulful, seleniul, telurul, iodul și astatiniul sunt substanțe solide. Majoritatea nemetalelor sunt rău conductoare de căldură și electricitate. Nemetalele solide sunt fragile.

Nemetalele din grupele a VI-a și a VII-a formează compuși volatili cu hidrogenul (H_2S , H_2Se , H_2Te , HF , HCl , HBr , HI), la dizolvarea acestora în apă se formează acizii nemetalelor respective.

Seria genetică a nemetalelor. La studierea principalelor clase de compuși anorganici am dedus seria genetică a nemetalelor care a fost redată prin schema:

nemetal → oxid acid → acid → sare

Să examinăm seria genetică a fosforului:



La arderea nemetalului fosfor se obține oxidul de fosfor (V), care la interacțiunea cu apa formează acidul fosforic H_3PO_4 .



Orizonturile
chimiei

Astatiniul este un element chimic radioactiv. A fost obținut în cantități foarte mici în anul 1940. Se aseamănă mult cu iodul. Este cel mai rar element de pe Terra; toată cantitatea de astatiniu care există pe pământ cântărește cât 10 furnici (~70 mg).

Obținerea sării poate fi realizată prin diverse metode, cunoscând proprietățile acizilor: la interacțiunea acidului cu un metal, cu oxidul bazic, cu o bază sau sare.

Astfel, între substanțele anorganice simple și compuse (oxizi, baze, acizi, săruri) există o legătură reciprocă, care explică posibilitatea transformărilor reciproce.

Șirul electronegativității. Formarea legăturilor chimice între atomii diferitor elemente chimice se explică cu ajutorul noțiunii de electronegativitate.

Proprietatea atomilor unui element de a atrage spre ei electroni de la atomii altor elemente se numește electronegativitate (EN).

Electronegativitatea nemetalelor poate fi redată prin următorul șir:

Si	P	H	Se	C	S	I	Br	N	Cl	O	F
1,90	2,19	2,20	2,55	2,55	2,58	2,66	2,96	3,04	3,16	3,44	3,98
EN crește											

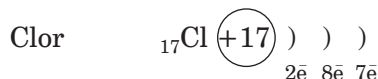
EVALUARE

1. Care este poziția nemetalelor în tabelul periodic?
2. Dă exemple de substanțe simple nemetale în stare: a) gazoasă; b) lichidă; c) solidă.
3. Ce proprietăți fizice comune manifestă nemetalele?
4. Cum se comportă atomii nemetalelor în reacțiile chimice:
 - a) doar cedează electroni;
 - b) doar primesc electroni;
 - c) cedează și primesc electroni?
5. Alcătuieste formulele compușilor hidrogenați ai nemetalelor din grupele IV-VII. Ce caracter (de acid sau de bază) manifestă compușii hidrogenați ai nemetalelor din grupa a VII-a în soluție?
6. Utilizând tabelul periodic, indică șirul în care nemetalele sunt aranjate în ordinea creșterii electronegativității:
 - a) C, O, N;
 - b) F, Cl, Br;
 - c) Cl, Br, I;
 - d) N, O, F.

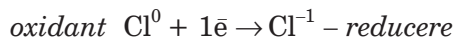
4.4. Clorul

În tabelul periodic, elementul chimic clor Cl este situat în subgrupa principală a grupei a VII-a. Tot aici se găsesc fluorul F, bromul Br și iodul I. Aceste elemente se numesc *halogeni*.

Clorul este situat în perioada a III-a. Structura lui electronică este următoarea:



Pentru completarea stratului electronic exterior până la octet, atomul de clor adăunează ușor un electron, obținând gradul de oxidare -1 :



Clorul este un oxidant foarte activ.

Substanța simplă clorul este un gaz galben-verzui, alcătuit din molecule diatomice Cl_2 cu legătură covalentă nepolară:



PERIOADE	RÂNDURI	VII
I	1	(H)
II	2	⁹ F FLUOR 18,998
III	3	¹⁷ Cl CLOR 35,453
IV	4	
	5	³⁵ Br BROM 79,90
V	6	
	7	⁵³ I IOD 126,90
VI	8	
	9	⁸⁵ At ASTATINIU (209,99)
VII	10	
	11	
		R₂O₇
		HR

Substanțe simple nemetale

 H_2 O_2 N_2 F_2 Cl_2 Br_2 I_2 

Fig. 4.4. Arderea fierului în clor.

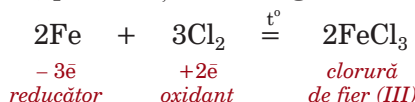
Clorul este de 2,4 ori mai greu decât aerul. Este un gaz otrăvitor, asfixiant, cu miros înțepător. Clorul este păstrat și transportat în butelii de culoare kaki, cu o fâșie verde.

Rolul biologic al compușilor clorului este considerabil. Sarea de bucătărie NaCl este o necesitate vitală pentru om și animale. În Antichitate, din cauza sării NaCl se purtau războaie; sarea era prețuită mai mult decât aurul. Acidul clorhidric se conține în sucul gastric și contribuie la asimilarea hranei.

Răspândirea în natură. Conținutul clorului în scoarța terestră este foarte redus (doar 0,045%). În stare liberă, el se găsește în gazele vulcanice. În natură, clorul este răspândit sub formă de săruri – cloruri:

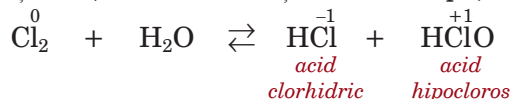
NaCl – clorură de sodiu, $KCl \cdot NaCl$ – silvinit;
sare de bucătărie; $MgCl_2$ – clorură de magneziu;
 KCl – clorură de potasiu; $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – carnalit.

Proprietățile chimice ale clorului. Pe parcursul studierii chimiei, am adus deseori exemple de reacții la care participă clorul. Fiind un nemetal activ, clorul se combină, la încălzire, cu aproape toate metalele (fig. 4.4) și nemetalele, precum și cu hidrogenul:

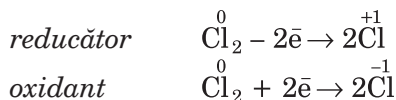


Clorul nu se combină cu oxigenul. Oxizii clorului se obțin pe cale indirectă.

În condiții obișnuite, clorul interacționează cu apa, formând doi acizi:



În această reacție, clorul joacă un rol dublu, de reducător și de oxidant:

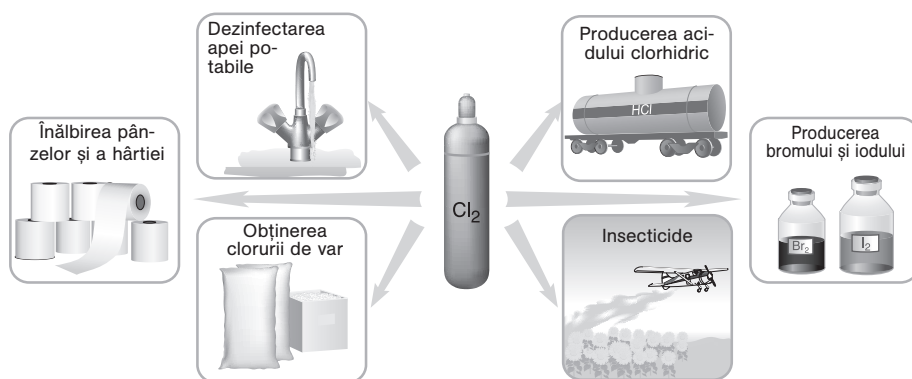


Într-un volum de apă, în condiții obișnuite, se dizolvă 2,5 volume de clor. Soluția obținută poartă denumirea de *apă de clor*. Aceasta conține concomitent Cl_2 , HCl și HClO. Apa de clor dezinfectează și decolorează, datorită clorului, acidului hipocloros și oxigenului atomic care se formează la descompunerea acidului instabil HClO:



Utilizarea. Datorită proprietăților lui, clorul este utilizat la dezinfectarea apei potabile, la producerea acidului clorhidric, a substanțelor medicamentoase, a coloranților, a fibrelor sintetice și a cauciucului, a insecticidelor și dezinfectanților, la înălbirea fibrelor textile și a hârtiei (fig. 4.5).

* Simbolul oxigenului atomic [O] reprezintă un oarecare oxidant, inclusiv oxigenul din aer.



Alcătuiește un eseu despre utilizarea clorului.

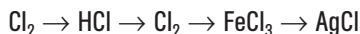
Fig. 4.5. Utilizarea clorului.

EVALUARE

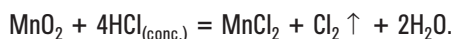
1. Enumeră halogenii. Explică denumirea comună și denumirile individuale ale acestor elemente (vezi „Orizonturile chimiei”).
2. Indică poziția elementului clor Cl în tabelul periodic.
3. Câți electroni are atomul de clor pe stratul electronic exterior?
4. Alege răspunsul corect:
 - a) clorul este oxidant, acceptă ușor un electron și manifestă gradul de oxidare -1 ;
 - b) clorul este reducător, cedează ușor un electron și prezintă gradul de oxidare $+1$;
 - c) clorul se găsește în natură în stare liberă.
5. Care este compoziția moleculei de clor? Explică formarea ei. Ce tip de legătură chimică există între atomii de clor?
6. Ce grad de oxidare manifestă clorul în compușii naturali?
7. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $\text{Cl}_2 + \text{Fe} \rightarrow$	b) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$
c) $\text{Cl}_2 + \text{Cu} \rightarrow$	d) $\text{Cl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$
e) $\text{Cl}_2 + \text{Na} \rightarrow$	f) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Ce fel de reacții sunt acestea? Caracterizează fiecare ecuație în funcție de tipul ei.
8. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări (pentru etapa a doua consultă problema 10):



9. Calculează cantitatea de substanță și masa clorurii de hidrogen care se formează la interacțiunea cu hidrogen a $44,8 \text{ l}$ (c.n.) de clor.
10. Se dă ecuația reacției:



Calculează masa acidului clorhidric necesar pentru obținerea clorului:

- a) cu cantitatea de substanță 2 mol ;
- b) cu masa de $7,1 \text{ g}$;
- c) cu volumul de $5,6 \text{ l}$ (c.n.).



Orizonturile chimiei

Halogen înseamnă „născător de sare” (NaCl , KCl). Este interesantă și semnificația cuvintelor grecești care stau la baza denumirii fiecărui halogen.

Fluor înseamnă „distrugător”. El distruge orice material.

Clor înseamnă „galben-verzui”. Este culoarea clorului în stare gazoasă.

Brom înseamnă „rău mirositor”. Vaporii de brom irită puternic mucoasa căilor respiratorii.

Iod înseamnă „violet”.

Cristalele de iod, de culoare neagră-violetă, se volatilizează ușor, datorită rețelei cristaline moleculare. Vaporii de iod sunt de culoare violet-aprins.

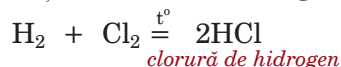
Fluorul este necesar pentru a avea dinții sănătoși. Dar excesul de fluor este dăunător pentru organism. Apele din Republica Moldova sunt destul de bogate în fluor, de aceea nu este necesară folosirea pastei de dinți cu adaos de săruri de fluor.

Iodul este un element indispensabil pentru organismul uman. El asigură buna funcționare a glandei tiroide.

Cele mai bogate în iod sunt produsele marine. Apele și solurile din Republica Moldova conțin foarte puțin iod, din care cauză afecțiunile glandei tiroide sunt deosebit de răspândite. Pentru a compensa deficitul de iod, se recomandă folosirea în alimentație a sării iodate. Tinctura de iod (soluție alcoolică de iod de $3-5\%$) este un antiseptic puternic și se utilizează în medicină, la dezinfectarea rănilor.

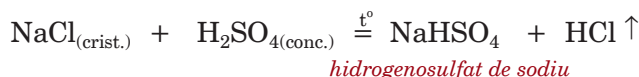
4.5. Compușii clorului cu importanță practică

Clorura de hidrogen și acidul clorhidric. Obținerea. În industrie, clorura de hidrogen se obține la arderea hidrogenului în clor (fig. 4.6):



La dizolvarea clorurii de hidrogen în apă se obține acid clorhidric – o soluție incoloră cu miros înțepător.

În laborator, clorura de hidrogen se obține prin încălzirea ușoară a clorurii de sodiu cristaline cu acid sulfuric concentrat (fig. 4.7):

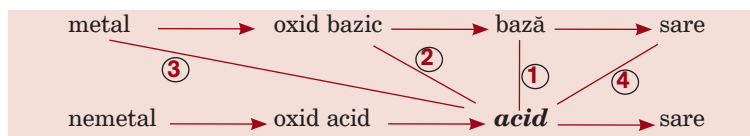


Proprietățile fizice. Clorura de hidrogen HCl este un gaz incolor cu miros înțepător, bine solubil în apă (într-un volum de apă se dizolvă 450 volume de HCl). Soluția apoasă a clorurii de hidrogen se numește *acid clorhidric*.

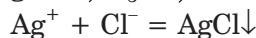
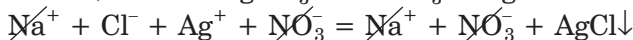
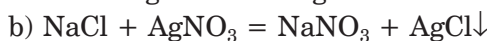
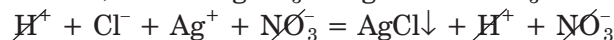
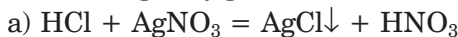
Proprietățile chimice. În molecula clorurii de hidrogen, legătura covalentă $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$ este puternic polară. Anume din această cauză, la dizolvarea clorurii de hidrogen în apă se formează acid clorhidric, care disociază aproape complet în soluție:



Acidul clorhidric este un acid tare. În soluția lui, turnesolul se colorează în roșu, iar metiloranjul – în roz. Proprietățile acidului clorhidric pot fi deduse din seria legăturilor genetice dintre clasele de compuși:



Reacția de identificare a ionului Cl^- . La interacțiunea acidului clorhidric și a clorurilor cu nitratul de argint, se formează un precipitat alb, brânzos, de clorură de argint (fig. 4.8):



Ionul de argint Ag^+ este un reactiv de identificare a ionului de clorură Cl^- .

Utilizarea. Clorura de hidrogen este folosită la producerea industrială a acidului clorhidric, a maselor plastice, a cauciucului ș.a.

Acidul clorhidric concentrat, pus în vânzare, are partea de masă de HCl ~37% și densitatea de 1,19 g/cm³, fiind un lichid incolor, care fumează în aer datorită eliminării clorurii de hidrogen.

Acidul clorhidric este utilizat ca materie primă în sinteza diferitor cloruri, la curățarea de rugină a suprafețelor de fier înainte de a fi acoperite (cu staniu, nichel sau crom), precum și ca preparat farmaceutic.

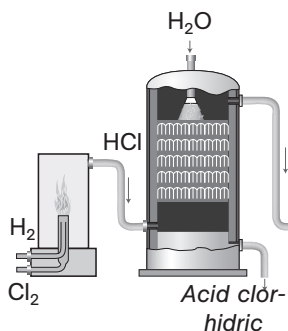


Fig. 4.6. Obținerea acidului clorhidric în industrie.

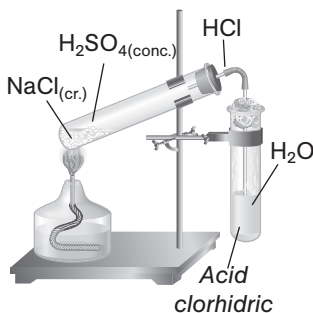


Fig. 4.7. Obținerea acidului clorhidric în laborator.

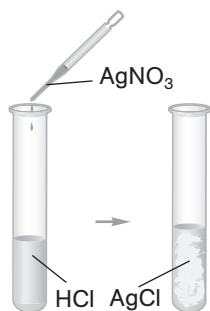


Fig. 4.8. Identificarea acidului clorhidric.

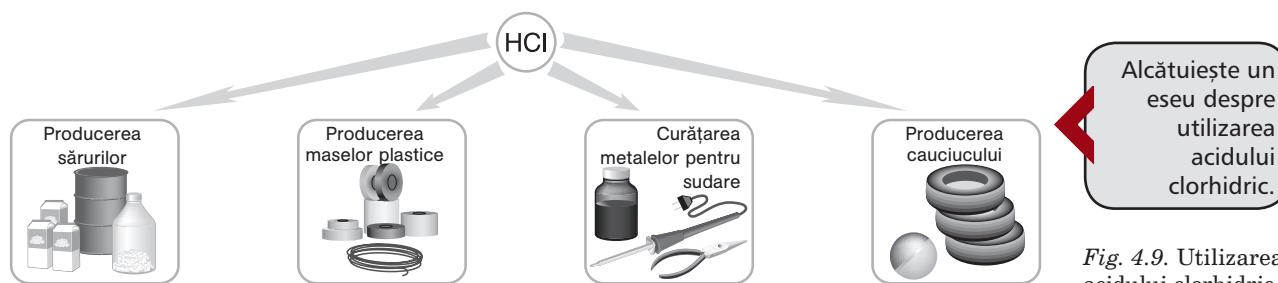


Fig. 4.9. Utilizarea acidului clorhidric.

Bolnavilor cu aciditate scăzută li se administrează soluție diluată de acid clorhidric.



Identificarea ionului de clorură Cl^-

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete; soluții de HCl și de NaCl, soluție de AgNO_3 .

Într-o eprubetă turnați acid clorhidric, iar în alta – soluție de sare de bucătărie. Adăugați în fiecare din ele câteva picături de AgNO_3 . Ce culoare are precipitatul? Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară, ionic completă și ionic redusă.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Folosind schema legăturilor genetice, scrieți ecuațiile reacțiilor care caracterizează proprietățile chimice ale acidului clorhidric.

2. Care dintre substanțele enumerate reacționează cu acidul clorhidric: CaCl_2 ; Cu; Na_2SO_3 ; BaSO_4 ; KOH; MgO; K_2SO_4 ; AgNO_3 ; Fe; MgCO_3 ? Scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică.



EVALUARE

1. Explică structura moleculei de clorură de hidrogen și numește tipul legăturii chimice din moleculă. Cum se comportă această legătură la dizolvarea clorurii de hidrogen în apă?

2. Caracterizează clorura de hidrogen după schema:

a) starea de agregare; b) culoarea, mirosul; c) solubilitatea în apă.

3. Acidul clorhidric este un acid tare sau slab? Argumentează.

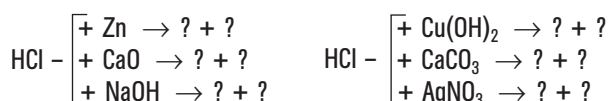
4. Completează ecuațiile reacțiilor:



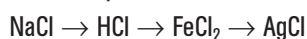
În ce scopuri sunt aplicate aceste reacții?

5. La dizolvarea în apă a unui gaz obținut prin tratarea, la încălzire, a sării de bucătărie cu acid sulfuric concentrat, se formează o soluție care colorează turnesolul în roșu. Numește gazul.

6. Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică după schema:



7. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice pentru următoarele transformări:



8. Calculează partea de masă a clorurii de hidrogen în soluția de acid clorhidric obținută la dizolvarea a 450 ml clorură de hidrogen în 1 ml apă.

9. Calculează masa clorurii de sodiu necesară pentru a obține 100 g soluție de acid cu partea de masă de HCl egală cu 7,3%.

4.6. Sulf

PERIADE	RÂNDURI	VI
I	1	
II	2	⁸ O OXIGEN 15,99
III	3	¹⁶ S SULF 32,06
IV	4	
	5	³⁴ Se SELENIU 78,9
V	6	
	7	⁵² Te TELUR 127,6
VI	8	
	9	⁸⁴ Po POLONIU 208,98
VII	10	
	11	
		RO₃
		H₂R

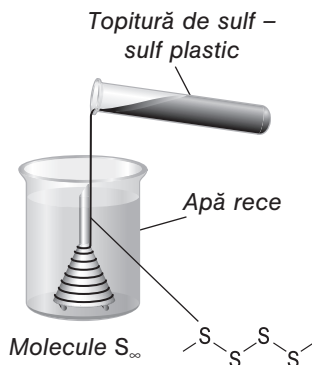
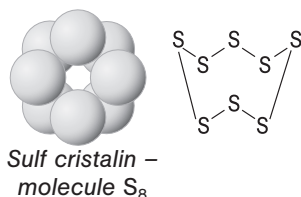
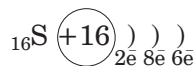
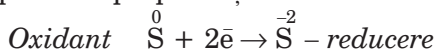


Fig. 4.10. Forme alotropice ale sulfului.

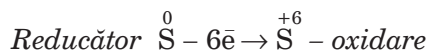
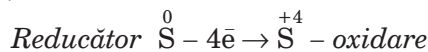
Poziția în tabelul periodic și structura atomului. Elementul chimic sulf S are în tabelul periodic al elementelor numărul atomic 16, este situat în perioada a III-a, subgrupa principală a grupei a VI-a. Repartizarea electronilor în atomul de sulf este următoarea:



Sulful este un nemetal tipic. Atomul de sulf poate primi doi electroni, transformându-se în particulă cu gradul de oxidare -2. În acest caz, sulful prezintă proprietăți oxidante:



În reacția cu oxigenul (element cu o electronegativitate mai mare), atomul de sulf cedează ușor 4 sau 6 electroni, manifestându-se ca reducător:



Răspândirea în natură. În natură, sulful se găsește în stare liberă și sub formă de compuși. Sunt răspândiți, în special, sulfații de calciu, magneziu, sodiu și sulfurile de fier, zinc, plumb, cupru, mercur.

Sulful se combină aproape cu toate elementele active din punct de vedere chimic, cu excepția nemetalelor azot și iod și metalelor aur și platină.

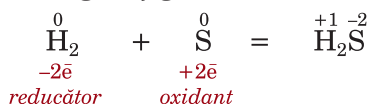
Proprietățile fizice. Atomul de sulf are doi electroni necuplați : $\dot{\text{S}}$, de aceea atomii de sulf se pot lega unul de altul într-o catenă. Sulful este o substanță solidă, de culoare galbenă. Ca și alte nemetale, sulful este fragil, rău conductor de căldură și electricitate. El are două forme alotropice: sulful cristalin S₈ și sulful plastic S_∞, care se formează la răcirea topiturii de sulf (fig. 4.10).

Importanța sulfului. Sulful este cunoscut din vremuri străvechi, fiind folosit, în special, ca preparat în medicina populară.

Sulful este unul din elementele vitale. El intră în componența proteinelor din organismul omului și al animalelor.

În prezent, sulful se utilizează la producerea chibriturilor, la vulcanizarea cauciucului, la obținerea gumei și a ebonitei. Compușii sulfului sunt indispensabili pentru prepararea medicamentelor și produselor cosmetice, vopselelor și prafului de pușcă, îngrășămintelor și insecticidelor, hârtiei, fibrelor textile etc. (fig. 4.11).

Sulfura de hidrogen. La încălzire, sulful se combină cu hidrogenul și formează sulfura de hidrogen (fig. 4.12):



În reacția cu metalele și hidrogenul, sulful se manifestă ca oxidant.

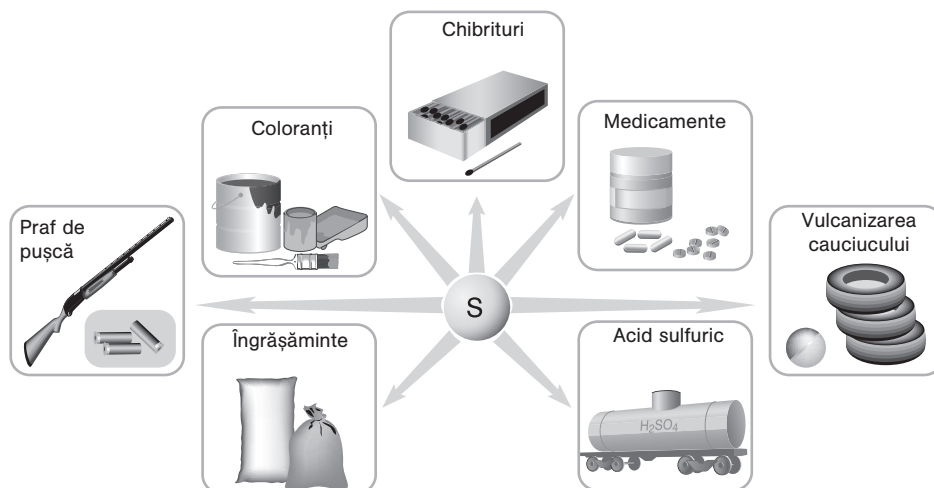


Fig. 4.11. Utilizarea sulfurii.

Atenție! Dacă, din greșeală, ai spart un termometru și mercurul s-a împrăștiat pe podea, nu încerca să-l strângi. Presară imediat sulf pe toată suprafața (praful de sulf se vinde în farmacii); el va reacționa cu mercurul și astfel vei fi protejat împotriva pericolului de a te otrăvi cu vapori de mercur, care sunt foarte toxici.

Sulfura de hidrogen este un gaz toxic, cu miros neplăcut de ouă alterate.

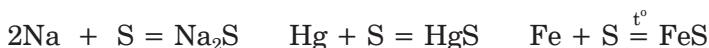
Sulful intră în componența proteinelor. Atunci când proteinele putrezesc, sulful se transformă în sulfură de hidrogen. Indiferent de concentrația sa în aer, sulfură de hidrogen este periculoasă pentru om. Pătrunzând în sânge în timpul respirației, ea leagă fierul din hemoglobină, luând locul oxigenului.

Sulfura de hidrogen se dizolvă în apă și formează un acid slab, neoxigenat, dibazic, numit *acid sulfhidric*:



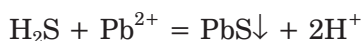
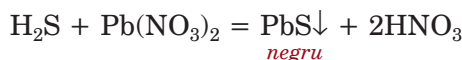
În Republica Moldova există ape cu un conținut foarte ridicat de sulfură de hidrogen (*ape sulfuroase*). Apele sulfuroase au o acțiune curativă, fiind recomandate, în special, pentru tratarea unor boli ale pielii și ale organelor digestive. Astfel de izvoare există în Chișinău, Cahul, Călărași și în alte localități.

Sulfurile metalelor. Sulful se combină foarte ușor cu metalele alcaline, cu cuprul, mercurul și argintul, iar la încălzire – și cu celelalte metale:



Compușii metalelor cu sulful se numesc *sulfuri*. Majoritatea sulfurilor sunt insolubile în apă și se găsesc în natură sub formă de zăcăminte: FeS , PbS , HgS , Ag_2S .

Sulfura de hidrogen în soluție interacționează cu sărurile multor metale, formând sulfuri insolubile:



Sulfura de plumb este un precipitat de culoare neagră. Astfel, cu ajutorul ionului de plumb Pb^{2+} , poate fi identificată sulfură de hidrogen din aer și apă (fig. 4.13).

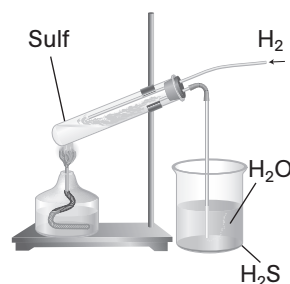


Fig. 4.12. Obținerea sulfurii de hidrogen.

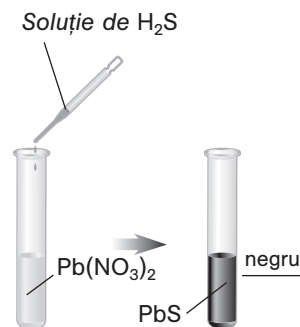


Fig. 4.13. Obținerea sulfurii de plumb.

EVALUARE

1. Atomii a trei elemente au sarcina nucleului: +8; +16; +34. Care dintre ele este sulful?
2. Atomii a trei elemente situate în perioada a III-a au pe stratul electronic exterior: a) 5; b) 6; c) 7 electroni. Care dintre ele este sulful?
3. Ce legături formează atomii de sulf în substanța simplă sulf? Numește formele alotropice ale sulfului.
4. Completează ecuațiile reacțiilor:
 - a) $S + ? \rightarrow Na_2S$
 - b) $S + ? \rightarrow FeS$
 - c) $S + ? \rightarrow Al_2S_3$
 - d) $S + ? \rightarrow SO_2$
 - e) $S + ? \rightarrow H_2S$

*Scrie ecuațiile electronice pentru toate reacțiile. Indică oxidantul și reducătorul. Formulează concluzii cu privire la proprietățile oxido-reducătoare ale sulfului.
5. Completează ecuațiile reacțiilor:
 - a) $H_2S + NaOH \rightarrow ? + ?$
 - b) $Na_2S + ZnCl_2 \rightarrow ZnS + ?$
 - c) $AgNO_3 + H_2S \rightarrow Ag_2S + ?$
 - d) $H_2S + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbS + ?$
 - e) $H_2S + CuSO_4 \rightarrow CuS + ?$
 - f) $Na_2S + FeSO_4 \rightarrow FeS + ?$

Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică. Trage concluzii privind solubilitatea sulfurilor în baza ecuațiilor și a tabelului solubilității.
6. Se dau: sulf, fier, acid clorhidric. Obține sulfură de hidrogen.
7. Cum poate fi demonstrat că fonta conține urme de sulfură de fier (II)?
8. Dacă în sânge ar nimeri sulfură de hidrogen, el s-ar înnegri. De ce?
9. Compară compușii hidrogenați ai sulfului și clorului. Indică asemănările și deosebirile dintre ei utilizând diagrama Venn.
- *10. Explică repartizarea electronilor pe stratul electronic exterior pentru atomii de sulf cu următoarele grade de oxidare: S^{-2} , S^0 , S^{+4} , S^{+6} . Ce proprietăți va prezenta sulful la fiecare grad de oxidare? El poate fi: a) oxidant; b) reducător; c) și oxidant, și reducător? Dă exemple de formule ale compușilor ce corespund acestor grade de oxidare ale sulfului.

4.7. Compușii sulfului cu importanță practică

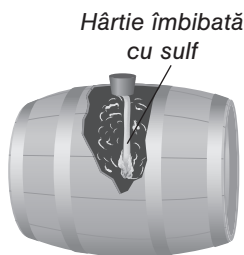
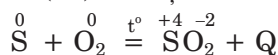
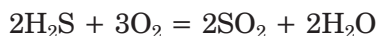


Fig. 4.14. Arderea sulfului într-un butoi pentru vin. Cu ce scop?

Oxizii sulfului. Sulful formează doi oxizi: unul inferior SO_2 și altul superior SO_3 . Oxidul de sulf (IV) se obține la arderea sulfului în oxigen:



SO_2 se formează și la arderea sulfurii de hidrogen:



Oxidul de sulf (IV), numit și *gaz sulfuros*, este un gaz incolor, cu miros înțepător.

În secolul I d.H., istoricul antic Plinius cel Bătrân scria: „Sulful se utilizează la curățarea încăperilor, deoarece mirosul sulfului ars apără de tot felul de magii și alungă spiritul necurat“. Pe atunci aceasta era explicația acțiunii dezinfectante a sulfului.

Și în prezent gospodarii ard toamna sulf în beciuri pentru a asigura păstrarea mai bună a fructelor și legumelor, deoarece oxidul de sulf are proprietăți dezinfectante.

Un volum de apă dizolvă până la 40 volume de oxid de sulf (IV) SO_2 , iar soluția obținută reprezintă un acid de tărie medie, instabil, dibazic, numit *acid sulfuros* (fig. 4.15):

Soluția acidului sulfuric colorează turnesolul în roșu, iar metiloranjul – în roz.

Acidul sulfuric formează două tipuri de săruri:

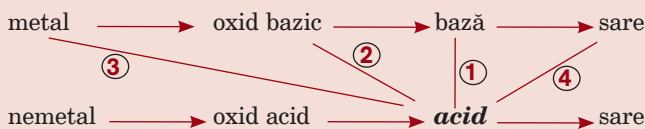
săruri neutre – sulfați (Na_2SO_4 , BaSO_4 , PbSO_4);

**săruri acide* – hidrogenosulfați (NaHSO_4 , $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$).

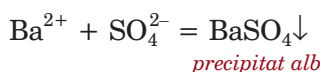
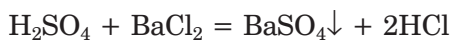
Majoritatea hidrogenosulfatilor și sulfatilor sunt solubili în apă. Insolubili sunt sulfații de bariu, plumb și alte săruri (vezi tabelul solubilității, Anexa 2).

Acidul sulfuric diluat prezintă proprietățile unui acid mineral, care pot fi descrise cu ajutorul schemei legăturilor genetice dintre clasele de compuși:

Scrie ecuațiile reacțiilor chimice pentru acidul sulfuric conform schemei legăturilor genetice.



Reacția de identificare a ionului SO_4^{2-} . În urma reacției dintre acidul sulfuric sau sărurile lui și soluțiile sărurilor de bariu, se formează un precipitat alb de sulfat de bariu. De exemplu:



Ionul de bariu este un reactiv de identificare a ionului de sulfat (fig. 4.17).

Utilizarea. Acidul sulfuric este folosit la producerea coloranților, îngrășămintelor minerale, substanțelor explozive, acizilor, mătăsii artificiale, la rafinarea produselor petroliere, ca electrolit în acumulatorii de plumb (fig. 4.18).

Importante sunt și sărurile acidului sulfuric: piatra-vânăată, ghipsul, sarea lui Glauber, calaicanul.

Piatra-vânăată $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ este folosită la tratarea bolilor viței-de-vie, dăunătorilor plantelor, mușcăiului de pe pereții încăperilor.

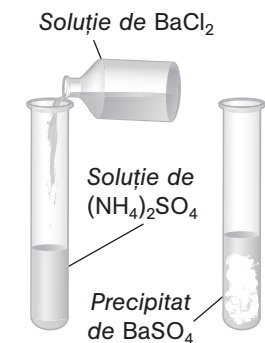
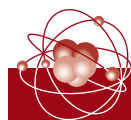


Fig. 4.17. Identificarea ionului de sulfat SO_4^{2-} .



Orizonturile chimiei

Pictorii preferă vopseaua albă pe bază de plumb, care poate fi reprezentată prin formula $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$.

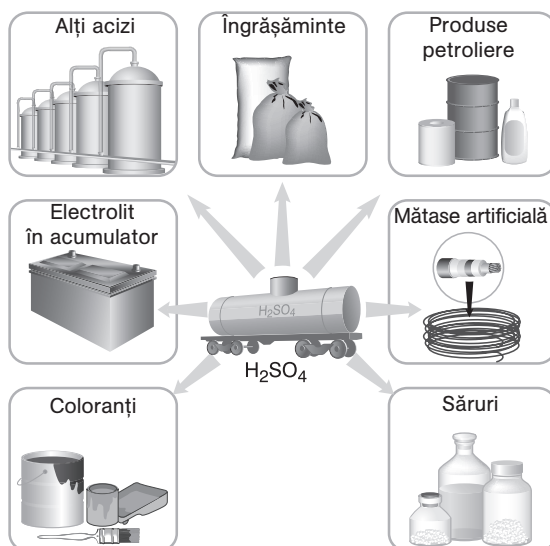
Cu timpul însă, aceasta se înnește, în urma interacțiunii cu sulfura de hidrogen și formării sulfurii de plumb PbS . Scrieți ecuația acestei reacții, știind că în afară de PbS , se mai formează apă și dioxid de carbon.

La restaurarea tablourilor, petele negre sunt tratate cu peroxid de hidrogen. Are loc oxidarea sulfurii de plumb PbS , de culoare neagră, până la sulfat de plumb PbSO_4 , de culoare albă.



Piatra-vânăată $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Fig. 4.18. Utilizarea acidului sulfuric.



Ghipsul $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ este utilizat la obținerea ghipsului ars $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, folosit în medicină și în construcție.

Sarea lui Glauber $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ este întrebuințată la producerea sticlei și în medicină.

Calcaicanul $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ se utilizează în agricultură ca insecticid.

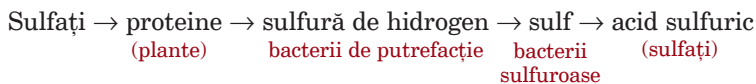
Rolul biologic și circuitul sulfurii în natură. Sulfurii este parte componentă a proteinelor, mai ales a celor care formează unghiile și părul omului, coarnele, copitele și lâna animalelor, penele păsărilor.

La arderea lânii, se simte un miros specific (în felul acesta pot fi deosebite lâna și mătasea naturală de cea artificială și sintetică). Mirosul se datorează formării dioxidului de sulfură și sulfurii de hidrogen.

Sulfurii pătrunde în plante și în organismul uman sub formă de sulfat de calciu și magneziu (ionul SO_4^{2-}). În procesul asimilării, acesta se transformă în sulfură (S^{2-}), iar la descompunerea proteinelor sub acțiunea bacteriilor de putrefacție, se elimină sub formă de sulfură de hidrogen. În Marea Neagră trăiește, la mari adâncimi, o specie de bacterii care se hrănește cu sulfat și elimină H_2S . Alimentându-se cu sulfat și proteine, acest microb a transformat porțiuni imense de apă într-un spațiu lipsit de viață.

O altă specie de bacterii, numite *sulfuroase*, se alimentează cu sulfură de hidrogen, formând substanțe organice și sulfură, apoi acid sulfuric.

În natură, sulfurii participă la două lanțuri de transformări. În biosferă se realizează următoarea transformare:



În natura moartă, au loc alte transformări:



Ghips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.



Identificarea ionului de sulfat SO_4^{2-}

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, Anexa 1)

Ustensile și reactivi: Stativ cu eprubete; soluții de Na_2SO_4 , BaCl_2 , H_2SO_4 .

Turnați, într-o eprubetă, 0,5 ml de acid sulfuric, iar în alta – soluție de Na_2SO_4 sau alt sulfat. Adăugați în ambele tot atâta soluție de clorură de bariu BaCl_2 . Notați observațiile în caiete. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.



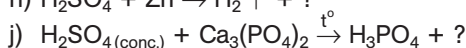
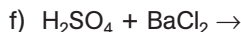
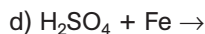
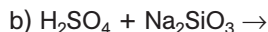
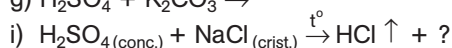
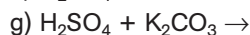
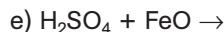
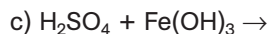
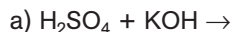
LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Caracterizați acidul sulfuric după:

a) compoziție; *b) structură; c) bazicitate; d) tărie; e) modul de disociere; f) acțiunea asupra indicatorilor.

2. Descrieți proprietățile chimice ale acidului sulfuric. Pentru aceasta repartizați reacțiile de mai jos conform schemei legăturilor genetice.

Completați ecuațiile reacțiilor:





EVALUARE

- Fiind un nemetal tipic, ce grade de oxidare poate manifesta sulfurul în reacțiile chimice cu diverși compuși? Dă exemple.
- Scrie trei ecuații ale reacțiilor chimice de obținere a oxidului de sulf (IV).
- Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

$$\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\downarrow \uparrow$$

$$\text{H}_2\text{SO}_3$$
- Care este conținutul relativ de sulfură de hidrogen în apele Republicii Moldova și ce proprietăți au apele sulfuroase?
- În ce scopuri se utilizează oxidul de sulf (IV)?
- Se dau substanțele:
a) Cu_2S ; b) CuS ; c) CuSO_4 ; d) SO_2 .
Care dintre ele este cea mai bogată în sulf? Argumentează prin calcule.
- Ce sunt ploile acide și cum acționează ele asupra mediului ambiant?
- Prin ce se deosebește reacția cu apa a oxidului de sulf (IV) de cea a oxidului de sulf (VI)?
- Demonstrează că gămălia chibritului conține sulf.
- Se dau două vase închise, fără etichete. Într-un vas se află acid sulfuric concentrat, iar în celălalt – acid clorhidric. Cum poate fi identificat conținutul fiecărui vas fără a-l deschide?

PROBLEME



- Sulfura de hidrogen arde în exces de oxigen, formând oxid de sulf (IV) și apă. Calculați volumul de SO_2 (c.n.), care se formează la arderea a:
a) 4 mol H_2S ; b) 22,4 l H_2S (c.n.); c) 3,4 g H_2S .
- Pentru a obține piatră-vânăță $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, oxidul de cupru cu masa de 8 kg a fost tratat cu acid sulfuric. Calculați masa: a) acidului sulfuric; b) sulfatului de cupru anhidru; *c) cristalohidratului.
- *3. Au fost dizolvate 25 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ în 175 ml de apă. Calculați partea de masă a sulfatului de cupru în soluție.
- Calculați masa acidului sulfuric în soluția cu masa de 50 g și partea de masă a acidului egală cu 96%.
- Calculați masa și volumul soluției de acid sulfuric cu partea de masă 96% (densitatea 1,84 g/cm³) necesare pentru a prepara 100 g soluție cu partea de masă a acidului 20%. Această soluție este folosită pentru obținerea hidrogenului în laborator.

Test

DE EVALUARE SUMATIVĂ LA UNITATEA DE ÎNVĂȚARE

NEMETALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ

CLORUL, SULFUL ȘI COMPUȘII LOR

Încercuiește răspunsurile corecte în itemii I-V.

I. Care dintre afirmațiile de mai jos este adevărată:

- condițiile normale corespund temperaturii de 0°C și presiunii de 101 325 Pa;
- condițiile normale corespund temperaturii de 25°C și presiunii de 101 325 Pa;
- în condiții normale, un număr de $6,02 \cdot 10^{23}$ molecule de orice gaz ocupă același volum (22,4 l)?

II. Ce volum (c.n.) ocupă 32 g de oxid de sulf (IV):

- 22,4 l;
- 11,2 l;
- 33,6 l;
- 44,8 l?

III. Cele mai pronunțate proprietăți nemetalice le prezintă:

- clorul;
- sulfur;
- azotul;
- carbonul.

IV. Electronegativitatea elementelor în șirul C – N – O – F

- scade;
- crește;
- nu se schimbă;
- scade, apoi crește.

V. Indică, prin săgeți, corespondența dintre starea de agregare și nemetalele date:

gaz	S	lichid
	Cl ₂	
	O ₂	
	Br ₂	
		solid

VI. Utilizând nemetalele S, Cl₂, O₂, H₂, scrieți 3 ecuații ale reacției chimice de combinare:

- _____
- _____
- _____

VII. Sulfatul de magneziu se utilizează în medicină pentru tratarea unor boli neurologice, cardiace și pentru reglarea tensiunii arteriale. Calculează masa sulfatului de magneziu obținut la interacțiunea a 4,8 g de magneziu cu acid sulfuric.

4.8. // Azotul

În tabelul periodic, elementul chimic azotul N este situat în subgrupa principală a grupei a V-a. Tot aici se găsesc fosforul, arsenul, stibiul și bismutul. Azotul este situat în perioada a II-a. Structura electronică și alte caracteristici ale azotului sunt indicate în *tabelul 4.3*.

Tabelul 4.3. Caracterizarea comparativă a azotului și fosforului

Criteriul	Elementul	Azot N	Fosfor P
Structura atomului		+7)) 2e 5e	+15))) 2e 8e 5e
Gradul de oxidare		-3, +1, +2, +3, +4, +5	-3, +3, +5
Valența		I, II, III, IV	III, V
Oxidul superior		N ₂ O ₅ oxid acid	P ₂ O ₅ oxid acid
Hidroxidul (acidul oxigenat)		HNO ₃ acid azotic	HPO ₃ – acid metafosforic H ₃ PO ₄ – acid ortofosforic
Alți oxizi		N ₂ O, NO, N ₂ O ₃ , NO ₂	P ₂ O ₃
Compuși cu hidrogenul		NH ₃ – amoniac	PH ₃ – fosfină

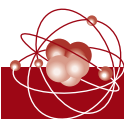
Cei mai importanți oxizi de azot sunt NO și NO₂, iar dintre compușii cu hidrogen – amoniacul NH₃.

Substanța simplă azot este alcătuită din molecule diatomice N₂, cu legătură covalentă triplă nepolară, :N::N: sau N ≡ N.

Legătura triplă face molecula de azot deosebit de stabilă. Iată de ce, în condiții obișnuite, azotul este aproape inert, adică nu intră în reacții chimice.

Răspândirea în natură, rolul biologic. În stare liberă, azotul se găsește în aer (78% din volumul aerului). În sol, azotul există în cantități

PERIOADE	RÂNDURI	V
I	1	
II	2	⁷ N AZOT 14,007
III	3	¹⁵ P FOSFOR 30,974
IV	4	
	5	³³ As ARSEN 74,92
V	6	
	7	⁵¹ Sb STIBIU 121,75
VI	8	
	9	⁸³ Bi BISMUT 208,98
VII	10	
	11	
		R ₂ O ₅
		RH ₃



Orizonturile chimiei

- Într-un an, fulgerele produc până la 600 kg de oxizi de azot pentru fiecare km² de suprafață terestră.
- Boala de cheson sau boala de decompresie, observată la scafandri, apare din cauza creșterii concentrației de azot în sânge.
- Corpul uman conține cca 3% de azot (prezent sub formă de compuși).
- În muzeele de artă, tablourile valoroase sunt păstrate în containere închise ermetic, conținând azot în loc de aer.

reduse și doar sub formă de nitrați. El intră în componența proteinelor din organismele vii. Omul, animalele și plantele nu pot asimila, în timpul respirației, moleculele rezistente de azot. Unele bacterii însă, numite *azotobacterii*, și plante, de exemplu, leguminoasele (fasolea, mazărea), pot fixa azotul liber în combinații chimice (îl pot asimila).

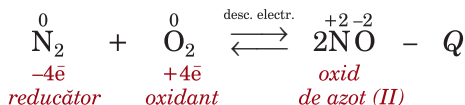
Obținerea. Azotul se obține din aerul lichid – la vaporizarea acestuia, mai întâi se volatilizează azotul (la -196°C), apoi oxigenul (la -183°C).

Proprietățile fizice. Azotul este un gaz fără culoare și fără miros, puțin mai ușor decât aerul:

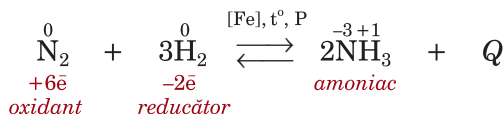
$$M_r(N_2) = 28; \quad M_r(\text{aer}) = 29$$

Este puțin solubil în apă (mai puțin chiar decât oxigenul). Azotul trece în stare lichidă la temperatura -196°C și la aceeași temperatură se vaporizează.

Proprietățile chimice. Datorită legăturii triple, moleculele de azot sunt stabile și intră în reacții chimice numai la temperaturi înalte sau sub acțiunea descărcărilor electrice. Astfel, la trecerea unei descărcări electrice prin aer se formează oxid de azot (II):



Reacția azotului cu hidrogenul necesită condiții speciale de temperatură și presiune, dar și prezența unui catalizator:



Aceste două reacții demonstrează că nemetalul azot prezintă atât proprietăți oxidante, cât și reducătoare.

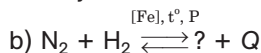
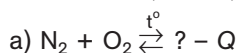
Utilizarea. Azotul lichid este utilizat la răcirea până la temperaturi foarte joase a diferitor obiecte. Mari cantități de azot se consumă la sinteza industrială a amoniacului.

În traducere din limba greacă, *azot* înseamnă „fără viață”. Toate organismele vii pier, nimerind în atmosfera de azot. În același timp, fără azot nu ar putea exista moleculele proteice – baza vieții pe pământ. Compușii azotului au o importanță considerabilă pentru lumea animală și vegetală.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Completați ecuațiile reacțiilor de mai jos:



Numiți tipul fiecărei reacții, caracterizați-le în funcție de sensul decurgerii lor și de efectul termic. În care dintre reacții încălzirea (t°) este o condiție pentru începerea reacției și în care – o condiție pentru decurgerea ei?

2. Scrieți formula oxidului superior al elementului chimic cu numărul atomic 7.

3. Comparați proprietățile chimice ale nemetalelor N_2 , O_2 și F_2 . Ce legitate observați în schimbarea acestor proprietăți de la fluor spre azot?

4. La încălzirea unui pahar cu apă rece, pe pereții lui apar bule de aer. Din ce cauză? Prin ce se deosebește compoziția aerului în aceste bule de compoziția aerului atmosferic?

5. Ce proprietate a azotului împiedică utilizarea lui, asemeni dioxidului de carbon, la stingerea lichidelor inflamabile?



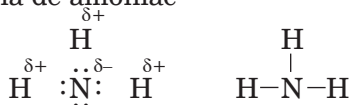
EVALUARE

1. Caracterizează elementul chimic azot după următorul algoritm:
a) simbolul chimic; b) masa atomică relativă; c) poziția în tabelul periodic; d) structura atomului; e) valența și gradul de oxidare.
2. Caracterizează substanța simplă azot după următorul algoritm:
a) formula chimică; b) structura moleculei (legătura chimică între atomi); c) masa moleculară relativă și masa molară.
3. Sub ce formă (element chimic sau substanță simplă) se găsește azotul în: a) aer; b) sol; c) organismul omului și al animalelor?
4. Care dintre următoarele substanțe intră în reacție chimică mai greu: a) Cl-Cl; b) O=O; c) N≡N? De ce? Argumentează.
5. Au oare același număr de straturi electronice atomii elementelor cu numerele atomice:
a) 6 și 7; b) 7 și 11; c) 7 și 15? Explică.
6. Calculează volumul de azot ce se poate obține din 1 000 l de aer.

4.9. Amoniacul. Sărurile de amoniu

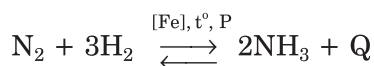
După cum s-a menționat, plantele, cu excepția leguminoaselor, nu pot asimila azotul liber nemijlocit din aer. Ele asimilează doar compușii azotului. Unul dintre aceștia este amoniacul. Astfel, amoniacul face legătura dintre natura moartă (azotul) și natura vie (proteinele).

Structura. Amoniacul NH_3 este un compus al azotului și hidrogenului. În molecula de amoniac



sunt prezente trei legături covalente polare $\text{N}-\text{H}$, deoarece azotul este mai electronegativ decât hidrogenul.

Obținerea. În industrie, amoniacul se obține din azot și hidrogen



în prezența unui catalizator de fier, la temperatură și presiune înaltă.

În condiții de laborator, amoniacul poate fi obținut din sărurile de amoniu.

Pentru aceasta, se încălzește un amestec de var stins și clorură de amoniu (fig. 4.19). Amoniacul obținut se captează într-o eprubetă întoarsă cu gura în jos. De ce?



Proprietățile fizice și chimice. Amoniacul este un gaz incolor, cu miros specific înțepător; este mai ușor decât aerul.

Amoniacul se dizolvă bine în apă: un volum de apă dizolvă până la 700 volume de amoniac.

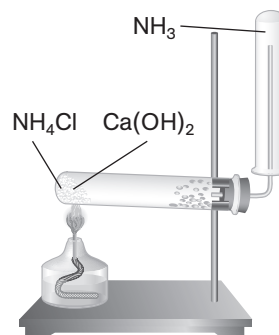
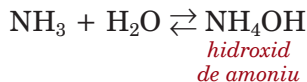


Fig. 4.19. Obținerea și captarea amoniacului.

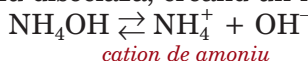
Demonstrează că amoniacul este aproape de două ori mai ușor decât aerul.

Dacă se introduce în apă gura unui cilindru sau a unei eprubete umplute cu amoniac, apa este absorbită până la fundul eprubetei întoarse cu gura în jos (fig. 4.20).

Soluția de amoniac în apă se numește *apă amoniacală*. Aceasta nu este o soluție obișnuită; amoniacul nu doar se dizolvă, ci parțial interacționează cu apa, formând hidroxid de amoniu NH_4OH :



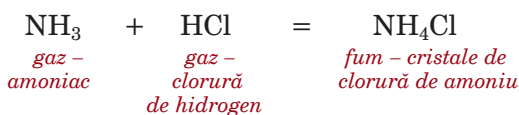
Hidroxidul de amoniu disociază, creând un mediu slab bazic:



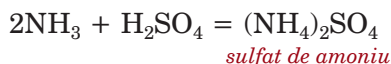
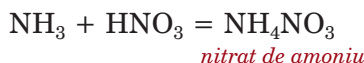
Astfel, apa amoniacală conține, în cea mai mare parte, molecule de NH_3 și puțini ioni de NH_4^+ și OH^- .

În apa amoniacală, ca și în soluțiile de alcalii, turnesolul capătă culoare albastră, iar fenolftaleina – zmeurie.

Amoniacul interacționează cu acizii, formând săruri de amoniu. Dacă vom apropia o baghetă de sticlă, muiată în soluție concentrată de amoniac, de o altă baghetă de sticlă, muiată în acid clorhidric concentrat, se va degaja un fum alb, compus din cristale minuscule de clorură de amoniu (fig. 4.21):



În urma reacției amoniacului cu alți acizi, se formează de asemenea săruri de amoniu:

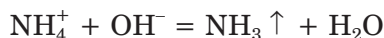
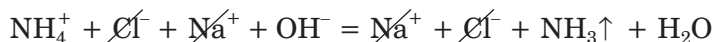
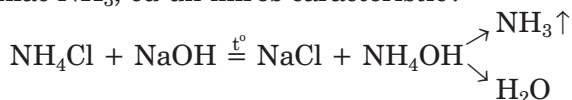


Sărurile de amoniu sunt substanțe cristaline, sublimabile la încălzire, higroscopice (absorb ușor apa). Toate sărurile de amoniu se dizolvă bine în apă.

La descompunerea prin încălzire a sărurilor de amoniu se formează amoniac și acidul corespunzător:



Identificarea ionului de amoniu. În reacția dintre o sare de amoniu (cristalină sau în soluție) și o bază alcalină se formează, la încălzire, gazul amoniac NH_3 , cu un miros caracteristic:



Ionul de hidroxil este un reactiv de identificare a ionului de amoniu.

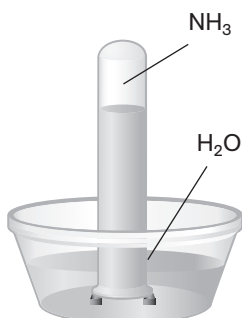


Fig. 4.20. Dizolvarea amoniacului în apă.

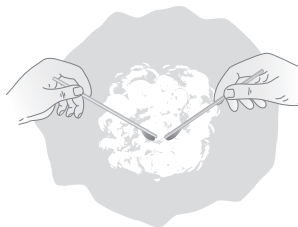
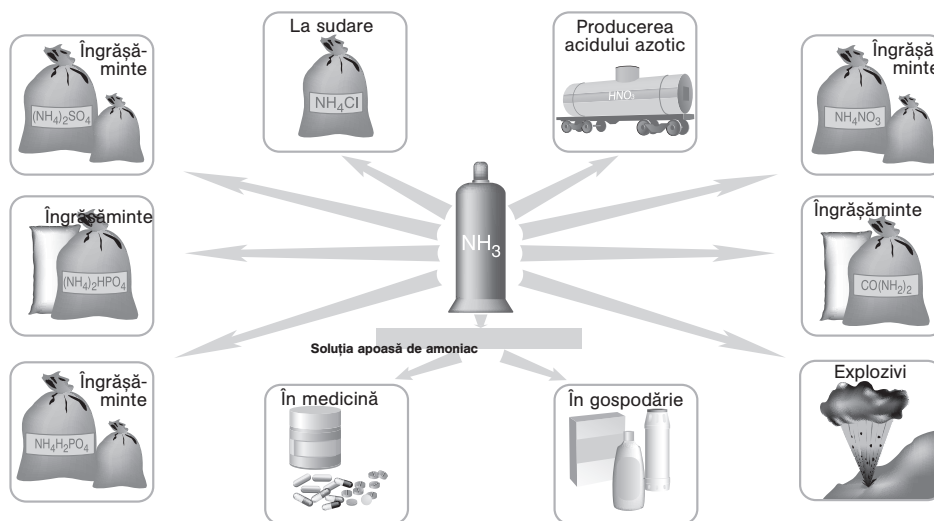


Fig. 4.21. Formarea fumului de clorură de amoniu.

Amoniac + acid =
= sare de amoniu.
Principala proprietate a
amoniacului este adițio-
narea ionului de hidrogen
și formarea ionului de
amoniu.

Generalizare pe unele probe de identificare a ionilor

Ionul de hidroxil OH^- este
reactivul de identificare a
ionului de amoniu NH_4^+ ,
ionul de bariu Ba^{2+} – al
ionului de sulfat SO_4^{2-} ,
ionul de plumb Pb^{2+} – al
ionului de sulfură S^{2-} ,
ionul de argint Ag^+ – al
ionului de clorură Cl^- .
Scrie ecuațiile acestor
reacții.



Alcătuiește un eseu despre utilizarea amoniului.

Fig. 4.22. Utilizarea amoniului și a sărurilor de amoniu.

Utilizarea. Amoniacul și sărurile de amoniu (în special fosfații și nitratul de amoniu) se întrebuințează pe larg în calitate de îngrășăminte minerale. Acestea sunt substanțe anorganice, care se introduc în sol pentru alimentarea plantelor. Foarte valoroși sunt fosfații de amoniu, care servesc concomitent ca surse de azot și de fosfor.

Mari cantități de amoniac se consumă la producerea acidului azotic (fig. 4.22).



Identificarea ionului de amoniu NH_4^+

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)

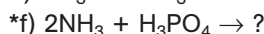
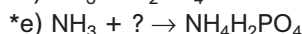
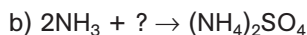
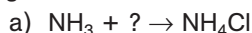
Ustensile și reactivi: hârtie de fenolftaleină, spirtieră, cleștar, stativ cu eprubete, pahar cu apă; sare de amoniu (NH_4Cl ș.a.), soluție de NaOH .

Turnați într-o eprubetă 1 ml de soluție a unei sări de amoniu și adăugați soluție de NaOH . Încălziți ușor eprubeta cu amestec și apropiați de gura eprubetei o hârtie de fenolftaleină înmuiată în apă (fig. 4.23). Notați cele observate. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

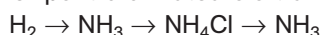
1. Completați ecuațiile reacțiilor, luând în considerare coeficienții din partea stângă:



2. Scrieți ecuațiile reacțiilor cu ajutorul cărora se poate demonstra că:

a) NH_4Cl conține ioni de NH_4^+ și Cl^- ; b) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ conține ioni de NH_4^+ și SO_4^{2-} .

3. Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



4. Se dă un amestec de NH_4Cl și nisip. Cum pot fi separate componentele amestecului?

5. Ce se întâmplă dacă într-un vas în care a fost var stins se toarnă îngrășămintă de amoniu?

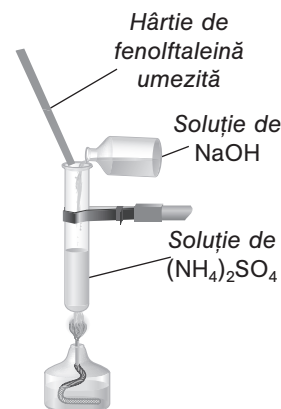


Fig. 4.23. Identificarea ionului de amoniu NH_4^+ .



EVALUARE

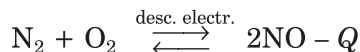
1. Alcătuieste formula electronică și cea grafică a moleculei de amoniac. Ce tip de legătură există în molecula de amoniac?
2. Dacă o eprubetă umplută cu amoniac este introdusă în apă cu gura în jos, apa intră în eprubetă. Explică fenomenul. Formulează concluzii privind solubilitatea amoniacului în apă.
3. Ce reprezintă soluția apoasă de amoniac? Enumeră moleculele și ioni prezenți în soluție.
4. Completează ecuațiile reacțiilor, arată condițiile în care acestea decurg:
 - a) $\text{Ca(OH)}_{2(\text{cr.})} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{cr.})} \rightarrow ? + ? + ?$
 - b) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow ?$
 Care dintre aceste reacții se aplică la obținerea amoniacului în laborator? Unde este aplicată cealaltă reacție?
5. Calculează masa clorurii de amoniu din care se pot obține 2,24 l de amoniac (c.n.).
6. Ce volum de amoniac (c.n.) este necesar pentru obținerea a 8,0 g de nitrat de amoniu?

4.10. // Oxizii de azot

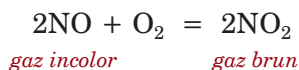
Obținerea. Azotul formează câțiva oxizi, de exemplu :

NO	NO ₂	N ₂ O ₅
<i>oxid de azot (II)</i>	<i>oxid de azot (IV)</i>	<i>oxid de azot (V)</i>
<i>gaz incolor</i>	<i>gaz brun</i>	<i>cristale incolor</i>

Prin reacția de combinare a azotului cu oxigenul se obține doar unul din ei, oxidul de azot (II) NO. Reacția decurge doar sub acțiunea unei descărcări electrice, din cauza rezistenței moleculei de azot :

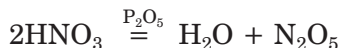


În natură, această reacție are loc la descărcările electrice din timpul furtunilor. În contact cu oxigenul, NO se transformă în oxid de azot (IV), de culoare brună (fig. 4.24) :



Ambii oxizi irită mucoasele respiratorii. De aceea, se permite să se lucreze cu oxidul de azot numai sub nișă.

Oxidul de azot (V) se obține prin eliminarea apei din acidul azotic concentrat, sub acțiunea unui agent deshidratant puternic (oxidul de fosfor (V)) :



Doar oxidul de azot (V) N₂O₅ este un oxid acid. Acestuia îi corespunde acidul azotic :



În realitate însă, această ecuație nu poate fi aplicată la obținerea acidului azotic. De ce ?

Proprietățile oxizilor de azot.

NO – monoxidul de azot sau oxidul de azot (II) este un gaz incolor, practic insolubil în apă, interacționează cu oxigenul.

NO₂ – dioxidul de azot sau oxidul de azot (IV) este un gaz de culoare brună, cu un miros caracteristic, este otrăvitor.

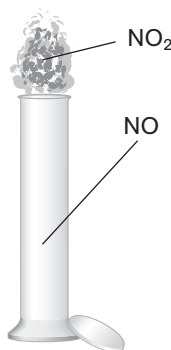
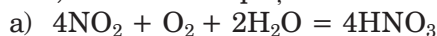


Fig. 4.24. Transformarea gazului incolor NO în gazul NO₂ de culoare brună, în urma contactului cu aerul.

Oxidul de azot (IV) în prezența O_2 reacționează cu apa și cu bazele alcaline, formând compuși cu numărul de oxidare a azotului +5.



Ploile acide. Descoperirea unui șir de acizi în picătura de ploaie se datorează revoluției tehnologice și industriale din secolul al XVIII-lea. Astfel, în Anglia au apărut primele ateliere, unde în cantități mari se ardea cărbune, iar arderea oricărui combustibil ducea la formarea gazelor CO_2 și SO_2 .

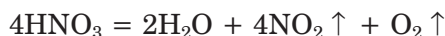
La început, savanții se bucurau de ploile acide, deoarece se credea că pământul are nevoie nu numai de umiditate, dar și de îngrășămintă – sulf și azot. Însă s-a constatat că ploile acide aduc mai multe pagube decât folos. În atmosferă se găsesc și suficienți oxizi de azot: NO , NO_2 , N_2O_5 din care se obțin acidul azotos și acidul azotic. Oxizii de azot ajung în atmosferă ca rezultat al arderii cărbunelui, petrolului, gazului și benzinei din motoarele cu ardere internă.

Ploile acide aduc pagube serioase, micșorând roada culturilor agricole. Solul poate fi protejat de ploile acide, dacă în el se adăugă anumite cantități de calcar.

Din cauza ploilor acide au de suferit mult pădurile, care arată ca după incendii: copacii sunt aproape în totalitate distruși, rămânând doar tulpinile. Ploile acide pot conduce și la pieirea întreagii lumi acvatice din râuri și lacuri.

4.11. // Acidul azotic

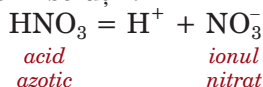
Proprietățile fizice. Acidul azotic este un lichid incolor sau gălbui datorită prezenței oxidului de azot (IV) NO_2 , care se formează în urma descompunerii acidului azotic la lumină, conform ecuației:



Se interzice categoric să mirosim acidul azotic, din cauză că oxidul NO_2 , prezent în compoziția lui, este nociv!

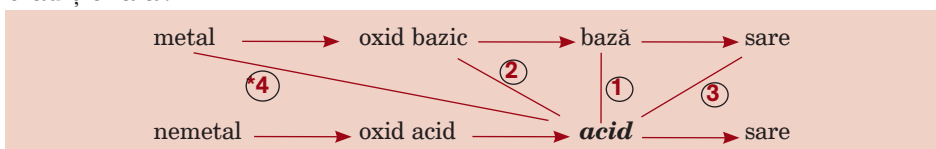
Densitatea acidului azotic anhidru este egală cu $1,5 \text{ g/cm}^3$. Acidul azotic se dizolvă în apă în orice proporții (fig. 4.25).

Proprietățile chimice. Acidul azotic este un acid monobazic puternic, care disociază complet în soluții:



În soluțiile de acid azotic, turnesolul capătă culoare roșie, iar metiloranjul – culoare roz (fig. 4.26).

Alte proprietăți chimice ale acidului azotic pot fi deduse din schema tradițională:



Proprietățile comune cu ale celorlalți acizi se manifestă la interacțiunea cu bazele (1), oxizii bazici (2) și sărurile (3) (tab. 4.4).

Un mare pericol pentru natură și om îl prezintă oxidul de azot (IV), care se elimină în atmosferă în apropierea uzinelor de producere a acidului azotic. Ce caracter vor avea ploile în urma acestei poluări?



Fig. 4.25. De ce acidul azotic concentrat se păstrează în sticle de culoare închisă?

Scris ecuațiile reacțiilor chimice pentru acidul azotic conform schemei legăturilor genetice.

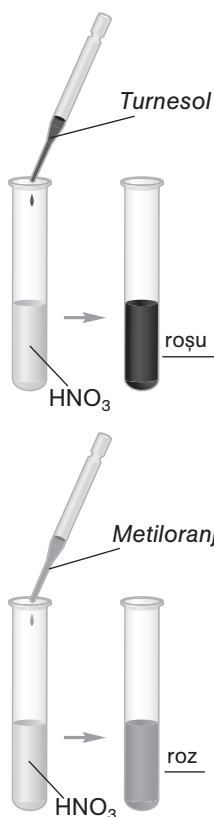


Fig. 4.26. Acțiunea soluției de acid azotic asupra indicatorilor.

Tabelul 4.4. Proprietățile chimice ale acidului azotic

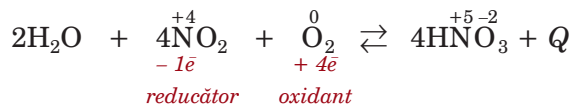
Comune	Specifice
1. Interacțiunea cu bazele (neutralizare): a) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ b) $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. Interacțiunea cu oxizii bazici: $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Interacțiunea cu sărurile: $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	4. Descompunerea HNO_3 concentrat la lumină sau la încălzire: $4\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ O surică mocnindă se aprinde dacă este introdusă în acid azotic concentrat. De ce? 5. Colorarea în galben a substanțelor proteice (piele, albuș de ou ș.a.) *6. Interacțiunea cu metalele fără degajare de H_2: $4\text{HNO}_3(\text{conc.}) + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

*Acidul azotic se deosebește de ceilalți acizi prin comportamentul său față de metale (*4): el interacționează cu aproape toate metalele (cu excepția aurului și platinei), dar *fără degajare de hidrogen*, aceasta fiind proprietatea lui specifică (tab. 4.4).

Proprietățile specifice ale acidului azotic sunt determinate de faptul că el este un oxidant puternic.

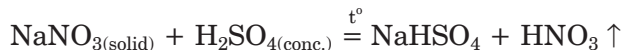
Atenție! Acidul azotic provoacă arsuri ale pielii!

Obținerea acidului azotic în industrie este un proces complicat, care decurge în mai multe etape. La ultima etapă are loc interacțiunea NO_2 cu apa, în exces de oxigen și la presiune înaltă:



În felul acesta se obține acidul azotic cu partea de masă de HNO_3 de cel mult 65%. El este transportat în vase de aluminiu (HNO_3 stabilizează și mai mult pelicula de Al_2O_3 de pe suprafața aluminiului).

Pe timpuri, la uzine, acidul azotic anhidru (fumans) se obținea din nitrat de sodiu cristalin NaNO_3 , la încălzirea acestuia cu acid sulfuric concentrat:



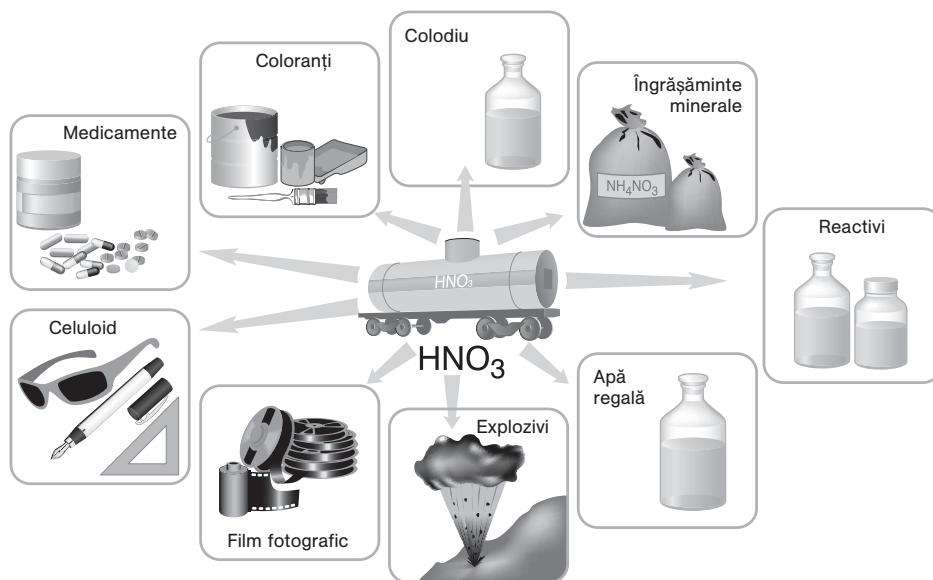
În acest caz, acidul azotic era volatilizat, iar vaporii lui, prin răcire, se condensau (treceau în stare lichidă). În prezent, metoda dată este aplicată doar pentru obținerea acidului azotic în laborator.

Utilizarea. Acidul azotic este utilizat la producerea îngrășămintelor minerale, coloranților, substanțelor explozive etc. (fig. 4.27).

4.12. Nitrații. Circuitul azotului în natură

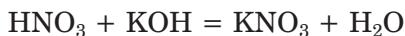
Sărurile acidului azotic se numesc *nitrați*. Unele poartă denumirea veche de *silitre*. Toate sărurile acidului azotic se dizolvă bine în apă. Nitrații sunt folosiți ca îngrășămintă minerale. Cel mai prețios este nitratul de potasiu KNO_3 , care conține două elemente importante pentru plante – azot și potasiu.

Fig. 4.27. Utilizarea acidului azotic.

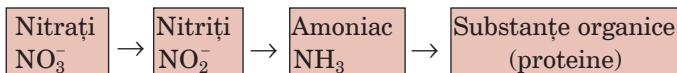


Alcătuiește un eseu despre utilizarea acidului azotic.

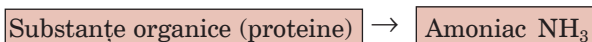
Nitrații se obțin la interacțiunea acidului azotic cu baza sau sarea corespunzătoare :



Plantele asimilează nitrații și îi transformă în amoniac, care se transformă, la rândul lui, în substanță organică. Acest lanț de transformări poate fi reprezentat astfel :



La putrezire, are loc procesul invers :



Astfel ar trebui să se mențină echilibrul azotului în sol. Acest echilibru este însă dereglat. Azotul în stare legată (în compuși) „părăsește” solul împreună cu recolta. În plus, amoniacul format în urma putrefacției se transformă parțial în azot liber, care se degajă în atmosferă.

Echilibrul azotului în sol poate fi restabilit prin administrarea îngrășămintelor azotice (fig. 4.28).

Este interzisă utilizarea în exces a îngrășămintelor cu nitrați ! De ce ? Deoarece plantele sunt capabile să acumuleze cantități de nitrați mult peste cele admisibile. Nitrații se concentrează, de obicei, în partea inferioară a frunzelor și fructelor, mai aproape de tulpină și rădăcină. De exemplu, varza poate acumula în vârful frunzelor circa 250 mg de nitrați la 1 kg de masă verde, iar în partea îngroșată a frunzelor – până la 1 450 mg de nitrați. Coaja de pepene verde adună 350 mg ioni de nitrați, iar miezul – doar 20 mg.

Legumele cu o concentrație mare de nitrați sunt foarte dăunătoare pentru sănătatea omului. Mai exact, dăunători sunt nu nitrații, ci nitriții – produșii de transformare a nitraților, care se obțin conform schemei :

Nitratul natural NaNO_3 se numește *salpetru de Chile*. Nitratul de calciu $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se mai numește *salpetru de Norvegia*, iar NH_4NO_3 – *salpetru de amoniu*. Prima silitră, cunoscută încă de pe timpul alchimistilor, este KNO_3 , numită și *salpetru indian*.

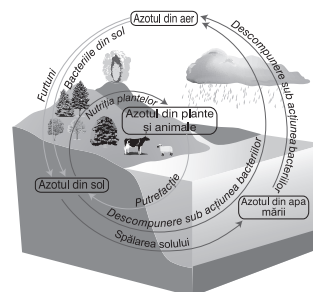
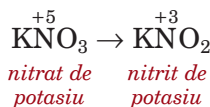


Fig. 4.28. Circuitul azotului în natură.



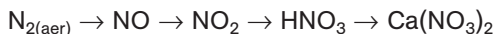
În organismele vii, nitriții duc la modificarea eritrocitelor (globulele roșii din sânge), transformându-le în corpi de culoare brună.

Excesul de nitrați în sol este dăunător și prin faptul că poluează apele subterane. Aceste ape nu sunt potabile.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Examinați schema de formare a acidului azotic și a nitraților în natură:

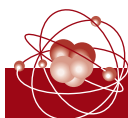


Scrieți ecuațiile reacțiilor, indicați condițiile desfășurării lor. În ce mod acidul azotic din aer ajunge în sol?

2. Alcătuiți un scurt eseu după schema circuitului azotului în natură. Luați în considerare faptul că, în sol, azotul ajunge în urma activității bacteriilor și a descărcărilor electrice din timpul furtunilor. Din sol, el „pleacă” împreună cu recolta, iar în procesul de putrefacție, bacteriile transformă azotul din substanțele organice în azot liber.

3. La apariția scânteilor între firele electrice și contactele de troleibuz, se degajă un gaz brun. Ce se întâmplă? Din ce cauză? Scrieți ecuațiile acestor reacții.

4. Pe timp de furtună, în apa de ploaie se descoperă mici cantități de HNO_3 . De unde apare acidul azotic? Scrieți ecuațiile reacțiilor.



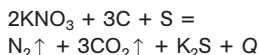
Orizonturile chimiei

Din figura 4.27 rezultă că HNO_3 se întrebuițează la producerea substanțelor explozive. Caracterul exploziv al nitraților se datorează capacității lor de a se descompune la încălzire, formând oxigen.

De exemplu:



La aprinderea explozivului se produc instantaneu mai multe reacții, care pot fi reprezentate prin ecuația sumară:



Se mai obține CO , K_2CO_3 , K_2SO_4 . Gazele se formează sub presiune mare și erup, producând explozia.



EVALUARE

1. Caracterizează acidul azotic după următorul algoritm:
a) disocierea; b) bazicitatea; c) denumirea restului acid.
2. Completează ecuațiile reacțiilor:
a) $\text{HNO}_3 + ? \rightarrow \text{KNO}_3 + ?$ c) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow ? + ?$
b) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow ? + ?$ d) $\text{HNO}_3 + \text{MgCO}_3 \rightarrow ? + ? + ?$
Scrie ecuațiile ionice complete și reduse.
3. Cu care din substanțele propuse va interacționa acidul azotic diluat: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, MgO , P_2O_5 , CO_2 , H_2SO_4 , CaCO_3 , SiO_2 ? Ce proprietăți, comune sau specifice, prezintă acidul în fiecare caz?
4. O surcică mocnindă, introdusă într-un vas cu acid azotic concentrat, se aprinde. Explică fenomenul. Argumentează-ți răspunsul alcătuind ecuațiile reacțiilor.
5. Descrie domeniile de utilizare a acidului azotic și a sărurilor lui.
6. Trei vase fără etichete conțin: HCl , H_2SO_4 și HNO_3 . Cum vei determina conținutul fiecărui vas? Scrie ecuațiile reacțiilor respective.
7. O sare este formată din elementele O, H și N, în care la 3 atomi de oxigen revin 4 atomi de hidrogen și 2 atomi de azot. Ce sare este aceasta?
- *8. Se dă aer și apă. În ce mod, având la dispoziție toate mijloacele tehnice și fără a utiliza alte substanțe, cu excepția catalizatorilor, se poate obține sare? Scrie ecuațiile reacțiilor respective.
- *9. Conținutul azotului în îngrășăminte se determină ca partea de masă a elementului într-un compus. Stabilește care îngrășământ este cel mai bogat în azot: NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KNO_3 , NH_4NO_3 . Numeste îngrășămintele.

4.13. // Fosforul

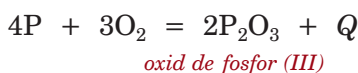
Poziția în tabelul periodic și structura atomului. Elementul chimic fosfor P este situat în perioada a III-a, în subgrupa principală a grupei a V-a. Alte caracteristici ale fosforului sunt indicate în *tabelul 4.3* (pag. 85).

Rolul biologic. Fosforul este numit „elementul vieții și al rațiunii”. Și pe bună dreptate. El este indispensabil activității creierului, contracției mușchilor, transmiterii informației ereditare, funcționării celulelor. Insuficiența de fosfor duce la dezvoltarea rahitismului. De aceea în rația alimentară zilnică a fiecărui om trebuie să intre alimente bogate în fosfor – pește, pâine neagră etc.

Fosforul, ca și azotul, este necesar plantelor în procesul de fotosinteză. El mărește rezistența plantelor la secetă și asigură creșterea lor.

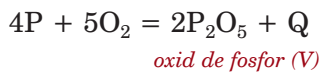
Răspândirea în natură. În scoarța terestră se află doar 0,12% de fosfor, iar în organismele vii – de zece ori mai mult. În natură, fosforul nu se întâlnește în stare liberă (de ce?), ci doar sub formă de fosfat de calciu $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ce intră în componența minereurilor: *apatite* și *fosforite*.

Proprietățile fizice și chimice. Fosforul este o substanță solidă. El formează câteva forme alotropice, cele mai cunoscute fiind *fosforul alb* și *fosforul roșu* (fig. 4.29). Aceste forme se deosebesc între ele după structură și proprietăți. Fosforul alb este otrăvitor, luminează în întuneric, oxidându-se în aer:



Aproape toată energia acestei reacții se elimină sub formă de lumină. Fosforul alb se poate autoaprinde în aer. El este alcătuit din molecule P_4 cu legături covalente simple P-P. Alchimistul german H. Brand, căutând iluzoric „piatra filozofală”, capabilă să transforme metalele în aur (a. 1669), a descoperit o substanță nouă, pe care a numit-o „fosfor”, adică „purător de lumină”.

Fosforul alb este păstrat sub apă. La o încălzire ușoară, în lipsa aerului, el se transformă în fosfor roșu, stabil în condiții obișnuite. Fosforul roșu nu este otrăvitor. El arde în aer doar dacă este aprins, degajând un fum alb, cu miros specific:



Utilizarea. Cele mai mari cantități de fosfor se folosesc la producerea industrială a acidului fosforic și a îngrășămintelor minerale. Alte domenii de utilizare a fosforului sunt prezentate în *fig. 4.30*.

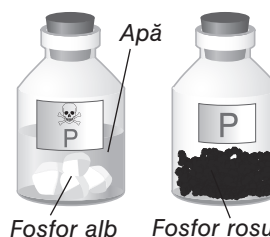
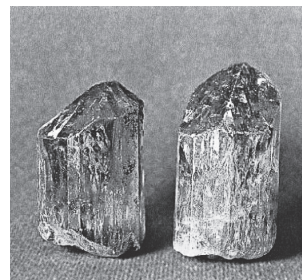


Fig. 4.29. Forme alotropice ale fosforului.



Fosforit $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$



Apatit
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Din variantele propuse, alegeți caracteristicile fosforului:

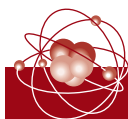
numărul atomic: a) 15; b) 31; c) 7; d) 14;

sarcina nucleului: a) +7; b) +15; c) +31; d) +14;

numărul de electroni: a) 31; b) 7; c) 15; d) 14;

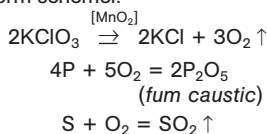
numărul straturilor electronice: a) 2; b) 3; c) 4; d) 1;

numărul de electroni pe stratul exterior: a) 3; b) 5; c) 7; d) 15.



Orizonturile chimiei

Fosforul roșu este utilizat la fabricarea chibriturilor. De menționat că chibritul a parcurs o cale lungă până să devină lipsit de pericol și accesibil. Chibriturile pe care le folosim se numesc „suedeze”, deoarece au fost fabricate pentru prima dată în Suedia. Care sunt componentele de bază ale chibriturilor? Se amestecă bine fosfor roșu, sticlă mărunțită și clei. Masa obținută se aplică pe părțile laterale ale cutiei de chibrituri. Vârful chibritului se moaie într-un amestec de sare KClO_3 (clorat de potasiu), sticlă mărunțită, sulf și oxid de mangan (IV) MnO_2 . La frecare, fosforul se aprinde. Procesul decurge conform schemei:



Vaporii formați la arderea chibriturilor sunt dăunători! Nu aprindeți multe chibrituri! Încercați să treceți, în întuneric, cu un chibrit peste marginea cutiei, fără a-l aprinde. Veți observa o urmă luminoasă. În acest moment fosforul roșu se transformă în fosfor alb.

2. Caracterizați substanța simplă fosforul:

- formele alotropice;
- proprietățile fizice;
- proprietățile chimice.

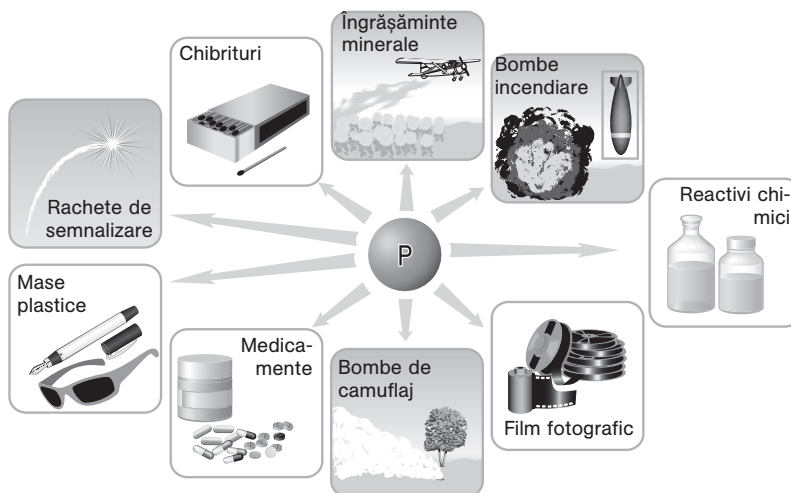


Fig. 4.30. Domeniile de utilizare a fosforului.

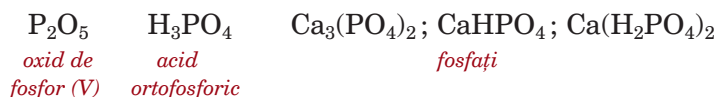


EVALUARE

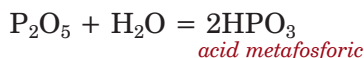
- Caracterizează elementul chimic fosfor conform următorului algoritm: a) simbolul chimic; b) masa atomică relativă; c) poziția în tabelul periodic; d) structura atomului; e) valența și gradul de oxidare; f) formula și caracterul oxidului superior; g) formula și caracterul hidroxidului (acidului oxigenat).
- Sub ce formă se întâlnește fosforul în natură? De ce?
- Sub ce formă se degajă energia la oxidarea și arderea fosforului alb și roșu? Scrie ecuațiile reacțiilor și indică posibilitățile de utilizare a lor.
- Ce masă de oxid de fosfor (V) se formează la arderea fosforului cu masa de 124 g?
- *5. Fosforul formează cu clorul doi compuși cu partea de masă a clorului de 77,45% și respectiv 85,13%. Stabilește formula moleculară a fiecărui compus.

4.14. Compușii fosforului cu importanță practică

Cei mai importanți compuși ai fosforului sunt:



Oxidul de fosfor (V). P_2O_5 , o substanță albă cristalină, este un oxid acid tipic, care interacționează energic cu apa. El atrage vaporii de apă chiar și din aer și „se topește”, transformându-se în *acid metafosforic lichid* (fig. 4.31, 4.32):



De aceea, P_2O_5 este folosit la uscarea gazelor și ca agent deshidratant.

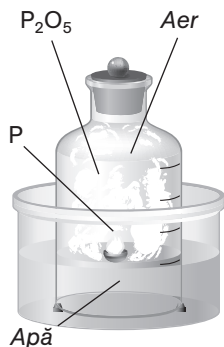
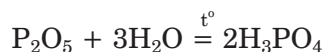
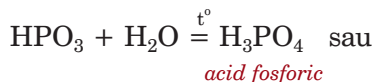
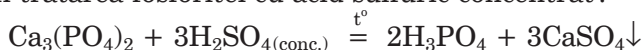


Fig. 4.31. Arderea fosforului roșu în aer, sub un clopot.

După compoziția sa, acidul metafosforic HPO_3 se aseamănă cu acidul azotic, dar, spre deosebire de HNO_3 , el adăunează apa și se transformă în acid ortofosforic (sau, simplu, acid fosforic):



Acidul fosforic și sărurile lui. Obținerea. Acidul fosforic H_3PO_4 poate fi obținut pe două căi. La interacțiunea oxidului de fosfor (V) cu apa se obține acid fosforic de puritate înaltă (*vezi mai sus*). A doua metodă constă în tratarea fosforitei cu acid sulfuric concentrat:



Sulfatul de calciu este separat de lichidul siropos – acidul fosforic.

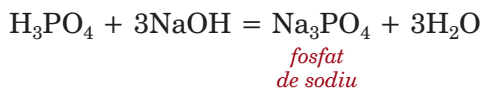
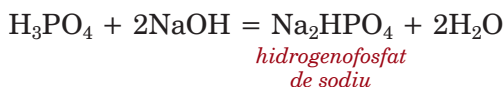
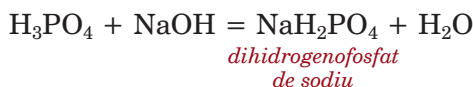
Proprietățile fizice. Acidul ortofosforic anhidru este o substanță solidă, albă, care se dizolvă bine în apă. În condiții obișnuite, H_3PO_4 este un lichid siropos.

Proprietățile chimice. Acidul fosforic prezintă toate proprietățile comune acizilor.

Disocierea acidului fosforic decurge în trei etape, ecuația sumară fiind:



Interacțiunea cu alcaliile și amoniacul. În funcție de cantitatea de alcalie luată pentru reacție, se pot forma trei tipuri de săruri ale acidului fosforic:



Astfel, se formează sarea neutră fosfatul de sodiu Na_3PO_4 și două *săruri acide: dihidrogenofosfatul de sodiu NaH_2PO_4 , hidrogenofosfatul de sodiu Na_2HPO_4 .

Majoritatea sărurilor neutre (fosfații) sunt insolubile în apă, iar sărurile acide, mai ales dihidrogenofosfații, sunt solubile.

La barbotarea amoniacului printr-o soluție de acid fosforic, se formează doar *săruri acide:



Fosfații de amoniu sunt îngrășăminte minerale prețioase, deoarece conțin simultan două elemente nutritive importante – azot și fosfor. De aceea, fosfații de amoniu sunt considerați îngrășăminte compuse.

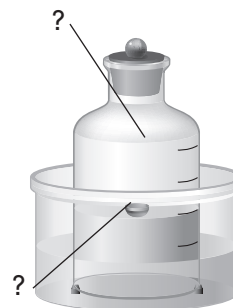
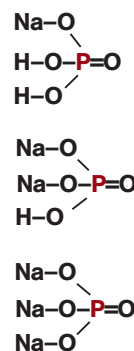
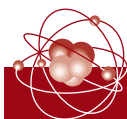


Fig. 4.32. De ce se ridică nivelul apei sub clopot după arderea fosforului? Unde a dispărut oxidul de fosfor (V)? Ce se găsește sub clopot deasupra nivelului apei?

Formulele grafice ale fosfaților de sodiu





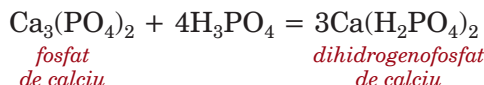
Orizonturile chimiei

Sub formă de săruri complexe ale acidului fosforic (de exemplu, monofluorofosfat de sodiu, fosfat de calciu, tetrasodium-pirofosfat etc.), fosforul intră în componența pastelor de dinți.

Denumirea lor tehnică este:

amofos – $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$; diamofos – $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

Interacțiunea fosfaților cu acizii. Fosfații neutri insolubili interacționează cu acizii tari și se transformă în săruri acide solubile. Astfel, la tratarea fosforitei naturale $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ cu acid fosforic, se formează dihidrogenofosfatul de calciu :



În soluția apoasă (sau în sol), produsul reacției disociază :



Plantele asimilează ionul de dihidrogenofosfat H_2PO_4^- .

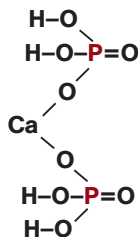
Dihidrogenofosfatul de calciu $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ este folosit ca îngrășământ solubil, numit *superfosfat dublu*. Este oare acesta un îngrășământ simplu sau compus (ca amofosul)? Deși conține două elemente nutritive (P și Ca), dihidrogenofosfatul de calciu este considerat un îngrășământ simplu, deoarece prin intermediul lui, în sol este introdus un singur element nutritiv – fosforul. Iar calciu în sol se găsește îndeajuns.

Există și alte îngrășăminte de fosfor, pe care le vom studia mai târziu. Acum trebuie să reținem doar că omul „întoarce” fosforul în sol sub formă de îngrășăminte minerale: superfosfat $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, amofos $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, diamofos $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ și făină de fosforite $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (pentru solurile acide).

Seria genetică a fosforului și compușilor lui poate fi redată prin schema: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$.

Astfel, între substanța simplă P și compușii lui (P_2O_5 , H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) există o legătură reciprocă.

Dihidrogenofosfatul de calciu



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Ce proprietate a fosfaților insolubili stă la baza reacției de obținere a superfosfatului dublu? Scrieți ecuația acestei reacții, numiți substanțele reactante. Scrieți ecuația disociației electrolitice a produsului și numiți ionii. Sub forma cărui ion plantele asimilează fosforul?

2. Plantele pot asimila elementele nutritive doar sub formă de ioni, care există în soluția solului: K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Fe^{3+} , NO_3^- , H_2PO_4^- . Scrieți formulele și numiți substanțele cu ajutorul cărora pot fi introduși în sol acești ioni. Care dintre ioni există în sol în cantități suficiente și care trebuie introduși sub formă de îngrășăminte minerale? Numiți aceste îngrășăminte.

Verificați-vă cunoștințele, scriind ecuațiile disociației electrolitice a substanțelor alese în soluțiile apoase.



EVALUARE

1. Descrie proprietățile chimice ale oxidului de fosfor (V) conform reacțiilor cu: a) apa; b) alcaliile (NaOH , KOH); c) oxizii bazici (CaO).
2. Descrie proprietățile chimice ale acidului fosforic conform reacțiilor cu: a) metalele (Na); b) oxizii bazici (CaO); c) alcaliile (NaOH , KOH). Indică particularitățile reacției de neutralizare cu una, două sau trei molecule de NaOH sau KOH . Scrie ecuațiile ionice pentru punctul (c).

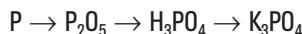
3. Care dintre aceste reacții pot avea loc:

- a) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow$ b) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_3 \rightarrow$
 c) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NH}_3 \rightarrow$ d) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{NH}_3 \rightarrow$

Completează ecuațiile. Numește substanțele obținute. Care este denumirea lor tehnică (ca îngrășămintă)? La ce tip de îngrășămintă se referă ele: simple sau compuse?

4. Citește informația de pe tubul cu pasta de dinți pe care o folosești și marchează în caiet componenții – sărurile de acid fosforic.

5. Realizează transformarea, scriind ecuațiile reacțiilor respective:



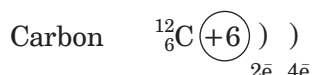
4.15. // Carbonul

Dintre toate nemetalele, carbonul se impune în viața noastră într-un mod cu totul deosebit. Se poate spune că trăim într-o lume a carbonului. Acest element uluitor constituie baza unui număr enorm de compuși organici, care, la rândul lor, reprezintă toată lumea vie. Petrolul, gazul natural sunt amestecuri de compuși organici ai carbonului. Primele noțiuni despre compușii organici ai carbonului le vom studia în paragrafele 4.18 – 4.21. Mai jos sunt caracterizați compușii anorganici ai carbonului, care, de asemenea, prezintă interes teoretic și practic.

Din *substanțele anorganice* fac parte carbonul, oxizii de carbon, acidul carbonic și sărurile lui. Majoritatea compușilor anorganici sunt răspândiți în natură și joacă un rol important în viața cotidiană. Astfel, diamantul și grafitul reprezintă carbon pur, iar calcarul, creta și marmura – carbonatul de calciu CaCO_3 . Gazul pe care îl expirăm și pe care plantele îl absorb se numește *dioxid de carbon* CO_2 sau oxid de carbon (IV).

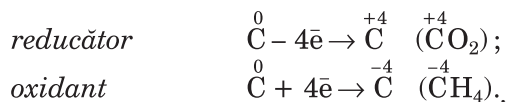
Caracterizarea generală a carbonului. Poziția în tabelul periodic și structura atomului. Elementul chimic carbon C este situat în perioada a doua, subgrupa principală a grupei a IV-a.

Schema electronică a atomului de carbon este următoarea :



Atomul de carbon are 4 electroni de valență $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$; sarcina nucleului +6.

În compuși, carbonul are, de obicei, valența IV. În reacțiile chimice, el manifestă proprietățile unui nemetal tipic. Carbonul, având 4 electroni pe stratul electronic exterior, poate, în egală măsură, ceda sau adăuna 4 electroni, prezentând gradul de oxidare +4 (ca reducător), respectiv -4 (ca oxidant):



Substanța simplă carbon și formele ei alotropice. Principala proprietate a atomilor de carbon este capacitatea lor de a se lega între ei, formând diferite catene, pe baza celor patru electroni de valență. În funcție de modul de legare a atomilor, există câteva *forme alotropice* ale carbonului: diamantul, grafitul, carbinul, fulerena, grafenul.

PERIOADE	RÂNDURI	IV
I	1	
II	2	⁶ C CARBON 12,011
III	3	¹⁴ Si SILICIU 28,086
IV	4	
	5	³² Ge GERMANIU 72,61
V	6	
	7	⁵⁰ Sn STANIU 118,71
VI	8	
	9	⁸² Pb PLUMB 207,19
VII	10	
	11	
		RO₂
		RH₄

Fenomenul existenței mai multor substanțe simple formate de unul și același element chimic se numește *alotropie*.

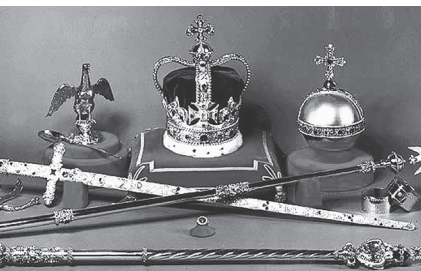


Fig. 4.33. Însemnele regale britanice, în care sunt încrustate fragmente din diamantul Cullinan.



Grafit.

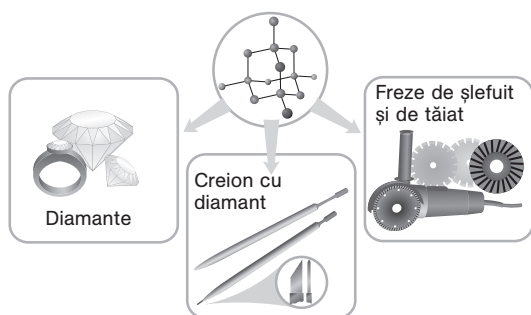


Fig. 4.34. Structura diamantului și utilizarea lui.

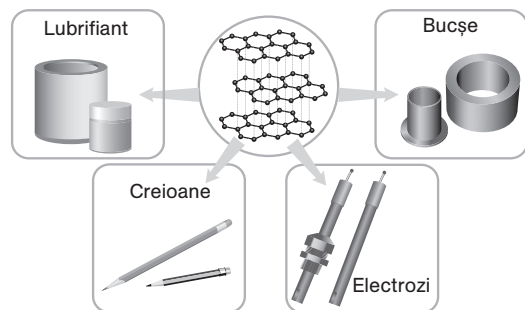


Fig. 4.35. Structura grafitului și utilizarea lui.

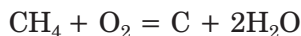
Diamantul. Fiecare atom de carbon din componența diamantului formează patru legături covalente cu alți atomi (fig. 4.34). Astfel, se obține o rețea cristalină atomică cu legături identice foarte trainice. Diamantul este una dintre cele mai dure substanțe simple.

El se utilizează, în special, la fabricarea instrumentelor de tăiere, a coloanelor de foraj, a roților de șlefuire etc. Diamantele șlefuite, care au anumite forme geometrice, sunt numite *briliante*. Mărimea diamantului se măsoară în carate (1 carat $\sim 0,2$ g). Cel mai mare diamant, Cullinan, are 3 024 carate (~ 620 g) (fig. 4.33).

Grafitul este o substanță solidă, uleioasă la pipăit, gri-neagră și cu luciu metalic. Are o structură stratiformă. Fiecare atom de carbon din componența grafitului este legat prin trei legături identice cu trei atomi vecini, formând rețele plate destul de trainice (fig. 4.35) și folosind pentru aceasta câte trei electroni. Al patrulea electron rămâne liber și formează un cuplu instabil cu un electron al altui atom de carbon, din rețeaua superioară sau inferioară. Acest cuplu se scindează ușor, de aceea grafitul conduce bine curentul electric și este folosit la confecționarea electrozilor (de exemplu, pentru baterii). Datorită unei asemenea structuri, straturile de grafit se deplasează ușor, iar la aplicarea unei forțe se desprind „solzi” de grafit, fapt pentru care el este folosit în tehnică, la ungerea suprafețelor ce se rod în urma fricțiunii, precum și la fabricarea creioanelor.

Grafitul este cea mai greu fuzibilă substanță simplă. Temperatura sa de topire depășește $3\,500^{\circ}\text{C}$. El este folosit pentru placarea duzelor (tuburilor) la rachete.

Carbonul amorf (necristalin) reprezintă un praf negru-cenușiu. El este folosit ca ingredient la producerea cauciucului negru. Carbonul amorf se obține la arderea incompletă a gazului natural:



În natură, carbonul amorf se găsește în cantități enorme, sub formă de zăcămintele de cărbune. Din acestea se obțin diferite produse (fig. 4.37).

Alte forme alotropice, carbinul, fullerena și grafe-nul, sunt descrise la rubrica „Orizonturile chimiei”.

Răspândirea în natură. Precum s-a menționat, în natură carbonul se găsește în stare liberă sub formă de diamant, grafit și carbon amorf. Dintre compușii anorganici ai carbonului, cei mai răspândiți sunt carbonații:

CaCO_3 – cretă, marmură, calcar, spat de Islanda;

$\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ – dolomită;

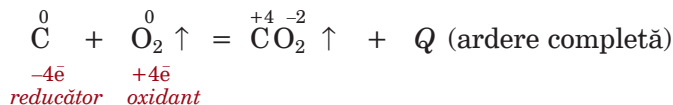
MgCO_3 – magnezită.

Obținerea. Diamantul și grafitul se extrag din adâncul pământului. Diamantul se întâlnește rar (în Africa de Sud, Siberia). El este foarte scump (mai scump chiar decât aurul). În prezent, diamantul este obținut și pe cale sintetică (în principal, pentru scopuri tehnice).

La prelucrarea chimică a cărbunelui natural, se obțin multe substanțe prețioase pentru industria chimică. *Cocsul*, restul solid, rămas după prelucrare, este carbon aproape pur.

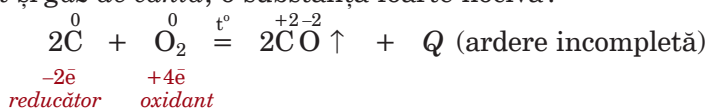
Proprietățile chimice ale carbonului. La temperatură obișnuită, carbonul este inert (pasiv), iar la temperaturi înalte, devine activ. Ca nemetal, el se poate comporta atât ca reducător (cedând electroni), cât și ca oxidant (adiționând electroni).

1. *Interacțiunea cu oxigenul.* În exces de oxigen, carbonul arde, degajând căldură:

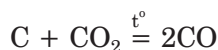


Simbolul Q din această ecuație are o importanță deosebită; datorită efectului exotermic al reacției, se încălzesc încăperile, se gătește mâncarea, se topesc metalele, circulă trenurile etc.

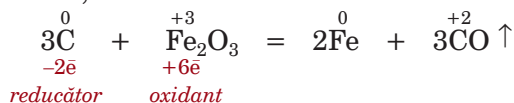
În insuficiență de oxigen, carbonul formează oxidul de carbon (II) CO, numit și *gaz de căhlă*, o substanță foarte nocivă:



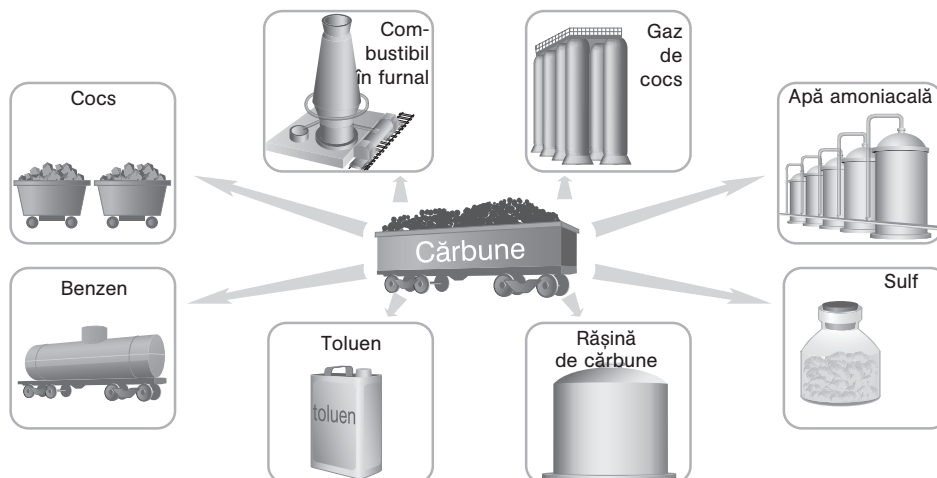
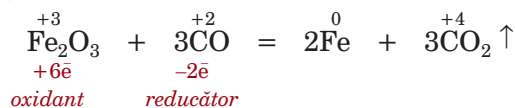
Oxidul de carbon (II) se poate forma nu doar la arderea incompletă a carbonului, ci și la încălzirea cu carbon a produsului arderii complete (CO_2):



2. *Interacțiunea cu oxizii metalelor.* Carbonul (cărbune, grafit, cocs) este cel mai ieftin, accesibil și important reducător pentru obținerea din minereuri a metalelor (cupru, fier, staniu, zinc). În procesul de obținere a fontei se folosește cocsul; acesta reduce fierul conform ecuației:



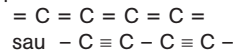
Oxidul de carbon (II) este de asemenea un reducător eficient:



**Orizonturile
chimiei**

Carbinul, fulerena și grafitul sunt forme alotropice ale carbonului.

Carbinul este o substanță albă, alcătuită din catene liniare de tipul:



Fulerenele au fost obținute la sfârșitul anilor '80 ai secolului XX. Ele conțin un număr mare de atomi de carbon (60-160) și au o structură complicată, semănând cu o minge de fotbal, constituită din hexagoane și pentagone (fig. 4.36 a).

Grafitul este o formă alotropică bidimensională, formată dintr-un singur strat de atomi de carbon dispuși într-o rețea hexagonală (fig. 4.36 b). Vizual arată ca un fagure.

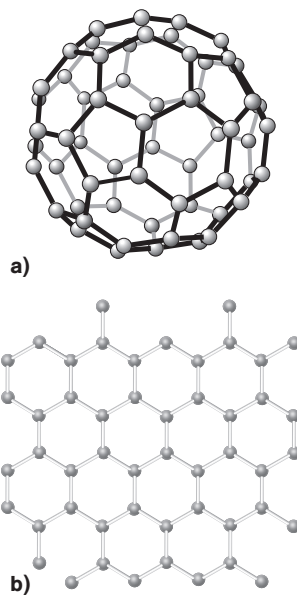
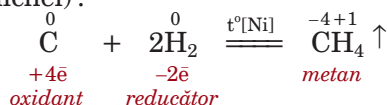


Fig. 4.36. Structura: a) fule-renei; b) grafitului.

Fig. 4.37. Utilizarea cărbu-nelui.

3. *Interacțiunea cu hidrogenul* are loc la încălzire, în prezența unui catalizator metalic (nichel):



Metanul este componentul principal al gazului natural. El este utilizat în calitate de combustibil:



4. **Interacțiunea cu metalele.* La interacțiunea carbonului cu metalele, se formează *carburi*:



Carburile au deseori o compoziție care nu corespunde cu valența elementelor. De exemplu, Fe_3C (partea componentă a fontei), CaC_2 ș.a. Unele carburi se descompun în reacția cu apa, formând compuși hidrogenați ai carbonului. De exemplu:

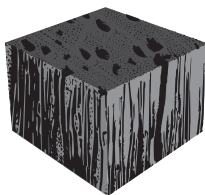
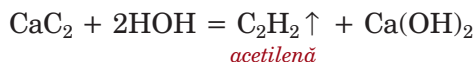
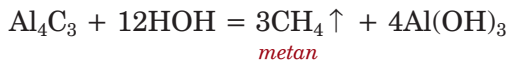
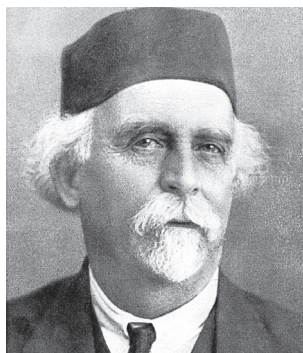


Fig. 4.38. Structura microporoasă a lemnului, păstrată în cărbunele de lemn.



Nikolai Dmitrievici Zelinski (1861-1953)

Chimist rus, născut la Tiraspol. Academician.

Reacția de obținere a acetilenei este folosită la sudarea și tăierea metalelor datorită temperaturii înalte de ardere a acesteia.

Utilizarea carbonului. Carbonul pur, numit și *cocs*, este folosit la obținerea metalelor din minereuri, a carburilor, alcoolului metilic ș.a.

Bine cunoscutele pastile de cărbune activat sunt folosite în caz de intoxicație alimentară. Ce este cărbunele activat și care este acțiunea lui?

La încălzirea lemnului, în lipsa aerului, se formează așa-numitul *cărbune de lemn* (mangal) (fig. 4.38). El conține o mulțime de pori, de aceea prezintă proprietăți deosebite. Dacă mangalul este pus într-un vas cu apă colorată, aceasta se decolorează imediat. Prin urmare, cărbunele poros adsoarbe substanțele dizolvate. El adsoarbe ușor și diferite gaze.

Fenomenul de fixare a substanțelor pe suprafața unui corp solid se numește adsorbție.

Cu cât mai mulți pori conține suprafața, cu atât mai eficientă este adsorbția. Pentru epurarea apei, aerului, a soluțiilor, este folosit *cărbunele activat*. Savantul chimist N.D. Zelinski (originar din Moldova) a utilizat, bunăoară, cărbunele activat la fabricarea măștilor antigaz, folosite pentru prima dată în Primul Război Mondial.

În figura 4.39 sunt redate domeniile de utilizare a carbonului.



Completând careurile pe orizontală, vei citi, pe verticală, denumirea elementului cu un număr record de compuși organici:

1. Sursă de căldură.
2. Este utilizat la confecționarea creioanelor.
3. Compusul format de metale și carbon.
4. Formă alotropică a carbonului, obținută pe cale sintetică.
5. Hidrogenocarbonatul de sodiu este ... alimentară.
6. Formă alotropică a carbonului.

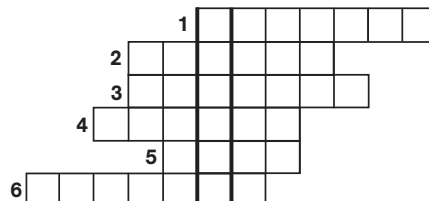
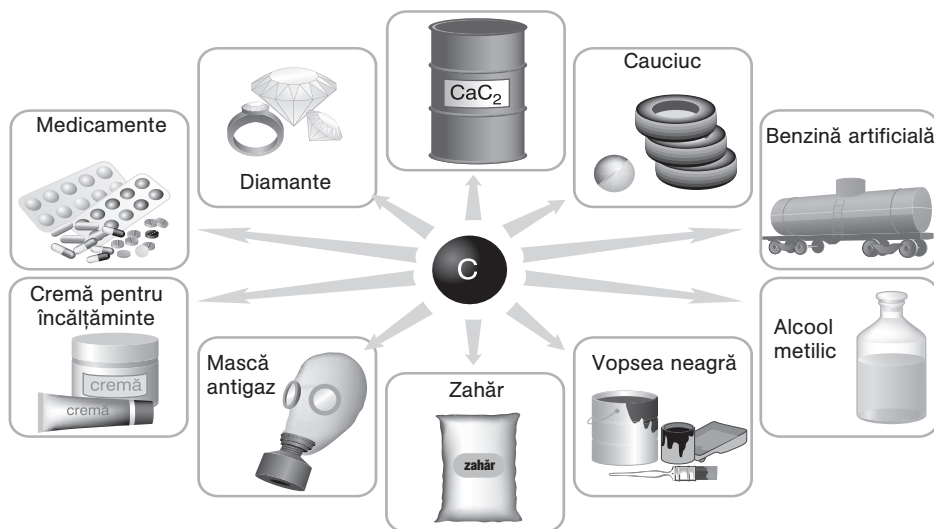


Fig. 4.39. Utilizarea carbonului.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Completați ecuațiile reacțiilor:

- a) $C + O_{2(exces)} \xrightarrow{t^o} ? + Q$ c) $Fe_2O_3 + C \xrightarrow{t^o} ? + ? - Q$ e) $C + H_2 \xrightarrow{t^o} ? + Q$
 b) $C + O_{2(insuficiență)} \xrightarrow{t^o} ? + Q$ d) $FeO + CO \xrightarrow{t^o} ? + ?$ f) $CO + O_2 \xrightarrow{t^o} ? + Q$

2. Cândva, un savant ciudat a topit un amestec de diamant și fier. Oare ce a obținut?

*3. Completați ecuațiile reacțiilor, numiți produșii:

- a) $Ca + ? \xrightarrow{t^o} CaC_2$ c) $CaC_2 + HOH \rightarrow Ca(OH)_2 + ?$
 b) $Al + ? \xrightarrow{t^o} Al_4C_3$ d) $Al_4C_3 + HOH \rightarrow Al(OH)_3 + ?$

Care din aceste reacții are însemnătate practică?

4. Alcătuiți un eseu după schema utilizării carbonului.



EVALUARE

1. Alege răspunsul corect. Nucleul atomului de carbon are sarcina:

- a) +12; b) +6; c) +2.

2. Indică tipul legăturilor chimice dintre atomii de carbon în substanța simplă carbon și în formele lui alotropice. Caracterizează fiecare formă alotropică și descrie întrebuințarea ei.

3. Compară formele alotropice ale carbonului cu cele ale oxigenului. Ce stă la baza diferențierii dintre formele alotropice ale acestor elemente?

4. Cum poate fi demonstrat că diamantul și grafitul sunt forme alotropice ale carbonului?

*5. În industrie, carbura de calciu este obținută prin calcinarea cărbunelui cu var nestins. Calculează masa oxidului de calciu și masa carbonului, necesare pentru a obține 1 t de carbură de calciu.



Orizonturile chimiei

În Italia există o peșteră în care, din crăpăturile pământului, se degajă dioxid de carbon; acesta se acumulează deasupra solului, formând un strat gros de circa 40 cm. Ea a fost botezată „peștera câinilor”. Oamenii trec prin peșteră și nu pătesc nimic, dar câinii mor. De ce?

4.16. Compușii anorganici ai carbonului cu importanță practică

Dintre compușii anorganici ai carbonului, cei mai importanți și mai răspândiți sunt: oxidul de carbon (IV) CO_2 , acidul carbonic H_2CO_3 și sărurile lui, numite *carbonați* și *hidrogenocarbonați*:

CO_2	H_2CO_3	Na_2CO_3	$NaHCO_3$
oxid de carbon (IV)	acid carbonic	carbonat de sodiu	hidrogenocarbonat de sodiu

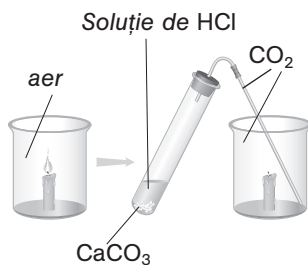


Fig. 4.40. Obținerea CO₂ în laborator.

Oxidul de carbon (IV). Structura. Molecula de CO₂ conține două legături covalente duble polare: O=C=O. În ansamblu însă, molecula este nepolară și se leagă slab cu alte molecule de CO₂. De aceea, gheața uscată (CO₂ solid) se volatilizează fără a se topi, adică se sublimază (amintiți-vă de sublimarea iodului).

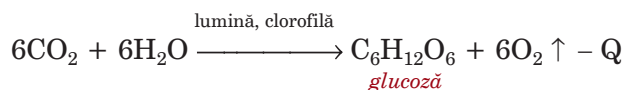
Obținerea. În natură, oxidul de carbon (IV) se formează la oxidarea și arderea compușilor ce conțin carbon, precum și la respirația animalelor și plantelor. Conținutul atmosferic al dioxidului de carbon este de circa 0,03%. În laborator, oxidul de carbon (IV) se obține la acțiunea acidului clorhidric asupra marmurei (fig. 4.40):



Proprietățile fizice. Oxidul de carbon (IV) este un gaz incolor, de 1,5 ori mai greu decât aerul. Are solubilitate redusă: într-un volum de apă, la presiune obișnuită, se dizolvă aproximativ un volum de CO₂.

Proprietățile chimice. Fiind un oxid acid tipic, oxidul de carbon (IV) interacționează cu apa (reversibil), cu oxizii bazici (de exemplu, cu CaO), cu bazele alcaline (NaOH, Ca(OH)₂). De asemenea CO₂ interacționează cu unele săruri (CaCO₃ + H₂O) și cu carbonul. (Unele dintre aceste proprietăți vor fi analizate în continuare.)

Se știe că oamenii și animalele nu pot trăi într-o atmosferă cu exces de dioxid de carbon, iar plantele îl absorb la lumină. Acest proces, numit *fotosinteză*, decurge conform schemei:



Utilizarea. Oxidul de carbon (IV) are multe domenii de utilizare (fig. 4.41).

Menționăm anterior că oxidul de carbon (IV) se conține în aerul inspirat.

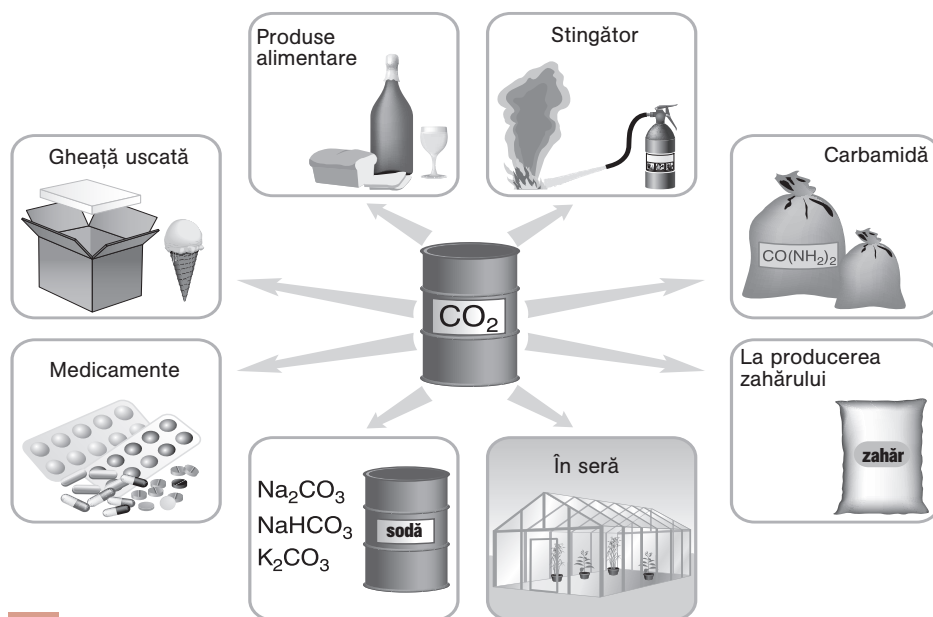
Aerul inspirat conține: 78% azot, 21% oxigen, 0,03% dioxid de carbon și 0,97% alte gaze. Aerul expirat conține: 78,7% azot, 16,3% oxigen, până la 4% dioxid de carbon și până la 1% alte gaze. Evident, compoziția indicată mai sus este relativă.

Acumularea oxidului de carbon (IV) din atmosferă face posibilă viața pe Pământ. Acesta absoarbe radiațiile infraroșii. Dacă CO₂ ar lipsi din atmosferă, clima pământului ar fi mult mai rece și mai uscată. Însă la acumularea a 3% de oxid de carbon (IV) în aerul inspirat, apar tulburări respiratorii, iar la acumularea a 10% de CO₂ survine moartea.

Oxidul de carbon (II), numit și *gaz de cahlă*, este un gaz toxic.

Oxidul de carbon (II) (gazul de cahlă) pătrunde în sânge și leagă fierul din hemoglobină, blocându-i activitatea de transportare a oxigenului în organism. În asemenea situații poate surveni moartea. Primul ajutor în caz de intoxicație cu gaz de cahlă este aerul proaspăt, oxigenul, respirația artificială. Oxigenul pătrunde în sânge, înlătură moleculele de CO și astfel omul este salvat.

Scrie ecuațiile acestor reacții.



Alcătuiește un eseu după schema utilizării dioxidului de carbon.

Fig. 4.41. Utilizarea oxidului de carbon (IV).

EVALUARE

1. Alcătuiește formulele electronică și grafică ale oxidului de carbon (IV). Ce fel de legături chimice există între atomii de carbon și cei de oxigen? Ce valență și ce grad de oxidare prezintă carbonul în CO_2 ?
2. Compară activitatea biologică a oxizilor de carbon CO și CO_2 pe baza cunoștințelor acumulate la chimie și biologie.
3. Cum pot fi înlăturate din aer impuritățile de CO_2 ?
4. Încearcă să descrii circuitul carbonului în natură după schema:
Carbon $\rightarrow$ dioxid de carbon $\rightarrow$ substanțe compuse $\rightarrow$ dioxid de carbon
(în aer, apă, sol)
5. Ce volum de dioxid de carbon se va degaja la interacțiunea acidului sulfuric cu 100 g de:
a) sodă alimentară NaHCO_3 ; b) sodă calcinată Na_2CO_3 ?

4.17. // Acidul carbonic și cele mai importante săruri

Oxidul de carbon (IV) este un oxid acid. Dizolvându-se în apă, CO_2 interacționează parțial cu ea. Se formează acidul carbonic H_2CO_3 , instabil, care se scindează din nou:

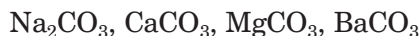


Acidul carbonic este un acid dibazic slab. Acesta disociază în două etape și ecuația finală este:



Acidul carbonic formează două tipuri de săruri – neutre și acide. De exemplu:

Săruri neutre
(carbonați)

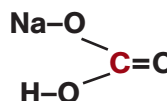
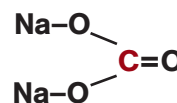
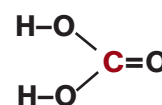


*Săruri acide

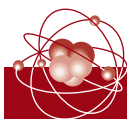
(hidrogenocarbonați)



Acidul carbonic este instabil și nu există ca reactiv chimic. Iar sărurile lui, carbonații, sunt substanțe solide, bine cunoscute și întrebuințate pe larg. De exemplu, CaCO_3 este calcarul, creta, marmura, Na_2CO_3 este sodă calcinată, NaHCO_3 – sodă alimentară.

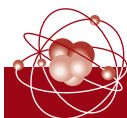


Să nu uităm că NaHCO_3 este sodă alimentară, iar Na_2CO_3 este sodă calcinată, dăunătoare pentru organismele vii.



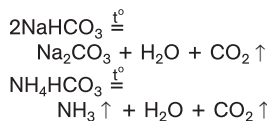
Orizonturile chimiei

Acidul carbonic nu există ca reactiv chimic. El este obținut prin saturarea apei cu dioxid de carbon. Băuturile gazoase – apa minerală, limonada – conțin dioxid de carbon dizolvat sub presiune. Iar în sticlele cu vinuri spumante, dioxidul de carbon apare în procesul de fermentație a mustului. Dioxidul de carbon se formează și la fermentarea aluatului cu drojdii, ceea ce face ca el să crească.



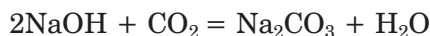
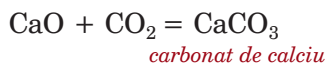
Orizonturile chimiei

- Hidrogenocarbonații se descompun la încălzire, formând două gaze: CO_2 și H_2O (vapori). Iată de ce, la pregătirea aluatului, se adaugă hidrogenocarbonat de sodiu sau de amoniu, care umflă aluatul:

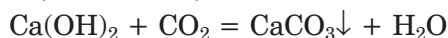


Alcătuiește un eseu despre circuitul carbonului în natură.

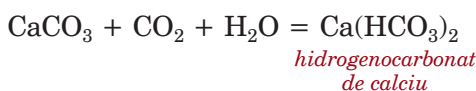
Obținerea și proprietățile carbonaților. Carbonații se obțin prin reacția oxidului de carbon (IV) cu oxizii bazici sau alcaliile:



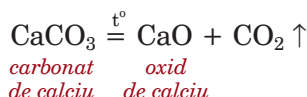
La barbotarea dioxidului de carbon prin apa de var sau prin hidroxidul de bariu (soluție de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sau de $\text{Ba}(\text{OH})_2$), se formează un precipitat alb sau se observă o tulburare, ceea ce servește la *identificarea* oxidului de carbon (IV) și a carbonaților:



În exces de CO_2 , precipitatul de carbonat de calciu se dizolvă, formând hidrogenocarbonatul de calciu:



Carbonații tuturor metalelor (cu excepția celor alcaline!) se descompun la încălzire. De exemplu, calcarul CaCO_3 se descompune în var nestins și dioxid de carbon:



Prezența hidrogenocarbonaților de calciu și de magneziu în apă îi conferă *duritate temporară*. La încălzirea apei, are loc descompunerea sării acide:



Carbonatul de calciu se depune pe pereții vasului, iar dioxidul de carbon se elimină. Deci, prin încălzire sunt îndepărtate sărurile acide de calciu și magneziu din apa dură. Astfel, este *înlăturată duritatea temporară* sau *carbonică* a apei.

Ecuatiile de mai sus explică un fenomen important din natură; ele stau la baza „transportării” în adâncuri și la suprafața solului a mii de tone de calcar. Transportorii sunt CO_2 și H_2O , care dizolvă calcarul. Apele duc apoi calcarul în alte părți, până când, la încălzire, se formează din nou depuneri de calcar.

Identificarea ionului de carbonat CO_3^{2-} și a oxidului de carbon (IV) CO_2

(Consultați normele de lucru în laborator, Anexa 1)



Experiența 12.1. Identificarea ionului de carbonat CO_3^{2-}

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete; soluții de Na_2CO_3 sau K_2CO_3 , HCl.

Turnați într-o eprubetă ~1 ml soluție de carbonat de sodiu sau de potasiu și adăugați 1 ml soluție de acid clorhidric. Ce observați? Scrieți ecuația reacției în forma moleculară și ionică.

Experiența 12.2. Identificarea oxidului de carbon (IV) CO_2

Ustensile și reactivi: dop cu tub pentru evacuarea gazelor, stativ metalic cu cleștar, stativ cu eprubete, spirtieră, surcea; câteva bucățele de marmură soluție de acid clorhidric, apă de var.

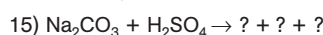
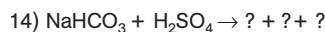
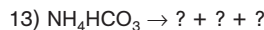
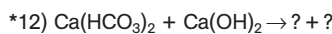
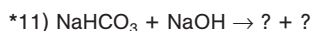
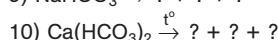
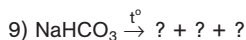
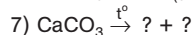
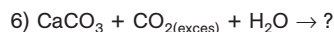
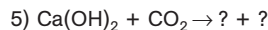
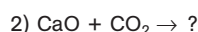
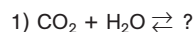
Introduceți într-o eprubetă 2-3 bucățele de marmură. Turnați în ea ~2 ml soluție de acid clorhidric. Închideți repede eprubeta cu dopul prevăzut cu tub pentru evacuarea gazelor, apoi așezați-o în stativul pentru eprubete sau fixați-o cu clema stativului metalic. Introduceți capătul tubului într-o eprubetă uscată (cu gura în sus) pentru a capta CO_2 . Fixați eprubeta cu oxid de carbon (IV) în stativ. Introduceți surcica arzândă în eprubeta cu CO_2 . Ce observați? Explicați cele observate.

Turnați în altă eprubetă apă de var și, introducând tubul pentru evacuarea gazelor, treceți prin ea CO_2 până la tulburarea apei de var. Continuați barbotarea până la limpezirea apei de var. Scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică. Explicați cele observate.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

Completați ecuațiile reacțiilor:

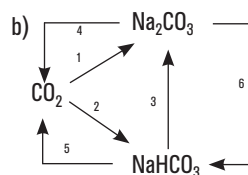
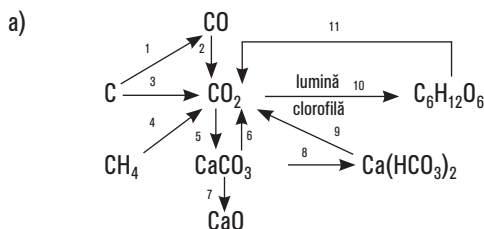


Care dintre aceste reacții: a) are loc în natură; b) decurge în ceainicul în care fierbe apa; c) umflă aluatul la copt; d) alterează calitatea varului; e) se aplică în tehnică, la dedurizarea apei; f) se aplică în industrie, la obținerea varului nestins; g) este reacția de identificare a oxidului de carbon (IV) și a carbonaților; h) se aplică în laborator, la obținerea dioxidului de carbon; i) decurge în stingătorul pus în funcțiune; *j) decurge în momentul când soda alimentară se stinge cu oțet pentru a o adăuga în aluat?

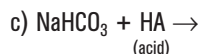


EVALUARE

1. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări și numește toate substanțele:



2. Scrie ecuațiile reacțiilor conform schemelor:



Calculează volumul (c.n.) produșilor gazoși ce se formează din sarea inițială:

a) cu cantitatea de substanță de 1 mol; b) cu masa de 1 g.

Ce variantă vei alege pentru dospirea aluatului?

3. Încearcă să explici din ce cauză e preferabil ca aluatul să se frământă cu sodă și lapte acru, dar nu cu lapte dulce.

*4. La construcția unei case s-au folosit 15 t de mortar ce conține 30% de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Calculează:

a) masa calcarului din care s-a obținut $\text{Ca}(\text{OH})_2$ necesar;

b) masa apei folosite pentru stingerea varului.

5. În trei eprubete se toarnă soluție de clorură de bariu. În prima se adaugă soluție de carbonat de sodiu, în a doua – soluție de carbonat de potasiu, iar în a treia – soluție de nitrat de argint. Apoi în toate eprubetele se toarnă acid azotic. Ce crezi că vei observa? Descrie efectele posibile și explică-le, scriind ecuațiile reacțiilor (în formă moleculară și ionică).

6. Cu ce scop în solurile acide din Republica Moldova se introduce calcar mărunțit? Ce reacție are loc?

Test

DE EVALUARE SUMATIVĂ LA UNITATEA DE ÎNVĂȚARE

NEMETALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ

AZOTUL, FOSFORUL, CARBONUL ȘI COMPUȘII LOR

- I. Se dă șirul de substanțe: N_2 , CO_2 , CH_4 , Fe, NaCl, NO, P_2O_5 . Alege substanțele care au aceeași legătură chimică și numește tipul lor.
- II. Folosind schemele electronice ale atomilor, alcătuește formula electronică a moleculei de NH_3 . Numește tipul legăturii chimice.
- III. Scrie ecuațiile de obținere a amoniacului în laborator și industrie. Arată proprietățile fizice ale acestuia, „tăind” (în caiet) cu o linie răspunsul eronat:
este $\frac{\text{un lichid}}{\text{un gaz}}$; de culoare $\frac{\text{albă}}{\text{incolor}}$; cu miros $\frac{\text{plăcut}}{\text{neplăcut}}$; cu densitate $\frac{\text{mică}}{\text{mare}}$.
- IV. Obține nitrat de cupru (II), carbonat de sodiu, fosfat de potasiu. Scrie ecuațiile reacțiilor respective.
- V. În trei eprubete fără etichete se găsesc substanțe de culoare albă:
a) carbonat de amoniu; b) sulfat de amoniu; c) nitrat de amoniu.
Alcătuește o schemă de identificare a fiecărei substanțe și scrie ecuațiile reacțiilor cu ajutorul cărora se poate demonstra ce substanță se găsește în fiecare eprubetă.
- VI. Calculează volumul oxidului de carbon (IV) (c.n.) ce se poate obține din marmură ($CaCO_3$) cu masa de 1 kg (prin descompunere termică).

4.18. Compușii organici ai carbonului

Din cele mai vechi timpuri, omul a știut să aprecieze și să folosească darurile naturii: grăsimile animale și vegetale, sfecla de zahăr, strugurii și produsele obținute la prelucrarea lor (zahăr, alcool, acid acetic), diferiți coloranți naturali. Studiarea lor în calitate de substanțe chimice a început însă mult mai târziu.

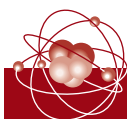
La începutul secolului al XIX-lea, la propunerea chimistului suedez Berzelius, toate substanțele formate în *organismele* animale și vegetale care au în componența lor unul și același element – carbonul, au fost numite *substanțe organice*, iar știința care le studiază – *chimie organică*. Substanțele minerale au fost numite *anorganice*, iar știința care le studiază – *chimie anorganică*.

Deși chimia anorganică și cea organică sunt științe distincte, între ele nu există hotare stricte. Substanțele organice au puncte de tangență cu cele anorganice. Astfel, compușii carbonului sunt considerați organici. În același timp, oxizii de carbon (CO , CO_2), acidul carbonic (H_2CO_3) și sărurile lui, care, de asemenea, conțin carbon, fac parte din compușii anorganici, deoarece se aseamănă mai mult cu aceștia.

O particularitate comună a compușilor organici și anorganici este natura electronică a legăturii chimice și tipurile identice de legături: covalentă polară și covalentă nepolară.

Pe parcursul studierii substanțelor organice vom observa și alte caracteristici întâlnite în compartimentul chimiei anorganice.

Compușii organici sunt foarte diverși și numeroși. Din cele aproximativ 13 milioane de substanțe cunoscute în prezent, doar cca 995 mii sunt anorganice. Astfel, carbonul, împreună cu alte câteva elemente, formează mai bine de 90% din substanțe, iar majoritatea elementelor tabelului



Orizonturile chimiei

Produse alimentare, îmbrăcăminte, încălțăminte, medicamente, coloranți, aparatură electrică, radio și TV, fibre sintetice, mase plastice, cauciuci și combustibili – acestea sunt doar câteva dintre succesele chimiei organice. În același timp, chimia organică este responsabilă și pentru alte tipuri de produse, ce conțin substanțe narcotice, cancerigene, toxice și explozive sau care pot duce la agravarea sănătății noastre și a situației ecologice în ansamblu. Iată de ce este necesară cunoașterea chimiei organice și utilizarea corectă a compușilor organici.

periodic – mai puțin de 10%. Există și alte principii care deosebesc compușii organici de cei anorganici: structura, proprietățile, răspândirea în natură, domeniile de utilizare etc.

Chimia organică este chimia compușilor carbonului.

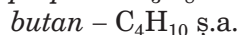
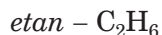
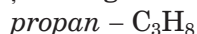
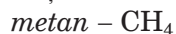
În componența substanțelor organice, alături de carbon, intră atomii de hidrogen, dar și alte elemente, precum oxigenul, azotul, halogenii, sulful și fosforul. În funcție de compoziția lor, substanțele organice se împart în:

- *hidrocarburi* (conțin carbon și hidrogen);
- *compuși organici cu oxigen* (conțin carbon, hidrogen și oxigen);
- *compuși organici cu azot* (conțin obligatoriu carbon, hidrogen și azot, dar pot avea și alte elemente).

Din multitudinea compușilor organici, cea mai simplă compoziție o au *hidrocarburile*. Acestea se divizează în saturate, nesaturate și aromatice. Pentru început, vom studia hidrocarburile saturate ce se găsesc în natură.

Hidrocarburile saturate

Din gazul natural și din petrol, chimiștii au separat hidrocarburi cu un conținut diferit de carbon și hidrogen în moleculă, de exemplu:

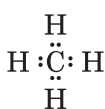


Dacă încercăm să calculăm valența carbonului în aceste substanțe, vom obține diferite numere întregi și chiar fracționare (4; 3; 2,66; 2,5), lucru destul de ciudat și neînțeles! În ce mod sunt legați atomii în aceste molecule? Care este valența carbonului în acești compuși?

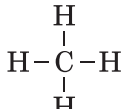
Asemenea întrebări își puneau și chimiștii la începutul dezvoltării chimiei organice.

Către mijlocul secolului al XIX-lea s-a stabilit că în compușii organici, carbonul este totdeauna tetravalent și că atomii de carbon au capacitatea de a se lega între ei în formă de catene. Aceste descoperiri au pus bazele celei mai desăvârșite teorii din chimia organică – *teoria structurii chimice a compușilor organici* (A.M. Butlerov).

Formulele electronice și de structură ale hidrocarburilor saturate. Atomul de carbon $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$ are patru electroni de valență și poate forma patru legături covalente cu atomi de hidrogen $\text{H}\cdot$ sau de carbon. De exemplu, pentru metan, avem următoarele formule:



formula electronică



formula structurală

Proprietățile fizice. Hidrocarburile saturate metan, etan, propan, butan sunt gaze. Urmează apoi lichide și solide. Toate hidrocarburile saturate sunt insolubile în apă și sunt mai ușoare ca apa.

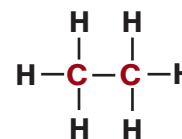
Dintre hidrocarburile saturate, cel mai important este metanul – un gaz mai ușor decât aerul, incolor, insolubil în apă și fără miros. De ce, totuși, gazul natural (folosit în diverse scopuri), care reprezintă metan aproape pur, are un miros specific? Mirosul pătrunzător al gazului natural apare datorită unui mic adaos cu miros specific, introdus special pentru depistarea scurgerilor de gaz.



Jöns Jacob Berzelius
(1779-1848)

Chimist suedez. În 1815 a introdus simbolurile chimice ale elementelor cunoscute până atunci; a divizat substanțele în organice și anorganice.

Etan



Aleksandr Mihailovici Butlerov
(1828-1886)

Chimist rus. În 1861 a emis teoria structurii compușilor organici.



Fig. 4.42. Butelie de oțel pentru amestecul propan-butan.



Fig. 4.43. Utilizarea gazului natural (metan sau propan-butan) în condiții casnice.

Sursele naturale de hidrocarburi

Cărbune

Petrol

Gaz natural

Proprietățile chimice. Arderea. Toate hidrocarburile saturate ard în aer, formând dioxid de carbon și apă și degajând căldură:



metan

Amestecul de metan și aer este exploziv! Din acest motiv sunt foarte primejdioase scurgerile de gaz natural.

Căldura degajată la arderea hidrocarburilor este folosită în gospodării (pentru pregătirea bucatelor, încălzirea încăperilor ș.a.) și în diferite procese industriale.

Propanul arde în mod similar :

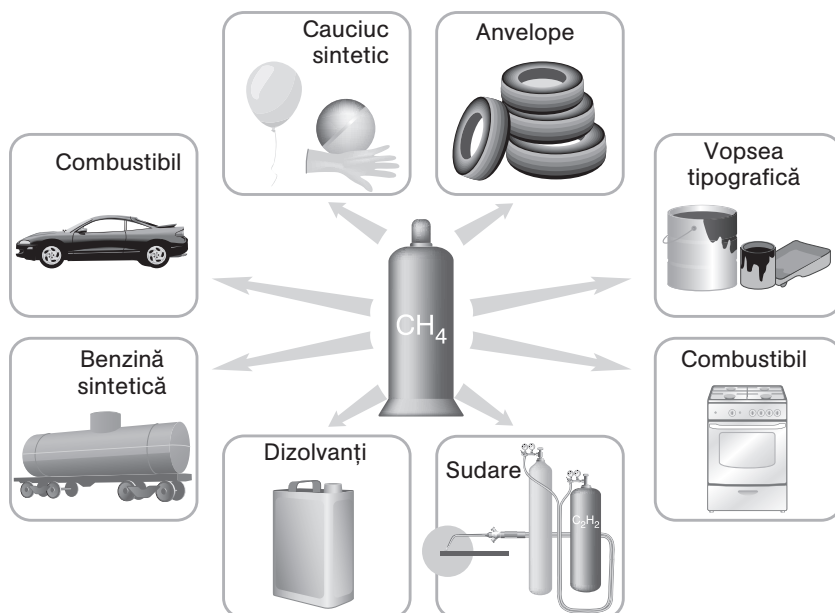


propan

Notă. Ați observat, probabil, că în ecuațiile reacțiilor la care participă substanțele organice, între partea stângă și partea dreaptă a ecuației se scrie o săgeată, și nu semnul egalității.

Surse de hidrocarburi. În natură, metanul se formează la putrezirea anaerobă a organismelor animale și vegetale. El se degajă la suprafața bălților și în mine. Metanul constituie 80-98% din gazul natural, restul revenind celorlalte hidrocarburi gazoase. Hidrocarburile lichide și solide intră în componența petrolului. Hidrocarburile saturate sunt extrase din sursele naturale: gazul natural, petrolul și cărbunele.

Utilizarea. Sub formă de gaz natural, metanul servește drept combustibil în gospodărie. De menționat că gospodăriile neconectate la rețeaua de gaze folosesc în calitate de combustibil amestecul de propan și butan îmbuteliat. În ultimii ani, metanul îmbuteliat este utilizat tot mai mult ca înlocuitor al benzinei pentru unitățile de transport. Din metan și din alte hidrocarburi saturate, în industria chimică se obțin mase plastice, funingine pentru vopseaua tipografică, cauciuc sintetic, etină (acetalenă), diferiți dizolvanți și alte produse prețioase. Domeniile de utilizare a metanului sunt ilustrate în fig. 4.44.



Alcătuiește un eseu despre utilizarea metanului.

Fig. 4.44. Utilizarea metanului.

Influența produșilor de ardere asupra mediului. Omenirea folosește anual circa 7,5 miliarde tone de hidrocarburi. Mai bine de 90% din hidrocarburile extrase sunt arse la uzine și fabrici, în motoarele automobilelor, locomotivelor și avioanelor sau sunt utilizate pentru încălzirea încăperilor și pregătirea bucatelor etc.

Utilizarea hidrocarburilor ca sursă de energie, adică arderea lor, are însă două aspecte negative:

- poluează atmosfera, creează efectul de seră;
- se pierde irecuperabil cantități enorme de hidrocarburi, care ar putea servi ca materie primă pentru sinteza cauciucurilor, țesăturilor, coloranților, medicamentelor, produselor alimentare foarte prețioase.

Efectul de seră. Una dintre problemele ecologice globale este *efectul de seră* – încălzirea atmosferei din cauza emisiilor de gaze, care, acumulându-se, formează o „plapumă” terestră. Este o asemănare cu atmosfera dintr-o seră încălzită la soare și neaerisită.

Principalul gaz responsabil pentru efectul de seră este dioxidul de carbon. De unde apare el? Evident, în mare parte, de pe urma tuturor reacțiilor de ardere care decurg la exploatarea diverselor tipuri de transport (terestru, aerian, acvatic). Republica Moldova numără în prezent peste un milion de unități de transport. Dacă admitem că la ele motoarele cu ardere internă și benzina folosită nu sunt de calitate înaltă, implicarea lor la poluarea atmosferei este cu atât mai evidentă. Alte surse de gaze sunt procesele tehnologice de la uzine și fabrici, de la stațiile de termoficare (încălzire) a încăperilor, utilizarea freonilor, arderea pădurilor, emanările vulcanice etc.

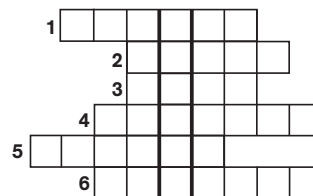
Care pot fi consecințele efectului de seră pentru omenire? Savanții au stabilit că până în anul 2050 temperatura medie globală ar putea crește cu cca 2-4 grade. Iar aceasta înseamnă o topire parțială a ghețarilor, inundații, dezechilibre ecologice.

Ne-am putea noi implica în ameliorarea situației și prevenirea efectului de seră? Da! Cel mai simplu exemplu ar fi să trecem (dacă ne permit împrejurările) de la deplasările cu mașina la mersul cu bicicleta (asemeni unor țări ca Olanda, Vietnam, China), reducând astfel volumul gazelor de eșapament. Este de datoria noastră să contribuim la creșterea și îngrijirea suprafețelor împădurite, la folosirea surselor netradiționale de energie etc.



Cuvântul-cheie al acestui rebus este o sursă naturală de hidrocarburi.

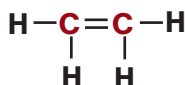
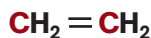
- 1, 2, 3. Principalele componente ale gazului natural.
4. Minereu-combustibil (din mine).
5. Element în hidrocarburi.
6. Un calificativ pentru gazul de eșapament.



EVALUARE

1. Completează ecuațiile reacțiilor:
 - a) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow ? + ?$
 - b) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow ? + ?$
 - c) $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow ? + ?$
2. Din relatările publice aflăm deseori că în apele mărilor și oceanelor au loc scurgeri accidentale de petrol, care se întind pe suprafața apei, punând în pericol flora și fauna acvatică. Anual, în mări și oceane nimeresc cca 12 mln. tone de petrol, aducând daune irecuperabile.
Propune măsuri de soluționare a problemei.
3. Calculează masa apei și a oxidului de carbon (IV) ce se formează la arderea gazului natural cu volumul de 1 m^3 , dacă metanul în gazul natural constituie 89,6% (restul sunt impurități anorganice).
4. Propanul se utilizează pe larg în calitate de combustibil pentru automobile, deoarece este mai ieftin decât benzina și poluează mai puțin mediul înconjurător. Calculează volumul oxigenului necesar pentru arderea propanului cu volumul de $1,12 \text{ l}$ (c.n.).
5. Butanul se utilizează în calitate de combustibil la încălzirea locuințelor. Calculează volumul oxidului de carbon (IV) care se elimină la arderea completă a butanului cu cantitatea de substanță 2 mol.

4.19. Hidrocarburile nesaturate. Polietena și cauciucul

Etenă
(etilenă)

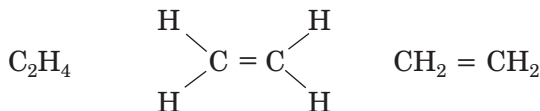
Dat fiind că denumirea veche pentru C_2H_4 este „etilenă”, deseori polimerul ei este numit „polietilenă”.

Ce reacție este caracteristică pentru compușii organici cu legătură dublă: reacția de adiție sau de substituție?

Hidrocarburile care au în structura moleculei o legătură dublă se numesc hidrocarburi nesaturate (etenice).

Primul lor reprezentant este etena (etilenă). Urmează propena, butena etc.

Structura. Formula structurală a etenei este următoarea:

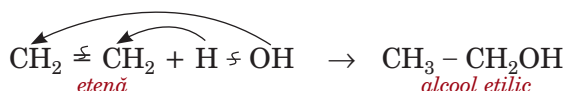


Proprietățile fizice. Etena este un gaz incolor, inodor și puțin solubil în apă, mai ușor ca aerul.

Proprietățile chimice. Arderea. Etena arde în aer, formând dioxid de carbon și apă:



***Reacții de adiție.** Caracteristica principală a etenei constă în faptul că aceasta participă la reacții de adiție la legătura dublă cu scindarea ulterioară a legăturii suplimentare. Prin urmare, etena, fiind o hidrocarbură nesaturată, adăunează apa cu formarea alcoolului etilic:



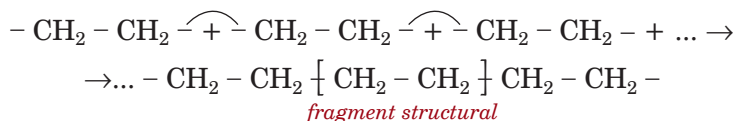
Această reacție stă la baza producerii industriale a alcoolului etilic.

***Polimerizarea etenei.** Datorită scindării legăturii suplimentare, mai multe molecule de etenă se pot lega între ele, formând catene lungi. Acest proces se numește *polimerizare* (din greacă *poli* – „multe”) și este o reacție de adiție.

Să examinăm schema reacției de polimerizare a etenei. Procesul decurge la temperatură și presiune înaltă în prezența unor substanțe ce inițiază reacția (*inițiatori*). În asemenea condiții are loc scindarea legăturii suplimentare din fiecare moleculă de etenă:

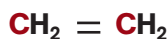
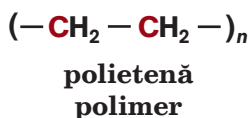
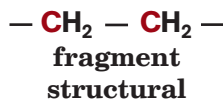


Jumătățile de legături ale atomilor de carbon din moleculele vecine se combină, formând noi legături între molecule:

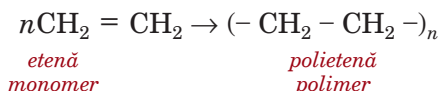


În acest produs, fragmentul $-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ constituie molecula de etenă cu legătura suplimentară scindată. Acesta se repetă de mai multe ori, deci este un *fragment structural*. Molecula formată din mai multe fragmente structurale se numește *polimer*. Substanța din care se obține polimerul se numește *monomer* (din greacă *mono* – „unul”). În cazul dat, etena este monomer.

Combinarea consecutivă a mai multor molecule identice de monomer și formarea unei molecule mari de polimer se numește polimerizare.

etenă
monomer

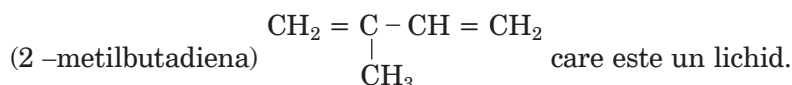
Ecuatia reacției de polimerizare a etenei poate fi scrisă în formă simplificată:



În stânga ecuației n reprezintă numărul moleculelor de monomer, iar în dreapta – de fragmente structurale. Pentru polietenă, n poate depăși valoarea de 1000.

Polietena este un material bine cunoscut și are o utilizare largă. Din ea se fabrică vase și sacoșe pentru produsele alimentare sau nealimentare, lăzi, butoaie, conducte, pelicule etc. Spre deosebire de sticla obișnuită, pelicula din polietenă nu este casantă, permite trecerea razelor ultraviolete, este mai ieftină, mai ușoară și mai trainică, de aceea se folosește la acoperirea serelor (fig. 4.45). Dar, întrucât polietena nu este un material biodegradabil (se păstrează sute de ani) și poluează mediul ambiant, în special prin pungile, sacoșele folosite zilnic, s-a decis a le înlocui cu materiale din bumbac sau lână. Republica Moldova a purces deja la implementarea acestei decizii.

Cauciucul. Cauciucul este un produs de polimerizare a hidrocarburilor ce conțin două legături duble (alcadiene). Cele mai importante hidrocarburi sunt butadiena $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ care este un gaz și izoprenul



Cauciucul natural se extrage din suc lăptos al unor arbori tropicali. Sucul lăptos (latexul) se poate coagula fie la tratarea cu acid, fie direct la încălzire.

Cauciucul natural are formula brută de polimer $(-\text{C}_5\text{H}_8-)_n$.

Principala proprietate a cauciucului este elasticitatea, adică alungirea cu câteva sute de procente sub acțiunea unor forțe de întindere și revenirea la dimensiunile inițiale când forța exterioară încetează.

Cauciucul este sensibil la acțiunea oxigenului, care îl îmbătrânește și îl crapă în timp. Pentru a preveni acest proces, cauciucul natural se încălzește cu sulf la 130-140°C. Procedul este numit *vulcanizare*. La vulcanizare cauciucul își păstrează elasticitatea, își mărește rezistența mecanică, devine insolubil în solvenți organici.

Din butadienă și izopren se pot obține *cauciucuri sintetice* în prezența catalizatorilor organo-metalici.

Cauciucul polibutadienic sintetic se folosește la producerea anvelopelor și la îmbibarea țesăturilor.



Fig. 4.45. Materiale produse din polietenă.

4.20. // Alcoolii. Alcoolul etilic

Compoziția, denumirea și structura. În viața cotidiană, ați avut ocazia să auziți deseori informații despre alcoolul etilic. Cu alcool, medicul dezinfectează locul de unde vă ia sânge pentru analiză sau unde urmează să vă facă o injecție. Toate băuturile alcoolice conțin alcool etilic. El are formula moleculară $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Unii dintre voi au auzit, probabil, și de alco-

Anterior s-a afirmat că numărul elementelor chimice nu poate crește la nesfârșit (pag. 16). În acest context, ce am putea spune în privința creșterii în viitor a numărului de substanțe organice?



alcool metilic – metanol



alcool etilic – etanol

olul metilic, care este o substanță toxică. Acesta are formula moleculară CH_3OH .

Moleculele CH_3OH și $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ sunt alcătuite din rest de hidrocarbură (CH_3- , C_2H_5-) și o grupă hidroxil OH .

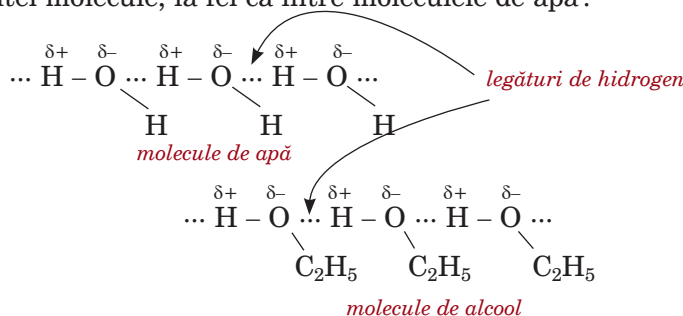
Substanțele organice care conțin în moleculă una sau mai multe grupe hidroxil OH , legate de restul de hidrocarbură, se numesc alcooli.

Denumirile contemporane ale alcoolilor metilic și etilic conțin denumirea hidrocarburilor saturate (alcanilor) cu același număr de atomi de carbon și terminația *ol*: CH_3OH – metanol; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – etanol.

Proprietățile alcoolilor sunt determinate de prezența grupei OH , care mai este numită *grupă funcțională*.

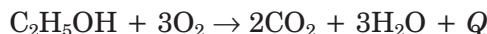
Proprietățile fizice. Alcoolul etilic este incolor, volatil, se dizolvă bine în apă și are un miros specific.

Spre deosebire de hidrocarburile gazoase corespunzătoare CH_4 , C_2H_6 , alcoolii CH_3OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ sunt substanțe lichide datorită prezenței legăturii de hidrogen între moleculele lor. Aceasta se formează între atomul de oxigen electronegativ al unei molecule de alcool și hidrogenul electropozitiv al altei molecule, la fel ca între moleculele de apă:



Asemănarea cu apa condiționează solubilitatea înaltă a alcoolilor inferiori în apă.

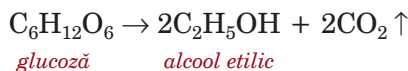
Proprietățile chimice ale alcoolului etilic. Reacția de ardere. Alcoolul etilic arde cu flacără albastruie:



Reacția decurge cu degajare de căldură.

Alcoolul etilic este unul din combustibilii care nu poluează atmosfera. În Brazilia, de exemplu, peste un milion de automobile circulă pe bază de alcool etilic.

***Obținerea.** Cel mai important reprezentant al alcoolilor este alcoolul etilic. Acesta se poate obține la fermentarea substanțelor zaharoase, cum ar fi glucoza (din struguri) și zaharoza (zahărul din sfecla de zahăr, din fructe):



Republica Moldova este o țară agricolă cu suprafețe mari de vii în zona centrală și cea de sud. Astfel, producerea vinurilor și a altor băuturi alcoolice este una din ramurile industriale de bază.

Alcoolul eliminat prin distilarea vinului se numește *alcool alimentar*. El mai poate fi obținut din cartofi, cereale, melasă, fructe (mere, prune, caise), la fermentarea acestora.

În pandemia COVID-19, ce soluții de alcool se foloseau în calitate de dezinfectanți?

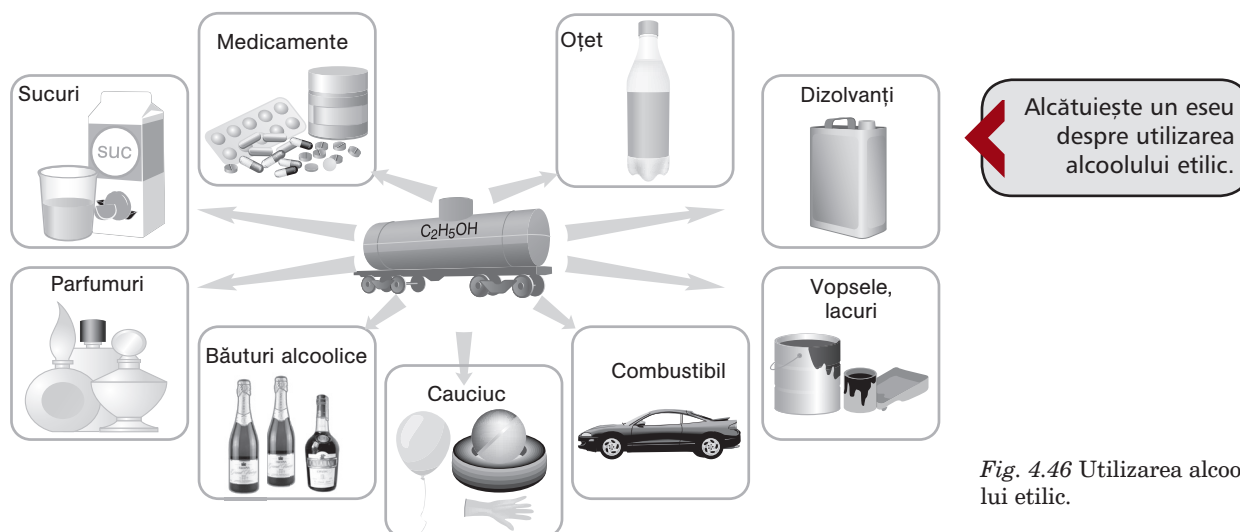
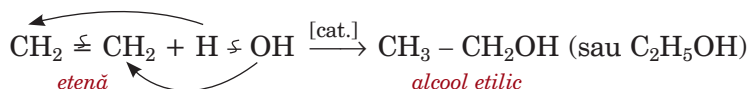


Fig. 4.46 Utilizarea alcoolului etilic.

Alcoolul etilic obținut în industrie din celuloză (lemn) sau din etenă se numește *alcool tehnic*. Acesta este folosit în scopuri tehnice.

Reacția care stă la baza producerii industriale a alcoolului etilic din etenă și apă (hidratarea etenei) decurge conform schemei :



Utilizarea. Alcoolul etilic are proprietatea de a dizolva foarte multe substanțe organice. El este unul dintre cei mai ieftini dizolvanți. *Alcoolul etilic alimentar* se folosește la stabilizarea proceselor de fermentare a sucurilor, la pregătirea băuturilor alcoolice, a medicamentelor și produselor cosmetice. *Alcoolul etilic tehnic* servește ca materie primă în sinteza compușilor organici și este utilizat în calitate de combustibil (fig. 4.46).

Alcoolul metilic, din cauza înaltei sale toxicități, este utilizat doar în scopuri tehnice, ca dizolvanț și ca materie primă în sinteza organică.

Acțiunea biologică. Consumul alcoolului etilic duce la excitarea organismului. În urma întrebuințării îndelungate, alcoolul afectează sistemul nervos, aparatul cardiovascular și cel digestiv. Deosebit de toxic este alcoolul etilic tehnic. El poate conține impurități nocive, care sunt fatale pentru organism.

Alcoolul etilic distruge bacteriile, de aceea este folosit în medicină ca bactericid (dezinfectant).



Otrăvitor!
Doza mortală – 30 ml



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



2. Toamna, după ce culeg strugurii, gospodarii îi zdrobesc și îi lasă în beciuri să fermenteze în butoaie, pentru a obține vin. Ținând cont de natura ambilor produși ai ecuației de fermentare, alcătuiți un eseu explicativ de avertizare.

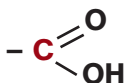


EVALUARE

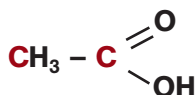
1. Alcătuieste formulele structurală și electronică ale alcoolului etilic și explică ce legături chimice se formează între atomi în molecula lui.
2. Numește grupa funcțională în moleculele de alcooli.
3. Explică proprietățile fizice ale alcoolului etilic:
 - a) starea de agregare lichidă la temperatura obișnuită; b) solubilitatea în apă.
4. Scrie ecuațiile reacțiilor de ardere a alcoolului: a) metilic; b) etilic. Care dintre aceste reacții are importanță practică? Unde este folosită?
5. Numește domeniile de întrebuințare a alcoolului etilic. Explică utilizarea alcoolului etilic, pornind de la proprietățile lui.
6. Ce masă de alcool poate fi obținută la hidratarea a 448 l de etenă (c.n.)?

4.21. Acizii carboxilici. Acidul acetic

Grupa
funcțională
carboxil



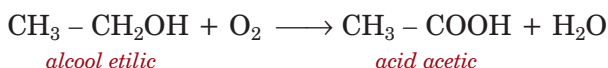
Acid acetic



Compoziția și structura. Acizii carboxilici fac parte din mulțimea de compuși organici ai oxigenului. În compoziția lor intră grupa carboxil COOH.

Există o corelație strânsă între alcooli și acizii carboxilici. Cel mai cunoscut reprezentant al acizilor carboxilici este acidul acetic CH_3COOH . El se poate forma din alcoolul cu același număr de atomi de carbon – $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

Se știe că mustul de struguri fermentează în lipsă de aer și se transformă în vin. Procesul chimic a fost studiat anterior. Glucoza din struguri se transformă în alcool etilic. Astfel se obține vinul, care este păstrat la rece, în butoaie sau butelii, în lipsă de aer. În caz contrar, vinul se oțetește. Prin urmare, în prezența aerului și a fermenților din vin, are loc oxidarea alcoolului etilic până la *acid acetic*:

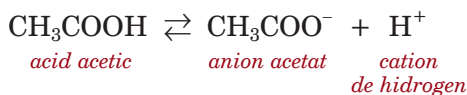


Acidul acetic este componenta de bază a oțetului de masă.

Acizii carboxilici sunt substanțe ce conțin în moleculă grupa carboxil – COOH.

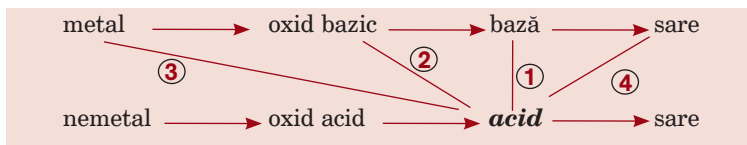
Proprietățile fizice. Acidul acetic este o substanță lichidă, volatilă, care se dizolvă foarte bine în apă. Mirosul acidului acetic este bine cunoscutul miros de oțet.

Proprietățile chimice. După proprietățile lor, acizii carboxilici se aseamănă mult cu acizii minerali, dar sunt acizi mai slabi. În soluțiile apoase, ei disociază slab în cation de hidrogen și anion de rest acid. De exemplu:

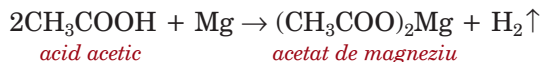


Soluțiile de acizi carboxilici colorează turnesolul în roșu, iar metiloranjul – în roz.

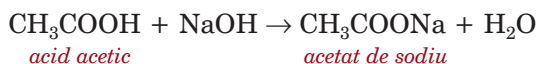
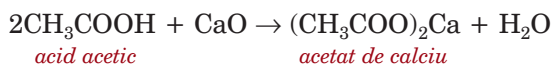
Celelalte proprietăți ale acizilor carboxilici pot fi examinate folosind schema cunoscută a legăturii genetice dintre compușii anorganici :



Interacțiunea cu metalele, oxizii bazici și bazele. Metalele situate până la hidrogen în seria activității metalelor substituie hidrogenul din acizii carboxilici :



La interacțiunea acizilor cu oxizii bazici și cu bazele alcaline, se formează sare și apă :



Interacțiunea cu sărurile. Acidul acetic substituie din săruri acizii instabili (de exemplu, acidul carbonic). Dacă tratăm hidrogenocarbonatul de sodiu cu acid acetic, începe o reacție energetică și se elimină dioxid de carbon :



Utilizarea. Acidul acetic, sub formă de oțet de masă, este folosit pe larg în industria alimentară, la conservarea legumelor. Din acid acetic se obțin coloranți și preparate medicamentoase. Acetatul de fier (III), de exemplu, se utilizează la colorarea țesăturilor, iar acetatul de aluminiu – la pregătirea soluțiilor pentru comprese (fig. 4.47).

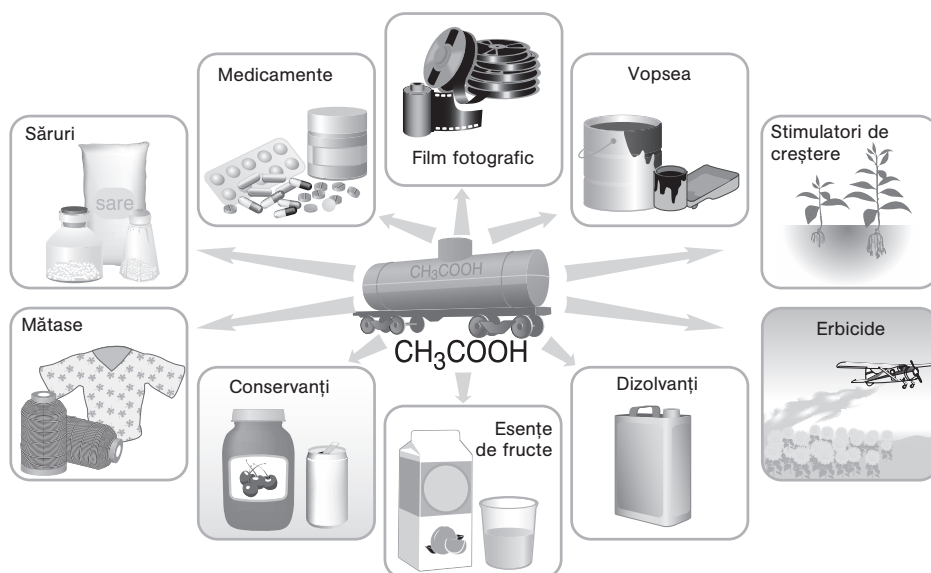


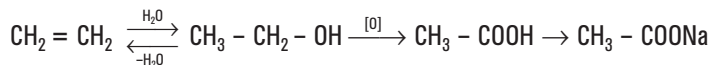
Fig.4.47. Utilizarea acidului acetic.

Alcătuiește un eseu despre utilizarea acidului acetic.

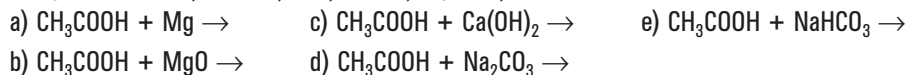


EVALUARE

1. Efectuează următoarele transformări, scriind ecuațiile reacțiilor:



2. Completează ecuațiile reacțiilor și numește produșii:



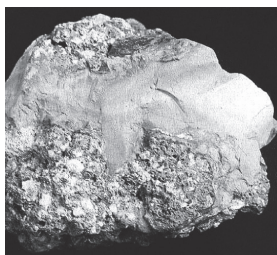
3. Numește domeniile de utilizare a acidului acetic.

4. Aplicând diagrama Venn, explică ce au în comun și prin ce se deosebesc alcoolul etilic și acidul acetic.

5. Pentru pregătirea aluatului cu sodă, aceasta este stinsă cu oțet. Scrie ecuația reacției și calculează volumul (c.n.) oxidului de carbon (IV) care se elimină din 1 g de sodă.

4.22. Siliciul

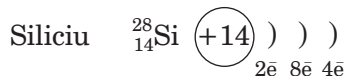
Caolinit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



Cuarț SiO_2

Poziția în tabelul periodic și structura atomului. Elementul chimic siliciu Si este situat în perioada a III-a, subgrupa principală a grupei a IV-a.

Structura atomului este următoarea:



Atomul de siliciu are 4 electroni de valență. În toți compușii săi, siliciul este tetravalent.

Răspândirea în natură. Siliciul se întâlnește în natură doar sub formă de compuși. De exemplu:

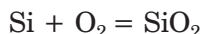
SiO_2 – oxidul de siliciu (*cuarț*), componenta principală a nisipului;

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – *caolinitul*, componenta principală a argilei albe (argila obișnuită, de culoare galbenă, conține și impurități de oxizi de fier);

$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ – *ortoclazul*, alcătuit din silicat de potasiu K_2SiO_3 , aluminat de potasiu KAlO_2 și SiO_2 . Compoziția ortoclazului este redată însă, de obicei, sub forma unei sume de oxizi: K_2O (oxid bazic), SiO_2 (oxid acid) și Al_2O_3 (oxid amfoter).

Proprietățile fizice. Siliciul se prezintă sub două forme alotropice: Si amorf (praf maro) și Si cristalin (gri-negru). Siliciul nu este solubil în niciun solvent.

Proprietățile chimice. Siliciul reacționează cu oxigenul la 600°C :

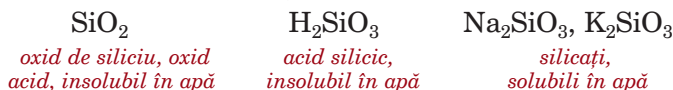


Utilizarea. Siliciul este un bun semiconductor. Din siliciu se fabrică baterii solare, circuite integrate. Conținutul sporit de siliciu în oțel îi mărește rezistența la temperaturi înalte și la acțiunea acizilor.

Cele mai răspândite nemetale în scoarța terestră sunt oxigenul (49,13%) și siliciul (25,7%).

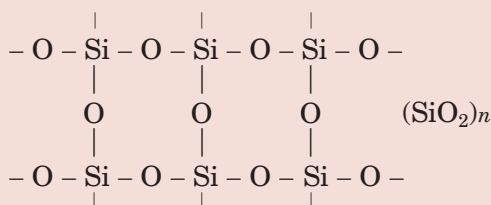
4.23. Compușii siliciului cu importanță practică

Principalii compuși ai siliciului sunt :



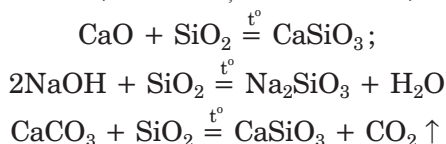
Oxidul de siliciu (IV) SiO_2 este o substanță solidă, transparentă, greu fuzibilă și insolubilă în apă. În natură se întâlnește sub forma mineralului de cuarț. Nisipul din râuri reprezintă oxid de siliciu aproape pur, de aceea mai este numit *nisip de cuarț*. Iar nisipul obișnuit, în afară de SiO_2 , mai conține impurități de oxizi de fier, care îi conferă o nuanță gălbuie. Cuarțul transparent, incolor și foarte pur se numește *cristal de stâncă*.

În cristalul de oxid de siliciu, fiecare atom de siliciu este înconjurat de atomi de oxigen, iar atomii de oxigen – de atomi de siliciu. De aceea, o bucată de cuarț reprezintă o moleculă gigantică, sub formă de polimer, cu următoarea structură :



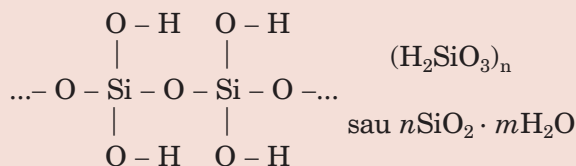
Formula lui poate fi scrisă ținându-se cont de structura polimerică $(\text{SiO}_2)_n$, dar, de obicei, este folosită formula simplă SiO_2 .

Oxidul de siliciu (IV) este un oxid acid. La încălzire (topire), el interacționează cu oxizii bazici, alcaliile și unele săruri, formând silicați :



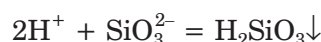
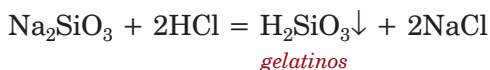
În ultima reacție, oxidul de siliciu înlocuiește oxidul mai volatil (CO_2) din sarea lui.

Acidul silicic și sărurile lui. Acidul silicic are de asemenea o structură polimerică :



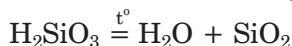
Convențional, acidul silicic este notat prin formula simplă H_2SiO_3 .

Acidul silicic este o substanță gelatinoasă, insolubilă în apă. Din acest motiv, el poate fi obținut în mod indirect prin tratarea cu acizi a silicaților solubili :

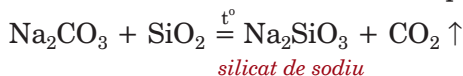


Adaosul de Cr_2O_3 îi conferă sticlei culoare verde.

La o slabă încălzire, acidul silicic se descompune :



Sărurile acidului silicic se numesc *silicați*. Silicații de sodiu și de potasiu sunt solubili în apă. Ei mai sunt numiți *sticlă solubilă*. Se obțin prin topirea nisipului cu alcalii sau cu sodă. De exemplu :

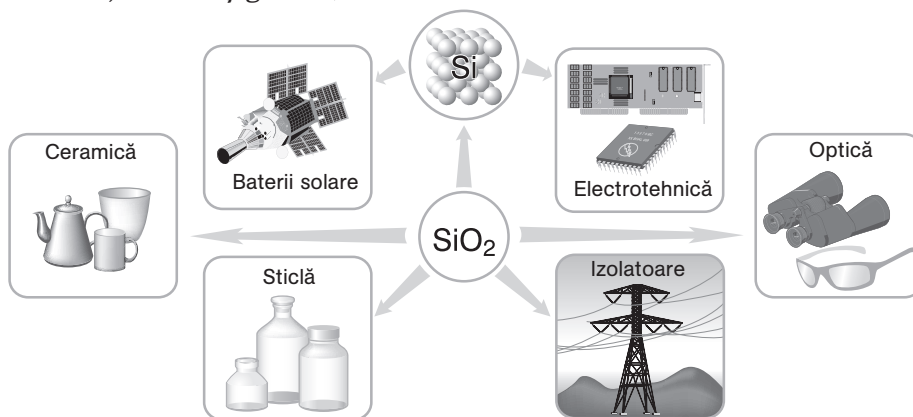


Din silicat de sodiu se prepară chit, ciment, clei (lipici).

Structura silicaților rezultă din cea a acidului silicic și, prin urmare, este de asemenea polimerică.

Utilizarea compușilor siliciului. Argila și nisipul sunt compuși naturali accesibili, folosiți pe scară largă ca materiale de construcție. Prin tratare termică, din argilă și nisip se obțin, pe cale industrială, sticlă, ceramică, ciment (fig. 4.48).

Fig. 4.48. Domeniile de utilizare a siliciului și a compușilor lui.



Sticla obișnuită (pentru geamuri) are compoziția $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Ea se obține la fierberea ($\sim 1500^\circ\text{C}$) unui amestec de sodă Na_2CO_3 , calcar CaCO_3 și nisip SiO_2 . În consecință, se formează silicați de sodiu și de calciu, care sunt topiți în exces de nisip. Masa topită se solidifică și rămâne omogenă, fără a forma cristale. La încălzire, sticla se înmoaie și poate fi modelată. Sticla este un material inert din punct de vedere chimic, aceasta fiind o caracteristică foarte importantă. Din sticlă se produce veselă de diverse tipuri și cu diversă destinație. Modificând compoziția sticlei, se pot obține materiale noi. De exemplu, înlocuirea oxidului CaO cu PbO și a oxidului Na_2O cu K_2O permite obținerea cristallului $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Sticla chimică are compoziția $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Poate fi diversificată și culoarea sticlei. Astfel, adaosul de oxid de cobalt (II) CoO îi conferă culoare albastră, de oxid de crom (III) Cr_2O_3 – culoare verde, iar pulberea de aur – culoare roșie.

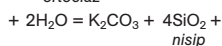
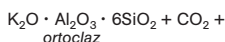
În afară de sticla obișnuită (pentru geamuri), există și sticlă de cuarț. Aceasta se obține prin topirea nisipului de cuarț SiO_2 . Sticla de cuarț, spre deosebire de cea obișnuită, permite trecerea razelor ultraviolete.

Ceramica (din greacă *cheramos* – „argilă”) reprezintă arta prelucrării argilei. Compoziția chimică a argilei este $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Din argila albă se fabrică veselă de porțelan și faianță, iar din cea obișnuită, de culoare galbenă (datorită impurităților de oxizi de fier), se produce veselă simplă (din lut). Argila amestecată bine cu apă formează un



Orizonturile chimiei

- Știți cum se distrug munții? Acidul carbonic (un acid slab) este capabil să substituie acidul silicic din silicați. În natură, are loc dezagregarea mineralelor, în urma căreia se formează argilă și nisip – componentele de bază ale solului:



- Sticla de cuarț a fost descoperită de arheologi în cultura Egiptului Antic și Bagdadului, având vârsta de circa 5 mii de ani.

„aluat“ din care se pot modela diverse obiecte. După uscare, vasele din lut sunt arse la 1 000°C. Are loc eliminarea apei din argilă și chiar din componenta moleculei. Astfel se obține ceramica, un material rezistent, în a cărui moleculă atomii de aluminiu și siliciu alternează cu cei de oxigen. Suprafața obiectelor de ceramică este acoperită apoi cu glazură (email).

Cimentul este un amestec de silicați și aluminați de calciu anhidri. El se obține prin calcinarea marnei (un amestec natural de calcar și argilă). La amestecarea cimentului cu apă, are loc adiția chimică a apei și formarea alumosilicaților cristalohidrați (solizi). Procesul de solidificare a cimentului se numește *întărire* sau *priză*.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



2. Comparați metodele de obținere a acidului carbonic cu cele de obținere a acidului silicic. Cum acționează ei asupra indicatorilor? Ce tărie au acești acizi?



EVALUARE

1. Alege răspunsurile și aranjează-le în două coloane: în stânga – caracteristicile oxidului de siliciu (IV), iar în dreapta – cele ale oxidului de carbon (IV):
a) este alcătuit din molecule separate; b) reprezintă o moleculă polimerică; c) este un gaz; d) este incolor, inodor; e) este o substanță solidă; f) se dizolvă în apă și interacționează cu ea (scrie ecuația reacției); g) este insolubil în apă; h) este un oxid acid.
2. Scrie ecuațiile reacțiilor de obținere a sticlei din: a) Na_2CO_3 , CaCO_3 , SiO_2 ; b) K_2CO_3 , PbCO_3 , SiO_2 .
Numește fiecare tip de sticlă.
3. Ce culori capătă sticla la adăugarea de: a) Cr_2O_3 ; b) CoO ; c) aur?
4. Calculează masa silicatului de sodiu formată la interacțiunea carbonatului de sodiu cu masa de 212 g cu oxid de siliciu (IV).
5. Ce masă de sodă, calcar și nisip se consumă la producerea sticlei cu masa de 100 kg?

Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Nemetalele și compușii lor cu importanță practică”

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, Anexa 1)

LUCRAREA PRACTICĂ



nr. 3

Ustensile și reactivi: stativ cu eprubete, spirtieră, inel din nicrom, lamă de sticlă, hârtie de filtru, pânză, tub de sticlă, CuO – praf; CaCO_3 (marmură); soluții: HCl – 13,6%; metiloranj – 0,1%, AgNO_3 – 0,85%, NaCl – 1,12%; NaOH – 7,4%; reactivi (conform variantelor alese), CuSO_4 – 0,8%; Na_2CO_3 – 1,59%; K_2CO_3 – 2,07%; BaCl_2 – 1,04%; Na_2SO_4 – 0,71%; CaCl_2 – 1,66%; Ca(OH)_2 – 0,17% saturat; FeCl_3 – 0,54%.

Problema 1. Demonstrați că în soluția de acid clorhidric există ioni de hidrogen și ioni de clorură.

Problema 2. Care este compoziția sării de bucătărie? Demonstrați prezența ionilor în substanță.

Problema 3. Determinați în care din cele trei eprubete propuse se află soluție de: a) acid clorhidric; b) hidroxid de sodiu; c) clorură de sodiu.

Problema 4. Obțineți, prin două metode, clorură de cupru.

Problema 5. Cum pot fi înlăturate, din clorura de sodiu, impuritățile de carbonat de sodiu?

Etapele de lucru

Determină
tipul problemei
experimentale.



Alcătuiește planul
rezolvării.



Scrie ecuațiile reacțiilor
corespunzătoare.

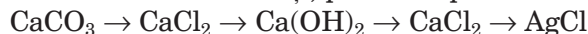


Alcătuiește planul
experimentului.



Efectuează
experimentul.

Problema 6. Efectuați, pe cale experimentală, următoarele transformări :



***Problema 7.** Neavând niciun fel de reactivi suplimentari, determinați în care din cele trei eprubete propuse se află soluție de : a) acid clorhidric ; b) clorură de bariu ; c) carbonat de potasiu.

Problema 8. Obțineți, prin trei metode, clorură de sodiu și separați-o din amestec.

Problema 9. Obțineți, prin trei metode, carbonat de calciu și separați-l din amestec.

Problema 10. Obțineți oxid de fier (III) din FeCl_3 .

Trageți concluzii cu privire la lucrarea efectuată.

Turnați resturile de clorură de argint într-un vas special. Faceți curat la locul de lucru.

Test

DE EVALUARE SUMATIVĂ LA UNITATEA DE ÎNVĂȚARE

NEMETALELE ȘI COMPUȘII LOR CU IMPORTANȚĂ PRACTICĂ

I. Scrie formulele chimice pentru trei substanțe care conțin azot și au diferite tipuri de legătură chimică:

a) covalentă polară _____

b) covalentă nepolară _____

c) ionică _____

II. Încercuiește litera A, dacă afirmația este adevărată, și litera F, dacă afirmația este falsă:

A. F. În substanța NaNO_3 azotul are gradul de oxidare +5.

A. F. Soluția de acid carbonic are mediul bazic.

A. F. Amoniacul se utilizează pentru obținerea îngrășămintelor cu azot.

A. F. Proprietățile nemetalice cresc odată cu creșterea electronegativității.

A. F. Carbonul este cel mai activ nemetal din perioada a II-a.

III. Se consideră că noi trăim într-o lume a carbonului.

a) Indică tipul reacției la care participă carbonul:

	Ecuția reacției	Tipul reacției
1.	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$	
2.	$3\text{C} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + 3\text{CO}$	
3.	$\text{CH}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{C} + 2\text{H}_2$	

b) Indică două domenii de utilizare a carbonului:

1) _____

2) _____

IV. Nemetalele și compușii lor sunt componenții principali atât ai atmosferei și hidrosferei pământului, cât și ai tuturor organismelor vii. Scrie câte o ecuație a reacției chimice pentru fiecare exemplu de interacțiune propus:

a) nemetal + nemetal _____

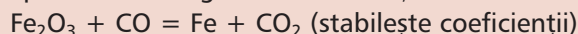
b) nemetal + metal _____

c) oxid de nemetal + apă _____

d) acid + metal _____

V. Rezolvă problema:

Oxidul de carbon (II), numit și gaz de căhlă, se utilizează la reducerea metalelor din oxizii lor prin metoda pirometalurgică. Calculează ce masă de Fe_2O_3 poate fi redusă cu oxidul de carbon (II) cu volumul 672 l (c.n.), dacă procesul decurge conform reacției:



- să argumentezi necesitatea utilizării substanțelor anorganice în diferite domenii ale științei și artei;
- să elaborezi și să prezinți un proiect ce elucidează valoarea chimiei ca știință și artă;
- să formulezi concluzii ce se referă la substanțele anorganice și importanța studierii lor.

5.1. // Chimia și domeniul umanitar al activității umane

Reacțiile chimice au avut întotdeauna efecte spectaculoase, demonstrând că și chimia poate deveni artă. Pigmenții naturali pe care îi întâlnim în picturile preistorice sunt dovada acestui lucru. Substanțele chimice sunt folosite intens la restaurarea operelor de artă și joacă un rol esențial în conservarea patrimoniului artistic și cultural al umanității. În tehnicile moderne se folosesc între 120 și 140 de substanțe sau combinații de substanțe.

Astfel, pentru a obține culori roșiatice, oxizii hidratați de fier ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) se calcinează.

Mineralele care conțin oxizi de mangan au o culoare cafenie.

Pentru obținerea culorii albastre (ultramarin) se folosește procesul de calcinare a amestecului din caolin, carbonat de sodiu și sulf.

Ca pigment de culoare verde se utilizează mineralul „avghit” (Ca, Na) (Mg , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al, Ti) $[(\text{Si}, \text{Al})_2\text{O}_6]$. Mai târziu, culoarea verde se obținea pe baza oxidului de crom (III) și hidratului său.

Însă este important să știm că unii pigmenți conțin substanțe nocive. De exemplu, în Antichitate, pentru culoarea albă se folosea albul de plumb ($2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$). În prezent acesta este înlocuit cu dioxidul de titan și oxidul de zinc.

Nu mai puțin important este rolul chimiei în dezvoltarea designului vestimentar și arhitectural, la realizarea obiectelor decorative și a pieselor de mobilier etc.

Multe dintre obiectele care ne înfrumusețează viața sunt confecționate din sticlă. Sticla este un amestec de oxid de siliciu (IV) cu silicați ai diferitor metale. Sticla obișnuită are compoziția $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ și se obține prin topirea nisipului de cuarț cu piatră de var și sodă calcinată.

Pentru obținerea unei sticle mai rezistente ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$), oxidul de sodiu se înlocuiește cu oxidul de potasiu. Din sticlă de laborator se confecționează diverse ustensile.

Prin înlocuirea oxidului de calciu cu oxid de plumb $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$ se obține sticla cristal (de Bohemia, *fig. 5.1*), din care se realizează diverse obiecte de artă.

Pentru producerea termometrelor, vaselor de laborator de toate tipurile și vaselor de bucătărie se folosește sticla borosilicată (SiO_2 , B_2O_3 , Na_2O , Al_2O_3), așa-numitele sticle Jena, Pyrex. Sticla colorată poate fi obținută prin adăugarea oxizilor care conferă culoare, spre exemplu CuO , pentru tonul albastru, sau Cr_2O_3 , pentru culoarea verde.



Fig. 5.1. Vază din sticlă de Bohemia.

PROIECT

Tema: Chimia – știință și artă**Argument**

Viața modernă a omului civilizat nu poate fi percepută fără aplicarea diferitor substanțe și materiale. Chimia este prezentă nu doar în cotidianul nostru, ci servește ca bază fundamentală și pentru diverse capodopere de artă: tablouri, sculpturi, obiecte decorativ-aplicative.

Datorită chimiei, multe lucrări de artă din vechime au ajuns până astăzi și astfel putem să ne bucurăm și noi de frumusețea lor.

Formați o echipă cu alți colegi și realizați împreună un proiect cu tema dată. Citiți cu atenție punctele de reper.

Probleme de urmărit

- ✓ Chimia în serviciul artei;
- ✓ Importanța chimiei în pictură, sculptură;
- ✓ Stabiliți și descrieți 5 substanțe chimice aplicate în diverse domenii ale artei;
- ✓ Numiți 5 savanți iluștri din domeniul chimiei care au creat capodopere de artă.

Modalități de realizare

- Prezentări PowerPoint
- Postere
- Referate
- Colaje

Modalități de prezentare

- Fiecare echipă stabilește modul de prezentare în fața clasei (poate fi un reprezentant sau mai mulți membri ai echipei).
- Prezentarea se va face în decurs de 8 min.

Criterii de evaluare

- Originalitatea și importanța subiectelor abordate;
- Conținutul științific al proiectului;
- Mesajul transmis de echipă;
- Sursele de documentare pentru realizarea proiectului;
- Încadrarea în timpul acordat prezentării.

5.2. Chimia și tehnologiile moderne

Chimia joacă un rol decisiv în crearea și obținerea diverselor substanțe, care servesc ca materie primă pentru fabricarea diferitor articole necesare în numeroase sfere ale vieții și activității umane. Acestea sunt metalele, ceramica, polimerii, materialele compozite și altele.

Randamentul de producere a *metalelor* crește anual, acest lucru referindu-se, în special, la oțel și aluminiu.

Volumul global de *polimeri* sintetizați se apropie tot mai mult de cel al metalelor. Anual se produc aproape 30 milioane de tone de polimeri sub formă de țesături, fibre, pelicule și mase plastice. Materialele din polimeri sunt ușoare, trainice, maleabile, rezistente la coroziune, sunt buni izolatori.

Se utilizează pe scară largă materialele din polietilenă, capron, lavsan, sticlă organică. Obiectele din aceste substanțe se obțin turnând masa fierbinte de polimer

într-o anumită formă. În acest fel, se fabrică țevi, pixuri, piepteni, nasturi, dopuri, veselă, învelișuri izolante pentru cabluri, prize, întrerupătoare electrice, carcase pentru calculatoare etc.

Pe baza polimerilor se obțin masele plastice – materiale care, în condiții obișnuite, își păstrează forma. În afară de polimeri, masele plastice conțin diferite adaosuri, pigmenți (funingine, talc, hârtie, sticlă organică), care măresc rezistența mecanică a obiectelor și le reduc prețul, deoarece consumul de polimer se micșorează. Pigmenții se adaugă pentru conferirea culorii. Din masă plastică sunt confecționate multe obiecte din jurul nostru.

Materialele compozite sunt materialele viitorului. De ce avem nevoie de ele? Deoarece materialele obișnuite, prin natura lor, au o aplicare limitată. Astfel, metalele au o plasticitate înaltă, dar la temperaturi ridicate se topesc. Materialele ceramice sunt stabile la temperaturi înalte, dar nu sunt plastice. Masele plastice sunt ieftine, ușor de prelucrat, inerte din punct de vedere chimic, dar instabile la temperaturi de peste 200-300°C.

Materialele compozite îmbină calitățile tuturor acestor materiale. De exemplu, fibra de carbon se obține din fibrele de grafit lungi și subțiri, repartizate în polimer. Se aplică în acele domenii care necesită utilizarea unui material dur și ușor. Din fibră de carbon se fabrică nave cosmice, rachete de tenis, undițe, rame de bicicletă etc.

În paragraful anterior am vorbit despre utilizarea sticlei pentru picturi, sculpturi, sticlărie etc.

Sticla poate înlocui metalul, dacă este acoperită cu un strat de plastic.

Materialele din fibră de sticlă sunt utilizate pe scară largă. Fibra de sticlă are o rezistență de până la 40 N/mm², fiind mult mai puternică decât firul de oțel. Utilizarea fibrei de sticlă a dat naștere unei ramuri a științei naturale – fibra optică.

Folosind smaltul de sticlă cu temperatura de topire la 570°C, a fost posibilă acoperirea fiabilă pentru aluminiu. Aluminiul emailat are proprietăți valoroase: rezistență mare la coroziune, elasticitate etc.

Astăzi, în industria construcțiilor se folosește o cantitate mare de materiale bazate pe silicați și materiale ceramice. De exemplu, din ciment și polimeri cu densitate unică sunt produse varietăți de beton ușor. Acest tip de beton are o bună rezistență termoizolantă, absorbție scăzută de umiditate și poate fi prelucrat ușor.

Tehnologiile moderne chimice produc materiale cu proprietăți neobișnuite. Unul din aceste materiale este *nitinolul* – un aliaj din nichel și titan, numit uneori și *metal cu memorie*, pentru că își păstrează și își menține forma inițială. La început, produsele din nitinol se foloseau în scopuri militare. În prezent, cuplajele din nitinol se folosesc tot mai des în economia națională pentru producerea conductelor de gaz, de petrol și de apă. În medicină, fixatorii de nitinol se folosesc pentru conectarea mai eficientă a oaselor fracturate. În stomatologie, cuplajul de nitinol este un material folosit tot mai frecvent.

Astăzi stațiile de telefonie, televiziunile etc. utilizează pe larg cablurile cu fibră optică, astfel întreaga omenire având acces la diverse informații în cel mai scurt timp posibil.



Fig.5.2. Materialele contemporane sunt utilizate în domeniul cosmonauticii.

O aplicare largă au materialele pe bază de rășini fenolformaldehidice. Acestea, sub formă de masă fierbinte (lichidă), sunt amestecate cu deșeuri din lemn, țesături, sticlă sau metal, ceea ce soluționează și problema de protecție a mediului.



Fig. 5.3. Materialele contemporane sunt utilizate la producerea calculatoarelor.

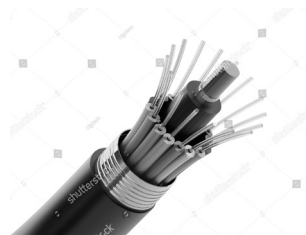


Fig. 5.4. Cablu cu fibră optică.

5.3. // Principii de utilizare inofensivă a substanțelor și reacțiilor chimice

Ecologia – știința care studiază relația dintre organismele vii și mediul lor de viață. Ecologia este o știință complexă, bazată pe cercetările din domeniul zoologiei, botanicii, geneticii, pedologiei, chimiei, biochimiei, fiziologiei, protecției mediului.

Poluarea antropogenă – consecință a activității umane.

Apele reziduale provin din utilizările casnice sau din procesele industriale de la fabrici și uzine. Deversarea lor în apele curgătoare poate crea probleme de sănătate.



Fig. 5.5. Furnalele uzinei nu sunt dotate cu filtre de reducere a emisiilor poluante.

Cea mai importantă cerință a tehnologiilor chimice moderne este puritatea produselor obținute. Astfel, materiile prime utilizate trebuie să conțină cel puțin 99,8-99,9% din substanța de bază. Nu mai puțin importantă este creșterea nivelului tehnic al producției chimice: echipamente moderne, aparate și mașini de ultimă generație, condiții speciale pentru realizarea experiențelor chimice etc. Cu toate acestea, problemele ce vizează poluarea mediului ambiant devin tot mai frecvente și au, în prezent, un caracter global.

Tipurile de poluare a mediului. Orice produs chimic, material biologic patogen sau intervenție fizică ce dăunează sau pune în pericol sănătatea omului și a mediului ambiant (aer, pământ, floră, faună, apă etc.) este considerat *poluant*. În acest context, deosebim mai multe tipuri de poluare. În funcție de proveniență, poluarea poate fi *naturală* și *antropogenă*. Poluarea naturală nu depinde nemijlocit de activitatea sau implicarea omului. Acestea sunt erupțiile vulcanice, scurgerile de petrol sau gaz natural, furtunile, cutremurele de pământ etc. Poluarea antropogenă este legată de activitatea omului.

În funcție de natura poluantului, deosebim următoarele tipuri de poluare:

- *chimică* – poluarea cu deșeuri de polimeri, mase plastice, cauciucuri, pesticide, nitrați, metale nocive (plumb, mercur), poluare cu emisii de la uzinele chimice, cu gaze de eșapament, fum de țigară etc.;
- *biologică* – poluarea cu diverse organisme patogene, vii sau moarte;
- *fizică* – poluarea cu radiații terestre sau cosmice, poluarea fonică, termică etc.

Ca urmare a intensificării procesului de industrializare, a utilizării excesive a îngrășămintelor și pesticidelor, a creșterii densității populației, a numărului unităților de transport și a celui de fumători, a crescut vertiginos și ponderea poluării chimice.

Atenție! O bună parte a celor care încearcă să descrie situația ecologică creată, consideră *chimia* drept principala cauză a poluării.

Chimia poluează? Răspunsul este NU! Nu chimia poartă vina pentru dezastrele ecologice. Examinând anumite situații de poluare din localitate (cu excepția cataclismelor), ajungem la concluzia că, uneori, problemele ecologice apar din cauză că *specialistul* (chimistul, agronomul, tehnologul, managerul, silvicultorul etc.) este incompetent sau iresponsabil și nu respectă tehnologiile de producere sau de utilizare a substanțelor chimice, precum și pe cele de tratare sau depozitare a deșeurilor.

Însăși chimia, ca obiect de studiu sau domeniu de cercetare, a contribuit dintotdeauna la protejarea mediului. Specialiștii chimiști stabilesc natura poluantului, concentrația lui în mediul ambiant, determinând concentrația admisibilă, care nu prezintă pericol pentru organismele vii.

De comun acord cu tehnologii, sunt căutate măsuri de prevenire sau lichidare a poluărilor de pe urma accidentelor ecologice naturale sau antropogene. În acest scop, sunt elaborate filtre pentru reducerea emisiilor poluante gazoase, cu care mai apoi sunt dotate uzinele, unitățile de transport. Concomitent, se încearcă înlocuirea materialelor utilizate până acum pentru fabricarea veselei și a pungilor (care poluează exce-

siv mediul ambiant) cu materiale polimerice biodegradabile. Una dintre măsurile eficiente, la care contribuie chimiștii, este recuperarea și valorificarea optimă a reziduurilor reutilizabile (hârtia, plasticul, sticla etc.), obținerea biogazului din deșeurile menajere ș.a.

Demonstrând acțiunea nocivă (cancerigenă) a fumatului, chimiștii au contribuit la lansarea apelului de interzicere a fumatului în locurile publice (instituții de învățământ, spitale, teatre, mijloace de transport etc.).

Atitudine civică. Pe parcursul studierii chimiei (clasele a 7-a – a 9-a), la fiecare temă au fost puse în evidență sursele posibile de poluare a mediului (ploile acide, distrugerea stratului de ozon, impactul oxizilor CO, CO₂, NO₂, efectul de seră etc.). Au fost propuse și unele măsuri de prevenire sau de combatere a poluării.

Noi, cei care studiem și cunoaștem chimia, trebuie să observăm toate cazurile de poluare din comunitatea noastră și să ne implicăm în soluționarea problemelor de „atac asupra mediului”. Să luăm atitudine de-a lungul întregii vieți, începând cu anii de școală.

Sănătatea noastră, calitatea vieții noastre depind de sănătatea mediului în care trăim.

Este de datoria fiecărei persoane să îl protejeze!



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Examinați temele studiate în manualul de chimie pentru clasa a 9-a și evidențiați momentele ce țin de poluare și de protecția mediului.
2. Descrieți cazurile de poluare a mediului remarcate în localitatea voastră. Ce măsuri au fost luate pentru combaterea poluării? Care a fost contribuția voastră?
3. Propuneți activități de ameliorare a stării unui parc, râu, lac, izvor etc. din localitatea voastră.
4. Examinați figurile (din acest manual) ce relevă domeniile de utilizare a diverselor substanțe chimice. Stabiliți corelația dintre chimie și alte domenii (fizică, medicină, biologie, ecologie, matematică, limba română, istorie, pictură, muzică ș.a.).



EVALUARE

1. Caracterizează următoarele materiale:
 - a) metale;
 - b) ceramică;
 - c) polimeri;
 - d) materiale compozite.
2. Ce se confecționează din:
 - a) metale;
 - b) ceramică;
 - c) polimeri;
 - d) materiale compozite?
3. Alcătuieste un scurt eseu despre rolul chimiei în obținerea și producerea materialelor contemporane.
4. Ce reprezintă un poluant? Enumeră tipurile de poluare a mediului.
5. Dă exemple de poluare chimică.
6. Care este rolul chimiei în protejarea mediului ambiant?
7. Explică procesul de poluare cauzat de unitățile de transport și propune modalități de reducere a emisiilor nocive.
8. Indică 2-3 pictograme de avertizare, de care trebuie să ținem cont pe parcursul vieții.



Fig. 5.6. Ca urmare a poluării apelor cu petrol, sunt distruse flora și fauna acvatică.

5.4. // Utilizarea inofensivă a substanțelor și reacțiilor chimice

În acest subcapitol sunt propuse câteva exemple de probleme și rezolvările lor practice, cu ajutorul substanțelor chimice prin metode inofensive.

Exemplul nr. 1

De pe diferite obiecte și suprafețe trebuie înlăturate o serie de pete : de rugină, unt, cafea, iod, suc de morcov, suc de vișine, sos de carne. Aveți la dispoziție următoarele mijloace : înălbitor, detergent de rufe, bec cu raze ultraviolete, pastă de dinți, acid citric, acetonă. Selectați metodele adecvate pentru scoaterea fiecărui tip de pete.

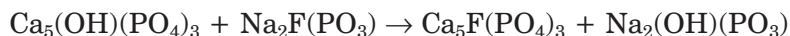
Soluții :

- Pata de rugină poate fi înlăturată cu acid citric, care o decolorează.
- Pata proaspătă de unt poate fi scoasă ușor cu acetonă sau cu pastă de dinți.
- Petele de cafea, suc de morcov, suc de vișine pot fi scoase cu înălbitor.
- Sosul de carne poate fi scos cu detergent de rufe, care conține fermenți.
- Petele de suc de morcov mai pot fi înlăturate la soare, deoarece conțin caroten, un pigment natural foarte sensibil (petele se scot cu raze ultraviolete).
- Petele de iod se scot cu benzină, dar și la încălzire, prin sublimare.

Exemplul nr. 2

După ce mâncăm fructe, în special mere, dinții devin foarte sensibili la alimentele reci și fierbinți. Această senzație poate fi înlăturată dacă ne spălăm de două ori pe zi pe dinți cu pastă ce conține fluor. Cum poate fi explicat fenomenul din punctul de vedere al chimiei, dacă se știe că smalțul dentar are o compoziție asemănătoare cu cea a mineralului $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$?

Soluții : Smalțul dentar, după compoziție, face parte din clasa sărurilor bazice, deoarece conține gruparea OH. Toate sărurile bazice se dizolvă ușor în acizi, chiar și în acizii slabi, precum acidul citric sau acidul oxalic, ce se găsesc în fructele acre. Anume dizolvarea parțială a smalțului face dinții mai sensibili la fierbinte și la rece. Ionul-fluorură ce se găsește în pasta de dinți substituie ionul-hidroxil din compoziția smalțului dentar :



În acest caz, se formează fluoroapatita de calciu, mai puțin solubilă în acizi.

Exemplul nr. 3

Un preparat cu o toxicitate scăzută, care poate fi folosit, pentru combaterea bolilor la plante, poate fi pregătit din cenușă de lemn : 1 kg de cenușă se fierbe în 4 l de apă în decurs de o oră, se lasă să se răcească, după care se filtrează și se adaugă 10-20 g de săpun.

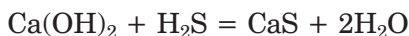
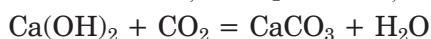
Cum acționează acest preparat și din ce grupă de pesticide face parte : organice sau anorganice ?

Soluții: Cenușa constă din compuși anorganici, în special din carbonați de potasiu, magneziu și calciu. Principalul component este K_2CO_3 , de aceea preparatul obținut face parte din pesticidele anorganice.

Exemplul nr. 4

Una din problemele cu care se confruntă fermierii este curățarea aerului la fermele de animale, poluat cu vapori de apă, dioxid de carbon (IV), amoniac și sulfură de hidrogen. Poluarea aerului duce la micșorarea productivității animalelor și influențează asupra sănătății crescătorilor de animale. Într-o astfel de atmosferă, ventilatoarele electrice se defectează. Se știe însă, că aerul din aceste încăperi poate fi curățat și cu alte mijloace. Poate oare văruierea frecventă a pereților și gardurilor să influențeze compoziția aerului?

Soluții: Da, văruierea poate să îmbunătățească calitatea aerului la ferme, întrucât varul absoarbe CO_2 și H_2S prin reacțiile:



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Aduceți de acasă cutii sau flacoane în care au fost medicamente. Citiți informația de pe ele. Determinați din ce clasă de compuși fac parte componentii fiecărui medicament. Încercați să găsiți informații suplimentare despre aceștia (utilizarea, formula moleculară și de structură etc.).
2. La restaurarea tablourilor, cu ce sunt tratate petele negre de sulfură de plumb PbS pentru a le înalbi? Argumentați, scriind ecuația reacției.
3. Indicați câte un exemplu de utilizare a substanțelor chimice în viața cotidiană. Descrieți acțiunea lor.

Autoevaluare!

1. Completează spațiile libere:
 - a. Atomul are o structură complexă, fiind
 - b. Numărul electronilor din învelișul electronic al unui atom este egal cu
 - c. Tabelul periodic este alcătuit din
 - d. Electronegativitatea elementelor chimice ... în perioadă de la stânga spre dreapta.
 - e. Caracterul metalic în subgrupele principale ... de jos în sus.
2. Modelează formarea legăturilor chimice în substanțele: NH_3 , N_2 , KCl . Precizează tipul fiecărei legături.
3. Grupează substanțele cu formulele: HBr , Br_2 , $NaBr$, K_2O , SO_2 , P_2O_5 , O_2 , MgO , după tipul legăturii chimice și argumentează.

4. Completează spațiile libere pentru elementele:

	Element	Oxid superior	Bază/acid
a)	Na	_____	_____
b)	Al	_____	_____
c)	S	_____	_____
d)	N	_____	_____

5. Scrie în spațiul liber din stânga numerelor de ordine a elementelor din coloana A litera corespunzătoare unei caracteristici din coloana B:

A	B
_____ 1. Sodiu	a) formează oxizi bazici
_____ 2. Clor	b) formează oxizi amfoteri
_____ 3. Magneziu	c) are cea mai mică electronegativitate
_____ 4. Aluminiiu	d) are cea mai mare electronegativitate
_____ 5. Fluor	e) are gradul de oxidare -1

6. Conținutul de brom în creierul uman constituie 15-30 mg în 100 g țesături. Greutatea creierului uman al unui adult este egală cu 900-1200 g. Ce masă de brom se conține în creierul uman?
7. Necesarul de fosfor al unui om în 24 de ore constituie 1g. Partea de masă a fosforului în unele alimente este: carne – 0,204%; ouă – 0,224%. Câtă carne și ouă trebuie să introducem în dieta zilnică, pentru a satisface necesitatea de fosfor a organismului uman?
- *8. Un gaz obținut la interacțiunea clorurii de amoniu cu cantitatea de substanță de 0,2 mol cu exces de hidroxid de sodiu a fost absorbit de o soluție de acid sulfuric cu masa de 20 g și partea de masă a acidului egală cu 49%. Determină masa sării formate. Ce sare este și ce importanță are?
9. Partea de masă a oxidului de fier (III) în minereul de fier constituie 80%. Câte automobile pot fi produse din metalul obținut din minereul cu o masă de 47 t, dacă pentru un automobil sunt necesare 1,2 t de fier?
10. Pentru clorurarea apei potabile se consumă clor cu masa de 0,002 mg la 1l de apă. Ce volum de clor este necesar pentru prelucrarea apei potabile cu masa de 120 t?

ANEXE

Anexa 1

I. Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie

1. Înainte de a începe lucrul în cabinetul de chimie, verificați starea recipientelor și aparatelor.
2. Îmbrăcați halatele; la indicația profesorului, pot fi folosite și alte mijloace de protecție (ochelari, mănuși speciale etc.).
3. Citiți atent eticheta de pe vasul din care urmează a se lua reactivul necesar.
4. Vasele cu reactivi nu se lasă deschise. Nu trebuie să schimbați locul dopurilor și pipetelor pentru reactivi.
5. Luați doar cantitatea de reactiv indicată în instrucțiune.
Notă. În scopul economisirii reactivilor/materialelor din laborator și protejării mediului ambiant, toate experiențele se vor efectua cu cantități mici de reactivi.
6. Resturile de reactivi nu se toarnă înapoi în recipient, ci se varsă într-un balon special pentru resturi sau se predau laborantului.
7. Reactivii nu se iau cu mâna, ci cu un instrument special (linguriță, spatulă).
8. Se interzice ca reactivii să fie gustați, deoarece majoritatea lor sunt otrăvitori.
9. Mirosul reactivilor se determină în felul următor: prin mișcări ușoare ale mâinii deasupra vasului, gazul se îndreaptă spre nas.
10. Dacă, întâmplător, ați vărsat reactivi pe piele sau pe haine, se spală locul cu apă și se anunță imediat profesorul (sau laborantul).
11. Obiectele fierbinți nu se pun pe masă, ci pe un suport special.
12. Se interzice efectuarea experiențelor în afara celor prevăzute de lucrarea dată.
13. Fiți precauți cu focul! Nu se lucrează cu reactivi inflamabili la foc direct. În caz de incendiu, flacăra se acoperă cu nisip, cu o bucată de stofă sau cu un prosop, pentru a opri accesul aerului (în lipsa aerului focul se va stinge).
14. La încheierea experienței, faceți ordine la locul de lucru.
15. Spălați-vă pe mâini cu apă.

Toți elevii sunt obligați să respecte aceste reguli; nerespectarea lor poate avea urmări grave: arsuri, răniri, intoxicații.

II. Indicații privind pregătirea și efectuarea lucrărilor practice

Pentru a înțelege și a însuși Chimia, este necesar ca, treptat, pe parcursul studierii materialului teoretic, să fie îndeplinite toate lucrările practice și experiențele de laborator din manual. Pentru a efectua experiențele chimice cu succes, trebuie să rețineți și să respectați cu strictețe tehnica securității muncii în cabinetul (laboratorul) de chimie.

Elevii se vor pregăti din timp pentru fiecare lucrare practică:

- a) vor repeta tema corespunzătoare din manual;
- b) vor citi cu atenție conținutul lucrării;
- c) în caietul de lucrări practice, vor face notițe privitoare la conținutul lucrării (utilajul și reactivii necesari, mersul lucrării, desenul aparatului), lăsând loc pentru observații și concluzii asupra experimentului efectuat;
- d) vor repeta normele de lucru (vezi I), vor memora atenționările speciale pentru lucrarea dată (dacă există).

Fiecare elev/elevă va îndeplini toate experiențele la locul său de lucru, folosind utilajul și reactivii puși la dispoziție.

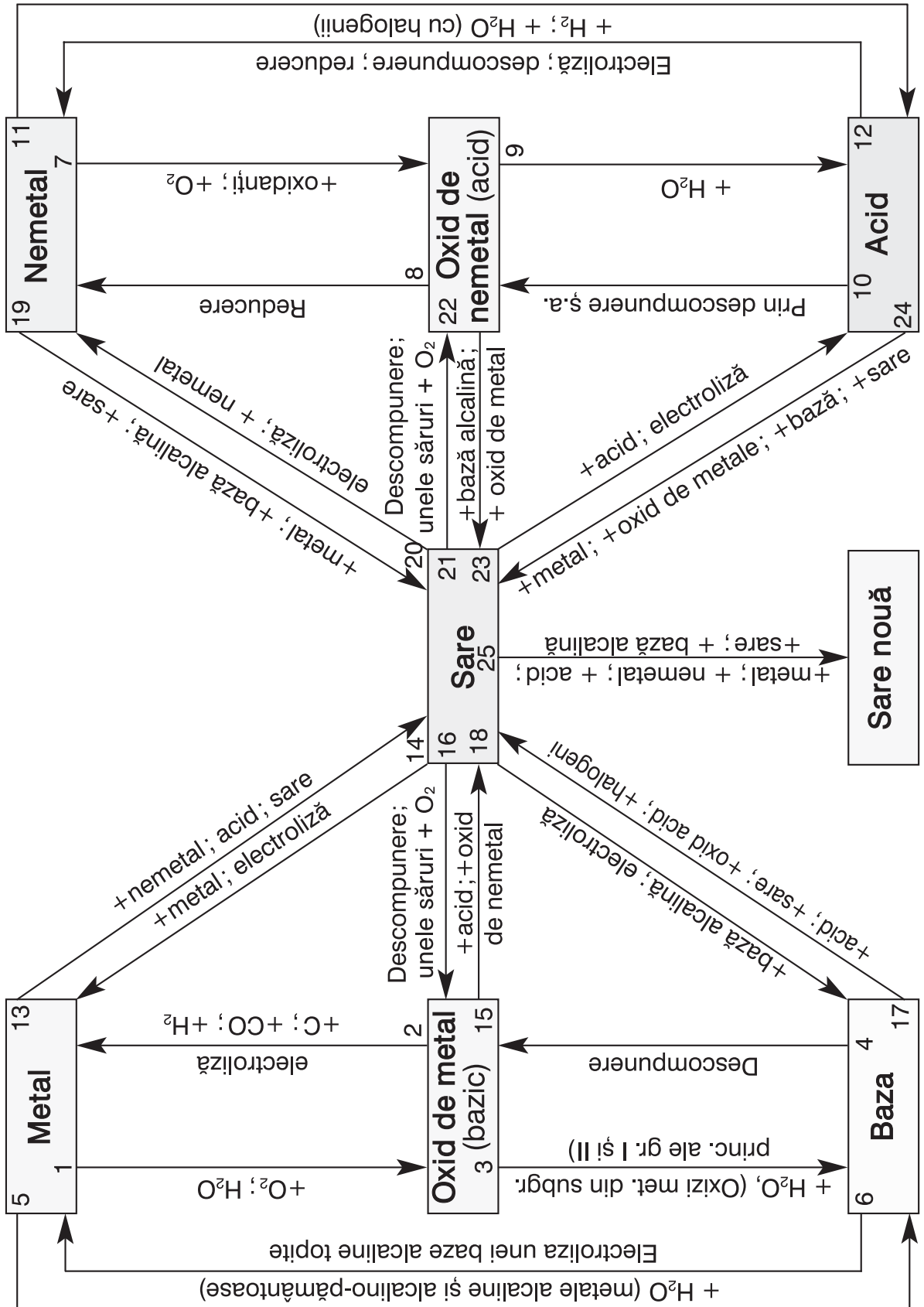
Anexa 2. Solubilitatea în apă a acizilor, bazelor și sărurilor

Cationi Anioni	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 (mai mult de 1 g în 100 g de apă); P – puțin solubilă (de la 1 g până la 0,01 g în 100 g de apă); I – insolubilă (mai puțin de 0,01 g în 100 g de apă); „—” – substanța nu există sau se descompune în apă; ↑ – substanța se degajă sub formă de gaz sau se descompune cu degajare de gaz.

Anexa 3. 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

Anexa 4. Legătura genetică dintre clasele de substanțe anorganice

Anexa 5. Denumirile și formulele unor oxizi și hidroxizi ai metalelor

<i>Oxizii metalelor</i>		<i>Hidroxizii metalelor</i>	
<i>Denumirea</i>	<i>Formula</i>	<i>Formula</i>	<i>Denumirea</i>
<i>Oxizi bazici</i>		<i>Baze solubile – baze alcaline</i>	
Oxid de litiu	Li_2O	LiOH	Hidroxid de litiu
Oxid de sodiu	Na_2O	NaOH	Hidroxid de sodiu
Oxid de potasiu	K_2O	KOH	Hidroxid de potasiu
Oxid de calciu	CaO	Ca(OH)_2	Hidroxid de calciu
Oxid de bariu	BaO	Ba(OH)_2	Hidroxid de bariu
		<i>Baze insolubile</i>	
Oxid de fier (II)	FeO	Fe(OH)_2	Hidroxid de fier (II)
Oxid de cupru (II)	CuO	Cu(OH)_2	Hidroxid de cupru (II)
<i>*Oxizi amfoteri</i>		<i>*Baze amfotere</i>	
Oxid de fier (III)	Fe_2O_3	Fe(OH)_3	Hidroxid de fier (III)
Oxid de zinc	ZnO	Zn(OH)_2	Hidroxid de zinc
Oxid de aluminiu	Al_2O_3	Al(OH)_3	Hidroxid de aluminiu

Anexa 6. Denumirile și formulele unor oxizi acizi, acizi și ale resturilor lor acide

<i>Oxizi acizi</i>		<i>Acizi</i>		<i>Resturi acide</i>	
<i>Denumirea</i>	<i>Formula</i>	<i>Denumirea</i>	<i>Formula</i>	<i>Formula</i>	<i>Denumirea</i>
<i>Acizi oxigenați</i>					
Oxid de sulf (IV)	SO_2	Sulfuros	H_2SO_3	$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{S}}}\text{O}_3$	Sulfit
Oxid de sulf (VI)	SO_3	Sulfuric	H_2SO_4	$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{S}}}\text{O}_4$	Sulfat
Oxid de carbon (IV)	CO_2	Carbonic	H_2CO_3	$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{O}_3$	Carbonat
Oxid de siliciu (IV)	SiO_2	Silicic	H_2SiO_3	$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{Si}}}\text{O}_3$	Silicat
Oxid de azot (V)	N_2O_5	Azotic	HNO_3	$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{N}}}\text{O}_3$	Nitrat
Oxid de fosfor (V)	P_2O_5	Fosforic	H_3PO_4	$\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{P}}}\text{O}_4$	Fosfat
<i>Acizi neoxigenați</i>					
Fluorhidric	HF		$\overset{\text{F}}{\text{H}}$		Fluorură
Clorhidric	HCl		$\overset{\text{Cl}}{\text{H}}$		Clorură
Bromhidric	HBr		$\overset{\text{Br}}{\text{H}}$		Bromură
Iodhidric	HI		$\overset{\text{I}}{\text{H}}$		Iodură
Sulfhidric	H_2S		$\overset{\text{S}}{\text{H}_2}$		Sulfură

Anexa 7. Tabelul periodic al elementelor chimice

GRUPE DE ELEMENTE															
PERIOADE	Ia	IIa	IIIB	IVb	Vb	VIB	VIIb	VIIIb	IIb	IIIA	IVa	Va	VIA	VIIa	VIIIA
I	1 H HIROGEN 1,008													2 He HELIU 4,003	
II	3 Li LITIU 6,939	4 Be BERILIU 9,012												9 F FLUOR 18,998	10 Ne NEON 20,183
III	11 Na SODIU 22,990	12 Mg MAGNEZIU 24,312												17 Cl CLOR 35,453	18 Ar ARGON 39,948
IV	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 51,99	25 Mn MANGAN 54,94	26 Fe FER 55,85	27 Co COBALT 58,93	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
V	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	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
VI	55 Cs CESIU 132,91	56 Ba BARIU 137,33	57 La* LANTAN 138,91	58 Hf HAFNIU 178,49	59 Ta TANTAL 180,95	60 W WOLFRAM 183,85	61 Re RENIU 186,21	62 Os OSMIU 190,20	63 Ir IRIDIU 192,22	64 Pt PLATINA 195,09	65 Au AUR 196,97	66 Hg MERCUR 200,59	67 Tl TALIU 204,37	68 Pb PLOMB 207,19	69 Bi BISMUT 208,98
VII	87 Fr FRANCIU [223,02]	88 Ra RADIU [226,03]	89 Ac** ACTINIU [227,03]	90 Rf RUTHERFORDIU [261,11]	91 Db DUBNIU [262,11]	92 Sg SEABORGIU [263,12]	93 Bh BOHRMIU [264,12]	94 Hs HASMIU [265,13]	95 Mt METIUM [266,14]	96 Ds DAMSTADIU [267,15]	97 Rg ROENTGENIUM [268,16]	98 Cn COPERNICIUM [269,17]	99 Fl FERMIUM [270,18]	100 Mc MOSCOWIUM [271,19]	101 Lv LIVERMORIUM [272,20]
Oxizi superiori	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄	R₂O	RO	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄
Compusi cu hidro-gen											RH₄	RH₃	H₂R	HR	
* LANTANIDE	58 Ce CEZIU 140,91	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 Dy DISPROSIU 162,50	66 Ho HOLMIU 164,93	67 Er ERBIU 167,26	68 Tm TULIU 168,93	69 Yb YTERBIU 173,04	70 Lu LUTETIU 174,97	71	
** ACTINIDE	90 Th TORIU 232,04	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 Cf CALIFORNIU 251,08	98 Es EINSTEINIU 252,08	99 Fm FERMIU 257,09	100 Md MENDELEVIU 258,10	101 No NOBELIU 259,10	102 Lr LAWRENCIU 262,10	103	

Simbolurile metalelor sunt date în tabel cu culoare neagră, simbolurile nemetalelor – cu bordo, simbolurile elementelor ce formează compuşii amfo-teri – cu roz.

Dragalina, Galina.

Chimie : Manual pentru clasa a 9-a / Galina Dragalina,
Nadejda Velișco ; redactor coordonator : Tatiana Litvinova ;
Ministerul Educației și Cercetării al Republicii Moldova. –
[Chișinău] : Arc, 2023 (Unisoft, Ucraina). – 135 p. : fig.

Editat din bugetul de stat. – [35700] ex.

ISBN 978-9975-0-0756-6.

54(075.3)

D 73

UNISOFT Imprimat în Ucraina.

Tabelul periodic al elementelor chimice

PERIOADE		GRUPE DE ELEMENTE												
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
I	1	H 1.008 HIDROGEN									He 4.003 HELIU			
II	2	Li 6.939 LITIU	Be 9.012 BERILIU	B 10.811 BOR	C 12.011 CARBON	N 14.007 AZOT	O 15.999 OXIGEN	F 18.998 FLUOR			Ne 20.183 NEON			
III	3	Na 22.990 SODIU	Mg 24.312 MAGNEZIU	Al 26.982 ALUMINIU	Si 28.086 SILICIU	P 30.974 FOSFOR	S 32.064 SULF	Cl 35.453 CLOR			Ar 39.948 ARGON			
IV	4	K 39.10 POTASIU	Ca 40.08 CALCIU	Sc 44.96 SCANDIU	Ti 47.88 TITAN	V 50.94 VANADIU	Cr 52.00 CROM	Mn 54.94 MANGAN	Co 58.93 COBALT	Ni 58.69 NICHEL				
	5	Cu 63.55 CUPRU	Zn 65.39 ZINC	Ga 69.72 GALIU	Ge 72.61 GERMANIU	As 74.92 ARSEN	Se 78.96 SELENIU	Br 79.90 BROM			Kr 83.80 KRIFTON			
V	6	Rb 85.47 RUBIDIU	Sr 87.62 STRONTIU	Y 88.91 YTRIU	Zr 91.22 ZIRCONIU	Nb 92.91 NIOBIU	Mo 95.94 MOLIBDEN	Tc 98.91 TECNETIU	Ru 101.07 RUDIU	Rh 102.91 PALADIU	Pd 106.42 PALADIU			
	7	Ag 107.87 ARGINT	Cd 112.41 CADMIU	In 114.82 INDIU	Sn 118.71 STANIU	Sb 121.75 STIBIU	Te 127.60 TELUR	I 126.90 IOD			Xe 131.29 XENON			
VI	8	Cs 132.91 CESIU	Ba 137.33 BARIU	La 138.91 LANTAN	Hf 178.49 HAFNIU	Ta 180.95 TANTAL	W 183.85 WOLFRAM	Re 186.21 RENIU	Os 190.20 OSMIU	Ir 192.22 IRIDIU	Pt 195.09 PLATINA			
	9	Au 196.97 AUR	Hg 200.59 MERCUR	Tl 204.38 TALIU	Pb 207.19 PLUMB	Bi 208.98 BISMUT	Po [209.98] POLONIU	At [209.99] ASTATINIU			Rn [222.02] RADON			
VII	10	Fr [223.02] FRANCIU	Ra [226.03] RADIU	Ac [227.03] ACTINIU	Rf [261.11] RUTHERFORDIUM	Db [262.11] DUBNIUM	Sg [263.12] SEABORGIUM	Bh [264.12] BOHRRIUM	Mt [268.14] MEITNERIUM	Ds [281] DAMSTADIUM				
	11	Rg [261] ROENTGENIUM	Cn [285] COPERNICIUM	Nh [284] NIHONIUM	Fl [289] FLEROVIUM	Mc [288] MOSCOVIUM	Lv [293] LIVERMORIUM	Ts [294] TENNESINE			Og [294] OGANESSON			
OXIZI SUPERIORI		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄					
COMPUSI CU HIDROGENUL					RH₄	RH₃	H₂R	HR						
* LANTANIDE	Ce 140.12 CERIU	Pr 140.91 PRASEODIM	Nd 144.24 NEODIM	Pm [144.91] PROMETIU	Sm 150.36 SAMARIU	Eu 151.96 EUROPIU	Gd 157.25 GADOLINIU	Tb 158.93 TERBIU	Dy 162.50 DISPROSIU	Ho 164.93 HOLMIU	Er 167.26 ERBIU	Tm 168.93 TULIU	Yb 173.04 YTERBIU	Lu 174.97 LUTETIU
** ACTINIDE	Th 232.04 TORIU	Pa [231.04] PROTACTINIU	U 238.03 URANIU	Np [237.05] NEPTUNIUM	Pu [239.05] PLUTONIUM	Am [243.06] AMERICIU	Cm [247.07] CURIU	Bk [247.07] BERKELIU	Cf [251.08] CALIFORNIU	Es [252.08] EINSTEINIUM	Fm [257.10] FERMIU	Md [258.10] MENDELEVIU	No [259.10] NOBELIU	Lr [260.10] LAWRENCIU



SERIA TENSIUNII METALELOR

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au