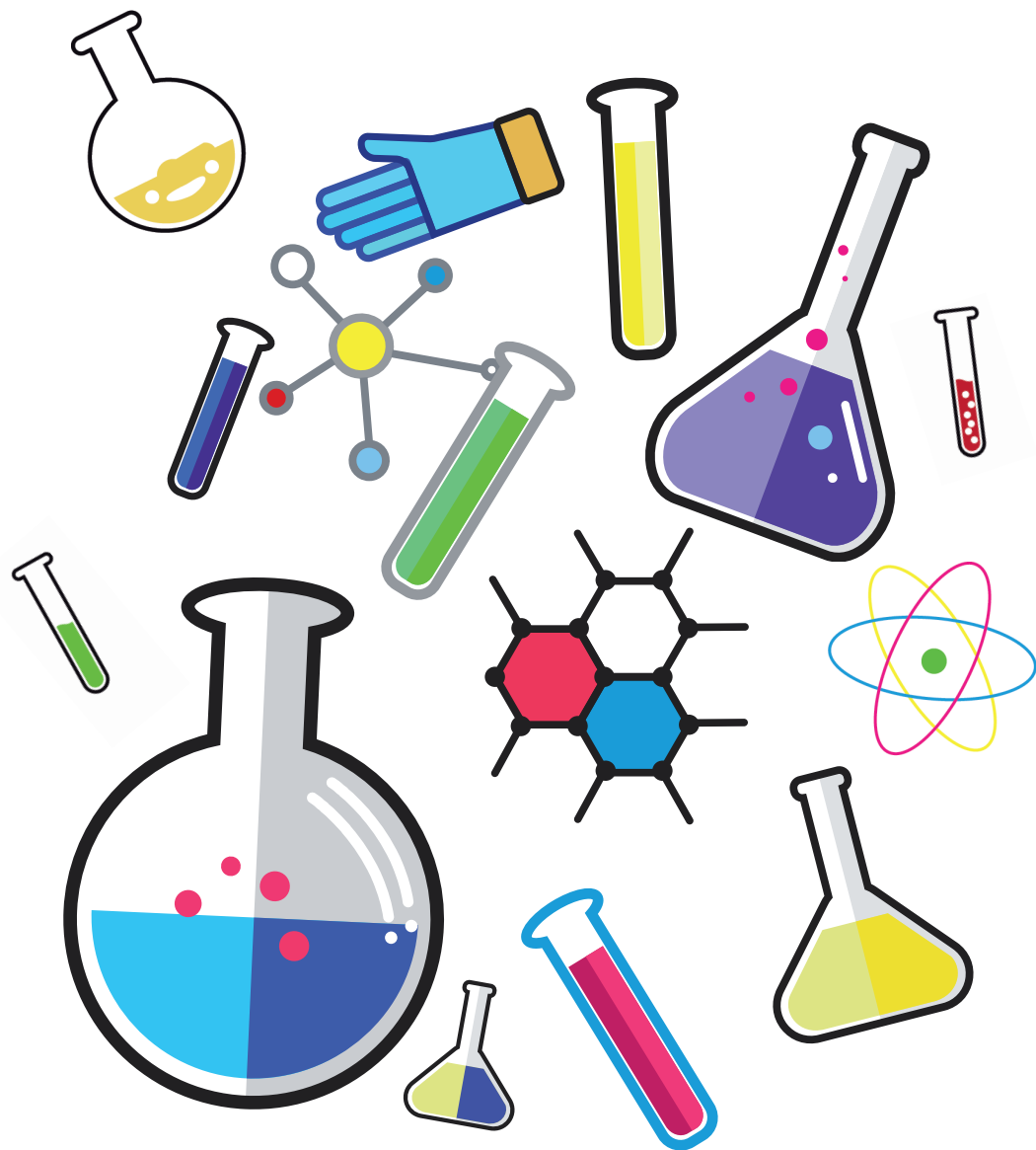


CHIMIE 8

CLASA



CHIMIE clasa 8

PAVEL POPEL, LIUDMILA KRÁKLEA

2021

PAVEL POPEL, LIUDMILA KRÁKLEA

CHIMIE

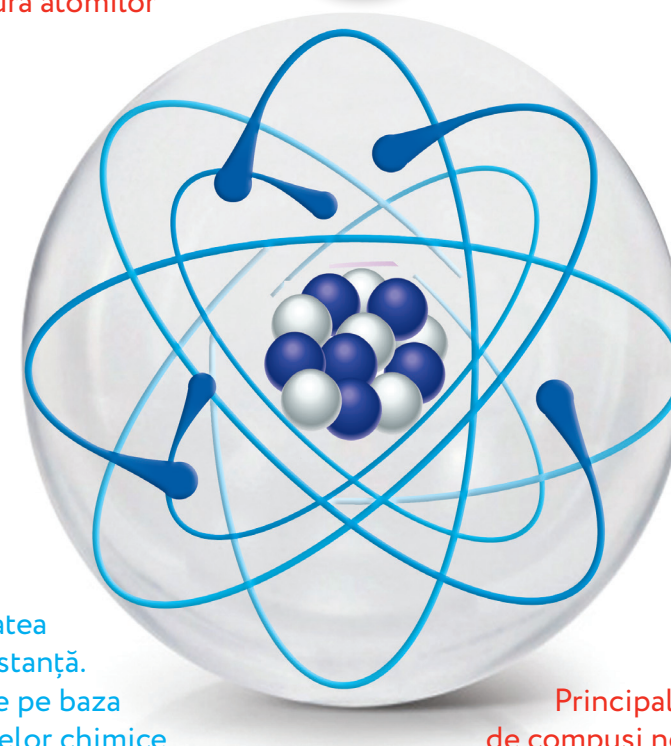
MANUAL

Sistemul periodic
al elementelor
chimice.
Structura atomilor

CLASA

8

Legătura chimică.
Structura substanței



Cantitatea
de substanță.
Calcul pe baza
formulei chimice

Principalele clase
de compuși neorganici

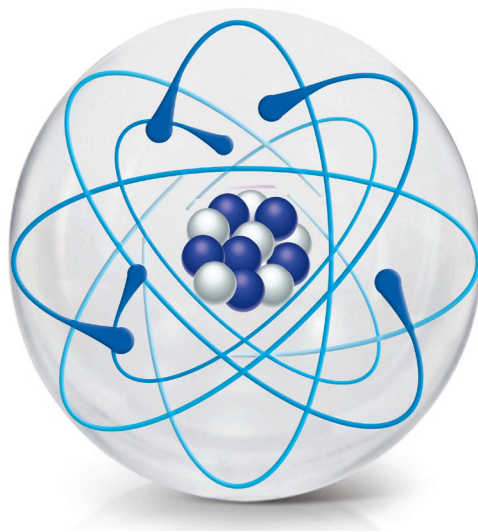
PAVEL POPEL, LIUDMILA KRÂKLEA

CHIMIE

MANUAL

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

a 2-a ediție, corectată



RECOMANDAT

de Ministerul Învățământului și Științei din Ucraina

Cernăuți
Casa editorială „Bukrek”
2021

УДК 546(075.3)

П 57

Перекладено за виданням:

П. П. Попель, Л. С. Крикля. Хімія : підруч. для 8 кл.

закл. заг. серед. освіти. 2-ге вид., переробл.

К. : ВЦ Академія, 2021. 232 с. : іл.

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ Міністерства освіти і науки України від 22.02.2021 № 243)

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

П 57 Попель П. П., Крикля Л. С.

Хімія : підручник для 8 класу з навчанням румунською/молдовською мовами закладів загальної середньої освіти. 2-ге вид., переробл. Чернівці : Букрек, 2021. 236 с. : іл.

ISBN 978-966-997-057-2 (рум./молд.)

Підручник підготовлено за навчальною програмою з хімії для 7–9 класів закладів загальної середньої освіти. У ньому розміщено матеріал із розділів «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома», «Хімічний зв'язок. Будова речовини», «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами», «Основні класи неорганічних сполук», практичні роботи, лабораторні дослідження, вправи, задачі, завдання для домашнього експерименту, додатковий матеріал для допитливих, а також словник хімічних термінів, предметний покажчик, список літератури і перелік інтернет-сайтів для учнів.

УДК 546(075.3)

ISBN 978-966-580-626-4 (укр.)

ISBN 978-966-997-057-2 (рум./молд.)

© Попель П. П., Крикля Л. С.,
2-ге видання, перероблене,
2021

© Штогрин В. М., дизайн-
концепція, палітурка, 2021

© МПП „Букрек“, переклад,
2021

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. Veți afla despre structura atomilor, moleculelor, ionilor, despre modul cum și de ce se combină cele mai mici particule în fiecare substanță. Atenția voastră principală se va concentra la cele mai importante grupe (clase) de compuși, la studiul proprietăților chimice. Veți primi plăcere în urma efectuării diferitor experiențe cu substanțele.

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 îmbogățească

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. Pentru cei iscoditori este dată lista cu literatură suplimentară și a unor site-uri de internet.

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 întrebuița diferite substanțe, fără a distruge natura, dar ocrotind și înmulțind bogățiile ei.

Vă dorim succese la studierea chimiei.

Autorii

Capitolul 1

Legea periodicității. 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 legii periodicității îl explică sistemul periodic al elementelor chimice. El este ghidul de neînlocuit cu informație pentru toți cei care studiază chimia, cercetează substanțele și transformările lor.

Legea periodicității a obținut un mare sprijin teoretic datorită descoperirilor complicate în ramura structurii atomului. S-a stabilit, că natura chimică a elementelor și proprietățile substanțelor depinde de cantitatea electronilor în atomi, de energia lor, de capacitatea atomilor de a pierde sau a combina electroni.

Legea periodicității este folosită nu numai de către chimiști, dar și de fizicieni, geologi, biologi, învățați, care lucrează în domenii științifice legate de chimie.

1 Date istorice despre încercările de clasificare a elementelor chimice

Materialul din acest paragraf o să vă ajute:

- să înțelegeți cum s-au dezvoltat cunoștințele 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. Un asemenea sens al cuvântului „element” îl avea în vedere și M. V. Lomonosov. Dacă noi am fi trăit în acea perioadă, atunci am fi spus că elementul este atomul.

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 SiO_2 , Al_2O_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.

Probleme de clasificare a elementelor chimice. 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, adică să grupeze elementele după anumite însușiri.

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. O astfel de clasificare avea un caracter foarte generalizat și era imperfectă. Unele substanțe simple (bunăoară, grafitul, telurul) după unele proprietăți se asemănau 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, potasiul, 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

Este interesant de știut

Gazele inerte se mai numesc gaze nobile



Fig. 1.
Sodiul poate fi tăiat
cu cuțitul



Fig. 2.
Reacția cesiului cu
apa



Fig. 3.
În acest fel se păstrează
metalele alcaline

cu oxigenul, vaporii de apă. De aceea se păstrează într-un mediu de gaz lămpant 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 .

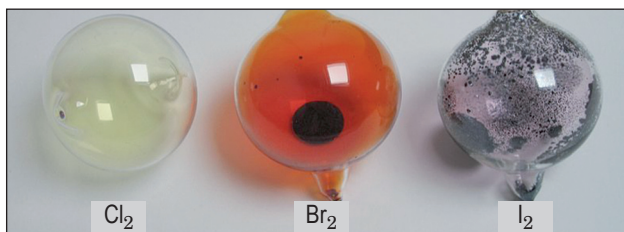
Metale alcalino-pământoase. La aceste substanțe se referă magneziul, calciul, stronțitul, bariul, radiul. Ele se aseamănă cu metalele alcaline, reacționează cu multe substanțe, însă nu chiar atât de energic. Produsele reacțiilor acestora cu apa sunt alcalii¹, formula generală este — $M(OH)_2$.

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 gre-

¹ Hidroxidul de magneziu nu aparține la alcalii.

Fig. 4.
Clor, brom și iod



cesc 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 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.

Este interesant de știut

Gazul inert heliu, învățații întâi l-au descoperit pe Soare, și după 13 ani a fost găsit și pe planeta noastră.

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*:

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

În prima triadă au intrat elementele alcaline, în a doua — cele alcalino-pământoase, iar în a patra — halogenii. Grupând elementele în triade în ordinea crescândă a valorii maselor atomice relative ale lor, Dobereiner a observat o legitate interesantă: jumătate din suma maselor atomice relative ale elementelor de la extremitățile triadei aproximativ sau exact coincideau 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.

► 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 (§ 5, 6).

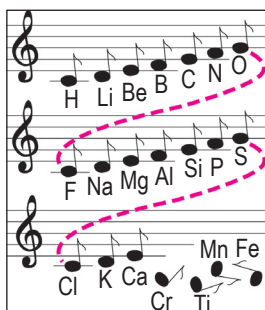


Fig. 5.
„Octavele”
elementelor
chimice

O încercare mult mai reușită de clasificare a elementelor chimice a fost cea a chimistului german L. Meyer în 1862. 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. Învățăatul 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	Fl 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?)	...

* În căsuțe sunt date masele atomice relative întrebuințate de către Meyer.

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, gaze 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 a elementelor chimice: proprietățile substanțelor simple, răspândirea elementelor în natură, compoziția compușilor specifici, valorile maselor atomice relative, valorile valenței elementelor.
3. Caracterizați repartizarea elementelor 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 deosebiriile dintre șirul elementelor alcătuit de Newlands cu succesiunea lor în sistemul periodic.

2

Legea periodicității

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

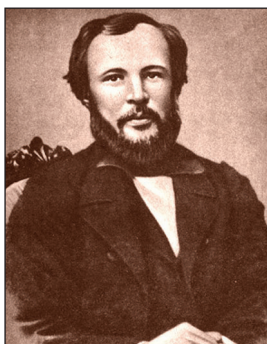
- să clarificați, că există șirul natural al elementelor chimice;
- să înțelegeți conținutul legii periodicității.

Descoperirea 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.

În acea vreme se cunoșteau 63 de elemente chimice. Pe fiecare din aceste elemente savantul Mendeleev (ca și Newlands și L. Meyer) le-a așezat într-un șir orizontal în ordinea crescândă a

Fig. 6.

D. I. Mendeleev
(începutul
la a doua jumătate
a sec. XIX)



valorii maselor lor atomice relative. Arătam începutul acestui șir¹ (Heliul și Neonul în șir nu erau; ambele elemente au fost descoperite mai târziu):

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

Șirul orizontal începea cu elementul nemetal Hidrogenul, după care mergeau elementele metalice (căsuțele lor sunt mai întunecate). După acesta urmează elementele nemetale, iar apoi din nou elemente metale.

După cum vedem, *caracterul chimic al elementelor în șir se repetă periodic.*

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

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

Totodată, savantul a descoperit o nouă lege: în fiecare fragment caracterul elementelor, proprietățile substanțelor lor simple, precum și compoziția și proprietățile compușilor se schimbă treptat. Să examinăm unul din

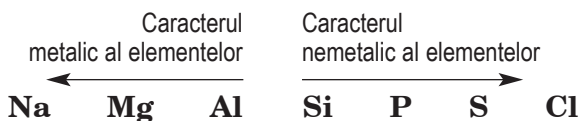
¹ Sub simbolul elementului se indică valoarea masei atomice relative.

fragmentele șirului cu elemente (sub simbolurile elementelor sunt date valorile maxime ale valenței, formulele oxizilor superiori, hidroxizilor, acizilor):

Na I Na ₂ O NaOH	Mg II MgO Mg(OH) ₂	Al III Al ₂ O ₃ Al(OH) ₃	Si IV SiO ₂ H ₂ SiO ₃	P V P ₂ O ₅ H ₃ PO ₄	S VI SO ₃ H ₂ SO ₄	Cl VII Cl ₂ O ₇ HClO ₄
--------------------------------------	--	--	---	---	--	--

Pe primul loc, în șirul de elemente este pus elementul alcalin Sodiu. El este monovalent, metal foarte activ, formează oxidul bazic Na₂O și alcaliul NaOH. După Sodiu urmează Magneziul divalent, metal mai puțin activ, de la care provin oxidul basic MgO și baza greu solubilă Mg(OH)₂. Locul al treilea îl deține Aluminiul trivalent, oxidul și hidroxidul căruia, 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 HClO₄.

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

Mendeleev nu s-a limitat doar la materialul faptic 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.

Formularea contemporană a legii periodicității. D. I. Mendeleev, ca și contemporanii săi, nu cunoștea ce structură are atomul. Dar el era încrezut, că pricina periodicității în schimbul caracterului chimic al elementelor și a proprietăților substanțelor trebuie căutată anume în atomi. Mendeleev a înțeles, că legea periodicității necesită o descoperire mai aprofundată.

Descoperirea structurii complicate a atomului, le-a ajutat oamenilor de știință să stabilească faptul că caracteristica fundamentală a fiecărui element este *sarcina nucleului atomului*, dar nu masa. De aceea în prezent legea periodicității se formulează astfel:

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

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. În prezent această lege se formulează astfel: proprietățile elementelor chimice, substanțelor simple, compoziția și proprietățile compușilor se află într-o dependență periodică față de valorile sarcinilor nucleelor atomice.

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



6. Indicați caracterul chimic și tipul substanței simple, ale fiecărui element din fragmentul șirului natural de elemente, care se începe cu Litiul și se termină cu Fluorul.
7. Cum înțelegeți sensul cuvântului „periodicitate”? Ce schimbări în natură pot fi caracterizate cu acest cuvânt? Comparați-l cu cuvintele „continuitate” și „succesiune”.

8. Periodică sau treptată este schimbarea valorilor maxime ale valențelor elementelor în șirul lor natural? Argumentați răspunsul cu exemple.
9. Indicați deosebiriile dintre formularea actuală a legii periodicității și cea pe care a dat-o Mendeleev.

3 Sistemul periodic al elementelor chimice

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să obțineți informație suplimentară despre elementele chimice din sistemul periodic;
- să vă folosiți de varianta scurtă și lungă a sistemului 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*.

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*¹. Există două variante principale ale sistemului — *scurtă* (forzațul 1) și *lungă* (Anexa).

Voi știți că în fiecare pătrățel (căsuță) al sistemului periodic se conțin următoarele informații:

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

În căsuțele variantei scurte a sistemului se dau încă și valorile maselor atomice relative și date despre structura electronică a atomilor.

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

Perioada reprezintă un fragment din șirul natural al elementelor de la elementul alcalin² 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.

Prima perioadă, a doua și a treia se numesc perioade mici, iar a patra, a cincea, a șasea și a șaptea — perioade mari. Perioadele se numerează cu cifre arabe.

Grupele 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 prin-

¹ Denumirea sistemului periodic în limba engleză este *periodic table*.

² Prima perioadă începe cu Hidrogenul.

cipale 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 (forzațul 1, Anexa).

Fig. 7. Perioade, grupe și subgrupe în fragmente de variantă lungă (a) și scurtă (b) ale sistemului periodic

Subgrupele principale

Subgrupele secundare

Perioade \ 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

Perioade \ 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				

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 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.

► 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.

CONCLUZII

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

Există două variante ale sistemului periodic — scurtă și lungă. 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 coloană (șir vertical) în varianta scurtă a sistemului periodic și două coloane 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.



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

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

16. 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.
17. Din numerele indicate, aflați-le pe acelea care corespund numerelor de ordine ale elementelor metalice și nemetalice: 1, 6, 11, 16, 20, 30, 36.
18. Reieșind din pozițiile ocupate în sistemul periodic de către Brom, Magneziu, Mangan, Seleniu, determinați dacă fiecare element este metalic sau nemetalic.
19. Numiți câte două elemente care sunt într-un grad de asemănare mai mare cu elementele:
- | | |
|--------------|------------|
| a) Stronțiu; | c) Staniu; |
| b) Fosforul; | d) Clorul. |

4 Structura atomului

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

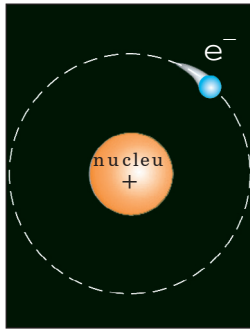
- să înțelegeți structura atomului și compoziția nucleului său;
- să determinați numărul de protoni, neutroni, electroni în atom.

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 că 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. 8).

De asemenea știți că 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, însă în nucleu este concentrată aproximativ toată masa atomului.

Fig. 8.
Modelul atomului
de Hidrogen



- Indicați care sunt sarcinile nucleelor și numărul de electroni în atomii de Hidrogen și Carbon?

Cercetările despre structura atomului au vădit, că în nucleu se găsesc *protoni*¹ și *neutroni*². Denumirea lor generală este cea de *nucleoni*³.

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 .

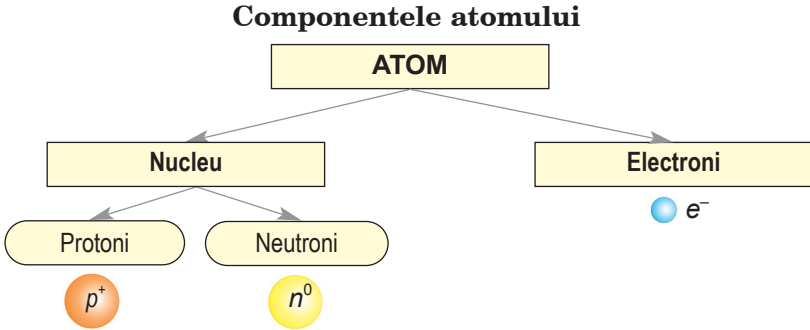
Astfel, în atom se conțin concomitent particule de trei tipuri — cu sarcini pozitive și negative, precum și cele care nu au nici o sarcină (schema 1).

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.

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

² Termenul provine de la cuvântul latinesc *neutrum* — nici una, nici alta.

³ Termenul provine de la cuvântul *nucleus* — nucleu.



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.

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

► 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.

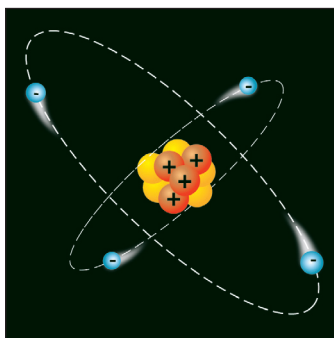
Numărul total de protoni și neutroni în atom se numește *număr neclonic*. El se indică cu litera A ,

$$A = N(p^+) + N(n^0),$$

iar valoarea lui se notează sus în stânga simbolului elementului chimic: ${}^9\text{Be}$.

Numărul de neutroni este egal cu diferența dintre numărul de protoni și numărul nucleonic.

Fig. 9.
Modelul
atomului
de Beriliu



Într-un atom de Beriliu se numără: $9 - 4 = 5$ de asemenea particule (fig. 9).

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

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

Beriliul, Fluorul și Sodiul aparțin la cele douăzeci de elemente chimice, 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.**

Restul elementelor posedă atomi cu numere neucleonice variate. Acești atomi se deosebesc după numărul neucleonic, și deci, și după masă.

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:

$$\begin{array}{ccccc}
 N(p^+) & = & N(e^-) & = & Z. \\
 \text{numărul} & & \text{numărul} & & \text{numărul} \\
 \text{de protoni} & & \text{de electroni} & & \text{de ordine} \\
 & & & & \text{al elementului}
 \end{array}$$

- Numărul de neutroni în orice atom constituie diferența dintre numărul neucleonic și

numărul de protoni (electroni) sau numărul de ordine al elementului:

$$\begin{array}{rccrcc} N(n^0) & = & A & - & N(p^+) \\ \text{numărul} & & \text{numărul} & & \text{numărul} \\ \text{de neutroni} & & \text{neuclearic} & & \text{de protoni} \end{array}$$

**Pentru
20 de elemente**

$$A \approx A_r$$

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

$$\begin{array}{rccrcc} N(n^0) & = & A_r & - & N(p^+) \\ \text{numărul} & & \text{masa atomică} & & \text{numărul} \\ \text{de neutroni} & & \text{relativă} & & \text{de protoni} \end{array}$$

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 numărul nuclearic și numărul de protoni.

?

20. Care particule intră în componența atomului? Prin ce ele se deosebesc? Care este componența nucleului atomic?
21. Care particule sunt în număr egal în orice atom?
22. Există oare elemente, în atomii cărora nu se conțin:
 - a) protoni;
 - b) electroni;
 - c) neutroni?
23. Scrieți simbolurile elementelor Cobalt, Aur, Bismut odată cu numerele atomice și nuclearice corespunzătoare.
24. Numiți elementul, atomul căruia conține cel mai mare număr de electroni: Si, B, N, Cl.
25. Stabiliți elementul din serie, atomul căruia conține cel mai mic număr de protoni: C, Mg, K, Ar.

26. Completați pătrățelele goale din tabel:

Elementul chimic				Cantitatea de particule în atom		
denumirea	simbolul	numărul de ordine	numărul neclonic	protoni	electroni	neutroni
Ceziu						
					13	
		27				

27. Determinați elementul, atomul căruia cuprinde cel mai mare număr de neutroni: Sc, As, Mn.
28. Atomul cărui element conține 24 de neutroni și 42 de alte particule?

PENTRU CEI ISCUSIȚI

Izotopii

Nucleele atomilor elementului chimic conține același număr de protoni, dar se poate deosebi după numărul de neutroni¹. Asemenea tipuri de atomi ai elementelor se numesc *izotopi*.

În natură se conține mai mulți atomi de Hidrogen, nucleele cărora se alcătuiesc numai dintr-o singură particulă — proton. Împreună cu câteva mii de asemenea atomi se întâlnește atomul, în nucleul căruia se conțin încă și neutron. În anul 1934 fizicienii au realizat un experiment complicat, au obținut atomii elementului № 1 cu doi neutroni în nucleu. Deci, Hidrogenul are trei izotopi — doi naturali și unul artificial (fig. 10). Numerele neclonice pentru acești izotopi — 1, 2, 3, iar denumirile — Protiu, Deuteriu și Tritiu².

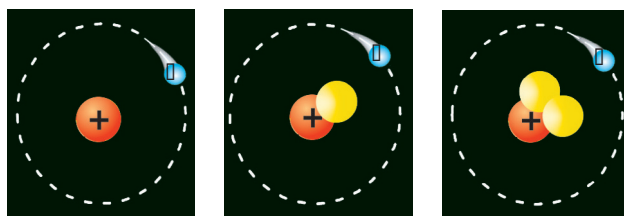


Fig. 10.
Modeluri
de izotopi ai
Hidrogenului

¹ Fiecare din cele douăzeci de elemente, menționate în paragraful precedent, au aceeași compoziție a atomilor (sunt identici).

² Izotopii celorlalte elemente se numesc conform denumirilor elementelor respective.

Izotopii se indică cu ajutorul simbolurilor sau denumirilor elementelor cu notarea obligatorie a numărului neclonic: ^1H , ^2H , ^3H , Clor-35, Clor-37. Se folosesc și notările depline ale izotopilor — ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H , $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$.

Dacă elementul chimic are câțiva izotopi, atunci masa lui atomică relativă se calculează, luându-se în considerație compoziția fiecărui izotop din amestecul natural. De exemplu, atomii ^{35}Cl printre toți atomii de Clor reprezintă 75,53 %, iar de ^{37}Cl — 24,47 %. Valoarea masei atomice relative a acestui element se obține în felul următor:

$$A_r(\text{Cl}) = 0,7553 \cdot 35 + 0,2447 \cdot 37 \approx 35,5.$$

Unii izotopi ai elementelor chimice sunt aplicați la cercetările științifice, medicină, energetica nucleară.

5 Modelul atomului în prezent

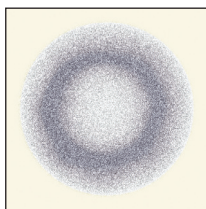
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

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

Orbitalii electronici. Rezultatele cercetării electronilor realizate în anii 20 ai sec. XX, 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. 11).

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

Fig. 11.
„Poziționarea”
electronului
în atomul
de Hidrogen



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 variate¹. Cea mai simplă dintre ele este forma *sferică* (fig. 12), adică formă de balon (în centrul este situat nucleul atomului). Un astfel de orbital se notează cu litera *s*, iar electronul din el se numește electronul *s*. O altă varietate de formă este cea de *halteră* (fig. 13).

Fig. 12.
Orbital
sferic
(orbital *s*)

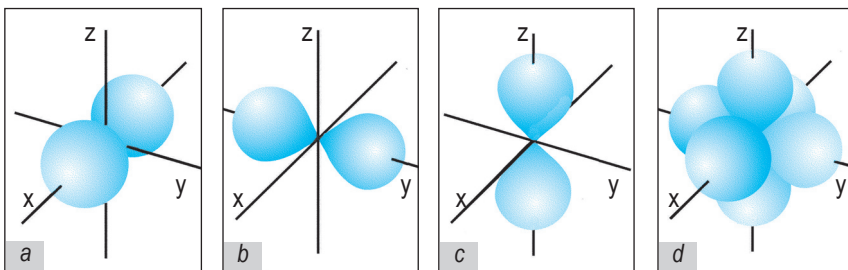
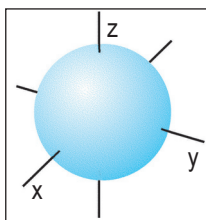


Fig. 13.
Orbitali de forma halterei (orbital *p*):
a, b, c — orbitali *p* cu poziționări variate în spațiu;
d — trei orbitali *p* într-un atom

¹ Formele orbitalilor *s*-au stabilit cu ajutorul calculelor.

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 — săgeată: \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*¹. 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. 14). Acești electroni se indică pe orbital cu

săgeți îndreptate în părți opuse: $\uparrow\downarrow$.

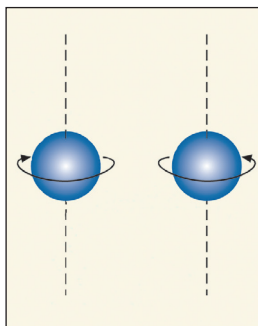


Fig. 14.
Electroni
cu spini
diferiți

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 deter-

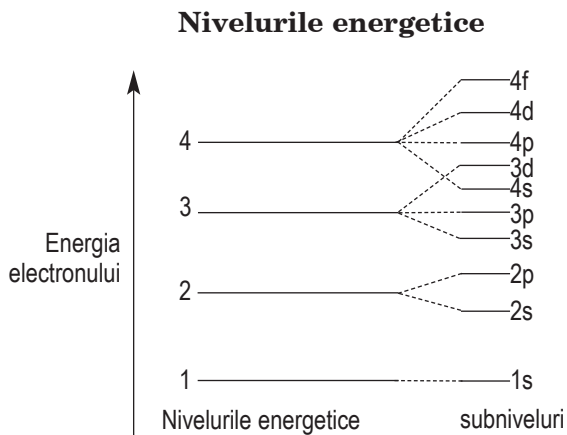
¹ Termenul provine de la cuvântul englez spin — titirez (rotire).

minată 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.

Schema 2



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

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

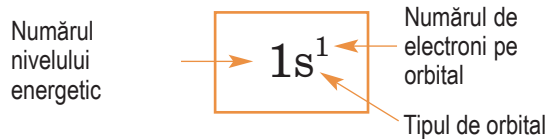
unde n este numărul de nivel.

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. 15) și variantele lor grafice:



Fig. 15.
Formulă
electronică

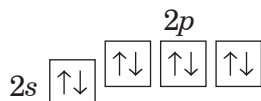


Al *doilea nivel energetic* poate conține cel mult $2 \cdot 2^2 = 8$ electroni. Doi dintre aceștia ocupă unul din orbitalul s , însă cu volum mai mare decât cel ce aparține primului nivel. De asemenea, electronii posedă spini opuși. Restul electronilor (șase) de pe nivelul al doilea sunt electroni p . Întrucât pe fiecare orbital se pot situa nu mai mult de doi electroni, atunci orbitalii 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. 13).

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

$$2s^2 2p^6.$$

Orbitalul sferic este mai avantajos pentru electroni decât cei de forma haltereii. 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 zece ($18 - 2 - 6 = 10$). Aceștia vor fi electroni d ; ei vor ocupa cinci orbitali.

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

► 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.

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.

?

29. Ce este orbitalul? Ce forme au orbitalii s și p? Comparați după conținut termenul „orbital” și cuvântul „orbită”.
30. Lămuriiți cum sunt poziționați în spațiu orbitalii p ai unui atom? De ce notarea orbitalului s nu are indice (de exemplu, s_x)?
31. Găsiți corespondențele:
 - 1) a) orbital complet;
 - 2) ↑ b) electroni împerecheați;
 - 3) ↑↓ c) electroni cu spini opuși ;
 - d) electroni neîmperecheați;
 - e) orbital gol (vacant).
32. Numiți caracteristicile, potrivit cărora un electron se poate deosebi de altul sau să fie asemănător cu el.
33. 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.
34. 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.
35. Care notare oferă mai multe informații despre electroni: formula electronică sau varianta ei grafică? Din ce cauză?
36. Între subnivelurile indicate, numiți acele niveluri care sunt imposibile în atom: 6p, 2d, 1p, 5s.

6

Structura învelișurilor electronice ale atomilor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să înțelegeți că structura învelișurilor electronice ale atomului corespunde stării lui cu o cantitate de energie mai mică;
- să alcătuiți formulele electronice ale atomilor.

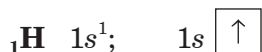
Poziționarea electronilor în atomi. Totul în lumea înconjurătoare aspiră să ajungă într-o stare cu o cantitate de energie mai mică. O asemenea stare este mai stabilă și de aceea se consideră a fi cea mai avantajoasă. Principiul cantității mici de energie determină și structura electronică a atomului.

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

Vom examina modul cum electronii completează nivelurile și subnivelurile energetice în atomii 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 orbita-lul 1s.

Formula electronică a atomului de Hidrogen¹ și varianta ei grafică sunt următoarele:

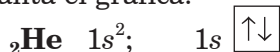


Atomul elementului № 2 Helium cuprinde doi electroni. Oare ar putea ca al doilea electron să

¹ Notarea formulei electronice a atomului se mai numește configurație electronică.

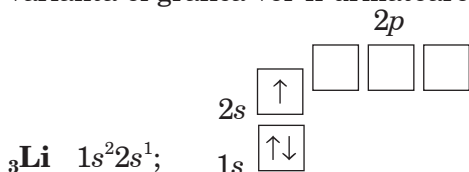
ajungă pe primul nivel energetic? Da, deoarece „volumul” maxim al primului nivel poate cuprinde doi electroni. Aceste particule se găsesc pe un orbital și au spini diferiți.

Vom scrie formula electronică a atomului de Helium 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.

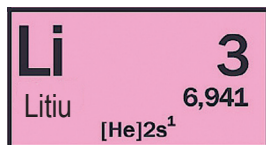
Formula electronică a atomului de Litiu și varianta ei grafică vor fi următoarele:



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.

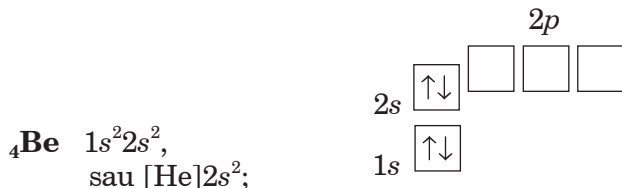
Pentru a evidenția în atom electronii exteriori, se folosește notarea prescurtată a formulei electronice. Pentru atomul de Litiu aceasta va fi: $[\text{He}]2s^1$. Simbolul elementului Helium între parantezele pătrate arată că partea internă a învelișului electronic al atomului de Litiu este aceeași ca și învelișul electronic al atomului de Helium ($1s^2$). Notările prescurtate ale formulelor electronice ale atomilor sunt redată în varianta scurtă a sistemului periodic (în forzațul 1, fig. 16).

Fig. 16.
Căsuța
elementului Litiu
în sistemul
periodic

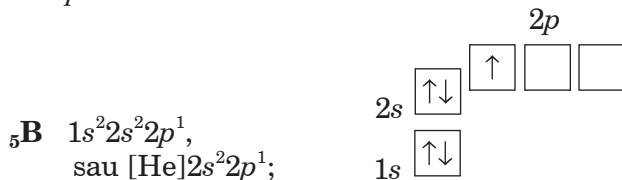


Uneori formulele electronice ale atomilor se notează doar cu electronii exteriori. Astfel formula pentru atomul de Litiu va fi ... $2s^1$.

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 :

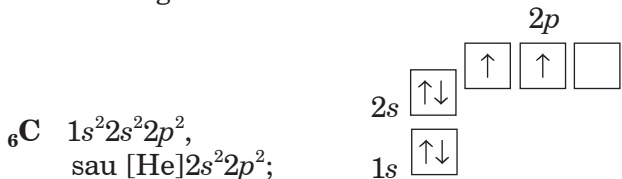


Este interesant de știut

Structura electronică a atomilor recent descoperiți, nu este definitiv 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 for-

mulele electronice ale atomilor celorlalte elemente din perioada a 2-a:

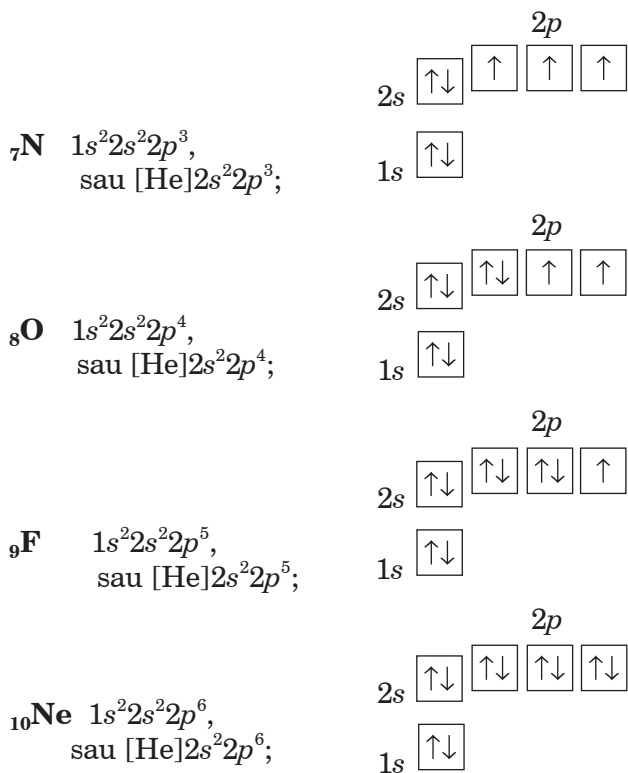
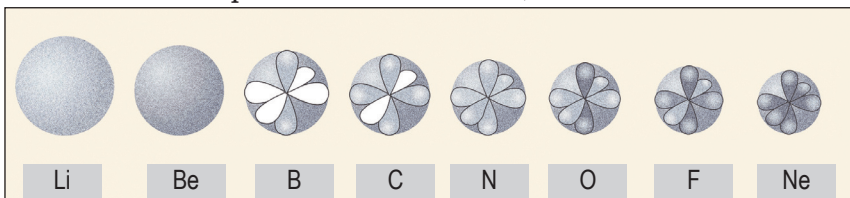
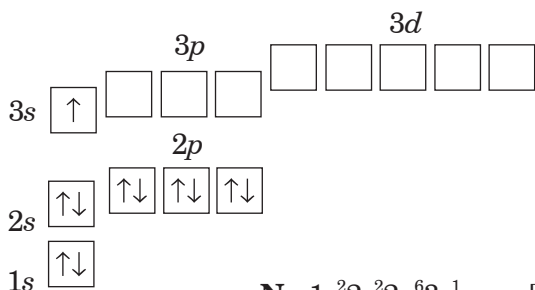


Fig. 17.
Atomii
elementelor
perioadei a 2-a

În fig. 17 sunt redați atomii elementelor din perioada a 2-a cu orbitalele nivelurilor energetice exterioare (orbitalele completate pe jumătate — sunt de culoare sur-deschisă, total completate — sur-închisă).



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:

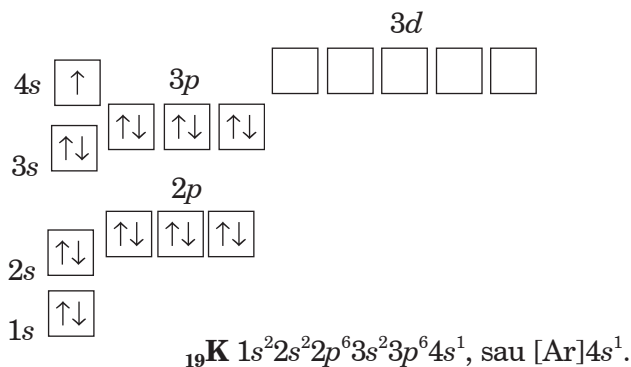


► Deduceți formulele electronice ale atomilor celorlalte elemente din perioada a 3-a.

Este util să rețineți:

- numărul nivelurilor energetice ale atomului pe care se situează electronii coincide cu numărul perioadei unde se află elementul respectiv;
- numărul de electroni exteriori în atom coincide cu numărul grupei în care este situat elementul¹.

Alcătuiți formula electronică pentru atomul de Potasiu (elementul № 19) cu care se începe perioada a 4-a:



În atomul următorului element №20, Calciu, al 20-lea, electron de asemenea, este situat pe orbitalul 4s, având spin opus.

¹ Atomul de Helium face excepție.

- 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 (forțașul l).

CONCLUZII

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

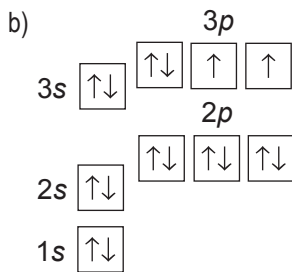
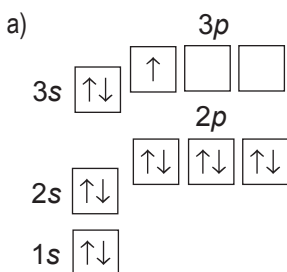
La alcătuirea formulelor electronice pentru atomii elementelor este necesar să se țină cont de creșterea energiei electronilor pe diferite orbitalii. Pe fiecare nivel energetic electronii mai întâi ocupă orbitalul s, iar apoi orbitalul p, și se situează întâi câte un electron în fiecare căsuță.

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



37. Atomul elementului din perioada a 2-a cuprinde pe ultimul nivel energetic 6 electroni. Câți electroni împerecheați există între ei și câți neîmperecheați?
38. Atomii căror elemente din perioada a 2-a posedă în starea lor de bază un electron neîmperecheat, doi electroni neîmperecheați?

39. Numiți elementul, al cărui atom are următoarea formulă electronică:
 a) $1s^2$; c) $[\text{He}]2s^22p^5$;
 b) $1s^22s^22p^63s^1$; d) $[\text{Ne}]3s^2$.
40. Numiți două elemente, în atomii cărora, aflați în starea de bază, numărul tuturor electronilor s și tuturor electronilor p este egal.
41. Numiți elementul chimic structura electronică a căruia poate fi descrisă cu următoarea formulă grafică:



7

Raza atomilor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre dimensiunile atomilor;
- să înțelegeți cum și de ce se schimbă razele atomilor elementelor în perioade și subgrupe.

Atomul – cea mai mică particulă a multor substanțe. În imaginația noastră atomul este un balonaș microscopic cu o anumită rază¹. Dimensiunile atomilor sunt mai mici de 1 nm, sau 10^{-9} m.

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

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

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

Voi știți deja, că atomii elementelor unei perioade posedă un număr egal de niveluri energetice cu electronii. Sarcinile nucleelor atomilor 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 odată cu creșterea sarcinei nucleelor atomice.

Schimbul dimensiunilor atomilor elementelor din perioada a 3-a demonstrează fig. 18.

► Comparați razele tuturor atomilor ce aparțin elementelor metale și nemetale din perioada a 3-a.

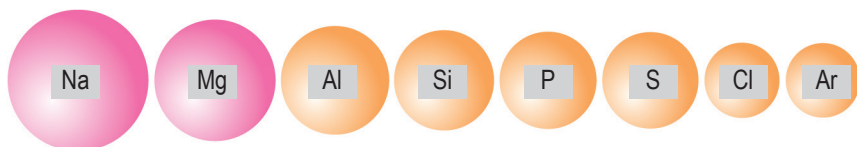


Fig. 18.
Dimensiunile relative ale atomilor elementelor perioadei a 3-a

Iar acum vom compara atomii elementelor dintr-o subgrupă principală. Cu cât mai multe niveluri energetice posedă atomul, cu atât mai mare va fi raza lui (fig. 19).

Razele de atomi ale elementelor în subgrupele principale cresc odată cu creșterea numărului de straturi energetice.

Să lămurim de ce raza atomului elementelor dintr-o singură subgrupă depinde de numărul de straturi energetice, dar nu de sarcina nucleelor atomilor. Ca exemplu, vom lua elementele alcaline Litiul, Sodiul și Potasiul. Observați că sarcinile nucleelor de atomi de la Litiul la

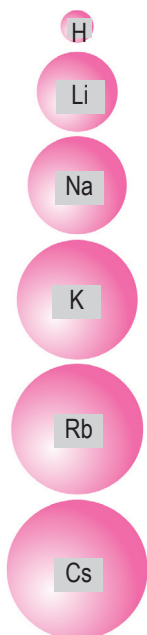


Fig. 19.
Dimensiunile relative
ale atomilor
elementelor din grupa
I subgrupa principală

Potasiul crește 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.

CONCLUZII

Atomul – cea mai mică particulă a substanței, care are formă sferică.

Razele atomilor elementelor se micșorează în perioadă odată cu mărirea sarcinilor nucleelor, și se mărește în subgrupele principale în urma creșterii numărului de niveluri energetice.



42. Ce este raza atomului? De care factori depinde mărimea ei?
43. Atomul cărui element din fiecare pereche are rază mai mare:

a) Si — P;	c) H — He;
b) F — Br;	d) Na — Be?

 Argumentați-vă răspunsul.
44. Prevăzând caracterul schimbării razelor de atomi în seriile de elemente Na — K — Ca, Na — Mg — Ca, alegeți răspunsul corect:
 - a) raza atomului de Sodiu este mai mare decât cea a atomului de Calciu;
 - b) razele atomilor de Sodiu și Calciu sunt aproape egale;
 - b) raza atomului de Calciu este mai mare decât cea a atomului de Sodiu;
45. Numiți elementul, al cărui atom posedă:
 - a) cea mai mică rază; b) cea mai mare rază.
 Explicați alegerea voastră.

8

Legea periodicității și structura electronică a atomilor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să înțelegeți esența fizică a legii periodicității;
- să aflați despre clasificarea elementelor conform structurii electronice a atomilor;
- să prevedeați valorile posibile de valență ale elementului conform numărului de electroni exteriori în atom și conform locului elementului în sistemul periodic.

Esența fizică a legii periodicității. Vă atragem atenția la învelișurile electronice exterioare ale atomilor primelor 18 elemente (fig. 20). 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 Helium, Beriliu, Magneziu — câte doi electroni *s*; iar în atomii de Fluor, Clor — doi electroni *s* și cinci electroni *p*.

Fig. 20. Nivelurile energetice exterioare ale 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).

După numărul electronilor se poate prevedea caracterul chimic al elementului. În atomii elementelor din perioadele a 2-a și a 3-a Litium, Beriliu, Sodiu, Magneziu, Aluminiu pe ultimul nivel energetic se situează un număr nesemnificativ de electroni exteriori — de la 1 până la 3. 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 (§ 5, schema 2), 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 și valența elementelor chimice. Există legătură dintre repartizarea elementelor în sistemul periodic și valoarea valențelor lor. 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 Sulfului. Acest element este situat în grupa a VI-a a sistemului periodic:



Există câteva elemente ale căror valori maxime de valență se deosebesc de numerele grupelor corespunzătoare ale sistemului periodic. De exemplu, elementul din grupa a VI Oxigenul este divalent, iar elementul din grupa a VII Fluorul — monovalent. Cauza acestei situații o s-o examinăm mai jos.

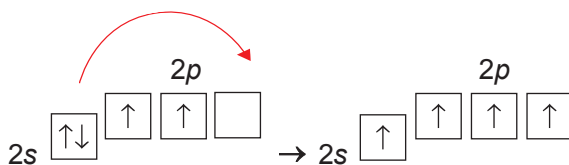
Structura electronică a atomilor și valența elementelor chimice. Conform informației redată în fig. 20, elementul s sau elementul p , numărul grupei căruia coincide cu numărul electronilor de pe nivelul energetic exterior al atomului. Deci, valența elementelor se determină cu ajutorul structurii electronice a atomului și depinde nu numai de numărul electronilor, dar și de poziționarea lor pe orbitale. Atomul de Hidrogen are un singur electron ($1s^1$). 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 ($2s^1$), iar atomul de Fluor cuprinde șapte electroni ($2s^2 2p^5$), dintre care unul este neîmperecheat

($\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow}$). Litiul și Fluorul sunt ele-

mente monovalente. În atomul de Oxigen, pe nivelul energetic exterior se situează șase electroni ($2s^2 2p^4$), dintre care doi electroni sunt

neîmperecheați ($\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$); acest element este divalent. Deci, *numărul electronilor neîmperecheați în atom indică valoarea de valență posibilă (uneori unică) a elementului*¹.

În substanțele sale simple sau compuse, Carbonul este tetravalent (excepție face gazul de căldură CO), necâtând căci pe nivelul energetic exterior al atomului se găsesc numai doi electroni neîmperecheați. În timpul absorbției de către acest atom a unei anumite porțiuni de energie structura lui electronică se schimbă — un electron de pe orbital 2s trece pe cea vacantă orbitală 2p, iar numărul de electroni neîmperecheați crește până la patru:



O asemenea repartizare a electronilor pe orbitale (în limitele unui nivel energetic) are loc în atomii de Fosfor, Sulf, Clor, și multe alte elemente.

În atomii de Oxigen și Fluor pe ultimul nivel energetic nu sunt orbitale libere. De aceea structura electronică a atomilor nu se schimbă, și ambele elemente posedă valență constant.

Atomii de Helium și Neon conțin numai electroni perechi, iar orbitalele nivelurilor energetice exterioare sunt completate. Aceste elemente nu au așa o proprietate ca valența; atomii lor nu se combină între ei, nici cu alți atomi.

¹Valoarea de valență a elementelor din grupele II și III subgrupele principale corespund numărului total de electroni exteriori din atom.

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 compuşilor lor.

După structura electronică a atomilor se desting 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. Valorile posibile de valență a elementului coincide cu numărul electronilor neîmperechiați din atomul lui.



46. 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?
47. Înscrieți într-o coloană toate simbolurile elementelor care încep cu litera N. După fiecare simbol, indicați denumirea și tipul elementului corespunzător (*s*, *p*, *d* sau *f*).
48. De ce tip sunt elementele, cărora le aparțin următoarele formule electronice ale atomilor:
 - a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
 - b) $1s^2 2s^2 2p^1$;
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
49. Fără să alcătuiți formulele electronice, scrieți numărul de electroni de pe ultimul nivel energetic în atomii de Cl, Pb, As, Kr.
50. Numiți câteva elemente chimice, valoarea maximă de valență a cărora să fie egală cu 7.
51. Ce valoare de valență manifestă atomul cu următoarea formulă electronică:
 - a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
 - b) $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$.

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. Ea va fi necesară la rezolvarea diferitor probleme. Vă propunem să facem acest lucru după următorul plan.

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

2. Masa atomică relativă.

3. Compoziția atomului, adică numărul de protoni, neutroni (dacă elementul face parte din cele douăzeci de elemente din § 4) 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 de valență a elementului (după numărul grupei din sistemul periodic, în care este situat; după numărul de electroni neîmperecheați din atom).

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

PROBLEMĂ. Alcătuiți caracteristica Fosforului.

Rezolvare

1. Elementul Fosfor se află în perioada a 3-a, în grupa a V-a, subgrupa principală. Simbolul elementului — P (fig. 21).

Fig. 21.
Căsuța Fosforului
în sistemul periodic

P	15
Fosforului	30,974
[Ne]3s ² 3p ³	

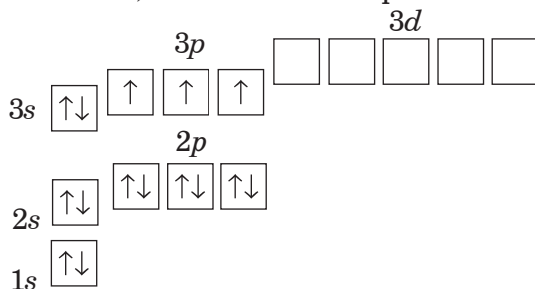
2. Masa atomică relativă a elementului este — 30,974.

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 (§ 4), fiecare dintre atomi are același număr de neutroni. Numărul neucleonic A pentru el îl vom obține rotunjind valoarea masei atomice relative a Fosforului la un număr întreg: $A = 30,974 \approx 31$. Numărul de neutroni în nucleu este egal cu diferența dintre numărul neucleonic 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 $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$. 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, deoarece în atomul lui se conțin mai mult de trei electroni exteriori (§ 8). De asemenea, elementul 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 3 (asemenea este numărul de electroni neîmperecheați din atom).

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

Deoarece denumirea substanței simple nu se indică în căsuță în sistemul periodic, înseamnă că aceasta coincide cu denumirea elementului. Rețineți că elementul formează câteva substanțe simple. Cele mai importante dintre ele — fosforul roșu și alb.

► Caracterizați elementul Fluor.

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 unicul) nivel energetic un electron. Hidrogenul se aseamănă și cu elementele din subgrupa principală a grupei 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.

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, simbolul, numărul de ordine, masa atomică relativă, compoziția și structura electronică a atomului, caracterul chimic, tipul (după structura electronică), valoarea valenței, precum se indică denumirea și tipul substanței simple.

?

52. Caracterizați elementele în conformitate cu planul expus în paragraf:
 - a) Litiu;
 - b) Oxigen;
 - c) Aluminiu;
 - d) Sulf.
53. 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.
54. Numiți câteva elemente chimice pentru care valorile maxime de valență nu coincid cu numerele grupelor în care ele sunt situate?
55. Elementele nemetale ale cărei grupe din sistemul periodic posedă valoarea minimă de valență, egală cu 2? Numiți-le.
56. 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

Legea periodicității, caracterul chimic al elementelor și proprietățile substanțelor simple

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 (tab. 2). Elementele nemetale se găsesc la sfârșitul perioadelor. În atomii lor se cuprind mai mulți electroni exteriori — de la 4 până la 8:

Tabelul 2

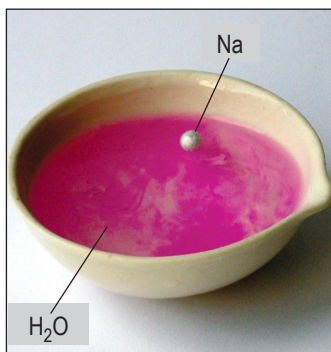
Compoziția nivelului energetic exterior al atomilor elementelor din perioada a 3-a

Grupa							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Na $3s^1$	Mg $3s^2$	Al $3s^23p^1$	Si $3s^23p^2$	P $3s^23p^3$	S $3s^23p^4$	Cl $3s^23p^5$	Ar $3s^23p^6$
Elemente metale			Elemente nemetale				

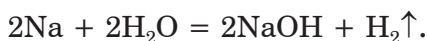
Elementele metale formează substanțe simple metale, iar cele nemetale — substanțe simple nemetale. *Caracterul chimic al elementului este determinat înainte de toate de proprietățile chimice ale substanței sale simple*, adică se ia în considerație, dacă intră ea în reacții specifice pentru metale sau nemetale, iar în cazul că intră, apoi cât de active 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 sâsătură), iar metalul sub formă de balonaș strălucitor „fuge” deasupra apei (fig. 22) până se topește și dispare complet.

Fig. 22.
Reacția
dintre sodiu
și apă (adăugarea
indicatorului —
fenolftaleina)



Indicatorul colorându-se în rozu-zmeuriu, ne mărturisește despre formarea bazei:



Magneziul intră într-o reacție analogică numai prin încălzire (fig. 23)



iar alumiuniul chiar și în apă fierbinte rămâne neschimbat.

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

Na Mg Al
←
activitatea
sporește

Fig. 23.
Acțiunea
magneziului
asupra apei
(adăugarea
indicatorului —
fenolftaleina):
a — rece;
b — fierbinte



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

Be
Mg
Ca ↓

activitatea
sporește

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:

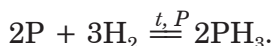
caracterul metalic al elementelor și activitatea chimică a metalelor sporește în perioade de la dreapta spre stânga, iar în grupele principale — de sus în jos.

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.

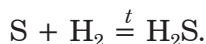
Activitatea chimică a nemetalelor — substanțe simple ale elementelor unei perioade.

Să comparăm particularitățile modului cum decurg reacțiile substanțelor simple ale elementelor nemetale din perioada a 3-a cu hidrogenul.

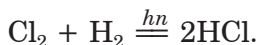
Siliciul nu reacționează cu hidrogenul, iar fosforul intră în reacție cu el la temperatura de peste 300 °C și la o presiune înaltă:



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



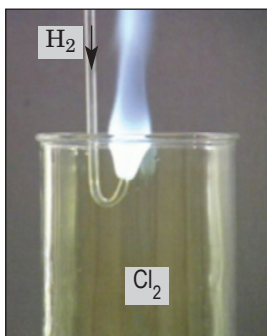
Amestecul de clor cu hidrogen la lumină explodează (la întuneric reacția nu se produce):



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. 24).

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

Fig. 24.
Arderea
hidrogenului
în atmosfera
de clor



Si P S Cl₂
 $\xrightarrow{\hspace{1cm}}$
**activitatea
 crește**

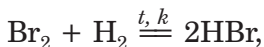
O modificare analogică a gradului de activitate vom observa la nemetalele formate de elementele din perioada a 2-a. Azotul reacționează cu hidrogenul la încălzire și în prezența catalizatorului (produsul reacției — amoniac NH₃). Amestecurile de oxigen și hidrogen, de fluor și hidrogen vor exploda: primul — la aprindere, al doilea — în condiții obișnuite și chiar la întuneric.

► Alcătuiți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.

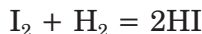
Elementele de la sfârșitul perioadelor formează cele mai pasive nemetale; aceste substanțe simple vă sunt cunoscute sub denumirea de gaze inerte.

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.

F₂
 Cl₂
 Br₂
 I₂
 \uparrow
**activitatea
 crește**

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

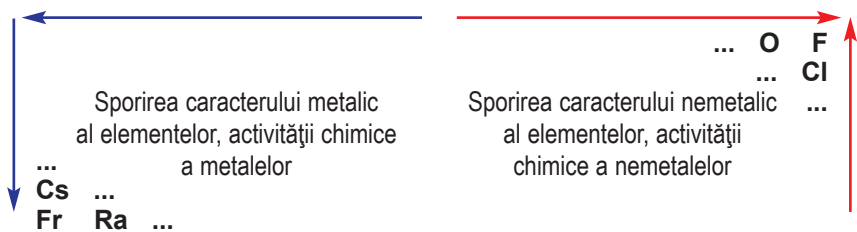
Caracterul nemetalic al elementelor și gradul de activitate chimică a nemetalelor crește în perioade de la stânga spre dreapta, iar în subgrupele principale — de jos în sus.

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



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.



57. Prin ce se manifestă caracterul chimic al elementelor?
58. Determinați caracterul chimic al elementelor cu sarcinile nucleelor atomilor +10, +12, +16, +20, +35. Apreciați capacitatea substanțelor simple respective în transformările chimice.
59. Care element din perioada a 4-a formează: a) cel mai activ metal; b) cel mai activ nemetal. Numiți numerele de ordine ale acestor elemente și numerele grupelor în care ele se situează.
60. Care substanță simplă ar trebui să fie mai activă în reacțiile chimice:
- a) litiul sau sodiul; c) sulful sau seleniul;
b) potasiul sau calciul; d) telurul sau iodul?
61. Substanțele simple A și B sunt formate din elementele din grupa a V a sistemului periodic. Una din ele este component al aerului, iar alta are masa moleculară relativă egală cu 124. Scrieți simbolurile acestor elemente și formulele substanțelor A și B.

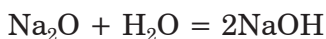
11

Legea periodicității și proprietățile substanțelor compuse

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați cum se schimbă caracterul unor compuși ai elementelor în perioade și subgrupele principale;
- să prevedeați proprietățile chimice ale substanțelor compuse conform pozițiilor deținute de elemente în sistemul periodic.

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



sau acizi



Oxizii cărora le corespund bazele, se numesc *oxizi bazici* (Na_2O și alții), iar cărora le corespund acizii se numesc *oxizi acizi* (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. 3).

Tabelul 3

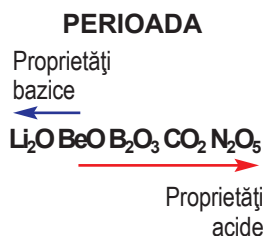
**Oxizii superiori ai elementelor
din perioada a 2-a**

Elementul	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Formula oxidului	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—	—
Tipul oxidului	Bazic	Amfoter	Acid			—		

Primul element al acestei perioade este metalul Litiu. El formează oxidul bazic Li_2O . Al doilea este Beriliul, de asemenea, element metal. Oxidul său 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 30.

Alte elemente din perioada a doua sunt elemente nemetale. Borul, Carbonul și Nitrogenul formează oxizii acizi — B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 . La primii doi compuși proprietățile acide sunt slab pronunțate, iar la al treilea — în măsură deplină.

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



Lămuriți, de ce în tabelul 3 sub simbolurile Oxigenului, Fluorului și Neonului sunt liniuțe. Oxidul Oxigenului, bineînțeles, nu există. Compusul OF_2 nu face parte din oxizi; denumirea lui este fluorură de oxigen. Elementul inert Neonul nu formează nici un compus.

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. 4).

Tabelul 4

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

Elementul	Formula oxidului	Tipul oxidului
B	B_2O_3	Acid
Al	Al_2O_3	Amfoter
Ga	Ga_2O_3	
In	In_2O_3	
Tl	Tl_2O_3	Bazic

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

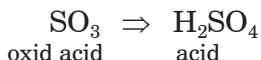
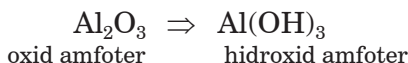
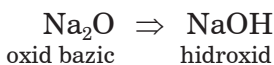
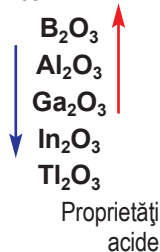
- Comparați proprietățile oxizilor elementelor din grupa a II-a subgrupa principală. Oare se vor confirma concluziile numai ce făcute?

Bazele, acizii, hidroxizii amfoateri. Hidroxizii sau *acizii*¹ sunt produsele reacției dintre oxizi și apă. Un număr semnificativ de

oxizi nu interacționează cu apa, iar hidroxizii sau acizii respectivi ai lor există (se obțin prin alte metode). Dacă asemenea compus 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*:

SUBGRUPA PRINCIPALĂ

Proprietăți bazice



De aici se deduce următoarea concluzie: modificările proprietăților bazice și acide ale compușilor, care provin din oxizi în perioade și subgrupe principale trebuie să fie aceleași ca și ale oxizilor. Despre aceasta ne mărturisesc datele din tabelul 5.

Tabelul 5

Bazele, hidroxizii amfoateri și acizii formați din elementele chimice din perioadele a 2-a și a 3-a

Grupuri						
I	II	III	IV	V	VI	VII
Li LiOH hidroxid (alcaliu)	Be Be(OH) ₂ hidroxid amfoater	B H ₃ BO ₃ acid *	C H ₂ CO ₃ acid *	N HNO ₃ acid ***	—	—
Na NaOH hidroxid (alcaliu)	Mg Mg(OH) ₂ bază	Al Al(OH) ₃ hidroxid amfoter	Si H ₂ SiO ₃ acid *	P H ₃ PO ₄ acid **	S H ₂ SO ₄ acid ***	Cl HClO ₄ acid ***

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

¹ Denumirea lor comună – hidrați de oxizi.

CONCLUZII

Există o legătură între proprietățile chimice ale substanțelor compuse și pozițiile elementelor chimice în sistemul periodic.

Proprietățile bazice ale oxizilor superiori și ale compușilor care provin de la ei sporesc în perioade de la dreapta spre stânga, în subgrupele principale — de sus în jos, iar proprietățile acide — în direcții opuse.

?

62. Oare conține sistemul periodic informații despre oxizi? Dacă da, atunci anume ce fel de informații și în care variantă a sistemului — lungă sau scurtă?
63. La ce tip de oxizi credeți că aparține oxidul de Rubidiu? Oxizii de Iod? Argumentați răspunsurile.
64. Indicați în fiecare pereche compusul în care proprietățile bazice sau acide trebuie exprimate într-o măsură mai mare:
a) Li_2O , Na_2O ; c) KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
b) SiO_2 , P_2O_5 ; d) H_2TeO_4 , H_2SeO_4 .
65. Scrieți formulele oxizilor superiori ai elementelor din perioada a 3-a. Comparați proprietățile lor, folosindu-vă de informațiile date în paragraf despre compușii derivați din acești oxizi. Întocmiți un tabel cu oxizi superiori ai elementelor din a 3-a perioadă, similar cu tabelul 3.

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 dezvoltarea 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, a determinat situarea unor elemente în sistemul periodic (de exemplu, Argonul și Potasiu, Telurul și Iodul), 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 (§ 8). 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”.

Este interesant de știut

Metalul galiu se topește în palmă; temperatura lui de topire +30 °C.

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.

În anul 2019 comunitatea chimică mondială a remarcat 150 de ani ai sistemului periodic al elementelor chimice (fig. 25).

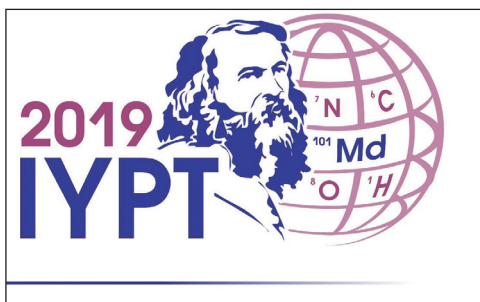


Fig. 25.
Emblema
anului
mondial
al sistemului
periodic

Legea periodicității și sistemul periodic reprezintă baza studiului chimiei elementelor. Nu trebuie de memorizat 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 Aluminului, 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 în fizică, biologie, geologie și alte științe fixe.

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



66. De ce legea periodicității a contribuit la descoperirea noilor elemente chimice?
67. Găsiți în sistemul periodic elementul Mendeleeviu, descoperit în anul 1955. Numiți numărul perioadei și numărul grupei, unde este situat acest element.
68. Datorită căror cauze a fost posibil ca să se găsească într-un singur mineral elemente asemănătoare?
69. Aflați din 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.

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 (de exemplu, clorura de sodiu $NaCl$, oxidul de calciu CaO), 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.

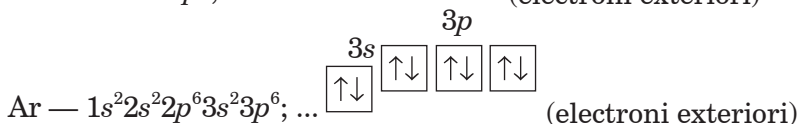
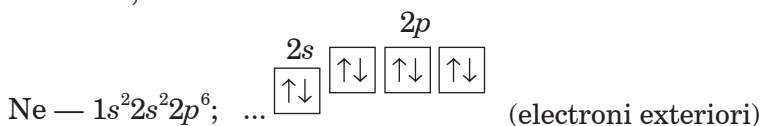
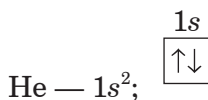
13 Stabilitatea învelișurilor electronice. Ionii

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 elemente¹. 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:



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

În atomul de Helium 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 atomi forma cea mai avantajoasă și stabilă*¹. Ea deseori este denumită *octet electronic*².

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

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

Octetul electronic
 ns^2np^6

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

Cationic
 H^+, Ba^{2+}

Anioni
 Cl^-, S^{2-}

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 încărcăți 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 elementului, întâi se scrie cifra (unul nu se scrie),

¹ Stabilitatea atomului de Helium este asigurată de unicul orbital completat complet cu electroni.

² Cuvântul provine din latinescul octo — opt.

Este interesant de știut

Cea mai mare sarcină a ionului elementului metal este +4, iar a ionului elementului nemetal –3

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 fiecare este format din câțiva atomi. De exemplu, în componența hidroxidului de sodiu NaOH , în afară de cationi de Na^+ , intră și anionul OH^- (ionul-hidroxid).

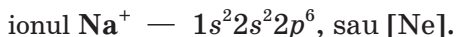
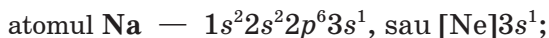
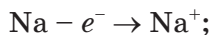
Formarea ionilor cu sarcină pozitivă.

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

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

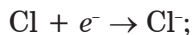
Cationii Na^+ intră aproape în componența tuturor compușilor de Sodiu, între care oxidul de sodiu Na_2O , hidroxidul de sodiu NaOH , clorura de sodiu NaCl .

- 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 ceda, transformându-se în cationi.

Formarea ionilor cu sarcini negative. În atomul elementului № 17 Clor pe nivelul energetic exterior se situează 7 electroni ($3s^23p^5$). 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 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 Cl — $1s^22s^22p^63s^23p^5$, sau $[\text{Ne}]3s^23p^5$;

ionul Cl^- — $1s^22s^22p^63s^23p^6$, sau $[\text{Ar}]$.

Anionii Cl^- se conțin în majoritatea compușilor elementelor metale cu Clorul, în special, în clorura de sodiu 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.

Deosebirele 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.

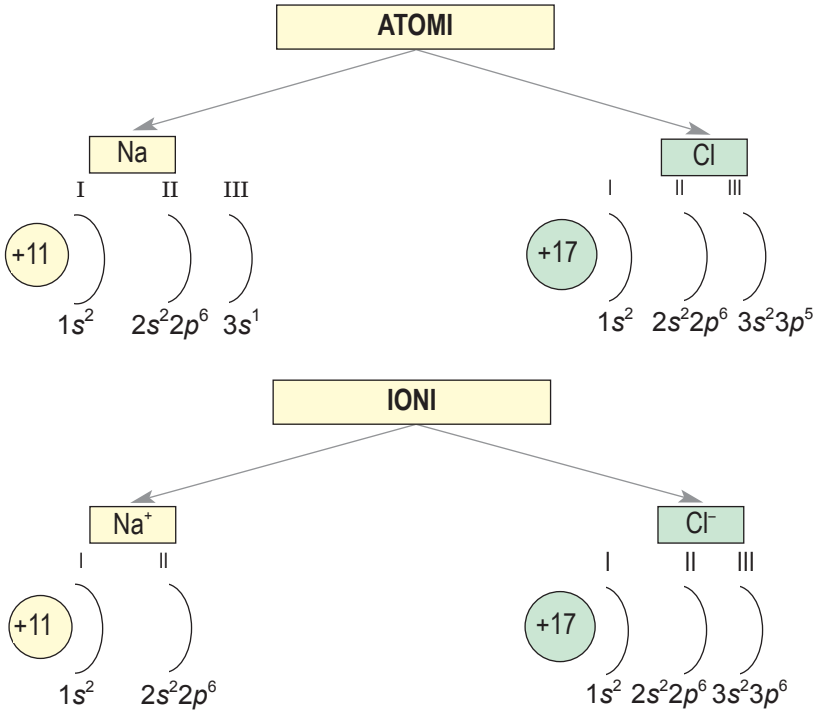
Structura electronică diferită a atomului și ionului este cauza diferitei dimensiuni a particulelor. Atomul de Sodiu are pe al treilea nivel energetic un electron, iar la ionul de Sodiu electronii se conțin numai pe două niveluri energetice. De aceea, raza ionului Na^+ este cu mult mai mică, decât a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

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

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^+ cu aceste molecule nu reacționează. Atomii de Clor ușor se combină în molecule Cl_2 , însă pentru ioni aceasta nu este caracteristic.

Hidrogenul — unicul element nemetal, atomul căruia se poate transforma nu numai în anion H^- , dar și în cation H^+ . Ionii H^+ 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

Caracteristicile atomilor și ionilor de Sodiu și Clor



proprietate. Spre deosebire de ioni, aceștia ușor se combină unii cu alții în molecule de H_2 , din care se formează substanța simplă hidrogenul. Ionii H^- se deosebesc de atomii de Hidrogen și de ionii Na^+ 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 electroni 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.

?

70. Ce există comun în structura electronică a atomilor elementelor inerte?
71. Care particulă cuprinde mai mulți electroni:
 - a) atomul sau cationul corespunzător;
 - b) atomul sau anionul corespunzător?
72. 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.
73. Alcătuiți formulele electronice ale ionilor Be^{2+} , P^{3-} , F^- și K^+ .
74. Numiți trei cationi și doi anioni care au același înveliș electronic ca și ionul F^- .
75. Care atom posedă aceeași structură electronică ca ionul de Aluminiiu? Scrieți formula electronică a particulei și reprezentați varianta ei grafică.
76. Scrieți formulele chimice ale particulelor la care structura electronică a nivelului energetic exterior este — $3s^23p^6$.
77. În atomul cărui element se cuprind cu 2 electroni mai puțin decât în ionul de Magneziu?
78. Alcătuiți formula electronică a particulei care posedă 16 protoni și 18 electroni. Numiți această particulă.
79. 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?
80. 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. Nume- roase substanțe sunt formate în rezultatul acțiunii forțelor electrostatice și ionii cu sarcini pozitive se combină cu cei cu sarcini nega- tive.

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 mă- turisește una din legile fizicii.

Compușii care sunt formați din ioni se numesc *com- puși ionici*.

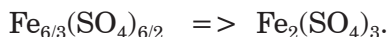
La compușii ionici se referă oxizii elementelor metale, bazele alcaline, compușii elementelor alcaline cu halogenii, cu Sulfur ș. a. Toate aceste substanțe posedă cationi ai elementelor metale (de exemplu, Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}). În oxizii ionici anioni sunt ionii O^{2-} , în bazele alcaline (alca- lii) — OH^- , iar în alți compuși 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_2 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*.

EXERCIȚIU. Alcătuiți formula chimică a compusului ce conține ioni Fe^{3+} și SO_4^{2-} .

Rezolvare

Scriem împreună formulele cationului și anionului: Fe^{3+} 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:



Formula compusului ionic indică raportul dintre cationii și anionii din el. De exemplu, în oxidul de litiu Li_2O :



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

Cristalele fiecărei substanțe posedă o formă specifică (fig. 26). O astfel de formă a corpului este rezultatul unei succesiuni stricte în modul

Fig. 26.
Cristale
naturale



de poziționare în substanță a atomilor, moleculelor sau ionilor. Dacă vom privi la sarea de bucătărie printr-o lupă de mărire, atunci vom vedea o mulțime de cubulețe cristaline transparente și incolore.

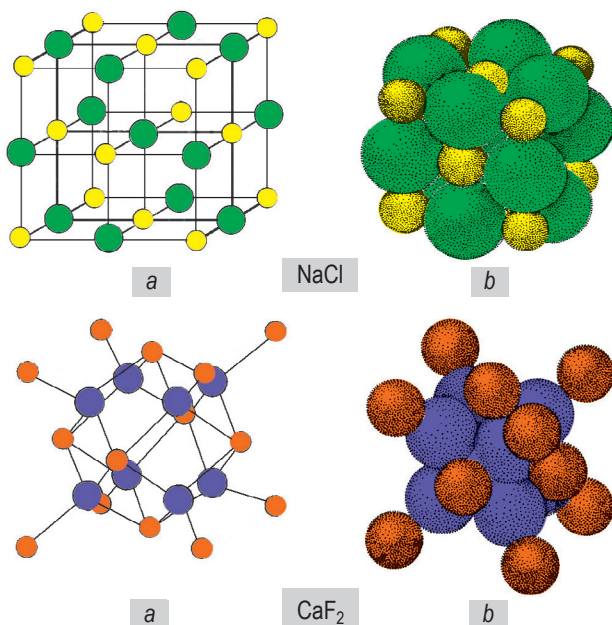
În cristalele substanței ionice fiecare cation se află în contact cu un anumit număr de anioni, iar anionul — cu același număr sau cu un număr diferit de cationi. Pe orice direcție se va observa o alternare strictă a cationilor și anionilor. Ordinea de poziționare a ionilor în interiorul cristalului 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 amorfe. 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. 27). După un astfel de model se poate reconstitui structura substanței în întregime.

Balonașele sau sferele din rețeaua cristalină imitează particulele substanței — ioni, atomi, molecule. Ele sunt situate în așa-zisele noduri ale rețelei cristaline. În modelele simplificate (fig. 27, *a*) balonașele au dimensiuni arbitrare și nu vin în atingere unele cu altele. Există și modele de proporții mai mari (fig. 27, *b*). În acestea, razele sferelor sunt 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

Fig. 27.
 Rețele cristaline
 ale compușilor
 ionici:
a — modele
 simplificate;
b — modele
 de proporție.
 Balonașele galbene
 sunt cationi Na^+ ,
 cele cărămizii — Ca^{2+} ;
 cele verzi — anioni Cl^- ;
 cele albastre — F^-

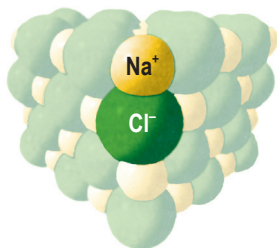


balonașele mititele nu ne împiedică să „privim” în interiorul cristalului.

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. 28).

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 temperaturile înalte de topire și fierbere ale majorității substanțelor ionice. La topire, cristalele se distrug, legăturile dintre

Fig. 28.
 Unitatea
 de formulă
 a sării de
 bucătărie



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 1465 °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 conductori 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.

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 com-

pus 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.

?

81. Care legătură chimică se numește ionică? Ce reprezintă compușii ionici?
82. Determinați formulele chimice care aparțin substanțelor ionice: CO_2 , O_2 , Al_2O_3 , NH_3 , Na_2S , HCl , BaF_2 , Fe . Explicați alegerea.
83. Scrieți formulele ionilor din care sunt alcătuiți:
 - a) oxizii ZnO , Cr_2O_3 ;
 - b) bazele LiOH , Ba(OH)_2 .
84. Alcătuiți formulele compușilor formați de următorii ioni:
 - a) Ag^+ și O^{2-} ;
 - b) Sr^{2+} și OH^- ;
 - c) Al^{3+} și NO_3^- ;
 - d) Na^+ și PO_4^{3-} .
85. Ce reprezintă rețeaua cristalină? Ce particule sunt situate în nodurile rețelelor cristaline ale unor astfel de substanțe: CaS , Li_3N , BaH_2 , KOH ?
86. Care din compuși, după părerea voastră, posedă cea mai înaltă temperatură de topire:
 - a) Li_2O sau Na_2O ;
 - b) CaO sau CaF_2 ?Argumentați răspunsurile și verificați-le, găsind informație corespunzătoare în internet.
87. Calculați părțile de masă ale ionilor în următorii compuși Mg_3N_2 și Mg(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.

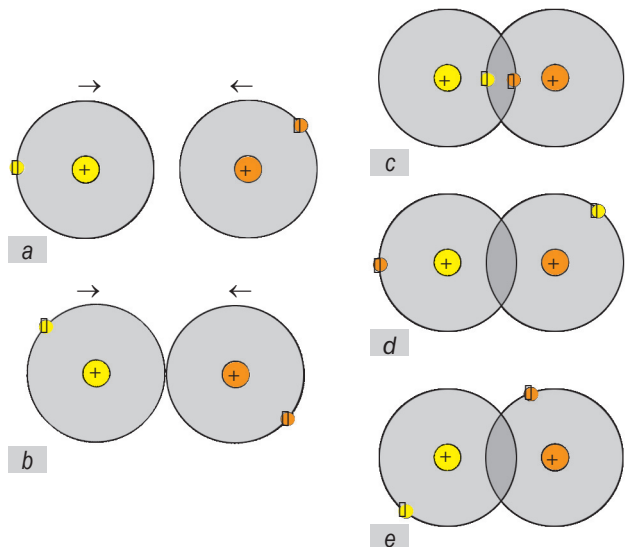
Legătura în molecula H_2 . Să vedem cum se formează molecula de hidrogen H_2 din doi atomi de Hidrogen. Fiecare din aceștia posedă câte un electron (fig. 29, *a*). Formula electronică a atomului de Hidrogen este — $1s^1$, iar reprezentarea

ei grafică — $1s \boxed{\uparrow}$.

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 al fiecărui atom și nucleul încărcat pozitiv al celui alt atom.

La un moment dat, orbitalii ambilor atomi vor veni în contact (fig. 29, *b*), iar apoi vor începe să se întrepătrundă. Odată cu aceasta, va spori gradul de respingere dintre nucleele cu aceleași sar-

Fig. 29.
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



cini (pozitive) ale atomilor. Când forțele de atracție și de respingere se vor egala, atomii se vor opri din mișcare (fig. 29, c). Prin porțiunea în care orbitalii se suprapun, electronii permanent vor „călători”, adică vor trece de la un atom la altul (fig. 29; c, d, e). Fiecare atom de Hidrogen a „câștigat” câte un electron suplimentar și un înveliș electronic avantajos (la fel ca la atomul elementului inert de Helium). 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*¹.

Legătura covalentă în molecula hidrogenului este reprezentată prin două moduri: **H:H** sau **H–H**. Prima notare se numește *formula electronică a moleculei*, în ea fiecare electron se notează prin punct. A doua notare — *formula 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:



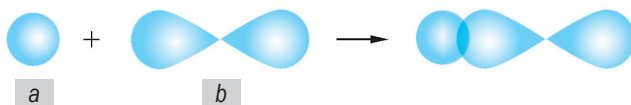
Legătura în molecula HCl. Să examinăm cum se asociază doi atomi diferiți — de Hidrogen și de Clor — în molecula de HCl.

► Scrieți formulele electronice ale acestor atomi.

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

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 ($3s^23p^6$).

Fig. 30.
Întrepătrunderea orbitalilor atomici la formarea moleculei HCl:
a — orbitalul 1s al atomului H;
b — orbitalul 3p al atomului Cl cu electronul neîmperecheat



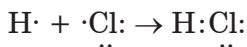
Formula electronică și cea grafică a moleculei clorurii de hidrogen,



precum și schema formării moleculei HCl din atomi sunt următoarele:

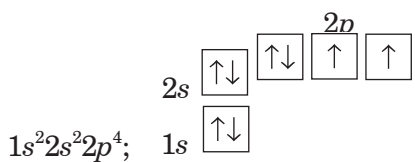


Formula moleculei cu notația dubletului comun de electroni se numește formulă electronică *simplificată*. Dacă s-ar indica toți electronii exteriori ai fiecărui atom, atunci vom obține o formulă electronică completă. Schema formării moleculei de clorură de hidrogen este:

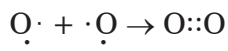


Legătura în moleculele O_2 și N_2 . Între atomii de Oxigen în molecula de oxigen O_2 există legătură covalentă, care se deosebește de legăturile din moleculele H_2 și HCl.

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 completă a moleculei de oxigen $\ddot{O}::\ddot{O}$, iar formula grafică este $O=O$.

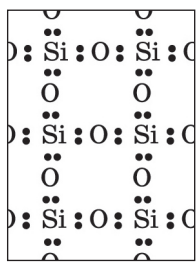
Legătura covalentă ce se realizează cu ajutorul unei perechi comune de electroni (de exemplu, în moleculele H_2 , HCl) se numește legătură covalentă simplă, iar cea cu ajutorul a două perechi (în molecula O_2) — *dublă*. Există și o legătură *triplă*, care se realizează pe contul a trei dublete comune de electroni. Printr-o astfel de legătură se unesc atomii în molecula de azot N_2 :



Legătura covalentă există în substanțele simple și compuse, nu doar cu structură moleculară, ci și cu structură atomică (fig. 31). Ea lipsește numai în gazele inerte.

Din cele expuse mai sus, reiese, că o condiție obligatorie pentru formarea legăturii covalente

Fig. 31.
Legături covalente în oxidul de siliciu (IV) SiO_2



între atomi este prezența, în fiecare dintre aceștia, a unuia sau mai multor electroni neîmperecheați. Rețineți: *prin legătură covalentă se asociază atomii elementelor nemetale.*

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, iar cu ajutorul a trei perechi — legătură covalentă triplă.

Prin legătură covalentă se asociază atomii elementelor nemetale.



88. Care legătură se numește covalentă? Între ce fel de particule se realizează ea?
89. De ce nu pot participa la formarea legăturii covalente:
 - a) atomul de Magneziu;
 - b) atomul de Neon?
90. Dintre formulele următoare indicați-le pe acelea care aparțin substanțelor cu legătură covalentă: Br_2 , H_2O , NaBr , BaS , K_2O , Ca_3N_2 , CH_4 .
91. Scrieți formulele electronice simplificate și complete, precum și formulele grafice ale moleculelor I_2 , SiH_4 și SO_3 .
92. 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.
93. 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 elementelor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să înțelegi de ce în moleculă pe atomii diferitelor elemente apar sarcini electrice;
- să deosebiți legătura covalentă polară și nepolară;
- să aflați care proprietate a atomului se numește caracter electronegativ.

Legătura covalentă polară și nepolară.

Există mult mai multe substanțe compuse cu structură moleculară și atomică 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.

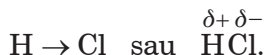
Vom examina molecula de clorură de hidrogen HCl. Conform rezultatelor cercetărilor, în această moleculă doi electroni ai legăturii covalente mai frecvent se situează în atomul de Clor, decât în cel de Hidrogen. Perechea comună de electroni se vedește a fi deplasată către atomul de Clor:



În rezultat, 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 δ („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*.

Legătura covalentă polară se realizează în multe molecule de substanțe compuse — HF, NH₃, SO₃, SiCl₄, H₃PO₄ etc. și de asemenea în ionii OH⁻, CO₃²⁻, PO₄³⁻ și alții. Prin legătură covalentă nepolară sunt uniți atomii în moleculele de nemetale, în unele substanțe cu structură atomică (de exemplu, în grafit, diamant).

► Ce tip de legătură covalentă există în moleculele de Br₂, HBr?

Electronegativitatea elementelor. Elementele chimice, de obicei, se deosebesc prin proprietatea de a menține perechile comune de electroni ai legăturilor covalente.

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 infe-

rioare de caracter electronegative 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.

Tabelul 6

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 —

În perioade caracterul electronegativ al elementelor sporește de la stânga spre dreapta, iar în grupe (sub-grupele 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.

Este foarte simplu să prevedem, folosind 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 N₂, PH₃, CS₂. Atomii elementelor nemetale cu caracter electronegativ diferit se asociază între ei cu ajutorul legăturilor covalente polare.

Este interesant de știut

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

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 dubletele comune de electroni:



Așadar, legăturile covalente în molecula apei sunt polare.

- Redați formula grafică a moleculei de amoniac NH_3 și indicați asupra simbolurilor elementelor sarcinile parțiale ale atomilor.

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

- În care moleculă de HCl sau HI – legătura covalentă va fi mai polară?

CONCLUZII

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

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

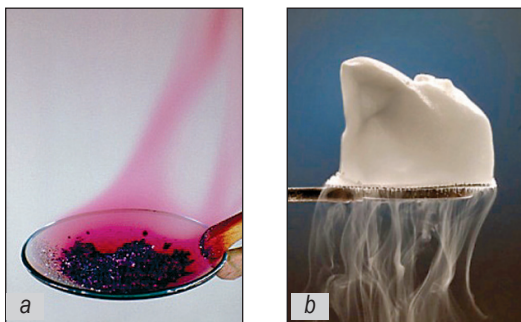
Interacțiunea moleculară. Independent de structura sa, substanța se poate afla în trei stări de agregare. Stărea solidă și lichidă a substanțelor moleculare există datorită faptului că moleculele se atrag una pe cealaltă, însă fiecare din ele sunt particule fără sarcină. Un asemenea fenomen se numește *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 în atracția reciprocă a atomilor cu sarcini opuse neînsemnate 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 sublimare¹. Asemenea proprietăți posedă, de exemplu, iodul I₂, oxidul de carbon (IV) CO₂ (fig. 32)¹. Gheața obișnuită la o temperatură mai joasă de 0 °C, de

¹ Termenul provine de la cuvântul latinesc sublimare — a urca.

Fig. 32.
Sublimarea
iodului (a)
și a oxidului
de carbon (IV) (b)



asemenea, se transformă în vapori, ce-i drept, mai lent. Datorită acestui fapt, albiturile spălate se usucă și la ger.

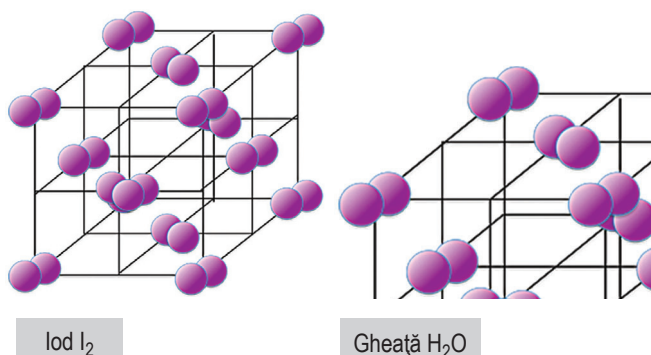
Multe substanțe moleculare au miros. Vă este bine cunoscut mirosul pătrunzător al oxidului de sulf (IV) sau al gazului dioxid de sulf SO_2 ; substanța se degajă la aprinderea unui chibrit (sulful intră în componența acestuia). Gazul amoniac NH_3 , de asemenea, poate fi ușor recunoscut după miros. El 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, deoarece se alcătuiesc din particule electroneutre. Multe substanțe solide de acest tip formează cristale (fig. 33).

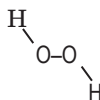
Formulele chimice ale substanțelor moleculare indică componența moleculară a acestora, iar în unele cazuri pot avea indici de ordin mai mare. Drept exemplu, putem lua formula peroxidului de hidrogen (apa

¹ 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”). În trecut, gheața uscată era folosită în comerț pentru a se păstra înghețata rece.

Fig. 33.
Rețele cristaline
ale unor substanțe
moleculare



oxigenată) H_2O_2 . Formula grafică a moleculei acestui compus este:



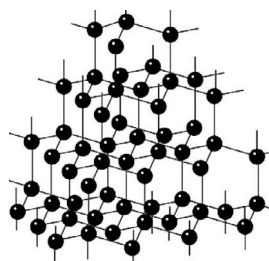
Anume într-o asemenea compoziție (și nu HO) se conțin moleculele în această substanță. Formula H_2O_2 , care arată componența reală a moleculei, se numește reală (formula HO este simplă). Pentru majoritatea substanțelor moleculare, formulele reale coincid cu cele simple.

Substanțele cu structură atomică. Există substanțe, în care toți atomii sunt asociați între ei prin legături covalente. Printre ele sunt substanțele simple ale unor elemente nemetale (de exemplu, borul, grafitul, diamantul, siliciul), și unor substanțe compuse (de exemplu, oxidul de siliciu (IV) SiO_2).

Cristalul substanței alcătuită din atomi este parcă o moleculă gigantă (fig. 34). Deoarece, legăturile covalente sunt trainice, substanțele cu structură atomică au temperaturi de topire și fierbere înalte, practic nu se dizolvă în apă, alți solvenți. Alții se evidențiază cu o duritate foarte înaltă (diamantul, carbură de siliciu (IV) SiC).



Diamantul C



Cuarțul SiO_2

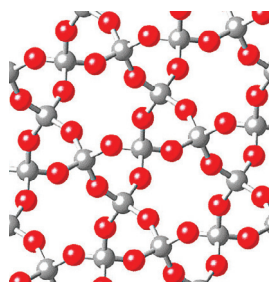


Fig. 34.
Substanțele cu
structură atomică
și rețelele lor
cristaline

EXPERIENȚA DE LABORATOR № 1

Familizarea cu proprietățile fizice ale substanțelor cu structură diferită

Voaă vă sunt date așa substanțe: grafit (substanță cu structură atomică), uree (substanță cu structură moleculară), bromură de potasiu (substanță cu structură ionică).

La dispoziția voastră se află stativ cu eprubete, pisetă (vas din masă plastică cu apă), baghetă de sticlă, stativul de laborator cu inel, capsule de porțelan, combustibil uscat, suport ceramic.

Analizați fiecare substanță. Determinați, dacă se dizolvă în apă fiecare din substanțe.

Analizați comportamentul substanțelor la încălzire. Care substanță s-a topit?

Înscrieți în tabel structura fiecărei substanțe, tipul legăturii chimice, care apare în ea și proprietățile fizice — starea

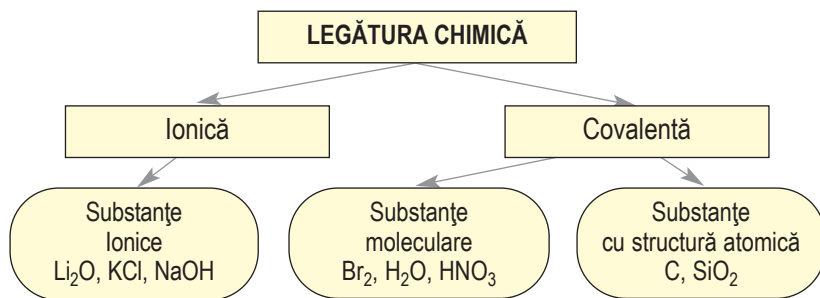
de agregare, culoarea, caracterul particulelor, solubilitatea în apă, capacitatea de a se topi la încălzire moderată:

Caracteristica substanțelor	Substanțele		
	grafitul	uree	bromură de potasiu

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



Metalele au structură atomică. Însă în ele se produce alt tip de legătură chimică — *metalică*, care se deosebește de cea ionică și covalentă. Metalele sunt alcătuite din atomi compact „împachetați”. Orbitalii lor exteriori se întrepătrund, iar electronii permanent trec de la un atom la altul. Datorită acestui fapt metalele au proprietăți fizice caracteristice și conduc electricitatea.

CONCLUZII

Moleculele se atrag reciproc, însă destul de slab. De aceea, substanțele cu structură moleculară posedă o duritate joasă, tempe-

raturi joase de topire și de fierbere, iar unele au miros. Substanțele moleculare nu conduc electricitatea.

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.

?

103. Ce este interacțiunea moleculară? Prin ce este ea determinată?
104. 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.
105. Numiți substanțele moleculare din șirul de substanțe: parafină, alcool etilic, hidroxid de potasiu, oxid de calciu, azot, cositor (staniu), oxid de siliciu (IV). Argumentați-vă alegerea.
106. Oare se poate face o concluzie cu privire la structura substanței (ionice, moleculare, atomice) numai după aspectul ei exterior, după starea ei de agregare? Argumentați-vă răspunsul.
107. Găsiți corespondențele:

<i>Formula substanței</i>	<i>Temperatura de topire, ° C</i>
1) NaH;	a) +638;
2) HCl;	b) -114.

Dați explicațiile necesare.

108. 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.
109. 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?
110. Compusul cu formula SiC are rețea cristalină atomică. Prognozați proprietățile ei fizice și verificați precizarea voastră cu informația respectivă găsită în internet.

LUCRARE PRACTICĂ № 1

Cercetarea proprietăților fizice ale substanțelor

Vouă vă sunt date așa substanțe cristaline:

varianta 1 — selitra de potasiu, nisip de cuarț, sulf;

variant 2 — sodă, acid citric, aluminiu.

La dispoziția voastră se află stativ cu eprubete, pisetă (vas din masă plastică cu apă), baghetă de sticlă, stativul de laborator cu inel, capsule de porțelan, combustibil uscat, suport ceramic.

Analizați substanțele. Ce culoare și ce caracter al particulelor se conține în fiecare din substanțe. Aspectul exterior al căror substanțe ne mărturisesc că ele sunt cristaline?

Controlați dacă se dizolvă substanțele în apă.

Analizați comportamentul substanțelor la încălzire. Atrageți atenția, că printre substanțele din fiecare variantă, în flacăra combustibilului uscat se va topi numai o singură substanță — cu cea mai joasă temperatură de topire. Determinați această substanță, găsiți datele necesare în internet sau alte surse de informații, și realizați încălzirea ei.

Completați tabelul, indicând proprietățile fizice ale fiecărei substanțe — culoarea, caracterul particulelor, solubilitatea în apă, temperatura de topire și faceți concluzia despre structura substanței și tipul de legătură chimică în ea:

Caracteristica substanțelor	Substanțele		

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 început să se dezvolte foarte repede, dobândindu-și statutul de știință exactă. Calcululele au devenit parte inseparabilă a cercetărilor chimice.

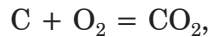
18

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 combinării atomilor în molecule, a 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.

Este interesant de știut

Cantitatea de substanță se folosește pentru a caracteriza compoziția soluțiilor în cercetările științifice.

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 *n* („niu”).

Unitatea de măsură a cantității de substanță este molul¹.

S-a stabilit că un 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 mol² de substanță cu structură moleculară se conțin $6,02 \cdot 10^{23}$ molecule.

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

În cazul compușilor ionici și substanțelor compuse cu structură atomică numărul $6,02 \cdot 10^{23}$

¹ Termenul provine de la cuvântul latinesc moles – mulțime, număr mare.

² 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.

se referă grupului de particule (ioni, atomi), prezenți în formula chimică a substanței¹. Pentru clorura de sodiu NaCl, unitatea de formulă este cationul Na⁺ și anionul Cl⁻, iar pentru oxidul de siliciu (IV) SiO₂ — atomul de Siliciu și doi atomi de Oxigen.

1 mol reprezintă o porțiune de substanță care conține $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi, molecule sau grupe de atomi, sau ioni prezenți în formula chimică.

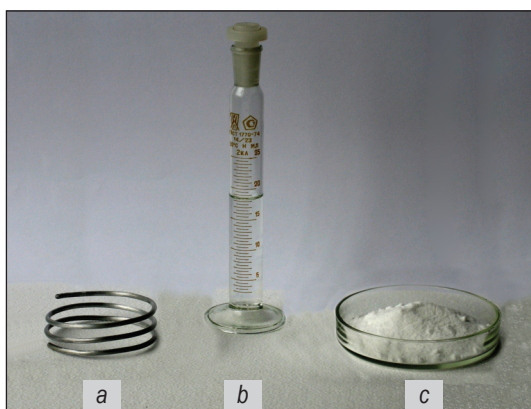
► Câți cationi sau anioni se conțin într-un mol de oxid de litiu?

Numărul $6,02 \cdot 10^{23}$ nu a fost ales întâmplător. Savanții au stabilit că anume atâtea atomi se conțin, de exemplu, în 12 grame de grafit, iar molecule — în 18 g apă. Aceste mese numerice sunt egale masei atomice relative de Carbon ($A_r(\text{C}) = 12$) sau masei moleculare relative a apei ($M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$).

O idee despre porțiuni de diferite substanțe în cantitate de 1 mol se poate obține privind figura 35.

Noțiunea de „cantitate de substanță” se întrebuițează nu numai pentru substanțe, dar și pentru unele particule aparte, în deosebi pentru ioni.

Fig. 35.
Porțiuni
de substanțe
în cantitate
de 1 mol:
a — aluminiu;
b — apă;
c — sare de bucătărie



¹ Astfel de grupă de ioni sau atomi se numește unitate de formulă.

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. 36).

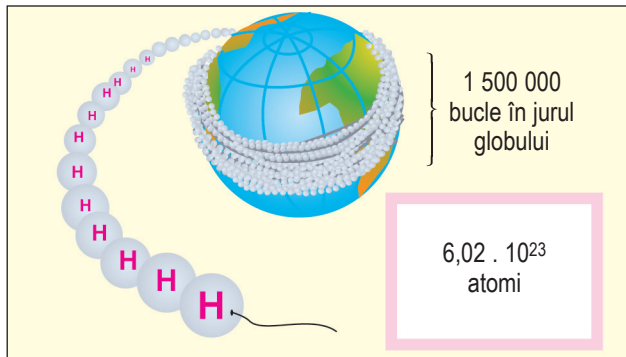


Fig. 36.
1 mol de atomi
de Hidrogen

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

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

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:

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

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

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.

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):

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

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

Într-un mol de oricare substanță moleculară totdeauna se conține mai mult decât un mol de atomi. De exemplu, într-un mol de oxigen O_2 — 2 moli de atomi de Oxigen, iar într-un mol de metan 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 O_3 , în 2 moli de fosfor alb P_4 , în 0,5 moli de amoniac 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) Fe_2O_3 , luat într-o cantitate de substanță de 4 moli.

Se dă:

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

$$n(\text{Fe}^{3+}) \text{ — ?}$$

$$n(\text{O}^{2-}) \text{ — ?}$$

Rezolvare

În unitatea de formulă a oxidului de fier (III) Fe_2O_3 se conțin 2 ioni de Fe^{3+} și 3 ioni de O^{2-} . De aceea, 1 mol de Fe_2O_3 este alcătuit din 2 moli ioni de Fe^{3+} și 3 moli ioni de 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: $n(\text{Fe}^{3+}) = 8 \text{ moli}$; $n(\text{O}^{2-}) = 12 \text{ moli}$.

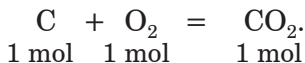
După formula compusului, se poate stabili raportul din el al cantităților de substanță de atomi, de ioni. De exemplu, în metan CH_4

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

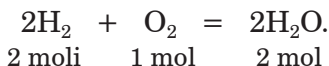
iar în oxidul de fier (III) Fe_2O_3 —

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

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 cele mai mici particule ale acesteia.

Unitatea de măsură a cantității de substanță este molul. 1 mol conține $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi, molecule, grupe de atomi sau ioni, prezenți în formula chimică a substanței. Pentru calcularea cantității de substanță se folosește constanta lui Avogadro — $6,02 \cdot 10^{23} \text{ moli}^{-1}$.

?

111. De ce este legată în chimie cantitatea de substanță? Numiți unitatea de măsură a cantității de substanță.
112. Determinați cantitățile de substanță ale atomilor în fiecare element (Oral.):
- a) într-un mol de brom Br_2 ; b) în 3 moli de sulfură de hidrogen H_2S ; c) în $1/3$ moli de fosfin PH_3 .

113. În locul punctelor înscrieți cifrele omise:
- a) în 3 moli de apă H_2O se conțin ... moli de molecule, ... moli de atomi de Hidrogen, ... moli de atomi de Oxigen;
- b) în 2 moli de compus ionic $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se conțin ... moli de ioni Ca^{2+} și ... moli de ioni OH^- .

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

114. Efectuați calculele și completați tabelul:
115. În ce cantitate de substanță de dioxid de carbon se conțin (Oral):
- a) $3,01 \cdot 10^{23}$ molecule;
- b) $12,04 \cdot 10^{23}$ atomi de Oxigen?
116. Poate oare un mol de substanță să conțină mai mult de $6,02 \cdot 10^{23}$ atomi? Argumentați-vă răspunsul și aduceți exemple.
117. Ce cantitate de substanță de clorură de calciu CaCl_2 conține $3,01 \cdot 10^{24}$ ioni de Ca^{2+} ? Câți ioni de Cl^- sunt în porțiunea de compus? (Oral.)
118. În ce cantitate de substanță de CH_4 se conțin atâtea atomi, câți există:
- a) într-un mol de oxid P_2O_5 ; b) în 0,3 moli de acid HNO_3 ;
- c) în 2,5 moli de oxid CO ?

119. În ce cantitate de substanță de sare de bucătărie NaCl se conțin atâtea ioni, câți există:
- în 0,2 moli de oxid CaO;
 - în 2 moli de oxid Li₂O;
 - în 0,4 moli de compus Na₂S?
120. Numiți raportul dintre cantitățile de substanță ale elementelor în substanțele cu următoarele formule: CaO, MgF₂, HClO₄, Fe(OH)₃. (Oral.)
121. Comentați reacțiile chimice, aplicând noțiunea de „mol”:
- $S + 2Cl_2 = SCl_4$;
 - $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;
 - $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2 \uparrow$.

19 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.

Masa molară este egală numeric cu masa atomică, moleculară sau de formulă relativă. 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 și să-i adăugăm unitatea de măsură — g/mol:

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

$$M_r(\text{H}_2\text{S}) = 34 \quad \Rightarrow \quad M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ g/mol}.$$

Substanțele compuse cu structură atomică sau ionică nu conțin molecule. Pentru ele masele molare numerice sunt egale cu suma maselor relative de atomi sau ioni¹ – unitățile de formulă chimică ale substanței²:

$$M(\text{Li}_2\text{S}) = 2M(\text{Li}^+) + M(\text{S}^{2-}) = 46 \text{ g/mol}.$$

► Calculați și notați valorile maselor molare ale amoniacului NH_3 și ale oxidului de aluminiu Al_2O_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 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:

$$m = n \cdot M.$$

¹ Despre masele relative a ionilor vezi § 13.

² Masele molare ale substanțelor cu structură atomică și ionică numeric este egală cu masa formulară relativă.

De unde

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

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

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

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 CH₄ 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:

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

$$\frac{1}{x} = \frac{16}{6,4};$$

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

A 2-a metodă

Folosim una din formulele date în paragraf:

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

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 format din atomii elementului Fier.

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

Calculăm masa fierului alcătuind porția:

1 mol Fe are masa 56 g,

1,5 moli Fe — x g;

$$x = m(\text{Fe}) = \frac{1,5 \text{ moli} \cdot 56 \text{ g}}{1 \text{ moli}} = 84 \text{ g.}$$

A 2-a metodă

Folosim una din formule date în:

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

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

PROBLEMA 3. Calculați masa a 1024 atomi de Sodiu.

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, alcătuim proporția și o rezolvăm

$6,02 \cdot 10^{23}$ atomi Na au masa 23 g,

10^{24} atomi Na — x g;

$$x = m(\text{Na}) = \frac{10^{24} \cdot 23 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{230 \text{ g}}{6,02} = 38,2 \text{ g.}$$

A 2-a 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 sau moleculară relativă. Pentru compusul cu structură atomică sau ionică valoarea masei moleculare este suma maselor atomilor sau ionilor — unităților formulei chimice a lor.

Masa molară reprezintă raportul dintre masă și cantitatea de substanță.



122. 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. |
123. Calculați masele molare ale substanțelor care au următoarele formule: F_2 , H_2O , SO_2 , Li_2O , Mg_3N_2 , H_2SO_4 , NaOH . (Oral.)
124. Care sunt masele molare ale atomilor și ionilor ce au următoarele formule: Cu , Ar , Br , Mg^{2+} , S^{2-} (Oral.)
125. Masa cărui compus luat în cantitatea de substanță de 0,2 moli reprezintă 12,8 g? Stabiliți masa molară a compusului. (Oral.)
126. Calculați masa de 0,25 moli de fosfură de magneziu Mg_3P_2 .
127. Cantitatea de substanță a dioxidului de carbon CO_2 este de 2 moli, iar cea de dioxid de sulf SO_2 — de 1,5 moli. Masa cărui compus este mai mare? (Oral.)
128. Ce cantitate de substanță se conține în 24 g de magneziu, 80 g de brom, 200 g de cretă? (Oral.)
129. 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) NaH ? (Oral.)
130. Câte molecule și atomi sunt în 3,4 g de amoniac NH_3 ?
131. Unde se găsesc mai multe molecule, atomi (Oral):
- | |
|--|
| a) într-un gram de dioxid de carbon CO_2 sau într-un gram de dioxid de sulf SO_2 ; |
| b) în 2 moli de apă sau într-un mol de acid sulfuric H_2SO_4 ? |
132. Într-un litru de apă minerală „Borjomi” se conțin 80 mg de ioni Ca^{2+} , 55 mg de ioni Mg^{2+} , Cantitatea căror ioni în această apă este cea mai mare? (Oral.)?
133. Calculați masa unei molecule de apă în grame, aplicând masa molară a apei și constanta lui Avogadro.

20

Volumul molar. Legea lui Avogadro

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să înțelegi 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.

Notația 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 (ρ) 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 cm³/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 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.

Condiții normale
(c.n.) —
0 °C;
760 mm col.
de merc.
Pentru gaze
în c.n.
 $V_m = 22,4$ l/mol

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 întrebuințează 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):

$$V = n \cdot V_m.$$

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

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

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.

Legea lui Avogadro este formulată astfel:

în volume egale ale diferitelor gaze la aceleași condiții de temperatură și presiune, se conține același număr de molecule¹.

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 37.

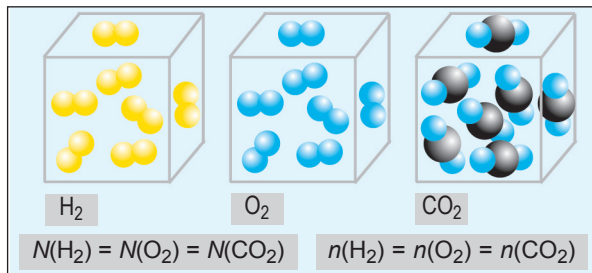


Fig. 37.
Număr egal de molecule și cantități egale de substanță în volume egale de gaze

¹ Pentru gazele inerte — număr egal de atomi.

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

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

Se dă:

$$m(\text{H}_2) = 0,4 \text{ g}$$

c. n.

$$V(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

Rezolvare

1 metodă

1. Determinăm cantitatea de substanță de hidrogen:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ moli.}$$

2. Calculăm volumul hidrogenului, alcătuind proporția:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol H}_2 \text{ ocupă la c. n. volumul de } 22,4 \text{ l,} & & \\ 0,2 \text{ moli H}_2 & \text{—} & x \text{ l;} \end{array}$$

$$x = V(\text{H}_2) = (0,2 \text{ moli} \cdot 22,4 \text{ l}) : 1 \text{ moli} = 4,48 \text{ l.}$$

A 2-a metodă

1. Determinăm cantitatea de substanță de hidrogen:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ moli.}$$

2. Calculăm volumul hidrogenului pe baza formulei corespunzătoare:

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2) &= n(\text{H}_2) \cdot V_m = \\ &= 0,2 \text{ moli} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 4,48 \text{ l.} \end{aligned}$$

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:

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ l}$$

c. n.

$$N(\text{O}_2) \text{ — ?}$$

Rezolvare

1 metodă

Calculăm numărul de molecule de oxigen într-un litru de gaz în condiții normale, alcătuind proporția:

$$\begin{array}{ccc} \text{în } 22,4 \text{ l de oxigen se conțin } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molecule,} & & \\ \text{într-un litru de oxigen} & \text{—} & x \text{ molecule;} \end{array}$$

$$\begin{aligned} x = N(\text{O}_2) &= \frac{1 \text{ l} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ l}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ &= 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (molecule).} \end{aligned}$$

A 2-a metodă

Calculăm numărul de molecule de oxigen într-un litru de gaz în condiții normale. Pentru aceasta, din formula

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{și} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

vom obține:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Facem calculul:

$$\begin{aligned} N(\text{O}_2) &= \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ &= 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (molecule)}. \end{aligned}$$

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 cahlă) la condiții normale.

Se dă:

CO

c. 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:

$$M = \rho \cdot V_m \quad \Rightarrow \quad \rho = \frac{M}{V_m};$$

$$\rho(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{V_m} = \frac{28 \text{ l/moli}}{22,4 \text{ l/moli}} = 1,25 \text{ g/l.}$$

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).

?

134. Ce este volumul molar al substanței? Cum se calculează?
135. Densitatea azotului¹ este de 1,25 g/l. Calculați volumul molar al gazului.
136. Densitatea gazului este de 1,43 g/l. Care este masa molară a gazului?
137. Aflați volumele gazelor (Oral.):
 - a) hidrogen luat în cantitatea de substanță de 10 moli;
 - b) sulfură de hidrogen H_2S cu masa de 3,4 g;
 - c) oxid de carbon CO cu masa de 0,28 g.
138. În decursul a 24 de ore, omul expiră odată cu aerul 500 l de dioxid de carbon. Determinați masa acestui volum de gaz.
139. Calculați masa molară a unui anumit gaz, dacă 60 g din acesta ocupă un volum de 44,8 l. (Oral).
140. Unde este cel mai mare număr de molecule — într-un litru de apă sau într-un litru de hidrogen? Argumentați-vă răspunsul.
141. Avem două mase egale de gaze — hidrogen și metan CH_4 . Care este raportul dintre volumele lor?

¹ În aceasta, precum și în următoarele probleme din paragraf densitățile, volumele, volumele molare corespund condițiilor normale.

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)

$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 1 : 1 : 2;$$

$$V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1.$$

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.

21

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 molecule¹. 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 cm³ 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. 38).

De câte ori? Împărțim masa de 1 cm³ de oxigen la masa de 1 cm³ de hidrogen:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ g}}{0,0000893 \text{ g}} = 16.$$

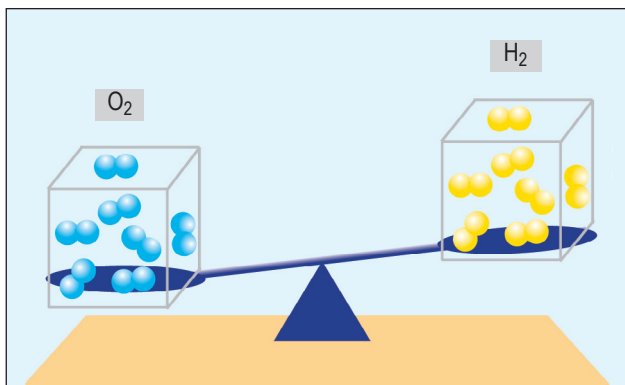


Fig. 38.
Compararea
maselor
acelorași
volume de gaze

Numărul 16 este numit *densitatea relativă* a oxigenului în raport cu hidrogenul. Această mărime fizică se notează cu litera *D* și se scrie astfel:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16.$$

Densitatea relativă a gazului față de alt gaz reprezintă raportul dintre un anumit volum al unui gaz și masa aceluiași volum al altui gaz (la aceeași temperatură și presiune).

¹ În aceleași condiții.

Masa de 1 cm³ de substanță este egală numeric cu densitatea ei. Densitățile oxigenului și ale hidrogenului (în condiții normale) sunt următoarele:

$$\begin{aligned}\rho(\text{O}_2) &= 0,00143 \text{ g/cm}^3, \\ \rho(\text{H}_2) &= 0,0000893 \text{ g/cm}^3.\end{aligned}$$

Putem afla de câte ori oxigenul este mai greu decât hidrogenul, împărțind densitatea oxigenului la densitatea hidrogenului:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{O}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ g/cm}^3}{0,0000893 \text{ g/cm}^3} = 16.$$

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 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.

Este interesant de știut

Cel mai ușor dintre toate gazele este hidrogenul H₂, iar cel mai greu — radonul Rn.

$$M_r(\text{aer.}) = 29$$

Deseori gazele sunt comparate cu aerul. Deși aerul este un amestec de gaze, el totuși poate fi considerat convențional a fi un gaz cu o masă moleculară relativă de 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. 39).

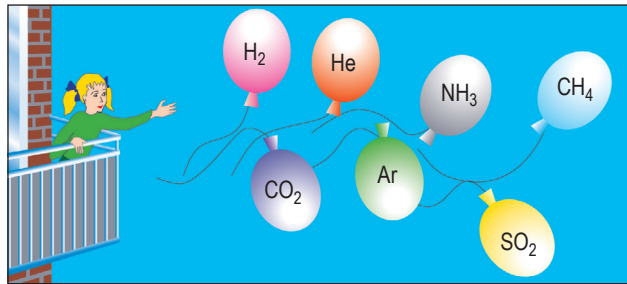


Fig. 39.
Zborul în aer al baloanelor umplute cu diferite gaze

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:



$$D_{H_2}(CO_2) \text{ — ?}$$

$$D_{\text{aer.}}(CO_2) \text{ — ?}$$

Rezolvare

Determinăm densitatea relativă a dioxidului de carbon în raport cu hidrogenul și aerul:

$$D_{H_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}} = 22;$$

$$D_{\text{aer.}}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{aer.})} = \frac{44 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 1,52.$$

Răspuns: $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 22$; $D_{\text{aer.}}(\text{CO}_2) = 1,52$.

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:

$$D_{\text{H}_2}(X) = 17$$

$$M(X) \text{ — ?}$$

$$X \text{ — ?}$$

Rezolvare

1. Calculăm masa molară a gazului X:

$$\begin{aligned} M(X) &= D_{\text{H}_2}(X) \cdot M(\text{H}_2) = \\ &= 17 \cdot 2 \text{ g/mol} = 34 \text{ g/mol}. \end{aligned}$$

2. Aflăm formula gazului X, care este compus al Sulfului.

Întrucât $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$, înseamnă că în molecula compusului X se conține un atom de Sulf. Celuilalt element îi revine în masa molară a compusului X $34 \text{ g/mol} - 32 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol}$. Se poate constata ușor că acest element este Hidrogenul și atomii în molecula compusului X sunt în număr de doi: $2M(\text{H}) = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} = 2 \text{ g/mol}$. Formula compusului X este H_2S .

Răspuns: $M(X) = 34 \text{ g/mol}$; formula 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 formula lui.

?

142. Comparați mărimile fizice „densitatea relativă” și „densitatea”.
143. De ce pentru densitatea relativă a gazului nu se indică presiunea și temperatura?
144. Determinați densitatea aerului în condiții normale.
145. Calculați densitatea relativă, în raport cu hidrogenul, a gazelor cu următoarele formule: He, Ne, CH₄, NH₃, N₂, CO, SiH₄, SO₂. (Oral.)
146. Numiți două, trei gaze care sunt mai grele decât aerul și dovediți aceasta.
147. O substanță simplă gazoasă are densitatea relativă în raport cu hidrogenul 24. Aflați formula substanței. (Oral.)
148. Densitatea relativă a gazului A în raport cu aerul este de 1,59. Determinați masa moleculară relativă a acestui gaz.
149. Un oarecare gaz este mai ușor decât aerul de 1,7 ori. Va fi el oare mai greu sau mai ușor decât metanul CH₄ și de câte ori?
150. 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.
151. 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 volum¹ ale acestor gaze în aer:

$$\varphi(\text{O}_2) = 0,2; \quad \varphi(\text{N}_2) = 0,8.$$

Într-un litru de aer se va conține 0,2 l de oxigen și 0,8 l azot, iar în 22,4 l – 0,2 • 22,4 l, adică 0,2 moli, de oxigen și 0,8 • 22,4 l, adică 0,8 moli de azot.

Să determinăm masa porțiunii de aer în care suma cantităților de substanță a gazelor este de un mol:

$$\begin{aligned} m(\text{aer.}) &= n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = \\ &= 0,2 \text{ moli} \cdot 32 \text{ g/mol} + 0,8 \text{ moli} \cdot 28 \text{ g/mol} = 28,8 \text{ g} \approx 29 \text{ g}. \end{aligned}$$

De aici, $M(\text{aer.}) = 29 \text{ g/mol}$.

¹ Partea de volum se notează cu litera grecească φ („fii”).

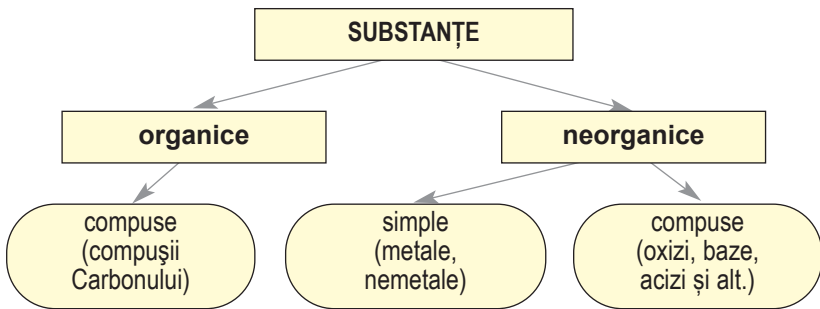
Capitolul 4

Principalele clase de compuși neorganici

Vă este cunoscut că toate substanțele se clasifică în organice și neorganice (schema 6).

Schema 6

TIPURILE DE SUBSTANȚE



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 sau 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 proprietățile chimice ale 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 compoziția denumirea generală a cărora este *oxizi*. În timpul reacției dintre oxizii elementelor metalice cu apa se formează substanțe, care se numesc *baze*, iar oxizii formați din elementele nemetale, reacționând cu apa, formează *acizi*. În afară de oxizi, baze, acizi, la principalele clase de compuși neorganici aparțin *hidroxizii amfoateri și sărurile*.

22

Oxizii

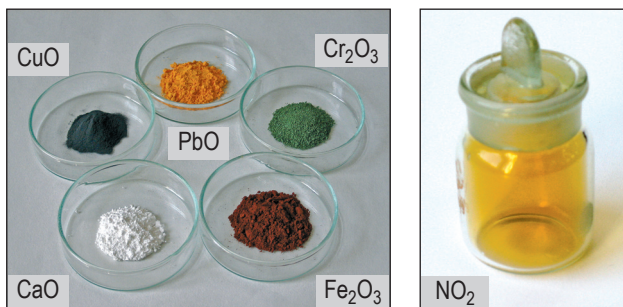
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți compoziția oxizilor;
- să alcătuiți formulele grafice ale moleculelor de oxizi;
- să sistematizați cunoștințele la alcătuirea denumirilor chimice ale oxizilor;
- să aflați despre răspândirea oxizilor în natură.

Compoziția și formulele oxizilor. Vă este cunoscut, că *oxizii sunt substanțele elementelor cu Oxigenul*.

Oxizii formează aproape toate elementele chimice (fig. 40). 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 chimic are valență variabilă, atunci pentru el există câțiva oxizi. De

Fig.40
Oxizi



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 .

Oxizii
 E_mO_n

exemplu, pentru Cupru sunt cunoscuți oxizii Cu_2O și CuO , iar pentru Crom — CrO , Cr_2O_3 și CrO_3 .

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 . Aceste formule sunt date într-un șir aparte al sistemului periodic al variantei scurte (forzațul I). Îi unim într-o formulă — E_mO_n .

Vă aducem aminte că cea mai mare valoare a valenței elementului chimic coincide cu numărul grupei sistemului periodic, unde este situat el. Oxidul, în care elementul posedă asemenea valență, se numește *superior*.

► Scrieți formulele chimice ale oxizilor superiori de Fosfor, Sulf și Clor.

Pentru oxizii cu structură moleculară, în afară de formulele chimice, se aplică și formulele grafice. În asemenea formule atomii sunt uniți în moleculă prin liniuțe:



Numărul de liniuțe de lângă fiecare atom este egală cu valoarea valenței lui din compus. Este important de știut, că atomii identici în moleculele de oxizi nu se combină. O liniuță dintre atomi

emite o pereche comună de electroni, adică o legătură covalentă simplă, două liniițe — două perechi comune de electroni (legătură dublă), iar trei liniițe — trei perechi comune de electroni (legătură triplă).

► Alcătuiți formula grafică a moleculei de dioxid de carbon.

Denumirile oxizilor. În clasa a 7-a ați învățat să dați denumirea chimică a oxizilor. Vă aducem aminte că denumirea oxizilor se alcătuieste de la cuvântul „oxid” și denumirea elementului, care a format compusul cu Oxigenul:

CaO – oxid de calciu;

B₂O₃ – oxid de bor.

Dacă elementul formează câțiva oxizi, atunci în denumirea fiecărui compus după denumirea elementului se indică în paranteze cu cifre romane (fără interval) valoarea valenței lui:

FeO — oxidul de fier(II);

Fe₂O₃ — oxidul de fier(III).

În denumirea compusului se conjugă numai primul cuvânt: oxid de calciu, oxidul de fier(II).

► Alcătuiți denumirile chimice ale oxizilor cu formulele MgO, SO₂, P₂O₅.

Unii oxizi, afară de denumirile chimice, mai au și denumiri tradiționale (trivial, populare). Astfel de denumiri, de exemplu, există pentru compușii CaO și SO₂ — respective „var nestins” și „pucioasă”.

Răspândirea oxizilor în natură. Oxizii se conțin în fiecare din cele trei învelișuri ale planetei noastre — atmosferă, hidrosferă și litosferă.

Cel mai răspândit oxid în atmosferă și hidrosferă este apa, iar în litosferă — oxidul de siliciu(IV) SiO₂. Acest compus al Siliciului formează mineralul cuarț, este component al nisipului,

Este interesant de știut

Pentru apă H₂O denumirea chimică de „oxid de hidrogen”, nu este folosită.

¹ În denumirea «oxid de nitrogen (V)» se indică valoarea numerică a gradului de oxidare a Nitrogenului, care pentru compușii N₂O₅ și HNO₃ alcătuieste +5. Despre aceasta o să învățați în clasa 9.

Fig. 41.
Cristale
de minerale,
care sunt oxizi

granitului. În aer se conține o cantitate nu prea mare de dioxid de carbon CO_2 . Mai mulți oxizi se găsesc în litosferă. Ei intră în compoziția rocilor, solurilor, mineralelor (fig. 41). Oxidul de fier(III) este componentul principal în unele minereuri fieroase.



CONCLUZII

Oxidul reprezintă un compus al elementului cu Oxigenul. Formula generală a oxizilor este — $E_m\text{O}_n$.

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).

?

152. Care compuși se numesc oxizi? Indicați printre formulele chimice date, cele care corespund oxizilor: PbO , Cl_2O_7 , Na_2O , LiOH , SeO_3 , HClO .
153. Alcătuiți formulele oxizilor de Arseniu (elementul poate fi tri- și pentavalent) și de Telur (valorile de valență ale elementului sunt egale cu 4 și 6).
154. Alcătuiți formulele chimice ale oxizilor care conțin cationi de Potasiu, Bariu, Aluminu.

155. Alcătuiți formulele grafice ale moleculelor oxizilor SO_2 și I_2O_5 .
156. Scrieți formulele compușilor care au următoarele denumiri:
 a) oxid de nitrogen(IV); c) oxid de beriliu;
 b) oxid de titaniu(III); d) oxid de mangan(VII).
157. Dați denumiri chimice oxizilor SrO , Mn_2O_3 , N_2O .
158. Calculați părțile de masă ale elementelor în oxidul de sulf(IV) și oxidul de sulf(VI).
159. Aflați masa:
 a) oxidului de titaniu(IV) cu cantitatea de substanță de 2 moli (Oral);
 b) în porția oxidului de nitrogen(II), în care se cuprind 10^{23} molecule.
160. 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?

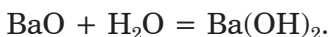
23

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 din clasa a 7-a că unii oxizi ai elementelor metale interacționează cu apa:



Produsele acestor reacții aparțin la clasa *bazelor*; compoziția lor corespunde formulei generale $M(\text{OH})_n$. Baze reprezintă compuși cu formula generală MOH , mai mulți compuși cu formula $M(\text{OH})_2$ și câțiva cu formula $M(\text{OH})_3$.

Toate bazele sunt substanțe ionice.

Bazele
 $M(\text{OH})_n$

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 $M(\text{OH})_n$ 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 § 30.

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 (forzaț 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 AgOH și $\text{Hg}(\text{OH})_2$ (oxizii respectivi Ag_2O și 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 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 „+”):

$\text{Cr}(\text{OH})_2$ — hidroxid de crom(II).

► Dați denumiri bazelor care au formulele KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Alcalii, care au găsit o utilizare mai largă, în afară de denumirea chimică, au și denumiri tradiționale (triviale): NaOH — hidroxid de sodiu; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — var stins.

Denumirea primului compus este legată de faptul că hidroxidul 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.

Pentru fiecare bază există oxidul (bazic) respectiv. În ambii compuși sarcina ionului elementului metal este una și aceeași.

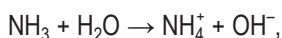
?

161. Care compuși se numesc baze? Scrieți formula generală a bazelor formate din cationi divalenți. Ce numim alcalii?
162. Alcătuiți formulele hidroxidului de ceziu, hidroxidului de titanu(III).
163. Scrieți formulele bazelor care corespund oxizilor cu următoarele formule: K_2O , VO , La_2O_3 .
164. Ce cantitate de substanță de fiecare ion se conține într-un mol de baze $NaOH$, $Fe(OH)_2$? (Oral.)
165. Calculați masa de 0,2 moli de hidroxid de litiu. (Oral.)
166. Câți cationi și anioni se conțin:
a) în 0,1 moli hidroxid de potasiu;
b) în $\frac{1}{2}$ moli hidroxid de magneziu?
Indicați masa fiecărui ion în porțiile de substanțe indicate. (Oral.)
167. 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



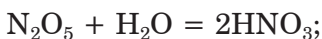
iar pentru compusul respectiv se folosește denumirea „bază amoniacală” și formula NH_4OH . Să selectăm compusul din soluție nu putem: obținem produsele descompunerii lui — amoniac și apă (vapori de apă).

24 Acizii

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să clasificați acizii după anumite caracteristici;
- să determinați valența elementului formator de acid în acid;
- să alcătuiți formulele grafice ale moleculelor de acizi;
- să dați denumirea acizilor;
- să aflați despre răspândirea acizilor în natură.

Compoziția și formulele acizilor. Aproape toți oxizii elementelor nemetale interacționează cu apa¹. Produsele acestor reacții sunt acizii:



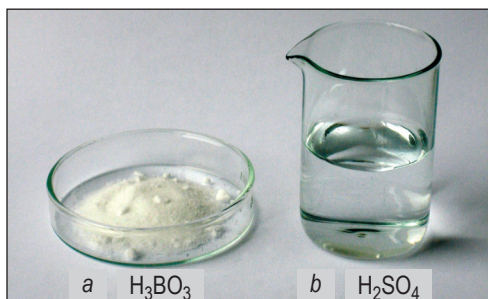
Oxizii de la care provin acizii se numesc oxizi *acizi*.

Acizii care provin de la oxizi se unesc într-o grupă formând acizii *oxigenați* (fig.42). Formula lor generală — $\mathbf{H}_m\mathbf{EO}_n$.

În calitate de acizi se înscriu și soluțiile apoase ale elementelor nemetale din grupele VI și a VII a sistemului periodic cu Hidrogenul — HF, HCl, H₂S și altele. Acizii formați din compuşii elementelor nemetale cu Hidrogenul se numesc acizi *neoxigenați*; au formula generală $\mathbf{H}_n\mathbf{E}$.

¹ Oxidul SiO₂ face excepție.

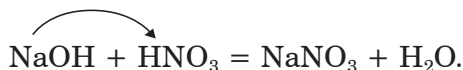
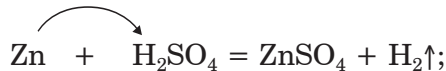
Fig. 42.
Acizi:
a — ortoboric
(boric);
b — sulfuric



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:



Acizii
 H_nE
 H_mEO_n

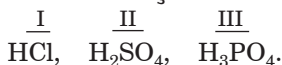
Având în vedere numărul de atomi de Hidrogen capabili să fie substituiți, toți acizii se clasifică în *monobazici* (de exemplu, HCl , HNO_3), *dibazici* (H_2S , H_2SO_4), *tribazici* (H_3PO_4)¹.

O parte din molecula acidului (atomul sau grupă de atomi) 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 Hi-

¹ Există acizi în molecula cărora este imposibilă substituirea tuturor atomilor de Hidrogen.

drogen, 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 HNO_3 și H_2S și arătați valența fiecăruia din ei?

Elementul chimic care formează acidul se numește *formator de acid*. Vă demonstrăm cum se poate calcula valoarea valenței în acidul oxigenat. Ca exemplu luăm compusul H_2SO_4 . Vom înscrie deasupra simbolurilor Hidrogenului și Oxigenului valorile de valență a acestor elemente:



Numărul de valență pentru cei patru atomi ai Oxigenului constituie $2 \cdot 4 = 8$, iar pentru cei 2 atomi ai Hidrogenului — $1 \cdot 2 = 2$. Valoarea de valență a atomului de Sulf o calculăm prin diferența, de la prima cifră scădem a doua: $8 - 2 = 6$. Rezultatul obținut îl indicăm deasupra simbolului elementului:



Este interesant de știut

Oxizii Clorului, care corespund acizilor HClO_2 și HClO_3 nu sunt cunoscuți.

Știind valența elementului formator de acid, ușor determinăm oxidul de la care provine acidul. De exemplu, acidul H_2SO_4 corespunde oxidului SO_3 , în el Sulful este hexavalent.

- Determinați valența Fosforului în acidul H_3PO_4 și alcătuiți formula oxidului corespunzător.

Pentru acizi se folosesc nu numai formulele chimice, ci și grafice. Trebuie de luat în consi-

derare că aproape în toate moleculele de acizi oxigenați atomii formatori de acizi sunt uniți prin legături covalente numai cu atomul de Oxigen.

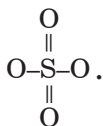
PROBLEMĂ. De alcătuit formula grafică a moleculei de acid H_2SO_4 .

Rezolvare

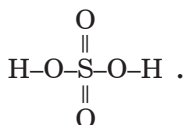
1 metodă. Sulful în acidul H_2SO_4 este hexavalent. Trasăm în jurul atomului formator de acid 6 liniuțe:



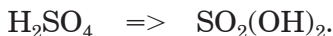
Prin aceste liniuțe (unități de valență) combinăm atomul de Sulf cu cei patru atomi divalenți ai Oxigenului. Pentru doi atomi „distribuim” câte două liniuțe, iar celorlalți doi le vor rămâne doar câte una:



Atomilor de Oxigen din stânga și din dreapta le trasăm câte o liniuță și adăugăm câte un atom de Hidrogen:



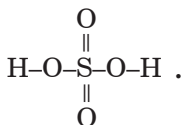
A 2-a metodă. Deoarece acidul H_2SO_4 este dibazic, în formula ei chimică, delimităm două grupe de atomi OH:



Grupa hidroxil este monovalentă: $-O-H$. Unim cu o liniuță fiecare grupă OH cu atomul de Sulf:



Fiecare din doi atomi de Oxigen, care au rămas, îi vom combina cu atomul de Sulf prin două liniuțe:



► Alcătuiți formula grafică pentru molecula acidului H_3PO_4 .

Denumirile acizilor. Acizii posedă denumiri chimice și populare (tabel 7).

Tabelul 7

Cei mai importanți acizi

Formula	Denumirea*	
	chimică	populară, uzuală
HF	Fluorhidric	flourură de hidrogen
HCl	Clorhidric	Saramură ¹
H ₂ S	Sulfhidric	Vitriol
HNO ₂	Nitritic	Azotic
HNO ₃	Nitric	Azotic
H ₂ CO ₃	Carbonic	De cărbuni
H ₂ SiO ₃	Metasilicic	Silicic
H ₂ SO ₃	Sulfuros	Vitriol
H ₂ SO ₄	Sulfuric	Vitriol
H ₃ PO ₄	Ortofosforic	Fosforic

* Sunt date primele cuvinte ale denumirilor.

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”: H₂S — acid sulfhidric. Pentru acizii oxigenați, acest cuvânt poate avea sufixele „os” și „ic”. Dacă elementul formator de acid reprezintă în compus o valență superioară, „-ic”

¹ Acidul este numit saramură, deoarece în trecut era extras din sarea NaCl.

$\text{H}_2\text{SO}_4^{\text{VI}}$ — acid sulfuric), iar dacă valența este inferioră, atunci se folosește sufixul $-\text{os}$ ($\text{H}_2\text{SO}_3^{\text{IV}}$ — acid sulfuros). În denumirile chimice ale acizilor H_2SiO_3 și H_3PO_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 CO_2 . În timpul erupțiilor vulcanilor, în atmosferă se produc emisii de sulfur de hidrogen H_2S și dioxid de sulf SO_2 . Primul compus, dizolvându-se în apă, formează acidul sulfhidric, iar cel de-al doilea, reacționând cu apa, formează acidul sulfuric. Sucul gastric conține acid clorhidric.

Lumea vegetală și cea animală este bogată în acizi care fac parte din compuși organici. Acizii citric, malic, oxalic se conțin în unele fructe, pomușoare, legume (fig. 43), acidul formic — în furnici (de aceea înțepăturile lor sunt destul de simțitoare), toxine de albini, de urzici. Când se înăcrește laptele și 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.



Fig. 43.
Surse naturale
de acizi
organici

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 general H_nE) și oxigenați ($H_mE O_n$). După prezența numărului de atomi de Hidrogen în moleculă care pot fi substituiți, se deosebesc acizi monobazici, dibazici, tribazici.

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 valenței.

Acizii au denumiri chimice și populare, uzuale.

Acizii sunt răspândiți în natură.



168. Dați definiția acidului. Ce reprezintă radicalul acid?
169. Subliniați radicalii acizi în formulele acizilor H_2Te , HNO_2 și H_2AsO_4 și indicați valența lor.
170. După ce criterii se clasifică acizii?
171. 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

172. Alcătuiți formulele grafice a moleculelor de acizi HI , $HClO$, H_2TeO_3 .
173. Alcătuiți formulele grafice ale moleculelor de acizi HIO_3 și H_2TeO_4 mai înainte selectând grupele hidroxile din formulele lor chimice. Ce valori de valențe posedă elementele formatori de acid în acești compuși? Scrieți formulele chimice ale oxidilor corespunzători de Iod și Telur.

174. Găsiți corespondențele:

Formula acidului

Denumirea acidului

1) H_2SeO_3 ;

a) selenhidric;

2) H_2Se ;

b) selenic;

3) H_2SeO_4 ;

c) selenos.

175. Calculați cantitatea de substanță a fiecărui element, care se conțin în (Oral):

a) 0,1 moli acid nitric;

b) 0,5 moli acid sulfuric.

176. Se dau 6,2 g de acid boric H_3BO_2 . Determinați cantitatea de substanță de acid. (Oral.)

177. Calculați părțile de masă ale elementelor chimice în acidul fluorhidric. (Oral.)

178. Există doi acizi oxigenați cu valori identice ale maselor molare — 98 g/mol. Numiți acești acizi și scrieți formulele lor chimice.

25 Sărurile

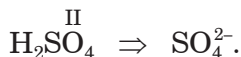
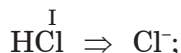
Materia din paragraf o să vă ajute:

- 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 bucatărie NaCl . Voi deja știți că ea este alcătuită din ionii Na^+ și Cl^- . Pe tablă voi scrieți cu creta CaCO_3 . Ea, de asemenea, aparține la săruri. În cretă se conțin ioni Ca^{2+} și 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, 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 electroneutral. O problemă respectivă este dată în § 14. Pentru a afla valoarea sarcinilor ionilor, ne putem folosi de tabelul solubilității compușilor neorganici (forzațul II).

► Alcătuiți formula sării, care conține ioni de Fe^{3+} și 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. 44). În dependență de caz, se schimbă numai al doilea cuvânt din denumirea chimică a sării.

Formule și denumiri ale unor săruri

Formula	Denumirea	
	chimică	populară, uzuală
KNO_3	Nitrat de potasiu	Silitră
K_2CO_3	Carbonat de potasiu	Potaș
CaF_2	Fluorură de calciu	Fluorit (mineral)
FeCl_2	Clorură de fier(II)	—
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfat de fier(III)	—

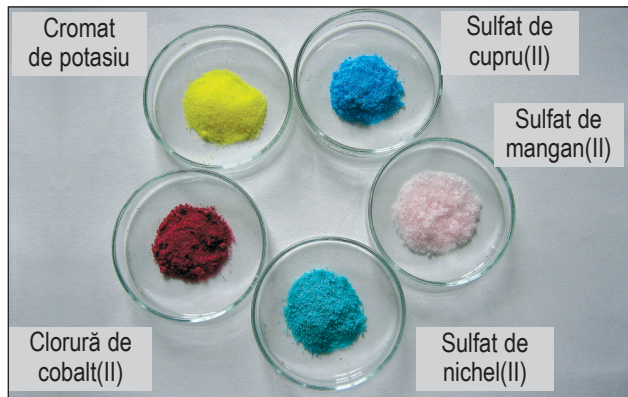


Fig. 48.
Săruri¹

- Dați denumirile chimice ale sărurilor care au următoarele formule: KF , PbCO_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, CrCl_3 .

Există săruri care provin de la baza de amoniu NH_4OH (p. 130). În compoziția lor intră cationi ai amoniului NH_4^+ . Exemple de astfel de compuși:

NH_4Cl — clorură de amoniu; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — sulfat de amoniu; NH_4NO_3 — nitrat de amoniu.

Ultimii doi compuși se utilizează ca îngrășăminte.

Răspândirea sărurilor în natură. În compoziția scoarței terestre se găsesc numeroase

¹ În cristalele acestor săruri se conțin molecule de apă, excepție face cromatul de potasiu.



Fig. 45.
Cristale ale
unor minerale,
care sunt săruri

săruri (fig. 45). Majoritatea din ele sunt silicați. Între aceștia există și pietre prețioase: topaz albastru (silicat de aluminiu), zirconiu auriu (silicat de zirconiu), silicat de beriliu — fenacit incolor, piatră prețioasă incoloră (silicat de beriliu) 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). Acest compus al Calciului reprezintă baza pe care se formează scoicile, corali, coaja de ou (fig. 46). Sulfurile ZnS , Cu_2S , PbS și altele reprezintă minereuri; din acestea se extrag metalele.

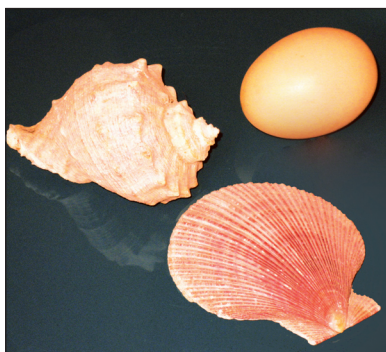


Fig. 46.
Carbonat
de calciu
în natura vie

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).

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 $M_m (EO_n)_p$.

Fiecare sare are denumirea sa chimică, iar unele dintre ele mai au și denumiri populare, uzuale.

Sărurile sunt foarte răspândite în natură.



179. Care compuși se numesc săruri? Prin ce se aseamănă sărurile, după compoziția lor, cu bazele și prin ce se deosebesc de acestea?
180. Alcătuiți formulele sărurilor care se formează din astfel de ioni: Li^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , CO_3^{2-} .
181. Înscrieți în colonițele corespunzătoare ale tabelului formulele ionilor, din care se formează sărurile $Al(NO_3)_3$, $BaBr_2$, K_3PO_4 , Na_2S :

Cationi		Anioni	
cu o sarcină	cu mai multe sarcini	cu o sarcină	cu mai multe sarcini

182. Dați denumirile sărurilor ce au formulele: $NaBr$, Al_2S_3 , Li_2SO_4 , $CaSO_3$.
183. Alcătuiți formulele iodurii de cesiu, fluorurii de aluminiu, sulfatului de crom(III), ortofosfatului de litiu.
184. În 20 g de $CaCO_3$ și în 20 g de $CaBr_2$ se vor conține cantități de substanță egale sau diferite de anioni? (Oral.)
185. Într-o porțiune de sulfat de sodiu se conțin 0,5 moli de SO_4^{2-} ioni. Care este cantitatea de substanță și ce masă de ioni de Sodiu se va conține în porțiunea acestui compus? (Oral.)
186. Unde se află cel mai mare număr total de ioni: într-un mol de sulfat de aluminiu, în 2 moli de nitrat de fier(III), în 3 moli de clorură de bariu sau în 4 moli de fluorură de litiu?
187. 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:

- a) numărul cel mai mare de ioni în porțiunea de ortofosfat de fier(III);
- b) numărul cel mai mare de ioni în porțiunea de clorură de sodiu;
- c) numărul cel mai mare de ioni în porțiunea de carbonat de calciu;
- d) în porțiunile luate de săruri se conține un număr egal de ioni.

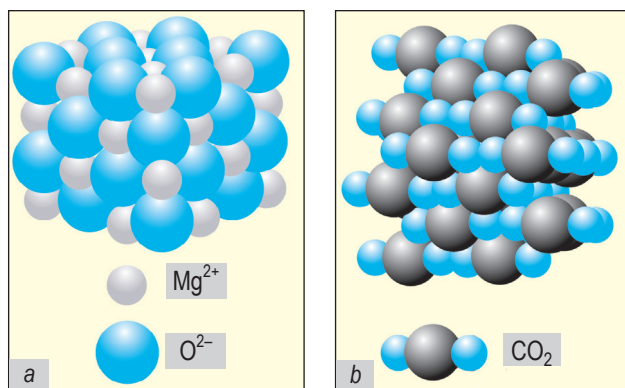
26

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.



Oxizii bazici au structură ionică (fig. 47, 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.

Tabelul 9

Structura și temperaturile de topire a unor oxizi

Formula chimică	Structura oxidului	Temperatura de topire, °C
CaO	Ionică	2613
Li ₂ O		1438
H ₂ O	Moleculară	0
SO ₂		-75
SiO ₂	Atomică	1710

Este interesant de știut

În condiții normale oxizii H₂O, Cl₂O₇, Mn₂O₇ sunt în stare lichidă.

Aproape toți oxizii acizi se alcătuiesc din molecule (fig. 47, b). Atracția dintre molecule este foarte slabă.

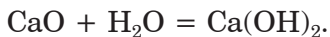
Din această cauză, temperaturile de topire (tab. 9) și de fierbere nu sunt prea mari, iar starea de agregare a lor, la condiții normale, este diferită. Mulți dintre acești oxizi sunt volatili, solubili în apă (în timpul dizolvării multora din ei se produc reacții chimice), unii au miros.

Oxidul de siliciu(IV) SiO₂ 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 transformări chimice, în care reagenții sunt oxizii bazici și acizi. Voi de acum știți, că oxizi 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 compuși care conțin elemente alcaline și alcalino-pământoase; în rezultatul reacțiilor se formează baze (alcalii). Așa reacție se produce, de exemplu, când reacționează varul nestins CaO cu apa:



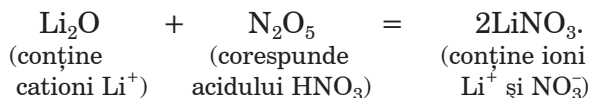
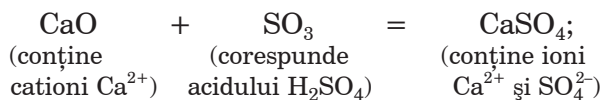
Formula produsului reacției (baza) se poate deduce, reeșind din sarcina cationului elementului metal și anionului hidroxid.

► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de litiu și apă.

Reacții cu oxizii acizi. Oxizii bazici reacționează cu compuși cu caracter chimic opus, adică cu astfel de compuși care posedă proprietăți acide. Între aceștia sunt și oxizii acizi.

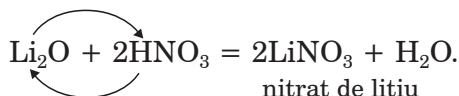
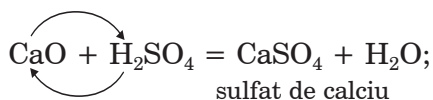
Produsul reacției dintre oxizii bazici și oxizii acizi este sarea corespunzătoare. Această sare este formată din cationii elementului metal care se conține în oxidul bazic și anionii radicalului acid provenit de la oxidul acid.

Exemple de ecuații ale reacțiilor:



► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de calciu cu oxidul de nitrogen(V).

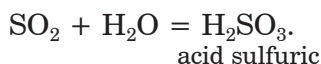
Reacții cu acizi. Oxizii bazici interacționează nu doar cu oxizii acizi, ci și cu acizii înșiși. Produsele unor asemenea reacții sunt sarea și apa:



Reacțiile, în timpul cărora compușii fac schimb cu componenți de-ai lor, se numesc *reacții de schimb*.

Reacții cu participarea oxizilor acizi

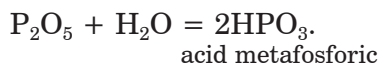
Reacția cu apa. Aproape toți oxizii acizi intră în reacție cu apa (cu excepția oxidului SiO_2). În rezultatul acesteia, se formează acizi oxigenați:



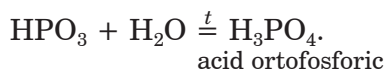
Formulele acizilor — produsele reacțiilor oxizilor acizi cu apa — se deduc adunându-se toți atomii prezenți în formulele reactanților.

► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de nitrogen(V) cu apa.

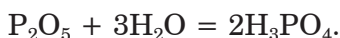
Interacțiunea oxidului de fosfor(V) cu apa are unele particularități. Mai întâi are loc reacția în condiții obișnuite



Produsul acestei reacții, de asemenea, interacționează cu apa, la încălzire, transformându-se în alt acid:

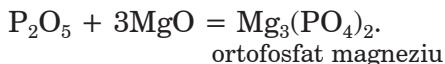


Adesea se poate scrie ecuația chimică „sumară”:

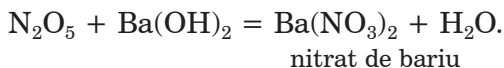
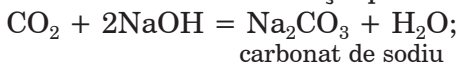


Reacții cu oxizii bazici. Oxizii acizi interacționează cu compușii cu caracter chimic opus — cu oxizi bazici și cu baze.

Despre reacțiile dintre oxizii acizi și oxizii bazici s-a vorbit mai sus. Vă prezentăm ecuația încă a unei reacții cu participarea oxidului acid P_2O_5 :



Reacții cu bazele. Oxizii acizi interacționează cu bazele formând săruri și apă:



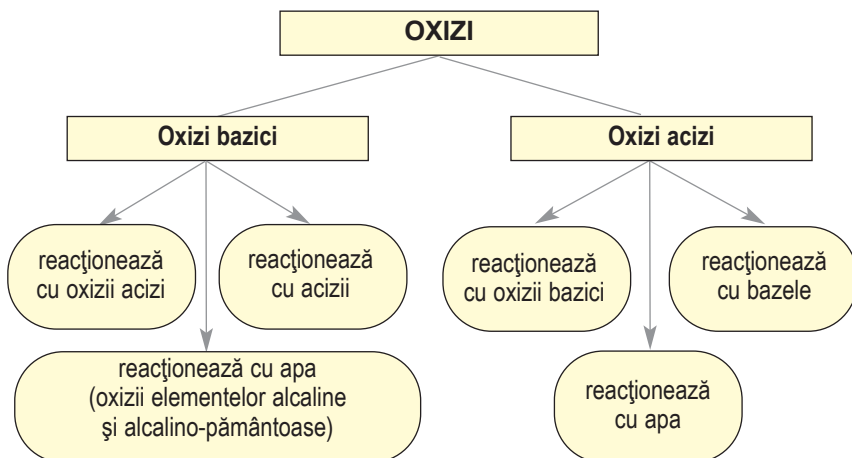
Sarea rezultă din acidul care corespunde oxidului acid.

► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul de sulf(IV) și hidroxidul de calciu.

Materia expusă este generalizată în schema 7.

Schema 7

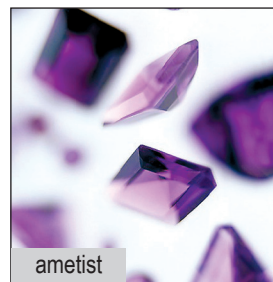
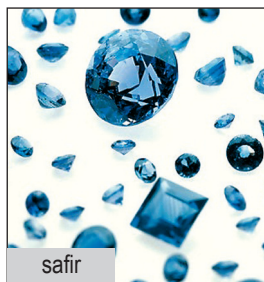
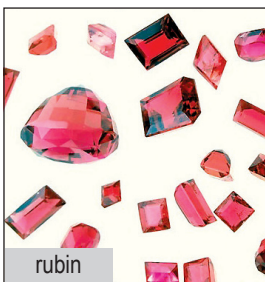
Cele mai importante proprietăți chimice ale oxizilor bazici și acizi



Mulți oxizi ai elementelor metale posedă proprietăți și bazice și acide. Reacțiile cu participarea acestor compuși sunt arătate în § 30.

Utilizarea oxizilor. În practică se întrebunțează 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 SiO_2 reprezintă materia primă pentru producerea sticlei de cuarț care, spre deosebire de sticla obișnuită, 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 colorate ale oxizilor de aluminiu — rubinul (conține adaosuri (incluziuni) de Cr_2O_3), safir (conține incluziuni de oxizi de Fier și Titanium), de asemenea oxidul de siliciu(IV) — ametist (conține incluziuni de oxizi ai Fierului) — se folosesc pentru producerea podoabelor, bijuteriilor (fig. 48).

Fig. 48.
Pietre prețioase



CONCLUZII

Oxizii bazici au structură ionică și sunt substanțe solide, ei, de regulă, nu se dizolvă în apă. Oxizii bazici interacționează cu oxizii acizi și cu acizii, iar cu apa reacționează numai oxizii elementelor alcaline și alcalino-pământoase.

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. Oxizii acizi reacționează cu apa, oxizii bazici, bazele.

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.



188. Unul din compuși — Cl_2O sau Li_2O — la condiții obișnuite este gaz și are miros. Explicați alegerea voastră.
189. Printre oxizii dați, indicați substanțele ionice: P_2O_3 , Cl_2O_7 , K_2O , BaO , SO_3 .
190. Înscrieți în colonițele tabelului formulele oxizilor: Li_2O , Cu_2O , Cl_2O_7 , MgO , SiO_2 , FeO , SO_2 :

Oxizi	
bazici	acizi

191. Numiți toți oxizii bazici care reacționează cu apa. Scrieți două ecuații ale reacțiilor chimice corespunzătoare cu aspect general, notând oxizii cu formulele M_2O și MO .
192. Terminați schemele reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- a) $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$
 $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- b) $\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{SiO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$
 $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$

193. 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 |
194. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor, în timpul cărora se formează ortofosfat de litiu, dacă reagenții sunt:
- doi oxizi;
 - un oxid și un acid;
 - un oxid și o bază.
195. Scrieți ecuațiile reacției, cu ajutorul căreia se pot face următoarele transformări:
- $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH}$;
 - $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
 - $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$;
 - $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3$.
196. Pregătiți o informație scurtă despre utilizarea dioxidului de carbon, folosind materialele din internet.

27

Calcul pe baza ecuațiilor chimice

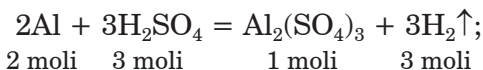
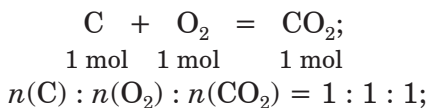
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- 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 alchimiștii 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 reacțanți, precum și ale produselor reacțiilor, volu-

melor de gaze se fac pe baza ecuațiilor chimice, în care se folosesc valorile relative ale maselor atomice, moleculare 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

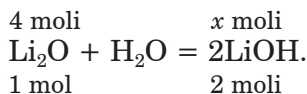
1. Alcătuim ecuația chimică:



După ecuația reacției dintr-o anumită cantitate de substanță de oxid de litiu se formează o cantitate de substanță de hidroxid de litiu de două ori mai mare.

2. Pregătim datele pentru alcătuirea proporției. Sub formulele compușilor Li_2O și LiOH înscriem 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 hidroxid de litiu.

Alcătuim proporția și o rezolvăm:

pe baza ecuației reacției

dintr-un mol de Li_2O se formează 2 moli LiOH , după datele problemei

din 4 moli Li_2O — x mol LiOH ;

$$\frac{1}{4} = \frac{2}{x}; \quad x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ (moli)}.$$

Răspuns: $n(\text{LiOH}) = 8$ moli.

PROBLEMA 2. Ce masă de dioxid de carbon reacționează cu 28 g de oxid de calciu?

Se dă:

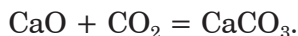
$$m(\text{CaO}) = 28 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) \text{ — ?}$$

Rezolvare

1 metodă

1. Alcătuim ecuația chimică:



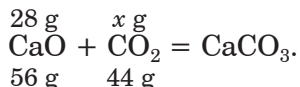
Conform ecuației, în reacție intră aceleași cantități de substanță de oxizi, de exemplu, 1 mol de CaO și 1 mol de CO_2 .

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 CaO constituie 56 g, iar a unui mol de 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.

Alcătuiim proporția și o rezolvăm:

pe baza ecuației reacției

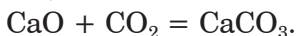
56 g CaO reacționează cu 44 g CO₂,
după datele problemei

28 g CaO — din x g CO₂;

$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (g)}.$$

A 2-a metodă

1. Alcătuiim ecuația chimică:

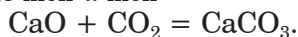


2. Calculăm cantitatea de substanță de oxid de calciu:

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} = \frac{28 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ moli}.$$

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:

0,5 moli x moli



1 mol 1 mol

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 în cazul că se va forma sulfid de sodiu cu cantitatea de substanță de 0,2 moli.

Se dă:

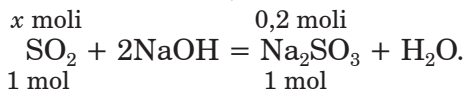
$$n(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,2 \text{ moli}$$

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.

Alcătuiim proporția și o rezolvăm.

din 1 mol SO_2 se formează 1 mol Na_2SO_3 ,

din x mol SO_2 — 0,2 moli Na_2SO_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:

$$\begin{aligned} V(\text{SO}_2) &= n(\text{SO}_2) \cdot V_m = \\ &= 0,2 \text{ moli} \cdot 22,4 \text{ l/moli} = 4,48 \text{ l}. \end{aligned}$$

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 oxizi 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:

$m(\text{Li}_2\text{O},$
 $\text{CaO}) =$

$= 11,6 \text{ g}$

$m(\text{LiOH},$
 $\text{Ca(OH)}_2) =$

$= 17,0 \text{ g}$

$m(\text{Li}_2\text{O}) \text{ — ?}$

$m(\text{CaO}) \text{ — ?}$

Rezolvare

1. Admitem că masa oxidului de litiu este $x \text{ g}$.

Atunci:

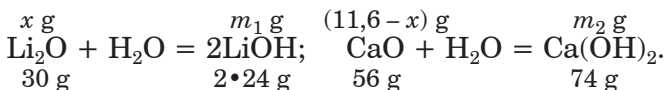
$$m(\text{CaO}) = m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) - m(\text{Li}_2\text{O}) = 11,6 - x \text{ (g)}.$$

2. Calculăm masele molare ale oxizilor și hidroxizilor de Litiu și Calciu:

$$M(\text{Li}_2\text{O}) = 30 \text{ g/moli}; M(\text{LiOH}) = 24 \text{ g/moli};$$

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/moli}; M(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ g/moli}.$$

3. Alcătuiim ecuațiile reacțiilor cu înscrierea maselelor reactanților și produselor, notând masele necunoscute ale compușilor LiOH și Ca(OH)_2 respectiv cu m_1 și m_2 :



4. Scriem două proporții și vom obține expresiile matematice pentru masele hidroxizilor:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24}; \quad \frac{11,6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_1 = m(\text{LiOH}) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1,6x;$$

$$m_2 = m(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{(11,6 - x) \cdot 74}{56} = 15,3 - 1,32x.$$

5. Calculăm masele oxizilor:

$$m_1 + m_2 = m(\text{LiOH}) + m(\text{Ca(OH)}_2) = 17,0;$$

$$1,6x + 15,3 - 1,32x = 17,0;$$

$$x = m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ (r)};$$

$$m(\text{CaO}) = 11,6 - 6,07 = 5,53 \text{ (g)}.$$

Răspuns: $m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ g}$; $m(\text{CaO}) = 5,53 \text{ g}$.

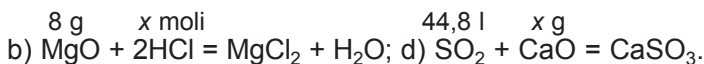
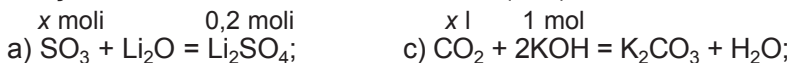
CONCLUZII

Pentru a se calcula masele, cantitățile de substanță ale reactanților și produselor reacțiilor, volumele gazelor, care iau parte în reacții sau se formează, se aplică ecuațiile chimice.

Rezolvarea problemelor se face prin alcătuirea proporțiilor, precum și pe baza formulelor care reprezintă legătura dintre mărimile fizice corespunzătoare.

?

197. Aflați valorile lui x în următoarele notări (oral):



198. 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?

199. Reacția se produce conform ecuației $A + 3B = 2C + 3D$. Ce cantități de substanțe C și D se formează, dacă vor reacționa:



200. Care este masa oxidului de magneziu, ce se va forma la arderea a 12 g de magneziu? (Oral.)
201. Ce volum de dioxid de sulf (c. n.) s-a obținut prin arderea a 16 g de sulf? (Oral.)
202. Calculați masa nitratului de calciu care s-a format în urma reacției dintre 50 g de 10 % soluție de acid nitric și oxidul de calciu.
203. Calculați volumul dioxidului de carbon (c. n.) necesar pentru transformarea totală a 37 g de hidroxid de calciu în carbonat de calciu.
204. 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.
205. În rezultatul reacției a 1,52 g de amestec din dioxid de sulf și dioxid de carbon cu oxidul de bariu s-au format 6,11 g de amestec din săruri. Determinați masele gazelor în amestec.

28

Proprietățile și utilizarea bazelor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

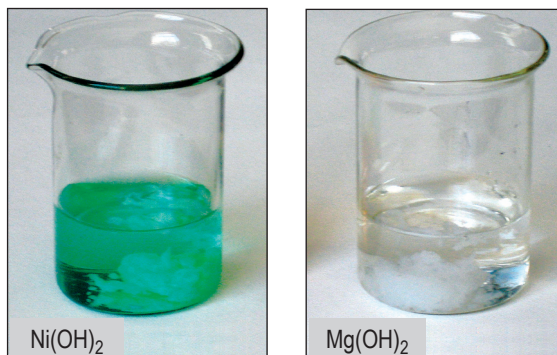
- să înțelegeți proprietățile fizice ale bazelor;
- să însușiți proprietățile chimice ale bazelor;
- să prognozați posibilitatea decurgerii reacției dintre bază solubilă și sare;
- să aflați despre sferele de utilizare a bazelor.

Proprietățile fizice ale bazelor. Voi știți că fiecare bază este formată din ioni pozitivi ai elementului metal și ioni-hidroxil OH^- . Bazele, ca și oxizii ionici, la condiții obișnuite, sunt substanțe solide. Ele trebuie să aibă tempera-

turi 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 318 și 4380 °C).

Majoritatea bazelor nu se dizolvă în apă (fig. 49). 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.

Fig. 49.
Precipitațiile bazelor care s-au format în urma reacțiilor chimice în soluții



Bazele alcaline și soluțiile lor sunt leșioase și lunecoase la pipăit, au o acțiune foarte „corosivă” asupra multor materiale, provoacă grave arsuri de piele, vătămează mucoasele, atacă puternic ochii (fig. 50). De aceea, hidroxidul de sodiu a căpătat în trecut denumirea de „sodă 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 profesorului sau al laborantului. Veți obține de la ei o soluție 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.

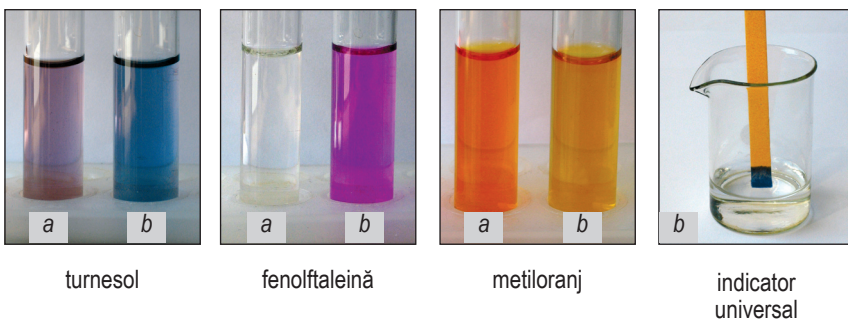
Fig. 50.
Avertisment pe
eticheta unei
butelii cu
hidroxid de
sodiu



Fig. 51.
Schimbarea
culorii
indicatorilor
în apă (a)
și în soluția
alcalină (b)

Proprietățile chimice ale bazelor. Posibilitatea producerii multor reacții cu participarea bazelor depinde de solubilitatea acestor compuși în apă. Bazele alcaline sunt mult mai active în transformările chimice, decât bazele insolubile care, de exemplu, nu reacționează cu sărurile și unii acizi.

Acțiunea asupra indicatorilor. Soluțiile bazelor alcaline sunt capabile să schimbe culoarea indicatorilor (fig. 51). Experiențe respective ați efectuat în clasa a 7-a. Bazele insolubile nu influențează asupra indicatorilor.



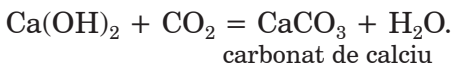
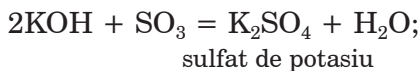
turmesol

fenolftaleină

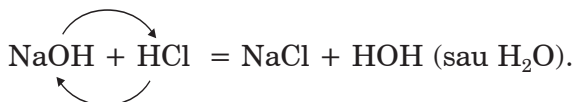
metiloranj

indicator
universal

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 § 26. Aducem exemple suplimentare:



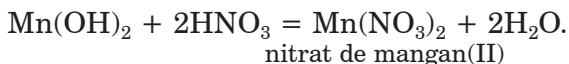
Reacții cu acizii. În timpul interacțiunii unei baze cu un acid, compușii fac schimb cu particulele din care sunt alcătuiți:



Aceasta este reacție de schimb.

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*.

EXPERIENȚĂ DE LABORATOR № 2

Interacțiunea bazei alcaline cu acidul în soluție

În eprubeta cu soluție de hidroxid de sodiu adăugați 1—2 picături soluție de fenolftaleină și 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.

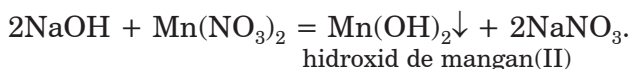
Reacții ale bazelor alcaline cu sărurile.

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 ⁺	Na ⁺	K ⁺	...	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	...
OH ⁻	s	s	s		i	i	i	
NO ₃ ⁻	s	s	s		s	s	s	

După cum vedem, baza alcalină NaOH și sarea Mn(NO₃)₂ 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 NaNO₃ care va rămâne în soluție. Prin urmare, reacția dintre hidroxidul de sodiu și nitratul de mangan(II) este posibilă:

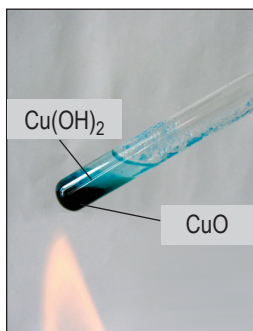


- Oare pot interacționa hidroxidul de bariu și carbonatul de potasiu în soluție? În cazul unui răspuns pozitiv scrieți ecuația chimică corespunzătoare.

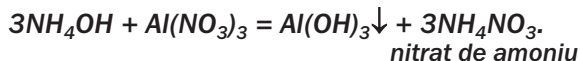
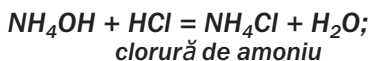
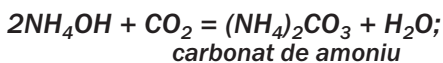
Descompunerea termică. Aproape toate bazele (afară de hidroxizii de Sodiu (Natriu) și Potasiu (Kaliu)) la încălzire se descompun în oxidul corespunzător și apă (fig. 52):



Fig. 52.
Descompunerea
termică a
hidroxidului
de cupru(II)



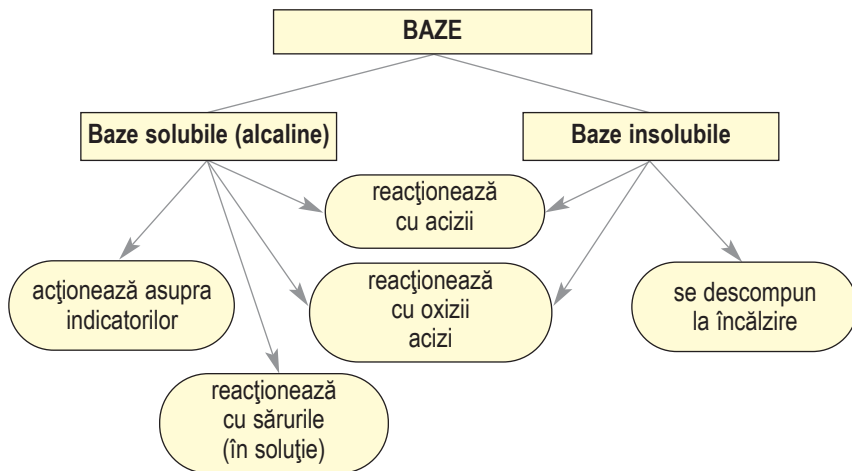
Soluția apoasă de amoniac NH_3 (bază¹ amoniacală), ca și bazele, provoacă schimbarea culorii indicatorilor, interacționează cu oxizii acizi, acizii, sărurile:



Materia expusă este generalizată în schema 8.

Schema 8

Proprietățile chimice ale bazelor



¹ Informația despre această bază este dată la pag. 130 sub titlul „Pentru cei iscuditori”.

Utilizarea bazelor. Dintre baze, au o largă aplicare doar cele solubile (alcalii), în primul rând, hidroxizii de Calciu și Sodiu. De acum știți, că substanța cu denumirea de „var stins” reprezintă hidroxidul de calciu $\text{Ca}(\text{OH})_2$. 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.

Este interesant de știut

Hidroxidul de magneziu este componentul unor medicamente și produselor cosmetice.

► Alcătuiți ecuațiile acestor reacții.

Hidroxidul de calciu, de asemenea, este utilizat în industria zahărului, agricultura (pentru înlăturarea surplusului de acid din soluri), la prepararea carbonatului de calciu pentru pastele de dinți, la extragerea diferitelor substanțe valoroase. Hidroxidul de sodiu este folosit pentru producerea săpunului (au loc reacțiile bazelor alcaline cu grăsimile), fibrelor artificiale, hârtiei, 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 (alcalii) acționează asupra indicatorilor.

Bazele interacționează cu oxizii acizi și acizii, iar bazele alcaline reacționează, de asemenea, cu sărurile. Bazele insolubile se descompun la încălzire în oxizi corespunzători și apă.

Reacțiile dintr-o bază și un acid se numesc reacții de neutralizare.



207. Caracterizați proprietățile fizice ale bazelor.
208. Descrieți cum își schimbă culoarea indicatorii în prezența unei baze alcaline?
209. Dați exemple de reacții de schimb, de neutralizare, de descompunere cu participarea bazelor.
210. 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) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{LiOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$ | $\text{Bi}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$ |
211. 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 |
212. 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) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2$.
213. Găsiți în internet informație despre reactivul, care se numește apă de var, și aplicarea lui.
214. Ce cantitate de substanță de hidroxid de magneziu intră în reacție cu 12,6 g de acid nitric?
215. 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).
216. 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?
217. Ce masă de sediment se formează în rezultatul interacțiunii a 70 g de hidroxid de potasiu de 4 % cu o cantitate suficientă de clorură de mangan(II)?
218. 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.

29

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.

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 (în afară de acidul H_2SiO_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. 53).

Voi știți, că acizii neoxigenați reprezintă soluțiile apoase ale gazelor — compușii elementelor nemetale din grupele a VI-a și a VII-a cu Hi-

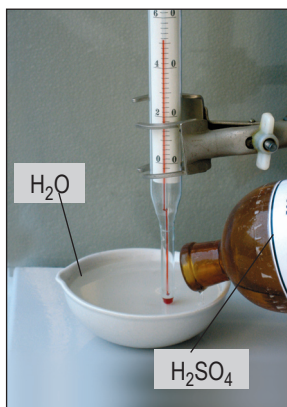


Fig. 53.
Dizolvarea
acidului sulfuric
în apă

Este interesant de știu

Acidul metafosforic se alcătuieste din molecule $(\text{HPO}_3)_n$ ($n = 3$ sau mai mult).

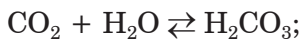
drogenul (de exemplu, H_2S , HCl). Aceste gaze se deosebesc după soluțiile lor chiar și în condiții obișnuite.

Volatil, adică se află în etapa de trecere la starea gazoasă, la o încălzire moderată, este acidul nitric HNO_3 și alți acizi. Acizii volatili au miros.

Acizii, ortofosforic H_3PO_4 , ortoboric (boric) H_3BO_3 , metasilicic H_2SiO_3 , sunt substanțe solide.

Acestea, precum și acidul sulfuric H_2SO_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:

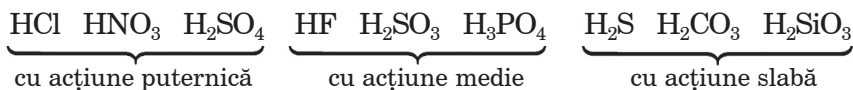


Majoritatea acizilor sunt substanțe toxice. Ei provoacă intoxicații grave, arsuri ale pielii. De aceea, trebuie să lucrăm cu aceste substanțe, ca și cu bazele alcaline, foarte atent, să respectăm toate regulile de protecție. Dacă soluția de acizi va nimeri pe mâini, atunci trebuie să ne spălăm cu apă 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.

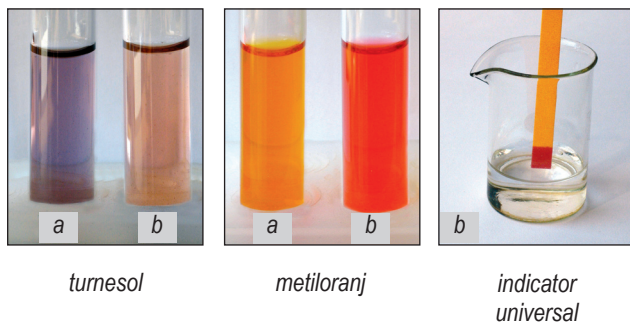
Acizii posedă activitate chimică diferită. Acizii foarte activi se numesc acizi cu acțiune puternică sau puternici, iar mai puțin activi — acizi cu acțiune slabă sau slabi. De asemenea, se mai

cunosc câțiva acizi cu acțiune medie. Exemple de acizi din fiecare grupă (vezi forțașul II):



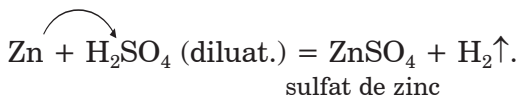
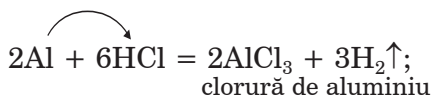
Acțiunea asupra indicatorilor. În soluțiile apoase, acizii schimbă culoarea indicatorilor (fig. 54), dar nu la toți și nu la fel ca bazele alcaline (alcalii).

Fig. 54.
Schimbarea culorii indicatorilor în apă (a) și în soluția acidă (b)



► Care indicator nu-și schimbă culoarea în soluția de acid?

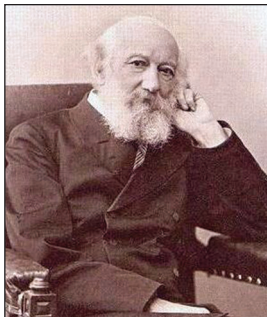
Reacții cu metalele. Toți acizii neoxigenați, acidul sulfuric (soluție diluată) și alți acizi reacționează cu metalele, eliberându-se hidrogen și formând săruri (fig. 55):



În timpul acestor reacții, atomii elementului metal care se conțin în substanța simplă îi înlocuiesc pe atomii de Hidrogen din substanța compusă.

Reacția dintre substanțele simple și compuse, în rezultatul căreia se formează alte substanțe noi, simple și compuse, se numește *reacție de substituție (înlocuire)*.

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. A propus seria activității metalelor (1865). A descoperit și a descris metalotermia — una din metodele de extragere a metalelor. A contribuit la constituirea chimiei fizice — una din cele mai 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.

Fig. 55.
Reacția unei
monede
de aluminiu
(de 2 cop. bătută
în anul 1992) cu
acidul clorhidric



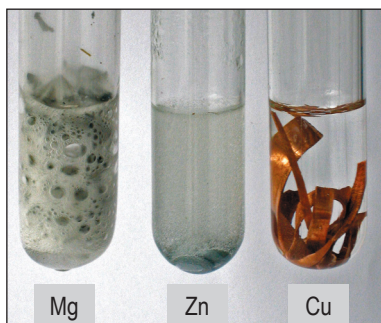
Cu acizii numai ce menționați, nu reacționează toate metalele. Posibilitatea unui metal și a unui acid de a intra în reacție se poate afla cu ajutorul *seriei activității metalelor*. Această serie a fost alcătuită de chimistul N. N. Beketov pe baza studierii multor transformări chimice. Vă prezentăm un fragment din această serie într-o viziune modernă (vedeți forzațul II):

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Cu Ag Pt Au

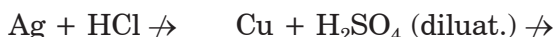


activitatea chimică a metalelor sporește

Fig. 56.
Modul
de reacționare
a metalelor la
acțiunea soluției
de acid sulfuric
diluat



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. 56):



EXPERIENȚA DE LABORATOR № 3

Interacțiunea acidului clorhidric cu metalele

Luați două eprubete. În prima eprubetă, introduceți rumeguș de fier sau un cui de fier, în a doua – puțină pulbere sau rumeguș de magneziu. Observați modul cum reacționează fiecare metal cu acidul sulfuric diluat.

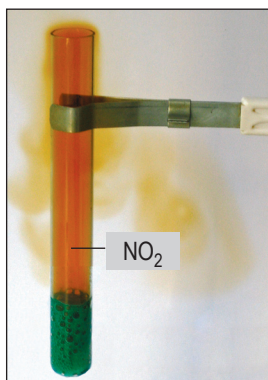
Care metal reacționează mai activ cu acidul? Oare corespund rezultatele experienței cu locurile pe care le dețin fierul și magneziul în seria activității metalelor?

Alcătuți ecuațiile reacțiilor. Aveți în vedere faptul că produsul reacției este compusul Fierul(II).

În timpul reacțiilor dintre acidul nitric și soluția concentrată de acid¹ sulfuric cu metalele, în loc de hidrogen se formează alte substanțe

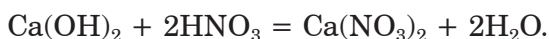
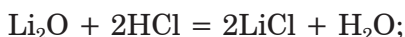
¹ Soluția concentrată conține o cantitate de acid mult mai mare decât de apă.

Fig. 57.
Reacția cuprului
cu acidul nitric



(fig. 57). Acest tip de reacții se va studia în clasele mai mari.

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:

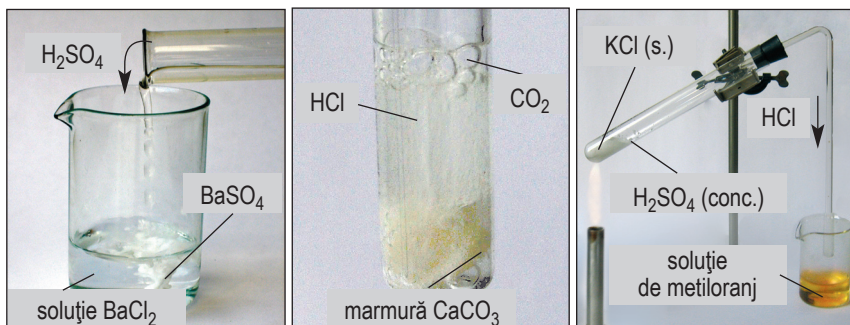


Aceste transformări chimice au fost examinate în paragrafele anterioare.

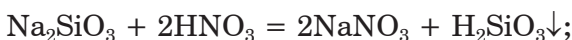
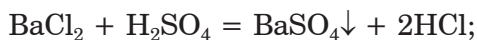
Reacții cu sărurile. Reacțiile acizilor cu sărurile se referă la reacțiile de schimb. Menționăm cazurile, când aceste reacții se pot produce (fig. 58):

- produsul transformării chimice — sarea sau apa — este insolubilă în apă (acest fapt

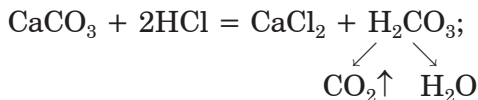
Fig. 58.
Reacții ale
acizilor cu
sărurile



Îl putem determina după tabelul solubilității):



- produsul-acid este volatil, dacă provine de la un compus gazos sau se descompune formând gaz:

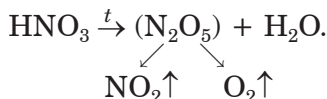


- acidul-reagent este puternic, iar acidul care se formează este slab. Drept exemple pot servi ultimele trei reacții.

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:



Produsele descompunerii acidului nitric sunt trei substanțe — oxid de nitrogen(IV), oxigen și apă (oxidul N_2O_5 , care corespunde acidului nitric, este foarte instabil):

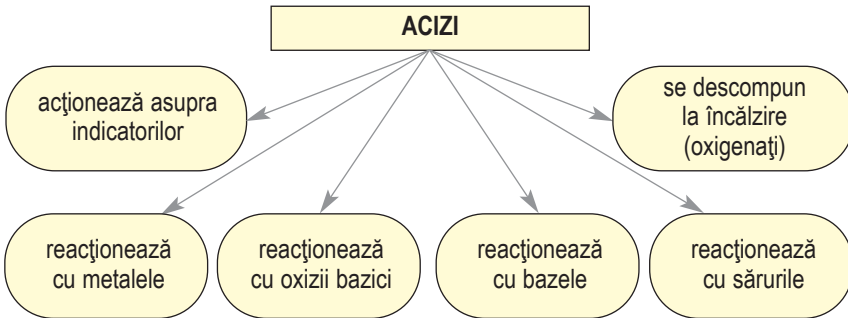


Materia expusă este generalizată în schema 9.

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.

¹ Abrevierile „s.” înseamnă „substanță solidă”, iar „conc.” — „soluție concentrată”.

Proprietățile chimice ale acizilor



În viața cotidiană se întrebuințează și acizi organici: acidul acetic CH_3COOH (oțetul — soluție apoasă diluată), acidul citric (este un produs alimentar, conservant), acidul ascorbic (vitamina C). Oțetul sau soluția de acid citric înlătură depunerile de săruri de pe suprafața elementelor de încălzire în mașinele de spălat, fierele de călcat.

Tabelul 10

Utilizarea acizilor

Acidul	Ramura în care este utilizat
H_2SO_4	Producerea îngrășămintelor, altor acizi, sărurilor, substanțelor explozibile, fibrelor chimice, coloranților, pentru purificarea produselor petroliere, în acumulatorii de plumb
HCl	Producerea sărurilor, vopselelor, medicamentelor
HNO_3	Producerea îngrășămintelor, substanțelor explozibile, coloranților
H_3PO_4	Producerea îngrășămintelor, detergenților, mijloacelor contra coroziunii

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, bazele, sărurile. Acizii oxigenați se descompun la încălzire.

Acizii se utilizează pe larg în diferite sfere.

?

219. Numiți proprietățile fizice caracteristice ale acizilor. Ce factori determină aceste proprietăți?
220. Oare se pot deosebi cu ajutorul turnesolului, fenolftaleinei, indicatorului universal soluțiile de acizi și bazele alcaline? Dacă este posibil, atunci spuneți cum anume?
221. Terminați scrierea schemelor reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- | | |
|--|--|
| a) $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow$ | b) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$ | $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
222. În locul punctelor, înscrieți formulele acizilor reactanți, produsele reacțiilor și transformați schemele în ecuații chimice:
- | | |
|---|--|
| a) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \dots;$ | b) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots;$ |
| $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \dots;$ | $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CrSO}_4 + \dots;$ |
| $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots;$ | $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{Ag}\downarrow + \dots .$ |
223. 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). |
224. Pentru fiecare transformare, scrieți câte două ecuații chimice:
- | | |
|--|---|
| a) $\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2;$ | b) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S};$ |
| c) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2.$ | |
225. 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.

226. Pregătiți o informație scurtă despre utilizarea acidului fluorhidric, folosind materialele din internet.
227. Determinați masa soluției de acid sulfuric de 5% este necesară pentru neutralizarea a 8 g de hidroxid de sodiu?
228. 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.

EXPERIENȚE ÎN CONDIȚII CASNICE

Acțiunea soluțiilor unor substanțe asupra sucurilor unor legume

Sucul de sfeclă, varză roșie conțin o substanță colorată, care reprezintă indicatori. Vă propunem să cercetați acțiunea sucului de lămâie, soluției de acid acetic (oțetului), sodei alimentare și săpunului asupra sucului uneia din legume. 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.

Din sfeclă sau varză preparați o lingură de suc, turnați într-un pahar cu 100 ml de apă și amestecați conținutul paharului. Împărțiți soluția (volume echivalente) în cinci pahare. Preparați, de asemenea, soluția de sodă alimentară și săpun cu volumele de 30-40 ml.

Adăugați în primul pahar cu soluția de suc de legume diluat o linguriță de suc de lămâie, în al doilea pahar — aceeași porție de oțet, în al treia — soluție de sodă alimentară, în a patra — soluție de săpun. Conținutul paharului al cincilea îl păstrați pentru compararea culorii.

Ce observați? În care soluții se conține acid, bază alcalină¹?

Rezultatele experienței înscrieți-le în caiet.

30

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;

¹ În această experiență baza alcalină este produsul reacției dintre soda alimentară și săpunului cu apa.

- să alcătuiți formulele produselor reacțiilor dintre compușii amfoteri și oxizi, acizi, baze.

Compușii amfoteri. În § 11, atunci când s-a analizat schimbul proprietăților oxizilor elementelor din perioada a 2-a, s-a menționat că oxidul 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 Aluminiului — oxidului Al_2O_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*¹, iar însuși compusul — *amfoter*.

Vă ilustrăm formulele compușilor amfoteri principali:

<i>Oxizi</i>	\Leftrightarrow	<i>Hidroxizi</i>
ZnO		Zn(OH) ₂
PbO		Pb(OH) ₂
SnO		Sn(OH) ₂
Al ₂ O ₃		Al(OH) ₃
Cr ₂ O ₃		Cr(OH) ₃
Fe ₂ O ₃		Fe(OH) ₃

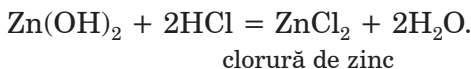
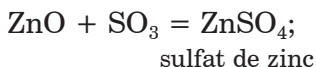
După structură și proprietățile fizice, oxizii amfoteri sunt asemănători cu oxizii bazici. Ei sunt alcătuiți din ioni, au temperaturi înalte de topire. Oxizii amfoteri nu se dizolvă în apă.

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).

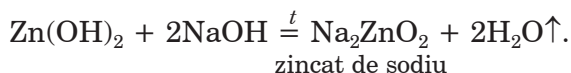
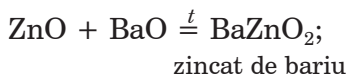
¹ Termenul provine de la cuvântul grecesc *amphoterós* — ambii; și unul, și altul.

Oxizii și hidroxizii amfoteri în reacțiile cu oxizii acizi manifestă *proprietăți bazice*:



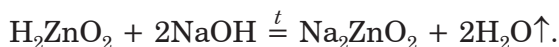
Produsul acestor reacții (sărurile), conțin cationi ai elementului metal (Zn^{2+}).

Compușii amfoteri la interacțiunea cu oxizii bazici și bazele alcaline (alcalii) manifestă *proprietăți acide*:

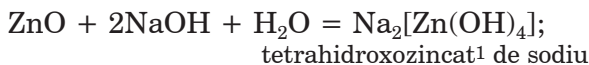


În rezultatul reacției, se formează săruri, în care atomii elementului metal se conțin în anionii (ZnO_2^{2-}).

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:



Oxizii și hidroxizii amfoteri reacționează, de asemenea, cu soluția apoasă de bază alcalină la condiții obișnuite:



Cu parantezele pătrate în formule se separă anionul sării Zn(OH)_4^{2-} .

¹ Prefixul „tetra” (în traducere din limba greacă înseamnă patru) indică numărul de grupe hidroxile în anionul sării.

Formula produsului ultimelor două reacții se poate obține, înlocuind în formula Na_2ZnO_2 doi atomi divalenți de Oxigen prin patru grupe hidroxile monovalente:

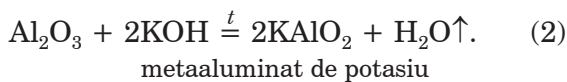


Dacă la reacția cu oxidul bazic sau alcaliul va participa compusul amfoter al unui element trivalent, atunci sunt posibile două variante ale reacției dintre aceste substanțe.

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 (H_3AlO_3):

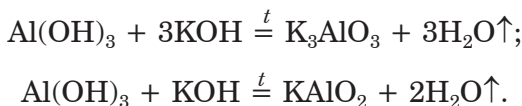


Produsul celeilalte reacții este sarea de o compoziție mai simplă. Să deducem formula ei, mai întâi clarificând care este formula „acidului” corespunzător (în realitate — a compusului amfoter). Pentru aceasta, adunăm toți atomii din formulele oxidului de aluminiu Al_2O_3 și ai apei H_2O , iar în formula obținută $\text{H}_2\text{Al}_2\text{O}_4$ vom micșora indicii de două ori (HAlO_2) și înlocuim simbolul Hidrogenului cu simbolul Potasiului (Kaliului): KAlO_2 . Ecuatia chimică corespunzătoare va fi:



Punând coeficienții înaintea formulelor reacțanților 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.

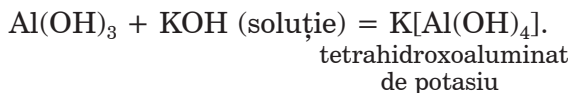
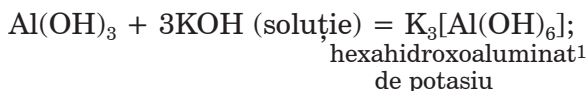
Aceleași săruri sunt produsele reacțiilor analoge cu participarea hidroxidului de aluminiu:



Este interesant de știut

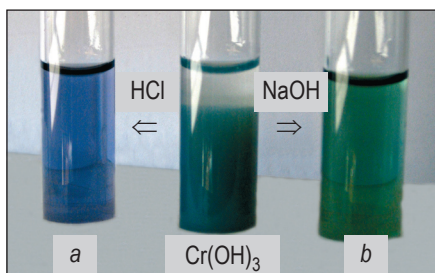
Compusul HAlO_2 formula căruia adesea se scrie $\text{AlO}(\text{OH})$, se întâlnește în natură și formează câțiva minerali.

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):



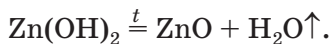
În figura 59 este dat rezultatul experienței care confirmă caracterul amfoter al hidroxidului de crom(III) Cr(OH)_3 .

Fig. 59.
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:

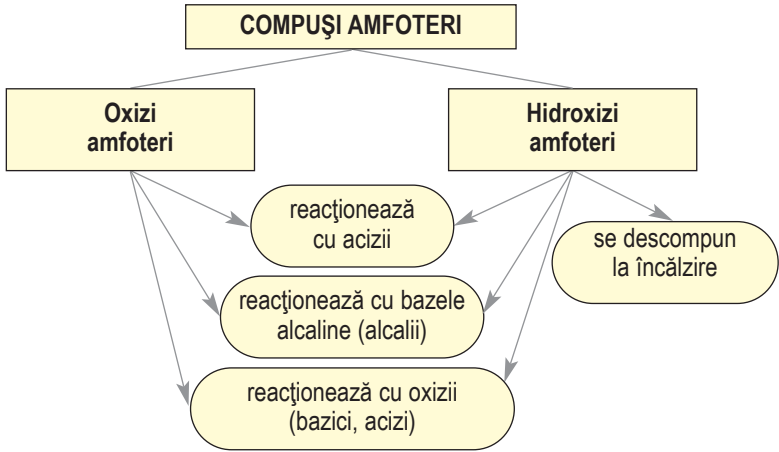


- ▶ Scrieți ecuația reacției de descompunere termică a hidroxidului de aluminiu.

Materia expusă este generalizată în schema 10.

¹ Prefixul „hexa” (în traducere din limba greacă înseamnă șase) indică numărul de grupe hidroxile în anionul sării.

Proprietățile chimice ale compușilor amfoteri



CONCLUZII

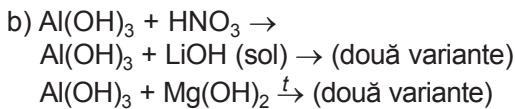
Unii oxizi și hidroxizi ai elementelor metale manifestă atât proprietăți bazice, cât și acide. Ei se numesc compuși amfoteri.

După proprietățile fizice, oxizii amfoteri sunt asemănători cu oxizii bazici, iar hidroxizii amfoteri — cu bazele insolubile.

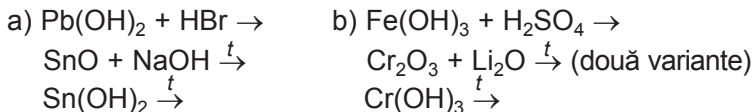
Compușii amfoteri interacționează cu acizii și alcalii, cu oxizii acizi și bazici, formând săruri. Hidroxizii amfoteri se descompun la încălzire.



- 229. Care compuși se numesc amfoteri? Numiți câțiva oxizi și hidroxizi amfoteri.
- 230. Terminați scrierea schemelor reacțiilor cu participarea compușilor de Zinc și Aluminiu și alcătuiți ecuațiile chimice:
 - a) $ZnO + HCl \rightarrow$
 - $ZnO + SiO_2 \xrightarrow{t}$
 - $Zn(OH)_2 + Ca(OH)_2 \xrightarrow{t}$



231. Terminați scrierea schemelor reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:



232. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor dintre oxidul de beriliu cu hidroxidul de bariu la încălzire și soluția acestei baze.

233. Cum se pot recunoaște pulberile albe ale hidroxizilor de Magneziu și Zinc, folosind deosebirile din proprietățile lor chimice?

234. Hidroxidul amfoter are masa molară egală cu 103 g/mol. Ce compus este acesta?

235. Care masă a oxidului de fier(III) conține atâția ioni, câte molecule se conțin în 11 g de oxid de carbon(IV)?

236. 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?

237. Calculați masa oxidului de plumb(II), care reacționează cu 200 g soluție de hidroxid de sodiu cu partea de masă a alcaliului de 10 %.

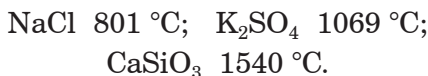
31

Proprietățile și utilizarea sărurilor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

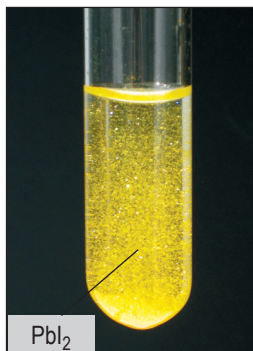
- să înțelegeți proprietățile fizice ale sărurilor;
- să însușiți proprietățile chimice ale sărurilor;
- să prevedeați posibilitatea producerii reacției între o sare și un metal;
- să aflați despre sferele de utilizare a sărurilor.

Proprietățile fizice ale sărurilor. Sărurile, ca și alți compuși ionici, în condiții obișnuite, sunt substanțe cristaline. Ele posedă cu scădere temperaturi înalte de topire:



O parte de săruri se dizolvă în apă, unele sunt greu solubile (fig. 60), iar restul — insolubile. Informații corespunzătoare se conțin în tabelul solubilității (forzațul II).

Fig. 60.
Precipitatul
(sedimentul)
iodura de
plumb(II) care
s-a format după
răcirea soluției
de acest compus



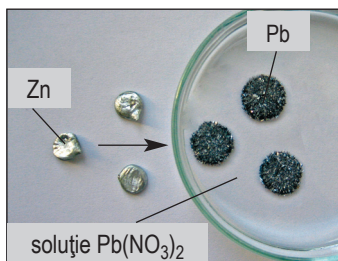
Printre sărurile solubile, clorura de sodiu are un gust sărat, iar sulfatul de magneziu — amar. Sărurile de Plumb și Beriliu sunt dulci, însă deosebit de otrăvitoare. Determinând gustul diferitelor săruri, alchimiștii, probabil, au plătit pentru aceasta cu viața.

Sărurile pot acționa în mod diferit asupra plantelor, animalelor, omului. Între ele există compuși care conțin elemente chimice necesare pentru plante, așa cum sunt Nitrogenul, Fosforul, Potasiu. 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).

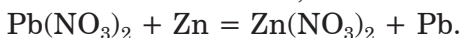
Proprietățile chimice ale sărurilor. Sărurile participă la diverse reacții cu substanțe simple și compuse.

Reacții cu metalele. Într-o soluție apoasă, sarea poate reacționa cu un metal formând o nouă sare și un alt metal (fig. 61). Deseori se spune că un metal într-o soluție de sare este „substituit” de alt metal. Reacția de substituție, se produce, dacă metalul reactant este mai activ

Fig. 61.
Reacția dintre
soluția de nitrat
de plumb(II)
și zinc



decât metalul produs, adică în seria activității se situează la stânga de el (forzașul II):



EXPERIENȚA DE LABORATOR № 4

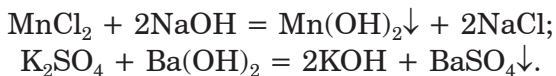
Interacțiunea metalelor cu sărurile în soluție

Într-o eprubetă introduceți rumeguș de fier sau un cui de fier și turnați 1 – 2 ml soluție de sulfat de cupru(II). Ce se va întâmpla pe suprafața metalului? Se va schimba oare peste un anumit timp culoarea soluției?

Alcătuieți ecuația reacției. Aveți în vedere, că unul din produsele reacției va fi compusul Fierului(II).

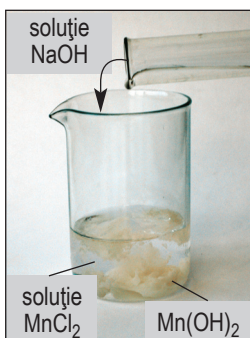
Reacții cu bazele alcaline (alcalii). Învățând proprietățile chimice ale bazelor alcaline și acizilor, voi ați aflat despre reacțiile acestor compuși cu sărurile. Afară de aceasta, sărurile mai sunt capabile să interacționeze și unele cu altele. Toate reacțiile menționate se referă la reacțiile de schimb.

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 — este insolubilă în apă (fig. 62):



Pentru prevederea posibilității unor asemenea reacții, este folosit tabelul solubității.

Fig. 62.
 Reacția dintre
 clorura
 de mangan(II)
 și hidroxidul de
 sodiu în soluție



EXPERIENȚA DE LABORATOR № 5

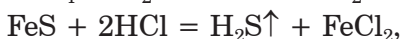
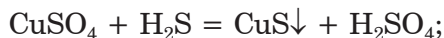
Interacțiunea sărurilor cu bazele alcaline în soluții

Turnați într-o eprubetă 1–2 ml 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?

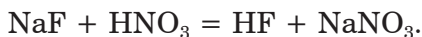
Dacă la soluția de sulfat de cupru(II) se va adăuga atâta soluție de alcaliu, cât va fi necesară pentru transformarea deplină a sării în hidroxid de cupru(II), atunci, după limpezire, soluția de deasupra sedimentului va fi incoloră. Aceasta va conține doar sulfat de sodiu (ioni de Na^+ și SO_4^{2-}).

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. 63) sau a gazului

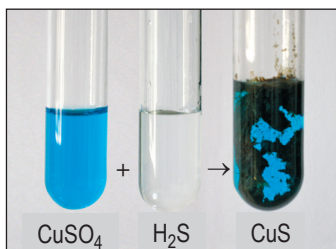


însă uneori se petrec fără schimbări exterioare:



Cazurile când este posibilă reacția dintr-o sare și un acid sunt date în §29.

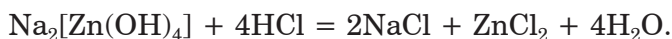
Fig. 63.
Rezultatul
reacției dintre
sulfatul de
cupru(II)
și acidul
sulfhidric
în soluție



Sărurile, care se formează în urma interacțiunii compușilor amfoteri cu alcalii, de asemenea reacționează cu acizii. Dacă cantitatea de acid este neînsemnată, unul din produsele reacției este hidroxid amfoter



dacă acidul este luat în surplus, atunci se formează două săruri:



► Alcătuiți ecuațiile ambelor două reacții cu participarea compusului $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ și acidului nitric.

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. 64), adică este solubil sau greu solubil:

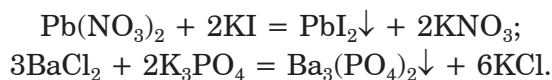
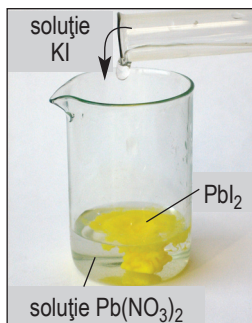


Fig. 64.
Reacția dintre
nitratul de
plumb(II)
și iodura
de potasiu
în soluție



EXPERIENȚA DE LABORATOR № 6

Reacția de schimb dintre săruri în soluție

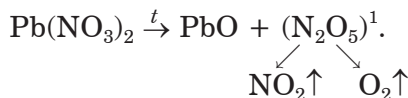
Turnați într-o eprubetă 1–2 ml soluție de carbonat de sodium și adăugați câteva picături de soluție de clorură de calciu. Ce veți observa?

Alcătuieți ecuația reacției.

Descompunerea termică a sărurilor. Sărurile formate din oxizi acizi gazoși, volatili sau instabili se descompun la încălzire. Produsele acestor transformări chimice, de regulă, reprezintă doi oxizi corespunzători:



Nitrații (azotații), la fel ca acidul nitric, provin de la oxidul de nitrogen(V) N_2O_5 . Însă în timpul încălzirii nitraților acest oxid nu se formează din cauza instabilității sale (fig. 65):



Sărurile elementelor alcaline sau nu se descompun (carbonații, sulfatii) în timpul încălzirii.

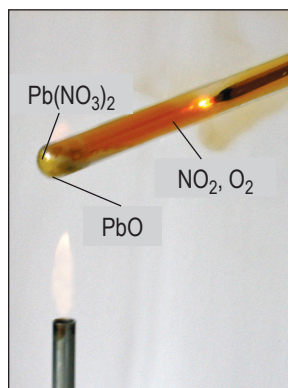


Fig. 65.
Descompunerea
termică a
nitratului
de plumb(II)

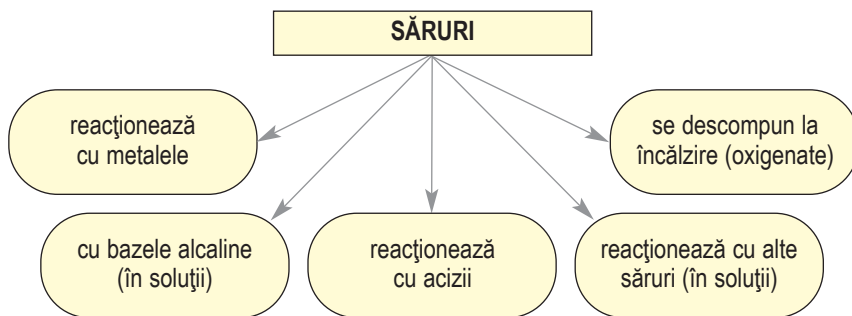
¹ Așa se descompun nitrații elementelor metale de la Magneziu până la Cupru inclusiv (vedeți seria activității metalelor).

rii sau descompunerea lor are anumite particularități.

Materia expusă este generalizată în schema 11.

Schema 11

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 gătirea bucatelor, la conservarea legumelor etc. Clorura, sulfatul, nitratul de Potasiu, fosfații de Potasiu, anumite săruri sunt îngrășăminte minerale (fig. 66). 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 CaCO_3 , se produc pastele de dinți. La școală voi scrieți pe tablă cu creta, care este, de aseme-



Fig. 64.
Producția unei întreprinderi de îngrășăminte minerale

nea, carbonat de 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 reactiv 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.

Numeroase săruri se aplică în practică.



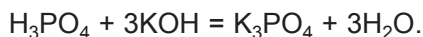
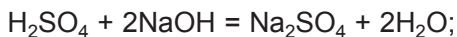
238. Caracterizați proprietățile fizice ale sărurilor. Dați exemple de săruri solubile, greu solubile și insolubile în apă.
239. Terminați scrierea schemelor reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- a) $\text{HgSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$
 $\text{SrSO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$
- b) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{LiOH} \rightarrow$
 $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
- c) $\text{CrSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ (două variante)

240. În locul punctelor înscrieți formulele sărurilor și transformați schemele reacțiilor în ecuații chimice:
- $\dots + \text{Zn} \rightarrow \dots + \text{Cu}$;
 $\dots + \text{HI} \rightarrow \dots \downarrow + \text{HNO}_3$;
 - $\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\dots + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \dots$;
 - $\dots + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$;
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{PbCO}_3 \downarrow + \dots$.
241. Scrieți ecuațiile reacțiilor (dacă ele se vor produce) dintre următorii 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).
242. Scrieți ecuațiile reacțiilor, cu ajutorul cărora se pot efectua următoarele transformări:
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$;
 - $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
 - $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$.
243. 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?
244. Oare va fi îndeajuns 13 g de praf de zinc pentru transformarea totală a 33,1 g de nitrat de plumb(II) în plumb?
245. 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.
246. Calculați masele clorurii de sodiu și a acidului sulfuric de 96 %, care sunt necesare de luat, pentru prepararea a 500 g acid clorhidric cu partea de masă a clorurii de hidrogen de 7,3 % din produsul obținut al reacției.

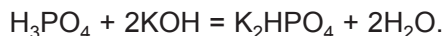
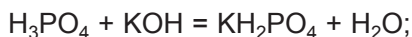
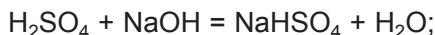
PENTRU CEI ISCODITORI

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 CaCO_3 și MgCO_3 .

Sărurile acide de Potasiu și ale acidului ortofosforic CaHPO_4 și $\text{Ca}(\text{H}_2\text{O}_4)_2$ constituie baza îngrășămintelor fosfatice — precipitat și superfosfat (fig. 67) respectiv. Sarea acidă a Sodiului și acidului carbonic NaHCO_3 este cunoscută fiecărei gospodine casnice: aceasta este soda alimentară (fig. 68).

Exemple de denumiri chimice ale sărurilor acide:

NaHCO_3 — hidrogenocarbonat de sodiu;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — dihidrogenocarbonat de calciu.



Fig. 67.
Superfosfat



Fig. 68.
Soda:
a — sodă calcinată (Na_2CO_3);
b — sodă alimentară (NaHCO_3)

LUCRARE PRACTICĂ № 2

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 sau 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 alcali

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 vădește acest fapt?

EXPERIENȚA 5

Reacția acidului clorhidric cu o bază insolubilă (hidroxid amfoter)

Pentru a obține sedimentul hidroxidul de magneziu sau hidroxidul de fier(III), turnați într-o eprubetă 1 ml soluție de clorură de magneziu sau clorură de fier(III) și adăugați câte o picătură soluție de hidroxid de sodiu, până la apariția sedimentului. Apoi în eprubeta cu sedimentul obținut adăugați 1—2 ml de acid clorhidric diluat. Ce schimbări vor avea loc în eprubetă?

EXPERIENȚA 6

Reacția acidului clorhidric cu o sare

Turnați într-o eprubetă 1—2 ml soluție de carbonat de sodiu și adăugați 1—2 ml de acid clorhidric diluat. Ce veți observa?

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 hidroxid de sodiu. 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 conform variantei I sau II 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 ...</i>		
...
Ecuația reacției:		



247. 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.
248. Oare se va produce reacția în experiența a 6-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.
249. Ce tipuri de reacții ați efectuat în timpul efectuării lucrării practice?

32 Generalizarea cunoștințelor despre substanțele neorganice

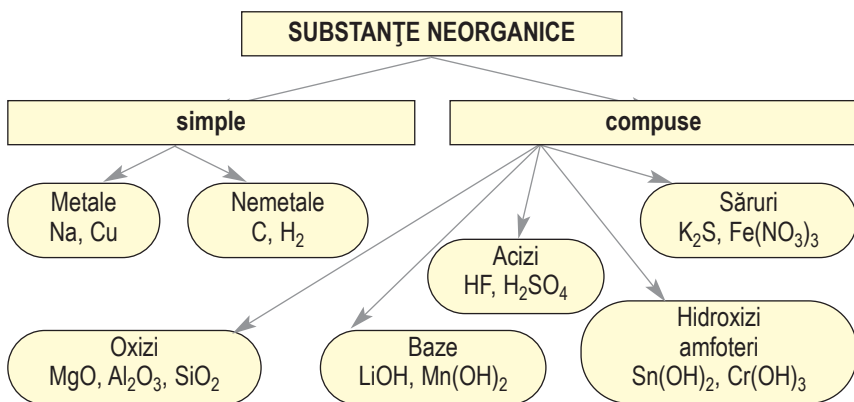
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă creați o imagine integră despre clasificarea substanțelor neorganice;
- să conștientizați legătura dintre caracterul 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 substanțele simple, oxizii, bazele, 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 date ne arată despre ceea ce *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 12).

Clasificarea principalelor substanțe neorganice



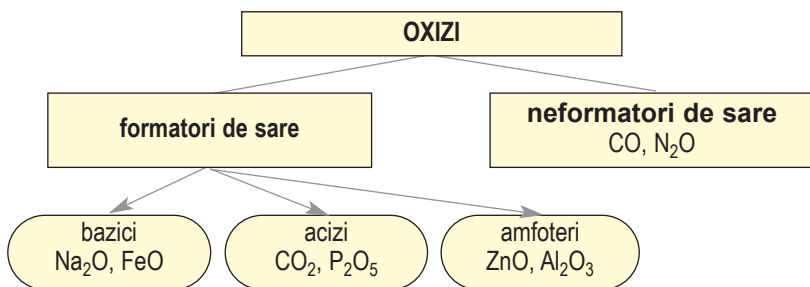
► Care clase (grupe) de compuși au formulele generale $E_m O_n$, $M(OH)_n$, $H_n A$, $H_m E O_n$, $M_m A_n$, $M_m (EO_n)_p$?

Oxizii sunt compușii elementelor cu Oxigenul. Există oxizi bazici, acizi și amfoteri. Deși ei sunt asemănători după compoziția lor, totuși se deosebesc după proprietățile chimice. Toți aceștia se numesc *oxizi formatori de sare*, deoarece ei formează săruri în timpul reacțiilor cu acizii și/sau bazele, 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 13).

Clasificarea oxizilor



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 toatecele 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 valorii valenței 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), după bazicitate — în mono- și polibazici, iar după activitatea chimică — cu acțiune puternică, slabă și cu acțiune medie.

Este interesant de știut

Acidul ortoboric (boric) este foarte slab; în soluția lui metiloranjul nu-și schimbă culoarea.

Alcalii și acizii pot fi recunoscuți (identificați) cu ajutorul substanțelor indicatori.

Hidroxiții amfoteri sunt compuși asemănători după compoziție cu bazele, iar cu caracter chimic dublu. Ei interacționează cu acizii ca baze, iar cu alcalii — ca acizi.

La hidroxiții amfoteri proprietățile bazei sunt evidențiate mai bine decât cele acide. De exemplu, hidroxidul de fier(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ destul de repede interacționează cu soluția diluată de acid puternic, precum cu soluția diluată de bază alcalină reacționează încet și nu are loc transformarea lui completă.

Bazele, hidroxiții amfoteri și acizii oxigenați uneori sunt uniți într-o grupă de compuși cu denumirea generală — „hidrați de oxizi” (adică compuși oxizilor cu apa). Se întrebuițează și denumirea prescurtată de „hidroxizi”. Motivul pentru aceasta este prezența grupelor hidroxile OH (așa grupe, în formulele acizilor oxigenați pot fi distinse astfel:



Sărurile sunt compuși 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.

Este interesant de știut

În oxidul Fe_3O_4 se conțin ioni Fe^{2+} , Fe^{3+} și O^{2-} .

- Scrieți formulele cationilor și anionilor, care se conțin în fiecare din acești compuși: K_2O , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, MgS , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Oxizii acizi, neformatori 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 perechilor comune de electroni.

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 bazici, acizi și amfoteri. Bazele se împart în compuși solubili în apă (alcalii) și insolubili. Acizii se împart conform compoziției în oxigenați și neoxigenați, iar după activitatea chimică în mono- și polibazici, și de asemenea — cu

acțiune puternică, slabă și cu acțiune medie.

Substanțele simple sunt alcătuite din atomi sau molecule, iar substanțele neorganice compuse — din molecule sau ioni.

?

250. Completați tabelul, înscriind în colonițele corespunzătoare formulele oxizilor: Ag_2O , PbO , BaO , ZnO , Al_2O_3 , I_2O_5 și SO_3 :

Oxizi		
bazici	anfoteri	acizi

251. Găsiți corespondențele:

Formula oxidului

- 1) MnO ;
- 2) MnO_2 ;
- 3) Mn_2O_7 ;

Tipul oxidului

- a) amfoter;
- b) bazic;
- c) neformator de sare;
- d) acid.

252. Numiți particulele din care sunt alcătuiți oxizii de Calciu, Aluminiu, Carbon.
253. Aduceți câte un exemplu de acid, moleculele căruia să conțină doi, trei, patru, cinci, șase, șapte și opt atomi. Indicați bazicitatea fiecărui acid.
254. Scrieți formulele chimice a doi hidroxizi anfoteri, care au cea mai mică masă molară.
255. Alegeți în șirul dat formulele sărurilor și argumentați alegerea: PbI_2 , MgF_2 , CH_4 , Na_2S , ClF .
256. Raportul maselor de Siliciu, Oxigen și Hidrogen în compusul format de aceste elemente constituie 7 : 16 : 1. Deduceți formula chimică a compusului. La care clasă de compuși neorganici aparține ea și de ce?
257. 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 %?

33

Legăturile genetice dintre substanțele neorganice

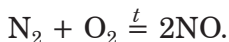
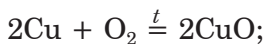
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să sistematizați reacțiile chimice cu participarea substanțelor simple;
- să înțelegeți posibilitățile transformărilor reciproce ale compușilor unui element care aparțin la diferite clase.

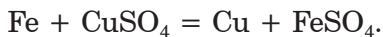
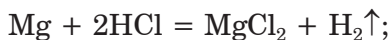
În acest paragraf se dă totalizarea transformărilor chimice cu participarea substanțelor simple și compușilor neorganici. Citindu-l, veți înțelege mai bine legăturile ce există între diferite substanțe, formate din unul și același element, precum și posibilitățile de obținere a lor.

Interdependențele dintre substanțe care se bazează pe originea și proprietățile lor chimice se numesc *legături genetice*¹.

Transformările chimice cu participarea substanțelor simple. Vă este cunoscut, că majoritatea substanțelor simple — metalele și nemetalele — intră în reacție cu oxigenul, formând oxizi:

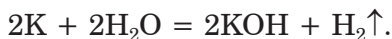


Aproape toate metalele interacționează cu acizii și sărurile; printre produsele fiecărei reacții este sarea:

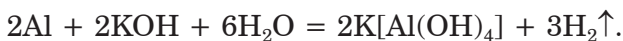
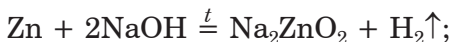


¹ Termenul provine de la cuvântul grecesc *genos* — origine, neam, obârșie.

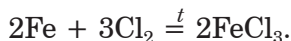
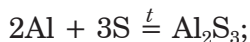
Cele mai active metale interacționează cu apa, formând baze alcaline:



Cu bazele alcaline reacționează metalele, formate din elementele, oxizii și hidroxizii cărora sunt amfoteri:



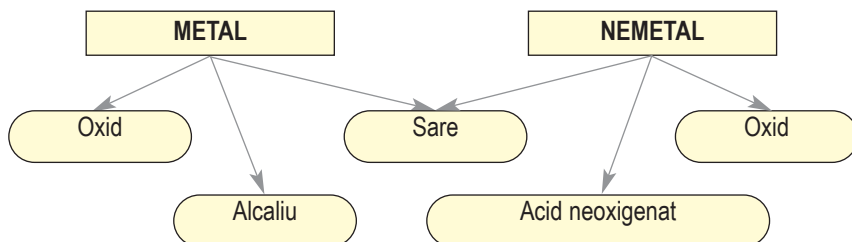
Nemetalele formate din elementele din grupele a VI-a și a VII-a, intră în reacție cu hidrogenul. Soluțiile produselor acestor reacții (H_2S , HF și altele) sunt acizi neoxigenați. Aceste nemetale de asemenea, reacționează cu metalele, formând săruri:



Schema 14 ne ilustrează proprietatea substanțelor simple să se transforme în compuși de diferite clase în timpul transformărilor chimice.

Schema 14

Legăturile genetice dintre substanțele simple și compuse



Reacțiile chimice cu participarea substanțelor compuse. Compușii neorganici sunt capabili la 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 două ecuații a reacțiilor oxizilor cu apa cu formarea acidului 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.

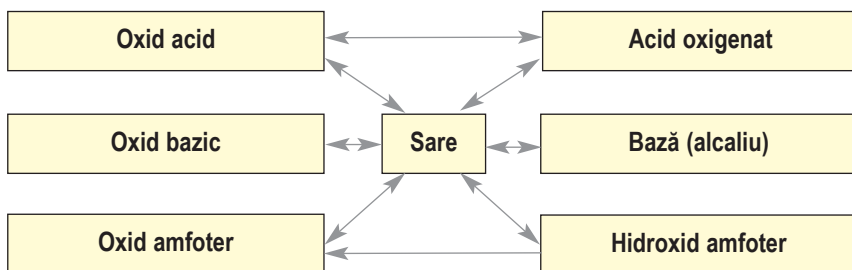
Rețineți următoarele legități importante:

- dacă doi compuși posedă aceleași proprietăți (de exemplu, doi oxizi bazici, un oxid bazic și o bază), atunci ei nu interacționează unul cu celălalt¹;
- 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 15.

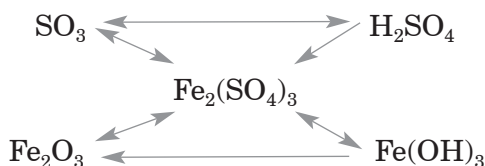
Schema 15

Legăturile genetice dintre principalele clase de compuși neorganici



Aducem o schemă analogică pentru compușii elementelor metale și nemetale de Fier și Sulf:

¹ Sarea reprezintă o excepție.



Folosind așa scheme putem planifica și efectua transformări chimice ale compușilor neorganici. De exemplu, înscrierea



indică posibilitatea obținerii acidului din oxid acid și întrebuințarea acidului pentru obținerea sării corespunzătoare.

EXPERIENȚĂ DE LABORATOR № 7

Rezolvarea problemelor experimentale

La dispoziția voastră sunt date soluții de carbonat de sodium, sulfat de zinc și hidroxid de sodium, acid clorhidric diluat.

Între care substanțe vor decurge reacțiile de schimb (în soluție)? Alcătuiți ecuațiile chimice respective.

Realizați reacțiile de schimb cu participarea sărurilor.

Produsele căror reacții vor interacționa cu acidul clorhidric? Demonstrați aceasta experimental și scrieți ecuațiile chimice.

După rezultatele experiențelor efectuate, propuneți schemele de transformări ale compușilor de Zinc:



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. Metodele de obținere a compușilor din fiecare clasă este sistematizată în Anexa (pag. 214 — 217).

CONCLUZII

Interdependențele dintre substanțe care se bazează pe originea lor și pe proprietăți chimice se numesc legături genetice.

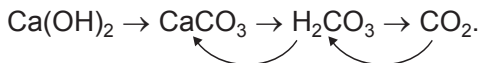
Cu ajutorul reacțiilor chimice cu participarea substanțelor simple se pot obține oxizi, săruri, baze alcaline, acizi neoxigenați.

Oxizii, bazele, hidroxizii amfoteri, acizii, sărurile sunt capabili la interconversii (transformări), majoritatea dintre care decurg, dacă reagenții se deosebesc după proprietățile chimice.



258. Se poate schema 15 să o stingem, adăugând oxid neformator de sare? Argumentați răspunsul.
259. Scrieți ecuațiile reacțiilor, în care substanțele inițiale sunt doar litiul, oxigenul, apa și, de asemenea, produsele interacțiunii lor. Alcătuiți schema transformărilor corespunzătoare.
260. 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.
261. De ce săgeata de jos în schema 15 este îndreptată numai într-un 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.
262. Scrieți formulele chimice ale compușilor în așa scheme de transformări:
 - a) oxid → bază → sare (compușii Bariului);
 - b) oxid → acid → sare (compușii Fosforului);
 - c) hidroxid → oxid → sare (compușii Aluminului).Alcătuiți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.

263. Scrieți ecuațiile reacțiilor care corespund schemei de transformare:



Cum de transformat carbonatul de calciu în hidroxidul de calciu cu ajutorul a două reacții care urmează?

264. Scrieți ecuațiile reacțiilor cu ajutorul cărora putem efectua așa transformări ale substanțelor:
- $\text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 \rightarrow \text{AgBr}$;
 - $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_3$;
 - $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO}$;
 - $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuS}$.
265. Alegeți două săruri, care interacționează una cu alta în soluție, formând două săruri insolubile. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.
266. 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 s-a cheltuit pentru neutralizarea acestui produs.
267. 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 № 3

Rezolvarea problemelor experimentale

VARIANTA I

Efectuați reacțiile după schema transformărilor chimice

La dispoziția voastră aveți oxid¹ de magneziu, soluție de acid nitric și săruri de Sodiu — nitrat, carbonat și ortofosfat.

Sarcină. Alegeți reactivele (dintre cele care vi s-au dat) în conformitate cu schema de transformări

$\text{MgO} \xrightarrow{1} \text{Mg(NO}_3)_2 \xrightarrow{2} \text{MgCO}_3 \xrightarrow{3} \text{Mg(NO}_3)_2 \xrightarrow{4} \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
și efectuați reacțiile.

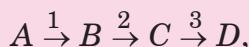
¹ Învățătorul poate schimba oxidul de magneziu cu hidroxidul de magneziu.

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 variant 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 din soluția acestuia pentru obținerea rezultatului necesar. În acest mod se pot evita în unele experiențe, reacțiile colaterale dintre reactivul utilizat și restul celui anterior.

A 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	Concluzii
<i>Experiența 1. Efectuarea transformării ... → ...</i>		
...
Ecuația reacției:		
<i>Experiența 2. ...</i>		

?

Varianta I.

268. Pe care reactiv nu l-ați folosit în lucru? Din ce cauză?
269. Oare va dăuna surplusul de reactiv luat pentru efectuarea primei transformări modului cum va decurge cea de-a doua reacție? Argumentați-vă răspunsul.
270. 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?
271. Propuneți câteva reactive, cu ajutorul cărora oxidul de magneziu poate fi nemijlocit transformat în ortofosfat de magneziu. Scrieți ecuațiile chimice corespunzătoare.

Varianta II.

272. 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.
273. 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.

34

Compușii neorganici, mediul înconjurător și omul

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre poluarea naturii cu compuși neorganici;
- să înțelegeți importanța măsurilor pentru prevenirea pătrunderii substanțelor periculoase în mediul înconjurător.

Poluarea mediului înconjurător cu substanțe. Până la jumătatea secolului al XIX-lea

Este interesant de știut

Cantități mici de gaze dăunătoare SO₂, H₂S, CO se degajă în timpul erupțiilor vulcanilor.

omenirea a folosit substanțe și materiale în cea mai mare parte naturale. Substanțele artificiale se produceau în cantități mici, volumul consumului lor era neînsemnat. 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 producerii, surplusul de substanțe nimerite 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 ei — stări catastrofice.

Poluarea atmosferei cu oxizi gazoși.

Pagube semnificative mediului provoacă gazele SO₂ și NO₂. Oxidul SO₂ 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 NO₂ este produsul interacțiunii gazului 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. 69).

Interacționând cu umiditatea atmosferică și oxigenul, oxizii SO₂ și NO₂ se transformă în acizi H₂SO₃, H₂SO₄, HNO₂, HNO₃. Odată cu ploaia și zăpada acești acizi, nimerind pe suprafața pământului, influențează negativ asupra

Fig. 69.
Eliberarea
de gaze care
conțin oxid
de NO_2
(așa-numitul
„coadă de
vulpe”)



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 CO 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 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.

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 ale 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 în mediul înconjurător aceste substanțe 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 ale uzinelor chimice, întreprinderile de prelucrare a mineurilor 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. 140). Cu toate acestea, introducerea excesivă a lor în sol, ionii respectivi nimeresc în produsele agriculturice și animaliere, de aseme-

Fig. 70.
„Înflorirea”
apei



nea în lacurile de acumulare, de unde apa este transmisă în localități. În afară de aceasta, surplusul de îngrășăminte minerale în apă stimulează creșterea algelor marine (fig. 70), putrezirea ulterioară a lor și dispariția, ceea ce negativ influențează asupra peștilor și altor viețuitoare ale râurilor și iazurilor. O daună analogică florei și faunei apei o produc deterșivele ce conțin fosfor, care după utilizare nu se descompun, dar nimeresc în mediul înconjurător.

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 este: sărurile elementelor metale cu valori mari ale maselor atomice relative. Printre aceste elemente sunt: Hg, Pb, Cd, Ba, Cu, Zn, Ni și altele. Nu întâmplător, pentru apa potabilă este stabilită concentrația maximă admisibilă a cationilor elementelor enumerate mai sus.

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. 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 orga-

nism, deoarece nu se dizolvă în apă și nici nu interacționează cu acidul clorhidric. Amestecul acestei sări cu apa îl consumă 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 a 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. 71).

Măsuri de reducere a poluării mediului. Recent, crește semnificativ utilizarea energiei solare, și eoliene (de vânt) și a resurselor Pă-

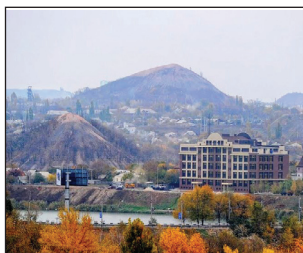


Fig. 71.
Grămezi
de deșeuri

mântului. 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 loc neutralizarea lor reciprocă. Pentru purificarea apelor reziduale în unele industrii se petrec reacțiile de schimb cu formarea compușilor insolubili ai 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, sunt 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. 72).



Fig. 72.
Parc

CONCLUZII

Ca rezultat al dezvoltării intensive a industriei, transportului, centralelor electrice, agriculturii este creșterea poluării aerului, hidrosferei, suprafeței pământului de diferite substanțe. Cele mai multe dintre ele sunt dăunătoare pentru plante, animale, organismul uman.

Printre activitățile pe care le realizează omenirea cu scopul de a proteja mediul înconjurător — este întrebuintarea 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.



274. 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?
275. După părerea voastră, ploile acide distrug marmura (carbonatul de calciu natural) și gipsul (baza materialului este sulfatul de calciu)? Argumentați răspunsul.
276. Numiți câțiva compuși, care pot reacționa cu dioxidul de sulf și se utilizează pentru purificarea emisiilor de gaze de acest oxid.
277. 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 %?
278. 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 %? Presupuneti 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.

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.

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 renumitul savant D. I. Mendeleev și reprezintă legea fundamentală a chimiei.

În clasa a 8-a ați lărgit cunoștințele voastre despre oxizi, baze, acizi; ați aflat despre hidroxizi amfoteri și săruri. Sperăm că fiecare din voi a învățat să alcătuiască formulele acestor compuși, să prevadă proprietățile lor chimice și, de asemenea, să rezolve probleme de tipuri noi.

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.

Vă dorim în următorul an de învățământ să obțineți noi succese în studiul chimiei!

Autorii

Anexă

Principalele metode de obținere a compușilor neorganici

OXIZI

Reagenți	Exemple
Substanța simplă și oxigen*	$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$; $Si + O_2 \xrightarrow{t} SiO_2$
Bază insolubilă (descompunere termică)	$Mg(OH)_2 \xrightarrow{t} MgO + H_2O\uparrow$
Hidroxid amfoter (descompunere termică)	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O\uparrow$
Sare oxigenată (descompunere termică)**	$ZnCO_3 \xrightarrow{t} ZnO + CO_2\uparrow$; $Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{t} PbO + (N_2O_5)$ $\begin{matrix} \swarrow & \searrow \\ NO_2\uparrow & O_2\uparrow \end{matrix}$

* Cu oxigenul nu reacționează gazele inerte, clorul, bromul, aurul, platină. Produsele reacției dintre sodiu, potasiu, fluor și oxigen nu aparțin la oxizi.

** Sărurile formate din oxizi acizi neinflamabili, oxizi amfoteri, în calitate de oxizi acizi, carbonați și sulfați ai elementelor alcaline, nu se descompun.

BAZELE

Reagenți	Exemple
Metale (alcaline, alcalino-pământoase) și apa	$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$; $Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
Oxizi ai elementelor alcaline sau alcalino-pământoase și apă	$Li_2O + H_2O = 2LiOH$; $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$

Sare și alcaliu (în soluție)*	$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KOH};$ $\text{NiCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
Sare și amoniac în soluție(bază amoniacală)*	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

* Reacția se va produce, dacă produsul care se formează va fi insolubil în apă.

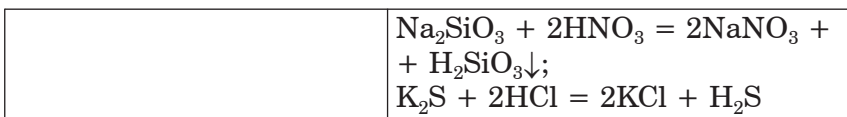
HIDROXIZI AMFOTERI

Reagenți	Exemple
Sarea ce conține cation al elementului metal și alcaliu* (în soluție)	$\text{BeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
Sarea ce conține cation al elementului metal și amoniac în soluție (bază amoniacală)	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
Sarea ce conține element metalic în compoziția anionilor și acid* (în soluție)	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

* În cantitatea calculată după ecuația chimică.

ACIZI

Reagenți	Exemple
Nemetal format din elementele din grupele a VI-a sau a VII-a și hidrogenul (cu dizolvarea următoare a produsului reacției în apă)	$\text{H}_2 + \text{S} \stackrel{t}{=} \text{H}_2\text{S};$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{HCl}$
Oxid* acid și apă	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
Sare și acid (în soluție)**	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl};$



* În afară de oxidul de siliciu(IV).

** Reacția se va produce, dacă: a) produsul care se formează va fi insolubil în apă; b) acidul-produs este slab, iar acidul-reagent — este puternic. Acidul inflamabil puternic se obține în urma interacțiunii sării ei solide cu un acid neinflamabil puternic:



SĂRURI

Reagenți	Exemple
Metal și nemetal, format din elementele din grupele a VI-a sau a VII-a	$2\text{Al} + 3\text{S} \stackrel{t}{=} \text{Al}_2\text{S}_3;$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{FeCl}_3$
Metal și acid (clorhidric sau sulfatic diluat)*	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow;$ $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{diluat.}) = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
Metal și sare (soluție)**	$\text{Fe} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
Oxid bazic și oxid acid (sau amfoter)	$3\text{FeO} + \text{P}_2\text{O}_5 \stackrel{t}{=} \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2;$ $\text{CaO} + \text{ZnO} \stackrel{t}{=} \text{CaZnO}_2$
Oxid bazic și acid (sau hidroxid amfoter)	$\text{NiO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{MgO} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \stackrel{t}{=} \text{Mg}(\text{CrO}_2)_2 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$
Bază și oxid acid (sau amfoter)	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \stackrel{t}{=} \text{Mg}(\text{FeO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$
Bază și acid (sau hidroxid amfoter)	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ $3\text{NaOH} (\text{p-n}) + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
Acid și oxid amfoter	$2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3 \stackrel{t}{=} 2\text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$
Acid și hidroxid amfoter	$2\text{HCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Sare și acid (în soluție) ***	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$
Sare și alcaliu (în soluție)****	$\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = 2\text{KCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
Două săruri (în soluție)****	$\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 = \text{FeS}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

* Reacția se produce, dacă metalul este situat în șirul activității metalelor în partea stângă de la hidrogen.

** Reacția se produce, dacă metalul-reagent este mai activ, decât metalul-produs, care ar trebui să se formeze.

*** Reacția se produce, dacă: a) produsul așteptat este insolubil în apă; b) acidul-produs este slab, iar acidul-reagent — puternic.

**** Reacția se produce, dacă produsul așteptat este insolubil în apă.

Răspunsuri la probleme și exerciții

Capitolul 1

6. Cele mai active — litiu și fluor.
19. a) Calciul și Bariul.
30. Orbitalul s este sferic; el este egal în toate direcțiile.
34. Electronul $4s$ are o cantitate mai mică de energie decât electronul $3d$.
40. Oxigenul, Magneziul.
44. b.
45. a) Helium; b) Franciu.
47. Astfel de simboluri au 9 elemente.
53. Cl, H, Fe (folosiți-vă de datele din § 4).
54. Printre aceste elemente — N, O, F, Cu, Au, Fe.
55. Elementele nemetale din grupele IV și VI.
61. A — N_2 ; B — P_4 .
64. d) în compusul H_2SeO_4 proprietățile acide sunt pronunțate într-o măsură mai mare.

Capitolul 2

73. Ionul P^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
74. Una din particule — cationul Mg^{2+} .
76. Una din particule — ionul K^+ .
77. În atomul de Oxigen.
80. Cea mai mare rază are ionul Cl^- , cea mai mică — ionul Ca^{2+} .
85. Ionii Li^+ și N^{3-} ; ionii K^+ și OH^- .
86. b) CaO.
87. $w(OH^-) = 58,6 \%$.
100. CH_4 . În această moleculă există cea mai mică legătură polară între atomi.
101. a.
108. Temperatura de topire și fierbere a substanțelor depinde de masa moleculelor (gândiți-vă cum se poate de lămurit acest lucru).

109. Atrageți atenția la particularitățile legăturii chimice dintre atomi în molecula substanței.

Capitolul 3

112. b) $n(\text{P}) = 1/3 \text{ mol}$; $n(\text{H}) = 1 \text{ mol}$.
114. $n(\text{O}) = 8 \text{ moli}$.
115. b) $n(\text{CO}_2) = 1 \text{ mol}$.
116. Poate (pentru substanțele simple cu structură moleculară; pentru substanțele compuse cu structură atomică și moleculară).
117. $n(\text{CaCl}_2) = 5 \text{ moli}$; $N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{24}$.
118. a) $n(\text{CH}_4) = 1 \text{ mol}$; b) $n(\text{CH}_4) = 0,3 \text{ mol}$;
c) $n(\text{CH}_4) = 1 \text{ mol}$.
119. a) $n(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ mol}$; b) $n(\text{NaCl}) = 3 \text{ mol}$;
c) $n(\text{NaCl}) = 0,6 \text{ mol}$.
120. $n(\text{Fe}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = 1 : 3 : 3$.
126. $m(\text{Mg}_3\text{P}_2) = 33,5 \text{ g}$.
130. $N(\text{atomi}) \approx 4,8 \cdot 10^{23}$.
132. Numărul de ioni Mg^{2+} este mai mare.
133. $m(\text{molecule H}_2\text{O}) \approx 3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.
136. $M(\text{gazului}) = 32 \text{ g/mol}$.
138. $m(\text{CO}_2) = 982 \text{ g}$.
140. Într-un litru de apă.
141. $V(\text{H}_2) : V(\text{CH}_4) = 8 : 1$.
144. $\rho(\text{aer.}) = 1,295 \text{ g/l}$.
148. $M_r(\text{gazului A}) = 46$.
149. Gazul este mai greu decât metanul de 1,07 ori.
150. $\rho(X) = 1,875 \text{ g/l}$; $D_Y(X) = 1,62$.
151. $D_{\text{N}_2}(\text{gazului}) = 1,57$.

Capitolul 4

159. b) $m(\text{NO}) \approx 5 \text{ g}$.
160. $V(\text{CO}_2) = 560 \text{ l}$.
167. În hidroxidul de bariu.
173. Formulele chimice ale acizilor cu grupele hidroxile:
 $\text{IO}_2(\text{OH})$, $\text{TeO}_2(\text{OH})_2$.
186. Mai mulți ioni — în clorura de bariu.
187. b.

192. a) $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$;
 b) $\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
202. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 6,5 \text{ g}$.
204. $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 71 \text{ r}$; $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 78 \%$.
205. $w(\text{LiOH}) = 16 \%$.
206. $m(\text{SO}_2) = 0,64 \text{ g}$; $m(\text{CO}_2) = 0,88 \text{ g}$.
210. a) $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 b) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
211. Sunt posibile 3 reacții.
215. $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 2,25 \text{ g}$.
216. $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ l}$.
217. $m(\text{sedimentului}) = 2,225 \text{ g}$.
218. $w(\text{NaOH}) = 31,9 \%$.
223. Sunt posibile 3 reacții.
225. Luați în vedere proprietățile unuia din produsele reacției.
227. $m(\text{sol H}_2\text{SO}_4 \text{ de } 5 \%) = 196 \text{ g}$.
228. $w(\text{Ag}) = 79,7 \%$.
230. b) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{LiOH} (\text{soluție}) = \text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4]$;
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{LiOH} (\text{soluție}) = \text{Li}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.
231. a) $\text{SnO} + 2\text{NaOH} \stackrel{t}{=} \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$;
 b) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Li}_2\text{O} \stackrel{t}{=} 2\text{LiCrO}_2$; $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Li}_2\text{O} \stackrel{t}{=} 2\text{Li}_3\text{CrO}_3$.
234. $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
235. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 8 \text{ g}$.
236. Nu.
237. $m(\text{PbO}) = 55,75 \text{ g}$.
241. Vor decurge 3 reacții.
243. $m(\text{FeF}_3) = 2,26 \text{ g}$.
244. Da.
245. $m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ g}$.
246. $m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}$; $m(\text{sol. H}_2\text{SO}_4 \text{ de } 96 \%) = 51 \text{ g}$.
256. Compusul este acid.
257. $V(\text{HCl}) = 153,4 \text{ l}$.
265. Exemplu de o astfel de reacție:
 $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} = \text{ZnS}\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow$.
266. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,025 \text{ mol}$.
267. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1 \text{ g}$.
274. Luați în vedere conținutul dioxidului de carbon în aer și activitatea chimică a acidului carbonic.
277. $m(\text{CaCO}_3) = 5 \text{ kg}$.
278. $V(\text{acid.}) : V(\text{alcaliu.}) = 1 : 5$.

Дікціонар де термени

Anion — ion cu sarcină negativă.

Atom — cea mai mică particulă electroneutră a substanței, care este compusă din nucleu încărcat pozitiv și electroni încărcăți negativ, ce se mișcă în jurul lui.

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^- .

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.

Condiții normale — temperatura de 0°C și presiunea de 760 mm col. merc. (101,3 kPa). Constanta lui Avogadro — $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Densitate relativă a gazului în raport cu alt gaz — raportul dintre masa unui anumit volum de gaz și masa aceluiasi 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. 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).

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 (dubletelor) 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 molară — masa unui mol de substanță. Masa molară numeric este egală cu masa atomică, moleculară și de formulă relativă.

Mol — unitatea de măsură a cantității de substanță care conține $6,02 \cdot 10^{23}$ unități de formulă.

Molecula — particulă, care este alcătuită din doi sau un număr mai mare de atomi legați între ei.

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.

Număr nucleonic — suma protonilor și neutronilor în atom.

Număr protonic — numărul de protoni în atom.

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.

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 combinate 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.

Volum molar — volumul unui mol de substanță.

Indice de termeni

A

- Acizi 61, 132, 194
 - neoxigenați 132
 - utilizarea 170
 - obținerea 215
 - clasificarea 131, 194
 - denumirea 135
 - oxigenați 131
 - răspândirea 136
 - cu acțiune medie 165
 - cu acțiune puternică 165
 - compoziția 131
 - cu acțiune slabă 165
 - proprietățile fizice 164
 - proprietățile chimice 165
- Anion 68
- Atom 22

B

- Baze 128, 194
 - utilizarea 162
 - obținerea 214
 - denumirea 129
 - proprietățile fizice 156
 - formule 127
 - proprietățile chimice 158
- Bază amoniacală 131, 160
- Baze alcaline 128

C

- Cantitatea de substanță 98
- Caracter amfoter 174
- Caracter electronegativ 86

- Cation 68
- Compuși amfoteri 59, 174
 - proprietățile 174
- Compuși ionici 74
 - structura 75
 - proprietățile 77
- Constanta lui Avogadro 100
- Condiții normale 110
- Clasificarea
 - substanțelor neorganice 192
 - elementelor chimice 9, 45
- Chimia neorganică (anorganică) 122

D

- Densitatea relativă a gazului 116

E

- Electroni
 - exteriori 36
 - neîmperecheați 30
 - împerecheați 30
- Elemente
 - inerte 9
 - alcaline 9
 - alcalino-pământoase 9
- Element chimic 7, 24
 - caracteristica 49
- Element formator de acid 133

F

- Formula electronică 32
 - a atomului 35

varianta grafică 32
a moleculelor 81, 82
Formula
reală 92
simplă 92

G

Gaze inerte 9
Grupă (a sistemului
periodic) 18

H

Halogeni 8, 9
Hidrați de oxizi 61, 195
Hidroxizi 195
Hidroxizi amfoteri 61, 174, 195
obținerea 215

I

Ion 68
Interacțiunea
moleculară 90
Izotopi 27

L

Legatura
ionică 74
covalentă 81
nepolară 84
dublă 83
metalică 94
polară 86
triplă 83
simplă 83
Legătura chimică 66
Legături genetice 198
Legea Avogadro 111
Gay-Lussac 115
Legea periodicității 15, 16
esența fizică 45

M

Masa molară 104, 106
Metale 7
alcaline 7
alcalino-pământoase 8
Molul 99

N

Nemetale 7
Neutron 23
Neuclon 23
Nivel energetic 31
Număr neuclonic 24
Numărul de protoni 24

O

Octet electronic 68
Orbital 28
Orbitali electronici
(*s*, *p*, *d*, *f*) 29, 30
Oxizi 58, 123, 193
amfoteri 59, 174
structura 143
utilizarea 148
superiori 124
obținerea 214
acizi 59, 131
clasificarea 193
denumirea 125
neformatori de sare 193
bazici 59, 128
răspândirea 125
formatori de sare 193
proprietățile fizice 143
formule 124
proprietățile chimice 144

P

Perioadă 18
mari 18

mici 18
Principiul cantității mici
de energie 35
Proton 23

R

Radical acid 132
Raza atomului 41
Reacție de înlocuire
(substituire) 166
de neutralizare 159
de schimb 146
Regula
electroneutralității 75
„octavelor” 10
Rețele cristaline 76

S

Săruri 138, 195
utilizarea 185
obținerea 216
acide 187
denumirea 139
răspândirea 140
proprietățile fizice 179

formule 139
proprietățile chimice 180
Sistemul periodic 17, 45
varianta lungă 18
varianta scurtă 18
Spinul electronului 30
Subnivel energetic 31
Subgrupa
principală 19
secundară 19
Substanțe moleculare 89
proprietățile fizice 90
Substanțe cu structură
atomică 92

Ș

Șirul activității metalelor 167
Șirul natural
al elementelor 15

T

Tabelul solubilității 128

V

Volumul molar 109, 111

Literatură pentru elevi

1. Васи́лега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Васи́лега. Київ : Рад. шк., 1989. 188 с.
2. Вороненко Т. І. Хімія щодня. Це треба знати кожному / Тетяна Вороненко, Тетяна Іваха. Київ : Шк. світ, 2011. 128 с.
3. Котляр З. В. Хімія елементів / З. В. Котляр, В. М. Котляр. Київ : Вид. дім «Перше вересня», 2016. 224 с.
4. Леєнсон І. А. Дивовижна хімія / І. А. Леєнсон. Харків : Ранок, 2011. 176 с.
5. Смаль Ю. Лесеві історії. Експериментуй і дізнавайся / Юля Смаль. Львів : Вид-во Старого Лева, 2019. 136 с.
6. Смаль Ю. Цікава хімія. Життєпис речовин / Юля Смаль. Львів : Вид-во Старого Лева, 2016. 112 с.
7. 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://chemistry-chemists.com>
2. <http://www.thoughtco.com/chemistry-4133594>
3. <http://www.elementsinyourlife.org>
4. <https://www.facebook.com/compoundchem>
5. <https://www.webelements.com>
6. <https://www.chemistryworld.com>
7. <https://www.compoundchem.com>

Dicționar de termeni

Anion — Аніон

Atom — Атом

Acid — Кислота

Acid neoxigenat — Безоксигенова кислота

Acid oxigenat — Оксигеновмісна кислота

Alcaliu (bază alcalină) — Луг

Bază — Основа

Bazicitate (character bazic) — Основність

Cantitate de substanță — Кількість речовини

Caracter amfoter — Амфотерність

Caracter electronegativ — Електронегативність

Cation — Катіон

Chimie neorganică (anorganică) — Неорганічна хімія

Condiții normale — Нормальні умови

Constanta lui Avogadro — Стала Авогадро

Densitate relativă a gazului în raport cu alt gaz — Відносна густина газу за іншим газом

Electron — Електрон

Electroni exteriori — Зовнішні електрони

Electroni valenți — Валентні електрони

Element chimic — Хімічний елемент

Element formator de acid — Солетворний оксид

Elemente alcaline — Лужні елементи

Elemente alcalino-pământoase — Лужноземельні елементи

Elemente inerte — Інертні елементи

Formulă reală — Истинна формула
Formulă electronică — Електронна формула
Formulă simplă — Найпростіша формула
Grupă (a sistemului periodic) — Група (періодичної системи)
Halogeni — Галогени
Indicator — Хімічний зв'язок
Legătură covalentă — Ковалентний зв'язок
Legătură covalentă nepolară — неполярний ковалентний зв'язок
Legătură covalentă polară — Полярний ковалентний зв'язок
Legătură dublă — Подвійний зв'язок
Legătură genetică — Генетичний зв'язок
Legătură ionică — Йонний зв'язок
Legătură simplă — Простий зв'язок
Legătură triplă — Потрійний зв'язок
Masă molară — Молярна маса
Mol — Моль
Molecula – Молекула
Neutron — Нейтрон
Nivel energetic (înveliș electronic) — Енергетичний рівень
Nucleon — Нуклони
Număr nucleonic — Нуклонне число
Număr protonic — Протонне число
Octet de electroni — Електронний октет
Orbital — Орбіталь
Oxid — Оксид
Oxid acid — Кислотний оксид
Oxid bazic — Основний оксид
Oxid formator de sare — Солетворний оксид

Oxid neformator de sare — Несолетворний оксид
Oxid superior — Вищий оксид
Perioadă — Період
Proton — Протон
Radical acid — Кислотний залишок
Raza atomului — Радіус атома
Reacție de înlocuire (substituire) — Реакція заміщення
Reacție de neutralizare — Реакція нейтралізації
Reacție de schimb — Реакція обміну
Rețea cristalină — Кристалічні ґратки
Sare — Сіль
Spin — Спін
Subgrupă — Підгрупа
Sublimare — Сублімація
Subnivel — Підрівень
Șirul activității metalelor — Ряд активності металів
Volum molar — Молярний об'єм

Cuprins

Dragi elevi din clasa a opta!.....3

Capitolul 1

Legea periodicității. Sistemul periodic al elementelor chimice. Structura atomului

§ 1. Date istorice despre încercările de clasificare a elementelor chimice	6
§ 2. Legea periodicității	12
§ 3. Sistemul periodic al elementelor chimice	17
§ 4. Structura atomului	22
<i>Pentru cei iscușiți. Izotopii</i>	<i>27</i>
§ 5. Modelul atomului în prezent	28
§ 6. Structura învelișurilor electronice ale atomilor	35
§ 7. Raza atomilor	41
§ 8. Legea periodicității și structura electronică a atomilor	44
§ 9. Caracteristica elementului chimic	49
§ 10. Legea periodicității, caracterul chimic al elementelor și proprietățile substanțelor simple.....	52
§ 11. Legea periodicității și proprietățile substanțelor compuse	58
§ 12. Importanța legii periodicității	62

Capitolul 2

Legătura chimică și structura substanței

§ 13. Stabilitatea învelișurilor electronice. Ionii	67
§ 14. Legătura ionică. Compușii ionici	74

§ 15. Legătura covalentă	79
§ 16. Legătura covalentă polară și nepolară. Caracterul electronegativ al elementelor.....	85
§ 17. Substanțe moleculare și cu structură atomică	89
Lucrare practică № 1. Cercetarea proprietăților fizice ale substanțelor	96

Capitolul 3

Cantitatea de substanță.

Calculul pe baza formulelor chimice

§ 18. Cantitatea de substanță	97
§ 19. Masa molară	104
§ 20. Volumul molar. Legea lui Avogadro	109
<i>Pentru cei iscusiți.</i> Raportul de volum al gazelor în reacțiile chimice	115
§ 21. Densitatea relativă a gazului	115
<i>Pentru cei iscusiți.</i> Despre masa molară medie a aerului.....	120

Capitolul 4

Principalele clase de compuși neorganici

§ 22. Oxizii	123
§ 23. Bazele	127
<i>Pentru cei iscusiți.</i> Bază neobișnuită	130
§ 24. Acizii	131
§ 25. Sărurile	138
§ 26. Structura, proprietățile și utilizarea oxizilor.....	143
§ 27. Calculul pe baza ecuațiilor chimice	150
§ 28. Proprietățile și utilizarea bazelor	156
§ 29. Proprietățile și utilizarea acizilor.....	164
<i>Experiențe în condiții casnice.</i> Acțiunea soluțiilor unor substanțe asupra sucurilor de legume.....	173

§ 30. Oxizii și hidroxizii amfoteri	173
§ 31. Proprietățile și utilizarea sărurilor	179
<i>Pentru cei iscoditori. Săruri acide</i>	187
Lucrare practică № 2.	
Analizarea proprietăților principalelor clase	
de compuși neorganici	
<i>Varianta I. Analizarea proprietăților chimice</i>	
ale acidului clorhidric.....	189
<i>Varianta II. Analizarea proprietăților</i>	
sulfatului de nichel(II)	190
§ 32. Generalizarea cunoștințelor despre substanțele	
neorganice.....	192
§ 33. Legăturile genetice	
dintre substanțele neorganice	198
Lucrare practică № 3.	
Rezolvarea problemelor experimentale	
<i>Varianta I. Efectuarea reacțiilor după schema</i>	
transformărilor chimice.....	203
<i>Varianta II. Alcătuirea schemei transformărilor</i>	
chimice și efectuarea reacțiilor.....	204
§ 34. Compușii neorganici, mediul înconjurător și omul	205
Cuvânt de încheiere	213
Anexă. Principalele metode de obținere	
a compușilor neorganici.....	214
Răspunsuri la probleme și exerciții.....	218
Dicționar de termeni	221
Indice de termeni	225
Literatură (surse) pentru elevi.....	228
Pagini din internet care conțin materiale interesante	
despre chimie	229
Dicționar de termeni	230

Навчальне видання

**ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна**

ХІМІЯ

**Підручник для 8 класу
з навчанням румунською/молдовською мовами
закладів загальної середньої освіти**

*Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України*

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

Підручник відповідає Державним санітарним нормам і правилам
«Гігієнічні вимоги до друкованої продукції для дітей»

*У підручнику з навчальною метою
використано деякі ілюстративні матеріали,
що перебувають у вільному доступі в мережі інтернет*

Переклад з української *М. Павалюк*
Румунською / молдовською мовами

Редактор *О. Анетрі*
Коректор *Д. Анетрі*
Верстка *С. Жукової*

Формат 60x90/16.
Ум. друк. арк. 14,75. Обл.-вид. арк. 7,55.
Наклад 2831 прим. Зам. № 1616.

Видавець і виготовлювач МПП „Букрек”,
вул. Радищева, 10, м. Чернівці, 58000.
Тел.: (0372) 55-29-43. E-mail: info@bukrek.net. www.bukrek.net.

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру
суб'єкта видавничої справи ЧЦ № 1 від 10.07.2000 р.

Sistemul periodic al elementelor chimice (varianta scurta)

Perioade	Grupe																			
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII					
1	H 1 Hidrogen 1,0079 $1s^1$														(H)	He 2 Helium 4,0026 $1s^2$				
2	Li 3 Litiu 6,941 $[\text{He}]2s^1$	Be 4 Beriliu 9,012 $[\text{He}]2s^2$	B 5 Bor 10,81 $[\text{He}]2s^2 2p^1$	C 6 Carbon 12,011 $[\text{He}]2s^2 2p^2$	N 7 Azot (Nitrogen) 14,0067 $[\text{He}]2s^2 2p^3$	O 8 Oxygen 15,999 $[\text{He}]2s^2 2p^4$	F 9 Fluor 18,998 $[\text{He}]2s^2 2p^5$	Ne 10 Neon 20,180 $[\text{He}]2s^2 2p^6$												
3	Na 11 Sodiu (Natriu) 22,990 $[\text{Ne}]3s^1$		Mg 12 Magnéziu 24,305 $[\text{Ne}]3s^2$		Al 13 Aluminiu 26,982 $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$		Si 14 Siliciu 28,086 $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$		P 15 Fosfor 30,974 $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$		S 16 Sulf 32,06 $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$		Cl 17 Clor 35,453 $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$		Ar 18 Argon 39,948 $[\text{Ne}]3s^2 3p^6$					
4	K 19 Potasiu (Kalium) 39,098 $[\text{Ar}]4s^1$		Ca 20 Calciu 40,08 $[\text{Ar}]4s^2$		21 Sc 44,956 Scandiu		22 Ti 47,87 Titan		23 V 50,941 Vanadiu		24 Cr 51,996 Crom		25 Mn 54,938 Mangan		26 Fe 55,845 Fier		27 Co 58,933 Cobalt		28 Ni 58,69 Nichel	
	29 Cu 63,546 Cupru $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$		30 Zn 65,41 Zinc $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2$		Ga 31 Galiu 69,72 $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^1$		Ge 32 Germaniu 72,64 $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^2$		As 33 Arseniu 74,922 $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^3$		Se 34 Seleniu 78,96 $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^4$		Br 35 Brom 79,904 $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^5$		Kr 36 Kripton 83,80 $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$					
5	Rb 37 Rubidiu 85,468 $[\text{Kr}]5s^1$		Sr 38 Stronțiu 87,62 $[\text{Kr}]5s^2$		39 Y 88,906 Ytriu		40 Zr 91,22 Zirconiu		41 Nb 92,906 Niobiu		42 Mo 95,94 Molibden		43 Tc [98] Technetiu		44 Ru 101,07 Ruteniu		45 Rh 102,905 Rhodiu		46 Pd 106,4 Paladiu	
	47 Ag 107,868 Argint $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^1$		48 Cd 112,41 Cadmiu $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2$		In 49 Indiu 114,82 $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^1$		Sn 50 Staniu 118,71 $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^2$		Sb 51 Stibiu 121,76 $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^3$		Te 52 Telur 127,60 $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^4$		I 53 Iod 126,904 $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^5$		Xe 54 Xenon 131,29 $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^6$					
6	Cs 55 Ceziu 132,91 $[\text{Xe}]6s^1$		Ba 56 Bariu 137,33 $[\text{Xe}]6s^2$		57 La* 138,905 Lantan		72 Hf 178,49 Hafniu		73 Ta 180,948 Tantal		74 W 183,84 Wolfram		75 Re 186,207 Reniu		76 Os 190,2 Osmiu		77 Ir 192,22 Iridiu		78 Pt 195,09 Platină	
	79 Au 196,967 Aur $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^1$		80 Hg 200,59 Mercur $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2$		Tl 81 Taliu 204,38 $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$		Pb 82 Plumb 207,2 $\dots 6s^2 6p^2$		Bi 83 Bismut 208,980 $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$		Po 84 Poloniu [209] $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$		At 85 Astatin [210] $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$		Rn 86 Radon [222] $[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$					
7	Fr 87 Franciu [223] $[\text{Rn}]7s^1$		Ra 88 Radiu [226] $[\text{Rn}]7s^2$		89 Ac** [227] Actiniu		104 Rf [267] Rutherfordiu		105 Db [268] Dubniu		106 Sg [271] Siborgiu		107 Bh [270] Bohriu		108 Hs [269] Hasiu		109 Mt [278] Mattneriu		110 Ds [281] Darmstadtiu	
	111 Rg [282] Rentgeniu		112 Cn [285] Coperniciu		113		Fl 114 Fleroviu [289]		115		Lv 116 Livermoriu [293]		117		Uuo 118 Ununocțiu [294]					
Oxizi superiori	E_2O		EO		E_2O_3		EO_2		E_2O_5		EO_3		E_2O_7		EO_4					
Compuși ușori cu hidrogenul							EH_4		EH_3		H_2E		HE							
* Lantanide	58 Ce 140,12 $4f^1 5d^1$ Ceriu	59 Pr 140,908 $4f^3 5d^0$ Praseodim	60 Nd 144,24 $4f^4 5d^0$ Neodim	61 Pm [145] $4f^5 5d^0$ Prometiū	62 Sm 150,4 $4f^6 5d^0$ Samarium	63 Eu 151,96 $4f^7 5d^0$ Europiu	64 Gd 157,25 $4f^7 5d^1$ Gadolinium	65 Tb 158,925 $4f^9 5d^0$ Terbiu	66 Dy 162,50 $4f^{10} 5d^0$ Dysprosiu	67 Ho 164,93 $4f^{11} 5d^0$ Holmiu	68 Er 167,26 $4f^{12} 5d^0$ Erbium	69 Tm 168,93 $4f^{13} 5d^0$ Tuliu	70 Yb 173,04 $4f^{14} 5d^0$ Yterbiu	71 Lu 174,97 $4f^{14} 5d^1$ Lutețiu						
** Actinide	90 Th 232,038 $5f^0 6d^2$ Toriu	91 Pa $5f^2 6d^1$ Protactiniu	92 U 238,029 $5f^3 6d^1$ Uranium	93 Np [237] $5f^4 6d^1$ Neptuniu	94 Pu [244] $5f^6 6d^0$ Plutoniu	95 Am [243] $5f^7 6d^0$ Americiu	96 Cm [247] $5f^7 6d^1$ Curium	97 Bk [247] $5f^9 6d^1$ Berkelium	98 Cf [251] $5f^{10} 6d^0$ Californium	99 Es [252] $5f^{11} 6d^0$ Einsteinium	100 Fm [257] $5f^{12} 6d^0$ Fermium	101 Md [258] $5f^{13} 6d^0$ Mendeleeviu	102 No [259] $5f^{14} 6d^0$ Nobelium	103 Lr [262] $5f^{14} 6d^1$ Lauwrensiu						

elemente s
 elemente p
 elemente d
 elemente f
 Pentru elementele f se dau doar părțile modificate ale formulelor electronice.

Solubilitatea bazelor, acizilor, hidroxizilor amfoteri și a sărurilor în apă (la temperatura de 20–25°C)

Cationi Anioni	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
	OH ⁻		s	s	s	—	g	g	s	i	i	i	i	—	i	i	i	i
F ⁻	s	g	s	s	s	g	g	g	s	s	g	s	#	s	g	i	g	s
Cl ⁻	s	s	s	s	i	s	s	s	s	s	g	s	s	s	s	s	s	s
Br ⁻	s	s	s	s	i	s	s	s	s	s	g	s	g	s	s	s	s	s
I ⁻	s	s	s	s	i	s	s	s	s	s	g	—	g	s	s	—	s	s
S ²⁻	s	s	s	s	i	#	#	s	i	i	i	i	i	i	i	#	#	#
SO ₃ ²⁻	s	s	s	s	i	s	g	g	s	g	g	—	#	g	g	—	—	—
SO ₄ ²⁻	s	s	s	s	g	s	g	i	s	s	g	s	s	s	s	s	s	s
NO ₃ ⁻	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s	s
PO ₄ ³⁻	s	g	s	s	i	g	i	i	i	g	i	#	#	i	i	i	i	i
CO ₃ ²⁻	s	s	s	s	g	g	i	i	i	i	i	#	—	g	i	—	—	—

Semne convenționale:

„s” – substanță solubilă (grad de solubilitate peste 1 g de substanță la 100 g de apă);

„g” – substanță greu solubilă (grad de solubilitate de la 1 g până la 0,001 g la 100 g de apă);

„i” – substanță practic insolubilă (grad de solubilitate sub 0,001 g la 100 g de apă);

„—” – substanța nu există;

„#” – substanța există, însă reacționează cu apa (gradul ei de solubilitate nu poate fi stabilit).

Șirul activității metalelor

Li K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Bi Cu Ag Hg Pt Au



Activitatea chimică a metalelor sporește

Clasificarea acizilor după gradul lor de acțiune

HClO₄ HNO₃ HI HBr HCl H₂SO₄

acizi puternici

H₂SO₃ H₃PO₄ HF HNO₂

acizi cu acțiune medie

H₂CO₃ H₂S H₂SiO₃

acizi slabi

Системul periodic al elementelor chimice (varianta lungă)

Анехă

Petioade	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIIa	VIIa			
1	H 1 Hidrogen													1 H 2 (Hidrogen)	He Heliu			
2	Li 3 Litiu	Be 4 Beriliu										B 6 Bor	C 7 Carbon (Nitrogen)	N 8 Azot (Nitrogen)	O 9 Oxygen	F 10 Fluor	Ne Neon	
3	Na 11 Sodiu (Sodiu)	Mg 12 Magnaziu										Al 14 Aluminiu	Si 15 Siliciu	P 16 Fosfor	S 17 Sulf	Cl 18 Clor	Ar Argon	
4	K 19 Potasiu (Caliu)	Ca 20 Calciu	Sc 21 Scandiu	Ti 22 Titan	V 23 Vanadiu	Cr 24 Crom	Mn 25 Mangan	Fe 26 Fier	Co 27 Cobalt	Ni 28 Nichel	Cu 30 Cupru	Zn 31 Zinc	Ga 32 Galiu	Ge 33 Germaniu	As 34 Arseniu	Se 35 Seleniu	Br 36 Brom	Kr Kripton
5	Rb 37 Rubidiu	Sr 38 Strontiu	Y 39 Ytriu	Zr 40 Zirconiu	Nb 41 Niobiu	Mo 42 Molibden	Tc 43 Techneci	Ru 44 Ruteniu	Rh 45 Rodi	Pd 46 Paladiu	Ag 48 Argint	Cd 49 Cadm	In 50 Indiu	Sn 51 Staniu	Sb 52 Stibiu	Te 53 Telur	I 54 Iod	Xe Xenon
6	Cs 55 Ceziu	Ba 56 Bariu	La * 57 Lantan	Hf 72 Hafniu	Ta 73 Tantal	W 74 Wolfram	Re 75 Renu	Os 76 Osmiu	Ir 77 Iridiu	Pt 78 Platina	Au 80 Aur	Hg 81 Mercur	Tl 82 Taliu	Pb 83 Plumb	Bi 84 Bismut	Po 85 Poloni	At 86 Asteniu	Rn Radon
7	Fr 87 Franciu	Ra 88 Radiu	Ac ** 89 Actiniu	Rf 104 Rutherfordiu	Db 105 Dubniu	Sg 106 Sborgiu	Bh 107 Boheriu	Hs 108 Hasiu	Mt 109 Miertiu	Ds 110 Darmstadtiu	Rg 111 Rengniu	Cn 112 Coperniciu	113	114 F 115 Fleroviu	116 L 117 Livermoriu	118 Uu Ununectiu		

* Lantanide													
58 Ce 59 Ceriu	Pr 60 Praseodim	Nd 61 Neodim	Pm 62 Prometi	Sm 63 Samaru	Eu 64 Europiu	Gd 65 Gadoliniu	Tb 66 Terbiu	Dy 67 Dyspros	Ho 68 Holiniu	Er 69 Erbu	Tm 70 Tulu	Yb 71 Yterbiu	Lu Lutefiu

** Actinide													
90 Th 91 Toriu	Pa 92 Protactiniu	U 93 Uraniu	Np 94 Neptuniu	Pu 95 Plutoni	Am 96 Americiu	Cm 97 Curiu	Bk 98 Berke	Cf 99 Californiu	Es 100 Einsteiniu	Fm 101 Fermiu	Md 102 Mendeleviu	No 103 Nobeliu	Lr Lawrenciu

Tipuri de elemente

- elemente *s*
 elemente *p*
 elemente *d*
 elemente *f*

Elementele de fiecare tip posedă structură electronică asemănătoare

La stânga de linia frântă se situează elementele metale,
la dreapta – elementele nemetale