

# CHIMIE

# 8

Clasa

Casa editorială „Bukrek”



2016

CHIMIE 8

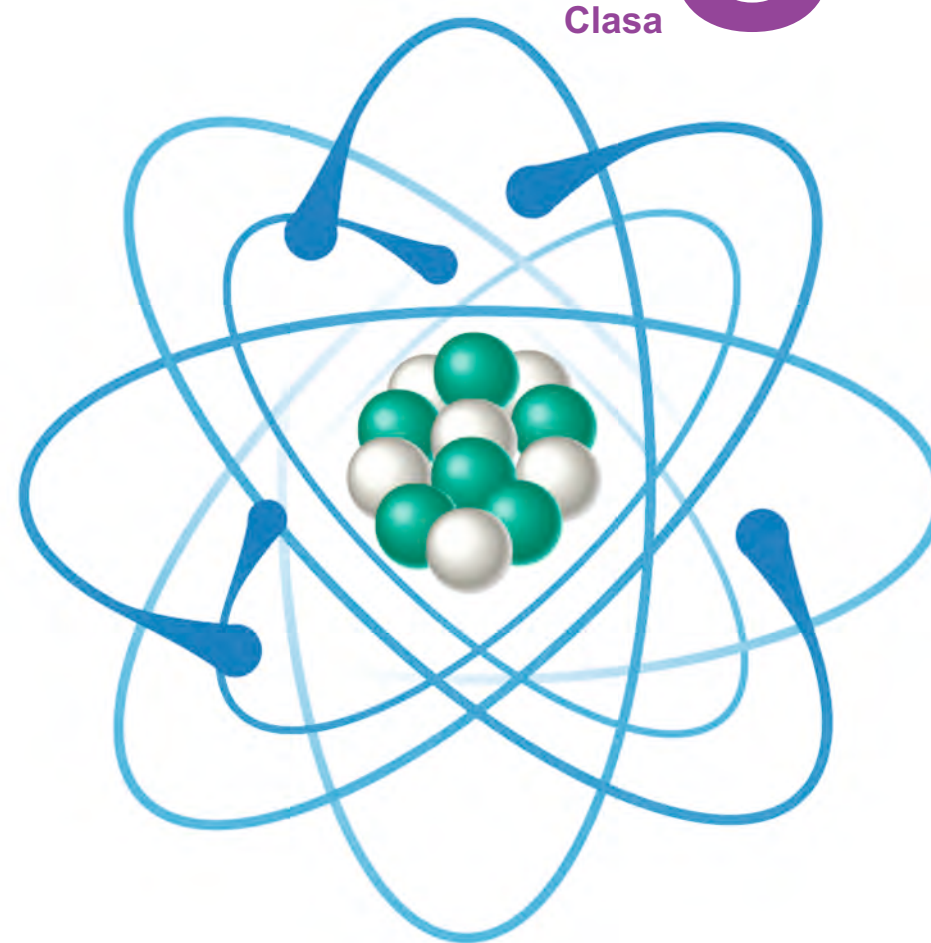
P. P. Popel, L. S. Krâklea

P. P. Popel, L. S. Krâklea

# CHIMIE

# 8

Clasa



P. P. Popel, L. S. Krâklea

# CHIMIE

## Manual

pentru clasa a 8-a  
a instituțiilor școlare  
de învățământ general  
cu predare în limba moldovenească



Recomandat  
de Ministerul Învățământului și Științei din Ucraina

Cernăuți  
Casa editorială „Bukrek”  
2016

УДК 547(075.3)  
ББК 24.2я721  
П57

Перекладено за виданням:  
П. П. Попель, Л. С. Крикля. Хімія. Підруч. для 8 кл.  
загальноосвіт. навч. закл. — К. : ВЦ Академія, 2016. — 240 с. : іл.

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України  
(наказ від 27.05.2016 р. № 585)*

**Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено**

Експерти, які здійснили експертизу даного підручника під час проведення конкурсного відбору проектів підручників для учнів 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа „Рекомендовано Міністерством освіти і науки України”:

*Кир'ян О. Л.* — учитель гімназії № 71 м. Запоріжжя;

*Степанова Л. В.* — завідувач лабораторії викладання хімії Вінницької академії неперервної освіти;

*Баранець С. О.* — молодший науковий співробітник Інституту загальної та неорганічної хімії ім. В. І. Вернадського НАН України, кандидат хімічних наук

**Попель П. П., Крикля Л. С.**  
П57 Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. з навч. молд. мовою / П. П. Попель, Л. С. Крикля; Пер. з укр. — Чернівці : Букрек, 2016. — 240 с. : іл.

ISBN 978-966-399-781-0

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—9 класів загальноосвітніх навчальних закладів. Він містить теоретичний матеріал із розділів „Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома”, „Хімічний зв'язок і будова речовини”, „Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами”, „Основні класи неорганічних сполук”, практичні роботи, лабораторні досліди, вправи, задачі, додатковий матеріал для допитливих, словник термінів, предметний покажчик, список літератури та інтернет-сайтів.

**УДК 547(075.3)  
ББК 24.2я721**

ISBN 978-966-580-482-6 (укр.) © Попель П. П., Крикля Л. С., 2016  
ISBN 978-966-399-781-0 (молд.) © ВЦ „Академія”, оригінал-макет, 2016  
© Видавничий дім „Букрек”, переклад, 2016

# Dragi elevi din clasa a opta!

La lecțiile de chimie din clasa a 7-a ați luat cunoștință de această captivantă știință care studiază substanțele și transformările lor. Ați însușit limbajul chimic, ați înțeles ce reprezintă elementele chimice, cum se notează acestea și substanțele pe care ele le formează, cum se scriu reacțiile chimice, ați învățat să faceți cele mai simple calcule chimice, să efectuați experiențe. Ați aflat că există un număr infinit de substanțe, iar particulele din care ele sunt alcătuite sunt doar de trei feluri: atomi, molecule și ioni. Ați descoperit lucruri interesante despre Oxigen — unul din cele mai importante elemente chimice, despre proprietățile substanțelor simple pe care le formează — oxigenul și substanța cu Hidrogenul — apa. Ați învățat și despre alți oxizi, de asemenea și despre produsele lor în reacțiile cu apa — bazele și acizii.

În clasa a 8-a, chimia o să vă dezvăluie alte noi secrete. Voi deja știți că între elemente și compușii acestora există o anumită ordine. Ele au fost generalizate de către legea periodicității, descoperită acum aproape 150 de ani de către remarcabilul savant Dmitrii Mendeleev. Pe scurt o să vă convingeți de faptul, că legea periodicității se aplică și la substanțele compuse.

La lecțiile de chimie din acest an de învățământ veți afla despre structura atomilor, moleculelor, ionilor, despre modul cum și de ce se combină particulele în fiecare substanță. Atenția voastră principală se va concentra la cele mai importante clase de compuși, la studiul proprietăților chimice. Veți primi plăcere în urma efectuării experiențelor chimice.

## *Cum să ne folosim de manual*

Lucrul cu manualul este efectiv, atunci când elevul știe și înțelege structura lui. La începutul fiecărui paragraf se subliniază care este pentru voi importanța materiei studiate, iar la sfârșit, se fac concluzii. Textul ce vi se propune cu caractere mici este destinat acelor elevi care doresc să-și îmbogățască și să-și aprofundeze cunoștințele în materie de chimie.

Informațiile suplimentare și faptele interesante sunt prezentate pe marginea paginilor. Noțiunile principale sunt evidențiate prin culori, iar termenii noi, definițiile și cuvintele importante cu accent logic se dau cursiv. Textele pentru experiențele de laborator și lucrările practice sunt plasate pe un fond colorat.

După fiecare paragraf se propun probleme, exerciții și sarcini de diferite tipuri; ele se dau, de regulă, în ordinea creșterii gradului lor de complexitate. La sfârșitul manualului se găsesc răspunsurile la unele probleme și exerciții, micul dicționar al termenilor de bază, precum și indicele de noțiuni. Acesta din urmă o să vă ajute să găsiți mai repede pagina din manual, în care se dă un anumit termen, o anumită substanță, un fenomen important ș.a. Iar lista cu literatură suplimentară, se propune celor ce încep să studieze chimia.

Lucrul judicios cu manualul o să vă ajute să înțelegeți mai în profunzime legăturile dintre compoziția, structura și proprietățile substanțelor, să învățați a prevedea și a explica transformările chimice.

### ***Pregătirea pentru experiența chimică***

Pentru efectuarea lucrărilor practice trebuie să vă pregătiți cu grijă și temeinic. Recomandațiile privind regulile de lucru și de protecție a muncii în cabinetele chimice, care sunt date în manualul de clasa a 7-a, voi trebuie, bineînțeles, să le respectați și în clasa a 8-a. Efectuați experiențele de acasă doar cu permisiunea părinților.

Chimia este o știință captivantă. Voi deja v-ați convins, că studiul acestei științe este necesar, pentru a înțelege, cum este construit și după care legi se dezvoltă mediul înconjurător, pentru a putea întrebuința diferite substanțe, fără a distruge natura, dar ocrotind și înmulțind bogățiile ei.

Vă dorim succese la studierea chimiei.

*Autorii*

# Capitolul 1

## Legea periodicității și sistemul periodic al elementelor chimice. Structura atomului

Dezvoltarea fructuoasă a chimiei ca știință în ultima jumătate de secol a devenit posibilă datorită descoperirii de către D. I. Mendeleev a legii periodicității. Această lege ajută la explicarea multor realități chimice, la prognozarea și argumentarea multor teorii din lumea substanțelor. Conținutul acestei legi explică sistemul periodic al elementelor chimice, cu cele mai importante date, este ghidul de neînlocuit al chimiei neorganice nu numai pentru elevi sau studenți, dar și pentru chimiștii experimentați. Cu sistemul periodic voi deja ați făcut cunoștință în clasa a 7-a. De acum sfera de întrebuințare a cunoștințelor precedente, pentru voi, o să se lărgască.

Legea periodicității a obținut un mare sprijin teoretic datorită descoperirilor în ramura structurii atomului. S-a stabilit, că natura chimică a elementelor depinde de cantitatea și repartizarea electronilor în atomi.

---

# 1

## Primele încercări de clasificare a elementelor chimice

---

**Materialul din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți cum s-au dezvoltat cunoștințele chimice despre elementul chimic;

- să aflați despre primele probe de clasificare a elementelor chimice.

**Îmbogățirea cunoștințelor despre elementul chimic.** Filozofii antici greci considerau că toate substanțele sunt alcătuite din patru elemente primordiale: foc, aer, apă și pământ. După părerea lor, aceste „stihii” sunt purtătorii anumitor calități proprii substanțelor — căldura, frigul, umezeala și uscăciunea. Concepții asemănătoare aveau și alchimiștii.

Termenul de „element”, care după sens se apropie de cel actual, a apărut în știință în secolul al XVII-lea. Chimistul englez R. Boyle a numit drept element aceea ce constituie limita de descompunere a substanței. Dacă noi am fi trăit în acea perioadă, atunci am fi spus că elementul este atomul. Un asemenea sens al cuvântului „element” îl avea în vedere și M. V. Lomonosov.

Savantul francez A. L. Lavoisier considera elementul drept o substanță simplă, deoarece aceasta nu putea fi descompusă în alte substanțe. În prezent, se știe că nu se descompun și multe substanțe compuse, de exemplu, oxizii  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , iar substanța simplă ozonul se transformă ușor în altă substanță simplă — oxigenul:  $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$ . Nu făcea deosebire între element și substanța simplă nici savantul englez J. Dalton. Mai târziu D. I. Mendeleev a exprimat următoarea opinie: „Corpul simplu este o substanță..., iar prin element trebuie să se înțeleagă componentele corpurilor simple și compuse”.

La începutul secolului al XX-lea, savanții au stabilit că atomul este alcătuit dintr-un nucleu cu sarcină pozitivă și electroni cu sarcini negative. De atunci a început elementul să fie considerat drept *un tip de atom cu o anumită sarcină a nucleului*. În prezent, caracterizând compoziția calitativă a apei, fiecare din voi va spune că această substanță este formată din două feluri de atomi (cu sarcinile nucleelor +1 și +8) sau din două elemente — Hidrogen și Oxigen.

În perioada de constituire a chimiei ca știință, savanții tindeau să „facă ordine” între cele câteva zeci de elemente chimice cunoscute pe atunci, se străduiau să le clasifice.

## Clasificarea reprezintă divizarea obiectelor (lucrurilor, organismelor vii, fenomenelor etc.) în grupe sau clase după anumite însușiri, proprietăți.

În chimie există clasificări ale elementelor, substanțelor, reacțiilor chimice.

► În ce grupe (clase) se împart substanțele? Numiți tipurile de reacții chimice pe care le cunoșteși?

Clasificarea substanțelor simple, pe baza căreia mai târziu a apărut prima clasificare a elementelor chimice, a fost propusă pe la sfârșitul secolului al XVIII-lea de către A. L. Lavoisier. El a divizat substanțele simple în *metale* și *nemetale* (în prezent elementele chimice se împart în elemente metale (*metalice*) și nemetale (*nemetalice*)). O astfel de clasificare avea un caracter foarte generalizat și era imperfectă. Unele substanțe simple (bunăoară, grafitul, telurul) după unele proprietăți se aseamănau cu metalele, iar după altele — cu nemetalele. Însă divizarea substanțelor simple, precum și a elementelor chimice în două grupe mari a avut un rol important în dezvoltarea chimiei.

Între metale și nemetale se întâlneau substanțe foarte asemănătoare. Savanții le-au încadrat în grupe separate. Substanțele simple din fiecare grupă au căpătat astfel de denumiri generale ca: metale alcaline, metale alcalino-pământoase, halogeni, gaze inerte.

*Metale alcaline.* Acestea sunt litiul, sodiul (natriul), potasiul (kaliul), rubidiul, ceziul, franciul. Ele sunt ușoare, maliabile, repede se topesc (fig. 1). În reacțiile chimice, metalele alcaline manifestă o activitate foarte înaltă (fig. 2). Aflându-se în condiții obișnuite în aer, ele ușor interacționează cu oxigenul, vaporii de apă. De aceea se păstrează într-un mediu de gaz lampant în vase închise ermetic (fig. 3) sau în fiole din care s-a scos aerul. Metalele menționate au fost denumite alcaline, deoarece ele reacționează cu apa formând alcalii — baze solubile cu formula generală de MOH.

*Metale alcalino-pământoase.* La aceste substanțe se referă magneziul, potasiul, stronțitul, bariul, radiul. Ele se aseamănă cu metalele alcaline, reacționează





**Fig. 1.**  
Sodiul poate fi tăiat  
cu cuțitul



**Fig. 2.**  
Reacția ceziului cu  
apa



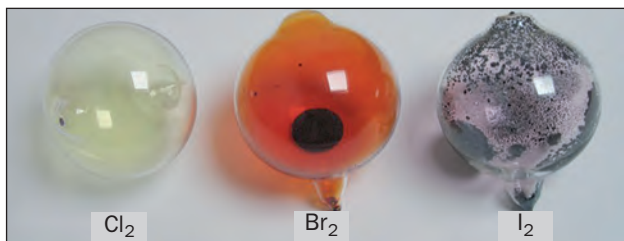
**Fig. 3.**  
În acest fel se păstrează  
metalele alcaline

cu multe substanțe, însă nu chiar atât de energic. Produsele reacțiilor acestora cu apa sunt alcalii<sup>1</sup>  $M(OH)_2$ .

*Halogeni.* Așa se numesc cele mai active nemetale — fluorul, clorul, bromul, iodul. Aceste substanțe simple sunt alcătuite din molecule cu doi atomi:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ . În condiții obișnuite fluorul și clorul sunt gaze, bromul — lichid, iar iodul — substanță solidă (fig. 4). Cel mai activ dintre halogeni și alte nemetale este fluorul.

Halogenii reacționează cu hidrogenul formând compuși cu formulele  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ . Acești compuși în condiții obișnuite reprezintă gaze, care se dizolvă bine în apă. Halogenii interacționează cu multe metale. Produsele acestor reacții sunt sărurile. De aceea denumirea de „halogeni” provine de la cuvântul grecesc halos — sare (cunoașteți deja substanța alcătuită din Natriu și Clor —  $NaCl$ , sarea de bucătărie).

*Gaze inerte.* Aceste substanțe simple au fost descoperite în a doua jumătate a secolului al XIX-lea. Acestea au obținut o astfel de denumire, deoarece



**Fig. 4.**  
Clor, brom și iod

<sup>1</sup> Hidroxidul de magneziu nu aparține la alcalii.

### Este interesant de știut

Gazul inert heliu mai întâi a fost descoperit de savanți pe Soare și abia după 13 ani a fost descoperit și pe Pământ

nu intrau în reacții chimice. La gazele inerte se referă heliul, neonul, argonul, kriptonul, xenonul, radonul. Ele sunt alcătuite nu din molecule, ca alte gaze, ci din atomi.

Elementele de la care provin substanțele simple menționate au denumiri generale analogice: *elemente alcaline, elemente alcalino-pământoase, halogeni, elemente inerte.*

La sfârșitul anilor 20 savantul german W. Dobereiner a divizat o parte din elementele asemănătoare în grupe de câte trei — *triade*:

<b>Li, Na, K</b>	<b>Ca, Sr, Ba</b>	<b>S, Se, Te</b>
<b>Cl, Br, I</b>	<b>Fe, Co, Ni</b>	

În prima triadă au intrat elementele alcaline, în a doua — cele alcalino-pământoase, iar a patra — halogenii. Grupând elementele în triade în ordinea crescândă a valorii maselor atomice relative ale lor, Dobereiner a observat o legătură interesantă: jumătate din suma maselor atomice relative ale elementelor de la extremitățile triadei aproximativ sau exact coincide cu masa atomică relativă a elementului din centrul triadei. Vom ilustra pe exemplul primei triade:

$$\frac{A_r(\text{Li}) + A_r(\text{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23 = A_r(\text{Na}).$$

În afară de aceasta, proprietățile substanței simple și ale compușilor acestui element sunt considerate „intermediare” în comparație cu proprietățile substanțelor simple și ale compușilor celor două elemente învecinate.

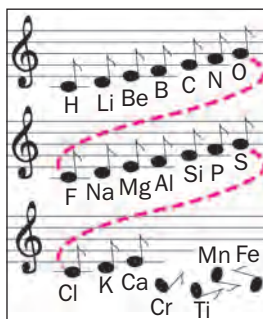
Să alcătuiască triade cu alte elemente lui Dobereiner nu i s-a primit.

În anul 1865 savantul englez J. Newlands a aranjat elementele chimice cunoscute atunci într-un șir, după ordinea crescândă a valorii maselor lor atomice relative:

**H Li Be B C N O F Na Mg Al Si P S Cl K Ca Cr Ti Mn Fe ...**

El a observat, că în multe cazuri fiecare al optulea element este asemănător cu cel situat pe primul loc. Aveau asemănări și substanțele simple corespunzătoare. O astfel de particularitate există și în muzică: fiecare întâia și a opta notă au denumiri identice și același sunet.

Fig. 5.  
„Octavele”  
elementelor  
chimice



► Găsiți în șirul dat elementele asemănătoare cu Natriul și Fluorul.

Legitatea descoperită de Newlands a fost denumită *regula octavelor*. Aceasta se făcea observată la începutul șirului de elemente, însă în continuare ordinea respectivă nu se mai respectă (fig. 5). De exemplu, Manganul nu se aseamănă cu Fosforul, iar Fierul — respectiv cu Sulfurul. Numărul 8, după cum ne vădește istoria chimiei, era considerat atunci o cifră magică, însă după clarificarea structurii atomului s-au obținut și explicații științifice.

O încercare mult mai reușită de clasificare a elementelor chimice a fost cea a chimistului german L. Meyer. El a propus un tabel, în care a plasat elementele după valoarea în creștere a maselor lor atomice relative (tabelul 1) și în corespundere cu valența lor. Învățații a inclus în tabelul său numai 28 de elemente chimice, cu mult mai puține, decât erau cunoscute în acea vreme.

Tabelul 1

Tabelul elementelor chimice al lui L. Meyer

Valorile valențelor					
IV	III	II	I	I	II
...	...	...	...	Li = 7,03	(Be = 9,3?)
C = 12,0	N = 14,04	O = 16,00	F = 19,0	Na = 23,05	Mg = 24,0
Si = 28,5	P = 31,0	S = 32,07	Cl = 35,46	K = 39,13	Ca = 40,0
...	As = 75,0	Se = 78,8	Br = 79,97	Rb = 85,4	Sr = 87,6
Sn = 117,6	Sb = 120,6	Te = 128,3	I = 126,8	Cs = 133,0	Ba = 137,1
Pb = 207,0	Bi = 208,0	...	...	(Tl = 204?)	...

Aceste încercări ale savanților, de a încadra toate elementele într-un sistem, au constituit, puțin mai târziu, baza de formulare a legii periodicității de către D. I. Mendeleev.

## CONCLUZII

**Cunoștințele despre elementul chimic s-au îmbogățit odată cu dezvoltarea științei. Inițial chimiștii nu făceau deosebire între elementul chimic și substanța simplă. Erau câteva grupe de substanțe simple asemănătoare: metale alcaline, halogeni. Mai târziu savanții au descoperit gazele inerte.**

**Primele încercări de clasificare a elementelor chimice cuprindeau doar o parte din ele și nu aveau o fundamentare științifică serioasă.**



1. Ce se considera în trecut a fi drept element chimic și cum este el definit în prezent?
2. Alegeți însușirile pe care le-au folosit A.-L. Lavoiser, W. Dobereiner, J. Newlands și L. Meyer pentru clasificarea substanțelor simple și elementelor chimice: proprietățile substanțelor simple, răspândirea elementelor în natură, compoziția compușilor specifici, valorile maselor atomice relative, valorile valenței elementelor.
3. Caracterizați masa atomică relativă a fiecărei triade a lui W. Dobereiner în sistemul periodic.
4. Comparați masa atomică relativă a Bromului cu semisuma maselor atomice relative ale Clorului și Iodului.
5. Comparați și găsiți deosebirile dintre șirul elementelor alcătuit de J. Newlands cu succesiunea lor în sistemul periodic al lui D. I. Mendeleev.

---

## 2 Legea periodicității a lui D. I. Mendeleev

---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să clarificați, că există șirul natural al elementelor chimice;

- să vă imaginați cum a descoperit D. I. Mendeleev legea periodicității;
- să înțelegeți conținutul legii periodicității.

De problema clasificării elementelor chimice a fost preocupat în anii 60 ai secolului al XIX-lea și D. I. Mendeleev (fig. 6). El căuta legitățile și interdependențele care să cuprindă toate elementele, și nu doar o parte a acestora.

**Fig. 6.**  
D. I. Mendeleev  
în perioada când  
căuta legea, care  
să încadreze  
toate elementele  
chimice



În acea vreme se cunoșteau 63 de elemente chimice. Fiecărui din aceste elemente savantul i-a consacrat un „dosar” special — o fișă în care nota masa atomică relativă a elementului, valoarea valenței sale, date despre substanța simplă și despre compuși. Mendeleev aprecia drept cea mai semnificativă caracteristică a elementului masa atomică a sa. Așezând elementele într-un șir orizontal în ordinea crescândă a valorii maselor lor atomice relative (fig. 7)<sup>1</sup> (la fel ca J. Newlands), savantul a observat că după anumite intervale în acest șir se întâlnesc elemente care formează substanțe simple și compuși asemănători.

**Fig. 7.**  
Partea de la  
începutul șirului  
orizontal  
de elemente\* pe  
care l-a alcătuit  
Mendeleev

Șirul orizontal începea cu elementul nemetal Hidrogenul, atomul căruia avea cea mai mică valoa-

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	...
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	

\* Sub simbolul elementului se indică valoarea masei atomice relative. În căsuțele mai întunecate sunt înscrise elementele metale.

<sup>1</sup> Elementele (gazele) inerte au fost descoperite mai târziu.

re de masă. După acesta urmează elementele metale Litiul și Beriliul, iar apoi elementele nemetale de la Bor la Fluor, și, în continuare — din nou elemente metale ș. a. m. d. După cum vedem, *caracterul elementelor în șir se repetă periodic*.

Mendeleev a divizat șirul orizontal pe care l-a alcătuit în câteva fragmente (cunoscute vouă ca *perioade*). Fiecare din acestea începându-l cu un element metalic tipic (alcalin) și încheindu-l cu un element nemetalic tipic (halogen):

<b>Li</b>	<b>Be</b>	<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>
<b>Na</b>	<b>Mg</b>	<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>

Totodată, savantul a descoperit o nouă legitate: în fiecare fragment caracterul elementelor, proprietățile substanțelor lor simple, precum și compoziția și proprietățile compușilor se schimbă treptat. Să examinăm unul din fragmentele șirului cu elemente (fig. 8).

Pe primul loc, în șirul de elemente este pus elementul alcalin Sodiul. El este monovalent, metal foarte activ, formează oxidul bazic  $\text{Na}_2\text{O}$  și alcaliul  $\text{NaOH}$ . După Sodiu urmează Magneziul divalent, metal mai puțin activ, de la care provin oxidul bazic  $\text{MgO}$  și baza greu solubilă  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Locul al treilea îl deține Aluminiul trivalent, oxidul și hidroxidul cărui după unele proprietăți chimice se deosebesc de compușii analogici ai Magneziului. Următoarele elemente sunt nemetale: Siliciul, Fosforul, Sulfur și Clorul. Valorile maxime de valență ale acestor elemente cresc de la 4 la 7, iar activitatea chimică a acestor nemetale și a acizilor corespunzători, formați pe baza oxizilor superiori, se intensifică. Cel mai activ nemetal este clorul și acidul  $\text{HClO}_4$ .

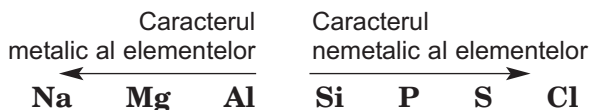
Pe baza celor spuse, putem face concluzia: *în fiecare fragment caracterul metalic al elementelor se*

**Fig. 8.**  
Un fragment din șirul elementelor chimice\*

Na I $\text{Na}_2\text{O}$ $\text{NaOH}$	Mg II $\text{MgO}$ $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Al III $\text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{Al}(\text{OH})_3$	Si IV $\text{SiO}_2$ $\text{H}_2\text{SiO}_3$	P V $\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{H}_3\text{PO}_4$	S VI $\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{SO}_4$	Cl VII $\text{Cl}_2\text{O}_7$ $\text{HClO}_4$
---	--	--	--	---	---	---

\* Sub simbolul elementului se indică valoarea maximă a valenței, formulele oxizilor superiori, formulele hidroxizilor, acizilor corespunzători.

*intensifică de la dreapta spre stânga, iar caracterul nemetalic — de la stânga spre dreapta:*



D. I. Mendeleev a numit seria de elemente aranjate în ordinea crescândă a maselor atomice șir natural, adică așa cum există el, independent de voința omului, în însăși natura sa.

Pe baza șirului natural de elemente, în anul 1869, D. I. Mendeleev a creat legea periodicității sau legea periodică:

**proprietățile elementelor chimice, substanțelor simple, precum și compoziția și proprietățile compușilor se află într-o dependență periodică de valorile maselor atomice.**

Periodicitatea în chimie constituie repetarea (însă nu copierea) caracterului chimic al elementelor, proprietăților de structură a atomilor, compoziției, structurii și proprietăților substanțelor după un anumit număr de elemente în șirul lor natural.

În timpul când a trăit Mendeleev, nivelul de dezvoltare a științei nu era destul de înalt. De aceea savantul nu a reușit să dezvăluie cauza periodicității. Totuși, el era sigur că acest lucru se va produce în viitor în mod obligatoriu. În prezent este unanim cunoscut că periodicitatea în universul elementelor chimice este determinată de structura electronică a atomilor.

Mendeleev nu s-a limitat doar la materialul factual de care dispunea știința chimică la acea oră. În cazul că elementul încălca legitățile generale în șirul natural, el îi sfătuia pe chimiști să verifice valoarea masei lui atomice. Savantul a prevăzut nu doar descoperirea unor noi elemente, ci și valorile maselor lor atomice, proprietățile substanțelor simple, existența compușilor în natură ș. a.

Trebuie de menționat, că situarea câtorva elemente în șirul natural nu corespunde ordinii crescânde a maselor lor atomice relative. Mendeleev a plasat, bunăoară, Telurul în fața Iodului, deși masa

atomului de Telur este puțin mai mare. Savantul a ținut cont de faptul că substanța simplă iod este un nemetal mai activ, decât substanța simplă telur, tot un nemetal. Așadar, caracterul nemetalic este mai puternic pronunțat în elementul Iod și locul său trebuie să se afle după Telur.

*Legea periodicității este una din legile fundamentale ale naturii.* Ea dezvăluie unitatea elementelor chimice și interdependențele dintre ele. Studiind chimia, voi deseori veți apela la această lege, veți descoperi noi date care o vor confirma, iar, aplicând-o, veți prevedea proprietățile substanțelor simple și compuse, probabilitatea decurgerii reacțiilor chimice cu participarea lor.

## CONCLUZII

**Aranjând elementele chimice într-un șir după ordinea crescândă a maselor lor atomice relative, D. I. Mendeleev a descoperit legea periodicității. Savantul a formulat-o astfel: proprietățile elementelor chimice, substanțelor simple, compoziția și proprietățile compusilor se află într-o dependență periodică față de valorile maselor atomice.**

**Legea periodicității este una din legile fundamentale ale naturii, care formează baza științei chimia.**



6. Folosindu-vă de sistemul periodic, spuneți cu cât mai multe elemente se cunosc astăzi, decât erau cunoscute lui Mendeleev.
7. Cum înțelegeți sensul cuvântului „periodicitate”? Ce schimbări în natură pot fi caracterizate cu acest cuvânt? Comparați-l cu cuvintele „continuitate” și „succesiune”.
8. Aranjați elementele F, C, B, O, N în ordinea reducerii caracterului lor nemetalic.
9. La care din elemente — Beriliu sau Litiu — caracterul metalic este mai puternic pronunțat? Care din metalele respective va fi mai activ în reacțiile chimice?
10. Periodică sau treptată este schimbarea valorilor maxime ale valențelor elementelor în șirul lor natural? Argumentați răspunsul cu exemple.



11. Găsiți în sistemul periodic câteva perechi de elemente (înafară de cele amintite în paragraf), în care fiecare element cu numărul de ordine mai mare să aibă o valoare a masei atomice relative mari.

---

## 3 Sistemul periodic al elementelor chimice

---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să vă folosiți de diferite variante ale sistemului periodic;
- să obțineți informații despre elementele chimice din sistemul periodic;
- să prevedeați caracterul elementului după locul unde el se află în sistemul periodic.

**Sistemul periodic — sursă de informații despre elementul chimic.** După ce șirul elementelor a fost împărțit în fragmente, Mendeleev a aranjat al doilea fragment sub cel dintâi, al treilea — sub cel de-al doilea ș. a. m. d. În acest fel s-a creat un tabel, în colonițele verticale ale căruia au nimerit elemente asemănătoare: alcaline, alcalino-pământoase, halogeni ș. a. Astfel, a fost creat *sistemul periodic al elementelor chimice*.

### Este interesant de știut

Sistemul periodic mai este numit „marea generalizare” a elementelor.

Sistemul periodic al elementelor chimice constituie un lucru obligatoriu în cabinetul chimic al școlii. El poate fi găsit în orice manual de chimie. De sistemul periodic se folosesc în permanență elevii, studenții, profesorii, oamenii de știință, deoarece el conține cele mai importante informații despre elementele chimice. După locul unde elementul chimic este situat în sistem, se poate afla despre compoziția și structura atomului său, pot fi prevăzute proprietățile chimice ale substanței simple, ale diferiților compuși.

Sistemul periodic are formă de tabel. De aceea el se mai numește *reprezentarea grafică a legii periodicității*. Există două variante principale ale sistemului — simplificate sau scurte (forzațul 1) și complete sau lungi (anexa).

### Este interesant de știut

Hidrogenul este situat în două căsuțe care se găsesc în colțurile drept și stâng ale sistemului.

Varianta scurtă este folosită mai frecvent, deoarece este mai comodă și compactă.

Fiecare element este plasat într-un anumit pătrățel (căsuță) al sistemului periodic (cu excepția Hidrogenului). Voi știți că sistemul conține următoarele informații:

- simbolul elementului;
- numărul lui de ordine (atomic);
- denumirea elementului;
- denumirea substanței simple, dacă aceasta se deosebește de denumirea elementului;
- valoarea masei atomice relative a lui.

► Ce informații se pot obține din sistemul periodic despre elementul № 9?

Vom menționa, că pătrățelele din varianta scurtă a sistemului periodic conțin date și despre structura electronică a atomilor. Pe acestea le vom examina mai târziu.

În căsuțele variantei lungi a sistemului se dau numai numerele de ordine, simbolurile și denumirile elementelor, precum și denumirile unor substanțe simple.

**Structura sistemului periodic.** Părțile componente ale sistemului *periodic sunt perioadele și grupele.*

## Perioada reprezintă un fragment din șirul natural al elementelor de la elementul alcalin<sup>1</sup> la cel inert.

Fiecare variantă a sistemului periodic are șapte perioade. În varianta lungă perioada constituie un șir al sistemului, iar în cea scurtă — unul sau două șiruri învecinate. Ultima perioadă conține căsuțe goale; trei elementele respective care trebuie să fie repartizate în sistem nu sunt descoperite încă.

Prima perioadă (în ea sunt două elemente), a doua și a treia (se conțin câte 8 elemente) se numesc perioade mici, iar a patra, a cincea (câte 18 elemente), a șasea (32 de elemente) și a șaptea (în ea deocamdată sunt 29 de elemente) — perioade mari.

Perioadele se numerotează cu cifre arabe.

---

<sup>1</sup> Prima perioadă începe cu Hidrogenul.

**Grupa reprezintă un șir vertical (coloniță) în varianta scurtă a sistemului periodic și două colonițe în varianta lungă.**

Sistemul periodic conține opt grupe de elemente. Ele sunt numerotate cu cifre latine. Fiecare grupă este alcătuită din două *subgrupe* — *principală* și *secundară*. Subgrupele principale sunt indicate cu litera *a*, iar cele secundare — cu litera *b*. În varianta scurtă a sistemului, simbolurile elementelor din grupele principale sunt situate puțin la stânga de centrul căsuțelor, iar simbolurile elementelor din subgrupele secundare — la dreapta. Subgrupele pot fi recunoscute în felul următor: căsuțele elementelor din subgrupele principale sunt colorate cu nuanță roză sau galbenă, iar elementele din subgrupele secundare — cu nuanță albastră sau verde.

**Fig. 9.** Perioade, grupe și subgrupe în fragmente de variantă lungă (a) și scurtă (b) ale sistemului periodic

Fragmente din cele două variante ale sistemului periodic sunt reprezentate în fig. 9.

Subgrupele principale  
Subgrupele secundare

Grupe	Ia	IIa	IIIb	IVb		Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	H												He
2	Li	Be						B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg						Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

a

Subgrupele principale

Grupe	a I b	a II b	a III b	a IV b
1	H			
2	Li	Be	B	C
3	Na	Mg	Al	Si
4	K	Ca	Sc	Ti
	Cu	Zn	Ga	Ge
5	Rb	Sr	Y	Zr
	Ag	Cd	In	Sn
6	Cs	Ba	La	Hf
	Au	Hg	Tl	Pb
7	Fr	Ra	Ac	Rf
	Rg	Cn		Fl

Subgrupele secundare

b

- ▶ Numiți elementele din grupele I și IV care aparțin: a) la subgrupele principale; b) la subgrupele secundare.

***În partea inferioară a variantei scurte și lungi a sistemului periodic sunt două rânduri separate, în fiecare din ele fiind câte 14 elemente. În rândul superior sunt situate elementele cu numele generic de „lantanide” (adică asemănătoare cu Lantanul), iar în rândul inferior — „actinide” (asemănătoare cu Actiniul). Majoritatea acestor elemente au fost descoperite în secolul al XX-lea. Ele fac parte din șirul natural al elementelor și se referă la subgrupa secundară din grupa a III-a. Lantanidele reprezintă elementele din perioada a 6-a, actinidele — din perioada a 7-a. Pentru comoditate (ca să nu se divizeze căsuțele ce aparțin Lantanului și Actiniului în mai multe părți în care să se plaseze lantanul și lantanidele, actiniul și actinidele), aceste elemente au fost scoase în afara spațiului de bază al sistemului periodic.***

Cunoscând locul elementului în sistemul periodic, se pot face diferite prevederi. Una din acestea se referă la caracterul chimic al elementului. În clasa a 7-a ați aflat că în varianta lungă a sistemului există o linie frântă, dusă de la Bor la Astatiniu, în stânga și puțin mai jos de aceasta se găsesc elementele metalice, iar în dreapta, puțin mai sus — cele nemetalice. Unele elemente situate în apropierea acestei linii (Ge, Sb, Po) formează substanțe simple, care sunt asemănătoare cu metalele, iar altele — cu nemetalele. În subgrupele principale se găsesc atât elemente metalice, cât și nemetalice, iar în subgrupele secundare — numai elemente metalice<sup>1</sup>.

- ▶ Ce tipuri de elemente se situează în subgrupele Ia, Ib, IVa, IVb?

Elementele ce fac parte din aceeași subgrupă, se aseamănă într-o măsură mai mare, iar între elementele din subgrupa principală și secundară ale fiecărei grupe, deseori există deosebiri esențiale.

---

<sup>1</sup> Elementele din subgrupele secundare se numesc intermediare.

## CONCLUZII

**Sistemul periodic al elementelor chimice constituie reprezentarea grafică a legii periodicității.**

**Există două variante ale sistemului periodic — scurtă (simplificată) și lungă (completă). Fiecare variantă a sistemului periodic este alcătuită din perioade și grupe, fiecare grupă conține subgrupa principală și secundară.**

**Perioada (șir orizontal) reprezintă un fragment din șirul natural al elementelor. Ea începe cu un element alcalin și se încheie cu unul inert. Grupa reprezintă o coloniță (șir vertical) în varianta scurtă a sistemului periodic și două colonițe în varianta completă. Grupele (subgrupele) conțin elemente asemănătoare.**

**Linia frântă din varianta lungă a sistemului periodic îl divizează în două părți. La stânga acestei linii, sunt situate elementele metalice, iar la dreapta ei — elementele nemetalice.**



12. Ce se numește perioadă și grupă de elemente chimice?
13. Câte perioade există în sistemul periodic? Comparați-le după numărul de elemente.
14. Câte grupe există în sistemul periodic? Câte subgrupe conține fiecare grupă? Cum ele se numesc și cum pot fi deosebite?
15. Care grupă din sistemul periodic numără cele mai multe elemente?
16. Îndepliniți tabla:

Elementul chimic		Numărul de ordine	Locul în sistemul periodic		
simbolul	denumirea		perioada	grupa	subgrupa
C					
			4	V	a
		26			

17. Numiți elementele care sunt situate:
  - a) în perioada a 2-a, grupa a V-a;
  - b) în perioada a 5-a, grupa a IV-a, subgrupa principală;

- c) în perioada a 4-a, grupa a VII-a, subgrupa secundară;  
d) în perioada a 6-a, grupa a VIII-a, subgrupa secundară.

Pentru fiecare element, indicați numărul de ordine.

18. Din numerele indicate, aflați-le pe acelea care corespund numerelor de ordine ale elementelor metalice și nemetalice: 1, 6, 11, 16, 20, 30, 35.
19. Reieșind din pozițiile ocupate în sistemul periodic de către Brom, Magneziu, Mangan, Seleniu, determinați dacă fiecare element este metalic sau nemetalic.
20. Numiți câte două elemente care sunt într-un grad de asemănare mai mare cu elementele:
- |              |            |
|--------------|------------|
| a) Stronțiu; | c) Staniu; |
| b) Niobiu;   | d) Clor.   |

---

## 4 Structura atomului

---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți structura atomului și compoziția nucleului său;
- să determinați numărul de protoni, neutroni, electroni în atom.

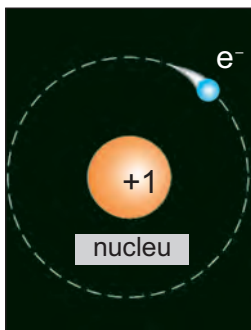
**Componentele atomului.** Potrivit concepției filozofilor antici despre atom, acesta, fiind particula cea mai mică și indivizibilă, nu s-a schimbat de-a lungul multor secole. Însă în a doua jumătate a secolului al XIX-lea savanții au descoperit că în atom există particule și mai mici.

Din cursul de chimie de clasa a 7-a voi știți:

- atomul este cea mai mică particulă electroneutră a substanței alcătuită dintr-un nucleu cu sarcină pozitivă și din electroni cu sarcini negative care se mișcă în jurul lui (fig. 10);
- valoarea sarcinii nucleului și numărul de electroni din atom coincid cu numărul de ordine al elementului;
- nucleul este de zeci de ori mai mic decât atomul;
- aproximativ toată masa atomului este concentrată în nucleu.

Cercetările ulterioare despre structura atomului au vădit, la începutul secolului al XX-lea, că în nucleu se mai găsesc două feluri de particule —

**Fig. 10.**  
Modelul atomului  
de Hidrogen —  
elementul № 1



*protoni*<sup>1</sup> și *neutroni*<sup>2</sup>. Denumirea lor generală este cea de *nucleoni*<sup>3</sup>.

Protonul posedă aceeași valoare a sarcinii ca și electronul, doar că aceasta este pozitivă: +1. Numărul de protoni determină sarcina nucleului atomic, ea este egală cu numărul de electroni. Neutronul este o particulă neîncărcată, fără sarcină. Protonul se notează cu  $p^+$ , iar neutronul — cu  $n^0$ .

Pentru caracterizarea particulelor ce intră în componența atomilor, ca și a atomilor înșiși, se utilizează masele relative și nu cele absolute. Masele protonului și neutronului sunt aproximativ egale și, de aproape 2000 de ori, mai mari decât masa electronului. Valorile maselor relative ale protonului și neutronului sunt egale cu 1.

Astfel, în atom se conțin concomitent particule de trei tipuri — cu sarcini pozitive și negative, precum și cele care nu au nici o sarcină (schema 1).

Electronii sunt atrași la nucleul atomului de așa-numitele forțe electrostatice, însă nu cad peste acesta, deoarece se mișcă cu o viteză foarte mare. Protonii și neutronii se mențin toți împreună în nucleu, datorită acțiunii unor forțe speciale — „nucleare”. Natura acestor forțe deocamdată nu este cunoscută întru totul.

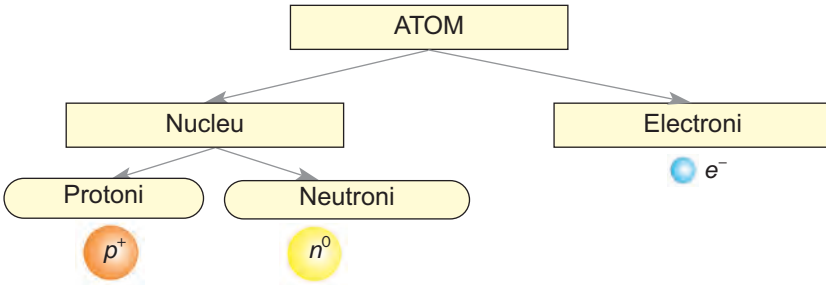
**Numărul de protoni și numărul neucleonic.** Numărul de protoni în atom se numește *număr atomic*. Valoarea lui se indică jos în stânga simbolului elementului:  ${}_4\text{Be}$ .

<sup>1</sup> Termenul provine de la cuvântul grecesc *prōtos* — primul, cel mai simplu.

<sup>2</sup> Termenul provine de la cuvântul latinesc *neutrum* — nici una, nici alta.

<sup>3</sup> Termenul provine de la cuvântul *nucleus* — nucleu.

### Componentele atomului



► Care sunt numerele de protoni ale elementelor Fluor și Sodiu?

Având în vedere structura atomului, se poate da următoarea definiție a elementului chimic:

**elementul chimic reprezintă tipul de atomi cu un anumit număr de protoni.**

Numărul total de protoni și neutroni în atom se numește număr nucleonic. El se indică cu litera A, iar valoarea lui se notează sus în stânga simbolului elementului chimic:  ${}^9\text{Be}$ .

Număr nucleonic  
 →  ${}^9\text{Be}$   
 Număr de protoni  
 →  ${}_4\text{Be}$

Numărul de neutroni este egal cu diferența dintre numărul de protoni și numărul nucleonic. Într-un atom de Beriliu se numără:  $9 - 4 = 5$  de asemenea particule (fig. 11).

Există douăzeci de elemente, ale căror atomi au aceleași numere nucleonice (care aproape coincid cu masele atomice relative date în sistemul periodic):

**Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As,  
 Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, Bi.**

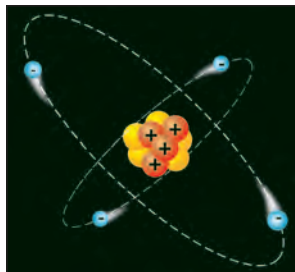


Fig. 11.  
 Modelul atomului de Beriliu



- Determinați numărul de protoni, neutroni și electroni în atomii de Fluor și Sodiu.

Restul elementelor posedă atomi cu numere nucleonice variate. Cauza acestui fapt o vom examina în paragraful următor.

Cele expuse mai sus pot fi scrise cu ajutorul formulelor.

- Întrucât atomul în general este electroneutral, el posedă un număr egal de protoni și electroni, care coincide cu numărul de ordine al elementului:

$$N(p^+) = N(e^-) = Z.$$

numărul de protoni      numărul de electroni      numărul de ordine al elementului

- Numărul de neutroni în orice atom constituie diferența dintre numărul nucleonic și numărul de protoni (electroni) sau numărul de ordine al elementului:

$$N(n^0) = A - Z.$$

numărul de neutroni      numărul nucleonic      numărul elementului

- Numărul de neutroni în atomii celor 20 de elemente menționate poate fi calculat folosind valorile maselor atomice relative:

$$N(n^0) = A_r - Z.$$

numărul de neutroni      masa atomică relativă      numărul de ordine al elementului

Pentru 20  
de elemente

$$A \approx A_r$$

## CONCLUZII

**Atomul este alcătuit din nucleu și electroni. Nucleul este încărcat pozitiv; în el se conțin protoni și neutroni, în care este concentrată aproape întreaga masă a atomului. Numărul de protoni și electroni în atom este egal și coincide cu numărul de ordine al elementului. Numărul de neutroni în atom este egal cu diferența dintre masa atomică relativă (numărul nucleonic) și numărul de protoni.**



21. Care particule intră în componența atomului? Prin ce ele se deosebesc? Care este componența nucleului atomic?
22. Care particule sunt în număr egal în orice atom?
23. Există oare elemente, în atomii cărora nu se conțin: a) protoni; b) neutroni?
24. Completați pătrățelele goale din tabel:

Elementul				Cantitatea în atomi		
denumirea	simbolul	numărul de ordine (numărul de protoni)	numărul nucleonice	a protonilor	a electronilor	a neutronilor
Ceziu						
					13	
		27				

25. Scrieți simbolurile elementelor Cobalt, Aur, Bismut odată cu numerele atomice și nucleonice corespunzătoare.
26. Numiți elementul, atomul căruia conține cel mai mare număr de electroni: Si, B, N, Cl.
27. Stabiliți elementul din serie, atomul căruia conține cel mai mic număr de protoni: C, Mg, K, Ar.
28. Determinați elementul, atomul căruia cuprinde cel mai mare număr de neutroni: Sc, As, Mn.

---

## 5 Izotopii. Formularea actuală a legii periodicității

---

### Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să însușiți ce reprezintă izotopii și nuclizii;
- să calculați masa atomică relativă a elementului după componența sa izotopică;
- să vă convingeți de faptul că noțiunile de „masă atomică relativă”, „masă moleculară relativă” necesită precizări;

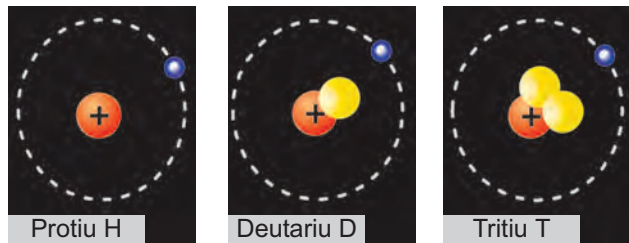
- să înțelegi cum definiția actuală a legii periodicității se deosebește de cea pe care a dat-o Mendeleev.

**Izotopi.** Atomii unui element cuprind un număr egal de protoni și electroni, însă nu întotdeauna și un număr egal de neutroni.

### Tipurile de atomi ai unui element cu un număr diferit de neutroni se numesc *izotopi*<sup>1</sup>.

Pentru elementul Hidrogen se cunosc trei izotopi. Fiecare din aceștia a obținut denumirea și notarea proprie (fig. 12). În natură Hidrogenul are cel mai mare număr de atomi, nucleele cărora sunt alcătuite numai dintr-un proton. La câteva mii de asemenea atomi se întâlnește câte un atom, în al cărui nucleu, afară de proton, se mai conține și câte un neutron. Aceste două tipuri de atomi — Protium și Deuteriu — sunt izotopii naturali ai Hidrogenului. Fizicienii au reușit să obțină în laboratoare atomi ai acestui element cu doi neutroni în nucleu. Un astfel de tip, artificial, de atomi ai Hidrogenului se numește Tritiu.

Fig. 12.  
Izotopi ai  
Hidrogenului



Numerele nucleonice (sumele protonilor și neutronilor) sunt pentru izotopii Hidrogenului cele de 1, 2 și 3. Așadar, *izotopii reprezintă tipuri (varietăți) de atomi ai unui element cu diferite numere nucleonice.*

***Substanțele formate de izotopii elementului se deosebesc puțin după proprietățile lor fizice. Densitatea apei „grele” formată din mole-***

<sup>1</sup> Termenul provine de la cuvintele grecești isos — același și topos — loc. Izotopii se situează în aceeași căsuță a sistemului periodic.

**cule  $D_2O$  constituie  $1,104 \text{ g/cm}^3$ , iar temperatura de fierbere (la o presiune normală) este de  $+101,43 \text{ }^\circ\text{C}$ . Pentru apa obișnuită ( $H_2O$ ) aceste caracteristici fizice vă sunt bine cunoscute —  $1,000 \text{ g/cm}^3$  și  $+100 \text{ }^\circ\text{C}$ . Însă proprietățile chimice ale ambelor elemente sunt identice. Apa „grea”, ca și cea obișnuită, interacționează cu oxidul de calciu, oxidul de fosfor (V), cu alți compuși.**

În natură multe elemente sunt reprezentate prin câteva tipuri de atomi, adică izotopi, iar pentru cele douăzeci de elemente, menționate în paragraful precedent, există doar câte un tip de atomi (atomii fiecăruia din aceste elemente sunt absolut identici).

**Izotopii**  
 $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$

Izotopii se indică cu ajutorul simbolurilor sau denumirilor elementelor cu notarea obligatorie a numărului neclonic:  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$ , Clor-35, Clor-37. Se folosesc și notările depline ale izotopilor —  $^1_1\text{H}$ ,  $^2_1\text{H}$ ,  $^3_1\text{H}$ ,  $^{35}_{17}\text{Cl}$ ,  $^{37}_{17}\text{Cl}$  (indicele inferior — numărul de ordine al elementului (sarcina nucleului sau numărul de protoni)).

## Orice tip de atomi se numește *nuclid*.

**Nuclizii**  
 $^1\text{H}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{40}\text{K}$

Nuclizii reprezintă tipurile de atomi ai diferitelor elemente:  $^1\text{H}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{23}\text{Na}$ ,  $^{238}\text{U}$ ,  $^{35}\text{Cl}$ ,  $^{54}\text{Fe}$ ,  $^{109}\text{Ag}$ ,  $^{138}\text{Ba}$  ș. a. Numărul total al nuclizilor cunoscuți în prezent este de circa 2300.

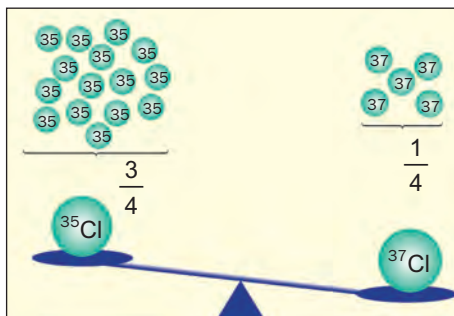
*Izotopii sunt nuclizii (tipurile de atomi) unui element:*

$^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$  — izotopi ai Hidrogenului;  
 $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  — izotopi ai Carbonului.

**Calcularea maselor atomice relative ale elementelor cu izotopi.** În natură există doi nuclizi ai Clorului. Pentru un tip de atomi numărul neclonic (masa atomică relativă) este egală cu 35, pentru celălalt — 37. Savații au stabilit, că atomii „ușori” ai Clorului reprezintă trei sferturi din numărul total de electroni ai acestui element, iar cei „grii” — un sfert (fig. 13). Pe baza acestor date se poate calcula masa atomică relativă a Clorului:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{3}{4} \cdot 35 + \frac{1}{4} \cdot 37 = 35,5.$$

**Fig. 13.**  
Izotopii  
elementului  
Clor



Numerele  $\frac{3}{4}$  și  $\frac{1}{4}$  — se numesc *părțile atomice* ale izotopilor. Ele reprezintă raportul dintre numărul atomilor de fiecare nucleid la numărul total al atomilor elementului. Părțile atomice date pentru izotopii de Clor pot fi reprezentate și în procente: 75 %, 25 %.

Partea atomică se indică cu litera grecea  $\chi$  (se citește drept „hi”). Cunoscând părțile atomice ale izotopilor elementelor ( $\chi_1, \chi_2$  ș. a. m. d.) în amestecul lor natural și numerele nucleonice respective ( $A_1, A_2$  ș. a. m. d.), se poate calcula masa atomică relativă a elementului:

$$A_r = \chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \dots + \chi_n \cdot A_n.$$

Demonstrăm un exemplu de calculare a părților atomice a doi nucleizi de elemente după masa atomică relativă.

**PROBLEMĂ.** Cuprul are nucleizii naturali  $^{63}\text{Cu}$  și  $^{65}\text{Cu}$ . Calculați părțile atomice, folosind valoarea fixă a masei atomice relative a elementului.

**Se dă:**

$^{63}\text{Cu}$

$^{65}\text{Cu}$

$\chi(^{63}\text{Cu})$  — ?

$\chi(^{65}\text{Cu})$  — ?

**Rezolvare**

1. Găsim în sistemul periodic valoarea masei atomice relative pentru Cupru:

$$A_r(\text{Cu}) = 63,546.$$

2. Notăm partea atomică a nucleidului  $^{63}\text{Cu}$  prin  $x$ . Atunci partea nucleidului  $^{65}\text{Cu}$  va fi  $1 - x$ .
3. Calculăm părțile atomice ale nucleizilor Cuprului, folosind formula din paragraf:

$$A_r(\text{Cu}) = \chi(^{63}\text{Cu}) \cdot 63 + \chi(^{65}\text{Cu}) \cdot 65;$$

$$63,546 = x \cdot 63 + (1 - x) \cdot 65;$$

$$2x = 65 - 63,546 = 1,454;$$

$$x = \chi(^{63}\text{Cu}) = 0,727, \text{ sau } 72,7 \%;$$

$$\chi(^{65}\text{Cu}) = 1 - 0,727 = 0,273, \text{ sau } 27,3 \%.$$

**Răspuns:**  $\chi(^{63}\text{Cu}) = 72,7 \%$ ;  $\chi(^{65}\text{Cu}) = 27,3 \%$ .

O abatere semnificativă de la valoarea masei atomice relative a elementului de la numărul întreg vădește despre prezența în natură a cel puțin doi nuclizi de-ai săi. De exemplu, Zincul ( $A_r = 65,38$ ) are cinci izotopi ( $^{64}\text{Zn}$ ,  $^{66}\text{Zn}$ ,  $^{67}\text{Zn}$ ,  $^{68}\text{Zn}$  și  $^{70}\text{Zn}$ ), Staniul ( $A_r = 118,71$ ) — zece. Dacă masa atomică relativă a elementului se apropie de un număr întreg, atunci aceasta nu ne mărturisește despre faptul că elementul are un singur nuclid în natură. Astfel, Aluminiul ( $A_r = 26,982$ ) are un nuclid  $^{27}\text{Al}$ , iar Bromul ( $A_r = 79,904$ ) — doi nuclizi  $^{79}\text{Br}$  și  $^{81}\text{Br}$ , părțile atomice ale cărora în amestecul natural sunt aproximativ aceleași (50,5 și respectiv 49,5 %).

- Lămuriți, de ce valoarea masei atomice relative a Hidrogenului alcătuiește 1,0079, aproximativ 1, având în vedere că acest element are în natură doi izotopi.

### **Precizarea noțiunilor chimice principale.**

Din cursul de chimie pentru clasa a 7-a știți că masele atomice relative, moleculare, reprezintă raportul dintre masele atomilor, moleculei și  $1/12$  din masa atomului de Carbon. Cu toate acestea, atomii acestui element care există în natură nu sunt aceiași. Carbonul posedă trei nuclizi —  $^{12}\text{C}$  (atomii de acest tip constituie 98,89 % din numărul total al atomilor de Carbon),  $^{13}\text{C}$  și  $^{14}\text{C}$ . Drept unitate atomică a masei, s-a luat  $1/12$  din masa atomului de Carbon-12. Vă prezentăm valorile precizate ale mărimilor fizice:

**masa atomică relativă reprezintă raportul dintre masa atomului și  $1/12$  din masa atomului de  $^{12}\text{C}$ ;**

**masa moleculară relativă reprezintă raportul dintre masa moleculei și  $1/12$  din masa atomului de  $^{12}\text{C}$ .**

Una din formulele respective de calcul are următorul aspect:

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}$$

### **Formularea actuală a legii periodicității.**

D. I. Mendeleev și contemporanii săi, încă nu știau, care este structura atomului. Însă el era convins de faptul, că pricina periodicității schimbului de caracter a elementelor și proprietăților substanțelor se explică pe baza structurii atomilor. Savantul a înțeles că legea periodicității contribuie o dezvăluire mai profundată.

Descoperirea structurii mai complicate a atomului, a dus la concluzia, că fundamentala caracteristică pentru fiecare element este sarcina nucleului atomului, însă nu masa lui, deoarece majoritatea elementelor au izotopi. De aceea, formularea actuală a legii periodicității este astfel:

**proprietățile elementelor chimice, substanțelor simple, precum și compoziția și proprietățile compușilor se află în dependență periodică de valorile sarcinilor nucleelor atomilor.**

D. I. Mendeleev a plasat, bunăoară, Iodul după Telur, în sistemul periodic deși masa atomului de Iod este puțin mai mică. Motiv pentru aceasta a fost caracterul chimic al elementelor, compoziția și proprietățile substanțelor formate de ele (p. 15). Acum noi știm, că în nucleul atomului de Iod se conține cu un proton mai mult, decât în nucleul atomului de Telur, iar numărul de ordine a Iodului trebuie să fie cu o unitate mai mare.

*Trebuie de menționat că în sistemul periodic sunt situate câteva perechi de elemente, care nu corespund ordinii crescânde a maselor lor atomice relative și puteau fi schimbate cu locurile. Printre ele — Argonul și Potasiul. Se știe că atomul de Potasiu conține cu un proton mai mult. Dar de ce masa atomică relativă a lui este mai mică decât la Argon? Ambele elemente au câte trei nuclizi naturali. Argonul aproape în întregime este alcătuit din nuclidul „greu”  $^{40}\text{Ar}$ ; acești atomi constituie 99,6 % din numărul lor total (există încă nuclizii  $^{36}\text{Ar}$  și  $^{38}\text{Ar}$ ). La Potasiu predomină nuclidul „ușor”  $^{39}\text{K}$ ; partea lui atomică constituie 93,2 % (există încă nuclizii  $^{40}\text{K}$  și  $^{41}\text{K}$ ).*

## CONCLUZII

**Tipurile de atomi ai unui element cu număr diferit de neutroni se numesc izotopi, iar orice tip de atom — nuclid. Izotopii reprezintă nuclizii unui element.**

**Masa atomică, moleculară constituie raportul dintre masa atomului, moleculei și 1/12 din masa atomului  $^{12}\text{C}$ .**

**Formularea actuală a legii periodicității este astfel: proprietățile elementelor chimice, substanțelor simple, precum și compoziția și proprietățile compușilor se află în dependență periodică de valorile sarcinilor nucleelor atomilor.**



29. Ce sunt izotopii, nuclizii? Cum ei se notează? Ilustrați răspunsul cu exemple.
30. Câți protoni, neutroni și electroni au fiecare dintre următorii nuclizi:  $^{20}\text{Ne}$ ,  $^{21}\text{Ne}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{192}\text{Pt}$ ?
31. Dați notațiile complete ale următorilor nuclizi: Hidrogen-15, Neon-22, Sulf-33.
32. Prin ce se deosebesc nuclizii: Titan-50, Vanadiu-50, Crom-50?
33. Având în vedere că în natură există doi nuclizi ai Hidrogenului ( $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ) și trei nuclizi ai Oxigenului ( $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ ), determinați câte varietăți de molecule ale apei pot exista. Scrieți formulele lor chimice, indicând nuclizii (după modelul  $^1\text{H}^2\text{H}^{16}\text{O}$ ). Câte valori de masă poate avea molecula apei?
34. Un elev a spus că masa relativă a atomului este egală cu masa atomică relativă a elementului corespunzător care se dă în sistemul periodic, iar un alt elev l-a contrazis. Cine dintre ei are dreptate? Argumentați.
35. Magneziul natural este compus din izotopii  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$  și  $^{26}\text{Mg}$ . Partea atomică a primului nuclid este de 78,7 %, a celui alt — de 10,1 %. Determinați masa atomică relativă a elementului.
36. Elementul Bor are doi nuclizi naturali. Partea atomică a nuclidului  $^{11}\text{B}$  constituie 80,43 %. Aplicând valoarea exactă a masei atomice relative a Borului care se dă în sistemul periodic, determinați al doilea nuclid al acestui element.
37. Care este deosebirea dintre formularea actuală a legii periodicității și cea pe care a dat-o D. I. Mendeleev?



## 6 Modelul atomului în prezent

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți ce reprezintă orbitalul, nivelul și sub-nivelul energetic;
- să înțelegeți formele și pozițiile orbitalilor în spațiu;
- să determinați numărul maxim de electroni pe nivel și subnivelul energetic.

### Este interesant de știut

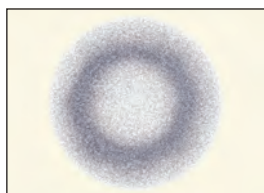
Chiar și la un microscop foarte puternic nu putem vedea electronul

**Orbitalii electronici.** Rezultatele cercetării electronilor demonstrează despre faptul că aceste particule se deosebesc de corpurile fizice obișnuite. Este imposibil de stabilit cu precizie traiectoria de mișcare și coordonatele lui în spațiu. Electronul se poate afla în orice punct al atomului (fig. 14).

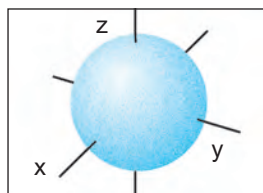
**Partea din spațiul atomului, în care se poziționează cel mai probabil electronul, se numește *orbital*.**

Orbitalul cu electron se aseamănă cu un nor minuscul (există termenul de „nor electronic”). În acesta se află și masa, și sarcina electronului.

Orbitalii pot fi de forme variate<sup>1</sup>. Cea mai simplă dintre ele este forma *sferică* (fig. 15), adică formă de balon (în centrul este situat nucleul atomului). Un

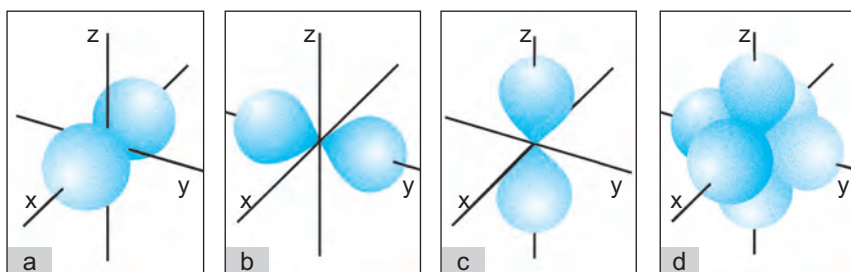


**Fig. 14.**  
„Poziționarea”  
electronului în atomul  
de Hidrogen



**Fig. 15.**  
Orbital sferic  
(orbital s)

<sup>1</sup> Formele orbitalilor s-au stabilit cu ajutorul calculelor.



**Fig. 16.**

Orbitali de forma halterei (orbital  $p$ ):

$a, b, c$  — orbitali  $p$  cu poziționări variate în spațiu;

$d$  — trei orbitali  $p$  într-un atom

astfel de orbital se notează cu litera  $s$ , iar electronul din el — electronul  $s$ . O altă varietate de formă este cea de *halteră* (greutate pentru exerciții fizice) mică (fig. 16). Aceasta se notează ca orbitalul  $p$ . Orbitalii de acest tip se situează în spațiu de-a lungul axelor  $x, y, z$ , de aceea ei se mai numesc orbitali  $p_x, p_y, p_z$ . Pe ei se poziționează electronii  $p$ . Mai există și orbitali  $d$  și  $f$  de forme mai complexe.

Orice orbital este reprezentat în mod simplificat

printr-un mic pătrățel  $\square$ , iar electronul de pe el —

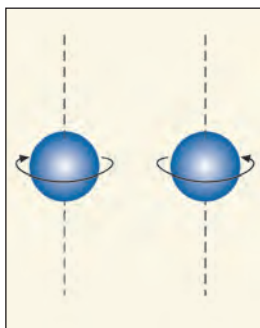
cu o săgeată:  $\square \uparrow$ .

Pe fiecare orbital se pot afla unul sau doi electroni. Acești doi electroni se deosebesc între ei după o particularitate a lor care se numește spin<sup>1</sup>. În mod simplificat această particularitate este reprezentată drept mișcare a electronului în jurul propriei axe (în modul cum se mișcă planeta noastră, datorită căreia ziua se schimbă cu noaptea). Unul din electroni se rotește în jurul acestei axe după direcția acului de ceasornic, iar celălalt — în partea opusă a direcției acului de ceasornic, adică posedă un spin opus (fig. 17). Acești electroni se indică pe orbital cu săgeți îndreptate în părți opuse:



<sup>1</sup> Termenul provine de la cuvântul englez spin — titirez (rotire).

Fig. 17.  
Electroni cu spini  
diferiți



Orbitalul pe care se poziționează doi electroni este complet. Dacă pe orbital se găsește doar un electron, atunci acesta se va numi orbital *neîmperecheat*, iar dacă sunt ambii electroni — *împerecheat*.

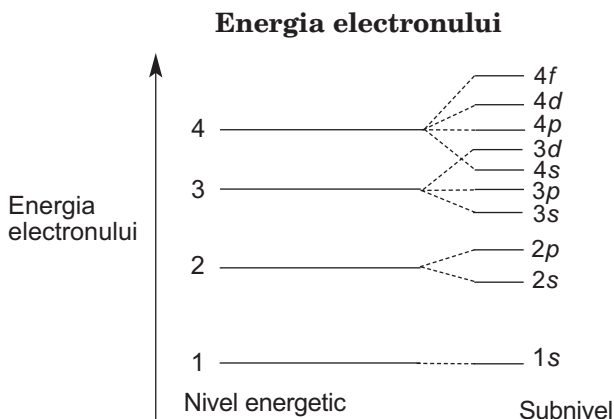
**Niveluri energetice.** Cea mai importantă caracteristică a electronului care poate fi determinată cu destulă precizie este *energia* sa. Electronii care în atom ocupă unul sau mai mulți orbitali de aceeași formă și dimensiuni posedă aceeași energie.

**Cu cât mai compact este orbitalul și mai aproape de nucleu se află electronul, cu atât mai mică este energia lui.**

Modelul actual al atomului ia în considerație energia electronilor. În acest model particulele se repartizează pe așa-numitele *niveluri energetice* sau *straturi* (schema 2). Fiecare nivel energetic este format din electroni cu aceeași energie sau cu energie foarte apropiată. Electronii de pe primul nivel posedă energia cea mai mică; ei se situează pe poziția cea mai apropiată de nucleul atomului. Al doilea nivel este ocupat de electroni cu energie superioară, al treilea — cu energie și mai mare ș. a. m. d.

În locul termenului de „nivel energetic” deseori se folosește și un alt termen — cel de „înveliș electronic”.

Nivelurile energetice sunt alcătuite din *subniveluri*, iar numărul nivelului indică și numărul de subniveluri. Astfel, primul nivel conține un subnivel, al doilea — două subniveluri, al treilea — trei subniveluri, al patrulea — patru subniveluri (schema 2).



Repartizarea electronilor pe nivelurile energetice. Orice nivel energetic cuprinde un număr limitat de electroni. Numărul lor cel mai mare se determină pe baza formulei

$$N_{\max}(e^-) = 2n^2,$$

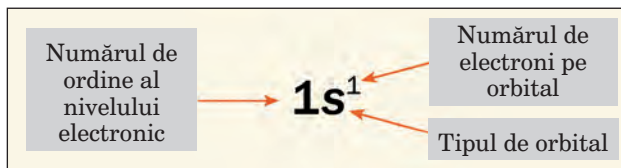
unde  $n$  este numărul de nivel.

Pe primul nivel energetic se pot afla nu mai mult de  $2 \cdot 1^2 = 2$  electroni. Ei se situează pe un orbital (sferic), sunt electroni s, posedă aceeași energie, însă se deosebesc după spinii lor.

Ocuparea de către electroni a primului nivel energetic poate fi ilustrată prin așa-numitele formule electronice (fig. 18) și variantele lor grafice:



Fig. 18.  
Formulă  
electronică



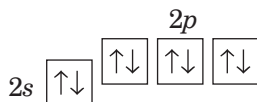
Al doilea nivel energetic poate conține cel mult  $2 \cdot 2^2 = 8$  electroni. Doi dintre aceștia ocupă unul din orbitalul s, însă cu volum mai mare decât cel ce

aparține primului nivel. De asemenea, electronii posedă spini opuși. Restul electronilor (șase) de pe nivelul al doilea sunt electroni  $p$ . Întrucât pe fiecare orbital se pot situa nu mai mult de doi electroni, atunci orbitali  $p$  trebuie să fie  $6 : 2 = 3$ . Aceștia vor fi orbitalii aceluiași nivel energetic; ei posedă un volum identic și sunt situați de-a lungul axei coordonatelor (fig. 16).

Formula electronică a celui de-al doilea nivel energetic complet va fi —



Orbitalul sferic este mai avantajos pentru electroni decât cei de forma halterei. De aceea electronii  $s$  de pe al doilea nivel energetic posedă mai puțină energie decât electronii  $p$ . Aceasta poate fi demonstrat în varianta grafică a formulei electronice, repartizând orbitala  $p$  mai sus, decât orbitala  $s$ :



Așadar, al doilea nivel energetic este format din două subniveluri. Ele se indică la fel ca electronii corespunzători: subnivelul  $2s$ , subnivelul  $2p$  (schema 2).

Al treilea nivel energetic cuprinde nu mai mult de  $2 \cdot 3^2 = 18$  electroni. Pe el se situează trei subniveluri —  $3s$ ,  $3p$  și  $3d$ . Dacă pe nivelul  $s$  nu se pot afla mai mult de doi electroni, pe subnivelul  $p$  — nu mai mult de șase, atunci numărul maxim de electroni pe subnivelul  $d$  va constitui  $18 - 2 - 6 = 10$ . Aceștia vor fi electroni  $d$ ; ei vor ocupa cinci orbitali.

- Scrieți formula electronică și reprezentarea ei grafică pentru al treilea nivel energetic completat deplin cu electroni.

Modelul de astăzi al atomului oferă posibilitatea de a se constitui structura lui electronică, de a stabili posibilitățile de combinare ale atomului cu alți atomi, precum și de cedare de către atom a electronilor sau de acceptare a lor. Toate acestea determină proprietățile chimice ale substanțelor simple și compuse.

### Este interesant de știut

Electronii încep să ocupe orbitalul  $3d$  numai după ce vor completa orbitalul  $4s$ .

## CONCLUZII

O parte din spațiul atomului unde cel mai probabil se poziționează electronul se numește orbital. Orbitalii sunt de câteva forme — sferică (pe un asemenea orbital se situează electronii  $s$ ), de forma haltereii (pe acest tip de orbital se poziționează electronii  $p$ ) și de alte forme. Orbitalul poate cuprinde unul sau doi electroni.

Proprietatea electronului asemănătoare cu rotația în jurul propriei axe se numește spin.

În modelul actual al atomului electronii se distribuie pe nivelurile și subnivelurile lor energetice. Fiecare nivel și subnivel cuprinde un număr limitat de electroni.



38. Ce este orbitalul? Ce forme au orbitalii  $s$  și  $p$ ?
39. Cum sunt poziționați în spațiu orbitalii  $p$  ai unui atom? De ce notația orbitalului  $s$  nu are indice (de exemplu,  $s_x$ )?
40. Găsiți corespondențele:
- |                             |                               |
|-----------------------------|-------------------------------|
| 1) <input type="checkbox"/> | a) orbital complet;           |
| 2) <input type="checkbox"/> | b) electroni împerecheați;    |
|                             | c) electroni cu spini opuși ; |
| 3) <input type="checkbox"/> | d) electroni neîmperecheați;  |
|                             | e) orbital gol (vacant).      |
41. Numiți caracteristicile, potrivit cărora un electron se poate deosebi de altul sau să fie asemănător cu el.
42. Energia cărei particule este mai mică: a electronului  $s$  de pe primul nivel energetic sau a electronului  $p$  de pe al doilea nivel energetic? Explicați răspunsul.
43. Oare întotdeauna energia electronului de pe al treilea nivel energetic este superioară electronului de pe al doilea nivel? Oare se va schimba răspunsul, dacă vom compara energia electronului de pe al patrulea nivel energetic cu cea a electronului de pe al treilea nivel? Folosiți-vă de schema 2.
44. Care notare oferă mai multe informații despre electroni: formula electronică sau varianta ei grafică? Din ce cauză?
45. Între subnivelurile indicate, numiți acele niveluri care sunt imposibile în atom:  $6p$ ,  $2d$ ,  $1p$ ,  $5s$ .

---

# 7 Structura învelișurilor electronice ale atomilor

---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegi că structura învelișurilor electronice ale atomului corespunde stării lui cu o cantitate de energie mai mică;
- să alcătuiți formulele electronice ale atomilor;
- să prevedeați valorile posibile de valență ale elementului.

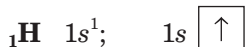
Poziționarea electronilor în atomi. Totul în lumea înconjurătoare aspiră să ajungă într-o stare cu o cantitate de energie mai mică. O asemenea stare este mai stabilă și de aceea se consideră a fi cea mai avantajoasă. Principiul cantității mici de energie determină și structura electronică a atomului.

**Electronii se poziționează în atom astfel ca energia lor să fie minimă.**

Vom examina modul cum electronii completează nivelurile și subnivelurile energetice în atomi ai diferitelor elemente.

Atomul elementului № 1 Hidrogen are doar un singur electron. Potrivit principiului cantității mici de energie, acest electron ar trebui să se situeze cât mai aproape de nucleu, adică să aparțină la primul nivel energetic și să ocupe orbitalul 1s.

Formula electronică a atomului de Hidrogen<sup>1</sup> și varianta ei grafică sunt următoarele:

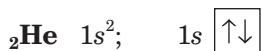


Atomul elementului № 2 Helium cuprinde doi electroni. Oare ar putea ca al doilea electron să ajungă pe primul nivel energetic? Da, deoarece „volumul” maxim al primului nivel poate cuprinde doi electroni. Aceste particule se găsesc pe un orbital și au spini diferiți.

---

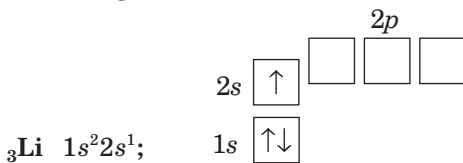
<sup>1</sup> Notarea formulei electronice a atomului se mai numește configurație electronică.

Vom scrie formula electronică a atomului de Heliu și varianta ei grafică:



În atomul elementului № 3 Litiu sunt 3 electroni. Doi electroni ocupă orbitalul 1s. Primul nivel energetic este complet ocupat, iar al treilea electron trebuie să ocupe al doilea nivel (schema 2). Dintre orbitalii 2s și 2p el va „alege” acel orbital care posedă o cantitate mai mică de energie, adică orbitalul 2s.

Formula electronică a atomului de Litiu și varianta ei grafică vor fi următoarele:



Electronii de pe ultimul nivel energetic al atomului se numesc exteriori. În atomul elementului metal Litiu există un electron exterior; acesta se situează pe orbitalul 2s.

Pentru a evidenția în atom electronii exteriori, se folosește notarea prescurtată a formulei electronice. Pentru atomul de Litiu aceasta va fi: [He]2s<sup>1</sup>. Simbolul elementului Helium între parantezele pătrate arată că partea internă a învelișului electronic al atomului de Litiu este aceeași ca și învelișul electronic al atomului de Helium (1s<sup>2</sup>). Notările prescurtate ale formulelor electronice ale atomilor sunt redată în varianta scurtă a sistemului periodic (în forțașul 1, fig. 19).

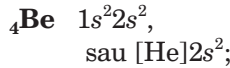
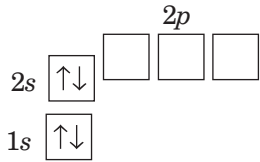
Fig. 19.  
Căsuța  
elementului Litiu  
în sistemul  
peiodic

Li	3
Litiu	6,941
[He]2s <sup>1</sup>	

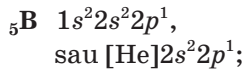
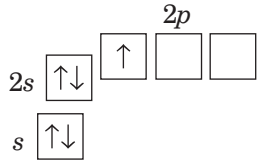
Uneori formulele electronice ale atomilor se notează doar cu electronii exteriori. Astfel formula pentru atomul de Litiu va fi ... 2s<sup>1</sup>.

În atomul elementului № 4 Beriliu se cuprind 4 electroni. Electronul al patrulea „formează perechea” celui de-al treilea și se poziționează pe orbitalul 2s:





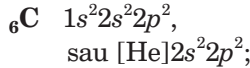
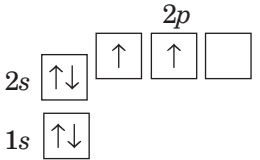
Atomul elementului № 5 Bor are 5 electroni. Al cincilea electron aparține celui de-al doilea nivel energetic și se situează pe unul dintre orbitalii  $p$ :



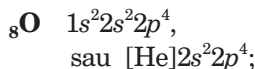
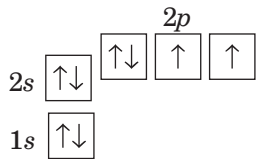
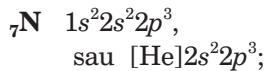
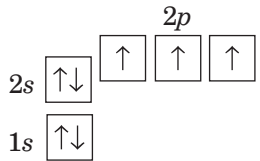
**Este interesant de știut**  
Structura electronică a atomilor recent descoperite, nu este defenitiv clarificată

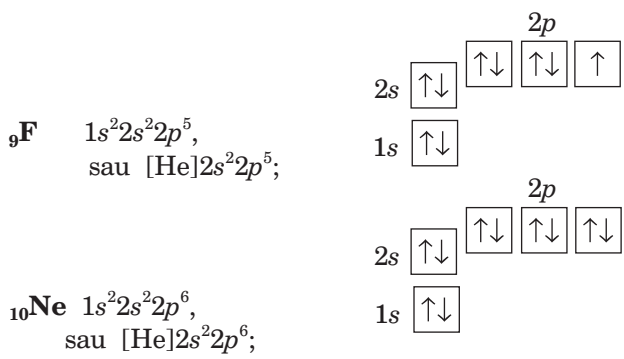
În atomul elementului № 6 Carbon apare un al șaselea electron. Acesta ar putea „să se așeze” lângă electronul al cincilea pe unul dintre orbitalii  $p$  sau să ocupe un alt orbital liber  $p$ . Se va realiza cea de-a doua posibilitate: având aceleași sarcini, electronii se resping; pentru ei este mai avantajos să ocupe orbitali diferiți.

Formula electronică a atomului de Carbon și varianta ei grafică:



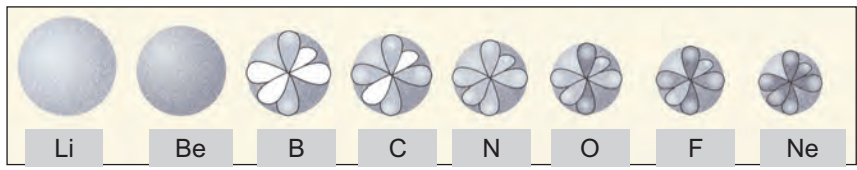
Ținând cont de faptul că orice electron tinde să ocupe orbitalul vacant de pe ultimul subnivel, iar în cazul că acesta lipsește, se „instalează” lângă alt electron (cu spin opus), vom scrie formulele electronice ale atomilor celorlalte elemente din perioada a 2-a:



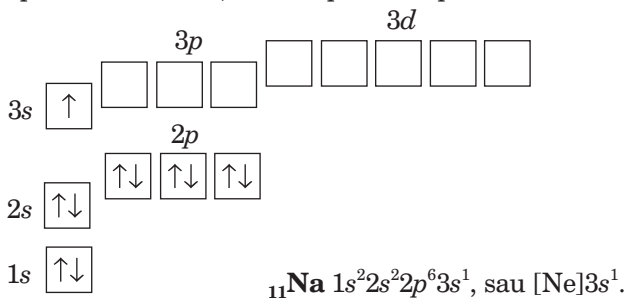


**Fig. 20.**  
Atomii  
elementelor  
perioadei a 2-a

În figura 20 sunt ilustrați orbitalii de pe nivelul energetic exterior al atomilor elementelor din perioada a doua (orbitalii necompletați — sur-deschis, orbitalii complecetați — sur-închis).



În atomul elementului № 11 Sodiu (Natriu) începe ocuparea celui de-al treilea nivel energetic. Pe el apare un electron, care se plasează pe orbitalul 3s:

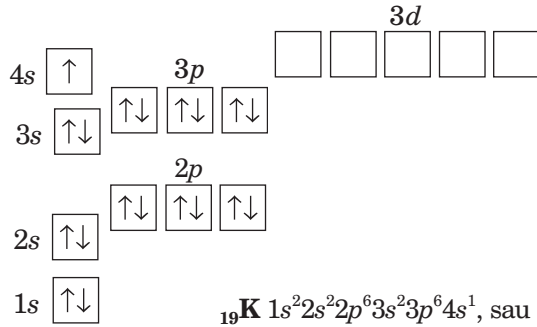


► Deduceți formulele electronice ale atomilor celorlalte elemente din perioada a 3-a.

Este util să rețineți: *numărul nivelurilor energetice ale atomului pe care se situează electronii coincide cu numărul perioadei unde se află elementul respectiv.*

Aceasta ne confirmă schema 2 (p. 35).

Alcătuiim formula electronică pentru atomul de Potasiu (elementul № 19) din perioada a 4-a:



În atomul următorului element, Calciu, al 20-lea electron de asemenea este situat pe orbitalul 4s, având spin opus.

► Scrieți formula electronică pentru atomul de Calciu.

Voi vedeți că nu conține fiecare atom electroni cu aceleași caracteristici. Ei se situează sau pe diferite orbitalii, sau într-o orbitală, dar cu spini diferiți.

**La alcătuirea formulelor electronice pentru atomii elementelor din perioada a 4-a este necesar să se țină cont de faptul că energia electronilor subnivelurilor crește în următoarea ordine (schema 2):**



**Ordinea de complectare a orbitalilor în atomii de Crom și Cupru puțin se încalcă: un electron trece de pe orbitala 4s pe orbitala 3d (forzațul I).**

Electronii exteriori ai atomului și valența elementului. Atomul de Hidrogen are un singur electron. Valoarea de valență a elementului este egală cu 1. Pe al doilea nivel energetic (exterior) al atomului de Litiu, de asemenea, se află un electron, iar atomul de Fluor cuprinde șapte electroni, dintre care unul este neîmperecheat. Litiul și Fluorul sunt elemente monovalente. În atomul de Oxigen, pe nivelul energetic exterior se situează doi electroni neîmperecheați; acest element este divalent.

În atomul de Nitrogen, pe nivelul energetic exterior se situează trei electroni neîmperecheați, el poate fi trivalent.

### **Numărul electronilor neîmperecheați în atom indică valoarea de valență posibilă a elementului.**

Ulterior veți înțelege cum să prognozați altele valori pentru valența elementelor, ținând cont de prezența orbitalilor vacante în atomi.

#### **CONCLUZII**

**Electronii se poziționează în atom în așa fel ca energia lor să fie minimă.**

**La alcătuirea formulelor electronice pentru atomii elementelor este necesar să se țină cont de creșterea energiei electronilor pe diferite orbitalii. Pe fiecare nivel energetic electronii mai întâi ocupă orbitalul *s*, iar apoi orbitalul *p*, și se situează întâi câte un electron în fiecare căsuță.**

**Numărul de niveluri energetice cu electroni pe care le conține atomul, coincide cu numărul perioadei unde este situat elementul.**

**Numărul de electroni neîmperecheați indică valența posibilă a elementului.**



46. Atomul elementului din perioada a 2-a cuprinde pe ultimul nivel energetic 6 electroni. Câți electroni împerecheați există între ei și câți neîmperecheați?
47. Atomii căror elemente din perioada a 2-a posedă în starea lor de bază un electron neîmperecheat, doi electroni neîmperecheați?
48. Numiți elementul, al cărui atom are următoarea formulă electronică:
  - a)  $1s^2$ ;
  - b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;
  - c)  $[\text{He}]2s^2 2p^5$ ;
  - d)  $[\text{Ne}]3s^1$ .
49. Numiți două elemente, în atomii căroră, aflați în starea de bază, numărul tuturor electronilor *s* și tuturor electronilor *p* este egal.
50. Ce valoare de valență manifestă atomul cu următoarea formulă electronică:
  - a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ;
  - b)  $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ ?

# 8

## Legea periodicității și structura electronică a atomilor

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți esența fizică a legii periodicității;
- să găsiți legătura dintre numărul grupei, în care se află elementul și numărul de electroni de pe nivelul energetic exterior al atomului;
- să explicați de ce se schimbă razele atomilor în perioade și subgrupe.

**Esența fizică a legii periodicității.** Vă atragem atenția la învelișurile electronice exterioare ale atomilor primelor 18 elemente (fig. 21).

După cum vedem, în șirul natural al elementelor chimice numărul electronilor exteriori în atomi și poziționarea lor pe orbitali se repetă periodic. De exemplu, în atomii de Hidrogen, Litiu, Sodiu pe ultimul nivel energetic se situează câte un electron *s*; în atomii de Heliu, Beriliu, Magneziu — câte doi electroni *s*; iar în atomii de Fluor, Clor — doi electroni *s* și cinci electroni *p*.

După numărul electronilor exteriori se poate prevedea caracterul chimic al elementului. În atomii elementelor din perioadele a 2-a și a 3-a Litiu, Beriliu, Sodiu, Magneziu, Aluminiu pe ultimul nivel energetic se situează un număr nesemnificativ de

**Fig. 21.** Nivelurile energetice exterioare a atomilor elementelor din primele trei perioade

Perioada	Grupa							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H $1s^1$ (I)*							He $1s^2$
2	Li $2s^1$ (I)	Be $2s^2$ (II)	B $2s^2 2p^1$ (III)	C $2s^2 2p^2$ (IV)	N $2s^2 2p^3$ (IV)	O $2s^2 2p^4$ (II)	F $2s^2 2p^5$ (I)	Ne $2s^2 2p^6$
3	Na $3s^1$ (I)	Mg $3s^2$ (II)	Al $3s^2 3p^1$ (III)	Si $3s^2 3p^2$ (IV)	P $3s^2 3p^3$ (V)	S $3s^2 3p^4$ (VI)	Cl $3s^2 3p^5$ (VII)	Ar $3s^2 3p^6$

\* În paranteze se dau valorile de valență ale elementelor (unice sau maxime).

electroni — de la 1 până la 3 (fig. 21). Acestea sunt elemente metale. În atomii elementelor nemetale numărul electronilor exteriori este mai mare — de la 4 până la 8.

Întrucât componența învelișului electronic exterior al atomului influențează caracterul chimic al elementului, periodicitatea schimbărilor structurii electronice a atomilor elementelor cauzează *periodicitatea schimbărilor componenței și proprietăților substanțelor*. În aceasta constă esența fizică a legii periodicității.

**Clasificarea elementelor pe baza structurii electronice a atomilor.** La baza uneia din clasificările elementelor chimice s-a pus structura electronică a atomilor. În funcție de tipul orbitalului pe care se situează electronii cu cea mai mare cantitate de energie (electronii exteriori), se deosebesc *elemente s*, *elemente p*, *elemente d* și *elemente f*. Căsuțele elementelor de fiecare tip din sistemul periodic au o anumită culoare — roză (pentru elementele *s*), galbenă (pentru elementele *p*), albastră (pentru elementele *d*) și verde (pentru elementele *f*).

Elementele *s* (cu excepția Heliului) aparțin la subgrupele principale ale grupelor I și II, iar elementele *p* — la subgrupele principale ale grupelor III–VIII. În toate subgrupele secundare se cuprind elemente *d*, iar elementele *f* aparțin la subgrupa secundară a grupei a III-a. Acestea sunt lantanidele și actinidele; ele au fost scoase în afara limitelor tabelului de bază al sistemului periodic.

**Sistemul periodic, structura electronică a atomilor și valența elementelor.** Voi deja știți că numărul perioadei în care se situează elementul indică numărul de niveluri energetice (învelișuri electronice) din atomul său. Conform informației redată în figura 21, numărul grupei în care se află elementul *s* sau *p* coincide cu numărul de electroni de pe învelișul exterior al atomului.

Deoarece valența elementelor depinde de structura electronică a atomilor săi, reiese că există legătură dintre repartizarea elementului în sistemul periodic și valoarea valenței lui. Legătura aceasta ilustrează următoarele legități:

- valoarea de valență maximă a elementului coincide cu numărul grupei în care se află elementul;
- valoarea de valență a elementului nemetal în compus cu Hidrogenul sau cu un element metal este egală cu diferența dintre numărul 8 și numărul grupei în care se află elementul nemetal;
- elementele nemetale ale grupelor pare au valoarea de valență pară, iar elementele nemetale ale grupelor impare — valoarea de valență impară.

Confirmăm aceste legități pe baza Sulfurului. Acest element este situat în grupa a VI-a a sistemului periodic și formează compus în care relevă valori de valențe pare — 2, 4 și 6 (maximă):



Există câteva elemente ale căror valori maxime de valență se deosebesc de numerele grupelor corespunzătoare ale sistemului periodic. Nitrogenul este un element din grupa a V-a, însă valoarea maximă a valenței sale este egală cu 4. Valorile constante de valență ale Oxigenului (2) și Fluorului (1) de asemenea nu corespund numerelor de grupe (VI și VII). Cauza acestei situații o să o examinați la lecțiile de chimie în clasele mai mari.

**Schimbarea razelor de atomi ai elementelor în perioade și grupe.** În imaginația noastră atomul este un balonaș microscopic cu o anumită rază<sup>1</sup>.

*Raza atomului reprezintă distanța de la centrul nucleului până la suprafața sferică care vine în atingere cu orbitalul cu electroni al ultimului nivel energetic.*

Razele atomilor depind de sarcinile nucleelor și de numărul de niveluri energetice pe care se poziționează electronii.

Atomii elementelor unei perioade posedă un număr egal de niveluri energetice cu electroni, însă raze diferite (fig. 20, 22). Sarcinile nucleelor atomi-

---

<sup>1</sup> Razele unui atom separat și ale unuia care se cuprinde în substanță sunt diferite.



**Fig. 22.**  
Dimensiunile relative ale atomilor elementelor perioadei a 3-a

lor cresc în perioade. *Cu cât mai mare este sarcina nucleului, cu atât mai aproape de el se situează electronii, iar raza atomului este mai mică.*

O asemenea dependență se explică prin legile fizicii, potrivit cărora particula cu sarcină mai mare este mai puternic atrasă de altă particulă cu sarcină opusă.

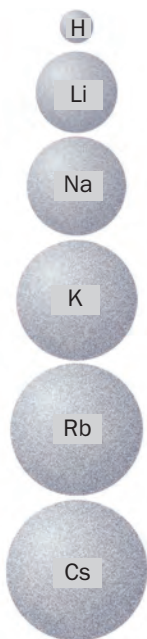
### **Razele de atomi ai elementelor în perioadă se micșorează de la stânga spre dreapta.**

► Folosindu-vă de figura 22, comparați razele tuturor atomilor ce aparțin elementelor metale și nemetale din perioada a 3-a.

Iar acum vom compara atomii elementelor dintr-o grupă (subgrupă). Odată cu creșterea numărului lor de ordine, crește în ei și numărul nivelurilor energetice pe care sunt situați electronii. Acest fapt determină și creșterea dimensiunilor atomilor (fig. 23). *Cu cât mai multe niveluri energetice posedă atomul, cu atât mai mare va fi raza lui.*

### **Razele de atomi ai elementelor în grupă (subgrupă) crește de sus în jos.**

**Observați sarcinile nucleelor de atomi ai Litiului, Sodiuului și Potasiului. Ele cresc brusc: +3 (Li), +11 (Na) și +19 (K). Acest fapt urmează să intensifice atracția electronilor de către nucleu și să producă micșorarea razelor atomilor. Însă odată cu mărirea sarcinilor nucleelor, acestea ecranează cu sarcinile electronilor de pe învelișurile exterioare, adică se neutralizează într-un fel de către ele. Iar numărul acestor electroni de Litiu și Potasiu crește aproape la fel ca și sarcinile nucleelor. De aceea factorul determinant, care influențează asupra razelor atomilor elementelor acestei grupe sau altor grupe depind de numărul de niveluri energetice pe care sunt situați electronii.**



**Fig. 23.**  
Dimensiunile relative ale atomilor elementelor din grupa I subgrupa principală



## CONCLUZII

**Esența fizică a legii periodicității constă în aceea că odată cu creșterea sarcinilor atomilor se schimbă periodic și structura electronică a atomilor, ceea ce determină schimbarea periodică a caracterului chimic al elementelor, valențelor, proprietăților substanțelor simple și a compușilor lor.**

**După structura electronică a atomilor se disting elemente *s*, *p*, *d*, și *f*.**

**Numărul grupei în care sunt situate elemente *s* sau *p* indică numărul electronilor de pe nivelul energetic exterior al atomului și valoarea maximă de valență a elementului.**

**Razele de atomi ai elementelor în perioadă se micșorează de la stânga spre dreapta, iar în grupă cresc de sus în jos.**



51. Odată cu creșterea numărului de ordine al elementului, se va schimba treptat sau periodic: a) numărul total de electroni în atom; b) numărul electronilor pe nivelul energetic exterior?
52. Înscrieți într-o coloniță toate simbolurile elementelor care încep cu litera N. După fiecare simbol, indicați denumirea și tipul elementului corespunzător (*s*, *p*, *d* sau *f*).
53. Fără să alcătuiți formulele electronice, scrieți numărul de electroni de pe ultimul nivel energetic în atomii de Cl, Pb, As, Kr.
54. Ce fel de informație despre elementul chimic se poate obține din formula electronică a atomului?
55. De ce tip sunt elementele, cărora le aparțin următoarele formule electronice ale atomilor: a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; b)  $1s 2s 2p 1$ ; c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ?
56. Ce este raza atomului? De care factori depinde mărimea ei?
57. Atomul cărui element din fiecare pereche are rază mai mare: Si — P, F — Br, H — He, Na — Be? Argumentați-vă răspunsul.
58. Prevăzând caracterul schimbării razelor de atomi în seriile de elemente Be — Mg — Al și Be — B — Al, alegeți răspunsul corect:
  - a) raza atomului de Beriliu este mai mare decât cea a atomului de Aluminiu;
  - b) raza atomului de Aluminiu este mai mare decât cea a atomului de Beriliu;
  - b) razele atomilor de Beriliu și Aluminiu sunt aproape egale.
59. Numiți elementul, al cărui atom posedă: a) cea mai mică rază; b) cea mai mare rază. Explicați alegerea voastră.

# 9

## Caracteristica elementului chimic

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți ce este caracteristica elementului chimic;
- să alcătuiți caracteristica elementului.

Înțelegând esența legii periodicității, cunoscând ce informații privitor la elemente conține sistemul periodic și bazându-vă pe structura electronică a atomului, voi veți putea alcătui caracteristica elementului. Vă propunem să facem acest lucru după următorul plan.

1. Denumirea și simbolul elementului, locul în sistemul periodic (numărul perioadei, numărul grupe, subgrupa principală sau secundară). Denumirea substanței simple.

2. Masa atomică relativă.

3. Compoziția atomului, adică numărul de protoni, neutroni (dacă elementul face parte din cele douăzeci de elemente care posedă câte un nucleid natural) și de electroni.

4. Structura electronică a atomului, adică poziționarea electronilor pe nivelurile și subnivelurile energetice.

5. Tipul elementului (*s*, *p*, *d*, *f*), caracterul său chimic (dacă este element metal sau nemetal).

6. Valoarea minimă și maximă de valență (după numărul grupe din sistemul periodic, în care este situat).

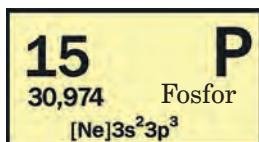
7. Tipul substanței simple formate de element (metal sau nemetal).

**EXERCİȚIU. Alcătuiți caracteristica Fosforului.**

### **Rezolvare**

1. Elementul Fosfor se află în perioada a 3-a, în grupa a V-a, subgrupa principală. Simbolul elementului — P. Deoarece denumirea substanței simple nu se indică în căsuță în sistemul periodic (fig. 24), înseamnă că aceasta coincide cu denumirea elementului. Rețineți că elementul formează câteva substanțe simple. Cele mai importante dintre ele — fosforul roșu și alb.

Fig. 24.  
Căsuța Fosforului  
în sistemul peiodic

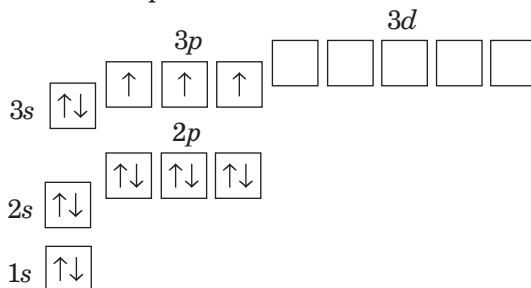


2. Masa atomică relativă a elementului este — 30,974.  
3. Numărul de ordine al elementului (numărul de protoni) este 15. În componența atomului de Fosfor se cuprind 15 protoni și 15 electroni.

Fosforul îl vom găsi între cele 20 de elemente (p. 23), care posedă câte un nuclid natural. Numărul neclonic pentru nuclidul Fosforului îl vom obține rotunzind valoarea masei atomice relative a elementului la un număr întreg:  $30,974 \approx 31$ . Notarea nuclidului este  $^{31}\text{P}$ . Numărul de neutroni în nucleu este egal cu diferența dintre numărul neclonic și cel de protoni:  $31 - 15 = 16$ .

4. Întrucât Fosforul se află în perioada a 3-a, electronii în atomul lui se situează pe trei niveluri energetice. Primul și al doilea nivel sunt complete; pe ele se poziționează respectiv 2 și 8 electroni (aceeași este și structura electronică a atomului elementului № 10 Neon). Pe al treilea nivel, exterior, se situează 5 electroni (numărul lor coincide pentru elementul din subgrupa principală cu numărul grupei): 2 electroni — pe subnivelul 3s și 3 electroni — pe subnivelul 3p.

Formula electronică a atomului de Fosfor —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ , sau [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>. Varianta grafică a acesteia cu reprezentarea nu doar a orbitalilor ocupați, ci și a celor vacanți de pe ultimul nivel energetic (orbitalii 3d) are următorul aspect:



5. Fosforul este un element *p*, deoarece la formarea nivelurilor energetice ale atomului ultimul electron ajunge pe orbitalul *p*. Fosforul face parte din elementele nemetale; el se găsește în varianta lungă a sistemului periodic în partea dreaptă de deasupra liniei frânte.

6. Valoarea maximă a valenței Fosforului este egală cu 5 (este element din grupa a V-a), iar valoarea minimă constituie  $8 - 5 = 3$  (se determină după regula din paragraful precedent).

7. Întrucât Fosforul este un element nemetal, substanța sa simplă va fi un nemetal.

Se acordă o atenție la elementul care se situează în două pătrățele (căsuțe) ale sistemului periodic. Acesta este Hidrogenul; el poate fi găsit în subgrupele principale I și VII. Fiecare variantă a locului pe care îl ocupă Hidrogenul în sistemul periodic are temeiurile sale.

Hidrogenul este asemănător cu elementele alcalii. El este monovalent, atomul său posedă pe ultimul (și unic) nivel energetic un electron.

Hidrogenul se aseamănă și cu elementele din subgrupa principală a grupeii a VII-a — halogenii. Acesta este un element nemetal. Valoarea valenței sale coincide cu valoarea minimă de valență a halogenilor. Substanța simplă a Hidrogenului este gazul hidrogenul  $H_2$ , molecula formată din doi atomi, care după proprietăți are multe caracteristici comune cu halogenii  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ .

Cărei variante a locului pe care îl ocupă Hidrogenul în sistemul periodic urmează să i se acorde prioritate? O părere unanimă nu există. De aceea acest element poate fi găsit și în grupa I, și în grupa a VII-a.

La alcătuirea caracteristicii elementului Hidrogen trebuie să se ia în considerație ambele variante ale poziției sale în sistemul periodic.

## CONCLUZII

**Elementul chimic se caracterizează, indicându-se poziția sa în sistemul periodic, masa atomică relativă, componența și structura electronică a atomului, caracterul chimic, tipul (după structura electronică), valoarea maximă și minimă de valență (pentru elementul nemetal), precum se indică denumirea și tipul substanței simple.**



60. Caracterizați elementele în conformitate cu planul expus în paragraf:
- |           |              |
|-----------|--------------|
| a) Litiu; | c) Aluminiu; |
| b) Fluor; | d) Sulf.     |
61. Din șirul dat, indicați elementele pentru care nu putem determina numărul de neutroni în nucleul atomului după masa atomică relativă: Na, Cl, H, Al, Fe.

62. Numiți câteva elemente care posedă valoarea maximă de valență, egală cu 7.
63. Pentru care elemente valorile maxime de valență nu coincid cu numerele grupelor în care ele sunt situate?
64. Elementele nemetale ale cărei grupe din sistemul periodic posedă valoarea minimală de valență, egală cu 2?
65. De ce hidrogenul se aseamănă cu clorul — substanță simplă a elementului din grupa a VII-a? Prin ce se deosebește hidrogenul de sodiu — substanță simplă a elementului din grupa I?

# 10

## Sistemul periodic, caracterul chimic al elementelor și proprietățile

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

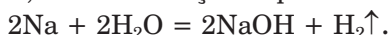
- să înțelegeți cum se schimbă caracterul elementelor în perioade și subgrupele principale;
- să prevedeați proprietățile chimice ale substanțelor simple și activitatea lor în funcție de poziția elementelor în sistemul periodic.

**Caracterul chimic al elementelor.** Voi știți, că există elemente metale și nemetale. Primele în sistemul periodic se situează la începutul fiecărei perioade și la mijlocul perioadelor mari. Atomii lor posedă pe nivelul energetic exterior, de regulă, de la unul până la trei electroni. Elementele nemetale se găsesc la sfârșitul perioadelor. În atomii lor se cuprind mai mulți electroni exteriori — de la 4 până la 8:

Perioada	Grupa							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
3	Na ...3s <sup>1</sup>	Mg ...3s <sup>2</sup>	Al ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	Si ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	P ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	S ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	Cl ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	Ar ...3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
	Elemente metale				Elemente nemetale			

Elementele metale formează substanțe simple metale, iar cele nemetale — substanțe simple nemetale. *Caracterul chimic al elementului este determinat înainte de toate de proprietățile chimice ale substanței sale simple*, adică se ia în considerație, dacă intră ea în reacții specifice pentru metale sau nemetale, iar în cazul că intră, apoi cât de active (intense) sunt acestea.

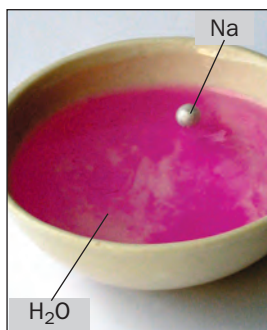
**Activitatea chimică a metalelor — substanțe simple ale elementelor unei perioade.** Să clarificăm cum se schimbă gradul de activitate a substanțelor simple ale elementelor metale din perioada a 3-a în reacțiile cu apa. Punem o bucățică de sodiu în apă, la care adăugăm 1—2 picături soluție de indicator — fenolftaleină. Deodată se degajă gaz și o cantitate mare de căldură (reacția are loc cu săsăitură), iar metalul sub formă de balonaș strălucitor „fuge” deasupra apei până se topește și dispare complet (fig. 25). Indicatorul colorându-se în roz-zmeuriu, ne mărturisește despre formarea bazei:



Magneziul intră într-o reacție analogică numai prin încălzire (fig. 26)



iar aluminiul chiar și în apă fierbinte rămâne neschimbat.



**Fig. 25.**  
Reacția dintre sodiu și apă (adăugarea indicatorului — fenolftaleina)



**Fig. 26.**  
Acțiunea magneziului asupra apei (adăugarea indicatorului — fenolftaleina):  
a — rece;  
b — fierbinte

Na Mg Al  
 ←  
 activitatea  
 sporește

Be  
 Mg  
 Ca  
 ↓  
 activitatea  
 sporește

Așadar, gradul de activitate a metalelor față de apă sporește de la aluminiu spre sodiu.

**Activitatea chimică a metalelor — substanțe simple ale elementelor subgrupeii principale.** Observați reacția cu apa a trei substanțe simple ale elementelor din grupa a II-a subgrupa principală. Beriliu nu reacționează cu vaporii de apă chiar la temperatură înaltă, magneziu reacționează cu apă fierbinte, iar calciu reacționează cu apa în condiții obișnuite.

► Alcătuiți ecuația reacției dintre calciu cu apa.

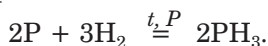
Analizând și alte reacții ale metalelor, se poate stabili următoarea legitate:

**caracterul metalic al elementelor și activitatea chimică a metalelor sporește în perioade de la dreapta spre stânga, iar în grupele principale — de sus în jos.**

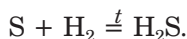
Analizând această legitate, vom ajunge la concluzia: *elementele metale tipice se situează în colțul inferior din stânga al variantei lungi a sistemului periodic.* Acestea sunt Franciul, Ceziul, Radiul.

**Activitatea chimică a nemetalelor — substanțe simple ale elementelor unei perioade.** Să comparăm particularitățile modului cum decurg reacțiile substanțelor simple ale elementelor nemetale din perioada a 3-a cu hidrogenul.

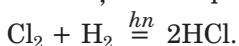
Siliciul nu reacționează cu hidrogenul, iar fosforul intră în reacție cu el la temperatura de peste 300 °C și la o presiune înaltă:



Sulfurul începe să reacționeze cu hidrogenul la temperatura de 120 °C:



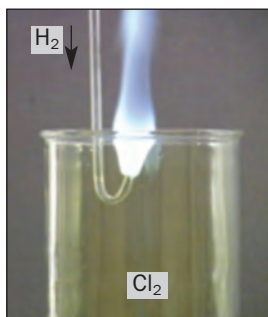
Amestecul de clor cu hidrogen la lumină explodează (la întuneric reacția nu se produce):



Dacă vom aprinde hidrogenul în aer, apoi tubul prin care el trece să-l scufundăm într-un vas cu clor, atunci arderea se va menține (fig. 27).

Aceste și alte date vădesc despre aceea că gradul de activitate a nemetalelor crește de la siliciu spre clor.

Fig. 27.  
Arderea  
hidrogenului  
în atmosferă  
de clor



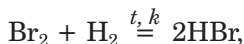
Si P S Cl<sub>2</sub>  
→  
activitatea  
crește

O modificare analoică a gradului de activitate vom observa la nemetalele formate de elementele din perioada a 2-a. Azotul reacționează cu hidrogenul la încălzire și în prezența catalizatorului (produsul reacției — amoniac NH<sub>3</sub>). Amestecurile de oxigen și hidrogen, de fluor și hidrogen vor exploda: primul — la aprindere, al doilea — în condiții obișnuite și chiar la întuneric.

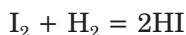
Elementele de la sfârșitul perioadelor formează cele mai pasive nemetale; aceste substanțe simple vă sunt cunoscute sub denumirea de gaze inerte.

**Activitatea chimică a nemetalelor — substanțe simple ale elementelor subgrupei principale.** Să comparăm modul cum decurg reacțiile hidrogenului cu halogenii — substanțe simple din grupa a VII-a subgrupa principală.

Despre reacțiile fluorului și clorului cu hidrogenul s-a vorbit mai sus: fluorul manifestă un grad de activitate mai mare decât clorul. Bromul interacționează cu hidrogenul doar la încălzire și în prezența unui catalizator.



iar reacția iodului cu hidrogenul



nu se produce pe deplin în orice fel de condiții.

Prin urmare, gradul de activitate chimică a halogenilor sporește de la iod spre fluor.

F<sub>2</sub>  
↑  
Cl<sub>2</sub>  
Br<sub>2</sub>  
I<sub>2</sub>  
activitatea  
crește

**Caracterul nemetalic al elementelor și gradul de activitate chimică a nemetalelor crește în perioade de la stânga spre dreapta, iar în subgrupele principale — de jos în sus.**



*Elementele nemetale tipice se situează în colțul superior din dreapta al variantei lungi a sistemului periodic. Acestea sunt Fluorul, Clorul, Oxigenul.*

Materia din acest paragraf este generalizată în schema 3.

Schema 3

**Schimbarea caracterului chimic al elementelor și a gradului de activitate a substanțelor simple în sistemul periodic (variantea lungă, subgrupele principale)**



**CONCLUZII**

**Caracterul chimic al elementului este condiționat de proprietățile chimice ale substanței simple a lui.**

Caracterul metalic al elementelor și gradul de activitate a metalelor sporește în perioade de la dreapta spre stânga, iar în subgrupele principale — de sus în jos. Caracterul nemetalic al elementelor și gradul de activitate a nemetalelor sporește în perioade de la stânga spre dreapta, iar în subgrupele principale — de jos în sus.

Elementele metale tipice se situează în colțul inferior din stânga al variantei lungi a sistemului periodic, iar elementele nemetale tipice — în colțul superior din dreapta.



66. Prin ce se manifestă caracterul?
67. Care element din perioada a 4-a formează cel mai activ metal, iar care — cel mai activ nemetal? Numiți numerele de ordine ale acestor elemente și numerele grupelor în care ele se situează.
68. Care substanță simplă ar trebui să fie mai activă în reacțiile chimice: litiul sau sodiul, potasiul sau calciul, sulfurul sau seleniul, telurul sau iodul?
69. Numiți elementele care încheie perioadele. La care tip de elemente aparțin și ce substanțe simple formează ele? Ce știți despre capacitatea acestor substanțe în transformările chimice?

# 11

## Sistemul periodic și proprietățile chimice ale compușilor

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să aflați cum se schimbă caracterul oxizilor superiori ai elementelor în perioade și grupe;
- să prevedeați proprietățile chimice ale oxizilor și hidroxizilor superiori pe baza pozițiilor deținute de elemente în sistemul periodic;
- să înțelegeți proprietățile chimice ale principalilor compuși ai elementelor cu Hidrogenul.

**Oxizii.** Așa tip de substanțe formează aproape toate elementele chimice. O parte din oxizi interacționează cu apa, transformându-se în baze



sau acizi



Oxizilor cărora le corespund bazele, se numesc *oxizi bazici* ( $\text{Na}_2\text{O}$  și alții), iar cărora le corespund acizii se numesc *oxizi acizi* ( $\text{SO}_3$  și alții).

Cei mai tipici și importanți pentru elemente sunt oxizii superiori. Într-un asemenea oxid elementul își manifestă valoarea de valență maximă posibilă pentru el. Aceasta coincide cu numărul grupei din sistemul periodic în care este situat elementul.

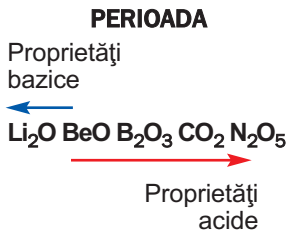
Să urmărim cum se schimbă proprietățile oxizilor superiori în funcție de pozițiile elementelor în sistemul periodic.

Să examinăm oxizii superiori ai elementelor din perioada a 2-a (tab. 2). Primul element al acestei perioade este metalul Litiu. El formează oxidul bazic  $\text{Li}_2\text{O}$ . Al doilea este Bერიliul, de asemenea, element metal. Oxidul său  $\text{BeO}$  are proprietăți caracteristice atât pentru oxizii acizi cât și pentru oxizii bazici. Așa substanțe cum este oxidul de beriliu se numesc amfoatere, mai detaliat le vom studia în paragraful 31.

Tabelul 2

## Oxizii superiori ai elementelor din perioada a 2-a

Elementul	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Formula oxidului	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—	—	—
Tipul oxidului	Bazic	Amfoter	Acid			—		



Alte elemente ale acestei perioade aparțin la elementele nemetale. Borul, Carbonul și Nitrogenul formează oxizii acizi — B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. La primii doi compuși proprietățile acide sunt slab pronunțate, iar la al treilea — în măsură deplină.

Lămurii, de ce în tabelul 2 sub simbolurile Oxigenului, Fluorului și Neonului sunt liniuțe. Oxidul Oxigenului, bineînțeles, nu există. Compusul OF<sub>2</sub> nu face parte din oxizi (este dată lămurire la p. 124); denumirea lui este fluorură de oxigen. Elementul inert Neonul nu formează nici un compus.

**În perioade proprietățile acide ale oxizilor superiori sporesc de la stânga spre dreapta, iar proprietățile bazice — în direcția opusă.**

Proprietățile oxizilor superiori în subgrupele principale ale fiecărei grupe de elemente, de asemenea, se schimbă treptat. Drept exemplu, vom lua oxizii elementelor din grupa a III-a (tab. 3).

Tabelul 3

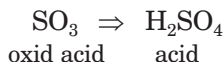
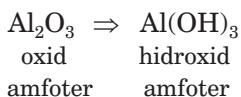
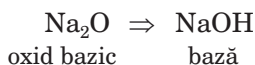
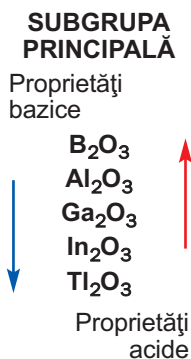
## Oxizii superiori ai elementelor din grupa a III-a subgrupa principală

Elementul	Formula oxidului	Tipul oxidului
B	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Acid
Al	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Amfoter
Ga	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
In	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	
Tl	Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Bazic

**În subgrupele principale proprietățile bazice ale oxizilor superiori sporesc de sus în jos, iar proprietățile acide — invers.**

- Comparați proprietățile oxizilor superiori ai elementelor din grupa a II-a subgrupa principală. Oare se vor confirma concluziile numai ce făcute?

**Hidroxizi.** Hidroxizii sau acizii sunt produsele reacției dintre oxizi și apă; denumirea comună — *hidrați de oxizi*. Un număr semnificativ de oxizi nu interacționează cu apa, iar hidrații de oxizi ai lor există (se obțin prin alte metode). Dacă hidratul de oxid provine de la un oxid bazic, atunci acesta va fi bază, dacă va proveni de la un oxid acid — va fi un acid, iar dacă va proveni de la un oxid amfoter — va fi un hidroxid amfoter:



De aici se deduce următoarea concluzie: modificările proprietăților bazice și acide ale hidraților de oxizi în perioade și grupe (subgrupe principale) trebuie să fie aceleași ca și ale oxizilor.

**În perioade proprietățile acide ale hidraților de oxizi sporesc de la stânga spre dreapta, iar proprietățile bazice — în direcția opusă.**

**În subgrupele principale proprietățile hidraților de oxizi sporesc de sus în jos, iar proprietățile acide — în direcția opusă.**

Vom ilustra aceste concluzii, privind caracterul chimic al hidraților de oxizi superiori ai elementelor din perioadele a 2-a și a 3-a (tab. 4).

**Hidrații oxizilor superiori ai elementelor  
din perioadele a 2-a și a 3-a**

Perioade	Grupe						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	LiOH alcaliu	Be(OH) <sub>2</sub> hidroxid amfoter	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> acid *	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> acid *	HNO <sub>3</sub> acid ***	—	—
3	NaOH alcaliu	Mg(OH) <sub>2</sub> bază	Al(OH) <sub>3</sub> hidroxid amfoter	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> acid *	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> acid **	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> acid ***	HClO <sub>4</sub> acid ***

*Notă.* Cu un asterix sunt indicați acizii slabi, cu doi — acizii cu acțiune medie, iar cu trei — acizii puternici.

**Compuși ai elementelor cu Hidrogenul.** Asemenea compuși există pentru majoritatea elementelor. Structura și proprietățile lor nu sunt aceleași, ele se schimbă în perioade și grupe, însă nu atât de evident și firesc ca proprietățile oxizilor sau a hidraților de oxizi.

Să examinăm compușii cu Hidrogenul ai elementelor din perioada a 3-a (tab. 5).

Primul element din această perioadă este Sodiul. El formează compusul NaH (hidrura de sodiu), care este formată din ioni<sup>1</sup>. După structură, unele proprietăți și chiar după aspectul exterior (substanță albă cristalină) hidrura de sodiu se aseamănă cu o sare, în particular, cu clorura de sodiu NaCl. Compusul Magneziului, următorul element din perioadă, are formula MgH<sub>2</sub>. Acesta la fel este o substanță ionică. Compusul Aluminiului este AlH<sub>3</sub> are structură atomică. Siliciul și Fosforul se situează la mijlocul perioadei. Silanul SiH<sub>4</sub> și fosfinul PH<sub>3</sub> sunt gaze, care aproape că nu se dizolvă în apă și nu reacționează cu ea. Aceste substanțe sunt alcătuite din molecule. Mai departe în perioadă se află Sulfur și Clorul. Compușii acestora cu Hidrogenul sunt sulfura de hidrogen H<sub>2</sub>S și clorura de hidrogen HCl, care reprezintă substanțe moleculare. Acestea sunt gaze care se dizolvă în apă; soluțiile lor se manifestă ca acizi.

<sup>1</sup> Ioni sunt particulele încărcate, care se formează în urma cedării sau adăptării de electroni de către atomi. Despre ioni se va vorbi în paragraful 13.

**Compușii elementelor din perioada a 3-a cu Hidrogenul**

Elementul	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
<b>Formula compusului</b>	NaH	MgH <sub>2</sub>	AlH <sub>3</sub>	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—
<b>Structura</b>	Ionică		Atomică	Moleculară			—	
<b>Starea de agregare în condiții obișnuite</b>	Solidă			Gazoasă			—	

Structura și proprietățile majorității compușilor elementelor din perioada a 2-a cu Hidrogenul sunt aceleași ca și ale compușilor proveniți de la elementele din perioada a 3-a. Aducem câteva exemple. Hidrura de litiu LiH este o substanță cristalină ionică care se aseamănă cu o sare (la fel ca NaH). Metanul CH<sub>4</sub> este un compus molecular gazos, nu se dizolvă în apă (la fel ca SiH<sub>4</sub>). Fluorura de hidrogen HF este un gaz alcătuit din molecule. Soluția lui cu apa manifestă proprietăți acide, se aseamănă cu soluția de clorură de hidrogen HCl.

Însă doi compuși ai elementelor din perioada a 2-a cu Hidrogenul — amoniacul NH<sub>3</sub> și apa H<sub>2</sub>O — se deosebesc respectiv de fosfinul PH<sub>3</sub> și sulfura de hidrogen H<sub>2</sub>S. Deși amoniacul este gaz, soluția lui mai mult se aseamănă cu o soluție foarte diluată de bază. Iar apa în condiții obișnuite este în stare lichidă, este un oxid, dar nu posedă nici proprietăți acide, nici bazice, este un compus cu caracter neutru.

**CONCLUZII**

**Există o legătură între proprietățile chimice ale oxizilor superiori, hidraților de oxizi corespunzători și pozițiile în sistemul periodic.**

**Proprietățile bazice ale oxizilor superiori și hidraților de oxizi sporesc în perioade de la dreapta spre stânga, în subgrupele principale — de sus în jos, iar proprietățile acide — în direcții opuse.**

**Compușii elementelor metale tipice cu Hidrogenul posedă structură ionică. Compușii elementelor nemetale tipice cu Hidrogenul sunt formați din molecule.**

?

70. Oare conține sistemul periodic informații despre oxizi? Dacă da, atunci anume ce fel de informații și în care variantă a sistemului — lungă sau scurtă?
71. La care din compuși proprietățile bazice (acide) trebuie să se manifeste cel mai puternic:
  - a)  $\text{Li}_2\text{O}$  sau  $\text{Na}_2\text{O}$ ;
  - b)  $\text{SiO}_2$  sau  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;
  - c)  $\text{KOH}$  sau  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;
  - d)  $\text{H}_2\text{TeO}_4$  sau  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ?
72. Scrieți formulele oxizilor superiori ai elementelor din perioada a 3-a. Comparați proprietățile acestor substanțe, folosind informația despre hidratații de oxizi din paragraf. Alcătuiți tabelul oxizilor superiori ai elementelor din perioada a 3-a, asemănătoare cu tabelul 2.
73. Explicați prezența pozițiilor goale la începutul șirurilor variantei scurte a sistemului periodic cu denumirea „Compușii volatili cu Hidrogenul”.
74. Scrieți formulele compușilor Calciului cu Hidrogenul și Arseniului cu Hidrogenul. Ce structură, după părerea voastră, trebuie să aibă fiecare compus — moleculară, ionică?
75. Partea de masă a Hidrogenului în compusul cu un alt element este de 10 %. Determinați elementul și calculați partea de masă a Oxigenului în oxidul acestui element.

---

## 12 Importanța legii periodicității

---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să conștientizați importanța legii periodicității la dezvoltarea chimiei și a altor științe naturale;
- să înțelegeți importanța întrebuirii legii periodicității și a sistemului periodic în timpul studiului chimiei.

Chimia modernă nu poate fi imaginată fără legea periodicității și sistemul periodic al elementelor.

Legea periodică sau legea periodicității acumulează cele mai însemnate cunoștințe despre elementele chimice, despre substanțele simple și compușii pe care îi formează. Ea oferă posibilitatea de a se explica numeroase date chimice, a se conștientiza și a se fundamenta diferite legități în universul elementelor chimice, a substanțelor și transformărilor lor, ajută la dezvăluirea posibilităților de obținere a unor compuși necunoscuți.

În sistemul său periodic, D. I. Mendeleev a lăsat câteva căsuțe goale și gândea că în ele se vor situa elementele încă nedescoperite, dar care există în natură. La scurt timp, a fost descoperit primul element, prevăzut de Mendeleev (el a fost numit Galiu), apoi — al doilea (Scandiu), al treilea (Germaniu). Acesta a fost triumful legii periodicității, care și-a manifestat nu numai puterea de generalizare, dar și predictivă.

Descoperirea de către D. I. Mendeleev a legii periodicității a servit ca imbold pentru a stabili cauzele periodicității între elemente, substanțe simple și compușii de același tip. Savanții și-au concentrat eforturile în cercetarea atomilor și naturii acestora. Descoperirea de la hotarul secolelor XIX–XX a structurii complexe a atomului și a nucleului atomului, iar mai târziu și descoperirea izotopilor, a determinat situarea unor elemente în sistemul periodic ce nu erau în concordanță cu masele atomice relative. În urma acestora, legea periodicității nu și-a pierdut puterea, ci a căpătat o formulare nouă și a dus la confirmarea esenței fizice a ei. Mendeleev scria că „legea periodicității nu este amenințată în viitor de desființare, ci va avea nevoie doar de o supraconstrucție, pe care i-o promite dezvoltarea”.

Importanța legii periodicității pentru chimie este enormă. Ea este folosită cu succes și în alte științe; această lege ajută la crearea științifică a tabloului lumii materiale. Savanții biologi au demonstrat că elementele asemănătoare și compușii lor pot să îndeplinească funcții analogice și în organism, uneori să înlocuiască (să se substituie) unele pe altele. Pe baza analizei chimice a rocilor, mineralelor, zăcămintelor, geologii au descoperit că elementele asemănătoare deseori se întâlnesc la un loc în natură. Analizând compușii cu structură analogică,



fizicienii au stabilit asemănarea dintre structurile interne și proprietățile fizice ale lor.

Legea periodicității și sistemul periodic reprezintă baza chimiei neorganice. Elevii și studenții nu trebuie să memorizeze componența și proprietățile chimice ale unui număr mare de substanțe. Dar acest lucru nici nu este posibil. În universități studiul chimiei se bazează pe compararea compoziției și proprietăților substanțelor simple și ale compușilor elementelor din fiecare grupă și subgrupă a sistemului periodic. Se cere doar de a evidenția, a înțelege și a prevedea esențialul despre elemente și substanțe, cu ajutorul legii periodicității și sistemului periodic.

***Proprietățile substanțelor simple și compușilor elementelor în perioade și grupe ale unor elemente din perioadele a 2-a și a 3-a își schimbă caracterul și ne dau posibilitatea să determinăm și să explicăm asemănarea acestor elemente situate în sistemul periodic pe diagonală. Asemănători după proprietățile chimice sunt compușii Litiului și Magneziului, Beriliului și Aluminiului, deși elementele din fiecare pereche au diferite valori de valențe. Substanțele simple, borul și siliciul, sunt semiconductori; au temperaturi de topire foarte înalte. Sunt compuși binari ai elementelor nemetale cu Oxigenul și Clorul și se aseamănă după structură și proprietăți. În special, oxizii și clorurile Fosforului interacționează cu apa; produsele acestor reacții sunt acizii.***

## CONCLUZII

Legea periodicității este legea fundamentală a chimiei. Ea stabilește legătura dintre toate elementele chimice, oferă posibilitatea prevederii caracterului lor, proprietăților substanțelor simple și ale compușilor.

Legea periodicității este folosită de fizicieni, biologi, geologi și savanți de alte specialități.

Studierea chimiei, fără a ne baza pe legea periodicității și sistemul periodic al elementelor, este imposibilă.



76. De ce legea periodicității a contribuit la descoperirea noilor elemente chimice?
77. Datorită căror cauze a fost posibil ca să se găsească într-un singur mineral elemente asemănătoare?
78. Aflați din literatură și siteuri pe Internet despre faptul care instituții de învățământ superior și instituții de cercetări științifice poartă numele lui Mendeleev, ce mărci poștale și monede au fost emise în onoarea savantului, a legii periodicității pe care a descoperit-o și sistemului periodic creat de el. Povestiți despre rezultatele cercetărilor voastre la lecțiile de chimie.

### PENTRU CEI ISCUSIȚI

#### Prima variantă a sistemului periodic cu elemente chimice

La 1 martie anul 1869 D. I. Mendeleev pe o foaie de hârtie a alcătuit tabelul, pe care l-a numit „Experiența sistemului de elemente fondată pe baza greutății atomice a acestora și afinităților chimice”. În acest tabel (fig. 28) perioadele erau situate vertical, iar grupele de elemente — orizontal. Semnele de întrebare indicau existența elementelor chimice necunoscute în acea vreme, pentru care savantul a scris valorile maselor atomice prevăzute de el. Alte semne de întrebare mărturiseau despre necesitatea de a petrece cercetări suplimentare ale elementelor și precizarea calculelor.

În scurt timp D. I. Mendeleev a denumit sistemul său de elemente chimice sistem periodic, iar după doi ani a formulat legea periodicității. Însă data apariției legii periodicității se socotea ziua când a apărut prima variantă a sistemului periodic.



Fig. 28.

Prima variantă a sistemului periodic manuscrisă și tipărită

# Capitolul 2

## Legătura chimică și structura substanței

Atomii majorității elementelor nu pot să existe timp îndelungat de unii singuri. Ei se combină cu atomi de același tip sau cu alți atomi. Mulți atomi ai elementului metalic, combinându-se între ei, formează metale. Diamantul, grafitul, fosforul roșu conțin atomi ai elementelor nemetale uniți între ei. Doi atomi de Oxigen se asociază într-o moleculă  $O_2$ ; din asemenea molecule se formează gazul oxigen. Apa cuprinde molecule  $H_2O$ , care sunt alcătuite din doi atomi de Hidrogen și un atom de Oxigen. Există substanțe formate nu din atomi sau molecule, ci din ioni.

**Interacțiunea atomilor, moleculelor, ionilor, datorită căreia particulele se mențin integrate, se numește *legătură chimică*.**

La formarea legăturii chimice, se degajă energie, iar la ruperea legăturii, energia se absoarbe.

---

# 13

## Stabilitatea învelișurilor electronice. Ionii

---

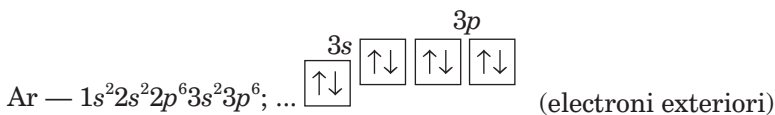
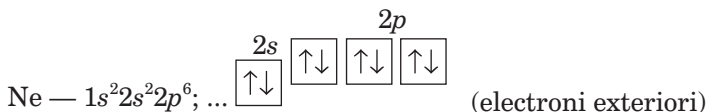
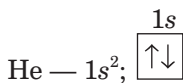
**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți care învelișuri electronice ale atomilor sunt cele mai stabile;

- să scrieți formulele ionilor;
- să determinați structura electronică a ionilor;
- să aflați prin ce se deosebesc acești ioni de atomi.

**Structura electronică a atomilor elementelor inerte.** Dintre toate substanțele simple doar gazele inerte — heliul, neonul, argonul, kriptonul, xenonul, radonul — sunt alcătuite din atomi separați. Timp îndelungat savanții nu reușeau să efectueze reacții chimice cu participarea gazelor inerte; atomii acestora „nu doreau” să se combine cu atomii altor elemente<sup>1</sup>. Cauza pasivității chimice a acestor substanțe a putut fi înțeleasă după ce s-a descoperit structura atomilor.

Structura electronică a atomilor elementelor inerte din primele trei perioade este următoarea:



În atomul de Heliu doi electroni completează primul nivel energetic. Învelișul electronic al atomului de Neon este alcătuit din două niveluri completate: primul conține 2 electroni, al doilea — 8. În atomul de Argon, în afară de aceste niveluri, există și un al treilea — necompletat. Pe el se situează 8 electroni care ocupă subnivelurile 3s și 3p.

Atomii de Kripton, Xenon și Radon, de asemenea, posedă pe ultimul nivel energetic (necompletat) câte 8 electroni (dintre aceștia — doi electroni s și șase electroni p).

Având în vedere pasivitatea chimică a gazelor inerte și structura electronică a atomilor elementelor respective, ajungem la următoarea concluzie: *învelișul exterior cu 8 electroni reprezintă pentru*

<sup>1</sup> În a doua jumătate a secolului al XX-lea chimiștii au obținut unii compuși ai Kriptonului, Xenonului și Radonului cu Fluorul și Oxigenul.

**Octetul  
electronic  
 $ns^2np^6$**

atomi forma cea mai avantajoasă și stabilă<sup>1</sup>. Ea de-  
seori este denumită *octet electronic*<sup>2</sup>.

Atomii altor elemente sunt capabili să-și schimbe  
structura electronică în așa mod, ca nivelul energie-  
tic exterior să conțină opt electroni. Astfel, atomii  
se transformă în ioni.

**Ioni.** Particulele de acest tip intră în compoziția  
multor compuși.

***Ionul este o particulă încărcată, care se formează din  
atom în urma cedării sau acceptării de către atom a  
unuia sau mai mulți electroni.***

Dacă atomul pierde, de exemplu, un electron, el  
se transformă în ion cu sarcina +1, în cazul când  
primește doi electroni — în ion cu sarcina -2. Ionii  
încărcați pozitiv se numesc *cationi*, iar cei încărcăți  
negativ — *anioni*.

În formula chimică a ionului sarcina se indică cu  
indice sus în partea dreaptă a simbolului elementu-  
lui, întâi se scrie cifra, iar apoi semnul sarcinii:  $Na^+$ ,  
 $Ba^{2+}$ ,  $H^+$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ . Formula chimică a primului ion  
se citește „sodiu-plus”, ultimul — „ăs-doi-minus”.  
Aceste particule se vor numi: ion (sau cation) de  
Sodiu, ion (sau anion) de Sulf.

Există, de asemenea, și așa ioni, dintre care fieca-  
re este format din câțiva atomi. De exemplu, în  
componența hidroxidului de sodiu  $NaOH$ , în afară  
de cationi de  $Na^+$ , intră și anionul  $OH^-$  (ionul-hidro-  
xid).

Formarea ionilor cu sarcină pozitivă. Sodiu  
(elementul № 11) este situat în sistemul periodic  
după elementul inert Neon. Nucleul atomului de  
Sodiu cu elemente asemănătoare prinde 11 protoni  
(sarcina nucleului este egală cu +11), la fel este și  
numărul de electroni. Un electron aparține nivelu-  
lui energetic exterior (al treilea), iar 8 electroni pe  
penultimul nivel ( $2s^22p^6$ ).

În timpul reacției chimice atomul de Sodiu își  
pierde cu ușurință electronul  $3s$  și se transformă în

---

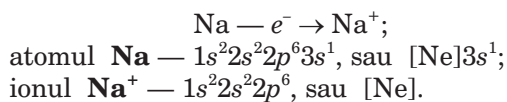
<sup>1</sup> Stabilitatea atomului de Helium este asigurată de unicul orbital  $1s$  complec-  
tat cu electroni.

<sup>2</sup> Cuvântul provine din latinescul octo — opt.

ion. Sarcina acestei particule se determină: +11 (sarcina nucleului sau sarcina sumară a protonilor) -10 (sarcina sumară a electronilor) = +1. Deoarece nucleul atomului rămâne neschimbat, prin urmare, și ionul, ca însuși atomul, aparține elementului Sodiu.

Structura electronică a cationului de sodiu  $\text{Na}^+$  este aceeași ca și a atomului elementului inert Neon (ambele particule conținând câte 10 electroni). Ionul de Sodiu este particula stabilă posedând octetul electronic exterior.

Să scriem schema transformării atomului de Sodiu în ion, precum și formulele electronice ale acestor particule:



***Octetul electronic se putea forma și în alt mod — în rezultatul alipirii la electronul exterior unic al atomului de Sodiu a încă șapte electroni. Așa ceva însă nu are loc. Probabil, pentru atom este mai ușor să cedeze un electron, decât să-și alipească șapte.***

Cationii  $\text{Na}^+$  intră aproape în componența tuturor compușilor de Sodiu, între care oxidul de sodiu  $\text{Na}_2\text{O}$ , hidroxidul de sodiu  $\text{NaOH}$ , clorura de sodiu  $\text{NaCl}$ .

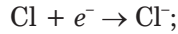
► Scrieți schema transformării atomului de Magneziu în ionul corespunzător și deduceți formula electronică a ambelor particule.

**Atomii elementelor metale posedă pe nivelul energetic exterior un număr neînsemnat de electroni (de regulă, de la unul până la trei) și au capacitatea de a-i ceda, transformându-se în cationi.**

**Formarea ionilor cu sarcini negative.** În atomul elementului № 17 Clor pe nivelul energetic exterior se situează 7 electroni ( $3s^2 3p^5$ ). Acest atom are capacitatea de a accepta un electron (care poate să-i cedeze, de exemplu, un atom de Sodiu) și să se

transforme în ionul  $\text{Cl}^-$ . Structura electronică a anionului de Clor este aceeași ca și structura atomului elementului inert Argon.

Schema transformării atomului de Clor în ion, precum și formulele electronice ale acestor particule sunt următoarele:



atomul  $\text{Cl}$  —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , sau  $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ ;

ionul  $\text{Cl}^-$  —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , sau  $[\text{Ar}]$ .

Anionii  $\text{Cl}^-$  se conțin în majoritatea compușilor elementelor metale cu Clorul, în special, în clorura de sodiu  $\text{NaCl}$ .

- Scrieți schema transformării atomului de Oxigen în ionul corespunzător și deduceți formulele electronice ale ambelor particule.

**Atomii elementelor nemetale (cu excepția celor inerte) posedă pe nivelul energetic exterior de la patru până la șapte electroni și sunt capabili să accepte electroni suplimentari, transformându-se în anioni.**

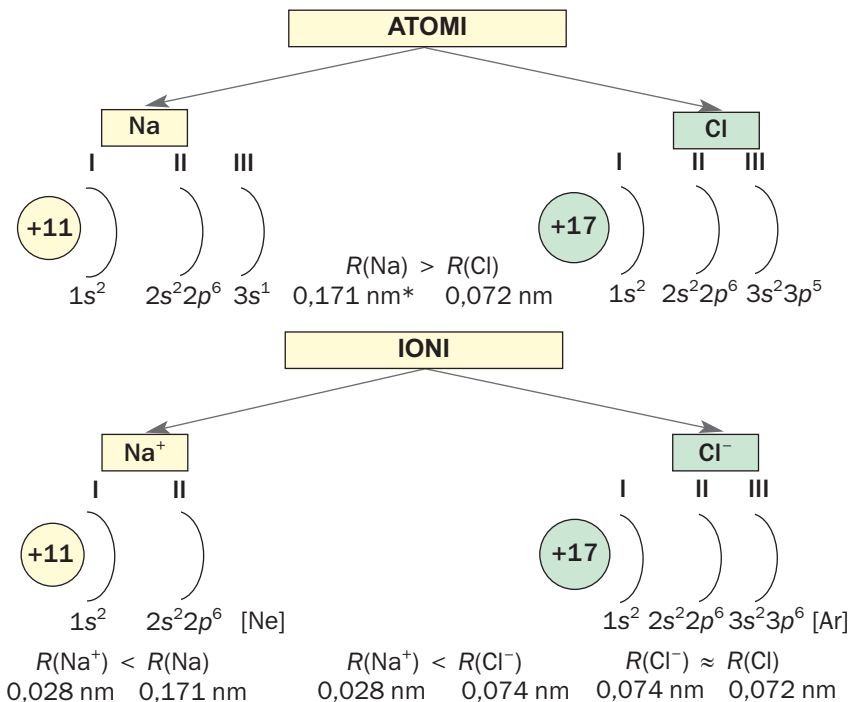
*Ionii elementelor din subgrupele principale conțin pe nivelul energetic exterior un octet de electroni.*

Deosebirea dintre ioni și atomi. Ionul și atomul fiecărui element se deosebesc după numărul de electroni, având, în același timp, aceleași sarcini pozitive ale nucleelor. De aceea, ionii sunt particule încărcate, iar atomii — electroneutri.

Structura electronică diferită a atomului și ionului este cauza diferitor dimensiuni a particulelor. Atomul de Sodiu are pe al treilea nivel energetic un electron, iar la ionul de Sodiu electronii se conțin numai pe două niveluri energetice. De aceea, raza ionului  $\text{Na}^+$  este cu mult mai mică, decât a atomului de Sodiu. În atomul de Clor și ionul  $\text{Cl}^-$  electronii se conțin pe trei niveluri energetice. Însă ionul  $\text{Cl}^-$  conține cu un electron mai mult, și raza ionului este puțin mai mare.

Structura electronică a atomilor  $\text{Na}$  și  $\text{Cl}$ , a ionilor  $\text{Na}^+$  și  $\text{Cl}^-$ , precum și valoarea razelor acestor particule sunt reprezentate în schema 4.

### Caracteristicile atomilor și ionilor de Sodiu și Clor



\* 1nm (nanometru) constituie 10<sup>-9</sup> m

După proprietăți, ionii se deosebesc de atomi. Atomii, din care este alcătuit metalul sodiu sunt capabili să intre în reacție cu moleculele de apă, iar ionii Na<sup>+</sup> cu aceste molecule nu reacționează. Atomii de Clor ușor se combină în molecule Cl<sub>2</sub>, însă pentru ioni aceasta nu este caracteristic.

Hidrogenul — unicul element nemetal, atomul căruia se poate transforma nu numai în anion H<sup>-</sup>, dar și în cation H<sup>+</sup>. Ionii H<sup>+</sup> se conțin în soluția apoasă a oricărui acid și-i atribuie un gust acru, schimbă culoarea indicatorului. Atomii de Hidrogen nu posedă o astfel de proprietate. Spre deosebire de ioni, aceștia ușor se combină unii cu alții în molecule H<sub>2</sub>, din care se formează substanța simplă hidrogenul. Ionii H<sup>-</sup> se deosebesc de atomii de Hidrogen și de ionii Na<sup>+</sup> după proprietăți. În special, ei nu se



pot afla în apă, deoarece intră în reacție cu moleculele ei.

## CONCLUZII

**Cel mai stabil înveliș electronic exterior al atomului conține opt electroni.**

**Ionul este o particulă încărcată, care se formează din atom în urma cedării sau acceptării de către atom a unuia sau mai mulți electroni.**

**Atomii elementelor metale sunt capabili să cedeze electronii din învelișul exterior și să se transforme în ioni cu sarcină pozitivă (cationi), iar atomii elementelor nemetale — să accepte electroni și să se transforme în ioni cu sarcină negativă (anioni).**

**Cationii posedă raze mai mici decât cele ale atomilor corespunzători. Anionii după razele lor aproape că nu se deosebesc de atomi. Ionii și atomii au proprietăți diferite.**



79. Ce există comun în structura electronică a atomilor elementelor inerte?
80. Care particulă cuprinde mai mulți electroni:
  - a) atomul sau cationul corespunzător;
  - b) atomul sau anionul corespunzător?
81. Care dintre elemente — Rb, Br, Sr, N sunt capabile să formeze cationi, iar care — anioni? Determinați sarcina ionului fiecărui element și scrieți formulele chimice ale acestor particule.
82. Alcătuiți formulele electronice ale ionilor  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{P}^{3-}$ ,  $\text{F}^-$  i  $\text{K}^+$ .
83. Numiți trei cationi și doi anioni care au același înveliș electronic ca și ionul  $\text{F}^-$ .
84. Care atom posedă aceeași structură electronică ca ionul de Aluminiu? Scrieți formula electronică a particulei și reprezentați varianta ei grafică.
85. Scrieți formulele chimice ale particulelor la care structura electronică a nivelului energetic exterior este —  $3s^23p^6$ .
86. În atomul cărui element se cuprind cu 2 electroni mai puțin decât în ionul de Magneziu?
87. Alcătuiți formula electronică a particulei care posedă 16 protoni și 18 electroni. Numiți această particulă.

88. Scrieți schemele de formare a cationului și anionului de Hidrogen din atom. Care particulă are cea mai mică rază — cationul, anionul sau atomul de Hidrogen? Din ce cauză?
89. Indicați particulele cu cea mai mare și mai mică rază în șirul dat: atomul Ar, ionii  $K^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Cl^-$ . Argumentați-vă răspunsul.

---

# 14

## Legătura ionică. Compușii ionici

---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să aflați cum se combină ionii între ei;
- să înțelegeți structura substanțelor ionice;
- să explicați proprietățile fizice ale compușilor alcătuiți din ioni.

**Legătura ionică. Compușii ionici.** Numeroase substanțe sunt formate în rezultatul acțiunii forțelor electrostatice și ionii cu sarcini pozitive se combină cu cei cu sarcini negative.

**Interacțiunea ionilor cu sarcini opuse în substanțe se numește *legătură ionică*.**

Cationul și anionul se atrag unul de altul cu atât mai puternic, cu cât este mai mare sarcina fiecărei particule și cu cât este mai mică distanța dintre acestea, iar în cazul contactului — cu cât sunt mai mici razele lor. Despre aceasta ne mărturisește unua din legile fizicii.

**Compușii care sunt formați din ioni se numesc *compușii ionici*.**

La compușii ionici se referă oxizii elementelor metale, bazele alcaline, compușii elementelor alcaline cu halogenii, cu Sulfur ș. a. Toate aceste substanțe posedă cationi ai elementelor metale (de exemplu,  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ). În oxizii ionici anioni sunt ionii  $O^{2-}$ , în bazele alcaline (alcalii) —  $OH^-$ , iar în alți compușii ionici —  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $NO_3^-$  ș. a. Vă atragem atenția că nici un compus format de două elemente

nemetale, de exemplu, clorura de hidrogen HCl, dioxidul de carbon CO nu conține ioni.

Pentru a putea alcătui formula compusului ionic, trebuie să cunoaștem din care cationi și anioni este formată, sarcinile cationilor și anionilor corespunzători. Deoarece fiecare substanță este electroneutră, atunci *în compusul ionic suma sarcinilor tuturor cationilor și anionilor este egală cu zero.*

**EXERCİȚIU.** Alcătuiți formula chimică a compusului ce conține ioni  $\text{Fe}^{3+}$  și  $\text{SO}_4^{2-}$ .

**Rezolvare**

Scriem împreună formulele cationului și anionului:  $\text{Fe}^{3+}$   $\text{SO}_4^{2-}$ . Găsim cel mai mic număr, care să se împartă fără rest la valoarea sarcinilor ionilor, adică multiplul comun pentru 3 și 2 este numărul 6. Împărțindu-l la 3 și 2, obținem indicii respectivi în formula chimică. Ștergând sarcinile ionilor, scriem formula compusului:  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Formula compusului ionic indică raportul dintre cationii și anionii din el. De exemplu, în oxidul de litiu  $\text{Li}_2\text{O}$ :

$$N(\text{Li}^+) : N(\text{O}^{2-}) = 2 : 1.$$

Pentru a caracteriza substanțele alcătuite din ioni se întrebuițează noțiunea de „unitate formulară”. Unitatea formulară a oxidului de litiu  $\text{Li}_2\text{O}$  prezintă în formula chimică combinația a doi ioni  $\text{Li}^+$  și  $\text{O}^{2-}$ , iar hidroxidul de sodiu  $\text{NaOH}$  — combinația de ioni  $\text{Na}^+$  și ioni  $\text{OH}^-$ . Conținutul înscrierii  $2\text{NaCl}$  este astfel: două unități formulare ale compusului (nu două molecule, care nu există în substanțele ionice).

**Structura compușilor ionici.** Toți compușii ionici în condiții obișnuite, de regulă, sunt substanțe cristaline.

*Cristalul reprezintă un corp natural solid, care are fațete (suprafețe) plane și muchii drepte (încheieturi ale fețelor).* O astfel de formă a corpului este rezultatul unei succesiuni stricte în modul de poziționare în substanță a atomilor, moleculelor sau ionilor.

Cristalele fiecărei substanțe posedă o formă specifică (fig. 29). Dacă vom privi la sarea de bucătărie printr-o lupă de mărire, atunci vom vedea o mulțime de cubulețe cristaline transparente și incolore.

Fig. 29.  
Cristale  
naturale



În cristalele substanței ionice fiecare cation se află în contact cu un anumit număr de anioni, iar anionul — cu același număr sau cu un număr diferit de cationi. Pe orice direcție se va observa o alternanță strictă a cationilor și anionilor. Ordinea de poziționare a ionilor în interiorul cristalului depinde de componența substanței, adică de raportul dintre cationi și anioni, precum și de raportul dintre razele acestor particule.

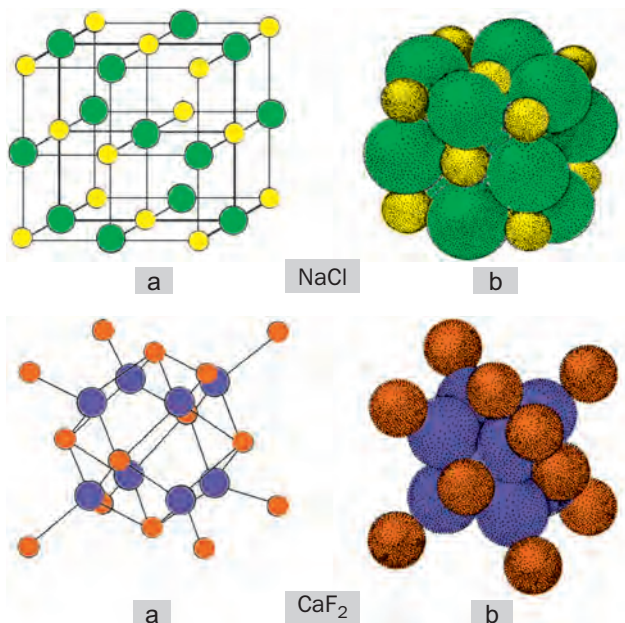
***În afară de substanțe cristaline, mai există substanțe solide amorse. La acestea, bunăoară, aparține sticla. Ea este formată din diferiți ioni la care lipsește ordinea de poziționare în substanță. Din sticlă putem confecționa obiecte de diferite forme, însă dacă vom strica un obiect de sticlă, vom obține apoi cioburi fără forme.***

**Rețeaua cristalină.** Structura internă a cristalelor este descrisă cu ajutorul unui model care se numește rețea cristalină. Aceasta este schema sau macheta în volum a poziționării particulelor într-o porțiune nu prea mare de cristal (fig. 30). După un astfel de model se poate reconstitui structura substanței în întregime.

Balonașele sau sferile din rețeaua cristalină imită particulele substanței — ioni, atomi, molecule. Ele sunt situate în așa-zisele noduri ale rețelei cristaline. În modelele simplificate (fig. 30, *a*) balonașele au dimensiuni arbitrare și nu vin în atingere unele cu altele. Există și modele de proporții mai mari (fig. 20, *b*). În acestea, razele sferelor sunt

**Fig. 30.**  
Rețele cristaline  
ale compușilor  
ionici:

*a* — modele  
simplificate;  
*b* — modele  
de proporție.  
Balonașele galbe-  
ne sunt cationi  
 $\text{Na}^+$ , cele  
cărămizii —  $\text{Ca}^{2+}$ ;  
cele verzi —  
anioni  $\text{Cl}^-$ ; cele  
albastre —  $\text{F}^-$



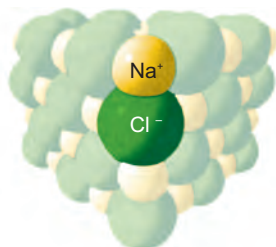
proporționale cu razele particulelor, iar cele mai apropiate balonașe contactează unele cu altele (particulele, de regulă, sunt „împachetate” foarte compact în cristal).

Modelul simplificat este mai ilustrativ, deoarece balonașele mititele nu ne împiedică să „privim” în interiorul cristalului.

Dacă în rețeaua cristalină a compusului ionic se va indica cel mai mic fragment, care se repetă, atunci acesta va constitui unitatea de formulă a compusului și va coincide cu formula chimică a acestuia (fig. 31).

**Proprietățile fizice ale compușilor ionici.** Ionii sunt uniți între ei destul de trainic. Pentru a distruge o legătură ionică, este nevoie de a cheltui o energie destul de mare. Prin aceasta se explică tem-

**Fig. 31.**  
Unitatea  
de formulă  
a sării de  
bucătărie



peraturile înalte de topire și fierbere ale majorității substanțelor ionice. La topire, cristalele se distrug, legăturile dintre ioni slăbesc, iar în timpul fierberii, ionii se separă unii de alții și sunt „expulzați” din lichid. Clorura de sodiu NaCl se topește la temperatura de 801 °C (această temperatură nu se poate obține la o încălzire cu lampa de spirt sau cu becul de gaz în laborator) și fierbe la temperatura de 1440 °C. Temperaturile de topire și de fierbere ale unui alt compus ionic — oxidul de magneziu MgO sunt și mai mari: respectiv de 2825 și 3600 °C. Aceasta se explică în felul următor. Ionii de  $Mg^{2+}$  și  $O^{2-}$  — posedă sarcini mai mari și raze mai mici decât ionii respectivi de  $Na^+$  și  $Cl^-$  și, de aceea, îmbinările lor sunt mai trainice. Pentru a topi oxidul de magneziu, compusul trebuie încălzit la temperatura mai înaltă, decât clorura de sodiu.

Substanțele ionice în stare solidă nu conduc electricitatea, iar în stare lichidă (topită) sunt conducători de electricitate.

***Se știe, că curentul electric reprezintă un flux orientat de particule încărcate (electroni, ioni). În cristale ionii ocupă poziții fixe și nu pot să se miște. În timpul topirii, cristalele se transformă în lichide, în care ionii se mișcă în direcții arbitrare. La introducerea în masa topită a electrozilor racordați la o sursă de curent continuu (acumulator), cationii încep să se miște spre electrodul cu sarcină negativă, anionii — spre cel cu sarcină pozitivă. Astfel, într-o substanță ionică topită apare curentul electric.***

Substanțele cu structură moleculară în orice stare de agregare nu conduc electricitatea, deoarece sunt alcătuite din particule electroneutre — molecule.

## CONCLUZII

**Legătura ionică reprezintă interacțiunea ionilor cu sarcini opuse în substanță.**

**La compușii ionici aparțin numeroși oxizi și alți compuși ai elementelor metale.**

**Majoritatea compușilor ionici în condiții obișnuite se află în stare cristalină. Structura**

lor este reprezentată în modele — rețele cristaline. În cristalul unui compus ionic fiecare ion este încercuit de câțiva ioni cu sarcini contrare.

Legătura ionică este foarte trainică. De aceea, substanțele ionice posedă temperaturi înalte de topire și de fierbere. În stare topită, ele conduc electricitatea.

?

90. Care legătură chimică se numește ionică? Ce reprezintă compuşii ionici?
91. Determinați formulele chimice care aparțin substanțelor ionice:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{BaF}_2$ ,  $\text{Fe}$ . Explicați alegerea.
92. Scrieți formulele ionilor din care sunt alcătuiți:
  - a) oxizii  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;
  - b) bazele  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .
93. Alcătuiți formulele compuşilor formați de următorii ioni:
  - a)  $\text{Ag}^+$  și  $\text{O}^{2-}$ ;
  - b)  $\text{Sr}^{2+}$  și  $\text{OH}^-$ ;
  - c)  $\text{Fe}^{3+}$  și  $\text{NO}_3^-$ ;
  - d)  $\text{Na}^+$  și  $\text{PO}_4^{3-}$ .
94. Comentați conținutul înscrierilor  $2\text{BaO}$ ,  $3\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $4\text{K}_2\text{CO}_3$ .
95. Ce reprezintă rețeaua cristalină? Ce particule sunt situate în nodurile rețelelor cristaline ale unor astfel de substanțe:  $\text{CaS}$ ,  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{BaH}_2$ ,  $\text{KOH}$ ?
96. Care din compuşii, după părerea voastră, posedă cea mai înaltă temperatură de topire:
  - a)  $\text{Li}_2\text{O}$  sau  $\text{Na}_2\text{O}$ ;
  - b)  $\text{CaO}$  sau  $\text{CaF}_2$ ?Argumentați răspunsurile și verificați-le, găsind informație corespunzătoare în internet.
97. Calculați părțile de masă ale ionilor în următorii compuşii  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  și  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

# 15

## Legătura covalentă

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți cum se asociază atomii între ei;
- să înțelegeți care legătură se numește covalentă;
- să deosebiți legăturile covalente simple, duble și triple;
- să alcătuiți formulele electronice pentru molecule.

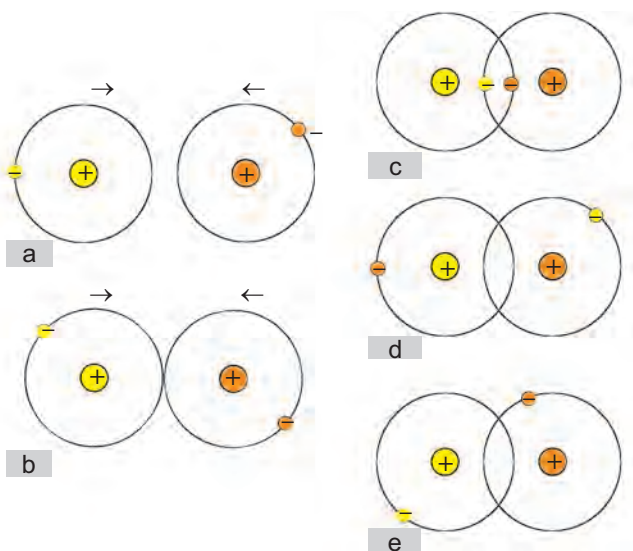
Se pot asocia nu doar ionii cu sarcini opuse, ci și atomii electroneutri — identici sau diferiți. Datorită acestui fapt, există substanțe cu structură moleculară și atomică.

**Legătura în molecula  $H_2$ .** Să vedem cum se formează molecula de hidrogen  $H_2$  din doi atomi de Hidrogen. Fiecare din aceștia posedă câte un electron (fig. 32, a). Formula electronică a atomului de Hidrogen este —  $1s^1$ , iar reprezentarea ei grafică —



Pentru ca să se formeze molecula  $H_2$ , cei doi atomi de Hidrogen trebuie să se apropie unul de celălalt. Odată cu reducerea distanței dintre ei, se intensifică atracția dintre electronul încărcat negativ a fiecărui atom și nucleul încărcat pozitiv al celui alt atom. La un moment dat, orbitalii ambilor atomi vor veni în contact (fig. 32, b), iar apoi vor începe să se întrepătrundă. Odată cu aceasta, va spori gradul de respingere dintre nucleele cu aceleași sarcini (pozitive) ale atomilor. Când forțele de atracție și de respingere se vor egala, atomii se vor opri din mișcare (fig. 32, c). Prin porțiunea în care orbitalii se suprapun, electronii permanent vor „călători”, adică vor trece de la un atom la altul (fig. 32; c, d, e). Fiecare atom de Hidrogen a „câștigat”

**Fig. 32.**  
Formarea  
moleculii  $H_2$ :  
a — doi atomi  
separați de  
Hidrogen;  
b — contactul  
dintre atomi;  
c, d, e —  
molecula  $H_2$   
cu orbitalii  
întrepătrunși  
și o poziționare  
diferită  
a electronilor





câte un electron suplimentar și un înveliș electronic avantajos (la fel ca la atomul elementului inert de Heliu). Astfel s-a format o pereche de electroni comună pentru ambii atomi.

### Legătura dintre atomi ce apare datorită formării perechilor comune de electroni se numește legătură covalentă<sup>1</sup>.

Legătura covalentă în molecula hidrogenului este reprezentată prin două moduri:  $\mathbf{H : H}$  sau  $\mathbf{H - H}$ . Prima notare se numește *formula electronică a moleculei*, în ea fiecare electron se notează prin punct. A doua notare — *formulă grafică*; aceasta vă este cunoscută din cursul de chimie pentru clasa a 7-a. De acum veți ști, că printr-o liniuță se indică perechea electronică comună a doi atomi.

Formarea moleculei de hidrogen din atomi poate fi reprezentată prin următoarea schemă:



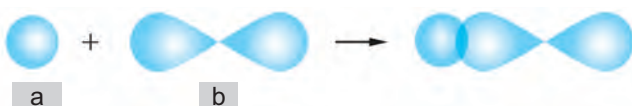
**Legătura în molecula HCl.** Să examinăm cum se asociază doi atomi diferiți — de Hidrogen și de Clor — în molecula de HCl.

► Scrieți formulele electronice ale acestor atomi.

În atomul de Hidrogen se cuprinde un electron, iar în atomul de Clor, pe nivelul energetic exterior — 7 electroni, dintre care unul nu este împerecheat. Ambii atomi sunt interesați să obțină câte un electron suplimentar. Atomul de Hidrogen completează unicul său nivel energetic, iar atomul de Clor posedă octetul electronic exterior ( $3s^2 3p^6$ ).

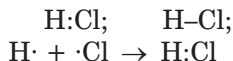
În rezultatul apropierii dintre atomi, se produce întrepătrunderea orbitalului 1s al atomului de Hidrogen cu orbitalul 3p al atomului de Clor (fig. 33); din electronii corespunzători neîmperecheați se formează o pereche de electroni.

**Fig. 33.**  
Întrepătrunderea orbitalilor atomici la formarea moleculei HCl:  
a — orbitalul 1s al atomului H;  
b — orbitalul 3p al atomului Cl cu electronul neîmperecheat

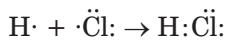


<sup>1</sup> Cuvântul provine de la prefixul latinesc co (în traducere — cu, împreună) și termenul „valență”.

Formula electronică și cea grafică a moleculei clorurii de hidrogen, precum și schema formării moleculei HCl din atomi sunt următoarele:

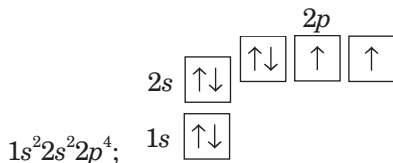


Formula moleculei cu notația dubletului comun de electroni se numește formulă electronică *simplificată*. Dacă s-ar indica toți electronii exteriori ai fiecărui atom, atunci vom obține o formulă electronică *completă*. Schema formării moleculei de clorură de hidrogen este:

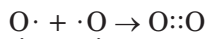


**Legătura în moleculele O<sub>2</sub> și N<sub>2</sub>.** Între atomii de Oxigen în molecula de oxigen O<sub>2</sub> există legătură covalentă, care se deosebește de legăturile din moleculele H<sub>2</sub> și HCl.

Formula electronică a atomului de Oxigen și varianta ei grafică sunt:



Pe orbitalii *p* ai atomului se află doi electroni neîmperecheați. La asocierea a doi atomi de Oxigen, acești electroni vor forma două perechi comune de electroni:



Acum fiecare atom posedă câte un octet de electroni exteriori. Formula electronică a moleculei de oxigen  $\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}$ , este O=O.

Legătura covalentă ce se realizează cu ajutorul unei perechi comune de electroni (de exemplu, în moleculele H<sub>2</sub>, HCl) se numește legătură covalentă simplă, iar cea cu ajutorul a două perechi (în molecula O<sub>2</sub>) — dublă sau dicovalentă. Există și o legătură triplă sau tricovalentă, care se realizează pe contul a trei dublete comune de electroni. Printr-o astfel de legătură se unesc atomii în molecula de azot N<sub>2</sub>:



Din cele expuse mai sus, reiese, că o condiție obligatorie pentru formarea legăturii covalente între atomi este prezența, în fiecare dintre aceștia, a unui sau mai multor electroni neîmperecheați. Rețineți: *prin legătură covalentă se asociază atomii elementelor nemetale.*

**Legătura covalentă există în substanțele simple și compuse, nu doar cu structură moleculară, ci și cu structură atomică (fig. 34). Ea lipsește numai în gazele inerte.**

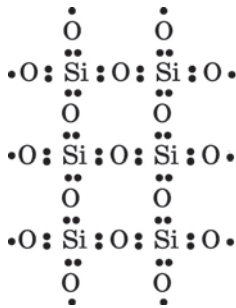


Fig. 34.  
Legături  
covalente  
în oxidul de siliciu  
(IV) SiO<sub>2</sub>

## CONCLUZII

Legătura covalentă se produce între doi atomi și, în rezultatul ei, se formează una, două sau trei perechi comune de electroni pe contul electronilor neîmperecheați ai atomilor.

Legătura dintre atomi cu ajutorul unei singure perechi comune de electroni se numește legătură covalentă simplă, cu ajutorul a două perechi — legătură covalentă dublă sau dicovalentă, iar cu ajutorul a trei perechi — legătură covalentă triplă sau tricovalentă.

Prin legătură covalentă se asociază atomii elementelor nemetale.



98. Care legătură se numește covalentă? Între ce fel de particule se realizează ea?
99. De ce nu pot participa la formarea legăturii covalente:
  - a) atomul de Magneziu;
  - b) atomul de Neon?

100. Dintre formulele următoare indicați-le pe acelea care aparțin substanțelor cu legătură covalentă:  $I_2$ ,  $H_2O$ ,  $NaBr$ ,  $BaS$ ,  $K_2O$ ,  $Ca_3N_2$ ,  $NH_3$ .
101. Scrieți formulele electronice simplificate și complete, precum și formulele grafice ale moleculelor  $F_2$ ,  $Cl_2O$  și  $PH_3$ .
102. Examinați formarea legăturii covalente la asocierea a doi atomi de Fluor în molecula  $F_2$ . Numiți orbitalii care sunt supuși întrepătrunderii. Descrieți particularitățile acestei legături.
103. Caracterizați legătura chimică în molecula apei. Alcătuiți schemele de formare a acestei molecule din atomii de Hidrogen și Oxigen, folosind formulele electronice simplificate și complete ale particulelor. Redați formula grafică a moleculei de apă.

# 16

## Legătura covalentă polară și nepolară. Caracterul electronegativ al atomilor

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți de ce în moleculă pe atomii diferitelor elemente apar sarcini electrice;
- să aflați care proprietate a atomului se numește caracter electronegativ.

Există mult mai multe substanțe compuse decât simple. De aceea, legătura covalentă dintre diferiți atomi se întâlnește mai frecvent decât cea dintre atomi identici. În așa cazuri, perechile comune de electroni, de regulă, aparțin „într-o măsură mai mare” unuia din atomi.

Vom examina molecula de clorură de hidrogen  $HCl$ . Conform rezultatelor cercetărilor, în această moleculă doi electroni ai legăturii covalente mai frecvent se situează în atomul de Clor, decât în cel de Hidrogen. Perechea comună de electroni se vedește a fi deplasată către atomul de Clor:



Atomul de Clor dobândește o sarcină negativă neînsemnată, mai mică decât 1 (ea este egală cu  $-0,2$ ),

iar atomul de Hidrogen — o sarcină asemănătoare, dar cu semn contrar, adică pozitivă (+0,2).

Sarcinile fracționare pe atomi se indică cu litera grecească  $\delta$  („delta”) împreună cu semnul „plus” sau „minus”. Particularitatea legăturii covalente în molecula clorurii de hidrogen este reprezentată în felul următor:



**Legătura covalentă, în care una sau câteva perechi comune de electroni sunt deplasate spre unul dintre atomi, se numește *legătură polară*, iar în lipsa unei asemenea deplasări — *legătură nepolară*.**

**Proprietatea atomului unui element de a deplasa spre sine o pereche de electroni, împreună cu un alt atom, se numește caracter *electronegativ*.**

Din punct de vedere al polarității legăturii covalente, se poate afirma că în molecula de HCl, Clorul este un element cu caracter electronegativ mai mare decât Hidrogenul.

Pentru o apreciere numerică a caracterului electronegativ al elementelor, se folosește un tabel alcătuit de savantul american L. Poling (tab. 6). Potrivit acestui tabel, elementul cu caracter electronegativ mai mic este Ceziul, iar cel cu caracter electronegativ mai puternic — Fluorul. Elementele metale posedă valori inferioare de caracter electronegativ față de cele nemetale. Acest lucru este explicabil, deoarece atomii elementelor metale sunt capabili să cedeze electroni și să se transforme în cationi, iar atomii elementelor nemetale — să accepte electroni și să se transforme în anioni.

**În perioade caracterul electronegativ al elementelor sporește de la stânga spre dreapta, iar în grupe (subgrupele principale) — de jos în sus.**

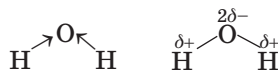
În tabelul 6 lipsesc valorile de caracter electronegativ ale Heliului, Neonului, Argonului. Atomii acestor elemente nu sunt capabili să se asocieze cu alți atomi, precum și să se transforme în cationi sau anioni.

**Valorile de caracter electronegativ ale elementelor  
din perioadele 1-3**

Perioade	Grupe							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —

Este foarte simplu să prevedem, folosindu-ne de tabelul de caracter electronegativ, polaritatea sau nepolaritatea legăturii covalente. Dacă atomii posedă același caracter electronegativ, atunci legătura dintre ei va fi nepolară. Legături covalente nepolare există, de exemplu, în moleculele  $N_2$ ,  $PH_3$ ,  $CS_2$ . Atomii elementelor nemetale cu caracter electronegativ diferit se asociază între ei cu ajutorul legăturilor polare.

Să examinăm molecula apei  $H_2O$ . Între atomul de Oxigen și fiecare din atomul de Hidrogen există o legătură covalentă simplă; în moleculă sunt două legături de acest fel. Întrucât Oxigenul are un caracter electronegativ superior (3,5) față de Hidrogen (2,1), atomul lui deplasează către sine dublele comune de electroni:



Așadar, legăturile covalente în molecula apei sunt polare.

*Cu cât va fi mai mare diferența dintre valorile de caracter electronegativ ale elementelor, cu atât mai pronunțat polară va fi legătura dintre atomi.*

## CONCLUZII

**Dacă legătura covalentă se formează între atomii diferitelor elemente, atunci ei, de regulă, dobândesc sarcini neînsemnate. Apariția acestor sarcini este cauzată de deplasarea**

### Este interesant de știut

Sarcina electrică pe fiecare atom de Hidrogen în molecula apei constituie +0,17, iar pe atomul de Oxigen -0,34.

**dubletelor comune de electroni de la unii atomi către alții.**

**O asemenea legătură covalentă se numește polară. Dacă deplasarea perechilor comune de electroni nu se produce, atunci legătura este nepolară.**

**Proprietatea atomului de a deplasa către sine o pereche de electroni, împreună cu un alt atom, se numește caracter electronegativ. În perioade caracterul electronegativ al elementelor sporește de la stânga spre dreapta, iar în grupe (subgrupele principale) — de jos în sus.**

**?**

104. De ce pe atomii legați între ei prin legături covalente pot să apară sarcini nu prea mari? Care legătură covalentă se numește polară și care — nepolară?
105. Ce reprezintă caracterul electronegativ al elementelor?
106. În fiecare din formulele substanțelor subliniați simbolul elementului cu caracter electronegativ mai mare:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{HClO}_4$ . Folosiți datele, din tablăta 6.
107. Indicați, din formulele prezentate, formulele care corespund substanțelor cu legături ionice, covalente nepolare și covalente polare:  $\text{HF}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{NCl}_3$ . Explicați alegerea voastră.
108. Notați sarcinile pe atomi, folosind litera  $\delta$  în următoarele molecule:  $\text{OF}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SCl}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ . Care dintre legăturile din aceste molecule sunt mai pronunțat polare și care — mai puțin pronunțat polare?
109. După datele din tabelul 6, alcătuiți șirul elementelor nemetale, în care caracterul electronegativ să scadă de la stânga spre dreapta.
110. Cum se schimbă caracterul electronegativ al elementelor în perioadele și în subgrupele principale ale sistemului periodic?
111. Scrieți corect sfârșitul propoziției „Valorile de caracter electronegativ ale Potasiului și Calciului constituie respectiv...”:
  - a) 0,8 și 1,0;
  - b) 1,0 și 0,8;
  - c) 1,0 și 1,2;
  - d) 0,8 și 0,6.Luați în seamă și comparați valorile de caracter electronegativ ale elementelor asemănătoare cu Potasiul și Calciul, folosindu-vă de tabelul 6.
112. În formulele chimice, elementele deseori sunt înscrise în ordinea de creștere a caracterului lor electronegativ. Indicați, din formulele prezentate, formulele în care se respectă ordinea corespunzătoare:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ .

---

# 17

## Substanțe moleculare și cu structură atomică

---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să aflați despre structura substanțelor alcătuite din molecule;
- să explicați proprietățile fizice ale substanțelor cu structură moleculară;
- să înțelegeți structura și proprietățile fizice ale substanțelor alcătuite din atomi.

**Interacțiunea moleculară.** Independent de structura sa, substanța se poate afla în trei stări de agregare. Stărea solidă și lichidă a substanțelor moleculare există datorită faptului că moleculele se atrag una pe cealaltă, însă fiecare din ele sunt particule fără sarcină. Un asemenea fenomen se numește *interacțiune moleculară*.

Spre deosebire de legăturile covalente și ionice trainice, durabile, interacțiunea dintre molecule este destul de slabă. Ea constă în atragerea reciprocă a atomilor unei molecule spre nucleele atomilor altor molecule, iar în multe cazuri — atracția reciprocă a atomilor cu sarcini opuse neînsemnate (§ 16) care aparțin diferitelor molecule. O astfel de interacțiune există, bunăoară, în apă, în unii compuși organici. Ea prezintă o condiție importantă pentru existența organismelor vii pe planeta noastră.

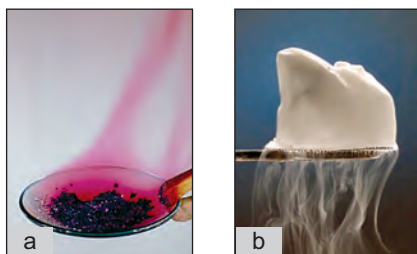
**Proprietățile fizice ale substanțelor moleculare.** În rezultatul faptului că moleculele se atrag reciproc foarte slab, substanțele cu structură moleculară se deosebesc esențial după proprietățile lor fizice de substanțele ionice. Pentru substanțele moleculare sunt caracteristice volatilitatea, o soliditate inferioară, temperaturi joase de topire și de fierbere. Unele substanțe moleculare, trecând, la încălzire, din starea solidă în cea gazoasă, evită starea lichidă. Un astfel de fenomen se numește *sublimare*<sup>1</sup>.

---

<sup>1</sup> Termenul provine de la cuvântul latinesc *sublimare* — a urca.



**Fig. 35.**  
Sublimarea iodului  
(a) și a oxidului de  
carbon (IV) (b)



Asemenea proprietăți posedă, de exemplu, iodul  $I_2$ , oxidul de carbon (IV)  $CO_2$  (fig. 35).

**Oxidul de carbon (IV) solid se numește „gheață uscată”. La creșterea temperaturii, el se transformă nu în lichid, ci în gaz (dioxid de carbon), adică nu se topește, ci se evaporază („se usucă”) (fig. 35, b). În trecut, gheața uscată era folosită în comerț pentru a se păstra înghețata rece.**

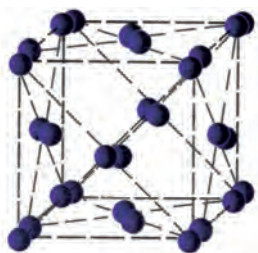
**Gheața obișnuită la o temperatură mai joasă de  $0\text{ }^\circ\text{C}$ , de asemenea, se transformă în vapori, ce-i drept, mai lent. Datorită acestui fapt, albiturile spălate se usucă și la ger.**

Multe substanțe moleculare au miros. Vă este bine cunoscut mirosul pătrunzător al oxidului de sulf (IV) sau al gazului dioxid de sulf  $SO_2$ ; substanța se degajă la aprinderea unui chibrit (sulful intră în componența acestuia). Gazul amoniac  $NH_3$ , de asemenea, poate fi ușor recunoscut după miros. El se degajă din soluția apoasă a acestui compus, cunoscut sub denumirea — hidroxid de amoniu. Nu poate fi confundat cu alte mirosuri nici mirosul acidului acetic  $CH_3COOH$ , soluția căruia (oțetul) este folosită în alimentație.

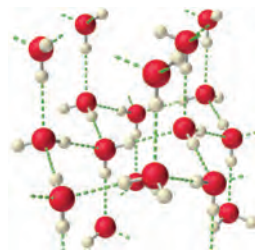
Substanțele moleculare în orice stare de agregare nu conduc electricitatea. (Încercați să explicați acest lucru.) Multe substanțe solide de acest tip formează cristale (fig. 36).

**Formulele chimice ale substanțelor moleculare indică componența moleculară a acestora, iar în unele cazuri pot avea indici de ordin mai mare. Drept exemplu, putem lua formula**

**Fig. 36.**  
Rețele cristaline  
(modele  
simplificate)  
ale unor substanțe  
moleculare

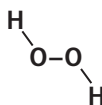


Iod  $I_2$



Gheață  $H_2O$

**peroxidului de hidrogen (apa oxigenată)  $H_2O_2$ .  
Formula grafică a moleculei acestui compus  
este:**



**Anume într-o asemenea compoziție (și nu  
HO) se conțin moleculele în această substan-  
ță. Formula  $H_2O_2$ , care arată componența  
reală a moleculei, se numește reală (formula  
HO este simplă). Pentru majoritatea substan-  
țelor moleculare, formulele reale coincid cu  
cele simple.**

Substanțele cu structură atomică. Există sub-  
stanțe, în care toți atomii sunt asociați între ei prin  
legături covalente. Printre ele sunt substanțele sim-  
ple ale unor elemente nemetale (de exemplu, oxidul  
de siliciu (IV)  $SiO_2$ ).

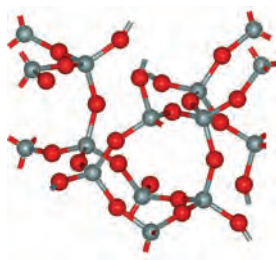
Cristalul substanței alcătuită din atomi este  
parcă o moleculă gigantă (fig. 37). Deoarece, legă-  
turile covalente sunt trainice, substanțele cu  
structură atomică au temperaturi de topire și fier-  
bere înalte, practic nu se dizolvă în apă, alți sol-  
venți. Alții se evidențiază cu o duritate foarte înal-  
tă (diamantul).

**Metalele sunt alcătuite din atomi compact  
„împachetați”. Orbitalii lor exteriori se întrepă-  
trund, iar electronii permanent trec de la un  
atom la altul. Astfel metalele conduc electrici-  
tate și au alte proprietăți caracteristice.**

În aceste substanțe există o legătură specială (metalică), care se deosebește de cea ionică și covalentă.



Diamantul C



Cuarțul  $\text{SiO}_2$

Fig. 37.  
Substanțele cu  
structură atomică  
și rețelele lor  
cristaline

## EXPERIENȚA DE LABORATOR №1

### Familizarea cu proprietățile fizice ale substanțelor ce au structură atomică, moleculară și ionică

Vouă vă sunt date așa substanțe: grafit, uree, bromură de potasiu. Ele se conțin în vase cu etichete. La dispoziția voastră se află eprubete, lopățiță, pisetă (vas din masă plastică cu apă), lampă de spirt sau combustibil uscat (solid).

Analizați comportamentul substanțelor la încălzire. Ce observați? Despre ce structură a substanței — atomică sau moleculară — ne indică rezultatul experienței cu ureia?

Determinați, dacă se dizolvă în apă fiecare din substanțe.

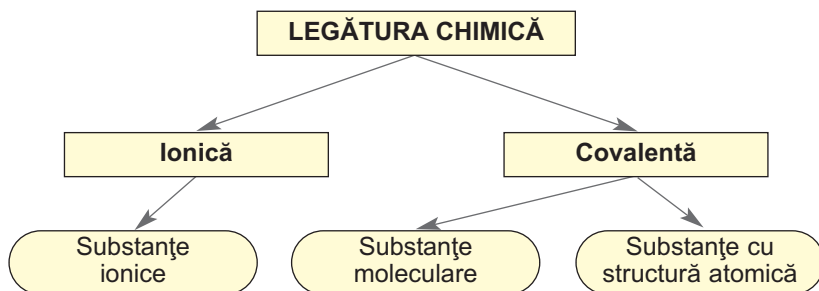
Completați tabelul și arătați rezultatele experiențelor petrecute.

Caracteristica substanțelor	Substanțele		
	Grafitul	Uree	Bromură de potasiu
Structura			
Tipul legăturii chimice			
Proprietățile fizice:			
...			

Informația expusă în acest paragraf și cele precedente despre legătura chimică și structura substanțelor concluzionează schema 5.

Schema 5

### Tipurile de legături chimice și structura substanțelor



### CONCLUZII

Moleculele se atrag reciproc, însă destul de slab. De aceea, substanțele cu structură moleculară posedă o duritate joasă, temperaturi joase de topire și de fierbere, iar unele au miros. Substanțele moleculare nu conduc electricitate.

În substanțele cu structură atomică toți atomii sunt trainic asociați între ei. Temperaturile înalte de topire și fierbere sunt proprietățile fizice caracteristice pentru așa substanțe. Ele, practic, nu se dizolvă în apă, unele substanțe se evidențiază printr-o duritate foarte înaltă.



113. Ce este interacțiunea moleculară? Prin ce este ea determinată?
114. Compusul X în condiții obișnuite se află în stare solidă, are miros, iar la o încălzire neînsemnată se topește. Cum va fi acest compus: molecular sau ionic? Ce tip de legătură chimică se produce în el? Explicați-vă răspunsul.
115. Numiți substanțele moleculare din șirul de substanțe: parafină, alcool etilic, hidroxid de potasiu, oxid de calciu, azot, cositor (staniul), oxid de siliciu (IV). Argumentați-vă alegerea.
116. Oare se poate face o concluzie cu privire la structura substanței (ionică, moleculară, atomică) numai după aspectul ei exterior, după starea ei de agregare? Argumentați-vă răspunsul.
117. Găsiți corespondențele:
- | <i>Formula substanței</i> | <i>Temperatura de topire, °C</i> |
|---------------------------|----------------------------------|
| 1) NaH;                   | a) +638;                         |
| 2) HCl;                   | b) -114.                         |
- Dați explicațiile necesare.
118. Încercați să explicați de ce substanțele simple halogenii în condiții obișnuite se află în diferite stări de agregare: fluorul  $F_2$  și clorul  $Cl_2$  sunt gaze, bromul  $Br_2$  — lichid, iodul  $I_2$  — substanță cristalină.
119. Clorura de hidrogen HCl și fluorul  $F_2$  posedă molecule cu, aproximativ, aceeași masă (confirmați acest fapt), însă se deosebesc esențial prin temperatura de fierbere:  $-84\text{ }^\circ\text{C}$  (HCl) și  $-187\text{ }^\circ\text{C}$  ( $F_2$ ). Care este, după părerea voastră, cauza acestei deosebiri?
120. Compusul cu formula SiC are rețea cristalină atomică. Prognozați proprietățile ei fizice și verificați prezicerea voastră cu informația respectivă găsită în internet.

#### EXPERIENȚĂ DE ACASĂ

#### **Cercetarea proprietăților fizice ale substanțelor cu structură diferită a rețelelor cristaline la: apă, sarea de bucătărie, nisip**

Găsiți în internet sau alte surse de informații temperaturile de topire și fierbere ale sării de bucătărie (clorură de sodiu) și nisipului (oxidul de siliciu (IV)), scrieți datele în caiet. Adăugați încă temperatura de înghețare și fierbere a apei, starea de agregare a substanțelor în condiții obișnuite și informația despre solubilitatea sării și a nisipului în apă.

Din care particule — atomi, molecule, ioni — este formată fiecare dintre substanțe?

Alcătuieți tabelul și așezați în ea informația strânsă despre proprietățile și structura substanțelor.

Faceți concluzia despre dependența proprietăților fizice ale apei, sării de bucătărie, nisipului și tipul particulelor, din care sunt alcătuite substanțele.

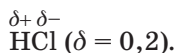
# 18 Gradul de oxidare

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți ce înseamnă gradul de oxidare al elementului;
- să alcătuiți formulele compușilor pe baza valorilor gradelor de oxidare ale elementelor;
- să determinați gradele de oxidare ale elementelor pe baza formulelor chimice ale compușilor.

Atomii sunt particule electroneutre. Ele rămân în această stare și atunci când se asociază în moleculele substanțelor simple. Însă pe atomii cuprinși în substanțele compuse, de regulă, se concentrează sarcini nu prea mari — atât pozitive, cât și negative, ceea ce este rezultatul deplasării perechilor comune de electroni către atomii elementelor electronegative mai pronunțate.

În § 16 s-a examinat detaliat molecula clorurii de hidrogen HCl. Legătura covalentă polară între atomi asigură dubletul comun de electroni, deplasat către atomul mai mult electronegativ Clor ( $H : Cl$ ,  $H \rightarrow Cl$ ). Pe acest atom se găsește o sarcină negativă nesemnificativă, iar pe atomul de Hidrogen — aceeași sarcină ca valoare, însă de semn pozitiv:



Dacă perechea comună de electroni va fi „transferată” pe deplin către atomul de Clor (atunci ea nu va fi comună), la acest atom va reveni electronul

său care a participat la legătura covalentă și se va mai adăuga electronul de la atomul de Hidrogen. Pe contul ultimului, atomul de Clor va dobândi sarcina  $-1$ , iar atomul de Hidrogen, pierzând unicul său electron, va obține sarcina  $+1$ .

**Sarcina convențională cu număr întreg al atomului în substanță se numește *grad de oxidare al elementului*.**

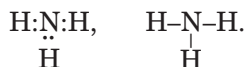
Gradul de oxidare, în formula chimică, este indicat deasupra simbolului elementului, notându-i-se mai întâi semnul („plus” sau „minus”), iar apoi numărul:



**EXERCIȚIUL 1. Calcularea gradului de oxidare al amoniacului  $\text{NH}_3$ .**

**Rezolvare**

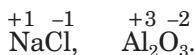
Amoniacul este un compus molecular. În molecula  $\text{NH}_3$  atomul trivalent de Nitrogen se leagă de fiecare atom de Hidrogen prin legături covalente simple:



Legătura N – H este polară, deoarece elementele se deosebesc după caracterul lor electronegativ: Nitrogenul are un caracter electronegativ mai pronunțat decât Hidrogenul (tab. 6). Transferăm toate cele trei dublete comune de electroni către atomul de Nitrogen. În rezultat, atomul de Nitrogen va dobândi sarcina  $-3$ , deoarece la el, în afară de trei electroni ai săi, se vor adăuga și trei electroni „străini” — de la atomul de Hidrogen. Fiecare atom de Hidrogen dobândește sarcina  $+1$ , deoarece pierde electronul, pe care l-a transferat către atomul de Nitrogen. Scriem formula compusului cu gradele de oxidare determinate ale elementelor:



Dacă substanța este alcătuită din ioni, atunci gradul de oxidare pentru fiecare element din substanță va coincide cu sarcina ionului corespunzător, adică va fi sarcina reală a particulei și nu una convențională. Scriem formulele compușilor ionici împreună cu gradele de oxidare ale elementelor:



(Sarcina ionului, după cum se știe, se înscrie sus și la dreapta de simbolul elementului, mai întâi indicându-se cifra (unu este omis), iar apoi semnul:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ ).

## Suma gradelor de oxidare ale tuturor atomilor în orice substanță este egală cu zero.

Aceasta este *regula electroneutralității substanței*. Despre ea s-a amintit ceva mai devreme, dar cu privire la substanțele ionice. Definiția dată se extinde și asupra oricărei substanțe cu structuri — moleculare, atomice.

Regula electroneutralității este folosită la alcătuirea formulelor chimice ale compușilor sau pentru verificarea lor. Astfel, formula oxidului de aluminiu  $\text{Al}_2\text{O}_3$  trebuie apreciată ca fiind corectă, deoarece suma gradelor de oxidare ale tuturor elementelor (suma sarcinilor tuturor ionilor în unitatea de formulă) constituie  $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$ .

Gradul de oxidare al elementului poate fi egal și cu zero. *Valoarea nulă a gradului de oxidare o posedă elementele în substanțele simple* — hidrogen  $\text{H}_2$ , sulf  $\text{S}_8$ , fier Fe ș. a. (explicați acest lucru), precum și în compușii binari formați de elementele cu caracter electronegativ identic — fosfina  $\text{PH}_3$ , sulfura de carbon (IV)  $\text{CS}_2$  și altele.

Pentru a se determina gradul de oxidare al elementelor în compuși pe baza formulelor lor chimice, precum și pentru a se alcătui formulele compușilor, este necesar să se cunoască următoarele legități:

- 1) elementele metale posedă în compuși numai grade de oxidare pozitive;
- 2) gradul de oxidare al Hidrogenului în compușii cu elementele nemetale, de regulă, constituie +1, iar în compușii cu elementele metale este egal cu -1;
- 3) aproape în toți compușii săi, Oxigenul are gradul de oxidare -2;
- 4) Fluorul ca elementul cu caracterul electronegativ cel mai pronunțat întotdeauna are în compușii săi gradul de oxidare -1;
- 5) gradul de oxidare maxim (pozitiv) al elementului coincide cu numărul grupei în care el își are locul;
- 6) gradul de oxidare minim (negativ) al elementului nemetal este egal cu numărul grupei în care el își are locul minus 8.



**EXERCIȚIUL 2. Determinați gradele de oxidare ale elementelor în compus, formula căruia este —  $K_4P_2O_7$ .**

**Rezolvare**

Potasiul (Kaliul) este un element metal. Gradul său de oxidare în compus trebuie să fie pozitiv (legitatea 1) și constituie +1, întrucât Potasiul este un element din grupa I (legitatea 5). Gradul de oxidare al Oxigenului în compus constituie -2 (legitatea 3). Gradul de oxidare al Fosforului îl vom calcula, aplicând regula electroneutralității substanței:

$$\begin{aligned} & \begin{matrix} +1 & x & -2 \\ & K_4 & P_2 & O_7 \end{matrix}; \\ 4 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) &= 0; \\ x &= (14 - 4) : 2 = 5. \end{aligned}$$

Formula compusului cu gradele de oxidare determinate ale elementelor —  $K_4P_2O_7$ .

**EXERCIȚIUL 3. Alcătuiți formula compusului de Magneziu cu Nitrogenul.**

**Rezolvare**

Magneziul este un element metal; el se situează în grupa a II-a și posedă în compuși gradul de oxidare +2 (legitățile 1 și 5). Nitrogenul este un element nemetal; el face parte din grupa a V-a. În compusul cu un element metal Nitrogenul manifestă un grad negativ de oxidare, care constituie  $5 - 8 = -3$  (legitatea 6). Scriem formula compusului cu indici necunoscuți și notăm gradele de oxidare ale elementelor:



Aflăm numărul cel mai mic care se împarte fără rest la valoarea gradelor de oxidare ale elementelor; acest număr va fi 6. Împărțindu-l la 2, vom obține numărul atomilor de Magneziu în formula compusului ( $6 : 2 = 3$ ), iar împărțindu-l la 3, vom obține numărul atomilor de Nitrogen ( $6 : 3 = 2$ ).

Formula compusului este  $Mg_3N_2$ .

Valorile gradelor de oxidare și valențele elementului deseori coincid (de exemplu, ale Hidrogenului — în compusul HCl, ale Carbonului — în compusul  $CO_2$ ). Cu toate acestea, ele nu trebuie confundate și înlocuite unul cu altul, deoarece noțiunea de „grad de oxidare” și cea de „valență” sunt diferite ca sens. Gradul de oxidare este folosit pe timp ce trece tot mai pe larg în calitate de mărime univer-

# Capitolul 3

## Cantitatea de substanță. Calculule pe baza formulelor chimice

Cu mai multe secole în urmă alchimiștii, pregătindu-se de diferite experiențe, iar apoi după efectuarea lor, deseori cântăreau substanțele, stabileau volumele lor. După descoperirea de către M. V. Lomonosov a legii conservării masei substanțelor în timpul reacțiilor, chimia a prins să se dezvolte foarte repede, dobândindu-și statutul de știință exactă. Calcululele au devenit parte inseparabilă a cercetărilor chimice.

---

# 19

## Cantitatea de substanță

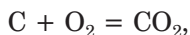
---

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți esența mărimii fizice a „cantității de substanță”, precum și a unității ei de măsură — molul;
- să determinați câte și ce fel de particule conține 1 mol de substanță;
- să rezolvați probleme privind calcularea și utilizarea cantității de substanță.

**Cantitatea de substanță.** Voi de acum știți că substanțele pot avea structură atomică, moleculară, ionică sau o altă structură. Transformarea unor substanțe în altele se produce în consecința combi-

nării atomilor în molecule, descompunerii moleculelor în atomi, regrupării atomilor sau a ionilor. Comentând reacția de ardere a carbonului



veți spune că fiecare atom de Carbon interacționează cu o moleculă de oxigen, formând molecule de dioxid de carbon.

Pentru a pregăti oricare experiență chimică, nu este necesar să numărăm atomii, moleculele reagenților. Dar acest lucru nici nu este posibil. Chimistii se folosesc de mărimea fizică care este determinată de numărul de particule ale substanței într-o anumită porțiune ale acesteia. Denumirea mărimii respective este cea de *cantitate de substanță*. Ea se notează cu litera latină *n*; mai înainte pentru notare se folosea litera grecească  $\nu$  („niu”).

Unitatea de măsură a cantității de substanță este molul<sup>1</sup>.

Savanții au stabilit că 1 mol de substanță simplă cu structură atomică conține 602 000 000 000 000 000 000 atomi. Acest număr poate fi notat în felul următor:  $602 \cdot 10^{21}$  (21 reprezintă numărul de zerouri în prima notare) sau  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Într-un mol de substanță cu structură moleculară se conține  $6,02 \cdot 10^{23}$  molecule<sup>2</sup>.

► Câte molecule se conține în  $\frac{1}{2}$  moli de dioxid de carbon?

În cazul compușilor ionici și substanțelor compuse cu structură atomică numărul  $6,02 \cdot 10^{23}$  se referă grupului de particule (ioni, atomi), prezenți în formula chimică a substanței. Astfel de grupe de particule se numesc unitate de formulă a substanței (p. 74). Pentru clorura de sodiu NaCl, unitatea de formulă este cationul  $\text{Na}^+$  și anionul  $\text{Cl}^-$ , iar pentru oxidul de siliciu (IV)  $\text{SiO}_2$  — atomul de Siliciu și doi atomi de Oxigen. Noțiunea de „unitate de formulă”

---

<sup>1</sup> Termenul provine de la cuvântul latinesc moles – mulțime, număr mare.

<sup>2</sup> Cuvântul „moli” nu se modifică, dacă în fața lui este număr, iar dacă numărul lipsește, atunci se modifică. Exemple de expresii: s-au luat 5 moli de fier, definiția de mol.

este universală; se întrebuițează, de asemenea, pentru substanțele moleculare, substanțele simple cu structură atomică. De exemplu, unitatea de formulă pentru apă este molecula  $H_2O$ , iar pentru fier — atomul de Fier.

**1 mol reprezintă o porțiune de substanță care conține  $6,02 \cdot 10^{23}$  unități de formulă (atomi, molecule, grupe de atomi sau ioni).**

► Numiți unitățile de formulă a compusului ionic  $Li_2O$ . Ce număr de unități de formulă se conțin în 2 moli de substanță?

Numărul  $6,02 \cdot 10^{23}$  nu a fost ales întâmplător. Savanții au stabilit că atâția atomi se conțin în 12 grame de cel mai răspândit nuclid de Carbon  $^{12}C$ .

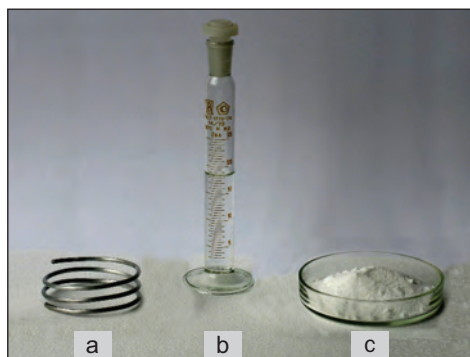
**1 mol reprezintă o porțiune de substanță care conține atâtea unități de formulă, câți atomi se conțin în 12 grame de nuclid de carbon  $^{12}C$ .**

O idee despre porțiuni de diferite substanțe în cantitate de 1 mol se poate obține privind figura 38.

Noțiunea de „cantitate de substanță” se întrebuițează nu numai pentru substanțe, dar și pentru unele particule. De exemplu, 1 mol de cationi de  $Ca^{2+}$  reprezintă  $6,02 \cdot 10^{23}$  de acești ioni.

Numărul  $6,02 \cdot 10^{23}$  a fost denumit numărul lui Avogadro în cinstea savantului italian A. Avogadro. Acest număr, începând cu a doua jumătate a secolului al XIX-lea, a fost calculat de diferiți savanți. Ei s-au folosit de rezultatele diferitor cercetări.

**Fig. 38.**  
Porțiuni  
de substanțe  
în cantitate  
de 1 mol:  
a — aluminiu;  
b — apă;  
c — sare de  
bucătărie



**Amadeo Avogadro**  
(1776—1856)



Fizician și chimist italian de seamă. A înaintat ipoteza despre structura moleculară a substanțelor, în particular a gazelor. A descoperit una din legile gazelor (1811), mai târziu acesteia i s-a dat numele său. A precizat masele atomice ale unor elemente, a stabilit compoziția moleculelor de apă, amoniac, dioxid de carbon, gaz de căhlă (oxid de carbon (II)), metan, sulfură de hidrogen ș. a. A propus metode experimentale pentru determinarea maselor moleculare ale substanțelor gazoase.

**Numărul lui Avogadro depășește de miliarde de ori numărul firelor de păr de pe capetele, din mustețile și bărbile tuturor oamenilor ce trăiesc pe Pământ. Dacă ar fi să acoperim suprafața terestră cu același număr ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) de mingi de tenis, atunci grosimea unui asemenea „înveliș” va fi de aproximativ 100 km. Iar dacă vom așeza unul lângă altul  $6,02 \cdot 10^{23}$  de atomi de Hidrogen, care sunt cei mai mici dintre toți atomii, atunci lungimea lor va constitui circa  $6 \cdot 10^{10}$  km. Cu un fir de o asemenea lungime se poate înfășura globul terestru pe ecuator de peste 1 500 000 de ori (fig. 39).**

Numărul lui Avogadro corespunde constantei lui Avogadro. Se notează constanta —  $N_A$ , iar mărimea ei se deduce dintr-o astfel de expresie:

**Constanta lui Avogadro**

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

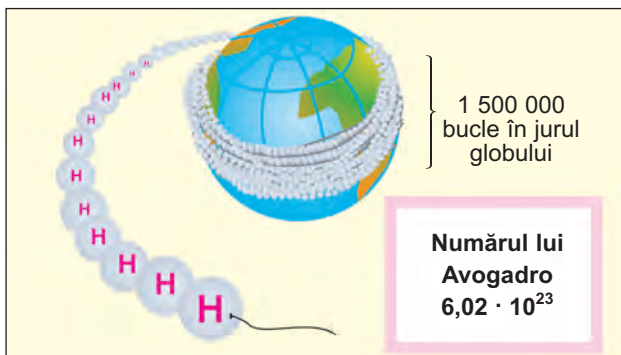


Fig. 39.  
1 mol de atomi de Hidrogen

Alcătuiim formula pentru calcularea cantității de substanță după unitățile de formulă. Alegem o substanță cu structură moleculară, cu o porțiune de substanță ce conține  $N$  molecule. Ne gândim în felul următor:

într-un mol de substanță se conțin  $N_A$  molecule,  
 în  $n$  moli de substanță —  $N$  molecule.

De aici

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

**Rezolvarea problemelor.** Să rezolvăm câteva probleme care necesită folosirea mărimii „cantitatea de substanță”.

**PROBLEMA 1.** În ce cantitate de substanță se conțin  $3,01 \cdot 10^{24}$  atomi de aluminiu?

**Se dă:**

$$N(\text{Al}) = \\ = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ atomi}$$

$$n(\text{Al}) \text{ — ?}$$

**Rezolvare**

Folosind formula, care arată legătura dintre cantitatea de substanță și numărul de particule (atomi):

$$n(\text{Al}) = \frac{N(\text{Al})}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moli}^{-1}} = \\ = \frac{30,1 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moli}^{-1}} = 5 \text{ moli.}$$

**Răspuns:**  $n(\text{Al}) = 5$  moli.

Într-un mol de oricare substanță moleculară totdeauna se conține mai mult decât un mol de atomi. De exemplu, într-un mol de oxigen  $\text{O}_2$  — 2 moli de atomi de Oxigen, iar într-un mol de metan  $\text{CH}_4$  — 1 mol de atomi de Carbon și 4 moli de Hidrogen sau 5 moli de atomi în total.

► Ce cantități de substanță de atomi se conțin într-un mol de ozon  $\text{O}_3$ , în 2 moli de fosfor alb  $\text{P}_4$ , în 0,5 moli de amoniac  $\text{NH}_3$ ?

Cantitatea de substanță de ioni într-un compus ionic se calculează în mod analogic.

**PROBLEMA 2.** Determinați cantitatea de substanță de cationi și anioni în oxidul de fier (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , luat într-o cantitate de substanță de 4 moli.

Se dă:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4 \text{ moli}$$

$$n(\text{Fe}^{3+}) = ?$$

$$n(\text{O}^{2-}) = ?$$

**Rezolvare**

În unitatea de formulă a oxidului de fier (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se conțin 2 ioni de  $\text{Fe}^{3+}$  și 3 ioni de  $\text{O}^{2-}$ . De aceea, 1 mol de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  este alcătuit din 2 moli ioni de  $\text{Fe}^{3+}$  și 3 moli ioni de  $\text{O}^{2-}$ . În 4 moli de acest compus cantitatea de substanță a ionilor de patru ori este mai mare:

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 4 \text{ moli} = 8 \text{ moli};$$

$$n(\text{O}^{2-}) = 3 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot 4 \text{ moli} = 12 \text{ moli}.$$

**Răspuns:**  $n(\text{Fe}^{3+}) = 8 \text{ moli}$ ;  $n(\text{O}^{2-}) = 12 \text{ moli}$ .

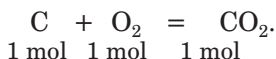
După formula compusului, se poate stabili raportul din el al cantităților de substanță de atomi, de ioni. De exemplu, în metan  $\text{CH}_4$

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 4,$$

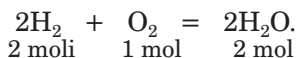
iar în oxidul de fier (III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  —

$$n(\text{Fe}^{3+}) : n(\text{O}^{2-}) = 2 : 3.$$

Să revenim la reacția chimică  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ , pe care am analizat-o la începutul paragrafului. Dacă ar fi să discutăm despre un atom de Carbon și o moleculă de oxigen sau dioxid de carbon, sau despre  $6,02 \cdot 10^{23}$  de particule de fiecare tip, atunci ecuația reacției corespunzătoare va fi notată în felul următor:



Deci, vom vedea că, în ecuațiile chimice, cantitățile de substanță a reagenților și produselor corespund (sunt proporționale) coeficienților. Aceasta este valabil pentru orice fel de reacție. Aducem încă un exemplu:



## CONCLUZII

În chimie cantitatea de substanță se stabilește după numărul de particule (unități de formulă) ale acesteia.

**Unitatea de măsură a cantității de substanță este molul. 1 mol conține  $6,02 \cdot 10^{23}$  unități de formulă ale substanței (atomi, molecule, grupe de atomi, ioni). Numărul  $6,02 \cdot 10^{23}$  este numit numărul lui Avogadro.**

?

129. De ce este legată în chimie cantitatea de substanță? Numiți unitatea de măsură a cantității de substanță.
130. Determinați cantitățile de substanță ale atomilor în fiecare element:
- într-un mol de brom  $\text{Br}_2$ ;
  - în 3 moli de sulfură de hidrogen  $\text{H}_3\text{S}$ ;
  - în  $1/3$  moli de fosfin  $\text{PH}_3$ . (Oral.)
131. În locul punctelor înscrieți cifrele omise:
- în 3 moli de apă  $\text{H}_2\text{O}$  se conțin ... moli de molecule, ... moli de atomi de Hidrogen, ... moli de atomi de Oxigen;
  - în 0,5 moli de acid sulfuric  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se conțin ... moli de Hidrogen, ... moli de Sulf, ... moli de Oxigen;
  - în 2 moli de compus ionic  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  se conțin ... moli de ioni  $\text{Ca}^{2+}$  și ... moli de ioni  $\text{OH}^-$  sau ... unități de formulă.
132. Efectuați calculele și completați tabelul:

$N(\text{H}_3\text{PO}_4)$	$n(\text{H}_3\text{PO}_4)$ , moli	$n(\text{H})$ , moli	$n(\text{P})$ , moli	$n(\text{O})$ , moli
$12,04 \cdot 10^{23}$				

133. În ce cantitate de substanță de dioxid de carbon se conțin:
- $3,01 \cdot 10^{23}$  molecule;
  - $12,04 \cdot 10^{23}$  atomi de Oxigen?
134. Poate oare un mol de substanță să conțină mai mult de  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi? Argumentați-vă răspunsul și aduceți exemple.
135. Ce cantitate de substanță de clorură de calciu  $\text{CaCl}_2$  conține  $3,01 \cdot 10^{24}$  ioni de  $\text{Ca}^{2+}$ ? Câți ioni de  $\text{Cl}^-$  sunt în porțiunea de compus? (Oral.)
136. În ce cantitate de substanță de  $\text{CH}_4$  se conțin atâția atomi, câți există:
- într-un mol de oxid  $\text{P}_2\text{O}_3$ ;
  - în 0,3 moli de acid  $\text{HNO}_3$ ;
  - în 2,5 moli de oxid  $\text{CO}$ ?
137. În ce cantitate de substanță de sare de bucătărie  $\text{NaCl}$  se conțin atâția ioni, câți există:
- în 0,2 moli de oxid  $\text{CaO}$ ;
  - în 2 moli de oxid  $\text{Li}_2\text{O}$ ;
  - în 0,4 moli de compus  $\text{Na}_2\text{S}$ ?



138. Numiți raportul dintre cantitățile de substanță ale elementelor în substanțele cu următoarele formule:  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgF}_2$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . (Oral.)
139. Comentați reacțiile chimice, aplicând noțiunea de „mol”:
- a)  $\text{S} + 2\text{Cl}_2 = \text{SCl}_4$ ;                      c)  $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ .
- b)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ ;

---

# 20 Masa molară

---

## Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să înțelegeți esența mărimii fizice „masa molară”;
- să calculați valorile maselor molare ale substanțelor simple și compuse;
- să rezolvați probleme cu aplicarea maselor molare.

**Masa molară.** O mărime importantă legată de cantitatea de substanță este *masa molară*. Aceasta este folosită în numeroase calcule — în timpul pregătirii pentru efectuarea experiențelor chimice, la implementarea proceselor tehnologice în uzine, pentru prelucrarea rezultatelor cercetărilor efectuate cu reacțiile chimice.

## Masa molară reprezintă masa unui mol de substanță.

Masa molară se notează cu litera latină *M*. Unitatea de măsură a ei este *g/mol*.

Pentru ca să scriem masa molară a unei substanțe simple cu structură atomică sau moleculară, este suficient să indicăm valoarea masei atomice sau moleculare relative corespunzătoare. Substanțele compuse cu structură atomică sau ionică nu conțin molecule. Pentru ele în loc de termenul „masa moleculară relativă” se întrebuițează — „masa de formulă relativă”. Masa de formulă relativă se notează și se calculează la fel ca și masa moleculară relativă.

## Masa molară este egală numeric cu masa atomică, moleculară sau de formulă relativă.

Pentru ca să scriem masa molară a oricărei substanțe, este suficient să indicăm valoarea masei atomice, moleculare și de formulă relativă corespunzătoare, și să-i adăugăm unitatea de măsură g/mol. Masele atomice relative ale elementelor sunt date în sistemul periodic, iar masele moleculare relative ale substanțelor, voi de acum ați învățat să le calculați în clasa a 7-a.

Exemple de scriere a maselor molare ale substanțelor:

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

(calcularea masei moleculare relative:

$$M_r(\text{O}_2) = 2A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32);$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

(calcularea masei de formulă relativă:

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5).$$

► Calculați și notați valorile maselor molare ale amoniacului  $\text{NH}_3$  și ale cretei  $\text{CaCO}_3$ .

Întrucât noțiunea de „mol” este folosită nu doar referitor la substanțe, ci și referitor la particule (atomi, molecule, ioni), înseamnă că și pentru acestea există mase molare. Având în vedere, că masa unui mol de ioni de  $\text{OH}^-$  reprezintă  $16 \text{ g} + 1 \text{ g} = 17 \text{ g}$  (masa electronilor nu se ia în vedere, deoarece este foarte mică), vom nota valorile maselor molare ale acestor particule:

$$M(\text{OH}^-) = 17 \text{ g/mol}.$$

Să deducem formula care reprezintă interdependențele dintre masă, cantitatea de substanță și masa molară. Dacă, de exemplu, 1 mol de atomi de Hidrogen are masa de 1 g, atunci  $n$  moli de acești atomi va avea o masă ce va fi de  $n$  ori mai mare, adică  $n \text{ g}$ . Să notăm expresia matematică corespunzătoare:

$$m(\text{H}) = n \cdot M(\text{H}) = n \text{ mol} \cdot 1 \text{ g/mol} = n \text{ g}.$$

Formula generală pentru calcularea masei după cantitatea de substanță:

$$m = n \cdot M.$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

De unde

$$n = \frac{m}{M}; M = \frac{m}{n}.$$

Așadar, masa molară reprezintă raportul dintre masă și cantitatea de substanță.

**Rezolvarea problemelor.** Să examinăm două metode de rezolvare a problemelor care necesită folosirea masei molare. Una din ele prevede alcătuirea proporției, iar cealaltă — calcularea pe baza formulelor date mai sus.

**PROBLEMA 1.** Calculați cantitatea de substanță a metanului  $\text{CH}_4$  dacă masa compusului constituie 6,4 g.

**Se dă:**

$$m(\text{CH}_4) = 6,4 \text{ g}$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

1. Calculăm masa molară a compusului:

$$M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4M(\text{H}) = 12 \text{ g/mol} + 4 \cdot 1 \text{ g/mol} = 16 \text{ g/mol}.$$

2. Determinăm cantitatea de substanță a metanului prin alcătuirea proporției:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol CH}_4 \text{ are masa } 16 \text{ g,} \\ x \text{ moli CH}_4 \quad \text{—} \quad 6,4 \text{ g;} \\ \frac{1}{x} = \frac{16}{6,4}; \end{array}$$

$$x = n(\text{CH}_4) = \frac{1 \text{ mol} \cdot 6,4 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 0,4 \text{ moli.}$$

*A 2-a metodă*

Folosim una din formulele date în paragraf:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{6,4 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,4 \text{ mol.}$$

**Răspuns:**  $n(\text{CH}_4) = 0,4 \text{ moli.}$

**PROBLEMA 2.** Ce masă a fierului corespunde cantității de substanță a metalului de 1,5 moli?

**Se dă:**

$$n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ moli}$$

$$m(\text{Fe}) = ?$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

Fierul este o substanță simplă, care-i formată din atomii elementului Fier.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol.}$$

Calculăm masa fierului alcătuiind proporția:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol Fe are masa } 56 \text{ g,} \\ 1,5 \text{ moli Fe} \quad \text{—} \quad x \text{ g;} \\ x = m(\text{Fe}) = \frac{1,5 \text{ moli} \cdot 56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 84 \text{ g.} \end{array}$$

*A doua metodă*

Folosim formula dată la p. 106:

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}) &= n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = \\ &= 1,5 \text{ moli} \cdot 56 \text{ g/mol} = 84 \text{ g.} \end{aligned}$$

**Răspuns:**  $m(\text{Fe}) = 84 \text{ g}$ .

**PROBLEMA 3.** Calculați masa a  $10^{24}$  atomi de Sodiu (natriu).

**Se dă:**

$$N(\text{Na}) = 10^{24} \text{ atomi}$$

$$m(\text{Na}) \text{ — ?}$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

Întrucât  $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$ , 1 mol atomi de Sodiu are masa de 23 g. Având în vedere că 1 mol de element conține  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi, alcătuiim proporția și o rezolvăm:

$$\begin{array}{r} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomi Na au masa } 23 \text{ g,} \\ 10^{24} \text{ atomi} \quad \text{—} \quad x \text{ g;} \\ x = m(\text{Na}) = \frac{10^{24} \cdot 23 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{230 \text{ g}}{6,02} = 38,2 \text{ g.} \end{array}$$

*A doua metodă*

1. Calculăm cantitatea de substanță a Sodiului:

$$\begin{aligned} n(\text{Na}) &= \frac{N(\text{Na})}{N_A} = \frac{10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \\ &= \frac{10 \text{ moli}}{6,02} = 1,66 \text{ moli.} \end{aligned}$$

2. Calculăm masa atomilor de Sodiu:

$$\begin{aligned} m(\text{Na}) &= n(\text{Na}) \cdot M(\text{Na}) = \\ &= 1,66 \text{ moli} \cdot 23 \text{ g/mol} = 38,2 \text{ g.} \end{aligned}$$

**Răspuns:**  $m(\text{Na}) = 38,2 \text{ g}$ .

## CONCLUZII

Masa molară reprezintă masa unui mol de substanță. Ea este egală numeric cu masa atomică, moleculară și cea de formulă relativă.

## Masa molară reprezintă raportul dintre masă și cantitatea de substanță.



140. Găsiți corespondentul:
- |                         |              |
|-------------------------|--------------|
| 1) $M_r(\text{CO}_2)$ ; | a) 44 g;     |
| 2) $m(\text{CO}_2)$ ;   | b) 44 g/mol; |
| 3) $M(\text{CO}_2)$ ;   | c) 44.       |
141. Calculați masele molare ale substanțelor care au următoarele formule:  $\text{F}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ . (Oral).
142. Care sunt masele molare ale atomilor și ionilor ce au următoarele formule: Cu, Ar, Br,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$  (Oral).
143. Masa cărui compus luat în cantitatea de substanță de 0,2 moli reprezintă 12,8 g? Stabiliți masa molară a compusului. (Oral.)
144. Calculați masa de 0,25 moli de fosfură de magneziu  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ .
145. Cantitatea de substanță a dioxidului de carbon  $\text{CO}_2$  este de 2 moli, iar cea de dioxid de sulf  $\text{SO}_2$  — de 1,5 moli. Masa cărui compus este mai mare? (Oral.)
146. Ce cantitate de substanță se conține în 24 g de magneziu, 80 g de brom, 200 g de cretă? (Oral.)
147. Unde se conține cea mai mare cantitate de substanță și unde cea mai mică: în 10 g de calciu, 16 g de oxigen sau în 8 g de hidruură de sodiu (natriu)  $\text{NaH}$ ? (Oral.)
148. Câte molecule și atomi sunt în 3,4 g de amoniac  $\text{NH}_3$ ?
149. Unde se găsesc mai multe molecule, atomi:
- într-un gram de dioxid de carbon  $\text{CO}_2$  sau într-un gram de dioxid de sulf  $\text{SO}_2$ ;
  - într-un mol de apă sau într-un mol de acid sulfuric  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
150. Într-un litru de apă minerală „Borjomi” se conțin 80 mg de ioni  $\text{Ca}^{2+}$ , 55 mg de ioni  $\text{Mg}^{2+}$ , Cantitatea căror ioni în această apă este cea mai mare? (Oral.)?
151. Calculați masa unei molecule de apă în grame, aplicând masa molară a apei și constanta lui Avogadro.

# 21

## Volumul molar. Legea lui Avogadro

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți esența mărimii fizice a „volumului molar”;

- să înțelegi de ce în aceleași volume de gaze diferite se conține același număr de molecule;
- să rezolvi probleme cu folosirea volumului molar al gazului.

**Volumul molar.** O porțiune de substanță se poate caracteriza nu doar prin masa ei, ci și prin volumul ei. De aceea nu întâmplător, în afară de masa molară, există și o altă mărime fizică — *volumul molar*.

## Volumul molar reprezintă volumul unui mol de substanță.

Notăția volumului molar este  $V_M$ , iar a unității lui de măsură —  $cm^3/mol$ ,  $l/mol$ .

Din cursul de fizică vă este cunoscută formula în care intră masa de substanță ( $m$ ), densitatea ei ( $\rho$ ) și volumul ( $V$ ):

$$m = \rho \cdot V.$$

O legătură analogică există și între masa molară și volumul molar:

$$M = \rho \cdot V_M$$

$$M = \rho \cdot V_M.$$

Din această formulă se deduce alta:

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

$$V_M = \frac{M}{\rho}.$$

Pe baza acesteia, se poate calcula volumul molar al oricărei substanțe. Pentru aceasta este necesar să se calculeze masa molară a substanței și să se găsească într-un îndreptar densitatea ei.

Orice substanță solidă și lichidă are valoarea proprie a volumului molar (de exemplu, pentru aluminiu, sarea de bucătărie, apă și alcoolul etilic (spirt) aceasta este respectiv de 10, 27, 18 și 58  $cm^3/mol$ ). Volumul molar al substanțelor în stare solidă și lichidă, ca și densitatea lor, aproape că nu depinde de temperatură și presiune.

Gazele, la încălzire sau la scăderea presiunii, se dilată semnificativ, iar la răcire sau la creșterea presiunii, se comprimă. Cauza constă în aceea că la gaze distanțele dintre molecule sunt foarte mari (în

**Condiții normale**  
(c. n.) — 0 °C;  
760 mm col.  
de merc.

**Pentru gaze**  
la c. n.  
 $V_M = 22,4$  l/mol

substanțele solide și lichide particulele se află în atingere nemijlocită unele de altele).

Odată cu schimbarea condițiilor, se modifică și densitatea gazului, volumul său molar. De aceea, dându-se valorile acestor mărimi fizice, se indică și temperatura, și presiunea corespunzătoare.

Savanții au stabilit, că volumul molar al diferitelor gaze la aceleași condiții este unul și același. În particular, la temperatura de 0 °C și presiunea de 760 mm col. de merc. (sau 101,3 kPa) volumul molar va fi de 22,4 l/mol. Factorii menționați se numesc condiții *normale* (prescurtat — c. n.).

**1 mol de orice gaz, în condiții normale ocupă un volum de 22,4 l.**

*Descriindu-se proprietățile fizice ale substanțelor, se indică și starea lor de agregare în condiții obișnuite. În acest caz, este vorba de condițiile care există în încăperi, unde se învață sau se întrebunțează substanța. Acestea sunt temperatura de aproximativ + 20 °C și presiunea de 760 mm col. de merc.*

Legătura dintre volum ( $V$ ), cantitatea de substanță ( $n$ ) și volumul molar ( $V_M$ ) este reprezentată prin următoarea formulă (încercați s-o alcătuiți de sine stătător):

$$V = n \cdot V_M.$$

Din aceasta se pot deduce alte două formule:

$$n = \frac{V}{V_M}; \quad V_M = \frac{V}{n}.$$

Așadar, *volumul molar reprezintă raportul dintre volum și cantitatea de substanță.*

**Legea lui Avogadro.** De acum știți, că 1 mol de hidrogen, oxigen sau de alt gaz ocupă, în condiții normale, un volum de 22,4 l și conține  $6,02 \cdot 10^{23}$  molecule. Ipoteza, privind numărul egal de molecule în aceleași volume ale diferitelor gaze, ce se întemeia pe rezultatele cercetărilor reacțiilor dintre gaze, a fost exprimată la începutul secolului al XIX-lea de către A. Avogadro. Obținând mai departe confirmare experimentală și bază teoretică, această ipoteză a devenit lege.

$$n = \frac{V}{V_M}$$

$$V_M = \frac{V}{n}$$

Legea lui Avogadro este formulată astfel:

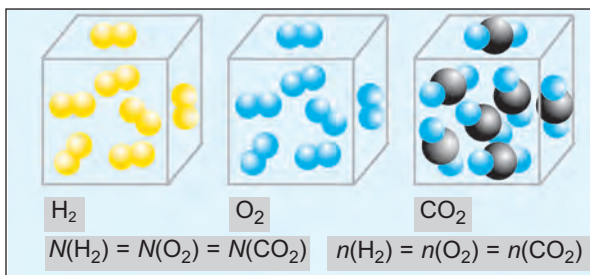
**în volume egale ale diferitelor gaze la aceleași condiții de temperatură și presiune, se conține același număr de molecule<sup>1</sup>.**

Vă prezentăm cel mai important efect al legii lui Avogadro:

**în volume egale ale diferitelor gaze la aceleași condiții de temperatură și presiune, se conțin aceleași cantități de substanță.**

Materia expusă este generalizată în figura 40.

**Fig. 40.**  
Număr egal  
de molecule  
și cantități egale  
de substanță în  
volume egale  
de gaze



**Rezolvarea problemelor.** Să rezolvăm câteva probleme cu folosirea volumului molar al gazului.

**PROBLEMA 1.** Calculați volumul a 0,4 g de hidrogen la condiții normale.

**Se dă:**

$$m(H_2) = 0,4 \text{ g}$$

c. n.

$$V(H_2) = ?$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

1. Determinăm cantitatea de substanță de hidrogen:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ moli.}$$

2. Calculăm volumul hidrogenului, alcătuind proporția:

1 mol  $H_2$  ocupă la c. n. Volumul de 22,4 l,

0,2 moli  $H_2$  —  $x$  l;

$$x = V(H_2) = (0,2 \text{ moli} \cdot 22,4 \text{ l/mol}) : 1 \text{ moli} = 4,48 \text{ l.}$$

*A 2-a metodă*

1. Determinăm cantitatea de substanță de hidrogen:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ moli.}$$

<sup>1</sup> Pentru gazele inerte — număr egal de atomi.



2. Calculăm volumul hidrogenului pe baza formulei corespunzătoare:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ moli} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 4,48 \text{ l.}$$

**Răspuns:**  $V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ l.}$

**PROBLEMA 2.** Calculați numărul de molecule într-un litru de oxigen în condiții normale.

**Se dă:**

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ l}$$

w. n.

$$N(\text{O}_2) = ?$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

Calculăm numărul de molecule de oxigen într-un litru de gaz în condiții normale, alcătuind proporția:

în 22,4 l de oxigen se conțin  $6,02 \cdot 10^{23}$  molecule,  
într-un litru de oxigen —  $x$  molecule;

$$x = N(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ l} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ l}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (molecule).}$$

*A 2-a metodă*

Calculăm numărul de molecule de oxigen într-un litru de gaz în condiții normale. Pentru aceasta, din formula

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ și } n = \frac{V}{V_M}$$

vom obține:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Facem calculul:

$$N(\text{O}_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (molecule).}$$

**Răspuns:**  $N(\text{O}_2) = 2,7 \cdot 10^{22}$  molecule.

Această problemă mai poate fi rezolvată și printr-o altă metodă. Pe baza formulelor respective mai întâi se calculează cantitatea de substanță a oxigenului, iar apoi — numărul de molecule.

**PROBLEMA 3.** Calculați densitatea oxidului de carbon CO (gaz de căhlă) la condiții normale.

**Se dă:**

CO

w. n.

$$\rho(\text{CO}) = ?$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

1. Aflăm masa molară a oxidului de carbon:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ g/mol.}$$

2. Calculăm volumul hidrogenului pe baza formulei corespunzătoare:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ moli} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 4,48 \text{ l.}$$

**Răspuns:**  $V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ l.}$

**PROBLEMA 2.** Calculați numărul de molecule într-un litru de oxigen în condiții normale.

**Se dă:**

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ l}$$

w. n.

$$N(\text{O}_2) = ?$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

Calculăm numărul de molecule de oxigen într-un litru de gaz în condiții normale, alcătuiind proporția:

în 22,4 l de oxigen se conțin  $6,02 \cdot 10^{23}$  molecule,  
într-un litru de oxigen —  $x$  molecule;

$$x = N(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ l} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ l}} = 0,27 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (molecule).}$$

*A 2-a metodă*

Calculăm numărul de molecule de oxigen într-un litru de gaz în condiții normale. Pentru aceasta, din formula

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ și } n = \frac{V}{V_M}$$

vom obține:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Facem calculul:

$$N(\text{O}_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,27 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (molecule).}$$

**Răspuns:**  $N(\text{O}_2) = 2,7 \cdot 10^{22}$  molecule.

Această problemă mai poate fi rezolvată și printr-o altă metodă. Pe baza formulelor respective mai întâi se calculează cantitatea de substanță a oxigenului, iar apoi — numărul de molecule.

**PROBLEMA 3.** Calculați densitatea oxidului de carbon CO (gaz de căhlă) la condiții normale.

**Se dă:**

CO

w. n.

$$\rho(\text{CO}) = ?$$

**Rezolvare**

*1 metodă*

1. Aflăm masa molară a oxidului de carbon:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ g/mol.}$$

2. Calculăm densitatea gazului la condiții normale:

1 mol CO, adică 28 g ocupă la c. n. Volumul de 22,4 l,  
 $x$  g CO — 1 l;

$$x = m(\text{CO}) = \frac{28 \text{ g} \cdot 1 \text{ l}}{22,4 \text{ l}} = 1,25 \text{ g};$$

$$\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ g/l}.$$

*A 2-a metodă*

1. Aflăm masa molară a oxidului de carbon:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ g/mol}.$$

2. Calculăm densitatea oxidului de carbon la condiții normale:

$$M = \rho \cdot V_M \Rightarrow \rho = \frac{M}{V_M};$$

$$\rho(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{V_M} = \frac{28 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ g/l}.$$

**Răspuns:**  $\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ g/l}$ .

## CONCLUZII

**Volumul molar reprezintă volumul unui mol de substanță. Această mărime fizică este raportul dintre volum și cantitatea de substanță.**

**Volumele molare ale substanțelor solide și lichide sunt diferite, iar ale gazelor (la una și aceeași temperatură și presiune) sunt egale. La condițiile normale (temperatura de 0 °C și presiunea de 760 mm col. de merc.) 1 mol de orice gaz ocupă volumul de 22,4 l.**

**În volumele egale ale diferitelor gaze la aceleași condiții de temperatură și presiune se conține un număr egal de molecule (legea lui Avogadro).**



152. Ce este volumul molar al substanței? Cum se calculează?
153. Densitatea azotului<sup>1</sup> este de 1,25 g/l. Calculați volumul molar al gazului.
154. Densitatea gazului este de 1,43 g/l. Care este masa molară a gazului?

---

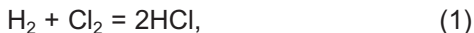
<sup>1</sup> În aceasta, precum și în următoarele probleme din paragraf densitățile, volumele, volumele molare corespund condițiilor normale.

155. Aflați volumele gazelor:
- hidrogen luat în cantitatea de substanță de 10 moli;
  - sulfură de hidrogen  $H_2S$  cu masa de 3,4 g;
  - oxid de carbon  $CO$  cu masa de 0,28 g. (Oral.)
156. În decursul a 24 de ore, omul expiră odată cu aerul 500 l de dioxid de carbon. Determinați masa acestui volum de gaz.
157. Calculați masa molară a unui anumit gaz, dacă 60 g din acesta ocupă un volum de 44,8 l. (Oral.)
158. Unde este cel mai mare număr de molecule — într-un litru de apă sau într-un litru de hidrogen? Argumentați-vă răspunsul.
159. Avem două mase egale de gaze — hidrogen și metan  $CH_4$ . Care este raportul dintre volumele lor?

## PENTRU CEI ISCODITORI

### Raportul de volum al gazelor în reacțiile chimice

În conformitate cu legea lui Avogadro, volumele egale de gaze cuprind cantități egale de molecule (la aceleași condiții). Dacă fiecare moleculă a unui anumit gaz reacționează cu o moleculă a altui gaz, de exemplu, în timpul reacției



atunci vor trebui să interacționeze volumele egale ale substanțelor, să spunem 1 l  $H_2$  și 1 l  $Cl_2$ . În reacția



unui volum de oxigen trebuie să-i revină două volume de hidrogen care reacționează cu el, deoarece numai în asemenea condiții numărul moleculelor de hidrogen depășește de două ori numărul moleculelor de oxigen, după cum „cere” ecuația chimică.

O generalizare a acestor concluzii este *legea raporturilor de volum a gazelor*, pe care a descoperit-o învățatul francez J. Gay-Lussac în anul 1808:

***volumele gazelor care intră în reacție și se formează în rezultatul acestei reacții se raportează ca numere întregi mici.***

Cu trecerea timpului, savanții au stabilit, că aceste numere reprezintă coeficienții corespunzători în ecuațiile chimice.

Prin urmare, pentru gaze în reacțiile (1) și (2)

$$V(H_2) : V(Cl_2) : V(HCl) = 1 : 1 : 2;$$

$$V(H_2) : V(O_2) = 2 : 1.$$

Aplicarea legii lui Gay-Lussac oferă chimistului sau inginerului-tehnolog posibilitatea de a stabili ce volume de gaze trebuie luate pentru efectuarea reacției. De măsurat un anumit volum de gaz este cu mult mai ușor, decât de stabilit o anumită masă a lui, cântărind pe balanță.

# 22

## Densitatea relativă a gazului

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

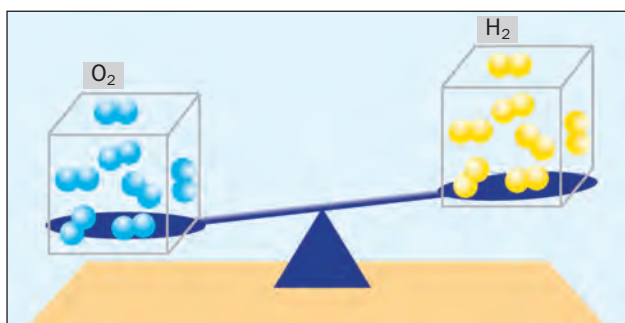
- să înțelegeți esența densității relative a gazului;
- să învățați a calcula densitatea relativă a gazului pe baza altui gaz;
- să rezolvați probleme cu aplicarea densității relative a gazului.

Densitatea relativă a gazului. În volumele egale ale diferitelor gaze se cuprinde unul și același număr de molecule<sup>1</sup>. Însă masele volumelor egale de gaze, de regulă, sunt diferite, deoarece moleculele diferitelor substanțe, de cele mai multe ori, au și masă diferită. Masa de 1 cm<sup>3</sup> de oxigen, luat în condiții normale, constituie 0,00143 g, iar masa aceluiași volum de hidrogen este de 0,0000893 g. Deci, oxigenul este mai greu decât hidrogenul (fig. 41). De câte ori? Împărțim masa de 1 cm<sup>3</sup> de oxigen la masa de 1 cm<sup>3</sup> de hidrogen:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ g}}{0,0000893 \text{ g}} = 16.$$

Numărul 16 este numit densitatea relativă a oxigenului în raport cu hidrogenul. Această mărime fizică se notează cu litera *D* și se scrie astfel:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16.$$



**Fig. 41.**  
Compararea  
maselor  
acelorași  
volum de gaze

<sup>1</sup> În aceleași condiții.

**Densitatea relativă a gazului față de alt gaz reprezintă raportul dintre un anumit volum al unui gaz și masa aceleiași volum al altui gaz (la aceeași temperatură și presiune).**

Masa de  $1 \text{ cm}^3$  de substanță este egală numeric cu densitatea ei. Densitățile oxigenului și ale hidrogenului (în condiții normale) sunt următoarele:

$$\rho(\text{O}_2) = 0,00143 \text{ g/cm}^3,$$

$$\rho(\text{H}_2) = 0,0000893 \text{ g/cm}^3.$$

Putem afla de câte ori oxigenul este mai greu decât hidrogenul, împărțind densitatea oxigenului la densitatea hidrogenului:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{O}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ g/cm}^3}{0,0000893 \text{ g/cm}^3} = 16.$$

**Este interesant de știut**

Cel mai ușor dintre toate gazele este hidrogenul  $\text{H}_2$ , iar cel mai greu — radonul  $\text{Rn}$ .

Din această formulă, putem înțelege de ce mărimea fizică despre care se vorbește în paragraf se numește densitate relativă.

Densitatea relativă, ca și masa atomică relativă (moleculară, de formulă), nu are unitate de măsură.

Dacă vom lua câte  $22,4 \text{ l}$  de oxigen și hidrogen în condiții normale, atunci masele gazelor (în grame) numeric sunt egale cu masele lor molare sau masele moleculare relative. De aici reiese următoarele variante de calculare a densității relative a oxigenului în raport cu hidrogenul:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{M_r(\text{O}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{32}{2} = 16.$$

Transformăm toate formulele date mai sus în formule generale. Gazul mai greu îl vom nota cu litera B, cel mai ușor — cu litera A, iar densitatea relativă a primului gaz în raport cu celălalt gaz —  $D_A(B)$ :

$$D_A(B) = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M_r(B)}{M_r(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Rețineți: masele gazelor pot fi folosite pentru calcularea densității relative doar în cazul că  $V(B) = V(A)$ .

► Calculați densitatea relativă a dioxidului de carbon în raport cu heliul.

Deseori gazele sunt comparate cu aerul. Deși aerul este un amestec de gaze, el totuși poate fi con-

siderat convențional a fi un gaz cu o masă moleculară relativă de 29.

$$M_r(\text{aer.}) = 29$$

Acest număr este numit *masa moleculară relativă medie a aerului*. Numărul dat se situează între numerele 32 și 28 — masele moleculare relative ale oxigenului  $O_2$  și azotului  $N_2$ , principalii componenți ai aerului.

► Demonstrați că gazele hidrogen, heliu și metan sunt mai ușoare decât aerul.

Se poate foarte ușor de stabilit că un anumit gaz este mai ușor sau mai greu decât aerul. Este suficient să umplem un balon cu acest gaz și să-i dăm drumul (fig. 42).

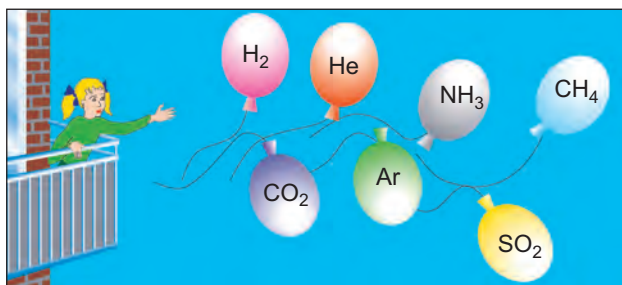


Fig. 42.  
Zborul în aer al baloanelor umplute cu diferite gaze

Formulele folosite pentru calcularea densității relative a gazului  $B$  în raport cu aerul:

$$D_{\text{aer.}}(B) = \frac{M_r(B)}{29} = \frac{M(B)}{29 \text{ g/mol}}$$

**Rezolvarea problemelor.** Vă demonstrăm cum se rezolvă problemele cu folosirea materiei expuse în acest paragraf al manualului.

**PROBLEMA 1.** Calculați densitatea relativă a dioxidului de carbon în raport cu hidrogenul și aerul.

Se dă:



$$D_{H_2}(CO_2) = ?$$

$$D_{\text{aer.}}(CO_2) = ?$$

**Rezolvare**

Determinăm densitatea relativă a dioxidului de carbon în raport cu hidrogenul și aerul.

$$D_{H_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}} = 22;$$

$$D_{\text{aer.}}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(\text{aer.})} = \frac{44 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 1,52.$$

**Răspuns:**  $D_{H_2}(CO_2) = 22$ ;  $D_{\text{aer.}}(CO_2) = 1,52$ .

Potrivit rezultatelor obținute, gazul dioxid de carbon este de 1,52 de ori mai greu decât aerul. Se înțelege, că și aerul tot de atâtea ori este mai ușor decât dioxidul de carbon.

Dacă pentru un gaz necunoscut B trebuie să stabilim densitatea lui în raport cu gazul A, urmează să calculăm masa molară a gazului B pe baza formulelor:

$$M(B) = D_A(B) \cdot M(A).$$

**PROBLEMA 2.** Densitatea relativă a gazului X (compus al Sulfului) în raport cu hidrogenul este 17. Calculați masa molară a gazului X și stabiliți formula compusului.

**Se dă:**

$$D_{H_2}(X) = 17$$

$$\frac{M(X) - ?}{X - ?}$$

**Rezolvare**

1. Calculăm masa molară a gazului X:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M(X)}{M(H_2)} \Rightarrow M(X) = D_{H_2}(X) \cdot M(H_2);$$

$$M(X) = 17 \cdot 2 \text{ g/mol} = 34 \text{ g/mol}.$$

2. Aflăm formula compusului.

Întrucât  $M(S) = 32 \text{ g/mol}$ , înseamnă că în molecula compusului X se conține un atom de Sulf. (Dacă atomii acestui element ar fi fost în număr de doi sau mai mulți, atunci masa molară a compusului ar fi depășit  $2 \cdot 32 \text{ g/mol} = 64 \text{ g/mol}$ .) Celuilalt element îi revine în masa molară a compusului  $34 \text{ g/mol} - 32 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol}$ . Se poate constata ușor că acest element este Hidrogenul ( $M(H) = 1 \text{ g/mol}$ ) și atomii în molecula compusului sunt în număr de doi. Formula compusului este  $H_2S$ .

**Răspuns:**  $M(X) = 34 \text{ g/mol}$ ; formula gazului X —  $H_2S$ .

## CONCLUZII

Densitatea relativă a unui gaz, în raport cu alt gaz, reprezintă raportul dintre masa unui anumit volum de gaz și masa aceluiași volum al altui gaz (la aceeași temperatură și presiune). Valoarea densității relative a gazului arată de câte ori el este mai greu decât alt gaz.

Drept gaz de comparație cel mai frecvent servește aerul, ca un gaz cu masa moleculară relativă de 29.



**După densitatea relativă a gazului, putem  
calcula masa molară a gazului și stabili for-  
mula lui.**



160. Comparați mărimile fizice „densitatea relativă” și „densitatea”.
161. De ce pentru densitatea relativă a gazului nu se indică presiunea și temperatura?
162. Determinați densitatea aerului în condiții normale.
163. Calculați densitatea relativă, în raport cu hidrogenul, a gazelor cu următoarele formule: He, Ne, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>, CO, SiH<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>. (Oral.)
164. Numiți două, trei gaze care sunt mai grele decât aerul și dovediți aceasta.
165. O substanță simplă gazoasă are densitatea relativă în raport cu hidrogenul 24. Aflați formula substanței. (Oral.)
166. Densitatea relativă a gazului A în raport cu aerul este de 1,59. Determinați masa moleculară relativă a acestui gaz.
167. Un oarecare gaz este mai ușor decât aerul de 1,7 ori. Va fi el oare mai greu sau mai ușor decât metanul CH<sub>4</sub> și de câte ori?
168. Masa a 2 l de gaz X constituie 3,75 g, iar masa unui volum identic de gaz Y este de 2,32 g. Determinați densitatea gazului X, precum și densitatea lui relativă în raport cu gazul Y.
169. Un litru de oricare gaz, în condiții normale, are masa de 1,96 g. Care este densitatea relativă a acestui gaz în raport cu azotul?

**PENTRU CEI ISCODITORI**

**Despre masa molară medie a aerului**

De ce masa moleculară relativă medie a aerului este egală cu 29, iar nu 30 — media aritmetică a maselor moleculare relative ale oxigenului (32) și azotului (28)? De aceea, că în aer se conțin cantități diferite de aceste gaze: oxigen — 21 % din volum, iar azotul — 78 %.

Să calculăm masa molară medie a aerului (ea numeric este egală cu masa moleculară relativă medie).

Să admitem, că aerul este alcătuit doar din oxigen și azot. Să luăm valorile cele mai apropiate ale părților de volum<sup>1</sup> ale acestor gaze în aer:

$$\varphi(\text{O}_2) = 0,2; \quad \varphi(\text{N}_2) = 0,8.$$

---

<sup>1</sup> Partea de volum se notează cu litera grecească  $\varphi$  („fi”).

Cantitățile de substanță ale gazelor sunt proporționale cu volumele lor sau părțile de volum:

$$n(\text{O}_2) : n(\text{N}_2) = \varphi(\text{O}_2) : \varphi(\text{N}_2).$$

Să determinăm masa porțiunii de aer în care suma cantităților de substanță gazelor este de un mol:

$$n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) = 1 \text{ mol};$$

$$n(\text{O}_2) = 0,2 \cdot 1 \text{ mol} = 0,2 \text{ mol};$$

$$n(\text{N}_2) = 0,8 \cdot 1 \text{ mol} = 0,8 \text{ mol};$$

$$m(\text{aer.}) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \text{ moli} \cdot 32 \text{ g/mol} + \\ + 0,8 \text{ moli} \cdot 28 \text{ g/mol} = 28,8 \text{ g} \approx 29 \text{ g}.$$

De aici  $M(\text{aer.}) \approx 29 \text{ g/mol}$ .

# Capitolul 4

## Principalele clase de compuși neorganici

Vă este cunoscut că toate substanțele se clasifică în organice și neorganice sau anorganice. La prima grupă aparțin compușii Carbonului, la grupa a 2-a — compușii altor elemente, precum și substanțele simple (metale, nemetale).

**Ramura chimiei care studiază substanțele neorganice se numește *chimie neorganică (anorganică)*.**

Se cunosc sute de mii de substanțe neorganice. Pentru ca să se poată orienta în diversitatea lor, savanții au clasificat aceste substanțe pe grupe, care se numesc *clase*. De asemenea, ei au inclus compoziția lor, adică, câte elemente chimice și care elemente formează fiecare compus. În unele cazuri, de asemenea, s-a luat în vedere caracterul chimic al substanțelor (de exemplu, proprietatea de a intra în reacție cu bazele și acizii, sau cu bazele, sau cu acizii).

În acest capitol se va vorbi despre câteva clase importante de compuși neorganici.

Voi știți despre compușii denumirea generală a cărora este *oxizi*. În timpul reacției dintre oxizii elementelor metalice cu apa se formează substanțe, care se numesc baze, iar alții oxizi cu apa formează *acizi*. Înafară de oxizi, baze, acizi, la principalele clase de compuși neorganici aparțin *hidroxizii amfoateri și sărurile*.

# 23

## Oxizii

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să vă amintiți compoziția oxizilor;
- să alcătuiți denumirile chimice ale oxizilor;
- să aflați despre răspândirea oxizilor în natură.

**Compoziția și formulele oxizilor.** Cel mai important oxid necesar pentru viață este apa (fig. 43). Ea ne dăruie bucurie, când omul ascultă „respirația” mării, urmărește joaca razelor de soare în picăturile de rouă, admiră copacii acoperiți de gheață. În apă viețuiesc o mulțime de organisme vii. Acest lichid are proprietăți individuale, este un bun solvent pentru multe substanțe, servește drept catalizator în unele reacții chimice, participă la diferite procese tehnologice.



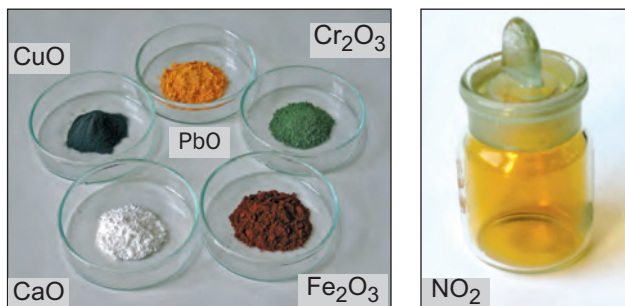
**Fig. 43.**  
Apa în natură

**Este interesant de știut**

Cei mai mulți oxizi sunt formați de Nitrogen:  
 $N_2O$ ,  $NO$ ,  
 $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  
 $N_2O_4$ ,  $N_2O_5$ .

Vă este cunoscut, că *oxizii sunt substanțele elementelor cu Oxigenul*. Oxizii formează aproape toate elementele (fig. 44). Pentru elementele cu valență constantă există un singur oxid. Litiul monovalent formează oxidul cu formula  $Li_2O$ , Calciul divalent — oxidul  $CaO$ , iar Borul trivalent — oxidul  $B_2O_3$ . Dacă elementul are valență variabilă, atunci pentru el există câțiva oxizi. De exemplu, pentru Cupru sunt cunoscuți oxizii  $Cu_2O$  și  $CuO$ , iar pentru Crom —  $CrO$ ,  $Cr_2O_3$  și  $CrO_3$ .

Fig. 44.  
Unii oxizi



**Oxidul**  
 $E_mO_n$

Luând în vedere valorile valențelor posibile ale elementelor chimice în compuși, vom scrie un șir de formule generale pentru oxizi:  $E_2O$ ,  $EO$ ,  $E_2O_3$ ,  $EO_2$ ,  $E_2O_5$ ,  $EO_3$ ,  $E_2O_7$ ,  $EO_4$ . Îi unim într-o formulă —  $E_mO_n$ .

► Determinați gradul de oxidare a Oxigenului în oxizii  $Li_2O$ ,  $CaO$  i  $B_2O_3$ .

**Oxidul reprezintă un compus al elementului cu Oxigenul, în care Oxigenul are gradul de oxidare -2.**

Unii compuși ai elementelor cu Oxigenul nu sunt oxizi. Printre ei este peroxidul de hidrogen  $H_2O_2$  și fluorura de oxigen  $OF_2$ . În primul compus, gradul de oxidare a Oxigenului este -1, iar în al doilea este egal cu +2 (demonstrați aceasta).

Denumirile oxizilor. În clasa a 7-a ați învățat să dați denumirea chimică a oxizilor. Denumirea oxidului este formată din denumirea elementelor, care sunt unite între ele cu prepoziția „de”:

$CaO$  — tlenek wapnia;

$B_2O_3$  — tlenek boru.

Dacă elementul formează câțiva oxizi, atunci în denumirea fiecărui compus, după denumirea elementului, se indică cu cifre romane între paranteze și valorile valenței sale fără semnul „+”:

$FeO$  — oxid de fier(II),

$Fe_2O_3$  — oxid de fier(III).

În denumirea compusului se conjugă numai primul cuvânt: oxid de calciu, oxidul de fier(II).



**Fig. 45.**  
Cristale  
de minerale

► Numiți oxizii cu formulele  $MgO$ ,  $CO_2$ ,  $P_2O_5$ .

Unii oxizi, afară de denumirile chimice, mai au și denumiri tradiționale, populare, adică uzuale în traiul de toate zilele. Astfel de denumiri, de exemplu, există pentru compuşii  $CaO$  și  $SO_2$  — respectiv „var stins” și „pucioasă”.

**Răspândirea oxizilor în natură.** Oxizii se conțin în fiecare din cele trei învelișuri ale planetei noastre — atmosferă, hidrosferă și litosferă.

**Este interesant de știut**

Pentru apă  $H_2O$  denumirea chimică este cea de „oxid de hidrogen”, care însă nu este folosită.

Cel mai răspândit oxid în atmosferă și hidrosferă este apa, iar în litosferă — oxidul de siliciu  $SiO_2(IV)$ . Acest compus al Siliciului formează mineralul cuarț, este component al nisipului, granitului. În aer se conține o cantitate nu prea mare de dioxid de carbon. Mai mulți oxizi se găsesc în litosferă. Ei intră în compoziția rocilor, solurilor, mineralelor (fig. 45). Oxidul de fier(III) este componentul principal în unele minereuri fieroase.

## CONCLUZII

**Oxidul reprezintă un compus al elementului cu Oxigenul, în care gradul de oxidare al Oxigenului alcătuiește — 2. Formula generală a oxizilor este —  $E_mO_n$ .**

Oxizii posedă denumiri chimice, iar unii din ei au și denumiri tradiționale, populare. Primul cuvânt din denumirea chimică a oxidului este cel de „oxid”, iar al doilea — denumirea elementului respectiv.

Numeroși oxizi se întâlnesc în natură. Cei mai răspândiți dintre ei sunt apa și oxidul de siliciu(IV).



170. Care compuși se numesc oxizi? Indicați printre formulele chimice date, cele care corespund oxizilor:  $\text{PbO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{SeO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{BaO}_2$ .
171. Alcătuiți formulele oxizilor de Arseniu (elementul posedă gradele de oxidare +3 și +5) și de Telur (gradele de oxidare a elementului sunt egale cu +4 și +6).
172. Alcătuiți formulele chimice ale oxizilor care conțin cationi de Potasiu, Bariu, Aluminiu.
173. Alcătuiți formulele grafice ale moleculelor oxizilor  $\text{SO}_2$  și  $\text{I}_2\text{O}_5$ .
174. Scrieți formulele compușilor care au următoarele denumiri:
- a) oxid de nitrogen(IV);
  - b) oxid de titaniu(III);
  - c) oxid de beriliu;
  - d) oxid de mangan (II).
175. Dați denumiri chimice oxizilor  $\text{SrO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .
176. Calculați părțile de masă ale elementelor în oxidul de sulf(IV) și oxidul de sulf(VI).
177. Aflați masa:
- a) oxidului de titaniu cu cantitatea de substanță de 2 moli;
  - b) oxidului de nitrogen(II), în care se cuprind 1023 molecule.
178. Elevii din clasă, în timp de 45 de minute, expiră odată cu aerul 1,1 kg de dioxid de carbon. Ce volum ocupă acest gaz în condiții normale?

---

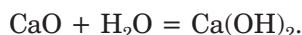
## 24 Bazele

---

### Materia din paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți compoziția bazele;
- să folosiți tabelul solubilității compușilor neorganici în apă;
- să întăriți cunoștințele pentru alcătuirea denumirilor chimice a bazelor.

**Compoziția și formulele bazelor.** Vă este cunoscut, că unii oxizi elementelor metale interacționează cu apa (§ 11):



## Bazele $M(OH)_n$

Produsele acestor reacții aparțin la clasa bazelor; compoziția lor corespunde formulei generale  $M(OH)_n$ . Baze reprezintă compuși cu formula generală MOH, mai mulți compuși cu formula  $M(OH)_2$  și câțiva cu formula  $M(OH)_3$ .

Toate bazele sunt substanțe ionice.

### Baza reprezintă un compus format din cationii elementului metal $M^{n+}$ și anionii hidroxidului $OH^-$ .

Fiecare bază provine de la oxidul respectiv. Voi deja știți că asemenea oxizi se numesc *bazici*. Sarcina ionului elementului metal în bază și în oxid este una și aceeași. Mulți oxizi bazici nu interacționează cu apa; bazele respective se obțin efectuând alte reacții.

► Scrieți formula bazei căreia îi corespunde oxidul  $Bi_2O_3$ .

Unii compuși cu formula generală  $M(OH)_n$  nu sunt atribuiți la baze, deoarece posedă proprietăți chimice inerente atât pentru baze, cât și pentru acizi. Acești compuși se numesc hidroxizi amfoateri; despre ei se va vorbi în § 31.

Bazele formate din elementele alcaline și alcalino-pământoase sunt solubile în apă. Denumirea lor generală — alcalii. Hidroxidul de magneziu nu aparține la alcalii. Restul bazelor sunt insolubile.

Informația despre proprietatea compușilor neorganici de a se dizolva în apă se poate obține din tabelul solubilității (forța II). Un fragment:

Anioni	Cationi									
	$Na^+$	$K^+$	$Ag^+$	$Mg^{2+}$	$Ca^{2+}$	$Ba^{2+}$	$Mn^{2+}$	$Hg^{2+}$	$Ni^{2+}$	$Fe^{2+}$
$OH^-$	s	s	—	p	p	s	i	—	i	i

Litera „s”, situată în căsuța căreia îi corespunde compusul respectiv, indică faptul, că substanța este bine solubilă în apă. Litera „p” indică substanțele



puțin solubile, iar litera „i” — compusul aproape insolubil.

Liniuța în căsuță înseamnă că substanța nu există (nu este obținută). Așa liniuțe sunt la hidroxizii  $\text{AgOH}$  și  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  (oxizii respectivi  $\text{Ag}_2\text{O}$  și  $\text{HgO}$  sunt cunoscuți).

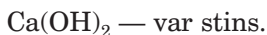
Denumirile bazelor. Denumirile chimice ale bazelor, ca și ale oxizilor, se alcătuiesc din două cuvinte. Primul îl reprezintă cuvântul „hidroxid”, iar celălalt numele elementului. De exemplu, compusul cu formula  $\text{NaOH}$  se numește „hidroxid de sodiu (natriu)”, iar baza  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  — „hidroxid de magneziu”. În denumirea bazelor își schimbă forma numai primul cuvânt: hidroxid de sodiu, hidroxidul de magneziu.

Dacă elementul metal formează cation cu sarcină variabilă, atunci în denumirea bazei se indică și valoarea sarcinii cationului cu cifre romane după numele elementului (între paranteze fără interval și semnul „+”):



► Dați denumiri bazelor care au formulele  $\text{KOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ .

Alcalii care au găsit o utilizare mai largă, înafară de denumirea chimică, au și tradiționale (triviale):



Denumirea primului compus este legată de faptul că hidroxid de sodiu și soluțiile lui distrug diverse materiale, provocă arsuri „chimice” pe piele. Al doilea compus se numește după metoda de obținere — „stingerea” varului (reacția dintre oxidul de calciu (var nestins) și apă).

Spre deosebire de oxizi, bazele nu există în natură.

## CONCLUZII

**Bazele sunt compuși ai elementelor metale cu formula generală  $M(\text{OH})_n$ .**

**Toate bazele sunt substanțe ionice. Ele sunt formate din cationii elementului metal  $M^{n+}$  și anionii hidroxidului  $OH^-$ .**

**Bazele solubile în apă se numesc alcalii.**

**Denumirea chimică a bazei este alcătuită din cuvântul „hidroxid” și numele elementului metal.**



179. Care compuși se numesc baze? Scrieți formula generală a bazelor formate din cationi divalenți. Ce numim alcalii?
180. Alcătuiți formulele hidroxidului de ceziu, hidroxidului de titaniu(III).
181. Scrieți formulele bazelor care corespund oxizilor cu următoarele formule:  $K_2O$ ,  $VO$ ,  $La_2O_3$ .
182. Ce cantitate de substanță de fiecare ion se conține într-un mol de baze  $NaOH$ ,  $Fe(OH)_2$ ? (Oral.)
183. Calculați masa de 0,2 moli de hidroxid de litiu. (Oral.)
184. Câți cationi și anioni se conțin:
- a) în 0,1 moli hidroxid de sodiu;
  - b) în  $\frac{1}{2}$  moli hidroxid de mangan(II)?
- Indicați masa fiecărui ion în porțiile de substanțe indicate. (Oral.)
185. În care porție de compus sunt mai mulți ioni: hidroxidul de bariu cu cantitatea de substanță de 3 moli sau în hidroxidul de potasiu (kaliu) cu cantitatea de substanță de 4 moli? Argumentați-vă răspunsul.

#### PENTRU CEI ISCODITORI

#### **Bază neobișnuită**

Gazul amoniac  $NH_3$  este foarte bine solubil în apă. Soluția lui (denumirea tehnică — amoniac) conține cantități mici de ioni de amoniu  $NH_4^+$  și ionul hidroxid  $OH^-$  și după proprietățile chimice amintește soluția de bază diluată. Transformarea chimică, care are loc în timpul dizolvării amoniacului în apă descrie schema



iar pentru baza respectivă se folosește formula  $NH_4OH$ . Să selectăm compusul din soluție nu putem: obținem produsele descompunerii lui — amoniac și apă (vapori de apă).

# 25 Acizii

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să clasificați acizii după anumite caracteristici;
- să alcătuiți formulele acizilor oxigenați;
- să dați denumirea acizilor;
- să aflați despre răspândirea acizilor în natură.

Compoziția și formulele acizilor. La lecțiile precedente de chimie acizi s-au denumit compuși, care se formează în timpul reacției oxizilor elementelor nemetale cu apa. Exemple de formule chimice ale acizilor:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Oxizii de la care provin acizii se numesc oxizi acizi.

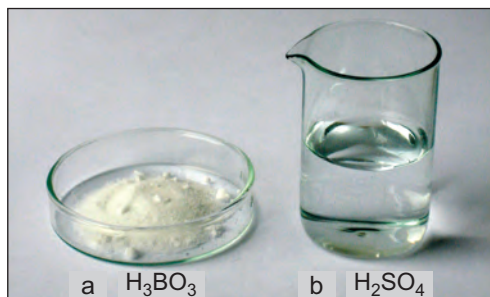
În calitate de acizi se înscriu și soluțiile apoase ale elementelor nemetale din grupele VI și a VII a sistemului periodic cu Hidrogenul —  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  și altele.

Acizii care provin de la oxizi se unesc într-o grupă formând acizii oxigenați (fig.46). Formula lor generală —  $\text{H}_m\text{EO}_n$ . Acizii formați din compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul se numesc acizi neoxigenați; au formula generală  $\text{H}_n\text{E}$ .

**Acizii**

$\text{H}_n\text{E}$

$\text{H}_m\text{EO}_n$



**Fig. 46.**

Acizi:

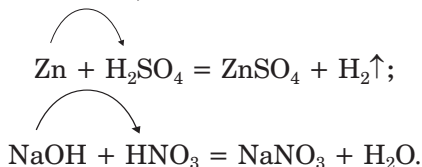
a — ortoboric  
(boric);

b — sulfuric

Toți acizii sunt compuși moleculari. În molecula acidului se conține unul sau mai mulți atomi de Hidrogen.

**Acidul reprezintă compusul, molecula căruia conține unul sau câțiva atomi de Hidrogen, care sunt capabili în timpul reacțiilor să se substituie cu atomii (ionii) elementului metal.**

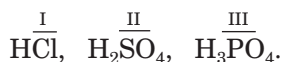
Exemple de reacții respective:



Având în vedere numărul de atomi de Hidrogen capabili să fie substituiți, toți acizii se clasifică în monobazici (de exemplu, HCl, HN), dibazici ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), tribazici ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )<sup>1</sup>.

O parte din molecula acidului care se combină cu atomul (atomii) de Hidrogen se numește radical acid.

Numărul de atomi ai Hidrogenului în molecula de acid determină valența radicalului acid. Dacă molecula de acid conține un atom de Hidrogen, radicalul acid este monovalent, dacă doi atomi — radical divalent ș.a.m.d.:



Așadar, noțiunea de „valență” se folosește nu doar cu privire la atom, ci și referitor la grupele de atomi combinate între ele.

► Numiți radicalii acizi pentru acizii  $\text{HNO}_3$  și  $\text{H}_2\text{S}$  și arătați valența fiecăruia din ei.

Elementul care formează acidul se numește *formator de acid*. Vă demonstrăm cum se poate calcula valoarea gradului de oxidare în acidul  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Vom înscrie deasupra simbolurilor Hidrogenului și Oxigenului valorile gradelor de oxidare a acestor elemente:



Suma gradelor de oxidare pentru cei patru atomi ai Oxigenului constituie  $(-2) \cdot 4 = -8$ , iar pentru cei

---

<sup>1</sup> Există acizi în molecula cărora este imposibilă substituirea tuturor atomilor de Hidrogen.

2 atomi ai Hidrogenului —  $(+1) \cdot 2 = +2$ . Deoarece molecula este electroneutră, atunci gradul de oxidare a tomului de Sulf constituie +6:



Știind gradul de oxidare a elementului formator de acid, ușor determinăm oxidul de la care provine acidul. De exemplu, acidul  $\text{H}_2\text{SO}$  corespunde oxidului  $\text{SO}_3$  (în oxid gradul de oxidare al Sulfului constituie +6).

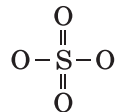
► Determinați gradul de oxidare a Fosforului în acidul  $\text{H}_3\text{PO}_4$  și numiți formula oxidului acid corespunzător.

Pentru acizi se folosesc nu numai formulele chimice, ci și grafice. Alcătuim formula grafică a moleculei de acid  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

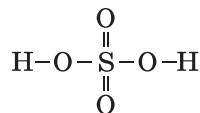
Sulful în acidul  $\text{H}_2\text{SO}_4$  este hexavalent. Trasăm în jurul atomului formator de oxigen 6 liniuțe:



Toate aceste liniuțe (unități de valență) trebuie, de asemenea, „să aparțină” celor 4 atomi divalenți ai Oxigenului. Plasăm toți atomii de Oxigen în jurul atomului de Sulf. Pentru doi atomi de Oxigen „distribuim” câte două liniuțe, iar celorlalți doi le vor rămâne doar câte una:

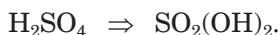


Atomilor de Oxigen din stânga și din dreapta le lipsește câte o liniuță (Oxigenul este un element divalent). Trasăm aceste liniuțe și adăugăm câte un atom de Hidrogen din stânga și din dreapta:



Formula grafică a acestei molecule o putem alcătui prin altă metodă. Scriem formula chimică a

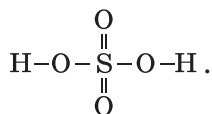
compusului, delimitând în ea grupa de atomi OH (grupele hidroxil):



Grupa hidroxil este monovalentă:  $-\text{O}-\text{H}$ . Unim cu o liniuță fiecare grupă OH cu atomul de Sulf:



Doi atomi de Oxigen, care au rămas, îi vom trasa în jurul atomului de Sulf și fiecare se va „combina” prin două liniuțe cu acest atom:



► Alcătuiți formula grafică pentru molecula acidului  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

**Denumirile acizilor.** Acizii posedă denumiri chimice și populare, uzuale în traiul de toate zilele (tabel. 7).

*Tabelul 7*

**Cei mai importanți acizi**

Formula	Denumirea*	
	chimică	populară, uzuală
HF	Fluorhidric	—
HCl	Clorhidric	saramură <sup>1</sup>
H <sub>2</sub> S	Sulfhidric	Vitriol
HNO <sub>2</sub>	Nitritic	Azotic
HNO <sub>3</sub>	Nitric	Azotic
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Carbonic	De cărbuni
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Metasilicic	Silicic
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Sulfuros	Vitriol
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sulfuros	Vitriol
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ortofosforic	Fosforic

\* Sunt date primele cuvinte ale denumirilor.

<sup>1</sup> Acidul este numit saramură, deoarece în trecut era extras din sarea NaCl.

Denumirile chimice ale acizilor se formează din două cuvinte. Primul cuvânt din denumire este „acidul”.

Rădăcina celui de-al doilea cuvânt provine de la elementul care formează acidul (acidul clorhidric — compus al Clorului). Al doilea cuvânt din denumirea acidului neoxigenat are sufixul „hidric”:  $\text{H}_2\text{S}$  — acid sulfhidric. Pentru acizii oxigenați, acest cuvânt poate avea sufixele „os” și „ic”. Dacă elementul formator de acid reprezintă în compus o valență superioară,

atunci se folosește sufixul „-ic” ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  — acid sulfuric<sup>+6</sup>), iar dacă valența este inferioară, atunci se folosește sufixul -os ( $\text{H}_2\text{SO}_3$  — acid sulfuros<sup>+4</sup>).

În denumirile chimice ale acizilor  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  și  $\text{H}_3\text{PO}_4$  mai există și prefixele „meta” și „orto” (tab. 7).

Denumirile populare și uzuale ale majorității acizilor provin de la denumirile substanțelor simple sau ale compușilor elementelor cu Hidrogen.

**Răspândirea acizilor în natură.** Pe planeta noastră există numeroși acizi. Acidul carbonic se formează în rezultatul dizolvării în apa naturală a gazului dioxid de carbon  $\text{CO}_2$ . În timpul erupțiilor vulcanilor, în atmosferă se produc emisii de sulfură de hidrogen  $\text{H}_2\text{S}$  și dioxid de sulf  $\text{SO}_2$ . Primul compus, dizolvându-se în apă, formează acidul sulfhidric, iar cel de-al doilea, reacționând cu apa, formează acidul sulfuric.

Lumea vegetală și cea animală este bogată în acizi care fac parte din compușii organici. Acizii citric, malic, oxalic se conțin în unele fructe (lămâi, mere), pomușoare, legume (măcriș) (fig. 47), acidul formic — în furnici (de aceea înțepăturile lor sunt destul de simțitoare), toxine de albini, de urzici.



**Fig. 47.**  
Surse naturale  
de acizi  
organici

Când se înăcrește laptele sau vinul, de asemenea, se formează respectiv acidul lactic și cel acetic. Acidul lactic se mai conține în varza murată, nutrețurile însilozate pentru animale; acest acid se mai acumulează în mușchii omului în timpul lucrului fizic. Sucul gastric conține un acid neorganic — pe cel clorhidric.

## CONCLUZII

**Acidul reprezintă un compus, molecula căruia conține unul sau mai mulți atomi de Hidrogen, care sunt capabili în timpul reacțiilor să se substituie cu atomii (ionii) elementului metal.**

**Există acizi neoxigenați (formula generală  $H_nE$ ) și oxigenați ( $H_mEO_n$ ). După prezența numărului de atomi de Hidrogen în moleculă, se deosebesc acizi monobazici, dibazici, tribazici.**

**Partea moleculei combinată cu atomul (atomii) de Hidrogen se numește radical acid.**

**Pentru fiecare acid oxigenat există câte un oxid al său corespunzător care se numește oxid acid. În oxid și în acid elementul formator de acid posedă una și aceeași valoare a gradului de oxidare.**

**Acizii au denumiri chimice și populare, uzuale în traiul de toate zilele.**

**Acizii sunt răspândiți în natură.**



186. Dați definiția acidului. Ce reprezintă radicalul acid? Indicați radicalii acizi în formulele acizilor  $H_2Te$ ,  $HNO_2$  și  $H_3AsO_4$ .
187. După ce criterii se clasifică acizii? Înscrieți formulele acizilor  $HClO_3$ ,  $HBr$ ,  $H_2TeO_3$ ,  $HF$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2Se$ ,  $H_3AsO_4$  în colonițele corespunzătoare ale tabelului:

Acizi				
oxigenați	neoxigenați	monobazici	dibazici	tribazici

188. Determinați gradul de oxidare a elementelor formatoare de acizi în acizii  $HClO$ ,  $HPO_3$ ,  $H_2TeO_4$  și scrieți formulele oxizilor care corespund acestor acizi.



189. Alcătuiți formula chimică a acidului oxigenat ce conține Iod, dacă gradul de oxidare în acest compus este +5.
190. Găsiți corespondențele:
- | <i>Formula acidului</i>       | <i>Denumirea acidului</i> |
|-------------------------------|---------------------------|
| 1) $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ; | a) selenhidric;           |
| 2) $\text{H}_2\text{Se}$ ;    | b) selenic;               |
| 3) $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ; | c) selenos.               |
191. Alcătuiți formulele grafice pentru acizii HI, HClO,  $\text{H}_2\text{TeO}_3$ .
192. Ce cantități de substanță de elemente se conțin în 0,5 moli de următorii acizi: a) nitric; b) sulfuric? (Oral.)
193. Se dau 6,2 g de acid boric  $\text{H}_3\text{BO}_2$ . Determinați cantitatea de substanță de acid. (Oral.)
194. Calculați părțile de masă ale elementelor în acidul florhidric. (Oral.)
195. Există doi acizi oxigenați cu valori identice ale maselor molare — 98 g/mol. Numiți acești acizi și scrieți formulele lor chimice.

## 26 Sărurile

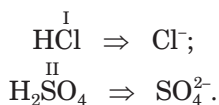
### **Materia din paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți ce reprezintă sărurile;
- să alcătuiți formulele și denumirile chimice ale sărurilor;
- să aflați despre răspândirea sărurilor în natură.

**Compoziția și formulele sărurilor.** Din clasa sărurilor face parte un compus pe care noi îl consumăm zilnic odată cu alimentele. Acesta este sarea de bucătărie NaCl. Voi deja știți că ea este alcătuită din ionii  $\text{Na}^+$  și  $\text{Cl}^-$ . Pe tablă voi scrieți cu creta  $\text{CaCO}_3$ . Ea, de asemenea, aparține la săruri. În cretă se conțin ioni  $\text{Ca}^{2+}$  și  $\text{CO}_3^{2-}$ .

**Sarea reprezintă un compus, în compoziția căruia intră cationii elementului metal și anionii radicalului acid.**

Ionul radicalului acid posedă sarcină negativă, valoarea lui coincide cu valoarea de valență a acestui radical:



**Sărurile**  
 $M_m A_n$   
 $M_m(\text{EO}_n)_p$

Sărurile, ca și acizii, au două formule generale —  $M_m A_n$  și  $M_m(\text{EO}_n)_p$ . Prima formulă corespunde sărurilor care conțin ioni ai radicalilor acizi neoxigenați, iar cea de-a doua — ai sărurilor, anionii cărora provin de la acizii oxigenați. Exemple de formule ale sărurilor: LiF, CaS,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

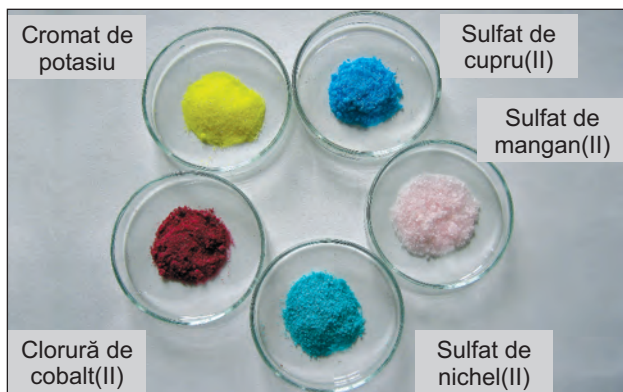
Pentru a alcătui formula sării este necesar să cunoaștem sarcinile cationului și anionului și să avem în vedere faptul că orice compus este electro-neutru. Pentru a afla valoarea sarcinilor ionilor, ne putem folosi de tabelul solubilității compușilor neorganici (forzațul II).

► Alcătuiți formula sării, care conține ioni de  $\text{Fe}^{3+}$  și  $\text{NO}_3^-$ .

Formulele grafice pentru săruri, la fel ca și pentru alți compuși ionici, nu se folosesc.

**Denumirile sărurilor.** Fiecare sare posedă denumire chimică, iar unele din ele mai au și denumiri populare, uzuale în traiul de toate zilele (tab. 8).

Denumirea chimică a sării se formează din două cuvinte. Primul cuvânt provine de la denumirea chimică a acidului, iar cel de-al doilea reprezintă numele elementului metal corespunzător. Dacă elementul metal formează cation cu sarcină variabilă, atunci această valoare se indică după numele elementului în paranteze cu cifre romane (tab. 8, fig. 48).



**Fig. 48.**  
Unele săruri

## Formule și denumiri ale unor săruri

Formula		Denumirea chimică	Denumirea sării	
sării	acidului corespunzător		chimică	populară
$KNO_3$	$HNO_3$	Nitric (azotic)	Nitrat (azotat) de potasiu	Silitră
$K_2CO_3$	$H_2CO_3$	Carbonic	Carbonat de potasiu	Potaș
$CaF_2$	$HF$	Florhidric	Fluorură de calciu	Fluorit (mineral)
$FeCl_2$	$HCl$	Clorhidric	Clorură de fier(II)	—
$Fe_2(SO_4)_3$	$H_2SO_4$	Sulfuric	Sulfat de fier(III)	—

În dependență de caz, se schimbă numai al doilea cuvânt din denumirea chimică a sării.

- Dați denumirile chimice ale sărurilor care au următoarele formule:  $KF$ ,  $PbCO_3$ ,  $Ba_3(PO_4)_2$ ,  $CrCl_3$ .

**Există săruri care provin de la baza de amoniu  $NH_4OH$  (p. 129). În compoziția lor intră cationi ai amoniului  $NH_4^+$ . Exemple de formule și denumiri ale unor astfel de compuși:**

**$NH_4Cl$  — clorură de amoniu;**

**$(NH_4)_2SO_4$  — sulfat de amoniu;**

**$NH_4NO_3$  — nitrat (azotat) de amoniu.**

**Ultimii doi compuși se utilizează ca îngrășă-minte azotate.**

**Răspândirea sărurilor în natură.** În compoziția scoarței terestre se găsesc numeroase săruri (fig. 49). Majoritatea din ele sunt silicați. Între aceștia există și pietre prețioase: topaz albastru (silicat de aluminiu), zirconiu auriu (silicat de zirconiu), silicat de beriliu — piatră prețioasă incoloră, precum și altele.

Există multe zăcăminte de clorură de sodiu  $NaCl$  (sare gemă), clorură de potasiu  $KCl$ , carbonat de calciu  $CaCO_3$  (cretă, var, marmură).



**Fig. 49.**  
Cristale ale  
unor minerale

Acest compus al Calciului reprezintă baza pe care se formează scoicile, coralii, coaja de ou (fig. 50). Sulfurile ZnS,  $\text{Cu}_2\text{S}$ , PbS și altele reprezintă mine-reuri; din acestea se extrag metalele.

Diferite săruri se conțin în stare dizolvată în hidrosferă. În apa marină predomină clorurile de Sodiu (Natriu) și Magneziu, iar în apa dulce — sărurile de Calciu și Magneziu (cu precădere acidul carbonic și acidul sulfuric).



**Fig. 50.**  
Carbonat de  
calciu în natură

## CONCLUZII

Sarea reprezintă un compus ionic, în compoziția căruia intră cationi ai elementului metal și anioni ai radicalului acid. Pentru săruri se folosesc formulele generale  $M_m A_n$  și  $M_m(\text{EO}_n)_p$ .

Fiecare sare are denumirea sa chimică, iar unele dintre ele mai au și denumiri populare, uzuale.

Sărurile sunt foarte răspândite în natură.



196. Care compuși se numesc săruri? Prin ce se aseamănă sărurile, după compoziția lor, cu bazele și prin ce se deosebesc de acestea?
197. Alcătuiți formulele sărurilor care se formează din astfel de ioni:  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ .
198. Înscrieți în colonițele corespunzătoare ale tabelului formulele ioniilor, din care se formează sărurile  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{BaBr}_2$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ :

Cationi		Anioni	
cu o sarcină	cu mai multe sarcini	cu o sarcină	cu mai multe sarcini

199. Dați denumirile sărurilor ce au formulele:  $\text{NaBr}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaSO}_3$ .
200. Alcătuiți formulele iodurii de cesiu, fluorurii de aluminiu, sulfatului de crom(III), ortofosfatului de litiu.
201. În 20 g de  $\text{CaCO}_3$  și în 20 g de  $\text{CaBr}_2$  se vor conține cantități de substanță egale sau diferite de anioni? (Oral.)
202. Cu ajutorul analizei chimice s-a stabilit că într-o porțiune de sulfat de sodiu se conțin 0,5 moli de  $\text{SO}_4^{2-}$  ioni. Care este cantitatea de substanță și ce masă de ioni de Sodiu se va conține în porțiunea acestui compus? (Oral.)
203. Unde se află cel mai mare număr total de ioni: într-un mol de sulfat de aluminiu, în 2 moli de nitrat (azotat) de fier(III), în 3 moli de clorură de bariu sau în 4 moli de fluorură de litiu?
204. Pentru experiențe, s-au luat mase identice de ortofosfat de fier(III), clorură de sodiu și carbonat de calciu. Determinați numărul total de ioni în aceste porțiuni de săruri și alegeți răspunsul corect:
- numărul cel mai mare de ioni în porțiunea de ortofosfat de fier(III);
  - numărul cel mai mare de ioni în porțiunea de clorură de sodiu;
  - numărul cel mai mare de ioni în porțiunea de carbonat de calciu;
  - în porțiunile luate de săruri se conține un număr egal de ioni.

## 27

## Structura, proprietățile și utilizarea oxizilor

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți cum depind proprietățile fizice ale oxizilor de structura lor;

- să însușiți proprietățile chimice ale oxizilor bazici și acizi;
- să înțelegeți ce reprezintă reacția de schimb;
- să aflați despre sferele de utilizare a oxizilor.

**Structura și proprietățile fizice ale oxizilor.** Proprietățile fizice ale oxizilor, ca și cele ale altor substanțe, depind de faptul din ce fel de particule sunt ei alcătuiți — atomi, molecule sau ioni.

**Este interesant de știut**

În condiții normale oxizii  $H_2O$ ,  $Cl_2O_7$ ,  $Mn_2O_7$  sunt în stare lichidă.

Oxizii bazici au structură ionică (fig. 51, a). Ionii cu sarcini opuse se atrag puternic între ei. De aceea, acești oxizi la condiții normale sunt substanțe solide, se topesc la temperaturi înalte (tab. 9). Majoritatea oxizilor ionici nu se dizolvă în apă, alții reacționează cu ea.

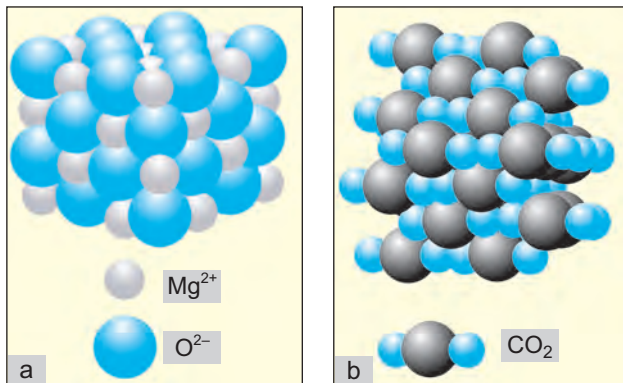


Fig. 51. Modele de structură: a — oxid de magneziu; b — oxid de carbon(IV) în stare solidă

Tabelul 9

**Structura și temperaturile de topire a unor oxizi**

Formula chimică	Structura oxidului	Temperatura de topire, °C
CaO	Ionică	2630
Li <sub>2</sub> O		1453
H <sub>2</sub> O	Moleculară	0
SO <sub>2</sub>		-75
SiO <sub>2</sub>	Atomică	1610

Aproape toți oxizii acizi se alcătuiesc din molecule (fig. 51, b). Atracția dintre molecule este foarte slabă. Din această cauză, temperaturile de topire (tab. 9) și

de fierbere nu sunt prea mari, iar starea de agregare a lor, la condiții normale, este diferită.

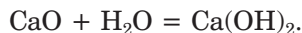
Mulți dintre acești oxizi sunt volatili, solubili în apă (în timpul dizolvării multora din ei se produc reacții chimice), unii au miros specific.

Oxidul de siliciu(IV)  $\text{SiO}_2$  și câțiva oxizi cu structură atomică sunt substanțe solide și au temperaturi înalte de topire (tab. 9) și de fierbere. Ei nu se dizolvă în apă.

**Proprietățile chimice ale oxizilor.** Capacitatea oxidului de a reacționa cu alte substanțe, depinde de tipul său. Să examinăm separat reacții în care intră oxizii bazici și acizi. Voi de acum știți, că oxizii bazici se numesc oxizii care corespund bazelor, iar oxizii acizi sunt cei care corespund acizilor.

## Reacții cu participarea oxizilor bazici

**Reacția cu apa.** Vă este cunoscut că printre oxizii bazici în reacții cu apa intră doar compușii care conțin elemente alcaline și alcalino-pământoase; în rezultatul reacțiilor se formează baze. Așa reacție se produce, de exemplu, când reacționează varul nesfins  $\text{CaO}$  cu apa:



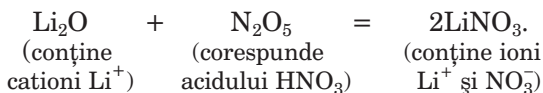
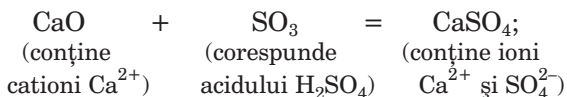
Formula produsului reacției (baza) se poate deduce, reeșind din sarcina cationului elementului metal și anionului hidroxid.

► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de litiu și apă.

**Reacții cu oxizii acizi.** Oxizii bazici reacționează cu compușii cu caracter chimic opus, adică cu astfel de compuși care posedă proprietăți acide. Între aceștia sunt și oxizii acizi.

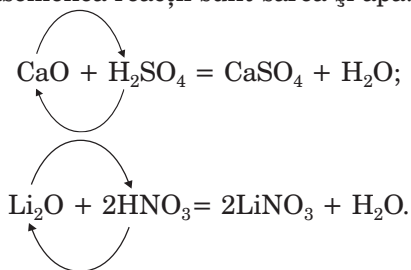
Produsul reacției dintre oxizii bazici și oxizii acizi este sarea corespunzătoare. Această sare este formată din cationii elementului metal care se conține în oxidul bazic și anionii radicalului acid provenit de la oxidul acid.

Exemple de ecuații ale reacțiilor cu participarea oxizilor bazici și acizi:



► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de calciu cu oxidul de nitrogen(V).

**Reacții cu acizi.** Oxizii bazici interacționează nu doar cu oxizii acizi, ci și cu acizii înșiși. Produsele unor asemenea reacții sunt sarea și apa:



**Reacțiile, în timpul cărora compuşii fac schimb cu componenți de-ai lor, se numesc *reacții de schimb*.**

## Reacții cu participarea oxizilor acizi

**Reacția cu apa.** Aproape toți oxizii acizi intră în reacție cu apa (cu excepția oxidului  $\text{SiO}_2$ ). În rezultatul acesteia, se formează acizi oxigenați:

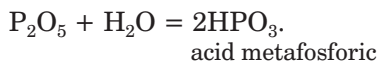


Formulele acizilor — produsele reacțiilor oxizilor acizi cu apa — se deduc adunându-se toți atomii prezenți în formulele reactanților.

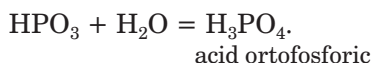
► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de nitrogen(V) cu apa.

Interacțiunea oxidului de fosfor(V) cu apa are unele particularități. Mai întâi are loc reacția:

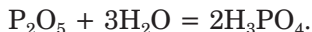




Produsul acestei reacții, de asemenea, interacționează cu apa, transformându-se în alt acid:

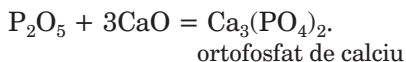


Dacă cantitatea de apă este suficientă pentru petrecerea ambelor reacții, adică ea este luată în exces și se poate scrie ecuația chimică „sumară”:

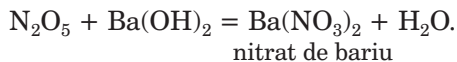
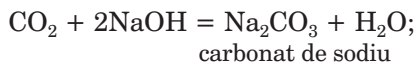


**Reacții cu oxizii bazici.** Oxizii acizi interacționează cu compușii cu caracter chimic opus — cu oxizi bazici și cu baze.

Despre reacțiile dintre oxizii acizi și oxizii bazici s-a vorbit mai sus. Vă prezentăm ecuația încă a unei reacții cu participarea oxidului acid  $\text{P}_2\text{O}_5$ :



**Reacții cu bazele.** Oxizii acizi interacționează cu bazele formând săruri și apă:



Sarea rezultă din acidul care corespunde oxidului acid.

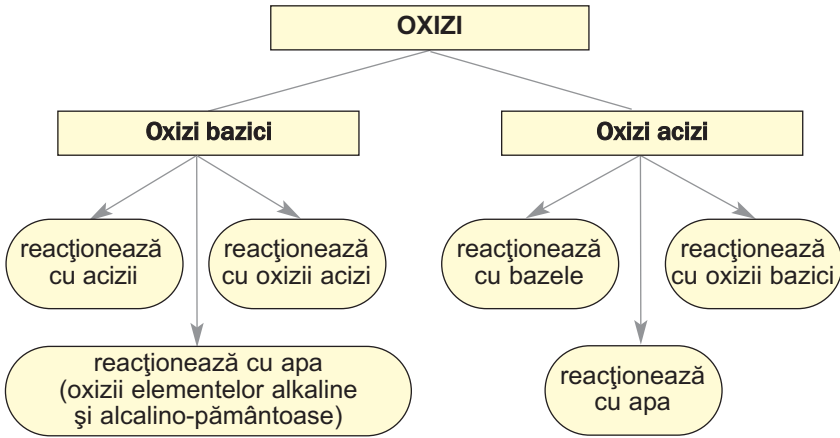
► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de sulf(IV) și hidroxidul de calciu.

Materia expusă este generalizată în schema 6.

Mulți oxizi ai elementelor metale posedă proprietăți și bazice și acide. Reacțiile cu participarea acestor compuși sunt arătate în § 31.

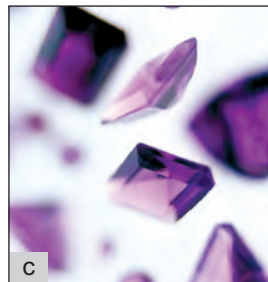
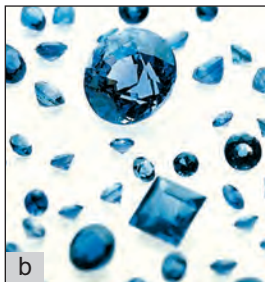
**Utilizarea oxizilor.** În practică se întrebunțea ză zeci de oxizi. Fiecare din voi știe că cel mai frecvent oxid utilizat este apa. Din minereurile de fier (acestea conțin oxizi de fier) se extrage fier. Cuarțul  $\text{SiO}_2$  reprezintă materia primă pentru producerea sticlei de cuarț care, spre deosebire de sticla obiș-

Cele mai importante proprietăți chimice ale oxizilor bazici și acizi



**Fig. 52.** Pietre prețioase:  
 a — rubin ( $Al_2O_3$  cu incluziuni de  $Cr_2O_3$ );  
 b — safir ( $Al_2O_3$  cu incluziuni de oxizi de Fier și Titaniu);  
 c — ametist ( $SiO_2$  cu incluziuni de oxizi ai Fierului)

nuită, lasă să treacă prin ea razele ultraviolete (la o lampă de cuarț vă puteți bronză la fel de bine ca și la soare). Nisipul, care este alcătuit cu precădere din oxidul  $SiO_2$ , se folosește în producția de sticlă, ceramică, precum la fel, ca și varul nestins  $CaO$ , și în construcții. Mulți oxizi servesc drept reactivi pentru uzinele chimice. Cristalele de corindon  $Al_2O_3$  posedă o duritate înaltă. Pulberile din acest compus servesc drept material abraziv (de șlefuit) pentru prelucrarea suprafețelor metalice, ceramice ș. a. Unii oxizi constituie baza vopselelor:  $Fe_2O_3$  — pentru culoarea brună, cafenie,  $Cr_2O_3$  — pentru culoarea verde,  $TiO_2$  sau  $ZnO$  — pentru cea albă. Cristalele naturale și artificiale ale oxizilor de Aluminiu, Siliciu (fig. 52) care conțin diferite adaosuri (incluziuni) colorate se folosesc pentru producerea podoabelor, bijuteriilor.



## CONCLUZII

**Oxizii bazici au structură ionică și sunt substanțe solide, ei, de regulă, nu se dizolvă în apă.**

**Oxizii acizi sunt alcătuiți din molecule și se află în diferite stări de agregare, au temperaturi nu prea înalte de topire și de fierbere. Majoritatea acestor compuși sunt solubili în apă, unii au miros.**

**Dintre oxizii bazici reacționează cu apa doar compușii elementelor alcaline și alcalino-pământoase (produsele reacțiilor sunt bazele). Oxizii bazici interacționează cu oxizii acizi și cu acizii, formând săruri.**

**Aproape toți oxizii acizi reacționează cu apa (produsele acestor reacții sunt acizii oxigenați). De asemenea interacționează cu oxizii bazici și bazele, formând săruri.**

**Reacțiile, în timpul cărora compușii fac schimb cu componenți de-ai lor, se numesc reacții de schimb.**

**Numeroși oxizi sunt utilizați pe larg în diferite sfere.**



205. Unul din compuși —  $\text{Cl}_2\text{O}$  sau  $\text{Li}_2\text{O}$  — la condiții obișnuite este gaz și are miros. Numiți acest compus și explicați alegerea voastră.
206. În oxizii de mai jos, indicați substanțele ionice:  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{SO}_3$ .
207. Înscrieți în colonițele tabelului formulele oxizilor:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ :

Oxizi	
bazici	acizi

208. Numiți toți oxizii bazici care reacționează cu apa. Scrieți două ecuații ale reacțiilor chimice corespunzătoare cu aspect general, notând oxizii cu formulele  $M_2\text{O}$  și  $\text{MO}$ .

209. Terminați schemele reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- |  |  |
|--|--|
| a) $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | b) $\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$ | $\text{SiO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$            |
| $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$          | $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$   |
210. Determinați cu care substanțe din colonița dreaptă poate intra în reacție fiecare substanță din colonița stângă și scrieți ecuațiile chimice corespunzătoare:
- |                    |                     |
|--------------------|---------------------|
| oxid de bariu      | acid nitric         |
| oxid de fosfor(V)  | hidroxid de potasiu |
| oxid de carbon(IV) | oxid de calciu      |
|                    | acid bromhidric     |
211. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor, în timpul cărora se formează ortofosfat de magneziu, dacă reagenții sunt:
- |                       |                        |
|-----------------------|------------------------|
| a) doi oxizi;         | b) un oxid și un acid; |
| c) un oxid și o bază. |                        |
212. Scrieți ecuațiile reacției, cu ajutorul căreia se pot face următoarele transformări:
- |   |   |
|---|---|
| a) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH};$     | c) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3;$ |
| b) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2;$ | d) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3.$          |
213. Pregătiți o informație scurtă despre utilizarea dioxidului de carbon, folosind materialele din internet.

# 28

## Calcul pe baza ecuațiilor chimice

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

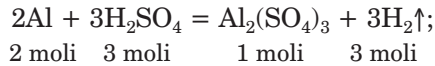
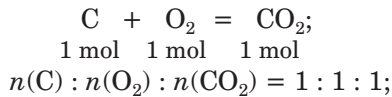
- să calculați cantitățile de substanță, masele și volumele reactanților și produselor reacțiilor pe baza ecuațiilor chimice;
- să alcătuiți proporții și să le folosiți pentru rezolvarea problemelor.

În evul mediu alchimistii nu știau că se poate afla, cu ajutorul calculelor, ce masă de substanță va putea intra în reacție și ce se va forma în rezultatul ei. Ei luau pentru experiențele lor cantități arbitrare de substanțe și după resturile lor clarificau ce masă din fiecare substanță a intrat în reacție.

În prezent nu doar calculele maselor, ci și a cantităților de substanță de reactanți, precum și ale produselor reacțiilor, volumelor de gaze se fac pe

baza ecuațiilor chimice, în care se folosesc valorile relative ale maselor atomice, moleculare, de formulă sau molare. Datorită unor asemenea calcule, chimistul sau inginerul tehnolog poate să efectueze în mod orientat transformările chimice, să obțină masa necesară produsului reacției și să evite surplusurile nefolositoare de substanțe inițiale.

În acest paragraf se dă rezolvarea câtorva probleme cu folosirea ecuațiilor chimice. Vă atragem atenția că, coeficienții din ecuații indică raportul dintre cantitățile de substanță a reagenților și produselor reacțiilor:



$$n(\text{Al}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) : n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) : n(\text{H}_2) = 2 : 3 : 1 : 3.$$

**PROBLEMA 1.** Ce cantitate de substanță de hidroxid de litiu se formează în rezultatul reacției a 4 moli de oxid de litiu cu o cantitate suficientă de apă?

**Se dă:**

$$n(\text{Li}_2\text{O}) = 4 \text{ moli}$$

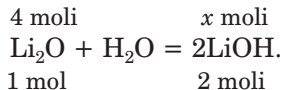
$$n(\text{LiOH}) = ?$$

**Rezolvare**

1. Alcătuim ecuația chimică:



2. Pregătim datele pentru alcătuirea proporției. Sub formulele compușilor  $\text{Li}_2\text{O}$  și  $\text{LiOH}$  înscrinem cantitățile lor de substanță potrivit coeficienților din ecuația chimică (1 mol, 2 moli respectiv), iar deasupra formulelor — cantitatea de substanță de oxid, care este indicată în datele problemei (4 moli) și cantitatea de substanță necunoscută de hidroxid ( $x$  moli):



3. Calculăm cantitatea de substanță de.

Alcătuim proporția și o rezolvăm:

pe baza ecuației reacției

dintr-un mol de  $\text{Li}_2\text{O}$  se formează 2 moli  $\text{LiOH}$ ,

după datele problemei  
din 4 moli  $\text{Li}_2\text{O}$  —  $x$  mol  $\text{LiOH}$ ;  
 $\frac{1}{4} = \frac{2}{x}$ ;  $x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8$  (moli).

**Răspuns:**  $n(\text{LiOH}) = 8$  moli.

**PROBLEMA 2.** Ce masă de dioxid de carbon reacționează cu 28 g de oxid de calciu?

**Se dă:**

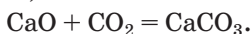
$$\frac{m(\text{CaO}) = 28 \text{ g}}{m(\text{CO}_2) \text{ — ?}}$$

$m(\text{CO}_2) \text{ — ?}$

**Rezolvare**

*1 metodă*

1. Alcătuim ecuația chimică:



Conform ecuației, în reacție intră aceleași cantități de substanță de oxizi, de exemplu, 1 mol de  $\text{CaO}$  și 1 mol de  $\text{CO}_2$ .

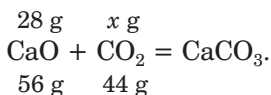
2. Să calculăm masele molare ale substanțelor prezente în datele problemei:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}.$$

Masa unui mol de  $\text{CaO}$  constituie 56 g, iar a unui mol de  $\text{CO}_2$  — 44 g.

3. Pregătim datele pentru alcătuirea proporției.

Sub formulele reactanților înscriem în ecuația chimică masele de 1 mol ale fiecărei substanțe, iar deasupra formulelor — masa oxidului de calciu cunoscută din datele problemei și masa necunoscută a dioxidului de carbon:



4. Calculăm masa dioxidului de carbon.

Alcătuim proporția și o rezolvăm:

pe baza ecuației reacției



după datele problemei



$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (g)}.$$

*A 2-a metodă*

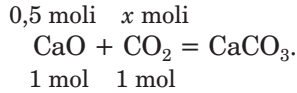
1. Alcătuim ecuația chimică:



2. Calculăm cantitatea de substanță de oxid de calciu:

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} = \frac{28 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ moli.}$$

3. Înscriem sub formulele reactanților în ecuația chimică cantitățile lor de substanță conform coeficienților, iar deasupra formulelor — cantitatea de substanță calculată de oxid de calciu și cantitatea necunoscută de dioxid de carbon:



4. Calculăm cu ajutorul proporției cantitatea de substanță de dioxid de carbon:

$$x = n(\text{CO}_2) = \frac{0,5 \cdot 1}{1} = 0,5 \text{ (moli).}$$

5. Aflăm masa dioxidului de carbon:

$$\begin{aligned} m(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = \\ &= 0,5 \text{ moli} \cdot 44 \text{ g/mol} = 22 \text{ g.} \end{aligned}$$

**Răspuns:**  $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ g.}$

**PROBLEMA 3.** Ce volum de dioxid de sulf (c. n.) va reacționa cu hidroxidul de sodiu (natriu) în cazul că se va forma sulfid de sodiu cu cantitatea de substanță de 0,2 moli?

**Se dă:**

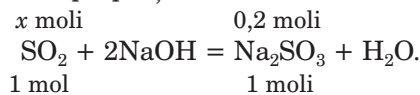
$$\begin{aligned} n(\text{Na}_2\text{SO}_3) &= \\ &= 0,2 \text{ moli} \end{aligned}$$

c. n.

$$V(\text{SO}_2) \text{ — ?}$$

**Rezolvare**

1. Scriem ecuația chimică și pregătim datele pentru alcătuirea proporției:



2. Aflăm cantitatea de substanță de dioxid de sulf. Alcătuim proporția și o rezolvăm.

din 1 mol  $\text{SO}_2$  se formează 1 mol  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  
din  $x$  mol  $\text{SO}_2$  — 0,2 moli  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;

$$x = n(\text{SO}_2) = \frac{1 \cdot 0,2}{1} = 0,2 \text{ (moli).}$$

3. Calculăm volumul dioxidului de sulf la condiții normale:

$$\begin{aligned} V(\text{SO}_2) &= n(\text{SO}_2) \cdot V_M = \\ &= 0,2 \text{ moli} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 4,48 \text{ l.} \end{aligned}$$

**Răspuns:**  $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ l.}$

În unele probleme se examinează câte două reacții care se produc concomitent. Metoda de rezolvare a acestora constă în alcătuirea ecuației matematice cu o necunoscută.

**PROBLEMA 4.** După ce se va adăuga la amestecul de 11,6 g de oxid de Litiu și Calciu o cantitate suficientă de apă, vom obține 17,0 g de amestec de hidroxizi. Determinați masele oxizilor în amestec.

**Se dă:**

$$m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) = 11,6 \text{ g}$$

$$m(\text{LiOH}, \text{Ca}(\text{OH})_2) = 17,0 \text{ g}$$

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

$$m(\text{CaO}) = ?$$

**Rezolvare**

1. Admitem că masa oxidului de litiu este  $x$  g. Atunci:

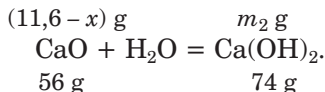
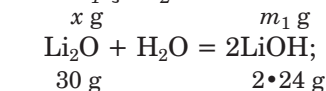
$$m(\text{CaO}) = m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) - m(\text{Li}_2\text{O}) = 11,6 - x \text{ (g)}$$

2. Calculăm masele molare ale oxizilor și hidroxizilor de Litiu și Calciu:

$$M(\text{Li}_2\text{O}) = 30 \text{ g/mol}; M(\text{LiOH}) = 24 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}; M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g/mol}.$$

3. Alcătuim ecuațiile reacțiilor cu înscrierea masei reactanților și produselor, notând masele necunoscute ale compușilor  $\text{LiOH}$  și  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  respectiv cu  $m_1$  și  $m_2$ :



4. Scriem două proporții și vom obține expresiile matematice pentru masele hidroxizilor:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24}; \quad m_1 = m(\text{LiOH}) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1,6x;$$

$$\frac{11,6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_2 = m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{(11,6 - x) \cdot 74}{56} = 15,3 - 1,32x.$$

5. Egalăm suma stabilită a maselor de hidroxizi cu 17,0, rezolvăm ecuația și aflăm masele oxizilor:

$$m_1 + m_2 = m(\text{LiOH}) + m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 17,0;$$

$$1,6x + 15,3 - 1,32x = 17,0; \quad x = m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ (g)};$$

$$m(\text{CaO}) = 11,6 - 6,07 = 5,53 \text{ (g)}.$$

**Răspuns:**  $m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ g}; m(\text{CaO}) = 5,53 \text{ g}.$



## CONCLUZII

**Pentru a se calcula masele, cantitățile de substanță ale reactanților și produselor reacțiilor, volumele gazelor, care iau parte în reacții, se aplică ecuațiile chimice.**

**Rezolvarea problemelor se face prin alcătuirea proporțiilor, precum și pe baza formulelor care reprezintă legătura dintre mărimile fizice corespunzătoare.**

?

214. Aflați valorile lui  $x$  în următoarele notări (oral):
- |  |          |   |        |
|--|----------|---|--------|
| $x$ moli   | 0,2 moli | $x$ l   | 1 mol  |
| a) $\text{SO}_3 + \text{Li}_2\text{O} = \text{Li}_2\text{SO}_4$ ;    |          | c) $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ; |        |
|  |          | 22,4 l  | 2 moli |
| 4 moli   | $x$ moli | 44,8 l  | $x$ g  |
| b) $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ; |          | d) $\text{SO}_2 + \text{BaO} = \text{BaSO}_3$ .                               |        |
|  |          | 22,4 l  | 153 g  |
215. Ce cantitate de substanță de oxid de fosfor(V) se formează la interacțiunea a 0,1 moli de fosfor cu o cantitate suficientă de oxigen?
216. Reacția se produce conform ecuației  $A + 3B = 2C + 2D$ . Ce cantități de substanțe  $C$  și  $D$  se formează, dacă vor reacționa:
- a) 0,1 moli  $A$ ;
- b) 6 moli  $B$ ? (Oral.)
217. Care este masa oxidului de magneziu, ce se va forma la arderea a 12 g de magneziu? (Oral.)
218. Calculați masa nitratului de calciu care s-a format în urma reacției dintre 25,2 g de acid nitric și oxidul de calciu.
219. Ce volum de dioxid de sulf (c. n.) s-a obținut prin arderea a 16 g de sulf? (Oral.)
220. Calculați volumul dioxidului de carbon (c. n.) necesar pentru transformarea totală a 37 g de hidroxid de calciu în carbonat de calciu.
221. După ce vom adăuga un surplus de apă la amestecul de oxizi de Fosfor(V) și de Siliciu(IV), vom obține 98 g de acid ortofosforic și ne vor rămâne 20 g de substanță solidă. Calculați masa oxidului de fosfor(V) și partea lui de masă în amestecul de oxizi.
222. În rezultatul reacției a 1,52 g de amestec din dioxid de sulf și dioxid de carbon cu oxidul de bariu s-au format 6,07 g de amestec din săruri. Determinați masele gazelor în amestec.

# 29

## Proprietățile și utilizarea bazelor

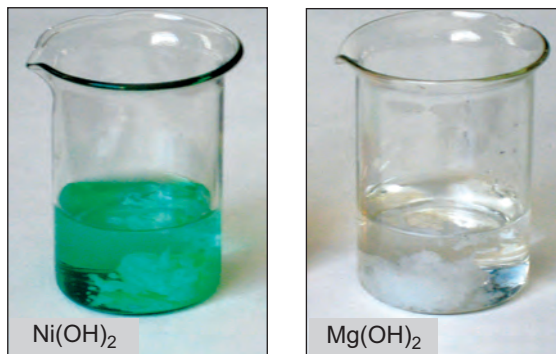
**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să înțelegeți proprietățile fizice ale bazelor;
- să însușiți proprietățile chimice ale bazelor;
- să prognozați posibilitate decurgerii reacției dintre bază solubilă și sare;
- să aflați despre sferele de utilizare a bazelor.

**Proprietățile fizice ale bazelor.** Voi știți că fiecare bază este formată din ioni pozitivi ai elementului metal și ioni-hidroxil  $\text{OH}^-$ . Bazele, ca și oxizii ionici, la condiții obișnuite, sunt substanțe solide. Ele trebuie să aibă temperaturi înalte de topire, însă la o încălzire moderată aproape toate bazele se descompun în oxidul corespunzător și apă. Se pot topi doar hidroxizii de Sodiu (Natriu) și Potasiu (Kaliu) la temperaturi de topire, de respectiv 322 și 405 °C.

Majoritatea bazelor nu se dizolvă în apă (fig. 53). Greu solubili sunt hidroxizii  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  și  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ , și se dizolvă bine bazele formate de elementele alcaline (Li, Na, K, Rb, Cs), și compușii  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Voi știți că bazele care se dizolvă în apă au denumirea generală de baze solubile sau alcaline.

Bazele alcaline și soluțiile lor sunt leșioase și luno-coase la pipăit, au o acțiune foarte „corosivă” asupra multor materiale, provoacă grave arsuri de piele, vătămează mucoasele, atacă puternic ochii (fig. 54). De



**Fig. 53.**  
Precipitațiile bazelor care s-au format în urma reacțiilor chimice în soluții

**Fig. 54.**  
Avertisment pe  
eticheta unei  
butelii cu  
hidroxid de  
sodiu

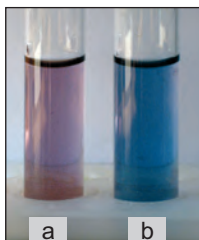


aceea, hidroxidul de sodiu a căpătat în trecut denumi-  
rea de „sodă înțepătoare”, iar hidroxidul de potasiu —  
„potasă înțepătoare”. Lucrând cu bazele alcaline și cu  
soluțiile lor, trebuie să fiți foarte atenți. Dacă o soluție  
alcalină va nimeri pe mâini, imediat spălați-le cu grijă  
sub un get de apă curgătoare și cereți ajutorul profes-  
sorului sau a laborantului. Veți obține de la ei o solu-  
ție de o anumită substanță (bunăoară, de acid acetic),  
cu care va trebui să tratați pielea pentru a neutraliza  
resturile bazei alcaline. După această procedură din  
nou vă veți spăla minuțios pe mâini cu apă.

**Proprietățile chimice ale bazelor.** Posibili-  
tatea producerii multor reacții cu participarea baze-  
lor depinde de solubilitatea acestor compuși în apă.  
Bazele alcaline sunt mult mai active în transformă-  
rile chimice, decât bazele insolubile care, de exem-  
plu, nu reacționează cu sărurile și unii acizi.

**Acțiunea asupra indicatorilor.** Soluțiile baze-  
lor alcaline sunt capabile să schimbe culoarea indica-  
torilor (fig. 55). Experiențe respective ați efectuat în  
clasa a 7-a. Bazele insolubile nu influențează asupra  
indicatorilor.

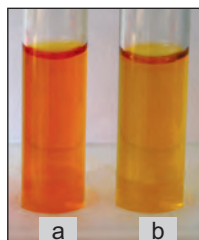
**Fig. 55.**  
Schimbarea  
culorii  
indicatorilor  
în apă (a)  
și în soluția  
alcalină (b)



turnesol



fenolftaleină



metiloranj



indicator  
universal

## EXPERIENȚĂ DE LABORATOR № 2

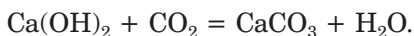
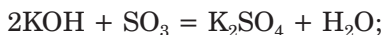
### Acțiunea soluției apoase de baze alcaline asupra indicatorilor

Într-o eprubetă cu o granulă de hidroxid de sodiu turnați apă până la jumătatea eprubetei și, amestecând cu o baghetă de sticlă, dizolvați compusul. Atingeți cu bagheta înmuiată în soluția preparată o hârtiuță de indicator universal. Ce veți observa?

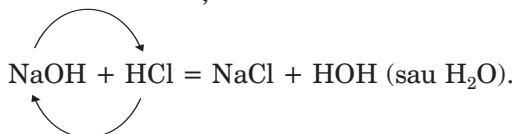
Împărțiți soluția de bază alcalină în trei eprubete. Într-o eprubetă adăugați 1—2 picături de soluție de turnesol, în a doua — tot atâta soluție de fenolftaleină, iar în a treia — soluție de metiloranj. Cum se va schimba culoarea fiecărui indicator?

Eprubeta cu soluția de bază alcalină și fenolftaleină o păstrați pentru experiența următoare.

**Reacții cu oxizii acizi.** Bazele solubile și insolubile interacționează cu compușii cu caracter opus, adică cu acei care posedă proprietăți acide. Între acești compuși se află oxizii acizi. Reacțiile corespunzătoare au fost examinate în paragraful 27. Aducem exemple suplimentare:

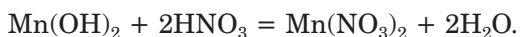


**Reacții cu acizii.** În timpul interacțiunii unei baze cu un acid, compușii fac schimb cu particulele din care sunt alcătuiți:



Pentru ca să clarificăm dacă a rămas baza alcalină după ce s-a adăugat prima porțiune de acid, trebuie să adăugăm la lichid 1—2 picături de fenolftaleină. Dacă nu va apărea o culoare zmeurie, atunci înseamnă că baza alcalină a reacționat total cu acidul.

Exemplu de reacție a unei baze insolubile cu un acid:



## Reacția dintr-o bază și un acid se numește *reacție de neutralizare*.

### EXPERIENȚA DE LABORATOR № 3

#### Interacțiunea bazei alcaline cu acidul în soluție

În eprubeta cu soluție de hidroxid de sodiu și fenolftaleină din experiența a 2-a adăugați treptat cu ajutorul unei pipete picături de soluție diluată de acid sulfuric, până când nu va dispărea culoarea indicatorului. Conținutul eprubetei amestecați-l periodic cu o baghetă de sticlă sau agitând eprubeta.

De ce soluția s-a decolorat?

Scrieți ecuația chimică corespunzătoare.

*Reacțiile de neutralizare deseori sunt folosite pentru purificarea de baze alcaline sau acizi a apelor reziduale provenite de la întreprinderile industriale. Produsele unor astfel de reacții sunt sărurile — cele mai inofensive pentru mediul înconjurător. Foarte eficientă și avantajoasă din punct de vedere economic este neutralizarea reciprocă a apelor reziduale alcaline și acide provenite de la diferite întreprinderi.*

#### *Reacții ale bazelor alcaline cu sărurile.*

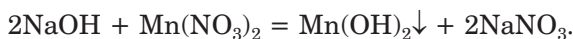
Acestea sunt reacții de schimb. Ele se produc în soluție cu condiția ca sarea inițială să fie un compus dizolvant în apă, iar sarea sau baza nouă să fie insolubilă.

Să clarificăm posibilitatea reacției dintre hidroxidul de sodiu și nitratul de mangan(II). Ne vom folosi de tabelul solubilității (vă prezentăm un fragment din el):

Anioni	Cationi							
	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	...	Zn <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	...
OH <sup>-</sup>	s	s	s		i	i	i	
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	s	s	s		s	s	s	

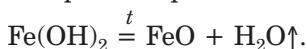
După cum vedem, baza alcalină NaOH și sarea Mn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> se dizolvă în apă. Substanțele inițiale trebuie să facă schimb cu ionii lor, formând compuși

insolubili. Un astfel de compus este noua bază  $Mn(OH)_2$  și sarea nouă  $NaNO_3$  care va rămâne în soluție. Prin urmare, reacția dintre hidroxidul de sodiu și nitratul de mangan(II) este posibilă:

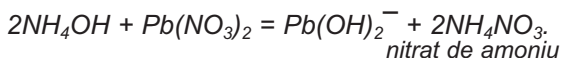
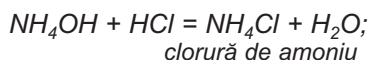
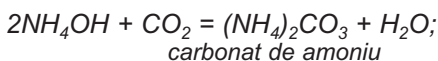


► Oare pot interacționa hidroxidul de bariu și carbonatul de potasiu în soluție? În cazul unui răspuns pozitiv scrieți ecuația chimică corespunzătoare.

**Descompunerea termică.** Aproape toate bazele (afară de hidroxizii de Sodiu (Natriu) și Potasiu (Kaliu)) la încălzire se descompun în oxidul corespunzător și apă (vapori de apă):



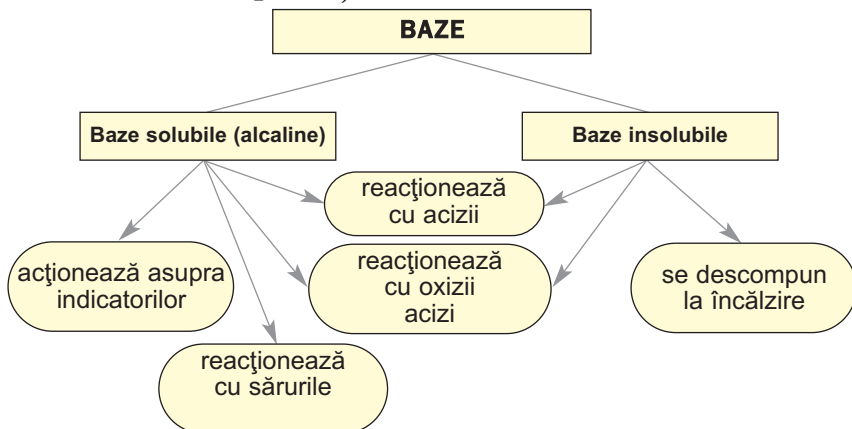
**Baza amoniacală (soluție apoasă de amoniac), ca și bazele, provoacă schimbarea culorii indicatorilor, interacționează cu oxizii acizii, acizii, sărurile:**



Materia expusă este generalizată în schema 7.

Schema 7

### Proprietățile chimice ale bazelor



**Utilizarea bazelor.** Dintre baze, au o largă aplicare doar cele solubile (alcalii), în primul rând, hidroxizii de Calciu și Sodiu (Natriu). De acum știți, că substanța cu denumirea de „var stins” reprezintă hidroxidul de calciu  $\text{Ca(OH)}_2$ . Varul stins este folosit ca material de legătură (liant) în construcții. El este amestecat cu nisip și apă. Amestecul preparat (mortarul) este folosit la zidirea cărămizilor, la tencuiala pereților. În rezultatul reacției dintre varul stins cu dioxidul de carbon și oxidul de siliciu(IV) amestecul se întărește.

► Alcătuiți ecuațiile acestor reacții.

Hidroxidul de calciu, de asemenea, este utilizat în industria zahărului, agricultură, la prepararea carbonatului de calciu pentru paste de dinți, la extragerea diferitelor substanțe valoroase. Hidroxidul de sodiu este folosit pentru producerea săpunului (au loc reacțiile bazelor alcaline cu grăsimile), medicamentelor, în industria pielăriei, pentru purificarea petrolului etc.

## CONCLUZII

**Bazele reprezintă substanțe solide cu structură ionică. Majoritatea bazelor nu se dizolvă în apă. Bazele solubile se numesc alcaline sau alcalii. Ele acționează asupra indicatorilor.**

**Bazele interacționează cu oxizii acizi și acizii, formând săruri și apă. Bazele alcaline reacționează, de asemenea, cu sărurile; produsele fiecărei reacții sunt o altă bază și sare. Bazele insolubile se descompun la încălzire în oxizi corespunzători și apă.**

**Reacțiile dintr-o bază și un acid se numesc reacții de neutralizare.**

**În practică se utilizează cu precădere hidroxizii de Calciu și Sodiu (Natriu).**

?

223. Caracterizați proprietățile fizice ale bazelor. Ce reprezintă bazele alcaline (alcalii)?
224. Care substanțe se numesc indicatori? Cum ele își schimbă culoarea în prezența unei baze alcaline?

225. Dați exemple de reacții de schimb, de neutralizare, de descompunere cu participarea bazelor.
226. Terminați scrierea reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$              | c) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$        |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$                  | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| b) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | d) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$       |
| $\text{LiOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$                       | $\text{Bi}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$                     |
227. Scrieți ecuațiile reacțiilor (dacă ele sunt posibile) dintre bazele (din colonița din stânga) și sărurile (din colonița din dreapta):
- |                        |                    |
|------------------------|--------------------|
| hidroxid de potasiu    | carbonat de calciu |
| hidroxid de mangan(II) | nitrat de fier(II) |
| hidroxid de bariu      | sulfat de sodiu    |
228. Scrieți ecuațiile chimice cu ajutorul cărora se pot efectua transformările indicate cu săgeți:
- a)  $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4$ ;  
b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2$ .
229. Ce cantitate de substanță de hidroxid de magneziu intră în reacție cu 12,6 g de acid nitric?
230. Calculați masa hidroxidului de fier(II) care se formează la interacțiunea a 0,05 moli de hidroxid de sodiu cu o cantitate suficientă de sulfat de fier(II).
231. Ce volum de dioxid de sulf (c. n.) este necesar pentru precipitarea deplină a ionilor de Bariu (în componența sării insolubile) într-o soluție ce conține 34,2 g de hidroxid de bariu?
232. Ce masă de sediment se formează în rezultatul interacțiunii a 22,4 g de hidroxid de potasiu cu o cantitate suficientă de clorură de mangan(II)?
233. Pentru neutralizarea a 25,1 g de amestec de hidroxizi de Sodiu și Bariu s-au consumat 25,2 g de acid nitric. Determinați partea de masă a hidroxidului de sodiu în amestecul inițial.

# 30

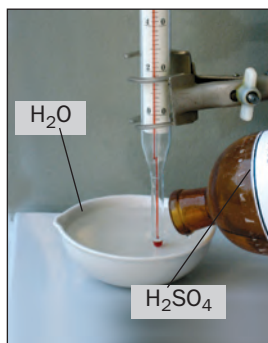
## Proprietățile și utilizarea acizilor

### Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să înțelegeți proprietățile fizice ale acizilor;
- să însușiți proprietățile chimice ale acizilor;
- să prevedeați posibilitatea reacțiilor dintre acizi și metale;
- să aflați despre sferele de utilizare a acizilor.



**Fig. 56.**  
Dizolvarea  
acidului sulfuric  
în apă



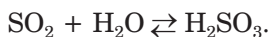
**Proprietățile fizice ale acizilor.** Toți acizii au structura moleculară. În acizi atracția dintre molecule este foarte slabă (spre deosebire de ionii cu sarcini opuse din oxizii bazici sau din baze). De aceea, acizii posedă temperaturi joase de topire, aproape toți în condiții obișnuite se află în stare lichidă. Ei se dizolvă în apă (înafară de acidul  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ), în multe cazuri — nelimitat, adică se amestecă cu apa în orice proporție, formând soluții. La dizolvarea anumitor acizi se degajă o mare cantitate de căldură (fig. 56).

Voi știți, că acizii neoxigenați reprezintă soluțiile apoase ale gazelor — compușii elementelor nemetale din grupele a VI-a și a VII-a cu Hidrogenul (de exemplu,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ). Aceste gaze se deosebesc după soluțiile lor chiar și în condiții obișnuite.

Volatil, adică se află în etapa de trecere la starea gazoasă, la o încălzire moderată, este acidul nitric  $\text{HNO}_3$  și alți acizi. Acizii volatili au miros.

Acizii, ortofosforic  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , ortoboric (boric)  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , metasilicic  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , sunt substanțe solide. Acestea, precum și acidul sulfuric  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , nu sunt volatile.

Acidul carbonic și acidul sulfuros există doar în soluție apoasă. Oxizii corespunzători interacționează cu apa într-un grad incomplet, iar acizii care se formează parțial se descompun în oxizi și apă:

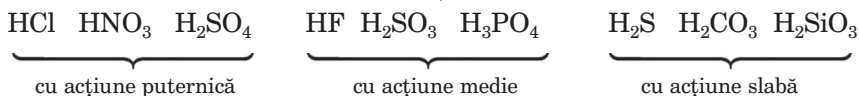


Majoritatea acizilor sunt substanțe toxice. Ei provoacă intoxicații grave, arsuri ale pielii. De aceea, trebu-

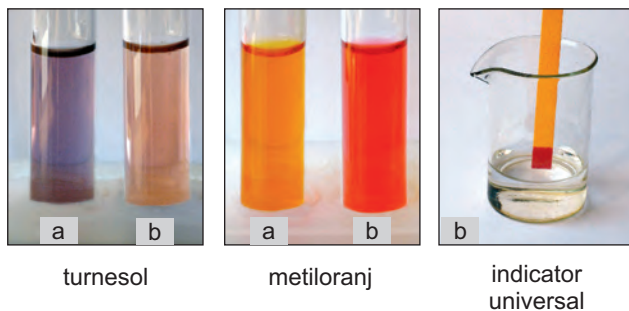
ie să lucrăm cu aceste substanțe, ca și cu bazele alcaline, foarte atent, să respectăm toate regulile de protecție. Dacă soluția de acizi va nimeri pe mâini, atunci trebuie să ne spălăm cu apă curgătoare, iar apoi să tratăm locul respectiv cu o soluție de sodă (pentru neutralizarea resturilor de acid). În cele din urmă, o să ne clătim încă o dată minuțios mâinile cu apă.

**Proprietățile chimice ale acizilor.** Capacitatea acizilor de a reacționa cu alte substanțe, în mare măsură, depinde de activitatea, stabilitatea, volatilitatea și solubilitatea lor în apă. Vă vom atrage atenția la acest fapt, în mod special, când vom studia proprietățile chimice ale acizilor.

Acizii posedă activitate chimică diferită. Acizii foarte activi se numesc acizi cu acțiune puternică sau puternici, iar mai puțin activi — acizi cu acțiune slabă sau slabi. De asemenea, se mai cunosc câțiva acizi cu acțiune medie. Exemple de acizi cu acțiune variată (forzațul II):



**Acțiunea asupra indicatorilor.** În soluțiile apoase, acizii schimbă culoarea indicatorilor (fig. 57), dar nu la toți și nu la fel ca bazele alcaline (alcalii).



**Fig. 57.**  
Schimbarea  
culorii  
indicatorilor  
în apă (a) și în  
soluția acidă (b)

## EXPERIENȚA DE LABORATOR № 4

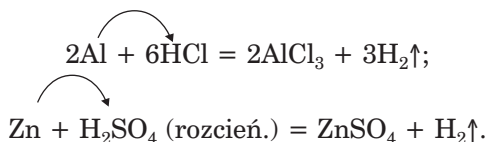
### Acțiunea soluției acide asupra indicatorilor

În trei eprubete turnați câte 1—2 ml de soluție de acid sulfuric. În una din acestea înmuiați în soluție o baghetă de

sticlă și atingeți cu ea o panglicuță de hârtie de indicator universal. Cum se va schimba culoarea indicatorului?

Într-o eprubetă cu soluție acidă adăugați 1—2 picături de soluție de turnesol, în a doua — tot atâtea picături de soluție de fenolftaleină, iar în a treia — metiloranj. Ce veți observa? Cu care dintre indicatori nu se pot determina acizii?

**Reacții cu metalele.** Toți acizii neoxigenați, acidul sulfuric (soluție diluată) și alți acizi reacționează cu metalele, eliberându-se hidrogen și formând săruri (fig. 58):



În timpul acestor reacții, atomii elementului metal care se conțin în substanța simplă îi înlocuiesc pe atomii de Hidrogen din substanța compusă.



**Fig. 58.**  
Reacția unei monede de aluminiu (de 2 cop. bătută în anul 1992) cu acidul clorhidric

**Reacția dintre substanțele simple și compuse, în rezultatul căreia se formează alte substanțe noi, simple și compuse, se numește *reacție de substituție (înlocuire)*.**

Cu acizii numai ce menționați, nu reacționează toate metalele. Posibilitatea unui metal și a unui

Nikolai Nikolaevici Beketov  
(1827—1911)



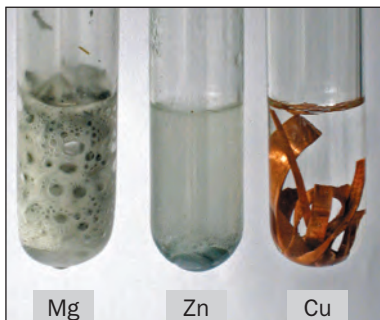
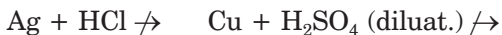
*Renumitul chimist rus și ucrainean, academician al Academiei de Științe din Petersburg. A cercetat reacțiile sărurilor în soluții apoase cu metalele și hidrogenul. A propus seria activității metalelor (1865). A descoperit și a descris metalotermia — una din metodele de extra-gere a metalelor. A contribuit la constituirea chimiei fizice — una din cele importante științe chimice. A muncit ca profesor la universitatea din Harkiv (1855—1887), pentru prima dată a predat cursul de chimie fizică ca disciplină științifică separată. A fost președintele Societății de chimie fizică din Rusia.*

acid de a intra în reacție se poate afla cu ajutorul *seriei activității metalelor*. Această serie a fost alcătuită de chimistul N. N. Beketov pe baza studierii reacțiilor dintre metale cu acizii și sărurile. Vă prezentăm un fragment din această serie într-o viziune modernă (vezi forțașul II):

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb ( $H_2$ ) Cu Ag Pt Au

← activitatea chimică a metalelor sporește

Formula nemetalului de hidrogen se situează la mijlocul seriei și o împarte în două. Metalele situate în partea stângă a seriei interacționează cu acidul clorhidric și sulfuric diluat, în timpul reacției se eliberează hidrogen, iar elementele aflate în dreapta seriei nu reacționează cu acestea (fig. 59):



**Fig. 59.**  
Modul de reacționare a metalelor la acțiunea soluției de acid sulfuric diluat

## EXPERIENȚA DE LABORATOR № 5

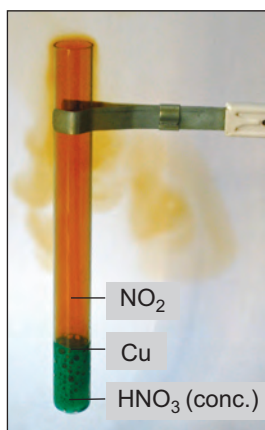
### Interacțiunea acidului clorhidric cu metalele

Luăți două eprubete. În prima eprubetă, introduceți un cui curat de fier, în a doua — puțină pulbere sau aşchii de magneziu. Observați modul cum reacționează fiecare metal cu acidul clorhidric diluat.

Care metal reacționează mai activ cu acidul? Oare corespund rezultatele experienței cu locurile pe care le dețin fierul și magneziul în seria activității metalelor?

Alcătuți ecuațiile reacțiilor. Aveți în vedere faptul că Fierul are gradul de oxidare +2 în produsul reacției.

În timpul reacțiilor dintre acidul nitric și soluția concentrată<sup>1</sup> de acid sulfuric cu metalele, în loc de hidrogen se formează alte substanțe (fig. 60). Acest tip de reacții se va studia în clasa a 9-a.

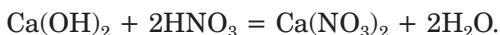
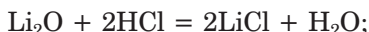
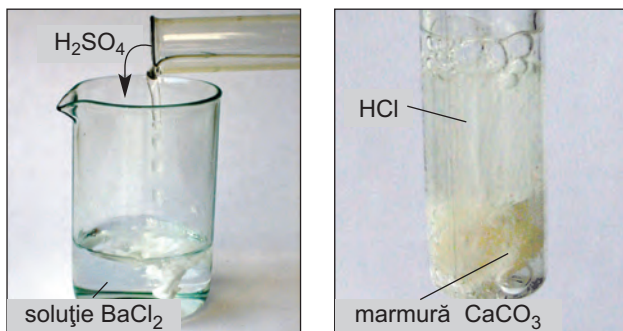


**Fig. 60.**  
Reacția cuprului  
cu acidul nitric

**Reacții cu oxizii bazici și cu bazele.** O proprietate caracteristică a tuturor acizilor este capacitatea de interacționare cu compușii de tip opus — oxizii bazici și bazele. Produsele fiecărei reacții sunt sarea și apa:

<sup>1</sup> Soluția concentrată conține o cantitate de acid mult mai mare decât de apă.

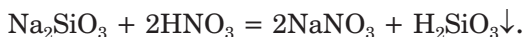
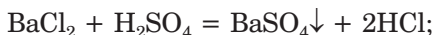
**Fig. 61.**  
Reacții ale  
acizilor cu  
sărurile



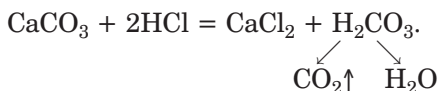
Aceste transformări chimice au fost examinate în paragrafele anterioare.

**Reacții cu sărurile.** Reacțiile acizilor cu sărurile se referă la reacțiile de schimb. Menționăm cazurile, când aceste reacții nu se pot produce (fig. 61).

- Un produs al reacției — sarea sau apa — se precipitează (acest fapt îl putem determina după tabelul solubilității):



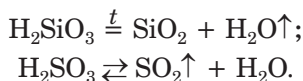
- Acidul rezultat este volatil, dacă provine de la un compus gazos sau se descompune formând gaz:



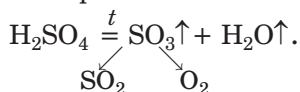
(Abrevierile „s.” înseamnă „substanță solidă”, iar „conc.” — „soluție concentrată”).

- Acidul, care intră în reactive, este puternic, iar acidul rezultat este slab. Drept exemple pot servi ultimele trei reacții.

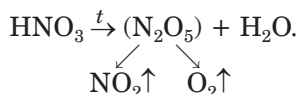
**Descompunerea termică a acizilor oxigenați.** Acizii oxigenați în timpul încălzirii, iar acidul carbonic și cel sulfuros în condiții obișnuite se descompun, formând oxizi acizi corespunzători și apă:



Unul din produsele descompunerii acidului sulfuric la o încălzire moderată este oxidul de sulf(VI), iar la o încălzire mai puternică, acest oxid singur începe să se descompună:



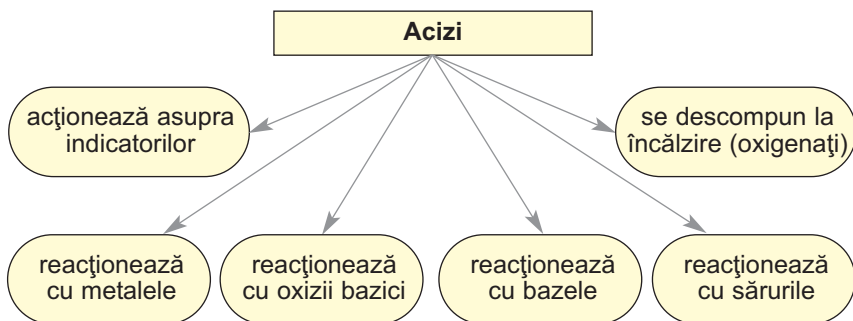
Reacția de descompunere termică a acidului nitric are o particularitate specială. Acest compus de la bun început se descompune în trei substanțe — oxid de nitrogen(IV), oxigen și apă (oxidul  $\text{N}_2\text{O}_5$ , care corespunde acidului nitric, este foarte instabil):



Materia expusă este generalizată în schema 8.

*Schema 8*

### Proprietățile chimice ale acizilor



**Utilizarea acizilor.** Cel mai pe larg sunt folosiți acizii: sulfuric, clorhidric, nitric și ortofosforic (tab. 10). Aceștia se obțin la întreprinderi chimice în cantități mari.

Soluția de acid sulfuric este folosită în acumulatele automobilelor, iar soluția de acid boric se aplică ca mijloc dezinfectant. În viața cotidiană se întrebunțează și acizi organici: acidul acetic

### Utilizarea acizilor

Acidul	Ramura on care este utilizat
$H_2SO_4$	Producerea altor acizi, sărurilor, îngrășămintelor, coloranților, medicamentelor, pentru purificarea produselor petroliere
HCl	Producerea sărurilor, vopselelor, medicamentelor
$HNO_3$	Producerea îngrășămintelor, substanțelor explozibile, coloranților
$H_3PO_4$	Producerea îngrășămintelor, detergenților

$CH_3COOH$  (oțetul — soluție apoasă diluată), acidul citric (este un produs alimentar, conservant), acidul ascorbic (vitamina C).

### CONCLUZII

**Acizii reprezintă substanțe moleculare, ce se dizolvă în apă. Ei schimbă culoarea indicatorilor, însă nu în același fel ca bazele alcaline (alcalii).**

**Acizii neoxigenați și acidul sulfuric diluat interacționează cu majoritatea metalelor, eliberând hidrogen și formând săruri. Aceste reacții se numesc reacții de substituție (înlocuire). Posibilitatea producerii reacțiilor este determinată cu ajutorul seriei activității metalelor.**

**Acizii reacționează cu oxizii bazici și bazele, formând săruri și apă, precum și cu sărurile (produsele reacției sunt un alt acid și o altă sare). Acizii oxigenați se descompun la încălzire.**

**Acizii se utilizează pe larg în diferite sfere.**



234. Numiți proprietățile fizice caracteristice ale acizilor. Ce factori determină aceste proprietăți?
235. Oare se pot deosebi cu ajutorul turnesolului, fenolftaleinei, indicatorului universal soluțiile de acizi și bazele alcaline? Dacă este posibil, atunci spuneți cum anume?



236. Terminați scrierea schemelor reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- |  |  |
|--|--|
| a) $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow$        | b) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$        | $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$          |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
237. În locul punctelor, înscrieți formulele acizilor reactanți, produselor reacțiilor și transformați schemele în ecuații chimice:
- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \dots;$                 | b) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots;$ |
| $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \dots;$ | $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CrSO}_4 + \dots;$    |
| $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots;$                    | $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{Ag}\downarrow + \dots;$       |
238. Scrieți ecuațiile reacțiilor (dacă ele se vor produce) dintre acidul sulfuric diluat cu următoarele substanțe:
- |                        |                         |
|------------------------|-------------------------|
| a) zinc;               | d) acid fluorhidric;    |
| b) argint;             | e) hidroxid de bariu;   |
| c) oxid de carbon(IV); | f) nitrat de plumb(II). |
239. Pentru fiecare transformare, scrieți câte două ecuații chimice:
- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2;$              | b) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2.$ |
| c) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S};$ |  |
240. Pentru ca să se producă reacția dintre clorura de sodiu și acidul sulfuric, la sarea solidă se adaugă acid pur, iar amestecul este încălzit. Explicați, de ce nu se folosesc soluțiile acestor compuși și de ce este necesară încălzirea lor.
241. Pregătiți o informație scurtă despre utilizarea acidului fluorhidric, folosind materialele din internet.
242. Ce masă de acid sulfuric este necesară pentru neutralizarea a 8 g de hidroxid de sodiu?
243. În urma reacției unei cantități suficiente de acid clorhidric, din 10 g de amestec de pulberi de argint și zinc, s-au degajat 0,7 litri de hidrogen (c. n.). Calculați partea de masă a argintului în amestec.
244. În timpul descompunerii acidului nitric, s-au degajat 11,2 l de amestec de gaze (c. n.). Determinați masa acidului care s-a descompus.

## EXPERIENȚE ÎN CONDIȚII CASNICE

### **Acțiunea sucului de lămâie, soluției de sodă alimentară (sau hidrogenocarbonat de sodiu) și soluției de săpun, asupra sucului de sfeclă**

Sucul de sfeclă conține o substanță colorată, care reprezintă indicator natural. Vă propunem să efectuați cu el următoarea experiență.

Preparați o lingură de suc de sfeclă, de asemenea cantități nu prea mari de soluții apoase de sodă alimentară (sau hidrogenocarbonat de sodiu) și de săpun.

Turnați în patru pahare polimerice câte 20—30 ml apă și porții echivalente de suc de sfeclă. Amestecați conținutul paharului.

Adăugați în primul pahar  $\frac{1}{2}$  de linguriță de suc de lămâie, în al doilea pahar — o linguriță de soluție de sodă alimentară, în al treia — o linguriță de soluție de săpun.

Conținutul paharului al patrulea îl păstrați pentru compararea culorii. Ce observați? În care soluții se conține bază alcalină, acid?

Rezultatele experienței înscrieți-le în caiet.

Faceți o mică informație despre cercetările voastre la lecția de chimie.

## 31 Oxizii și hidroxizii amfoteri

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să clarificați care compuși se numesc amfoteri;
- să înțelegeți caracterul chimic al oxizilor și hidroxizilor amfoteri;
- să alcătuiți formulele produselor reacțiilor dintre compușii amfoteri și acizi, baze, oxizi.

**Compușii amfoteri.** În § 11, atunci când s-a analizat schimbul proprietăților oxizilor elementelor din perioada a 2-a, s-a menționat că oxidul  $\text{BeO}$  manifestă proprietăți caracteristice atât pentru oxizii bazici, cât și pentru acizi. Această substanță, ca și hidroxidul  $\text{Be}(\text{OH})_2$ , interacționează atât cu acizii, cât și cu bazele alcaline. La fel este și comportamentul compușilor Aluminului — oxidului  $\text{Al}_2\text{O}_3$  și a hidroxidului  $\text{Al}(\text{OH})_3$  în reacțiile chimice.

**Capacitatea compușilor de a-și manifesta proprietățile bazice și acide se numește calitate *amfoteră*<sup>1</sup>, iar însuși compusul — *amfoter*.**

Vă ilustrăm formulele compușilor amfoteri principali:

<sup>1</sup> Termenul provine de la cuvântul grecesc amphoterous — ambii, și unul, și altul.

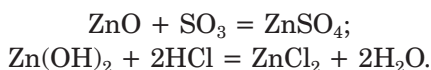
<i>Oxizi</i>	$\Leftrightarrow$	<i>Hidroxizi</i>
ZnO		Zn(OH) <sub>2</sub>
PbO		Pb(OH) <sub>2</sub>
SnO		Sn(OH) <sub>2</sub>
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		Al(OH) <sub>3</sub>
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		Cr(OH) <sub>3</sub>
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		Fe(OH) <sub>3</sub>

După structură și proprietățile fizice, oxizii amfoteri sunt asemănători cu oxizii bazici. Ei sunt alcătuiți din ioni, au temperaturi înalte de topire. Oxizii amfoteri nu se dizolvă în apă.

Hidroxizii amfoteri, la fel, sunt insolubili; la încălzire nu se topesc, dar se descompun.

**Proprietățile chimice ale oxizilor și hidroxizilor amfoteri.** Compușii amfoteri interacționează cu oxizii acizi și bazici, cu acizii și bazele alcaline (alcalii).

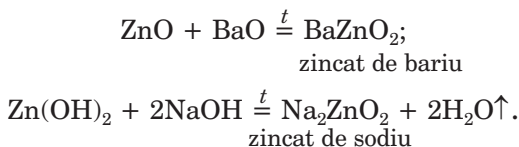
Oxidul de zinc ZnO și hidroxidul Zn(OH)<sub>2</sub> reacționează cu oxizii acizi, acizii:



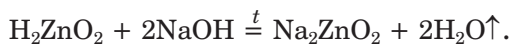
Produsul acestor reacții (sărurile), conțin cationii zincului Zn<sup>2+</sup>.

► Ce proprietăți manifestă oxidul și hidroxidul de Zinc în aceste cazuri — bazice sau acide?

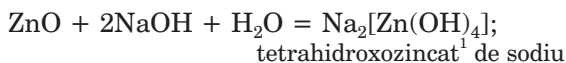
Compușii ZnO și Zn(OH)<sub>2</sub> reacționează, de asemenea, cu oxizii bazici și bazele alcaline (alcalii). În rezultatul reacției, se formează săruri, în care atomii de Zinc se conțin în anionii ZnO<sub>2</sub><sup>2-</sup>:



Ultima ecuație corespunde reacției cu participarea bazei alcaline (alcalii), iar nu a soluției sale. Pentru ca formula sării care s-a format să fie pe înțelesul vostru, vom înlocui ordinea de înscriere a elementelor în formula hidroxidului de zinc cu ordinea generală acceptată pentru acizi:



Oxidul și hidroxidul de Zinc reacționează, de asemenea, cu soluție apoasă de bază alcalină la condiții obișnuite:



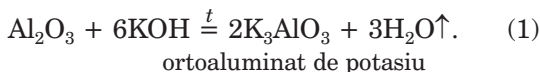
Cu parantezele pătrate în formule se separă anionul sării.

Formula produsului ultimelor două reacții se poate obține, înlocuind în formula  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  doi atomi divalenți de Oxigen prin patru grupe hidroxile monovalente:



Dacă la reacția cu oxidul bazic sau alcaliul va participa compusul amfoter al unui element trivalent, atunci sunt posibile două variante ale reacției dintre aceste substanțe.

Să analizăm reacțiile dintre oxidul de aluminiu și hidroxidul de potasiu. Produsul unei reacții dintre acești compuși va fi sarea care rezultă din hidroxidul de aluminiu  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ca acid ( $\text{H}_3\text{AlO}_3$ ):



Produsul celeilalte reacții este sarea de o compoziție mai simplă. Să deducem formula ei, mai întâi clarificând care este formula „acidului” corespunzător (în realitate — a compusului amfoter). Pentru aceasta, adunăm toți atomii din formulele oxidului de aluminiu  $\text{Al}_2\text{O}_3$  și ai apei  $\text{H}_2\text{O}$ , iar în formula obținută  $\text{H}_2\text{Al}_2\text{O}_4$  vom micșora indicii de două ori ( $\text{HAlO}_2$ ) și înlocuim simbolul Hidrogenului cu simbolul Potasiului (Kaliului):  $\text{KAlO}_2$ . Ecuatia chimică corespunzătoare va fi:



### Este interesant de știut

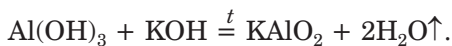
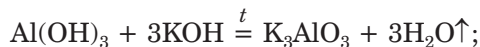
Compusul  $\text{HAlO}_2$  formula căruia adesea se scrie  $\text{AlO}(\text{OH})$ , se întâlnește în natură și formează câțiva minerali.

---

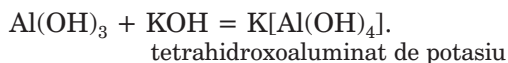
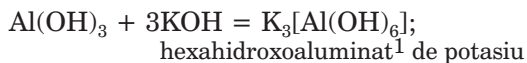
<sup>1</sup> Prefixul „tetra” (în traducere din limba greacă înseamnă patru) indică numărul de grupe hidroxile în anionul sării

Punând coeficienții înaintea formulelor reactanților în ecuațiile (1) și (2), vom vedea că ortoaluminatul se formează prin adăugarea la oxidul de aluminiu a unei cantități de trei ori mai mari decât cea a bazei alcaline.

Aceleași săruri sunt produsele reacțiilor analoge cu participarea hidroxidului de aluminiu:

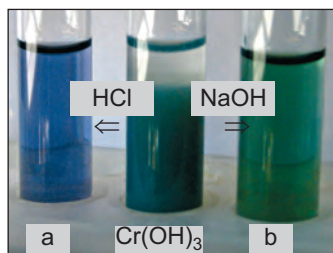


Dacă hidroxidul de aluminiu reacționează cu soluția apoasă de bază alcalină, atunci se formează sare, în care anionul conține grupe hidroxile (reacția se pertrece la condiții obișnuite):



În figura 62 este dat rezultatul experienței care confirmă caracterul amfoter al hidroxidului de crom(III)  $\text{Cr(OH)}_3$ .

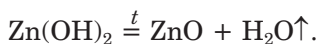
**Fig. 62.**  
Rezultatul  
interacționării  
hidroxidului de  
crom(III):  
a — cu acidul;  
b — cu soluția  
de bază alcalină



► Alcătuiți ecuațiile reacțiilor hidroxidului de crom(III) cu acidul clorhidric și soluția de hidroxid de sodiu.

La încălzire hidroxizii amfoteri, la fel ca bazele insolubile, se descompun în oxizii corespunzători și apă:

<sup>1</sup> Prefixul „hexa” (în traducere din limba greacă înseamnă șase) indică numărul de grupe hidroxile în anionul sării.

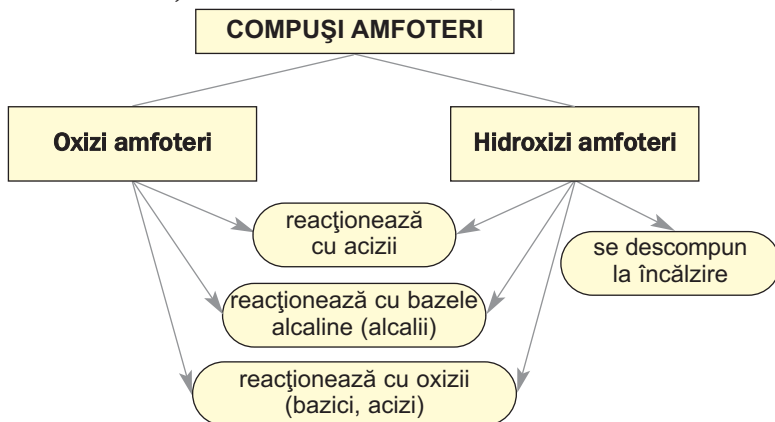


- Scrieți ecuația reacției de descompunere termică a hidroxidului de aluminiu.

Materia expusă este generalizată în schema 9.

Schema 9

### Proprietățile chimice ale compușilor amfoteri



### CONCLUZII

Unii oxizi și hidroxizi ai elementelor metale manifestă atât proprietăți bazice, cât și acide. Ei se numesc compuși amfoteri.

După proprietățile fizice, oxizii amfoteri sunt asemănători cu oxizii bazici, iar hidroxizii amfoteri — cu bazele insolubile.

Compușii amfoteri interacționează cu acizii și alcalii, cu oxizii acizi și bazici, formând săruri. Hidroxizii amfoteri se descompun la încălzire.



245. Care compuși se numesc amfoteri? Numiți câțiva oxizi și hidroxizi amfoteri.

246. Terminați scrierea schemelor reacțiilor cu participarea compușilor de Zinc și Aluminii și alcătuiți ecuațiile chimice:
- a)  $\text{ZnO} + \text{HCl} \rightarrow$                       b)  $\text{Al(OH)}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$   
 $\text{ZnO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$                        $\text{Al(OH)}_3 + \text{LiOH (sol)} \rightarrow$  (două variante)  
 $\text{Zn(OH)}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{t}$                        $\text{Al(OH)}_3 + \text{Mg(OH)}_2 \xrightarrow{t}$  (două variante)
247. Terminați scrierea schemelor reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- a)  $\text{Pb(OH)}_2 + \text{HBr} \rightarrow$                       b)  $\text{Fe(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$   
 $\text{SnO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$                        $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Li}_2\text{O} \xrightarrow{t}$  (două variante)  
 $\text{Sn(OH)}_2 \xrightarrow{t}$                        $\text{Cr(OH)}_3 \xrightarrow{t}$
248. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor dintre oxidul de beriliu cu hidroxidul de bariu (la temperatură) și soluția acestei baze.
249. Cum se pot recunoaște pulberile albe ale hidroxizilor de Magneziu și Zinc, folosind deosebirile din proprietățile lor chimice?
250. Hidroxidul amfoter posedă masa de formulă relativă de 103. Ce compus este acesta?
251. Care masă a oxidului de fier(III) conține atâția ioni, câte molecule se conțin în 11 g de oxid de carbon(IV)?
252. În timpul descompunerii termice a 39 g de hidroxid de aluminiu s-au format 20 g de oxid de aluminiu. Oare substanța s-a descompus în întregime?

## 32 Proprietățile și utilizarea sărurilor

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

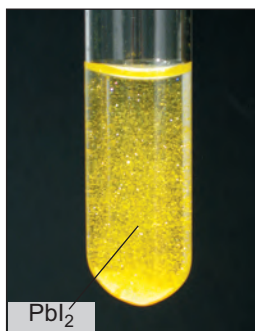
- să înțelegeți proprietățile fizice ale sărurilor;
- să însușiți proprietățile chimice ale sărurilor;
- să prevedeați posibilitatea producerii reacției între o sare și un metal;
- să aflați despre sferele de utilizare a sărurilor.

**Proprietățile fizice ale sărurilor.** Sărurile, ca și alți compuși ionici, în condiții obișnuite, sunt substanțe cristaline. Ele posedă cu precădere temperaturi înalte de topire:

$\text{NaCl}$  801 °C;  $\text{K}_2\text{SO}_4$  1069 °C;  $\text{CaSiO}_3$  1544 °C.

O parte de săruri se dizolvă în apă, unele sunt greu solubile (fig. 63), iar restul — insolubile. Informații corespunzătoare se conțin în tabelul solubității (forzațul II).

**Fig. 63.**  
Precipitatul  
(sedimentul)  
de iodură de  
plumb(II) care  
s-a format după  
răcirea soluției  
de acest compus



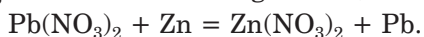
***Formarea soluțiilor de săruri deseori este însoțită de efecte termice. De exemplu, la dizolvarea carbonatului de sodiu se eliberează o cantitate mică de căldură, iar soluția se încălzește puțin. Și dimpotrivă, în timpul preparării soluției de nitrat de sodiu, se poate înregistra o mică scădere a temperaturii.***

Printre sărurile solubile, clorura de sodiu are un gust sărat, iar sulfatul de magneziu — amar. Sărurile de Plumb și Beriliu sunt dulci, însă deosebit de otrăvitoare. Determinând gustul diferitelor săruri, alchimistii, probabil, au plătit pentru aceasta cu viața.

Sărurile pot acționa în mod diferit asupra plantelor, animalelor, omului. Între ele există compuși care conțin elemente necesare pentru plante. Acestea se folosesc ca îngrășăminte. Iar sarea de bucătărie noi o consumăm zilnic odată cu bucatele, pentru ca să completăm rezervele ei în organism (acest compus este eliminat în permanență din organismul uman împreună cu transpirația și urina).

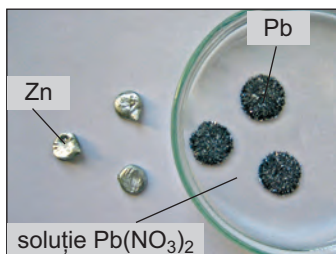
**Proprietățile chimice ale sărurilor.** Sărurile participă la diverse reacții cu substanțe simple și compuse.

**Reacții cu metalele.** Într-o soluție apoasă, sarea poate reacționa cu un metal formând o nouă sare și un alt metal (fig. 64). Deseori se spune că un metal într-o soluție de sare este „substituit” de alt metal. Reacția se produce, dacă metalul reactant este mai activ decât metalul produs, adică în seria activității se situează la stânga de el (forzațul II):





**Fig. 64.**  
Reacția dintre  
soluția de nitrat  
de plumb(II)  
și zinc



## EXPERIENȚA DE LABORATOR № 6

### Interacțiunea metalelor cu sărurile în soluțiile apoase

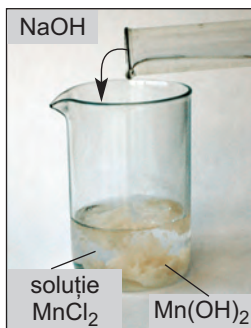
Într-o eprubetă introduceți cu grijă un cui curat de fier și turnați puțină soluție de sulfat de cupru(II). Ce se va întâmpla pe suprafața metalului? Se va schimba oare peste un anumit timp culoarea soluției?

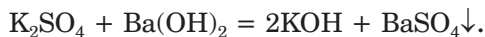
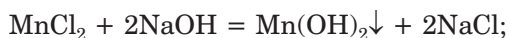
Alcătuți ecuația reacției. Aveți în vedere, că unul din produsele reacției va fi compusul Fierului(II).

Învățând proprietățile chimice ale bazelor alcaline și acizilor, voi ați aflat despre reacțiile acestor compuși cu sărurile. Afară de aceasta, sărurile mai sunt capabile să interacționeze și unele cu altele. Toate reacțiile menționate se referă la reacțiile de schimb.

**Reacții cu bazele alcaline (alcalii).** Reacția dintre o sare și un alcaliu se produce doar în soluție (sărurile insolubile nu intră în reacție cu alcalii). Reacția este posibilă dacă unul din produsele ei — baza sau sarea — se precipitează (fig. 65):

**Fig. 65.**  
Reacția dintre  
clorura  
de mangan(II)  
și hidroxidul de  
sodiu în soluție





Pentru prevederea posibilității unor asemenea reacții, este folosit tabelul solubilității.

## EXPERIENȚA DE LABORATOR № 5

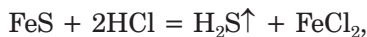
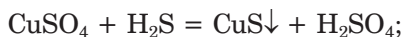
### Interacțiunea sărurilor cu bazele alcaline în soluții apoase

Turnați într-o eprubetă puțină soluție de sulfat de cupru(II) și adăugați la el, amestecând, câteva picături de soluție de hidroxid de sodiu. Ce veți observa? Care compus se precipitează?

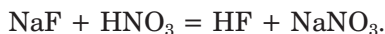
Dacă la soluția de sulfat de cupru(II) se va adăuga atâta soluție de alcaliu, cât va fi necesară pentru transformarea deplină a sării în hidroxid de cupru(II), atunci, după limpezire, soluția de deasupra sedimentului va fi incoloră. Aceasta va conține doar sulfat de sodiu (ioni de  $\text{Na}^+$  și  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

Alcătuieți ecuația reacției.

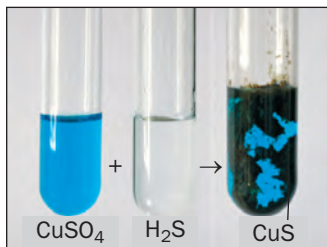
**Reacții cu acizii.** Sarea (atât cea solubilă, cât și insolubilă) poate interacționa cu un acid, formând o nouă sare și un nou acid. Astfel de reacții, deseori sunt însoțite de formarea precipitatului (fig. 66) sau a gazului



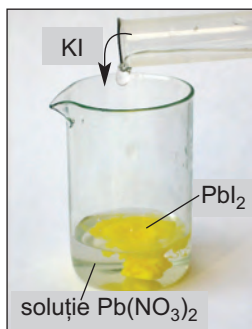
însă uneori se petrec fără schimbări exterioare:



**Fig. 66.**  
Rezultatul  
reacției dintre  
sulfatul de  
cupru(II)  
și acidul  
sulfhidric  
în soluție

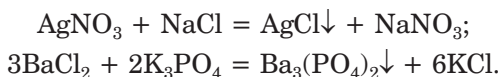


**Fig. 67.**  
Reacția dintre  
nitratul de  
plumb(II)  
și iodura  
de potasiu în  
soluție



Cazurile când este posibilă reacția dintr-o sare și un acid sunt date în §30.

**Reacții cu alte săruri.** Interacțiunea dintre două săruri se produce doar în soluție (reactanții trebuie să fie solubili în apă), formând două săruri noi. Reacția este posibilă, dacă unul din produsele ei se sedimentează (fig. 67), adică este solubil sau greu solubil:



## EXPERIENȚA DE LABORATOR № 8

### Reacția de schimb dintre săruri în soluție

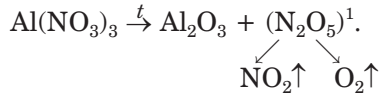
Turnați într-o eprubetă puțină soluție de carbonat de sodiu și adăugați câteva picături de soluție de clorură de calciu. Ce veți observa?

Alcătuți ecuația reacției.

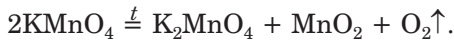
**Descompunerea termică a sărurilor.** Sărurile oxigenate formate din oxizi gazoși, volatili sau instabili se descompun la încălzire. Produsele acestor reacții, de regulă, reprezintă doi oxizi corespunzători:



Nitrații (azotații), la fel ca acidul nitric, provin de la oxidul de nitrogen(V)  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Însă în timpul încălzirii nitraților acest oxid nu se formează din cauza instabilității sale:



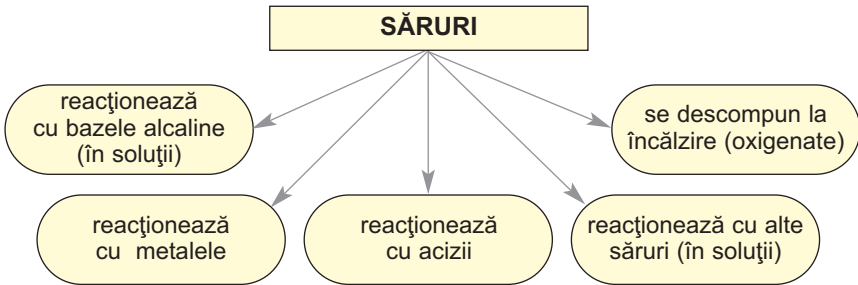
Sărurile elementelor alcaline sau nu se descompun (carbonații, sulfatii) în timpul încălzirii sau descompunerea lor are anumite particularități. Unele din aceste reacții sunt aplicate în laboratoare pentru obținerea oxigenului:



Materia expusă este generalizată în schema 10.

Schema 10

### Proprietățile chimice ale sărurilor



**Utilizarea sărurilor.** Multe săruri au o aplicare foarte largă. Clorura de sodiu este o materie primă importantă în industria chimică pentru producerea clorului, acidului clorhidric, hidroxidului de sodiu, sodei. Acest compus este de neînlocuit la gătitul bucatelor, la conservarea legumelor etc. Clorura, sulfatul, nitratul de Potasiu, fosfații de Potasiu, anumite săruri sunt îngrășăminte minerale (fig. 68). Carbonatul de calciu sub forma pietrei de var este folosit în construcții, iar la uzine din el se produce var. Pe baza sării obținute artificial  $\text{CaCO}_3$ , se produc pastele de dinți. La școală voi scrieți pe tablă cu cretă, iar aceasta este, de asemenea, carbonat de

<sup>1</sup> Astfel se descompun nitrații elementelor metale de la Magneziu până la Cupru inclusiv (vezi seria activității metalelor).

**Fig. 68.**  
 Producția unei  
 întreprinderi de  
 îngrășăminte  
 minerale



calciu. Sulfatul de calciu (ghipsul) se aplică în construcții și în medicină. Un mijloc simplu de spălare și curățare a veselei, a obiectelor casnice, tratarea apei înainte de spălarea rufelor este soda calcinată sau carbonatul de sodiu. Soda calcinată împreună cu creta sau calcarul este folosită pentru producerea sticlei.

## CONCLUZII

**Sărurile reprezintă substanțe ionice. Ele posedă temperaturi înalte de topire, un grad variat de solubilitate în apă.**

**Sărurile interacționează cu metalele, formând alte săruri și metale. Astfel de reacții se produc numai dacă metalul reactant este mai activ decât metalul rezultat (acest lucru se stabilește cu ajutorul seriei activității metalelor).**

**Sărurile intră în reacții de schimb cu bazele alcaline (alcalii), acizii, alte săruri. Anumite săruri oxigenate se descompun la încălzire în oxizi corespunzători.**

**Numeroase săruri se aplică în practică.**

**?**

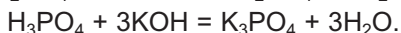
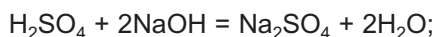
253. Caracterizați proprietățile fizice ale sărurilor. Dați exemple de săruri solubile, greu solubile și insolubile în apă.
254. Terminați scrierea schemelor reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- |   |   |
|---|---|
| a) $\text{HgSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$                        | c) $\text{CrSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| $\text{SrSO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$                          | $\text{MgSO}_3 \xrightarrow{t}$             |
| b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |   |
| $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$               |   |

255. În locul punctelor înscrieți formulele sărurilor și transformați schemele reacțiilor în ecuații chimice:
- $\dots + \text{Mn} \rightarrow \dots + \text{Cu};$   
 $\dots + \text{HI} \rightarrow \dots \downarrow + \text{HNO}_3;$
  - $\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$   
 $\dots + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \dots;$
  - $\dots \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow;$   
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{PbCO}_3 \downarrow + \dots$
256. Scrieți ecuațiile reacțiilor (dacă ele se vor produce) dintre următoorii compuși:
- silicatul de potasiu și acidul nitric;
  - sulfatul de sodiu și nitratul de magneziu;
  - clorura de cupru(II) și sulfatul de bariu;
  - sulfatul de crom(III) și hidroxidul de sodiu;
  - sulfura de potasiu și nitratul de mercur(II).
257. Scrieți ecuațiile reacțiilor, cu ajutorul cărora se pot efectua următoarele transformări:
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3;$
  - $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3;$
  - $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2.$
258. Ce masă maximă de fluorură de fier(III) se poate obține din 4,84 g de nitrat de fier(III)? Cum veți efectua o astfel de experiență?
259. Oare va fi îndeajuns 13 g de praf de zinc pentru transformarea totală a 33,1 g de nitrat de plumb(II) în plumb?
260. După introducerea unei plăci de fier într-o soluție de sulfat de cupru(II), masa acesteia s-a mărit cu 0,8 g. Calculați masa cuprului care s-a depus pe placă.
261. În rezultatul încălzirii a 28,7 g de amestec din nitrați de Sodiu și Potasiu ați obținut 3,36 l de oxigen (c. n.). Ce mase de săruri au existat în amestecul inițial?

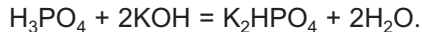
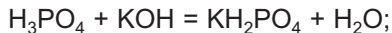
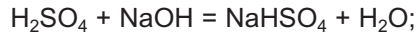
## PENTRU CEI ISCODITORI

### Săruri acide

Voi știți că în timpul reacției unui acid cu o bază alcalină atomii de Hidrogen ai fiecărei molecule se „substituie” (se înlocuiesc) cu atomii (mai bine spus cu ionii) elementului metal:



Dar oare este posibil ca în molecula unui acid polibazic să se producă înlocuirea numai a unei părți din atomii de Hidrogen? Da. În rezultatul reacțiilor corespunzătoare se formează așa-zisele *săruri acide*:



Sărurile acide  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  și  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  se conțin în stare dizolvată în apa potabilă. La fierbere compușii se descompun



iar pe pereții vaselor se formează depuneri — un amestec din carbonații  $\text{CaCO}_3$  și  $\text{MgCO}_3$ .

Sărurile acide de Potasiu și ale acidului ortofosforic  $\text{CaHPO}_4$  și  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  constituie baza îngrășămintelor fosfatice — precipitat și superfosfat respectiv. Sarea acidă a Sodiului și acidului carbonic  $\text{NaHCO}_3$  este cunoscută fiecărei gospodine casnice: aceasta este soda alimentară (fig. 69).



Fig. 69.

Soda:

a — sodă calcinată

( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ );

b — sodă alimentară

( $\text{NaHCO}_3$ )

## LUCRARE PRACTICĂ № 1

### Analizarea proprietăților principalelor clase de compuși neorganici

#### VARIANTA I

#### Analizarea proprietăților chimice ale acidului clorhidric

#### EXPERIENȚA 1

#### Acțiunea acidului clorhidric asupra indicatorului

Cu ajutorul pipetei sau unei baghete de sticlă, puneți o picătură de acid clorhidric diluat pe o foiță de indicator universal. Cum se va schimba culoarea lui?

## EXPERIENȚA 2

### Reacția acidului clorhidric cu un metal

Într-o eprubetă introduceți cu atenție o granulă de zinc și turnați 1 ml de acid clorhidric diluat. Conținutul eprubetei poate fi puțin încălzit. Ce veți observa?

## EXPERIENȚA 3

### Reacția acidului clorhidric cu un oxid bazic (amfoter)

Într-o eprubetă puneți puțin oxid de magneziu (oxid de fier(III)) și turnați 1 ml de acid clorhidric diluat. (Pentru accelerarea reacției, eprubeta cu oxidul amfoter și cu acid poate fi încălzită, însă nu până la fierberea soluției.) Ce schimbări se vor produce cu substanțele?

## EXPERIENȚA 4

### Reacția acidului clorhidric cu un alcaliu<sup>1</sup>

Turnați într-o eprubetă 1 ml de acid clorhidric diluat și adăugați 1—2 picături de soluție de fenolftaleină. Mai adăugați la amestecare câte o picătură de soluție de hidroxid de sodiu până la apariția unei colorații zmeurii. Despre ce vedește acest fapt?

## EXPERIENȚA 5

### Reacția acidului clorhidric cu o sare

Turnați într-o eprubetă 1—2 ml de carbonat de sodiu și adăugați 1—2 ml de acid clorhidric diluat. Ce veți observa?

---

<sup>1</sup> Pentru experiență se poate lua în locul unui alcaliu o bază insolubilă sau un hidroxid amfoter, care trebuie obținuți în urma reacției corespunzătoare dintre o sare și un alcaliu. În acest caz, la hidroxidul insolubil (sediment) se adaugă acid, iar indicatorul nu va fi necesar.



## VARIANTA II

### Analizarea proprietăților fizice ale sulfatului de nichel(II)

#### EXPERIENȚA 1

##### Analizarea proprietăților fizice ale sulfatului de nichel(II)

Examinați cu atenție sarea de Nichel care vi s-a dat și descrieți-o. Indicați caracterul particulelor din care-i format compusul (cristale, praf, bucățele de diverse forme).

Clarificați, dacă sulfatul de nichel(II) se dizolvă în apă. Pentru aceasta turnați într-un vas nu prea mare cu apă o cantitate de aproximativ 1/4 lingurițe de compus și amestecați conținutul cu o baghetă de sticlă. Care va fi rezultatul experienței? Oare va coincide el cu datele care se dau în tabelul solubilității?

Soluția preparată de sare împărțiți-o în patru eprubete.

#### EXPERIENȚA 2

##### Reacția sulfatului de nichel(II) cu un metal

Într-o eprubetă cu soluție de sulfat de nichel(II) puneți o granulă de zinc. Încălziți conținutul eprubetei timp de 1—2 minute, dar nu până la fierbere. Oare se vor schimba suprafața metalului, colorația soluției?

#### EXPERIENȚA 3

##### Reacția sulfatului de nichel(II) cu o bază alcalină (alcaliu)

În altă eprubetă cu soluție de sulfat de nichel(II) adăugați aceeași cantitate de soluție de alcaliu. Ce schimbări veți observa?

#### EXPERIENȚA 4

##### Reacțiile sulfatului de nichel(II) cu alte săruri

În una din cele două eprubete cu soluție de sulfat de nichel(II), care v-au mai rămas, adăugați soluție de carbonat de sodiu, iar în cealaltă — soluție de clorură de bariu. Ce se observă?

În timpul efectuării fiecărei experiențe, înscrieți în tabelul dat mai jos acțiunile pe care le îndepliniți, observațiile (rețineți și fixați cum se dizolvă substanța, depunerea sedimentului, degajarea gazului, prezența sau lipsa mirosului, schimbarea sau apariția colorației etc.). După încheierea experienței, înscrieți în tabel concluziile și ecuațiile chimice corespunzătoare.

Ordinea de acțiune	Observații	Concluzie
<i>Experiența 1. ...</i>		
...	...	...
<i>Experiența 2. ...</i>		
...	...	...
Ecuația reacției: ...		
<i>Experiența 3. ...</i>		

?

262. Oare se va produce reacția în experiența a 2-a a fiecărei variante, dacă în loc de zinc vom lua: a) magneziu; b) argint? Argumentați-vă răspunsul.
263. Oare se va produce reacția în experiența a 5-a (varianta I) sau în experiența a 4-a (varianta II), dacă carbonatul de sodiu îl vom înlocui cu: a) carbonatul de calciu; b) nitratul de sodiu? Argumentați-vă răspunsul.
264. Ce tipuri de reacții ați efectuat în timpul efectuării lucrării practice?

## 33

### Metode de obținere a oxizilor

**Materia expusă în acest paragraf o să vă ajute:**

- să aflați despre posibilitățile de obținere a oxizilor prin diferite metode;

- să înțelegem care sunt cerințele înaintate față de metodele industriale de extragere a substanțelor.

Se cunosc câteva metode de obținere a oxizilor. Unele din acestea se bazează pe reacțiile substanțelor simple sau compuse cu oxigenul, altele — pe descompunerea termică a compușilor oxigenați.

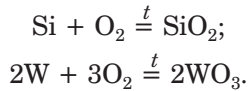
**Reacții ale substanțelor simple cu oxigenul.** În reacții de acest tip (de regulă, prin încălzire) intră aproape toate metalele și nemetalele. În clasa a 7-a voi ați observat cum ard în aer sau în oxigen sulful, carbonul, magneziul.

**Este interesant de știut**

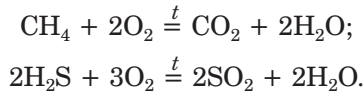
Cu oxigenul nu reacționează aurul, platina, gazele inerte, clorul, bromul, iodul.

- ▶ Scrieți ecuațiile reacțiilor de ardere a sulfului și magneziului.

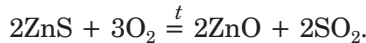
Alte exemple de reacții asemănătoare:



**Reacții ale substanțelor compuse cu oxigenul.** Majoritatea compușilor formați din elemente cu Hidrogenul ard în oxigen sau în aer. Produsele unor astfel de reacții sunt oxizii și apa:

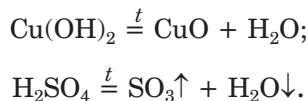


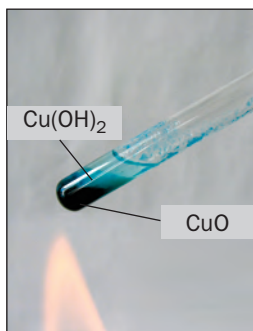
Cu oxigenul interacționează, de asemenea, sulfurile elementelor metale:



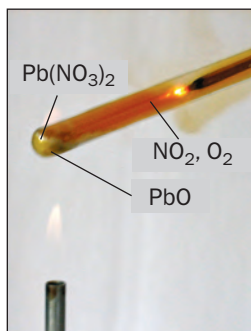
Compușii Cuprului, Zincului, Cadmiului, și altor elemente cu Sulfur se găsesc în zăcămintele de polimetale. Aceste zăcămintele sunt folosite în metalurgia neferoaselor, iar din oxizii extrași se obțin metalele.

**Descompunerea termică a hidroxizilor și acizilor oxigenați.** Bazele insolubile și amfotere, acizii oxigenați la încălzire se descompun în oxizi corespunzători (fig. 70):





**Fig. 70.**  
Descompunerea  
termică a hidroxidului  
de cupru(II)



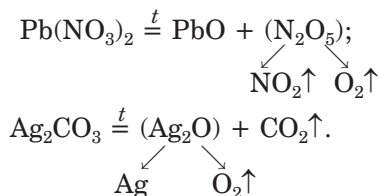
**Fig. 71.**  
Descompunerea  
termică a nitraturii  
de plumb(II)

- Scrieți ecuațiile reacției de descompunere termică a hidroxidului de fier(III).

**Descompunerea termică a sărurilor oxigenate.** Sărurile formate de oxizii acizii gazoși, la încălzire se descompun în doi oxizi:



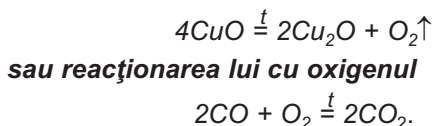
Dacă oxidul este instabil, atunci în locul acestuia se vor forma produsele sale de descompunere (fig. 71):



Sărurile oxigenate de Sodiu și de Potasiu, în timpul încălzirii, sau nu se descompun, sau se descompun, însă nu în oxizi (§ 32).

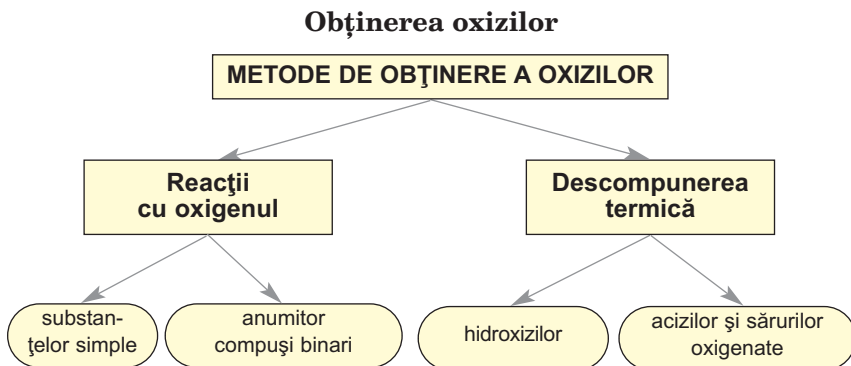
Sărurile formate de oxizii acizii volatili sau de oxizii amfoteri sunt rezistenți la încălzire:  $\text{CaSiO}_3$ ,  $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{BO}_2)_2$ ,  $\text{Cu}(\text{AlO}_2)_2$ ,  $\text{BaZnO}_2$ .

***Dacă un element formează doi sau mai mulți oxizi, atunci deseori nu se reușește transformarea unui oxid în altul prin încălzire***



Materia expusă este generalizată în schema 11.

Schema 11



**Obținerea oxizilor în industrie.** Din materia expusă în § 27 ați aflat despre aplicarea unor oxizi. Ei se obțin la întreprinderile chimice.

Spre deosebire de metodele de laborator, tehnologia industrială prevede obținerea diferiților compuși prin aplicarea reactanților în cantități foarte mari, ceea ce impune anumite cerințe:

1. Substanțele inițiale trebuie să fie accesibile și ieftine. Cel mai avantajos este să se folosească materia primă naturală.

2. În pregătirea și efectuarea reacțiilor chimice, cheltuielile energetice trebuie să fie minime.

Să examinăm cum se obține varul nestins sau oxidul de calciu. Esența metodei industriale, care se aplică de acum nu un singur secol, constă în descompunerea calcarului (piatra de var)  $\text{CaCO}_3$  la o temperatură de  $900^\circ\text{C}$ . Zăcămintele naturale de piatră de var sunt foarte multe; aceasta este o materie primă ieftină și accesibilă. Temperatura la care se descompune piatra de var nu este prea înaltă pentru industrie (de exemplu, în metalurgie se ajung la temperaturi de  $1500^\circ\text{C}$  și mai mari). La o încălzire mai joasă descompunerea calcarului se încetinește sau se întrerupe definitiv.

De ce pentru producerea oxidului de calciu nu se folosesc alte reacții? De exemplu, interacțiunea calciului cu oxigenul:  $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ ? De aceea, că în natură nu există calciu, iar extragerea acestui metal este foarte anevoioasă. Se știe, că oxidul de calciu se formează în urma descompunerii termice a ghipsului<sup>1</sup>. Însă ghipsul, necătând că este substanță naturală, este mai scump decât piatra de var, iar temperatura de descompunere a sa este mult mai înaltă, decât cea de 900 °C. Descompunerea hidroxidului de calciu (varului stins) în scopul obținerii varului nestins ( $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ ) nu este avantajoasă, deoarece varul stins se obține anume din varul nestins.

## CONCLUZII

**Oxizii se obțin în rezultatul reacțiilor unor substanțe simple și compuse cu oxigenul, precum și prin descompunerea termică a hidroxizilor, acizilor și sărurilor oxigenate.**

**Metodele industriale de extragere a oxizilor, la fel și a altor compuși, presupun folosirea unor substanțe ieftine și accesibile cu cheltuieli minime posibile de energie.**



265. Propuneți cât mai multe metode de obținere a oxidului de zinc. Scrieți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.
266. Indicați formulele compușilor care se descompun prin încălzire:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{PO}_3)_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Scrieți ecuațiile chimice corespunzătoare.
267. Terminați scrierea reacțiilor de descompunere și transformați-le în ecuații chimice:
- a)  $\dots \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;      b)  $\dots \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
        $\dots \xrightarrow{t} \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$ ;                       $\dots \xrightarrow{t} \text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .
268. La întreprinderile chimice, acidul sulfuric se obține prin efectuarea reacției dintre oxidul de sulf(IV) cu oxigenul, în timpul căreia se

<sup>1</sup> Ecuația reacției:  $2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{t} 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow$ .

formează oxidul de sulf(VI), iar apoi se produce reacția acestui oxid cu apa.

Determinați care din metodele, ce se dau mai jos, de obținere a oxidului de sulf (IV) pot fi aplicate în industrie:

- 1) descompunerea termică a oxidului de sulf(VI):  $2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ ;
- 2) arderea sulfului:  $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2$ ;
- 3) descompunerea termică a sării de Argint:  $2\text{Ag}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} 4\text{Ag} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow$ ;
- 4) calcinarea (prăjirea) în aer a mineralelor sulfuroase (zăcămin-te polimetalice):  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ .

Argumentați-vă alegerea referitor la metodă.

269. Calculați volumele oxizilor de Carbon(IV) și de Sulf(IV) (raportându-le la condiții normale), care se formează la arderea a 19 g de sulfură de carbon(IV) în surplusul de oxigen.
270. După prăjirea a 2,32 g de hidroxid de magneziu, masa restului solid era de 1,60 g. Oare substanța s-a descompus total?
271. Determinați densitatea relativă în raport cu aerul a amestecului gazos care s-a format la încălzirea nitratului de zinc.
272. În rezultatul arderii a 8 g de amestec de sulf și carbon s-au format 26 g amestec de dioxid de sulf și dioxid de carbon. Calculați părțile de masă ale substanțelor simple în amestec.

---

## 34 Metode de obținere a bazelor și hidroxizilor amfoteri

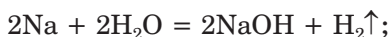
---

**Materia expusă în acest paragraf o să vă ajute:**

- să aflați despre posibilitățile de obținere a bazelor solubile (alcaline) și a bazelor insolubile prin diferite metode;
- să alegeți reacții pentru obținerea hidroxidului amfoter.

Bazele alcaline (alcalii) se pot obține prin trei metode, iar cele insolubile — doar prin una.

**Obținerea alcaliilor.** Una din metodele de obținere a alcaliilor se bazează pe *reacția metalului cu apa* (fig. 25, p. 53). În afară de alcaliu, se formează și hidrogen:





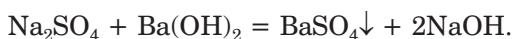
A doua metodă de obținere a alcaliilor *reprezintă interacționarea oxidului bazic cu apa:*



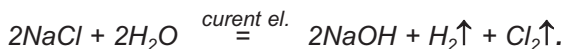
Prin această metodă se obține varul stins atât la întreprinderi, cât și, nemijlocit, pe șantiere înainte de începerea lucrărilor de construcție, de văruire a trunchiurilor arborilor.

► Scrieți ecuația chimică corespunzătoare.

Bazele alcaline se pot obține și în *rezultatul reacției de schimb dintre o sare solubilă și un alt alcaliu* (în soluție). Compușii inițiali sunt aleși în așa fel, ca să formeze o sare insolubilă:

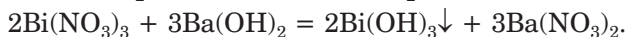
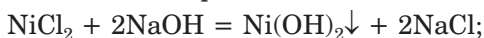


***Hidroxizi de Sodiu și Potasiu se produc în industrie prin acțiunea curentului electric continuu asupra soluțiilor apoase de cloruri:***



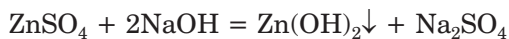
***Un astfel de proces se numește electroliză.***

**Obținerea bazelor insolubile.** O bază insolubilă poate fi obținută numai în urma unei *reacții de schimb dintre o sare și o bază alcalină în soluție*. Întrucât baza se va precipita, sarea rezultată va trebui să fie solubilă în apă:

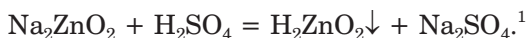


Materia expusă este generalizată în schema 12.

**Obținerea hidroxizilor amfoteri.** Întrucât hidroxidul amfoter manifestă proprietăți bazice și acide, el poate fi obținut cu ajutorul reacțiilor de schimb și ca bază



și ca acid

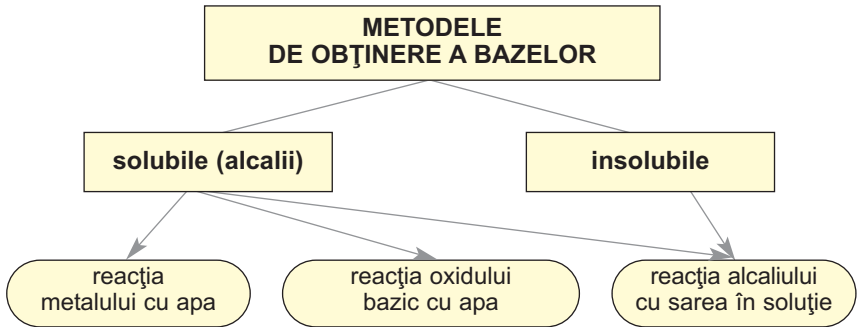



---

<sup>1</sup> Formulele chimice ale hidroxizilor amfoteri tradițional se scriu la fel ca și formulele bazelor.

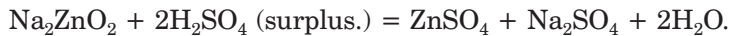


## Obținerea bazelor



Aceste transformări se produc datorită faptului că toți hidroxizii amfoteri sunt insolubili în apă.

Baza alcalină sau acidul nu pot fi luați cu surplus, deoarece hidroxidul amfoter reacționează cu ambii compuși (§ 31). De exemplu, la interacțiunea zincatului de sodiu cu surplusul acidului sulfuric, în loc de hidroxidul de zinc, va rezulta sulfatul de zinc:



► Scrieți ecuația reacției dintre sulfatul de zinc și hidroxidul de sodiu luat cu surplus.

**CONCLUZII**

**Bazele alcaline se obțin în urma reacțiilor metalelor respective sau a oxizilor cu apa.**

**Metoda generală de obținere a bazelor, precum și a hidroxizilor amfoteri se bazează pe reacțiile de schimb dintre un alcaliu și o sare în soluție. Hidroxizii amfoteri se mai obțin și prin interacționarea dintre soluțiile sărurilor corespunzătoare și acizi.**

?

273. Propuneți cât mai multe metode de obținere a:
- hidroxidului de bariu;
  - hidroxidului de mangan(II);
  - hidroxidului de crom(III).

Scrieți ecuațiile chimice corespunzătoare.

274. Terminați scrierea schemelor pentru reacții și transformați-le în ecuații chimice:  
 a)  $\text{Li} + \dots \rightarrow \text{LiOH} + \dots$ ;    b)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$ ;  
 $\text{SrO} + \dots \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2$ ;     $\text{BaZnO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \dots$
275. Scrieți ecuațiile reacțiilor, cu ajutorul cărora se pot efectua următoarele transformări:  
 a)  $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH}$ ;  
 b)  $\text{CdS} \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$ ;  
 c)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ .
276. În cabinetul de chimie există hidroxizi de Potasiu și Bariu, precum și săruri de Calciu — carbonat și clorură. Care compuși pot fi folosiți pentru obținerea hidroxidului de calciu? Cum trebuie de efectuat experiențele corespunzătoare?
277. Vi s-a pus sarcina de a obține hidroxid de staniu(II) prin două metode, având drept compus inițial oxidul de staniu(II), soluție de hidroxid de sodiu și acid sulfuric. Cum trebuie îndeplinită această problemă? Aveți în vedere că, după solubilitatea lor, compușii de Staniu(II) sunt asemănători cu compușii de Zinc. Scrieți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.
278. Ce masă de hidroxid de bariu se formează la interacțiunea a 15,3 g de oxid de bariu cu apa?
279. Oare se pot forma 10 g de hidroxid de sodiu, dacă pentru efectuarea reacției s-au luat 6,9 g de sodiu și 3,6 g de apă? Dați un răspuns bazat pe calcule.

# 35

## Metodele de obținere a acizilor

### Materia din acest paragraf o să vă ajute:

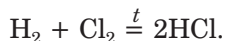
- să alegeți metodele de obținere a acidului, în funcție de compoziția și proprietățile sale;
- să stabiliți condițiile în care se poate efectua reacția de schimb cu formarea acidului.

Înainte de a alege metoda de obținere a acidului, este necesar să clarificați, dacă acesta este neoxigenat sau oxigenat și, totodată, dacă este puternic sau slab, volatil sau nu, solubil sau insolubil în apă.

- ▶ Care acizi se numesc neoxigenați, oxigenați? Dați exemple de acizi cu acțiune puternică, slabă, volatili și nevolatili. (După necesitate, puteți consulta materialele din §25 și 30.)

### Reacția dintre hidrogen și un nemetal.

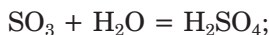
Aceasta este o metodă de obținere a acizilor neoxigenați:



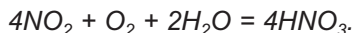
Produsele unor astfel de reacții sunt clorura de hidrogen, sulfura de hidrogen, alți compuși gazoși ai elementelor nemetale din grupa VI sau VII cu hidrogenul — se dizolvă în apă și se obțin acizi.

Interacțiunea dintre clor și hidrogen este pusă la baza producerii industriale a acidului clorhidric.

**Reacția dintre oxidul acid și apă.** O astfel de reacție este folosită pentru obținerea acizilor oxigenați<sup>1</sup>:



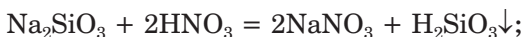
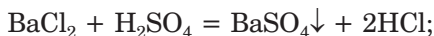
**Prima reacție se desfășoară în etapa de încheiere a producției de acid sulfuric. Efectuarea unei reacții analoage între oxidul  $\text{N}_2\text{O}_5$  și apă în scopul obținerii industriale a acidului nitric nu este rațională, deoarece oxidul de nitrogen(V) e instabil. Drept substanță inițială servește alt oxid de nitrogen:**



**Reacția dintre o sare și un acid.** Pe această reacție se bazează *metoda generală* de obținere a acizilor — atât a celor neoxigenați, cât și a celor oxigenați. Produsele reacției sunt o altă sare și un alt acid.

O astfel de reacție se poate efectua folosindu-se soluții de sare și de acid, în cazul că se respectă una din cele două condiții:

- produsul reacției este o sare nouă sau un acid nou — insolubil în apă (acest fapt îl vom clarifica cu ajutorul tabelului solubilității):

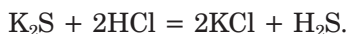


- acidul pe care trebuie să-l obținem este de acțiune slabă, iar acidul care intră în reacție —

---

<sup>1</sup> Oxidul de siliciu(IV) nu reacționează cu apa.

de acțiune puternică (informația corespunzătoare se găsește în § 30):



Pentru obținerea unui acid puternic și volatil, reacția se efectuează nu în soluție, ci între sarea solidă și acidul nevolatil. Interacțiunea dintre substanțe este întreținută prin încălzire:



**EXERCITIUL.** Oare se poate obține acidul clorhidric în urma reacției dintre clorura de potasiu și acidul sulfuric? Dacă da, atunci în ce condiții?

### Rezolvare

Produsele reacției trebuie să fie o nouă sare și un nou acid:



Din tabelul solubilității stabilim dacă toți compușii sunt solubili în apă. Acidul sulfuric și acidul clorhidric sunt de acțiune puternică, însă se deosebesc după proprietățile lor fizice: primul este nevolatil, al doilea este volatil (soluție apoasă de clorură de hidrogen care reprezintă un gaz). Reacția poate fi efectuată doar fără prezența apei. Atunci clorura de hidrogen se va separa din amestecul reactant.

Astfel, pentru obținerea clorurii de hidrogen și a acidului clorhidric trebuie să luăm clorură de potasiu solidă și acid sulfuric pur sau o soluție concentrată a lui. Pentru accelerarea reacției dintre o substanță solidă și una lichidă, va fi nevoie de încălzire. (În soluție reacția de schimb se produce instantaneu, foarte rapid.)

Scriem ecuația chimică corespunzătoare, indicând condițiile de desfășurare a reacției (fig. 72):

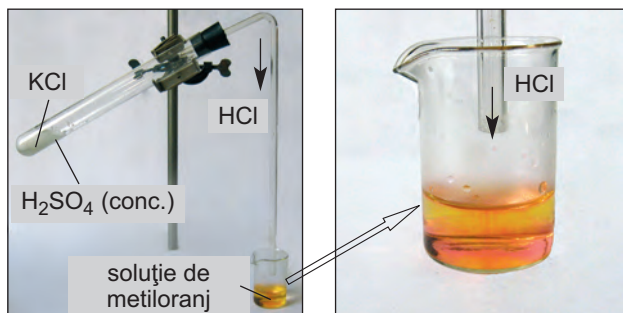
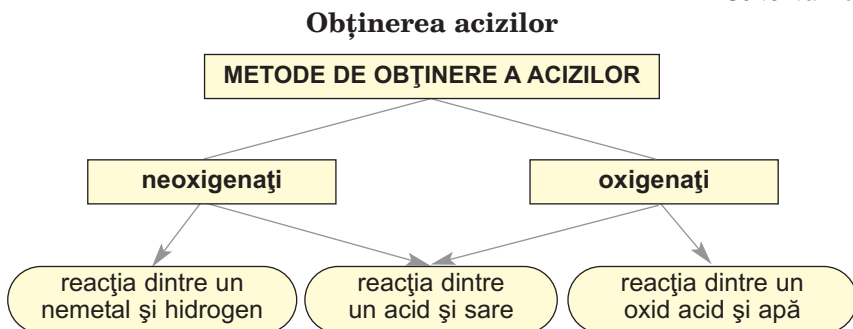


Fig. 72.

Obținerea clorurii de hidrogen și a acidului clorhidric

Materia expusă este generalizată în schema 13.

Schema 13



### CONCLUZII

**Acizii neoxigenați se obțin în rezultatul reacțiilor hidrogenului cu nemetalele prin dizolvarea ulterioară a compușilor gazoși de Hidrogen în apă.**

**Acizii oxigenați se obțin prin interacțiunea oxizilor acizi cu apa.**

**Metoda generală de obținere a acizilor se bazează pe reacția de schimb dintre o sare și un acid.**

?

280. Propuneți câte două metode de obținere a acizilor fluorhidric și ortofosforic. Scrieți ecuațiile chimice corespunzătoare.
281. Scrieți schemele reacțiilor și transformați-le în ecuații chimice:
- a)  $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$                       b)  $\text{NaNO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$                        $\text{HBr} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
282. Completați formulele omise de compuși și transformați schemele în ecuații chimice, arătând condițiile în care interacționează substanțele:
- a)  $\text{CaCl}_2 + \dots \rightarrow \text{HCl} + \dots$  ;  
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \dots \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \dots$  ;  
b)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{HNO}_3 + \dots$  ;  
 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

Oare se poate de întrebuițat acidul sulfuric în toate patru reacții?  
Argumentați-vă răspunsul.

283. Care acid oxigenat nu se poate obține din oxidul său corespunzător și apă?
284. Ce masă de nitrat de sodiu este necesară pentru obținerea a 50,4 g de acid nitric?
285. Calculați cantitatea de substanță de acid ortofosforic care a rezultat din interacțiunea a 14,2 g de oxid de fosfor(V) și o cantitate suficientă de apă.

# 36

## Metode de obținere a sărurilor

**Materia expusă în acest paragraf o să vă ajute:**

- să însușiți cele mai importante metode de obținere a sărurilor;
- să determinați reacțiile pentru obținerea unei anumite sări și condițiile necesare pentru efectuarea lor.

Sărurile se pot obține printr-un număr mult mai mare de metode, decât oxizii, bazele sau acizii.

### Reacțiile cu participarea metalelor

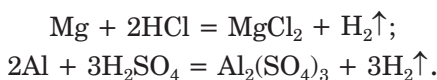
**Metoda 1:** metal + nemetal → sare.

Prin această metodă se pot obține sărurile neoxigenate:



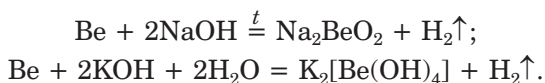
**Metoda a 2-a:** metal + acid (soluție) → sare + hidrogen.

În reacțiile de acest fel intră acidul sulfuric (în soluție diluată), clorhidric, precum și anumiți acizi și anumite metale care se situează în seria activității la stânga hidrogenului:



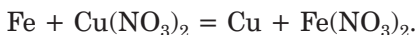
**Metoda a 3-a:** metal + alcaliu → sare + hidrogen.

Cu bazele alcaline și soluțiile lor interacționează metalele, care provin de la elementele, ce formează oxizi și hidroxizi amfoteri:



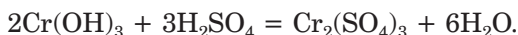
**Metoda a 4-a:** metal 1 + sare 1 (în soluție) → metal 2 + sare 2.

Voi știți, că o astfel de reacție este posibilă, dacă metalul 1 este mai activ decât metalul 2, adică metalul 1 este situat în seria activității la stânga de metalul 2:

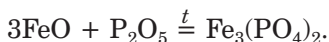


## Reacțiile dintre compuși cu proprietăți bazice și acide

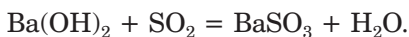
**Metoda a 5-a:** bază (hidroxid amfoter) + acid (hidroxid amfoter) → sare + apă<sup>1</sup> (fig. 73):



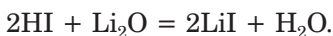
**Metoda a 6-a:** oxid bazic (amfoter) + oxid acid (amfoter) → sare<sup>1</sup>:



**Metoda a 7-a:** bază + oxid acid (amfoter) → sare + apă:

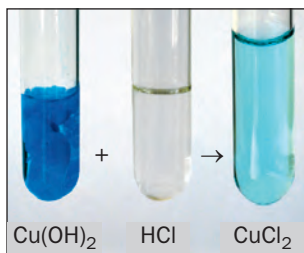


**Metoda a 8-a:** acid + oxid bazic (amfoter) → sare + apă:



Metodele a 6-a și a 7-a nu sunt aplicabile pentru obținerea sărurilor acizilor neoxigenați, deoarece acești acizi nu au oxizi acizi.

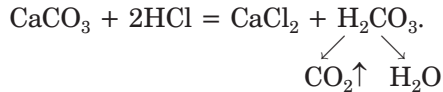
**Fig. 73.**  
Reacția dintre hidroxidul de cupru(II) și acid



<sup>1</sup> Compușii amfoteri nu reacționează unul cu altul.

## Reacții de schimb cu participarea sărurilor

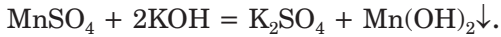
**Metoda a 9-a:** sare 1 + acid 1 → sare 2 + acid 2:



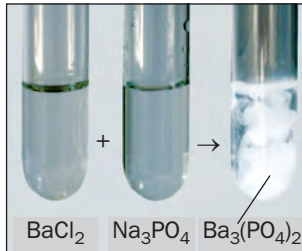
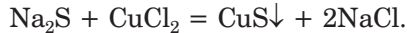
**Este interesant  
de știut**

Sărurile  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{FeI}_3$ , precum și altele, nu s-au putut obține până la ora actuală.

**Metoda a 10-a:** sare 1 + alcaliu → sare 2 + bază:



**Metoda a 11-a:** sare 1 + sare 2 → sare 3 + sare 4 (fig. 74):



**Fig. 74.**

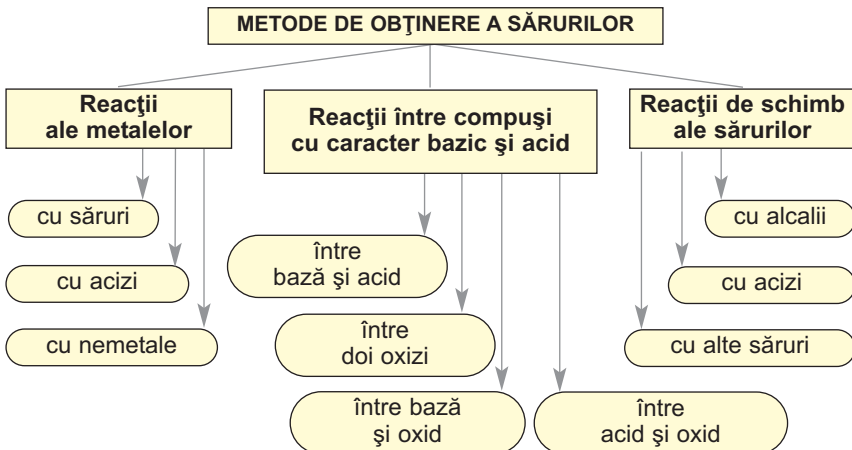
Reacția dintre două săruri în soluție

Alegând metodele 9—11, veți lua în considerație faptul că reacția de schimb va fi posibilă doar în cazul formării precipitatului, gazului sau a unui acid.

Materia expusă este generalizată în schema 14.

Schema 14

### Obținerea sărurilor



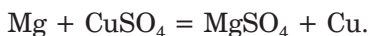
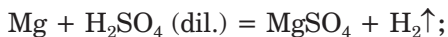


**EXERCIȚIU.** Propuneți cât mai multe metode de obținere a sulfatului de magneziu  $\text{MgSO}_4$ .

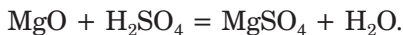
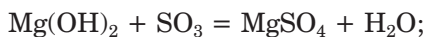
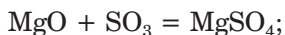
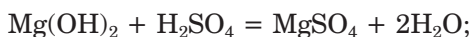
**Rezolvare**

Sulfatul de magneziu este o sare oxigenată, de aceea pentru obținerea compusului metoda 1 nu este valabilă.

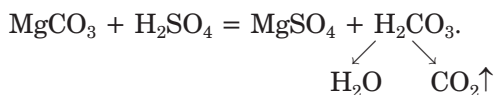
Această sare poate fi obținută luând drept substanță inițială un metal (metodele a 2-a și a 4-a), ținând cont de poziția lui în seria activității:



Sulfatul de magneziu se poate forma în rezultatul reacției corespunzătoare dintre substanțe cu caracter bazic și acid (metodele 5—8):

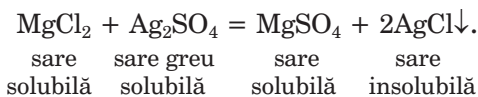


Pentru reacția unei sări cu un acid (metoda a 9-a) trebuie de luat sarea de Magneziu formată de un acid de acțiune slabă sau volatil, ori de un acid capabil să se descompună, eliberând gaze și acid sulfuric:



Nu este valabilă pentru obținerea sulfatului de magneziu nici reacția sării cu o bază alcalină (metoda a 10-a), deoarece hidroxidul de magneziu  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  nu este alcaliu, însă o substanță greu solubilă.

Sulfatul de magneziu se dizolvă în apă. Vom lua pentru reacția dintre două săruri (metoda a 11-a) așa reagenți:



## EXPERIENȚA DE LABORATOR № 9

### Rezolvarea problemelor experimentale

*Varianta 1.* Aveți la dispoziție acid clorhidric diluat, soluții de clorură de zinc și hidroxid de sodiu.

Conform cu schema de transformări propusă efectuați reacțiile 1—4:



*Varianta 2.* La dispoziția voastră se află acid nitric diluat, soluții de nitrat de aluminiu și hidroxid de sodiu. Conform cu schema de transformări propusă, efectuați reacțiile 1—4:



În timpul efectuării experimentului soluția fiecărui reagent adăugați-o câte o picătură până la sfârșitul reacției respective.

Acțiunile voastre, schema transformărilor cu formulele chimice ale compușilor, observațiile, precum și cuațiile reacțiilor efectuate înscrieți-le în caiet.

## CONCLUZII

**Sărurile se obțin prin mai multe metode. O parte din aceste metode se bazează pe reacțiile metalelor cu nemetale, acizi, alcalii, săruri. Alte metode prevăd înfăptuirea reacțiilor între compuși cu proprietăți bazice și acide, precum și a reacțiilor de schimb cu participarea sărurilor.**



286. Ce fel de sare se poate obține cu ajutorul reacției dintre substanțele simple? Scrieți câteva ecuații chimice corespunzătoare.
287. Propuneți cât mai multe metode pentru obținerea: a) clorurii de zinc; b) sulfatului de cupru(II); c) carbonatului de bariu. Scrieți ecuațiile reacțiilor.
288. Cum se poate obține clorura de sodiu din sulfatul de sodiu? Cum se poate efectua o transformare opusă? Dați exemple de ecuații chimice și arătați condițiile în care se vor produce reacțiile

289. Scrieți ecuațiile reacțiilor, cu ajutorul cărora se pot efectua următoarele transformări:
- a)  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow AlPO_4$ ;
  - b)  $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$ ;
  - c)  $Na_2O \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow NaCl$ ;
  - d)  $ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnSO_4$ .
290. Alegeți substanțele necesare pentru producerea transformărilor și scrieți ecuațiile chimice corespunzătoare:
- a) hidroxid amfoter (ca bază)  $\rightarrow$  sare;
  - b) hidroxid amfoter (ca acid)  $\rightarrow$  sare;
  - c) sare 1  $\rightarrow$  sare 2  $\rightarrow$  sare 3 (toate sărurile sunt formate de unul și același element metal).
291. Cum se poate de obținut clorura de aluminiu, folosind oxidul de litiu, nitratul de aluminiu, apa și acidul clorhidric? Alcătuiți ecuațiile chimice corespunzătoare și arătați condițiile în care au loc reacțiile.
292. Oare veți putea obține clorură de aluminiu, dacă veți avea la îndemână doar sulfat de aluminiu și acid clorhidric? Argumentați răspunsul.
293. Ce masă de sulfat de potasiu se poate obține de pe urma reacției a 14 g de hidroxid de potasiu cu o cantitate suficientă de acid sulfuric?
294. În rezultatul interacționării a 14,6 g de amestec din zinc și oxid de zinc cu o cantitate suficientă de acid clorhidric s-au degajat 2,24 l de hidrogen (c. n.). Ce masă de sare s-a obținut?
295. La încălzirea a 46,8 g de amestec din carbonat de Calciu și carbonat de Magneziu cu o cantitate suficientă de oxid de siliciu(IV) s-au degajat 11,2 l de gaz (c. n.). Calculați părțile de masă ale siliciilor în amestecul obținut.

# 37

## Generalizarea cunoștințelor despre principalele clase de compuși neorganici

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să vă creați o imagine integră despre clasificarea substanțelor neorganice;
- să conștientizați legătura dintre tipul elementului chimic și tipurile de compuși ai săi;
- să vă convingeți de faptul că compușii unei clase (unei grupe) au structuri analogice.

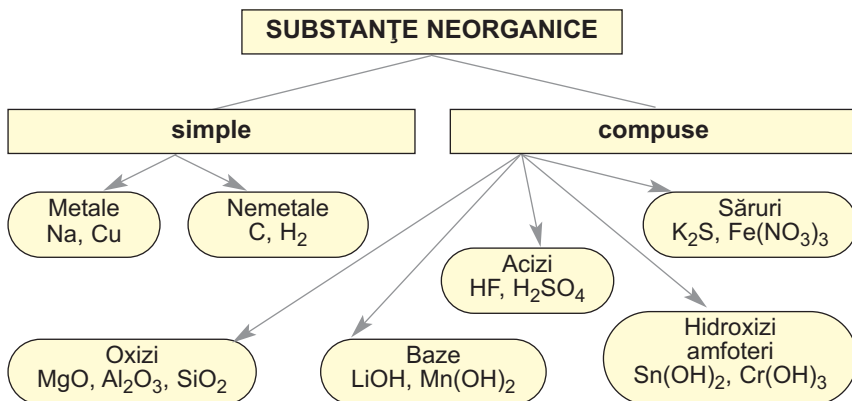
În acest paragraf se dă totalizarea tuturor cunoștințelor pe care le-ați însușit, studiind oxizii, baze-

le, acizii, compușii amfoteri, sărurile. Voi știți deja din ce fel de particule sunt alcătuite diferite substanțe neorganice, precum și despre tipurile de legături chimice între ele. Numeroase datine arată despre ceea că *structura și compoziția substanțelor influențează asupra proprietăților fizice și chimice a lor.*

**Clasificarea substanțelor neorganice.** Voi știți că la substanțele neorganice aparțin multe substanțe compuse (în afară de compușii Carbonului), precum și toate substanțele simple — metalele și nemetalele (schema 15).

Schema 15

### Clasificarea principalelor clase de compuși neorganici



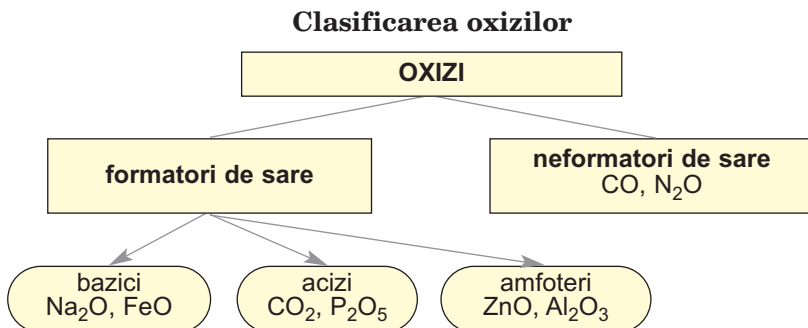
► Care clase (grupe) de compuși au formulele generale  $E_m O_n$ ,  $M(OH)_n$ ,  $H_n A$ ,  $H_m E O_n$ ,  $M_m A_n$ ,  $M_m (E O_n)_p$ ?

**Oxizii** sunt compușii elementelor cu Oxigenul, în care gradul de oxidare a Oxigenului constituie -2. Deși ei sunt asemănători după compoziția lor, totuși se deosebesc după proprietățile chimice. Există oxizi bazici, acizi și amfoteri. Toți aceștia se numesc *oxizi formatori de sare*, deoarece ei formează săruri în timpul reacțiilor cu acizii sau bazele (oxizii amfoteri reacționează și cu acizii, și cu bazele). La formarea sărurilor, de asemenea, cauzează și reacțiile acestor oxizi cu alți oxizi.

Se cunosc și câțiva oxizi ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ,  $H_2O$ ) care nu posedă nici proprietăți bazice, nici acide.

Denumirea lor generală *oxizi neformatori de sare* (schema 16).

Schema 16



Există o corespondență între tipul elementului și tipul oxidului său.

Elementele metale pot forma nu doar oxizi bazici și amfoteri, ci și oxizi acizi. Între compușii cu formula generală  $M_2O$  se găsesc doar oxizi bazici. La oxizii de acest tip se referă și majoritatea compușilor, a căror compoziție corespunde formulei  $MO$ . Oxizii  $M_2O_3$  și  $MO_2$  majoritatea sunt amfoteri, iar compușii  $M_2O_5$ ,  $MO_3$  și  $M_2O_7$  aparțin la oxizii acizi.

Unele elemente metale formează oxizi de toate cele trei tipuri. Astfel, pentru Crom sunt cunoscuți oxidul bazic  $CrO$ , amfoterul  $Cr_2O_3$  și oxidul acid  $CrO_3$ . După cum vedem, odată cu creșterea gradului de oxidare al elementului metal proprietățile bazice ale oxizilor lui scad, iar proprietățile acide sporesc.

Elementele nemetale formează oxizi acizi și neformatori de sare.

Oxizii bazici și amfoteri se compun din ioni, iar cei acizi și neformatori de săruri — din molecule, uneori din atomi.

**Bazele** sunt compușii formați din ioni ai elementelor metale  $M^{n+}$  și anionul hidroxil  $OH^-$ . Bazele se clasifică în solubile în apă (ele se mai numesc baze alcaline sau alcalii) și insolubile. Alcalii din punct de vedere chimic sunt mai activi decât bazele insolubile, care, bunăoară, nu intră în reacție cu sărurile, cu unii acizi slabi și oxizi acizi, iar la încălzire se descompun.

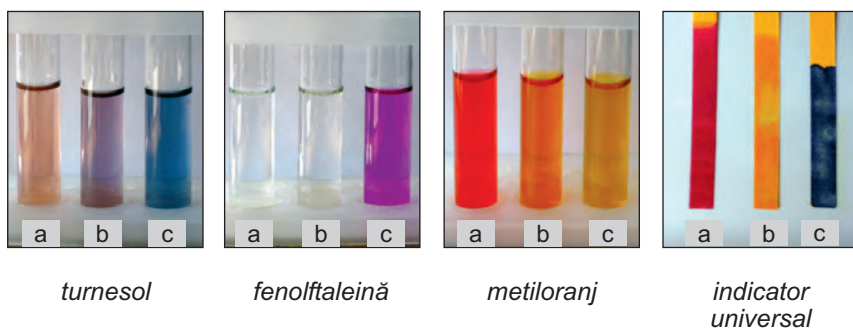
**Acizii** sunt compușii, în compoziția moleculelor cărora intră unul sau câțiva atomi de Hidrogen capabili să se substituie în timpul reacțiilor chimice cu atomii (ionii) elementelor metale. O parte din moleculele acidului — un atom sau o grupă de atomi care se combină cu atomul (atomii) de Hidrogen — se numesc radicali acizi. Acizii posedă o compoziție diferită și se împart în acizi neoxigenați ( $H_nA$ ) și oxigenați ( $H_mEO_n$ ), în mono- și polibazici, iar după activitatea chimică — cu acțiune puternică, slabă și cu acțiune medie. Alcalii și acizii pot fi recunoscuți (identificați) cu ajutorul substanțelor-indicatori (fig. 75).

**Hidroxizii amfoteri** sunt compușii asemănători după compoziție cu bazele, iar cu caracter chimic dublu. Ei interacționează cu acizii ca baze, iar cu alcalii — ca acizi.

La hidroxizii amfoteri proprietățile bazice sunt evidențiate mai bine decât cele acide. De exemplu, hidroxidul de fier(III)  $Fe(OH)_3$  destul de repede interacționează cu soluție diluată de acid puternic, precum cu soluție diluată de bază alcalină reacționează încet și nu are loc transformarea lui completă.

Bazele, hidroxizii amfoteri și acizii oxigenați uneori sunt uniți într-o grupă de compuși cu denumirea generală — „hidrați de oxizi” (adică compușii oxizilor cu apă<sup>1</sup>). Se întrebuințează și denumirea prescurtată de „hidroxizi”. Motivul pentru aceasta este prezența grupelor hidroxile OH în formulele

**Fig. 75.**  
Colorarea indicatorilor: într-un mediu de acid (a), într-un mediu neutru (b), într-un mediu alcalin (c)



<sup>1</sup> Apa din grecește — hydōr.

compuşilor. Dacă formulele bazelor și hidroxizilor amfoteri  $M(OH)_n$  conțin așa grupe, atunci în formulele acizilor oxigenați  $H_mEO_n$  ele pot fi distinse astfel:  $H_2SO_4 \Rightarrow SO_2(OH)_2$ .

**Sărurile** sunt compușii care se alcătuiesc din cationii elementelor metale și anionii radicalilor acizi. Sarea reprezintă produsul reacției dintre substanța cu proprietăți bazice și substanța cu proprietăți acide.

**Structura substanțelor neorganice.** *Substanțele simple sunt alcătuite din atomi sau molecule.* Nemetalele au structură atomică sau moleculară; atomii din aceste substanțe sunt legați cu moleculele lor prin legături covalente nepolare. Numai în gazele inerte legăturile între atomi lipsesc.

Metalele sunt alcătuite din atomi, care sunt aranjați foarte strâns între ei. Electronii ușor trec de la un atom la altul și asigură în substanță formarea legăturii metalice. Metalele conduc curent electric, au luciul „metalic” special, conductibilitate termică ridicată datorită electronilor care se mișcă.

*Substanțele neorganice compuse au structură ionică, moleculară, iar uneori — atomică.* Din ioni sunt alcătuiți oxizii bazici și amfoteri, bazele și sărurile.

► Scrieți formulele cationilor și anionilor, care se conțin în fiecare din acești compuși:  $K_2O$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $MgS$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $Cr(NO_3)_3$ .

Oxizii acizi, neformativi de săruri și acizii au structură moleculară. Deoarece atomii diferitor elemente în moleculele acestor substanțe sunt uniți între ei, cu legături covalente polare.

► Desenați formulele grafice ale moleculelor  $Cl_2O$  și  $HClO_3$ . Arătați cu săgeți în formule deplasarea noulor electronici ale legăturilor covalente și indicați gradele de oxidare ale elementelor.

## CONCLUZII

La substanțele neorganice se referă substanțele simple (metale, nemetale), precum și numeroase substanțe compuse care sunt divizate în clase. Principalele clase de compuși neorganici sunt oxizii, bazele, acizii, hidroxizii amfoteri, sărurile.

După proprietățile chimice oxizii se clasifică în formatori de sare și neformatori de sare, iar, la rândul lor, oxizii formatori de sare se divizează în baze, acizi și amfoteri.

Substanțele simple sunt alcătuite din atomi sau molecule, iar substanțele neorganice compuse — din molecule sau ioni.



296. Completați tabelul, înscriind în colonițele corespunzătoare formulele oxizilor:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ :

Oxizi		
bazici	amfoteri	acizi

297. Găsiți corespondențele.

*Formula oxidului*

- 1)  $\text{MnO}$ ;
- 2)  $\text{MnO}_2$ ;
- 3)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ;

*Tipul oxidului*

- a) amfoter;
- b) bazic;
- c) neformator de sare;
- d) acid.

298. Numiți particulele din care sunt alcătuiți oxizii de Calciu, Aluminiu, Carbon.
299. Aduceți câte un exemplu de acid, moleculele căruia să conțină doi, trei, patru, cinci, șase, șapte și opt atomi.
300. Scrieți formulele chimice ale hidroxizilor amfoteri cunoscuți și indicați deasupra simbolurilor elementelor metale gradele lor de oxidare.
301. Alegeți în șirul dat formulele sărurilor și argumentați alegerea:  $\text{PbI}_2$ ,  $\text{MgF}_2$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{ClF}$ .
302. Raportul maselor de Siliciu, Oxigen și Hidrogen în compusul format de aceste elemente constituie 7:16:1. Alcătuiți formula chimică



- a compusului. La care clasă de compuși neorganici aparține ea și de ce?
303. Ce volum de gaz de clorură de hidrogen trebuie dizolvat într-un litru de apă în condiții normale, pentru a prepara acid clorhidric HCl cu partea de masă de 20 %?

---

## 38 Legăturile genetice dintre substanțele neorganice

---

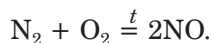
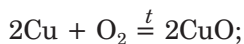
**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să sistematizați reacțiile chimice cu participarea substanțelor simple;
- să înțelegeți posibilitățile transformărilor reciproce ale compușilor unui element care aparțin la diferite clase.

În acest paragraf se dă totalizarea transformărilor chimice cu participarea substanțelor simple și compușilor neorganici. Citindu-l, veți înțelege mai bine legăturile ce există între diferite substanțe, formate din unul și același element, precum și posibilitățile de obținere a lor.

**Interdependențele dintre substanțe care se bazează pe originea și proprietățile lor chimice se numesc *legături genetice*<sup>1</sup>.**

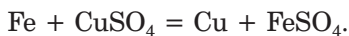
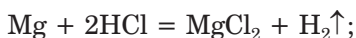
**Transformările chimice cu participarea substanțelor simple.** Vă este cunoscut, că majoritatea substanțelor simple — metalele și nemetalele — intră în reacție cu oxigenul, formând oxizi:



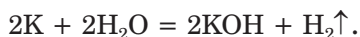
Aproape toate metalele interacționează cu acizii și sărurile; printre produsele fiecărei reacții este sarea:

---

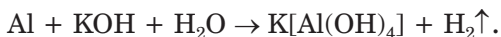
<sup>1</sup> Termenul provine de la cuvântul grecesc *genos* — origine, neam, obârșie.



Cele mai active metale interacționează cu apa, formând baze alcaline:

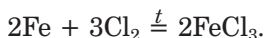


Cu bazele alcaline reacționează metalele, formate din elementele, oxizii și hidroxizii cărora sunt amfoteri:



► Transformați schema reacției în ecuație chimică.

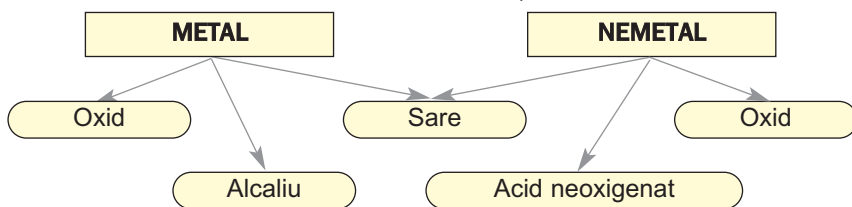
Nemetalele formate din elementele din grupele a VI-a și a VII-a, intră în reacție cu hidrogenul. Soluțiile produselor acestor reacții ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HF}$  și altele) sunt acizi neoxigenați. Aceste nemetale de asemenea, reacționează cu metalele, formând săruri:



Schema 17 ne ilustrează proprietatea substanțelor simple să se transforme în compuși de diferite clase în timpul transformărilor chimice.

Schema 17

### Legăturile genetice dintre substanțele simple și compuse



**Reacțiile chimice cu participarea substanțelor compuse.** Compușii neorganici sunt capabili de diverse interconversii.

Aproape toți acizii și unii oxizi bazici reacționează cu apa. Produsul reacției, în primul caz, este acid oxigenat, iar în al 2-lea caz — bază alcalină.

► Alcătuiți ecuațiile reacțiilor oxizilor cu apa cu formarea acidului  $\text{HMnO}_4$  și a bazei  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ .

Fiecare compus — oxidul, baza, hidroxidul amfoter, acidul — în timpul anumitor reacții se poate transforma în sarea lui corespunzătoare. Iar prin încălzirea bazei insolubile, hidroxidului amfoter, acidului oxigenat sau a unor săruri se pot obține oxizi.

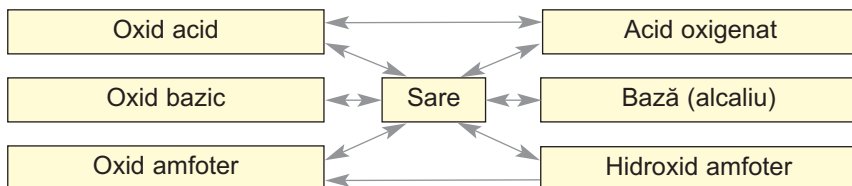
Rețineți următoarele legități importante:

- dacă doi compuși posedă aceleași proprietăți (de exemplu, doi oxizi bazici, un oxid bazic și o bază), atunci ei nu interacționează unul cu celălalt<sup>1</sup>;
- reacțiile dintre compușii cu proprietăți opuse se vor produce aproape întotdeauna;
- compușii amfoteri reacționează cu compușii atât cu caracter bazic, cât și cu caracter acid, însă nu reacționează unul cu celălalt.

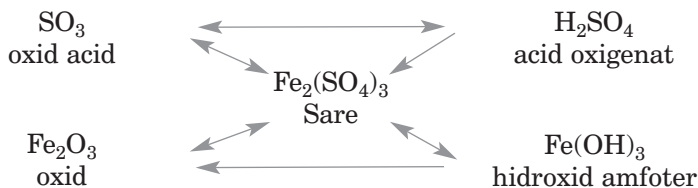
Proprietatea de a se transforma a compușilor de diferite clase este generalizată în schema 18.

Schema 18

### Legăturile genetice dintre principalele clase de compuși neorganici

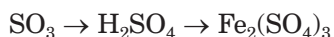


Aducem o schemă analogică pentru compușii elementelor metale și nemetale (de Fier și Sulf):



Folosind așa scheme putem planifica și efectua transformări chimice ale compușilor neorganici. De exemplu, înscrierea

<sup>1</sup> Sarea reprezintă o excepție.



indică posibilitatea obținerii acidului din oxid acid și întrebuițarea acidului pentru obținerea sării corespunzătoare.

Materia expusă în paragraf dovedește, cât de important este la studiul chimiei să știi și să înțelegi legăturile genetice între substanțele simple și compușii neorganici de diferite clase — oxizii, bazele, acizii, hidroxizii amfoteri, sărurile.

## CONCLUZII

**Interdependențele dintre substanțe care se bazează pe originea lor și pe proprietăți chimice se numesc legături genetice.**

**Cu ajutorul reacțiilor chimice cu participarea substanțelor simple se poate obține oxizi, săruri, baze alcaline, acizi neoxigenați.**

**Oxizii, bazele, hidroxizii amfoteri, acizii, sărurile sunt capabili la interconversii (transformări).**



304. Se poate schema 18 să o extingem, adăugând oxid neformator de sare? Argumentați răspunsul.
305. Scrieți ecuațiile reacțiilor, în care substanțele inițiale sunt doar litiul, oxigenul, apa și, de asemenea, produsele interacțiunii lor. Alcătuiți schema transformărilor corespunzătoare.
306. Scrieți câteva scheme de transformări ale substanțelor, în care prima substanță este un metal sau nemetal, cealaltă — o sare, iar a treia — o bază sau un acid.
307. De ce săgeata de jos în schema 18 este întreptată numai într-o singură direcție? Se poate, având oxid amfoter, de obținut hidroxidul amfoter corespunzător? În caz că se poate, lămuiriți cum ați fi efectuat voi o asemenea experiență.
308. Scrieți formulele chimice ale compușilor în așa scheme de transformări:
  - a) oxid  $\rightarrow$  bază  $\rightarrow$  sare (compușii Bariului);
  - b) oxid  $\rightarrow$  acid  $\rightarrow$  sare (compușii Fosforului);
  - c) oxid  $\leftarrow$  hidroxid  $\rightarrow$  sare (compușii Aluminului).

Alcătuiți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.

309. Scrieți ecuațiile reacțiilor care corespund schemei de transformare:  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2$ . Cum de transformat carbonatul de calciu în hidroxidul de calciu cu ajutorul a două reacții care urmează?
310. Scrieți ecuațiile reacțiilor cu ajutorul cărora putem efectua așa transformări ale substanțelor:
- $\text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 \rightarrow \text{AgBr}$ ;
  - $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;
  - $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$ ;
  - $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO}$ ;
  - $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuS}$ .
311. Alegeți două săruri, care interacționează una cu alta în soluție, formând două săruri insolubile. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.
312. Sodiul cu masa de 1,15 g a reacționat total cu apa, iar produsul acestei reacții a intrat în reacție cu acidul sulfuric. Calculați cantitatea de substanță de acid care a intrat în reacția a doua.
313. Ce masă de oxid de aluminiu s-a format la încălzirea hidroxidului de aluminiu obținut în urma reacției a 21,3 g de nitrat de aluminiu cu o cantitate suficientă de soluție de bază alcalină?

## LUCRARE PRACTICĂ № 2

### Rezolvarea problemelor experimentale

În această lucrare practică trebuie să efectuați câteva transformări ale substanțelor. Determinați:

- ce reacții chimice va trebui să executați;
- de ce reactieve veți avea nevoie;
- ce condiții trebuie create, pentru ca fiecare reacție să se poată produce;
- dacă va dăuna experienței surplusul unuia dintre reactanți sau acesta va fi necesar;
- dacă va trebui de încălzit reagenții.

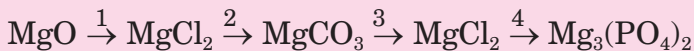
În timpul experienței, observați substanțele și modul cum decurge reacția, faceți notițele necesare în caiet. După încheierea experienței, analizați rezultatele obținute și înscrieți-le în caiet odată cu concluziile.

## VARIANTA I

### Efectuarea reacțiilor după schema transformărilor chimice

La dispoziția voastră se află soluții de clorură de fier(III), hidroxid de sodiu și ortofosfat de sodiu, acid sulfuric diluat.

**Sarcină.** Alegeți reactivele (dintre cele care vi s-au dat) în conformitate cu schema de transformări



și efectuați reacțiile.

## VARIANTA II

### Alcătuirea schemei transformărilor chimice și efectuarea reacțiilor

La dispoziția voastră se află soluții de clorură de fier(III), hidroxid de sodiu și ortofosfat de sodiu, acid sulfuric diluat.

**Sarcină.** Propuneți schema de transformări (se permite să folosiți doar soluțiile care vi s-au dat)



unde **A** este clorură de fier(III), **B**, **C** și **D** sunt alți compuși ai Fierului.

Efectuați reacțiile.

Înainte de efectuarea experienței chimice după varianta I sau a II-a, completați tabelul:

Formulele	
substanțelor în schema de transformări	reactivelor (în ordinea utilizării lor)
... → ... → ... → ... (→ ...)	... .. (...)

În timpul efectuării reacțiilor de schimb nu luați cu surplus cel de-al doilea reactant, dar adăugați câte o picătură

<sup>1</sup> Învățătorul poate schimba oxidul de magneziu cu hidroxidul de magneziu.

din soluția acestuia pentru obținerea rezultatului necesar. În acest mod se poate evita în unele experiențe, reacțiile colaterale dintre reactivul utilizat și restul celui anterior.

Acțiunile voastre, observațiile (fixați formarea precipitatului, aspectul lui exterior, degajarea gazului, prezența sau lipsa mirosului, schimbarea sau apariția culorii ș. a.), concluziile, precum și ecuațiile chimice înscrieți-le în tabel:

Ordinea de acțiune	Observații	Concluzie
<i>Experiența 1. Efectuarea transformării ... → ...</i>		
...	...	...
Ecuția reacției:		
<i>Experiența 2. ...</i>		

?

Varianta I:

314. Pe care reactiv nu l-ați folosit în lucru? Din ce cauză?
315. Oare va dăuna surplusul de reactiv luat pentru efectuarea primei transformări modulului cum va decurge cea de-a doua reacție? Argumentați-vă răspunsul.
316. Se poate obține din oxid de magneziu ortofosfat de magneziu, folosindu-vă doar de unul din reactivele ce vi s-au pus la dispoziție? Din ce cauză?
317. Propuneți câteva reactive, cu ajutorul cărora oxidul de magneziu poate fi nemijlocit transformat în ortofosfat de magneziu. Scrieți ecuațiile chimice corespunzătoare.

Varianta II:

318. Se poate obține din clorura de fier(III) nemijlocit compusul înscris ultimul în schema de transformări propusă de voi, dacă se va lua doar unul din reactivele care vi s-au pus la dispoziție? În cazul unui răspuns pozitiv, scrieți ecuația reacției.
319. Ce transformări succesive ale substanțelor se pot efectua în lipsa soluției de:
  - a) ortofosfat de sodiu;
  - b) alcaliu?

Răspunsul dați-l în formă de tabel, expus primul în textul lucrării practice.

**Materia din acest paragraf o să vă ajute:**

- să aflați despre poluarea naturii cu compuși neorganici;
- să înțelegem importanța măsurilor pentru prevenirea pătrunderii substanțelor periculoase în mediul înconjurător.

**Poluarea mediului înconjurător cu substanțe.** Până la jumătatea secolului al XIX-lea omul a folosit substanțe și materiale de cea mai mare parte naturale. Substanțele artificiale se produceau în cantități mici, volumul consumului lor erau neînsemnate. În acea perioadă, mediul înconjurător aproape că nu era supus poluării.

Odată cu dezvoltarea rapidă a industriei, transporturilor, agriculturii, a început să crească rapid extracția și utilizarea substanțelor inexistente în natură — metale, îngrășăminte minerale, diferiți compuși neorganici și organici. Deșeurile producției, surplusul de substanțe nimerea în aer, în râuri, lacuri de acumulare, pe suprafața Pământului și influența negativ asupra plantelor, animalelor, sănătății oamenilor. În prezent, poluarea planetei noastre formează un pericol, iar în unele dintre regiunile sale — chiar catastrofice.

**Poluarea atmosferei cu oxizi gazoși.** Pagube semnificative mediului provoacă gazele  $\text{SO}_2$  și  $\text{NO}_2$ . Oxidul  $\text{SO}_2$  se formează la arderea combustibililor care conțin impurități de compuși de Sulf. Principala sursă de pătrundere a acestui gaz în atmosferă sunt centralele electrice, care utilizează cărbune de calitate inferioară. Oxidul  $\text{NO}_2$  este produsul interacțiunii gazului  $\text{NO}$  cu oxigenul din aerul care se formează în urma reacției între componentii principali ai aerului — nitrogenul și oxigenul. Această reacție se produce în flacără în timpul arderii diverselor tipuri de combustibili. Oxidul



de nitrogen(IV) se conține, de asemenea, în emisiile de gaze de la fabricile producătoare de acid nitric. Având o culoare brună, acesta oferă o nuanță corespunzătoare și deșeurilor lor (fig. 76).

Interacționând cu umiditatea atmosferică și oxigenul, oxizii  $\text{SO}_2$  și  $\text{NO}_2$  se transformă în acizi  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ . Odată cu ploaia și zăpada acești acizi, nimerind pe suprafața pământului, influențează negativ asupra plantelor, organismelor vii, provocând distrugerea clădirilor, monumentelor istorice, accelerează coroziunea metalelor. În afară de aceasta, acidul sulfuric și nitric interacționează cu unele substanțe din litosferă. În rezultatul acestor reacții se formează săruri solubile, o parte dintre care conțin ioni toxici ai elementelor metale.

Oxizii Nitrogenului de asemenea interacționează cu ozonul; aceasta duce la distrugerea stratului de ozon în atmosferă, care protejează organismele vii de razele periculoase ultraviolete ale soarelui.

Gazul de căldură  $\text{CO}$  (oxidul de carbon(II)) este foarte toxic, el se formează în timpul arderii incomplete a combustibililor în lipsă de oxigen. Împreună cu oxizii de Sulf și Nitrogen el se conține în aerul foarte poluat pe zone metropolitane, zone industriale mari. În această condiție aerul se numește smog (ceață, fum poluant). Smogul influențează negativ asupra plantațiilor, provocând agravarea diferitelor boli la om.

Vă este cunoscut, că în atmosferă este o cantitate neînsemnată de dioxid de carbon  $\text{CO}_2$ . El și alte gaze (printre ei — vaporii de apă) formează așa-numitul efect de seră, adică menține o parte din căldura energetică pe Pământ.

**Fig. 76.**  
Eliberarea  
de gaze care  
conțin oxid  
de  $\text{NO}_2$   
(așa-numitul  
„coadă de  
vulpe”)



Odată cu creșterea permanentă a dioxidului de carbon în aer, ca urmare a dezvoltării sistemelor energetice, transportului auto, în ultimele decenii se observă încălzirea climei, reducerea stratului de gheață în regiunile polare. Oamenii de știință nu exclud faptul că peste câteva decenii, creșterea nivelului oceanului Planetar, va duce la inundarea multor zone, în special în Europa.

***Poluarea apei și a solului cu baze alcaline și acizi.*** Apele reziduale unor uzine chimice conțin baze alcaline (cel mai des — hidroxid de sodiu). Acești compuși sunt periculoși pentru lumea vegetală și animală, provoacă arsuri pe piele, distrug membranele mucoase. Efectul periculos al bazelor alcaline asupra mediului este de scurtă durată. Alcalii interacționează cu dioxidul de carbon, prezent în aer și se transformă în carbonat netoxic. La o asemenea transformare se supune cu timpul și hidroxidul  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (de asemenea alcalii), care se află în contact cu aerul.

Bazele insolubile, în comparație cu bazele alcaline, au o întrebuințare limitată. Se obțin în cantități mici, și nimerind aceste substanțe în mediul înconjurător nu aduc rezultate negative semnificative.

În tehnologia chimică cel mai des se întrebuințează acidul sulfuric, mai rar — acidul nitric și clorhidric. Resturile de aceste substanțe se conțin în apele reziduale a uzinelor chimice, întreprinderile de prelucrare ale minereurilor polimetalice. Compușii numiți au un spectru larg de influență negativă asupra mediului înconjurător, asupra organismelor vii.

***Poluarea suprafeței pământului cu săruri.***

Anumite săruri sunt utilizate în diverse domenii. Aceasta într-o oarecare măsură se referă și la îngrășămintele minerale — clorura și sulfatul de Potasiu, fosfaturi, nitrați, săruri de amoniu (despre acești compuși s-a vorbit la p. 138). Cu toate acestea, introducerea excesivă a lor în sol, ionii respectivi nimeresc în produsele agricole și animaliere, de asemenea în lacurile de acumulare, de unde apa este transmisă în localități. Înafară de aceasta, surplusul de îngrășămintele minerale în apă stimulează creșterea algelor

**Fig. 77.**  
„Înflorirea”  
apei



marine (fig. 77), putrezirea ulterioară a lor și dispariția, ce negativ influențează asupra peștilor și altor viețuitori ai râurilor și iazurilor.

**Este interesant  
de știut**

Foarte toxice sunt  
sărurile elementului  
chimic „ușor” Beriliu

Specialiștii acordă o atenție deosebită efectelor dăunătoare a sărurilor așa-numitelor metale grele asupra naturii vii și a organismelor umane. Denumirea corectă a acestor compuși din punct de vedere chimic — sărurile elementelor metale cu valori mari ale maselor atomice relative. Printre aceste elemente — Hg, Pb, Cd, Ba, Cu, Zn, Ni și altele. Nu întâmplător, pentru apa potabilă este stabilită concentrația maximă admisibilă ale cationilor elementelor enumerate mai sus, și a altor ioni.

***Acțiunea substanțelor asupra organismului adesea depinde de solubilitatea în apă și de proprietățile lor chimice. Marca „substanțe otrăvicioase” este pe ambalajul compușilor solubili de Bariu — hidroxidul, clorura, nitratul și altele. Sarea insolubilă  $BaCO_3$  de asemenea este periculoasă pentru organism. În caz că a nimerit în stomac interacționează cu acidul clorhidric și se transformă în soluție de sare  $BaCl_2$ . Din altă parte, sulfatul de bariu  $BaSO_4$  nu este periculos pentru organism, deoarece nu se dizolvă în apă și nici nu interacționează cu acidul clorhidric. Amestec de această sare cu apa bea persoana înainte de a trece radiografia pentru a studia stomacul.***

La substanțe periculoase se numără sărurile solubile, care conțin anionii  $F^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $CrO_4^{2-}$  și alții.

***Ionii  $F^-$  într-o cantitate neînsemnată sunt necesari organismului; ei se conțin în compușii de Calciu, care formează baza neorganică***

**ale oaselor și dinților. Pentru a preveni apariția cariilor dentare în compoziția pastelor de dinți se adaugă în cantități mici compuși de Fluor.**

Dezvoltarea rapidă a construcțiilor duce la acumularea deșeurilor materialelor de silicați, piatră, resturi de beton. Silicații și aluminații reprezintă baza lor. Ele nu sunt toxice, însă, nimerind pe suprafața terestră împiedică utilizarea lor în diferite scopuri. De asemenea, poluează mediul resturile solide ale oxizilor și sărurilor neorganice după arderea cărbunelui la centralele electrice. Suprafețe mari ocupă grămezile de amestec din cărbune și sol, care nu sunt bune pentru utilizare în calitate de combustibil extrase din mine (fig. 78).

#### **Măsuri de reducere a poluării mediului.**

Recent, creșterea semnificativă a utilizării energiei solare și eoliene (de vânt) și resurselor Pământului. Pentru a înlocui motoarele cu ardere internă, cu motoarele electrice, are loc extinderea producerii mașinilor electrice. Toate acestea fac posibilă îmbunătățirea calității aerului.

La întreprinderile moderne, se pun în aplicare metodele eficiente de curățare a emisiilor de gaze și a deșeurilor lichide. Cele mai multe dintre aceste metode prevede decurgerea reacțiilor chimice cu transformarea substanțelor periculoase în alte substanțe netoxice. Dacă substanțele, care se conțin în apele reziduale, au proprietăți acide, lichidul, de obicei, este neutralizat cu var sau cretă. În apele reziduale alcaline se adaugă soluție de acid sulfuric — cel mai ieftin dintre acizi. Produsele reacțiilor corespunzătoare nu dăunează mediului înconjurător. Foarte avantajos este amestecul apelor reziduale industriale acide și alcaline, în timpul căruia are



**Fig. 78.**  
Grămezi  
de deșeuri  
în Donețk

**Fig. 79.**  
Nova Oboloni  
(or. Kiev)



loc neutralizarea lor reciprocă. Pentru purificarea apelor reziduale în unele industrii se petrec reacțiile de schimb cu formarea compușilor insolubili elementelor toxice care se separă prin filtrare.

Deșeurile solide ale industriilor miniere, centralelor electrice și siderurgice (de oțel) se utilizează în construcția de drumuri, în fabricarea amestecurilor pentru construcții, și, uneori, se supuse prelucrării suplimentare.

La protecția mediului de poluare, trebuie să contribuie toată lumea. Mișcarea pentru ocrotirea naturii, pentru generațiile viitoare devine o parte integrantă a dezvoltării progresive a umanității (fig. 79).

## CONCLUZII

**Ca rezultat al dezvoltării intensive a industriei, transportului și altor sfere este creșterea poluării aerului, hidrosferei, suprafeței pământului de diferite substanțe. Cele mai multe dintre ele sunt dăunătoare pentru plante, animale, organismul uman.**

**Printre activitățile care realizează omenirea cu scopul de a proteja mediul înconjurător — este întrebuințarea energiei din surse regenerabile, aplicarea tehnologiilor eficiente pentru neutralizarea apelor reziduale industriale și a emisiilor de gaze, dezvoltarea rapidă a producerii mașinilor care nu poluează aerul.**



320. Voi știți, că dioxidul de carbon interacționează cu apa formând acidul carbonic. De ce acest gaz nu se numără printre oxizii care provoacă apariția ploilor acide?
321. După părerea voastră, ploile acide distrug marmura, gipsul, alabastrul (baza ultimelor două materiale de construcție este sulfatul de calciu)? Argumentați răspunsul.
322. Numiți câțiva compuși, care pot reacționa cu dioxidul de sulf și se utilizează pentru purificarea emisiilor de gaze de acest oxid.
323. Ce masă de cretă trebuie luată pentru neutralizarea unei tone de ape reziduale industriale, dacă partea de masă a acidului sulfuric în ele constituie 0,49 %?
324. În ce raporturi de volume trebuie amestecate deșeurile industriale acide și alcaline pentru neutralizarea lor reciprocă (deplină), dacă partea de masă a clorurii de hidrogen într-un lichid constituie 0,73 %, iar partea de masă a hidroxidului de sodiu în alt lichid — 0,16 %? Presupuneți că densitatea ambelor lichide este egală cu densitatea apei.

# Cuvânt de încheiere

S-a încheiat anul de învățământ, al doilea an de studiu al chimiei. Suntem siguri că la lecțiile acestei discipline școlare ați rămas captivați.

Voi ați aflat ce date conține sistemul periodic despre elementele chimice și ați înțeles cât este de important să știți cum să vă folosiți de acest sistem. Sistemul periodic al elementelor chimice ilustrează legea periodicității descoperită de remarcabilul savant D. I. Mendeleev și reprezintă legea fundamentală a chimiei. Legea periodicității ajută la descoperirea unor noi elemente chimice, la obținerea unor noi substanțe, la prevederea componenței și proprietăților lor.

Structura atomului de acum nu prezintă pentru voi un secret. Voi ați aflat și despre modul cum se combină particulele substanței unele cu altele. Citind manualul, ați „aruncat o privire” și în interiorul cristalelor și v-ați convins că atomii, moleculele sau ionii sunt aranjați în ele într-o anumită ordine. De asemenea ați aflat, că în chimie porțiunile de substanță sunt evaluate și comparate nu doar după masa și volumul lor, ci și după numărul de particule.

Știți de acum ce reprezintă domeniul chimiei ca știința care se numește chimia neorganică. Ați lărgit cunoștințele voastre despre oxizi, baze, acizi; ați aflat despre existența principalelor clase de compuși neorganici — hidroxizi amfoteri, săruri. Sperăm că fiecare din voi a învățat să alcătuiască formulele acestor compuși, să prevadă proprietățile lor chimice, să propună metode de obținere a substanțelor compuse, să rezolve diferite probleme.

În clasa a 9-a, materia la chimie va fi la fel de interesantă. Voi veți dobândi cunoștințe despre soluții, veți afla despre particularitățile petrecerii reacțiilor chimice. Veți lua cunoștință cu cele mai importante substanțe organice, dintre care foarte multe se întâlnesc în natură — în plante, animale, organismul uman.

Vă dorim să vă odihniți bine vara, iar în clasa a 9-a să aveți noi succese în studiul chimiei, să primiți satisfacție în urma cunoștințelor pe care le veți dobândi, a secretelor chimiei pe care le veți descoperi, precum și a interesantelor experiențe chimice pe care le veți înfăptui.

*Autorii*



# Răspunsuri la probleme și exerciții

## Capitolul 1

20. a) cu Stronțiul se aseamănă Calciul și Bariul.
33. Sunt posibile 9 varietăți de molecule ale apei și 5 valori ale maselor molecularelor.
34. Răspunsul depinde de faptul câți nuclizi ai elementului unul sau doi sunt în natură.
36.  $^{10}\text{B}$ .
39. Orbitalul  $s$  este sferic; el este egal în toate direcțiile.
43. Nu întotdeauna. Electronul  $4s$  are o cantitate mai mică de energie decât electronul  $3d$ .
49. Oxigenul, Magneziul.
52. Astfel de simboluri au 8 elemente.
61. Cl, H, Fe.
75.  $w(\text{O}) = 47,1 \%$ .

## Capitolul 2

82. Ionul  $\text{P}^{3-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .
83. Una din particule — cationul  $\text{Mg}^{2+}$ .
85. Una din particule — ionul  $\text{K}^+$ .
86. În atomul de Oxigen.
89. Cea mai mare rază are ionul Cl<sup>-</sup>, cea mai mică — ionul  $\text{Ca}^{2+}$ .
94. Ultima înscriere — 4 unități de formulă a compusului; fiecare unitate de formulă este formată din doi cationi  $\text{K}^+$  și un anion  $\text{CO}_3^{2-}$ .

95. Ionii  $\text{Li}^+$  și  $\text{N}^{3-}$ ; ionii  $\text{K}^+$  și  $\text{OH}^-$ .
96. b)  $\text{CaO}$ .
97.  $w(\text{OH}^-) = 58,7 \%$ .
111. a.
118. Temperatura de topire și fierbere a substanțelor depinde de masa moleculelor (gândiți-vă cum se poate de lămurit acest lucru).
126. În compusul  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  —  $\overset{+5}{\text{N}}$ .
128. a) În compusul  $\text{HCN}$  —  $\overset{+2}{\text{C}}$ ;  
c) în compusul  $\text{NH}_2\text{OH}$  —  $\overset{-1}{\text{N}}$ .

## Capitolul 3

130. c)  $n(\text{P}) = 1/3$  mol;  $n(\text{H}) = 1$  mol.
132.  $n(\text{O}) = 8$  moli.
133. b)  $n(\text{CO}_2) = 1$  mol.
134. Poate (pentru substanțele simple cu structură moleculară; pentru substanțele compuse cu structură atomică și moleculară).
135.  $n(\text{CaCl}_2) = 5$  moli;  $N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{24}$ .
136. a)  $n(\text{CH}_4) = 1$  mol;  
b)  $n(\text{CH}_4) = 0,3$  mol;  
c)  $n(\text{CH}_4) = 1$  mol.
137. a)  $n(\text{NaCl}) = 0,2$  mol;  
b)  $n(\text{NaCl}) = 3$  mol;  
c)  $n(\text{NaCl}) = 0,6$  mol.
138.  $n(\text{Fe}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = 1 : 3 : 3$ .
144.  $m(\text{Mg}_3\text{P}_2) = 33,5$  g.
148.  $N(\text{atomi}) \approx 4,8 \cdot 10^{23}$ .
150. Numărul de ioni  $\text{Mg}^{2+}$  este mai mare.
151.  $m(\text{molecule } \text{H}_2\text{O}) \approx 3 \cdot 10^{-23}$  g.
154.  $M(\text{gazului}) = 32$  g/mol.
156.  $m(\text{CO}_2) = 982$  g.
158. Într-un litru de apă.
159.  $V(\text{H}_2) : V(\text{CH}_4) = 8 : 1$ .
162.  $\rho(\text{aer.}) = 1,295$  g/l.
166.  $M_r(\text{gazului } A) \approx 46$ .
167. Gazul este mai greu decât metanul de 1,07 ori.
168.  $\rho(X) = 1,16$  g/l;  $D_Y(X) = 1,62$ .
169.  $D_{\text{N}_2}(\text{gazului}) = 1,57$ .

## Capitolul 4

177. b)  $m(\text{NO}) \approx 5 \text{ g}$ .

178.  $V(\text{CO}_2) = 560 \text{ l}$ .

185. În hidroxidul de bariu.

191.  $\text{H}-\text{O}-\text{Te}-\text{O}-\text{H}$ .

203.  $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$  Mai mulți ioni — în clorura de bariu.

204. b.

209. a)  $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ ;

b)  $\text{SiO}_2 + \text{BaO} \stackrel{t}{=} \text{BaSiO}_3$ ;

$\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

210. Sunt posibile 6 reacții.

218.  $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 32,8 \text{ g}$ .

220.  $V(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ l}$ .

221.  $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 71 \text{ g}$ ;  $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 78 \%$ .

222.  $m(\text{SO}_2) = 0,64 \text{ g}$ ;  $m(\text{CO}_2) = 0,88 \text{ g}$ .

226. a)  $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;

b)  $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ .

227. Sunt posibile 3 reacții.

230.  $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 3,8 \text{ g}$ .

231.  $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ l}$ .

233.  $w(\text{NaOH}) = 31,9 \%$ .

238. Sunt posibile 3 reacții.

240. Luați în vedere proprietățile unuia din produsele reacției.

242.  $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8 \text{ g}$ .

243.  $w(\text{Ag}) = 79,7 \%$ .

244.  $m(\text{HNO}_3) = 25,2 \text{ g}$ .

246. b)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{LiOH} (\text{soluție}) = \text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ;

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{LiOH} (\text{soluție}) = \text{Li}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ .

247. a)  $\text{SnO} + 2\text{NaOH} \stackrel{t}{=} \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;

b)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Li}_2\text{O} \stackrel{t}{=} 2\text{LiCrO}_2$ ;

$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Li}_2\text{O} = \overset{\uparrow}{2}\text{Li}_3\text{CrO}_3$ .

250.  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

251.  $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 8 \text{ g}$ .

252. Nu.

256. Vor decurge 3 reacții.

258.  $m(\text{FeF}_3) = 2,26 \text{ g}$ .

259. Da.

260.  $m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ g}$ .

261.  $m(\text{NaNO}_3) = 8,5 \text{ g}$ ;  $m(\text{KNO}_3) = 20,2 \text{ g}$ .

266. La încălzire se descompun 5 compuși.

268. Se pot întrebuița 2 metode.
269.  $V(\text{CO}_2) = 5,6 \text{ l}$ ;  $V(\text{SO}_2) = 11,2 \text{ l}$ .
270. Da.
271.  $D_{\text{aer.}}(\text{amestecului}) = 1,49$ .
272.  $w(\text{C}) = 75 \%$ .
277. Utilizați caracterul amfoter al compusului(II).
278.  $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 17,1 \text{ g}$ .
279. Nu.
282. Acidul sulfuric se poate întrebuița în patru reacții.
284.  $m(\text{NaNO}_3) = 68 \text{ g}$ .
285.  $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,2 \text{ mol}$ .
292. Putem realiza nu o reacție, ci două.
293.  $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 21,75 \text{ g}$ .
294.  $m(\text{sare}) = 27,2 \text{ g}$ .
295.  $w(\text{CaSiO}_3) = 63,5 \%$ .
302. Compusul este acid.
303.  $V(\text{HCl}) = 122,7 \text{ l}$ .
311. Exemplu de o astfel de reacție:  $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} = \text{ZnS}\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow$ .
312.  $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,025 \text{ mol}$ .
313.  $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1 \text{ g}$ .
320. Luați în vedere conținutul dioxidului de carbon în aer și activitatea chimică a acidului carbonic.
323.  $m(\text{CaCO}_3) = 5 \text{ kg}$ .
324.  $V(\text{acid.}) : V(\text{alcaliu.}) = 1 : 5$ .

# Dicționar de termeni

*Anion* — ion cu sarcină negativă.

*Acid* — compus, în molecula căruia se cuprind unul sau mai mulți atomi de Hidrogen capabili să se înlocuiască (substituie) în timpul reacției cu unul sau mai mulți atomi (ioni) ai elementului metal.

*Acid neoxigenat* — acidul în moleculele căruia lipsesc atomi de Oxigen.

*Acid oxigenat* — acidul, în moleculele căruia se cuprind atomi de Oxigen.

*Alcaliu (bază alcalină)* — bază solubilă.

*Bază* — compus format din cationi ai elementului metal și anioni OH<sup>-</sup>.

*Bazicitate (caracter bazic)* — caracteristica acidului, care este determinată de numărul de atomi de Hidrogen în moleculă capabili să se înlocuiască cu atomii (ionii) elementului metal.

*Cantitate de substanță* — mărimea fizică, care este determinată de numărul de unități de formulă (atomi, molecule, grupe de atomi sau ioni) dintr-o anumită porțiune de substanță.

*Caracter amfoter* — capacitatea compusului (oxidului, hidroxidului) de a manifesta atât proprietăți bazice, cât și acide.

*Caracter electronegativ* — proprietatea atomului unui element de a deplasa către sine o pereche (dublet) comună de electroni, cu atomul altui element.

*Cation* — ion cu sarcină pozitivă.

*Chimie neorganică (anorganică)* — ramura chimiei care se ocupă cu cercetarea substanțelor neorganice.

*Clasificare* — divizarea obiectelor (lucrurilor, organismelor vii, fenomenelor etc.) în grupe sau clase pe baza anumitor proprietăți, însușiri sau criterii.

*Condiții normale* — temperatura de 0 °C și presiunea de 760 mm col. merc. (101,3 kPa).

*Densitate relativă a gazului în raport cu alt gaz* — raportul dintre masa unui anumit volum de gaz și masa aceluiași volum al altui gaz (la aceleași condiții de temperatură și presiune).

*Electron* — particulă cu sarcină negativă, component al atomului.

*Electroni exteriori* — electronii de pe ultimul nivel energetic al atomului.

*Electroni valenți* — electronii, care pot lua parte la formarea legăturii chimice.

*Element chimic* — tip de atom cu un anumit număr de protoni (cu o anumită sarcină a nucleului).

*Element formator de acid* — elementul care formează un acid.

*Elemente alcaline* — elementele din grupa I subgrupa principală a sistemului periodic (Litiu, Sodiu, Potasiu, Rubidiu, Ceziu, Franciu). Substanțele simple ale acestor elemente se numesc metale alcaline.

*Elemente alcalino-pământoase* — elementele din grupa a II-a subgrupa principală a sistemului periodic (Magneziu, Calciu, Stronțiu, Bariu, Radiu). Substanțele simple ale acestor elemente se numesc metale alcalino-pământoase.

*Elemente inerte* — elementele din grupa a VIII-a subgrupa principală a sistemului periodic (Heliu, Neon, Argon, Kripton, Xenon, Radon). Substanțele simple ale acestor elemente se numesc gaze inerte.

*Formulă reală* — formula care indică adevărata componență a moleculei.

*Formulă electronică* — notație care reprezintă structura electronică a atomului sau a moleculei.

*Formulă simplă* — formula care reprezintă raportul dintre numărul de atomi sau ioni în compus.

*Grad de oxidare* — sarcină convențională de număr întreg a atomului în substanță.

*Grupă (a sistemului periodic)* — coloniță (șir vertical) în sistemul periodic.

*Halogeni* — elementele din grupa a VII-a subgrupa principală a sistemului periodic (Fluor, Clor, Brom, Iod), precum și substanțele lor simple corespunzătoare.

*Indicator* — substanță care își schimbă culoarea la acțiunea alcaliului (acidului).

*Izotopi* — nucleizii unui element sau tipurile de atomi cu număr egal de protoni și număr diferit de neutroni.

*Legătură chimică* — interacțiunea dintre atomi, molecule, ioni, datorită căreia particulele se mențin la un loc, adică integrate.

*Legătură covalentă* — legătura dintre atomi, care este determinată de prezența perechilor (dublețelor) comune de electroni.

*Legătură covalentă nepolară* — legătură covalentă, în care una sau mai multe perechi comune de electroni nu se deplasează spre unul dintre electroni.

*Legătură covalentă polară* — legătură covalentă, în care una sau mai multe perechi comune de electroni se deplasează spre unul dintre atomi.

*Legătură dublă* — legătura dintre atomi formată de două perechi comune de electroni.

*Legătură genetică* — interdependențele dintre substanțe care se bazează pe originea și proprietățile lor chimice.

*Legătură ionică* — legătura dintre ionii de semn opus în substanță.

*Legătură simplă* — legătura dintre atomi formată de o pereche comună de electroni.

*Legătură triplă* — legătura dintre atomi formată de trei perechi comune de electroni.

*Masă atomică relativă* — raportul masei atomice față de 1/12 din masa atomului  $^{12}\text{C}$ .

*Masă de formulă relativă* — raportul dintre masa unității de formulă și 1/12 din masa atomului  $^{12}\text{C}$ .

*Masă molară* — masa unui mol de substanță. Masa molară numeric este egală cu masa atomică, moleculară și de formulă relativă.

*Masă moleculară relativă* — raportul dintre masa moleculei și 1/12 din masa atomului de carbon  $^{12}\text{C}$ .

*Mol* — unitatea de măsură a cantității de substanță care conține  $6,02 \cdot 10^{23}$  unități de formulă.

*Neutron* — particulă electroneutră, component al atomului; se conține în nucleul atomului.

*Nivel energetic (înveliș electronic)* — fragment din modelul actual al atomului, care cuprinde electroni cu energie aproape identică.

*Nucleon* — denumire generală a particulelor (proton și neutron), din care este format nucleul atomilor.

*Nuclid* — orice tip de atomi.

*Număr atomic* — numărul de protoni în atom.

*Număr nucleonic* — suma protonilor și neutronilor în atom.

*Numărul lui Avogadro* —  $6,02 \cdot 10^{23}$  (numărul unităților de formulă într-un mol de substanță).

*Octet de electroni* — învelișul atomului format din 8 electroni.

*Orbital* — o parte din spațiul atomului, unde prezența electronului este cea mai probabilă.

*Oxid* — compus al elementului cu Oxigenul, în care Oxigenul posedă gradul de oxidare  $-2$ .

*Oxid acid* — oxidul care corespunde acidului oxigenat.

*Oxid bazic* — oxidul care corespunde unei baze.

*Oxid formator de sare* — oxidul care interacționează cu acizii sau (și) cu bazele și formează săruri.

*Oxid neformator de sare* — oxidul care nu interacționează cu acizii, bazele și nu formează săruri.

*Oxid superior* — oxidul, în care elementul își manifestă cea mai mare valoare a valenței.

*Partea atomică a nuclidului* — raportul dintre numărul de atomi ai nuclidului și numărul total de atomi ai elementului.

*Perioadă* — fragment din șirul natural al elementelor cuprins între elementul alcalin și cel inert.

*Proton* — particulă cu sarcină pozitivă, component al atomului; se situează în nucleu.

*Radical acid* — partea moleculei de acid, cu care sunt combinați atomii de Hidrogen.

*Raza atomului* — distanța de la centrul nucleului până la suprafața sferică, care vine în atingere cu orbitalii cu electroni ai ultimului nivel energetic.

*Reacție de înlocuire (substituire)* — reacția dintre o substanță simplă și una compusă, în rezultatul căreia se formează noi substanțe simple și compuse.

*Reacție de neutralizare* — reacția dintre o bază și un acid.

*Reacție de schimb* — reacția dintre doi compuși, în timpul căreia aceștia fac schimb de părțile lor componente.

*Rețea cristalină* — modelul structurii unei substanțe cristaline.

*Sare* — compus alcătuit din cationii elementului metal și anionii radicalului acid.

*Spin* — proprietatea electronului, care în mod convențional se apreciază a fi drept rotația acestuia în jurul axei sale.

*Subgrupă* — o parte dintr-o grupă a sistemului periodic.

*Sublimare* — transformarea prin încălzire a substanței solide în gaz, evitându-se starea lichidă.

*Subnivel* — parte din nivelul energetic cu electroni, posedând aceeași energie.

*Șirul activității metalelor* — șir, serie, în care metalele sunt aranjate în ordinea reducerii activității lor chimice.

*Unitatea de formulă a substanței* — atomii, moleculele, grupa de atomi sau ioni, reflectați în formula ei chimică.

*Volum molar* — volumul unui mol de substanță.



# Indice de termeni

## A

- Acizi 130, 205
  - neoxigenați 130
  - utilizarea 166
  - obținerea 194
  - clasificarea 131, 161
  - denumirea 133
  - oxigenați 130
  - răspândirea 134
  - cu acțiune medie 161
  - cu acțiune puternică 161
  - compoziția 130
  - cu acțiune slabă 161
  - proprietățile fizice 160
  - proprietățile chimice 161
- Anion 68

## B

- Baze 127, 204
  - utilizarea 158
  - obținerea 190
  - denumirea 128
  - proprietățile fizice 153
  - formule 127
  - proprietățile chimice 154
- Baze alcaline 127, 153
  - obținerea 190

## C

- Cantitatea de substanță 99
- Caracter amfoter 169
- Caracter electronegativ 84
- Cation 68
- Compuși amfoteri 169
  - proprietățile 170
  - obținerea 191
- Compuși ionici 73
  - structura 74
  - proprietățile 76
- Constanta lui Avogadro
  - (vezi numărul lui Avogadro)
- Condiții normale 111
- Clasificarea
  - substanțelor neorganice 203
  - elementelor chimice 7, 12
- Cristal 74
- Chimia neorganică (anorganică) 122

## D

- Densitatea relativă a gazului 116

## E

- Electroni
  - exteriori 39

neîmperecheați 34  
    împerecheați 34  
Elemente  
    inerte 9  
    alcaline 9  
    alcalino-pământoase 9  
Element chimic 23  
    caracteristica 49  
Element formator de acid 131

## F

Formula electronică  
    a atomului 38  
    varianta grafică 38  
    a moleculelor 80  
Formula  
    reală 89  
    simplă 89

## G

Gaze inerte 9  
Gradul de oxidare 94  
Grupă (a sistemului periodic) 18

## H

Halogeni 8, 9  
Hidrați de oxizi 59

## I

Ion 68  
Interacțiunea moleculară 87  
Izotopi 26

## L

Legătura  
    ionică 73  
    covalentă 80  
    nepolară 84  
    dublă 81

    polară 84  
    triplă 81  
    simplă 81  
Legătura chimică 66  
Legături genetice 208  
Legea  
    Avogadro 112  
    Gay-Lussac 115  
Legea periodicității 14, 30  
    esența fizică 45

## M

Masa atomică relativă 29  
Masa molară 105  
Masa moleculară relativă 29  
Metale 7, 206  
    alcaline 7  
    alcalino-pământoase 8  
Molul 100

## N

Nemetale 7, 206  
Neutron 22  
Neuclon 22  
Nivel energetic 34  
Nuclid 27  
Număr neuclonic 23  
Numărul de protoni 22  
Numărul lui Avogadro 100

## O

Octet electronic 68  
Orbital 32  
Orbitali electronici (*s, p, d, f*) 33  
Oxizi 123, 124, 203  
    anfoteri 57  
    structura 141  
    utilizarea 144  
    superiori 57  
    obținerea 186  
    acizi 57, 130

clasificarea 203  
denumirea 124  
neformatori de sare 204  
bazici 57, 127  
răspândirea 125  
formatori de sare 203  
proprietățile fizice 141  
formule 124  
proprietățile chimice 142

## U

Unitate de formulă 74, 99

## P

Partea atomică 28  
Perioadă 17  
  mari 17  
  mici 17  
Principiul cantității mici  
  de energie 38  
Proton 22

## R

Radical acid 131  
Raza atomului 46  
Reacție  
  de înlocuire  
  (substituire) 162  
  de neutralizare 156  
  de schimb 143  
Regula  
  electroneutralității 74, 95

„octavelor” 10  
Rețele cristaline 75

## S

Săruri 136, 206  
  utilizarea 179  
  obținerea 197  
  denumirea 137  
  răspândirea 138  
  proprietățile fizice 174  
  formule 137  
  proprietățile chimice 175  
Sistemul periodic 16  
  varianta lungă 16  
  varianta scurtă 16  
Spinul electronului 33  
Subnivel energetic 34  
Subgrupa  
  principală 18  
  secundară 18

## Ș

Șirul activității metalelor 163  
Șirul natural al elementelor 14

## T

Tabelul solubilității 127

## V

Volumul molar 110

# Literatură pentru elevi

1. Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей / Л. Ю. Аликберова. — М. : АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.
2. Большая детская энциклопедия: Химия / сост. К. Люцис. — М. : Русское энциклопедическое товарищество, 2001. — 640 с.
3. Василега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Василега. — К. : Рад. шк., 1989. — 188 с.
4. Карцова А. А. Химия без формул / А. А. Карцова. — СПб. : Авалон ; Азбука-классика, 2005. — 112 с.
5. Крикля Л. С. Хімія: задачі та вправи. 8 клас. / Л. С. Крикля, П. П. Попель. — К. : ВЦ „Академія”, 2002. — 232 с.
6. Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном / М. М. Левицкий. — М. : АСТ ; Астрель, 2008. — 448 с.
7. Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии : учеб. пособие / И. А. Леенсон. — М. : АСТ ; Астрель, 2002. — 347 с.
8. Леенсон И. А. Дивовижна хімія / І. А. Леенсон. — Х. : Ранок, 2011. — 176 с.
9. Мур Дж. Химия для „чайников” : пер. с англ. / Дж. Мур. — М. : И. Д. Вильямс, 2007. — 320 с.
10. Степин Б. Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Дрофа, 2002. — 432 с.
11. Степин Б. Д. Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Химия, 1995. — 400 с.
12. Химия. (Иллюстрированная энциклопедия школьника). — М. : Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.
13. Химия: Школьный иллюстрированный справочник : пер. с англ. — М. : РОСМЭН, 1998. — 128 с.
14. Химия: Энциклопедия химических элементов / под ред. А. М. Смолеговского. — М. : Дрофа, 2000. — 432 с.

15. Энциклопедический словарь юного химика / сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо. — М. : Педагогика, 1990. — 319 с.
16. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия / глав. ред. В. А. Володин. — М. : Аванта+, 2000. — 640 с.
17. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома / Л. О. Яковішин. — Севастополь : Біблекс, 2006. — 176 с.

### **Pagini @ din internet care conțin materiale interesante despre chimie**

1. <http://www.alhimik.ru>
2. <http://chemistry-chemists.com>
3. <http://chemworld.narod.ru>
4. <http://www.hemi.nsu.ru>
5. <http://www.hij.ru>
6. <http://www.xumuk.ru>
7. <http://www.school-collection.edu.ru>

# Cuprins

Dragi elevi din clasa a opta!.....3

## Capitolul 1

### Legea periodicității și sistemul periodic al elementelor chimice. Structura atomului

§ 1. Primele încercări de clasificare a elementelor chimice .....	5
§ 2. Legea periodicității a lui D. I. Mendeleev .....	11
§ 3. Sistemul periodic al elementelor chimice .....	16
§ 4. Structura atomului .....	21
§ 5. Izotopii. Formularea actuală a legii periodicități .....	25
§ 6. Modelul atomului în prezent .....	32
§ 7. Structura învelișurilor electronice ale atomilor .....	38
§ 8. Legea periodicității și structura electronică a atomilor .....	44
§ 9. Caracteristica elementului chimic .....	49
§ 10. Sistemul periodic, caracterul chimic al elementelor și proprietățile .....	52
§ 11. Sistemul periodic și proprietățile chimice ale compușilor .....	57
§ 12. Importanța legii periodicității .....	62
<i>Pentru cei iscoditori. Prima variantă a sistemului periodic cu elemente chimice .....</i>	<i>65</i>

## Capitolul 2

### Legătura chimică și structura substanței

§ 13. Stabilitatea învelișurilor electronice. Ionii .....	66
§ 14. Legătura ionică. Compușii ionici .....	73
§ 15. Legătura covalentă .....	78
§ 16. Legătura covalentă polară și nepolară. Caracterul electronegativ al atomilor .....	83
§ 17. Substanțe moleculare și cu structură atomică .....	87
<i>Experiențe în condiții casnice. Cercetarea proprietăților     fizice ale substanțelor cu structură diferită.....</i>	92
§ 18. Gradul de oxidare .....	93

## Capitolul 3

### Cantitatea de substanță.

#### Calcul pe baza formulelor chimice

§ 19. Cantitatea de substanță .....	98
§ 20. Masa molară .....	105
§ 21. Volumul molar. Legea lui Avogadro .....	109
<i>Pentru cei iscoditori. Raportul de volum     al gazelor în reacțiile chimice.....</i>	115
§ 22. Densitatea relativă a gazului .....	116
<i>Pentru cei iscoditori. Despre masa molară     medie a aerului.....</i>	120

## Capitolul 4

### Principalele clase de compuși neorganici

§ 23. Oxizii .....	123
§ 24. Bazele. ....	126
<i>Pentru cei iscoditori. Bază neobișnuită.....</i>	129
§ 25. Acizii. ....	130
§ 26. Sărurile .....	136
§ 27. Structura, proprietățile și utilizarea oxizilor .....	140
§ 28. Calcule pe baza ecuațiilor chimice .....	147

§ 29. Proprietățile și utilizarea bazelor .....	153
§ 30. Proprietățile și utilizarea acizilor .....	159
<i>Experiențe în condiții casnice. Acțiunea sucului de lămâie, soluției de sodă alimentară (sau hidrogenocarbonat de sodiu) și soluției de săpun, asupra sucului de sfeclă.....</i>	168
§ 31. Oxizii și hidroxizii amfoteri .....	169
§ 32. Proprietățile și utilizarea sărurilor .....	174
<i>Pentru cei iscoditori. Săruri acide.....</i>	181
<b>Lucrare practică № 1.</b>	
Analizarea proprietăților principalelor clase de compuși neorganici.....	182
<i>Varianta I. Analizarea proprietăților chimice ale acidului clorhidric.....</i>	182
<i>Varianta II. Analizarea proprietăților fizice ale sulfatului de nichel(II).....</i>	184
§ 33. Metode de obținere a oxizilor .....	185
§ 34. Metode de obținere a bazelor și hidroxizilor amfoteri .....	190
§ 35. Metodele de obținere a acizilor .....	193
§ 36. Metode de obținere a sărurilor.....	197
§ 37. Generalizarea cunoștințelor despre principalele clase de compuși neorganici .....	202
§ 38. Legăturile genetice dintre substanțele neorganice.....	208
<b>Lucrare practică № 2.</b>	
Rezolvarea problemelor experimentale.....	212
<i>Varianta I. Efectuarea reacțiilor după schema transformărilor chimice.....</i>	213
<i>Varianta II. Alcătuirea schemei transformărilor chimice și efectuarea reacțiilor.....</i>	213
§ 39. Compușii neorganici, mediul înconjurător și omul .....	215
Cuvânt de încheiere.....	222
Răspunsuri la probleme și exerciții.....	224
Dicționar de termeni.....	228
Indice de termeni.....	232
Literatură (surse) pentru elevi.....	235



*Навчальне видання*

ПОПЕЛЬ Павло Петрович  
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

## **ХІМІЯ**

Підручник для 8 класу  
загальноосвітніх навчальних закладів  
з навчанням молдовською мовою

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України*

Переклад з української

Перекладач *М. Павалюк*

Молдовською мовою

Редактор *О. Алетрі*

Коректор *О. Алетрі*

Художнє оформлення *В. Штогриня*

Комп'ютерна верстка *С. Максимця*

Формат 60x90/16. Ум. друк. арк. 15,0. Обл.-вид. арк. 10,0  
Тираж 346 прим. Зам. 1136.

Видавець і виготовлювач видавничий дім „Букрек”,  
вул. Радищева, 10, м. Чернівці, 58000.

[www.bukrek.net](http://www.bukrek.net)

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру  
суб'єкта видавничої справи серія ЧЦ № 1 від 10.07.2000 р.