

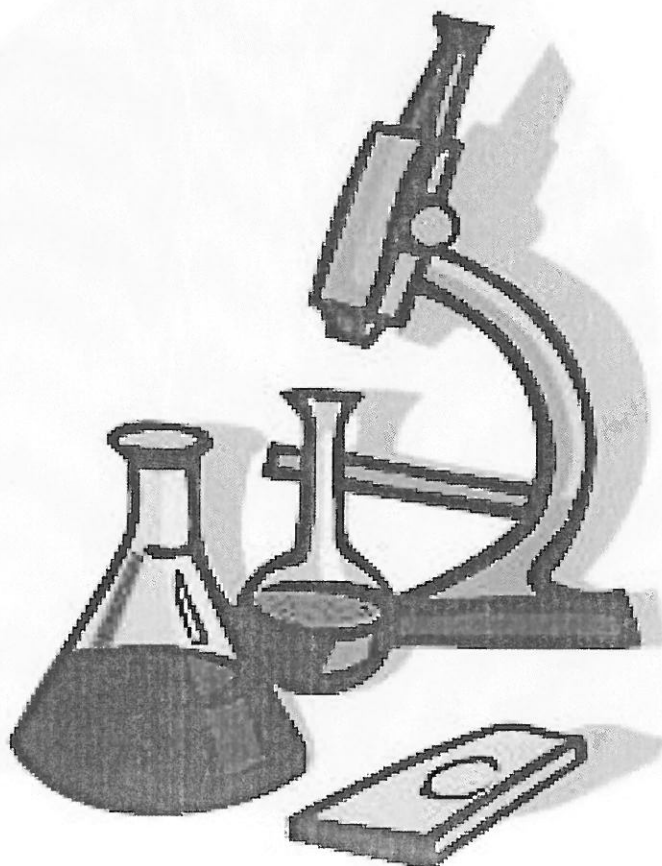
# GHID DE PREGĂTIRE REMEDIALĂ

PRO BAC

„Minte absorbantă și mediul de învățare”

MODULUL 4

„TOT CE NE ÎNCONJOARĂ ESTE CHIMIE”



IAȘI, 2020

**Proiectul privind Învățământul Secundar (ROSE)  
Schema de Granturi pentru Licee**

**Beneficiar:**

**LICEUL TEHNOLOGIC DE TRANSPORTURI SI CONSTRUCTII IAȘI**

**Titlul subproiectului:**

***PRIN EDUCATIE SI PROSOCIALIZARE NE CONSTRUIM CARIERA***

**Acord de grant nr. 438/SGL/RII din 01.10.2018**

**Activitatea I.1. : PRO BAC**

**„MINTE ABSORBANTĂ ȘI MEDIUL DE ÎNVĂȚARE”**

**Coordonatori:**

**Prof. dr. Ada Ionela BURESCU**

**Prof. dr. ing. Anca Eugentina ROZNOVAN**

**Prof. dr. ing. Lăcramioara IFTODE**

## CUPRINS

<b>Tema 1 - ATOMUL</b> .....	4
<b>Tema 2 LEGATURI CHIMICE</b> .....	10
<b>Tema 3 COMBINATII COMPLEXE</b> .....	14
<b>Tema 4. PROPRIETATILE SUBSTANTELOR SIMPLE SI COMPUSE.</b>	
Proprietățile sodiului, clorului, clorurii de sodiu, apei .....	17
<b>Tema 5 STAREA GAZOASA.</b>	
Ecuația de stare a gazelor. Volumul molar .....	21
<b>TEST DE EVALUARE</b> .....	24
<b>Tema 6 SOLUTII APOASE</b> .....	26
<b>6.1. Dizolvarea. Factori care influențează dizolvarea</b> .....	26
<b>6.2. Solubilitatea. Factori care influențează solubilitatea</b> .....	26
<b>6.3. Concentrația soluțiilor</b> .....	29
<b>TEST DE EVALUARE</b> .....	33
<b>Tema 7 ECHILIBRE ACIDO-BAZICE</b>	
Soluții de acizi tari și baze tari. pH-ul soluțiilor. Indicatori acido-bazici .....	35
<b>Tema 8 REACȚII CU TRANSFER DE ELECTRONI</b> .....	39
<b>8.1. Reacții redox. Stabilirea coeficienților reacțiilor redox</b> .....	39
<b>8.2. Pile electrice. Electroliza</b> .....	41
<b>TEST DE EVALUARE</b> .....	45
<b>Tema 9 NOTIUNI DE TERMOCHIMIE</b> .....	47
<b>9.1. Reacții exoterme și endoterme. Entalpia de reacție</b> .....	47
<b>9.2. Legea lui Hess. Caldura de neutralizare. Căldura de dizolvare</b> .....	49
<b>Tema 10 NOTIUNI DE CINETICA CHIMICA</b>	
Reacții lente, reacții rapide. Viteza de reacție. Legea vitezei .....	52
<b>TEST DE EVALUARE SUMATIV</b> .....	52
<b>TESTE TIP BACALAUREAT</b> .....	57

Proiectul privind Învățământul Secundar (ROSE)

Schema de Granturi pentru Licee

Beneficiar: Liceul Tehnologic de Transporturi si Constructii Iași

Titlul subproiectului: *Prin educatie si prosocializare ne construim cariera*

AG nr.438/SGL/RII din 01.10.2018

---

## TEMA 1

### ATOMUL

#### Structura atomului. Sistemul periodic. Proprietățile elementelor Masa atomică. Molul de atomi

**Atomul** este cea mai mică particulă dintr-o substanță care prin procedee chimice obișnuite nu mai poate fi divizată în particule mai mici.

Exemple de atomi : A: aluminiu Al; argint Ag; argon Ar; aur Au; azot N; B: bariu Ba; brom Br; C: calciu Ca; carbon C; clor Cl; crom Cr; cupru Cu; F: fier Fe; fluor F; fosfor P; H: hidrogen H; heliu He; I: iod I; M: magneziu Mg; mangan Mn; mercur Hg; N: nichel Ni; neon Ne; O: oxigen O; P: potasiu K; platina Pt; plumb Pb; S: sodiu=natriu Na; sulf S; Z: zinc

#### Structura atomului

Atomul este format din:

- nucleu - ce conține protoni și neutroni (se numesc nucleoni);
- înveliș electronic - alcătuit din electroni.

Particula	Proton	Neutron	Electron
sarcina	+	0	-
masa	1	1	0
simbol	${}^1_1p(p^+)$	${}^1_0n(n^0)$	${}^0_{-1}e(e^-)$

Deoarece atomul este neutru din punct de vedere electric, numărul de protoni din nucleu este egal cu numărul de electroni din învelișul electronic.

Numărul protonilor din nucleu reprezintă **numărul atomic Z**.

**Elementul chimic** reprezintă specia de atomi cu același număr atomic Z.

Suma protonilor (Z) și neutronilor (N) reprezintă **numărul de masă, A**, ( $Z + N = A$ ).

**Izotopul** este specia de atomi cu același număr atomic Z dar cu număr de masă A (deci și nr. de neutroni) diferit; se reprezintă astfel:  ${}^A_ZE$ ;

Ex: izotopul  ${}^{14}_6C$  conține 6  $p^+$ , 6  $e^-$  și  $14-6 = 8 n^0$ .

Masa atomilor fiind foarte mică, în calculele chimice se folosește **masa atomică relativă**, A: un număr care ne arată de câte ori masa unui atom este mai mare decât unitatea atomică de masă, u.a.m. (a 12-a parte din masa izotopului  ${}^{12}C$ );  
u.a.m. =  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg.

$$\text{Ex: } A_C = \frac{\text{masa reală a C}}{\text{u.a.m.}} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 12,01 .$$

Masa atomică a unui element depinde de:

- numerele de masă ale izotopilor ( $A_1, A_2, \dots, A_n$ );
- procentul în care acești izotopi se găsesc în compoziția elementului ( $c_1, c_2, \dots, c_n$ ).

Astfel, masa atomică a unui element cu  $n$  izotopi se calculează cu formula:

$$A = \frac{c_1}{100} \cdot A_1 + \frac{c_2}{100} \cdot A_2 + \dots + \frac{c_n}{100} \cdot A_n$$

Cantitatea de substanță, exprimată în grame, numeric egală cu masa atomică se numește *mol*. Un mol conține  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  atomi.

**Învelișul electronic** reprezintă totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului. Este format din 7 straturi (notate de la 1 la 7 sau K, L, M, N, O, P, Q); fiecare strat este format din unul sau mai multe substraturi, iar fiecare substrat este format din unul sau mai mulți orbitali. Electronul execută două mișcări de rotație: una în jurul nucleului și alta în jurul propriei axe (mișcare de spin). În mișcarea lor electronii formează nori de electricitate negativă numiți orbitali.

**Orbitalul** reprezintă regiunea din jurul nucleului în care electronii se găsesc cu probabilitate maximă. Orbitalii se deosebesc între ei prin formă și energie.

Conform **principiului lui Pauli**: într-un orbital pot exista maxim doi electroni cu spin opus. Un orbital monoelctronic se poate reprezenta astfel:  $\uparrow$ , iar un orbital complet ocupat (cu doi electroni de spin opus):  $\uparrow\downarrow$ .

Există 4 tipuri de orbitali: s, p, d, f care diferă între ei prin formă și energie. Energia lor crește de la orbitalii s la cei de tip f.

orbitali	nr orbitali din strat	nr max e <sup>-</sup> conținuți	formă
s	1	2	sferică
p	3	6	bilobară
d	5	10	tetralobară
f	7	14	complicată

**Substratul** conține electroni cu aceeași energie. Substratul se notează :  $na^x$ , unde n - nr stratului, a - tipul orbitalului iar x - nr de e<sup>-</sup> din substrat.

Ex:  $2p^6, 3d^8$ .

Substraturile se deosebesc între ele prin tipul de orbital, numărul de electroni și prin energia orbitalilor.

strat	1	2	3	4	.....
substrat	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	
nr max e <sup>-</sup> din substrat	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	
nr max e <sup>-</sup> din strat	2	8	18	32	

Numărul maxim de electroni dintr-un strat este dat de relația:

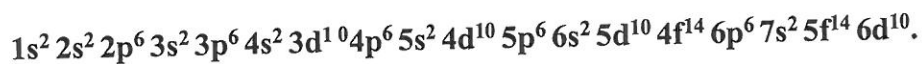
$$N = 2n^2 \text{ (n reprezintă numărul stratului).}$$

Distribuția electronilor în straturi și substraturi reprezintă **configurația electronică**.

Pentru a realiza configurația electronică se ține cont de:

- **principiul lui Pauli;**
- **principiul energetic** (stabilității): electronul ocupă locul vacant de energie minimă;
- **regula lui Hund:** un orbital se ocupă cu al doilea electron după ce toți orbitalii de același fel au fost ocupați cu un electron.

Energia substraturilor crește în ordinea:



Atomul unui element se deosebește de atomul elementului precedent din sistemul periodic printr-un electron numit **electron distinctiv**.

Pe baza configurației electronice se poate stabili poziția elementelor în sistemul periodic:

- elementele care au în curs de completare orbitalii de tip s, se găsesc în grupe principale, formează blocul s și sunt metalele alcaline ( $ns^1$ ) sau alcalino-pământoase ( $ns^2$ );
- elementele la care se completează orbitalii de tip p se găsesc în grupele III – VIII principale (formează blocul p);
- elementele care au în curs de completare orbitalii de tip d se găsesc în grupele secundare, formează blocul d (sunt metale tranziționale);
- elementele care au în curs de completare orbitalii f sunt lantanide (4f) sau actinide (5f);
- numărul electronilor = numărul atomic Z și indică numărul de ordine al elementului în sistemul periodic;
- numărul straturilor electronice ne indică numărul perioadei;
- pentru grupele principale, numărul electronilor de pe ultimul strat ne indică numărul grupei;
- pentru grupe secundare, numărul grupei se obține adunând numărul electronilor din ns cu cei din  $(n-1)d$ .

Din comportarea chimică a elementelor, s-a constatat că structurile electronice stabile corespund la configurații cu substraturi complet ocupate ( $s^2, p^6, d^{10}, f^{14}$ ) și substraturi semiocupate ( $d^5, f^7$ ).

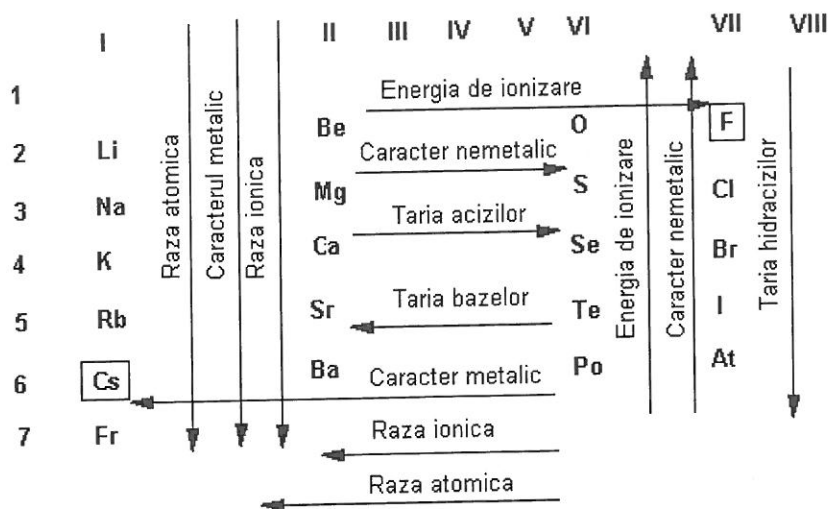
### **Proprietățile elementelor**

a) proprietăți neperiodice: - numărul atomic Z;  
- masa atomică A;

b) proprietăți periodice:

- fizice: - raza atomică (volumul atomic);  
- raza ionică (volumul ionic);  
- energia de ionizare;  
- afinitatea pentru electroni;
- chimice: - valența; numărul de oxidare;  
- caracter electropozitiv (metalic);  
- caracter electronegativ (nemetalic).

Variația proprietăților elementelor în sistemul periodic se poate reprezenta sub forma schemei de mai jos:



**Raza atomică** reprezintă distanța de la nucleu la ultimul strat ocupat cu electroni al unui atom.

**Raza ionică** reprezintă distanța de la nucleu la ultimul strat ocupat cu electroni al ionului.

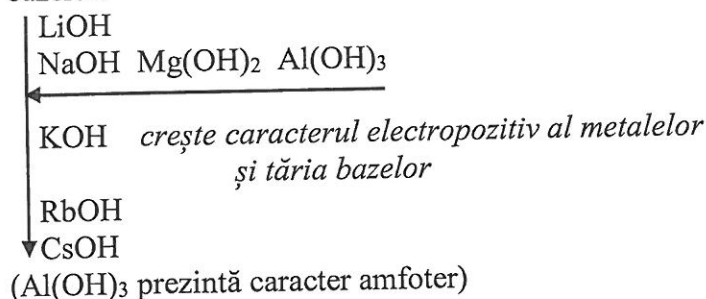
**Energia de ionizare** reprezintă energia consumată la transformarea unui atom în stare gazoasă în ion pozitiv.

**Afinitatea pentru electroni** reprezintă energia care se degajă la transformarea unui atom în stare gazoasă în ion negativ.

**Valența** reprezintă capacitatea unui atom de a lega sau de a substitui un număr de alți atomi. Valența este dată de numărul de electroni cu care atomii participă la formarea de legături chimice.

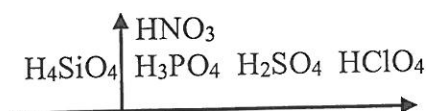
Pentru elementele din grupele I-IV principale, valența este egală cu numărul grupei; pentru elementele din grupele V-VII principale, valența față de hidrogen este egală cu 8 – numărul grupei; valența lor față de oxigen este variabilă; pentru elementele din grupele principale, ea crește în perioadă de la 1 la 7; elementele din grupele secundare au valență variabilă.

**Caracterul metalic (electropozitiv)** reprezintă proprietatea elementelor de a forma ioni pozitivi. El crește în grupă de sus în jos iar în perioadă de la stânga la dreapta; la fel crește și tăria bazelor:

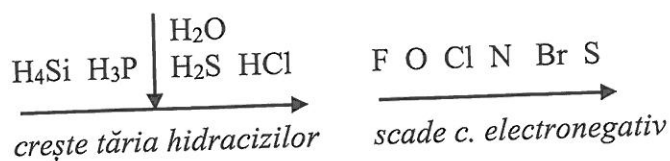


**Caracterul nemetalic (electronegativ)** reprezintă proprietatea elementelor de a forma ioni negativi.

În același sens cu caracterul nemetalic variază și tăria oxiacizilor superiori:



crește c. nemetalic și tăria oxoacizilor  
În perioadă, tăria hidracizilor crește în același sens cu caracterul nemetalic, iar în grupă în sens invers:



## FIȘĂ DE LUCRU

### I.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  ${}_{37}^{85}\text{Rb}$ 
  - a. Determinați numărul atomic al elementului (E) care are în învelișul electronic cu 4 electroni mai puțin decât atomul de neon.
  - b. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E).
  - c. Notați numărul orbitalilor monoelectronici ai atomului elementului (E).
2. a. Notați numărul electronilor de valență ai atomului de clor.  
b. Modelați procesul de ionizare a atomului de clor, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.  
c. Notați caracterul electrochimic al clorului.

### II.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ .
2. a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care are 7 electroni în stratul 3(M).  
b. Determinați numărul atomic al elementului (E).  
c. Notați poziția în tabelul periodic (grupa, perioada) a elementului (E).
3. a. Precizați natura legăturii chimice din fluorura de magneziu.  
b. Modelați formarea legăturii chimice în fluorura de magneziu, utilizând simbolurile elementelor chimice și puncte pentru reprezentarea electronilor.

### III.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  ${}_{56}^{137}\text{Ba}$ .
2. a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), căruia îi lipsesc 2 electroni pentru a avea stratul 2 (L) complet ocupat cu electroni.  
b. Determinați numărul de orbitali monoelectronici ai atomului elementului (E).  
c. Notați poziția în tabelul periodic (grupa, perioada) a elementului (E).
3. Modelați procesul de ionizare a atomului de sodiu, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.

### IV.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  ${}_{82}^{207}\text{Pb}$ .
2. a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care are în învelișul electronic cu 4 electroni mai puțin decât atomul de neon.  
b. Notați numărul straturilor complet ocupate cu electroni din învelișul electronic al atomului elementului (E).  
c. Notați numărul electronilor necuplați ai atomului elementului (E).
3. a. Notați numărul electronilor de valență ai atomului de magneziu.  
b. Modelați procesul de ionizare a atomului de magneziu, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.

c. Notați caracterul chimic al magneziului.

V.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  $^{73}_{32}\text{Ge}$ .
2. a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care are 6 electroni în substratul  
b. Determinați numărul atomic al elementului (E).  
c. Notați poziția în tabelul periodic (grupa, perioada) a elementului (E).
3. a. Notați numărul electronilor de valență ai atomului de azot.  
b. Modelați procesul de ionizare a atomului de azot, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.
4. Scrieți ecuația unei reacții care justifică afirmația: Clorul are caracter nemetalic mai pronunțat decât bromul.

VI.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  $^{31}\text{P}$ , știind că are configurația electronică a stratului de valență  $3s^23p^3$ .
2. a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), căruia îi lipsesc 2 electroni pentru a avea substratul  $2p$  complet ocupat cu electroni.  
b. Notați numărul de substraturi ale atomului elementului (E).
3. a. Notați numărul electronilor de valență ai atomului de sodiu.  
b. Modelați procesul de ionizare a atomului de sodiu, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.  
c. Notați caracterul electrochimic al sodiului.

## TEMA 2

### LEGĂTURI CHIMICE

Pentru a forma combinații chimice stabile din punct de vedere energetic, atomii se combină între ei, fiind foarte reactivi datorită energiei mari pe care o posedă.

*Legătura chimică* este forța exercitată între grupuri de atomi sau ioni care determină formarea unei unități stabile, care reacționează ca grupare sau specie de sine stătătoare.

G.N.Lewis, W.Kossel și I. Langmuir explică natura legăturilor chimice ca fiind dată de electronii necuplați de pe stratul exterior al învelișului electronic al atomilor care reacționează în procesul chimic respectiv.

Teoria lui Lewis denumită *teoria electronică a valenței sau a valenței directe*, explică formarea legăturilor chimice dintre elemente în scopul formării de substanțe compuse cu molecule și structuri stabile, prin tendința acestora de a realiza configurația stabilă de dublet sau octet, a stratului electronic exterior.

Majoritatea atomilor tind către configurația de octet (regula octetului), fie prin cedare sau acceptare de electroni (*electrovalența*), fie prin punere de electroni în comun (*covalența*).

*Tipurile de legături chimice* sunt:

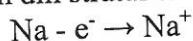
1. legături ionice (de exemplu: NaCl, AlCl<sub>3</sub>)
2. legături covalente:
  - a) simple : omogene, (Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>) eterogene (HCl, NH<sub>3</sub>)
  - b) multiple: omogene (N<sub>2</sub>) eterogene (HCN)
  - c) coordinative ( [NH ]<sup>+</sup>, [Cu (NH<sub>3</sub>)<sup>4+</sup>]<sup>2+</sup> )

#### Legătura ionică

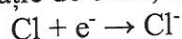
*Legătura ionică* sau electrovalentă sau heteropolară reprezintă forța de atracție electrostatică dintre ionii pozitivi și ionii negativi, formați prin cedare și respectiv, prin acceptare de electroni, adică prin transfer de electroni. În acest mod se formează un compus ionic.

Un exemplu clasic îl constituie formarea moleculei de clorură de sodiu (NaCl) prin realizarea unei legături ionice, de atracție între ionii Na<sup>+</sup> și Cl<sup>-</sup>, formați prin transferul unui electron cedat de atomul de sodiu și acceptat de atomul de clor:

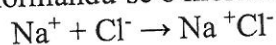
- cedarea unui electron din stratul exterior al atomului de sodiu, cu formare de ion pozitiv:



- acceptarea electronului cedat de atomul de sodiu, pentru completarea stratului său electronic în configurație de octet, cu formare de ion negativ:



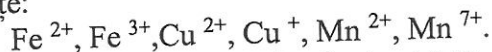
Datorită atracției electrostatice dintre cei doi ioni cu sarcini electrice de semn contrar, se realizează o legătură ionică, formându-se o moleculă de clorură de sodiu:



Electrovalența reprezintă numărul de electroni cedați din stratul electronic exterior - valența pozitivă de la (+1) la (+4), în cazul elementelor din grupele principale IA-IVA ale tabelului periodic și respectiv, numărul de electroni acceptați pe stratul electronic exterior de la (-4) la (-1), valența negativă, pentru a atinge configurația electronică stabilă de octet a ultimului strat electronic.

Aceasta reprezintă regula octetului de valență.

Elementele de tranziție, metalele din grupele IB-VIIB, pot realiza configurația stabilă de octet prin cedare de electroni ai orbitalilor d sau f, cu posibilitatea de a se transforma în mai mulți ioni pozitivi cu diferite valențe:



Compușii ionici în stare solidă sunt caracterizați prin stabilitate și ordonare a particulelelor în celule elementare care formează rețele cristaline unde ionii pozitivi și negativi alternează în mod regulat și uniform.

Substanțele cristaline nu sunt formate din molecule, ci din cristale cu formă spațială determinată, caracteristică substanței respective (cubică, tetragonală, rombică, hexagonală etc.) cu o distribuție uniform alternantă a ionilor pozitivi și negativi. Numărul ionilor de semn contrar din jurul unui ion reprezintă numărul de coordonare a acestui ion, fiind determinat de forma geometrică spațială a celulei elementare a rețelei ionice.

În soluție, legătura ionică (electrovalentă) dă posibilitatea ionilor din molecule de a se mișca liber, astfel încât substanțele disociază.

### Legătura covalentă

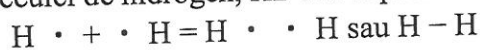
Teoria electronică a valenței lui G.Lewis și dezvoltată de I.Lamgmuir a explicat formarea moleculelor formate din atomi identici ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ) prin punerea în comun de către fiecare atom, a câte unui electron necuplat și realizarea configurației stabile.

Legătura formată între atomi de nemetale prin punerea în comun a uneia sau mai multor perechi de electroni se numește *legătură covalentă*.

Legătura covalentă se poate forma între atomi de nemetal identici (legătură covalentă nepolară) sau între atomi diferiți (legătură covalentă polară).

### Legătura covalentă nepolară

Formarea moleculei de hidrogen,  $\text{H}_2$  este reprezentată astfel:



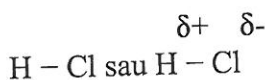
Între atomii identici de hidrogen s-a format o legătură covalentă datorită perechii (dubletului) de electroni puși în comun și care aparțin ambilor atomi.

Intrucât centrul sarcinii pozitive coincide cu centrul sarcinii negative, molecula este *nepolară*. Molecula de azot ( $\text{N}_2$ ) este nepolară, legătura dintre cei doi atomi de azot fiind formată din trei perechi de electroni puși în comun de fiecare atom de azot (legătură covalentă triplă nepolară):  $\text{N} \equiv \text{N}$

### Legătura covalentă polară

Formarea unei molecule de amoniac,  $\text{NH}_3$  sau a unei molecule de acid clorhidric,  $\text{HCl}$  are loc prin punerea în comun a câte un electron de către atomii fiecărei molecule, având electronegativități diferite.

De aceea, sarcina negativă are centru deplasat spre atomul elementului cu un caracter mai puternic electronegativ. Molecula formată este un dipol, cu centrul de sarcină negativă ( $\delta^-$ ) deplasat spre Cl și centrul de sarcină pozitivă ( $\delta^+$ ) deplasat spre H, fiind denumită și moleculă polară.



Legătura dintre atomi realizată prin punerea în comun a unor perechi de electroni necuplați din stratul de valență se numește legătură covalentă, care, spre deosebire de legătura ionică, este rigidă și orientată în spațiu.

De exemplu, molecula de  $\text{CO}_2$  este lineară ( $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ ), iar molecula de tetraclorura de carbon,  $\text{CCl}_4$ , are o simetrie tetraedrică. Molecula de apă,  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{H} - \text{O} - \text{H}$ ) nu este lineară, unghiul format de cele două legături  $\text{H} - \text{O}$ , fiind de  $104,300^\circ$ .

## FIȘĂ DE LUCRU

### A. Știți că ...

- într-un vârf de ac se găsesc 100 milioane atomi de Fe;
  - dacă s-ar reduce dimensiunea unui om la dimensiunea atomului atunci într-un  $\text{cm}^3$  ar intra de 20 miliarde de ori populația globului;
  - pe lungimea de 1 cm se pot așeza unul lângă altul  $10^8$  atomi.
- În concluzie, masa atomilor este foarte mică. De exemplu:  $m_H = 0,1673 \cdot 10^{-23}$  g;  $m_C = 1,9923 \cdot 10^{-23}$  g;  $m_O = 2,6564 \cdot 10^{-23}$  g. Exprimă masele atomilor de mai sus în kg. ....

### B. Citește enunțurile de mai jos și completează-le folosind cuvântul/cuvintele din paranteză:

1. Datorită dimensiunilor extrem de .....ale atomilor în cele mai mici cantități de substanțe există un număr foarte mare de atomi (redușe/mari).
2. ....aparțin unor scări extrem de incomode și din acest motiv s-a impus necesitatea introducerii unui alt sistem cel al ..... care au valori ușor utilizabile (masele atomice reale/maselor atomice relative) .
3. Masele atomice relative sunt **mărimi adimensionale** pentru că se obțin prin raportul dintre două ..... (volum/mase).

### C. Analizează enunțurile și rezolvă cerințele:

1. În anul 1961 s-a introdus unitatea atomică de masă:  $1u = 1,66 \cdot 10^{-27}$  kg. Exprimă unitatea atomică de masă în g: .....
2. Masa atomică relativă a hidrogenului se determină împărțind masa reală a atomului de hidrogen la unitatea atomică de masă:

$$A_H = \frac{0,1673 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{0,166 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 1,0078 . \text{ Pentru ușurința calculelor se folosește masa atomică relativă rotunjită, adică } A_H \cong 1. \text{ Determină masa atomică relativă a atomilor de carbon și oxigen. ....}$$

3. În realitate masa atomică relativă are valori fracționare deoarece se ține cont de ponderea izotopilor. În cazul clorului, izotopii sunt:  $^{35}\text{Cl}$  - 75,4% și  $^{37}\text{Cl}$  - 24,6%. Masa atomică relativă a clorului se calculează ca o medie care ține cont de proporția relativă a fiecărui izotop prezent:

$$A_{Cl} = 35 \cdot \frac{75,4}{100} + 37 \cdot \frac{24,6}{100} = 35,49 \cong 35,5$$

Determină masa atomică relativă a magneziului, știind ponderea izotopilor:

$${}^{24}_{12}\text{Mg} - 78\%, {}^{25}_{12}\text{Mg} - 10,1\%, {}^{26}_{12}\text{Mg} - 11,3\% :$$

4. Cantitatea dintr-un element egală cu masa lui atomică exprimată în grame se numește **mol de atomi**. De exemplu, masa unui mol de atomi de hidrogen (masa molară a hidrogenului) se notează  $\mu_H$  și este egală cu  $1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ , adică  $\mu_H = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ . Determină **masa molară** a clorului și magneziului:

5. Cantitatea dintr-un element ce conține  $6,023 \cdot 10^{23}$  atomi se numește **mol de atomi**.  
 $6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{particule(atomi)}}{\text{mol}} = N_A$  (numarul lui Avogadro). Cantitatea de substanță se notează cu litera grecească  $\nu$  ("niu") și se exprimă în moli (în Sistemul Internațional).  
 Expresii pentru cantitatea de substanță:  $\nu = \frac{m}{\mu}$ ,  $\nu = \frac{N}{N_A}$ .  
 Folosind aceste relații, determină expresia pentru numărul de particule (atomi, în acest caz):  $N = ?$

**D. Rezolvă următoarele exerciții:**

- Câți atomi sunt cuprinși în: 32g S, 4g He, 27g Al, 16g O? Se dă: S-32, He-4, Al-27, O-16.
- În câte g de N, Mg, Na se găsesc  $6,023 \cdot 10^{23}$  atomi? Se dă: N-14, Na-23.
- Câți moli reprezintă 35,5g Cl, 71g Cl? Se dă: Cl-35,5.

Legături	chimice (inter atomice)	ionice	-se realizează prin transfer de $e^-$ de la metal, la nemetal (MN). Exemple: NaCl; CaO, $Mg(NO_3)_2$	
		covalente	nepolare	-se realizează prin punere în comun de electroni între nemetale identice NN. Exemple: $H_2$ , $Cl_2$ , $O_2$ , $N_2$
			polare	-se realizează prin punere în comun de electroni între nemetale diferite NN'. Exemple: HCl, $NH_3$ , $H_2O$
		covalent coordinative	-se realizează prin transfer parțial de $e^-$ între un donor (conține electroni neparticipanți) și un acceptor (are deficit de electroni) ( $D \rightarrow A$ ). Exemple: $NH_4^+$ , $H_3O^+$ , combinații complexe $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ , $K_4[Fe(CN)_6]$ .	
		metalice	-se realizează între atomii metalici prin intermediul unui nor electronic Ex. Mg, Fe, Ni...	
	fizice (intermoleculare)	legături de hidrogen	-se realizează între molecule polare ce conțin H și N, O, F	
		legături dipol-dipol	-se realizează între molecule polare	
		forțe van der Waals	-se realizează între molecule nepolare ( $CH_4$ , $Cl_2$ ), gaze rare, etc.	

- Care dintre seriile de mai jos cuprinde numai substanțe ionice:
  - $CaCl_2$ ; NaCl; MgO;
  - MgO;  $H_2S$ ; KCl;
  - HCl;  $H_2O$ ;  $H_2SO_4$ .
- Indicați care dintre substanțele de mai jos prezintă legături ionice:  $H_2O$ , NaH, HCl,  $H_2SO_4$ ,  $CaCO_3$ ,  $Cl_2$ ,  $SO_2$ ,  $Na_2O$ , LiBr.
- Reprezentați formarea legăturilor chimice din următorii compuși:  $CaCl_2$ ,  $O_2$ ,  $NH_3$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $CO_2$ ,  $N_2$ .
- Care dintre seriile de mai jos cuprinde numai substanțe cu moleculă nepolară:
  - $H_2$ ; HCl;  $Cl_2$ ;  $O_2$ ;
  - $H_2$ ;  $CH_4$ ;  $H_2S$ ;  $N_2$ ;
  - $H_2$ ;  $CH_4$ ;  $CO_2$ ;  $Cl_2$ ;
  - $H_2$ ;  $NH_3$ ;  $CO_2$ ;  $Br_2$ ?
- Care dintre moleculele  $SO_2$ ,  $H_2O$ , HCl,  $CO_2$ ,  $H_2S$ , prezintă structură liniară?
- Care dintre compușii de mai jos conțin legături coordinative:  $H_2O_2$ ;  $NH_4^+$ ;  $MgCl_2$ ; Na  $[Al(OH)_4]$ ?

### Tema 3

## COMBINAȚII COMPLEXE

Combi-națiile complexe sunt specii neutre, în care un ion metalic (numit ion central) este legat prin legături covalente coordinative de molecule neutre sau ioni (numiți liganzi).

Pentru ca un ion metalic să formeze combinații complexe, trebuie să îndeplinească următoarele condiții:

- să aibă un volum ionic mic
- să posede orbitali liberi în care să poată accepta electronii neparticipanți ai ligandului, stabilindu-se astfel **legături covalente coordinative** între ionul central și atomul de nemetal din ligand.

**Liganzii** pot fi :

- molecule :  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CO$ , etc. In acest caz sarcina electrica a ionului complex va fi data de sarcina pozitiva a ionului metalic, de ex. :  $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$  ;
- ioni negativi, de exemplu :  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $HO^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ , etc. In acest caz sarcina ionului complex se calculeaza facand suma algebrica intre sarcina pozitiva a ionului metalic si produsul dintre numarul de liganzi si sarcina negativa a ligandului, de exemplu :  $[FeCl]^{2+}$ ,  $[FeCl_2]^+$ ,  $[FeCl_4]^-$ .

La stabilirea denumirii unei combinatii complexe se iau in considerare :

- clasa de compusi din care face combinatia complexa : acid, hidroxid, sare ;
- numarul de coordinare ;
- numele ligandului ;
- numele ionului central ;
- numele ionului care neutralizeaza sarcina ionului central si numarul acestor ioni.

In denumirea unui anion complex se indica in primul rand liganzii in ordinea alfabetica si apoi atomul central, adaugand la nume sufixul "at" indicand totodata starea de oxidare prin cifre romane in paranteza.

In cazul complexilor cationici, inaintea numelui se inscrie prepozitia "de". Se are in vedere in acelasi timp faptul ca in limba romana se denumeste mai intai anionul indiferent daca este sau nu complex si apoi cationul, desi la scrierea lor se procedeaza invers.

- $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$  - hidroxid de tetraaminocupru (II),
- $[Ag(NH_3)_2]NO_2$  - azotat de diaminoargint (I),
- $Na[Al(OH)_4]$  - tetrahidroxoaluminat de sodiu,
- $[Co(NH_3)_6]Cl_3$  - tricolorura de hexaaminocobalt (III).

La denumirea liganzilor se ataseaza sufixul "o", de exemplu : cloro ( $Cl^-$ ), ciano ( $CN^-$ ) etc., iar liganzii neutri se numesc : acvo ( $H_2O$ ), amino ( $NH_3$ ), carbonil ( $CO$ ) si nitrozil ( $NO$ ). Liganzii de acelasi fel se precizeaza cu prefixul mono-, di-, tri- etc. de exemplu :

- $K_4[Fe(CN)_6]$  – hexacianoferat (II) de tetrapotasiu;
- $[Co(NH_3)_6][Cr(CN)_6]$  – hexacianocromat (III) de hexaaminocobalt (III);
- $[Co(NH_3)_6]Cl_3$  – tricolorura de hexaaminocobalt (III).

Sarcina unui ion complex este data de suma algebrica a sarcinilor electrice ale liganzilor si a ionului central:

- $[Fe(CN)_6]^{4-}$                        $[Co(NH_3)_6]^{3+}$
- $(2+) + (6-) = 4-$                        $(3+) + 6x(-) = 3+$

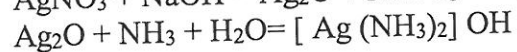
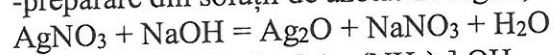
## Exemple de combinații complexe

### 1. *Reactivul Tollens- hidroxid de diaminoargint (I)*

-formula chimică :  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{OH}$

-utilizare: este un agent de oxidare slab folosit la oxidarea aldehydelor și a glucozei; permite identificarea aldehydelor, care se oxidează la acizi carboxilici când se formează oglinda de argint (ionul de argint se reduce la argint metalic).

-preparare din soluții de azotat de argint, hidroxid de sodiu și amoniac:

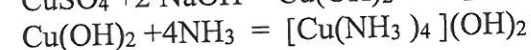
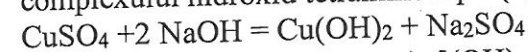


### 2. *Reactivul Schweitzer-hidroxid de tetraminocupru (II)*

-formula chimică:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] (\text{OH})_2$

-utilizare: dizolvarea celulozei; la identificarea ionului de cupru, în analiza chimică calitativă.

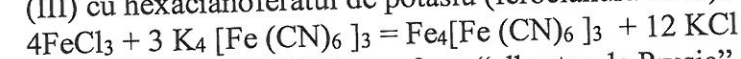
-preparare: soluția cu ioni de cupru(II) se tratează cu soluție de hidroxid de sodiu. Precipitatul albastru obținut se tratează cu soluție de hidroxid de amoniu. Se dizolvă precipitatul și se obține o soluție de culoare albastru intens, care indică formarea complexului hidroxid tetraminocupru(II).



### 3. "Albastru de BERLIN"

-formula chimică:  $\text{Fe}_4 [\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$

-utilizare: este produsul reacției specifice (caracteristice) de identificare a ionului ferric (III) cu hexacianoferatul de potasiu (ferocianura de K):



"Albastru de BERLIN" amorf sau "albastru de Prusia"

## FISA DE LUCRU

1. Reactivul Schweizer este utilizat ca solvent pentru celuloză.
  - a. Scrieți formula chimică a reactivului Schweizer.
  - b. Notați denumirea științifică (I.U.P.A.C.) a reactivului Schweizer.
2. În hexacianoferatul (II) de fier(III):
  - a. ionul de fier (III) este ionul metalic central;
  - b. ionul de fier (II) este ionul metalic central;
  - c. ionul complex are sarcina electrică -3;
  - d. ionul complex are sarcina electrică -2;
3. Scrieți ecuațiile reacțiilor din schema de transformări:  
 $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{A} \downarrow + \text{B}$   
 $\text{A} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{D}$
4. În clorura de diaminoargint(I):
  - a. atomul de azot are numărul de oxidare egal cu 0;
  - b. anionul clorură are rol de ligand;

- c. ionul complex are sarcina electrică +2;  
d. ionul complex are sarcina electrică +1.
5. a. Scrieți ecuația reacției de obținere a hexacianoferratului(II) de fier(III) din clorură de fier(III) și hexacianoferratul(II) de potasiu.  
b. Notați culoarea hexacianoferratului(II) de fier(III).
6. Numărul de oxidare al ionului metalic central din reactivul Tollens este:  
a. -1;      b. +2;      c. -2;      d. +1.
7. Pentru combinația complexă cu formula chimică  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ :  
a. Precizați denumirea științifică (I.U.P.A.C.).  
b. Notați sarcina ionului metalic central.  
c. Notați natura legăturii chimice dintre ionul metalic central și liganzi.
8. În hexacianoferratul(II) de fier(III), suma algebrică a numerelor de oxidare a elementelor chimice din ionul complex, este egală cu:  
a. - 3;    b. + 3;    c. - 4;    d. + 4.
9. a. Scrieți formula chimică a reactivului Schweizer.  
b. Precizați natura legăturilor chimice din ionul complex al reactivului Schweizer.
10. Reactivul Tollens, utilizat pentru punerea în evidență a caracterului reducător al monozaharidelor, este o combinație complexă. Scrieți ecuațiile reacțiilor prin care poate fi obținut reactivul Tollens, având la dispoziție soluții de azotat de argint, de hidroxid de sodiu și de amoniac.
11. Cum este afirmația:  
Într-o combinație complexă, dacă liganzii sunt molecule, sarcina ionului complex este egală cu sarcina ionului metalic central.
12. a. Scrieți formula chimică a hexacianoferratului(II) de sodiu.  
b. Notați numărul de coordinare al ionului metalic central din hexacianoferratul (II) de sodiu
13. a. Scrieți formula chimică a clorurii de hexaaminocobalt (III)  
b. Care este ionul central ?  
c. Care este nr de coordinare ?
14. Se da formula chimică :  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6] \text{Cl}_3$   
a. Precizați denumirea științifică (I.U.P.A.C.).  
b. Notați sarcina ionului metalic central.
15. Se da formula chimică :  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$   
a. Precizați denumirea științifică (I.U.P.A.C.).  
b. Notați sarcina ionului metalic central.

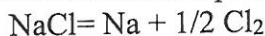
## TEMA 4

### PROPRIETĂȚILE SUBSTANTELOR SIMPLE ȘI COMPUSE PROPRIETĂȚILE SODIULUI, CLORULUI, CLORURII DE SODIU ȘI A APEI

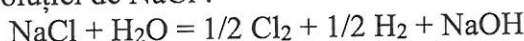
#### Clorul

##### Obținere:

- în industrie prin electroliza topiturii de NaCl :



și electroliza soluției de NaCl :

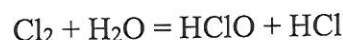


- în laborator:



##### Proprietăți chimice:

- reactivitate accentuată ce se manifestă în reacția cu: H<sub>2</sub>; metale (Na, Fe, Cu, Hg); H<sub>2</sub>S;  
KI; substanțe organice.

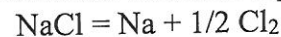


##### Întrebuințări:

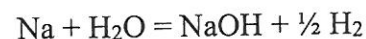
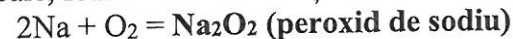
- obținerea HCl; clorurilor și a hipocloriților, bromurilor și Br<sub>2</sub>;
- ca agent de clorurare și oxidant;
- la rafinarea petrolului, sterilizarea apei și fabricarea hârtiei.

#### Sodiul

Obținere: electroliza NaCl sub formă de topitură.



Proprietăți: metal moale, foarte reactiv. Reacționează cu nemetalele, acizii, apa.



Întrebuințări: obținerea Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, NaCN, aliajelor Pb-Na-Ca, lămpilor cu vapori de Na, sinteza organică.

#### CLORURA DE SODIU

Proprietăți: este o substanță solidă, ionică, cristalină, albă, solubilă în apă, are punct de topire ridicat (801°C).

Participă la:

- reacții comune cu ale celorlalte săruri;
- topitura și soluția de NaCl pot fi supuse electrolizei.

Întrebuințări:

- obținerea Cl<sub>2</sub>, Na, NaOH, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, HCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>;
- în industria săpunului, coloranților alimentari, medicină

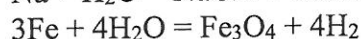
### *Apa*

a) *Anomaliile apei* (datorate formării legăturilor de hidrogen între molecule):

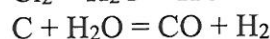
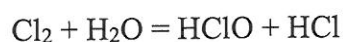
- densitatea maximă la 4°C (1 g/cm<sup>3</sup>);
- p.f mai ridicat decât al celorlalte hidruri;
- densitatea gheții mai mică decât a apei .

b) *Proprietățile chimice* ale apei:

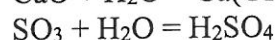
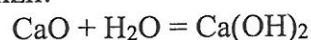
- reacția cu metalele active - se formează hidroxizi sau oxizi;



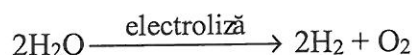
- reacția cu nemetalele: cu Cl<sub>2</sub> se formează apa de clor, iar cu C incandescent se formează gazul de apă;



- reacția cu oxizii:



- electroliza:



## FIȘĂ DE LUCRU

I. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaie, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaie, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. Între moleculele de apă, în stare solidă, se stabilesc legături de hidrogen.
2. În stare solidă, clorura de sodiu conduce curentul electric deoarece este formată din ioni.
3. Celula elementară a cristalului de clorură de sodiu este de tip hexagonal.
4. În condiții standard de temperatură și de presiune apa este lichidă.
5. În cristalul de clorură de sodiu fiecare ion de sodiu este înconjurat la cea mai mică distanță de 1 ion clorură.

II. Scrieți, pe foaie, numărul de ordine al formulei substanței din coloana A însoțit de litera din coloana B corespunzătoare. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

A

1. Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
2. NaClO
3. NaOH
4. Cl<sub>2</sub>
5. FeCl<sub>3</sub>

B

- a. reacția dintre fier și clor
- b. reacția dintre sodiu și apă
- c. electroliza topiturii de clorură de sodiu
- d. reacția dintre fier și acidul clorhidric dintr-o soluție
- e. reacția dintre sodiu și oxigen
- f. reacția dintre clor și hidroxidul de sodiu dintr-o soluție

- A
1. sodiu
  2. clor
  3. clorura de fier (III)
  4. oxigen
  5. cupru

- B
- a. solid de culoare arămie
  - b. gaz brun-roșcat
  - c. solid, alb-argintiu în tăietură proaspătă
  - d. solid brun-roșcat
  - e. gaz galben-verzui
  - f. gaz incolor

- A
1. acid clorhidric
  2. hipoclorit de sodiu
  3. sodiu
  4. clorură de fier (II)
  5. iod

- B
- a.  $\text{Cl}_2 + \text{KI} \rightarrow$
  - b.  $\text{NaCl}$  (topită)  $\rightarrow$ electroliză
  - c.  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
  - d.  $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
  - e.  $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
  - f.  $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$

III. Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaie numărul de ordine al itemului însoțit de litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. În stare lichidă:
- a. moleculele de apă sunt asociate prin legături de hidrogen;
  - b. moleculele de apă sunt nepolare;
  - c. în apă se dizolvă substanțe cu molecule nepolare;
  - d. apa pură conduce curentul electric.

2. Clorura de sodiu:
- a. conduce curentul electric în stare solidă;
  - b. este solubilă în tetraclorură de carbon;
  - c. conduce curentul electric în stare topită;
  - d. este insolubilă în apă.

3. Reacția sodiului cu apa:
- a. este exotermă;
  - b. are ca efect vizibil degajarea unui gaz brun-roșcat;
  - c. este endotermă;
  - d. are ca efect vizibil formarea unui precipitat alb.

IV.

1. În 378 g apă se adaugă 23 g sodiu metalic. Ce concentrație procentuală are soluția raportată la substanța rezultată după reacție?

2. Calculați concentrația procentuală a soluției obținute din 16g  $\text{SO}_3$  și 50 g apă.

3. O probă de 3 moli de clor reacționează cu hidrogenul. În urma reacției s-au format 4 moli de acid clorhidric.

- a. Scrieți ecuația reacției dintre clor și hidrogen.
- b. Determinați procentul molar de clor nereacționat.

4. Cuprul reacționează cu clorul.

- a. Notați ecuația reacției care are loc.

- b. Calculați masa produsului de reacție, exprimată în grame, obținută din 0,5 mol de clor, la un randament al reacției de 80%.
5. O probă de 0,1 mol de clor reacționează complet cu bromura de sodiu.
- a. Scrieți ecuația reacției care are loc între clor și bromura de sodiu.
- b. Determinați masa de brom obținută la un randament al reacției de 75%, exprimată în grame.
6. Soluția decolorantă obținută din clor și hidroxid de sodiu a fost numită apă de Javel de către Bertholet.
- a. Scrieți ecuația reacției dintre clor și hidroxidul de sodiu.
- b. Calculați cantitatea de hidroxid de sodiu, exprimată în moli, necesară pentru obținerea a 59,6 g de hipoclorit de sodiu, la un randament al reacției de 80%.
7. a. Scrieți ecuația reacției care are loc între clor și iodura de potasiu.
- b. Determinați masa de iod, exprimată în grame, obținută în reacția dintre clor și 49,8 g de iodură de potasiu, la un randament al reacției de 80%.
8. Sodiul arde într-o atmosferă de clor.
- a. Scrieți ecuația reacției dintre sodiu și clor.
- b. Calculați masa de clorură de sodiu, exprimată în grame, obținută din 0,5 mol de sodiu, la un randament al reacției de 80%.
9. Un volum de 13,44 L de clor, măsurat în condiții normale de temperatură și de presiune, reacționează complet cu fierul.
- a. Scrieți ecuația reacției dintre clor și fier.
- b. Calculați masa de fier, exprimată în grame, consumată în reacție.
- V.
1. a. Notați tipul interacțiunilor intermoleculare predominante dintre moleculele de apă, în stare lichidă.
- b. Notați temperatura de fierbere a apei pure, exprimată în grade Kelvin.
2. Scrieți ecuația reacției care are loc la electroliza topiturii clorurii de sodiu.
3. Notați valoarea temperaturii:
- a. de solidificare a apei distilate, exprimată în grade Celsius, la presiunea de 1 atm.
- b. de fierbere a apei distilate, exprimată în grade Celsius, la presiunea de 1 atm.
4. Scrieți ecuația reacției dintre clor și apă.

## TEMA 5

### STAREA GAZOASĂ ECUAȚIA DE STARE A GAZELOR. VOLUM MOLAR

*Parametrii ce caracterizează gazele sunt:* presiunea, volumul, temperatura.

Unități folosite:

- a) pentru presiune: atm, mm col.Hg, torr, Pa  
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm col.Hg} = 760 \text{ torr}$   
 $1000 \text{ mm.col.Hg} = 1000/760 \text{ atm}$
- b) pentru volum: L, ml, m<sup>3</sup>, dm<sup>3</sup>, cm<sup>3</sup>  
 $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$ ,  $1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$ ,  $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$ ,  $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$
- c) pentru temperatură: °C, K

*Temperatura absolută,  $T(\text{K}) = t(°\text{C}) + 273$*

*Condiții normale de temperatură și presiune (c.n.)*

Prin c.n. se înțelege condițiile pentru care presiunea este 1 atm și temperatura de 0°C. Se folosește indicele zero,  $p_0 = 1 \text{ atm}$ ,  
 $t_0 = 0^\circ\text{C}$ ,  $T_0 = 273 \text{ K}$

*Legea lui Avogadro*

Volume egale de gaze diferite aflate în aceleași condiții de temperatură și presiune conțin același număr de molecule. Consecințe:

- a) 1 mol din orice gaz conține  $6,023 \cdot 10^{23}$  molecule  
b) 1 mol din orice gaz ocupă în c.n. 22,4 L

Despre 1 mol de gaz se poate spune că:

- are masa  $m = M$  (g)
- are volumul în c.n.  $V = 22,4 \text{ L}$ ;  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$
- conține  $6,023 \cdot 10^{23}$  molecule

*Legea generală a gazelor*

Se referă la o transformare pe care o suferă gazul.

Pentru  $m = \text{constant}$ :

$$\frac{pV}{T} = \text{ct}, \quad \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

unde  $p_1, V_1, T_1$  sunt parametrii gazului aflat în starea 1 iar  $p_2, V_2, T_2$  sunt parametrii gazului aflat în starea 2

*Ecuația de stare*

Se referă la starea unui gaz :

$$pV = nRT,$$

unde:  $n$ - numărul de moli de gaz,

$R$ -constanta universală a gazelor,  $R = \frac{p_0 V_m}{T_0}$ .

În funcție de unitățile folosite pentru presiune,  $R$  poate avea diferite valori:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} ;$$

$$R = \frac{101325 \text{ N/m}^2 \cdot 22,4 \text{ m}^3 / \text{mol}}{273 \text{ K}} = 8,31 \cdot 10^3 \text{ J/Kmol} \cdot \text{K} ;$$

$$R = \frac{760 \text{ mm.col.Hg} \cdot 22400 \text{ cm}^3 / \text{mol}}{273 \text{ K}} = 62400 \frac{\text{cm}^3 \cdot \text{mm.col.Hg}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

În problemele de chimie se folosește cu precădere valoarea

$$R = 0,0082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}.$$

Ecuția de stare permite calcularea masei moleculare și a densității unui gaz:

$$\text{Cum } n = \frac{m}{\mu} \Rightarrow pV = \frac{m}{\mu} RT, \text{ deci } \mu = \frac{mRT}{pV}$$

$$\text{Cum } m = V \cdot \rho \Rightarrow pV = \frac{V \cdot \rho}{\mu} RT \Rightarrow \rho = \frac{p\mu}{RT},$$

unde  $\rho$  este densitatea gazului.

### **Densitatea absolută și densitatea relativă**

- densitatea absolută a unui gaz,

$$\rho = \frac{\mu}{V_m} (\text{g/L})$$

- fie un gaz ( $\mu_1, \rho_1$ ) și un gaz de referință ( $\mu_2, \rho_2$ ). Densitățile celor două gaze vor fi:

$$\rho_1 = \frac{p \cdot \mu_1}{RT} \text{ și } \rho_2 = \frac{p \cdot \mu_2}{RT}$$

iar densitatea relativă a gazului 1 față de gazul 2 va fi:

$$d_2 = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\mu_1}{\mu_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Relația permite determinarea masei moleculare a unui gaz când se cunoaște densitatea gazului în raport cu aerul, azotul, hidrogenul, etc.

$$d_{\text{aer}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{aer}}}, \text{ iar } M_{\text{aer}} = 28,9; \quad d_{\text{N}_2} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{N}_2}}; \quad d_{\text{H}_2} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{H}_2}}.$$

### **FIȘĂ DE LUCRU**

1. Ce volum ocupă în condiții normale:

- a) 3 moli  $\text{NH}_3$ ;      b) 10 mmoli  $\text{O}_2$ ;      c) 1,42 kg  $\text{Cl}_2$   
d) 8,8 g  $\text{CO}_2$ ;      e) 16 g  $\text{SO}_3$ ;      f)  $24,096 \cdot 10^{22}$  molecule  $\text{H}_2$   
g)  $12,046 \cdot 10^{23}$  molecule  $\text{O}_2$  ?

2. Cât cântăresc în condiții normale:

- a) 5,6 L  $\text{CO}$ ?  
b)  $0,224 \text{ m}^3$   $\text{NH}_3$ ?  
c)  $18,069 \cdot 10^{24}$  molecule  $\text{SO}_2$ ?  
d) 896 ml  $\text{Cl}_2$ ?

3. Aflați numărul atomilor de oxigen din:

- a) 10 mmoli O<sub>2</sub>;                      b) 6,4 g O<sub>2</sub>;                      b) 8,96 L NO.

4. Un gaz aflat într-un vas de 3 L la presiunea de 1520 mm col. Hg și 27°C se aduce în condiții normale. Aflați volumul gazului în c.n.

5. Un gaz aflat la presiunea de 4 atm și 20°C se încălzește până ce presiunea devine 8 atm. Aflați temperatura (°C) la care s-a încălzit gazul.

6. Aflați volumul ocupat la presiunea de 3 atm și temperatura de 27°C de:

- a) 10 moli CO<sub>2</sub>;                      b) 2 kmoli O<sub>2</sub>;                      c) 10,2 g NH<sub>3</sub>;  
d) 0,2 kg H<sub>2</sub>;                      e) 18,096·10<sup>23</sup> molecule NO?

7. 17,89 g gaz se află într-un vas de 5 L la presiunea de 2 atm și 27°C. Aflați masa molară a gazului.

8. Aflați volumul ocupat de 2,8 g NO aflate la temperatura de 127°C și 2 atm.

9. Ce volum ocupă 10 kg aer la 0°C și presiunea de 740 mm col. Hg?

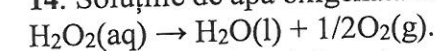
10. Aflați densitatea CO<sub>2</sub> aflat într-un vas de 4 L la 127°C și 1000 mm.col. Hg.

11. Calculați densitatea în raport cu aerul a următoarelor gaze: CH<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>, NO. Precizați care dintre aceste gaze se culeg în eprubeta cu gura în jos.

12. Aflați densitatea absolută și densitatea față de aer a NO<sub>2</sub>.

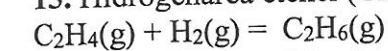
13. Cât cântăresc 5,6 L gaz în condiții normale știind densitatea lui în raport cu azotul 2,535?

14. Soluțiile de apă oxigenată se descompun la lumină, conform ecuației chimice:



Determinați volumul de oxigen, exprimat în litri, măsurat la temperatura 127 °C și presiunea 5 atm, care se obține stoechiometric din 68 g de apă oxigenată.

15. Hidrogenarea etenei (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) are loc în prezența nichelului, conform ecuației reacției:



a. Calculați volumul de etenă, exprimat în litri, măsurat la 17°C și 2,9 atm, necesar reacției complete cu 0,2 kg de hidrogen.

b. Calculați masa de etenă, exprimată în grame, care ocupă un volum de 112 L, măsurat în condiții normale de temperatură și de presiune.

16. 2,4 g Mg reacționează cu HCl. Aflați volumul de gaz degajat măsurat la presiunea de 1 atm și temperatura de 27°C.

17. Aflați volumul de gaz degajat în c.n. în urma reacției a 4,6g Na cu o soluție de HCl.

18. 62,5 g calcar 80% puritate se descompun. Aflați volumul de gaz degajat măsurat la 2 atm și 27°C, știind randamentul reacției 80 %.

## TEST EVALUARE

### I.

A. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaie, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaie, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. Energia electronilor este cu atât mai mică cu cât aceștia sunt mai îndepărtați de nucleul atomic.
  2. Ionul de sodiu și ionul fluorură sunt izoelectronici cu atomul de neon.
  3. Un orbital este ocupat de maximum doi electroni cu spin opus.
  4. Celula elementară a cristalului de clorură de sodiu este de tip hexagonal.
  5. Într-o combinație complexă, dacă liganzii sunt molecule, sarcina ionului complex este egală cu sarcina ionului metalic central.
- 5x2 puncte = 10 puncte

B. Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaia de examen numărul de ordine al itemului însoțit de litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. Elementul chimic ai cărui atomi au 12 protoni în nucleu are electronul distinctiv:  
a. în stratul 2; b. într-un orbital  $p$ ; c. într-un orbital  $s$ ; d. în substratul  $2s$ .
  2. Perechea de substanțe care au în moleculă numai legături covalente polare, este:  
a. HCl, H<sub>2</sub>O; b. HCl, Cl<sub>2</sub>; c. H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>; d. N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>.
  3. Elementul chimic reprezintă specia de atomi cu:  
a. același număr de masă; b. număr diferit de electroni; c. același număr atomic; d. număr diferit de protoni.
  4. Clorura de sodiu:  
a. conduce curentul electric în stare solidă; b. este solubilă în tetraclorură de carbon;  
c. conduce curentul electric în stare topită; d. este insolubilă în apă.
  5. În aceleași condiții de presiune și de temperatură, conțin același număr de molecule:  
a. 0,1 L H<sub>2</sub> și 0,1 L CO<sub>2</sub>; c. 0,1 mol H<sub>2</sub> și 0,1 L CO<sub>2</sub>;  
b. 0,1 g H<sub>2</sub> și 0,1 g CO<sub>2</sub>; d. 0,1 L H<sub>2</sub> și 0,1 g CO<sub>2</sub>.
- 5x2 puncte = 10 puncte

C. Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al formulei substanței din coloana A însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare metodei de obținere. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

- | A                                 | B   |
|-----------------------------------|---|
| 1. Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> | a. reacția dintre fier și clor                                |
| 2. NaClO                          | b. reacția dintre sodiu și apă                                |
| 3. NaOH                           | c. electroliza topiturii de clorură de sodiu                  |
| 4. Cl <sub>2</sub>                | d. reacția dintre fier și acidul clorhidric dintr-o soluție   |
| 5. FeCl <sub>3</sub>              | e. reacția dintre sodiu și oxigen                             |
|                                   | f. reacția dintre clor și hidroxidul de sodiu dintr-o soluție |

5x2 puncte = 10 puncte

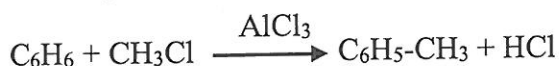
### II.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  ${}_{37}^{85}\text{Rb}$  (2 puncte)
2. a. Determinați numărul atomic al elementului (E) care are în învelișul electronic cu 4 electroni mai puțin decât atomul de neon. (2 puncte)

- b. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E). (1 punct)  
c. Notați numărul orbitalilor monoelectronici ai atomului elementului (E). (1 punct)
3. Notați grupa și perioada în Tabelul periodic a elementelor chimice (X) și (Y):  
a. (X) are un electron pe substratul 3p; (2 puncte)  
b. (Y) formează ion pozitiv divalent cu configurația gazului rar argon. (2 puncte)
4. a. Notați numărul electronilor de valență ai atomului de clor. (1 punct)  
b. Modelați procesul de ionizare a atomului de clor, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor. (2 puncte)  
c. Notați caracterul electrochimic al clorului. (1 punct)
5. Ordonăți simbolurile chimice Na, Al, Mg în sensul creșterii caracterului metalic al acestor elemente. (2 puncte)
6. Scrieți ecuația unei reacții chimice care justifică afirmația "Clorul substituie bromul din compuși". (2 puncte)
7. a. Modelați legăturile chimice din molecula de apă, utilizând simbolurile elementelor chimice și puncte pentru reprezentarea electronilor. (4 puncte)  
b. Notați numărul electronilor neparticipanți la legături chimice din molecula de apă. (4 puncte)
8. Notați tipul interacțiunilor intermoleculare predominante dintre moleculele de apă, în stare lichidă. (2 puncte)
- b. Notați temperatura de fierbere a apei pure, exprimată în grade Celsius. (2 puncte)
- 30 puncte**

### III.

1. Reacția de alchilare a benzenului are loc conform ecuației chimice:



Calculați volumul (litri), măsurat la temperatura 27°C și presiunea 27 atm ocupat de 40 grame de hidrogen. (8 puncte)

2. Aflați numărul atomilor de oxigen din:  
a) 10 mmoli O<sub>2</sub>;      b) 6,4 g O<sub>2</sub>;      b) 8,96 L NO (c.n.). (9 puncte)
3. Pentru combinația complexă cu formula chimică Fe<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]<sub>3</sub>:  
a. Precizați denumirea științifică (I.U.P.A.C.);  
b. Notați sarcina ionului metalic central.  
c. Notați natura legăturii chimice dintre ionul metalic central și liganzi.

Numărul de oxidare al ionului metalic central din reactivul Tollens este:

- a. -1;      b. +2;      c. -2;      d. +1. (5 puncte)

4. a. Calculați masa de clor, exprimată în grame, din 2 mol de clorură de potasiu.  
b. Determinați volumul ocupat de 1,2044 · 10<sup>24</sup> molecule de oxigen, exprimat în litri, măsurat în condiții normale de temperatură și de presiune. (8 puncte)

**30 puncte**

## TEMA 6 SOLUTII APOASE

### 6.1. DIZOLVAREA. FACTORI CARE INFLUENȚEAZĂ DIZOLVAREA

**Soluția** este un amestec omogen de două sau mai multe substanțe obținut în urma dizolvării.

Componentele soluției:

- solvat (dizolvat): substanța care se dizolvă;
- solvent (dizolvant): substanța în care se produce dizolvarea.

**Dizolvarea** este procesul de amestecare omogenă a două sau mai multe substanțe.

Etapele procesului sunt:

- difuzia particulelor de solvat printre particulele de solvent (**fenomen fizic, endoterm**) și invers;
- solvatarea, care constă în formarea unor legături între particulele de solvat și solvent (**fenomen chimic, exoterm**); dacă solventul este apa, solvatarea se numește hidratare.

#### **Dizolvarea unui compus ionic în apă**

La dizolvarea compușilor ionici în apă, interacțiunile dintre solvat- solvent constau în formarea de legături ion - dipol între ionii substanței dizolvate și moleculele polare de apă. Rezultă ioni înconjurați de dipolii apei, *ioni hidratați*; acești ioni mobili explică conductibilitatea electrică a soluțiilor de compuși ionici.

#### **Dizolvarea unui compus cu moleculă polară în apă**

Când se dizolvă în apă substanțele cu moleculă polară, se formează legături dipol - dipol între moleculele polare de solvat și moleculele polare de apă; consecința fenomenului este ionizarea solvatului. Ionii rezultați se hidratează cu molecule de apă.

#### **Factori care influențează dizolvarea:**

- Agitarea componentelor soluției;
- Temperatura soluției;
- Gradul de fărâmițare a substanței dizolvate.

### 6.2. SOLUBILITATEA. FACTORI CARE INFLUENȚEAZĂ SOLUBILITATEA

Solubilitatea

**Solubilitatea** sau gradul de solubilitate a unei substanțe dizolvate (solut) reprezintă cantitatea maximă de substanță care se poate dizolva într-o anumită cantitate de dizolvant (solvent) în condiții de echilibru, la o anumită temperatură.

Procesul de dizolvare a unei substanțe ajunge la un moment dat, la o stare de echilibru dinamic între cantitatea de substanță nedizolvată și substanță dizolvată, după care, concentrația soluției nu mai crește.

Deci la o anumită temperatură, la echilibru, soluția conține cantitatea maximă de substanță dizolvată într-un dizolvant, fiind considerată soluție saturată.

În cazul în care o soluție conține o cantitate mai mică de substanță dizolvată, soluția este o soluție nesaturată; soluția care conține o cantitate mai mare de substanță dizolvată decât soluția saturată, reprezintă o soluție suprasaturată.

- In funcție de coeficientul de solubilitate se apreciază solubilitatea unei substanțe:
- *Substanțe solubile*, dacă solubilitatea este mai mare de 0,1 mol/L (sarea de bucatărie, zaharul, soda de rufe);
  - *Substanțe moderat-solubile* dacă solubilitatea este între 0,01 și 0,1 mol/L (sulfat de calciu, hidroxidul de calciu);
  - *Substanțe insolubile*, dacă solubilitatea este mai mică de 0,01 mol/L (clorura de argint, sulfat de bariu).

### **Factorii care influențează solubilitatea.**

#### **a. Natura solventului și solvatului**

Substanțele se dizolvă numai în solventii care au o structură chimică asemănătoare cu a lor, deoarece numai în astfel de cazuri se pot stabili interacții și chiar legături chimice între moleculele de solvat și de solvent.

• Substanțele ionice și cele cu molecule polare se dizolvă în solventi cu molecule polare, adică în *solvenți polari*.

Solventul cel mai folosit pentru aceste categorii de soluții este apa, deoarece moleculele de apă sunt polare și au dimensiuni mici. Nu toate substanțele ionice sau polare sunt la fel de solubile în apă.

• Substanțele care au molecule nepolare se dizolvă în solventi *nepolari* (care au molecule nepolare), de exemplu: sulfura de carbon (CS<sub>2</sub>), tetraclorura de carbon (CCl<sub>4</sub>), benzenul, benzina, petrolul.

Două lichide care se dizolvă unul în celălalt sunt *miscibile*, iar dacă nu se dizolvă sunt *nemiscibile*.

#### **b. Temperatura**

Solubilitatea substanțelor depinde foarte mult de temperatură.

• Solubilitatea substanțelor solide și lichide crește cu creșterea temperaturii. Ca urmare a creșterii temperaturii, crește energia particulelor de solvat și se mărește viteza cu care acestea difuzează printre moleculele de solvent. S-a constatat că majoritatea proceselor de dizolvare sunt endoterme, deci încălzirea ajută dizolvarea.

• Solubilitatea gazelor în apă scade când temperatura crește. Explicația constă tot în creșterea energiei particulelor, dar care este mai mare datorită interacțiilor slabe între molecule.

#### **c. Presiunea**

Presiunea influențează, în special, solubilitatea gazelor și anume solubilitatea lor crește o dată cu creșterea presiunii.

## FIȘĂ DE LUCRU

I. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaie, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaie, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. La dizolvarea unui compus ionic în apă se stabilesc interacțiuni ion-dipol.
2. În stare solidă, clorura de sodiu conduce curentul electric deoarece este formată din ioni.
3. Iodura de potasiu este solubil în tetraclorură de carbon.
4. Într-un solvent nepolar se dizolvă brom.
5. Tetraclorura de carbon este solvent pentru substanțele cu structuri polare.

II. Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaie numărul de ordine al itemului însoțit de litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. La dizolvarea clorurii de sodiu în apă se stabilesc:
  - a. interacțiuni de tip ion-dipol;
  - b. interacțiuni de tip dipol-dipol;
  - c. legături covalente nepolare;
  - d. legături covalente polare.
2. Dacă se evaporă solvent dintr-o soluție apoasă de clorură de sodiu:
  - a. soluția se diluează;
  - b. cantitatea de clorură de sodiu din soluție scade;
  - c. soluția se concentrează;
  - d. cantitatea de clorură de sodiu din soluție crește.
3. Perechea de substanțe care formează un amestec eterogen, este:
  - a. clorură de sodiu-apă;
  - b. sulf-apă;
  - c. acid clorhidric-apă;
  - d. sulf-sulfură de carbon.

III.

1. Scrieți formula chimică a unei substanțe anorganice care se dizolvă ușor în apă, la temperatură standard.
2. Modelați dizolvarea clorurii de sodiu în apă.
3. Modelați dizolvarea acidului clorhidric în apă.

### 6.3. CONCENTRAȚIA SOLUȚIILOR

#### *Concentrația soluțiilor*

*Concentrația soluției* reprezintă un raport între cantitatea de substanță dizolvată și o anumită cantitate sau volum de soluție.

Moduri de exprimare a concentrației:

a) *concentrația procentuală* ( $c\%$ ) reprezintă masa de substanță dizolvată în 100 g soluție;

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100,$$

unde  $m_d$  - masa de substanță dizolvată;  $m_s$  - masa soluției

$$m_s = m_d + m_{H_2O}$$

b) *concentrația molară* ( $c_m$ ) sau molaritatea reprezintă numărul de moli de solvat dintr-un litru ( $dm^3$ ) de soluție.

$$c_m = \frac{n}{V_s} = \frac{m_d}{\mu \cdot V_s},$$

unde  $n$  - numărul de moli de substanță dizolvată;  $V_s$  - volumul soluției (L,  $dm^3$ );  $\mu$  - masa molară (g/mol).

Relația între concentrația procentuală și cea molară:

$$c_m = \frac{10 \cdot \rho \cdot c\%}{\mu}$$

### FIȘĂ DE LUCRU 1

I. Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaie numărul de ordine al itemului însoțit de litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. O soluție apoasă (S1) cu masa de 150 g conține 5 g de dizolvat. O altă soluție apoasă (S2) cu masa de 250 g conține 5 g din același dizolvat.

- soluția (S1) este mai diluată decât soluția (S2);
- ambele soluții au aceeași concentrație;
- soluția (S2) este mai concentrată decât soluția (S1);
- soluția (S1) este mai concentrată decât soluția (S2).

2. Dacă peste 100 kg soluție se adaugă 100 kg apă, concentrația procentuală a soluției:

- scade de 2 ori;
- crește de 2 ori;
- scade de 4 ori.

3. Molaritatea reprezintă:

- cantitatea de substanță dizolvată în 1L soluție;
- nr. de moli de substanță dizolvată într-un litru de solvent;
- nr. de moli de substanță dizolvată într-un kg soluție.
- nr. de moli de substanță dizolvată într-un L soluție

4. La 300g sirop ce conțin 20% zahăr se mai adaugă 100g zahăr. Concentrația procentuală a soluției obținute este:

- a. 25%;
- b. 40%;
- c. 50%;
- d. 15%.

II.

1. Calculați concentrația procentuală a unei soluții care se obține prin dizolvarea a 0,1 moli NaCl în 1,3 moli de apă.
2. Calculați cantitatea (grame) de  $\text{CuSO}_4$ , care trebuie dizolvată în 300 g apă, încât concentrația procentuală să fie 20%.
3. Calculați concentrația procentuală masică a soluției obținute prin dizolvarea unei cantități de 24 g NaCl în 96 g  $\text{H}_2\text{O}$ .
4. Calculați masa (grame) de apă și masa (grame) de clorură de sodiu necesare pentru a prepara 50 g ser fiziologic care conține 0,85% NaCl (procente de masă).
5. Calculați c% a unei soluții care se obține prin dizolvarea a 0,4 moli NaOH în 10 moli de apă.
6. Determinați cantitatea (moli) de HCl conținută în 10 mL suc gastric în care concentrația molară a HCl este  $10^{-2}$  mol/L.
7. Calculați masa (grame) de  $\text{FeSO}_4$  conținută în 250 mL soluție  $\text{FeSO}_4$  de concentrație molară 0,01M.
8. Calculați volumul (litri) soluției de concentrație 1M care conține 4g NaOH.
9. Calculați masa (grame) de soluție  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de 40% necesară pentru a prepara 8 litri soluție de 2M.
10. Determinați masa soluției de acid sulfuric, de concentrație procentuală masică 25%, exprimată în grame, care conține aceeași cantitate de substanță dizolvată ca aceea din 200 mL soluție de acid sulfuric de concentrație 0,5 M.
11. Calculați volumul de HCl de 36,5% și densitate  $\rho=1,18$  g/mL, necesar pentru a prepara 250 mL soluție 1M.
12. O probă de 20 g soluție de iodură de potasiu, de concentrație procentuală masică 10%, se diluează cu apă distilată până la concentrația de 5%. Calculați masa de apă distilată necesară diluării, exprimată în grame.
13. Calculați masa (grame) de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 60% necesară pentru a prepara 600 grame soluție de concentrație procentuală masică 40%, prin diluare cu apă.
14. Se amestecă 200 g soluție KCl de concentrație procentuală masică 5% cu 100 g soluție de concentrație procentuală masică 10%. Calculați c% a soluției obținute prin amestecare.

## FIȘĂ DE LUCRU 2

1. Calculați masa (grame) de apă care trebuie să se evapore din 400 g soluție de 10%, astfel încât concentrația să devină 40%.
2. Calculați masa (grame) de soluție de 40%  $\text{H}_2\text{O}_2$  necesară pentru a prepara 80 g soluție de concentrație procentuală masică 20%, prin diluare cu apă.
3. O probă de 20 g soluție de iodură de potasiu, de concentrație procentuală masică 10%, se diluează cu apă distilată până la concentrația de 5%. Calculați masa de apă distilată necesară diluării, exprimată în grame.
4. Din 400 g soluție de clorură de sodiu, de concentrație procentuală masică 5%, se evaporă apă și se obține o soluție de concentrație procentuală masică 20%. Calculați masa de apă din soluția finală, exprimată în grame.
5. Se amestecă 100g soluție NaCl 25% cu 200 g soluție NaCl 10%. Calculați concentrația procentuală masică a soluției finale obținute prin amestecare.
6. Calculați concentrația molară a unei soluții de hidroxid de sodiu rezultată prin amestecarea a 400  $\text{cm}^3$  soluție de concentrație molară 0,3M cu 600  $\text{cm}^3$  soluție de concentrație molară 0,4M.
7. Calculați concentrația molară a soluției rezultate prin amestecarea a două volume egale de soluție de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  având concentrațiile molare 0,2M, respectiv 0,4M.
8. Calculați raportul de masă în care trebuie amestecate două soluții: o soluție (I) de 10% cu o altă soluție (II) de concentrație procentuală masică 50% pentru a obține o soluție (III) de 20%.
9. Determinați raportul masic în care trebuie amestecate o soluție (S1) de acid sulfuric, de concentrație procentuală masică 10%, cu o soluție (S2) de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 60%, pentru a se obține o soluție (S3) de acid sulfuric, de concentrație procentuală masică 35%.
10. Calculați raportul de volume în care trebuie amestecate două soluții de HCl de 0,1 M, respectiv 0,5 M pentru a obține o soluție de concentrație molară 0,3 M.
11. Calculați volumul  $V_1$  (mL) de soluție HCl de concentrație molară 1M și volumul  $V_2$  (mL) de soluție HCl de 0,1 M care trebuie amestecate pentru a obține 300 mL soluție HCl de 0,5M.
12. La neutralizarea unei soluții de NaOH de 20%, se consumă 0,05 moli HCl. Calculați masa (grame) de soluție NaOH de 20%, consumată la neutralizare.
13. Calculați cantitatea (moli) de NaCl, care se formează în urma reacției chimice dintre 60 mL soluție NaOH de concentrație molară 0,1 M cu cantitatea stoechiometrică de HCl.

14. O soluție de hidroxid de sodiu, de concentrație 2 M, cu volumul de 200 mL se neutralizează cu 400 mL soluție de acid clorhidric. Scrieți ecuația reacției care are loc.

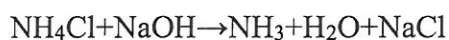
b. Calculați concentrația molară a soluției de acid clorhidric utilizată pentru neutralizarea completă a hidroxidului de sodiu.

15. Calculați volumul soluției de HNO<sub>3</sub> de concentrație 2M care reacționează stoechiometric cu 1,92 g cupru.

16. Calculați concentrația molară a unei soluții de NaOH, dacă la titrarea a 20 mL din această soluție s-au consumat 30 mL soluție de HCl 1M.

17. Calculați masa (grame) de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 60% necesară pentru a reacționa cu 10 grame de minereu care conține 6,5 % zinc (în procente de masă).

18. Calculați masa (grame) de NH<sub>4</sub>Cl care reacționează cu NaOH conținut în 200 mL soluție de 20% și densitate  $\rho=1,225\text{g/cm}^3$ . Ecuația reacției chimice care are loc este:



19. Determinați masa soluției de acid sulfuric, de concentrație procentuală masică 25%, exprimată în grame, care conține aceeași cantitate de substanță dizolvată ca aceea din 200 mL soluție de acid sulfuric de concentrație 0,5 M.

20. Determinați masa soluției de acid azotic, de concentrație procentuală masică 20%, care conține aceeași cantitate de substanță dizolvată ca cea din 2 L de soluție de acid azotic, de concentrație 1 M.

21. Calculați masa soluției de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 50%, exprimată în grame, necesară pentru a prepara 4 L de soluție de acid sulfuric, de concentrație 0,5 M.

## TEST DE EVALUARE

### I.

A. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. Clorura de sodiu este solubilă în benzen.
2. La dizolvarea unui compus ionic în apă se stabilesc interacțiuni ion-dipol.
3. În stare solidă, clorura de sodiu conduce curentul electric deoarece este formată din ioni.
4. Soluțiile sunt amestecuri eterogene care se obțin în urma fenomenului de dizolvare.
5. La scăderea temperaturii, solubilitatea în apă a dioxidului de carbon crește.

5x2 puncte = 10 puncte

B. Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaia de examen numărul de ordine al itemului însoțit de litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. Molaritatea reprezintă:

- a. cantitatea de substanță dizolvată în 1L soluție;
- b. nr. de moli de substanță dizolvată într-un litru de solvent;
- c. nr. de moli de substanță dizolvată într-un kg soluție.
- d. nr. de moli de substanță dizolvată într-un L soluție

2. Creșterea presiunii mărește solubilitatea în apă a:

- a.  $\text{CO}_2(\text{g})$ ; b.  $\text{KI}(\text{s})$ ; c.  $\text{NaCl}(\text{s})$ ; d.  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$ .

3. Solubilitatea clorurii de sodiu în apă, la temperatura de  $20^\circ\text{C}$ , este 36 g. La  $20^\circ\text{C}$ :

- a. în 100 g de saramură se dizolvă maximum 36 g de clorură de sodiu;
- b. în 100 g de saramură se dizolvă minimum 36 g de clorură de sodiu;
- c. în 100 g de apă distilată se dizolvă maximum 36 g de clorură de sodiu;
- d. în 100 g de apă distilată se dizolvă minimum 36 g de clorură de sodiu.

4. Sunt lichide nemiscibile:

- a. apa și uleiul; b. tetraclorura de carbon și bromul; c. apa și acidul sulfuric; d. uleiul și benzina.

5. Clorura de sodiu:

- a. conduce curentul electric în stare solidă;
- b. este solubilă în tetraclorură de carbon;
- c. conduce curentul electric în stare topită;
- d. este insolubilă în apă.

5x2 puncte = 10 puncte

### II.

1. Calculați concentrația procentuală masică a unei soluții care se obține prin dizolvarea a 4 mol de acid clorhidric în 73 mol de apă.

(4 puncte)

2. În 249,5 g de soluție de azotat de potasiu, de concentrație procentuală masică 10% se adaugă 0,5 mol de azotat de potasiu.

- a. Calculați masa de azotat de potasiu din soluția finală, exprimată în grame. (6 puncte)
- b. Determinați concentrația procentuală de masă a soluției finale. (4 puncte)

3. O probă de 20 g soluție de iodură de potasiu, de concentrație procentuală masică 10%, se diluează cu apă distilată până la concentrația de 5%. Calculați masa de apă distilată necesară diluării, exprimată în grame.

(6 puncte)

4. Se amestecă 400 g soluție de clorură de sodiu, de concentrație procentuală masică 10%, cu 200 g soluție de clorură de sodiu, de concentrație procentuală masică 30%.

a. Calculați masa de clorură de sodiu din soluția obținută prin amestecare, exprimată în grame.

(4 puncte)

b. Determinați raportul masic solvent : solvat din soluția finală.

(6 puncte)

5. O plăcuță confecționată din fier este introdusă într-un pahar Berzelius ce conține 100 mL soluție de acid clorhidric, de concentrație 1M. După reacție, se constată că s-a consumat tot acidul clorhidric dizolvat în soluție.

a. Scrieți ecuația reacției dintre fier și acid clorhidric.

(2 puncte)

b. Determinați masa de sare formată în urma reacției, exprimată în grame.

(6 puncte)

6. Calculați concentrația molară a soluției rezultate prin amestecarea a două volume egale de soluție de  $H_2SO_4$  având concentrațiile molare 0,2M, respectiv 0,4M.

(6 puncte)

7. Calculați masa soluției de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 50%, exprimată în grame, necesară pentru a prepara 4 L de soluție de acid sulfuric, de concentrație 0,5 M.

(6 puncte)

8. Notați denumirea substanței dizolvate din serul fiziologic.

(2 puncte)

9. Explicați faptul că 5 g de zahăr cubic se dizolvă mai greu în apă decât 5 g de zahăr pudră, la aceeași temperatură.

(2 puncte)

10. Identificarea carbonatului de calciu din piatra de var se realizează conform reacției reprezentată prin ecuația:  $CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$

a. Determinați volumul dioxidului de carbon, exprimat în litri, măsurat la presiunea de 1 atm și temperatura 27 °C, degajat din 12,5 g de piatră de var ce conține 80% carbonat de calciu, în procente masice.

(6 puncte)

b. Calculați numărul ionilor de calciu din carbonatul de calciu conținut în piatra de var de la punctul a.

(4 puncte)

11. Calculați concentrația molară a unei soluții de NaOH, dacă la titrarea a 20 mL din această soluție s-au consumat 30 mL soluție de HCl 1M.

(6 puncte)

NOTA: 10 puncte oficiu

Toate subiectele sunt obligatorii.

## TEMA 7

### ECHILIBRE ACIDO-BAZICE

#### SOLUTII DE ACIZI TARI ȘI BAZE TARI PH-UL SOLUȚIILOR. INDICATORI ACIDO-BAZICI

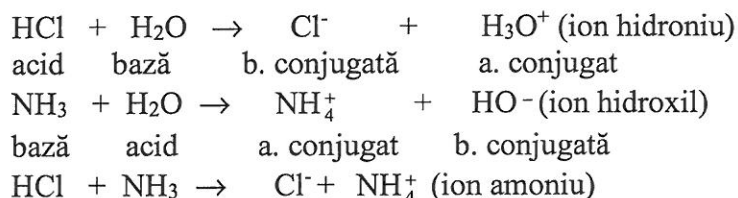
##### Teorii ale acizilor și bazelor

- **teoria lui Arrhenius:** acizii sunt substanțe care la dizolvarea în apă pun în libertate ioni  $H^+$ ; bazele sunt substanțe care la dizolvarea în apă pun în libertate ioni  $HO^-$ .

Deși a reprezentat un pas înainte în dezvoltarea chimiei, teoria nu putea explica o serie de observații practice (de exemplu faptul că soluțiile de amoniac sau  $Na_2CO_3$  au caracter bazic deși nu conțin ioni  $HO^-$ ).

- **teoria Brønsted-Lowry (teoria protolitică):** acizii sunt substanțe care cedează ioni  $H^+$  (protoni); bazele sunt substanțe care acceptă ioni  $H^+$ .

Cedând protoni, acidul se transformă într-o bază, baza sa conjugată; baza, acceptând protoni se transformă în acidul său conjugat.



Anionul  $Cl^-$  poate accepta un proton de la ionul amoniu, deci este o bază ( baza conjugată a  $HCl$ ); ionul amoniu, pentru că poate ceda un proton, se comportă ca un acid și este acidul conjugat al amoniacului.

Se observă că apa poate funcționa atât ca acid cât și ca bază. Astfel de substanțe se numesc substanțe cu *caracter amfoter*.

Reacțiile care au loc cu transfer de protoni se numesc *reacții protolitice*.

##### Clasificarea acizilor

- după compoziție:

- hidracizi:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$
- oxoacizi:  $H_2SO_4$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_4$

- după natura lor:

- acizi anorganici:  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2S$
- acizi organici:  $CH_3COOH$ -acid acetic,  $HCOOH$ -acid formic

- după nr protonilor cedați:

- acizi monoprotici (monobazici) - ionizează într-o singură treaptă :  $HCl$ ,  $HNO_3$
- acizi poliprotici (polibazici) - ionizează în mai multe trepte:  
 $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_4$

- după tărie:

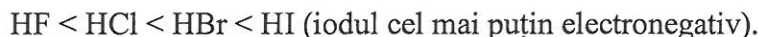
- acizi tari-ionizează total:  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$ ;
- acizi slabi-ionizează parțial:  $H_2S$ ,  $CH_3COOH$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2CO_3$

Acizii poliprotici sunt mai tari în prima treaptă de ionizare. Bazele conjugate ale acizilor tari sunt baze slabe; bazele conjugate ale acizilor slabi sunt baze tari. Acizii conjugăți bazelor tari sunt acizi slabi; acizii conjugăți bazelor slabe sunt acizi tari.

Pentru nemetalele din aceeași perioadă, tăria acizilor oxigenați formați crește odată cu creșterea caracterului electronegativ al nemetalului:



Pentru nemetalele din aceeași grupă, tăria hidracizilor formați crește odată cu scăderea caracterului electronegativ:



$\text{H}_3\text{O}^+$  este cel mai tare acid în soluție apoasă.

### **Clasificarea bazelor**

- după natura lor:

- baze anorganice :  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3$

- baze organice:  $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$

- după nr grupărilor hidroxid sau nr protonilor acceptați:

- baze monoacide:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3$

- baze poliacide:  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$

- după tărie:

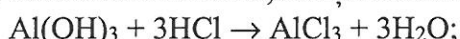
- baze tari-ionizează total:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ;

- baze slabe- ionizează parțial:  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ;

Pentru metale aflate în aceeași perioadă, tăria bazelor scade cu scăderea caracterului electropozitiv:



$\text{Al(OH)}_3$  are caracter amfoter, reacționează atât cu acizi cât și cu baze:



Tăria bazelor metalelor din aceeași grupă crește cu creșterea caracterului electropozitiv al metalelor:



$\text{HO}^-$  este cea mai tare bază în soluție apoasă.

### **Ionizarea apei**

Apa ionizează foarte puțin, comportându-se atât ca acid cât și ca bază (are caracter amfoter):



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-], \text{ unde } K_w (K_{\text{H}_2\text{O}}) \text{ este produsul ionic al apei.}$$

Acesta depinde de temperatură.

$$\text{La } 25^\circ\text{C } K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2;$$

se aproximează  $K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ , valoare ce se va folosi în rezolvarea problemelor.

În apa pură (mediu neutru):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L.}$$

-dacă la apa pură se adaugă un acid, se obține un mediu acid și  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-]$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$

-dacă în apa pură se adaugă o bază, se obține un mediu bazic și  $[H_3O^+] < [HO^-]$ ,  $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$

Natura mediului se stabilește mai ușor cu ajutorul pH-ului.  
pH-ul reprezintă logaritmul cu semn schimbat al concentrației ionilor hidroniu:

$$pH = - \lg [H_3O^+].$$

Asemănător:

$$pOH = - \lg [HO^-];$$

Între pH și pOH există relația:

$$pH + pOH = 14$$

Ex:  $[H_3O^+] = 10^{-3}$   $pH = -\lg 10^{-3} = 3$ ;  $pOH = 14 - 3 = 11$

Pentru: mediu neutru:  $pH = 7$

mediu acid:  $0 < pH < 7$

mediu bazic:  $14 > pH > 7$

Natura mediului se poate stabili și cu ajutorul indicatorilor:

	fenolftaleina	turnesol
mediu neutru	incoloră	violet
mediu acid	incoloră	roșu
mediu bazic	roșu carmin	albastru

- pentru acizi tari, care ionizează total:

$$[H_3O^+] = C_{\text{acid}}$$

- pentru baze tari:

$$[HO^-] = C_{\text{baza}}$$

## FIȘĂ DE LUCRU

I. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. Reacția de neutralizare dintre un acid tare și o bază tare, în soluție apoasă, este o reacție cu schimb de protoni.
2. Amoniacul este o bază mai tare decât hidroxidul de sodiu.
3. O soluție în care concentrația ionilor hidroxid este  $10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  are  $pH = 11$ .
4. O soluție de acid clorhidric cu  $pH = 1$  are concentrația ionilor hidroniu  $10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
5. O soluție al cărei  $pH = 3$  are caracter acid.
6. O soluție apoasă de acid clorhidric are valoarea concentrației molare a ionilor hidroniu mai mare decât  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

7. Soluția obținută prin barbotarea clorului în apă se înroșește la adăugarea a 2-3 picături de turnesol.

II. Alegeți varianta corectă:

1. Într-o soluție de hidroxid de sodiu se adaugă 2-3 picături de turnesol. Soluția se colorează în:

- a. albastru;                      b. portocaliu;  
c. roșu;                            d. violet.

2. Culoarea soluției obținute în urma reacției dintre clor și apă, după adăugarea turnesolului, este:

- a. albastră;                      b. violetă;  
c. roșie;                            d. portocalie.

3. După adăugarea a 2-3 picături de fenolftaleină, soluția obținută în urma reacției dintre sodiu și apă:

- a. are culoarea albastru-violet;                      b. este incoloră;  
c. are culoarea roșu-carmin;                      d. are culoarea albastru-verzui

4. Seria ce conține numai formule chimice ale unor acizi monoprotici este:

- a.  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{NH}_4^+$                       b.  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  
c.  $\text{HCl}$ ,  $\text{CN}^-$ ;                      d.  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ .

III. Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al formulei chimice a acidului din coloana A însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare formulei chimice a bazei sale conjugate. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

A	B
1. $\text{HSO}_4^-$	a. $\text{NH}_3$
2. $\text{NH}_4^+$	b. $\text{CN}^-$
3. $\text{H}_2\text{O}$	c. $\text{SO}_4^{2-}$
4. $\text{HCl}$	d. $\text{H}_3\text{O}^+$
5. $\text{HCN}$	e. $\text{Cl}^-$
	f. $\text{HO}^-$

IV.

1. Scrieți ecuația reacției de ionizare a acidului cianhidric în apă.

2. Determinați concentrația ionilor de hidroniu dintr-o soluție care conține 0,73 g de acid clorhidric în 2 L de soluție.

3. Valoarea  $pH$ -ului unei probe ce conține suc gastric uman este 1,5. Valoarea  $pH$ -ului unei alte probe ce conține sânge uman este 7,3. Notați caracterul acido-bazic al celor două probe.

4. Determinați  $pH$ -ul unei soluții de hidroxid de sodiu, de concentrație 0,01 M.

5. a. O soluție apoasă de hidroxid de sodiu are  $pH = 12$ . Determinați concentrația molară a ionilor hidroniu din soluție.

b. Notați formula chimică a bazei conjugate a speciei chimice  $\text{HCO}_3^-$ .

6. Notați cuplurile acid-bază conjugată din soluția apoasă de acid cianhidric.

7. O soluție are  $pH = 7$ . Notați caracterul acido-bazic al soluției.

8. a. Notați caracterul acido-bazic al unei soluții cu  $pH = 2$ .

b. Notați culoarea soluției cu  $pH = 2$ , după adăugarea a 2-3 picături de turnesol.

## TEMA 8

### REAȚII CU TRANSFER DE ELECTRONI

#### 8.1. REAȚII REDOX. STABILIREA COEFICIENȚILOR REAȚIILOR REDOX

Reacțiile de oxido-reducere (redox) implică un transfer de electroni între atomi, ioni sau molecule.

**Oxidarea** este fenomenul în care o particulă cedează electroni și conduce la creșterea numărului de oxidare.

**Reducerea** este fenomenul în care o particulă acceptă electroni și conduce la scăderea numărului de oxidare.

**Agentul reducător** este reactantul care se oxidează.

**Agentul oxidant** este reactantul care se reduce.

**Numărul de oxidare (N.O.)** reprezintă numărul de electroni proprii implicați în formarea de legături; este o sarcină reală pentru un compus ionic și una formală pentru un compus covalent.

Pentru un atom sau ion dintr-un compus chimic, N.O. se poate calcula fie pe baza formulei moleculare (metoda algebrică), fie pe baza formulei structurale (metoda structurală).

Principalele reguli de calculare a N.O. prin metoda algebrică sunt incluse în următorul tabel:

Specia chimică		N.O.	Exemple
Substanță elementară		0	$H_2^0, Na^0$
Hidrogen	în compuși covalenți	+1	$H^{+1}Cl; H_2^{+1}O$
	în compuși ionici	-1	$NaH^{-1}, CaH_2^{-1}$
Oxygen	în peroxizi	-1	$H_2O_2^{-1}, Na_2O_2^{-1}$
	în compușii cu fluor	+1 sau +2	$F_2O_2^{+1}, F_2O^{+2}$
	în ceilalți compuși	-2	$Na_2O^{-2}, SO_2^{-2}$
Molecula	substanței compuse	0	$\sum N.O.at.=0; H^{+1}Cl^{+7}O_4^{-2}$
Ioni	monoatomici metalici	+n	$0 \leq n \leq nr. \text{ grupe}$
	poliatomici	$\pm n$	$\sum N.O.at. = \pm n$

**Agenți oxidanți** pot fi:

- nemetale; caracterul oxidant al nemetalelor scade în ordinea:  
 $F_2 > O_3 > Cl_2 > O_2 > Br_2 > I_2 > S > C > Si > P > N_2 > Se > As$ ;
- cationi metalici; caracterul oxidant al cationilor metalici crește cu scăderea reactivității metalului respectiv;
- substanțe compuse: reactiv Bayer ( $KMnO_4 + H_2O$ );  $KMnO_4 + H_2SO_4$ ;  $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$ ;  
 $H_2SO_{4conc.}$ ;  $HNO_{3conc.}$ ; reactiv Tollens  $[Ag(NH_3)]OH$ ;

**Agenți reducători** pot fi:

- metalele; caracterul reducător al metalelor crește cu creșterea caracterului electropozitiv (seria Beketov- Volta);
- anioni în stare de oxidare minimă:  $S^{2-}, N^{3-}$ ;
- cationi ai metalelor cu valență variabilă:  $Fe^{2+}, Mn^{2+}, Cr^{3+}$ ;
- nemetalele: C, H<sub>2</sub>;

- molecule compuse: oxizi metalici și nemetalici capabili să cedeze electroni: CO, NO, SO<sub>2</sub>, MnO, MnO<sub>2</sub>.

***Etape în stabilirea coeficienților unei reacții redox:***

- scrierea formulelor reactanților și a produșilor de reacție;
- determinarea și scrierea N.O. pentru elementele care își modifică starea de oxidare;
- scrierea proceselor parțiale de oxidare și reducere;
- aplicarea bilanțului electronic (numărul de electroni cedați este egal cu numărul de electroni acceptați);
- scrierea coeficienților redox în scheletul ecuației;
- verificarea legii conservării masei pentru toată reacția (bilanțul atomic).

**Aplicațiile practice ale reacțiilor redox:**

- construirea de pile electrice;
- obținerea de substanțe simple (metale și nemetale) și de substanțe compuse;
- purificarea electrochimică a unor metale;
- protecția catodică anticorrosivă.

## FIȘĂ DE LUCRU

I. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera F.

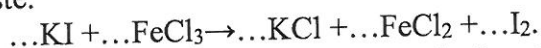
1. Reducerea este procesul chimic ce are loc cu acceptare de electroni.
2. Valoarea numărului de oxidare a unei specii chimice implicată într-un proces de reducere, crește.

II. Alegeți varianta corectă:

1. Numărul de oxidare al azotului în specia chimică: NO<sub>3</sub> este:  
a. +4; c. +5;  
b. -2; d. 0.
2. Reprezintă un proces de oxidare transformarea:  
a. ionului Cu<sup>2+</sup> în ion Cu<sup>+</sup>; c. ionului Cu<sup>2+</sup> în Cu;  
b. ionului Cu<sup>+</sup> în ion Cu<sup>2+</sup>; d. ionului Cu<sup>+</sup> în Cu.

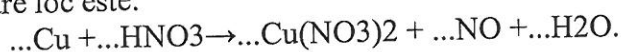
III.

1. Într-o eprubetă cu soluție de iodură de potasiu se adaugă soluție de clorură de fier(III). Ecuația reacției care are loc este:



- a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere care au loc în această reacție.
- b. Notați rolul iodurii de potasiu (agent oxidant/ agent reducător).
- c. Notați coeficienții stoichiometrici ai ecuației reacției chimice dintre iodura de potasiu și clorura de fier (III).

2. Într-o eprubetă ce conține soluție concentrată de acid azotic se introduce o sârmă de cupru. Ecuația reacției care are loc este:



- a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.
- b. Notăți formula chimică a substanței cu rol de agent reducător în reacția dintre cupru și acid azotic.
- c. Notăți coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției dintre cupru și acid azotic.
3. Trioxidul de sulf poate fi obținut în reacția dintre percloratul de potasiu și sulf:  
$$..KClO_4 + ...S \rightarrow ...SO_3 + ...KCl.$$
- a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.
- b. Notăți formula chimică a substanței cu rol de agent reducător în reacția de obținere a trioxidului de sulf.
- c. Notăți coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției dintre percloratul de potasiu și sulf.
4. La încălzirea unui amestec de dioxid de mangan și iodură de potasiu, la care s-a adăugat acid sulfuric, pe pereții eprubetei s-au depus cristale de iod. Ecuația reacției care a avut loc este:  
$$... MnO_2 + ... KI + ... H_2SO_4 \rightarrow ... K_2SO_4 + ... MnSO_4 + ... H_2O + ... I_2.$$
- a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.
- b. Notăți rolul dioxidului de mangan (agent oxidant/agent reducător).
- c. Notăți coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției de la *punctul 1*.

## 8.2. PILE ELECTRICE. ELECTROLIZA

### *Pile (celule) galvanice*

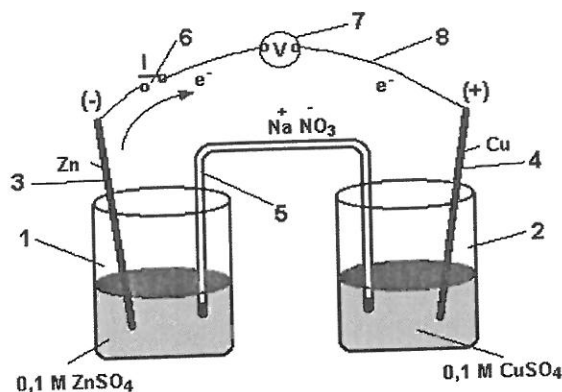
*Pila galvanică* reprezintă dispozitivul care permite transformarea energiei chimice în energie electrică. Ea prezintă un lanț electrochimic formată din doi conductori electronici (metale, grafit) reușiți prin unul sau mai mulți conductori ionici (electroliți). Contactul electric între electroliți și neutralitatea soluțiilor se mențin prin puntea de sare.

La polul *negativ (anod)* au loc procese de oxidare în timp ce la polul *pozitiv (catod)* au loc procese de reducere.

Funcționarea unei pile se bazează pe capacitatea diferită de a se oxida sau reduce a cuplurilor redox; puterea oxidantă sau reducătoare a acestora este redată prin valoarea *potențialului standard de electrod*  $\epsilon^\circ$ . Potențialul unei celule galvanice (o măsură a energiei sale electrice) se numește *forță electromotoare (f.e.m.)*; se notează cu  $E$ , se măsoară în volți și reprezintă suma algebrică a celor două potențiale de electrod.

$$E = \epsilon^\circ_{\text{catod}} + \epsilon^\circ_{\text{anod}}; \quad E > 0 \text{ pentru reacții spontane.}$$

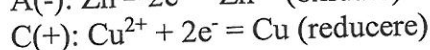
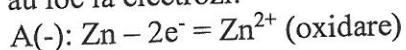
Exemplu: pila  $Zn/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu$



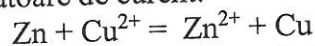
### Element galvanic

1,2- semicelulele cuprului, zincului, 3, 4 – electrozi, 5 – punte de sare, 6 – întrerupător, 7 – voltmetru, 8 – conductor

Procesele care au loc la electrozi:



Reacția generatoare de curent:



Electronii circulă de la anod la catod, de la Zn la Cu.

Pilele galvanice se clasifică în:

- primare (ireversibile) - umede (pila Daniell)
- uscate (pila Leclanché);
- secundare (reversibile) - acumulatori (acumulatorul cu plumb)
- de combustie (pila H<sub>2</sub> - O<sub>2</sub>).

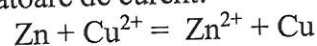
### Pila Daniell

A (-): plăcuță de Zn în soluție diluată de ZnSO<sub>4</sub>;

C (+): plăcuță de Cu în soluție diluată de CuSO<sub>4</sub>.

Puntea de sare: diafragmă care împiedică amestecarea soluțiilor dar permite trecerea ionilor sulfat.

Reacția generatoare de curent:



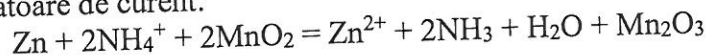
### Pila Leclanché

A (-): cilindru de Zn ;

C (+): baston de grafit înconjurat de MnO<sub>2</sub> ;

Electrolit: un amestec păstos format din amidon, NH<sub>4</sub>Cl, ZnCl<sub>2</sub> și apă.

Reacția generatoare de curent:

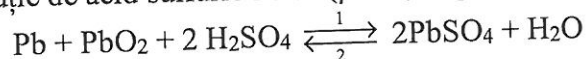


### Acumulatorul cu plumb

A (-): grătar de plumb cu ochiuri umplute cu Pb spongios;

C (+): grătar de plumb cu ochiuri umplute cu PbO<sub>2</sub> ;

Electrolit: soluție de acid sulfuric 38 % (ρ = 1,29 g/ml).



1 = descărcare; 2 = încărcare.

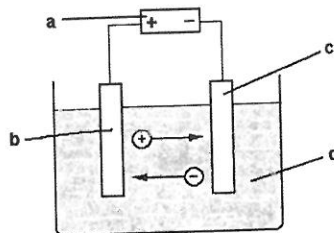
În timpul funcționării concentrația (densitatea) electrolitului scade. F.e.m maximă este de 2 V.

### Obținerea unor substanțe simple și compuse

Obținerea metalelor prin metode electrometalurgice (reducere catodică; electroliză)

Ansamblul proceselor care au loc la trecerea curentului electric continuu prin soluția sau topitura unui electrolit se numește **electroliză**.

Se realizează în dispozitive numite celule de electroliză iar schema unei astfel de celule este prezentată în figura de mai jos:



*Schema generală a unei celule de electroliză:  
 a-sursă de curent, b-anod, c-catod, d-soluție de electrolit*

Electroliza este un proces complex ce constă în deplasarea ionilor la electrozi sub influența curentului electric, descărcarea acestora și formarea de noi produși.

Ionii pozitivi (cationi) se îndreaptă spre electrodul negativ (catod) unde se reduc iar ionii negativi (anioni) se îndreaptă spre electrodul pozitiv (anod) unde se oxidează.

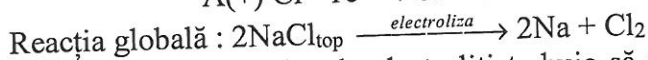
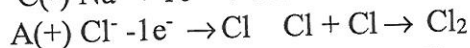
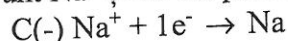
Oxidarea și reducerea au loc simultan astfel că electroliza presupune procese redox.

Odată descărcați, ionii devin atomi liberi sau grupuri de atomi putând să se depună pe electrozi sau să reacționeze (cu electrolitul, cu electrodul, între ei).

Reacțiile prin care se neutralizează (descarcă ionii) se numesc reacții primare iar reacțiile în care atomii formați (sau grupurile de atomi) se unesc pentru a forma molecule se numesc reacții secundare.

Exemplu: electroliza topiturii de NaCl.

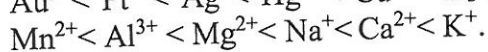
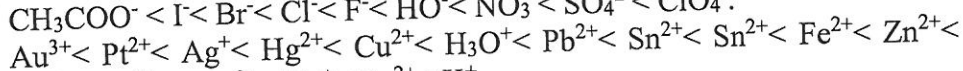
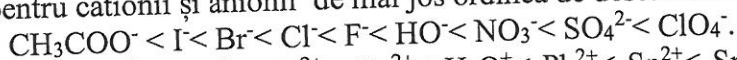
Ionii prezenți sunt  $\text{Na}^+$  și  $\text{Cl}^-$  iar procesele de la electrozi pot fi reprezentate astfel:



La electroliza soluțiilor de electroliti trebuie să se țină seama și de ionii proveniți din ionizarea solventului; în cazul soluțiilor apoase trebuie să se țină seama și de ionii hidroxid și hidroniu formați prin ionizarea apei. Acești ioni se deplasează și ei în câmp electric odată cu ionii electrolitului și pot participa sau nu la reacții de schimb de electroni cu electrozii.

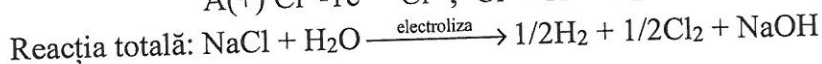
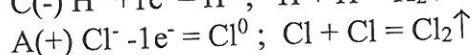
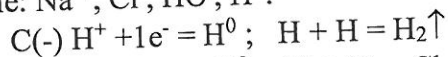
Există anumite priorități la descărcarea ionilor de același semn. Ordinea de descărcare depinde de potențialul de oxido-reducere, de concentrația soluției, de temperatură, de natura electrozilor. În general, se poate spune că ionii metalelor se descarcă cu atât mai greu la electrozi cu cât metalele sunt mai active. Sau, altfel spus, cationii metalelor se vor reduce cu atât mai ușor cu cât potențialul lor de reducere este mai mare, iar anionii se vor oxida cu atât mai ușor cu cât potențialul lor de reducere este mai mic (sau de oxidare mai mare).

De exemplu, pentru cationii și anionii de mai jos ordinea de descărcare este următoarea:



Ex: electroliza soluției de NaCl

Ionii din soluție:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{HO}^-$ ,  $\text{H}^+$ .



## FIȘĂ DE LUCRU

### I. Alegeți varianta corectă:

- În pila galvanică Daniell:
  - electrolitul este o soluție de acid sulfuric; c. catodul este confecționat din plumb;
  - anodul este confecționat din zinc; d. anodul are polaritate pozitivă.
- În circuitul exterior al pilei Daniell:
  - electronii se deplasează de la anod spre catod;
  - ionii pozitivi se deplasează de la anod spre catod;
  - electronii se deplasează de la catod spre anod;
  - ionii negativi se deplasează de la anod spre catod.
- În procesul de electroliză:
  - anodul este electrodul pozitiv; c. catodul este electrodul pozitiv;
  - la anod are loc reducerea; d. la catod are loc oxidarea.

II. Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al componentei unui element galvanic din coloana A însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare substanței/ amestecului din care este confecționată componenta respectivă. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

A	B
1. catodul pilei Daniell	a. grătar de plumb umplut cu dioxid de plumb
2. electrolitul acumulatorului cu plumb	b. cupru
3. anodul acumulatorului cu plumb	c. soluție de acid sulfuric
4. anodul pilei Daniell	d. grătar de plumb umplut cu plumb spongios
5. catodul acumulatorului cu plumb	e. zinc
	f. grătar de plumb umplut cu sulfat de plumb

### III.

- Scrieți ecuația reacției care are loc la electroliza topiturii clorurii de sodiu.
- a. Scrieți ecuația reacției globale care are loc la electroliza unei soluții apoase de sulfat de cupru(II).  
b. Determinați masa de cupru, exprimată în grame, care se obține din 320 g de sulfat de cupru(II), știind că randamentul reacției este 80 %.
- Scrieți ecuația reacției chimice care are loc la anodul acumulatorului cu plumb, în timpul funcționării.
- Scrieți ecuația reacției globale care are loc în timpul electrolizei unei soluții apoase de sulfat de cupru.
- Se supune electrolizei topitură de clorură de sodiu. Notați ecuația reacției care are loc la catod în timpul electrolizei.
- 117 g NaCl se supune electrolizei în topitură. Se cere:
  - modelați procesele ce au loc la electrozi;
  - calculați cantitatea de metal obținută și volumul de gaz ce se degajă (c.n).
- 19 kg topitură de  $MgCl_2$  se supune electrolizei la un randament de 70%. Modelați procesele ce au loc la electrozi și calculați: a) cantitatea de metal obținută; b) volumul de gaz degajat măsurat la 2 atm și 127°C.
- Prin electroliza NaCl topitură s-au obținut  $18,069 \cdot 10^{22}$  molecule de clor. Se cere:
  - volumul de clor degajat;
  - cantitatea de metal obținută;
  - cantitatea de NaCl de puritate 90% folosită.

## TEST DE EVALUARE

### I.

A. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. Reacția de neutralizare dintre un acid tare și o bază tare, în soluție apoasă, este o reacție cu schimb de protoni.
2. Reducerea este procesul chimic ce are loc cu acceptare de electroni.
3. Valoarea numărului de oxidare a unei specii chimice implicată într-un proces de reducere, crește.
4. Amoniacul este o bază mai tare decât hidroxidul de sodiu.
5. O soluție în care concentrația ionilor hidroxid este  $10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  are  $pH = 11$ .

5x2 puncte = 10 puncte

B. Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaia de examen numărul de ordine al itemului însoțit de litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. Într-o soluție de hidroxid de sodiu se adaugă 2-3 picături de turnesol. Soluția se colorează în:  
a. albastru; c. portocaliu;  
b. roșu; d. violet.
2. În circuitul exterior al pilei Daniell:  
a. electronii se deplasează de la anod spre catod; c. ionii pozitivi se deplasează de la anod spre catod;  
b. electronii se deplasează de la catod spre anod; d. ionii negativi se deplasează de la anod spre catod.
3. Reprezintă un proces de oxidare transformarea:  
a. ionului  $\text{Cu}^{2+}$  în ion  $\text{Cu}^{+}$ ; c. ionului  $\text{Cu}^{2+}$  în  $\text{Cu}$ ;  
b. ionului  $\text{Cu}^{+}$  în ion  $\text{Cu}^{2+}$ ; d. ionului  $\text{Cu}^{+}$  în  $\text{Cu}$ .
4. În timpul electrolizei soluției apoase de sulfat de cupru:  
a. se degajă hidrogen; c. se formează acid sulfhidric;  
b. precipită hidroxidul de cupru; d. se depune cupru.
5. Seria ce conține numai formule chimice ale unor acizi monoprotici este:  
a.  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{NH}_4^+$ ; c.  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;  
b.  $\text{HCl}$ ,  $\text{CN}^-$ ; d.  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ .

5x2 puncte = 10 puncte

### C.

Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al componentei unui element galvanic din coloana A

însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare substanței/ amestecului din care este confecționată componenta

respectivă. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

#### A

1. catodul pilei Daniell
2. electrolitul acumulatorului cu plumb
3. anodul acumulatorului cu plumb
4. anodul pilei Daniell
5. catodul acumulatorului cu plumb

#### B

- a. grătar de plumb umplut cu dioxid de plumb
- b. cupru
- c. soluție de acid sulfuric
- d. grătar de plumb umplut cu plumb spongios
- e. zinc
- f. grătar de plumb umplut cu sulfat de plumb

## II.

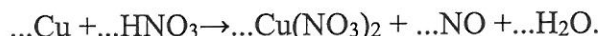
1. Iodul poate fi obținut în laborator prin tratarea în mediu acid, a unei soluții apoase de iodură de potasiu cu dioxid de mangan:



- Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere care au loc în această reacție.
- Notați rolul dioxidului de mangan (agent oxidant/ agent reducător).
- Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției.

2. Valoarea  $pH$ -ului unei probe ce conține suc gastric uman este 1,5. Valoarea  $pH$ -ului unei alte probe ce conține sânge uman este 7,3. Notați caracterul acido-bazic al celor două probe.

3. Într-o eprubetă ce conține soluție concentrată de acid azotic se introduce o sârmă de cupru. Ecuația reacției care are loc este:



- Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.
- Notați formula chimică a substanței cu rol de agent reducător în reacția dintre cupru și acid azotic.
- Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției dintre cupru și acid azotic.

4. Determinați masa soluției de acid azotic, de concentrație procentuală masică 20%, care conține aceeași cantitate de substanță dizolvată ca cea din 2 L de soluție de acid azotic, de concentrație 1 M.

5. Determinați  $pH$ -ul unei soluții de hidroxid de sodiu, de concentrație 0,01 M.

- Precizați rolul plăcuței de cupru în pila Daniell.
- Scrieți ecuația reacției chimice care are loc la anodul acumulatorului cu plumb, în timpul descărcării.

7. Determinați concentrația ionilor de hidroniu dintr-o soluție care conține 0,73 g de acid clorhidric în 2 L de soluție.

- Scrieți ecuația reacției globale care are loc la electroliza unei soluții apoase de sulfat de cupru(II).
- Determinați masa de cupru, exprimată în grame, care se obține din 320 g de sulfat de cupru(II), știind că randamentul reacției este 80 %.

NOTA: 10 puncte oficiu

Toate subiectele sunt obligatorii.

## TEMA 9 NOTIUNI DE TERMOCHIMIE

### 9.1. REACȚII EXOTERME ȘI ENDOTERME. ENTALPIA DE REACȚIE.

#### *Noțiuni teoretice*

Termochimia este o ramură a chimiei, care se ocupă cu studiul efectelor termice care însoțesc reacțiile chimice.

#### *Căldura de reacție*

Căldura degajată sau absorbită într-o reacție chimică se numește *căldură de reacție* și se notează cu **Q**.

Unitatea de măsură în S.I. este J; se mai folosește kJ, kcal

(1 cal = 4,185 J). Căldura se poate măsura practic cu ajutorul calorimetrului.

Reacțiile chimice pot avea loc la volum constant sau la presiune constantă. În cazul reacțiilor ce se desfășoară la presiune constantă, căldura de reacție este egală cu *variația de entalpie*.

$$Q_p = \Delta H, \text{ unde } \Delta H = \sum H_{\text{produși}} - \sum H_{\text{reactanți}} \text{ și } H \text{ este entalpia.}$$

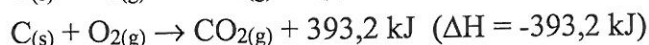
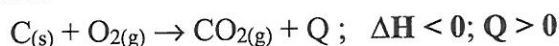
*Entalpia* este egală cu suma dintre energia internă și lucrul mecanic efectuat de sistem pentru ocuparea volumului propriu, la presiune constantă.  $H = U + pV$

În funcție de căldura de reacție, reacțiile chimice se clasifică în:

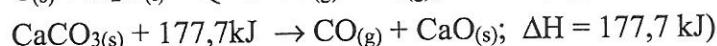
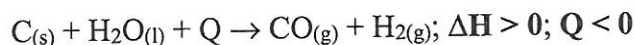
- reacții exoterme (au loc cu degajare de căldură): reacțiile de ardere, de neutralizare, etc.
- reacții endoterme (au loc cu absorbție de căldură): reacții de descompunere, reacția HCl cu  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , etc.

Deoarece căldura de reacție depinde de stările de agregare ale participanților la reacție, în reacțiile termochimice se indică și acestea: starea gazoasă (g), starea lichidă (l), starea solidă (s), soluții apoase (aq). Exemple:

*-reacții exoterme:*



*-reacții endoterme:*



Din punct de vedere termochimic, semnul efectului termic, Q, va fi opus variației de entalpie:  $Q = -\Delta H$ .

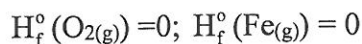
În funcție de tipul de reacție care are loc, căldura de reacție poate fi: căldură de formare, combustie (ardere), de dizolvare, de neutralizare, etc.

*Căldura de ardere* este căldura ce se degajă la arderea unei substanțe. Se definește *puterea calorică* ca fiind căldura ce se degajă la arderea unui  $\text{m}^3$  (c.n.) de combustibil gazos sau a unui kg de combustibil solid sau lichid; dacă prin ardere se obține apă sub formă de vapori, se numește putere calorică inferioară; dacă apa rezultată se condensează, se numește putere calorică superioară.

*Căldura de formare* reprezintă variația de entalpie la formarea unui mol de substanță din elementele componente, în starea lor cea mai stabilă.

Căldura de formare depinde de starea de agregare a substanțelor. De aceea pentru a obține mărimi echivalente, substanțele pure sunt luate convențional în condiții standard:  $p = 1 \text{ atm}$ ,  $t = 25^\circ\text{C}$ ,  $c = 1 \text{ mol/L}$ . În aceste condiții entalpia de formare se notează cu  $H_f^\circ$  sau  $\Delta H_f^\circ$  și se măsoară în  $\text{kJ/mol}$  sau  $\text{kcal/mol}$ . Valorile căldurilor de formare pentru condiții standard se găsesc în tabele.

Convențional entalpia unei substanțe aflată în stare elementară, în condiții standard, se consideră zero:



Căldura de formare este o mărime importantă pentru că:

- permite aflarea de informații referitoare la stabilitatea unei substanțe (conform principiului minimului de energie): *o substanță este cu atât mai stabilă cu cât entalpia ei de formare este mai mică.*

- permite aflarea efectului termic pentru o reacție:

$$\Delta H = \sum_i n_{p_i} H_{p_i}^\circ - \sum_i n_{r_i} H_{r_i}^\circ$$

$n_{p_i}$ ,  $n_{r_i}$  – numărul de moli de produși de reacție și reactanți;

$H_{p_i}^\circ$ ,  $H_{r_i}^\circ$  – entalpiile de formare ale produșilor și reactanților.

## FIȘĂ DE LUCRU

I. Alegeți varianta corectă:

1. În reacțiile endoterme entalpia reactanților este mai mică decât entalpia produșilor de reacție.
2. Arderea combustibililor decurge cu absorbție de căldură din mediul exterior.
3. Reacția dintre acidul clorhidric și hidroxidul de sodiu este exotermă.
4. În reacțiile exoterme sistemul absoarbe căldură din mediul exterior.

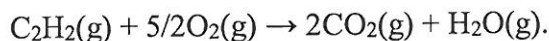
II.

1. Entalpia molară de formare standard a  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  este egală cu entalpia reacției reprezentată de ecuația:

- a.  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ;
- b.  $\text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$ ;
- c.  $\text{Ca}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}, \text{grafit}) + 3/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$ ;
- d.  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{s}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

III.

1. Ecuația termochimică a reacției de ardere a acetilenei ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) utilizată pentru obținerea flăcării oxiacetilenice este:

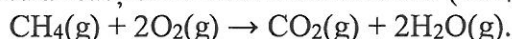


Variația de entalpie a acestei reacții este  $\Delta_r H = - 1254,7 \text{ kJ}$ .

- a. Determinați entalpia molară de formare standard a acetilenei, utilizând entalpiile molare de formare standard:  $H_f \text{CO}_2(\text{g}) = - 393,5 \text{ kJ/mol}$ ,  $H_f \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = - 241,6 \text{ kJ/mol}$ .
- b. Calculați căldura degajată la arderea a 5 mol de acetilenă, exprimată în kilojouli.

c. La arderea unui combustibil se degajă 56430 kJ. Determinați cantitatea de apă, exprimată în kilomoli, care poate fi încălzită de la 50°C la 80°C, utilizând căldura degajată la arderea combustibilului. Se consideră că nu au loc pierderi de căldură.

2. Ecuația termochimică a reacției de ardere a metanului (CH<sub>4</sub>) este:



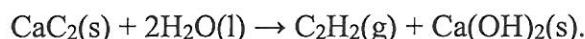
Variația de entalpie a acestei reacții este  $\Delta_r H = - 802,1$  kJ.

a. Determinați entalpia molară de formare standard a metanului, exprimată în kilojouli pe mol, utilizând entalpiile molare de formare standard:  $\Delta_f H^0 \text{CO}_2(\text{g}) = - 393,5$  kJ/mol,  $\Delta_f H^0 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = - 241,6$  kJ/mol.

b. Calculați căldura degajată la arderea a 8 g de metan, exprimată în kilojouli.

c. La arderea unei cantități de metan se degajă 501,6 kJ. Determinați masa de apă, exprimată în kilograme, care poate fi încălzită de la 25°C la 65°C, utilizând căldura degajată la arderea metanului. Se consideră că nu au loc pierderi de căldură.

3. Ecuația termochimică a reacției utilizate pentru obținerea acetilenei (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) din carbură de calciu (CaC<sub>2</sub>) este:



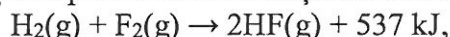
Variația de entalpie a acestei reacții este  $\Delta_r H = - 127$  kJ.

a. Entalpia molară de formare standard a carburii de calciu, utilizând entalpiile molare de formare standard:  $\Delta_f H^0 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$  kJ/mol;  $\Delta_f H^0 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = 227$  kJ/mol;  $\Delta_f H^0 \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) = - 986$  kJ/mol.

b. Calculați masa de acetilenă, exprimată în grame, care se formează în reacția dintre carbura de calciu și apă, știind variația de entalpie a procesului  $\Delta_r H = - 762$  kJ.

c. Determinați căldura, exprimată în kilojouli, necesară pentru a încălzi 15 kg de apă de la 48°C la 68°C. Se consideră că nu au loc pierderi de căldură.

4. Precizați tipul reacției reprezentată de ecuația termochimică:

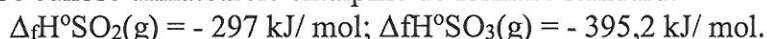


având în vedere schimbul de căldură cu mediul exterior.

5. Stabilitatea unor compuși organici crește în ordinea: CHI<sub>3</sub>(g), CHCl<sub>3</sub>(g), CHF<sub>3</sub>(g). Scrieți în ordine crescătoare entalpiile molare de formare standard ale acestor compuși. Justificați răspunsul.

6. Notați formula oxidului mai stabil dintre dioxidul de sulf, SO<sub>2</sub> și trioxidul de sulf, SO<sub>3</sub>.

Justificați răspunsul. Se cunosc următoarele entalpiile de formare standard:



## 9.2. LEGEA LUI HESS. CALDURA DE NEUTRALIZARE.

### CĂLDURA DE DIZOLVARE

*Legea lui Hess: căldura absorbită sau degajată într-o reacție chimică este constantă și este determinată numai de starea finală și inițială a sistemului, indiferent de calea urmată de reacție.*

*Legea Lavoisier-Laplace: în reacțiile reversibile căldura reacției directe este egală cu căldura reacției inverse.*

Conform acestora, ecuațiile termodinamice se comportă întocmai ca ecuațiile algebrice. Legile termochimiei permit: calculul căldurilor de formare pentru substanțele ce nu pot fi obținute direct din elemente; calculul căldurilor reacțiilor care au loc în condiții foarte dificile și nu pot fi măsurate practic.

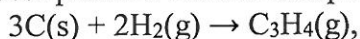
Caldura de dizolvare reprezintă căldura degajată sau absorbită la dizolvarea unui mol de substanță într-o cantitate mare de solvent.

Caldura de neutralizare este căldura degajată la neutralizarea unui ion gram de hidroniu cu un ion gram de ioni hidroxid pentru a forma o moleculă gram de apă.

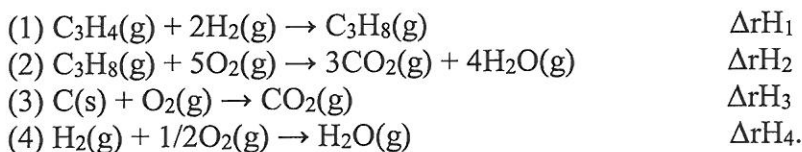
În cazul neutralizării unui acid tare cu o bază tare entalpia este egală cu  $-57,27$  kJ/echivalent gram acid sau bază.

## FIȘĂ DE LUCRU

I. Aplicați legea lui Hess pentru a calcula entalpia molară de formare standard a propinei ( $C_3H_4$ )



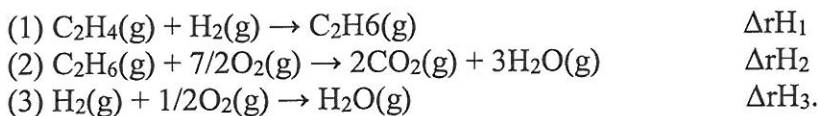
în funcție de variațiile de entalpie ale reacțiilor descrise de următoarele ecuații:



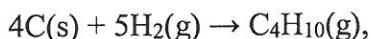
II. Ecuația reacției de ardere a etenei ( $C_2H_4$ ) este:



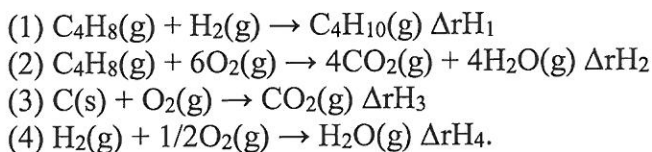
Aplicați legea lui Hess pentru a determina entalpia reacției de ardere a etenei,  $\Delta_r H$ , în condiții standard, în funcție de entalpiile reacțiilor reprezentate de ecuațiile termochimice:



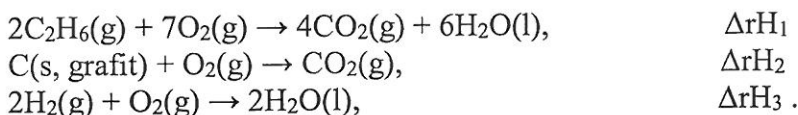
III. Aplicați legea lui Hess pentru a calcula entalpia molară de formare standard a butanului ( $C_4H_{10}$ )



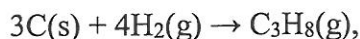
utilizând ecuațiile termochimice:



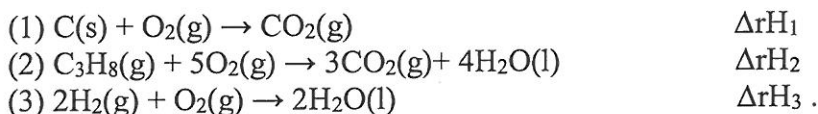
IV. Utilizați legea lui Hess pentru a determina entalpia molară de formare a etanului,  $C_2H_6(g)$ , în funcție de variațiile de entalpie ale reacțiilor descrise de următoarele ecuații:



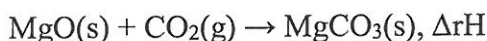
V. Aplicați legea lui Hess pentru a determina entalpia molară de formare standard a propanului ( $C_3H_8$ ),



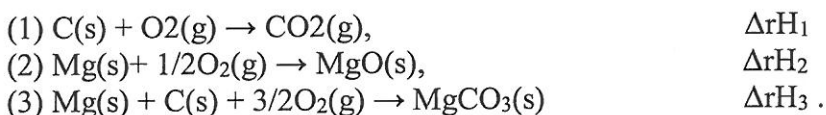
în funcție de variațiile de entalpie ale reacțiilor descrise de următoarele ecuații:



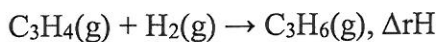
VI. Aplicați legea lui Hess pentru a determina variația de entalpie  $\Delta_rH$ , pentru reacția reprezentată prin ecuația:



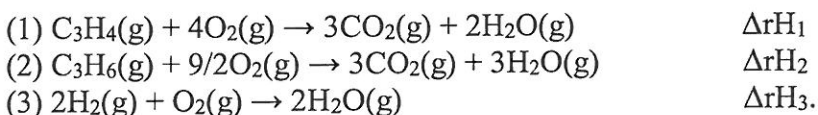
în funcție de variațiile de entalpie ale reacțiilor descrise de următoarele ecuații:



VII. Aplicați legea lui Hess pentru a determina variația de entalpie a reacției de hidrogenare parțială a propinei, ( $C_3H_4$ )  $\Delta_rH$ :



în funcție de valorile entalpiilor reacțiilor redată de ecuațiile termochimice:



## TEMA 10 NOTIUNI DE CINETICA CHIMICA

### REACTII LENTE, REACTII RAPIDE. VITEZA DE REACȚIE. LEGEA VITEZEI

Majoritatea reacțiilor chimice sunt fenomene care au loc în timp, deci vor fi caracterizate de o anumită viteză. În funcție de viteza cu care au loc, reacțiile chimice se clasifică în: reacții rapide, cu viteză moderată și reacții lente. Viteza de reacție reprezintă variația concentrației reactanților sau produșilor de reacție în unitatea de timp ( $\Delta t$ ).

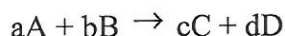
$$v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t} = \pm \frac{c_f - c_i}{t_f - t_i}$$

$$v = - \frac{\Delta c}{\Delta t} \text{ pentru reactanți (concentrația lor scade în timp);}$$

$$v = + \frac{\Delta c}{\Delta t} \text{ pentru produși de reacție (concentrația lor crește în timp);}$$

Viteza reacțiilor chimice scade în timp; se măsoară în mol/Ls.

Fie reacția:



Vitezele participanților la o reacție sunt direct proporționale cu coeficienții

stoechiometrici: 
$$\frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d}$$

### *Factorii care influențează viteza de reacție*

#### *1. concentrația reactanților*

Viteza de reacție crește cu creșterea concentrației reactanților. Dependența vitezei de reacție față de concentrație apare în legea vitezei (ecuația vitezei).



*legea vitezei* se scrie:

$$v = k \cdot [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}$$

unde:  $k$  - constanta de viteză,

$n_A$  - ordin parțial de reacție față de A,  $n_B$  - ordin parțial de reacție față de B;

$[A]$ ,  $[B]$  concentrațiile molare ale reactanților.

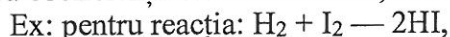
Se definește *ordinul total de reacție*  $n$ ,

$$n = n_A + n_B,$$

și *molecularitatea reacției*  $m$ ,

$$m = a + b.$$

Pentru reacțiile simple (care au loc într-o singură etapă), ordinele parțiale de reacție sunt egale cu coeficienții stoechiometrici, iar ordinul global este egal cu molecularitatea.



legea vitezei va fi:  $v = k[H_2]^1[I_2]^1$ , iar  $n = m = 2$ .

Se poate defini *constantă de viteză* ca fiind viteza de reacție pentru o concentrație de 1 mol/L.

Unitatea de măsură a constantei de viteză  $k$ , depinde de ordinul reacției chimice. Pentru reacțiile de ordinul I  $\langle k \rangle = s^{-1}$ ; pentru cele de ordin II  $\langle k \rangle = L \text{ mol}^{-1} \cdot s^{-1}$ , etc..

## 2. temperatura

Pentru majoritatea reacțiilor, viteza de reacție crește odată cu creșterea temperaturii, deoarece, prin absorbție de căldură, crește agitația termică a moleculelor și implicit crește numărul de ciocniri în unitatea de timp.

Există și reacții a căror viteză scade cu creșterea temperaturii (ex: reacțiile enzimatiche).

## 3. suprafața de contact

Viteza de reacție crește odată cu creșterea suprafeței de contact.

## 4. catalizatorii

Prezența catalizatorilor în mediul de reacție determină creșterea vitezei de reacție. *Catalizatorii* sunt substanțe care măresc viteza reacțiilor chimice, regăsindu-se cantitativ la sfârșitul acestora. Ei acționează asupra mecanismului de reacție, nu modifică echilibrul chimic sau căldura de reacție.

# FIȘĂ DE LUCRU

1. Pentru o reacție de tipul  $A \rightarrow \text{produsi}$  se constată că la o creștere a concentrației reactantului (A) de 2 ori, viteza de reacție crește de 4 ori. Determinați expresia matematică a legii vitezei.

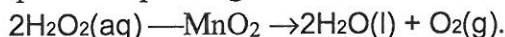
2. Determinați ordinul de reacție al reacției  $D \rightarrow P$  știind că: a) la dublarea concentrației viteza crește de 8 ori; b) la triplarea concentrației viteza crește de 9 ori.

3. Carbonatul de calciu se găsește în piatra de var, marmură sau cretă. O bucată de cretă este tratată cu o soluție de acid clorhidric. Ecuația reacției care are loc este:



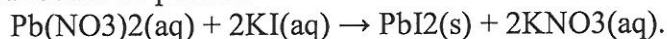
Precizați tipul reacției, având în vedere viteza de desfășurare a acesteia.

4. În laborator, descompunerea apei oxigenate se realizează în prezența dioxidului de mangan:



Notați rolul dioxidului de mangan în această reacție.

5. Iodura de plumb (II), un precipitat de culoare galbenă, se poate obține prin tratarea azotatului de plumb(II) cu iodură de potasiu:



Precizați tipul reacției având în vedere viteza de desfășurare a acesteia.

6. Pentru o reacție de tipul:  $A \rightarrow \text{produsi}$  s-au obținut următoarele date experimentale:

Timp (min)	0	2
[A] ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	0,05	0,02

Calculați viteza medie de consum a reactantului A, în intervalul de timp 0 - 2 minute, exprimată în  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

7. După 2 h și 30 min concentrația unui component este  $c_1 = 0,15 \text{ mol/L}$  iar după 3h devine  $c_2 = 0,75 \text{ mol/L}$ . Determinați viteza medie de reacție.

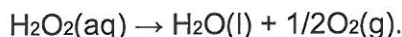
8. Într-o reacție de tipul  $A \rightarrow \text{Produși}$ , concentrația reactantului scade de la  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  la  $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , iar viteza de reacție scade de la  $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  la  $0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

a. Determinați ordinul de reacție.

b. Calculați constanta de viteză,  $k$ .

9. Calculați constanta de viteză pentru o reacție ordinul II, de tipul  $A \rightarrow \text{produși}$ , știind că la o concentrație a reactantului (A) de  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , viteza de reacție are valoarea  $6 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

10. Soluțiile de apă oxigenată se descompun la lumină, conform ecuației chimice:



Notați tipul reacției având în vedere viteza de desfășurare a acesteia.

11. Pentru reacția de tipul:  $A + B \rightarrow \text{Produși}$ , ordinele parțiale de reacție sunt  $n_A = 1$  și  $n_B = 2$ .

a. Scrieți expresia matematică a legii de viteză.

b. Determinați constanta de viteză, știind concentrația reactantului (A)  $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , concentrația reactantului (B)  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  și viteza de reacție  $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

### TEST DE EVALUARE SUMATIV

**Subiectul A.** Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. Elementele ai căror atomi au electronul distinctiv într-un orbital s sunt situate în grupe principale ale tabelului periodic.
2. Tetraclorura de carbon poate fi utilizată ca solvent pentru substanțe ionice.
3. Celula elementară a cristalului de clorură de sodiu este un cub.
4. Soluția obținută în urma reacției dintre sodiu și apă se înroșește la adăugarea a 2-3 picături de turnesol.
5. Reacția de neutralizare dintre un acid tare și o bază tare are loc cu degajare de căldură.

**10 p**

**Subiectul B.** Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaia de examen numărul de ordine al itemului însoțit de litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. Numărul atomic al unui element chimic este egal cu:
  - a. numărul electronilor de pe ultimul strat; c. numărul protonilor;
  - b. numărul neutronilor; d. numărul straturilor ocupate cu electroni.
2. În tabelul periodic, elementele chimice sunt așezate în ordinea strict crescătoare a:
  - a. numărului de nucleoni; c. numărului de neutroni;
  - b. numărului atomic; d. numărului de masă.
3. Volume egale de hidrogen și de azot, măsurate în aceleași condiții de temperatură și de presiune:
  - a. au aceeași densitate; c. conțin număr diferit de atomi;
  - b. au aceeași masă; d. conțin același număr de molecule.
4. În pila Daniell, catodul este confecționat din:
  - a. carbon; c. cupru;
  - b. zinc; d. plumb.

5. Clorura de sodiu:

- a. are un aranjament dezordonat al ionilor în rețea; c. conduce curentul electric în stare solidă;  
b. se dizolvă în apă cu formarea unui amestec omogen; d. este insolubilă în apă. **10 p**

**Subiectul C.** Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al formulei chimice din coloana A însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare numărului de oxidare al azotului. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

A	B
1. NO	a. +4
2. NO <sub>2</sub>	b. -3
3. N <sub>2</sub>	c. +2
4. HNO <sub>3</sub>	d. 0
5. NH <sub>3</sub>	e. +1
	f. +5

**10 p**

**Subiectul D.**

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  $^{27}_{13}\text{Al}$ . **2 p**
2. a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care are 2 electroni în substratul 3p.  
b. Determinați numărul atomic al elementului (E).  
c. Notați poziția în tabelul periodic (grupa, perioada) a elementului (E). **5 p**
3. a. Notați numărul electronilor de valență ai atomului de fluor.  
b. Modelați procesul de ionizare a atomului de fluor, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.  
c. Notați caracterul chimic al fluorului. **3 p**
4. Modelați procesul de formare a moleculei de acid clorhidric, utilizând simbolurile elementelor chimice și puncte pentru reprezentarea electronilor. **3 p**
5. Scrieți ecuația reacției de ionizare în apă a acidului carbonic, în prima treaptă de ionizare. **2 p**

**Subiectul E.**

1. Acidul sulfuric reacționează la cald cu carbonul (grafitul), conform ecuației chimice:  
 $\dots\text{H}_2\text{SO}_4 + \dots\text{C} \rightarrow \dots\text{CO}_2 + \dots\text{SO}_2 + \dots\text{H}_2\text{O}$ .  
a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere care au loc în această reacție.  
b. Notați rolul acidului sulfuric (agent oxidant/agent reducător). **3 p**
2. Notați coeficienții stoichiometrici ai ecuației reacției dintre acidul sulfuric și carbon. **1 p**
3. Calculați concentrația procentuală masică a soluției obținute prin evaporarea a 30 g de apă din 230 g soluție de clorură de sodiu, de concentrație procentuală masică 10%. **3 p**
4. Hidroxidul de sodiu din 2 L de soluție reacționează complet cu 0,2 mol de acid clorhidric. a. Scrieți ecuația reacției care are loc. b. Determinați pH-ul soluției de hidroxid de sodiu. **5 p**
5. a. Precizați rolul grătarului de plumb, având ochiurile umplute cu dioxid de plumb (catod/anod), în construcția acumulatorului cu plumb.  
b. Scrieți ecuația reacției care are loc în timpul funcționării acumulatorului cu plumb. **3 p**

**Subiectul F.**

1. La încălzire, carbonatul de calciu se descompune în oxid de calciu și dioxid de carbon, conform ecuației reacției:  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{CaO}(\text{s})$ .

Variația de entalpie a acestei reacții este  $\Delta_r H = 182 \text{ kJ}$ .

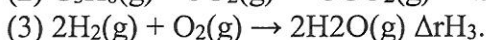
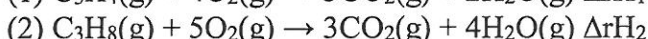
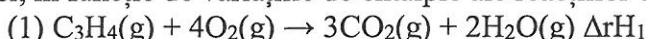
Determinați entalpia molară de formare standard a carbonatului de calciu, utilizând entalpiile molare de formare standard:  $\Delta_f H^0 \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta_f H^0 \text{CaO}(\text{s}) = -634,9 \text{ kJ/mol}$ . **3 p**

2. Determinați căldura, exprimată în kilojouli, necesară pentru descompunerea termică a 300 g de carbonat de calciu. **3 p**

3. Determinați căldura, exprimată în kilojouli, necesară pentru a încălzi 10 kg de apă de la 50°C la 80°C. Se consideră că nu au loc pierderi de căldură. **3 p**

4. Alchinele pot fi hidrogenate parțial sau total. Ecuația reacției de hidrogenare totală a propinei ( $\text{C}_3\text{H}_4$ ) este:  $\text{C}_3\text{H}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ ,  $\Delta_r H$ .

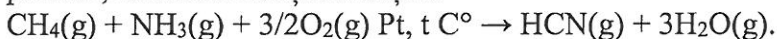
Utilizați legea lui Hess pentru a determina variația de entalpie a reacției de hidrogenare totală a propinei, în funcție de variațiile de entalpie ale reacțiilor descrise de următoarele ecuații:



5. Ordonăți în sensul creșterii stabilității moleculei hidrocarburile  $\text{CH}_4$  și  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ . Utilizați entalpiile molare de formare standard:  $\Delta_f H (\text{CH}_4 (\text{g})) = -74,8 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta_f H (\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})) = -126 \text{ kJ/mol}$ . Justificați ordinea aleasă. **2 p**

**Subiectul G.**

1. Obținerea industrială a acidului cianhidric are la bază amonoxidarea metanului în prezența platinei, conform ecuației reacției:



Notați rolul platinei în această reacție. **1 p**

2. Determinați volumul de acid cianhidric, exprimat în litri, măsurat la 227 °C și 2,7 atm, obținut din 3 mol de metan, la un randament al reacției de 90%. **4 p**

3. a. Calculați masa, exprimată în grame, a 6 mol de amestec echimolar format din metan și acid cianhidric.

b. Calculați numărul moleculelor de amoniac, care ocupă un volum de 2,24 L, măsurat în condiții normale de temperatură și de presiune. **5 p**

4. Viteza unei reacții de tipul  $\text{A} + \text{B} \rightarrow$  produși a fost determinată pentru diferite concentrații ale reactanților, conform datelor din tabel:

Nr. crt.	Concentrația molară ( $\text{molL}^{-1}$ )		Viteza de reacție ( $\text{molL}^{-1}\text{s}^{-1}$ )
	[A]	[B]	
1.	0,1	0,1	$2 \cdot 10^{-5}$
2.	0,1	0,2	$4 \cdot 10^{-5}$
3.	0,2	0,1	$4 \cdot 10^{-5}$

Determinați expresia matematică a legii vitezei de reacție. 4 puncte **4 p**

5. Notați denumirea științifică (I.U.P.A.C.) a substanței cu formula chimică:  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ . **1 p**

## TESTE TIP BACALAUREAT

### VARIANTA 1

I. Citiți următoarele enunțuri. Dacă apreciați că enunțul este adevărat scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera A. Dacă apreciați că enunțul este fals scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunțului și litera F.

1. Atomul este neutru din punct de vedere electric.
2. Mișcarea de spin este mișcarea unui electron în jurul axei sale.
3. Clorul are în moleculă 3 perechi de electroni neparticipanți.
4. În procesele de reducere, valoarea numărului de oxidare crește.
5. Solidificarea apei este un proces exoterm.

II. Pentru fiecare item de mai jos, notați pe foaia de examen numărul de ordine al itemului însoțit de litera

corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. Atomul elementului (A) are în învelișul electronic cu 2 electroni mai mult decât atomul elementului (B) și cu 2

electroni mai puțin decât atomul elementului argon. Elementele (A) și (B) sunt:

- |                                |                                  |
|--------------------------------|----------------------------------|
| a. (A) sulful și (B) siliciul; | c. (A) carbonul și (B) oxigenul; |
| b. (A) sulful și (B) oxigenul; | d. (A) siliciul și (B) oxigenul. |

2. Elementul chimic aluminiu face parte din blocul de elemente:

- |       |       |
|-------|-------|
| a. s; | c. d; |
| b. p; | d. f. |

3. Substanța care conține și legături covalent-coordinative are formula chimică:

- |                      |                        |
|----------------------|------------------------|
| a. NH <sub>3</sub> ; | c. NH <sub>4</sub> Cl; |
| b. H <sub>2</sub> O; | d. CaCl <sub>2</sub> . |

4. În ecuația chimică  $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{A} + \text{H}_2\text{O}$ , compusul (A) are formula chimică:

- |                         |                         |
|-------------------------|-------------------------|
| a. NaClO <sub>4</sub> ; | c. NaClO <sub>2</sub> ; |
| b. NaClO <sub>3</sub> ; | d. NaClO.               |

5. Ionul clorură este baza conjugată a:

- |                         |                         |
|-------------------------|-------------------------|
| a. acidului clorhidric; | c. clorurii de potasiu; |
| b. acidului hipocloros; | d. clorurii de sodiu.   |

III. Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al speciei chimice din coloana A, însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare configurației electronice a acesteia. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

A	B
1. Mg	a. $1s^2$
2. O	b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
3. Na <sup>+</sup>	c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
4. He	d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
5. S <sup>2-</sup>	e. $1s^2 2s^2 2p^6$
	f. $1s^2 2s^2 2p^4$

**IV. 1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul  $_{207}^{82}\text{Pb}$** 

**2. a.** Scrieți configurația electronică a elementului chimic (E) al cărui atom are 5 electroni în substratul  $2p$ .

**b.** Notați poziția în tabelul periodic (grupa, perioada) a elementului chimic (E).

**c.** Notați numărul orbitalilor monoelectronici ai atomului elementului (E).

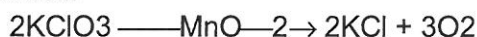
**3.** Modelați procesul de ionizare a atomului de clor, utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor.

**4.** Modelați formarea legăturii chimice în molecula de azot, utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor.

**5.** Notați modul în care variază solubilitatea dioxidului de carbon în apă, în următoarele cazuri:

**a.** crește temperatura; **b.** crește presiunea.

**V. 1.** Cloratul de potasiu se descompune, în prezența dioxidului de mangan, conform reacției descrisă de ecuația chimică:



Notați rolul dioxidului de mangan în această reacție.

**2.** Calculați volumul de oxigen, exprimat în litri, măsurat la presiunea de 3 atm și temperatura de  $27^\circ\text{C}$ , care se formează la descompunerea a 49 kg de clorat de potasiu, de puritate 75%, procente masice. Impuritățile sunt stabile termic.

## VARIANTA 2

**I. 1.** În laborator, clorul se poate obține din dioxid de mangan și acid clorhidric:



**a.** Scrieți ecuația procesului de oxidare și ecuația procesului de reducere.

**b.** Precizați rolul acidului clorhidric (agent oxidant, agent reducător).

**2.** Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției de la *punctul 1*.

**3.** Se amestecă 400 g soluție de acid clorhidric, de concentrație procentuală masică 10% cu 400 g soluție de acid clorhidric, de concentrație procentuală masică 5% și cu 200 g de apă.

**a.** Calculați masa de acid clorhidric, exprimată în grame, din soluția rezultată după amestecare.

**b.** Determinați concentrația procentuală a soluției finale de acid clorhidric.

**4.** O probă de 0,5 mol de sodiu reacționează cu apa.

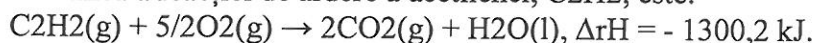
**a.** Scrieți ecuația reacției care are loc între sodiu și apă.

**b.** Calculați masa de hidrogen care se obține stoechiometric în urma reacției, exprimată în grame.

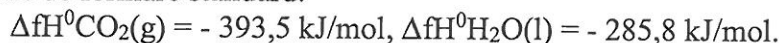
**5.** Notați două metode de protecție anticorrosivă a metalelor.

**II.**

1. Ecuația termochimică a reacției de ardere a acetilenei, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, este:

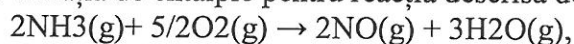


Calculați căldura molară de formare standard a acetilenei în reacția de ardere a acesteia, utilizând entalpiile molare de formare standard:

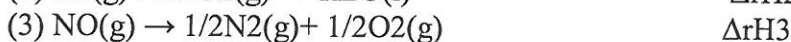
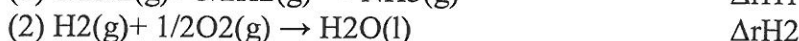


2. Determinați căldura, exprimată în kilojouli, degajată la arderea a 7,8 g de acetilenă.

3. Determinați variația de entalpie pentru reacția descrisă de ecuația chimică:



utilizând ecuațiile termochimice:



4. La arderea unui mol de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) se eliberează 1234,8 kJ. Calculați masa de etanol, exprimată în grame, care produce prin ardere căldura necesară încălzirii a 300 g de apă, de la 300C la 800C. Se consideră că nu au loc pierderi de căldură.

5. Monoxidul de carbon, CO(g), este mai stabil termodinamic decât monoxidul de azot, NO(g). Scrieți relația dintre entalpiile molare de formare standard ale acestor oxizi. Justificați răspunsul.

**III. 1.** La încălzirea unui amestec de dioxid de mangan și iodură de potasiu, la care s-a adăugat acid sulfuric, pe

pereții eprubetei s-au depus cristale de iod. Ecuația reacției care a avut loc este:



a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.

b. Notați rolul dioxidului de mangan (agent oxidant/agent reducător).

2. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției de la *punctul 1*.

3. Din 400 g soluție de clorură de sodiu, de concentrație procentuală masică 5%, se evaporă apă și se obține o

soluție de concentrație procentuală masică 20%. Calculați masa de apă din soluția finală, exprimată în grame.

4. Soluția decolorantă obținută din clor și hidroxid de sodiu a fost numită *apă de Javel* de către Bertholet.

a. Scrieți ecuația reacției dintre clor și hidroxidul de sodiu.

b. Calculați cantitatea de hidroxid de sodiu, exprimată în moli, necesară pentru obținerea a 59,6 g de hipoclorit de sodiu, la un randament al reacției de 80%.

5. Scrieți ecuația reacției care are loc la electroliza topiturii clorurii de sodiu.