

Popeli Pavel, Krâklea Liudmila

CHIMIE

clasa **11**

Legea periodicității

Structura electronică a atomului

Legătura chimică

Structura substanței

Reacțiile chimice



Substanțele neorganice

Chimia și progresul uman

Sistemul periodic al elementelor chimice (varianta scurta)

Perioade	Grupe																											
	a	I	b	a	II	b	a	III	b	a	IV	b	a	V	b	a	VI	b	a	VII	b	a	VIII		b			
1	H 1 Hidrogen 1,0079 1s ¹			(H)												He 2 Heliu 4,0026 1s ²												
2	Li 3 Litiu 6,941 [He]2s ¹		Be 4 Beriliu 9,012 [He]2s ²		B 5 Bor 10,81 [He]2s ² 2p ¹		C 6 Carbon 12,011 [He]2s ² 2p ²		N 7 Azot (Nitrogen) 14,0067 [He]2s ² 2p ³		O 8 Oxigen 15,999 [He]2s ² 2p ⁴		F 9 Fluor 18,998 [He]2s ² 2p ⁵		Ne 10 Neon 20,180 [He]2s ² 2p ⁶													
3	Na 11 Sodiu (Natriu) 22,990 [Ne]3s ¹		Mg 12 Magnéziu 24,305 [Ne]3s ²		Al 13 Aluminiu 26,982 [Ne]3s ² 3p ¹		Si 14 Siliciu 28,086 [Ne]3s ² 3p ²		P 15 Fosfor 30,974 [Ne]3s ² 3p ³		S 16 Sulf 32,06 [Ne]3s ² 3p ⁴		Cl 17 Clor 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵		Ar 18 Argon 39,948 [Ne]3s ² 3p ⁶													
4	K 19 Potasiu (Kaliu) 39,098 [Ar]4s ¹		Ca 20 Calciu 40,08 [Ar]4s ²		21 Sc 44,956 Scandiu [Ar]3d ¹ 4s ²		22 Ti 47,87 Titan [Ar]3d ² 4s ²		23 V 50,941 Vanadiu [Ar]3d ³ 4s ²		24 Cr 51,996 Crom [Ar]3d ⁵ 4s ¹		25 Mn 54,938 Mangan [Ar]3d ⁵ 4s ²		26 Fe 55,845 Fier [Ar]3d ⁶ 4s ²		27 Co 58,933 Cobalt [Ar]3d ⁷ 4s ²		28 Ni 58,69 Nichel [Ar]3d ⁸ 4s ²									
	29 Cu 63,546 Cupru [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹		30 Zn 65,41 Zinc [Ar]3d ¹⁰ 4s ²		Ga 31 Galiu 69,72 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹		Ge 32 Germaniu 72,64 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²		As 33 Arseniu 74,922 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³		Se 34 Seleniu 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴		Br 35 Brom 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵		Kr 36 Kripton 83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶													
5	Rb 37 Rubidiu 85,468 [Kr]5s ¹		Sr 38 Stronțiu 87,62 [Kr]5s ²		39 Y 88,906 Ytriu [Kr]4d ¹ 5s ²		40 Zr 91,22 Zirconiu [Kr]4d ² 5s ²		41 Nb 92,906 Niobiu [Kr]4d ⁴ 5s ¹		42 Mo 95,94 Molibden [Kr]4d ⁵ 5s ¹		43 Tc [98] Tehnețiu [Kr]4d ⁵ 5s ²		44 Ru 101,07 Ruteniu [Kr]4d ⁷ 5s ¹		45 Rh 102,905 Rhodiu [Kr]4d ⁸ 5s ¹		46 Pd 106,4 Paladiu [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰									
	47 Ag 107,868 Argint [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹		48 Cd 112,41 Cadmiu [Kr]4d ¹⁰ 5s ²		In 49 Indiu 114,82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹		Sn 50 Staniu 118,71 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²		Sb 51 Stibiu 121,76 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³		Te 52 Telur 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴		I 53 Iod 126,904 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵		Xe 54 Xenon 131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶													
6	Cs 55 Ceziu 132,91 [Xe]6s ¹		Ba 56 Bariu 137,33 [Xe]6s ²		57 La* 138,905 Lantan [Xe]5d ¹ 6s ²		72 Hf 178,49 Hafniu [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²		73 Ta 180,948 Tantal [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²		74 W 183,84 Wolfram [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²		75 Re 186,207 Reniu [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²		76 Os 190,2 Osmiu [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²		77 Ir 192,22 Iridiu [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²		78 Pt 195,09 Platină [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ²									
	79 Au 196,967 Aur [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹		80 Hg 200,59 Mercur [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²		Tl 81 Taliu 204,38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹		Pb 82 Plumb 207,2 ...6s ² 6p ²		Bi 83 Bismut 208,980 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³		Po 84 Poloniu [209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴		At 85 Astatin [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵		Rn 86 Radon [222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶													
7	Fr 87 Franciu [223] [Rn]7s ¹		Ra 88 Radiu [226] [Rn]7s ²		89 Ac** [227] Actiniu [Rn]6d ¹ 7s ²		104 Rf [267] Rutherfordiu [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²		105 Db [268] Dubniu [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²		106 Sg [271] Siborgiu [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²		107 Bh [270] Bohriu [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²		108 Hs [269] Hasiu [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²		109 Mt [278] Mattneriu [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²		110 Ds [281] Darmstadtiu [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁹ 7s ¹									
	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	E₂O		EO		E₂O₃		EO₂		E₂O₅		EO₃		E₂O₇		EO₄													
Compuși ușori cu hidrogenul	EH₄						EH₃		H₂E		HE																	
* Lantanide	58 Ce 140,12 4f ³ 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 Prometeiu		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 ⁸ 5d ⁰ Terbiu		66 Dy 162,50 4f ⁹ 5d ⁰ Dysprosiu		67 Ho 164,93 4f ¹⁰ 5d ⁰ Holmiu		68 Er 167,26 4f ¹¹ 5d ⁰ Erbium		69 Tm 168,93 4f ¹² 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 Torium		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 Plutonium		95 Am [243] 5f ⁷ 6d ⁰ Americium		96 Cm [247] 5f ⁷ 6d ¹ Curium		97 Bk [247] 5f ⁸ 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.

Pavel Popeli, Liudmila Krâklea

CHIMIE

Nivelul standard

Manual

pentru clasa a 11–a
a instituțiilor școlare
de învățământ general
cu limba română/
moldovenească de predare



**Recomandat de Ministerul Învățământului
și Științei din Ucraina**

Cernăuți
“Bukrek”
2019

УДК 547(075.3)
П57

Перекладено за виданням:
П. П. Попель, Л. С. Крикля. Хімія. Підруч. для 11 кл. закладів
загальної середньої освіти. – Київ : ВЦ «Академія», 2019. – 248 с. : іл.

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ Міністерства освіти і науки України від 12.04.2019 р. № 472)*

Видано за державні кошти. Продаж заборонено

Попель П., Крикля Л.
П57 Хімія (рівень стандарту) : підручник для 11 класу з навчан-
ням румунською / молдовською мовами закладів загальної
середньої освіти / Павло Попель, Людмила Крикля; пер. з
укр. – Чернівці : «Букрек», 2019. – 252 с. : іл.

ISBN 978-617-7663-95-8

Підручник підготовлено за навчальною програмою з хімії для
11 класу закладів загальної середньої освіти (рівень стандарту).
У ньому узагальнено зміст періодичного закону, будову атомів і
йонів, типи хімічного зв'язку та хімічних реакцій, розглянуто
склад, будову, властивості та застосування найважливіших про-
стих речовин і неорганічних сполук. Містить практичні роботи,
лабораторні досліді, вправи, задачі, додатковий матеріал для
допитливих, а також словник хімічних термінів, предметний
показчик, список літератури для учнів та інтернет-сайтів із ціка-
вим матеріалом з хімії.

УДК 547(075.3)

ISBN 978-966-580-576-2 (укр.)
ISBN 978-617-7663-95-8 (рум./молд.)

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2019
© ВЦ «Академія», оригінал-макет, 2019
© Видавничий дім «Букрек», переклад, 2019

Stimați elevi ai clasei a unsprezecea!

În acest an voi veți termina studierea cursului școlar de chimie și veți obține o imagine completă despre știința chimică, care este foarte interesantă, captivantă și necesară oamenilor.

Se știe, că toți compușii se împart în compuși organici și neorganici. Cu cei organici, cu structura, componența și proprietățile lor, ați făcut cunoștință la lecțiile de chimie în clasele a 9-a și a 10-a. Despre principalele clase de compuși neorganici – oxizi, baze, acizi, hidroxizi amfoateri, săruri – s-a discutat în clasa a 8-a. Tot atunci ați aflat și despre structura atomilor, moleculelor, ionilor, despre faptul, de ce și cum anume se combină cele mai mici particule în fiecare substanță.

Chimia, ca știință, are legile sale. Cea mai importantă dintre ele este legea periodicității. Reprezentarea grafică a acestei legi este sistemul periodic al elementelor chimice. Ați folosit această lege cu scopul de a prevedea sau lămuri caracterul chimic al elementelor, proprietățile substanțelor simple și compuse, structura atomilor și ionilor.

La lecțiile de chimie în clasa a 11-a veți aprofunda cunoștințele voastre despre legea periodicității, structura electronică a atomilor, tipurile de legături chimice, compușii neorganici de diferite clase. Veți afla despre stările excitate ale atomilor, care duc la lărgirea intervalului de valori a gradelor de oxidare și valențele elementelor, de asemenea, despre mecanismul de formare a legăturii covalente. Veți cerceta reacțiile reversibile și echilibrul chimic, reacțiile de schimb ale sărurilor cu apa, sursele chimice de curent. La fel, veți afla despre fenomenele de alotropie și adsorbție, veți primi date despre îngrășămintele minerale și materiale de silicați.

Veți îndeplini experiențe chimice – atât separate, cât și integrate în lucrările practice. Veți urma recomandările în ceea ce privește regulile de lucru și securitate în cabinetul de chimie, și, desigur, cerințele de îndeplinire a experiențelor.

La sfârșitul acestui an de învățământ, veți afla despre obiectivele esențiale puse în fața chimiei, ca știință contemporană. Cel mai important dintre ele este soluționarea problemelor, care țin de

poluarea mediului la întreprinderile industriale, termocentrale, vehicule, de asemenea, la prelucrarea diferitor deșeuri.

În acest manual, ca și în cele anterioare, cele mai importante definiții sunt expuse cu litere colorate. Termenii noi, cuvintele cu accent de sens, titlurile în paragrafe, informația importantă sunt separate cu caractere italice sau grase. Descrierea experienței chimice (experiențele de laborator, lucrările practice) este separată cu linii colorate. Materialul ajutător este notat din stânga cu o linie colorată, iar unele fapte și informații interesante sunt selectate la margine. Pentru ca lucrul cu manualul să fie comod, este propus indicele de materie. Fiecare paragraf conține întrebări, exerciții, probleme de diversă complexitate. Alt material mai detaliat este expus în secțiunea „Pentru cei iscoditori”. Tăblița electronegativității elementelor, clasificarea substanțelor neorganice, proprietățile lor chimice și metodele de obținere sunt date în Anexe.

Aprofundat și perseverent lucrați cu manualul, stăruți-vă să găsiți răspuns la fiecare întrebare, care poate apărea în procesul expunerii materialului nou. Sperăm, că acest manual va fortifica al vostru interes față de chimie și vă v-a ajuta să obțineți noi succese la învățatură.

Autorii

Capitolul 1

Legea periodicității. Structura electronică a atomului

Citind materialul din acest capitol, vă veți aminti despre compoziția și structura atomilor, vă veți lărgi cunoștințele voastre despre repartizarea electronilor în orbitale, veți putea mai încrezuți să prognozați valoarea valenței și gradelor de oxidare a elementelor după structura electronică a atomilor. De asemenea, vă veți convinge de importanța legii periodicității pentru știința chimiei, vă veți învăța să întrebuițați informația, încadrată în sistemul periodic, veți înțelege mai profund particularitățile care există în lumea substanțelor și veți realiza că periodicitatea între elementele chimice este determinată de structura atomilor.

1 Atomii. Elementele chimice. Legea periodicității

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți compoziția și structura atomului;
- să repetați formularea actuală a legii periodicității.

Structura atomului. Voi știți, că atomul este cea mai mică particulă electroneutră a substanței, care se alcătuiește din nucleu încărcat pozitiv și electroni încărcați negativi (e^-), care se mișcă împrejurul lui (fig. 1). În nucleu se găsesc două feluri de particule –

protoni (p^+) și neutroni (n^0). Neutronii nu au sarcină, iar sarcinile protonului și electronului sunt egale după mărime, dar opuse după semn. Cantitatea de protoni determină sarcina nucleului atomului și este egală cu cantitatea electronilor: $N(p^+) = N(n^0)$.

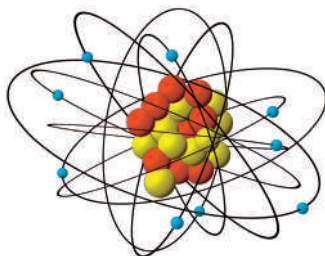


Fig. 1.
Modelul
atomului de
Fluor

► Câți protoni și electroni sunt în atomul de Fluor?

Voi deja știți, că anume cantitatea de protoni în atom, se numește *număr protonic*; el se indică prin indexul de jos în partea stângă a simbolului elementului: ${}_9\text{F}$. *Număr neucleonic* – este cantitatea sumară de protoni și neutroni în atom. Acest număr se indică prin indexul de sus înaintea simbolului elementului: ${}^{19}\text{F}$. Numărul de neutroni este egal cu diferența dintre numărul neucleonic și numărul protonic; în atomul de Fluor așa particule sunt zece ($19 - 9$).

Număr
nucleonic



Număr
protonic



Orice tip de atomi (${}^1\text{H}$, ${}^{12}\text{C}$, ${}^{23}\text{Na}$ stb.) etc. se numesc *nuclid*. Atomii elementului cu o cantitate diferită de neutroni se numesc *izotopi*. Ei au același număr protonic, dar un număr neucleonic diferit: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ (izotopi ai Hidrogenului). Izotopii – sunt nuclizii unui element.

Elemente chimice. Lumea substanțelor este formată din aproape 100 elemente chimice¹. Vă este bine cunoscut, că *elementul chimic* reprezintă un tip de atomi cu o anumită sarcină a nucleului (numărul protonic).

¹ Nucleul atomului cu cantitatea de protoni de peste 83 este nestabil și se desface. Asemenea fel de atomi se numesc radionuclizi.

Fiecare substanță simplă este formată dintr-un element, iar substanțele compuse sau compușii – din două sau mai multe elemente. Substanțe compuse sunt cu mult mai multe, decât simple; ele sunt mai multe de 20 milioane.

Elementele chimice, de la care provin metalele, se numesc metalice, iar cele, care formează nemetalele – nemetalice. În timpul reacțiilor chimice atomii elementelor metalice (în metale) cedează electroni, iar atomii elementelor nemetalice (în nemetale) îi adaugă.

Legea periodicității. În lumea vastă de substanțe există o anumită ordine. Despre aceasta ne mărturisește *legea periodicității*:

Proprietățile elementelor chimice, substanțelor simple, precum și compoziția și proprietățile compușilor se află într-o dependență periodică de sarcinile nucleelor atomilor (de numărul protonic).

Legea periodicității este una din principalele legi generale ale naturii. În anul 1869, D. I. Mendeleev a descoperit legea periodicității și i-a îndemnat pe oamenii de știință la cercetarea noilor elemente, clarificarea motivelor de periodicitate. La baza acestei legi, Mendeleev a prevăzut existența în natură a trei elemente necunoscute pe atunci. El a lăsat pentru ele căsuțe goale în sistemul periodic, a indicat valorile orientative ale maselor atomice, proprietățile posibile ale substanțelor simple și principalilor compuși. La scurt timp aceste elemente au fost descoperite; ele au fost numite Galiu, Scandiu, Germaniu.

Expresia tabelară a legii periodicității este *sistemul periodic* al elementelor chimice (forzaț I).

► Din care fragmente orizontale și verticale este alcătuit sistemul periodic?

Motivele periodicității descoperite de către Mendeleev au fost clarificate mai târziu, când s-a stabilit că atomul are o structură complicată. În prezent, este unanim cunoscut că *periodicitatea în universul elementelor chimice este determinată de structura electronică a atomilor.*

CONCLUZII

Atomul este cea mai mică particulă electroneutră a substanței, care se alcătuește din nucleul încărcat pozitiv și electroni încărcăți negativ. În nucleu se găsesc protoni și neutroni.

Elementul chimic reprezintă un tip de atomi cu o anumită sarcină a nucleului (numărul protonic).

Legea periodicității este una din legile fundamentale ale chimiei. Actual ea se formulează în felul următor: proprietățile elementelor chimice, substanțelor simple, precum și compoziția, și proprietățile compușilor se află într-o dependență periodică de sarcinile nucleelor atomilor. Asemenea dependență este cauzată de schimbul periodic al structurii electronice a atomilor.

Aplicând legea periodicității, se poate de prognozat caracterul chimic al elementelor, de prevăzut proprietățile substanțelor.

?

1. În nucleul cărui atom nu sunt neutroni?
2. Completați tabla:

Elementul Chimic	Numărul nucleonic	$N(p^+)$	$N(e^-)$	$N(n^0)$
Na	23			
P	31			
Mn	55			

3. Caracterizați compoziția atomului de Iod. Scrieți simbolul acestui element cu numerele protonice și nucleonice respective.
4. Cum se numește tipul de atomi ai elementului cu masa diferită? Numărul căror particule în el este diferit – protoni, neutroni, electroni?

5. Numiți elementele și scrieți simbolurile lor, dacă sarcinile nucleelor atomilor acestor elemente alcătuiesc respectiv +26, +53, +80.
6. În ce constă diferența dintre substanța simplă și elementul chimic?
7. Caracterizați evenimentele, fenomenele naturale, care folosesc cuvântul „periodicitate”?
8. Treptat sau periodic este schimbul compoziției atomilor (numărul de protoni, neutroni, electroni) de creșterea sarcinii nucleelor lor?
9. Dovediți periodicitatea schimbului caracterului chimic al elementelor pe baza elementelor din perioadele doi și trei.
10. La care element din fiecare pereche este mai pronunțat caracterul metalic sau nemetalic:
 - a) № 3 sau № 19;
 - b) № 14 sau № 16?
11. Încercați să repetați prezicerea lui Mendeleev despre existența în natură a elementului cu numărul de ordine 21. Imaginați-vă căsuța respectivă în sistemul periodic goală și numiți-l:
 - a) intervalul numeric, în care trebuie să se afle valoarea masei atomice relative a elementului;
 - b) caracterul chimic posibil al elementului (metalic sau nemetalic);
 - c) valoarea caracteristică a valenței elementului.

2

Structura electronică a atomilor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă aduceți aminte de starea electronilor în atom;
- să aplicați principiul celei mai mici energii la alcătuirea formulelor electronice ale atomilor;
- să aflați despre structura electronică a atomilor elementelor din perioada a patra;
- să clasificați elementele după structura electronică a atomilor.

Electronii în atomi. Electronul este o particulă foarte mică. Dimensiunile și traiectoria de mișcare a lui este imposibil de stabilit cu precizie. Voi știți deja, că partea din spațiul atomului, în care se poziționează cel mai probabil electronul, se numește orbital. Se disting orbitali de

formă sferică, sau orbitalul s , o altă formă este cea de halteră, sau orbitalul p . Mai există și orbitali d și f de forme mai complexe (fig. 2). Orbitalii p se situează în spațiu de-a lungul axelor x , y și z ; ei se notează cu indicii respectivi în partea de jos și se numesc orbitali p_x , p_y , p_z .

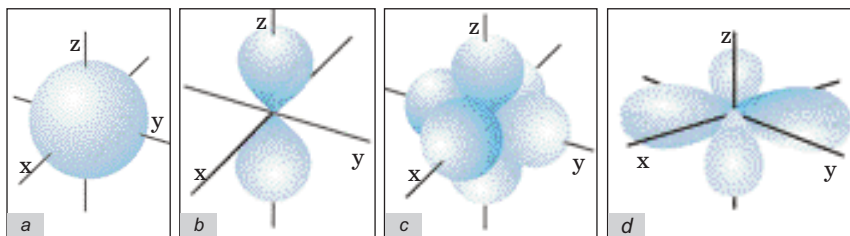


Fig. 2.

Orbitalii: a – orbitalul s ; b – unul din orbitalii p ; c – trei orbitali p într-un atom; d – unul din orbitalii d

Orice orbital în mod simplificat este reprezentat printr-un mic pătrățel, iar electronul de pe el – cu o 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 spin¹; ei se indică prin săgeți orientate în părți opuse: $\uparrow\downarrow$. Dacă pe orbital se găsește doar un electron, atunci acesta se va numi orbital neîmperecheat, iar dacă sunt ambii electroni – împerecheat.

Cu cât mai compact este orbitalul, în care se mișcă electronul, cu atât mai mică este energia lui.

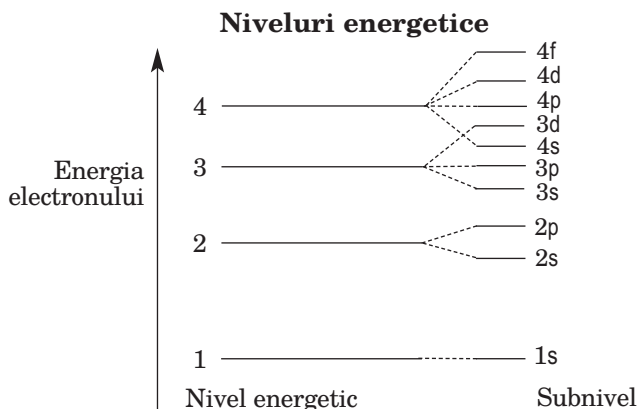
Energia electronilor. Modelul actual al atomului ia în considerație energia electronilor, care poate fi determinată destul de exact. *Electronii se poziționează în atom astfel ca energia lor să fie minimă.* Acesta este principiul energiei minime; el determină structura electronică a atomului.

Electronii în atom se repartizează pe niveluri și sub-niveluri energetice (schema 1). Orice nivel energetic

¹ Această proprietate a electronului identifică direcția de rotație a lui în jurul axei sale (după săgeata ceasornicului sau împrotriva lui).

conține electroni cu aceeași energie sau foarte aproape. Electronii de pe primul nivel posedă energia cea mai mică; deoarece 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. Electronii, care ocupă ultimul nivel energetic, se numesc *exteriori*.

Schema 1

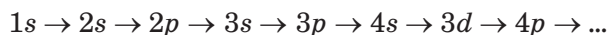


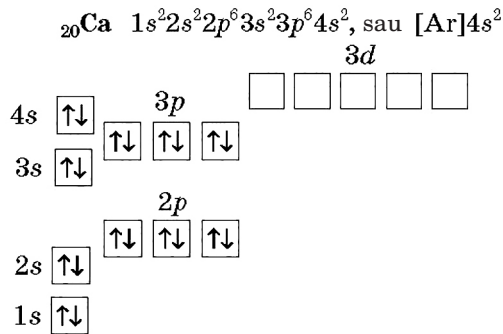
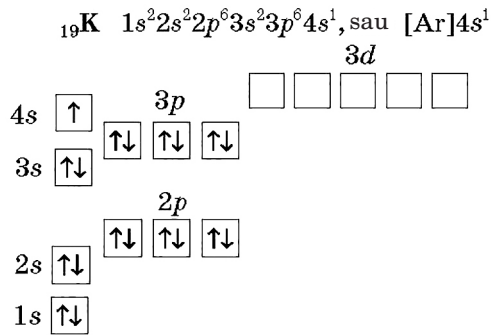
Cantitatea de niveluri energetice ale atomului, pe care se află electronii, coincide cu numărul perioadei, unde este situat elementul.

Numărul nivelului energetic indică cantitatea subnivelurilor în el. Astfel, primul nivel conține un subnivel (*1s*), al doilea – două subniveluri (*2s*, *2p*), al treilea – trei (*3s*, *3p*, *3d*) ș. a. m. d. (schema 1). Notarea fiecărui nivel este la fel ca și a orbitalelor respective.

► Ce cantitate maximă de electroni se pot afla pe nivelurile energetice 1 și 2?

Structura electronică a atomilor. Ordinea de completare cu electroni a nivelurilor și subnivelurilor în atomi se află în concordanță cu schema 1:

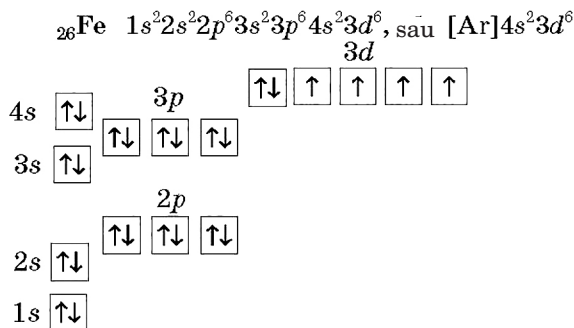




Atomul de Scandiu conține cu un electron mai mult, decât atomul de Calciu. Acest electron „ocupă” unul din cinci orbitali $3d$ - (forțaț I). La următoarele câteva elemente din perioada a patra pe orbitalul d - mai întâi se situează câte un electron, iar apoi în fiecare orbitală se situează și al doilea electron. Aducem formula electronică și varianta ei grafică pentru atomul de Fier:

Este interesant de știut

Atomii elementelor d - din perioada a patra, transformându-se în cationi, mai întâi pierd electronii $4s$ -, iar apoi – electronii $3d$ -.



Este important de știut, că numărul electronilor exteriori în atomii elementelor din subgrupele principale coincid cu numărul grupei sistemului periodic.

Structura electronică a atomilor și clasificarea elementelor. În funcție de tipul orbitalului pe care se situează „ultimul” electron la formarea structurii electronice a atomului, se deosebesc *elemente s*, *elemente p*, *elemente d* și *elemente f*.

Elementele *s* (cu excepția Heliului) aparțin la subgrupele principale I și II, iar elementele *p* – la subgrupele principale ale grupelor III și VIII.

► La elementele *s*- sau *p*- aparțin Sulfurul, Bariul, Potasiul, Neonul, Iodul?

În toate subgrupele secundare se cuprind elementele *d*. Lantanidele și actinidele, care aparțin la grupa a II sunt elemente *f*; ele au fost scoase în afara limitelor tabelului de bază al sistemului periodic (forțat I).

După numărul de electroni exteriori în atom, se poate determina caracterul elementului chimic – metalic, nemetalic. Atomii elementelor metalice au, de regulă, 1 – 3 electroni exteriori, atomii elementelor nemetalice – de la 4 până la 8 asemenea electroni.

► Care elemente nemetalice ale perioadelor 1 – 2 fac excepție?

Există excepție și printre elementele metalice. Atomii de Staniu și Plumb conțin câte patru electroni exteriori, iar atomul de Bismut – cinci.

CONCLUZII

Electronii în atom se află în porțiunea spațiului, care se numește orbital. După formă se disting orbitali de forma *s*-, *p*-, *d*- și *f*-. Electronii se poziționează în atom astfel ca energia lor să fie minimă.

¹ Elementele de fiecare tip în căsuțele din sistemul periodic sunt colorate în culori respective (forțat I).

Conform cu modelul atomului, care ia în considerație energia electronilor, aceste particule se poziționează după nivelele și subnivelele energetice. Cu cât este mai mare numărul nivelului energetic cu atât este mai mare energia electronului.

În atomii elementelor din perioada 1 electronii se situează pe orbitalul $1s$ -, în atomii elementelor din perioada a doua și a treia – orbitalele $2s$ - și $2p$ - sau orbitalele $3s$ - și $3p$ - respectiv. În atomii elementelor din perioada a patra electronii mai întâi se situează pe orbitalul $4s$ -, iar apoi completează orbitalele $3d$ - și $4p$ -.

În funcție de tipul orbitalului pe care se situează „ultimul” electron al atomului, se deosebesc elemente s , p , d și f .

Atomii elementelor metalice au 1 – 3 electroni exteriori, atomii elementelor nemetali- ce – 4 – 8 electroni exteriori.



12. Ce fel de energie, aceeași sau diferită, au electronii care se află pe o orbitală?
13. Pe care orbitală energia electronului este mai joasă:
 - a) $2s$ sau $2p$;
 - b) $1s$ sau $2s$;
 - c) $3p$ sau $2s$?
14. În atomul cărui element din perioada a doua este cel mai mare număr de:
 - a) electroni împerecheați;
 - b) electroni neîmperecheați?
15. Determinați numărul de niveluri energetice cu electronii în atomii elementelor, care au numărul protonic 7, 14, 20.
16. Găsiți în șirul dat elementul cu cea mai mare cantitate de electroni pe nivelul energetic exterior: F, Mg, S. Scrieți formula electronică a atomului lui.
17. Numiți elementele, atomii cărora au formulele electronice redată mai jos:
 - a) $[\text{He}]2s^22p^1$;
 - b) $[\text{Ne}]3s^23p^5$;
 - c) $[\text{Ar}]4s^2$.
18. Alcătuiți formula electronică generală prescurtată a atomilor elementelor:
 - a) din perioada a treia;
 - b) din grupa a V subgrupa principală.

19. Demonstrați periodicitatea schimbului structurii electronice a atomilor odată cu creșterea sarcinilor nucleelor pe baza elementelor din perioadele doi și trei.
20. Oare permanent electronul pe nivelul energetic cu un număr mai mare are o energie mai înaltă, decât electronul pe nivelul energetic cu un număr mai mic? Argumentați răspunsul cu exemple.
21. Folosind sistemul periodic, clarificați de care elemente chimice sunt mai multe – elemente *p* sau elemente *d*.
22. Care elemente – metale sau nemetale – predomină:
a) printre elementele *s*;
b) printre elementele *p*?

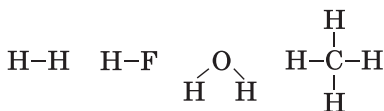
3 Valența și gradul de oxidare a elementelor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să explicați valoarea valenței elementelor;
- să vă amintiți, care stare a atomului se numește excitată;
- să prognozați valorile valenței posibile a elementelor;
- să determinați gradele de oxidare a elementelor în substanțe.

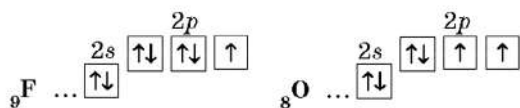
Valența elementelor. Voi știți deja, că valența elementului se determină prin cantitatea perechilor comune de electroni (legăturilor covalente), care formează atomul lui cu alt atom pe baza electronilor nêmperecheați.

În atomul de Hidrogen este un singur electron ($1s^1$), care participă la formarea legăturii chimice. De aceea, acest element în toți compușii este monovalent:



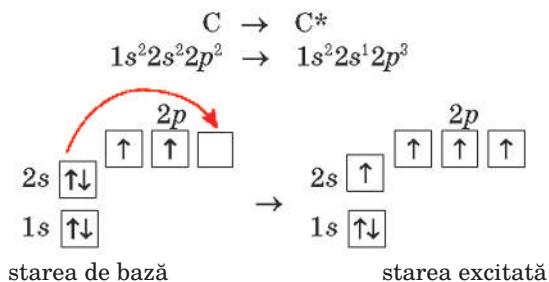
Fluorul, de asemenea, este un element monovalent, iar Oxigenul – divalent. Atomul de Fluor

are pe nivelul energetic exterior un electron neîmperecheat, iar atomul de Oxigen – doi:



Deci, *numărul de electroni neîmperecheați în atom indică valoarea de valență posibilă a elementului.*

Structura electronică a atomilor unor elemente se poate schimba. Pentru aceasta una din condiții este prezența în atom pe ultimul¹ nivel energetic al orbitalilor vacanți. Când atomul primește o porție anumită de energie, perechea de electroni exteriori se deseperechează și unul din electroni ocupă un orbital nou. Atomul trece din *starea de bază* în așa-numita *stare excitată* (ea se notează prin steluță în dreapta simbolului elementului). La excitarea atomului, numărul electronilor neîmperecheați crește, de asemenea crește posibilitatea formării unui număr mai mare de legături covalente. Cu asemenea exemplu ați făcut cunoștință mai înainte pe baza atomului de Carbon:



Prezența a patru electroni neîmperecheați în stare excitată a atomului de Carbon cauzează faptul, că elementul aproape în toți compușii este tetravalent.

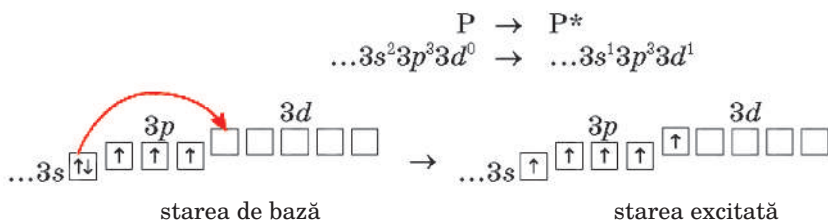
Stările excitate există și pentru atomii altor elemente nemetale ca – Borul, Siliciul, Fosforul,

¹ Pentru elementele *d* – pe penultimul.

Sulfur, Clorul etc. Dacă pentru atomii primelor trei elemente este posibilă numai o asemenea stare, atunci pentru atomii de Sulf și Clor – două și trei stări respectiv.

► Ilustrați excitarea atomului de Bor prin formulele electronice respective.

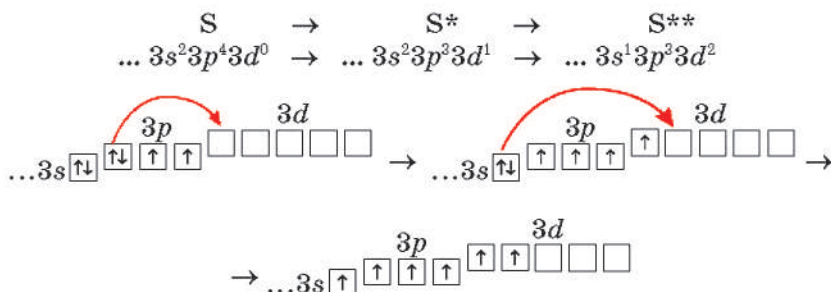
La excitarea atomului de Siliciu unul din electronii 3s- trece pe orbitalul vacant 3p-, iar în urma excitării atomului de Fosfor asemenea electron ocupă orbitalul 3d-:



Siliciu, ca și Carbonul, aproape în toți compușii este tetravalent (atomul lui în stare excitată conține patru electroni neîmperecheați).

Fosforul are valoarea valenței – 3 (atomul elementului în starea de bază conține trei electroni neîmperecheați) și 5 (atomul în starea excitată conține cinci electroni neîmperecheați). Exemple de compuși respectivi ai Fosforului – fosfinul PH_3 , acidul ortofosfat H_3PO_4 .

Starea de excitare a atomilor de Sulf și Clor este însoțită de desperecherea perechilor de electroni pe orbitalele 3s- și 3d- și trecerea electronului de la fiecare pereche pe orbitalul vacant 3d-. Schema acestor procese pentru atomul de Sulf:



Exemple de compuși di-, tetra- și hexavalenți ai Sulfurului – sulfura de hidrogen H_2S , oxidul de sulf(IV) SO_2 , acidul sulfatic H_2SO_4 .

Stările excitate pentru atomii de Nitrogen, Oxigen și Fluor nu sunt posibile, deoarece toți orbitalii la al 2-lea nivel energetic (exterior) al acestor atomi sunt complecțati cu unul sau doi electroni.

Informația despre valența elementelor nemetale din perioadele doi și trei sunt sistematizate în tabelul 1.

Tabelul 1

**Valorile de valență
ale elementelor nemetale din perioadele¹ doi și trei**

Perioade	Grupe				
	III	IV	V	VI	VII
2	B 3	C 4	N 3*	O 2	F 1
3		Si 4	P 3, 5	S 2, 4, 6	Cl 1, 3, 5, 7

* Valoarea maximă a valenței 4 Nitrogenul o posedă în ionul de amoniu (§ 6).

Gradul de oxidare a elementelor. Gradul de oxidare este o caracteristică importantă a elementului în substanță. Ea este folosită la clasificarea substanțelor, pentru prognozarea reacțiilor de oxido-reducere posibile, la alcătuirea ecuațiilor chimice respective.

► Ce grad de oxidare are elementul în substanță simplă?

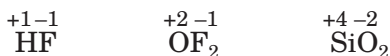
Voi știți deja, că gradele de oxidare a elementelor în compușii ionici binari sunt egale cu sarcinile ionilor lor. Așa, în clorura de litiu și

¹ În această și următoarele tabele datele despre elemente și substanțe sunt repartizate în căsuțele sistemului periodic.

sulfurii de aluminiu gradele de oxidare a elementelor alcătuiesc +1, - 1 și +3, - 2 respectiv:



În substanțele cu structură moleculară și atomică între atomi se formează legături covalente. Pentru a clarifica valoarea gradelor de oxidare a elementelor în aceste substanțe, perechile de electroni ale legăturilor covalente polare se deplasează spre atomii mai electronegativi și determină sarcina, care, după aceea, apare (după necesitate se folosește tăblița electronegativității elementelor, redată în Anexa 1):



În compușii, care sunt formați din trei sau mai multe elemente, gradele de oxidare adesea se determină, după regula electroneutralității: *suma gradelor de oxidare a tuturor atomilor în orice substanță este egală cu zero*. Exemple de formule ale compușilor cu gradele de oxidare indicate ale elementelor:



► Determinați gradele de oxidare a elementelor în compușii cu următoarele formule: Li_3N , SCl_2 , HClO_4 .

Datorită trecerii atomilor în stările excitate se mărește valența posibilă a elementelor și, în același timp, se mărește numărul gradelor de oxidare posibile a elementelor în compuși (tabelul 2).

Valorile gradelor de oxidare a elementelor se indică în denumirile substanțelor (cu cifre latine fără semnele „plus” sau „minus”):



**Valorile caracteristice ale gradelor de oxidare
a elementelor din perioadele doi și trei în compuși**

Perioade	Grupe						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	Li +1	Be +2	B -3, +3	C -4, +4	N -3, +3, +5*	O -2	F -1
3	Na +1	Mg +2	Al +3	Si -4, +4	P -3, +3, +5	S -2, +4, +6	Cl -1, +1, +3, +5, +7

* Nitrogenul manifestă gradul de oxidare +5 el se determină după formulele chimice ale compușilor respectivi, dar nu în urma deplasării perechilor de electroni comune ale atomilor.

Noțiune de „valență” și „grad de oxidare”.
Este important să deosebim noțiunile de „valență” și „grad de oxidare”. Valența se determină conform cantității de legături covalente, pe care le formează atomul, iar gradul de oxidare este sarcină convențională a atomului, care apare, la deplasarea completă a perechilor de electroni ale legăturilor covalente polare către atomul (atomii) mai electro-negativi.

Valorile gradelor de oxidare și valențele elementului (fără a lua în considerare semnul „plus” sau „minus”) în compus deseori coincid. De exemplu, valorile gradelor de oxidare și valențele Carbonului în oxidul CO_2 alcătuiesc 4 și +4, ale Sulfului în compusul H_2S – 2 și – 2. Sunt cunoscute cazuri când valorile numerice ale acestor caracteristici ale elementului în substanță sunt diferite. Aceasta se referă la substanțele simple ale unor compuși. Așa, în clor Cl_2 elementul Clor este monovalent (atomul lui formează o legătură covalentă simplă cu alt atom: $\text{Cl} - \text{Cl}$), iar gradul de oxidare al elementului este egal cu zero. În peroxidul de hidrogen H_2O_2 Hidrogenul este monovalent, Oxigenul – divalent (formula grafică a moleculei $\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$), iar gradele de oxidare ale Hidrogenului și Oxigenului alcătuiesc +1 și –1 respectiv.

Analiza datelor din tăblițele 1 și 2 ne mărturisește despre aceea, că la trecerea de la o perioadă la alta valorile gradelor de oxidare și valențele elementelor unei anumite grupe a subgrupe principale în majoritatea cazurilor se repetă. Această tendință se răspândește și la elementele chimice din subgrupele secundare.

CONCLUZII

Cantitatea electronilor neîmperecheați în atom ne indică valoarea posibilă a valenței elementului. La excitarea atomului numărul acestor electroni se măresc datorită desperecherii perechelor de electroni. Acest proces se petrece cu absorbire de energie de către atom și la prezența pe ultimul nivel energetic a orbitalei vacante, pe care va trece electronul de la perechea de electroni.

Datorită trecerii atomilor în stările excitate se lărgeste valența posibilă a elementelor și intervalul valorilor gradelor de oxidare a lor.

Valorile gradelor de oxidare și valențele elementelor, odată cu mărirea sarcinilor nucleelor atomice, periodic se repetă.



23. În șirul H, C, N, F, Si, indicați elementele:
a) atomii cărora se află numai în starea de bază;
b) atomii pentru care este caracteristică starea excitată.
24. Schema de trecere a atomului de Clor în stările excitate:
$$\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^* \rightarrow \text{Cl}^{**} \rightarrow \text{Cl}^{***}.$$

Scrieți formulele electronice prescurtate ale atomului de Clor în fiecare stare și ilustrați variantele grafice ale acestor formule.
25. Indicați formulele moleculelor, care formează atomul de Clor în stare excitată: Cl_2O , SCl_4 , HClO_3 , Cl_2 , Cl_2O_7 , ClF_3 .
26. De ce în tăblițele 1 și 2 lipsesc elementele din grupa a VIII, Neonul și Argonul?

27. Ce valori de valență și grade de oxidare are Carbonul în metan, etan, etenă și etină?
28. Indicați terminația propoziției corecte „În substanța simplă valoarea zero ...”:
- au valența și gradul de oxidare a elementului;
 - are numai valența elementului;
 - are numai gradul de oxidare a elementului.
29. Determinați gradele de oxidare ale Fosforului în compușii care au formulele: Ca_3P_2 , PBr_5 , HPO_3 .
30. Beriliu și Magneziu – elementele, al căror grad de oxidare în compuși este constant și același (care anume?). Argumentați această proprietate a lor.

4

Schimbul periodic al caracterului elementelor chimice și al proprietăților substanțelor simple și compuse

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți cum are loc schimbul caracterului chimic al elementelor în perioade și al proprietăților substanțelor simple și compuse;
- să prevedeați caracterul elementului, tipul substanței simple din el, al oxidului și hidroxidului după repartizarea elementului în natură.

Schimbul periodic al caracterului elementelor chimice. Voi deja știți, că fiecare perioadă din sistemul periodic (în afară de prima) se începe cu elemente metalice și se termină cu elemente nemetalice.

Atomii elementelor metalice sunt capabili să cedeze unul sau mai mulți electroni, iar atomii elementelor nemetalice – să adăuneze electroni. În perioade, sarcinile nucleelor atomice cresc, iar razele se micșorează. Ca rezultat, fiecare atom al elementului următor din perioadă mai puternic menține electro-

nii și mai greu îi cedează. În atomii elementelor din a doua parte a perioadei apare proprietatea de a adăuga o cantitate în plus de electroni. De aceea, *caracterul metalic al elementelor în perioadă slăbește, iar caracterul nemetalic sporește* (acest caracter este mai clar pronunțat la halogeni). Ultimele elemente ale fiecărei perioade se numesc inerte, deoarece substanțele lor simple sunt foarte pasive (heliul, neonul și argonul nu intră în reacțiile chimice).

Schimbul periodic al proprietăților substanțelor simple. Elementele metale formează substanțe simple metale, iar cele nemetale – substanțe simple nemetale. Metalele au proprietăți fizice și chimice generale caracteristice pentru ele, iar nemetalele – altele, însă au și proprietăți comune.

Dacă „ne mișcăm” în sistemul periodic conform creșterii sarcinilor nucleelor atomilor, adică conform creșterii numărului de ordine al elementelor, atunci vom fixa schimbul periodic al tipurilor și activității chimice a substanțelor simple (tabelul 3).

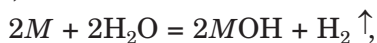
Tabelul 3

Substanțele simple ale elementelor din perioadele doi și trei și activitatea lor chimică

Perioade	Grupe							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
2	Li	Be	B	C	N ₂	O ₂	F ₂	Ne
	Metalele (micșorarea activității chimice)		Nemetalele (sporierea activității chimice)					Nemetal
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
	Metalele (micșorarea activității chimice)			Nemetalele (sporierea activității chimice)				Nemetal

Să comparăm activitatea metalelor formate de elementele din perioadele doi și trei în funcție

de apă. Litiu și Sodiu reacționează cu apa în condiții obișnuite



magneziu – la încălzire, iar beriliu și aluminiu cu ea nu interacționează.

► Scrieți ecuația reacției magneziului cu apa.

Printre nemetalele formate de elementele din perioadele doi și trei, cel mai activ este fluorul. El reacționează cu hidrogenul cu explozie chiar la întuneric, în timp ce amestecul de clor cu hidrogen explodează la iluminare. Amestecul de oxigen și hidrogen – la aprindere. Cele mai pasive nemetale – borul și siliciul – nu interacționează cu hidrogenul.

Schimbul priodic al proprietăților substanțelor compuse. Cei mai caracteristici compuși pentru fiecare element este oxidul superior și oxidul hidrat respectiv. În aceste substanțe elementul posedă gradul de oxidare maxim posibil pentru el.

Oxizii. Oxid se numește compusul elementului cu Oxigenul, care are gradul de oxidare –2. Voi deja știți, că oxizii se împart în bazici, acizi și amfoateri. Pentru elementele metale este caracteristică formarea oxizilor bazici (unii oxizi sunt amfoateri și chiar acizi), iar elementele nemetale formează oxizii acizi.

Există oxizi, care nu posedă nici proprietăți bazice, nici acide. Ei sunt numiți oxizi neformatori de sare, deoarece acești compuși nu reacționează nici cu bazele, nici cu acizii, adică, nu formează săruri. Asemenea oxizi au formulele: CO, NO, N₂O. Apa H₂O, de asemenea, aparține la oxizii neformatori de sare.

Să clarificăm cum se schimbă compoziția și proprietățile oxizilor elementelor din perioadele doi și trei odată cu creșterea sarcinilor nucleelor atomilor. Pentru elementele care posedă valență variată, alegem oxizii superiori (tabelul 4).

Oxizii superiori ai elementelor din perioadele doi și trei

Perioade	Grupe						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—
	oxid bazic	oxid amfoater	oxizi acizi				
3	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
	oxizi bazicici		oxid amfoater	oxizi acizi			

Primele elemente din ambele perioade – Litiu și Sodiu, de asemenea și următorul element din perioada trei, Magneziu, formează oxizi bazici. Oxizii amfoateri se formează din elementele de la Beriliu și Aluminiu, care se află în perioade mai în dreapta (ei posedă proprietăți și bazice, și acide), restul elementelor formează oxizi acizi.

► Cum se schimbă activitatea oxizilor în șirul Na₂O — MgO — Al₂O₃ în raport cu apa?

Este interesant de știut

În anii 60 ai sec. XX au fost obținuți compușii XeO₃ și XeO₄, care s-au demonstrat a fi oxizi acizi.

Comparând datele despre oxizii elementelor din perioadele doi și trei, vedem că proprietățile chimice și compoziția acestor compuși se schimbă periodic. În fiecare perioadă, odată cu creșterea sarcinilor nucleelor atomilor elementelor, proprietățile acide ale oxizilor superiori sporesc, iar proprietățile bazice slăbesc.

► De ce în două pătrățele ale tăbliței 4 nu sunt formule ale oxizilor? Dați răspuns la fiecare caz.

Hidrați de oxizi. Hidrat de oxid sau – prescurtat – hidroxid, se numește compusul oxidului cu apa. Hidrații oxizilor bazici sunt bazele (MgO => Mg(OH)₂), oxizilor amfoateri – (Al₂O₃ => Al(OH)₃), iar oxizilor acizi – acizi oxigenați (SO₃ => H₂SO₄).

Luând în vedere originea hidratului de oxid din oxid, ușor se poate de prevăzut schimbul periodic al tipului și proprietățile chimice ale hidraților de oxizi odată cu creșterea sarcinilor nucleelor atomice ale elementelor. În fiecare perioadă, *proprietățile acide ale hidraților de oxizi sporesc, iar proprietățile bazice slăbesc* (tabeluța 5).

Tabelul 5

Hidrații oxizilor superiori ai elementelor din perioadele doi și trei

Perioade	Grupe						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	LiOH	Be(OH)₂	H₃BO₃	H₂CO₃	HNO₃	—	—
	bază (alcaliu)	hidroxid amfoater	acid slab	acid slab	acid puternic		
3	NaOH	Mg(OH)₂	Al(OH)₃	H₂SiO₃	H₃PO₄	H₂SO₄	HClO₄
	bază (alcaliu)	bază	hidroxid amfoater	acid slab	acid cu putere medie	acid puternic	acid puternic

► Oare se păstrează periodicitatea la hidrații de oxizi, dacă trecem la compușii formați din primele două elemente ale perioadei a patra – Potasiu și Calciu?

CONCLUZII

Odată cu creșterea sarcinilor nucleelor atomice, caracterul chimic al elementelor se schimbă periodic de la metalic la nemetalic. Elementele, care sunt situate la începutul perioadei, formează substanțe simple metale, iar cele, situate la mijlocul și sfârșitul perioadei, formează nemetale.

Caracteristic pentru elementele metale sunt oxizii bazici și bazele, iar de la elementele nemetale provin oxizii acizi și acizii.

Proprietățile bazice ale oxizilor superiori și ale hidraților de oxizi, în perioade de la

stânga la dreapta, slăbesc, iar proprietățile acide sporesc. Pentru compușii de acest tip, ca și pentru substanțele simple, există schimbul periodic al proprietăților odată cu creșterea sarcinilor nucleelor atomilor elementelor.

?

31. Care particularități ale structurii electronice a atomilor cauzează caracterul metalic sau nemetalic al elementelor?
32. Dacă pentru elementul № 118 s-ar fi putut de obținut substanță simplă, ea ar fi fost metal sau nemetal? De ce?
33. Oare este periodică schimbul stării de agregare a substanțelor simple ale elementelor din perioadele doi și trei? Argumentați-vă răspunsul.
34. Oare se încalcă periodicitatea pentru oxizi, dacă pentru Fosfor, Sulf și Clor se iau nu oxizii superiori, ci alții (de exemplu, P_2O_3 , SO_2 , Cl_2O)?
35. Oare există schimb periodic al puterii acizilor – derivați ai oxizilor superiori ai elementelor nemetale? Răspunsul ilustrați-l cu informația din tabla 5.
36. După datele din tabla 5, faceți concluzia despre schimbul proprietăților chimice al hidraților de oxizi ai elementelor în cadrul unei grupe a sistemului periodic. Oare pentru toate grupele caracterul acestor schimbări va fi același?

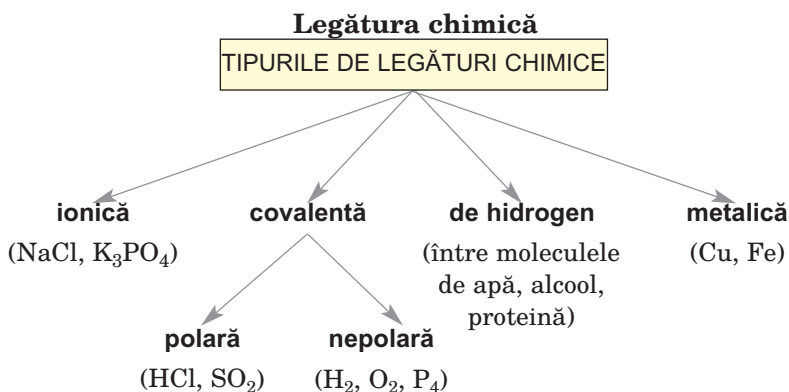
Capitolul 2

Legătura chimică. Structura substanței

Este imposibil să ne imaginăm că în lumea înconjurătoare, se află numai atomi singuri, ioni. La formarea substanței, aceiași sau diferiți atomi, ioni cu sarcini opuse se combină între ei (în afară de atomii elementelor inerte). Se unesc și moleculele, însă nu așa de puternic, ca particulele de alt tip. *Combinarea celor mai mici particule ale substanțelor se numește legătură chimică.*

În acest capitol sunt generalizate datele despre tipurile de legături chimice (schema 2), sunt stabilite cele mai importante caracteristici ale lor și este atrasă atenția la mecanismul formării legăturii covalente. Este arătată, de asemenea, structura și proprietățile substanțelor ionice, cu structură moleculară și atomică, este redată informația despre substanțele amorfe și cristaline.

Schema 2



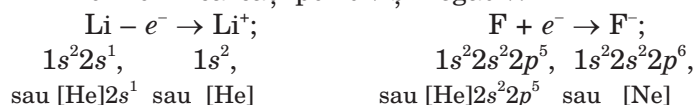
O caracteristică importantă a legăturii chimice este *energia* lui. La formarea legăturii chimice energia se degajă, dar la distrugerea ei – se absoarbe.

5 Legătura ionică. Compușii ionici

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți particularitățile legăturii ionice;
- să clarificați cum depinde rezistența legăturii ionice de sarcina și raza ionilor;
- să înțelegeți influența legăturii ionice asupra proprietăților compușilor.

Ioni. Voi știți, că atomii pot să cedeze electroni, să-i adăuneze și să se transforme în particule încărcate – ioni. Schema de formare a ionilor încărcăți pozitiv și negativ:



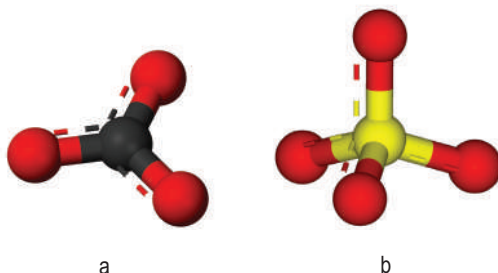
- Care este denumirea generală a ionilor cu sarcină pozitivă, cu sarcină negativă?

Există ioni simpli și compuși. Fiecare ion simplu este format dintr-un singur element chimic: H^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , I^- , S^{2-} . Ionii compuși sunt formați din cel puțin două elemente: OH^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , HCOO^- (atomii în ei sunt uniți prin legături covalente).

Pentru mulți ioni compuși este caracteristică structura simetrică. Ionul nitrat NO_3^- și ionul carbonat CO_3^{2-} (fig. 3, a) au forma unui triunghi regulat, în centrul căruia este situat atomul de Nitrogen sau Carbon, iar la unghiuri – trei atomi de Oxigen. Ionul sulfat

SO_4^{2-} (fig. 3, b) și ionul ortofosfat PO_4^{3-} sunt asemănători după formă cu molecula de metan CH_4 . Acești ioni au structură de tetraedru; în centrul tetraedrului (de piramidă dreaptă triunghiulară) e situat atomul elementului formator de acid, iar în unghiuri – patru atomi de Oxigen.

Fig. 3.
Modeluri sferico-cilindrice ale ionilor compuși:
a — CO_3^{2-} ;
b — SO_4^{2-}



Legătura ionică. Ionii cu sarcini opuse în rezultatul acțiunii forțelor electrostatice se combină împreună; prin urmare, între ioni apare legătura ionică. Ea se realizează în oxizii bazici și amfoateri, baze, sărurile acizilor neorganici și organici, în unii alți compuși, formați din două elemente – metal și nemetal. Exemple de compuși ionici: MgO , Al_2O_3 , $Ca(OH)_2$, $BaCl_2$, Li_3N .

Legătura ionică este destul de trainică. La desprinderea ionilor cu sarcini opuse trebuie de cheltuit o cantitate însemnată de energie. Cu cât sunt mai mari sarcinile ionilor și cu cât este mai mică distanța dintre ei (adică cu cât sunt mai mici razele cationului și anionului), cu atât este mai puternică legătura ionică în compus. Aceasta reiese din legea cunoscută vouă a lui Coulomb despre interacțiunea sarcinilor electrice. Despre mărirea puterii legăturii ionice, odată cu mărirea sarcinilor ionilor, ne mărturisește temperatura de topire a compușilor:

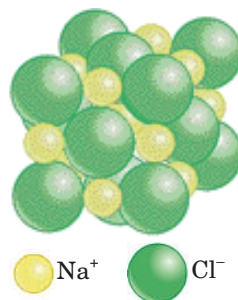
NaF	+996 °C;
Na_2O	+1132 °C;
MgO	+2825 °C.

Indicăm, că razele ionilor Na^+ și Mg^{2+} , F^- și O^{2-} se deosebesc neînsemnat, în timp ce sarcinile lor – de două ori.

Multe săruri ale acidului fluorhidric au temperaturi de topire mai mari, comparativ cu clorurile respective. De exemplu, clorura NaCl se topește la +801 °C, iar fluorura de sodiu NaF – la +996 °C. Aceasta se lămurește prin puterea mai mare a legăturii ionice cu participarea ionului mai mic F⁻ comparativ cu participarea unui ion mai mare Cl⁻.

Compușii ionici. Toți compușii, care sunt alcătuiți din ioni, în condiții obișnuite, reprezintă substanțe solide. De regulă, sunt substanțe cristaline (fig. 4). Ei au destul de înalte temperaturi de topire, care ating câteva sute de grade (în timpul topirii o parte din legături ionice se distrug).

Fig. 4.
Cristal natural al clorurii de sodiu și modelul structurii lui



Majoritatea sărurilor, care sunt formate din cationi și anioni cu sarcini +1 (de exemplu, CH₃COONa, KNO₃, LiI), sunt solubile în apă. Printre săruri, care conțin cationi și anioni cu sarcini +2, se dizolvă sulfatii (cu unele excepții) și o cantitate neînsemnată de alți acizi. Săruri solubile, formate din cationi și anioni cu sarcini +3 nu există (vezi șirul cu ortofosfați în tabla solubilității, forțaș II).

La dizolvarea compusului ionic în apă nimeresc ionii respectivi. Disociația electrolică a substanței este completă, iar substanța – reprezintă electrolit puternic. În schema disociației acestui compus se înscrie semnul egal, dar nu reversibil:



Pentru a caracteriza substanțele alcătuite din ioni se întrebuițează noțiunea de „unitate formulară”. Unitatea formulară a oxidului de litiu Li_2O prezintă combinația a doi ioni Li^+ și O^{2-} , iar ortofosfatul de magneziu $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ – combinația a trei ioni Mg^{2+} și doi ioni PO_4^{3-} .

Formulele grafice (de structură) pentru compușii ionici nu se scriu. În asemenea formule, simbolurile tuturor elementelor se unesc prin liniuțe, dar prin liniuțe, de regulă, se indică legăturile covalente.

CONCLUZII

Legătura ionică apare la interacțiunea ionilor cu sarcini opuse. Din particulele de acest tip se alcătuiesc oxizii bazici și amfoateri, bazele, sărurile.

Legătura ionică este destul de trainică. De aceea, pentru compușii cu structură ionică sunt caracteristice temperaturi înalte de topire. Mulți compuși ionici se dizolvă în apă; ei se află în soluție în formă disociată.



37. Scrieți formulele chimice și electronice ale ionilor simpli de Oxigen și Potasiu.
38. În care ioni pot să se transforme atomii de Hidrogen, Brom, Fier? Cedează sau adăunează fiecare atom și ce cantitate anume?
39. Completați în schemele date semnele „plus” sau „minus” și cantitatea respectivă de electroni:
a) $\text{S} \dots e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$; c) $\text{Fe}^{3+} \dots e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.
b) $\text{Al} \dots e^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$;
40. De ce elementele-halogeni formează anioni simpli, dar nu cationi?
41. Dați definiția de bază și sare, care se bazează pe structura compușilor.
42. Printre formulele date, indicați-le pe acele, care aparțin substanțelor ionice: BaCl_2 , SO_3 , CH_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HNO_3 , ZnO , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
43. Alcătuiți formulele sărurilor, formate din următorii ioni: Li^+ , Ba^{2+} , Cr^{3+} , NO_3^- , HCOO^- , SO_4^{2-} .
44. De ce substanțele ionice nu au miros?
45. Care din compuși, după părerea voastră, posedă cea mai înaltă temperatură de topire:

- a) oxidul de litiu sau sulfidul de sodiu;
- b) fluorura de potasiu sau oxidul de calciu?

Argumentați răspunsurile și verificați-le, găsind informație corespunzătoare în internet.

46. Prin ce se poate de lămurit faptul, că cloruri solubile în apă sunt cu mult mai multe, decât fluoruri?

6

Legătura covalentă. Substanțele cu structură moleculară și atomică

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să generalizați cunoștințele despre legătura covalentă și caracteristicile ei;
- să aflați despre mecanismul formării legăturii covalente;
- să explicați diferențele în proprietățile substanțelor cu structură moleculară și atomică.

Legătura covalentă. Voi știți deja, că legătura covalentă apare între doi atomi, datorită formării perechilor comune de electroni din electronii neîmperecheați ai atomilor. În rezultatul apropierii dintre atomi la o anumită distanță, se produce întrepătrunderea orbitalelor lor cu electronii neîmperecheați, și acești electroni – permanent trec de la un atom la altul. Astfel se formează perechile comune de electroni.

Atomii se unesc prin legături covalente nu numai în substanțe, dar și în ionii compuși (de exemplu, OH^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}).

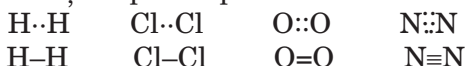
Caracteristicile legăturii covalente.

Legătura covalentă se caracterizează, indicând, mai întâi de toate, *multiplicitatea* ei. Atomii, în moleculele de hidrogen și halogeni, sunt uniți prin legături covalente simple, iar

Este interesant de știut

Legătura simplă uneori este numită legătură unică.

în moleculele de oxigen și nitrogen – prin legături duble și triple respectiv:



Voi știți deja, că legătura simplă apare în urma suprapunerii orbitalelor cu formarea unei porțiuni comune:

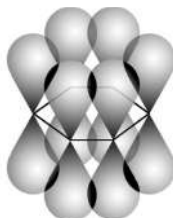


Legătura dublă are doi componenți, iar triplă – trei componenți. Ele mai detaliat sunt redate în manualul de clasa a 10-a pe baza exemplurilor moleculelor de hidrocarburi – etenă C_2H_4 , sau $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$, și etina C_2H_2 , sau $\text{HC}\equiv\text{CH}$. Un component al legăturilor duble și triple este perechea comună de electroni, care s-a format în urma suprapunerii orbitalelor într-o porțiune a spațiului. Al doilea component (în legătura triplă sunt doi) este condiționat de suprapunerea orbitalelor respective pe două porțiuni ale spațiului:

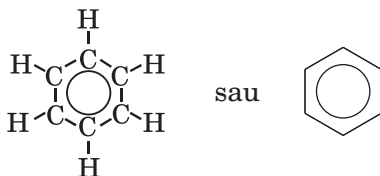


► Care orbitali în moleculele de oxigen și nitrogen se suprapun și cum anume?

În moleculele de benzen C_6H_6 și-n unele altele substanțe organice se realizează legătură covalență specifică între atomii de Carbon, uniți în catenă închisă. Unul din componenții acestei legături este sistemul din șase electroni de forma p colectivizați:



Această sistemă se ilustrează în formula de structură a moleculei printr-o sferă în mijlocul hexagonului:



Este interesant de știut

Sarcinile pe fiecare atom în molecula de HBr constituie + 0,12 (H) și - 0,12 (Br).

O caracteristică importantă a legăturii covalente este *polaritatea* sau *nepolaritatea*. Perechea comună de electroni poate să se deplaseze spre unul dintre doi atomi – spre cel mai electronegativ. Prin urmare, atomul dobândește o sarcină negativă neînsemnată, mai mică decât 1, iar celălalt atom – o sarcină asemănătoare, dar cu

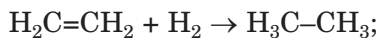
semn contrar, adică pozitivă: HBr ($\delta < 1$). Legătura respectivă covalentă este polară: H \rightarrow Br. Dacă deplasarea perechii comune de electroni nu are loc (atomii aparțin unui element sau altui element cu aceeași electronegativitate), legătura este nepolară.

► Indicați formulele moleculelor cu legături covalente polare și nepolare: Br₂, H₂O, SCl₄, PH₃, Cl₂O₇.

Legătura covalentă este destul de trainică; pentru distrugerea ei trebuie de cheltuit o cantitate mare de energie. De exemplu, molecula de clor Cl – Cl începe să se desfacă în atomi la temperatura de 1000 °C, iar molecula de nitrogen N \equiv N – la temperatura de 3000 °C.

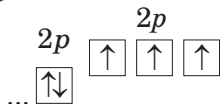
În legăturile covalente multiple unul din componenți are mai mare „rezistență”, decât altul (alții). Voi v-ați convins de aceasta, învățând proprietățile chimice ale tenei și etinei. Hidrocarburile nesaturate interacționează cu hidrogenul, halogenii, halogenurile de hidrogen, transformându-se în compuși saturați. Prin urmare, se distrug cei mai slabi componenți ai legăturii

lor duble și triple dintre atomii de Carbon, și aceste legături se transformă în legături simple:



Mecanismul formării legăturii covalente.

Studiat la începutul paragrafului, mecanismul formării legăturii covalente prin formarea perechii comune de electroni din electronii neîmperecheați ai atomilor se numește *de schimb*; atomii parcă se schimbă cu acești electroni. Conform mecanismului din atomi se formează moleculele de oxigen, nitrogen, apă, moleculele sulfurii de hidrogen, aminiac etc. Așa, în molecula de amoniac NH_3 electronii neîmperecheați ai atomului de Nitrogen



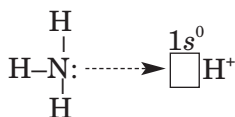
împreună cu un electron 1s al atomilor de Hidrogen participă la formarea a trei perechi comune de electroni (a trei legături covalente simple):



Există alt mecanism, în urma căruia apare legătura covalentă. Să-l cercetăm pe exemplul formării ionului de amoniu NH_4^+ :

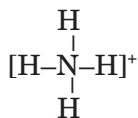


Combinarea a două particule are loc la interacțiunea amoniacului cu soluția de acid¹, în care se conțin cationi de Hidrogen (în urma disociației electrolitice a acidului). În urma contactului moleculei de amoniac NH_3 cu ionii de H^+ perechea de electroni 1s a atomului de Nitrogen trece pe orbitalul 1s vacant al ionului de



¹ 1 Despre aceste reacții merge vorba în § 19.

Hidrogen și devine comună pentru ambele particule. Între ele apare legătură covalentă după așa-numitul mecanism *donoro-acceptor*; atomul de Nitrogen este donor perechii de electroni, iar cationul de Hidrogen – acceptorul¹ ei:



Deci, în ionul de amoniu NH_4^+ sunt patru legături covalente simple. Ele sunt la fel, necătând că mecanismul de formare a lor este diferit. Nitrogenul în acest ion este tetravalent (așa valență pentru element este maximă), iar gradul de oxidare constituie – 3.

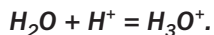
Ionul NH_4^+ , ca și molecula de metan CH_4 , are structură de tetraedru (fig. 5).



Fig. 5.
Modelul
ionului NH_4^+

► În clasa 10-a ați aflat, că aminele reacționează cu acizii. Lămuriți cum se formează ionul de metilamină CH_3NH_3^+ în urma combinării moleculei de metilamină CH_3NH_2 cu ionul de H^+ .

Cu cationul de Hidrogen se poate combina molecula de apă. Acest proces, de asemenea, se petrece după mecanismul donoro-acceptor. Una din cele două perechi comune de electroni ale atomului de Oxigen al moleculei de apă H_2O trece pe orbitala vacantă $1s$ a ionului de H^+ , și între aceste particule se formează legătură covalentă. Produsul acestei interacțiuni este ionul H_3O^+ (fig. 6):

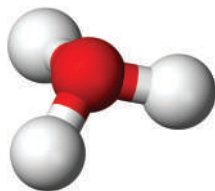


ionul de hidroxoniu

Anume acești ioni se conțin în soluțiile apoase de acizi, iar în cantități foarte neînsemnate – în apă.

¹ Cuvântul provine de la cuvântul englez accept – a adăuna.

Fig. 6.
Modelul ionului
 H_3O^+



Substanțele cu structură moleculară și atomică. Prin legături covalente se combină atomii în moleculele nemetalelor, oxizilor acizi, acizilor, a compușilor elementelor nemetale cu Hidrogenul, substanțelor organice – hidrocarburiilor, alcoolilor, aldehydelor, aminilor, proteinelor etc. (fig. 7).

Fig. 7.
Substanțe cu
structură
moleculară



Voi știți, că multe substanțe cu structură moleculară au miros (printre ele – vanilina, acidul acetic, amoniacul, sulfura de hidrogen, benzenul), temperaturi de topire joase. Aceasta se lămurește prin faptul, că moleculele se atrag între ele foarte slab.

Există o cantitate nu prea mare de substanțe simple și compuse cu structură atomică; în ele toți atomii sunt asociați prin legături covalente, și o bucățică (cristalul) acestei substanțe este parcă o moleculă gigantă. Asemenea structură o au grafitul, diamantul, fosforul roșu, oxidul de siliciu(IV) (fig. 8).

Substanțele cu structură atomică nu se dizolvă în apă, solvenți organici, se topesc la temperaturi foarte înalte. Diamantul, carbura de siliciu SiC , nitrura de bor BN se evidențiază cu o duritate foarte înaltă.

Fig. 8.
Substanțe
cu structură
atomică



CONCLUZII

Legătura covalentă se formează între atomi, în urma formării perechilor comune de electroni. Ele apar pe contul unirii electronilor neîmperecheați a ambilor atomi (mecanismul de schimb) sau în urma deplasării perechii comune de electroni a unui atom pe orbitalul vacant al altui atom (mecanismul donoro-acceptor).

Legătura covalentă este destul de trainică. Ea se găsește în substanțele cu structură moleculară și atomică, de asemenea, și în ionii compuși.

Pentru legătura covalentă este caracteristică multiplitatea (se deosebesc legături simple, duble, triple) polară sau nepolară.

Substanțele cu structură moleculară și atomică se deosebesc radical după proprietățile fizice.

?

47. Dintre formulele următoare, indicați-le pe acelea care aparțin substanțelor cu legătură covalentă: MgI_2 , CH_4 , SO_2 , SiCl_4 , Na_2S .
48. Caracterizați legătura chimică în molecula de clorură de hidrogen. Ilustrați suprapunerea orbitalilor respectivi ai atomilor, indicați multiplitatea legăturii. Polară sau nepolară este legătura între atomii de Hidrogen și Clor? Argumentați răspunsul.
49. În formulele substanțelor Cl_2O și NH_3 cu legături covalente polare, subliniați atomul elementului mai mult electronegativ și indicați sarcinile la atomi, folosind litera δ .
50. Alcătuiți formula grafică a moleculei de peroxid de hidrogen H_2O_2 . Care legătură în această moleculă este nepolară? Ce valori

- ale valenței și gradelor de oxidare are fiecare element din compus?
51. Comparați mecanismele de formare a legăturii covalente de schimb și donoro-acceptor. Lămuriți denumirile ambelor mecanisme.
 52. Molecula BF_3 se unește cu ionul F^- datorită formării legăturii covalente după mecanismul donoro-acceptor. Scrieți formula ionului – produsului acestei interacțiuni. Care particulă este donorul perechii de electroni, și care e acceptorul? Ce orbitală dă acceptorul pentru perechea de electroni a donоруlui? Luați în considerare faptul, că atomul de Bor se află în molecule și ioni compuși în stare excitată.
 53. Care substanțe printre cele enumerate sunt moleculare: propanul, varul nestins, metanolul, sulfura de hidrogen, argintul? Care caracteristici indică aceasta?
 54. De ce oxidul de carbon(IV) și oxidul de siliciu(IV) au proprietăți fizice diferite, necătând că la ei se realizează același tip de legătură chimică – covalentă?
 55. Borul reprezintă substanța simplă a elementului cu aceeași denumire – se topește la temperatura de $2075\text{ }^\circ\text{C}$, se evidențiază cu o duritate înaltă. Ce fel de structură are Borul, moleculară sau atomică?

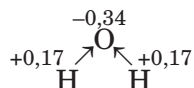
7 Legătura de hidrogen. Legătura metalică

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți, cum se formează legătura de hidrogen între molecule;
- să aflați despre existența legăturii metalice;
- să înțelegeți influența legăturilor de hidrogen și metalică asupra proprietăților substanțelor.

Legătura de hidrogen. Cu acest tip de legătură ați făcut cunoștință în clasa a 9-a, studiind structura moleculei de apă și proprietățile acestei substanțe. În molecula de H_2O perechile comune de electroni sunt deplasate către atomul mai electronegativ al Oxigenului. La acest atom apare o sarcină neînsemnată negativă (ea este

mai mică, decât sarcina electronului), iar la ambii atomi de Hidrogen – sarcini pozitive:



Moleculele de apă se orientează între ele în așa mod, ca să se afle în contact atomii lor cu sarcini opuse.

Interacțiunea electrostatică dintre molecule cu participarea atomilor de Hidrogen se numește legătură de hidrogen.

Legătura de hidrogen se formează între moleculele, în care atomii de Hidrogen se unesc cu atomii celor mai electronegative elemente – Fluorul, Oxigenul, Nitrogenul. Ea se notează prin trei puncte între simbolurile elementelor respective. Această legătură este slabă; o parte de legături de hidrogen dintre moleculele substanțelor, care se află în stare lichidă, permanent se distrug, și în același timp se formează asemenea legături între altele molecule (fig. 9).

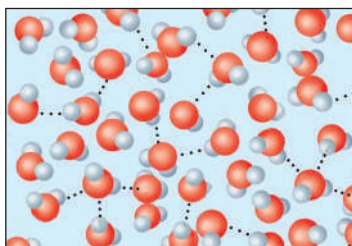


Fig. 9.
Legăturile de hidrogen în apă

► Ilustrați o catenă din trei molecule de fluorură de hidrogen, unite prin legături de hidrogen.

Prin legăturile de hidrogen se unesc moleculele de acizi neorganici, alcooli, acizi carboxilici, de asemenea, între moleculele multor substanțe ce conțin hidrogen cu structură moleculară. Legătura de acest tip uneori se realizează între atomi în interiorul moleculei. Datorită acestei legături, moleculele de proteină se răsucesc în globule.

Este interesant de știut

Hidratarea anionilor în soluțiile apoase se petrece datorită formării legăturii de hidrogen între ion și molecula de apă:
 $\text{Cl}^- \cdots \text{H}-\text{O}-\text{H}$.

Legătura de hidrogen poate apărea între moleculele diferitor compuși. Aproape toate moleculele de acizi neorganici, alcooli și acizi carboxilici cu masele moleculare nu prea mari se dizolvă în apă, datorită că moleculele lor formează legături de hidrogen cu moleculele de apă. Din altă parte, hidrocarburile, esterii în apă practic sunt insolubili, deoarece în moleculele acestor compuși se conțin legături covalente practic nepolare cu participarea atomilor de Hidrogen.

Substanțele, în care există legături de hidrogen, au temperaturi de topire și fierbere cu mult mai înalte (distrugerea legăturilor între molecule necesită cheltuieli de energie), în comparație cu substanțele cu valori apropiate ale maselor moleculare, dar lipsa legăturilor de acest tip. De exemplu, apa ($\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 18$) în condiții normale este lichid, iar metanul ($\text{Mr}(\text{CH}_4) = 16$) – gaz. Dacă moleculele de apă nu s-ar uni prin legături de hidrogen, această substanță ar fi existat pe planeta noastră numai în stare gazoasă.

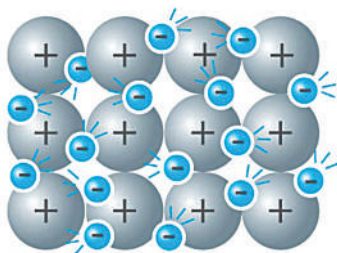
Legătura metalică. Proprietatea caracteristică a metalelor este capacitatea de a conduce curent electric. De la lecțiile de fizică voi știți, că curentul electric – este mișcarea îndreptată a electronilor. Voi, de asemenea, știți, că atomii elementelor metale, în comparație cu elementele nemetalelor, cedează electroni și se transformă în ioni încărcăți pozitiv.

Atomii sunt situați în metal atât de strâns, încât orbitalii lor exteriori se suprapun. Electronii, care se află pe aceste orbitale, se izolează de atomii „săi” (atomii se transformă în cationi) și încep să se miște haotic în substanță. Asemenea electroni se numesc *delocalizați*¹, sau socializați. Necătând la apariția cationilor și

¹ Termenul provine de la prefixul latinesc de-, care înseamnă izolare, diferență, și cuvântul localis – local.

electronilor liberi, metalul chiar în foarte mic volum rămâne electroneutral (fig. 10).

Fig. 10.
Modelul
structurii
metalului



Legătura între cationi în metal, se realizează cu ajutorul electronilor delocalizați, și se numește legătură metalică.

Prezența electronilor liberi în metal cauzează nu numai conductivitatea electrică, dar și conductivitatea termică înaltă, luciul (metalic) special. Majoritatea metalelor sunt plastice; ele pot fi forjezate, extrase în formă de fir. În timp ce legătura metalică nu se distruge. Electronii socializați joacă rolul așa-numitului „ulei” între cationi.

CONCLUZII

Legătura de hidrogen reprezintă interacțiunea electrostatică dintre molecule cu participarea atomilor de Hidrogen. Ea se formează, dacă acești atomi sunt uniți cu atomii celor mai electronegative elemente. Legătura de hidrogen există în apă, alcooli, acizi, în alți compuși, și, de asemenea, în soluțiile apoase ale lor. Această legătură este destul de slabă, dar ea influențează asupra proprietăților fizice ale substanțelor.

Legătura metalică este legătura între cationi în metal, realizată cu participarea electronilor delocalizați. Asemenea electroni oferă capacitatea metalului de a conduce curent electric, cauzează luciul metalic, conductivitatea termică înaltă, iar adesea – și plasticitatea.



56. Care formule corespund substanțelor, moleculele cărora sunt capabile să se unească prin legături de hidrogen: CO_2 , NH_3 , SCl_4 , CH_3OH , H_2SO_4 , H_2 , O_3 ?
57. Între atomii căror elemente pot exista legături de hidrogen în moleculele de proteine?
58. Cercetați varianta de formare a legăturilor de hidrogen între molecula de acid metanoic și molecula de apă. Ilustrați aceste legături, folosind formulele de structură a moleculelor.
59. Cum se poate de lămurit faptul, că etanul, în condiții normale, este gaz, iar metanolul – lichid, necătând că masa moleculei de hidrocarbură aproape este la fel cu masa alcoolului?
60. Electronii în metal se mișcă haotic. În ce condiții mișcarea electronilor va deveni orientată și va apărea curent electric?
61. Scrieți formulele generale ale cationilor, care se pot conține în metalele alcaline și alcalinopământoase (fig. 10). Folosiți simbolul elementului metal M .
62. De ce, după părerea voastră, legătura metalică nu se realizează în nemetale?
63. Care nemetal, ce conduce curent electric, cunoașteți?

8

Substanțe cristaline și amorfe

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre două stări ale substanțelor solide – cristalină și amorfă;
- să deosebiți substanțele cristaline și amorfe după câteva proprietăți.

Sarea de bucătărie, zahărul, făina, amidonul sunt produse alimentare importante. Fiecare din noi, în fiecare zi sau periodic, se întâlnește cu ele și știe, că sarea și zahărul se alcătuesc din cristale, iar făina și amidonul – din particule foarte mici, care nu se aseamănă cu cristalele. Aceasta se confirmă și la examinarea ultimelor două substanțe sub microscop.

Pentru substanțele solide există stările: cristalină și amorfă¹.

Substanțele cristaline. În clasa a 8-a, când ați făcut cunoștință cu compușii, care se alcătuiesc din ioni, ați aflat, că ei formează cristale (fig. 11). *Cristalul reprezintă un corp solid auto-format, care are fațete (suprafețe) plane și unghiuri drepte (încheieturi ale fețelor).*

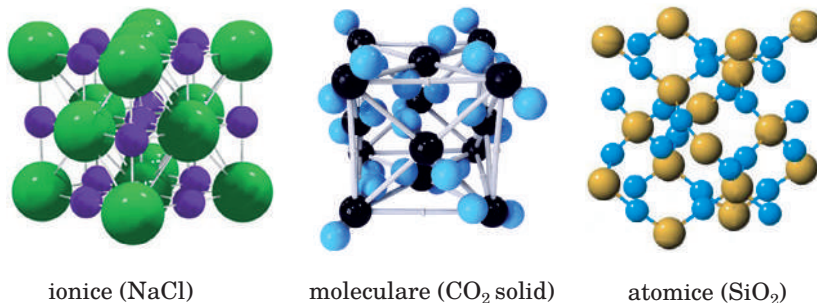
Fig. 11.
Probe
de minerale



Cristalele sării de bucătărie au formă de cuburi, iar a zahărului – o formă mai complicată. Cele mai mici particule ale substanțelor – ioni de Na^+ și Cl^- în sare, moleculele $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ în zahăr – sunt poziționate în cristal într-o succesiune strictă, care se repetă în diferite direcții.

Modelul structurii interne a cristalului se numește *rețea cristalină*. Aceasta este schema sau modelul de poziționare a celor mai mici particule într-un volum nu prea mare a cristalului. Conform structurii substanței, se deosebesc rețele cristaline ionice, moleculare și atomice (fig. 12).

Fig. 12.
Rețele cristaline
(modele
sferico-cilindrice)



¹ Termenul provine de la cuvântul grecesc amorphos – fără formă.

► În figura 12 balonașele de care culoare corespund atomilor de Carbon, Siliciu și Oxigen?

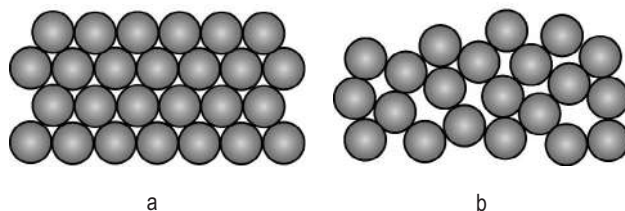
Este interesant de știut

Structura substanțelor cristaline se învață, cercetând reflectarea de către cristal a razelor renghen.

În condiții obișnuite sau a temperaturilor joase în stare cristalină se află majoritatea substanțelor simple, compușilor neorganici, iar printre substanțele organice – în special cele, care se alcătuiesc din molecule nu prea mari.

Substanțe amorfe. În multe substanțe moleculele, atomii sunt poziționați nu într-o succesiune strictă, ci haotică. Acestea reprezintă substanțele amorfe (fig. 13); după asemenea particularitate ele amintesc lichidul.

Fig. 13. Structura substanțelor cristalină (a) și amorfă (b)



În substanțele amorfe și lichide există numai ordinea „apropiată” în poziționarea celor mai mici particule, iar ordinea „îndepărtată” nu există. De exemplu, legătura de hidrogen într-un mod anumit orientează moleculele vecine ale polizaharidelor, proteinelor, dar despre interacțiunea intermoleculară în apă, deja ați aflat.

Amorfe sunt acizii carboxilici superiori, polizaharidele, grăsimile, proteinele, mulți polimeri. Exemplu de substanță neorganică amorfă este sticla. Din ea se poate confecționa un obiect de formă simetrică, care nu se deosebește de cristal. Dacă îl vom strica, vom obține cioburi fără forme (asimetrice), dar nu cristale mici. La fel va fi și rezultatul în cazul cubului de chihlimbar.

Proprietățile fizice. Substanțele cristaline și amorfe se deosebesc după câteva proprietăți fizice. Substanța cristalină, care la încălzire nu se descompune, are o anumită temperatură de topire, iar substanța amorfă se topește în intervalul respectiv de tempera-

Este interesant de știut

Oxidul de siliciu(IV) există atât în stare cristalină (mineralul cuarț), cât și în stare amorfă (sticlă de cuarț).

tură. De exemplu, sticla la o încălzire puternică mai întâi se înmoaie (în timp ce temperatura continuă să crească), iar apoi se transformă complet într-un lichid vâcos. Duritatea, proprietățile optice ale substanțelor amorfе, în comparație cu substanțele cristaline, nu depind de faptul, în ce direcție acționează forța exterioară sau de unde ajunge raza de lumină, și este aceeași în toate direcțiile.

CONCLUZII

Pentru substanțele solide există stările: cristalină și amorfă. Cristalul reprezintă un corp solid auto-format, care are fațete plane și muchii drepte. Modelul structurii cristalului se numește rețea cristalină. În cristal atomii, moleculele sau ionii sunt poziționați printr-o succesiune strictă, iar în substanța amorfă – în special, haotic.

Substanța cristalină se topește la o anumită temperatură, iar substanța amorfă – într-un interval respectiv de temperatură.



64. Care stări de agregare importante voi știți? Aduceți 2–3 exemple de substanțe, care pot exista în fiecare din această stare. După necesitate, găsiți informația respectivă în internet.
65. Folosind ilustrarea rețelei cristaline de clorură de sodiu (fig. 12), determinați, câți ioni Cl^- înconjoară fiecare ion de Na^+ în cristalul sării și câți ioni de Na^+ înconjoară fiecare ion de Cl^- .
66. Acidul citric este substanță cristalină. Ce particule – atomi, molecule, ioni – se conțin în cristalul acestei substanțe?
67. Ce tipuri de rețelele cristaline corespund hidroxidului de bariu, sulfatului de aluminiu, grafitului, oxidului de fosfor(V) (formula reală a compusului – P_4O_{10})?
68. Să ne închipuim, că grăsimea solidă nu conține impurități și este o substanță pură. La o anumită temperatură sau într-un anumit interval de temperatură ea trebuie să se topească? Argumentați răspunsul.

Capitolul 3

Reacțiile chimice

Studiind materia din acest capitol, voi mai detaliat veți face cunoștință cu reacțiile, care, în același timp, decurg în două părți opuse, veți afla despre echilibrul chimic și factorii, care influențează asupra schimbării echilibrului. Veți obține, de asemenea, informație despre interacțiunea unor săruri cu apa și aplicarea reacțiilor de oxido-reducere în sursele chimice de curent. În afară de aceasta, în acest capitol este redat un nou, pentru voi, tip de rezolvare a problemelor și sunt propuse metode de soluționare a lor.

9

Reacții chimice reversibile și ireversibile

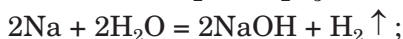
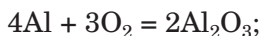
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți clasificarea reacțiilor chimice conform direcției decurgerii;
- să aflați despre transformarea reacției ireversibile în reversibilă în urma schimbării condițiilor exterioare;
- să înțelegeți de ce disociația electrolitică a acidului este un proces reversibil, iar disociația bazei sau a sării este un proces ireversibil.

Voi știți, că există diferite tipuri de reacții chimice. Fiecare metodă de clasificare a lor se bazează pe anumite trăsături (de exemplu,

după numărul de reagenți și produse, prezența sau lipsa schimbului gradelor de oxidare a elementelor). Printre asemenea trăsături, este direcția decurgerii reacției.

Reacții ireversibile. Vă este cunoscută deja situația, când transformărilor chimice li se supun numai reagenții, iar produsele reacției nu reacționează între ele. Asemenea reacții se numesc ireversibile. Exemple de reacții, ireversibile la orice condiții exterioare:



În ecuația reacției ireversibile între părțile stângă și dreaptă se scrie semnul egalității (=) sau săgeată, îndreptată în partea dreaptă (→). Uneori se spune că așa reacție decurge „de la stânga la dreapta”.

Reacții reversibile. Se întâmplă atunci, când, în reacția dintre reagenți, în același timp, reacționează și produsele lor (cu formarea reagenților), iar în eprubetă sau retortă, în orice moment, se conține amestec de substanțe – reagenți și produse.

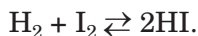
Reacțiile chimice care pot avea loc pe direcții opuse se numesc *reversibile*.

În ecuația reacției reversibile se folosește semnul reversibilității (⇌):

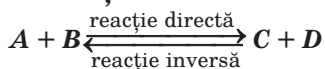


Interacțiunea substanțelor A și B este reacția *directă*, iar a substanțelor C și D – reacție *inversă*. Să fiți foarte atenți să nu încurcați termenii „reacție reversibilă” și „reacție inversă”.

Se cunosc multe reacții ireversibile. Printre ele – interacțiunea hidrogenului cu vaporii de iod:

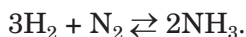


Reacție reversibilă



Reacția directă decurge la încălzire și nu se termină la decurgerea în același timp a reacției inverse – de descompu-

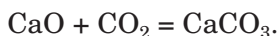
nera a iodurii de hidrogen în substanțe simple. Nu putem atinge o anumită interacțiune a hidrogenului cu iodul, chiar dacă ridicăm temperatura, mărim duritatea experienței sau adăugăm catalizator. O particularitate analogică o are reacția hidrogenului cu nitrogenul, care se aplică în industrie pentru obținerea amoniacului NH_3 :



Reacțiile reversibile, de asemenea, decurg la dizolvarea multor săruri în apă (§ 12).

Unele reacții sunt reversibile într-un anumit interval de temperatură. Să vedem pe exemplu transformării reciproce a compușilor de Calciu.

Oxidul de calciu (denumirea tehnică – var nestins) în condiții obișnuite foarte lent reacționează cu dioxidul de carbon și se transformă în sare – carbonat de calciu:



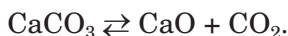
De aceea varul nestins se păstrează în vase închise ermetic; în caz contrar, acest oxid va interacționa cu dioxidul de carbon din aer și treptat se va transforma în carbonat. Varul pierde proprietățile, necesare pentru întrebuințarea lui practică.

Varul nestins se obține la încălzirea carbonatului de calciu natural (calcar, cretă) la temperatura de 900°C , adică se realizează reacția inversă:



În aceste condiții se reușește să transformăm complet sarea în oxid.

Dacă încălzim carbonatul de calciu într-un reactor închis la temperatura de 900°C , atunci se va descompune numai o parte din sare. În vas vom găsi amestec de compuși solizi – CaO și CaCO_3 , de asemenea, și dioxid de carbon. Deci, în același timp vor decurge două reacții – de descompunere a sării și de combinare a oxizilor. Avem reacția reversibilă; descompunerea sării este reacția directă, iar formarea ei – inversă:



Este interesant de știut

Într-un anumit interval de temperatură este reacția $\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$.

Studiind în clasa a 9-a soluțiile apoase, ați aflat, că bazele, acizii, sărurile la dizolvarea în apă de desfac în ioni. Acest proces se numește disociație electrolică. Pentru acizi el este reversibil: o parte din moleculele de acizi se desfac în ioni, iar o parte din ioni se combină în molecule:



Disociația electrolică a bazelor și sărurilor este completă, adică proces ireversibil. Aceștia sunt compușii ionici; ionii săi la dizolvare trec în soluție și nu se combină unul cu altul:



CONCLUZII

Se deosebesc reacții chimice reversibile și ireversibile. Reacțiile reversibile sunt cele care pot avea loc pe direcții opuse: reacționează între ei și reagenții (reacția directă), și produsele (reacția inversă). Reacția ireversibilă decurge numai între reagenți, adică într-o singură direcție.



69. Reversibilă sau ireversibilă este reacția:
- a) de schimb dintre două săruri în soluție;
 - b) arderea substanței organice;
 - c) polimerizarea etenei
- Dacă reacția este reversibilă, atunci în orice condiții, sau într-un anumit interval de valori de temperatură?
70. Una din reacțiile reversibile dintre compușii organici este reacția de esterificare. Scrieți ecuația reacției dintre metanol și acidul etanoic. Care reacție este directă, iar care inversă?
71. La soluția apoasă a clorurii de sodiu se adaugă acid nitric diluat. Oare vor reacționa substanțele? Dacă reacția va decurge, care reacție va avea loc, reversibilă sau ireversibilă? Argumentați răspunsul.

72. Numiți care sunt pricinile posibile ale transformării necomplete a substanțelor în timpul reacției chimice ireversibile.
73. Dați exemplu de reacție reversibilă a oxidului acid cu apa și scrieți ecuația chimică respectivă.
74. Interacțiunea hidrogenului cu oxigenul, la o temperatură foarte înaltă, este o reacție reversibilă. Pentru experiență este luat de două ori mai mult volum de hidrogen, decât de oxigen. Cu timpul s-a determinat, că jumătate din vaporii de apă, care s-au format, se descompun în substanțe simple. Calculați densitatea relativă, în raport cu aerul, a amestecului respectiv din trei gaze.

10

Echilibrul chimic

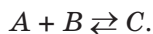
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre decurgerea reacției reversibile în timp;
- să obțineți informație despre echilibrul chimic;
- să determinați direcția deplasării echilibrului chimic sub o influență anumită exterioară.

Echilibrul chimic. Voi știți deja, că unul din factori, de care depinde viteza reacției chimice, este concentrația reagenților. Cu cât ea este mai mare, cu atât este mai mare viteza reacției.

- ▶ De ce odată cu mărirea concentrației reagenților se mărește viteza reacției chimice?

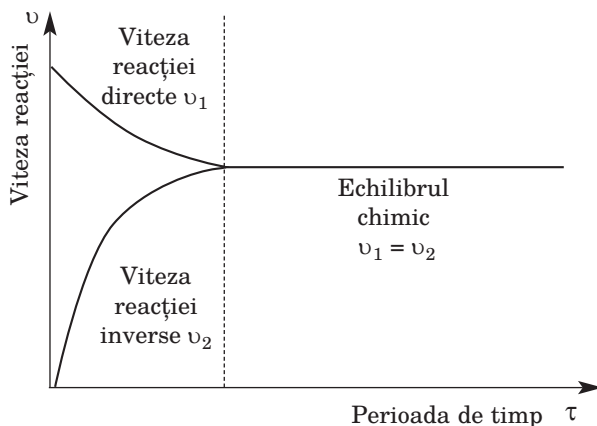
Să cercetăm decurgerea reacției între două substanțe solubile în apă A și B , produsul căruia este substanța solubilă C . Vom considera, că fiecare substanță este alcătuită din molecule. Petrecem reacția cu condiția, că ea este reversibilă:



La amestecarea soluțiilor A și B se începe interacțiunea între substanțe. Cu timpul concentrația reagenților se va micșora, și reacția directă se va încetina. Concentrația

substanței C va crește, și deci, viteza reacției inverse se va mări. Într-un anumit moment, viteza reacțiilor directe și inverse se va egala (fig. 14); câte particule de substanțe A sau B au reacționat, să zicem, într-o secundă, atâtea particule de substanță C se vor descompune. În viitor viteza ambelor reacții și concentrația tuturor substanțelor nu se vor schimba.

Fig. 14.
Schimbul vitezei reacțiilor directe și inverse în timp



Starea amestecului substanțelor reactante, pentru care viteza reacțiilor directe și inverse sunt la fel, se numește *echilibrul chimic*.

În unele cazuri echilibrul chimic se stabilește imediat (când vitezele reacțiilor directe și inverse sunt foarte mari), iar în altele reacții – după o lungă perioadă de timp (când ambele reacții decurg lent).

Dacă urmărim decurgerea reacției reversibile, atunci după stabilirea echilibrului chimic se va determina oprirea oricăror schimbări exterioare (de exemplu, culoarea soluției, sau cantitatea sedimentului mai mult nu se va schimba). Apare impresia, că transformarea chimică s-a sfârșit. Dar, în realitate și reacția directă, și cea inversă decurge cu aceeași viteză. De aceea, se spune, că *echilibrul chimic este dinamic*.

Deplasarea echilibrului chimic. Scopul producerii, a multor experiențe chimice este sinteza a unei cantități cât mai mari de produse ale reacțiilor. Multe reacții sunt reversibile, însă echilibrul chimic se poate de-l deplasat. Vom arăta aceasta pe baza exemplului interacțiunii substanțelor *A* și *B* cu formarea substanței *C* (toate substanțele se află în soluție sau sunt gaze; amestecul este omogen):



Să introducem în amestecul, care se află în echilibru de o porție a unuia din reagenți, de exemplu substanța *A*. Mărirea concentrației acestei substanțe va duce la mărirea rapidă a vitezei reacției directe. Substanțele *A* și *B* mai energic se vor cheltui, iar concentrațiile lor vor scădea, și reacția directă se va încetina. Concentrația substanței *C* se va mări, reacția inversă se va accelera. La un anumit moment, viteza ambelor reacții se va egala și va deveni un nou echilibru chimic. Concentrația reagentului *A* și produsului *C* va fi mai mare, iar concentrația reagentului *B* – mai mică, decât până la implicarea noastră în echilibru.

Învățăatul francez Henri Louis Le Chatelier în anul 1884 a formulat *principiul general de deplasare a echilibrului chimic* (el este numit principiul lui Le Chatelier):

dacă amestecul de substanțe, care se află în starea echilibrului chimic, suferă influență exterioară (se schimbă concentrația substanțelor, temperatura sau presiunea), atunci echilibrul se deplasează în partea acelei reacții, care slăbește această influență.

În exemplul discutat recent, în amestec *s-a adăugat reagent*; echilibrul *s-a deplasat în partea reacției, în rezultatul căreia reagentul se cheltuie.*

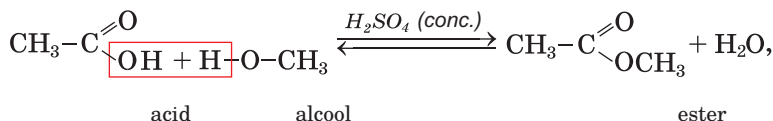
► În care parte se va deplasa echilibrul $A + B \rightleftharpoons C$, dacă vom micșora concentrația reagentului *A* în amestec?

Henri Louis Le Chatelier
(1850—1936)



Cunoscutul fizician francez, chimist, metalurgist, membru al Academiei Franceze de Științe, al Academiiilor de Științe din alte țări, al Societății Regale din Londra. A formulat principiul general de deplasare a echilibrului chimic în dependență de factorii exteriori (1884). Experimental a demonstrat o analogie dintre soluții și aliajele metalelor. A proiectat un microscop pentru cercetarea substanțelor solide netransparente, îndeosebi a metalelor. A construit un pirometru termoelectric – aparat pentru măsurarea temperaturii substanței fierbinți după culoarea ei.

Micșorarea concentrației unuia din produsele reacției (eliminarea lui din amestecul reactant) duce la deplasarea echilibrului chimic în partea formării produselor reacției. Pentru a obține o cantitate mai mare de ester în reacția de esterificare



amestecul de acid și alcool se încălzește pentru eliminarea unuia dintre produsele volatile ale reacției directe – esterul sau apa. Mărirea randamentului de ester, de asemenea, se poate face, dacă unul din reagenți va fi luat în surplus – acidul sau alcoolul.

Acuma vom cerceta influența schimbului de temperatură asupra echilibrului chimic. Să presupunem, că reacția dintre substanțele A și B este exotermică, adică decurge cu degajarea căldurii:



La încălzirea amestecului de substanțe care se află în echilibru, adică la obținerea energiei adăugătoare, echilibrul, conform principiului Le Chatelier, se va deplasa în partea reacției endotermice – a des-

compunerii substanței C. În timp ce energia nu se acumulează, dar se cheltuie. După un anumit timp se va stabili un nou echilibru: masele substanțelor A și B vor deveni mai mari, dar masa substanței C – mai mică. Deci, *la ridicarea temperaturii, echilibrul chimic se deplasează în partea reacției endotermice, iar la micșorarea temperaturii – în partea reacției exotermice.*

► Se va mări sau se va micșora masa produsului reacției $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$; $\Delta H > 0$ odată cu ridicarea temperaturii?

Efectuăm încă o experiență imaginară. Să presupunem că toate substanțele în reacția reversibilă



sunt gaze. Conform ecuațiilor chimice, fiecare 1 mol de gaz A reacționează cu 1 mol de gaz B (adică reacționează 2 moli de substanță), dar se formează 1 mol de gaz C. Astfel vorbind, din fiecare două volume ale reagenților se formează un volum de produs.

Mărim presiunea în amestecul care se află în echilibru. Pentru ca această influență să se micșoreze, echilibrul trebuie să se deplaseze în partea dreaptă – în partea reacției, care decurge cu micșorarea volumului substanței, și deci, și a presiunii.

Pentru reacțiile reversibile, în care volumul total al reagenților este egal cu volumul total al produselor, schimbul presiunii nu influențează asupra echilibrului chimic.

► Oare influențează presiunea la deplasarea echilibrului $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ (toate substanțele se află în stare gazoasă)?

PROBLEMĂ. *Analizați influența condițiilor exterioare (temperatura, presiunea) la deplasarea echilibrului chimic $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$; $\Delta H < 0$.*

Rezolvare

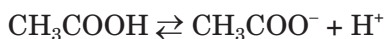
După condiția problemei, reacția de formare a amoniacului din substanțe simple decurge cu degajarea căldurii. Conform principiului Le Chatelier, la încălzire, echilibrul se deplasează în partea

reacției, în timpul căreia se absoarbe căldură, adică a reacției de descompunere a amoniacului.

Toate substanțele în reacția reversibilă sunt gaze. Dintr-un volum de nitrogen și trei volume de hidrogen, sau 4 volume de reagenți, se formează 2 volume de amoniac. La mărirea presiunii, echilibrul se deplasează în partea reacției, în rezultatul căreia volumul gazelor se micșorează (presiunea se va micșora), – a reacției de formare a amoniacului.

Unele reacții reversibile decurg cu prezența catalizatorului. S-a determinat, că catalizatorul accelerează viteza atât a reacției directe, cât și inverse, adică scurtează termenul de apariție a echilibrului chimic, dar nu duce la deplasarea lui.

Echilibrul chimic în soluțiile electroliților. Disociația electrolitică a acizilor, interacțiunea mular săruri cu apa (§ 12), unele alte reacții cu participarea electroliților în soluții sunt procese reversibile. La ele tot se răspândește principiul lui Le Chatelier. de exemplu, dacă în soluția de acid acetic vom adăuga sarea lui



(să spunem, acetatul de potasiu CH_3COOK), care conține ionul CH_3COO^- , atunci mărirea concentrației acestor ioni va duce la deplasarea echilibrului chimic în partea stângă – în partea formării moleculelor de acid nedisociate (gradul de disociere a acidului se va micșora).

CONCLUZII

În timpul decurgerii reacției reversibile viteza reacției directe se micșorează, iar a reacției inverse – se mărește. Într-un anumit interval de timp viteza ambelor reacții se va egala și va apărea echilibrul chimic.

Echilibrul chimic poate fi schimbat, la adăugarea în amestecul de substanțe sau la scoaterea unuia din reagenți sau a produsului reacției, schimbând temperatura sau presiunea. Echilibrul se va deplasa în partea acelei reacții, care micșorează influența exterioară (principiul Le Chatelier).

?

75. Cum se clasifică reacțiile în dependență de direcțiile decurgerii lor posibile?
76. Ce prezintă echilibrul chimic? De ce el este numit dinamic?
77. Numiți factorii, care influențează asupra stării echilibrului chimic. Oare permanent echilibrul se deplasează la schimbul temperaturii? De ce?
78. Oare va duce la deplasarea echilibrului ridicarea temperaturii, micșorarea presiunii, a fiecărei din reacțiile date (toate substanțele din p. a se află în stare gazoasă):
- a) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; $\Delta H = -113 \text{ kJ}$;
- b) $2\text{NaHCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$; $\Delta H = +133,5 \text{ kJ}$
- Dacă echilibrul se va deplasa, atunci în partea cărei reacții? Directe sau inverse?
79. Cum trebuie de schimbat temperatura, pentru ca să deplasăm echilibrul în amestecul de gaze $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$; $\Delta H < 0$ în partea reacției de descompunere? Oare va influența asupra echilibrului schimbul presiunii?
80. La o anumită temperatură, într-un reactor închis a devenit echilibrul $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3$; $\Delta H < 0$. Oare se va deplasa el, dacă vom deschide reactorul, dar temperatura nu o vom schimba? Dacă se va schimba, atunci în ce parte a reacției directe sau inverse? Argumentați răspunsul.

PENTRU CEI ISCODITORI

Laureatul Premiului Nobel familial din Ucraina

Cercetarea particularităților decurgerii reacțiilor chimice este o direcție importantă în domeniul științei. Pentru formularea teoriei în acest domeniu în anul 1981 învățatul american Roald Hoffman a fost premiat cu Premiul Nobel în chimie (fig. 15).

Roald Hoffman s-a născut în anul 1938 în or. Zolocev (astăzi –

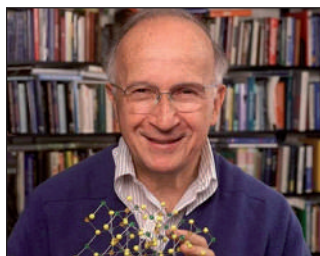


Fig. 15.
Roald
Hoffman

regiunea Lvov). În timpul ocupației el, împreună cu familia sa, a nimerit într-o tabără nazistă. Cu timpul familia sa a reușit să fugă din

tabără, iar în anul 1949 – s-au mutat în SUA.

Profesorul R. Hoffman mulți ani cooperează cu oamenii de știință ucraineni. El de câteva ori a vizitat Ucraina. Cu prilejul împlinirii 80 de ani, învățatul a scris o conversație video către ucraineni. În acea adresare video sunt așa cuvinte: „Calea către siguranță, către o Ucraină liberă și democrată este lungă, dar ea este realizabilă pentru voi”.

În anul 2017 oficiul poștal din Ucraina pentru celebrarea meritelor R. Hoffman a lansat o marcă cu portretul pământeanului nostru.

11

Randamentul relativ al produsului reacției

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să clarificați, ce se numește randamentul relativ al produsului reacției;
- să calculați sau să întrebuițați în probleme randamentul relativ al produsului reacției.

Randamentul relativ al produsului reacției.

Realizarea oricărui proces tehnologic este imposibil fără anumite pierderi de substanță. Pierderile au loc chiar la transportarea materiei prime, mărunțirea ei, dizolvarea, introducerea în reactor. Multe reacții, care se realizează la fabricile chimice, sunt reversibile. De aceea nu putem complet transforma substanțele inițiale în produse vizate. În afară de aceasta, uneori, odată cu reacția de bază, decurge și alta (secundară), și o parte din reagenți se cheltuie la formarea substanțelor secundare. Dacă fabricarea este alcătuită din câteva etape, pierderile substanțelor cresc. Deci, produsul reacției permanent se formează mai puțin, decât se calculează după ecuația chimică.

Mărimea, care caracterizează deplinătatea decurgerii reacției chimice sau gradul de transformare a unei substanțe în alta, se numește *randamentul relativ al produsului reacției*. Această mărime se notează prin litera grecească η (ăta) și se calculează după formula

$$\eta(A) = \frac{n_{\text{pract.}}(A)}{n_{\text{teor.}}(A)} \cdot 100 \% ; \eta(A) = \frac{m_{\text{pract.}}(A)}{m_{\text{teor.}}(A)} \cdot 100 \%,$$

dar dacă în rezultatul reacției se formează gaz – încă și după formula

$$\eta(A) = \frac{V_{\text{pract.}}(A)}{V_{\text{teor.}}(A)} \cdot 100 \%,$$

Unde $n_{\text{pract.}}$, $m_{\text{pract.}}$ și $V_{\text{pract.}}$, – cantitățile de substanțe obținute, masa sau volumul substanței A; $n_{\text{teor.}}$, $m_{\text{teor.}}$ și $V_{\text{teor.}}$, – cantitățile de substanțe obținute, masa sau volumul substanței A, calculate după ecuațiile chimice. Pentru calculele respective se alege reagentul, care în timpul interacțiunii se poate cheltui complet și transforma în substanțe A.

Rezolvarea problemelor. Să arătăm, cum se rezolvă problemele pe calcularea randamentului relativ al produsului reacției și cum se întrebunțează această mărime în calculele chimice.

PROBLEMA 1. Din 46,8 g clorură de sodiu în rezultatul reacției cu o cantitate destulă de acid sulfuric concentrat s-a obținut 21,9 g clorură de hidrogen. Găsiți randamentul relativ al produsului reacției.

Se dă:

$$m(\text{NaCl}) = 46,8 \text{ g}$$

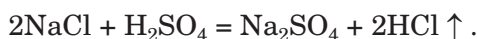
$$m_{\text{pract.}}(\text{HCl}) = 21,9 \text{ g}$$

$$\eta(\text{HCl}) = ?$$

Rezolvare

Metoda 1-a

1. Scriem ecuația reacției:



2. Calculăm cantitatea de substanță de clorură de hidrogen, care trebuie să se formeze din 46,8 g NaCl (fără pierderi).

Conform ecuației chimice din 2 moli NaCl se formează 2 moli de HCl, adică aceeași cantitate de substanță de clorură de hidrogen:

$$n_{\text{teor.}}(\text{HCl}) = n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} =$$

$$= \frac{46,8 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,8 \text{ moli.}$$

3. Găsim cantitatea de substanță a clorurii de hidrogen obținut:

$$n_{\text{pract.}}(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{pract.}}(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} =$$

$$= \frac{21,9 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,6 \text{ moli.}$$

4. Calculăm randamentul relativ al produsului reacției:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{n_{\text{pract.}}(\text{HCl})}{n_{\text{teor.}}(\text{HCl})} \cdot 100 \% =$$

$$= \frac{0,6 \text{ moli}}{0,8 \text{ moli}} \cdot 100 \% = 75 \%.$$

a 2-a metodă

1. Scriem ecuația reacției:

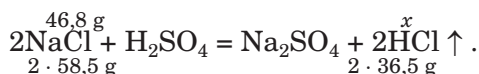


2. Calculăm masa clorurii de hidrogen, care trebuie să se formeze din 46,8 g NaCl (fără pierderi).

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

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol.}$$

Alcătuim înscrierea pregătitoare:



Conform ecuației chimice

din 2·58,5 g NaCl se formează 2·36,5 g HCl,
din 46,8 g NaCl — x g HCl;

$$x = m_{\text{teor.}}(\text{HCl}) = \frac{46,8 \text{ g} \cdot 2 \cdot 36,5 \text{ g}}{2 \cdot 58,5 \text{ g}} = 29,2 \text{ g.}$$

3. Calculăm randamentul relativ al produsului reacției:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{pract.}}(\text{HCl})}{m_{\text{teor.}}(\text{HCl})} \cdot 100 \% =$$

$$= \frac{21,9 \text{ g}}{29,2 \text{ g}} \cdot 100 \% = 75 \%.$$

Răspuns: $\eta(\text{HCl}) = 75 \%$.

PROBLEMA 2. *Calculați volumul hidrogenului, care se conține în amestecul cu o cantitate suficientă de nitrogen, dacă în rezultatul reacției între substanțe se formează 5,6 m³ de amoniac NH₃ cu randamentul relativ 20 %.*

Se dă:

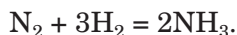
$$V(\text{NH}_3) = 5,6 \text{ m}^3$$

$$\eta(\text{NH}_3) = 20 \%$$

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

Rezolvare

1. Scriem ecuația reacției:



2. Calculăm volumul hidrogenului, care a intrat în reacție, întrebându-ne legea raporturilor de gaze.

Conform ecuația reacției,

din fiecare 3 m³ H₂ se formează 2 m³ NH₃,
din x m³ H₂ — 5,6 m³ NH₃;

$$x = V(\text{H}_2, \text{reactant}) = \frac{3 \text{ m}^3 \cdot 5,6 \text{ m}^3}{2 \text{ m}^3} = 8,4 \text{ m}^3.$$

3. Calculăm volumul hidrogenului, care se conține în amestec cu nitrogenul.

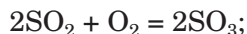
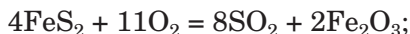
Deoarece randamentul relativ al amoniacului constituie 20 %, înseamnă că a reacționat 20 % de hidrogen luat. De unde,

8,4 m³ H₂ alcătuiește 20 %,
 x m³ H₂ — 100 %;

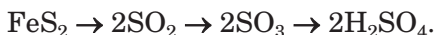
$$x = V(\text{H}_2, \text{reactant}) = \frac{8,4 \text{ m}^3 \cdot 100 \%}{20 \%} = 42 \text{ m}^3.$$

Răspuns: $V(\text{H}_2, \text{reactant}) = 42 \text{ m}^3.$

O mulțime de procese tehnologice decurg în mai multe etape. Așa, sinteza acidului sulfuric se alcătuiește din trei etape. Dacă materia primă este pirita FeS₂, atunci decurg așa reacții:



La fiecare stadiu stadiu unul din compușii care conțin sulf se transformă în altul. Trecerea atomilor de Sulf de la pirită la acidul sulfuric poate fi ilustrată așa (luăm în considerație cantitățile de substanță respective ale acestui element):



Dacă trebuie de calculat randamentul relativ al acidului, știind masa inițială a piritei, atunci teoretic (maximal posibil) cantitatea de acid o calculăm printr-o acțiune matematică, întrebându-ne schema stehiometrică¹ $\text{FeS}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$ în loc de petrecerea calculelor coerente după trei ecuații ale reacțiilor.

CONCLUZII

Deplinătatea transformării chimice se caracterizează prin randamentul relativ al produsului reacției. El se calculează prin raportul cantității de substanță obținute sau al masei produsului reacției la cantitatea substanței sau a masei produsului, care se formează după ecuația chimică.

Problemele pe calcularea sau aplicarea randamentului relativ al produsului reacției se calculează folosind ecuațiile chimice respective.

?

81. Din 400 g bromură de calciu conform reacției cu o cantitate suficientă de clor, s-a obținut 280 g brom. Calculați randamentul relativ al bromului.
82. La acțiunea asupra zincului cu masa de 3,25 g a unei cantități suficiente de acid sulfuric s-a obținut 1064 ml hidrogen (c. n.). Care este randamentul relativ al acestui gaz?
83. În urma reacției amestecului de 9,2 g etanol cu o cantitate suficientă de acid etanoic s-au format 11 g ester. Calculați randamentul relativ al esterului.
84. În timpul reacției dintre oxidul de cupru(II) cu hidrogenul s-a obținut 12,8 g cupru. Randamentul relativ al metalului constituie 94 %. Ce masă de oxid a fost luat pentru reacție?
85. Găsiți masa hidroxidului de fier(III), care s-a obținut din 8 g oxid de fier(III), dacă randamentul relativ al hidroxidului alcătuiește 87 %? Ce fel de reacții ați fi realizat voi în această experimentă?

¹ Cuvântul provine de la cuvintele grecești stoicheion – baza și metreō – măsur.

86. Ce masă de acid clorhidric cu partea de masă a clorurii de hidrogen de 35 % s-a obținut în rezultatul reacției dintre 1,17 kg clorură de sodiu cu o cantitate suficientă de acid sulfuric concentrat, dacă randamentul relativ al clorurii de hidrogen constituie 80 %?
87. La trecerea oxigenului printr-un aparat special (ozonator) o parte din acest gaz se transformă în ozon O₃. Partea de volum a ozonului în amestecul obținut de gaze de oxigen și ozon constituie 8 %. Care a fost randamentul relativ al ozonului?
88. După reacție în amestecul de nitrogen cu un volum de trei ori mai mare de hidrogen și aducerea amestecului obținut la condițiile inițiale s-a fixat micșorarea volumului cu 15 %. Calculați randamentul relativ al amoniacului.

12

Hidroliza sărurilor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți despre hidroliza substanțelor organice;
- să aflați despre hidroliza unui anumit tip de săruri;
- să înțelegeți, care factori influențează asupra procesului de hidroliză;
- să prognozați caracterul mediului soluției apoase de sare.

Studiind proprietățile substanțelor organice, ați aflat, că în anumite condiții grăsimile, glucidele, proteinele suferă *hidroliză*¹, adică interacționează cu apa. Asemenea procese decurg la încălzire și în prezența acidului sau bazei, iar în organismele vii – cu participarea fermenților. În timpul hidrolizei grăsimilor se formează glicerina și acizii carboxilici, zaharoza la acțiunea apei se transformă în glucoză și fructoză, iar produsele finale ale hidrolizei proteinelor sunt aminoacizii:

proteină → polipeptidă → dipeptidă → aminoacid.

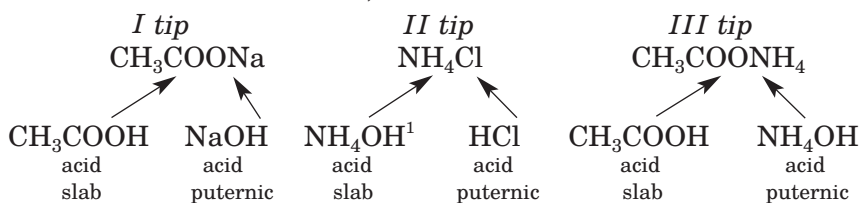
¹ Termenul provine de la cuvintele grecești hydor – apă și lysis – descompunere.

Hidroliza sărurilor se deosebește de hidroliza substanțelor organice, deoarece se petrece în ionii hidratați, care se formează în timpul dizolvării sării în apă.

Cationii elementelor metale se combină cu moleculele de apă prin legături covalente după mecanismul donoro-acceptor. Donorul este atomul de Oxigen al moleculei de H_2O cu două perechi comune de electroni, iar acceptor – cationul elementului metal, care are orbitală vacantă. Anionii se unesc cu moleculele de apă prin legături de hidrogen.

În straturile hidratate ale unor ioni, sub acțiunea cationului sau a anionului sării, legătura covalentă în molecula de apă $H - OH$ se distruge. Într-un caz ionul H^+ , care se formează, se combină cu anionul de sare, iar ionul OH^- nimerește în soluție. În alt caz, are loc procesul opus – ionul OH^- se unește cu cationul sării, iar în soluție apare ioni de H^+ . Acesta este scopul hidrolizei sărurilor, în urma căreia apare mediu bazic sau acid.

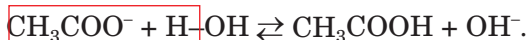
În dependență de particularitățile hidrolizei sunt separate trei tipuri de săruri (după proveniența lor):



Hidroliza sărurilor, formate din bază puternică și acid slab. Să cercetăm interacțiunea acetatului de sodiu CH_3COONa , cu apa. Soluția apoasă a acestei sări conține ioni Na^+ și CH_3COO^- . O parte din ionii acetat (ei provin de

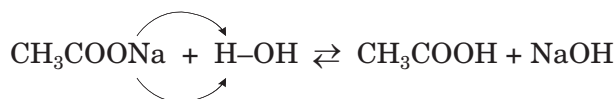
¹ Aceasta este varianta înscriserii simplificată a bazei amonice, care o vom folosi pentru explicarea hidrolizei sărurilor de amoniu. De obicei, formula compusului se scrie așa: $NH_3 \cdot H_2O$ (§ 19).

la acidul slab) interacționează cu mo-leculele de apă cu formarea moleculelor de acid:



Ionul OH^- , care se acumulează în soluția de acetat de sodiu, colorează indicatorul în culoarea respectivă. Deci, mediul soluțiilor acestor săruri se determină cu electrolitul puternic, de la care *provine sarea*. *Soluția de sare, formată din bază puternică și acid slab, are mediul bazic* (valoarea $\text{pH} > 7$).

Din ecuația moleculară a hidrolizei acetatului de sodiu



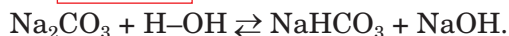
reiese, că *hidroliza sării se poate clasifica ca reacție de schimb între sare și apă*.

Este interesant de știut

În condiții normale în soluția de acetat de sodiu de 1 % are loc hidroliza sării mai puțin de 0,01 %.

Interacțiunea acetatului de sodiu cu apa este o reacție reversibilă, deoarece printre reagenți și produse, se află electroliți slabi – apa și acidul acetic. Echilibrul chimic respectiv se va deplasa în partea formării electrolitului slab – a apei. Reacția directă este reacția de hidroliză, iar inversă – reacția de neutralizare.

Hidrolizei i se supune, de asemenea, sarea Na_2CO_3 , care provine de la acid carbonic dibazic slab. Soluția apoasă a acestei sări, ca și acetatul de sodiu, are mediul bazic (fig. 16). Ecuațiile respective iono-moleculare și moleculare:



Fiți atenți: sarea neutră se transformă în *sare acidă*, dar nu în acid¹. Sărurile acide, spre deosebire de sărurile neutre, conțin anioni ce conțin hidrogen: KHS , $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, NaH_2PO_4 . Mai detaliat despre acești compuși va merge vorba în § 27.

¹ A doua etapă a hidrolizei carbonatului de sodiu ($\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$) aproape că nu se petrece.

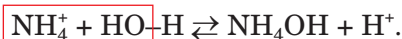


Fig. 16.
Colorarea indicatorului
universal în soluția
apoasă de carbonat de
sodiu

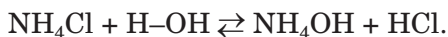


Fig. 17.
Colorarea indicatorului
universal în soluția
apoasă de clorură de
amoniu

Hidroliza sărurilor, formate din bază slabă și acid puternic. La sărurile de acest tip aparține clorura de amoniu NH_4Cl . Soluția compusului conține cationi NH_4^+ și anioni Cl^- . O parte nu prea mare de ioni de amoniu (ei provin de la baza de amoniu slabă) interacționează cu moleculele de apă, iar în soluție apar ioni H^+ (fig. 17):



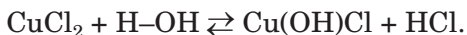
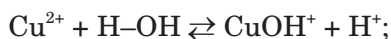
Ecuția moleculară a hidrolizei clorurii de amoniu:



Deci, *soluția sării, formate din bază slabă și acid puternic, are mediul acid* ($\text{pH} < 7$).

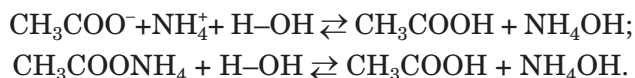
► În soluția apoasă, a cărei sare este Na_2S sau NH_4NO_3 – valoarea pH este mai mică decât 7?

Hidroliza sărurilor, care conțin cationi ai elementelor metale cu sarcinile +2 sau +3, au anumite particularități. La interacțiunea cu apa, de exemplu, a sării CuCl_2 unul din produsele reacției este așa-numita sare bazică:



Această sare este alcătuită din cationi hidroxo CuOH^+ și anioni Cl^- ; denumirea lor – hidroxoclorura de cupru(II). Deoarece echilibrul se deplasează în partea stângă, cu apa interacționează o parte neînsemnată de clorură de cupru(II), dar cantitatea mică de sare Cu(OH)Cl , care se formează, se află în stare dizolvată¹.

Hidroliza sărurilor, formate din bază și acid slabi. Hai să cercetăm hidroliza sării de acest tip pe baza exemplului de acetat de amoniu $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Cationii NH_4^+ și anionii CH_3COO^- ai acestei sări provin de la electroliți slabi, de aceea ambii ioni reacționează cu moleculele de apă. Ecuația hidrolizei acestei sări:



Soluția apoasă de acetat de amoniu are mediul neutru ($\text{pH} = 7$), deoarece gradul de disociere a acidului acetic și a bazei amonice este foarte mic și aproape același.

În dependență de proprietatea de disociere a electroliților slabi *mediul soluțiilor apoase de săruri, formate din baze și acizi slabi, poate fi neutru, mediul puțin bazic sau puțin acid.*

Unele săruri, care provin de la bază (hidroxid amfoater) și acizi slabi, se supun hidrolizei complete și ireversibile:



Atrageți atenția: în tabla solubilității (forța II) pătrățelele acestor săruri conțin semnul #. Să obținem acești compuși după reacția de schimb în soluții apoase este imposibil:

¹ A doua etapă de hidroliză a clorurii de cupru(II) ($\text{Cu(OH)Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl}$) nu decurge; sedimentul hidroxidul de cupru(II) nu se formează.



Din exemplele date de interacțiune a sărurilor cu apa reiese concluzia:

Hidroliza sării – este reacția sării cu apa, produsele căreia reprezintă compusul cu caracter bazic și compusul cu caracter acid.

Atitudinea față de apă a sărurilor formate din bază puternică și acid puternic. Compușii de acest tip se alcătuiesc din cationi și anioni, care nu intră în reacția chimică cu apa (aceasta reiese din materialul, redat în acest paragraf). De aceea sărurile NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, LiI și multe altele nu se supun hidrolizei. *Soluțiile apoase ale acestor săruri sunt neutre.*

Pentru ca să verificăm comportarea sărurilor în soluția apoasă, trebuie să efectuăm următoarea experiență.

LUCRAREA DE LABORATOR № 1

Determinarea pH-ului soluțiilor apoase de săruri cu ajutorul indicatorului

Încercați soluțiile apoase de clorură de sodiu, acetat de sodiu, clorură de amoniu și acetat de amoniu cu ajutorul foițelor de indicator universal.

Scrieți valoarea aproximativă a pH-ului soluției fiecărei săruri, întrebându-vă scara pH-ului de pe cutia de indicator universal.

Multe săruri numai parțial interacționează cu apa. Cu hidroliza lor, de obicei, se neglijează, realizând diferite reacții în soluții.

Influența condițiilor exterioare asupra decurgerii hidrolizei. Deoarece hidroliza, de regulă, este un proces reversibil, atunci factorii, care influențează asupra echilibrului chimic (§ 10), influențează și asupra interacțiunii sării cu apa.

Conform principiului Le Chatelier, adăugarea apei (formarea soluției diluate) sau ridicarea temperaturii deplasează echilibrul în partea reacției directe – hidroliza sării sporește (aceasta este – reacție endotermică). Și invers, hidroliza slăbește, dacă adăugăm la amestecul reactant unul din produse – acid sau bază, și, de asemenea, micșorăm temperatura.

Hidroliza sărurilor în sol. Mici cantități ale unor săruri se conțin în soluția de sol. Hidrolizelor, într-o măsură neînsemnată, influențează asupra pH-ului solului. De exemplu, sărurile de Sodiu și Potasiu, ce provin de la acizii organici, duc la formarea mediului bazic slab în soluția de sol, iar sulfații de Aluminiu și Fier fac o contribuție la aciditatea solurilor.

CONCLUZII

Hidroliza sărurilor reprezintă reacția de schimb dintre sare și apă cu formarea compusului cu caracter acid. Cu apa interacționează sărurile, care provin de la o bază slabă sau /și acid slab. Mediul soluțiilor apoase de săruri poate fi acid, bazic sau neutru.

Hidroliza majorității sărurilor este reacție reversibilă; echilibrul chimic este deplasat în partea stângă, în partea formării apei.

?

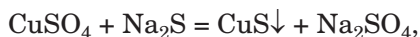
89. În ce constă scopul hidrolizei sării?
90. Din șirul dat, alegeți formulele sărurilor, care se supun hidrolizei: BaCl_2 , KNO_3 , HCOONH_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 .
91. Indicați răspunsul corect în ceea ce privește cantitatea de ioni în soluția apoasă de sulfat de fier(II) și lămuriți alegerea voastră:
 - a) cationi de Fe^{2+} sunt mai puțini, decât ioni- sulfat;
 - b) ioni sulfați sunt mai puțini, decât cationi de Fe^{2+} ;
 - c) ioni Fe^{2+} și SO_4^{2-} – aceeași cantitate;
 - d) ioni H^+ și OH^- – aceeași cantitate.

92. Care efect extrior sau lipsa lui ne mărturisește despre aceea, că ionul CO_3^{2-} în timpul hidrolizei carbonatului de sodiu se combină cu un ion H^+ , dar nu cu doi?
93. Înscrieți în locul punctelor în ecuația ionico-moleculară formulele ionilor respectivi:
- $\text{Al}^{3+} + \text{H-OH} \rightleftharpoons \dots + \dots$;
 - $\text{PO}_4^{3-} + \text{H-OH} \rightleftharpoons \dots + \dots$.
94. Alcătuiți câte două ecuații moleculare, care corespund fiecărei ecuații ionico-moleculare:
- $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$;
 - $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$.
95. Alcătuiți ecuațiile moleculare și ionico-moleculare de hidroliză a următoarelor săruri:
- acetat de bariu;
 - nitrat de plumb.
96. Scrieți formulele a câteva săruri, pentru care nu se poate determina solubilitatea din cauza hidrolizei (găsiți în tăblița solubilității semnul „#”). Lămuriți, de ce fiecare sare interacționează cu apa.

PENTRU CEI ISCODITORI

Despre unele excepții din reguli

Oare toate sărurile, care provin de la bază slabă sau acid slab, se supun hidrolizei? Reiese, că nu toate. Dacă la soluția de sulfat de cupru(II) de adăugat soluție de sulfid de sodiu, atunci se formează sediment negru sulfidul de cupru(II)



dar nu sediment albastru hidroxidul de cupru(II), care era unul din produsele hidrolizei complete a sării CuS .

Printre sărurile, formate din baze slabe și acizi slabi, sunt multe minerale – carbonați (de exemplu, PbCO_3 , FeCO_3), sulfiți (SnS_2 , CoS și altele), silicați (MnSiO_3 , Zn_2SiO_4 etc.). În decursul milioaneilor de ani ele au contactat cu apa, cu aerul umed, dar nu s-au supus hidrolizei și au rămas neschimbate.

Cauza stabilității față de apă a unor săruri, formate din baze slabe și acizi slabi, este solubilitatea lor foarte mică. Concentrația mizeră de ioni în soluția acestui compus, care este cu mult mai mică, decât concentrația ionilor H^+ și OH^- în apă, nu duce la hidroliză (echilibrul chimic respectiv complet este deplasat în partea formării sării). Exemple adăugătoare de săruri cu proprietăți analogice voi puteți găsi în tăblița solubilității.

13

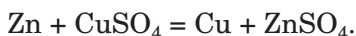
Elementul galvanic – sursa chimică de curent electric

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre sursele chimice de curent;
- să înțelegeți, de ce în elementul galvanic apare curent electric.

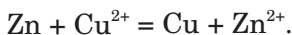
Voi știți deja reacțiile care se numesc de oxido-reducere. În timpul decurgerii lor, unele particule (atomii, moleculele, ionii) pierd electroni, iar altele îi adaugă. La reacțiile de oxido-reducere aparțin, în deosebi, reacțiile metalelor cu sărurile.

Dacă scufundăm o placă de zinc în soluția de sulfat de cupru(II), se va începe reacția



Zincul tratat „se va dizolva”, și cupru se va depune pe placă, dar posibil, și să cadă de pe placă și să se lase la fundul vasului. Despre asemenea reacții permanent se spune, că cel mai activ metal „substituie” din sare pe cel mai puțin activ.

Ecuatia ionico-moleculară a acestei reacții:



Atomii de Zinc joacă rolul de reducător, cedează electronii și se transformă în cationi ($\text{Zn} - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$). Ionii de Cupru – oxidant; ei adaugă electronii și se transformă în atomi ($\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$).

- Care proces este de oxidare, și care – de reducere?

Chimistul englez Frederic Daniel (1790 – 1845) a încercat „să despărțească” ambele procese – oxidare și reducere. El a turnat într-un vas soluție de sulfat de zinc și a scufundat în ea

o placă de zinc, iar alt vas l-a umplut cu soluție de sulfat de cupru(II) și a îndrodus în ea o placă de cupru. Apoi învățatul a unit plăcile cu o tijă de sârmă, a conectat galvanometrul, și în ambele soluții a introdus un tub îndoit („un podeț electrolitic”), umplute cu un amestec gelatinos, care conținea soluție de electrolit – săruri ale elementului alcalin (fig.18). Galvanometrul a fixat apariția în tija de sârmă a curentului electric: electronii de la zinc se mișcă spre cupru. Zincul „s-a dizolvat” în soluția de sulfat de zinc; atomii de metal s-au transformat în cationii de Zn^{2+} . Masa plăcii de cupru s-a mărit în urma transformării ionilor de Cu^{2+} , care erau în soluția de sulfat de cupru(II), în atomii de cupru, care s-au depus pe placă.

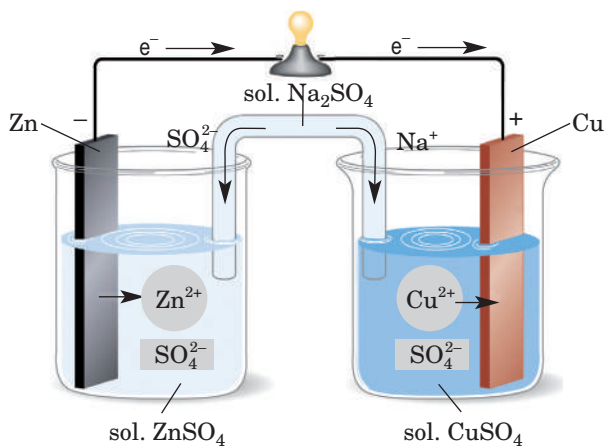


Fig. 18. Schema elementului galvanic Daniel (galvanometrul este înlocuit printr-un bec electric)

Aparatul descris a obținut denumirea de *element galvanic*¹. În el energia transformării chimice (reacției exotermice de oxido-reducere) s-a transformat în energie electrică. Elementul galvanic Daniel producea curent electric continuu;

¹ De la numele învățatului italian L. Galvani (1737 – 1798), care studia procesele în organismele vii, legate de electrică.

pe placa de zinc (anod) era sarcina negativă electrică, iar la cupru (catod) – sarcina pozitivă.

Aparatele, care produc curent electric în rezultatul decurgerii în ele a reacțiilor de oxido-reducere, se numesc *surse chimice de curent*.

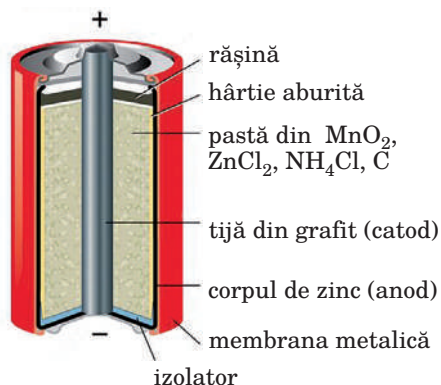
Podetul electrolitic nu numai asigură contactul electric între două soluții. În timpul funcționării elementului galvanic în soluția de sare CuSO_4 se micșorează cantitatea de cationi Cu^{2+} , iar în soluția de sare ZnSO_4 se mărește cantitatea de cationi Zn^{2+} . Acest podeț menține electroneutralitatea soluțiilor, furnizând cationi Na^+ în soluția de CuSO_4 și anioni SO_4^{2-} în soluția de ZnSO_4 (fig. 18).

Dacă de alcătuit câteva elemente galvanice, asemenea cu elementul Daniel, cu aceleași catode (de exemplu, de cupru), dar cu anodi diferiți, atunci vom afla așa o dependență: *cu cât este mai activ metalul de la anod, cu atât mai mare tensiune electrică formează elementul galvanic. De aceea, șirul activității metalelor se numește șirul electronegativității.*

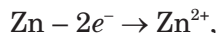
Este clar, că întrebuintarea elementului Daniel în practică nu este comodă. În sec. XIX au fost inventate așa-numitele *elemente galvanice uscate*. Ele conțineau amestec de substanțe în formă de pastă (umede), dar nu soluții.

Cele mai răspândite printre elementele galvanice de acest tip este elementul mangan-zinc, pentru prima dată el a fost confecționat de către inginerul francez Georges Leclanche în anul 1865. Corpul lui (fig. 19) este confecționat din zinc, care îndeplinește funcția de anod (acesta este polul negativ al sursei de curent). Înăutru se conține o pastă umedă din oxid de mangan(IV) MnO_2 , clorură de zinc ZnCl_2 , clorură de amoniu NH_4Cl și praf de grafit. În pastă este scufundată o tijă din grafit, care reprezintă catodul (în el – polul pozitiv). Elementul galvanic este sigilat cu rășină.

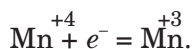
Fig. 19. Varianta contemporană a elementului galvanic Leclanche



În timpul lucrului acestei surse chimice de curent au loc următoarele procese. Zincul se oxidează:



ca rezultat, corpul elementului galvanic din interior treptat se distruge. Pe grafit se reduce Manganul după schema redusă



La polurile elementului Leclanche apare presiunea de 1,5 W. Dacă succesiv vom uni câteva asemenea elemente (catodul primului element – cu anodul de la al doilea element, catodul elementului al doilea – cu anodul al treilea ș. a. m. d.), atunci se va forma un acumulator. Presiunea la polurile lui va fi egală cu suma presiunilor elementelor galvanice.

În ultimul deceniu o cerere considerabilă o au sursele chimice compacte de curent cu o perioadă îndelungată de lucru. Majoritatea din ele o au anozii de zinc. În elementul galvanic de zinc-arging (fig. 20), în afară de zinc, se conține oxid de argint(I) Ag_2O și hidroxid de potasiu. În timpul lucrului său decurge reacția de oxido-reducere



Acumulatorul poate fi aplicat numai o singură dată. Există surse chimice de curent, care peri-

Fig. 20.
Acumulator
pentru ceas
(mărit)



odic se încarcă de la rețeaua electrică și se aplică din nou. Acestea sunt acumuloarele. Ele se conțin în telefoanele mobile, laptopuri, aparate foto, vehicule.

Cele mai răspândite acumuloare sunt cele de plumb, sau acide (fig. 21). Lucrul lor se bazează pe reacția reversibilă

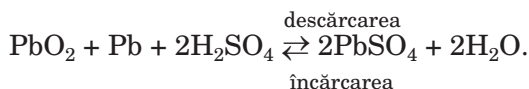


Fig. 21.
Acumulator
de plumb



Unele surse chimice de curent, confecționate în a doua jumătate a sec. XX, conțineau compuși de Cadmiu, Mercur, unele alte elemente, care sunt toxice. În prezent, ele nu se confecționează, dar la acumuloarele moderne se poate vedea marcat „Cd – 0 %”, „Hg – 0 %”.

În legătură cu aplicarea intensivă a surselor chimice de curent, a devenit actuală problema de utilizare a lor. În multe țări, de asemenea și în Ucraina, acumuloarele folosite se strâng; recipiente pentru ele sunt repartizate în supermarketuri, întreprinderi de învățământ (fig. 22). La întreprinderile specializate de acumuloare se retrage zincul, alți compuși.

Fig. 22.
Recipient pentru
acumuloarele
folosite



CONCLUZII

Aparatele, care produc curent electric în rezultatul decurgerii în ele a reacțiilor de oxido-reducere, se numesc surse chimice de curent. La ele aparțin elementele galvanice. Principalii componenți ai lor sunt metalul activ, care joacă rolul de reducător, și unii compuși oxidanți.

Elementul galvanic reprezintă baza acumuloarelor. Alt tip de sursă chimică de curent sunt acumuloarele. Datorită decurgerii reacției de oxido-reducere reversibile ele pot fi încărcate de multe ori.

Crescând, întrebuițarea surselor chimice de curent necesită configurarea sferei de aplicare a lor.

?

97. Propuneți două elemente galvanice, asemănătoare cu elementul Daniel, în unul din care electrodul de nichel reprezintă catodul, iar în altul – anodul.
98. Ce se întâmplă, dacă elementul Daniel îl schimbăm astfel: soluțiile de sulfatați de Zinc și Cupru(II) să fie turnate într-un vas, în care să fie scufundați electrozi de zinc și cupru? Oare va funcționa asemenea element?
99. De ce, după părerea voastră, nu sunt elemente galvanice de tipul Leclanche cu anodul de calciu, deoarece ele produc o cantitate mai mare de curent, decât elementele cu anodi de zinc?

100. Plăcile de cupru și zinc ale elementului Daniel au masele inițiale de 20 g fiecare. În timpul lucrului elementului, masa plăcii de cupru s-a mărit cu 12,8 %. Care a devenit masa plăcii de zinc?
101. În elementul Leclanche masa zincului s-a micșorat cu 0,26 g. Ce masă de oxid de mangan(IV) s-a supus transformării chimice?

PENTRU CEI ISCODITORI

Proteinele-catalizatori – una din prioritățile științei chimiei contemporane

Voi știți deja, că se numesc catalizatori substanțele, care măresc viteza reacției chimice. Printre ele sunt unele metale, apa, un șir de oxizi ai elementelor metale. Studiind compușii organici, ați aflat despre fermenți – catalizatori, care au natură proteică.

În anul 2018 profesoara Institutului de tehnologii din California, Francis Arnold, a primit Premiul Nobel pentru inventarea tehnologiei „evoluție îndreptată” a catalizatorilor proteici (fig. 23). Împreună cu colegii săi, ea a dezvoltat o metodă de introducere a schimbărilor în DNA a proteinilor, în rezultatul cărora celula produce noi fermenți, ce pot îndeplini funcția de catalizatori în diferite reacții.



Fig. 23.
Francis Arnold

Sfera de întrebuințare a rezultatelor experiențelor F. Arnold este foarte largă – sinteza biocombustibilului și biocarburaților, detergenți cu aditivi biologici, preparate farmaceutice, alți compuși organici. Catalizatorii proteici „proiectați” deschid perspectivele de formare a noilor procese tehnologice, posibilitatea înlocuirii catalizatorilor toxici cu cei de siguranță.

Capitolul 4

Substanțele neorganice și proprietățile lor

În acest capitol, este redat materialul, care cuprinde substanțele simple metale și nemetale, și, de asemenea, cei mai importanți compuși ai elementelor metale și nemetale. Este atrasă atenția la elementele chimice, particularitățile structurii electronice a atomilor elementelor metale și nemetale, răspândirea elementelor în natură. În afară de aceasta, veți afla despre sferele de aplicare a metalelor și aliajelor lor, veți obține informație despre îngrășămintele minerale și materialele silicate.

14 Elementele nemetale

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți repartizarea elementelor nemetale în sistemul periodic;
- să formați închipuiri despre răspândirea acestor elemente în natură;
- să sistematizați particularitățile structurii electronice a atomilor și ionilor elementelor nemetale.

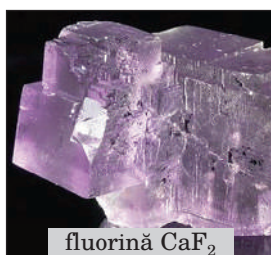
Elementele nemetale, răspândirea lor în natură. Elementele nemetale sunt repartizate în grupele III–VIII subgrupele principale ale sis-

temului periodic¹ și ocupă partea dreaptă a variantei lungi:

elementele s												elementele p					
H		elementele d										(H)	He				
												B	C	N	O	F	Ne
													Si	P	S	Cl	Ar
														As	Se	Br	Kr
															Te	I	Xe
																At	Rn
																	Og
elementele f																	

Pe planeta noastră elementele nemetale sunt mai răspândite, decât metalele. Atmosfera se alcătuieste, în special, din nitrogen și oxigen – substanțe simple ale Nitrogenului și Oxigenului. În aer sunt impurități de gaze inerte, vapori de apă, dioxid de carbon și unii alți compuși ai elementelor nemetale. Principalul component al hidrosferei este apa. În ea sunt gazele dizolvate, care intră în componența aerului, de asemenea, sărurile acizilor clorhidric, carbonic, sulfatic și altor acizi. În litosferă se conțin aproape 90 de elemente chimice, însă mai mult sunt răspândite elementele nemetale. Ele împreună cu elementele metalice formează o cantitate mare de minerale (fig. 24).

Fig. 24. Minerale



fluorină CaF_2



gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



calcozin Cu_2S

¹ Elementul №1 Hidrogenul este repartizat în prima și a șaptea grupă.

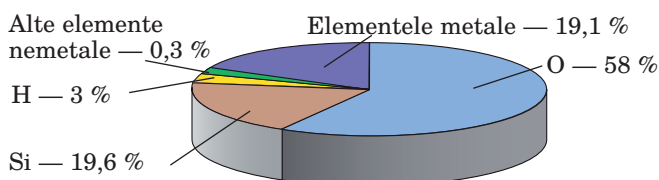
În organismele vii sunt, în special, substanțe organice și apă, aceste sunt compuși ai elementelor nemetale.

Răspândirea elementelor chimice se apreciază comparând cantitatea lor de atomi.

Raportul dintre cantitatea de atomi a elementului către cantitatea de atomi a tuturor elementelor într-un anumit mediu se numește *partea atomică a elementului*.

Părțile atomice se exprimă în procente (fig. 25).

Fig. 25.
Părțile atomice ale elementelor în litosferă



Atomii și ionii elementelor nemetale.

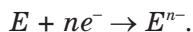
Luând în vedere structura electronică a nivelului energetic exterior al atomilor, majoritatea elementelor nemetale aparțin la elementele *p*, iar Hidrogenul și Helium sunt elemente *s*.

► Câți electroni pot fi situați pe nivelul energetic exterior al atomilor de elemente nemetale? Dați exemple.

Este interesant de știut

Cele mai răspândite elemente în Univers sunt Hidrogenul (92 % din toți atomii) și Helium (7 %).

Caracteristic pentru elementele nemetale este adiționarea electronilor de către atomii săi pentru complectarea subnivelului *p* al nivelului energetic exterior; în rezultat se obțin anionii:



► Scrieți schema de transformare a atomului de Oxigen în ion, aplicând formulele electronice ale particulelor.

Anionii elementelor nemetale împreună cu cationii elementelor metale intră în componența

compușilor ionici binari – oxizilor bazici și amfoateri (de exemplu, Li_2O , Al_2O_3), sărurilor (NaF , K_2S), alte substanțe (CaH_2 , Mg_3N_2).

► Numiți elementul nemetalic, care formează nu numai anion, dar și cation.

În moleculele multor substanțe (H_2 , HF , CO_2 , H_2SO_4 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ș.a.) se conțin atomii elementelor nemetale, uniți prin legături covalente.

► Comparați particularitățile legăturii covalente în moleculele de hidrogen și dioxid de carbon.

CONCLUZII

Elementele nemetale sunt situate în partea dreaptă a variantei lungi a sistemului periodic în grupele III – VIII a subgrupelor principale. În natură ele sunt răspândite după elementele metale.

Răspândirea elementului chimic se determină cu ajutorul părții atomice a lui – raportul dintre cantitatea de atomi a elementului către cantitatea de atomi a tuturor elementelor într-un anumit mediu.

Atomii elementelor nemetale au capacitatea să adăuneze electroni și să se transforme în anioni.

?

102. În care grupă (grupe) a sistemului periodic se conțin cele mai multe elemente nemetale, și în care – cele mai puține?
103. După materialele din internet și altele surse de informații, pregătiți un mesaj despre rolul Fluorului, Iodului și Fosforului în organismul omului.
104. Ce structură – moleculară sau ionică – are fiecare din substanțele cu următoarele formule: LiCl , HCl , NaH , Na_2S , MgO , CO , NF_3 , CaF_2 ?
105. În litosferă, la fiecare din cei 58 de atomi de Oxigen le revine 19,6 atomi de Siliciu (fig. 25). Calculați raportul maselor de Oxigen și Siliciu în litosferă.

106. Elementul X formează doi compuși cu Sulfur, în care posedă valoarea valenței 3 și 5. Părțile de masă a Sulfurului în acești compuși se raportează ca 1 : 1,323. Determinați elementul X și scrieți formulele compușilor.

15 Nemetale

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți datele despre cele mai importante nemetale;
- să aflați despre fenomenul alotropie;
- să înțelegeți, prin ce se pot deosebi substanțele simple de elementul chimic;
- să obțineți informație despre răspândirea nemetalelor în natură.

Elementele nemetale formează substanțe simple, denumirea generală a cărora este – nemetale (fig. 26). Ele, de cele mai multe ori, se deosebesc de metale după aspectul exterior, proprietăți fizice, adesea – după starea de agregare în condițiile obișnuite. Aceste deosebiri sunt cauzate de particularitățile structurii nemetalelor.

Structura nemetalelor. O parte din nemetale au structură atomică. Din atomi individuali se alcătuiesc gazele inerte – heliul, neonul, argonul, criptonul, xenonul și radonul. În grafit, diamant, siliciu, bor, fosforul roșu, atomii se combină unul cu altul.

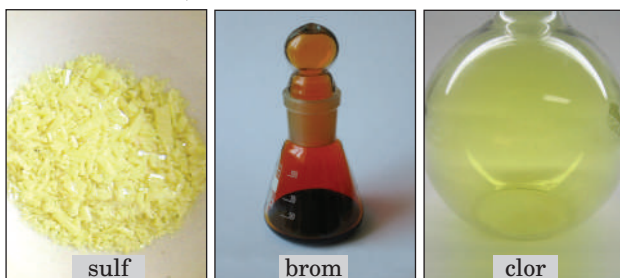


Fig. 26.
Nemetale

Altele nemetale – substanțe moleculare. Voi știți deja, că există nemetale, care se alcătuiesc din molecule diatomice. (Numiți aceste substanțe.) Majoritatea cantității de atomi se conține în moleculele de ozon O_3 , forfor alb P_4 , sulf S_8 .

Atomii în nemetale sunt uniți prin legături covalente nepolare – simple, uneori duble, triple.

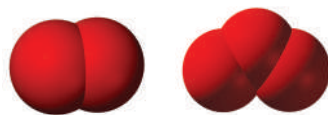
Alotropia. Pentru unele elemente nemetale se cunosc câte două sau mai multe substanțe simple.

Fenomenul formării unui element a câteva substanțe simple se numește *alotropie*¹.

Substanțele simple ale unui element (ele se numesc modificări alotropice) se deosebesc între ele prin structură, prin cantitatea de atomi în molecule, prin felul de combinare a lor. Aceasta influențează asupra proprietăților fizice ale substanțelor, dar, în unele cazuri, și asupra activității lor în reacțiile chimice.

Substanțele simple ale Oxigenului. Pentru Oxigen există două substanțe simple – *oxigen* O_2 și *ozon* O_3 (fig. 27). Ozonul, spre deosebire de oxigen, are miros, este toxic; temperaturile de topire și fierbere sunt mai înalte, decât la oxigen. El posedă o activitate chimică cu mult mai mare.

Fig. 26.
Modele la scară
ale moleculelor
de O_2 și O_3



Substanțele simple ale Carbonului. Denumirea generală a substanțelor simple ale Carbonului este *carbonul*. Printre ele sunt substanțe cu structură atomică – *diamantul* și *grafitul*, de asemenea, substanța moleculară *fulerena* (fig. 28). Molecula de fulerenă se alcătuiește din 60 atomi².

¹ Termenul provine de la cuvintele grecești *allos* – altul și *tropos* – loc.
² Sunt obținute, de asemenea, substanțe simple, moleculele cărora conțin 70 și mai mulți atomi de Carbon.

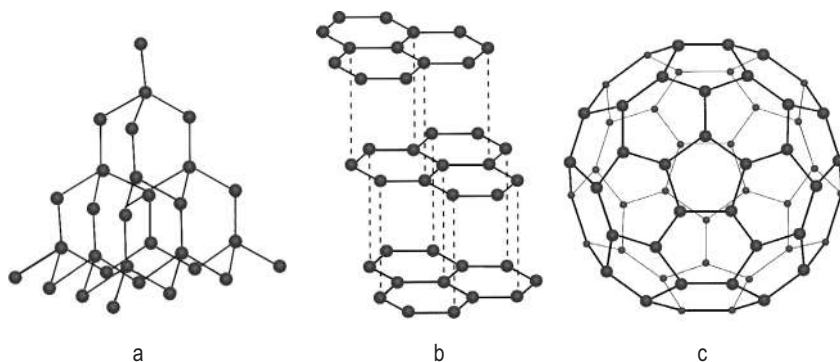


Fig. 28.
Structura
substanțelor simple
ale Carbonului:
a – fragment al
rețelei cristaline a
diamantului;
b – fragment al
rețelei cristaline a
grafitului;
c – modelul mole-
culei de fulerenă

Diamantul – o substanță cristalină incoloră, care nu conduce curent electric și este cea mai dură printre substanțele naturale. În diamant fiecare atom de Carbon se combină prin legături covalente simple cu alți patru atomi (fig. 28, *a*).

Grafitul – o substanță gri-închisă cu luci metalic slab, care conduce curent electric. Grafitul are o structură stratificată (fig. 28, *b*). Legătura între atomi se realizează numai în strat, care amintește fagure de albiși. Fiecare atom de Carbon este unit cu alți trei atomi prin legături covalente simple cu participarea a trei electroni de valență. Al patrulea electron trece de la un atom la altul în strat (se aseamănă cu sistemul electronic în molecula de benzen). Acești electroni cauzează conductibilitatea electrică a grafitului. Datorită structurii stratificate, grafitul este destul de moale. Când scriem cu creionul, straturile de atomi ale Carbonului ușor se desfac unul de altul și rămân pe hârtie.

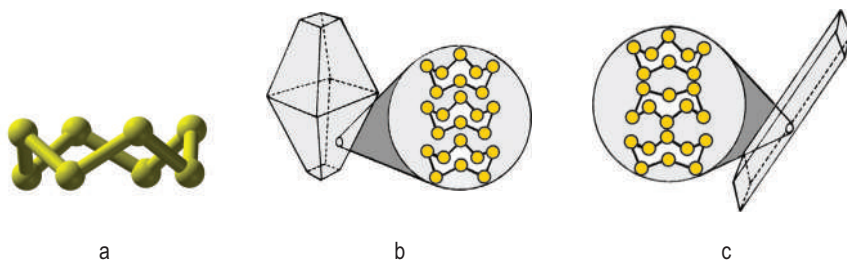
Molecula de fulerenă C_{60} amintește o minge de fotbal, cusută din 20 hexagoane și 12 penta-goane (fig. 28, *c*).

Uneori, la substanțele simple de Carbon aparține cărbunele, necătând că în el, în afară de atomii de acest element, se conțin și alți atomi. Substanța, care aproape în întregime este alcătuită din atomi de Carbon, se poate

obține prin încălzirea lemnului la temperatură înaltă și în lipsă de aer. Lemnul treptat se rumenește, dar din reactor se degajă vaporii de apă și substanțele gazoase cu un miros neplăcut. După experiență rămâne substanța poroasă de culoare neagră – așa-numită cărbune de lemn. Atomii Carbonului sunt situați în ea haotic; de aceea ea este numită carbon amorf.

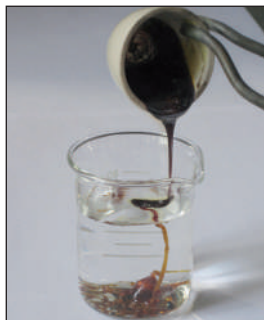
Fig. 29. Model sferico-cilindric al moleculei de S_8 (a). Structura cristalelor de sulf rombic (b) și monoclinic (c)

Substanțele simple ale Sulfului. Acest element formează două foarte asemănătoare substanțe simple cristaline – sulful monoclinic și rombic. În ele se conțin aceleași molecule S_8 , iar ordinea de repartizare a substanței în cristale este diferită (fig. 29).



Dacă sulful îl vom topi, să-l încălzim aproape până la fierbere, apoi lichidul îl vom turna în apă rece, atunci el se va răci într-o masă, care ne amintește plastilina. Aceasta reprezintă – sulful plastic (fig. 30), care se alcătuiește din molecule în lanț S_4 , S_6 , ș. a. Cu timpul, aceste molecule se distrug, se formează molecule ciclice S_8 , și sulful plastic treptat se transformă în sulf rombic solid și fragilă.

Fig. 30. Formarea sulfului plastic



Substanțele simple ale Fosforului.

Elementul de Fosfor formează câteva substanțe simple. Cele mai importante sunt fosforul alb și roșu. Fosforul alb se alcătuieste din molecule P_4 , iar roșu – din atomii uniți între ei (fig. 31). Fosforul alb, spre deosebire de cel roșu, are miros de usturoi, foarte toxic și chimic activ. La încălzire în aer până la $50\text{ }^\circ\text{C}$ el se aprinde, dar în condiții obișnuite se oxidează cu degajare de energie sub formă de lumină (de aceea el se păstrează sub apă).

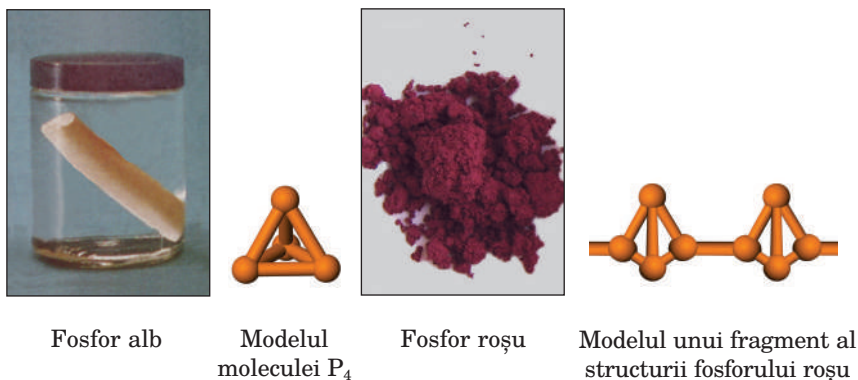
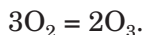


Fig. 31.
Substanțele simple ale Fosforului

Răspândirea nemetalelor în natură. Voi știți deja, că nitrogenul și oxigenul sunt componenții principali ai aerului. Aerul conține, de asemenea, cantități mici de gaze inerte, printre care cel mai mult este argonul. În straturile superioare ale atmosferei predomină gazele ușoare hidrogenul și heliul.

În atmosferă se conține, de asemenea, o cantitate mică de ozon, care este concentrat în așa-numitul strat de ozon la înălțimea de la 20 până la 25 km. Acest gaz se formează din oxigen sub influența radiației cosmice sau a descărcărilor electrice (când fulgeră):



Deoarece moleculele de ozon sunt nestabile, decurge reacția reversibilă cu absorbirea parțială a razelor ultraviolete ale luminii solare, dăunătoare pentru organismele vii.

Procesele de formare și descompunere a ozonului se compensează unul pe altul. Însă uneori stratul de ozon suportă distrugere parțială. Unul din aceste motive este interacțiunea ozonului cu substanțele de proveniență industrială. În prezent se realizează măsuri, îndreptate spre ocrotirea stratului de ozon.

În litosferă se întâlnesc trei nemetale – sulf, grafit și diamant. În Ucraina sunt zăcăminte de sulf (în regiunile Lvov, Ivano-Frankovsk și Ternopol) și grafit (în regiunile Kirovograd și Zaporijia).

► De ce, după părerea voastră, în natură nu sunt halogeni – fluor, clor, brom, iod?

CONCLUZII

Nemetale sunt substanțele elementelor nemetale. Unele elemente nemetale formează câteva substanțe simple, care se deosebesc după structură și proprietăți fizice. Asemenea fenomen se numește alotropie.

Majoritatea nemetalelor au structură moleculară, iar unele se alcătuiesc din atomi.

Nemetalele sunt răspândite în natură. Componentii principali ai aerului sunt nitrogenul și oxigenul, în litosferă se întâlnește sulful, grafitul, diamantul.

O cantitate mică de ozon în atmosferă este concentrată în așa-numitul strat de ozon și reține partea periculoasă a razelor ultraviolete ale luminii solare.

?

107. Indicați afirmația, în care se vorbește despre elementele-halogeni sau despre halogeni ca substanțe simple:
- a) toți halogenii sunt colorați;
 - b) halogenii intră în componența compușilor, denumirea generală a cărora este halogenuri;
 - c) halogenii sunt nemetale active;
 - d) electronegativitatea halogenilor este destul de înaltă.

108. Prin ce se deosebesc între ele substanțele simple: a) Oxigenul; b) Carbonul?
109. Caracterizați legătura chimică în molecula de S_2 (din asemenea molecule se alcătuiește sulfurul gazos la temperatură foarte înaltă).
110. Care proprietăți ale grafitului cauzează aplicarea lui la practică? Lămurii aceste proprietăți ale substanței, reieșind din structura ei.
111. Cum se poate de lămurit faptul, că fosforul alb posedă o activitate chimică mai mare, decât fosforul roșu? Oare trebuie de așteptat o asemenea deosebire în ceea ce privește activitatea la sulfurul rombic și monoclinic?
112. Ce cantitate de substanță se conține: a) în 0,48 g ozon; b) în 4,48 l argon (c. n.)? (Oral.)
113. Partea de masă a ozonului în amestecul cu oxigenul constituie 7,2 %. Calculați partea de volum a ozonului în acest amestec.

16

Proprietățile fizice ale nemetalelor. Adsorbția

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți proprietățile fizice ale unor nemetale;
- să aflați despre fenomenul adsorbției;
- să obțineți informație despre adsorbenți și aplicarea lor.

Proprietățile fizice ale nemetalelor.

Nemetalele se deosebesc unul de altul într-o măsură mai mare după proprietățile fizice, comparativ cu metalele. Aceasta este clar, deoarece o parte din nemetale au structură moleculară, restul sunt alcătuite din atomi – fragmentați sau combinați împreună prin legături covalente, atunci când structura metalelor se bazează pe legătura metalică.

Pentru nemetale sunt caracteristice temperaturi de topire și fierbere nu prea înalte (excepție – borul, siliciul, grafitul, diamantul¹).

¹ Grafitul și diamantul nu se topesc; la încălzire puternică și în lipsă de aer diamantul se transformă în grafit, care la temperatura mai mult de 3700 °C din stare solidă trece în gazoasă.

Substanțele simple ale elementelor inerte, nitrogen, oxigen, ozon, hidrogen, fluor și clor în condiții normale sunt gaze, bromul – lichid, iar altele se află în stare solidă.

► Cum se poate de lămurit faptul, că temperatura de topire a bromului este mai înaltă, decât a clorului, iar a clorului – mai înaltă, decât a fluorului?

Nemetalele nu conduc curent electric (numiți o excepție), nu se dizolvă sau slab se dizolvă în apă. Clorul, bromul și iodul la dizolvarea în apă, parțial interacționează cu ea, iar fluorul foarte activ reacționează cu apa.

Adsorbția. Se știe, că cărbunele de lemn sunt capabile de a absorbi moleculele de gaz și ionii substanțelor din soluții. Aceste particule „intră” în numeroșii pori ai cărbunelui și rămâne acolo.

Fenomenul de adsorbție a moleculelor, ionilor de către stratul superior (de la suprafață) a substanței solide se numește *adsorbție*¹, iar substanța – adsorbent.

În unele cazuri, particulele absorbite rămân neschimbate (aceasta reprezintă adsorbția fizică), dar în altele cazuri – interacționează cu particulele adsorbentului (adsorbția chimică). În cazul adsorbției fizice, moleculele substanței pot fi înlăturate din adsorbent, de exemplu, încălzindu-l.

Cărbunele de lemn pentru mărirea cantității de pori se prelucrează cu vaporii de apă. Substanța obținută în așa mod se numește *cărbune activat*. El se folosește pentru purificarea apei, apelor uzate industriale și deșeurilor de gaze, și, de asemenea, ca medicament la intoxicații (fig. 32).

¹ Termenul provine de la cuvintele latine ad – pe, lângă și sorbere – a absorbi.

Fig. 32.
Cărbune activat
(medicament)



În timpul Primului război mondial, trupele germane foloseau împotriva trupelor britanice gazul toxic clor. Pentru protecție împotriva clorului și altor gaze periculoase pentru sănătate, chimistul rus M. D. Zelinski în anul 1915 a inventat masca de gaze (dig. 33). Aerul cu care respiră omul în masca de gaze, trece prin stratul cu cărbune activat, care se conține într-o cutie specială, și se curățește. Masca de gaze o folosesc pompierii, personalul de servicii de eliminare a situațiilor de urgență la obiectele industriale, la transportarea substanțelor periculoase.

Fig. 33.
Masca de gaze,
contemporană



LUCRAREA DE LABORATOR № 2

Cercetarea capacității de adsorbție a cărbunelui activat și medicamentele analogice

În trei eprubete s-au introdus câte o pastilă de cărbune activat. În două eprubete turnați apă. În una din ele adăugați câteva picături de tinctură de iod, iar în alta – 1 – 2 picături de soluție verde de briliant (preparat medicinal cu denumirea de „verdele de briliant”). În a

Fig. 34.
Începutul
experienței cu
determinarea
proprietăților
adsorbice ale
cărbunelui activat



treia eprubetă turnați soluție foarte diluată de permanganat de potasiu (fig. 34). Amestecați periodic conținutul fiecărei eprubete.

Oare se va schimba culoarea soluției? Dacă da, atunci cât de repede?

O experiență analogică se poate realiza cu preparatele medicinale, care conțin adsorbenți – lignină, enterosgel.

Este interesant de știut

Cu ajutorul adsorbției se curățește sângele de substanțele toxice. Denumirea acestui proces este hemosorbția.

În industrie, în afară de cărbune activat, ca adsorbenți se aplică silicagel, aerosil (ambele substanțe reprezintă hidrați ai oxidului de siliciu(IV) $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), unele minerale, care aparțin la silicați – sărurile acizilor silicici. Substanțele cu proprietățile adsorbice înalte se aplică în diferite filtre, pentru lichidarea poluării rezervoarelor de produse petroliere.

Adsorbenți se conțin în aparatele de uz casnic pentru purificarea apei, mijloacelor pentru eliminarea mirosului din frigidere (fig. 35). Pungile cu granule de silicagel se amplasează și în corpul instrumentelor științifice pentru absorbirea vaporilor de apă din aer.



Fig. 35.
Bile cu adsorbenți
ai mirosului

Procesele de adsorbție le cercetează chimiștii în multe laboratoare. Cea mai importantă instituție națională în acest domeniu este Institutul de chimie a suprafeței NAS din Ucraina în numele lui O. O. Chuika. Învățații au determinat, că cel mai bine ionii se adsorb cu ionii adsorbentului (zeoliții), dar moleculele – cu adsorbentii cu structură moleculară sau atomică.

CONCLUZII

Majoritatea nemetalelor se deosebesc după proprietățile fizice. Pentru ele sunt caracteristice temperaturile de topire și fierbere nu prea mari, și incapacitatea de a conduce curent electric.

Fenomenul de adsorbție a moleculelor, ionilor de către stratul superior (de la suprafață) a substanței se numește adsorbție. Cei mai importanți adsorbenți sunt cărbunele activat, silicagelul, unele minerale silicaticice.

?

114. Care este pricina posibilă, că borul și siliciul au temperaturi de topire înalte?
115. După materialele din internet, pregătiți un mesaj despre proprietatea fizică a siliciului, datorită căruia, acest nemetal se aplică în ingineria tehnică.
116. De ce în ecuațiile reacțiilor cu participarea carbonului această substanță se notează cu simbolul C, necătând că cărbunele nu este o substanță simplă a Carbonului?
117. Cum se poate de lămurit faptul, că unii silicați naturali, în comparație cu cărbunele activat, mai bine adsorb ionii?
118. S-au amestecat mase egale de hidrogen și ozon. Care sunt părțile de volum ale gazelor în acest amestec?
119. În 100 g de etanol la temperatura de 20 °C se dizolvă 27,1 g iod. Calculați partea de masă a iodului în soluția saturată a lui.

17

Proprietățile chimice și aplicarea nemetalelor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre rolul caracteristic al nemetalelor în reacțiile de oxido-reducere;
- să determinați oxidantul și reducătorul în reacțiile cu participarea nemetalelor;
- să obțineți informație despre sferele de aplicare a nemetalelor.

Este interesant de știut

Învățăatul francez A. Moissan în anul 1906 a primit Premiul Nobel la chimie pentru obținerea și cercetarea „celui mai agresiv” nemetal al fluorului.

Proprietățile chimice. Nemetalele au multe proprietăți chimice comune. Ele interacționează cu metalele, între ele, cu substanțele compuse ale diferitor clase. Aceste reacții aparțin la reacțiile de oxido-reducere.

Nemetalele ca oxidanți. Deoarece atomii elementelor de nemetale sunt capabili să adăuneze electroni, *pentru nemetale este caracteristic rolul de oxidant*. Cei mai activi oxidanți sunt substanțele simple ale celor mai electronegative elemente – fluor, ozon, oxigen, clor.

Nemetalele sunt oxidanți în toate reacțiile cu metalele. Majoritatea reacțiilor de acest tip decurg cu o viteză mare, cu degajare a unei cantități mari de căldură, uneori ivindu-se și flacăra. (fig. 36).

- ▶ Alcătuiți ecuațiile reacțiilor dintre litiu și sulf, aluminiu și oxigen.



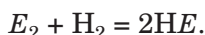
Fig. 36.
Arderea sodiului în clor

Este interesant de știut

Borul și siliciul nu interacționează cu hidrogenul. Însă compușii elementelor respective cu Hidrogenul sunt cunoscuți.

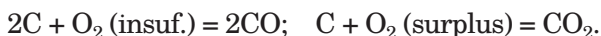
Rolul de oxidant îl îndeplinesc nemetalele și în reacțiile cu hidrogenul – substanța simplă a Hidrogenului, care are o electronegativitate destul de joasă. Atomii de Hidrogen, în aceste transformări chimice, pierd electroni și joacă rolul de reducători.

Cu cât este mai mare electronegativitatea elementului nemetal, cu atât mai activ reacționează substanța lui simplă cu hidrogenul. Un exemplu clar al acestei particularități este interacțiunea halogenilor cu hidrogenul. Ecuația generală a acestei reacții:



Fluorul reacționează cu hidrogenul cu explozie, clorul – cu un efect analogic, dar la iluminare (la întuneric clorul cu hidrogenul nu reacționează). Reacția bromului și iodului cu hidrogenul are loc numai la încălzire și nu duce la cheltuirea completă a substanțelor.

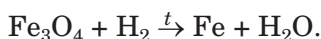
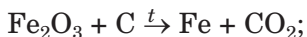
Nemetalele ca reducători. Determinarea proprietăților reducătoare trebuie să o așteptăm mai întâi de toate de la nemetale, care provin de la elementele nemetale mai puțin electronegative, – hidrogenul H⁺ și carbonul C. Aceste substanțe sunt reducători în reacțiile cu halogenii, oxigenul, sulfurul, nitrogenul. Hidrogenul, carbonul și multe alte nemetale ard în oxigen sau în aer. Produsele acestor reacții sunt oxizii. Dacă elementul nemetal are o valență variabilă, atunci în insuficiența de oxigen adesea se formează oxid cu un grad de oxidare mai mic al elementului, iar în surplus de oxigen – oxid superior:



Este interesant de știut

Hidrogenul și carbonul nu reacționează cu oxizii elementelor alcaline, Bariu, Aluminiiu.

Hidrogenul și carbonul, ca reducători, interacționează cu oxizii elementelor metale. Reacțiile respective se aplică în metalurgie. Pe baza lor se face sinteza fierului. Prezentăm schemele unor reacții, care se realizează la industriile metalurgice:



- Трансформаți schema reacției în ecuație chimică.

Aplicarea. Majoritatea nemetalelor sunt importante în practică. Cu ramura de aplicare a oxigenului voi ați făcut cunoștință în clasa a 7-a. Ozonul și clorul, din punct de vedere al proprietăților lor bactericide, se folosesc la dezinfectarea apei. Clorul reprezintă substanța inițială la sinteza înălbitorului, solvenților organici, mijloacelor de protecție a vegetațiilor de boli și dăunători.

Grafitul, datorită structurii stratificate, slujește ca material lubrifiant, dar conductibilitatea lui electrică ne dă posibilitatea să confecționăm contacte electrice și electrozi. Tijele din grafit se aplică în reactoarele nucleare. Praful de diamant se aplică în mașinile de șlefuit și tăiere (fig. 37). Prelucrând diamantele transparente, se obțin pietrele scumpe – diamantele propriu-zise.



Fig. 37.
Mașina de tăiat

Hidrogenul este materia primă pentru industria chimică și de rafinare a petrolului. Siliciul ca semiconductor se aplică în tehnologia electronică, panouri solare (fig. 38). Cu nitrogen, gazul chimic pasiv, sunt umplute retortele lămpilor electrice. Din nitrogen și hidrogen se obține amoniacul, dar din amoniac – acidul nitric, îngrășămintele nitrice. Nitrogenul, argonul și heliul se aplică în tehnică și cercetările științifice ca mediu gazos inert pentru preîntâmpinarea oxidării substanțelor în oxigenul din aer.

Sulfurul natural slujește ca substanță inițială la sinteza acidului sulfuric. Se adaugă în cauciuc



Fig. 38.
Panouri solare pe
acoperișul casei

pentru transformarea lui în gumă. Fosforul se aplică la sinteza chibriturilor.

- Soluția cărui nemetal reprezintă un mijloc de dezinfectare? Care este denumirea acestui mijloc și ce fel de solvent se conține în el?

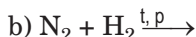
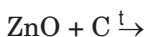
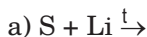
CONCLUZII

Nemetalele, în reacțiile chimice, sunt predominant, oxidanții. Ele interacționează cu metalele, între ele. Hidrogenul și carbonul, ca reducători, reacționează cu oxizii elementelor metale; cu ajutorul acestor reacții se obțin metalele.

Majoritatea nemetalelor se aplică în tehnică, industria chimică.

?

120. Care nemetal, în reacțiile chimice, este numai oxidant? Oare există nemetale, cărora le sunt caracteristice numai proprietățile reducătoare? Argumentați răspunsul.
121. Terminați de scris schemele reacțiilor și transformați-le în ecuații chimice:



122. Sulfurul intră în reacție cu hidrogenul și oxigenul. Scrieți ecuațiile chimice respective, alcătuiți schemele de oxidare și reducere. Ce rol îndeplinește Sulfurul în fiecare reacție?

123. Alcătuiți ecuația reacției fluorului cu apa, luând în considerare, că unul din produsele reacției este substanță simplă, răspândită în atmosferă.
124. Carbonul, la temperaturi înalte, reacționează cu vaporii de apă. Care substanțe trebuie să fie produsele acestei reacții – CO și H₂ sau CH₄ și O₂? Argumentați răspunsul, scrieți ecuația chimică respectivă.
125. Alcătuiți ecuația reacției clorului cu potasiu, cu zincul, aluminiul, siliciul, fosforul. Aveți în vedere, că Siliciul și Fosforul în produsele reacțiilor respective au gradele de oxidare superioare.
126. Scrieți, în locul punctelor, cifrele și cuvintele respective:
- $$\dots \overset{+5}{\text{I}_2} + \dots \text{HNO}_3 (\text{conc.}) = \dots \text{HIO}_3 + \dots \overset{\dots}{\text{NO}_2} \uparrow + \dots \text{H}_2\text{O}$$
- | | | | |
|---|----|-----|----------------|
| $\overset{\dots}{\text{N}}$ (oxidant) + ...e ⁻ = N | 1 | ... | procesul |
| $\overset{\dots}{\text{I}_2}$ (.....) - 2 · 5e ⁻ = ... $\overset{\dots}{\text{I}}$ | 10 | ... | procesul |
127. Transformați schemele reacțiilor în ecuații chimice, folosind metoda bilanțului electronic:
- a) Si + NaOH + H₂O → Na₂SiO₃ + H₂ ↑ ;
- b) S + H₂SO₄ (conc.) → SO₂ ↑ + H₂O.
128. Între doi halogeni cei mai activi pot decurge reacțiile cu formarea compușilor AB, AB₃ și AB₅. Descifrați formulele compușilor, înscrieți în ele simbolurile elementelor. Luați în vedere, că fiecare literă corespunde unui halogen anume. Lămuriți alegerea sa.

18 Compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să clarificați compoziția și denumirile compușilor elementelor nemetale cu Hidrogenul;
- să comparați și să lămuriți proprietățile fizice ale acestor compuși.

Compoziția și denumirea compușilor.

Compușii cu Hidrogenul sunt cunoscuți pentru majoritatea elementelor nemetale; ei nu sunt formați numai de elementele inerte (tăblița 6).

**Formulele și denumirea compușilor elementelor
nemetale cu Hidrogenul¹**

Perioade	Grupe				
	IV	V	VI	VII	VIII
2	C CH₄ metan	N NH₃ amoniac	O H₂O Apă	F HF fluorură de hidrogen	Ne —
3	Si SiH₄ silan	P PH₃ fosfin	S H₂S sulfură de hidrogen	Cl HCl clorură de hidrogen	Ar —
4		As AsH₃ arsin	Se H₂Se selenură de hidrogen	Br HBr bromură de hidrogen	Kr —
5			Te H₂Te telenură de hidrogen	I HI iodonură de hidrogen	Xe —

De alcătuit formula compusului elementului nemetal cu Hidrogenul este foarte ușor. Valoarea valenței elementului în asemenea compus constituie diferența dintre cifra 8 și cifra, cu care este egal numărul grupei sistemului periodic, în care se află elementul.

► Determinați gradele de oxidare ale elementelor din perioada a 3-a în compușii lor cu Hidrogenul².

**Compușii
elementelor
nemetale cu
Hidrogenul**



Formula generală a compușilor elementelor cu Hidrogenul se poate scrie prin două variante – **H_nE** și **EH_n**. Succesiunea de înscriere a elementelor în formula chimică a fiecărui compus se datorește tradiției: simbolurile elementelor din grupele VI și VII se plasează după simbolul Hidrogenului (H₂S), iar simbolurile elementelor altor grupe – înaintea lui

¹ Pentru Carbon, vă este cunoscut, există mulți compuși cu Hidrogenul; denumirea lor generală – hidrocarburi.

² Folosiți-vă de tabla electronegativității elementelor (Anexa 1).

(NH_3). Formulele generale ale compușilor elementelor nemetale ale fiecărei grupe cu Hidrogenul se indică în unele variante ale sistemului periodic în șir aparte (forzațul I).

Pentru compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul adesea se folosesc denumirile triviale (tăblița 6), uneori – chimice: HF – fluorură de hidrogen, HCl – clorură de hidrogen, H_2S – sulfură de hidrogen etc.

Structura. Compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul se alcătuiesc din molecule (fig.39); atomii în ei sunt uniți prin legături covalente. Dacă electronegativitatea elementului și a Hidrogenului sunt egale, atunci aceste legături sunt nepolare (de exemplu, în molecula PH_3), iar dacă sunt diferite – legăturile sunt polare.

Fig. 39.
Modele de scară ale moleculelor HCl, H_2S , NH_3 și CH_4



- Portretizați formulele electronice și grafice ale moleculelor HCl și SiH_4 . Arătați în formulele grafice deplasarea perechilor comune de electroni la atomii respectivi.

Dacă sarcinile pozitive și negative, care apar la atomi după deplasarea perechilor comune de electroni, sunt repartizate uniform în moleculă, atunci ea este nepolară (de exemplu, molecula de CH_4). În alt caz, molecula, într-o parte, are o sarcină neînsemnată negativă, iar în partea opusă – sarcină pozitivă. Asemenea moleculă este polară; ea se numește dipol. Polare sunt moleculele HF, H_2O , NH_3 (fig. 39) și altele.

- Demonstrați că molecula de apă este polară.

Proprietățile fizice. Compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul, sunt dați în tăblița 6,

în condiții obișnuite¹ sunt gaze, iar apa – lichid. Fluorura de hidrogen la temperatura de 19,5 °C trece din stare lichidă în stare gazoasă. Printre hidrocarburi sunt gaze (compușii cu masele moleculare relative nu prea mari), lichide și substanțe solide.

Temperaturile de topire și fierbere a compușilor cu Hidrogenul a elementelor din fiecare grupă a sistemului periodic cresc odată cu mărirea maselor moleculare relative². Însă compușii elementelor din perioada a doua – apa, amoniacul și fluorura de hidrogen – „ies” din această dependență (fig. 40). Temperaturile lor înalte anormale de topire și fierbere sunt cauzate de existența legăturilor de hidrogen între molecule (fig. 41).

Fig. 40. Dependența temperaturii de fierbere a compușilor elementelor din grupa a VII cu Hidrogenul de valoarea maselor lor moleculare relative

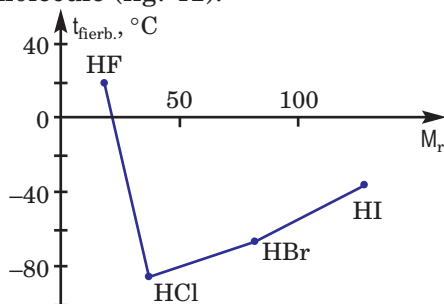


Fig. 41. Legăturile de hidrogen în fluorura de hidrogen lichid



Compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul sunt incolore, unii au miros specific – neplăcut, uneori înțepător. Majoritatea substanțelor sunt toxice.

Cea mai mare solubilitate în apă o au halogenii (compușii halogenilor cu Hidrogenul) și amoniacul. De exemplu, într-un litru de apă în condiții normale (0 °C, 760 mm col. mer.) se dizolvă aproximativ 500 l de gaz de clorură de hidrogen sau aproape 1000 l

¹ Adică la temperatura de 20 °C și presiunea de 760 mm col. mer.

² Vă este cunoscută o dependență analogică a alcanilor C_nH_{2n+2} .

de gaz amoniac. La aceasta contribuie formarea legăturilor de hidrogen între moleculele de apă și acestor compuși, și, de asemenea, disociația moleculelor de halogenuri de hidrogen în soluție apoasă.

Pentru confirmarea solubilității înalte a clorurii de hidrogen în apă și a proprietăților acide a soluției apoase a acestui compus se demonstrează o experiență efectivă. Într-un vas cu apă se adaugă câteva picături de soluție de turnesol sau metiloranj. Retorta se umple cu clorură de hidrogen, se adaugă la ea 1 – 2 picături de apă, repede se închide cu o plută, în care este introdus un tub de sticlă, iar capătul tubului de sticlă se scufundă în vasul cu soluția de indicator (fig.42). La dizolvarea gazului presiunea în retortă scade; retorta se umple cu lichid, formând havuz, și capătă o culoare roșie.



Fig. 42.
Dizolvarea clorurii de hidrogen în apă (experiența „Havuz”)

Metanul foarte slab se dizolvă în apă din cauza nepolarității moleculei sale CH_4 , și deci, este imposibilă formarea legăturilor de hidrogen și nici nu se supun disociației.

CONCLUZII

Approape toate elementele nemetale, înafară de cele inerte, formează compuși cu Hidrogenul. Formula lor generală este H_nE sau EH_n . Pentru acești compuși cel mai des se întrebuițează denumirile triviale.

**Compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul
au structură moleculară. Halogenurile de hidro-
gen și amoniacul foarte bine se dizolvă în apă.**

?

129. Ce valori poate obține indicele n în formula generală a compușilor elementelor nemetale cu Hidrogenul?
130. De ce halogenurile de hidrogen au o solubilitate înaltă în apă?
131. Clorul și clorura de hidrogen substanțial se deosebește după solubilitatea în apă. Cum se poate de lămurit aceasta?
132. De ce temperatura de topire a clorurii de hidrogen ($- 114\text{ }^{\circ}\text{C}$) cu mult este mai joasă, decât a clorurii de sodiu ($+ 801\text{ }^{\circ}\text{C}$)?
133. Introduceți în tăbliță datele despre compusul cu formula HBr (folosiți informația din internet și literatură adăugătoare):

Denumirea compusului (trivială, chimică)	
Formula moleculei (electronică, grafică)	
Proprietățile fizice	

134. Câți compuși ai elementelor nemetale cu Hidrogenul au masa molară 34 g/mol ? Scrieți formulele lor.
135. Densitatea halogenurii de hidrogen în condiții normale constituie $1,63\text{ g/l}$. Găsiți după datele acestea, masa molară a substanței.
136. Într-un litru de apă, în condiții normale, s-au dizolvat 2 l sulfură de hidrogen. Calculați partea de masă a acestui compus în soluția, care s-a format.
137. Compusul elementului X cu Hidrogenul conține $2,74\%$ de Hidrogen după masă. Determinați formula lui.

19

Proprietățile chimice și aplicarea clorurii de hidrogen, sulfurii de hidrogen și amoniac

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți proprietățile chimice ale acizilor;
- să lămuriți echilibrul în soluția apoasă a amoniacului;

- să obțineți informație despre aplicarea clorurii de hidrogen, acidului clorhidric, amoniacului și sulfurii de hidrogen.

Clorura de hidrogen, sulfura de hidrogen și amoniacul sunt asemănătoare după proprietățile fizice, însă, după proprietățile chimice, primii doi compuși se deosebesc radical de ultimul.

Proprietățile chimice ale soluțiilor apoase de clorură de hidrogen și sulfură de hidrogen. Dizolvate în apă, clorura de hidrogen și sulfura de hidrogen posedă proprietăți acide. Datorită legăturilor polare H – E moleculele acestor compuși disociază cu formarea cationilor de Hidrogen:

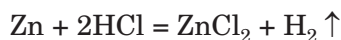


Soluția apoasă de HCl se comportă ca un acid puternic monobazic (gradul de disociere a compusului în soluția diluată depășește 90%), iar soluția H₂S – ca acid dibazic. Denumirile chimice a acestor soluții – acid clorhidric¹, acidul sulfhidric.

Acidul clorhidric concentrat este aproape soluție saturată cu soluție de clorură de hidrogen. Partea de masă a substanței în această soluție constituie 34 – 36 %. Din el permanent se degajă clorura de hidrogen, care formează asupra lichidului ceață asfixiantă.

Acidul clorhidric reacționează:

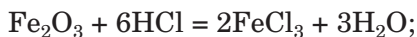
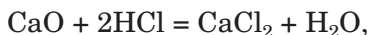
- cu metalele cu degajare de hidrogen



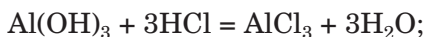
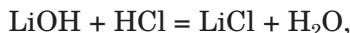
(metalele, care sunt repartizate în șirul activității în partea dreaptă de la hidrogen, cu acidul clorhidric nu reacționează);

¹ Denumirea trivială a soluției apoase de clorură de hidrogen – acidul clorhidric.

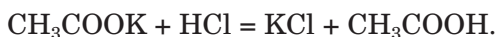
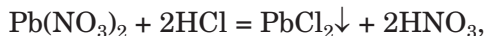
- cu oxizii bazici și amfoateri



- cu bazele și hidroxizii amfoateri



- cu majoritatea sărurilor (fig.43)



- ▶ Alcătuiți ecuațiile reacțiilor ionic-moleculare ale acetatului de potasiu cu acidul clorhidric.

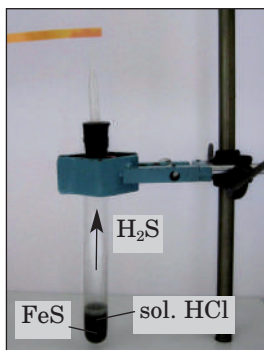


Fig. 43.
Reacția
acidului
clorhidric cu
sarea

Dacă acidul clorhidric puternic reacționează cu toate bazele și hidroxizii amfoateri, atunci acidul sulfhidric reacționează numai cu alcaliile.

- ▶ Alcătuiți ecuația reacției acidului sulfhidric cu hidroxidul de litiu.

La trecerea sulfurii de hidrogen sau la adăugarea acidului sulfhidric în soluțiile apoase ale sărurilor de Cupru(II), Plumb și unele alte elemente metale, se formează sulfuri insolubile (fig. 44):

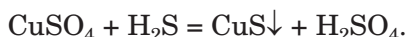


Fig. 44.
Reacția
acidului
sulfhidric cu
sare



Proprietățile chimice ale soluției apoase de amoniac. Soluția apoasă de amoniac se poartă în reacțiile chimice ca o soluție de bază foarte diluată.

În soluția de amoniac, între moleculele lui și moleculele de apă, se formează legături de hidro-

gen, în deosebi $\text{H}_3\text{N}^{\delta-} \cdots \text{HOH}^{\delta+}$. O parte din asemenea legături cauzează separarea cationilor de H^+ ai moleculelor de apă, care se combină cu atomii de Nitrogen ai moleculei de amoniac prin legături covalente cu ajutorul mecanismului donoro-acceptor (§ 6):



ionul de amoniu

Anionii OH^- rămân în soluție, formând în ea mediu bazic.

Reacția amoniacului cu apa este reversibilă:



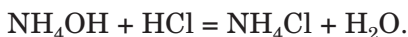
În condiții obișnuite, se supune transformării mai puțin de 1 % de amoniac dizolvat. O parte din gaz permanent se degajă din soluție și cauzează mirosul lui caracteristic.

Soluția de amoniac, uneori, se numește soluția bazei de amoniu¹. Formula ei corectă se scrie așa: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Însă în ecuațiile chimice se

¹ De selectat acest compus nu se primește; în locul lui se obține amoniac și apă.

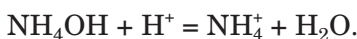
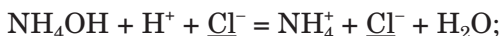
va întrebuința altă formulă – NH_4OH ¹. Această înscriere indică asemănarea soluției apoase de amoniac cu soluțiile de baze după proprietățile chimice. În afară de formula NH_4OH , se întrebuințează și denumirea de compus ipotetic – hidroxid de amoniu.

Datorită proprietăților bazice soluția de amoniac interacționează aproape cu toți acizii. Aceasta este reacția de neutralizație, în rezultatul căreia se obțin săruri de amoniu:



clorură de amoniu

Transformăm ecuația moleculară în ionico-moleculară, luând în considerare, că baza de amoniu este slabă (cantitatea de ioni NH_4^+ și OH^- în soluție este neînsemnată), iar clorura de amoniu – substanță ionică solidă în apă:



Amoniacul poate reacționa cu clorura de hidrogen și în lipsa apei. Adesea se îndeplinește experiența respectivă, cunoscută sub denumirea „Fum fără foc”. O baghetă de sticlă se introduce în soluția concentrată de amoniac, în alta – acid clorhidric concentrat. Apoi baghetele se apropie. Apare fumul alb (fig. 45). El este format din cristale foarte mici de clorură de amoniu – produsul reacției dintre gaze (amoniacul și clorura de hidrogen permanent se degajă din picăturile de soluție, care au rămas pe baghete):



Asemenea efect poate fi observat, dacă vom pune paharele cu soluțiile indicate alături.

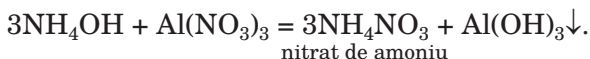
Amoniacul în soluție apoasă interacționează cu multe săruri. Reacțiile decurg cu formarea

¹ Molecule cu asemenea compoziție nu există.

Fig. 45.
 Experiența
 „Fum fără foc”



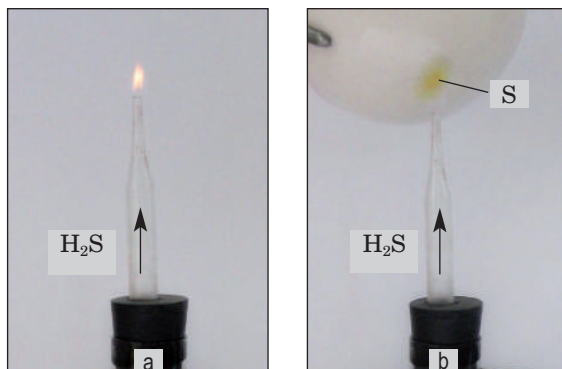
bazei insolubile în apă sau a hidroxidului amfoater:



Reacția sulfurii de hidrogen și amoniacului cu oxigenul. Compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul (excepție fac halogenurile de hidrogen) au capacitatea de a arde în aer sau în atmosfera de oxigen. Aceste sunt reacțiile de oxido-reducere. Voi știți deja, că la arderea hidrocarburilor, în dependență de cantitatea de oxigen, se poate forma carbon, gaz de căhlă sau dioxid de carbon. O particularitate asemănătoare este caracteristică pentru arderea sulfurii de hidrogen (fig. 46):



Fig. 46.
 Arderea sulfurii de hidrogen:
 a – într-o cantitate
 suficientă de aer;
 b – la insuficiență
 de aer



Amoniacul arde în atmosfera de oxigen (dar nu în aer) cu formarea nitrogenului și a vaporilor de apă (fig. 47):

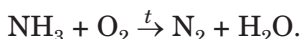
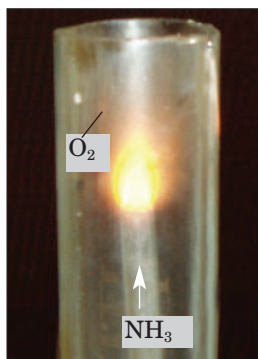
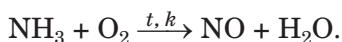


Fig. 47.
Arderea
amoniacului
în oxigen



Dacă reacția decurge în prezența catalizatorului (platinei), atunci în loc de nitrogen se formează oxid de nitrogen(II):

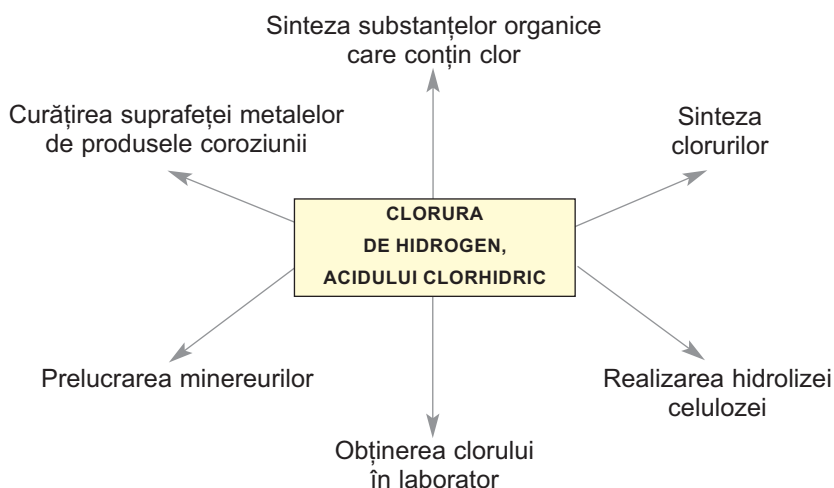


► Transformați schema ultimelor două reacții în ecuație chimică.

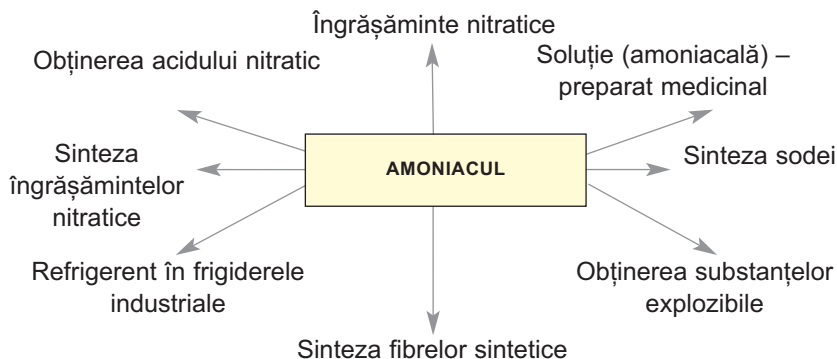
Aplicarea clorurii de hidrogen, amoniac și sulfurii de hidrogen. Domeniile de aplicare a clorurii de hidrogen și acidului clorhidric, de asemenea, ale amoniacului, se ilustrează prin schemele 3 și 4.

Schema 3

Aplicarea clorurii de hidrogen și a acidului clorhidric



Aplicarea amoniacului



Sulfura de hidrogen se aplică, ca substanță inițială, în unele procese tehnologice. Apa naturală, care conține sulfură de hidrogen dizolvată, are proprietăți leucitoare.

CONCLUZII

Soluțiile apoase de clorură de hidrogen (acidul clorhidric) și sulfură de hidrogen (acidul sulfhidric) se comportă ca acizi, iar soluția de amoniac – ca soluție foarte diluată de bază.

Acidul clorhidric aparține la acizii puternici, reacționează cu metalele, oxizii bazici și amfoateri, cu bazele și hidroxizii amfoateri, majoritatea sărurilor. Acidul sulfhidric este un acid slab și reacționează cu bazele, unele săruri.

Clorura de hidrogen, acidul clorhidric, amoniacul se aplică pe larg în diferite domenii, dar sulfura de hidrogen are un domeniu de aplicare mai mic.

?

138. Lămuriți, de ce acizii clorhidric și sulfhidric se deosebesc radical după putere.
139. În soluția de clorură de hidrogen la fiecare moleculă de compus îi revine câte 14 ioni. Calculați gradul de disociere a clorurii de hidrogen în această soluție.

140. Scrieți ecuațiile acestor reacții:
- a) $\text{HCl} + \text{Al} \rightarrow$
 $\text{HCl} + \text{ZnO} \rightarrow$
- b) $\text{HCl} + \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow$
 $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
141. De ce molecula de amoniac se combină cu cationul de Hidrogen?
142. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor moleculare și ionico-moleculare dintre soluțiile apoase:
- a) sulfură de hidrogen și hidroxid de bariu;
b) amoniac și sulfat de fier(III).
143. Ce masă de soluție de clorură de hidrogen de 10 % trebuie de luat pentru reacția cu oxidul de magneziu cu masa de 4 g?
144. Ce volum de gaz (c. n.) se va degaja la interacțiunea a unei cantități suficiente de acid clorhidric cu carbonatul de calciu cu masa de 10 g? (Oral.)
145. Calculați volumul soluției de amoniac cu partea de masă a NH_3 de 10 % și densitatea $0,96 \text{ g/cm}^3$, necesar pentru sedimentarea a 26 g hidroxid de aluminiu din soluția sării de Aluminiu.

20 Oxizii elementelor nemetale

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți compoziția și denumirea oxizilor;
- să lărgiți cunoștințele voastre despre structura și proprietățile oxizilor elementelor nemetale;
- să clarificați domeniile de aplicare a acestor compuși;
- să aflați despre influența asupra mediului unor oxizi.

Compoziția și denumirea compușilor. Cu compușii, care se numesc oxizi, mai detaliat ați făcut cunoștință în clasa a 8-a. Oxizii sunt compuși binari ai Oxigenului, în care acest element posedă gradul de oxidare – 2.

Formula generală a oxizilor – E_nO_m . Aproape toate elementele nemetale formează oxizi (tabeluța 7). Excepție face Fluorul și elementele inerte – Heliul, Neonul, Argonul. Pentru multe elemente nemetale există câțiva oxizi, iar pentru Bor și Hidrogen – câte unul. Cei mai mulți oxizi

Oxizii E_nO_m

formează Nitrogenul – N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 .

Tabelul 7

Formulele unor oxizi ai elementelor nemetale

Perioade	Grupe		
	IV	V	VI
2	C CO, CO ₂	N NO, NO ₂	—
3	Si SiO ₂	P P ₂ O ₅	S SO ₂ , SO ₃

Oxizii CO₂, SiO₂, P₂O₅, SO₃, Cl₂O₇ se numesc superiori. În acest oxid gradul de oxidare a elementului coincide cu numărul grupei, în care este situat. Formulele generale ale oxizilor superiori pentru elementele fiecărei grupe sunt date într-un șir aparte al variantei scurte a sistemului periodic (forțat I).

Pentru oxizi se întrebuițează, în majoritatea cazurilor, denumirile chimice. Dacă elementul formează câțiva oxizi, atunci după denumirea elementului, în paranteze, se indică cu cifră romană gradul lui de oxidare fără semnul „plus”: oxid de sulf(IV), oxid de carbon(II), oxid de nitrogen(III), oxid de clor(I).

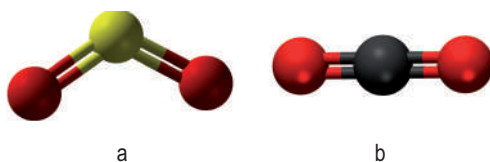
► Dați denumirile chimice ale oxizilor superiori ai Carbonului, Fosforului și Sulfurului.

Unii oxizi au și denumiri triviale. Printre ele – compușii cu formulele CO (gazul de căhlă), CO₂ (dioxid de carbon), SO₂ (dioxid de sulf).

Structura compușilor. Aproape toți oxizii elementelor nemetale se alcătuiesc din molecule (fig. 48). În ele atomii sunt uniți prin legături covalente care sunt polare, dar însăși moleculele pot fi atât polare cât și nepolare

- Dovediți, că molecula SO_2 este polară, iar CO_2 – nepolară. Folosiți-vă de modelurile moleculelor, arătate în figura 48.

Fig.48.
Model sferico-cilindric al moleculei de SO_2 (a) și CO_2 (b)

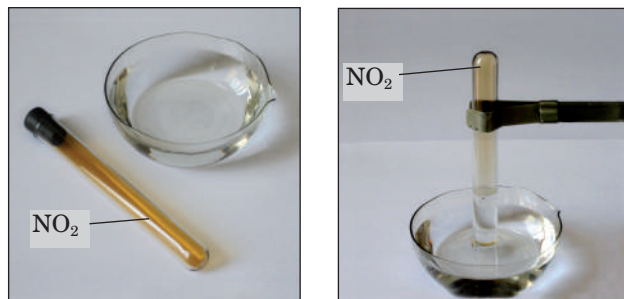


Oxidul de siliciu(IV) are structură atomică (§ 8, fig. 12).

Proprietățile fizice. Oxizii elementelor nemetale, în condiții obișnuite, se află în diferite stări de agregare. Astfel, compușii SO_2 , NO_2 , NO , CO_2 , CO sunt gaze (primele două au miros caracteristic), N_2O_4 – lichid, iar oxizii P_2O_5 , SiO_2 – substanțe solide.

Compușii SO_2 , SO_3 , NO_2 , CO_2 , P_2O_5 și mulți alți oxizi ai elementelor nemetale se dizolvă în apă (fig. 49), interacționând cu ea și transformându-se în acid.

Fig.49.
„Dizolvarea” oxidului NO_2 în apă

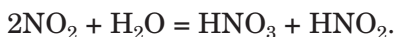


Proprietățile chimice. Majoritatea oxizilor elementelor nemetale aparțin la oxizii acizi. Oxizii H_2O , CO , N_2O și NO sunt neformatori de sare. Ei nu reacționează cu bazele și acizii cu formarea de săruri.

Reacțiile cu apa. Voi știți deja, că oxizii acizi reacționează cu apa, formând acizi:



Oxidul de nitrogen(IV) NO_2 se deosebește încă prin aceea, că nu are acid „propriu”. Produsele reacției lui cu apa sunt doi acizi – nitric și nitros:

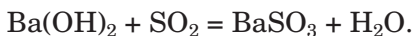
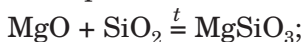


► În ce constă particularitatea acestei reacții de oxido-reducere?

Proprietățile acide ale oxizilor superiori ai elementelor nemetale în fiecare perioadă se intensifică de la stânga la dreapta. De exemplu, oxidul SiO_2 nu reacționează cu apa, iar P_2O_5 intră activ în reacția analogică.

Există încă o particularitate: cu cât este mai mare valoarea valenței elementului nemetal în oxid, cu atât sunt mai pronunțate proprietățile acide ale acestui compus. Astfel, în condiții obișnuite reacția oxidului SO_2 cu apa este reversibilă, iar oxidul SO_3 reacționează cu ea complet.

Reacția cu oxizii bazici și amfoateri, cu bazele, cu hidroxizii amfoateri. Voi știți deja, că la interacțiunea oxizilor acizi cu un compus de natură bazică sau amfoateră se formează sare. Exemple de asemenea reacții:



Oxidul de nitrogen(IV) reacționează cu baza, formând săruri ale acizilor nitric și nitros:



Obținerea. Mulți oxizi ai elementelor nemetale se pot obține, realizând reacția dintre nemetal și oxigen. Aceste transformări, de regulă, se petrec cu degajarea căldurii, iar nu prea rar, cu ardere. Halogenii și gazele inerte nu reacționează cu oxigenul. Oxizii respectivi se obțin cu ajutorul altor reacții.

Este interesant de știut

Oxidul N_2O_4 se formează din oxidul NO_2 la răcire și, la fel, reacționează cu apa și bazele.

Dacă pentru un element există câțiva oxizi, atunci nu permanent se poate de prevăzut, care din ei se va forma în rezultatul reacției nemetalului cu oxigenul. Produsul arderii carbonului în aer este dioxidul de carbon CO_2 (uneori – cu impurități de gaz de căhlă CO), iar a sulfului – dioxidul de sulf SO_2 (cu impurități de SO_3). Interacțiunea nitrogenului și oxigenului, care se petrece la o temperatură foarte înaltă, duce la formarea oxidului de nitrogen(II) NO , necătând că există și alți oxizi ai Nitrogenului.

Este interesant de știut

Oxizii NO , NO_2 , SO_2 și SO_3 sunt produsele intermediare la sinteza acizilor nitrat și sulfatic.

Aplicarea. Unii oxizi ai elementelor nemetale au căpătat aplicare practică.

Dioxidul de carbon se folosește în mijloacele de stingere a focului. El nu menține arderea, și, fiind mai greu ca aerul, izolează obiectul sau substanța care arde. Stingătoarele de incendii moderne (fig. 50) conțin oxid de carbon(IV) lichefiat, iar în cele vechi, dioxidul de carbon se formează în timpul reacției dintre sodă și acidul sulfatic. Adăugarea acestui gaz în aerul de seră duce la accelerarea creșterii și coacerea legumelor devremi. Dioxidul de carbon, de asemenea, se folosește la prepararea băuturilor gazoase.

Fig. 50. Stingător de incendiu și aplicarea lui



Nisipul, care se alcătuieste, în special, din oxid de siliciu(IV) se aplică în construcție, producerea sticlei, cimentului.

Oxidul de carbon(II) intră în compoziția amestecurilor gazoase de combustibile și slujește ca substanță inițială pentru sinteza metanolului CH_3OH . Din oxidul de fosfor(V) se prepară acidul ortofosfatic H_3PO_4 .

Oxizii elementelor nemetale și mediul înconjurător. O valoare importantă printre oxizi asupra mediului înconjurător o are apa. Această substanță ia parte în procesele geologice, schimbă relieful planetei, influențează asupra climei și vremii. Toate procesele în organismele vii decurg în soluții apoase.

Rolul oxidului de carbon(IV), sau a dioxidului de carbon, nu este mai puțin important. Compusul împreună cu apa participă la fotosinteză, regulează bilanțul de căldură pe Pământ.

Efectul de seră. Suprafața planetei noastre încălzite de Soare dă în spațiul cosmic o parte din energia termică primită sub formă de raze infraroșii. Dioxidul de carbon este capabil să absoarbă aceste raze¹ și, necătând la un conținut mic în atmosferă ($\varphi(\text{CO}_2) \approx 0,04 \%$), deține o parte din căldură pe Pământ (fig. 51). Asemenea fenomen se numește *efectul de seră*. În prezent, plantele nu dovedesc să absoarbă dioxidul de carbon în procesul de fotosinteză, care se degajă de la întreprinderile industriale și de energie termică, de transport auto. Învățații consideră că încălzirea pe planetă va duce la topirea unei cantități semnificative de ghețari în Arctica și Antarctica (fig. 52), în urma căreia se va mări

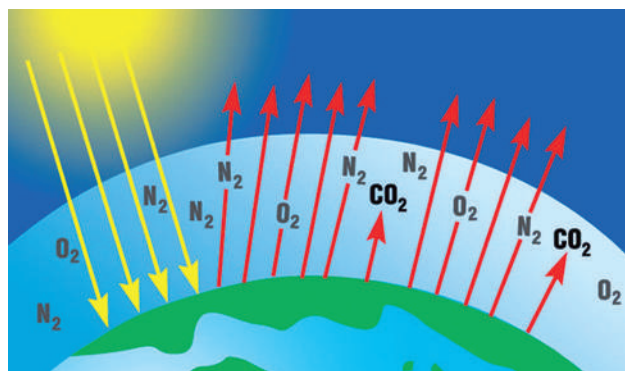


Fig. 51.
Schema efectului
de seră

¹ Asemenea proprietate au metanul și unele alte gaze (ele sunt printre impurități în aer).

nivelul oceanelor, vor fi inundate multe teritorii. Pentru ca să prevenim aceasta, trebuie să limităm pătrunderea dioxidului de carbon în atmosferă, treptat schimbând energia termică în alternative, să micșorăm consumul de combustibili, de asemenea să mărim suprafețele cu plantații verzi.

Fig. 52.
Poster cu
urmările încălzirii
globale



Influența negativă asupra mediului formează și impuritățile din aer ale oxizilor NO_2 și SO_2 . Ei se conțin în deșeurile gazoase ale industriilor metalurgice, teploenergetice, de auto transport. Acești oxizi participă la formarea *ceței* asupra orașelor mari și centrelor industriale. În urma interacțiunii lor cu umiditatea atmosferică se produc ploii acide (§ 21).

Acțiunea fiziologică a oxizilor. Majoritatea oxizilor elementelor nemetale sunt toxice. Gazul de cahlă este foarte otrăvitor. El nu are miros, și omul nu-l simte. Se cunosc cazuri de otrăvire mortală a oamenilor cu gaz de cahlă din cauza tracțiunii slabe în casele cu încălzire cu sobe, de asemenea, în garaje la o funcționare lungă a motorului de mașină.

Într-o oră, motorul mașinei poate „produce” de la 3 până la 6 m³ gaz de cahlă. În mașinile moderne gazele de eșapament trec prin catalizatori. Datorită lor, decurg reacțiile oxidului de carbon(II) și resturile de combustibil cu oxigenul din aer. Produsele acestor reacții sunt dioxidul de carbon și apa.

Dioxidul de carbon nu este socotit substanță toxică. Însă, dacă partea de volum a acestui gaz în aer atinge 0,25 %, omul începe a simți înădușeală. Concentrația înaltă de oxid de carbon(IV) poate provoca moartea din cauza opririi respirației.

CONCLUZII

Aproape toate elementele nemetale formează oxizi.

Majoritatea oxizilor elementelor nemetale aparțin la oxizii acizi. Ei interacționează cu apa cu formarea acizilor, de asemenea, cu oxizii bazici și amfoateri, cu bazele, cu hidroxizii amfoateri.

Oxizii H_2O , CO , N_2O și NO sunt neformatori de sare.

Apa și dioxidul de carbon participă în procesele geologice și biochimice, iar oxizii Nitrogenului și Sulfului provoacă ploii acide.

Unii oxizi ai elementelor nemetale se aplică pe larg în practică.

?

146. Scrieți câte o formulă a oxizilor elementelor nemetale cu compoziții diferite.
147. Ce valori pot obține indicii în formula generală a oxizilor?
148. De ce peroxidul de hidrogen H_2O_2 nu aparține la oxizi?
149. Completați schemele reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
a) $SO_2 + O_2 \rightarrow$
 $SO_3 + H_2O \rightarrow$
b) $CO_2 + MgO \rightarrow$
 $P_2O_5 + LiOH \rightarrow$
150. După materialele din internet sau alte surse de informație, pregătiți un scurt mesaj despre influența oxizilor de Nitrogen asupra organismului uman.
151. Care din gaze este mai greu – dioxidul de carbon sau gazul de cahlă? De câte ori?
152. Calculați masa molară medie și densitatea față de hidrogen a amestecului de oxizi de Carbon, dacă volumul gazului de cahlă în amestec este de trei ori mai mare decât volumul dioxidului de carbon.
153. La arderea a 3,8 g amestec de metan și gaz de cahlă s-au cheltuit 10,4 g oxigen. Calculați masa gazelor în amestec.

154. Elementul din grupa a VI formează doi oxizi. Unul din ei conține 50 % Oxigen după masă și are masa moleculară relativă, care de 1,25 ori este mai mică decât masa moleculară relativă a altui oxid. Determinați formulele oxizilor.

21 Acizii

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți compoziția și denumirea acizilor oxigenați;
- să lărgiți cunoștințele voastre despre proprietățile chimice ale acizilor sulfatici și nitrici;
- să clarificați motivele de apariție a precipitațiilor acide.

Este interesant de știut

Pentru asemenea acizi, ca HClO_2 , HClO_3 , oxizii respectivi (Cl_2O_3 , Cl_2O_5) nu sunt obținuți.

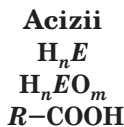
Compoziția și denumirea compușilor. La clasa acizilor aparțin mulți compuși – organici (de exemplu, acizii carboxilici $R - \text{COOH}$, acizii aminoacetici $R - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$) și neorganici (acizii oxigenați și neoxigenați). În dependență de numărul atomilor de Hidrogen în molecula acidului, care în timpul reacțiilor chimice pot să se substituie prin atomi (mai precis – ioni) ai elementului metalic, se deosebesc acizi mono- și polibazici.

- ▶ Îndicați bazicitatea fiecărui acid – CH_3COOH , H_2S , HNO_3 , H_3PO_4 .

La dizolvarea în apă a halogenurilor de hidrogen, a sulfurii de hidrogen se formează acizi neoxigenați (§ 19); formula lor generală este H_nE .

Acizii oxigenați sunt hidrații oxizilor acizi. Formula generală a acizilor de acest tip – H_nEO_m . Formulele unor acizi oxigenați sunt date în tăblița 8.

Denumirile chimice ale acizilor sunt formate din două cuvinte. Primul cuvânt din denumire este „acidul”, rădăcina celui de-al doilea cuvânt provine de la elementul care formează acidul. Al doilea cuvânt din denumirea acidului neoxigenat are sufixul „hidric”



**Formulele și denumirile
unor acizi oxigenați**

Perioade	Grupe		
	IV	V	VI
2	C H_2CO_3 Carbonic	N HNO_3 nitritic	—
3	Si H_2SiO_3 Metasilicic	P H_3PO_4 ortofosforic	S H_2SO_4 sulfuros

(H_2S – acidul sulfhidric). Pentru acizii oxigenați, acest cuvânt poate avea sufixele „os” și „ic”. Dacă elementul formator de acit reprezintă în compus o valență superioară, atunci se folosește sufixul „-ic” (H_2SO_4 – acid sulfuric), iar dacă valența este inferioară, atunci se folosește sufixul „-os” (H_2SO_3 – acid sulfuros):

$H_2\overset{-2}{S}$ – acidul sulfhidric;

$H_2\overset{+4}{S}O_3$ – acidul sulfuros;

$H_2\overset{+6}{S}O_4$ – acidul sulfuric.

În denumirile chimice ale acizilor HPO_3 și H_3PO_4 mai există și prefixele „meta” și „orto”:

H_3PO_4 – acidul metafosforic;

HPO_3 – acidul ortofosforic.

► Numiți acidul, în care Nitrogenul posedă gradul de oxidare +3, și scrieți formula lui.

Cei mai importanți acizi, de asemenea, au denumiri triviale; ele, de cele mai dese ori, se folosesc în industrie, tehnică, economie, comerț, viața cotidiană. Acidul H_2SO_4 se numește vitriol, HNO_3 – azotic, H_3PO_4 – fosforic, CH_3COOH – acetic.

Denumirile sistematice ale acizilor organici provin de la denumirea hidrocarburilor (acidul metanoic, acidul etanoic).

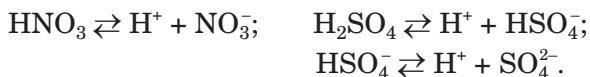
Structura și proprietățile fizice. Toți acizii se alcătuiesc din molecule. Acizii sulfatic, nitric, acetic sunt substanțe lichide, iar ortofosfatic, silicatic și aminoacetic sunt substanțe solide. Acizii carbonic, sulfuros, nitritic nu se obțin; ei se descompun chiar în condiții obișnuite:



Pentru acizi sunt caracteristice temperaturile de fierbere nu prea mari. Acizii neorganici, de asemenea și acizii carboxilici cu masele moleculare relative nu prea mari, se amestecă cu apa în orice raport cu formarea soluțiilor (excepție – acidul insolubil H_2SiO_3). Acizii carboxilici superiori în apă nu se dizolvă.

Proprietățile chimice. Acizii au proprietăți chimice comune. Ei disociază în soluție apoasă cu formarea cationilor de Hidrogen, interacționează cu metalele, oxizii bazici și amfoateri, cu bazele, cu hidroxizii amfoateri, cu sărurile.

După proprietatea disociației electrolitice, acizii se împart în: puternici, cu putere medie și slabi (forța II). Acizii puternici îi reprezintă, în special, acidul nitric și sulfatic; majoritatea moleculelor lor se desfac în ioni:



Disocierea acidului sulfatic, conform primei etape, în soluția diluată, decurge aproape în întregime, iar după a doua – parțial, însă ecuația lui ionic-moleculară tradițional se scrie în complex ionic $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Reacții cu metalele. Majoritatea acizilor reacționează cu metalele, formând sare și degajând hidrogen. Voi știți deja, ca pentru a „elibera” hidrogenul din acid, sunt capabile metalele, care sunt repartizate în șirul activității metalelor în partea stângă de la hidrogen.

Acizii sulfatic și nitric reacționează aproape cu toate metalele. Compoziția produselor reacțiilor respective depinde de activitatea chimică a metalului și concentrația acidului în soluție.

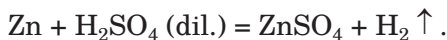
Este interesant de știut

Acidul nitric l-au obținut și l-au aplicat încă alchimistii în sec. XVII.

Deoarece metalul permanent este reducător, atunci acidul joacă rolul de oxidant și se reduce.

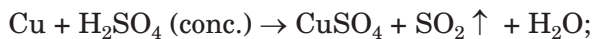


În molecula de H_2SO_4 se pot reduce (să micșoreze gradele de oxidare) două elemente – Hidrogenul și Sulfur. *Dacă cu metalul reacționează acidul sulfatic diluat, atunci se reduce Hidrogenul.* Produsele acestei reacții sunt sulfatul elementului metal și hidrogen:



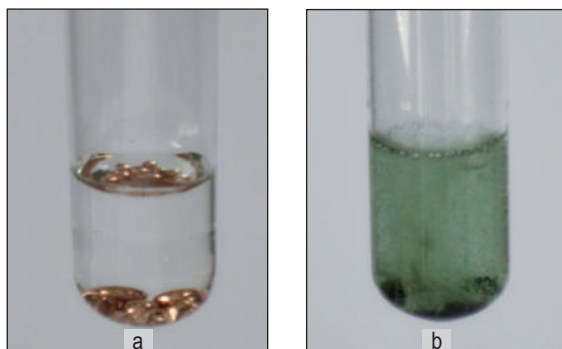
Cu acidul sulfatic diluat nu reacționează cuprul (fig. 53, a), mercurul, aurul, platina, alte metale chimic pasive.

Dacă acidul sulfatic concentrat este reagent, atunci se reduce Sulfur. Cu acidul concentrat reacționează, de asemenea, metalele, care sunt situate în șirul activității metalelor după hidrogen (în afară de aur și platină). Cu cât este mai activ metalul, cu atât mai tare se reduce Sulfur. Metalele mai puțin active reduc acidul până la SO_2 (fig. 53,b), iar foarte active – până la H_2S :



► Alcătuiți schema de oxidare, reducere și puneți coeficienții cu ajutorul metodei bilanțului electronic.

Fig. 53.
Comportarea cuprului cu acidul sulfatic diluat (a) și concentrat (b)



Dacă la reacție participă metalul cu o activitate medie, se formează sulf, sau, în același timp, decurg două reacții – cu formarea H_2S și S sau S și SO_2 .

Acidul nitric reacționează aproape cu toate metalele, cu excepția celor mai pasive – aurul, platina. În timpul acestor reacții *hidrogenul nu se degajă*. Motivul constă în aceea, că atomul de Nitrogen este cu gradul de oxidare +5, care se conține în molecula de HNO_3 , posedă o proprietate mai mare de adăugare a electronilor, decât atomul de Hidrogen cu gradul de oxidare +1. Deci, oxidant, în acidul nitric, este Nitrogenul, dar nu Hidrogenul.

Reducerea acidului HNO_3 poate avea loc până la oxizii NO_2 , NO , N_2O , nitrogen N_2 și nitrat de amoniu¹ NH_4NO_3 . Dacă reagentul este soluția concentrată de acid, atunci Nitrogenul, indiferent de activitatea metalului, se reduce, în special, până la gradul de oxidare +4 (fig. 54):

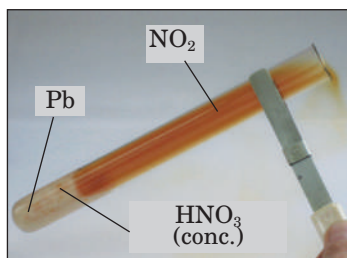
$$Pb + 4HNO_3 \text{ (conc.)} = Pb(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O.$$


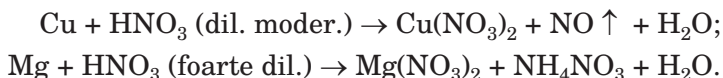
Fig. 54.
Interacțiunea
acidului nitric
concentrat cu
plumbul

În cazul aplicării soluției diluate de acid, reducerea lui are loc minim până la oxidul de nitrogen(II) ($HNO_3 \rightarrow NO$). Cu cât este mai activ metalul și cu cât este mai mică concentrația acidului în soluție, cu atât mai semnificativ scade gradul de oxidare a Nitrogenului². Vom ilustra

¹ Amoniacul nu se formează prin reacția $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$.

² Adesea se formează un amestec al produselor de reducere a Nitrogenului.

două cazuri extreme prin reacțiile cu cupru (metal pasiv) și magneziu (metal activ):



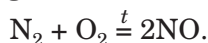
► Transformați schema reacției în ecuație chimică.

Reacții cu compuși de natură bazică și amfoateră. Acizii neorganici puternici (clorhidric, sulfatic, nitric) reacționează cu oxizii bazici și bazele, oxizii amfoateri și hidroxizii. Asemenea transformări chimice vă sunt cunoscute deja.

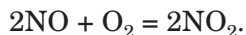
► Alcătuiți ecuația reacției acidului sulfatic cu oxidul de cupru(II), hidroxidul de aluminiu

Precipitații acide. Se întâmplă cazuri, când apa de ploaie conține resturi de acid. Moleculele de acid apar în atmosferă în urma reacțiilor chimice.

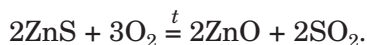
La temperaturi înalte, care se ating la arderea petrolului și a combustibilului, încep să reacționeze principalii componenți ai aerului – nitrogenul și oxigenul:



Oxidul de nitrogen(II), care se formează, repede reacționează cu oxigenul în condiții obișnuite:



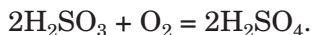
Oxidul de sulf(IV) nimerește în aer la arderea cărbunelui¹, de asemenea, la emisiile de gaze în timpul arderii minereurilor sulfurice:



Oxizii NO_2 și SO_2 reacționează cu apa, picăturile căreia se conțin în atmosferă. Produsele acestor

¹ Compușii Sulfului sunt impurități în cărbune.

reacții sunt acizii nitric, nitric și sulfatic, dar ultima încă și se oxidează cu oxigenul până la acidul sulfatic:



Cantități mici de acești acizi împreună cu ploaia și zăpada cad pe suprafața pământului.

Precipitațiile acide provoacă daune semnificative asupra mediului. Ele micșorează recoltele culturilor agricole, provoacă diferite boli la animale și oameni, distrug clădirile și monumentele din marmură (fig. 55) și calcar, provoacă coroziya obiectelor metalice.

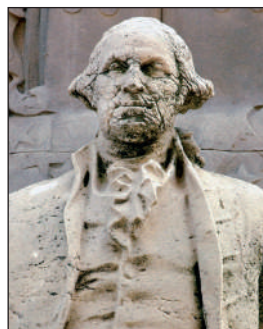


Fig. 55.
Urmările ploilor
acide

Trebuie de preîntâmpinat formarea oxizilor de Nitrogen, micșorând temperatura de ardere a petrolului și combustibilului. Cu scopul de a micșora emisiile de sulfură de hidrogen în atmosferă, centralele termoelectrice dau preferință combustibilului cu un conținut mai mic de Sulf, iar gazele prelucrate se curăță de oxidul de sulf(IV), trecându-se prin suspensia gazoasă a hidroxidului de calciu sau pulverizându-se în ele var nestins.

CONCLUZII

Acizii oxigenați sunt hidrații oxizilor acizi. Ei sunt alcătuiți din molecule.

Cei mai importanți acizi oxigenați sunt acizii sulfatic H_2SO_4 și nitric HNO_3 . Aceștia sunt acizi puternici, care reacționează cu metalele, compuși de natură bazică și amfoateră, săruri.

În timpul reacției acidului sulfuric diluat cu metalele se degajă hidrogen, iar acidul sulfuric concentrat reacționează cu metalele formând oxid de sulf(IV), sulf sau sulfură de hidrogen. În urma reacțiilor dintre acidul nitric cu metalele, hidrogenul nu se degajă, dar se formează oxizi ai Nitrogenului, nitrogen sau nitrat de amoniu. Reducerea Sulfului și Nitrogenului depinde de activitatea metalului, iar în cazul acidului nitric – încă și de concentrația acidului în soluție.

Formarea în atmosferă a acizilor, în urma interacțiunii oxizilor de Sulf și Nitrogen cu apa, provoacă precipitații acide, care aduc daune mediului.

?

155. Indicați răspunsul corect.
Acidului nitric îi corespunde oxidul:
- | | |
|------------------------------------|------------------------------------|
| a) NO; | c) N ₂ O ₅ ; |
| b) N ₂ O ₃ ; | d) N ₂ O. |
156. Ce fel de particule sunt mai multe în soluția diluată de acid sulfuric:
- a) particule ale moleculelor de acid sau ionilor HSO₄⁻;
b) ionilor SO₄²⁻ sau ionilor H⁺?
157. Completați schemele reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- | | |
|--|---|
| a) H ₂ SO ₄ + MnO → | b) H ₂ SO ₄ + Pb(NO ₃) ₂ → |
| H ₂ SO ₄ + Fe(OH) ₃ → | H ₂ SO ₄ + NaF → |
158. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor posibile:
- | | |
|---|---|
| a) Ag + H ₂ SO ₄ (dil.) → | b) Mg + H ₂ SO ₄ (dil.) → |
| Ag + H ₂ SO ₄ (conc.) → | Zn + H ₂ SO ₄ (conc.) → |
159. Găsiți conformitatea între element și funcția lui în reacția dintre acidul nitric și metal:
- | | |
|-----------------------|----------------------------------|
| 1) Hidrogen; | a) oxidant; |
| 2) Nitrogen; | b) reducător; |
| 3) Oxigen; | c) nu schimbă gradul de oxidare. |
| 4) elementul metalic; | |
160. Completați schemele reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- | | |
|---|---|
| a) HNO ₃ + Li ₂ O → | b) HNO ₃ + Fe(OH) ₃ → |
| HNO ₃ + Sr(OH) ₂ → | HNO ₃ + ZnCO ₃ → |
161. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor dintre:
- a) acidul nitric concentrat și argintul;
b) acid nitric foarte diluat și calciu.

162. De ce, după părerea voastră, la compușii care formează precipitațiile acide, nu aparține oxidul acid CO_2 ?
163. Raportul maselor acidului sulfuric și apei într-o anumită soluție constituie 1:7. Calculați partea de masă a acidului în soluție. (Oral.)
164. În ce masă de apă trebuie de adăugat 60 g acid sulfuric concentrat cu partea de masă a H_2SO_4 98 %, ca să se formeze soluție cu partea de masă a H_2SO_4 20 %?
165. În rezultatul interacțiunii a 5,3 g carbonat de sodiu cu cantitate suficientă de acid nitric s-au obținut 8,1 g nitrat de sodiu. Determinați randamentul relativ al produsului acestei reacții

22

Calculule pe baza ecuațiilor chimice în cazul când unul din reagenți este luat în surplus

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să determinați, dacă substanța a intrat complet într-o anumită reacție;
- să faceți calculule pe baza ecuațiilor chimice, dacă unul din reagenți este luat în surplus.

Pentru realizarea unor reacții, învățații sau tehnologii iau unul din reagenți în surplus, adică o masă sau volum mai mult, decât trebuie după ecuația chimică. Aceasta asigură o viteză a reacției suficientă nu numai la începutul reacției, dar și la sfârșit.

Înainte de a petrece reacția între substanțe, se clarifică, dacă substanțele sunt destule pentru interacțiunea lor. Cu acest scop, se îndeplinesc calcululele respective pe baza ecuațiilor chimice. Dacă se stabilește că unul din reagenți este luat în surplus, atunci masa (sau volumul) produsului reacției se calculează după masa (volumul) substanței, care complet reacționează.

Să vedem, cum se fac calcululele în cazul când unul din reagenți este luat în surplus.

PROBLEMA 1. Pentru realizarea reacției s-au luat 0,92 g sodiu și 3,55 g clor. Calculați masa clorurii de sodiu, care s-a format.

Se dă:

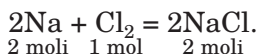
$$m(\text{Na}) = 0,92 \text{ g}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 3,55 \text{ g}$$

$$m(\text{NaCl}) \text{ — ?}$$

Rezolvare

1. Scriem ecuația reacției:



2. Determinăm cantitatea de substanță de sodiu și clor:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{0,92 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}} = 0,04 \text{ moli};$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{3,55 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ moli}.$$

3. Clarificăm, oare complet au reacționat substanțele.

Conform ecuației chimice, cu sodiul reacționează o cantitate de clor de două ori mai mică, adică 0,04 moli de sodiu reacționează cu 0,02 moli de clor. Deci, nu tot clorul va intra în reacție (restul lui: 0,05 moli – 0,02 moli = 0,03 moli).

4. Găsim masa clorurii de sodiu. Calculele le realizăm pe baza acelei substanțe (metalul), care va reacționa în întegime.

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{Na}) = 0,04 \text{ moli};$$

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = \\ = 0,04 \text{ moli} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 2,34 \text{ g}.$$

Răspuns: $m(\text{NaCl}) = 2,34 \text{ g}$.

PROBLEMA 2. Pentru obținerea sulfatului de fier(II) în urma reacției dintre fier și acidul sulfuric diluat se recomandă de folosit surplus de acid de 10 %. Calculați masa acidului, care trebuie să fie în soluție, necesară pentru obținerea a 20 g sulfat de fier(II).

Se dă:

$$m(\text{FeSO}_4) = 20 \text{ g}$$

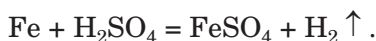
$$\text{surpl. H}_2\text{SO}_4 \text{ —}$$

$$10 \%$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) \text{ — ?}$$

Rezolvare

1. Alcătuim ecuația chimică:



2. Calculăm masa acidului sulfuric, care reacționează cu fierul cu formarea a 20 g de sulfat de fier(II).

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ g/mol}.$$

După ecuația chimică dintr-un mol de acid se formează 1 mol de sare, sau
din 98 g H_2SO_4 — 152 g FeSO_4 ,
iar după condiția problemei
din x g H_2SO_4 — 20 g FeSO_4 ;

$$\begin{aligned}x &= m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{reacționat}) = \\ &= \frac{98 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{152 \text{ g}} = 12,9 \text{ g}.\end{aligned}$$

3. Găsim masa acidului sulfatic, care trebuie să fie în soluție, luând în considerare surplusul lui de 10 %:

$$\begin{aligned}m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{reacționat}) + \\ &+ 0,1m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{reacționat}) = \\ &= 12,9 \text{ g} + 0,1 \cdot 12,9 \text{ g} = 14,19 \text{ g}.\end{aligned}$$

Răspuns: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 14,19 \text{ g}$.

Randamentul relativ al produsului reacției (§ 11) se determină după substanța, care se poate complet cheltui în timpul transformării chimice, dar nu după aceea, care este luată în surplus.

PROBLEMA 3. La încălzirea amestecului de 8,8 g oxid de calciu cu 7,1 g oxid de fosfor(V) s-a format 15 g ortofosfat de calciu. Calculați randamentul relativ al produsului reacției.

Se dă:

$$m(\text{CaO}) = 8,8 \text{ g}$$

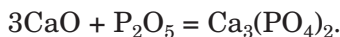
$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 7,1 \text{ g}$$

$$\begin{aligned}m_{\text{pract.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) &= \\ &= 15 \text{ g}\end{aligned}$$

$$\eta(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \text{ — ?}$$

Rezolvare

1. Alcătuim ecuația chimică:



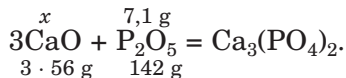
2. Clarificăm, oare este luat unul din oxizi în surplus. Pentru aceasta, calculăm masa oxidului de calciu, care trebuie să reacționeze cu 7,1 g oxid de fosfor(V)¹.

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol};$$

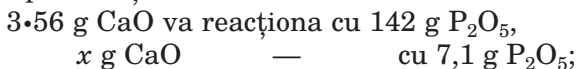
$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ g/mol}.$$

¹ Se poate de calculat masa oxidului de fosfor(V), care trebuie să intre în reacție cu 8,8 g oxid de calciu.

Facem înscrierea pregătitoare:



După ecuația chimică

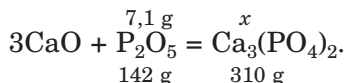


$$x = m(\text{CaO}) = \frac{3 \cdot 56 \text{ g} \cdot 7,1 \text{ g}}{142 \text{ g}} = 8,4 \text{ g.}$$

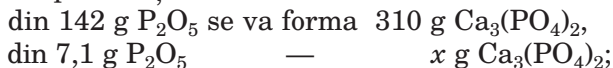
Conform condiției problemei $m(\text{CaO}) = 8,8 \text{ g}$.
Deci, în amestec – oxidul de calciu este în surplus.

3. Calculăm masa ortofosfatului de calciu, care trebuie să se formeze din 7,1 g oxid de fosfor(V).

$$M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310 \text{ g/mol};$$



După ecuația chimică



$$x = m_{\text{teor.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{7,1 \text{ g} \cdot 310 \text{ g}}{142 \text{ g}} = 15,5 \text{ g.}$$

4. Calculăm randamentul relativ al produsului reacției:

$$\begin{aligned} \eta(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) &= \frac{m_{\text{pract.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{m_{\text{teor.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \\ &= \frac{15 \text{ g}}{15,5 \text{ g}} = 0,968, \text{ sau } 96,8 \%. \end{aligned}$$

Răspuns: $\eta(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 96,8 \%$.

CONCLUZII

Pentru a asigura cu viteză suficientă unele reacții se ia unul din reagenți în surplus.

Problemele pe determinarea reagentului, care se află în surplus, sau la calcularea masei sau volumului produsului reacției, când unul din reagenți este luat în surplus, se calculează folosind ecuațiile chimice respective. Calculele

se fac pe baza produsului, a unei anumite porții care trebuie să se formeze, sau pe baza reagentului, care se cheltuie în întregime.

?

166. Oare este destul de luat 20 g aluminiu pentru reacția cu oxigenul, pentru obținerea oxidului de aluminiu cu masa de 25,5 g?
167. Magneziu, cu masa de 9,6 g, s-a ars în oxigen cu masa 12 g. Ce masă de oxid de magneziu s-a format? Oare a rămas, după reacție, una din substanțele inițiale? Dacă da, atunci care anume? Calculați masa restului lui.
168. Ce masă de sediment se va forma, dacă la soluția, care conține 0,08 moli de clorură de fier(II), se va adăuga 50 g soluție de hidroxid de sodiu cu partea de masă a bazei de 16 %?
169. În rezultatul reacției unei mase de aluminiu cu clorul cu masa de 7,1 g s-a format 8,9 g clorură de aluminiu. Oare tot clorul a reacționat?
170. În timpul încălzirii oxidului NO_2 cu volumul de 4 l s-a format oxid NO cu volumul de 2 l și oxigen. Calculați volumul oxigenului. Oare a avut loc transformarea completă a oxidului de nitrogen(IV)? Dacă nu, atunci găsiți volumul restului lui.
171. După amestecarea probei de var nestins cu masa de 12,5 g cu apă cu masa de 10 g s-a format hidroxid de calciu cu masa de 14,8 g. Care este partea de masă a oxidului de calciu în proba de var nestins?
172. În rezultatul reacției dintre amoniac și oxigen, în prezența catalizatorului, volumul amestecului de gaze s-a mărit cu 100 ml și s-a determinat că 600 ml de oxigen, nu a reacționat. Calculați părțile de masă ale gazelor în amestecul inițial.
173. La hidroxidul de litiu, cu masa de 6 g, s-a adăugat 60 g de 10 % soluție de fluorură de hidrogen. În rezultatul experienței, s-a obținut 5,2 g sare. Care este randamentul relativ al produsului reacției?

23

Elementele metale. Metalele

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să izolați repartizarea elementelor metale în sistemul periodic;
- să vă faceți închipuiri despre răspândirea acestor elemente în natură;

- să vă amintiți particularitățile structurii electronice a atomilor și ionilor elementelor nemetale;
- să obțineți informație nouă despre proprietățile fizice ale metalelor;
- să clarificați compoziția și proprietățile unor aliaje.

Elementele metale, răspândirea lor în natură. Elemente metale există cu mult mai multe decât nemetale. La ele aparțin toate elementele *d* și *f*, de asemenea, și elementele *s* (în afară de Hidrogen și Heliu) și câteva elemente *p*. În varianta lungă a sistemului periodic elementele metale ocupă partea stângă și partea centrală¹:

elemente <i>s</i>		elemente <i>d</i>										elemente <i>p</i>						
Li	Be																	
Na	Mg											Al						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po			
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv			
elemente <i>f</i>																		
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					

Cele mai multe elemente metalice conține litosfera. Cea mai răspândită printre ele este Aluminiu (fig. 56). Elementele de la care provin metalele active, se conțin, în special, în mineralele clorurilor, carbonaților, sulfatilor și silicaților, altele – în mineralele oxizilor și sulfurilor. Foarte rar se întâlnesc native de cupru, argint, aur, platină (fig. 57).

¹ Germaniu, Stibiu și Poloniu, care sunt situați lângă linia diagonală întreruptă, după unele caracteristici sunt asemănătoare cu elementele metale, dar după altele – cu nemetalele.

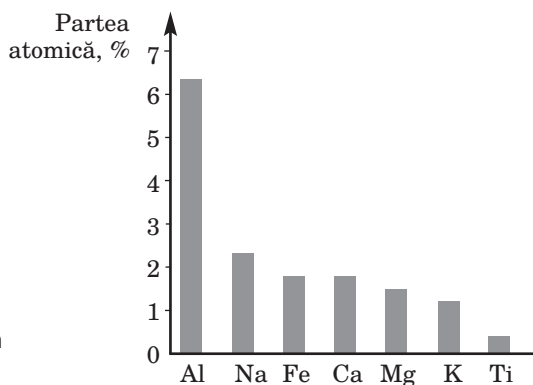


Fig. 56.
Părțile atomice
ale celor mai
răspândite ele-
mente metalice în
litosferă

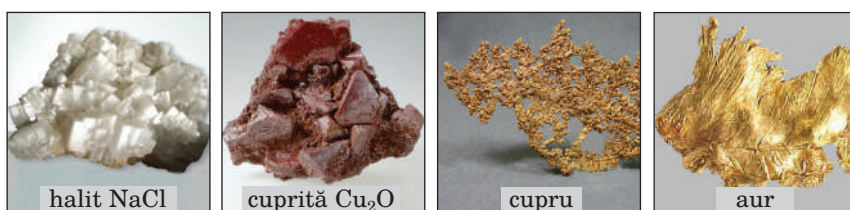
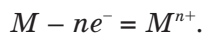


Fig. 57.
Substanțele
naturale, formate
din elementele
metalice

În hidrosferă, de asemenea, sunt multe elemente metale, dar în cantități foarte mici. În apele mărilor și oceanilor predomină Sodiu, dar în apa proaspătă – Calciu.

Elementele metale se conțin și în organismele vii. Sodiu și Potasiu intră în compoziția tuturor celulelor, Magneziu este în clorofilă, iar Fierul – în hemoglobină. Compușii Calciului constituie baza neorganică a oaselor, dinților, coarței de ou, a cochiliilor.

Atomii și ionii elementelor metalice. În atomul oricărui element metalic pe nivelul energetic exterior se află o cantitate mică de electroni (de regulă, de la unul până la trei). Asemenea atom poate ceda acești electroni, transformându-se în ion încărcat pozitiv (cation):



► Scrieți schema de formare a ionului de Calciu din atom, folosind formulele electronice ale particulelor.

Proprietatea atomilor elementelor metale de a pierde electroni crește odată cu creșterea razei atomilor: în perioade – de la dreapta la stânga, iar în grupă – de sus în jos. Elementele metalice tipice sunt situate în colțul jos din stânga al sistemului periodic. Printre ele – Cesium; atomul lui cel mai ușor pierde electroni.

Cationii simpli ai elementelor metale se conțin în oxizii bazici și amfoateri, baze, săruri. Valoarea sarcinilor la asemenea ioni pentru elementele din grupele I – III ale subgroupurilor principale coincide cu numărul grupei sistemului periodic: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} . O asemenea particularitate pentru elementele din subgroupurile secundare nu există. De exemplu, elementul din grupa I Cuprul formează cationii Cu^+ și Cu^{2+} , iar elementul din grupa a VIII Fierul – cationii Fe^{2+} și Fe^{3+} .

Atomii unor elemente metalice pot forma legături covalente cu atomii elementelor nemetale. Rezultatul acesteia este existența anionilor compuși (de exemplu, MnO_4^-) sau a moleculelor (CrO_3).

Metalele. Elementele metalice formează substanțele simple – metalele. În condiții obișnuite ele se află în stare solidă (în afară de mercur) și sunt substanțe cristaline.

Proprietățile fizice. Metalele se aseamănă după aspectul exterior (fig. 58). Luciul metalic, conductibilitatea termică, plasticitatea – proprietățile metalelor, cauzate de legătura metalică și prezența în ele a electronilor delocalizați (§ 7). Cea mai înaltă conductibilitate electrică și termică au argintul, cuprul, aurul, aluminiul. Cel mai plastic metal este aurul.



Fig. 58.
Cele mai importante metale

Temperaturile de topire la majoritatea metalelor depășesc 1000 °C. Metalele care se topesc la temperatură mai joasă (de exemplu, plumbul, staniul, zincul, aluminiul) se numesc fuzibile. Cel mai greu fuzibil metal – volframul (t. top. 3420 °C). Cea mai joasă temperatură de topire o are mercurul (– 38,9 °C).

Valoarea densității metalelor se află într-un interval larg – de la 0,534 (litiu) până la 22,5 g/cm³ (osmiu).

Metalele se deosebesc și după duritate. Cel mai dur metal este cromul; cu el se poate de tăiat sticla. Cele mai moi metale sunt – sodiul, potasiul, plumbul.

Culoarea metalelor, în majoritatea cazurilor, este albă sau cenușie. Aurul și cesiul au culoare galbenă, iar cupru – roșie.

Fierul, cobaltul și nichelul sunt feromagnetici – substanțele, care sunt capabile să se magnetizeze în câmpul magnetic exterior și să păstreze asemenea stare.

Aplicarea. Cele mai importante metale la practică sunt fierul, aluminiul, cuprul, zincul. Ele au obținut o aplicare largă datorită stabilității la condițiile naturale și răspândirea materiei prime naturale, din care ele se obțin. Aurul, argintul, platina sunt metale prețioase. Din ele se confecționează bijuterii, decorațiuni, uneori se acoperă suprafața monedelor (fig. 59). Aceste metale, de asemenea, se folosesc în industria chimică, pentru confecționarea dispozitivelor, în tehnica electronică.

Aliaje de metale. Cel mai des în loc de metale sunt folosite aliajele lor (tăblița 9). Fiecare



Fig. 59.
Monedă de
argint

Unele aliaje de metale

Denumirea	Compoziția (partea de masă, %)	Denumirea	Compoziția (partea de masă, %)
Oțel inoxidabil (obișnuit)	Fe — 74; Cr — 18; Ni — 8	Duraluminiu	Al — 71—90; Cu — până la 13; Zn, Si, Mg — restul
Bronza (arama) (obișnuită)	Cu — 70—96; Sn — restul	Nicrom	Ni — 77—85; Cr — 15—20; Al — restul
Bronza (arama) (obișnuită)	Cu — 54—90; Zn — restul	Argint german	Cu — 70—80; Ni — restul

aliaj este un amestec uniform (soluție solidă), care se prepară pe cale de topire comună a metalelor și în urma răcirii lor.

După proprietățile fizice, aliajele se deosebesc de metalele, care intră în compoziția lor. Ele au, de regulă, temperaturi de topire mai joase, comparativ cu metalele respective, de asemenea, și altă duritate și densitate. Însă aliajelor, ca și metalelor pure, le este caracteristic luciul metalic, conductibilitatea electrică înaltă.

În reacțiile chimice, aliajele, de obicei, se comportă ca amestec de metale.

Învățații obțin și cercetează aliajele cu scopul de a îmbunătăți proprietățile metalelor. Astfel, fierul obișnuit repede se expune coroziunii, iar aliajul acestui metal cu cromul și nichelul este foarte stabil la condițiile naturale. Pentru confecționarea bijuteriilor, se aplică nu metalele prețioase pure, dar aliajele lor mai dure din cupru și argint. Cu ajutorul sudurii – aliajul din staniu cu plumb – mai ușor se sudează (t. top. sudurii 180 °C), decât cu metalele pure – stanuiul (t. top. 232 °C) sau plumbul (t. top. 327 °C).

Aliajele metalelor se aplică în industria chimică și cea alimentară, în construcțiile de aeronave și de mașini, în tehnică, construcție, în arta monumentală, în viața cotidiană (fig. 60).

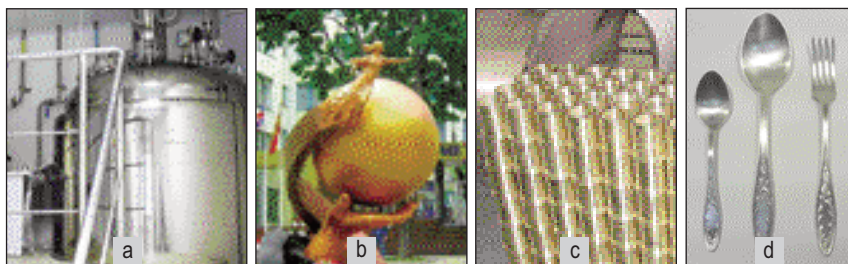


Fig. 60.

Aplicarea aliajelor: *a* – echipament din oțel inoxidabil; *b* – monument din bronz¹; *c* – obiecte din alamă; *d* – se de masă de nichel

CONCLUZII

La elementele metale aparțin toate elementele *d* și *f*, elementele *s* (în afară de Hidrogen și Helium) și câteva elemente *p*.

Elementele metalice sunt răspândite în natură.

Atomii elementelor metalice pot pierde electroni și se pot transforma în cation. Această proprietate a lor crește odată cu creșterea razei.

Elementele metalice formează substanțele simple – metalele. Datorită prezenței legăturii metalice, metalele conduc curent electric, au luciul caracteristic, majoritatea lor sunt plastice.

Metalele și aliajele metalice se aplică pe larg în diferite domenii.

?

174. Care elemente – metalice sau nemetalice – sunt mai multe în perioada a treia, în perioada a patra?
175. Numiți grupa din sistemul periodic, în care sunt repartizate numai elementele metalice.
176. Scrieți formulele electronice ale atomului și ionului de Beriliu.
177. Care proprietăți fizice sunt tipice pentru metale? Lămuriți, de ce metalele conduc curent electric.

¹ Compoziția „Planeta Alfred Nobel”, orașul Dnipro.

178. De ce cel mai des se întrebunțează nu metalele pure, dar aliajele lor?
179. După materialele din internet sau altele surse de informații, pregătiți un mesaj despre un metal sau aliaj cu particularități deosebite și despre aplicarea lui.
180. Proba bronzului special are așa părți de masă a metalelor (în procente): Cu – 85, Sn – 9, Zn – 6. Atomii cărui element în bronz sunt în cantitatea cea mai mică? Câți atomi de Cupru nimeresc în aliaj la fiecare 10 atomi de acest element?
181. Praf de silumină (aliaj a aluminiului cu siliciul) cu masa de 5 g cu partea de masă a siliciului de 14 % s-a ars în surplus de oxigen. Calculați părțile de masă ale oxizilor în amestecul obținut de compuși.

PENTRU CEI ISCODITORI

Rețelele cristaline ale metalelor

Voi știți deja, că ordinea situării particulelor în cristalul oricărei substanțe se descrie cu ajutorul rețelelor cristaline. În ele este cel mai mic fragment tri-dimensional, care se repetă în diferite direcții. Dacă fiecare fragment îl vom aranja unul lângă altul foarte aproape, se poate reproduce cristal în întregime (fig. 61).

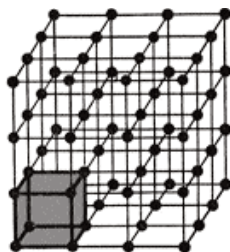


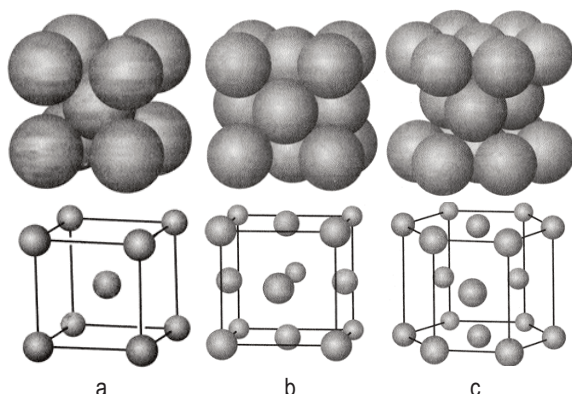
Fig. 61.
Cel mai mic fragment în rețelele cristaline

Cele mai mici fragmente în rețelele cristaline ale metalelor au formă de cub sau de prismă hexagonală (fig. 62). Există trei variante principale de repartizare în ele a cationilor:

- 1) în vârfuri și în centrul cubului (metalele alcaline, bariu, crom, wolfram și alt.) – fig. 62, *a*;
- 2) în vârfurile și în centrul fețelor cubului (aluminiul, cuprul, argintul, aurul, platina ș. a.) – fig. 62, *b*;
- 3) în vârfurile și în centrul fețelor superioară și inferioară a prismei hexagonale, de asemenea, și în trei poziții în interiorul prismei (magneziu, beriliu, zinc și alt.) – fig. 62, *c*.

Repartizarea cationilor în rețelele cristaline ale fierului și ale unor alte metale depinde de temperatură.

Fig. 62.
Fragmente de
rețele cristaline
a – sodiu;
b – cupru;
c – magneziu



24 Aluminiu. Compușii Aluminiului

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre răspândirea Aluminiului în natură;
- să lărgiți cunoștințele voastre despre proprietățile aluminiului și compușii elementului cu același nume;
- să clarificați sferele de aplicare a aluminiului, oxidului și sărurilor de AluminIU.

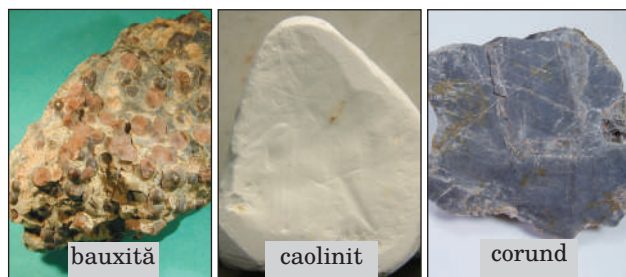
AluminIU. Elementul AluminIU¹ este situat în perioada a treia în grupa a III-a, subgrupa principală.

Răspândirea în natură. AluminIU este cel mai răspândit element metalic în litosferă; partea lui atomică constituie 6,4 %. Împreună cu Oxigenul și Siliciul el constituie baza lumii neorganice (minerale). În natură nu există metalul alumi-

¹ Denumirea elementului provine de la cuvântul latin alumen (aluminis) – alum. Alum – compusul AluminIU, care se folosea cu mult timp în urmă la vopsirea țesăturilor și ca mijloc pentru oprirea hemoragiilor.

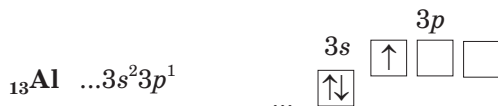
niul, dar există foarte mulți compuși ai elementului cu același nume. Cele mai importante minerale ale Aluminiului sunt bauxita – amestec de compuși cu formulele $\text{Al}(\text{OH})_3$ și $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, și caolinitul $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (baza argilei); uneori se nimerеște corundul Al_2O_3 (fig. 63).

Fig. 63.
Unele minerale de
Aluminiu



Indiferent de răspândirea semnificativă, Aluminiu în litosferă, hidrosferă se conține foarte puțin, dar în plante și organismele vii acest element practic lipsește.

Structura electronică a atomului și ionului. Pe nivelul energetic exterior al atomului de Aluminiu se află trei electroni:



Atomul ușor îi pierde, transformându-se în cation cu sarcina +3:



Cationii de Aluminiu sunt componenții majorității compușilor elementului.

► Scrieți formula electronică a ionului de Aluminiu și portretizați varianta grafică a lui.

Substanța simplă. Metalul aluminiu este cunoscut fiecărui. În lume, în fiecare an, se topesc zeci de milioane de tone; după volumul producerii, el ocupă locul al doilea după fier.

Proprietățile fizice. Aluminiul este un metal alb-argintiu cu temperatura de topire de 660 °C. El

este ușor (densitatea lui constituie $2,70 \text{ g/cm}^3$) și plastic. Din aluminiu se scot fire, se produce folie subțire. Acest metal are conductibilitate electrică și termică înaltă, formează cu altele metale aliaje ușoare și dure. Cele mai importante printre ele – duraluminiu (aliajul cu magneziul și cuprul), silumin (aliajul cu siliciul), magnal (aliajul cu magneziul) și avial (aliajul cu magneziul și siliciul).

Proprietățile chimice. Aluminiul – metal foarte activ, care puțin îi cedează magneziului.

Reacțiile cu nemetalele. Cu majoritatea nemetalelor aluminiul reacționează la încălzire, iar cu clorul și bromul – în condiții obișnuite. În amestec de prafuri de aluminiu și iod interacțiunea se începe după adăugarea a una-două picături de apă, care este în calitate de catalizator (fig. 64).



Fig. 64.
Reacția dintre
aluminiu și iod

► Scrieți ecuația reacției dintre aluminiu și iod.

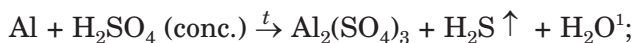
Suprafața aluminiului se acoperă cu o peliculă subțire și transparentă de oxid Al_2O_3 . Acesta este rezultatul reacției dintre metal și oxigenul din aer în condiții obișnuite, care imediat se oprește, deoarece pelicula oxidantă, care se formează, protejează aluminiul de acțiunea de mai departe a oxigenului

Reacția cu apa. Aluminiul nu reacționează nici chiar cu apa fierbinte, deoarece pe suprafața metalului este prezentă pelicula groasă a oxidului. Dacă această

peliculă o vom îndepărta (aplicând mercur pe metal), atunci se începe reacția dintre aluminiu și apă:

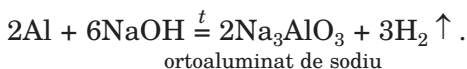


Reacțiile cu acizii. Aluminiul reacționează cu majoritatea acizilor, în afară de cele mai slabe (carbonic, sulfhidric, silicic). În timpul reacțiilor dintre metal cu acidul clorhidric și acidul sulfuric diluat se degajă hidrogen. Cu acidul sulfuric concentrat și acidul nitric, aluminiul în condiții obișnuite, practic, nu reacționează; pe el îl protejează pelicula oxidului. Însă la încălzire acești acizi reacționează cu oxidul Al_2O_3 și imediat – cu metalul:



► Alcătuiți schema de oxidare, reducere și alegeți coeficienții.

Reacțiile cu bazele. Aluminiul este situat în șirul activității în partea stângă a hidrogenului, iar oxidul și hidroxidul Aluminiului sunt compuși amfoateri. Complexul de acești factori fac să fie posibilă interacțiunea dintre metal și bază:

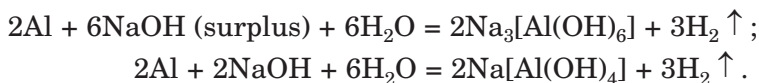


Restul acid în formula sării corespunde hidroxidului amfoater $\text{Al}(\text{OH})_3$ ca și acidului $-\text{H}_3\text{AlO}_3$.

Ecuatia dată descrie reacția aluminiului cu baza solidă la încălzire sau topitura acestuia, adică în lipsa apei. Dacă cu metalul reacționează baza în soluție apoasă (fig. 65), atunci se formează aluminați solubili $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ și $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$:

¹ În locul sulfurii de hidrogen poate să se formeze sulf sau oxidul de sulf(IV).

Fig. 65.
Reacția dintre
alumiuniul și bază
în soluție

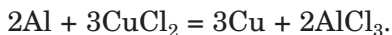
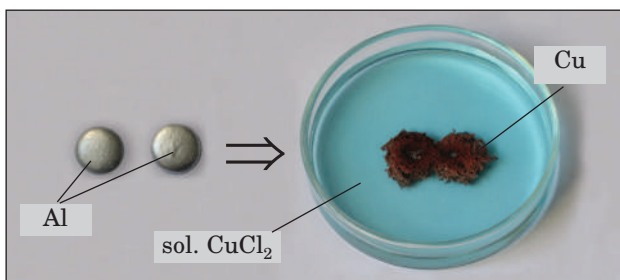


Formulele acestor săruri se pot de deduce, schimbând fiecare atom de Oxigen în formulele Na_3AlO_3 și NaAlO_2 prin două grupe hidroxile¹.

Analogic decurg reacțiile cu formarea zincatilor Na_2ZnO_2 , $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ și altor săruri asemănătoare, care provin de la hidroxizi amfoateri, ca acizi.

Reacțiile cu sărurile. Alumiuniul reacționează cu soluțiile sărurilor, „substituind” metalele mai puțin active (fig. 66):

Fig. 66.
Granule de alumi-
niu până și după
reacția cu clorura
de cupru(II)



Aplicarea. Datorită faptului că Alumiuniul și aliajele lui sunt rezistente față de coroziune, dure și ușoare, ele se folosesc în tehnica de

¹ Sarea NaAlO_2 provine de la compusul amfoater $\text{AlO}(\text{OH})$ ca acid – HAlO_2 (altă variantă a formulei compusului – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Denumirea acestei sări – metaaluminat de sodiu.

aviație și spațială, în transportul de apă și terestru, în construcție, în viața cotidiană.

Aluminiul, de asemenea, se aplică în metalurgie pentru obținerea cromului, calciului, vanadiului.

Din aluminiu se produc diverse ambalaje, materiale de ambalare (folie), vopsea „argintie” (praf de aluminiu foarte mărunțit). Necătând că după conductibilitatea electrică aluminiul îi cedează cuprului, el este cu mult mai ușor și mai ieftin decât cupru. De aceea se aplică și în tehnica electrică.

Oxidul și hidroxidul de Aluminiu. Oxidul Al_2O_3 este o substanță albă, greu fuzibilă, care nu se dizolvă în apă și nici nu reacționează cu ea. Pelicula subțire, transparentă și trainică a acestui oxid permanent acoperă metalul de aluminiu.

Oxidul de aluminiu formează mineralul corundul. Varietățile sale valoroase sunt rubinul (conține impurități de oxid de crom(III)) și safirul (conține impurități ale oxizilor de Fier, Titan, Cobalt) (fig. 67).



Fig. 67.
Variatățile
corundului

Oxidul Al_2O_3 este amfoater. Comportarea chimică a acestui oxid depinde de proprietățile altui reagent. Compusul reacționează (de regulă, la încălzire) cu oxizii acizi și bazici, acizi puternici, baze.

► Alcătuiți ecuația reacției cu participarea oxidului de aluminiu, în care acest compus posedă: a) proprietăți bazice; b) proprietăți acide.

Hidroxidul $\text{Al}(\text{OH})_3$ – substanță albă, insolubilă în apă. Acesta este un hidroxid amfoater tipic. El se formează în timpul reacției dintre soluția sării de Aluminiu și o cantitate calculată de soluție de bază sau amoniac. Compusul reacționează în condiții obișnuite cu acizii puternici, cu soluțiile de baze.

La încălzire, hidroxidul de aluminiu de descompune în oxidul respectiv și apă.

► Scrieți ecuația descompunerii termice a hidroxidului de aluminiu.

Sărurile. Aluminiu formează săruri de două tipuri. În compușii AlCl_3 , AlPO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ se conțin cationii acestui element, dar în sărurile NaAlO_2 , $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ el intră în compoziția anionului resturilor acide.

La răcirea soluțiilor saturate de clorură, sulfat sau nitrat de Aluminiu sau la evaporarea apei din ele se degajă cristalohidrați incolori $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ și $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Sărurile de Aluminiu se supun hidrolizei (§ 12).

► Ce fel de mediu este în soluția apoasă de clorură de aluminiu? Răspunsul confirmați-l cu ecuații chimice.

Aplicarea compușilor de Aluminiu.

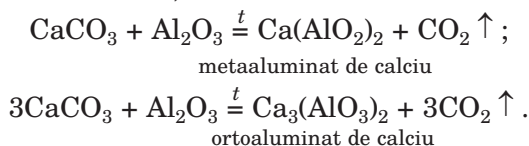
Oxidul cristalin Al_2O_3 (corundul) are o duritate înaltă și servește ca material abraziv, dar în formă de praf este componentul ceramicii rezistente la căldură. Clorura AlCl_3 se aplică în calitate de catalizator în reacțiile cu participarea substanțelor organice, iar sulfatul $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ se adaugă la apa naturală pentru purificarea ei înainte de sedimentare, filtrare și îndreptarea în sistema de aprovizionare cu apă.

Important pentru practică sunt aluminații de Calciu. Împreună cu silicații de Calciu ei intră în compoziția cimentului (§ 29). Cimentul se produce prin calcinarea calcarului CaCO_3 din argilă

Este interesant de știut

Oxidul de aluminiu amorf este folosit ca adsorbant în medicină; medicamentul este numit „alumogel”.

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ la temperatura de 1500 °C.
Exemplu de reacții, care decurg în acest caz:



CONCLUZII

Aluminiul este cel mai răspândit element metalic în litosferă.

Aluminiul – un metal ușor, plastic, care are o conductibilitate electrică și termică înaltă. El reacționează cu nemetalele, acizii, bazele, soluțiile de săruri.

Oxidul și hidroxidul de Aluminiu sunt substanțe albe, insolubile în apă. Acestea sunt substanțe amfoatere, care interacționează cu oxizii acizi și bazici, acizii și bazele.

Aluminiu formează săruri de două tipuri. Sărurile primului tip conțin cationii acestui element, iar în celelalte săruri (alumiinați) el intră în compoziția anionului resturilor acide.

Aluminiul și aliajele sale se aplică în tehnică, construcție, transport, viața cotidiană. Oxidul de aluminiu servește ca material abraziv, este componentul ceramicii rezistente la căldură. Compușii aluminiului se aplică în industria chimică, construcție, pentru purificarea apei.



182. Caracterizați compoziția nuclidului de Aluminiu-27.
183. Numiți proprietățile aluminiului, datorită cărora acest metal se aplică în practică.
184. Scrieți ecuațiile reacțiilor aluminiului cu oxigenul, bromul, nitrogenul.
185. Completați schemele reacțiilor și transformați-le în ecuații chimice:
 - a) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{AlCl}_3 + \dots$;
 - b) $\text{Al} + \dots \xrightarrow{t} \text{K}_3\text{AlO}_3 + \dots$;
 - c) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$;
 - d) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$.
186. Alcătuiți ecuația reacției aluminiului cu acidul nitric foarte diluat, ținând cont de faptul, că elementul-oxidant suferă reducere maximală.

187. Aduceți ecuațiile reacțiilor, cu ajutorul cărora pot fi realizate așa transformări:
- a) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
- b) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
188. Dacă turnăm soluțiile de clorură de aluminiu și carbonat de sodiu, vom vedea formarea sedimentului (acesta e hidroxidul de aluminiu) și degajarea gazului. Lămuriți rezultatul experienței și scrieți ecuațiile chimice.
189. Aflați partea de masă a oxidului de aluminiu în mineralul bemi-ti $\text{AlO}(\text{OH})$.
190. Calculați masa Aluminiului în 48,3 g cristalohidrat $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
191. În ce volum de apă trebuie de dizolvat 7,5 g cristalohidrat $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, pentru a prepara soluție cu partea de masă a sării anhidre 7,1 %?
192. În timpul interacțiunii amestecului de aluminiu și magneziu cu surplus de acid clorhidric s-au degajat 8,96 l gaz, iar la acțiunea surplusului de soluție de bază asupra aceleiași porții de amestec de metale s-au obținut 3,36 l de acest gaz. Calculați părțile de masă a metalelor în amestec, dacă volumele gazului sunt măsurate în condiții normale.

25

Fierul. Substanța simplă fierul. Compușii Fierului

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre răspândirea Fierului în natură;
- să vă clarificați structura atomului și ionilor de Fier;
- să lărgiți cunoștințele voastre despre proprietățile fierului și compușii Fierului;
- să vă formați închipuiri despre domeniile de aplicare a fierului și compușilor Fierului.

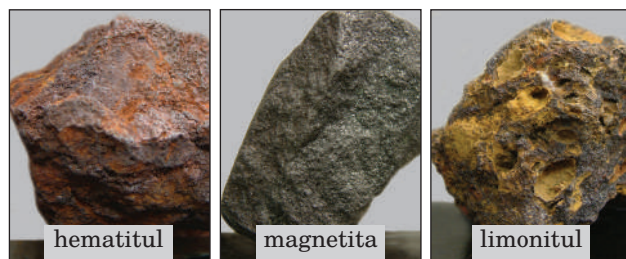
Fierul. Elementul Fierul este repartizat în perioada a patra a grupei VIII, a subgrupeii secundare.

Răspândirea în natură. Fierul este unul din cele mai răspândite elemente metalice în litosferă; partea atomică a lui constituie 1,8 %.

Sunt cunoscuți foarte mulți compuși naturali ai Fierului. Unii din ei slujesc ca materie primă

pentru sinteza fierului. Aceste sunt minereurile: hematitul (sau oxidul de fier roșu) Fe_2O_3 , magnetita Fe_3O_4 , limonitul $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ (fig. 68).

Fig. 68.
Compușii naturali ai Fierului



Ucraina are mari zăcăminte de oxid de fier roșu în bazinul de minereuri din Krivoi Rog. Pirita FeS_2 (fig. 69) pentru metalurgie este nepotrivit, deoarece impuritățile de Sulf în fier face metalul fragil. Acest compus se folosește la sinteza acidului sulfatic.

Fig. 69.
Pirita



Fier nativ în natură se întâlnește foarte rar.

O cantitate mică de cationi de Fe^{2+} se conține în apa naturală. Oxidându-se cu oxigenul dizolvat, ei se transformă în ionii Fe^{3+} , care se sedimentează din apă în compoziția hidroxidului brun (cafeniu) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Asemenea culoare o are uneori fundul râului sau al lacului, depunerile în fierbătorul de ceai.

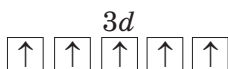
În organismele vii, Fierul se întâlnește foarte puțin, însă fără acest element existența lor este imposibilă. Ionii Fe^{2+} intră în compoziția hemo-

globinei sângelui. Insuficiența de Fier în organism duce la anemie.

Structura electronică a atomului și ionilor. În atomul de Fier se conțin 26 electroni (numărul de ordine a acestui element este 26), care sunt situați pe patru niveluri energetice (Fierul – element din perioada a patra). Formula electronică a atomului de Fier: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

► Portretizați varianta grafică a formulei electronice a acestui element.

Atomul de Fier foarte ușor pierde doi electroni ai nivelului energetic exterior (al patrulea), transformându-se în ionul Fe^{2+} . El poate pierde și al treilea electron – unul din electronii d . În acest caz, se va forma ionul Fe^{3+} . În fiecare orbital d al lui este situat câte un electron:



Ionii Fe^{2+} și Fe^{3+} se conțin în compușii Fierului (II) și Fierului (III).

Substanța simplă. Fierul – metal, pe care îl folosește omul deacum de câteva secole. Fără fier și aliajele pe baza lui, nu se poate să ne închipuim dezvoltarea civilizației noastre.

Proprietățile fizice. Fierul este un metal plastic alb-cenușiu, el are densitatea $7,87 \text{ g/cm}^3$, se topește la temperatura de $1539 \text{ }^\circ\text{C}$, este feromagnetic. Acest metal formează aliaje cu multe alte metale.

Proprietățile chimice. În reacțiile chimice, fierul posedă o activitate suficientă. Dacă el va fi obținut în formă de praf foarte mărunțit (de exemplu, descompunând compușii organici), atunci metalul va putea să se aprindă spontan la aer. Asemenea proprietate a substanței se numește piroferice¹.

¹ Termenul provine de la cuvintele grecești pyr – foc și phoros – acela, care duce.

Reacțiile cu nemetalele. La încălzire fierul reacționează cu multe nemetale. Lama din oțel sau arcul pe care este fixat un chibrit aprins arde în oxigen (fig. 70):

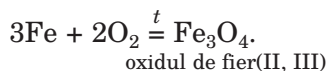


Fig. 70.
Reacția fierului
cu oxigenul

Fierul arde și în atmosferă de clor (fig. 71), la încălzire reacționează activ cu sulful:

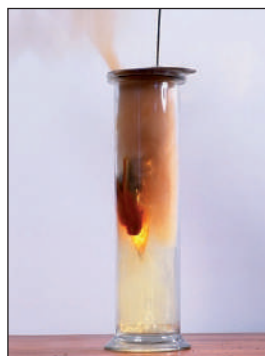
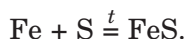
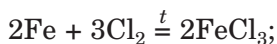


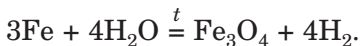
Fig. 71.
Reacția fierului
cu clorul

Reacțiile cu apa. Dacă introducem în apă rumegușul de fier sau un cui, cu timpul pe suprafața metalului va apărea corozia. Aceasta este produsul interacțiunii fierului cu apa și oxigenul dizolvat în ea. Corozia are o compoziție schimbată – $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$. În ecuația chimică for-

mula ei pentru simplificare se scrie $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (această formulă poate fi redată și așa: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$):

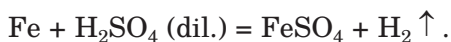


Fierul aprins reacționează cu vaporii de apă:



Mai înainte, pe această reacție, se baza metoda industrială pentru obținerea hidrogenului.

Reacțiile cu acizii. Fierul reacționează cu acidul clorhidric, sulfatic diluat și cu unii alți acizi cu degajarea hidrogenului și formarea sărurilor de Fier(II):



Cu acizii nitric și sulfatic concentrați fierul, ca și aluminiu, în condiții obișnuite nu reacționează, deoarece se formează pe suprafața metalului pelicula pasivă a oxidului. De aceea, acești acizi sunt transportați în rezervoare de fier. La încălzire, pelicula oxidului reacționează cu acidul și deodată în reacție intră metalul (fig. 72):



► Alegeți coeficienții prin metoda bilanțului electronic.

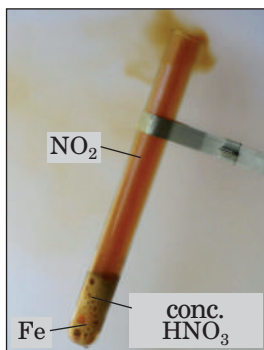
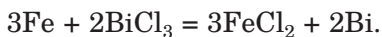


Fig. 72.
Reacția fierului
cu acidul nitric
concentrat

Reacțiile cu sărurile. Fierul în soluțiile sărurilor „substituie” metalele mai puțin active – cupru,

argintul, bismutul ș. a. Prin urmare, în afară de ele, se formează săruri de Fier(II), dar nu de Fier(III):



Oxizii Fierului. Fierul formează trei compuși cu Oxigenul: oxizi simpli FeO , Fe_2O_3 și oxid dublu Fe_3O_4 (sau $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Aceste sunt substanțe solide de culoare neagră (FeO și Fe_3O_4) sau cafenie (Fe_2O_3). Mai detaliat vom studia numai oxizii simpli (fig. 73).

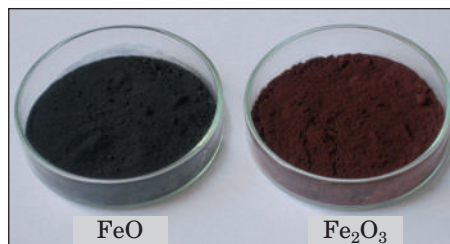
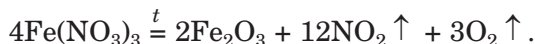


Fig. 73.
Oxizii Fierului

Oxidul de Fier(II) și oxidul de Fier(III) se pot obține la descompunerea termică a hidroxizilor respectivi, a unor săruri oxigenate:



Condiția necesară pentru obținerea oxidului de fier(II) este lipsa de oxifen, în caz contrar, substanța reacționează cu el, transformându-se în oxid Fe_3O_4 sau Fe_2O_3 .

Oxizii simpli ai Fierului se deosebesc după caracterul chimic: FeO – oxid bazic, Fe_2O_3 – amfoater. Ei reacționează cu oxizii acizi și acizii.

► Scrieți ecuațiile reacțiilor:

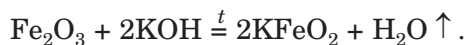
- între oxizii FeO și P_2O_5 ;
- Fe_2O_3 și acidul sulfuric.

Oxidul de Fier(III) nu reacționează cu soluția de bază. Interacțiunea acestui oxid cu bazele decurge

Este interesant de știut

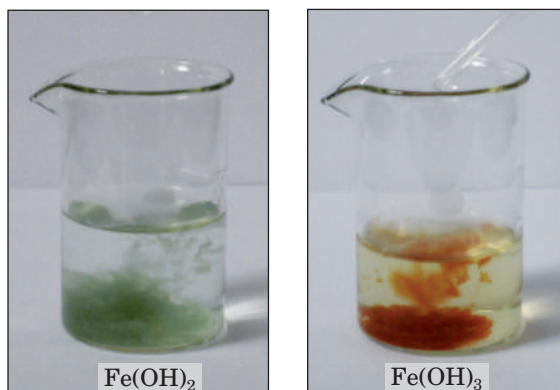
Unii fieriți se aplică în tehnică ca materiale magnetice.

numai la topirea sau coacerea compușilor. Produsele reacției sunt sărurile – fieriții:



Hidroxizii de Fier sunt insolubili în apă; compusul $\text{Fe}(\text{OH})_2$ are culoare albă, uneori cu o nuanță verzuie, iar $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – cafenie (fig. 74).

Fig. 74.
Hidroxidul de Fier



Obținerea hidroxidului de fier(II) pur în urma reacției de schimb în soluție apoasă este foarte grea; el foarte repede se oxidează cu oxigenul din aer dizolvat în apă și se transformă în hidroxid de fier(III):



► Transformați schema reacției în ecuație chimică.

După caracterul chimic, hidroxizii de Fier sunt asemănători cu oxizii respectivi: compusul $\text{Fe}(\text{OH})_2$ este bază, iar $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – hidroxid amfoater, care, aproape că nu reacționează cu soluția de bază în condiții obișnuite.

Sărurile de Fier. Elementul Fier formează multe săruri. Sărurile Fierului(II) conțin cationii Fe^{2+} , iar în sărurile Fierului(III) acest element metalic poate să se afle în formă de cationi Fe^{3+} (FeF_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) sau să fie componentul anionilor a resturilor acide (NaFeO_2 , K_3FeO_3).

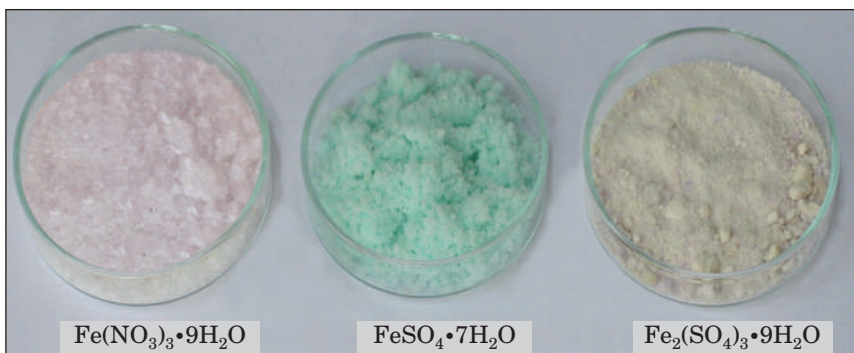
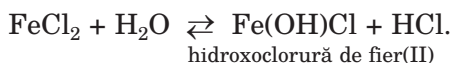


Fig. 75.
Sărurile de Fier

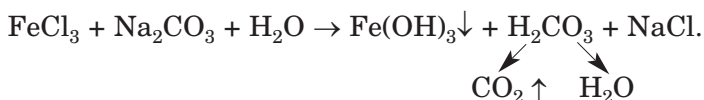
► Prin ce este cauzată existența a două tipuri de săruri de Fier(III)?

Sărurile solubile de Fier la evaporarea apei din soluțiile sale se degajă sub formă de cristalohidrați – $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ etc. (fig. 75). Majoritatea sărurilor de Fier(II) sunt verzui-albastre, iar sărurile de Fier(III) au culori diferite; în deosebi, compusul $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ e de culoare cafenie, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ – albă, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ – palid-liliachie.

Sărurile de Fier se supun hidrolizei; soluțiile sale au mediu acid:



De obținut unele săruri de Fier(III) prin hidroliza simultană a cationilor și anionilor nu se poate:



Aplicarea compușilor de Fier.

Compușii Fierului se aplică pe larg în practică. Oxizii Fe_2O_3 și Fe_3O_4 reprezintă materia primă pentru metalurgia feroasă. Hidrații naturali ai oxidului de fier(III) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ sunt colorați în diferite culori – de la galben-cafeniu până la culoarea brună; ei slujesc ca pigmenți în vopsele – ohri (galbenă), oxidul feric și mumiei (roșu-brun). Oxidul dublu Fe_3O_4 se aplică ca material pentru

Este interesant de știut

Există câțiva compuși ai Fierului(VI) – fieriații: K_2FeO_4 , BaFeO_4 și alții.

electrozi la electroliza în bateriile alcaline. Cea mai importantă sare de Fier este sulfatul de fier (sulfat de fier(II), heptahidrat) $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$. Compusul se folosește pentru păstrarea lemnului, lupta împotriva bolilor plantelor, ca reducător și substanță inițială pentru obținerea diferitor compuși de Fier.

CONCLUZII

Fierul este unul din cele mai importante elemente metalice. Aparține la elementele *d*, formează substanța simplă – fierul.

Fierul reacționează cu majoritatea nemetalelor, cu acizi, soluțiile multor săruri, iar, în prezența apei și a oxigenului, se supune coroziunii.

Pentru fier se cunosc oxizii FeO , Fe_2O_3 și Fe_3O_4 . Oxidul FeO este bazic, iar Fe_2O_3 – amfoater. Hidroxizii $\text{Fe}(\text{OH})_2$ și $\text{Fe}(\text{OH})_3$, după caracterul chimic, se aseamănă cu oxizii respectivi. Oxizii și hidroxizii Fierului reacționează cu acizii, iar oxidul de fier(III) la încălzire – încă și cu bazele.

Sărurile de Fier au diferite culori, iar dizolvate în apă formează cristalohidrați.

Oxizii și sărurile de Fier se aplică în multe domenii.

?

193. Scrieți formulele mineralelor $\text{Fe}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$ și $\text{Ca}_3\text{Fe}_2(\text{SiO}_4)_3$ (denumirea lor generală – grenade) cu ajutorul formulelor oxizilor respectivi.
194. Alcătuiți formulele electronice ale cationilor de Fier și portretizați variantele lor grafice.
195. Complectați schemele reacțiilor și alcătuiți ecuațiile chimice:
- | | | |
|--|--|--|
| a) $\text{Fe} + \text{F}_2 \xrightarrow{t}$ | b) $\text{Fe} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ | c) $\text{Fe} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ |
| $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$ | $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \xrightarrow{t}$ |
| $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$ |
| $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ | $\text{FeS} + \text{HBr} \rightarrow$ |

196. Puneți în locul punctelor formulele substanțelor și transformați schema reacției în ecuație chimică:
- a) $\text{FeO} + \dots \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4$; b) $\dots + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3$;
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{FeCl}_3 + \dots$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots \xrightarrow{t} \text{LiFeO}_2$;
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \dots$; $\text{FeCl}_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$.
197. Scrieți ecuațiile reacțiilor cu ajutorul cărora pot fi efectuate așa transformări
- a) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FePO}_4$;
b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{FeO}_2)_2 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.
198. Oxidul de fier(II, III) reacționează cu acizii la fel ca amestecul de oxizi de fier simpli. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor compusului Fe_3O_4 cu acizii clorhidric și sulfatic.
199. Scrieți ecuația hidrolizei nitratilor de fier sub formă moleculară și ionico-moleculară. Aveți în vedere că sedimente nu se formează.
200. În timpul trecerii sulfurii de hidrogen prin soluția clorurii de fier(III) se formează sediment galben deschis al substanței simple. Alcătuiți ecuația reacției.
201. Deduceți formula oxidului de fier, în care partea de masă a elementului metalic constituie 70 %.
202. Ce masă de nitrat de fier (III) trebuie de luat pentru obținerea a 8 g oxid de fier(III)?
203. Determinați cantitatea de molecule de apă în formula sării $\text{FeCl}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$, dacă partea de masă a apei în compus constituie 36,2%.
204. Ce volum de hidrogen se va degaja în condiții normale, dacă la 1,12 g de fier se adăugă 18 g acid clorhidric cu partea de masă a HCl de 10 %?
205. În soluția de sulfat de cupru(II) s-a scufundat o placă de fier cu masa de 28 g. După un anumit timp masa plăcii s-a mărit până la 30 g. Calculați masa cuprului, care s-a depus pe placă. Aveți în vedere, că metalul depus pe placă nu se împrăștie.

PENTRU CEI ISCODITORI

Îndepărtarea petelor de rugină de pe țesătură

Pentru a îndepărta o pată de rugină de pe țesătură, se poate aplica acid, care reacționează cu hidroxidul de fier(III) cu formarea sării solubile. Însă acest acid nu trebuie să distrugă fibrele țesăturii și să influențeze asupra colorantului, dacă țesătura este colorată. Aceste cerințe le îndeplinesc acizii organici – citric, acetic, oxalic, tartaric.

Metoda 1. Pata murdărită a țesutului alb se înmoaie cu soluția acidului citric concentrat, se acoperă un strat subțire de sare de bucătărie mărunțită și se lasă pe câteva ceasuri (uneori – pe o zi). După îndepărtarea petei, țesutul se spală cu apă caldă. În loc de soluție de acid citric, se poate folosi suc de lămâie.

Metoda a 2-a. Soluția diluată de acid acetic (2 linguri de oțet la un pahar de apă) se încălzește într-un vas de email până la temperatura de 80 – 90 °C și se scufundă în el pe 3 – 5 min. pata murdărită a țesutului. Dacă pata de coroziune nu dispăre, procedura se repetă. Apoi țesutul se spală cu apă caldă, în care se adaugă soluție de hidroxid de amoniu (o lingură la 2 l apă).

26

Bazele. Hidroxizii de Sodiu și Calciu

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să sistematizați cunoștințele voastre despre baze;
- să obțineți informație nouă despre hidroxizii de Sodiu și Calciu și aplicarea lor.

Bazele
 $M(\text{OH})_n$
($n = 1$ sau 2)

Compoziția și denumirea bazelor. În clasa a 8-a voi ați aflat că printre principalele clase de compuși neorganici este și clasa bazelor. Formula generală a acestor compuși – $M(\text{OH})_n$, unde M este simbolul elementului metalic, iar n poate avea valoarea 1 sau 2¹.

Denumirea bazelor, ca și la compușii neorganici ai altor clase, se formează din două cuvinte. Primul este cuvântul „hidroxid”, iar al doilea – denumirea elementului metalic: KOH – hidroxid de potasiu; Fe(OH)₂ – hidroxid de fier(II).

¹ Compușii Zn(OH)₂, Pb(OH)₂, Sn(OH)₂, și, de asemenea, câțiva alții, care au o compoziție asemănătoare, sunt hidroxizi amfoateri.

Denumirea trivială a hidroxidului de sodiu – sodă caustică, iar hidroxidul de calciu – var stins.

Bazele – substanțele ionice; componenții lor sunt cationii M^{n+} și anionii OH^- .

Proprietățile. Toate bazele sunt substanțe solide. Hidroxidul de sodiu, care cel mai des se folosește în laboratorul practic, se află în formă de granule sau de fulgi, iar hidroxidul de calciu – praf alb.

Majoritatea bazelor nu se dizolvă în apă. Hidroxizii elementelor alcaline și ai Bariului sunt solubili, iar compușii $\text{Mg}(\text{OH})_2$ și $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – puțin solubili¹. Bazele solubile, de asemenea și hidroxidul de calciu, au denumirea generală „alcalii”. Soluția apoasă de hidroxid de calciu se numește apă de var.

Alcaliile sunt electroliți tari. Dizolvându-se în apă, ei disociază în ioni, din care se alcătuiește:



Dizolvarea hidroxizilor de Sodiu și Potasiu este însoțită de degajarea unei cantități mari de căldură. Aceste substanțe absorb bine umiditatea și chiar se răspândesc în atmosfera umedă (fig. 78). De aceea ei se păstrează în vase închise ermetic și se aplică pentru uscarea gazelor, a multor lichide organice.

Fig. 76.
Rezultatul absorbirii vaporilor de apă de către granulele de hidroxid de sodiu



¹ În 100 g apă la temperatura de 20 °C se dizolvă 112,4 g hidroxid de potasiu, 108,7 g hidroxid de sodiu și numai 0,16 g hidroxid de calciu.

² Disociația se petrece numai într-o singură etapă, dar nu în două.

- Cu care component al aerului poate reacționa hidroxidul de sodiu, care se conține într-un pachet neetanșat? Aduceți ecuația chimică respectivă.

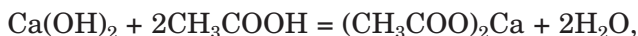
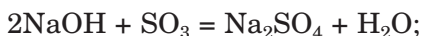
Este interesant de știut

Uneori hidroxidul de sodiu se numește sodă caustică (din grecește kaustikos – care frige).

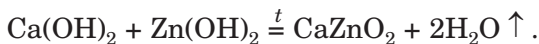
Alcaliile și soluțiile lor corodează țesuturile, hârtia, pielea, provoacă pericol pentru membranele mucoase, în special pentru ochi, provoacă arsuri grave. De lucrat cu ele trebuie foarte atent.

La încălzire bazele nu se topesc, dar se descompun în oxizii respectivi și apă (excepție – NaOH, KOH¹). Hidroxidul de calciu se supune descompunerii la temperatura de 580 °C.

Să vedem participarea bazelor în reacțiile chimice – a hidroxidului de sodiu și hidroxidului de calciu. Voi știți bine, că alcaliile reacționează cu compușii cu caracter acid – oxizii acizi, acizii

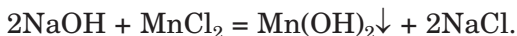
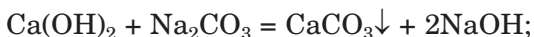


de asemenea cu oxizii amfoateri și hidroxizii:



- Alcătuiți ecuațiile reacțiilor moleculare și ionico-moleculare ale soluției de alcaliu cu hidroxidul de aluminiu, produsul cărui este hexahidroxoaluminat de sodiu Na₃[Al(OH)₆].

În soluții alcaliile reacționează cu sărurile:



Asemenea reacții decurg atunci, când se formează compus insolubil – sare, bază sau hidroxid amfoater.

¹ Temperatura de topire a hidroxidului de sodiu constituie +322 °C, iar a hidroxidului de potasiu + 405 °C.

- Oare va reacționa hidroxidul de calciu cu nitratul de bariu, hidroxidul de sodiu cu sulfura de fier(II)? Argumentați fiecare răspuns.

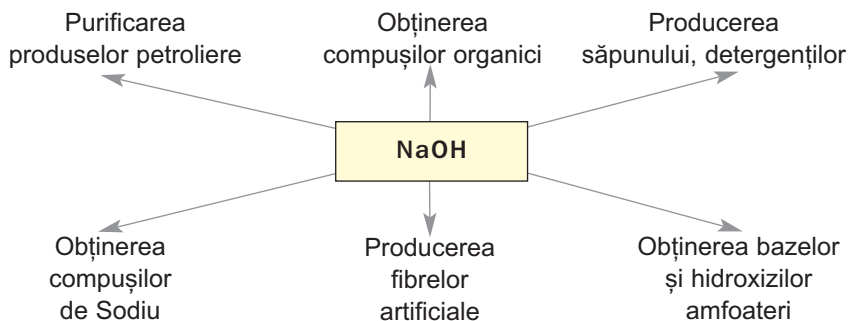
Aplicarea hidroxizilor de Sodiu și Calciu.

Hidroxidul de sodiu și calciu se obține în industrie în cantități mari, care anual constituie în diferite țări zeci de milioane de tone. Însemnătatea practică a acestor compuși se ilustrează cu schemele 5 și 6.

Hidroxidul de sodiu este alcaliu, cel mai întrebuițat în laboratoarele chimice – științifice, industriale, de învățământ. Se aplică atât substanța curată, cât și soluția ei apoasă (diluată, concentrată), uneori – în alcool.

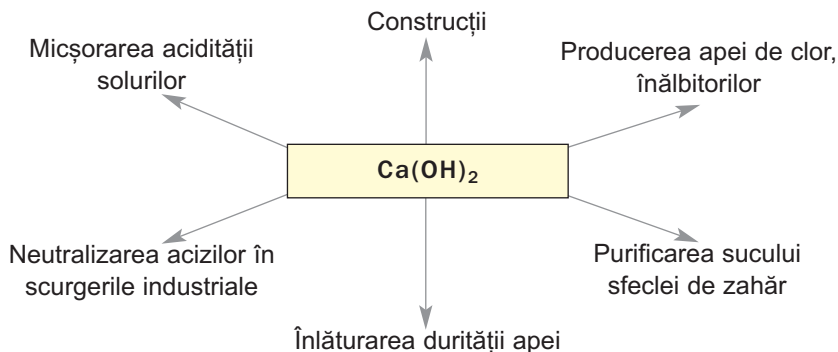
Schema 5

Aplicarea hidroxidului de sodiu



Schema 6

Aplicarea hidroxidului de calciu



Bazele – compușii, care se alcătuiesc din cationii elementelor metalice și anionii OH⁻. Formula generală a bazelor – M(OH)_n.

Se disting baze solubile în apă (alcalii) și baze insolubile.

Alcaliile reacționează cu oxizii acizi și amfoateri, acizii, hidroxizii amfoateri, iar soluțiile lor – încă și cu sărurile.

Cei mai importanți alcalii sunt hidroxidul de sodiu și hidroxidul de calciu. Acești compuși se aplică în industria chimică, tehnică și alte domenii.

?

206. De ce, după părerea voastră, hidroxizii de Sodiu și Calciu nu se găsesc în natură?
207. Din șirul dat, alegeți gazele, care se pot usca, trecându-le deasupra hidroxidul de sodiu solid: clorura de hidrogen, amoniac, nitrogen, dioxid de carbon, metan. Argumentați alegerea voastră.
208. Indicați terminația corectă a propoziției.
„În caz că soluția de hidroxid de sodiu concentrat a nimerit pe mână, zona afectată trebuie ...”:
- de o șters cu un șervețel;
 - de o spălat cu esență acetică;
 - de o spălat cu apă curgătoare, apoi cu soluție diluată de acid acetic;
 - de o spălat cu apă curgătoare, apoi cu soluție diluată de hidroxid de amoniu.
209. Terminați schemele reacțiilor cu participarea soluțiilor de alcalii și alcătuiți ecuațiile chimice:
- | | |
|---|---|
| a) $\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow$ | b) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ | $\text{Ca(OH)}_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{Mg(NO}_3)_2 \rightarrow$ | $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Pb(OH)}_2 \rightarrow$ |
210. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor, cu ajutorul cărora pot fi realizate așa transformări:
- hidroxid de sodiu → carbonat de sodiu → nitrat de sodiu → sulfat de sodiu;
 - hidroxid de sodiu → tetrahidroxoaluminat de sodiu → clorură de sodiu → nitrat de sodiu.

211. Ce volum de apă trebuie de adăugat la 100 ml de soluție de hidroxid de sodiu cu partea de masă de 40 % și densitatea de 1,43 g/ml, pentru prepararea soluției de alcaliu de 10 %?
212. La 0,05 moli de hidroxid de calciu s-a adăugat soluție, care conține 7,56 g acid nitric. Calculați masa sării de Calciu, care s-a format în rezultatul reacției.
213. La interacțiunea unei probe de var stins cu masa de 20 g cu surplus de acid clorhidric, s-au degajat 224 ml de dioxid de carbon (c. n.). Calculați partea de masă a carbonatului de calciu în proba de var stins. Care sunt pricinile posibile de prezență a acestei impurități în hidroxidul de calciu?

27 Sărurile

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să lărgiți cunoștințele voastre despre săruri, răspândirea lor în natură;
- să obțineți informație nouă despre proprietățile sărurilor.

Sărurile – una din cele mai importante clase de compuși neorganici. Cu acești compuși ați făcut cunoștință mai detaliat în clasa a 8-a.

Sărurile sunt compuși ionici, care conțin cationi, formați din elementele metalice, sau cationii de amoniu și anionii resturilor acide.

Răspândirea în natură. În litosferă se întâlnesc multe săruri. Aproape toate sunt insolubile în apă. Printre ele cei mai mulți silicați, carbonați (fig. 77), sulfiți, fosfați. Carbonatul de calciu intră în compoziția cochiliilor de broaște țestoase, coraluri, corjilor de ouă.

În hidrosferă se conțin cationii elementelor metalice, anionii resturilor acide. La evaporarea apei din soluțiile concentrate naturale se crista-

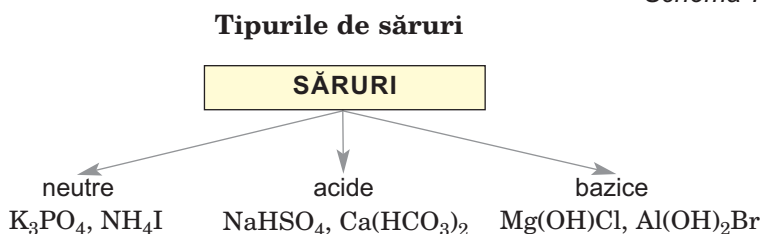


Fig. 77.
Mineralele,
care sunt
săruri

lizează săruri solubile (de exemplu, clorura de sodiu, clorura de potasiu). În antichitate din asemenea săruri se formau diverse depozite.

Clasificarea sărurilor. În dependență de compoziția sărurilor, se disting trei tipuri importante de acești compuși (schema 7):

Schema 7



Săruri neutre. La sărurile de acest tip aparțin compuși cu formulele NaCl , NH_4F , Al_2S_3 , Na_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ și multe altele. Formulele generale ale sărurilor neutre – M_nE_m , $M_n(\text{EO}_m)_p$.

Sarea neutră adesea se consideră ca un produs al substituiri complete a atomilor de Hidrogen în molecula de acid prin atomii (mai corect – ionii) elementului metalic sau ai ionului de amoniu: $\text{H}_2\text{S} \Rightarrow \text{Na}_2\text{S}$. Ea, de asemenea, este considerată produsul substituiri complete a anionilor OH^- (grupelor hidroxil) în bază sau în hidroxidul amfoater prin anionii resturilor acide: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Denumirile sărilor neutre se alcătuiesc din două cuvinte – denumirea anionului și denumirea cationului (după necesitate se adaugă valoarea sarcinii lui cu cifră romană): NaI – iodură de sodiu, NH_4Cl – clorură de amoniu, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – sulfat de fier(III).

Este interesant de știut

Sarea bine cunoscută chimiștilor $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ conține, în afară de anionii HPO_4^{2-} , cationii Na^+ și NH_4^+ .

Sărurile acide. Despre sărurile de acest tip s-a scris în § 12; ele se formează la hidroliza sărurilor neutre, care conțin anioni cu sarcină multiplă. Exemple de formule ale sărurilor acide: NaHCO_3 , NH_4HS , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 . Fiecare compus conține anioni ai radicalului acid ce conține și hidrogen. Pentru acidul carbonic H_2CO_3 acesta prezintă – ionul HCO_3^- (produsul primei etape de disociație a acidului), dar pentru acidul ortofosfatic H_3PO_4 – doi ioni – H_2PO_4^- și HPO_4^{2-} (produsele de la prima și a 2-a etapă a disociației). Deci, sarea acidă este produsul substituirii necomplete a atomilor de Hidrogen în molecula acidului polibazic prin atomii (ionii) elementului metalic sau ionului de amoniu.

Denumirea sării acide se compune din denumirile anionilor și cationilor cu indicarea cantității atomilor de Hidrogen în ea (dacă ei sunt doi sau mai mulți):

K_2HPO_4 – hidrogenortofosfat de potasiu;

KH_2PO_4 – dihidrogenortofosfat de potasiu.

Săruri bazice. Vă este cunoscut deja, că sărurile bazice se formează la hidroliza unor săruri neutre (§ 12). Ele provin de la baze sau hidroxizi amfoateri $M(\text{OH})_n$ ($n \geq 2$): $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Sarea bazică reprezintă produsul substituirii necomplete a ioniilor-hidroxid (grupelor hidroxid) în bază sau hidroxidul amfoater prin ionii radicalilor acizi. În sărurile de acest tip sunt cationi ai elementelor metalice care conțin grupa hidroxil. Cationul MgOH^+ corespunde bazei $\text{Mg}(\text{OH})_2$, iar cationul $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ și AlOH^{2+} – hidroxidului amfoater $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Denumirea sării bazice conține denumirea anionului cu indicarea cantității grupelor hidroxil (dacă ele sunt două sau mai multe) și denumirea cationului:

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ – hidroxoclorura de magneziu;

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – dihidroxonitrat de fier(III).

Proprietățile sărurilor. Multe săruri se dizolvă în apă. La evaporarea soluțiilor lor adesea se degajă cristalohidrați (fig. 78); culoarea lor este condiționată de culoarea cationilor hidratați.

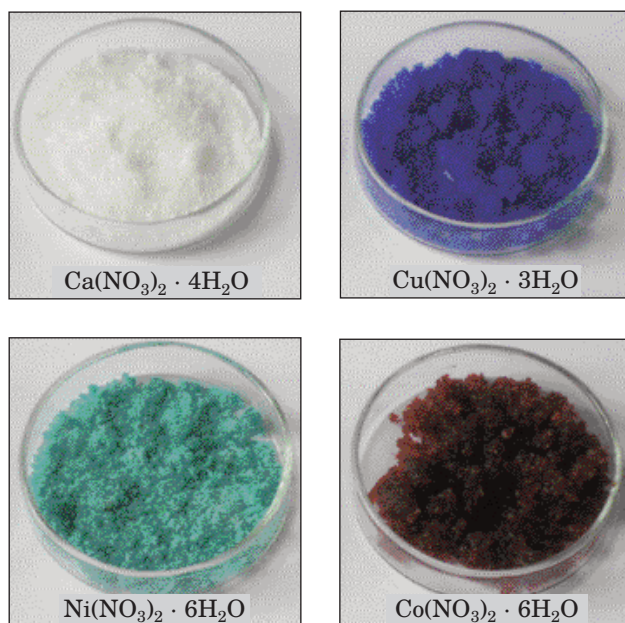
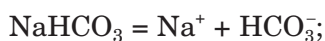


Fig. 78.
Cristalohidrații
nitraților

Clorura de argint, sulfat de bariu, majoritatea carbonaților, ortofosfații, sulfurile etc. sunt insolubile (forzaț II). Acesmenea proprietate a sărurilor se aplică pentru determinarea ionilor respectivi în soluțiile apoase, adică la efectuarea reacțiilor calitative (§ 31). Solubilitatea sulfatilor de Argint, Plumb, Calciu, a unor altor săruri în apă este destul de mică. Sărurile acide, de regulă, se dizolvă mai bine decât cele neutre.

Disociația electrolitică și hidroliza. În soluțiile apoase sărurile disociază în ionii respectivi:

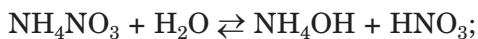


► Alcătuiți ecuația disociației electrolitice a sărurilor Li_2SO_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

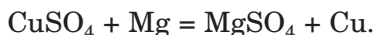
Sărurile formate din baze slabe sau/și acizi slabi, se supun hidrolizei (§ 12):

Este interesant de știut

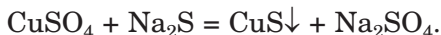
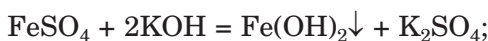
Metalele active reacționează în topituri cu unele săruri (cloruri, fluoruri). Așa se obține, de exemplu, uranul.



Reacțiile cu metalele. Sărurile solubile în apă reacționează cu metalele. În urma unei asemenea reacții se formează noi săruri și metal. Substanțele reacționează, dacă metalul-reagent este mai activ decât metalul așteptat, metalul-produs:



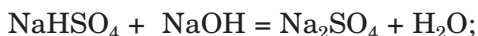
Reacțiile cu bazele, cu acizi și alte săruri. Deoarece sărurile se alcătuiesc din ioni, ele intră în reacție de schimb. Reacția, dintre sare și bază, acid sau altă sare în soluție, decurge, dacă printre produsele posibile este un compus insolubil sau instabil, electrolit slab sau gaz. Exemple de reacții de schimb cu participarea sulfatilor solubili în apă:



Cu acizii, sulfatii, de regulă, nu reacționează, deoarece acidul sulfatic este un acid puternic și nevolatil.

► Alegeți pentru reacția cu ortofosfatul de sodiu al doilea reagent – bază, acid, sare – și alcătuiți trei ecuații chimice respective.

Sărurile acide și bazice se pot transforma în neutre, adăugând la ele, respectiv, bază sau acid:

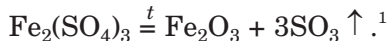


Sunt posibile și transformări opuse:



Descompunerea termică. Importantă este comportarea sărurilor acizilor oxigenați la

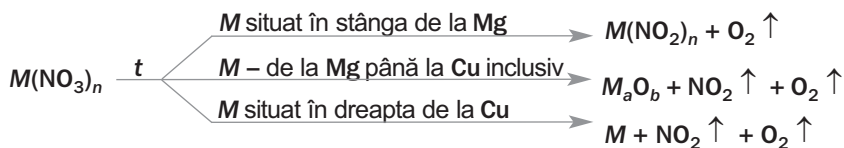
încălzire. Carbonații și sulfatii se descompun în doi oxizi respectivi:



Compoziția produselor descompunerii termice a nitraților depinde de aflarea metalului în șirul activității metalelor, de la care provine cationul sării (schema 8).

Schema 8

Descompunerea termică a nitraților



Exemple de reacții respective:

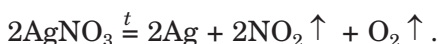
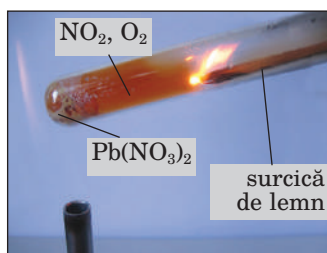


Fig. 79.
Determinarea
oxigenului cu o
surcică mochnită
în timpul des-
compunerii nitra-
tului de plumb



Sărurile elementelor alcaline sunt termorezistente (carbonații, sulfatii) sau se supun descompunerii specifice:



Dacă sarea este formată din oxid acid solid (de exemplu, P_2O_5 , SiO_2) sau oxid amfoater

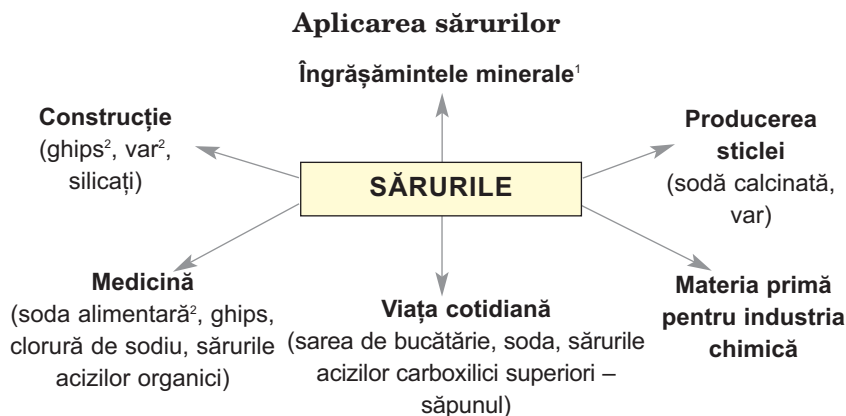
¹ Oxidul de sulf(VI) la temperatură înaltă se descompune:



ca acid, atunci ea nu se descompune la încălzire.

Aplicarea. Sărurile în comparație cu compușii altor clase – oxizii, hidroxizii, acizii, cel mai mult se aplică în diferite domenii (schema 9).

Schema 9



Clorura de calciu se aplică în tehnică, practica de laborator pentru uscarea gazelor și solvenților organici; această sare este componentul amestecurilor de răcire. Sulfatul de cupru(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, este unul din mijloacele împotriva bolilor și dăunătorilor de plante. Nitrații de Potasiu, Sodiu și amoniu se aplică în producerea substanțelor explozibile, iar nitrații de Litiu, Stronțiu și Bariu sunt componenții amestecurilor de artificii. Ortofosfații acizi de Calciu, Sodiu, amoniu slujesc aditivi furajeri la creșterea animalelor.

CONCLUZII

Sărurile sunt compuși, care se alcătuiesc din cationii, formați din elementele metalice (sau cationii de amoniu) și anionii resturilor acide.

¹ Mai detaliat despre aceste substanțe este descris în § 30.

² Ghips – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, varul – CaCO_3 , sodă calcinată – Na_2CO_3 , sodă alimentară – NaHCO_3 .

**Se disting săruri neutre, acide și bazice.
Sărurile acide conțin anioni ce conțin hidrogen, iar bazice – cationi ce conțin grupa hidroxil.**

Sărurile în soluții reacționează cu metalele, bazele, acizii, alte săruri. Majoritatea sărurilor se supun hidrolizei, iar unele se descompun la încălzire.

Multe săruri se aplică în practică.

?

214. Prin ce se deosebește de sarea neutră:
a) sarea acidă;
b) sarea bazică?
215. Oare pot forma săruri acide acizii clorhidric, sulfatic, nitric? În caz de răspuns pozitiv scrieți formulele sărurilor acide respective de Potasiu și Calciu.
216. Alcătuiți formulele ortofosfaților de Calciu acizi, clorurilor de Crom(III) bazice și dați denumirile fiecărei săruri.
217. Scrieți ecuațiile reacțiilor nitratului de magneziu cu baza, cu carbonatul de amoniu, cu acidul sulfatic. Indicați condițiile în care se petrece fiecare reacție.
218. Scrieți ecuațiile reacțiilor, cu ajutorul cărora pot fi realizate așa transformări:
$$\text{SO}_3 \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4.$$
219. Alegeți al doilea reagent pentru obținerea sulfatului de aluminiu:
a) din sarea $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$;
b) din sarea $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$.
220. Alcătuiți schema descompunerii termice a nitraților de Litiu, Fier(III), Mercur(II) și transformați-le în ecuații chimice prin metoda bilanțului electronic.
221. Soluția, care conține 17,1 g hidroxid de bariu, s-a amestecat cu soluția în care se conținea 29,4 g acid ortofosfatic. Numiți sarea, care s-a format, și găsiți masa ei.
222. Calculați volumul sumar al gazelor (aduse la condiții normale), care se vor degaja la descompunerea termică completă a 7,4 g nitrat de magneziu.
223. La hidroxidul de calciu cu masa de 3,7 g s-a adăugat soluție, care conține 8,4 g acid nitric. Care substanță nu a reacționat complet? Găsiți masa restului lui.
224. Nitratul de potasiu la încălzire a pierdut 10 % din masa sa. Care substanțe se conțin în restul solid după reacție? Calculați părțile lor de masă.

225. Masa ortofosfatului de cupru(II), obținut în urma reacției dintre piatra vântată $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ și o cantitate suficientă de ortofosfat de sodiu, s-a aflat a fi de două ori mai mică decât masa luată de piatră vântată. Determinați randamentul relativ al ortofosfatului de cupru(II).

28 Duritatea apei

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să obțineți informație despre duritatea apei;
- să aflați despre metodele de înlăturare a durității apei.

Este interesant de știut

Într-un litru de apă de Nipru se conține în mediu 64 mg ioni de Calciu și 12 mg ioni de Magneziu.

Duritatea apei. La industrie, în viața cotidiană, aproape permanent se întrebuințează apă proaspătă. În ea se conțin cantități mici de ioni diferiți, printre ei – cationi de Ca^{2+} și Mg^{2+} (fig. 80). Prezența acestor ioni cauzează așa-numita duritate a apei – o proprietate, care duce la diferite probleme în timpul întrebuințării ei. În apa „moale” concentrația cationilor de Calciu și Magneziu este foarte mică.

CONȚINUTUL CHIMIC, (MG/DM³):

ANIONI		CATIONI	
HCO_3^-	30–200	$(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$	<70
SO_4^{2-}	<100	Ca^{2+}	5–80
Cl^-	<60	Mg^{2+}	<70

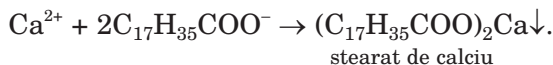
MINERALIZARE (G/DM³): 0,1 – 0,4

Fig. 80.
Conținutul ionilor în apa minerală populară

Săpunul¹ în apa dură formează puțină spumă, care nu poate înlătura particulele de murdărie de pe suprafața țesuturilor. Componentii săpunului (anionii acizilor carboxilici – palmiatic,

¹ Săpunuri se numesc sărurile acizilor carboxilici superiori cu elementele alcaline.

stearic) reacționează cu ionii de Ca^{2+} și Mg^{2+} cu formarea compușilor insolubili de Calciu și Magneziu:



În timpul spălării, acești compuși se depun pe țesuturi și înrăutățesc calitatea lor.

Apa cu o duritate mai mare acționează negativ asupra echipamentelor de producție, aparate de uz casnic, în care se realizează încălzirea sau fierberea ei. De aceea, în multe cazuri, se stăruie să înlăture duritatea apei, adică să scape de cât mai mare cantitate de ioni de Calciu și Magneziu din ea.

Se distinge duritatea temporară și permanentă a apei naturale.

Duritatea temporară sau carbonată. Acest tip de duritate este condiționat de prezența în apa naturală a cationilor de Ca^{2+} , Mg^{2+} și a anionilor HCO_3^- , adică conținutul hidrogenocarbonaților solubili $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ și $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. La fierberea acestei ape decurg reacțiile:



Carbonații neutri, se depun, formând așa-numitul calcar (piatră de cazan) în sistemele de încălzire pe apă, boiler de abur. Aceasta înrăutățește schimbul de căldură, micșorează capacitatea de transfer a conductelor de alimentare cu căldură, uneori duce la accidente. Depunerea calcarului apare în fierbători, fier de călcat, mașini de spălat, pe suprafața dispozitivelor de încălzire (fig. 81), a robinetelor.

Este interesant de știut

În viața de zi cu zi depunerea calcarului, de obicei, se înlătură cu ajutorului oțetului



Fig. 81.
Element de încălzire ce conține calcar depus

Hidrogenocarbonații de Calciu și Magneziu permanent se formează în timpul interacțiunii carbonaților minerali (CaCO₃, MgCO₃) cu dioxidul de carbon dizolvat în apa naturală:



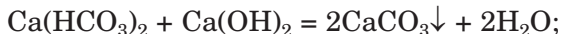
În anumite schimbări ale condițiilor exterioare (de exemplu, la ridicarea temperaturii) decurg reacțiile opuse. Sărurile neutre, degajându-se din apă, formează adesea în peșterele de calcar „furțuri” din carbonați – stalactite – și creșteri asemănătoare cu turnuri – stalagmite (fig. 82).



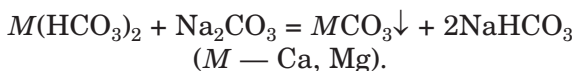
Fig. 82.
Stalactitele
(în sus) și
stalagmitele
(în jos)

Cea mai simplă metodă de înlăturare a durtății temporare a apei naturale este fierberea ei. Prin urmare, au loc reacțiile conform ecuațiilor chimice redată mai sus. După înlăturarea sedimentului de carbonat prin decantare sau filtrare, apa conține cu mult mai puțini ioni de Ca²⁺ și Mg²⁺ (ca rezultat al sulfatilor și al altor săruri dizolvate ale acestor elemente).

Apa naturală se poate „elibera” de hidrogenocarbonații de Calciu și Magneziu, adăugând la ea o cantitate nu prea mare de var stins



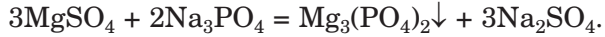
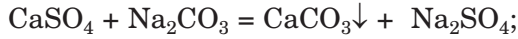
sau sodă calcinată:



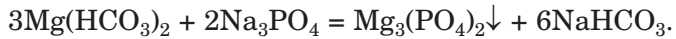
Duritatea permanentă sau necarbonată a apei naturale este cauzată de prezenta în ea a cationilor de Ca²⁺ și Mg²⁺, care aparțin altor

săruri de Calciu și Magneziu (de exemplu, sulfaților).

A înlătura durezza permanentă a apei prin fierbere, nu se poate. Acest lucru se realizează, dacă la apă se va adăuga sodă calcinată sau ortofosfat de sodiu. În urma reacției de schimb, ionii de Ca^{2+} și Mg^{2+} se depun complet:



Soda și ortofosfatul înlătură nu numai durezza permanentă, dar și durezza temporară a apei:



O cantitate neînsemnată de ioni de Sodiu, care nimeresc astfel în apă, nu influențează asupra calității ei tehnologice.

► Alcătuiți ecuația ionico-moleculară a ultimei reacții.

Este interesant de știut

Conținutul optimal în apa de băut a ionilor de Ca^{2+} 25 – 75 mg/l, iar a ionilor de Mg^{2+} 10 – 50 mg/l.

Conform concentrației sumare a ionilor de Calciu și Magneziu se determină durezza generală a apei.

La unele industrii pentru înlăturarea durezzații apei se folosesc substanțe speciale – rășini cu ioni schimbători. Uneori în apa, care se folosește pentru necesitățile tehnice, se adaugă reagenții, care „leagă” ionii de Ca^{2+} și Mg^{2+} în soluție, compuși rezisteți la ridicarea temperaturii, și prin aceasta previn formarea depunerii calcarului. Acești reagenți se folosesc în timpul funcționării mașinii de spălat și a mașinii de spălat vase.

Toate sărurile solubile din ape se pot înlătura, aplicând distilarea și obținând apa distilată.

CONCLUZII

Durezza apei naturale este cauzată prin prezența în ea a ionilor de Calciu și Magneziu. Hidrogenocarbonații acestor elemente determină durezza temporară a apei, dar altele săruri

solubile de Calciu și Magneziu – duritatea permanentă a ei.

Duritatea temporară a apei se înlătură prin fierbere, la adăugarea varului stins, sodei calcinate, iar cea permanentă – la adăugarea sodei calcinate, ortofosfatului de sodiu, a unor alte substanțe, de asemenea, cu ajutorul rășinilor cu ioni schimbători.

?

226. Dură sau moale, este apa de ploaie, apa topită? Argumentați răspunsul.
227. De ce săpunul nu face spume în apa cu o duritate mai mare?
228. Cum se poate de înlăturat din apa naturală sărurile solubile de Magneziu și Calciu?
229. Oare se poate de înlăturat duritatea permanentă a apei prin fierbere? De ce?
230. Oare se poate de înlăturat complet duritatea apei prin adăugarea varului stins? Argumentați răspunsul.
231. După rezultatele analizei chimice, conținutul unor ioni în apa din sursa naturală este următorul: Ca^{2+} – 100 mg/l; Mg^{2+} – 24 mg/l; HCO_3^- – 488 mg/l. Calculați masa sedimentului, care se degajă la fierberea a 0,5 l apă de această sursă.

29

Silicații. Materiale de silicat

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să lărgiți cunoștințele voastre despre silicați;
- să obțineți informație despre materialele de silicat și aplicarea lor.

Silicații. Compusul SiO_2 este un oxid acid. La întrebarea „Care acid provine de la oxidul de siliciu(IV)?”, de obicei, se răspunde: „Acidul silicic¹ H_2SiO_3 ”. Dar sunt cunoscuți mulți silicați naturali și obținuți în laboratoare, care conțin

¹ Denumirea exactă a compusului este acidul metasilicic.

nu numai ioni de SiO_3^{2-} , dar și ioni ai altor acizi silicici – SiO_4^{4-} , $\text{Si}_2\text{O}_5^{2-}$ etc. Compoziția mineralelor, care reprezintă silicați, adesea se redă cu ajutorul formulelor oxizilor (fig. 83).



Fig. 83.
Mineralele
silicate

Silicații insolubili în apă (cu excepția sărurilor elementelor alcaline), sunt rezistenți termic și refractari. Mineralul caolinitul reprezintă baza argilei.

Majoritatea silicaților sunt compuși chimici pasivi. Numai sărurile de Sodiu și Potasiu solubile în apă intră în reacția de schimb cu acizii, cu alte săruri.

Soluțiile metasilicaților Na_2SiO_3 și K_2SiO_3 uneori se numesc sticlă lichidă. Soluția sării Na_2SiO_3 este cleiul silicatic cunoscut. Sticla lichidă se aplică pentru impregnarea lemnului cu scopul de a-i oferi lui rezistență la foc.

Cu cleiul silicatic se poate de efectuat o experiență interesantă. Dacă acest clei îl vom dizolva în apă, iar în soluție vom introduce cristale de săruri colorate, solubile în apă, de exemplu, clorură de fier(III), sulfat de cupru(II), sulfat de mangan(II), sulfat de nichel(II), atunci din ele încet vor crește „alge chimice” de diferite culori (fig. 84). Acesta este amestec de silicați insolubili, hidroxizi și acid silicic.

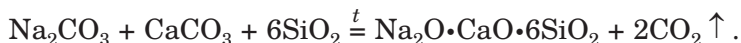
Materiale din silicați. Silicații se aplică pe larg în practică, mai întâi de toate, în construcție. Cele mai importante materiale silicate sunt sticla, ceramica, cimentul.

Fig. 84.
Alge chimice



Sticla (obișnuită, sau pentru geamuri) este un amestec omogen (soluție solidă) de silicați de Sodiu și Calciu, și oxid de siliciu(IV). Compoziția acestui material se redă ca la un anumit compus (silicat): $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2$.

Sticla se confecționează, realizând reacția dintre sodă (potasă) și var cu nisipul de cuarț la temperatura de 1400–1500 °C:



Se formează o topitură vâscoasă a sticlei. Ea este trecută prin role și repede se răcește sub formă de foi. Vasele, și alte varietăți din sticlă se confecționează din masa de sticlă topită prin suflare sau formare.

Sticla verde sau cafenie, din care se confecționează sticlele (fig. 85), conține impurități de oxizi ai Fierului. Componentii sticlei din care se confecționează vesela chimică este oxidul de siliciu(IV), silicații și borații¹ de

Fig. 85.
Transportorul
unei fabrici
de sticlă



¹ Sărurile acizilor, care provin de la oxidul acid B_2O_3 .

Este interesant de știut

Sticla a început să fie prelucrată în Egipt și Mesopotamia în sec. IV î. e. n. Ea se aplica numai pentru bijuterii.

Sodiu, Potasiu și Calciu. Ea se deosebește de sticla obișnuită printr-o rezistență chimică și termică mai mare.

Cristalul este sticla care, în loc de Sodiu și Calciu, conține aplicații și borații de Potasiu și Plumb. Sticla de cristal reflectă tare lumina și joacă cu diferite culori ale curcubeului.

Există încă și sticla de cuarț – oxid de siliciu(IV) pur topit. Această sticlă aproape că nu-și schimbă volumul său la schimbul de temperatură. De aceea, dacă vom încălzi un vas de cuarț până la incandescență, apoi îl vom scufunda în apă rece, el nu va crăpa. În comparație cu sticla obișnuită, prin sticla de cuarț trec razele ultraviolete; din ea se confecționează lămpi de cuarț în medicină.

Ceramica¹ – cel mai vechi material silicat, găsit de om. Acest material se obține din argilă. Ea se amestecă cu apă și masei plastice obținute i se dă forma necesară. După prelucrarea termică, produsul din argilă se întărește și devine rezistent față de apă. În dependență de compoziția chimică și tehnologii, se deosebesc așa tipuri de ceramică: faianța, porțelanul, majolica, teracota. Bază ceramică au cărămida, tigla, țigle din faianță, produse sanitare, ustensiile de bucătărie și laborator (fig. 86).

Cimentul reprezintă amestecul de săruri de Calciu – silicați $2\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ (sau Ca_2SiO_4), $3\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ (sau Ca_3SiO_5) și aluminatului $3\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$ (sau $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$). La adăugarea apei

Fig. 86.
Produse cu bază ceramică



¹ Cuvântul provine de la grecesc *keramos* – argilă.

în ciment, componenții săi lent interacționează cu ea, și amestecul treptat se întărește.

Cimentul reprezintă componentul liant al betonului. Betonul se prepară amestecând cimentul și nisipul cu apa. Turnând un astfel de amestec peste armătura de fier, sârmă, șine, se obține beton armat.

CONCLUZII

Silicații – sărurile acizilor silicici. Ei sunt insolubili în apă (în afară de sărurile elementelor alcaline), refractare, rezistente termic și chimic pasivi.

Cele mai importante materiale de silicat sunt sticla, ceramica, cimentul. Ele se aplică în construcție, iar sticla și ceramica – încă și pentru confecționarea ustensiilor pentru diferite scopuri, produselor de artă, obiectelor de uz casnic.



232. Din șirul dat, indicați formulele substanțelor, cu care reacționează metasilicatul de potasiu: HNO_3 , NaCl , MgSO_4 , O_2 . Scrieți ecuațiile reacțiilor respective.
233. Cum de recunoscut carbonatul și metasilicatul de Calciu?
234. Scrieți ecuațiile reacțiilor, necesare de realizat, pentru a obține acidul metasilicic din oxidul silicic(IV).
235. Găsiți conformitatea:
- | Denumirea materialului (substanței) | Formula chimică |
|-------------------------------------|---|
| 1) sticla obișnuită; | a) Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 (soluții); |
| 2) sticla lichidă; | b) $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$; |
| 3) cristalul; | c) $a\text{Na}_2\text{O} \cdot b\text{K}_2\text{O} \cdot c\text{CaO} \cdot d\text{B}_2\text{O}_3 \cdot e\text{SiO}_2$; |
| 4) sticla chimică; | d) $a\text{K}_2\text{O} \cdot b\text{PbO} \cdot c\text{B}_2\text{O}_3 \cdot d\text{SiO}_2$. |
236. De ce pentru experiențele chimice se întrebuițează, de regulă, ustensiile din sticlă, dar nu din plastic?
237. După materialele din internet pregătiți o informație despre faianță, porțelan și aplicarea lor.

238. Părțile de masă a oxizilor în sticla optică constituie (în procente): PbO – 65,3; SiO₂ – 31,6 (restul – impurități). Determinați formula acestei sticle și scrieți-o cu ajutorul formulelor oxizilor.

30 Îngrășăminte minerale. Aciditatea solurilor

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

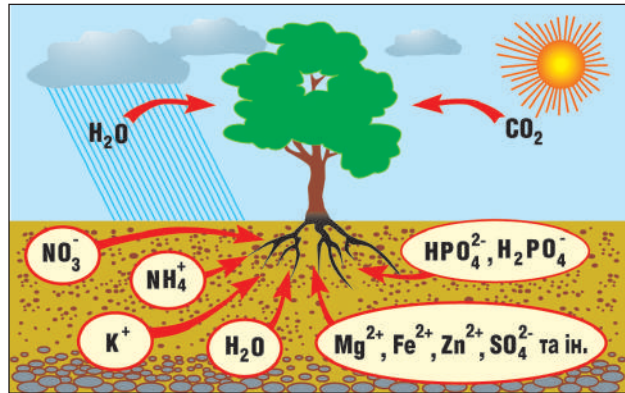
- să obțineți informație despre elementele, care sunt necesare plantelor;
- să clarificați, care substanțe pot sluji ca îngrășăminte;
- să vă formați închipuiri despre tipurile de îngrășăminte;
- să aflați despre solurile acide, neutre și bazice.

Elementele chimice pentru plante. S-a observat de demult, că plantele mai bine se dezvoltă și dau o recoltă mai mare, dacă în sol se introduc gunoi, excremente de păsări. Învățații au clarificat, că plantelor pentru o dezvoltare deplină le sunt necesare anumite elemente.

În cele mai mari cantități, plantele absorb Carbonul, Oxigenul, Hidrogenul, Nitrogenul, Fosforul și Potasiu. Aceste elemente sunt numite *macroelemente*. Dioxidul de carbon, prezent în aer, „aprovizionează” plantele cu Carbon și Oxigen, iar apa – cu Oxigen și Hidrogen. Nitrogenul, Fosforul și Potasiul planta îi absoarbe din soluția solului, unde se conțin ioni NO₃⁻, NH₄⁺, HPO₄²⁻, H₂PO₄⁻, K⁺ (fig. 87). Cu participarea atomilor și ionilor macroelementelor, în plante se formează hidrați de carbon, proteine, grăsimi, aminoacizi, vitamine și alți compuși.

Magneziu, Borul, Manganul, Fierul, Cuprul, Zincul, Cobaltul și câteva alte elemente, de asemenea, sunt necesare plantelor, dar într-o cantitate mai mică; acestea reprezintă – *microelemente*.

Fig. 87.
Nutriția
plantelor



Îngrășămintele. Solurile, pe care se cultivă culturi agricole, treptat se sărăcesc în elemente necesare plantelor. În afară de aceasta, apa spală din sol compușii solubili de Nitrogen, Fosfor, Potasiu. Aceste pierderi se compensează cu introducerea îngrășămintelor.

Îngrășămintele sunt substanțele, care se introduc în sol pentru îmbunătățirea dezvoltării plantelor.

Se deosebesc îngrășămintele *minerale și organice*. Baza îngrășămintelor minerale sunt compușii neorganici, printre care predomină sărurile. La îngrășămintele organice aparțin gunoiul, excrementele de păsări, torful, mușcăiurile (resturile după putrezirea și descompunerea plantelor).

Îngrășămintele minerale au început a fi aplicate intenționat în sec. XIX. Atunci a apărut știința nouă – *agrochimia*¹. Obiectul de studiu al ei au devenit procesele chimice și biochimice dintre soluri și plante. Cea mai importantă contribuție în formarea agrochimiei a făcut-o chimistul german J. Libich.

Îngrășămintele nu poate fi oricare substanță, care conține elementul necesar pentru plante. Ea trebuie să corespundă anumitor cerințe. Cele mai importante din ele sunt: să aibă o solubilitate suficientă în apă și să nu fie toxică.

¹ Denumirea provine de la cuvântul grecesc agros – câmp.

Justus Liebig
(1803—1873)

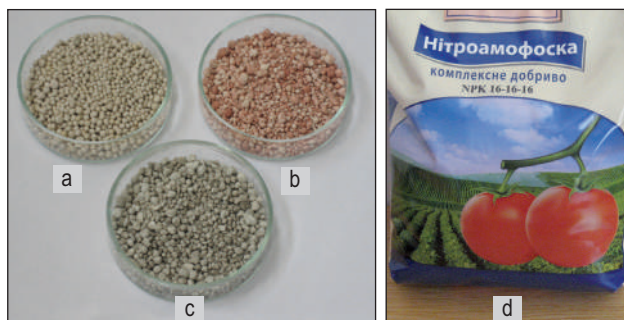


Remarcabilul chimist german, membrul al academiilor de științe din multe țări. Principalele cercetări le-a realizat în domeniul chimiei organice. A identificat mulți compuși organici, pentru prima dată a obținut cloroformul, aldehida acetică, a descoperit acidul lactic și alți acizi organici. A cercetat halogenii, proprietățile catalitice ale unor metale, a dezvoltat prima teorie a catalizei. A învățat chimia proceselor fiziologice. A propus teoria chimică de fermentație și putrezire, teoria de nutriție minerală a plantelor (1840). Unul din întemeietorul agrochimiei. A contribuit la introducerea îngrășămintelor minerale în agricultură.

► Se poate oare de aplicat acidul nitric ca îngrășămintă? De ce?

Industria produce diferite îngrășămintă minerale (fig. 88). Ele se împart în cele cu Azot (Nitrogen), cu Fosfor, Potasiu și combinate (conțin câteva elemente necesare plantelor). Datele despre răspândirea îngrășămintelor sunt redată în tablă 10.

Fig. 88.
Îngrășămintele minerale:
a – silitra de amoniac și var;
b – îngrășămintă combinată;
c – superfosfatul simplu;
d – pachet cu nitroamofos



Există anumite norme de introducere a îngrășămintelor. Ele depind de tipul de plante, compoziția și proprietățile solului, alți factori. Pentru îngrășămintele cu Azot asemenea normă constituie de la 30 până la 100 kg de Nitrogen la 1 ha de câmp.

Îngrășăminte minerale

Denumirea	Compoziția
	Cu Azot
Sulfatul de amoniu	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Silitra de amoniac	NH_4NO_3
Carbamidă (uree)	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
Apa amoniacală	Soluție apoasă de NH_3
	Cu Fosfor
Superfosfatul simplu	Amestec $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ și $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Superfosfatul dublu	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Făină de fosforite	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Precipitat ¹	$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
	Cu Potasiu
Clorura de potasiu	KCl
Sulfat de potasiu	K_2SO_4
	Combinat (complexe)
Silitra de potasiu	KNO_3
Amofos	Amestec $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ și $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
Nitrofosc	Amestec $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, NH_4NO_3 și
Nitroamofosca	KCl (sau K_2SO_4)

Surplusul de îngrășămintă nu mărește recolta, dar se acumulează în plante, nimereste apa potabilă și poate dăuna negativ asupra sănătății omului. Legumele timpurii, crescute în sere, se recomandă să fie întrebuințate în cantități nu prea mari. Ele conțin mai multe resturi de îngrășămintă (mai întâi de toate nitrați), decât legumele, care au crescut în câmp. (Solul în sere mai repede se epuizează și de aceea necesită o cantitate de îngrășămintă mai mare.)

Îngrășămintele se introduc, de regulă, primăvara, dar cele puțin solubile (de exemplu, precipitatul) – de cele mai dese ori toamna.

Capătă popularitate îngrășămintele de acțiune prelungită. Ele furnizează elementele nutritive în sol timp îndelungat. În timpul producerii acestor

¹ Denumirea provine de la cuvântul latin praecipitatio – cădere sau din engleză precipitation – sedimentare.

Îngrășăminte pe particulele lor solide se aplică o folie subțire de polimer. Prin ea ionii de îngrășăminte foarte lent ajung în soluția solului.

Volumul anual de producere mondială a îngrășămintelor minerale atinge sute de mln t. Liderii în producerea lor din Ucraina sunt: industria Ostchem, „Fabrica de port Odesa”, „Dniproazot”, „Sumykhimprom”.

Aciditatea solurilor. Solul – stratul fertil superior al suprafeței pământului. Grosimea lui poate constitui de la 15-20 cm până la 2 m și mai mult. Aceasta reprezintă produsul organic mineral al activității organismelor vii cu participarea apei, aerului, energiei termice și luminii solare. Solurile sunt amestecuri de substanțe solide, lichide (soluții) și gaze.

Argila, nisipul, varul, unii alți compuși neorganici constituie baza minerală a solurilor. Componentul organic important al solului este humusul – amestecul de multe substanțe organice (în deosebi, acidului humic), care se formează la descompunerea resturilor animale și vegetale cu participarea microorganismelor.

Soluțiile de sol pot avea diferite valori ale potențialului de Hidrogen pH (tablița 11). Solurile, care conțin cantități substanțiale de carbonați, au pH > 7, iar cele de argilă și îmbogățite în humus – pH < 7.

Tablița 11

Clasificarea solurilor după aciditate

Solul	Valoarea pH
Tare acid	< 5,4
Acid	5,4—5,7
Slab acid	5,8—6,2
Neutru	6,3—7,3
Bazic	> 7,3

Este interesant de știut

După predominarea anumitor plante sălbatice pe un anumit lot se poate de determinat tipul de sol după aciditate.

Aciditatea solului poate fi apreciată, îndeplinind o experiență simplă. La 1-2 g de sol se adaugă 5-10 ml de apă, conținutul amestecului se agită câteva minute și se separă soluția de substanțele solide prin filtrare. După aceasta, soluția se verifică cu foița de indicator universal și se compară culoarea lui de pe scara pH-ului de pe ambalajul indicatorului.

Aciditatea solului este foarte importantă pentru plante. Unele plante mai bine se dezvoltă pe solurile acide, altele – pe cele neutre sau bazice. Acest lucru este luat în considerare de agronomi, planificând creșterea diferitor culturi agricole.

Pentru a scăpa de aciditatea în exces a solului, în el se introduce varul (carbonatul de calciu natural) sau varul stins (hidroxidul de calciu). Acești compuși neutralizează acizii, care se conțin în sol; produsele reacțiilor respective sunt sărurile. Pe terenuri private cu acest scop se aplică cenușa de plante (ea conține carbonatul de potasiu).

Îngrășămintele cu denumirea „făina de fosforite”(acesta este un mineral fosforit bine mărunțit) aproape că nu se dizolvă în apă. El se aplică la solurile acide. Acizii din sol treptat transformă sarea neutră insolubilă $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ în sare acidă – puțin solubilă CaHPO_4 și solubilă $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, anionii căreia ajung la plante.

CONCLUZII

Elementele, necesare plantelor în cantități mari, se numesc macroelemente. Aceste sunt Carbonul, Oxigenul, Hidrogenul, Nitrogenul, Fosforul și Potasiu. Știința agrochimia studiază procesele chimice și biochimice dintre soluri și plante.

Îngrășămintele sunt substanțele, care se introduc în sol pentru îmbunătățirea dezvoltării plantelor. Îngrășămintele pot servi substanța, care conține element nutritiv, desul de solubilă și ne toxică.

Îngrășămintele minerale sunt compușii neorganici sau amestecurile lor. Industria produce îngrășăminte cu Azot, cu Fosfor, cu Potasiu și combinate.

Îngrășămintele se introduc în sol în conformitate cu anumite norme.

Solurile pot fi acide, neutre, bazice. Aciditatea solurilor influențează asupra dezvoltării plantelor.

?

239. Alegeți răspunsurile corecte.
Ca îngrășămintele pot servi:
a) oxidul de nitrogen(IV);
b) nitratul de calciu;
c) hidrogenortofosfatul de sodiu;
d) hidrogenocarbonatul de potasiu;
e) oxidul de potasiu.
240. În două pahare fără etichetă se conține amofos și precipitat. Cum ați fi recunoscut voi îngrășămintele după proprietățile fizice?
241. Scrieți ecuațiile reacțiilor dintre amoniac și acid, produsele cărora sunt componenți ai amofosului – hidrogenortofosfat de amoniu și dihidrogenortofosfat de amoniu.
242. După materialele din internet pregătiți o informație despre aplicarea îngrășămintelor pentru plantele de cameră.
243. Oare se va schimba aciditatea solului, dacă în el se va introduce:
a) potasa K_2CO_3 ;
b) silitra de potasiu;
c) sulfatul de amoniu?
Dacă se va schimba, atunci cum anume? Se va mări sau se va micșora pH-ul soluției de sol? Argumentați răspunsul.
244. În care substanță – în silitra de amoniac sau uree – partea de masă a Nitrogenului este mai mare și de câte ori?
245. Cu ce masă de sulfat de amoniu poate fi înlocuită 1 t de silitră de amoniu în timpul introducerii îngrășămintelor ce conțin Azot în sol?
246. Calculați masa precipitatului, care conține atâta Fosfor, cât se conține într-o tonă de superfosfat dublu. Presupuneți, că îngrășămintele este cristalohidrat (tablita 10) și nu conține impurități.

PENTRU CEI ISCODITORI

Nitrații în produsele alimentare

Resturile de îngășăminte minerale în produsele alimentare, mai întâi de toate în legume, pot provoca daune asupra sănătății. Nimerind în organism, ionii NO_3^- se reduc până la nitrit ioni NO_2^- , care acționează asupra hemoglobinei. Prin urmare, se întrerupe transportul oxigenului la organe și țesuturi. În afară de aceasta, cu participarea ionilor nitrit în organism decurg reacțiile cu formare a compușilor toxici.

Pentru legumele de fiecare tip, care nimeresc în rețeaua de vânzări, este redat conținutul maximal permis de nitrați. El se determină, luând în considerare masa și proporția diferitelor legume în alimentarea noastră, de asemenea și faptul, în ce formă noi le consumăm – crude sau după gătitul lor. Fierberea, sărarea, murarea, marinarea legumelor micșorează conținutul nitraților în ele (de exemplu, fierberea – micșorează cu 40-70 %). Ce-i drept, la gătitul legumelor se pierd o parte din substanțele nutritive și vitamine.

31 Reacțiile calitative asupra unor ioni

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă amintiți datele despre reacțiile calitative;
- să determinați unii cationi și anioni cu ajutorul reacțiilor calitative.

Închipuiți-vă, că voi trebuie să determinați, care substanță se află în soluție sau care reagent se conține în vasul cu eticheta stricată. O astfel de sarcină apare în fața geologului, care a găsit un mineral necunoscut. Pentru aceasta se aplică așa-numitele reacții calitative. Ele dau posibilitatea de a determina anumite substanțe, cationi, anioni, de asemenea, unele sau altele impurități în substanțe sau în soluțiile lor.

Fiecare reacție calitativă este însoțită de un efect exterior specific – apariția anumitei culori, formarea sedimentului sau a gazului cu proprietăți fizice și chimice caracteristice. Adesea este important faptul, în ce concentrație minimă se poate de determinat substanța sau ionul în soluție cu ajutorul reacției calitative.

Studiind substanțele organice, voi ați aflat despre reacția calitativă asupra grupei aldehidice în molecula compusului – reacția „oglinzii de argint”. Cu ajutorul soluției amoniacale a oxidului de argint se poate identifica aldehida, glucoza sau acidul formic de alte substanțe.

► Care reacție este calitativă pentru amidon?
Indicați efectul exterior al acestei reacții.

În clasa a 9-a voi ați efectuat reacțiile calitative asupra unor anioni. De exemplu, pentru identificarea în soluție a ionului de Clor se adăugă la el soluție de nitrat de argint. Se formează sediment alb brânzos, clorura de argint, insolubil în acidul nitric (fig. 89):

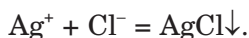


Fig. 89.
Sedimentul
clorura de argint

► Care reactiv va fi necesar vouă pentru efectuarea reacției calitative asupra ionului carbonat în soluție? Oare se poate de identificat la fel acești ioni în sarea solidă?

Pentru a demonstra prezența ionilor sulfat în soluție, voi foloseați soluția clorurii de bariu. În timpul reacției respective, se sedimentează sulfatul de bariu. Este clar, că această reacție poate fi aplicată ca reacție calitativă pentru determinarea ionilor de Bariu.

LUCRAREA DE LABORATOR № 3

Identificarea cationilor Ba^{2+} în soluție

Turnați într-o eprubetă 1-2 ml soluție de clorură de bariu sau nitrat de bariu și adăugați câteva picături de soluție de acid sulfatic diluat¹. Ce se va observa?

Alcătuți ecuația reacției sub formele moleculară și ionico-moleculară.

Oare se poate după rezultatul experienței de afirmat, că sedimentul sulfatul de bariu nu se dizolvă în acizi?

► Încercați să lămuriți, de ce sarea $BaSO_4$ nu reacționează cu acidul clorhidric sau nitric. Atrageți atenția la puterea acestor acizi, a acidului sulfatic, și, de asemenea, la solubilitatea sărurilor de Bariu respective.

Cationii de Fier pot fi identificați în soluția apoasă, folosind soluția de alcaliu.

LUCRAREA DE LABORATOR № 4

Identificarea cationilor Fe^{2+} în soluție

La 1-2 ml soluție de sulfat de fier(II) adăugați 1 ml soluție de hidroxid de sodiu. Ce se va observa?

Alcătuți ecuația reacției sub formele moleculară și ionico-moleculară.

¹ În locul acidului sulfatic poate fi luată soluția sulfatului de Sodiu sau Potasiu.

După câteva minute fixați schimbul culorii sedimentului. Cum se poate de argumentat aceasta? Confirmați răspunsul prin ecuația chimică.

LUCRAREA DE LABORATOR № 5

Identificarea cationilor Fe^{3+} în soluție

La 1-2 ml soluție de clorură de fier(III) adăugați 1 ml soluție de hidroxid de sodiu. Ce se va observa?

Alcătuți ecuația reacției sub formele moleculară și ionic-moleculară.

Oare se va schimba culoarea sedimentului cu timpul?

- Oare se pot identifica ionii Fe^{2+} în soluție cu ajutorul alcaliului, dacă soluția mai conține și ioni de Fe^{3+} ?

Alcaliul, de asemenea, se folosește pentru identificarea ionilor de amoniu. La efectuarea acestei reacții calitative, nu influențează alți cationi sau anioni. Ea poate fi folosită pentru identificarea îngrășămintelor cu Azot, care conțin săruri de amoniu.

LUCRAREA DE LABORATOR № 6

Identificarea cationilor NH_4^+ în soluție

La 1-2 ml soluție de sare de amoniu – clorură, sulfat sau nitrat – adăugați 1 ml soluție de hidroxid de sodiu diluat. Oare va apărea mirosul caracteristic de amoniac?

Alcătuți ecuația reacției sub formele moleculară și ionic-moleculară.

Încălziți conținutul eprubetei, dar nu până la fierbere, și aduceți la orificiul ei hârtiuța de indicator universal umedă. Ce se va observa? De ce se va schimba culoarea indicatorului? Confirmați răspunsul prin ecuația chimică.

Prezența ionilor metasilicici în soluție se demonstrează cu adăugarea la ea a acidului. În timpul reacției respective se formează sediment alb gelatinos acidul metasilicic (fig. 90).

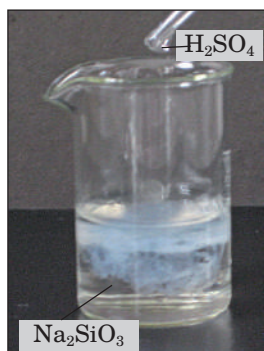


Fig. 90.
Formarea sedimentului acidului metasilicic

LUCRAREA DE LABORATOR № 7

Identificarea anionilor SiO_3^{2-} în soluție

La 1-2 ml soluție de metasilicat de sodiu Na_2SiO_3 adăugați 1 ml soluție acid sulfuric diluat. Ce se va observa?

Alcătuți ecuația reacției sub formele moleculară și ionico-moleculară.

Reactivul pentru efectuarea reacției calitative asupra ionului ortofosfat (fig. 91) este nitratul de argint.

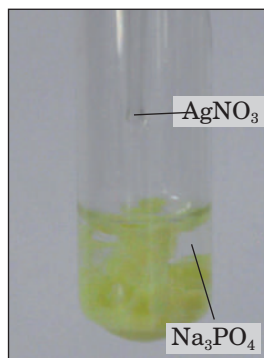


Fig. 91.
Formarea sedimentului ortofosfatului de argint

LUCRAREA DE LABORATOR № 8

Identificarea anionilor PO_4^{3-} în soluție

La 1 – 2 ml soluție de ortofosfat de sodiu adăugați 2 picături soluție nitrat de argint. Ce se va observa?

Alcătuți ecuația reacției sub formele moleculară și ionico-moleculară.

Clarificați, oare se va dizolva sedimentul obținut în acidul nitric diluat?

Datele despre reacțiile caracteristice asupra unor ioni sunt adunate în Anexă (pag. 230).

CONCLUZII

Pentru identificarea în soluție a unei substanțe sau a anumitor ioni se folosesc reacțiile calitative. Particularitatea lor: apariția anumitei culori, formarea sedimentului sau a gazului cu anumite proprietăți.

Cationii de Bariu se identifică în soluție în urma reacției cu acidul sulfatic sau soluției de sulfat, ionii de Fier și amoniu – cu ajutorul alcaliului. Reactivul pentru efectuarea reacției asupra ionului metilsilicic este soluția de acid, iar reacția asupra ionului ortofosfat – soluția de nitrat de argint.

?

247. Oare orice reacție cu participarea anumitor ioni poate fi numită calitativă pentru acești ioni? Argumentați răspunsul.
248. Alcătuți ecuația reacției calitative asupra ionului de clorură, dacă, în primul caz, reagenții sunt două săruri, iar în alt caz – sare și acid.
249. Oare se poate de aplicat carbonatul de sodiu pentru identificarea ionilor de Calciu în apa naturală? Argumentați răspunsul.
250. Drept reacție calitativă asupra ionului carbonat slujește reacția, în timpul căreia se degajă dioxid de carbon. Cum poate fi demonstrată degajarea acestui gaz?
251. După dizolvarea unui cui de fier în acid se formează soluție. Pentru a clarifica, care ioni ai Fierului se conțin în soluție – Fe^{2+} sau Fe^{3+} , – elevul a adăugat la ea puțină soluție de hidroxid de sodiu. Sediment nu s-a format. Care este cauza? Ce trebuie să facă elevul pentru a efectua reacția calitativă cu succes?

LUCRAREA PRACTICĂ № 1

Cercetarea compoziției calitative a sărurilor

Vi s-au distribuit – acid sulfuric diluat, soluție de hidroxid de sodiu, clorură de bariu, nitrat de argint, suport cu eprubete, pipetă, baghetă de sticlă.

Efectuați sarcinile variantei, care vă indică profesorul.

VARIANTA I

Sarcina 1. Determinați compoziția calitativă a clorurii de fier(III).

Sarcina 2. Identificați în eprubetele enumerate soluțiile de Bariu și amoniu.

VARIANTA II

Sarcina 1. Determinați compoziția calitativă a sulfatului de fier(II).

Sarcina 2. Să identificați în eprubetele enumerate soluțiile de metasilicat și ortofosfat de Sodiu.

Înainte de a începe lucrul, gândiți-vă la acțiunile voastre pentru fiecare sarcină și alcătuiți planul experienței.

Efectuările sarcinilor formulați-le în formă de tabel.

Sarcina 1

Formula ionului, care se identifică	Formula ionului activ (în reactiv)	Observații
...
Ecuația reacției (sub formele ionico-moleculară și moleculară):		

Sarcina 2

Numărul eprubetei	Formula reactivului	Observații	Concluzii (formula sării în soluție)
...
Ecuația reacției (sub formele ionico-moleculară și moleculară):			



252. Cum se poate de identificat într-o soluție:
- cationii H^+ , NH_4^+ și Ba^{2+} ;
 - anionii OH^- , CO_3^{2-} și SO_4^{2-} ?
- Răspunsul confirmați-l prin ecuațiile chimice sub formă ioni-co-moleculară.
253. Cum de demonstrat prezența cationilor și anionilor respectivi în soluție:
- clorură de bariu;
 - sulfat de fier(III);
 - ortofosfat de amoniu?
254. Propuneți variante de identificare a soluțiilor de compuși, care se conțin în eprubetele enumerate:
- Na_2CO_3 și $NaHCO_3$;
 - Na_2SiO_3 , Na_3PO_4 și Na_2CO_3 ;
 - Na_2S , Na_2SO_4 și Na_2SO_3 ;
 - $NaCl$, Na_2CO_3 și NH_4Cl .

32 Însemnătatea biologică a elementelor chimice

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să vă formați închipuiri despre răspândirea elementelor chimice în plante și organismele animalelor;
- să obțineți informație despre funcțiile unor elemente în organismul omului;
- să lărgiți cunoștințele voastre despre elementele organogene, macro- și microelemente.

Elementele nemetale și organismele vii.

Baza tuturor organismelor vii o constituie apa și substanțele organice, mai întâi de toate proteinele, grăsimile, hidrații de carbon, acizii nucleici. Moleculele de apă conțin atomi de Hidrogen și Oxigen, moleculele grăsimilor și hidraților de carbon – atomi de Carbon, Hidrogen și Oxigen, iar proteinele și acizii nucleici – încă și atomi de Nitrogen, Sulf, Fosfor. Aceste șase elemente chimice se

Este interesant de știut

Carbonul este numit elementul vieții.

numesc „organogene”. Suma părților de masă a lor în organismele vii poate atinge 97-98 % (tabelul 12).

Tabelul 12

**Conținutul unor elemente chimice
în plante și organismele animalelor (după Vinogradov O.P. *)**

Elementul	Partea de masă medie, %	
	în plante	în organismele animalelor
Oxigen	70	62
Carbon	18	21
Hidrogen	10	9,7
Nitrogen	0,3	3,1
Calciu	0,3	1,9
Potasiu	0,3	0,27
Fosfor	0,07	0,95
Magneziu	0,07	0,03
Sulf	0,05	0,16
Sodiu	0,02	0,1
Fier	0,02	0,01

* Vinogradov O. P. (1895 – 1975) – renumitul învățat-geochimist.

Datele din tabelul 12, ne mărturisesc despre faptul, că repartizarea elementelor în plante și organismele animalelor este foarte asemănătoare.

În § 29 mergea vorba despre elementele, necesare plantelor pentru dezvoltarea lor. Ați aflat că se deosebesc macro- și microelemente. Macroelementele sunt necesare plantelor într-o cantitate mai mare; ele se conțin în îngrășămintele minerale. Printre trei macroelemente sunt două nemetale – Nitrogen și Fosfor, dar printre microelemente – Borul și Clorul. Sulful după necesitatea sa pentru plante „se află” între aceste două grupe de elemente.

Majoritatea elementelor nemetale se acumulează de către plante din soluția de sol în

compoziția anionilor oxigenați – NO_3^- , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , SO_4^{2-} , iar Nitrogenul – încă și în compoziția cationilor NH_4^+ . Carbonul nimerеște în plante datorită absorbției dioxidului de carbon în timpul fotosintezei, Hidrogenul – în special, din moleculele de apă, Oxigenul – din moleculele de dioxid de carbon și apă.

Pentru organismele animalelor și omului sunt importante aproape toate elementele nemetale amintite și încă altele. Atomii de Sulf sunt în proteine. Ionii Cl^- se conțin în lichidele biologice, în special, în suc gastric, sânge. Ionii PO_4^{3-} sunt prezenți în compusul $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, iar și F^- – în compusul $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$; ambele substanțe reprezintă baza neorganică a oaselor, dinților. Pentru întărirea smalțului dinților în pasta de dinți se introduc aditivi ai compușilor de Fluor. O cantitate anumită de Iod în organismul omului asigură funcționarea normală a glandei tiroidale. Cu un conținut foarte mic de acest element în apa naturală se recomandă de aplicat în alimentare sarea de bucătărie iodată (fig. 92); în ea se conțin impurități de sare KI sau KIO_3 , partea de masă a căreia constituie de la 0,001 până la 0,01 %.



Fig. 92.
Sare de
bucătărie iodată

Elementele metale în organismele vii.

Elementele metale se conțin în organismele vii într-o cantitate mai mică, decât elementele nemetale, dar într-un „sortiment” mai mare.

Potasiul – unul din cele trei macroelemente pentru plante. Ionii de Sodiu și Potasiu se conțin

în toate celulele, iar ionii de Magneziu intră în compoziția clorofilei – compusul, care reglează procesul de fotosinteză. Printre microelemente sunt: Zincul, Manganul, Fierul, Nichelul, Cuprul, Molibdenul și altele. Plantele acumulează elementele metale, de regulă, în formă de cationi – K^+ , Mg^{2+} , Zn^{2+} etc.

În organismele animalelor și omului se conțin mai multe elemente metale, decât în plante. Cationii Fe^{2+} asigură transportul oxigenului prin hemogloblină în organism. Calciu se conține în oase, dinți, coarja de ouă, broaște-țestoase. Cationii Ca^{2+} în sânge cauzează coagularea lui în timpul leziunilor sau accidentărilor. Bilanțul ionilor de Na^+ și K^+ este important pentru activitatea inimii, funcționarea mușchilor, proceselor schimbului de substanțe. Microelementele metalice se conțin în diferiți fermenți.

Necesitatea organismului în Calciu se satisface în deosebi datorită laptelui și produselor lactice. Pentru îmbogățirea organismului cu Sodiu este necesar, în fiecare zi, de consumat odată cu alimentarea 3-4 g sare. Cel mai mult Potasiu se conține în boabe, caise uscate, struguri, iar Fier – în mere, hrișcă, sfeclă, legume verzi.

Pentru organismul omului se evidențiază 15 elemente, care se numesc „necesare pentru viață”. Printre ele – 10 elemente metale (Na, K, Mg, Ca, Fe, Zn, Mn, Cu, Co, Mo) și 5 nemetale (P, S, Cl, I, Se). Aceste elemente permanent se află în organism într-o anumită cantitate – considerabilă sau foarte mică.

Trebuie de menționat faptul, că nu numai lipsa, dar și surplusul de un anumit element în organism poate influența negativ asupra dezvoltării lui.

CONCLUZII

Toate organismele vii se compun în majoritatea cazurilor din substanțe organice și apă. În ele predomină elementele nemetale – Carbonul, Hidrogenul, Oxigenul, Nitrogenul, Sulful și Fosforul. Aceste sunt elementele organogene.

Elementele nemetale nimeresc în organismele vii în compoziția anionilor, iar metalele – sub formă de cationi.

Fiecare macro- și microelement îndeplinește una sau câteva funcții importante în organismul viu.

?

255. De ce, după părerea voastră, Siliciul posedă locul doi după răspândirea în litosferă, iar în plante, organismele animalelor și omului acest element este foarte puțin?
256. Ce transformări chimice au loc în organismul omului cu compușii organici, care conțin nitrogen?
257. După materialele din internet și alte surse de informație pregătiți un mesaj:
 - a) despre influența lipsei de Nitrogen în sol asupra dezvoltării culturilor de legume;
 - b) despre conținutul microelementelor în produsele alimentare – darurile mărilor și ale oceanilor.
258. Folosindu-vă de datele din tabelul 12, despre răspândirea Carbonului și Hidrogenului în plante, determinați, atomii cărui element în plante sunt mai mulți și de câte ori.
259. Conform părților de masă a Potasiului și Sodiului în organismele animalelor (tabelul 12) determinați, câți ioni de K^+ aparțin în el la fiecare 10 ioni de Na^+ .
260. Partea de masă a Calciului în organismul omului constituie 1,5 %. Care este masa și cantitatea de substanță a acestui element ce se conține în organismul vostru?

33

Legăturile genetice dintre substanțele neorganice

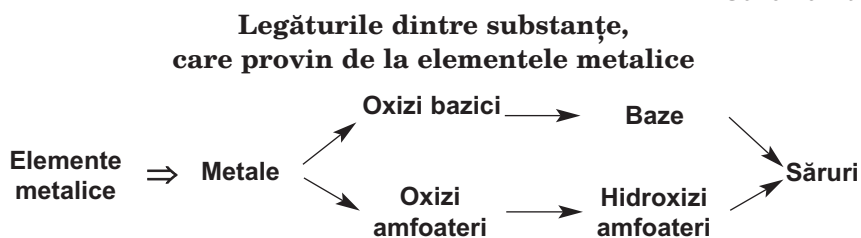
Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să repetați proprietățile chimice ale substanțelor simple și compușilor neorganici;
- să lărgiți cunoștințele voastre despre transformarea compușilor elementului, care aparțin la diferite clase.

Voi deja știți, că între substanțe există legături, care se explică pe baza provenienței lor și pe proprietățile chimice. Aceste legături se numesc genetice. Ele sunt descrise în paragraf cu implicarea clasificății substanțelor neorganice și generalizarea transformărilor chimice (informația respectivă este plasată în Anexă).

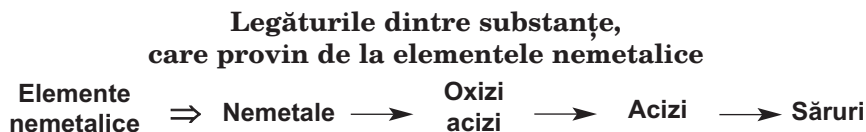
Legăturile dintre substanțe, cauzate de proveniența lor. De la elementele metalice provin metalele, oxizii¹ bazici și amfoateri. Oxizilor bazici le corespund bazele, iar oxizilor amfoateri – hidroxizii amfoateri (schema 10). În oxizi, hidroxizi, majoritatea sărurilor elementelor metalice se află în formă de cationi.

Schema 10



Elementele nemetalice formează nemetale, oxizi acizi². De la acești oxizi provin acizii oxigenați (schema 11). Sărurile lor conțin anioni, în care sunt atomi ai elementelor născători de acizi.

Schema 11



Ambele scheme se pot completa cu așa date. O parte din săruri, care sunt compuși binari, provin de la două elemente – metalice și nemetalic,

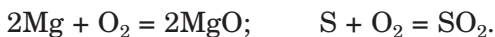
¹ Oxizii, în care elementele metalice au gradul de oxidare +6 și +7, sunt acizi. Exemple: CrO_3 , Mn_2O_7 . Acestor oxizi le corespund acizii H_2CrO_4 , HMnO_4 .

² Excepție – oxizii neformatori de sare CO , NO , N_2O , H_2O .

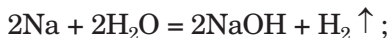
repartizate în grupa a VI-a (în afară de Oxigen) sau grupa a VII-a a sistemului periodic. Aceste sunt sărurile acizilor neoxigenați; ele se alcătuiesc din cationii elementelor metalice și anionilor simpli ai elementelor nemetalice.

Legăturile dintre substanțe, cauzate de proprietățile chimice ale lor. Transformările chimice cu participarea substanțelor simple și compuse pot decurge în soluțiile apoase sau amestecurile de substanțe solide, în condiții obișnuite sau la încălzire, fără catalizator sau cu prezența lui. În unele reacții chimice gradele de oxidare a elementelor rămân constante, dar în altele se schimbă.

Reacțiile cu participarea substanțelor simple. Metalele și nemetalele conform unor excepții reacționează cu oxigenul cu formarea oxizilor:

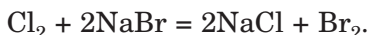
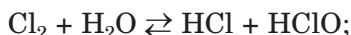


Metalele alcaline și alcalino-pământoase interacționează cu apa, dar majoritatea metalelor – cu acizii și sărurile. Posibilitatea reacțiilor și particularitățile decurgerii lor se prevede după repartizarea metalelor în șirul activității. Exemple de transformări chimice respective:



► Numiți produsele reacției dintre fier cu acidul clorhidric și sulfatul de cupru(II).

Cele mai active nemetale interacționează cu apa, alcalii, unele săruri:



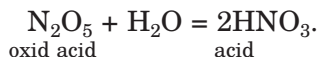
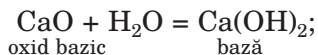
Voi știți deja, că reacțiile la care participă substanțele simple, sunt de oxido-reducere.

Reacțiile cu participarea oxizilor și hidraților de oxizi. Oxizii elementelor alcaline și alcalino-pământoase interacționează cu apa; produsele acestor reacții sunt baze solubile

Este interesant de știut

În rezultatul reacției dintre sodiu și oxigen se formează peroxidul Na_2O_2 cu impurități de oxid Na_2O .

(alcalii) sau baze puțin solubile. Aproape toți oxizii acizi reacționează cu apa, formând acizi oxigenați. După cum se vede, oxizii și produsele reacțiilor lor cu apa au unul și același caracter chimic – bazic sau acid:



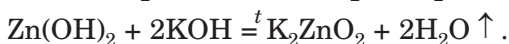
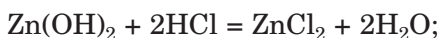
Este interesant de știut

Acidul metafosforic HPO_3 – unicul acid, care nu se descompune nici la temperatură înaltă.

Se poate de efectuat și transformările opuse – la încălzire din bază insolubilă de obținut oxid bazic, iar din acid oxigenat – oxid acid (acizii carbonic și sulfitic se descompun deja la condiții obișnuite). Hidroxizii amfoateri se supun descompunerii, formând oxizi amfoateri și apă.

► Alcătuiți ecuația descompunerii termice a hidroxidului de crom(III).

Există multe transformări chimice între reagenți cu caracter chimic diferit. În urma acestor reacții se formează săruri. Oxizii bazici și bazele interacționează cu oxizii acizi și acizii. Oxizii amfoateri și hidroxizii amfoateri reacționează cu compușii cu caracter acid și bazic:



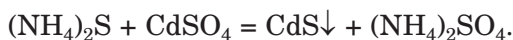
► Alcătuiți ecuația reacției dintre hidroxidul de zinc cu soluție apoasă de hidroxid de potasiu, care decurge în condiții obișnuite.

Vă amintim, că doi compuși cu același caracter chimic – bazic, acid sau amfoater – nu interacționează între ei.

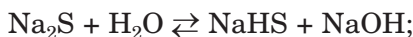
Reacțiile cu participarea sărurilor.

Sărurile nu posedă proprietăți nici bazice, nici acide. La interacțiunea sării cu alcaliu sau cu acid, în afară de sarea nouă, se mai formează o

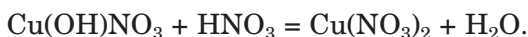
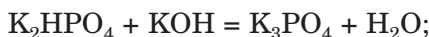
bază nouă sau acid, iar produsele reacției dintre două săruri sunt altele două săruri:



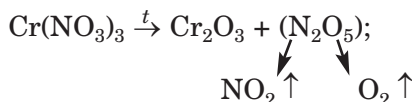
Unele săruri neutre, se dizolvă în apă, se supun hidrolizei și se transformă în săruri acide sau bazice:



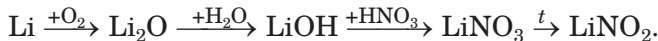
La adăugarea alcaliului la sarea acidă sau la sarea bazică a acidului se obține sare neutră:



Multe săruri se supun descompunerii termice:



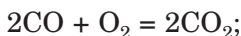
Ordinea de transformare a substanțelor adesea se ilustrează prin schemele corespunzătoare, în care pot fi indicate formulele reagenților, condițiile decurgerii reacțiilor:



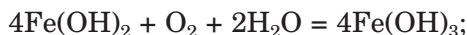
Informația din paragraf este generalizată în tabelul 13.

Sunt cunoscute multe transformări reciproce ale compușilor elementului, care aparțin la o clasă. Exemple de asemenea reacții:

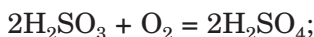
- transformarea oxidului în alt oxid



- transformarea hidroxidului în alt hidroxid



- transformarea acidului oxigenat în alt acid oxigenat



- transformarea sării neutre în altă sare



**Transformările chimice
cu participarea compușilor neorganici de diferite clase**

Reagentul	Caracterul chimic al compușilor	Exemple
Oxid + apă	Nu se schimbă	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH};$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
Hidrat de oxid (descompunere)		$\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \uparrow;$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow;$ $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \uparrow$
Sare + alcaliu (în soluție)		$\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KCl}$
Sare + acid (în soluție)		$(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S} \uparrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Sare + sare (în soluție)		$3\text{AgNO}_3 + \text{AlCl}_3 = 3\text{AgCl} \downarrow + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Oxid bazic (bază) + oxid acid (acid)	Se schimbă	$\text{BaO} + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3;$ $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $3\text{LiOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
Oxid amfoater (hidroxid) + oxid acid (acid)		$\text{ZnO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{ZnSiO}_3;$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Oxid amfoater (hidroxid) + oxid bazic (bază)		$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{MgO} \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{AlO}_2)_2;$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$

CONCLUZII

Legăturile genetice dintre substanțe se numesc legăturile, care se bazează pe proveniența substanței și proprietățile lor chimice.

De la elementele metalice provin metalele, oxizii bazici și amfoateri, bazele și hidroxizii amfoa-

teri, iar de la elementele nemetalice – nemetalele, oxizii acizi, acizii. Sărurile sunt derivații elementelor de ambele tipuri – metalice și nemetalice.

Substanțele simple reacționează cu oxigenul, metalele în dependență de activitatea lor – încă și cu apa, acizii, sărurile. Nemetalele active interacționează cu apa, alcalii, unele săruri.

Reacțiile dintre compușii neorganici pot decurge cu schimbul caracterului chimic al lor sau fără schimbări.

?

261. Găsiți corespondența:

Formula oxidului

Tipul oxidului

1) I_2O_5 ;

a) oxid bazic;

2) Ag_2O ;

b) oxid amfoater;

3) Cl_2O ;

c) oxid acid.

4) PbO ;

5) FeO ;

262. Numiți doi oxizi acizi, interacțiunea cărora cu apa este reacție reversibilă. Scrieți ecuațiile chimice respective.

263. Alcătuiți ecuația tuturor reacțiilor posibile dintre doi oxizi, aplicând acest șir de compuși: ZnO , MgO , P_2O_5 , SO_3 , Li_2O .

264. După care condiții decurge reacția dintre clorura de sodiu și acidul sulfuric? Dați explicație și scrieți ecuația chimică respectivă.

265. Acidul nitric reacționează cu carbonatul de bariu, dar nu reacționează cu clorura de bariu și sulfatul de bariu. Explicați aceste fapte și scrieți ecuația chimică sub forma moleculară și ionicomoleculară.

266. Sărurile Ag_2S și $NaNO_3$ nu intră în reacția de schimb cu alte săruri. Aduceți explicațiile corespunzătoare.

267. Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru efectuarea acestor transformări:

a) $KCl \rightarrow KNO_3 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow KOH$;

b) $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Na_2SO_4$;

c) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4$.

268. În urma interacțiunii a 10,7 g clorură de amoniu cu o cantitate suficientă de soluție de alcaliu concentrată s-a obținut 4,03 l amoniac (c. n.). Calculați randamentul relativ al acestui produs al reacției.

269. Amestecul, care conține 27,6 g de carbonat de potasiu și 7,1 g oxid de fosfor(V) s-a încălzit până când s-a terminat să se degaje gazul. Ce prezenta, după reacție, restul solid? Calculați părțile de masă a substanțelor în amestec.

LUCRAREA PRACTICĂ № 2

Legăturile genetice dintre substanțele neorganice

Vi s-au distribuit soluțiile substanțelor inițiale – hidrogenocarbonat de sodiu și clorură de aluminiu (*varianta 1*), tetrahidroxoaluminat de sodiu și clorură de fier(III) (*varianta 2*).

Efectuați sarcinile propuse, folosind, după necesitate, soluțiile de carbonat de sodiu, hidroxid de sodiu, nitrat de bariu, amoniac și acid sulfuric.

VARIANTA I

Sarcina 1. Alegeți reactivele și efectuați transformarea chimică a compușilor de Carbon conform schemei $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$.

Sarcina 2. Obțineți hidroxidul de aluminiu din clorura de aluminiu (prin câteva metode).

VARIANTA II

Sarcina 1. Alegeți reactivele și efectuați transformarea chimică a compușilor de Aluminiu conform schemei $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Sarcina 2. Obțineți hidroxidul de fier(III) din clorura de fier(III) (prin câteva metode).

Înainte de a îndeplini fiecare sarcină, gândiți-vă la acțiunile voastre și alcătuiți planul experienței. Deasupra săgeților în schema 1 scrieți formulele reactivelor.

Ordinea de acțiune, observațiile, concluziile și ecuațiile, sub formele moleculare și ionico-moleculare, înscrieți-le în tabel:

Ordinea de acțiune	Observații	Concluzii
<i>Sarcina...</i>		
...
Ecuația reacției:		

?

270. Care transformări în sarcina 1 a variantei 1 se pot îndeplini fără întrebuintarea reactivelor chimice? Scrieți ecuațiile chimice respective.
271. Care reagent trebuie adăugat la soluția de hidrogenocarbonat de sodiu, pentru a obține carbonatul de bariu? Alcătuiți ecuația reacției.
272. Cum din nitratul de aluminiu de obținut sulfatul de aluminiu cu ajutorul unei reacții? Scrieți ecuația chimică respectivă și indicați condițiile decurgerii experienței.
273. Oare se poate de efectuat reacția cu participarea tetrahidroxoauminat de sodiu, dacă, printre produse, va fi nitratul de aluminiu? În caz de răspuns pozitiv, alcătuiți ecuația moleculară și ionic-moleculară.
274. Alcătuiți planul experienței la efectuarea acestor transformări chimice:
- a) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
- b) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnSO}_4$;
- c) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu}$.
- Indicați asupra săgeților formulele reagenților și scrieți ecuațiile chimice sub formele moleculară și ionic-moleculară.

Capitolul 5

Chimia și progresul uman

Noi trăim în lumea substanțelor, cantitatea căro-
ra permanent crește. Substanțele noi și materialele
pe baza lor treptat înlocuiesc cele tradiționale din
diferite ramuri.

Cu dezvoltarea industriei, energeticii, transpor-
tului în mediu nimeresc tot mai multe deșeuri de la
producere și consum. Ele încalcă echilibrul ecologic,
cauzează daune organismelor vii.

În acest capitol, din punct de vedere chimic, sunt
redate tendințele pozitive și negative ale dezvoltării
civilizației contemporane. Veți afla despre pași
importanți, care trebuie să-i facă omenirea pentru
protecția naturii. Unul dintre ei este formarea cul-
turii ecologice. Succesul în afacerea de protecție a
naturii, de asemenea, într-o măsură mare depinde
de realizările chimiei ca știință.

34

Chimia și dezvoltarea civilizației

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să apreciați însemnătatea chimiei în formarea materialelor noi, rezolvarea problemelor care țin de materia primă, energetică și alimentară;
- să înțelegeți rolul chimiei în dezvoltarea tehnologiilor noi.

Chimia și formarea materialelor noi. În sec. XX materialele tradiționale deja nu puteau asigura dezvoltarea progresivă a omenirii. Învățații au găsit polimeri artificiali, mulți dintre care au devenit baza masei plastice. Aceste materiale sunt ușoare, trainice, stabile din punct de vedere chimic, ușor se supun prelucrării mecanice. Masele plastice tot mai mult se aplică în construcție, tehnică, în transport, în loc de sticlă, ceramică și chiar metale. Fibrele artificiale s-au dovedit a fi mai bune după multe proprietăți, decât cele naturale; ele se aplică în multe sfere.

Pentru aplicarea în tehnica contemporană, a calculatoarelor, aparatelor cosmice, mijloacelor de comunicare și înscriere a informației, învățații propun noi materiale cu proprietățile necesare electrice, magnetice, optice, cu o rezistență înaltă termică și la îngheț. Sunt obținute substanțe, care transformă energia mecanică sau a luminii în energie electrică. În tehnică și medicină se aplică fibrele optice, care permit mai repede de efectuat transmisia de informație, de măsurat parametri fizici în diferite medii, de realizat diagnosticarea organismului.

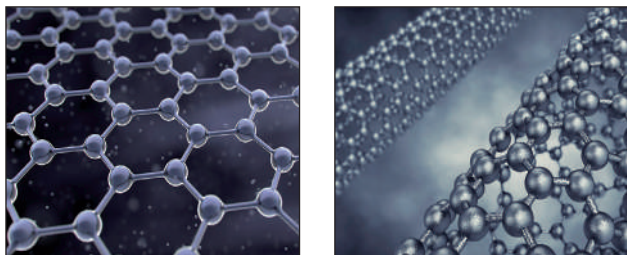
În ultimele decenii, învățații au descoperit proprietăți importante ale substanțelor solide, mărimile particulelor cărora se măsoară în nanometri ($1 \text{ nm} - 10^{-9} \text{ m}$)¹. Materialele, care se alcătuiesc din asemenea particule, se numesc nanomateriale (fig. 93). Unele din ele sunt foarte dure și, în același timp, ușoare și elastice. Ele servesc drept bază pentru monitoarele subțiri de calculator, ale dispozitivelor electrice miniaturate, filtrelor pentru purificarea apei și aerului de deșeurile solide foarte mici. Pentru acordarea nanomaterialelor proprietăților necesare, învățații determină mărimile optime ale parti-

Este interesant de știut

Cel mai subțire nanomaterial pe baza oxidului de aluminiu rezistă deformațiilor puternice și își restabilește forma sa.

¹ Asemănătoare mărimi au atomii mari, și, de asemenea, multe molecule.

Fig. 93.
Modelele structurilor bidimensionale și tridimensionale ale nanomaterialelor carbonice



culelor și repartizarea lor în substanță. Exemple de aplicare a acestor substanțe în medicină servește suspensia apoasă de nanoparticule de argint, care posedă acțiune antimicrobiană.

La rețelele electrice se folosesc metalele sau aliajele lor. Deoarece ele au o anumită rezistență electrică, o parte din energia electrică se cheltuie. În secolul trecut, au fost găsite substanțe, cărora le este caracteristică supraconductibilitatea (lipsa rezistenței electrice) la temperaturile mai joase de $-250\text{ }^{\circ}\text{C}$. Pe parcursul ultimelor decenii s-a reușit să se obțină compuși neorganici, care au așa proprietăți deja la temperatura de $140\text{ }^{\circ}\text{C}$. Dacă vor fi descoperite substanțe, supraconductibile la temperatură obișnuită, atunci pentru aplicarea lor rețele electrice de înaltă tensiune vor lucra practic fără pierderi.

Chimia și noile direcții tehnologice. Baza multor procese tehnologice o constituie reacțiile chimice. Ele se efectuează în metalurgie, producerea sticlei, îngrășămintelor minerale, polimerilor, cimentului, varului, sodei, altor compuși neorganici și organici. În ultimul timp, în diferite sfere ale industriei se aplică tehnologii, care, considerabil, se deosebesc de cele tradiționale.

Fierul este metalul, care se aplică în cele mai mari cantități. În metalurgia feroasă, de obicei, se efectuează două procese. La început din minereu se obține fonta, iar apoi din fontă se retrag mai multe impurități (cu ajutorul reacțiilor chimice) și se retopește în oțel. Aceste procese decurg la temperaturi foarte înalte și cauzează poluarea semnificativă a mediului. În

Este interesant de știut

Unul dintre materialele supraconductoarelor este oxidul compus din trei elemente – Itriu, Bariu și Cupru.

ultimul timp în țările dezvoltate cu succes se aplică procesul printr-o singură etapă de obținere a fierului din minereu. El se bazează pe interacțiunea oxizilor de Fier cu hidrogenul și oxidul de carbon(II). Temperatura, la care decurg reacțiile respective, cu câteva sute de grade este mai joasă, decât la producerea fontei, iar cantitatea de deșeuri este neînsemnată. Produsul acestei fabricări este fierul spongios, care se retopește sau se aplică pentru producerea diferitelor aliaje, în special, a oțelului.

► Alcătuiți ecuația reacției dintre oxidul Fe_2O_3 cu hidrogenul și oxidul de carbon(II).

Este interesant de știut

Penicilina, streptomycină și mulți alți antibiotici sunt produsele activității de viață a microorganismelor.

Se răspândește aplicarea biotehnologiilor – procesele de transformare a unor substanțe în altele cu participarea microorganismelor sau a produselor activității vitale a lor. Asemenea tehnologii se aplică pentru obținerea biogazului (amestec de combustibil gazos) din resturile de plante, deșeuri de la creșterea păsărilor și animalelor, la producerea unor preparate medicale. În domeniul de protecție a mediului, se aplică proprietatea anumitor bacterii și microorganisme de a descompune petrolul, produsele petroliere și substanțele toxice din apele reziduale.

Chimia la soluționarea problemei alimentare. Agricultură modernă necesită o bază științifică sigură. Agrochimiștii efectuează cercetări ale compoziției solului, determină aciditatea lui, conținutul de macro- și microelemente, ale unor substanțe organice (fig. 94). Pe baza rezultatelor obținute, se dau recomandări în ceea ce privește creșterea diferitor culturi în unele sau altele câmpuri, se determină cantitatea și perioada de introducere a îngrășămintelor de fiecare tip.

La soluționarea problemei alimentare ajută mijloacele chimice de protecție a plantelor (pesticidele, fungicidele), stimulenții ai creșterii.

Chimia la soluționarea problemei materiei prime. În diferite industrii se aplică

Fig. 94.
Analizor chimic
de sol pe auto-
mobil



substanțele, în care este bogată natura – apa, aerul și componenții săi, rocile, minereurile, petrolul, gazul natural, cărbunile, celuloza etc. Majoritatea resurselor naturale este limitată. De aceea, ele trebuie prelucrate cu un randament mare al substanțelor utile și cu o cantitate minimă de deșeuri, introducând moduri optime de efectuare a reacțiilor.

Prelucrarea deșeurilor industriale trebuie să fie obligatorie, complexă și cât mai completă posibil, cu implicarea deplină a reacțiilor chimice, mai întâi de toate pentru neutralizarea substanțelor toxice. Deșeurile, care se aplică sau se prelucrează, se numesc resurse secundare. Ca cifre demonstrative sunt: o vehiculă nouă conține în mediu 40 % metale regenerare, avionul – 60 % de aluminiu regenerat, iar o bijuterie din aur – 90 % de aur regenerat.

Chimia la soluționarea problemei energetice. Un semn caracteristic al progresului uman este dezvoltarea energiei atomice. Știința chimia ne ajută să obținem uranul din minereu, să producem combustibil pentru reactorii nucleari, să prelucrăm deșeurile radioactive.

În industrie, tehnică și la mijloacele de transport în viața cotidiană se aplică bateriile (fig. 95), elementele galvanice și de combustibil. Lucrul său îl asigură reacțiile de oxido-reducere. Învățații dezvoltă sursele chimice de curent efective, care nu conțin compuși de Plumb, Cadmiu și alte substanțe toxice.

Fig. 95.
Mașinile electrice –
perspectiva
vehiculelor



Razele solare reprezintă sursa de energie infinită. Pentru a o întrebuința, ne ajută substanțele, care transformă energia de lumină în electrică. Învățații duc o cercetare continuă a acestor substanțe, dezvoltă metode de obținere a lor.

CONCLUZII

Baza multor tehnologii industriale o constituie reacțiile chimice. Se lărgeste domeniul de aplicare a biotehnologiilor, cu succes se dezvoltă cercetarea nanomaterialelor, se prelucrează metodele de preparare a lor.

Chimia, ca știință, a obținut succes la crearea materialelor cu proprietățile date, care le înlocuiesc pe cele tradiționale și ajută la soluționarea problemei energetice.

Chimia asigură agricultura cu îngrășăminte, cu mijloace de protecție a plantelor, contribuie la creșterea industriei produselor alimentare.

?

275. Substanțele cu structură atomică sau moleculară trebuie să fie baza materialelor extradure și termostabile? Argumentați răspunsul.
276. După materialele din internet, clarificați compoziția biogazului. Care componenți ai lui sunt substanțe inflamabile?
277. De ce, după părerea voastră, se consideră, că viitorul îl vor constitui mașinile electrice?

278. Carbonatul de sodiu în industrie se produce la încălzirea hidrogenocarbonatului. Alcătuiți ecuația chimică respectivă. Care sunt denumirile triviale ale ambelor săruri?
279. Proprietăți supraconductoare are compusul Magneziului cu Borul. Determinați formula lui, dacă partea de masă a Borului în compus constituie 47,8 %.
280. Ce masă de superfosfat dublu $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, ca îngrășămintă cu fosfor, poate înlocui 1 t de zgură metalurgică cu partea de masă a Fosforului 3, 1 %?
281. Metoda de prelucrare a deșeurilor de ghips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ constă în trecerea amestecului, care conține două volume de amoniac și un volum de dioxid de carbon în suspensia ghips în apă. Scrieți ecuația reacției respective și clarificați domeniile de aplicare a ambelor produse.
282. Ce mase de sulfat de amoniu și carbonat de calciu se formează dintr-o tonă de deșeuri de ghips (vezi exercițiul 281), dacă partea de masă a ghipsului în ele constituie 43%, iar randamentul relativ al produselor reacției – 90 %?

35

Chimia și mediul ambient

Materia din acest paragraf o să vă ajute:

- să aflați despre principalele surse de poluare chimică a atmosferei, hidrosferei, litosferei;
- să apreciați rolul chimiei în simplificarea emisiilor de substanțe nocive în mediu ambient.

Poluarea chimică a mediului ambient.

Până la jumătatea sec. XIX în mediul ambient nimerea o cantitate mică de poluări cauzate de om. Natura, ca un laborator chimic gigant, dovedea să descompună substanțele nocive și restabilea echilibrul ecologic. Mai târziu, influența negativă a omului asupra mediului a început să crească foarte repede. S-a mărit poluarea aerului, hidrosferei, suprafeței Pământului, au dispărut multe specii de plante și animale. În prezent, învățații consideră, că este timpul „pentru tratarea” planetei noastre. Ea necesită schimbări ale atitudinii consumatorilor față de resur-

sele lor, ocrotirea naturii și a bogățiilor naturale pentru generațiile viitoare.

La lecțiile de chimie, voi deja ați discutat despre problemele ecologice, legate de emisiile substanțelor nocive de către întreprinderile industriale, transportul auto, centralele electrice. Vă sunt cunoscute așa fenomene de atmosferă, ca ceața și ploile acide. Ele, într-o măsură mare, sunt provocate de un conținut mai înalt de gaze CO, SO₂, NO, NO₂ în aer asupra regiunilor industriale și metropolele. În timpul lecțiilor, de asemenea, se vorbea despre ruina stratului de ozon în atmosferă, cauzele și efectele negative.

În Ucraina, anual în atmosferă nimeresc 6-7 mln t substanțe nocive. Orașele sunt mai tare poluate de emisiile tehnologice, care sunt repartizate, în special, în regiunile Donetsk, Lugansk și Dnipropetrovsk. Situația ecologică în Mariupol și Krivoy Rog se consideră extrem de nesatisfăcătoare. Poluează foarte mult mediul întreprinderile de energie termică și fabricile metalurgice, iar în orașele mari – transportul auto (în Kiev la el aparține aproximativ 90 % din toate poluările). Din apele uzate industriale cele mai afectate sunt fluviul Dnipro și Doneț Seversky.

În atmosferă nimeresc produsele arderii necomplete a combustibilului din motoarele automobilelor, emisiile de gaze ale industriilor chimice. Concentrația în aer a hidrocarburilor, fenolului, aldehydei formice, anilinei și altor compuși organici și neorganici nocivi deasupra centrelor industriale adesea depășesc norma permisă de lege de 10 sau mai multe ori. Freonii CCl₃F, CHClF₂, C₂Cl₂F₄ și altele, care se degajă din echipamentele defectate de refrigerare, ambalaje aerosoli, distrug stratul de ozon.

O poluare substanțială suferă și hidrosfera. Fauna marină, locuitorii din zonele de coastă suferă de la catastrofele cisternelor, care transportă petrolul și produse petroliere, accidentele pe platformele petroliere. Anual în Oceanul global se revarsă în medie 10 mln t de petrol. Fiecare

Este interesant de știut

Pentru prima dată „o gaură” mare a stratului de ozon în atmosferă a fost descoperită la sfârșitul anilor 70 a sec. XX.

Este interesant de știut

Anual în soluri, râuri și lacuri nimeresc 4 mln t de pesticide.

tonă de petrol se întinde pe suprafața apei cu o arie de mai bine de 12 km² și formează o peliculă, care izolează apa de atmosferă și încalcă echilibrul ecologic. Râurile se poluează cu apele reziduale ale rafinăriilor de petrol, întreprinderilor de sinteză organică, care produc halogenoderivați de hidrocarburi, acizi organici, aldehide, fenolul și derivații săi, compuși aromatici, coloranți. La oxidarea substanțelor organice, care au nimerit în apă, se cheltuie oxigenul dizolvat în ea. De la insuficiența de oxigen mor peștii (fig. 96). În ultimul timp, s-a mărit brusc gradul de înfundare a rezervoarelor naturale cu deșeurile de la materialele polimerice și masele plastice, în special, cu sticlele de plastic folosite, cu pungile de polietilenă. Influențează negativ asupra viețuitorilor din râuri și lacuri resturile mijloacelor artificiale de spălat.



Fig. 96.
Moartea peștilor

Suprafața pământului se poluează cu materialele polimerice folosite și produsele lor, a resturilor de îngrășămintă minerale, a mijloacelor de protecție a plantelor de boli și dăunători, materialelor de construcție, gunoi de uz casnic.

Chimia și protecția mediului ambiant. Chimiiștii nu rămân într-o parte și față de problemele, legate de poluarea mediului ambiant, care permanent cresc. Ei alcătuiesc metode eficiente pentru purificarea gazelor industriale și a apelor lichide uzate ale întreprinderilor, prelucrarea deșeurilor solide (fig. 97). Majoritatea

Fig. 97.
Semnele pe produsele, care se supun prelucrării după aplicare



acestor metode prevăd efectuarea reacțiilor chimice de transformare a substanțelor din dăunătoare în nedăunătoare pentru natura vie.

Dacă substanța-poluant, care se conține în apa uzată a întreprinderii, are proprietăți acide, atunci ea numaidecât este neutralizată cu var sau calcar (cretă). În apele uzate bazice se adaugă soluție de acid sulfuric. Acesta este cel mai ieftin acid, iar produsele reacției cu participarea lui – sulfatii – de regulă, nu sunt periculoși pentru mediu. Foarte efectivă și ecologic avantajoasă este neutralizarea deșeurilor industriale acide și bazice pe cale de amestecare a lor. În acest caz, nu avem nevoie de reagenți chimici. Uneori pentru purificarea apei după întrebuințarea ei, la întreprinderi se efectuează reacțiile de schimb cu formarea compușilor insolubili ai elementelor toxice, care se separă prin filtrare. Impuritățile de substanțe-oxidanți se înlătură cu ajutorul unor reducători ca oxidul de sulf(IV), sulfatul de fier(II), iar substanțele-reducători se oxidează cu oxigenul din aer, ozonul, alte substanțe.

► Propuneți o metodă de substituire a ionilor de Cupru din apele uzate ale industriei electrochimice.

În vremea noastră chimiștii produc materiale, care nu dăunează asupra naturii. Unele materiale sunt durabile, stabile față de substanțele mediului, iar altele treptat se descompun la condițiile naturale cu formarea substanțelor



Fig. 98.
Vase de unică folosință
din tărățe.

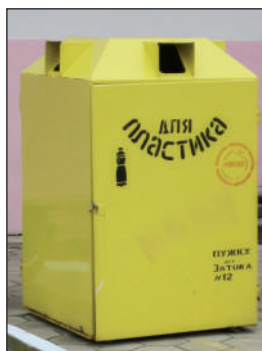


Fig. 99.
Container la școală pen-
tru deșeurile din plastic.

nepericuloase. Învățații, de asemenea, participă la soluționarea sarcinilor, legate de prelucrarea și aplicarea diferitor deșeuri (fig. 98, 99).

Problemele ecologice apar nu numai la dezvoltarea intensivă a industriei, sferei de transport, energeticii, dar și în timpul lipsei de cunoștințe ecologice a oamenilor, care proiectează industriile, permit construirea lor, le conduc pe ele.

Știința chimică și tehnologia chimică contemporane sunt date pentru a crea așa o industrie, care să se bazeze pe procese de producere efective, favorabile pentru om și mediu. Chimiiștii împreună cu alți specialiști trebuie să facă o contribuție semnificativă la îmbunătățirea naturii, să oprească influența negativă a civilizației asupra ei.

Omenirea iese pe calea dezvoltării stabile. Printre sarcinile strategice ale fiecărei țări pe această cale – sunt:

- întrebuințarea rațională a resurselor naturale;
- prelucrarea complexă a materiei prime;
- introducerea tehnologiilor de economisire a energiei, întrebuințarea surselor netraditionale de energie;
- micșorarea deșeurilor de gaze cu efect de seră;

- conservarea fertilității solului și protecția rezervoarelor naturale de poluări;
- prelucrarea efectivă a deșeurilor producerii și consumului.

CONCLUZII

Poluarea chimică a mediului ambiant permanent crește. Principala sursă a poluării este industria, energetică și transportul auto. O daună serioasă pentru natură sunt deșeurile menajere.

Învățații-chimiști dezvoltă metode pentru purificarea deșeurilor industriale gazoase, a apelor uzate lichide de substanțele dăunătoare cu ajutorul reacțiilor chimice, soluționează problema de prelucrare a diferitor deșeuri.

Pentru omenire sarcina principală este asigurarea dezvoltării stabile a civilizației și protecția naturii.



283. Adesea putem auzi despre poluarea rezervoarelor cu „metale grele”. Cum înțelegeți voi această expresie? Care particule poluează apa?
284. Înaintea utilizării deșeurilor menajere, de obicei, se efectuează sortarea lor. Care substanțe și materiale trebuie mai bine să fie eliminate prin urmare? Cum ele pot fi prelucrate sau întrebuințate?
285. Numiți câteva substanțe dăunătoare, care nimeresc în atmosfera din motorul mașinei, în timp ce lucrează.
286. Propuneți o metodă de înlăturare din gazul industrial, asemănător după compoziție cu aerul, impuritățile:
 - a) amoniacul;
 - b) sulfura de hidrogen.
 Scrieți ecuațiile chimice respective.
287. Partea de masă a Sulfului într-o probă de combustibil lichid constituie 1,28 %. Ce masă de acid sulfuric concentrat cu partea de masă a H_2SO_4 de 96 % se poate de obținut din oxizii de Sulf, care se formează la centrala termoelectrică la arderea a 100 t de combustibil lichid?

Materia din acest paragraf o să vă ajute::

- să aflați despre ramura științei chimice, care se numește chimia „verde”;
- să faceți cunoștință cu direcțiile de cercetare în domeniul chimiei „verzi”.

Chimia este una din științele fundamentale. Realizările ei, într-o măsură mare, asigură dezvoltarea progresivă a omenirii. Despre aceasta a mers vorba pe paginile manualelor noastre. Dar, uneori, putem auzi o apreciere negativă a chimiei. Ea este cauzată de faptul, că numeroase producții chimice, multe substanțe și materiale, produse de industrie, duc daune mediului și sănătății omului. Unii factori, care confirmă aceasta, sunt redați în paragraful ulterior. Prognozele actuale despre starea naturii în viitor sunt pesimiste.

În ultimile decenii, învățații depun mari eforturi, ca să schimbe situația, care s-a creat. Treptat se formează ramura chimiei, care se numește chimia „verde”, adică prietenoasă față de mediul înconjurător. Sinonimul acestei denumiri este: „chimia ecologic pură”.

- ▶ În denumirea cărei organizații internaționale non-guvernamentale este cuvântul „Green”?

Să cercetăm principalele sarcini, care stau în fața chimiei „verzi”.

1. Formarea noilor tehnologii chimice, și, de asemenea, perfecțiunea celor care există deja. Scopul principal este întrebuițarea maximă a materiei prime, a substanțelor inițiale și micșorarea până la minim a cantităților de deșeuri.

Ecologia tehnologiilor uneori se apreciază în urma raportului dintre masa produsului final către masa deșeurilor. Dacă pentru masele plastice acest indicator constituie, de exemplu, 1 : 5,

Este interesant de știut

Cu privire la cele mai noi producții adesea sunt folosiți termenii „tehnologii înalte”, „tehnologii pure”.

atunci pentru unele preparate farmaceutice – 1 : 500. Idealul îl reprezintă producerea fără deșeuri cu întrebuințarea materiei prime pe deplin.

Cea mai importantă, pentru tehnologiile moderne, este alegerea procesului de siguranță, și, de asemenea, a proceselor de siguranță pentru selectarea și purificarea produsului chimic în întregime. Pentru procesele care se desfășoară în mai multe etape, este de dorit să se facă prescurtarea numărului de etape, care va duce la micșorarea cantității de deșeuri și mărirea randamentului produselor în întregime.

Unul din principiile chimiei „verzi” este principiul de „economie a atomilor”. De exemplu, dacă substanța organică se formează în rezultatul diferitor reacții, atunci este mai convenabil de a o obține în urma reacției de combinare (ambii reagenți se întrebuințează și se formează un produs), decât după reacția de înlocuire sau reacția de oxido-reducere, când în afară de produsul final, se formează și alții, secundari. Acest principiu, de asemenea, se respectă, dacă transformarea chimică se efectuează prin mai puține etape.

Crește actualitatea cercetărilor reacțiilor catalitice. Aplicarea catalizatorilor dă posibilitatea de a economisi reagenți și a micșora pierderile energetice. Măsurile importante sunt: înlocuirea catalizatorilor toxici prin cei netoxici și, de asemenea, lărgirea sferei de aplicare a catalizatorilor de natură proteică – a fermenților.

În tehnologiile chimice, tot mai mult se introduce materia primă vegetală. Crește producerea biogazului din deșeurile vegetale și deșeurile de la animale și păsări, a polimerilor din unele plante. O cantitate mare de etenă se obține în Brazilia din etanol, produs din trestia de zahăr.

2. Perfecțiunea proceselor de utilizare a deșeurilor de producere și consum, aplicarea lor ca materie primă secundară.

Despre această problemă a fost scris în paragraful ulterior. Sarcina prioritară este prelucra-

rea deșeurilor polimerice, care se acumulează tot mai mult.

► Cum, din resturile de polietilenă, din nou de obținut acest polimer?

3. Căutarea substanțelor nedăunătoare, care să le înlocuiască pe cele dăunătoare la multe întreprinderi.

Această sarcină pentru fiecare este evidentă. Substanțele toxice necesită măsuri speciale la păstrarea lor, la aplicare, iar resturile lor trebuie utilizate sau îndreptate la prelucrare. O atenție mare învățații acordă dezvoltării tehnologiilor fără aplicarea solvenților organici, deoarece aproape toate aceste substanțe influențează negativ asupra sănătății omului.

4. Invenția polimerilor, care se pot descompune în condițiile naturale.

Majoritatea cantității varietăților polimerice nu este destinată pentru o aplicare îndelungată. Deșeurile lor, masa cărora se mărește brusc, nu se va descompune în mediul înconjurător nici peste 100 de ani. Cu părere de rău, prelucrarea cuprinde numai o parte neînsemnată de aceste deșeuri.

Se largesc cercetările polimerilor noi (polipeptidice, poliesterice), care sunt asemănătoare cu compușii naturali macromoleculari, și, de aceea, lent se descompun cu participarea bacteriilor și microorganismelor. Din acești polimeri se produc materiale pentru ambalaj (fig. 100), diferite vase, alte obiecte.



Fig. 100.
Marcare pe un pachet din polimer biodegradabil

Fig. 101.
Logo-ul congresului de la „chimia verde”



În lume apar reviste științifice publicate, în care se oglindesc problemele de dezvoltare a chimiei „verzi”, se descriu realizările în această ramură. Periodic se petrec conferințe științifice internaționale (fig. 101), unde oamenii de știință împărtășesc realizările sale.

CONCLUZII

Acum chimiștii rezolvă multe sarcini, îndreptate spre aplicarea maximă a materiei prime și prelucrarea efectivă a diferitor deșeuri. Realizarea lor trebuie să garanteze lipsa influenței negative asupra mediului înconjurător. Conform îndreptărilor ecologice ale cercetărilor științifice și tehnologiilor introduse, domeniul științei chimice a obținut denumirea de chimie „verde”.

?

288. În ce constă procesul de obținere a fierului la interacțiunea minereului de fier cu hidrogenul? Oare poate fi el considerat exemplul de introducere a principiilor chimiei „verzi”?
289. După materialele din internet, pregătiți un mesaj despre câțiva solvenți organici, cei mai frecvent utilizați în industria chimică, și influența lor asupra organismului uman.
290. În secolul trecut, hidrogenul se obținea în industrie, la trecerea vaporilor de apă peste resturile de fier fierbinte. Printre metodele contemporane ale obținerii industriale a hidrogenului este descompunerea gazului natural la temperaturi înalte în substanțe simple, descompunerea apei la acțiunea curentului electric continuu. Numiți avantajele și dezavantajele fiecărei metode din punct de vedere al chimiei „verzi”.

Postfață

Iată că se termină învățătura voastră în școală. Mulți absolvenți ai clasei a 11-a își vor continua studiile la universități, alții vor începe activitatea de muncă. Cunoștințele chimice o să vă ajute la fiecare să înțelegeți fenomenele, ce se petrec cu diverse substanțe în natură. Știind proprietățile substanțelor, cu care ne întâlnim zilnic, voi corect le veți folosi, fără a vă aduce daune vouă, altor oameni, mediului ambiant.

Studiind chimia, v-ați convins cât este de interesantă această știință. Componentele ei indispensabile sunt: chimia organică și neorganică. Zilnic, savanții-chimiști obțin sute de noi substanțe, determină compoziția lor, cercetează structura și proprietățile, ajută să fie implementate ele în practică.

Chimia este una din științele naturii. Odată cu fizica, biologia, geologia, ecologia, alte științe despre natură ea descoperă tainele, legate de apariția planetei noastre și a vieții pe ea, formează tabloul științific al lumii.

Unii din absolvenții școlilor în viitor vor deveni chimiști. Vom fi bucuroși dacă oamenii tineri le-a ajutat să facă această alegere manualele noastre.

Vă dorim să aveți parte de o cale fericită în viață și pe parcursul ei să realizați multe visuri și lucruri bune.

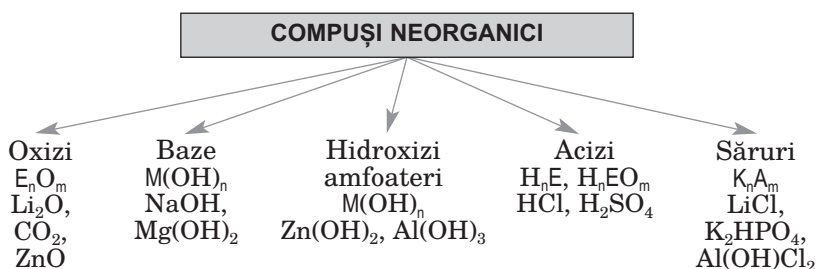
Autorii

Anexă

I. Însemnătatea electronegativității elementelor *s* și *p* din perioadele 1 – 4

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 —
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr —

II. Clasificarea compușilor neorganici după compoziție și proprietăți



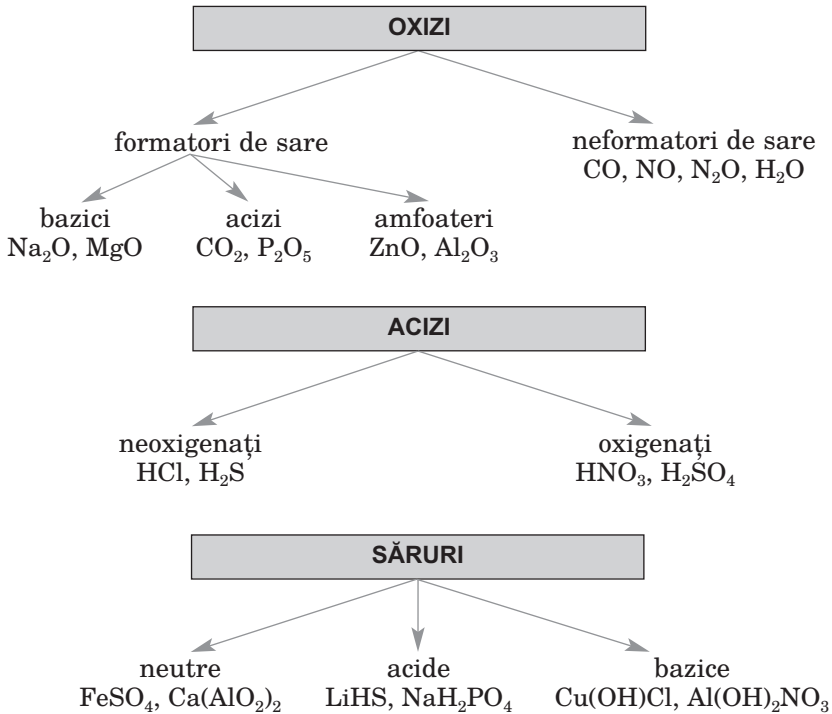
Marcarea:

E – element metalic sau nemetalic (în oxizi), element nemetalic (în acizi);

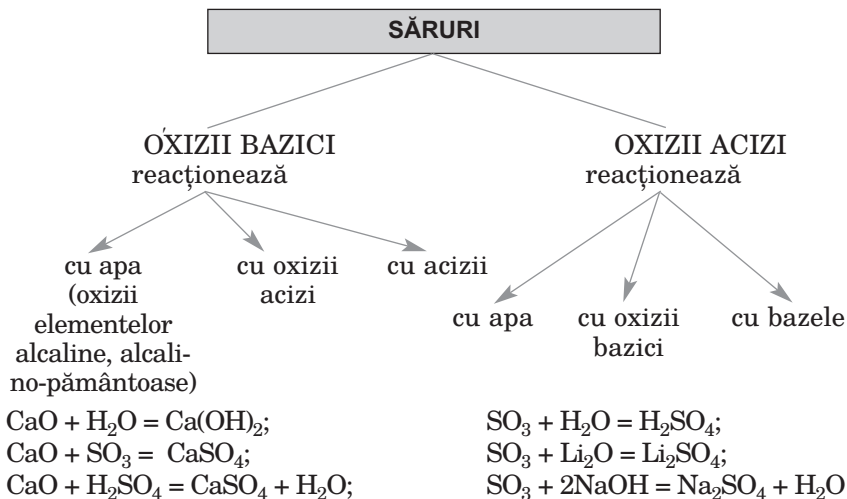
M – element metalic;

K – cation, format de elementul metalic, sau cation de amoniu;

A – anionul restului acid.



III. Proprietățile chimice ale compuşilor neorganici



OXIZII AMFOATERI

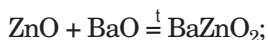
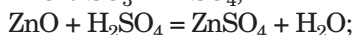
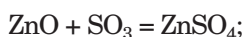
reacționează

cu oxizii acizi

cu acizii

cu oxizii bazici

cu bazele



PROPRIETĂȚILE CHIMICE ALE BAZELOR

ALCALII

acționează asupra
indicatorului

reacționează

cu oxizii
acizi

cu acizii

cu sărurile
(în soluții)

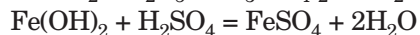
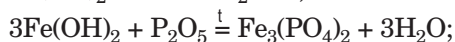
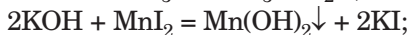
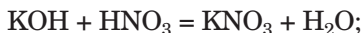
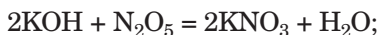
BAZE INSOLUBILE

se descompun
la încălzire

reacționează

cu oxizii
acizi

cu acizii



PROPRIETĂȚILE CHIMICE ALE ACIZILOR

ACIZII

acționează asupra
indicatorului

reacționează

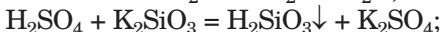
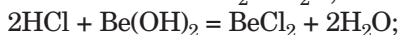
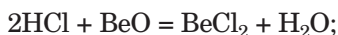
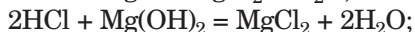
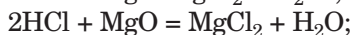
se descompun
la încălzire
(oxigenați)

cu metalele

cu oxizii bazici
și bazele

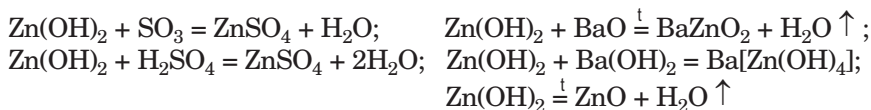
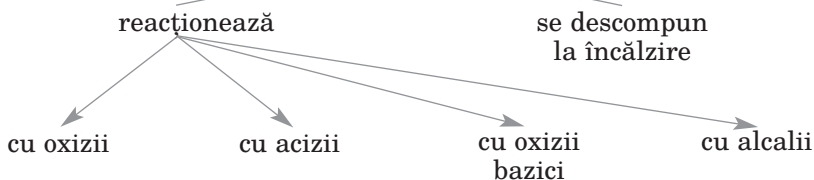
cu oxizii amfoateri
și hidroxizii

cu sărurile



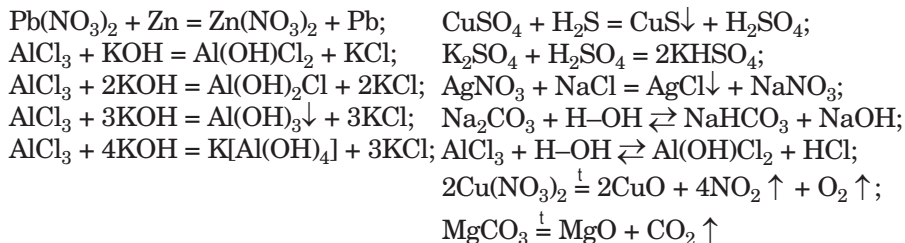
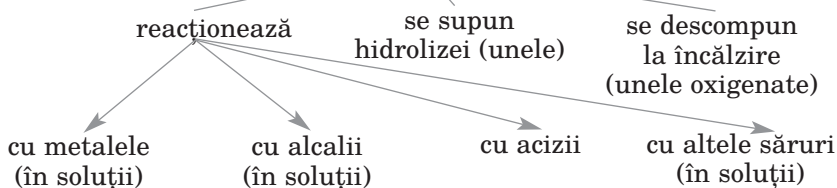
PROPRIETĂȚILE CHIMICE ALE HIDROXIZILOR AMFOATERI

HIDROXIZI AMFOATERI

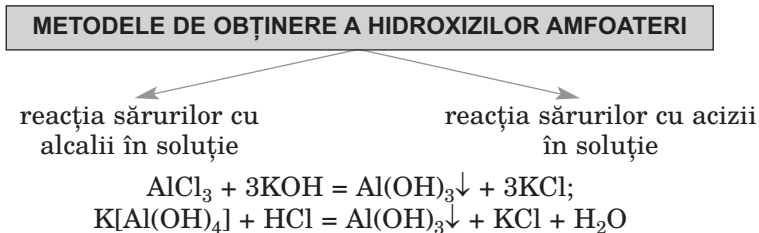
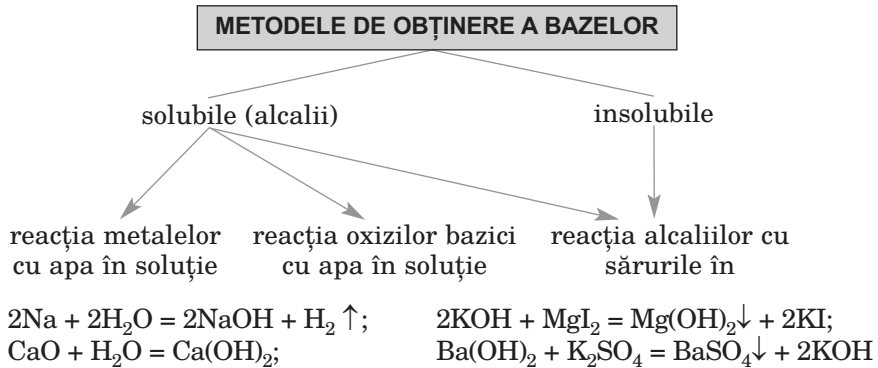
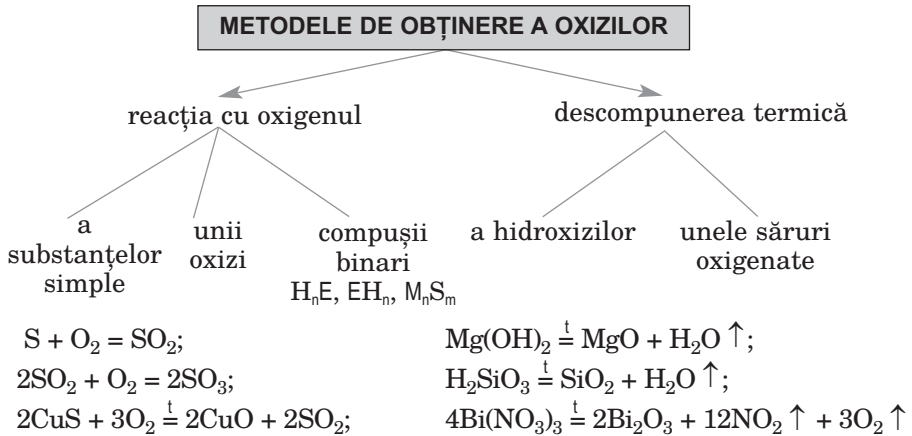


PROPRIETĂȚILE CHIMICE ALE SĂRURILOR

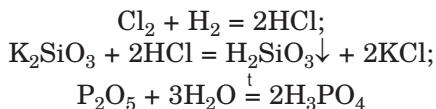
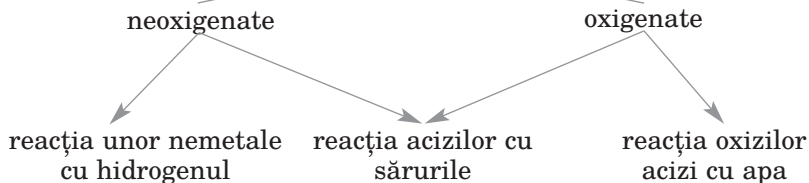
SĂRURILE (neutre)



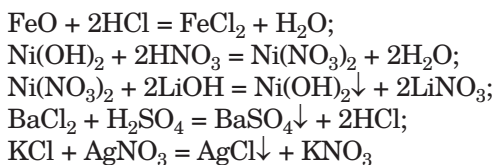
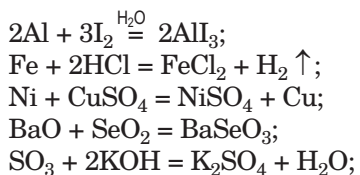
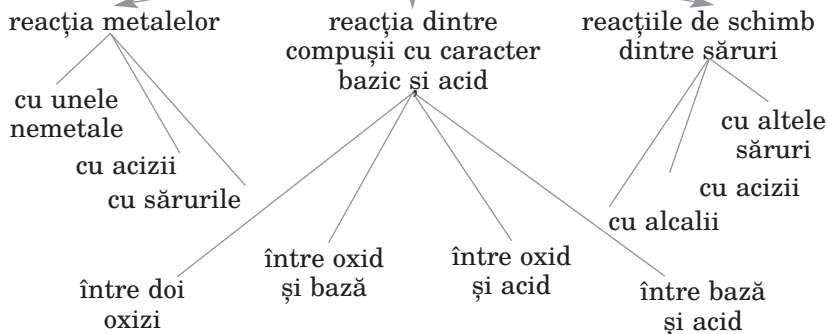
IV. Metodele de obținere a compușilor neorganici



METODELE DE OBȚINERE A ACIZILOR



METODELE DE OBȚINERE A SĂRURILOR NEUTRE



V. Reacțiile calitative asupra unor ioni în soluție

	Formula ionului	Reagentul (ionul activ)	Efectul exterior
Cationi	Ag^+	Cl^-	Apariția sedimentului alb brânzos, insolubil în acizi
	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Apariția sedimentului alb cu cristale mici, insolubil în acizi
	Fe^{2+}	OH^-	Apariția sedimentului verzui, care repede trece în brun în aer
	Fe^{3+}	OH^-	Apariția sedimentului brun
	NH_4^+	OH^-	Apariția mirosului înțepător de amoniac
Anioni	Cl^-	Ag^+	Apariția sedimentului alb brânzos, insolubil în acizi
	SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Apariția sedimentului alb cu cristale mici, insolubil în acizi
	PO_4^{3-}	Ag^+	Apariția sedimentului galben, solubil în acidul nitric
	CO_3^{2-}	H^+	Degajarea gazului fără miros, care provoacă tulburarea apei de var
	SiO_3^{2-}	H^+	Apariția sedimentului alb brânzos, insolubil în acizi

Culoarea cationilor în soluție:

Cu^{2+} – albastru;

Fe^{2+} – verzui;

Fe^{3+} – brun;

Ni^{2+} – verde-deschis.

Vi. Denumirile tradiționale ale unor substanțe și amestecuri, denumiri de minerale

Denumirea tradițională a substanței (amestecului), denumirea mineralului	Formula substanței sau a principalului component al amestecului	Denumirea tradițională a substanței (amestecului), denumirea mineralului	Formula substanței sau a principalului component al amestecului
Cl_2 (sol. apoasă)	Apa de clor	NH_3 (sol. apoasă)	Amoniac, apă amoniacală, bază amoniacală
Br_2 (sol. apoasă)	Apa de brom	H_2SO_4	Vitriol
I_2 (sol. alcoolică)	Tinctura de iod	HNO_3	Acid azotic
CO	Gazul de căhlă	H_3BO_3	Acid boric
CO_2 (solid)	Gheața uscată	H_3PO_4	Acid fosforic
SO_2	Dioxid de sulf	SO_3 (sol. în H_2SO_4 pur)	Oleum
P_2O_5	Anhidrida fosforică	NaCl	Sare de bucătărie
SiO_2	Cuarț, nisipul de cuarț	Na_2CO_3	Sodă calcinată
Al_2O_3	Corund	NaHCO ₃	Sodă de băut (alimentară)
CaO	Var nestins	Na_2SiO_3	Sticlă lichidă
HCl	Clorură de hidrogen	KNO_3	Selitra de potasiu
HF (sol. apoasă)	Acid fluorhidric	K_2CO_3	Potasă
H_2S	Sulfură de hidrogen	KMnO_4	Permanganat de potasiu

Răspunsuri la probleme și exerciții

Capitolul 1

18. b) $\dots ns^2 np^3$.
25. De aceste molecule sunt 3.
27. Gradul de oxidare a Carbonului în etenă este -2 .
30. Luați în vedere tipul de particule, care se află în compoziții acestor elemente.
34. Nu.

Capitolul 2

42. De aceste substanțe sunt 4.
45. a) oxidul de litiu;
b) oxidul de calciu.
46. Luați în vedere dependența puterii legăturii ionice de raza ionilor.
47. CH_4 , SO_2 , SiCl_4 .
52. $[\text{BF}_4]^-$. Donor – ionul de Fluor, acceptor – atomul de Bor.
53. De aceste substanțe sunt 3.
54. Atrageți atenția la structura oxizilor.
56. De aceste substanțe sunt 3.
65. Șase ioni de Cl^- ; șase ioni de Na^+ .

Capitolul 3

71. Luați în vedere condițiile, după care sunt posibile reacțiile de schimb.
74. D_{aer} (amestecului) = 0,497.
78. a) La ridicarea temperaturii sau micșorarea presiunii echilibrul se deplasează în partea reacției opuse.
79. Trebuie de ridicat temperatura. Schimbul presiunii va influența asupra echilibrului.
80. Echilibrul se va deplasa în partea reacției opuse.
81. $\eta(\text{Br}_2) = 87,5 \%$.

82. $\eta(\text{H}_2) = 95 \%$.
83. $\eta(\text{ester}) = 62,5 \%$.
84. $m(\text{CuO}) = 17,0 \text{ g}$.
85. $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 9,3 \text{ g}$. Varianta de transformare: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$.
86. $m(\text{acidului}) = 1,67 \text{ kg}$.
87. $\eta(\text{O}_3) = 11,5 \%$.
88. $\eta(\text{NH}_3) = 30 \%$.
90. De aceste săruri sunt 3.
91. a.
92. Lipsa degajării gazului.
93. a) AlOH^{2+} , H^+ .
97. Folosiți-vă de șirul activității metalelor.
98. Va decurge reacția unuia din metale cu sarea.
Elementul galvanic nu va lucra.
99. Luați în vedere proprietățile chimice ale calciului.
100. $m(\text{Zn}) = 17,4 \text{ g}$.
101. $m(\text{MnO}_2) = 0,696 \text{ g}$.

Capitolul 4

105. $m(\text{O}) : m(\text{Si}) = 1,69 : 1$.
106. Arsen. As_2S_3 , As_2S_5 .
111. Atrageți atenția la structura substanțelor.
113. $\varphi(\text{O}_3) = 4,9 \%$.
117. Comparați structura adsorbentilor.
118. $\varphi(\text{H}_2) = 93,3 \%$.
119. $w(\text{I}_2) = 21,3 \%$.
120. F_2 . Xenonul; el reacționează numai cu fluorul (ca reducător).
126. $\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 (\text{conc.}) = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
127. b) $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{conc.}) = 3\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
128. Luați în vedere valența elementelor.
131. Atrageți atenția la particularitățile legăturii chimice în moleculele de substanțe.
132. Comparați structura compușilor.
134. Printre acești compuși – peroxidul de hidrogen, sulfura de hidrogen.
136. $w(\text{H}_2\text{S}) = 0,3 \%$.
137. HCl .
139. $\alpha(\text{HCl}) = 7/8$.
142. a) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$;
b) $3\text{NH}_3 + \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$.

143. $m(\text{solu\c{t}iei}) = 73 \text{ g}$.
145. $V(\text{solu\c{t}iei}) = 177 \text{ ml}$.
152. $M(\text{CO}, \text{CO}_2) = 32 \text{ g/ml}$.
153. $m(\text{CH}_4) = 2,4 \text{ g}$; $m(\text{CO}) = 1,4 \text{ g}$.
154. Unul din oxizi – SO_3 .
158. Sunt posibile 3 reac\c{t}ii. b) $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{conc.}) = 3\text{ZnSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (una din variante).
164. $m(\text{H}_2\text{O}) = 234 \text{ g}$.
165. $\eta(\text{NaNO}_3) = 95,3 \%$.
166. Da.
167. $m(\text{MgO}) = 16 \text{ g}$.
168. $m(\text{sedimentului}) = 7,2 \text{ g}$.
169. Totul.
170. $V(\text{O}_2) = 1 \text{ l}$; $V(\text{NO}_2, \text{restul}) = 2 \text{ l}$.
171. $w(\text{CaO}) = 89,6 \%$.
172. $w(\text{NH}_3) = 16,2 \%$.
173. $\eta(\text{LiF}) = 80 \%$.
180. La 10 atomi de Sn revin 176 atomi de Cu.
181. $w(\text{SiO}_2) = 15,6 \%$;
 $w(\text{Al}_2\text{O}_3) = 84,4 \%$.
185. d) $2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}[\text{Al}(\text{OH})_4]_2$.
186. $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3 (\text{foarte dil}) = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$.
187. a) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 3\text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{AlCl}_3$;
 b) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} \xrightarrow{t} 2\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \uparrow$;
 $2\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{surplus}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$.
189. Reda\c{t}i formulele substan\c{t}elor \u00een ciliate de compu\c{s}i a doi oxizi.
 $w(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,85$.
190. $m(\text{Al}) = 5,4 \text{ g}$.
191. $V(\text{H}_2\text{O}) = 52,5 \text{ ml}$.
192. $w(\text{Mg}) = 69 \%$.
193. Mai \u00eent\u00e2i determi\c{n}i gradele de oxidare a Fierului \u00een minerale.
195. a) $2\text{Fe} + 3\text{F}_2 \xrightarrow{t} 2\text{FeF}_3$;
 c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{Ca}(\text{FeO}_2)_2$.
196. a) $6\text{FeO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_3\text{O}_4$;
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{BaSO}_4\downarrow$.
197. a) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$;
 $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$;
 b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{BaO} \xrightarrow{t} \text{Ba}(\text{FeO}_2)_2$;
 $\text{Ba}(\text{FeO}_2)_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{surplus}) = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{BaSO}_4\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$.

199. $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$.
200. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S}\downarrow + \text{HCl}$.
201. Fe_2O_3 .
202. $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 24,2 \text{ g}$.
203. $n = 4$.
204. $V(\text{H}_2) = 448 \text{ ml}$.
205. $m(\text{Cu}) = 16 \text{ g}$.
207. Аşa gaze – 3.
209. a) $\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{NaAlO}_2$ (sau Na_3AlO_3) + H_2O ;
b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{Ca}[\text{Pb}(\text{OH})_4]$.
210. a) 2NaNO_3 (solid) + H_2SO_4 (conc.) $\xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3 \uparrow$;
b) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl}$ (surplus) = $\text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$.
211. $V(\text{apei}) = 429 \text{ ml}$.
212. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 8,2 \text{ g}$.
213. $w(\text{CaCO}_3) = 5 \%$.
219. b) reagentul al doilea – alcaliu (neajuns).
220. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Hg} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$.
221. $m(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 33,1 \text{ g}$.
222. $V(\text{gazelor}) = 2,8 \text{ l}$.
223. $m(\text{restului de HNO}_3) = 2,1 \text{ g}$.
224. $w(\text{KNO}_3) = 0,41$;
 $w(\text{KNO}_2) = 0,59$.
225. $\eta(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 98,2 \%$.
230. Nu; din apă se înlătură numai ionii Mg^{2+} , iar o parte din ionii de Ca^{2+} rămân: $\text{MgSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CaSO}_4$ (sare puțin solubilă).
231. Ionii hidrogenocarbonat sunt în surplus în comparație cu cationii Ca^{2+} și Mg^{2+} ; $m(\text{sedimentului}) = 167 \text{ mg}$.
234. Trebuie de amestecat oxidul de siliciu(IV) cu hidroxidul de Sodiu sau Potasiu și de încălzit, iar apoi la soluția produsului reacției de adăugat acid.
238. $5\text{PbO} \cdot 9\text{SiO}_2$.
239. Răspunsuri corecte – 3.
243. a) se va schimba;
c) se va schimba.
244. Partea de masă a Nitrogenului este mai mare în uree de 1,33 ori.
245. $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 1,65 \text{ t}$.
246. $m(\text{precipit.}) = 1,365 \text{ t}$.
249. Nu; ionii de Mg^{2+} de asemenea se sedimentează.

250. Întrebuințați proprietățile dioxidului de carbon.
251. În experiență e luat surplus de acid sau s-a format sare bazică de Fier solubilă. Elevul trebuie să adauge mai mult alcaliu.
254. d) una din variante – folosirea indicatorului universal.
255. Atrageți atenția la proprietatea compușilor de Siliciu, ca să se dizolve în apă.
258. Atomi de Hidrogen sunt mai mulți de 6,67 ori.
259. La 10 ioni de Na^+ revin aproximativ 16 ioni de K^+ .
263. Oxizii reacționează în opt perechi ale lor.
264. Reacția decurge între sarea solidă și acidul concentrat.
265. Luați în considerație condițiile, după care reacția de schimb între electroliți este posibilă.
266. Luați în considerație condițiile, după care reacția de schimb între electroliți este posibilă.
267. c) NaH_2PO_4 (surplus) + $\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
268. $\eta(\text{NH}_3) = 90 \%$.
269. $w(\text{K}_3\text{PO}_4) = 75,4 \%$;
 $w(\text{K}_2\text{CO}_3) = 24,6 \%$.
271. Alcaliu.
272. De încălzit amestecul sării solide cu acidul sulfuric concentrat.

Capitolul 5

279. MgB_2 .
280. $m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 126 \text{ kg}$.
282. $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 297 \text{ kg}$;
 $m(\text{CaCO}_3) = 225 \text{ kg}$.
287. $m(96 \% \text{ de } \text{H}_2\text{SO}_4) = 4,08 \text{ t}$.

Dicționar de termeni

Acceptor de pereche de electroni – particula, care primește în orbitalul liber perechea de electroni de la altă particulă.

Adsorbent – substanța solidă, stratul superior al căreia este absorbit de molecule, ioni.

Adsorbție – fenomenul de absorbire a moleculelor, ionilor de către stratul superior al substanței solide.

Alotropie – fenomenul de formare a elementului a câtorva substanțe simple.

Atom – cea mai mică particulă electroneutră a substanței, care se alcătuiește din nucleu încărcat pozitiv și electroni încărcăți negativ.

Cifă neucleară – cantitatea sumară de protoni și neutroni în atom.

Cifă protonică – cantitatea de protoni în atom.

Cristalul – un corp solid auto-format, care are fațete plane și muchii drepte.

Donorul perechii de electroni – particula, care cedează perechea de electroni în orbitalul liber al altei particule.

Duritatea apei – proprietatea apei naturale, provocată de prezența în ea a cationilor de Calciu și Magneziu.

Echilibrul chimic – starea amestecului de substanțe reactante, pentru care viteza reacției directe este aceeași cu viteza reacției inverse.

Efect de seră – efectul de reținere a unei părți de căldură pe planetă cu ajutorul dioxidului de carbon și cu unele alte gaze ale atmosferei.

Electroni delocalizați – electronii, care se mișcă haotic în metal.

Element chimic – tipul de atomi cu o anumită sarcină a nucleului (cifra protonică).

Hidroliza sării – 1) reacția de schimb între sare și apă; 2) reacția sării cu apa la formarea compusului cu caracter bazic și a compusului cu caracter acid.

Ion compus – ionul, format din câteva elemente chimice.

Ion simplu – ionul, format dintr-un singur element chimic.

Izotopi – atomii elementului cu o cantitate diferită de neutroni.

Îngrășămintele – substanțele, care se introduc în sol pentru îmbunătățirea dezvoltării plantelor.

Legătura de hidrogen – interacțiunea electrostatică dintre molecule cu participarea atomilor de Hidrogen.

Legătură covalentă – legătura dintre atomi, care este determinată de prezența perechilor comune de electroni.

Legătură covalentă dublă – legătura, care este formată cu ajutorul a două perechi comune de electroni.

Legătură covalentă nepolară – legătura covalentă, în care una sau mai multe perechi comune de electroni nu sunt deplasate în partea unuia din atomi.

Legătură covalentă polară – legătura covalentă, în care una sau câteva perechi comune de electroni sunt deplasate în partea unuia din atomi.

Legătură covalentă simplă – legătura, care este formată cu ajutorul unei singure perechi comune de electroni.

Legătură covalentă triplă – legătura, care este formată cu ajutorul a trei perechi comune de electroni.

Legături genetice – legăturile dintre substanțe, care se bazează pe proveniența substanței și proprietățile chimice ale lor.

Legătură ionică – legătura dintre ioni cu semn opus.

Legătură metalică – legătura dintre cationi în metale, realizată cu ajutorul electronilor delocalizați.

Macroelemente – elemente chimice, necesare plantelor într-o cantitate foarte mare.

Orbitală – o parte a spațiului atomului, în care situarea electronului este cea mai probabilă.

Particulă atomică a elementului – raportul dintre cantitatea de atomi a elementului către cantitatea de atomi a tuturor elementelor într-un anumit mediu.

Precipitații acide – precipitații atmosferice (ploaie, zăpadă), care conțin impurități de acid.

Randamentul relativ al produsului reacției – mărimea, care caracterizează deplinătatea decurgerii reacției chimice sau gradul de transformare a unei substanțe în alta.

Reacție calitativă – reacția, cu ajutorul căreia se poate determina un anumit ion sau o substanță conform efectului exterior.

Reacție ireversibilă – 1) reacția, în timpul căreia, se supune transformărilor chimice numai reagentul (reagenții); 2) reacția, care se produce numai într-o singură direcție.

Reacție reversibilă – 1) reacția, în timpul căreia, se supune transformărilor chimice și reagentul (reagenții), și produsul (produsele); 2) reacția, care, în același timp, se produce în părți opuse.

Rețele cristaline – modelul structurii unei substanțe cristaline.

Sare – compus ionic, care conține cationi, formați de elementul metalic, sau cationii de amoniu și anionii radicalului acid.

Sare acidă – produsul înlocuirii necomplete a atomilor de Hidrogen în molecula acidului polibazic prin atomii (ionii) elementului metalic sau ai ionului de amoniu.

Sare bazică – produsul înlocuirii necomplete a ionilor hidroxil (grupelor hidroxil) în bază sau hidroxid amfoater prin ionii radicalului acid.

Sare neutră – 1) produsul înlocuirii complete a atomilor de Hidrogen în molecula de acid prin atomii (ionii) elementului metalic sau ionului de amoniu; 2) produsul înlocuirii complete a anionilor OH^- (grupelor hidroxil) în bază sau hidroxid amfoater prin anionii radicalului acid.

Substanță amorfă – substanța, în care cele mai mici particule sunt repartizate haotic.

Sursă chimică de curent – dispozitivul, care produce curent electric în urma decurgerii în el a reacțiilor de oxido-reducere.

Unitate de formulă – atomul, molecula, grupa de atomi sau ioni reflectați în formula chimică a substanței.

Indice de materie

A

Aciditatea solurilor 184
Acidul carbonic 121
Acidul clorhidric 105
 aplicarea 110
 proprietățile chimice 105
Acidul nitric 121
 proprietățile chimice 124,
 143, 152
 proprietățile fizice 122
Acidul ortofosfatic 121
Acidul silicic 175
Acidul sulfatic 121
 proprietățile chimice 122,
 143, 152
 proprietățile fizice 122
Acidul sulfhidric 105
Acizii
 compoziția 120
 denumirile 120
 proprietățile chimice 122
 proprietățile fizice 122
 structura 122
Acumulator 77
Adsorbția 91
Agrochimia 181
Aliajele metalelor 136
Alotropia 85
 Carbonului 85
 Fosforului 88
Oxigenului 85
 Sulfului 87
Aluminiul 140
 aplicarea 144, 146

hidroxidul 146
oxidul 145
răspândirea
 în natuă 140
sărurile 146
structura electronică
a atomului 141
substanța simplă 141
Amoniacul 100
 aplicarea 111, 183
 proprietățile 107
Atomul 5

B

Bază de amoniu 66, 107
 proprietățile 107
Bazele 158
 aplicarea 161
 compoziția 158
 denumirile 158
proprietățile 159
Biotehnologii 210

C

Calcar depus
 (piatră de cazan) 172
Carbonați 172
Cărbunele 86
 activat 91
 de lemn 87, 91
Ceramica 178

Cifra neucronică 6
Cimentul 178
Clorura de hidrogen 101
 aplicarea 110
 proprietățile 101
Clorurile 105
Compuși elementelor
 aplicarea 110
 compoziția 100
 denumirile 101
 nemetale cu Hidrogenul 99
 proprietățile chimice 105
 proprietățile fizice 101
 structura 101
Coroziune 151, 157
Cristalul 178

D

Diamant 86
Duritatea apei 171
 permanentă 173
 temporară 172

E

Echilibrul chimic 54
Efectul de seră 117
Element chimic 6
Elemente metalice 133, 196
 atomi și ioni 134
 răspândirea în natură 133
Elemente nemetalice 80, 194
 atomi și ioni 82
 gradele de oxidare 20
răspândirea în natură 81
 valența 16
Elementul galvanic 74

F

Fierul 148
 hidroxizii 154
 oxizii 153
 răspândirea în natură 148
 sărurile 154
 structura electronică
 a atomului și ionului 150
Fierul 148
 proprietățile chimice 150
 proprietățile fizice 150
Fulerenul 86

G

Gradul de oxidare
 a elementului 19
Grafitul 86

H

Hidrați de oxizi 26
Hidrogenocarbonați 172
Hidroliza sărurilor 66

I

Ionii
 compuși 30
 simpli 30
Ionul
 de amoniu 37
 hidroxoniu 38
Izotopi 6

Î

Îngrășămintele 181

combinate 183
cu Fosfor 183
cu Nitrogen 183
cu Potasiu 183
minerale 181

L

Legătură chimică 29
Legătură covalentă 34
 dublă 35
 mecanismul de schimb 37
 mecanismul
 donoro-acceptor 38
 simplă 34
 triplă 35
Legătură de hidrogen 42
Legătură ionică 31
Legătură metalică 44

M

Macroelemente 180
Mască de gaze 92
Materiale de silicat 176
Metale 24, 135
 aplicarea 136
 proprietățile chimice 105,
 122, 142, 151
 proprietățile fizice 135
 rețele cristaline 139
Microelemente 180

N

Nanomateriale 208
Nemetale 24, 84
 aplicarea 97
 proprietățile chimice 95,
 142, 151
 proprietățile fizice 90

răspândirea în natură 88
structura 84

Nitrații 168
Nivel energetic 10
Nuclid 6
Numărul protonic 6

O

Orbitalul 10
Ortofosfați 165
Oxizii elementelor
 acțiunea fiziologică 118
 aplicarea 116
 compoziția 112
 denumirile 113
 nemetalice 112
 obținerea 115
 proprietățile chimice 114
 proprietățile fizice 114
 structura 113
Ozonul 88

P

Partea atomică a elementului 82
Peroferice 150
Precipitații acide 125
Principiul Le Chatelier 55

R

Randamentul relativ
 al produsului reacției 60
Reacția
 calitativă 187
 directă 50
 ireversibilă 50
 opusă 50
 reversibilă 50

Regula electroneutralității 20
Rețele cristaline 46, 139

S

Sărurile 163
 acide 67, 165
 aplicarea 169
 bazice 68, 165
 clasificarea 164
 neutre 164
 proprietățile 165
 răspândirea în natură 163
Schemă stehiometrică 64
Silicagel 93
Silicații 175
Stalactitele 173
Stalagmitele 173
Spinul electronului 10
Starea excitată a atomului 17
Sticlă 177

 de cuarț 178
Sticlă lichidă 176
Stratul de ozon 88
Subnivel
 energetic 10
Substanțele
 amorfe 47
 cristaline 46
 cu structură atomică 39
 cu structură ionică 32
 cu structură moleculară 39
Sulfură de hidrogen 100
 aplicarea 111
 proprietățile 109
Supraconductoare 209
Sursă chimică de curent 75

V

Valența 16

Dicționar de termeni

Acceptor de pereche de electroni – акцептор електронної пари.

Adsorbent – адсорбент.

Adsorbție – адсорбція.

Alotropie – алотропія.

Atom – атом.

Cifră neucleonică – нуклонне число.

Cifră protonică – протонне число.

Cristal – кристал.

Donorul perechii de electroni – донор електронної пари.

Duritatea apei – жорсткість води.

Echilibrul chimic – хімічна рівновага.

Efect de seră – парниковий ефект.

Electroni delocalizați – делокалізовані електрони.

Element chimic – хімічний елемент.

Hidroliza sării – гідроліз солі.

Ion compus – складний йон.

Ion simplu – простий йон.

- Izotopi** – ізотопи.
- Îngrășămintе** – добрива.
- Legătura de hidrogen** – водневий зв'язок.
- Legătură covalentă** – ковалентний зв'язок.
- Legătură covalentă dublă** – подвійний ковалентний зв'язок.
- Legătură covalentă nepolară** – неполярний ковалентний зв'язок.
- Legătură covalentă polară** – полярний ковалентний зв'язок.
- Legătură covalentă simplă** – простий ковалентний зв'язок.
- Legătură covalentă triplă** – потрійний ковалентний зв'язок.
- Legături genetice** – генетичні зв'язки.
- Legătură ionică** – йонний зв'язок.
- Legătură metalică** – металічний зв'язок.
- Macroelemente** – макроелементи.
- Orbitală** – орбіталь.
- Particulă atomică a elementului** – атомна частка елемента.
- Precipitații acide** – кислотні опади.
- Randamentul relativ al produsului reacției** – відносний вихід продукту реакції.
- Reacție calitativă** – якісна реакція.
- Reacție ireversibilă** – необоротна реакція.

Reacție reversibilă – оборотна реакція.

Rețele cristaline – кристалічні ґратки.

Sare – сіль.

Sare acidă – кисла сіль.

Sare bazică – основна сіль.

Sare neutră – середня сіль.

Substanță amorfă – аморфна речовина.

Sursă chimică de curent – хімічне джерело струму.

Unitate de formulă – формульна одиниця.

Literatură pentru elevi

1. Васи́лега М. Д. Ці́кава хі́мія / М. Д. Васи́лега. — К. : Рад. шк., 1989. — 188 с.
2. Воро́ненко Т. І. Хі́мія щодня. Це треба знати кожному / Тетяна Воро́ненко, Тетяна Іваха. — К. : Шк. світ, 2011. — 128 с.
3. Котля́р З. В. Хі́мія елементів / З. В. Котля́р, В. М. Котля́р. — К. : Вид. дім «Перше вересня», 2016. — 224 с.
4. Леєнсон І. А. Дивови́жна хі́мія / І. А. Леєнсон. — Х. : Ранок, 2011. — 176 с.
5. Сма́ль Ю. Ці́кава хі́мія. Життєпис речовин / Ю́ля Сма́ль. — Львів : Виддво Старого Лева, 2016. — 112 с.
6. Якові́шин Л. О. Ці́каві досліди з хі́мії: у школі та вдома / Л. О. Якові́шин. — Севастополь : Біблекс, 2006. — 176 с.

Unele site-uri pe Internet care conțin materiale interesante la chimie

1. [http:// chemistry-chemists.com](http://chemistry-chemists.com)
2. <http:// www.thoughtco.com/chemistry-4133594>
3. <http:// www.facebook.com/compoundchem>
4. <http://www.webelements.com>
5. <http://www.chemistryworld.com>
6. <http:// www.Compoundchem.com>

Cuprins

Dragi elevi ai clasei a unsprezecea!.....3

Capitolul 1

Legea periodicității.

Structura electronică a atomului

§ 1. Atomi. Elemente chimice. Legea periodicității	5
§ 2. Structura electronică a atomilor.....	9
§ 3. Valența și gradul de oxidare a elementelor	16
§ 4. Schimbul periodic al caracterului elementelor chimice și al proprietăților substanțelor simple și compuse	23

Capitolul 2

Legătura chimică. Structura substanței

§ 5. Legătura ionică. Compușii ionici.....	30
§ 6. Legătura covalentă. Substanțele cu structură moleculară și atomică	34
§ 7. Legătura de hidrogen. Legătura metalică	41
§ 8. Substanțe cristaline și amorfe	45

Capitolul 3

Reacțiile chimice

§ 9. Reacții chimice reversibile și ireversibile	49
§ 10. Echilibrul chimic.	53
<i>Pentru cei iscoditori.</i>	
Laureatul Premiului Nobel familial din Ucraina.....	59

§ 11. Randamentul relativ al produsului reacției	60
§ 12. Hidroliza sărurilor.....	65
<i>Pentru cei iscoditori. Despre unele excepții din reguli</i>	72
§ 13. Elementul galvanic – sursa chimică de curent electric	73
<i>Pentru cei iscoditori. Proteinele-catalizatori – una din prioritățile științei chimiei contemporane</i>	79

Capitolul 4

Substanțele neorganice și proprietățile lor

§ 14. Elementele nemetale	80
§ 15. Nemetale	84
§ 16. Proprietățile fizice ale nemetalelor. Adsorbția	90
§ 17. Proprietățile chimice și aplicarea nemetalelor	95
§ 18. Compușii elementelor nemetale cu Hidrogenul	99
§ 19. Proprietățile chimice și aplicarea clorurii de hidrogen, sulfurii de hidrogen și amoniac	104
§ 20. Oxizii elementelor nemetale	112
§ 21. Acizii	120
§ 22. Calcule pe baza ecuațiilor chimice în cazul când unul din reagenți este luat în surplus	128
§ 23. Elementele metale. Metalele	132
<i>Pentru cei iscoditori. Rețelele cristaline ale metalelor</i>	139
§ 24. Aluminiu. Compușii Aluminiului	140
§ 25. Fierul. Substanța simplă fierul. Compușii Fierului.....	148
<i>Pentru cei iscoditori. Îndepărtarea petelor de rugină de pe țesătură</i>	157
§ 26. Bazele. Hidroxizii de Sodiu și Calciu	158
§ 27. Sărurile.....	163
§ 28. Duritarea apei.....	171
§ 29. Silicații. Materiale de silicat.....	175
§ 30. Îngrășăminte minerale. Aciditatea solurilor	180
<i>Pentru cei iscoditori. Nitrații în produsele alimentare.....</i>	187

§ 31. Reacțiile calitative asupra unor ioni	187
L u c r a r e a p r a c t i c ă № 1.	
Cercetarea compoziției calitative a sărurilor	193
§ 32. Însemnătatea biologică a elementelor chimice	194
§ 33. Legăturile genetice dintre substanțele neorganice	198
L u c r a r e a p r a c t i c ă № 2.	
Legăturile genetice dintre substanțele neorganice	205

Capitolul 5

Chimia și progresul uman

§ 34. Chimia și dezvoltarea civilizației	207
§ 35. Chimia și mediul ambiant	213
§ 36. Despre chimia „verde”	219
Postfață	223
Anexă.....	224
Răspunsuri la probleme și exerciții	232
Mic dicționar de termeni	237
Indice de termeni	240
Dicționar de termeni	244
Literatură pentru elevi	247

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Рівень стандарту

Підручник для 11 класу з навчанням румунською / молдовською
мовами закладів загальної середньої освіти

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за державні кошти. Продаж заборонено

У підручнику з навчальною метою
використано ілюстративні матеріали,
що перебувають у вільному доступі в мережі інтернет

Переклад з української
Перекладач М. Павалюк
Румунською та молдовською мовами

Редактор О. Апетрі
Коректор Д. Апетрі
Художнє оформлення В. Штогриня
Комп'ютерна верстка П. Давиденка

Формат 60x90/16. Ум. друк. арк. 15,75. Обл.-вид. 8,25.
Наклад 1171 прим. Зам. № 1424.

Видавець і виготовлювач видавничий дім «Букрек»,
вул. Радищева, 10, м. Чернівці, 58000.
Тел./факс: (0372) 55-29-43. E-mail: info@bukrek.net. Сайт: www.bukrek.net
Свідоцтво про внесення до Державного реєстру суб'єкта видавничої справи
ЧЦ № 1 від 10.07.2000 р.

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

