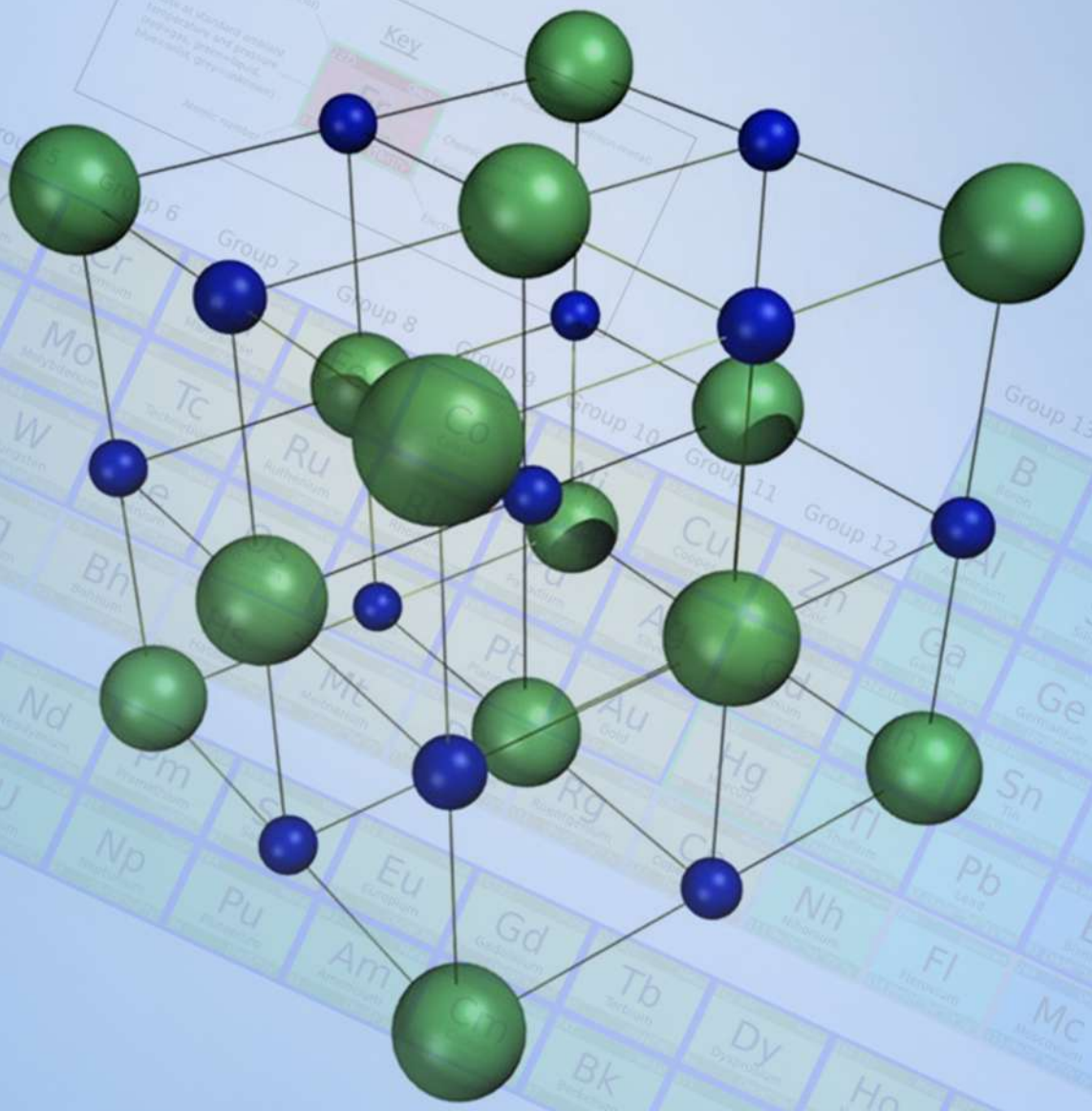
Inspectoratul Școlar Județean
Iași

GHID DE PREGĂTIRE PENTRU
BACALAUREAT 2020

CHIMIE ANORGANICĂ



COORDONATORI
PROF. DR. GENOVEVA AURELIA FARCAȘ, INSPECTOR ȘCOLAR GENERAL
PROF. DR. CECILIA FOIA, INSPECTOR ȘCOLAR PENTRU CHIMIE

Editura SPIRU HARET

ISBN 978-973-579-323-4

Casa Corpului Didactic "Spiru Haret" Iași
Str. Octav Botez 2 A, Iași, 700116
Telefon: 0232/210424; fax: 0232/210424
E-mail: ccdiasi@gmail.com, Web: www.ccdis.ro

Copyright © 2020 *Editura "Spiru Haret"*

Descrierea CIP a Bibliotecii Naționale a României
AȘTEFĂNOAEI Maricica, FARCAȘ Irina, FOIA Cecilia, GĂINA Larisa, MANDIUC Iuliana, IFTODE Daniela, POPA Lăcrămioara,
CHIMIE ANORGANICĂ. GHID DE PREGĂTIRE PENTRU BACALAUREAT 2020

Editare și grafică : Lăcrămioara POPA

Inspectoratul Școlar Județean
Iași

CHIMIE ANORGANICĂ.

GHID DE PREGĂTIRE PENTRU BACALAUREAT 2020

Autori:
*prof. **AȘTEFĂNOAEI MARICICA**, Liceul Teoretic "Al. I. Cuza" Iași*
*prof. **FARCAȘ IRINA**, Liceul Teoretic "Vasile Alecsandri", Iași*
*prof. dr. **FOIA CECILIA**, Colegiul Național „Mihai Eminescu", Iași*
*prof. **GĂINA LARISA**, Liceul Tehnologic "Petru Rareș" Târgu Frumos*
*prof. **MANDIUC IULIANA**, Colegiul Național "G. Ibrăileanu" Iași*
*prof. **POPA LĂCRĂMIOARA**, Liceul Teoretic de Informatică „Grigore Moisil", Iași*
*prof. **TUDURACHE ADINA**, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași & Palatul Copiilor Iași*

coordonatori
prof. dr. GENOVEVA AURELIA FARCAȘ
Inspector Școlar General
prof. dr. CECILIA FOIA,
Inspector Școlar pentru Chimie

Editura SPIRUHARET
Iași, 2020

Dragi elevi, dragi părinți, stimați colegi,

Cu toții înțelegem că o perioadă cum este cea pe care o parcurgem acum, reprezintă o provocare pentru oricine, dar mai ales pentru actorii implicați în procesul de educație. În contextul pandemiei de coronavirus, care a împins multe state să închidă școlile pe o perioadă, care se poate extinde din păcate mult prea mult, profesorii sunt provocați să se adapteze rapid și să transmită un mesaj important elevilor: putem face progrese împreună și, mai mult decât oricând, putem încuraja elevii să învețe și să lucreze independent, învățarea continuă dincolo de școală cu instrumente online accesibile tuturor, dar și cu materiale didactice care să ajungă până în cele mai îndepărtate locuri unde internetul și tehnologia nu au ajuns.

Peste 6.000 de cadre didactice au participat, în aprilie 2020, la cercetarea evaluativă privind practicile didactice și dificultățile în desfășurarea activităților cu elevii în această perioadă, realizată de o echipă de cercetători și cadre didactice de la Universitatea din București- DFP, Universitatea "Alexandru Ioan Cuza"- DPPD, Universitatea de Vest- DPPD și Institutul de Științe ale Educației.

Conform acestui studiu dificultățile elevilor constituie impedimente serioase pentru învățare: dificultăți tehnice -conectare complicată pe anumite platforme, restricții de acces, limitări de browser, instalări de programe suplimentare, lipsa obișnuinței de a învăța cu ajutorul noilor tehnologii, nivelul insuficient al competențelor digitale, lipsa unui computer/ tabletă/ telefon smart, lipsa unui program bine structurat, determinând sincope în învățare.

Având în vedere toate acestea, Inspectoratul Școlar Județean Iași, alături de profesori de Chimie dedicați a optat pentru realizarea acestui ghid de pregătire, un suport curricular adresat atât elevilor care vor susține examenul de Bacalaureat la disciplina Chimie, cât și celorlalți elevi. În egală măsură, ghidul se adresează profesorilor de Chimie, ca instrument de lucru în învățarea de acasă, on-line sau la școală.

Pentru că interacțiunea din clasa fizică nu poate fi recuperată întru totul și pentru că sunt situații în care elevii nu pot participa la orele de Chimie organizate online, sperăm ca ghidul de față să completeze în mare măsură activitatea de instruire a celor elevi care nu au acces la resurse educaționale sau sunt în căutarea unui instrument de lucru în pregătirea examenului de Bacalaureat la disciplina Chimie. Ghidul se adresează tuturor elevilor interesați în dobândirea de competențe specifice domeniului Chimie anorganică, indiferent de profilul pe care îl urmează.

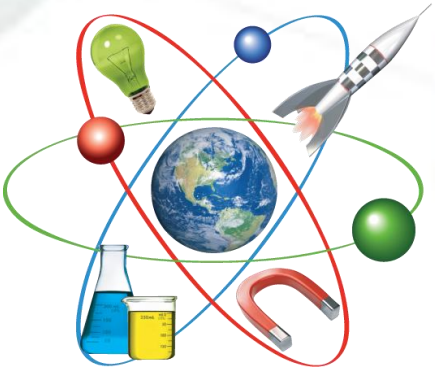
Ghidul conține noțiuni teoretice și aplicații practice de Chimie anorganică ce vizează formarea și dezvoltarea acelor competențe precizate în programa de Bacalaureat aprobată prin Ordinul MEC nr. 4115 din 10 aprilie 2020. În ghid sunt incluse teste de antrenament, asemenea subiectelor de Bacalaureat. Considerând că prezenta lucrare poate fi folosită cu bune rezultate, urăm mult succes absolvenților promoției 2020 la examenul de Bacalaureat și în viață!

Prof. dr. Genoveva Aurelia Farcaș,
Inspector General al Inspectoratului Școlar Județean Iași
prof. dr. Cecilia Foia,
Inspector școlar pentru Chimie

Cuprins

CAP. I STRUCTURA ATOMULUI 3
TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR CHIMICE 3
1.1 ATOM. ELEMENT CHIMIC. IZOTOPI. STRATURI. SUBSTRATURI. ORBITALI 4
1.2 STRUCTURA ÎNVELIȘULUI ELECTRONIC 6
1.3 CLASIFICAREA ELEMENTELOR ÎN BLOCURI: s, p, d, f 6
1.5 VARIAȚIA PROPRIETĂȚILOR PERIODICE 8
1.6 VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC ȘI NEMETALIC 9
1.7 PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE SODIULUI 10
1.8 VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC 11
1.9. VARIAȚIA CARACTERULUI NEMETALIC: reactivitatea nemetalelor din grupa 17 12
1.10 PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE CLORULUI 13
1.11 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT 14
CAP. II. LEGĂTURI CHIMICE 22
INTERACȚII ÎNTRE ATOMI, IONI, MOLECULE 22
2.1 LEGĂTURA IONICĂ 22
2.2 LEGĂTURA COVALENTĂ NEPOLARĂ. H_2, N_2, Cl_2 24
2.3 LEGĂTURA COVALENTĂ POLARĂ. HCl, H_2O 25
2.4 LEGĂTURA COVALENT COORDINATIVĂ 25
2.5 LEGĂTURA DE HIDROGEN. PROPRIETĂȚI FIZICE ALE APEI 25
2.7. APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT 27
CAP. III STAREA GAZOASĂ 37
3.1 VOLUM MOLAR 38
3.2 ECUAȚIA DE STARE A GAZULUI IDEAL 39
3.3 APLICAȚII REZOLVATE 40
3.4. APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT 41
Cap. IV SOLUȚII APOASE 43
4.1 DIZOLVAREA 44
4.2 SOLUBILITATEA 46
4.3 MODALITĂȚI DE EXPRIMARE A CONCENTRAȚIEI SOLUȚIILOR 47
4.4 APLICAȚII DE CALCUL: SOLUȚII 48
4.5 SOLUȚII APOASE DE ACIZI ȘI BAZE 52

4.6 *pH-ul* SOLUȚIILOR APOASE 56
4.7 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT 57
Cap. V REACȚII REDOX. APLICAȚII ALE REACȚIILOR REDOX 61
5.1 REACȚII DE OXIDO-REDUCERE 62
5.2 APLICAȚII ALE REACȚIILOR REDOX 64
5.3 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT 69
Cap. VI NOȚIUNI DE TERMOCHIMIE 75
6.1 REACȚII EXOTERME, REACȚII ENDOTERME 76
6.2 ENTALPIA DE REACȚIE 76
6.3 CĂLDURA DE COMBUSTIE -ARDEREA HIDROCARBURILOR 77
6.4 LEGEA LUI HESS 77
6.5 CĂLDURA DE NEUTRALIZARE (ACID TARE - BAZĂ TARE) 78
6.6 CĂLDURA DE DIZOLVARE 78
6.7 APLICAȚII REZOLVATE 78
CAP VII NOȚIUNI DE CINETICĂ CHIMICĂ 82
7.1 NOȚIUNI TEORETICE 82
7. 2 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT 84
BIBLIOGRAFIE: 88
TESTE DE ANTRENAMENT 90



CAP. I STRUCTURA ATOMULUI

TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR CHIMICE

Prof. Tudurache Adina, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași/ Palatul Copiilor Iași

Prof. Mandiuc Iuliana, Colegiul Național "G. Ibrăileanu" Iași

1.1 Atom. Element chimic. Izotopi. Straturi. Substraturi. Orbitali.

1.2 Structura învelișului electronic pentru elementele din perioadele 1, 2, 3.

1.3 Clasificarea elementelor în blocuri: s, p, d.

1.4 Corelații între structura învelișului electronic pentru elementele din perioadele 1, 2, 3, poziția în tabelul periodic și proprietăți ale elementelor.

1.5 Variația proprietăților periodice ale elementelor, în grupele principale și în perioadele 1, 2, 3.

1.6 Variația caracterului metalic și nemetalic în grupele principale și perioadele 1, 2, 3.

1.7 Proprietăți chimice ale sodiului: reacții cu oxigen, clor, apă. Importanța practică a sodiului.

1.8 Variația caracterului metalic: reactivitatea Na, Mg, Al, față de O_2, H_2O.

1.9 Variația caracterului nemetalic: reactivitatea nemetalelor din grupa 17 (VII A).

1.10 Proprietăți chimice ale clorului: reacții cu hidrogen, fier, apă, cupru, hidroxid de sodiu, bromură de sodiu, iodură de potasiu. Importanța practică a clorului.

1.11 Aplicații rezolvate/ antrenament

1.1 ATOM. ELEMENT CHIMIC. IZOTOPI. STRATURI. SUBSTRATURI. ORBITALI.

Atomul

Atomul este cea mai mică particulă componentă a materiei cu structură complexă, care poate exista independent și care își conservă particularitățile structurale ca urmare a unor reacții chimice, se poate scinda prin procedee fizice speciale și este neutru din punct de vedere electric.

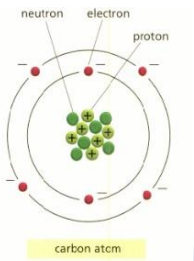
Atomii elementelor se deosebesc prin structură, masă și proprietăți.

Atomul este alcătuit din:

-nucleu, cuprinde aproximativ toată masa atomului și are stabilitate foarte mare; în nucleu se găsesc ***protonii***, p^+ și ***neutronii***, n^0 (numiți generic ***nucleoni***);

-învelișul electronic în care se găsesc ***electronii***, e^- de masă neglijabilă.

ATOM	**NUCLEU**	*nucleoni*	*protoni*, ${}^{1}_{+1}p$ *sau* p^+	masa = 1 sarcina = +1
			neutroni, ${}^{1}_{0}n$ *sau* n^o	masa = 1 sarcina = 0
	ÎNVELIȘ ELECTRONIC	*electroni*, ${}^{0}_{-1}e$ *sau* e^-		masa ~ 0, neglijabilă sarcina = -1



Caracteristicile particulelor fundamentale ale atomului:

Particulă	Simbol	Sarcină electrică relativă	Sarcina electrică reală	Masa relativă	Masă reală
Proton	${}^{1}_{+1}p$, p^+	+ 1 (pozitivă)	$+1{,}6 \cdot 10^{-19}$C	1	$1{,}67 \cdot 10^{-27}$ kg
Neutron	${}^{1}_{0}n$, n^0	0 (neutră)	0	1	$1{,}67 \cdot 10^{-27}$ kg
Electron	${}^{0}_{-1}e$, e^-	- 1 (negativă)	$-1{,}6 \cdot 10^{-19}$C	0	$9{,}1 \cdot 10^{-31}$ kg

Numărul protonilor din nucleu se notează cu Z și se numește ***număr atomic***; numărul de protoni din nucleu este egal cu numărul electronilor din învelișul electronic pentru atomul neutru, deci este egal cu Z.

Numărul atomic Z indică:	numărul protonilor din nucleu; nr. p^+
	numărul electronilor din învelișul electronic; nr. e^-
	Sarcina nucleară, +Z
	Numărul de ordine al elementului în Tabelul Periodic

Numărul de masă, A este dat de suma dintre numărul de protoni și numărul de neutroni din nucleul unui atom (numărul de masă este un număr întreg).

$$A = Z + n^0 \Rightarrow n^0 = A - Z$$

Specia de atomi care are același număr atomic și deci aceeași sarcină nucleară, formează un ***element chimic***.

Izotopii sunt speciile de atomi cu același număr de protoni (același Z), dar număr de neutroni diferit (număr de masă, A diferit).

Toți izotopii unui element chimic au același simbol chimic, doar că se va trece în stânga sus numărul de masă caracteristic fiecăruia.

$Ex: {}^{35}_{17}Cl,\ {}^{37}_{17}Cl$

Masă atomică. Mol de atomi.

Masa atomică (masa atomică relativă) reprezintă numărul care arată de câte ori masa unui atom este mai mare decât unitatea atomică de masă.

Unitatea atomică de masă (notată cu ***u*** sau ***u.a.m.***) este egală cu a 12-a parte din masa unui atom al izotopului ${}^{14}_{6}C$; 1 ***u*** sau 1 ***u.a.m*** $=1{,}66 \cdot 10^{-27}$ kg

Masa atomică a unui element este determinată de:

- masa atomică relativă a izotopilor (A_1, A_2, ... A_n)
- procentul în care se găsesc acești izotopi în compoziția elementului (p_1, p_2,... p_n)

$$A = \frac{p_1}{100} \cdot A_1 + \frac{p_2}{100} \cdot A_2 + \ldots\ldots\ldots + \frac{p_n}{100} \cdot A_n$$

Masa atomică a oricărui element, exprimată în grame, se numește ***mol de atomi***. Pentru mol de atomi se poate folosi și denumirea ***atom-gram***.

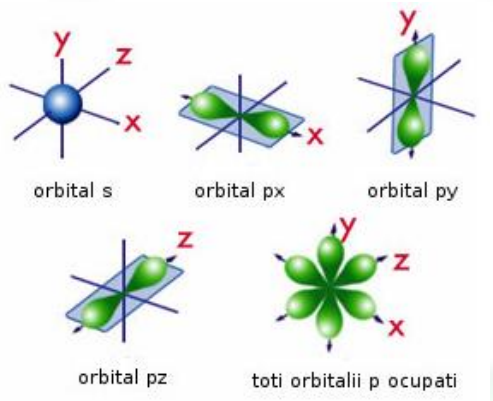
Un mol de atomi conține, indiferent de elementul chimic, un număr de atomi egal cu numărul lui Avogadro, notat prescurtat N_A a cărui valoare este $6{,}022 \cdot 10^{23}$.

Straturi. Substraturi. Orbitali.

Totalitatea electronilor care se rotesc cu viteze foarte mari în jurul nucleului unui atom formează ***învelișul de electroni***. Electronul efectuează două mișcări, una în jurul nucleului și una în jurul propriei axe /mișcare de spin.

Învelișul electronic poate fi structurat în zone difuze situate la distanțe diferite de nucleu, numite ***straturi electronice***; sunt în număr de 7, notate cu litere (K, L, M, N, O, P și Q) sau cifre (1, 2 ... 7), de lângă nucleu spre exterior.

Fiecare strat este alcătuit din unul sau mai multe ***substraturi***; electronii dintr-un substrat se rotesc cu viteze foarte mari în jurul nucleului descriind spații cu forme și energii caracteristice, numite ***orbitali***; astfel fiecare substrat poate fi alcătuit din unul sau mai mulți orbitali (orbitalii care au aceeași energie alcătuiesc un substrat).



Orbitalul este zona din jurul nucleului în care electronul se găsește cu probabilitate maximă.

Un orbital poate fi ocupat cu maximum 2 e^- de spin opus. Fiecare tip de orbital are o anumită formă geometrică (s, p, d, f), dar energie diferită în funcție de substratul în care se găsește.

Orbitalii de tip *s* au formă sferică și pot fi ocupați cu maximum 2 e^-.

Orbitalii de tip *p* au formă bilobară; un substrat de tip p este format din trei orbitali: p_x, p_y și p_z orientați după cele trei axe spațiale: x, y, z.

Orbitalii de tip *d* , *f* au geometrii mai complexe.

Substratul este notat cu cifra care indică numărul stratului din care face parte (1, 2…7) și litera (s, p, d sau f) care indică tipul orbitalilor componenți: 1s; 2s; 2p etc.

Tip substrat	Nr. de orbitali din substrat	Nr maxim de e^- dintr-un orbital	Nr maxim de e^- din substrat
s	1	2	2
p	3	2	6
d	5	2	10
f	7	2	14

1.2 STRUCTURA ÎNVELIȘULUI ELECTRONIC pentru elementele din perioadele 1, 2, 3.

Configurația electronică reprezintă distribuția electronilor pe straturi, substraturi și orbitali.

Completarea cu electroni presupune respectarea următoarelor reguli:

1) ***Principiul minimei energii:*** electronii ocupă substraturile și straturile în ordinea creșterii energiei;

2) ***Principiul de excluziune, a lui Pauli:*** într-un orbital pot exista maximum doi electroni care au spin opus;

3) ***Regula lui Hund:*** într-un substrat, orbitalii sunt ocupați mai întâi cu câte un electron și după semiocuparea orbitalilor unui substrat urmează ocuparea cu cel de-al doilea electron cu spin opus.

Structura învelișului de electroni al unui atom care are primele trei straturi ocupate cu electroni:

Strat de electroni	1 (K)	2 (L)		3 (M)		
Număr maxim de e^- din strat	2	8		18		
Substratul de electroni	1s	2s	2p	3s	3p	3d
Număr de orbitali din substrat	1	1	3	1	3	5
Număr maxim de e^- din substrat	2	2	6	2	6	10

Electronul distinctiv reprezintă electronul care deosebește atomul unui element de atomul celui precedent. Stratului K îi este specifică structura de ***dublet*** (doi electroni), iar dacă pe ultimul strat sunt 8 electroni spunem că atomul are structura stabilă de ***octet***.

Scrierea configurației electronice pentru atomii elementelor din perioadele 1, 2, 3 (Z=1... Z=18):

Z=1	$1s^1$	Z=6	$1s^22s^22p^2$	Z=11	$1s^22s^22p^63s^1$	Z=15	$1s^22s^22p^63s^23p^3$
Z=2	$1s^2$	Z=7	$1s^22s^22p^3$	Z=12	$1s^22s^22p^63s^2$	Z=16	$1s^22s^22p^63s^23p^4$
Z=3	$1s^22s^1$	Z=8	$1s^22s^22p^4$	Z=13	$1s^22s^22p^63s^23p^1$	Z=17	$1s^22s^22p^63s^23p^5$
Z=4	$1s^22s^2$	Z=9	$1s^22s^22p^5$	Z=14	$1s^22s^22p^63s^23p^2$	Z=18	$1s^22s^22p^63s^23p^6$
Z=5	$1s^22s^22p^1$	Z=10	$1s^22s^22p^6$				

1.3 CLASIFICAREA ELEMENTELOR ÎN BLOCURI: s, p, d, f.

Tabelul periodic (Dimitri Mendeleev, 1869) este un sistem pentru organizarea elementelor în funcție de numărul lor atomic; este structurat pe grupe (18) și perioade (7).

Grupa este coloana verticală care conține elemente cu proprietăți asemănătoare, ce au pe ultimul strat același număr de electroni. În tabelul periodic avem:

- ***8 grupe principale***: de la grupa I-A(gr. 1), a II-a A(gr. 2), a III-a A(gr.13), până la grupa a VIII-a A (gr.18);
-***10 grupe secundare***: a III-a B(gr.3), ... a VIII-a B/triadă (gr.8, 9 și 10), I-a B(gr.11), a II-a B (gr.12).

Perioada este șirul orizontal de elemente cuprinse între două gaze rare succesive, care cuprinde atomii elementelor cu electronul distinctiv pe același strat.

În funcție de tipul de orbital ce conține electronul distinctiv, elementele se clasifică în :

-elemente din ***blocul s***, care conțin electronul distinctiv în orbitalul ***s;*** sunt situate în grupele I-a A (gr. 1) și a II-a A (gr. 2);

-elemente din ***blocul p***, care conțin electronul distinctiv într-un orbital de tip ***p;*** sunt situate în grupele a III-a A (gr. 13) – a VIII-a A (gr. 18);

-elemente din ***blocul d***, care conțin electronul distinctiv într-un orbital ***d*** (situate în grupele secundare, numite și elemente tranziționale);

-elemente din ***blocul f***, la care electronul distinctiv se află într-un orbital ***f*** (lantanidele și actinidele).

1.4 CORELAȚII între structura învelișului electronic pentru elementele din perioadele 1, 2, 3, poziția în tabelul periodic și proprietăți ale elementelor

Numărul straturilor electronice al unui atom este egal cu numărul perioadei din care face parte elementul.

Numărul electronilor de pe ultimul strat (electroni de valență) ne indică grupa din care face parte elementul (în cazul unui element din grupele principale).

Ultimul substrat parțial sau complet ocupat cu electroni indică blocul din care face parte elementul.

Z	Configurație electronică	Poziție element în S.P. Grupă/ perioadă /bloc	Proces de ionizare	Caracter electrochimic	Caracter chimic
11	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,\mathbf{3s^1}$	grupa I A (gr.1)/ 3 /***s***	$Na \rightarrow Na^+ + 1e^-$	electropozitiv	metal
17	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,\mathbf{3s^2 3p^5}$	grupa a VII-A (gr.17)/3/***p***	$Cl + 1e^- \rightarrow Cl^-$	electronegativ	nemetal

Elementele chimice se împart metale, nemetale și semimetale.

Metalele (grupa I-a A, a II-a A, Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi și grupele tranziționale a III-a B – a VIII-a B, I-a B, a II-a B) sunt elemente chimice capabile să cedeze electroni pentru a-și forma configurația stabilă de octet (litiu/ dublet); au caracter ***electropozitiv***, deoarece cedează 1, 2 respectiv 3 e^- și formează ioni cu sarcină pozitivă +1, +2 respectiv +3 (ioni pozitivi/cationi);

Nemetalele (H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, C, P_4, S_8, Se, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) sunt elementele chimice capabile să accepte electroni pentru a-și forma configurația stabilă de octet (cu excepția gazelor rare); au caracter ***electronegativ***, deoarece acceptă 1, 2 respectiv 3 e^- și formează ioni cu sarcină negativă -1, -2 respectiv -3 (ioni negativi/anioni);

Semimetalele (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po) sunt elemente chimice care posedă atât proprietăți caracteristice metalelor, cât și proprietăți specifice nemetalelor.

Proprietate fizică	Metale	Nemetale
Stare de agregare	- solidă: toate, cu excepția Hg - lichidă: mercur, Hg	- gazoasă: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, gaze rare - lichidă: Br_2 - solide: C, Si, P_4, S_8, I_2
Aspect	- au aspect strălucitor; luciu metalic specific	- amorf - cristalin
Culoare	- alb - argintie: Ag, Al, Zn, Mg - gri-cenușie: Fe - galbenă: Au - arămie: Cu (aramă)	- incolore (H_2, N_2, O_2, gaze rare) - divers colorate: Cl_2, gaz galben verzui; Br_2, lichid roșcat cu miros sufocant; S, solid galben; C, solid negru
Conductibilitate electrică și termică	- bune conducătoare de căldură și electricitate	- nu conduc căldura și electricitatea; sunt izolatoare termice și electrice (cu excepția grafitului)
Punct de topire	- p.t. scăzut: Hg, Na, Ca, Sn - p.t. ridicat: Fe, W	- p.t. ridicat: C, Si - p.t. scăzut: nemetalele care sunt gaze în c.n.

Proprietăți chimice generale	
Metale	**Nemetale**
• Caracter electropozitiv/ formează ioni pozitivi (cationi) • Reacționează cu nemetale • Reacționează cu acizii • Cele reactive formează în reacția cu O_2 oxizi bazici • Cele foarte reactive formează cu apa hidroxizi	• Caracter electronegativ/ formează ioni negativi (anioni) • Reacționează cu metale • În mare parte, în reacția cu O_2 formează oxizi acizi

1.5 VARIAȚIA PROPRIETĂȚILOR PERIODICE ale elementelor, în grupele principale și în perioadele 1, 2, 3.

Legea periodicității se enunță astfel: ***Proprietățile elementelor chimice sunt funcții periodice de numărul atomic, Z.***

După modul în care variază pot fi clasificate în două categorii:

- proprietăți neperiodice, care variază în mod continuu de la un element la altul:

- numărul atomic, Z
- masa atomică, A

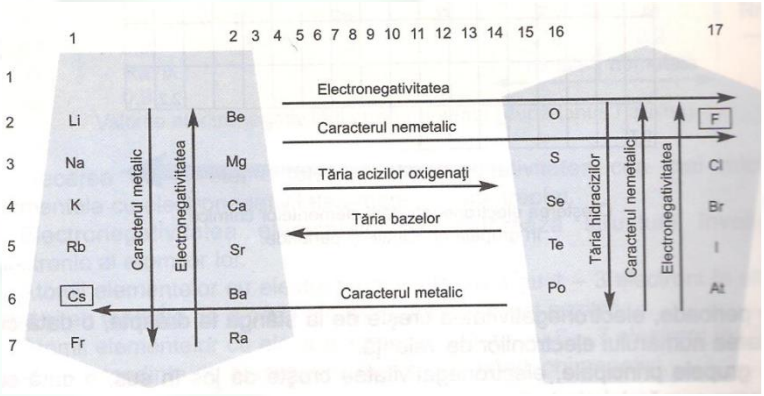
- proprietăți periodice, proprietăți care se repetă după un anumit număr de elemente:

- fizice (raza atomică, volum atomic, raza ionică, volum ionic, energia de ionizare)
- chimice (valența, N.O.; electronegativitatea; caracterul metalic, caracterul nemetalic, caracterul acido-bazic)

Razele atomice cresc în grupă de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi. În perioadă, raza atomică scade de la elementul situat în grupa I la cel din grupa a VII-a (la elementele din grupele principale).

Volumele atomice variază în mod similar cu razele atomice.

Razele ionilor pozitivi și negativi cresc în grupă de sus în jos în același sens cu razele atomice. Razele ionilor pozitivi scad în perioadă de la grupa I A la grupa a III-a A. Razele ionilor negativi scad în perioadă de la stânga la dreapta.



Energia de ionizare, notată I_1 reprezintă cantitatea de energie necesară pentru a îndepărta un electron dintr-un atom al unui element aflat în stare gazoasă.

În grupă energia de ionizare crește de jos în sus; pe măsură ce crește distanța de la nucleu la ultimul strat, scade forța de atracție electrostatică a nucleului încărcat pozitiv, asupra electronului ce va fi îndepărtat:

$$I_{1_{Cs}} < I_{1_{Rb}} < I_{1_K} < I_{1_{Na}} < I_{1_{Li}}$$

În perioadă energia de ionizare crește de la stânga la dreapta, de la grupa I A la grupa a VIII-a A; pentru atomii elementelor perioadei a 3-a ai redată mai jos ordinea descrescătoare a energiei de ionizare primară:

$$I_{1_{Na}} < I_{1_{Al}} < I_{1_{Mg}} < I_{1_{Si}} < I_{1_S} < I_{1_P} < I_{1_{Cl}} < I_{1_{Ar}}$$

Electronegativitatea reprezintă tendința unui atom de a atrage electronii de legătură dintr-o legătură covalentă. Scara numerică a electronegativității are valori între 0,7 și 4. Cele mai mici valori le au metalele puternic electropozitive; cele mai mari valori le au nemetalele puternic electronegative:

$$\chi_O = 3{,}5; \quad \chi_F = 4{,}00$$

În grupele principale, electronegativitatea crește de jos în sus, odată cu scăderea numărului de straturi; pentru nemetalele grupei a VII-a A (17)/ halogeni avem:

$$\chi_I < \chi_{Br} < \chi_{Cl} < \chi_F$$

În perioade, electronegativitatea crește de la stânga la dreapta, o dată cu creșterea numărului de electroni de valență; pentru nemetalele perioadei a 2-a avem:

$$\chi_C < \chi_N < \chi_O < \chi_F$$

1.6 VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC ȘI NEMETALIC în grupele principale și perioadele 1, 2, 3.

În grupele principale, caracterul metalic crește de sus în jos; elementele cu caracter electropozitiv vor ceda electronii de valență și vor forma ioni pozitivi cu atât mai ușor cu cât au raza atomică mai mare, deci cu cât energia de ionizare este mai mică.

În perioadă, caracterul metalic crește de la grupa a VII-a A la grupa I A (odată cu scăderea numărului de electroni pe ultimul strat).

Tăria hidroxizilor variază în același sens cu caracterul electropozitiv al metalelor; bazele cele mai tari sunt hidroxizii metalelor alcaline; se prezintă sub formă de cristale incolore, solubile în apă; caracterul bazic al hidroxidului alcalin crește în ordinea: LiOH < NaOH < KOH < RbOH < CsOH; tăria bazei crește cu creșterea caracterului electropozitiv al metalului.

Caracterul bazic al hidroxizilor metalelor alcalino-pământoase crește în ordinea:
$Be(OH)_2$ amfoter < $Mg(OH)_2$ (bază slabă) < $Ca(OH)_2$ < $Sr(OH)_2$ < $Ba(OH)_2$

În perioada 3, tăria bazei descrește: $NaOH_{(bază\ tare)}$ > $Mg(OH)_{2(bază\ slabă)}$ > $Al(OH)_{3(amfoter)}$

În grupă, caracterul nemetalic/ electronegativ scade de sus în jos: F > Cl > Br > I

În perioadă crește caracterul nemetalic/ electronegativ de la grupa I A la grupa a VII-a A: F > O > N > C

Tăria acizilor oxigenați variază în mod identic cu caracterul electronegativ al nemetalului conținut: $H_4SiO_4 < H_3PO_4 < H_2SO_4 < HClO_4$

1.7 PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE SODIULUI: reacții cu oxigen, clor, apă. Importanța practică a sodiului.

Sodiul se găsește în scoarța Pământului doar sub formă de compuși (NaCl – sare gemă, $NaNO_3$ –salpetru de Chile etc.) și nu în stare liberă datorită reactivității sale foarte mari.

Sodiu metalic se păstrează în petrol sau hexan

Este un solid alb-argintiu cu luciul metalic doar în tăietură proaspătă, cu duritate mică (se poate tăia cu ușurință), cu densitatea mai mică decât apa, bun conducător de căldură și electricitate, maleabil, ductil, cu punct de topire scăzut. Se păstrează sub petrol deoarece se combină cu ușurință cu oxigenul, la temperatură obișnuită; în scurt timp suprafața metalică se acoperă cu un strat de oxid de culoare albă:

$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$; peroxidul de sodiu, Na_2O_2 este utilizat la decolorarea lemnului și a unor țesături;

$2Na + Na_2O_2 \rightarrow 2Na_2O$.

Reacția sodiului metalic cu clorul

Sodiul reacționează energic cu apa (reacție exotermă), cu formare de hidroxid de sodiu și degajare de hidrogen:

$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2\uparrow$.

Reacția Na cu apa; evidențierea NaOH format (colorație roșu carmin la adaosul a 2-3 pic. de fenolftaleină)

Cu clorul, sodiul se combină energic, cu degajare de căldură:

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$

Este folosit în lămpile monocromatice pentru iluminatul stradal (trecerea curentului electric prin vaporii de sodiu aflați în bec determină apariția unei lumini intense de culoare galbenă); ca materie primă în sinteza anorganică și organică; aliajul Pb-Na este folosit la obținerea antidetonantului tetra-etil-plumb (motoare cu ardere internă); aliajele lichide de sodiu și potasiu sunt folosite ca agenți de răcire în reactoarele nucleare, deoarece sunt bune conducătoare de electricitate și nu sunt descompuse de radiații.

Are rol esențial în procesul de creștere și contribuie la buna funcționarea a sistemului nervos și muscular. Necesarul zilnic de sodiu este de 0,5-1g.

1.8 VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC: reactivitatea Na, Mg, Al față de O_2, H_2O.

Reacția Na, Mg, Al cu oxigenul

Metale grupei I A (metale alcaline) reacționează energic cu oxigenul, la temperatura camerei; luciul metalic al Na se poate observa doar în tăietură proaspătă; în scurt timp, în contact cu oxigenul din aer se acoperă cu un strat de oxizi:

$4Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2O_2$

$Na_2O_2 + 2\ Na \rightarrow 2\ Na_2O$

O panglica de magneziu, solid alb-argintiu, introdusă în flacără se aprinde în scurt timp și arde cu flacără albă, orbitoare conform ecuației reacției chimice:

$Mg + ½\ O_2 \rightarrow MgO$

Pulberea de aluminiu presărată în flacăra unei spirtiere se aprinde și arde cu flacără strălucitoare:

$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

Observăm că sodiul reacționează cel mai ușor cu oxigenul, la temperatura camerei, magneziul panglică necesită încălzire, iar aluminiul pentru a reacționa trebuie să fie fin granulat (pilitură sau pulbere) și supus încălzirii; concluzionăm: reactivitatea celor trei metale crește în ordinea ***Al < Mg < Na*** odată cu creșterea caracterului metalic/electropozitiv al celor trei metale.

Reacția Na, Mg, Al cu apa

Studiul experimental

Reactivi și ustensile necesare:

- metale: sodiu, magneziu (șpan, pilitură, pulbere), aluminiu (pilitură /pulbere); apă distilată; soluție alcoolică fenolftaleină 1%;
- cristalizor, eprubete, pâlnie de filtrare, clești de lemn; spatule; bec de gaz/spirtiera.

Mod de lucru și observații:

ATENȚIE Respectă cu strictețe regulile prezentate de profesor la lucrul cu sodiu: sodiul nu va depăși mărimea unui bob de piper, se va așeza pe o hârtie de filtru, se va curăța de stratul de oxid cu un cuțit, ținându-l cu o pensetă și se va usca cu hârtia de filtru; nu vei atinge sodiul cu mâna sub nici o formă; este ***caustic***!!! ***Echipează-te corespunzător! Nu uita de ochelarii de protecție!***

☺într-un cristalizor în care se află apă distilată adaugă 2-3 picături fenolftaleină și introdu un bob de sodiu metalic uscat în prealabil pe o hârtie de filtru; acoperă cristalizorul cu o pâlnie de filtrare potrivită; apropie un chibrit aprins de capătul efilat al pâlniei; observă și notează observațiile înregistrate!

☺într-o eprubetă introduceți 1-2 bucăți șpan magneziu; adăugați apă distilată (până la o treime din înălțimea eprubetei) și 2-3 picături fenolftaleină; observă!; încălzește eprubeta în flacăra becului de gaz; observă!

☺într-o eprubetă introduceți un vârf spatulă de aluminiu pilitură sau pulbere și adăugați apă distilată până la 1/3 din înălțimea eprubetei; observă!; încălzește eprubeta; observă din nou!

Observațiile experimentale:

- în tăietură proaspătă sodiu prezintă luciu metalic; după 2-3 min. se acoperă cu un strat de oxid protector de culoare albă; sodiu reacționează violent cu apa; uneori se autoaprinde;
- soluția se colorează în roșu carmin datorită formării unei baze tari, hidroxidul de sodiu, NaOH (soda caustică);
- la apropierea chibritului aprins se produce o ușoară explozie;
- magneziu reacționează mai greu cu apa comparativ cu sodiu; necesită încălzire și în scurt timp soluția se colorează în slab roz;
- aluminiu, Al nu reacționează cu apa nici la temperatura camerei, nici la încălzire; doar ***Al pur*** reacționează cu apa la încălzire puternică;

Concluzii:

- sodiul este un metal foarte reactiv; se poate autoaprinde datorită hidrogenului și a căldurii degajate simultan (proces puternic exoterm);

$Na + H_2O \rightarrow NaOH + ½\ H_2\uparrow$

- orice soluție apoasă care determină virajul soluției alcoolice de fenolftaleină 1% de la incolor la slab roz până la roșu-carmin specific are ***caracter bazic*** (hidroxidul de magneziu, $Mg(OH)_2$ este bază mai slabă decât hidroxidul de sodiu, NaOH);

$Mg + 2\ H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$

- gazul incolor, inodor, insipid degajat este hidrogenul; este cel mai ușor gaz, arde cu flacără albastră când este pur dar nu întreține arderile; în amestec cu aerul, la anumite concentrații și la aprinderea unui chibrit produce o ușoară detonație.

Deci:

Reactivitatea celor trei metale crește în ordinea ***Al < Mg < Na*** odată cu creșterea caracterului metalic/electropozitiv al celor trei metale.

Crește tăria bazei rezultate $Al(OH)_{3(amfoter)} < Mg(OH)_{2(bază\ slabă)} < NaOH_{(bază\ tare)}$ odată cu creșterea caracterului metalic/electropozitiv al metalului conținut.

1.9. VARIAȚIA CARACTERULUI NEMETALIC: reactivitatea nemetalelor din grupa 17

Variația caracterului nemetalic al halogenilor poate fi ilustrată prin următoarele reacții de substituție:

$Cl_2 + 2\ KBr \rightarrow 2\ KCl + Br_2$

$Cl_2 + 2\ KI \rightarrow 2\ KCl + I_2$

$Br_2 + 2\ KI \rightarrow 2\ KBr + I_2$

Astfel, elementele mai electronegative deplasează elementele mai puțin electronegative din combinațiile acestora. Fluorul poate substitui toți halogenii din halogenuri; clorul poate substitui bromul și iodul; bromul poate substitui doar iodul din ioduri.

În concluzie caracterului nemetalic al halogenilor crește în ordinea: **I < Br < Cl < F,** în același sens cu creșterea electronegativității acestuia:

$\chi_I < \chi_{Br} < \chi_{Cl} < \chi_F$

1.10 PROPRIETĂȚI CHIMICE ALE CLORULUI: reacții cu hidrogen, fier, apă, cupru, hidroxid de sodiu, bromură de sodiu, iodură de potasiu. Importanța practică a clorului.

Carl Wilhelm Scheele (1742-1786) este chimistul suedez care a descoperit clorul în 1774, în urma reacției dintre dioxid de mangan, MnO_2 și acid clorhidric, HCl. Nu există în stare liberă datorită reactivității mari; în scoarța terestră apare sub formă de cloruri, iar în gazele vulcanice sub formă de acid clorhidric; apele mărilor și oceanelor conțin 2% cloruri.

Clorul este un gaz galben-verzui, cu miros specific; este sufocant, extrem de toxic (a fost folosit ca gaz de luptă) cu densitatea mai mare decât a aerului; clorul se dizolvă parțial în apă, la 10°C datorită lipsei de polaritate a moleculei sale; p.f.= -101^{0}C; p.t.= -34,7 ^{0}C.

Hidrogenul reacționează cu clorul la aproximativ 500°C sau în prezența radiației luminoase; acidul clorhidric rezultat, HCl este un gaz incolor în condiții standard (1 atm, 25°C), cu miros specific înțepător:

$2H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

Clorul se dizolvă parțial în apă; o parte dintre moleculele dizolvate reacționează cu apa și conduce la acid hipocloros, HClO și acid clorhidric, HCl (reacție reversibilă):

$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HClO + HCl$

Amestecul de clor nedisociat, Cl_2; acid clorhidric, HCl și acid hipocloros, HClO se numește ***apă de clor*** și are proprietăți oxidante, fapt ce explică utilizarea sa ca agent dezinfectant și decolorant; se păstrează în sticle brune pentru a împiedica reacția fotochimică:

$HClO \rightarrow HCl + 1/2\ O_2$

Cu soluția de NaOH, în condiții standard formează hipoclorit de sodiu, sare de bucătărie și apă:

$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaClO + NaCl + H_2O$

Marea majoritate a metalelor se combină cu clorul; fierul, sub formă de sîrmulițe foarte subțiri sau pulbere reacționează la cald, cu clorul gazos:

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

Un buchet confecționat din liță de cupru și adus la roșu în flacăra becului de gaz reacționează cu clorul:

$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

Clorul reacționează cu sărurile halogenilor cu caracter electronegativ mai slab decât el:

$Cl_2 + 2\ KI \rightarrow 2KCl + I_2$

$Cl_2 + 2NaBr \rightarrow 2NaCl + Br_2$

Clorul constituie materie primă în industria chimică (fabricarea maselor plastice, pesticide, solvenți etc.) se folosește ca decolorant în industria textilă și a hârtiei; ca dezinfectant, la tratarea apei potabile, fiind un bactericid puternic.

1.11 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT

prof. dr. Foia Cecilia, Colegiul Național „Mihai Eminescu”, Iași

I. Citiţi următoarele enunţuri. Dacă apreciaţi că enunţul este adevărat, scrieţi numărul de ordine al enunţului şi litera A. Dacă apreciaţi că enunţul este fals, scrieţi numărul de ordine al enunţului şi litera F.

1. Protonul este particula componentă a nucleului atomic, cu sarcina electrică +1. (A)

2. Elementul chimic clor prezintă caracter chimic metalic. (F)

3. Specia de atomi, care are în nucleul atomic 22 nucleoni și sarcina nucleară +10, are simbolul chimic $_{10}^{22}Ne$ (A)

4. Elementele chimice din grupele principale, ai căror atomi cedează electroni pentru formarea configurației gazului inert dinaintea lor din Tabelul periodic, au caracter metalic. (F)

5. Un substrat de tip *p* conține maximum doi electroni. (F)

II. Pentru fiecare item al acestui subiect, notați pe foaia de examen numai litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. Poziția în Tabelul periodic a elementului chimic, care are în nucleul atomic 14 protoni este:

a. grupa III A (13), perioada 3 b. grupa IV A (14), perioada 3

c. grupa IV A (14), perioada 2 d. grupa III A (13), perioada 4

Rezolvare: 14 $p^+ \rightarrow 14\ e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \rightarrow$perioada a 3 a, grupa a IV-a A→ Răspuns: **d**

2. Elementul chimic situat în grupa a III-a principală (13), perioada 3, are numărul atomic Z:

a. 11 b.12 c. 13 d. 14

Rezolvare: perioada a 3 a, grupa a III-a A→$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow 13\ e^- \rightarrow 13\ p^+ \rightarrow Z=13 \rightarrow$ Răspuns:**c**

3. Poziția în Tabelul periodic a elementului chimic care are sarcina nucleară + 17 este:

a. grupa I A (1) , perioada 1 b. grupa IV A (14) , perioada 1

c. grupa I A (1) , perioada 4 d. grupa VII A (17) , perioada 3

Rezolvare: 17 $p^+ \rightarrow 17\ e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$perioada a 3 a, grupa a VII-a A→ **Răspuns: d**

4. Al treilea strat al învelișului electronic al unui atom conține:

a. 2 orbitali s b. 5 orbitali d c. 6 orbitali p d. 10 orbitali d

Rezolvare: stratul 3: $3s^2 3p^6 3d^{10}$→1 orbital s

3 orbitali p

5 orbitali d→ Răspuns: **b**

5. Configuraţia electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ aparţine ionului :

a. Cu^{2+} b. Fe^{2+} c. Zn^{2+} d. Cl^-

Rezolvare:

Din configurația dată $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ se determină numărul electronilor care este 18, pe baza proceselor de ionizare

$_{29}Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow$ nr. e^- din ionul Cu^{2+} ar fi 27

$_{26}Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^- \rightarrow$ nr. e^- din ionul Fe^{2+} ar fi 24

$_{30}Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow$ nr. e^- din ionul Zn^{2+} ar fi 28

$_{17}Cl + 1\,e^- \rightarrow Cl^- \rightarrow$ nr. e^- din ionul Cl^- ar fi 18→ Răspuns: **d**

III.

1. Scrieţi, pe foaia de examen, numărul de ordine al simbolului elementului chimic din coloana **A** însoţit de litera din coloana **B,** corespunzătoare numărului electronilor de valență ai atomului respectiv. Fiecărei cifre din coloana **A** îi corespunde o singură literă din coloana **B**.

A	**B**
1. $_1H$	**a**. 2
2. $_{12}Mg$	**b**. 6
3. $_{10}Ne$	**c**. 1
4. $_7N$	**d**. 8
5. $_{16}S$	**e**. 4
	f. 5

Rezolvare:

Se scriu configurațiile electronice pentru toți atomii din coloana A

$_{1}H$	$1s^1 \rightarrow$ 1 e^- de valență	→ 1. c
$_{12}Mg$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ 2 e^- de valență	→ 2. a
$_{10}Ne$	$1s^2 2s^2 2p^6 \rightarrow$ 8e^- de valență	→ 3. d
$_{7}N$	$1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$ 5 e^- de valență	→ 4. f
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$ 6 e^- de valență	→ 5. b

2. Scrieţi, pe foaia de examen, numărul de ordine al configuraţiei electronice din coloana **A** însoţit de litera din coloana **B,** corespunzătoare unei caracteristici a configurației electronice respective. Fiecărei cifre din coloana **A** îi corespunde o singură literă din coloana **B**.

A	**B**
1. $1s^1$	**a.** are numai 3 orbitali *p* ocupaţi cu electroni
2. $1s^2 2s^2 2p^1$	**b.** are 3 electroni de valenţă
3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	**c.** are configurație stabilă de octet
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	**d.** are 2 orbitali monoelectronici
5. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	**e.** are numai 1 electron
	f. are configurație stabilă de dublet

Rezolvare:

Din configuratiile electronice se stabilesc următoareleȘ

1. un singur electron, un orbital s monoelectronic
2. 3 electroni de valență, 2 orbitali s complet ocupați cu electroni, un orbital p semiocupat
3. 1 electron de valență, 2 orbitali s și 3 orbitali p complet ocupați cu electroni, un orbital s semiocupat
4. 8 electroni de valență, 3 orbitali s și 6 orbitali p complet ocuați cu electroni
5. 4 electroni de valență, 3 orbitali s și 3 orbitali p complet ocupați cu electroni, 2 orbitali p semiocupați

Conform acestor concluzii corelațiile vor fi:

1. e

2. b

3. a

4. c

5. d

IV.

1. Unul dintre izotopii stabili ai sulfului are sarcina nucleară (+16) şi 18 neutroni în nucleul atomic. Pentru atomul acestui izotop precizaţi:

a. numărul de protoni;

b. configuraţia electronică;

c. numărul orbitalilor monoelectronici.

Rezolvare:

a. $Z = 16 \rightarrow p^+ = 16$
b. $p^+ = e^- = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
c. $3p^4 \rightarrow$ 2 orbitali monoelectronici

2. Precizaţi caracterul chimic al elementelor caracterizate prin: Z=12 şi Z=16.

Rezolvare:

a. $Z = 12 \rightarrow p^+ = e^- = 12 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ 2 e^- pe ultimul strat → metal
b. $Z = 16 \rightarrow p^+ = e^- = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow$ 6 e^- pe ultimul strat → nemetal

3. Notaţi poziţia (grupa, perioada) în Tabelul periodic şi numărul substraturilor electronice ale

Atomului elementului chimic care are trei orbitali monoelectronici pe substratul *2p*.

Rezolvare:

$1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$ perioada a 2 a; grupa a V-a A, blocul p

→ 2 substraturi cmplet ocupate cu electroni (1s, 2s) și unul în curs de ocupare (2p)

4. Calculaţi numărul de atomi conţinuţi într-o sârmă de fer cu volumul de 10 cm^3 şi densitatea ρ = 7,86 g/cm^3.

Rezolvare:

$m = \rho \cdot V = 10 \cdot 7,86 = 78,6$ g Fe

1 mol Fe ....56 g Fe.....N_A atomi Fe

78,6 g.....x→x = 1,4 ·N_A atomi Fe

5. Notaţi sarcina electrică nucleară a atomilor elementelor chimice:

a. (X) este situat în Tabelul periodic în grupa 2 (IIA) , perioada 3;

b. (Y) are substratul *3p* semiocupat cu electroni;

c. (Z) formează ioni negativi monovalenţi care au configuraţia gazului rar argon

Rezolvare:

a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow Z = 12 \rightarrow$ sarcina nucleară +12
b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \rightarrow Z = 15 \rightarrow$ sarcina nucleară +15
c. $Z + 1\ e^- \rightarrow Z^{1-}(18e^-) \rightarrow$ elementul Z are 17 $e^- \rightarrow$ sarcina nucleară +17

Aplicații:

I. Citiţi următoarele enunţuri. Dacă apreciaţi că enunţul este adevărat, scrieţi numărul de ordine al enunţului şi litera A. Dacă apreciaţi că enunţul este fals, scrieţi numărul de ordine al enunţului şi litera F

1. Într-un ion negativ, numărul protonilor din nucleul atomic este mai mic decât numărul electronilor din învelișul electronic.
2. Un orbital de tip d conține maximum zece electroni
3. Suma dintre numărul de protoni și numărul de neutroni din nucleul atomic se numește masă atomică
4. În învelișul de electroni, al treilea strat electronic are un substrat cu trei orbitali p, notat cu 3p
5. Pe un orbital se pot repartiza minim doi electroni de spin opus.
6. Elementul chimic cu Z=15 are pe substratul 3p cinci electroni necuplați.
7. Electronii situați pe straturile electronice inferioare, mai apropiate de nucleu, au energia mai mare decât cei situați pe straturile superioare.
8. Ionul Na^+ este izoelectronic cu ionul S^{2-}
9. Primul strat electronic are un singur substrat notat cu 1s.
10. Speciile de atomi cu acelaşi număr de protoni, dar cu număr diferit de electroni sunt izotopi ai unui element chimic.

Răspunsuri

1. A, 2. F, 3. F, 4. A, 5. F, 6. F, 7.F, 8.F, 9. A, 10. F

II. Pentru fiecare item al acestui subiect, notați pe foaia de examen numai litera corespunzătoare răspunsului corect. Fiecare item are un singur răspuns corect.

1. Formează ioni pozitivi divalenți cu configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6$ elementul chimic situat în Tabelul periodic al elementelor în:

a. grupa VIII A (18); b. perioada 3; c. grupa VI A (16); d. perioada 6.

2. Numărul de straturi complet ocupate care există în învelișul electronic al atomului elementului cu Z=17 este egal cu :

a. 3; b. 2; c. 7; d. 4.

3. Un element din grupa IV A (14) are configurația electronică a stratului de valență (n) :

a. $nd^{10}ns^2$; b. ns^2np^2; c. $ns^2(n-1)d^2$; d. ns^1np^3.

4. Este corectă afirmația :

a. clorul este o substanță ionică; b. clorul reacționează cu apa;

c. NaBr nu reacționează cu clorul; d. ferul nu reacționează cu clorul.

5. Elementul ai cărui atomi au configurația electronică $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^3$:

a. are Z=33; b. este situat în grupa 13 (IIIA);

c. poate forma ioni X^{2+}; d. este situat în perioada 5.

6. Elementul chimic situat în grupa a IV-a principală (14), perioada 3, are numărul atomic Z:

a. 11; b. 12; c. 13; d. 14.

7. Elementul chimic reprezintă specia de atomi cu:

a. acelaşi număr de masă; **c.** număr diferit de electroni;

b. acelaşi număr atomic; **d.** număr diferit de protoni.

8. Elementul chimic ai cărui atomi au 12 protoni în nucleu are electronul distinctiv:

a. în stratul 2; **c.** într-un orbital *p*;

b. într-un orbital *s*; **d.** în substratul *2s*.

9. Anionul O^{2-}:

a. are configuraţia electronică $1s^22s^22p^4$; **c.** are 8 electroni în învelişul electronic;

b. are configuraţia electronică $1s^22s^22p^6$; **d.** are 10 protoni în nucleu.

10. Elementul chimic X al cărui ion pozitiv monovalent X+ are configuraţia electronică $1s^22s^22p^63s^23p^6$:

a. este un gaz rar; b. are 6 electroni de valenţă;

c. nu are orbitali monoelectronici; d. are un orbital monoelectronic.

Răspunsuri

1. b; 2. d; 3. b; 4. b; 5. a; 6. d; 7. b; 8. b; 9. b; 10.d;

III.

1. Scrieţi, pe foaia de examen, numărul de ordine al informaţiei despre structura învelişului electronic al atomului din coloana **A** însoţit de litera din coloana **B,** corespunzătoare configuraţiei electronice a acestuia. Fiecărei cifre din coloana **A** îi corespunde o singură literă din coloana **B**.

A	**B**
1. are 3 orbitali *s* şi 5 orbitali *p* complet ocupaţi cu electroni	**a.** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
2. are 4 electroni de valenţă	**b.** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
3. îi lipsesc doi electroni pentru a avea substratul *2p* complet ocupat	**c.** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
4. are 10 electroni în orbitali *p*	**d.** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
5. are configuraţie de gaz nobil	**e.** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
	f. $1s^2 2s^2 2p^4$

Răspunsuri: 1.e; 2. d; 3. f; 4.c; 5. b

Scrieţi, pe foaia de examen, numărul de ordine al simbolului elementului chimic din coloana **A** însoţit de litera din coloana **B,** corespunzătoare numărului electronilor de valență ai atomului respectiv. Fiecărei cifre din coloana **A** îi corespunde o singură literă din coloana **B**.

A	**B**
1. $_{11}Na$	**a**. 2
2. $_{8}O$	**b**. 8
3. $_{6}C$	**c**. 1
4. $_{18}Ar$	**d**. 6
5. $_{15}P$	**e**. 4
	f. 5

Răspunsuri: 1.c; 2. d; 3. e; 4.b; 5. f

IV.

1. Precizați numărul de protoni pentru atomul elementului care se află situat în Tabelul periodic al elementelor în grupa 18 (VIII A), perioada a 3-a.

R. 18 p^+

2. Pentru specia de atomi $^{13}_{6}C$ notați: a. numărul de neutroni; b. repartizarea electronilor în invelișul de electroni.

R. a. $7n^0$; b. $1s^2 2s^2 2p^2$

3. Determinați numărul atomic al elementului ai cărui atomi formează ioni negativi divalenți cu

configurația electronică a gazului rar argon.

R. Z = 16

4. Precizați numărul de neutroni pentru atomii $^{15}_{7}N$.

R. $n^0 = 7$

5. Pentru specia de atomi $^{18}_{8}O$ notați: a. numărul de nucleoni; b. repartizarea electronilor în învelișul de electroni.

R. a. $n^0 = 10$, b. $1s^2 2s^2 2p^4$

6. Determinați numărul de protoni pentru atomul elementului chimic (X), căruia ii lipsesc 4 electroni pentru a avea stratul 2 (L) complet ocupat cu electroni.

R. $8p^+$

7. Precizați numărul de protoni pentru atomul care se află situat in Tabelul periodic al elementelor in grupa 14 (IV A) si perioada a 3-a.

R. 14 p^+

8. Pentru specia de atomi $^{37}_{17}Cl$ notați: a. configurația electronică; b. numărul straturilor complet ocupate cu electroni.

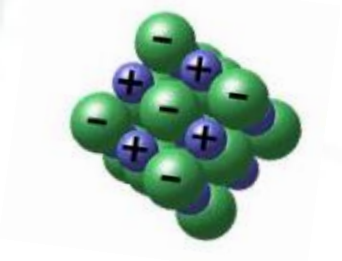
R. a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

9. Atomii unui element chimic (E) formează ioni care au în nucleu 20 de neutroni, iar în învelișul de electroni cu 2 electroni mai puțin față de numărul protonilor din nucleu. Știind că ionul respectiv este izoelectronic cu atomul de argonul, determinați numărul de masă al elementului (E).

R. A = 40

CAP. II. LEGĂTURI CHIMICE.

INTERACȚII ÎNTRE ATOMI, IONI, MOLECULE



Prof. Aștefănoaei Maricica, Liceul Teoretic "Al. I. Cuza"

Prof. Tudurache Adina, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași/ Palatul Copiilor Iași

Prof. Mandiuc Iuliana, Colegiul Național "G. Ibrăileanu" Iași

2.1 Legătura ionică. Cristalul NaCl. Importanța practică a clorurii de sodiu

2.2 Legătura covalentă nepolară: H_2, N_2, Cl_2

2.3 Legătura covalentă polară: HCl, H_2O

2.4 Legătura covalent-coordinativă: NH_4^+ și H_3O^+

2.5 Legătura de hidrogen. Proprietăți fizice ale apei

2.6 Aplicații rezolvate/ antrenament

Legăturile chimice sunt interacții care se exercită între atomii sau între ionii elementelor chimice, cărora le asigură coeziunea și care conduc la formarea de compuși chimici.

Legăturile chimice pot fi sistematizate astfel:

LEGĂTURI CHIMICE	IONICE		
	COVALENTE	NEPOLARE	Simple sau multiple (duble, triple)
		POLARE	Simple sau multiple (duble, triple)
		COORDINATIVE (DE TIP DONOR ACCEPTOR)	

2.1 LEGĂTURA IONICĂ. Cristalul NaCl. Importanța practică a clorurii de sodiu.

Legătura ionică a fost explicată de către chimistul german Kossel pe baza transferului de electroni între elemente cu caracter chimic opus: de la atomii elementelor cu caracter electropozitiv, ***metalele*** (capabile să cedeze electroni), la atomii elementelor cu caracter electronegativ, ***nemetalele*** (capabile să accepte electroni).

Așadar, legătura ionică presupune parcurgerea a două etape:

1) prima, care constă în transferul electronilor (transfer mono-, bi-, trielectronic) de la metal la nemetal, cu formarea ionilor pozitivi (cationi) și a ionilor negativi (anioni), cu structură stabilă de ***octet*** (mai rar dublet, ex: Li^+);

2) în cea de a doua etapă cei doi ioni de semn contrar se atrag prin forțe de atracție de natură electrostatică, puternice care asigură coeziunea cristalului.

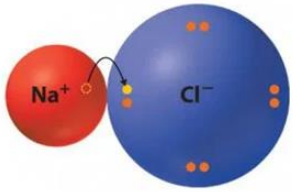
Ex: formarea compusului ionic ***NaCl***

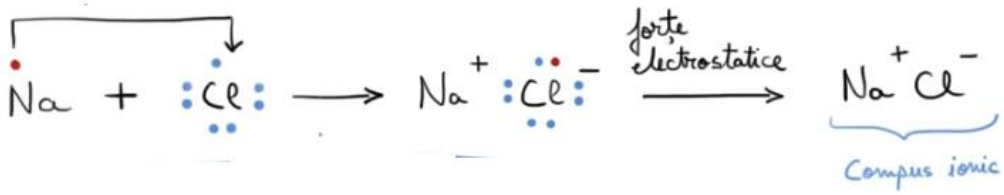
$$_{11}Na \xrightarrow{-1e^-} {}_{11}Na^+$$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $\qquad$ $1s^2 2s^2 2p^6 / [Ne]$

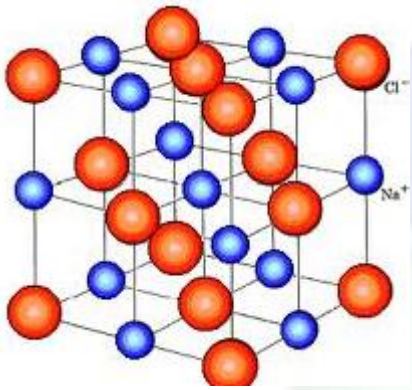
$$_{17}Cl \xrightarrow{+1e^-} {}_{17}Cl^-$$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $\qquad$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / [Ar]$





Clorura de sodiu, NaCl cristalizează într-o ***rețea cubică centrată pe fețe***. Cea mai mică unitate structurală, care prin repetare conduce la construirea unei rețele cristaline, se numește ***celulă elementară***; în cristalul de NaCl celula elementară este un ***cub*** în care fiecare ion Na^+ este înconjurat de 6 ioni Cl^- și, invers, fiecare ion Cl^- este înconjurat de 6 ioni Na^+; numărul de coordinare este 6; raportul dintre numărul ionilor cu sarcini de semn contrar este 1:1, astfel că în ansamblu cristalul este neutru din punct de vedere electric.



Cristalul de clorură de sodiu, NaCl prezintă următoarele proprietăți:

- ***punct de topire ridicat*** (801°C); compușii ionici au în general puncte de topire ridicate (legătura ionică este puternică);

  - punctele de topire cresc cu creșterea diferenței dintre caracterul electrochimic al celor două elemente: $p.t._{NaI} < p.t._{NaBr} < p.t._{NaCl} < p.t._{NaF}$;

  - punctele de topire cresc odată cu creșterea sarcinii ionului pozitiv, astfel:

$$p.t_{NaF} < p.t_{MgF_2} < p.t_{AlF_3}$$

- ***este casant***, ca urmare a deplasării straturilor cu ioni pozitivi și negativi în alternanță, astfel că ioni cu aceeași sarcină ajung în contact, se resping și cristalul se sparge;
- ***nu conduce curentul electric*** în stare solidă (ionii ocupă poziții fixe în cristal), dar va conduce curentul electric în soluție sau în topitură, când ionii devin mobili;
- este ***solubil în solvenți polari*** (de tipul apei); insolubil în solvenți nepolari (CCl_4, benzen etc.).

Importanța practică a clorurii de sodiu:

- în alimentație (condiment + conservant);
- ca materie primă pentru fabricarea unor compuși chimici: HCl, NaOH, Cl_2, produse clorosodice;

- industria farmaceutică la fabricarea medicamentelor (serul fiziologic etc.).

Legătura covalentă

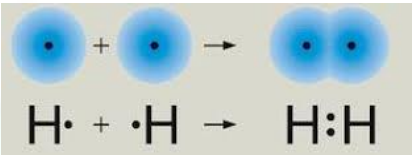
G. N. Lewis este cel care a elaborat fundamentele teoriei electronice a legăturii covalente. La formarea moleculelor, atomii ***pun în comun*** electronii necuplați din stratul de valență, formând legături covalente, rigide și orientate în spațiu.

În funcție de numărul de electroni puși în comun se pot obține trei tipuri de legături covalente și anume: ***legătură simplă*** (σ) (1 e^- pus în comun de fiecare participant la formarea legăturii); ***legătură dublă*** (σ + π) (2 e^- puși în comun de fiecare atom); ***legătură triplă*** (σ + 2π) (3 e^- puși în comun de fiecare atom).

2.2 LEGĂTURA COVALENTĂ NEPOLARĂ. H_2, N_2, Cl_2

Se realizează între ***doi atomi identici de nemetal*** și este rezultatul punerii în comun de electroni necuplați din stratul de valență; electronii puși în comun aparțin în egală măsură celor doi atomi.

Un exemplu relevant îl constituie molecula hidrogenului, H_2 formată din doi atomi de H; atomul de H are configurația electronică: **H 1s^1**;

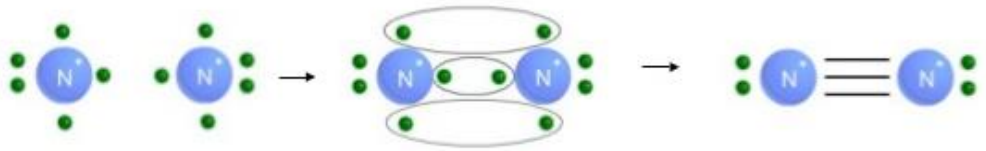


→ H-H → H_2 legătură covalentă simplă nepolară

Fiecare dintre cei doi atomi de hidrogen are câte 1e^- de valență în orbitalul 1s; prin întrepătrunderea celor doi orbitali de tip s, de formă sferică va rezulta orbitalul molecular de legătură, în care densitatea norului electronic este simetric distribuită între cele două nuclee (legătură nepolară); prin punerea în comun a celor 2 e^- fiecare atom își va forma structură stabilă de ***dublet***; prin linia orizontală - reprezentăm legătura covalentă simplă (σ) dintre cei doi atomi de H care conduce la formarea moleculei stabile de hidrogen, H_2.

În molecula azotului cei doi atomi de azot, cu câte 5 e^- de valență fiecare pun în comun câte trei electroni și, își formează fiecare configurație stabilă de ***octet***; se formează o legătură covalentă triplă (σ +2π) nepolară, care explică stabilitatea moleculei de azot N_2, gaz inert (78,09% în procente de volum în aer):

$_7N\ 1s^2 2s^2 2p^3$



→ **N_2**

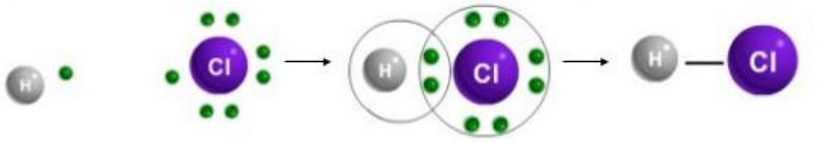
Aplicație: Explică singur formarea moleculei nepolare de clor, Cl_2 gaz galben verzui, extrem de toxic!

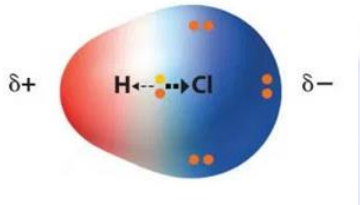
Moleculele diatomice sau poliatomice în care atomii sunt uniți prin legături nepolare sunt molecule nepolare. Sunt molecule nepolare și moleculele poliatomice cu structură simetrică, în care atomii sunt uniți prin legături covalente polare, datorită simetriei moleculei, momentul de dipol rezultant este zero (CO_2, CCl_4, CH_4).

2.3 LEGĂTURA COVALENTĂ POLARĂ. HCl, H_2O

Se realizează între atomi de nemetal cu electronegativități diferite și se caracterizează prin faptul că electronii puși în comun sunt deplasați spre atomul cu electronegativitate mai mare. Electronii nu sunt simetric distribuiți în orbitalul molecular de legătură, ci sunt deplasați spre atomul cu electronegativitate mai mare unde se creează o densitate de electroni mai mare. Apar două centre cu densități electronice diferite, caracterizate prin sarcini electrice fracționare ($\delta<1$) de semn contrar.

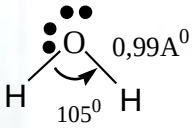
Formarea legăturii covalente polare simple din molecula acidului clorhidric este reprezentată mai jos:





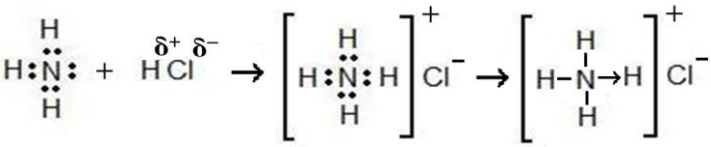
Molecula apei are o structură angulară în care atomul de oxigen este hibridizat sp^3 corespunzător unei geometrii pseudotetraedrice.

Aplicație: Explică singur formarea moleculei polare de apă, H_2O care conține două legături covalente simple polare –O-H:



2.4 LEGĂTURA COVALENT COORDINATIVĂ.

Mai există un caz special de legătură covalentă și anume legătura ***covalent-coordinativă***, caz în care dubletul electronic de legătură provine de la un singur atom, care are măcar un dublet de electroni neparticipanți și care funcționează ca atom ***donor de electroni***; celălalt atom care nu participă cu electroni la formarea legăturii, are rolul de ***acceptor de electroni***. Ex: ionul hidroniu, H_3O^+ , respectiv ionul amoniu, NH_4^+:



2.5 LEGĂTURA DE HIDROGEN. PROPRIETĂȚI FIZICE ALE APEI.

Forțele de atracție care iau naștere între molecule se mai numesc și forțe intermoleculare și sunt mai slabe decât legăturile chimice. Principalele interacții intermoleculare sunt: ***legătura de hidrogen și forțele de tip Van der Waals*** (legătura dipol-dipol și forțele de dispersie London).

Legătura de hidrogen este o legătură de natură electrostatică, caracteristică substanțelor care conțin în moleculă atomi de hidrogen legați de atomi cu afinitate mare pentru electroni și cu volum atomic mic (**Ex**: F, O, N). O consecință a legăturilor de hidrogen este formarea asociațiilor moleculare de tipul $(HF)_n$, $(H_2O)_n$.

Legătura dipol – dipol se întâlnește între moleculele polare (**Ex:** HCl, HBr, H_2O, H_2S) deoarece dipolii de semn contrar ai moleculelor polare se atrag prin forțe de natură electrostatică. Cu cât polaritatea moleculei este mai mare, cu atât legătura este mai puternică.

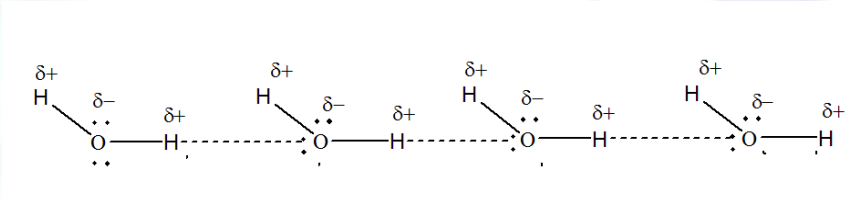
Forțele de dispersie London se manifestă între molecule nepolare (**Ex:** Cl_2, O_2, F_2, CCl_4) și în cazul gazelor rare, în stare lichidă și solidă.

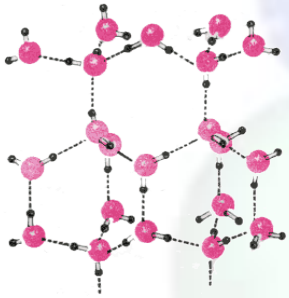
Tăria interacțiilor intermoleculare variază astfel:

Legătura de hidrogen > Legătura dipol – dipol > Forțe de dispersie London

Apa. Proprietățile fizice ale apei

În apa lichidă, fiecare moleculă de apă realizează două legături de hidrogen cu moleculele vecine; legătura de hidrogen determină formarea unor asociații moleculare de tip $(H_2O)_n$, unde n este numărul moleculelor de apă asociate:





Structura cristalului de gheață

Moleculele asociate prin legături de hidrogen au puncte de fierbere și de topire ridicate (p.f.$_{apă}$ = + 100^0C; p.t.$_{apă}$ = 0^0C), vâscozitate, respectiv tensiune superficială mare (insectele mici se pot *plimba* pe suprafața apei!).

Apa în stare solidă, gheața are structură tetraedrică, cu goluri (afânată) datorată faptului că în gheață avem un număr aproape dublu de legături de hidrogen comparativ cu apa lichidă; golurile formate fac ca apa solidă să aibă densitatea mai mică decât a apei lichide; la 4°C apa prezintă valoarea maximă a densității 1g/mL; la 0°C densitatea gheții va fi 0,917g/mL; prin solidificare apa își mărește volumul cu aproximativ 10%.

Este un lichid incolor, fără gust și fără miros; în strat compact este slab albastră.

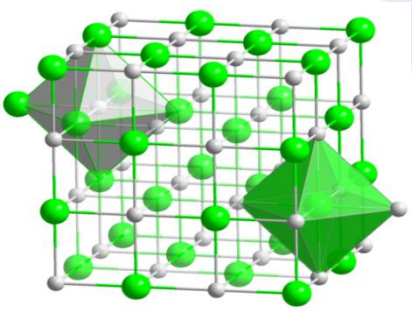
Apa are rol fundamental în viața noastră; ea constituie mediul propice desfășurării reacțiilor din organismele vii și a proceselor din natură; este utilizată drept dizolvant și reactiv în numeroase reacții; este vitală pentru diverse ramuri ale industriei: producerea energiei electrice etc.

2.7. APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT

Prof. Irina Farcaș, Liceul Teoretic "Vasile Alecsandri "Iași

Prof. dr. Foia Cecilia, Colegiul Național „Mihai Eminescu", Iași

SUBIECTE DE TIP 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.

I.

1. Legătura ionică se realizează prin transfer de electroni.
2. Legătura covalentă se realizează prin punere in comun de electroni între atomi metalici.
3. La dizolvarea clorurii de sodiu în apă, dipolii apei se orientează cu polul pozitiv către ionii de clor.
4. Potasiul și fosforul sunt elemente chimice care au caracter electrochimic identic.
5. Atomii de oxigen și de sulf au același număr de electroni de valență.

1. R : 1A ; 2F ; 3A ; 4F ; 5A.

II.

1. Atomii elementelor chimice care cedează electroni pentru a realiza configurație de octet, prezintă caracter nemetalic.
2. În reacția dintre calciu și oxigen, elementele chimice pun în comun electroni.
3. Fluorul are caracter nemetalic mai accentuat decât clorul.
4. Un ion pozitiv are în învelișul electronic mai puțini electroni decât numărul protonilor din nucleu.
5. Molecula de oxigen este formată din doi atomi, prin legătură covalentă dublă, nepolară.

R : 1F ; 2F ; 3A ; 4A ; 5A.

III.

1. Legătura ionică se formează între elemente cu caracter chimic diferit.
2. Legătura covalentă polară se formează între atomi identici.
3. Molecula de metan este polară pentru că este formată din atomi diferiți.
4. Legătura ionică se realizează prin transfer de electroni de la un atom metalic la un atom nemetalic.
5. În molecula de azot există o legătură covalentă triplă, polară.

R : 1A ; 2F ; 3F ; 4A ; 5F.

IV.

1. Ionul NH_4^+ este o specie chimică formată prin legătura covalent-coordinativă.
2. La dizolvarea compușilor ionici în apă se stabilesc interacțiuni dipol-dipol.
3. La dizolvarea compușilor cu molecule polare in apa se stabilesc interacțiuni ion-dipol.
4. Substanțele ionice prezintă o rețea cristalină ordonată.

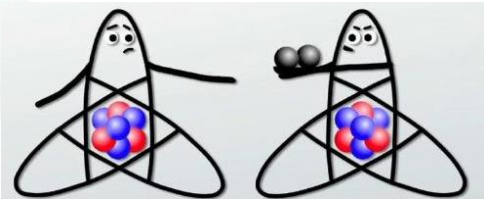
5. Substanțele ionice pot conduce curentul electric in faza topită sau sub formă de soluție.

R: 1A ; 2F; 3F ; 4A ; 5A.

V.

1. Numărul electronilor transferați de la calciu la oxigen in formarea oxidului de calciu este trei.
2. Numărul total de electroni puși in comun in molecula de azot este de șase.
3. In molecula de apă există două perechi de electroni neparticipanți.
4. Hidroxidul de sodiu este un compus covalent.
5. Dioxidul de carbon este o molecula polară.

R : 1F; 2A; 3A ; 4F; 5F.



SUBIECTE DE TIP 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.

I.1. În molecula de clor :

a. legătura este covalenta dublă.

b. legătura dintre atomi este covalentă polară;

c. atomii de clor pun în comun câte 3 e- ;

d. în legătura dintre atomi sunt implicați 2 e-.

2. Se dizolvă în tetraclorură de carbon :

a. apa; **b.** hidroxidul de potasiu; **c**. iodul; **d**. clorura de sodiu.

3. Despre clorura de sodiu este adevărat că:

a. se topește la 501ºC;

b. prezinta un aranjament spatial ordonat al ionilor;

c. in topitura nu conduce curentul electric;

d. este insolubilă în apă.

4. Cationul de potasiu :

a.este izoelectronic cu argonul;

b. se formează din atomul de potasiu prin reducere;

c. are 19 electroni în învelișul electronic;

d.are mai mult cu un electron decât atomul de potasiu.

5. Numărul de electroni implicați într-o legătură covalentă dublă este:

a.2 **b.4** **c.3** **d.6** **R : 1d ; 2c; 3b; 4a ; 5 b.**

II.1.Legătura dintre calciu si oxigen este:

a. covalentă polară **b**. covalentă nepolară ; **c**. legătură ionică **d**. covalentă coordinativă.

2. Legătura ionică se realizează prin transfer de :

a. electroni de la metal la nemetal ; **b**. protoni de la metal la nemetal ;
c. electroni de la nemetal la metal ; **d**. electroni intre două elemente cu caracter chimic similar.

3. Punerea in comun de electroni este posibilă între :

a. doi atomi de magneziu **b.** doi atomi de oxigen
c. doi atomi de calciu; **d.** un atom de fier și un atom de oxigen.

4.Legătura covalentă se realizează prin:

a. punere in comun de electroni între atomi de metale ; **b**. transfer de electroni.
c. punere in comun de electroni între atomi de nemetale; **d**. transfer de protoni.

5.În rețeaua cristalină a clorurii de sodiu, fiecare ion de sodiu este înconjurat la cea mai mică distanță de:

a. 2 ioni clorură; **b.** 8 ioni de sodiu; **c.** 4 ioni de sodiu; **d.** 6 ioni clorură

R: 1c ; 2a ; 3b ; 4c; 5 d.

III.1.Afirmația falsă despre legătura ionică, este:

a. Se manifestă prin atracții electrostatice între ioni pozitivi și negativi;
b. Nu este orientată în spațiu;
c. Se formează între atomi cu caracter electrochimic opus;
d. Se formează prin punere în comun de electroni.

2. Afirmația falsă despre legătura covalentă, este:

a. se formează între atomi de nemetale ;
b. este o legătură rigidă, în care atomii ocupă poziții fixe;
c. se formează prin transfer de electroni;
d. este o legătură foarte puternică .

3.Substanțele cristaline ionice prezintă următoarele proprietăți, cu excepția:

a. se sfărâmă la lovire ; **b**. conduc curentul electric în stare solidă ;
c. sunt insolubile in solvenți nepolari ; **d**. prezintă un aranjament spațial ordonat al ionilor.

4.Sunt molecule nepolare :

a.CCl_4, H_2, CO_2 **b**. O_2,N_2, NH_3 **c**.NaCl,H_2,N_2 **d**.CCl_4, NH_3, O_2

5.Sunt molecule polare:

a.CCl_4,NH_3, O_2 **b.** NH_3, HCl, PH_3 **c.** NaCl, H_2, N_2 **d.** H_2O, HCl, CO_2

R : 1d ;2c ;3b ; 4a ;5b.

IV.

1.Legătura covalentă coordinativă se formează prin :

a. transfer de electroni de la specia donoare către cea acceptoare de electroni;
b. punere în comun de electroni între specia donoare și cea acceptoare de electroni;
c. este un tip special de legătură ionică;
d. se întâlnește în ionul OH^- .

2.Clorura de amoniu, NH_4Cl, conține:

a. 5 legături covalente polare și o legătură covalent coordinativă;
b. 3 legături covalente polare, o legătură covalent coordinativă și o legătură ionică;
c. 4 legături covalente polare, o legătură covalent coordinativă și o legătură de hidrogen;
d. 4 legături covalente polare și o legătură ionică.

3. În ionul de hidroniu, H_3O^+ , există:

a. o legătură ionică; **b.** trei legături covalente nepolare;
c. trei perechi de electroni neparticipanți; **d.** o legătură covalent-coordinativă.

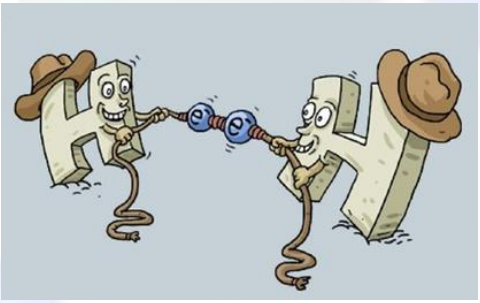
4.In cazul formării legăturii ionice în sulfura de aluminiu:

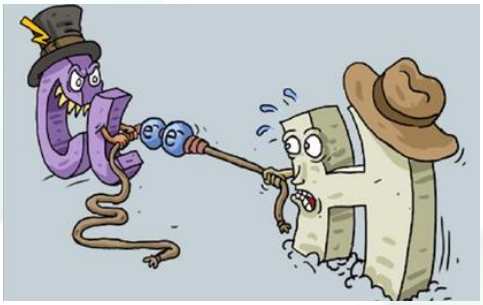
a. Al primește trei electroni; **b.** Sulful acceptă doi electroni;
c. Al cedează doi electroni; **d.** Sulful cedează trei electroni.

5. La formarea moleculei de amoniac, atomul de azot:

a. prezintă o pereche de electroni neparticipanți; **b.** formează patru legături covalente polare ;
c. primește 3 electroni de la 3 atomi de H; **d.** formează o legătură covalentă triplă.

R : 1b ;2b ; 3d ;4b ;5a.





SUBIECTE DE TIP C

Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al formulei chimice a substanței/ionului din coloana A însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare naturii legăturii/legăturilor chimice din aceasta. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

I.

A	B
1.HF	a. legătură coordinativă și legături covalente simple
2.Br_2	b. legătură covalentă simplă polară
3.N_2	c. legătură ionică
4. $[NH_4]^+$	d. legătură triplă nepolară
5.$CaCl_2$	e. legătură coordinativă si legături nepolare
	f. legătură covalentă simplă nepolară

R : 1b ; 2f ; 3d; 4a ;5c

II.

A	B
1.atomul de sulf	**a.** are configurație stabilă de octet
2.atomul de hidrogen	**b.** are 1 electron de valenta
3.atomul de fosfor	**c.** are 3 orbitali monoelectronici
4.atomul de heliu	**d.** formează anion divalent
5.atomul de fluor.	**e.** are configurație stabile de dublet
	f. are 7 electroni de valență

R : 1d ; 2b ;3c ;4e ;5f

SUBIECTE DE TIP D

I.1. Diferența dintre numărul de neutroni și numărul de protoni din nucleul unui atom X este egală cu 4. Știind că atomul X are numărul de masă 52, determinați valoarea numărului atomic Z si calculați numărul de neutroni din nucleul acestuia.

2.a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care are 9 orbitali complet ocupați si un orbital monoelectronic. Notați poziția (grupa, perioada) în Tabelul periodic a elementului (E).

b. Precizați formulele chimice pe care acest element (E) le poate forma cu: oxigen, clor,azot.

3.a. Modelați formarea legăturii chimice în fluorura de calciu, utilizând simbolurile elementelor chimice și puncte pentru reprezentarea electronilor. Precizați tipul legăturii chimice.

b. Indicați trei proprietăți ale cristalului de fluorură de calciu.

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

5a. Scrieți ecuația reacției dintre apa si trioxidul de sulf. Indicați tipul moleculelor de apa si trioxid de sulf.

II.1. Atomii unui element chimic (E) au 7 electroni de valență. Elementul se află în perioada 3 a Tabelului periodic. Suma nucleonilor a doi dintre izotopii săi este 72, iar al doilea izotop are cu doi neutroni mai mult decât primul izotop.

a. Determinați numărul atomic al elementului chimic (E) si numărul de masă al fiecărui izotop.

b. Precizați tipul legăturilor chimice pe care acest element E le poate forma cu : H , Mg si C.

2 .a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care are electronul distinctiv în orbitalul monoelectronic 3s.

b. Scrieți formulele chimice pe care acest element le poate forma cu hidrogen, respectiv cu oxigen.

3 .a. Modelați procesul de ionizare a atomului de sulf, utilizând simbolului elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.

b. Indicați tipul legăturilor chimice în compușii : CH_4, Al_4C_3, MgH_2, NH_4OH.

4. Modelați formarea legăturii chimice în molecula de acid clorhidric, utilizând simbolul elementului chimic și puncte pentru reprezentarea electronilor.

5. Precizați două proprietăți ale substanțelor ionice.

III.1. Precizați compoziția nucleară pentru atomul $_{15}P$, care are 31 de nucleoni.

Precizați ce fel de legături chimice se stabilesc în : PH_3, P_4, K_3P.

2.a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care are structură stabilă de octet pe stratul 3 (M).

b. Notați poziția în Tabelul periodic (grupa, perioada) a elementului (E) si valența elementului E.

3.a. Alegeți substanțele cu molecule polare din șirul:

HCl, H_2 ,KCl , NH_4F , CH_4 , PH_3 , $MgCO_3$, CO_2 , H_2O, CCl_4 .

b. Un element chimic X conține 8 electroni de tip p. Scrieți configurația electronică și indicați numărul electronilor de valență .

4. Modelați legăturile chimice din molecula de dioxid de carbon, utilizând simbolurile elementelor chimice și puncte pentru reprezentarea electronilor.

5.a. Scrieți ecuația reacției care are loc în cazul formării compusului ionic sulfura de aluminiu.

Calculați numărul de ioni de aluminiu din 5 moli de sulfura de aluminiu.

b. Indicați o substanța ternară care conține doar legături covalente.

IV.1. Un atom al unui element X are 4 substraturi complet ocupate. Suma nucleonilor a doi izotopi ai acestui element este egala cu 50.Un izotop al acestui atom are numărul de protoni egal cu cel de neutroni.

a. Aflați valoarea numărului atomic al acestui element chimic X si scrieți simbolurile celor doi izotopi ai elementului chimic X.

b. Aflați numărul de electroni de valență din 480 g de magneziu.

2.a. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E), care formează ioni pozitivi monovalenți izoelectronici cu atomul de argon . **b**. Notați poziția (grupa, perioada) în Tabelul periodic a elementului (E).

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

b. Scrieți simbolurile chimice ale magneziului, sodiului și potasiului, în ordinea creșterii caracterului metalic al acestora.

4. a. Modelați legăturile chimice din molecula de clor, utilizând simbolurile elementelor chimice și puncte pentru reprezentarea electronilor.

b. Modelați formarea oxidului de aluminiu din atomii elementelor chimic, precizând tipul legăturii chimice formate și tipul proceselor care au loc. Scrieți ecuația reacției chimice care are loc.

5. Precizați tipul legăturilor chimice din hidroxidul de sodiu .

V.1.Precizați compoziția nucleară pentru atomul $^{28}_{14}Si$.

2. a. Notați configurația electronică a elementului chimic E , al cărui atom are 10 electroni in 6 orbitali de tip p, dintre care 2 sunt monoelectronici. Precizați poziția elementului chimic E în sistemul periodic (grupa, perioada). Scrieți procesul de ionizare , utilizând scrierea configurațiilor electronice .

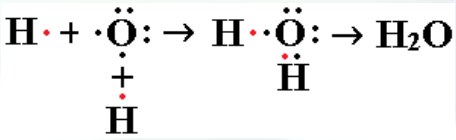
b. Calculați numărul de electroni neparticipanți din 5 moli de amoniac.

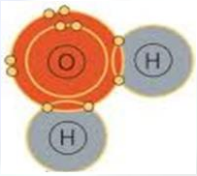
3. Modelați procesul de ionizare a atomului de calciu, utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor.

4. Modelați formarea legăturilor chimice în molecula de acid fluorhidric, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor și precizați tipul legăturilor chimice formate.

5. a. Ordonați următoarele metale Mg, Al, Na în sens crescător al caracterului metalic.

b. Indicați tipul legăturilor chimice din clorura de amoniu.





Rezolvarea subiectelor de tip D propuse

I.1.A=Z + N ; N=Z + 4 ; 2Z + 4 =52 ; Z=24 ; N=28.

2a.scrierea configurației electronice ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;Grupa I A, perioada 4 .

2**b** - E_2O, ECl , E_3 N.

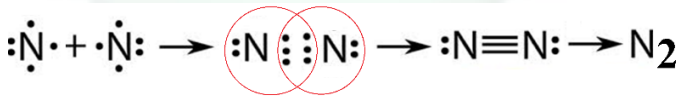
3a .Modelarea formării legăturii chimice în fluorură de calciu :

$$Ca: - 2e^- = Ca^{+2}$$
$$2\cdot|:\dot{F}: + 1e^- = :\ddot{F}:^{-1}$$
$$Ca^{+2} + 2:\ddot{F}:^{-1} = CaF_2$$

Fluorura de calciu se formează prin legătura ionică sau electrovalentă, iar intre ionii de Ca^{+2} si F^{-1} se exercită forțe de atracție electrostatică.

b. trei proprietăți ale cristalului de fluorură de calciu: solid, solubil in apa , conduce curentul electric în topitură .

4.Modelarea formarii legăturii chimice în molecula de azot :



In azot există legătură covalentă triplă nepolară ; N_2 este moleculă nepolară.

5.a.Scrierea ecuației reacției dintre apa si trioxidul de sulf : $H_2O + SO_3 = H_2SO_4$

H_2O si SO_3 sunt molecule polare.

II.1 a .Determinarea numărul atomic al elementului chimic (E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Z=17 ;

34 + N + N + 2 =72 ; N = 18 , N'=20; numărul de masă al fiecărui izotop A = 35 si A' =37.

b. Legături chimice : elementul E este un nemetal care are nevoie de 1 electron pentru realizarea structurii stabile, deci cu H si C va forma legături covalente prin punere in comun de electroni, iar cu Mg care este un metal, va forma legătură ionică, prin transfer de electroni.

2 a .$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

b. Formulele chimice sunt : EH , E_2O.

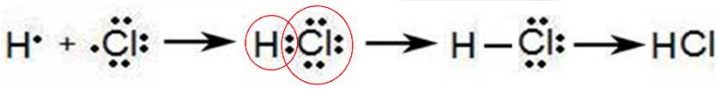
3. a. Modelarea procesului de ionizare a atomului de sulf :

$$:\ddot{S}: + 2e^- = :\ddot{S}:^{-2} \qquad \textbf{sau} \qquad {}_{16}S\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4 + 2e^-) \rightarrow {}_{16}S^{2-}\ (1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6)$$

b. CH_4 - patru legături covalente polare; Al_4C_3 –legătură ionica ; MgH_2 – legătură ionica;

NH_4OH –legătură ionică, legături covalente polare, legătură coordinativă.

4. Modelarea formării legăturii chimice în molecula de acid clorhidric:



În această moleculă apare o legătură covalentă polară ,datorită diferenței de electronegativitate dintre atomul de hidrogen și cel de clor. Molecula de acid clorhidric este deci o moleculă polară.

5. Precizarea a două proprietăți ale substanțelor ionice : solide, conduc curentul electric in fază topită sau in fază de soluție .

III.1. Compoziția nucleară a fosforului : Z=15 , A=31 ; 15 protoni, 16 neutroni .

PH_3 – legături covalente polare ; P_4 – legături covalente nepolare ; K_3P – legătură ionică .

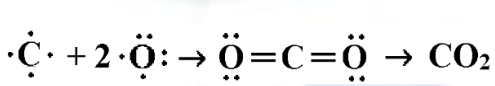
2.Configuratia elementului E - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Grupa a VIII-a , Perioada 3, element zerovalent.

3. **a**. Din șirul: HCl, H_2 ,KCl , NH_4F , CH_4 , PH_3 , $MgCO_3$, CO_2 , H_2O, CCl_4 , substanțele cu molecule polare sunt: HCl, PH_3 ,H_2O.

b. Elementul are 8 electroni de tip p , deci configurația electronica este : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Z=14; Număr electroni de valență - patru.

4. Modelarea legăturilor chimice din molecula de dioxid de carbon:



5a. Scrierea ecuația reacției cu formarea sulfurii de aluminiu :

$$2Al + 3S = Al_2S_3$$

1mol de Al_2S_3conține …… 2 moli de ioni Al^{+3}

5 moli vor conține ……10 moli de ioni Al^{+3}

Nr. de ioni Al^{+3} = 10 * $6{,}022*10^{23}$ =$6{,}022*10^{24}$ ioni .

b. Indicarea unei substanțe ternare cu legături covalente. Exemplu : H_2CO_3

IV.1a . Z= 12 ; scrierea simbolurilor celor doi izotopi ,Mg cu A =24 si A'=26 .

b- Structura electronică a Mg este ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ deci 1 atom de Mg are 2 e^- de valenta.

Nr. .moli n= 480/24 = 20 moli ;

Nr. atomi Mg = 20 * N_A atomi;

Nr. e^- de valență = 40 *N_A electroni= $40*6{,}022*10^{23}$ = $24{,}088*10^{24}$ electroni.

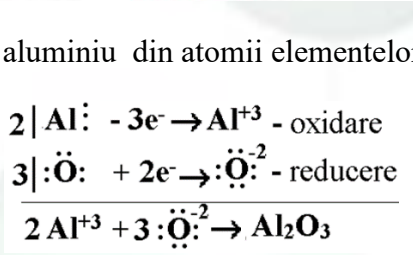
2. ioni pozitivi izoelectronici cu Ar(Z=18) , deci Z= 19 ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;Grupa I , perioada 4.

3 a. Modelarea procesul de ionizare a atomului de aluminiu :

b. ordinea crescătoare a caracterului metalic este Mg <Na<K .

4 a. Modelarea formării legăturilor chimice în molecula de clor:

b. Modelarea formării oxidului de aluminiu din atomii elementelor chimice:



Scrierea ecuației reacției chimice **$4Al+3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$**

5. Precizarea tipului legăturilor chimice din hidroxidul de sodiu :

-legătură covalentă între O si H ; legătură ionică între ionul Na^+ si OH^-

V.1 - Compoziția nucleară : 14 protoni, 14 neutroni.

2 a. -$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; Grupa a VI- a, Perioada 3.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 + 2e^- = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, adică $E + 2e^- = E^{-2}$.

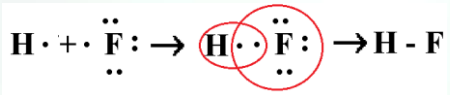
b. O moleculă de NH_3 are o pereche , adică 2 electroni neparticipanți, deci :

1mol …….$2*N_A$ electroni

5moli……..x ; x= $10*N_A = 6{,}022*10^{24}$ electroni neparticipanți.

3. Modelarea procesului de ionizare a atomului de calciu : **$Ca: - 2e^- \rightarrow Ca^{+2}$.**

4. Modelarea formării legăturilor chimice în molecula de acid fluorhidric :

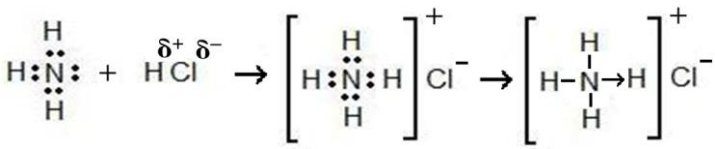


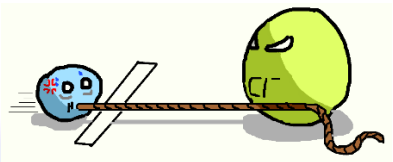
; legătură covalentă polară simplă; moleculă polară.

5. a. Al< Mg <Na – ordinea crescătoare a caracterului metalic.

b. Legăturile chimice din clorura de amoniu :

-legături covalente polare la formarea NH_3 , legătură covalent-coordinativă în ionul $[NH_4]^+$, legătură ionică intre ionul $[NH_4]^+$ și ionul Cl^- .





CAP. III STAREA GAZOASĂ

Prof. Mandiuc Iuliana, Colegiul Național "G. Ibrăileanu" Iași

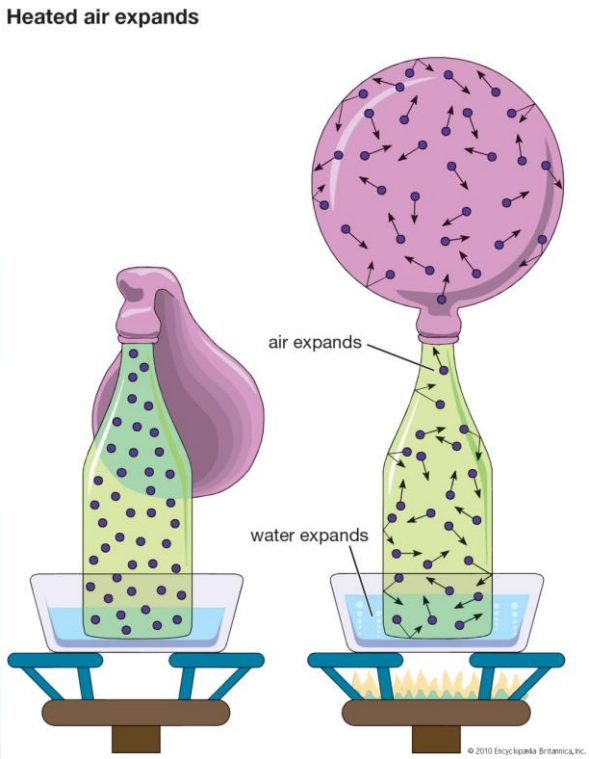
Prof. Aștefănoaei Maricica, Liceul Teoretic "Al. I. Cuza" Iași

Prof. Tudurache Adina, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași/ Palatul Copiilor Iași

3.1 Volum molar (Mol, Numărul lui Avogadro, N_A)

3.2 Ecuația de stare a gazului ideal

3.3 Aplicații rezolvate/ pentru antrenament



Starea gazoasă se caracterizează prin energie cinetică mare; distanțele dintre particule sunt mari, iar forțele de atracție dintre acestea sunt slabe.

Gazele nu au formă și nici volum propriu; ocupă tot spațiul pus la dispoziție; ele difuzează ușor și se amestecă în orice proporție (ex. aerul); se pot comprima ușor; exercită o presiune asupra pereților vasului în care se găsesc.

Amintim gazele mai importante cu care ai lucrat până acum și care pot avea molecule:

-monoatomice, gazele rare (elementele grupei aVIII-a A): heliu, He; neon, Ne; argon, Ar; kripton, Kr; xenon, Xe;

-poliatomice:

-diatomice: hidrogen, H_2; azot, N_2; oxigen, O_2; fluor, F_2; clor, Cl_2; acid clorhidric, HCl; monoxid de carbon, CO etc;

-cu molecula formată din trei sau mai mulți atomi: ozon, O_3; dioxid de carbon, CO_2; dioxid de sulf, SO_2; acid sulfhidric sau hidrogen sulfurat, H_2S; amoniac, NH_3; metan, CH_4 etc.

Putem avea un gaz aflat în:

***-condiții normale*, c.n.** (p_o = 1 atm și T_o = 273K);

-condiții standard (p = 1 atm și t = 25°C /T = 298K) sau în oricare alte condiții.

3.1 VOLUM MOLAR (Mol, Numărul lui Avogadro, N_A)

Experimental s-a determinat că un mol din orice gaz, în condiții normale (p_o = 1 atm și T_o = 273K) ocupă un volum egal cu 22,4L numit ***volum molar***.

Numărul lui Avogadro, notat cu N_A este o constantă universală (cu valoarea $6{,}022 \cdot 10^{23}$), care reprezintă numărul de particule (ioni, atomi sau molecule) conținute într-un mol de substanță.

Molul reprezintă cantitatea de substanță care conține $6{,}022 \cdot 10^{23}$ particule.

Masa unui mol dintr-o substanță este ***masa molară,*** notată prescurtat **M** și exprimată în grame pe mol (g/mol). Masa molară, M se calculează prin însumarea rezultatelor obținute din înmulțirea dintre numărul de atomi din fiecare element constituent al substanței date și masa atomică a acestuia.

1 mol din orice gaz are o masă corespunzătoare masei molare, M; va fi format dintr-un număr de particule egal cu numărul lui Avogadro ($6{,}022 \cdot 10^{23}$ particule) și va ocupa în condiții normale un volum egal cu 22,4 L (dm^3).

Schematic și logic așezăm astfel și deducem cu ușurință formulele de care avem nevoie în aplicațiile de calcul:

$$1\ mol\ gaz\ X \ldots\ldots M_X\ g \ldots\ldots N_A\ particule\ (atomi,\ molecule) \ldots\ldots 22{,}4L(c.n)$$

$$\nu\ moli\ gaz\ X \ldots\ldots m\ g \ldots\ldots N\ particule \ldots\ldots V\ L$$

$$\Rightarrow m = \nu \cdot M;\ \ N = \nu \cdot N_A\ ;\ V = \nu \cdot 22{,}4\ \ etc.$$

3.2 ECUAȚIA DE STARE A GAZULUI IDEAL

Mărimile de stare caracteristice unui gaz la un moment dat sunt: presiunea p, volumul V, temperatura T.

Experimental s-a constatat că energia particulelor, numărul ciocnirilor și presiunea cresc cu temperatura; dacă presiunea crește, volumul scade astfel încât relația matematică dintre parametri de stare ai unui gaz se poate scrie:

$$\frac{pV}{T} = const., \ unde:$$

p = presiunea gazului; prin convenție s-a stabilit că 1atm =760mmHg =101325Pa (echivalent cu $1{,}013 \cdot 10^5$ N/m^2);

T = temperatura absolută a gazului, în Kelvin; T = t^{0}C + 273,15; poți aproxima și la calcule poți folosi: T = t^{0}C + 273;

V = volumul gazului (exprimat în m^3, dm^3 sau cm^3).

Dacă un sistem gazos care are inițial presiunea p, volumul V și temperatura T este adus în condiții normale la presiunea p_o (p_o=1 atm), volumul V_o ($V_o = \nu \cdot V_{molar}$) și la T_o = 273K, vom avea:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_o \cdot V_o}{T_o}$$

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_o \cdot \nu \cdot V_{molar}}{T_o}; \ unde \frac{p_o \cdot V_{molar}}{T_o} = const. = R, \ \Rightarrow \frac{pV}{T} = \nu R \ sau:$$

$$pV = \nu RT \ \ ecuatia\ de\ stare\ a\ gazelor\ perfecte$$

R este constanta molară a gazelor perfecte, deoarece are aceeași valoare pentru toate gazele; poate avea următoarele valori în funcție de unitățile de măsură pentru cei trei parametri de stare:

$$R = \frac{1atm \cdot 22{,}4dm^3 \cdot mol^{-1}}{273K} = 0{,}082 \frac{atm \cdot dm^3}{mol \cdot K}$$

$$R = \frac{760mmHg \cdot 22400cm^3 \cdot mol^{-1}}{273K} \cong 62400 \frac{mmHg \cdot cm^3}{mol \cdot K}$$

$$R = \frac{1{,}013 \cdot 10^5 N \cdot m^{-2} \cdot 22{,}4m^3 \cdot kmol^{-1}}{273K} = 8{,}31 \cdot 10^3 \frac{J}{kmol \cdot K}$$

3.3 APLICAȚII REZOLVATE

1. Calculați masa de acid clorhidric, HCl (exprimată în grame) necesară stoechiometric pentru a neutraliza amoniacul, NH_3 aflat într-un recipient cu volumul de 10 L, la temperatura 27^0C și presiunea 24,6 atm. Scrieți ecuația reacției chimice care are loc.

Rezolvare:

$$\underset{10moli}{\overset{1mol}{NH_3}} + \underset{\nu_{HCl}=10moli}{\overset{1mol}{HCl}} \rightarrow NH_4Cl$$

$$pV = \nu RT \Rightarrow \nu_{NH_3} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{24{,}6 \cdot 10}{0{,}082 \cdot 300} = 10 \ moli \ NH_3$$

$$T = t^0C + 273 = 300K$$

$$M_{HCl} = 1 + 35{,}5 = 36{,}5 g/mol$$

$$m_{HCl} = \nu_{HCl} \cdot M_{HCl} = 10 \cdot 36{,}5 = 365 g \ HCl$$

2. Calculați volumul (exprimat în litri) ocupat de 3,2 g oxigen măsurat la 27^0C și 2 atm.

Rezolvare:

$$T = t^0C + 273 = 27 + 273 = 300K; \quad M_{O_2} = 2 \cdot 16 = 32 g/mol$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3{,}2}{32} = 0{,}1 \ moli \ O_2$$

$$pV = \nu RT \Rightarrow V = \frac{\nu RT}{p} = \frac{0{,}1 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{2} = 1{,}23 \ L \ O_2$$

3. Etanolul se supune reacției de deshidratare, în prezența oxidului de aluminiu, Al_2O_3 și la aproximativ 350°C, cu formare de etenă si apă, conform ecuației reacției chimice:

$$C_2H_5OH \xrightarrow{Al_2O_3;350^0C} C_2H_4 + H_2O$$

Calculați volumul de etenă, C_2H_4 (exprimat în litri) măsurat la 127°C și 2 atm care se obține prin deshidratarea a 300 g soluție de etanol de concentrație procentuală masică 92%.

Rezolvare:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \rightarrow m_d = \frac{m_s \cdot c}{100} = \frac{300 \cdot 92}{100} = 276 \ g \ alcool \ etilic; \ \nu_{C_2H_5OH} = \frac{m}{M} = \frac{276}{46} = 6moli$$

$$M_{C_2H_5OH} = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 46 \ g/mol$$

$$\underset{6moli}{\overset{1mol}{C_2H_5OH}} \xrightarrow{Al_2O_3, \ 350^0C} \underset{\nu_{C_2H_4}=6moli}{\overset{1mol}{C_2H_4}} + H_2O$$

$$pV = \nu RT \Rightarrow V = \frac{6 \cdot 0{,}082 \cdot 400}{2} = 98{,}4 \ L \ C_2H_4$$

4. Determinați numărul moleculelor de dioxid de sulf, SO_2 conținute în 0,56 m^3 SO_2 (c.n.).

Rezolvare:

$$(c.n.)\ \nu_{SO_2} = \frac{V}{V_M} = \frac{0,56}{22,4} = 0,025\ kmoli/25\ moli\ SO_2$$

$$N = \nu_{SO_2} \cdot N_A = 25 \cdot N_A molecule\ SO_2$$

3.4. APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT

1. Calculați masa (exprimată în grame) de clorură de amoniu, NH_4Cl care rezultă prin reacția acidului clorhidric, HCl cu amoniacul, NH_3 conținut într-un recipient cu volumul 2 litri, la presiunea 1,23 atm și temperatura 27^0C. Scrieți ecuația reacției chimice care are loc.

R: 5,35g NH_4Cl

2. Calculați volumul (exprimat în litri) ocupat de 1 mol monoxid de azot, NO la 3 atm și 27^0C.

R: 8,2L monoxid de azot, NO

3. Calculați volumul (exprimat în m^3) ocupat de 2 kg hidrogen, H_2 la temperatura 227^0C și presiunea 1 atm.

R: 41 m^3hidrogen, H_2

4. Calculați volumul (exprimat în litri), măsurat la temperatura 27^0C și presiunea 4,1 atm ocupat de 40 grame de hidrogen, H_2.

R: 120L hidrogen, H_2

5. Reacția de oxidare a dioxidului de sulf are loc conform ecuației chimice:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_{3(g)}$$

Calculați volumul de oxigen (exprimat în litri) măsurat la temperatura 400 K și presiunea 2 atm, care se consumă stoechiometric în reacție cu 0,56 m^3 (c.n.) dioxid de sulf, SO_2.

R: 205L oxigen, O_2

6. Determinați numărul de molecule de clor gazos care se găsesc într-un vas cu volumul de 10 litri, măsurat la temperatura 300 K și presiunea 8,2 atm

R: 3,33·N_A molecule Cl_2

7. Procesul tehnologic de obținere a acidului azotic are ca etapă intermediară reacția:

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O,\ \Delta rH>0$$

Calculați volumul de oxigen (c.n.) necesar stoechiometric pentru arderea unui volum de 82 L amoniac, măsurat la temperatura 127^oC și presiunea 2 atm.

R:140L O_2

8. Calculați numărul moleculelor din 5,6 litri (c.n.) NH_3 .

R: 0,25·N_A

9. Oxigenul se obține în laborator conform ecuației chimice:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$$

Determinați volumul (exprimat în litri) de oxigen, măsurat la temperatura 227^0C și presiunea 2 atm, care se obține stoechiometric din 170 g apă oxigenată.

R: 51,25 oxigen, O_2

10. Prin alchilarea benzenului, C_6H_6 cu clorură de metil, CH_3Cl se obține toluen, C_6H_5-CH_3. Ecuația reacției chimice care are loc este:

$$C_6H_6 + CH_3Cl \xrightarrow{FeCl_3} C_6H_5 - CH_3 + HCl$$

Calculați volumul (exprimat în litri) de HCl măsurat la temperatura 227^0C și presiunea 4 atm care rezultă din reacția unui volum de 200 cm^3 benzen C_6H_6 (ρ_{benzen} = 0,78g/cm^3) cu cantitatea stoechiometrică de clorură de metil.

R: 20,5L acid clorhidric, HCl

11. Oxigenul, se obține în laborator conform ecuației chimice:

$$2KClO_{3(s)} \xrightarrow{MnO_{2(s)}} 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

Determinați volumul (exprimat în litri) de oxigen, măsurat la temperatura 27^0C și presiunea 4 atm. care se obține stoechiometric din 30,625 g de clorat de potasiu, $KClO_3$ de puritate 80%.

R: 1,845 L oxigen, O_2

12. La temperatura 300^0C etanolul, C_2H_5OH se transformă în acetaldehidă, CH_3–CH=O, conform ecuației reacției chimice:

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow{Cu,\ 300^0C} CH_3CH = O + H_2$$

Calculați volumul (exprimat în litri) de hidrogen degajat, măsurat la temperatura 300^0C și presiunea 2 atm dacă în reacție se introduc 400g soluție apoasă de etanol de concentrație 46%, iar reacția decurge cu randament 75%.

R: 70,479L H_2

13. Reacția de sinteză a amoniacului are loc în prezența ferului, conform ecuației chimice:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \Leftrightarrow 2NH_{3(g)}$$

Calculați volumul (exprimat în litri) de hidrogen, măsurat în condiții normale de presiune și temperatură, care se consumă stoechiometric la formarea unui volum de 1,12 m^3 NH_3 măsurat la temperatura 0^oC și presiunea 2 atm.

R: 3360 L H_2

14. Calculați numărul moleculelor de amoniac care se găsesc într-un recipient cu volumul de 3 L, la presiunea 8,2 atm și temperatura 27^0C.

R: N_A molecule NH_3

15. Într-un recipient cu volumul de 10 L se găsește o masă de gaz de 200 g, la temperatura 300 K și presiunea 6,93 atm. Calculați masa molară a gazului din recipient.

R: 71g

Cap. IV SOLUȚII APOASE

Prof. Tudurache Adina, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași/ Palatul Copiilor Iași

4.1 Dizolvarea

Factori care influențează dizolvarea

Dizolvarea unui compus ionic în apă

Dizolvarea unui compus covalent polar în apă

4.2 Solubilitatea substanțelor în solvenți polari și nepolari

4.3 Modalități de exprimare a concentrației soluțiilor: concentrația procentuală, concentrația molară.

4.4 Aplicații de calcul: Soluții

Aplicații de calcul rezolvate

Aplicații de calcul/ antrenament

4.5 Soluții apoase de acizi și baze

Soluții apoase de acizi (tari și slabi): HCl, H_2CO_3, HCN

Soluții apoase de baze (tari și slabe): NaOH, NH_3

Cupluri acid-bază conjugată

Reacții acido-bazice. Reacția de neutralizare

Determinarea caracterului acido-bazic al soluțiilor cu indicatori

4.6 *p*H-ul soluțiilor apoase

Determinarea *p*H-ului unor soluții de acizi și baze cu hârtie indicator de *p*H

Indicatori de *p*H: turnesol, fenolftaleină (virajul culorii în funcție de *p*H)

4.7 Aplicații de calcul: Soluții apoase de acizi și baze

Aplicații de calcul rezolvate

Aplicații de calcul/ antrenament

4.1 DIZOLVAREA

O soluție este un sistem dispers monofazic, omogen, de compoziție variabilă alcătuit din două sau mai multe componente; în cazul în care avem două componente, acestea sunt:

- substanța în care se dizolvă numită ***dizolvant*** sau ***solvent*** (apa este cel mai folosit solvent în natură, în industrie și în viața de zi cu zi);
- substanța care se dizolvă numită ***dizolvat*** sau ***solvat*** (***solvit*** sau ***solut***).

Prin ***dizolvare*** înțelegem procesul de integrare a solvatului în solvent respectiv, fenomenul în urma căruia o substanță oarecare (solidă, lichidă sau gazoasă) se răspândește printre moleculele altei substanțe rezultând un amestec omogen.

După starea lor de agregare, soluțiile se clasifică în: soluții gazoase, lichide și solide. Ținând seama de cele trei stări de agregare deducem 9 tipuri de amestecuri, solvat-solvent:

S →G; S→ L; S→ S; G→G; G→L; G→S; L→G; L→L; L→ S .

Soluții S→S; Aliajele sunt soluții solide de două sau mai multe metale topite care au proprietăți îmbunătățite comparativ cu ale metalului predominant, cum ar fi: temperatură de topire mai mică, duritate mai mare, rezistență mecanică și chimică mai mare etc.

Ex.: ***alamele*** sunt aliaje ale cuprului cu zincul; ***fonta*** este un aliaj al ferului cu carbonul (1,7-5%C); ***oțelurile*** conțin fer și un procent mai mic de carbon, comparativ cu fontele (0,3-2%C); ***bronzurile***, aliajele cuprului cu staniul sunt dure și rezistente și sunt folosite la confecționarea de lagăre, armături speciale, table, sârme, statui etc.; ***duraluminiul*** este un aliaj al aluminiului cu procente mici de cupru, mangan și magneziu; are duritate mare și este destinat industriei aeronautice și a automobilelor.

Soluții G→G; Aerul este o soluție gazoasă, un amestec omogen de azot (78,09% în procente de volum), oxigen (20,95%) și alte gaze în procente volumetrice mult mai mici (argon, Ar; dioxid de carbon, CO_2; neon, Ne; Heliu, He etc.)

Soluții L→L Ex. Băuturile alcoolice în care diferă procentul volumetric de alcool etilic: bere cu 4-7% C_2H_5-OH; vinurile cu aproximativ 10-12% C_2H_5-OH; tăriile în care procentul de alcool etilic poate ajunge la aproximativ 38% C_2H_5-OH; în alcoolul sanitar procentul volumetric în alcool etilic ajunge la 70%, concentrație necesară dezinfectării rănilor, spațiilor intraspitalicești etc.

Soluții S→L sunt cele mai numeroase și mai răspândite în viața de zi cu zi.

Ex.: Soluțiile apoase de glucoză administrate în scop terapeutic, furnizează energia necesară funcționării normale a celulelor; ameliorează troficitatea ficatului, protejându-l de diferite noxe; îmbunătățește funcția miocardului bolnav, echilibrează tensiunea arterială etc. Spitalele folosesc fiole de glucoză injectabilă de concentrație 5%, 25% respectiv fiole de glucoză de concentrație 33%.

Cristalohidrații sunt substanțe cristaline în a căror compoziție intră un anumit număr de molecule de apă numită apă de cristalizare. Puține substanțe cristalizează din apă sub formă anhidră. Majoritatea formează cristalohidrați:

- $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, uzual, ***piatra vânătă*** folosită la obținerea unor soluții care combat diverși dăunători în agricultură;
- $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (***soda de rufe***);
- $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ este substanța activă din dezumidificatoare; uscarea substanțelor în practica de laborator se realizează în exsicatoare și are la bază ***substanțe higroscopice,*** (substanțe care au proprietatea de a absorbi vaporii de apa din atmosferă), cum este clorura de calciu, $CaCl_{2(s)}$:

$CaCl_{2(s)} + 6H_2O_{(vapori)} \rightarrow CaCl_2 \cdot 6H_2O_{(s)}$

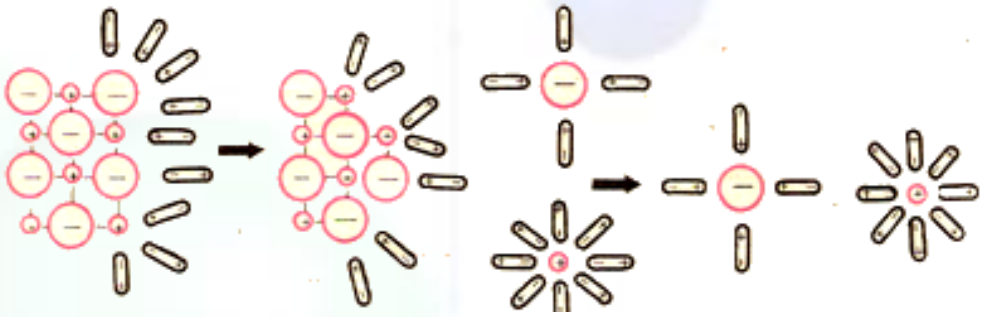
Factori care influențează dizolvarea

Factorii care influențează dizolvarea aceleiași cantități de substanță în aceeași cantitate de dizolvant sunt:
- gradul de mărunțire al solvatului sau suprafața de contact dintre solvat și solvent (creșterea gradului de mărunțire sau suprafeței de contact determină creșterea vitezei de dizolvare);
- gradul de agitare a componenților soluției (creșterea gradului de agitare determină creșterea vitezei de dizolvare);
- temperatura (în cazul solubilizării unui solvat solid în apă, creșterea temperaturii vasului determină creșterea vitezei de dizolvare).

Dizolvarea unui compus ionic în apă

Prin introducerea unui ***cristal ionic***, M^+A^- în apă (sau în orice solvent polar, S) atracția electrostatică dintre ionii care alcătuiesc cristalul se micșorează, deoarece se stabilesc forțe de atracție electrostatică între ionii cristalului și dipolii solventului (moleculele de apă se vor orienta cu dipolul pozitiv către ionul negativ din cristal și invers). Când aceste forțe, numite ***interacții ion - dipol*** sunt mai puternice decât acelea care leagă ionii M^+ și A^- în cristal, ionii din cristal trec în soluție înconjurați de un anumit număr de molecule de solvent, numiți și ***ioni hidratați mobili***.

Dizolvarea cristalului ionic de sare de bucătărie, NaCl este reprezentată schematic mai jos:



Procesele care au loc la dizolvare se pot reda simplificat astfel:

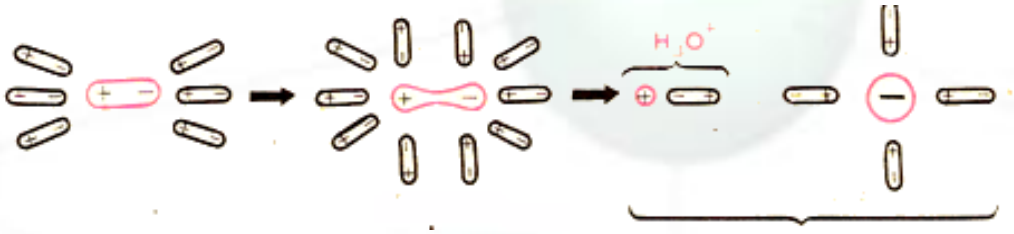
$$NaCl_{(s)} + (x+y)H_2O_{(l)} \xrightarrow{dizolvare} [Na(H_2O)_x]^+ + [Cl(H_2O)_y]^-$$

$$sau:$$

$$NaCl_{(aq.)} \xrightarrow{dizolvare} Na^+_{(aq.)} + Cl^-_{(aq.)}$$

Dizolvarea unui compus covalent polar în apă

La dizolvarea unui compus polar (ex. acidul clorhidric, HCl) în apă, se stabilesc interacții între dipolii de semn contrar ai solvatului, HCl respectiv ai apei (moleculele de apă se vor orienta cu dipolul pozitiv către dipolul negativ al compusului polar și invers) numite ***interacții dipol – dipol***; acestea determină alungirea dipolului solvatului în primă fază, apoi scindarea heterolitică a moleculei polare; ionii formați sunt solvatați și se mișcă liberi în soluție, deoarece apa e un solvent puternic polar și are constanta dielectrică (permitivitate) foarte mare.



Procesele care au loc la dizolvare se pot reda simplificat astfel:

$$HCl_{(aq.)} + (a+1)H_2O_{(l)} \xrightarrow{dizolvare} H_3O^+ + [Cl(H_2O)_a]^-$$

sau, în forma frecvent folosită:

$$HCl_{(aq.)} + H_2O_{(l)} \xrightarrow{dizolvare} H_3O^+_{(aq.)} + Cl^-_{(aq.)}$$

4.2 SOLUBILITATEA

Prin solubilitate înțelegem proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un anumit solvent; Solubilitatea se exprimă prin ***coeficientul de solubilitate, S*** care reprezintă cantitatea maximă de substanță *(m_d exprimată în grame)* care se poate dizolva în 100 g de solvent la o anumită temperatură.

În funcție de cantitatea de solvat raportată la coeficientul de solubilitate soluțiile pot fi:

- ***nesaturate*** ($m_d < S$); soluția mai admite o cantitate de solvat la temperatura dată;
- ***saturate*** ($m_d = S$); în soluție s-a dizolvat cantitatea maximă de solvat, corespunzătoare S, la temperatura dată;
- ***suprasaturate***, ($m_d > S$) sunt obținute în condiții speciale, sub răcire controlată și conțin o cantitate de solvat mai mare decât cea corespunzătoare solubilității; sunt metastabile și orice modificare poate declanșa recristalizarea și trecerea în soluția saturată.

Factorii care influențează solubilitatea substanțelor

1) natura solvatului și cea a solventului/ **Solubilitatea substanțelor în solvenți polari și nepolari**

S-a pornit de la observația experimentală că dizolvarea unui solvat decurge cu ușurință în solvenți cu o structură chimică asemănătoare cu a solvatului (***principiul asemănării structurale***); dacă se cunoaște structura solvatului se poate alege solventul potrivit; astfel, solvații ionici și polari se vor dizolva în solvenți polari, solvații nepolari se vor dizolva în solvenți nepolari.

Solvenții polari (apa este cel mai uzual solvent polar) dizolvă:

- o parte semnificativă a compușilor ionici (ex. clorura de sodiu, NaCl; clorura de calciu, $CaCl_2$ etc.);
- compuși cu moleculă polară (acid clorhidric, HCl; amoniac, NH_3 etc);
- compuși cu care pot forma legături de hidrogen (zaharoza, $C_{12}H_{22}O_{11}$; glucoza, $C_6H_{12}O_6$; alcoolul etilic, C_2H_5-OH etc.);

Solvenții nepolari (benzen, C_6H_6; ciclohexan, C_6H_{12}; tetraclorura de carbon, CCl_4; sulfura de carbon, CS_2 etc.) vor dizolva solvați nepolari;

Ex.: Tetraclorura de carbon, CCl_4 solvent nepolar va dizolva solvați nepolari precum parafina, uleiul, hidrocarburi, brom, Br_2, iod, I_2 etc; sulfura de carbon, CS_2 va dizolva sulful, solid de culoare galbenă datorită forțelor de dispersie London manifestate între moleculele nepolare ale celor doi constituenți ai soluției.

Despre două lichide, care sunt solubile unul în celălalt spunem că sunt ***miscibile***, de ex.: apă-oțet, apă –alcool etilic etc.; două lichide care nu sunt solubile unul în celălalt sunt ***nemiscibile,*** de ex. apă-petrol; deversarea accidentală în apa mărilor și oceanelor a petrolului transportat de tancurile petroliere poate conduce la o gravă poluare a mediului (distrugerea faunei respectiv a florei subacvatice); petrolul, cu densitatea mai mică decât a apei plutește la suprafața acesteia funcționând ca o barieră pentru circulația aerului.

2) temperatura; Solubilitatea celor mai multe substanțe solide crește cu creșterea temperaturii; acest efect diferă ca intensitate de la o substanță la alta; în cazul soluțiilor gaz-lichid, solubilitatea gazului în lichid scade dacă temperatura crește.

3) presiunea (în cazul unui solvat gazos); crește presiunea gazului, crește și solubilitatea acestuia în solvent.

4.3 MODALITĂȚI DE EXPRIMARE A CONCENTRAȚIEI SOLUȚIILOR

Exprimarea cantitativă a concentrației soluțiilor se poate realiza în următoarele moduri:

1. *Concentrația procentuală*, (c%) a unei soluții reprezintă cantitatea de substanță dizolvată în 100 g de soluție (procente de masă).

100g soluție…….**c** %

m_s g soluție…….m_d g, de unde deducem formula de calcul a concentrației procentuale masice:

$$\frac{c}{100} = \frac{m_d}{m_s} = \frac{m_d}{m_d + m_{solvent}}; \Rightarrow c = \frac{m_d \cdot 100}{m_s}, \ unde:$$

m_d = masa substanței dizolvate;

m_s = masa soluției;

$m_{solvent}$ = masa solventului.

2. *Concentrația molară sau molaritatea*, (C_M sau M) reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată într-un 1 L de soluție.

1 L soluție……..**C_M** moli

V_s L soluție……. **ν** moli, de unde deducem formula de calcul a molarității:

$$c_M = \frac{\nu}{V_s}; \ dar\, \nu = \frac{m_d}{M} \Rightarrow c_M = \frac{m_d}{M \cdot V_s}, \ unde:$$

ν = numărul de moli de substanță dizolvată (moli);

m_d = masa de substanță dizolvată (g);

M = masa molară a substanței dizolvate (g/mol);

V_s = volumul soluției (exprimat în L).

Din punct de vedere al cantității de substanță dizolvată pe unitatea de masă sau de volum, soluțiile se clasifică în:

- ***soluții diluate***; au dizolvat un conținut de substanță foarte mic în raport cu soluția saturată;
- ***soluții concentrate***; conțin o cantitate de substanță dizolvată apropiată de cea a soluțiilor saturate.

O soluție diluată se poate obține dintr-o soluție concentrată prin:

- ***adăugare de solvent***
- ***adăugarea unei soluții mai diluate***

O soluție concentrată se poate obține dintr-o soluție diluată prin:

- ***adăugare de solvat***
- ***adăugarea unei soluții mai concentrate***
- ***evaporare de solvent***

4.4 APLICAȚII DE CALCUL: SOLUȚII

Aplicații de calcul rezolvate

1. Calculează volumul de apă necesar pentru a dilua 20 mL soluție de acid sulfuric de concentrație 50% (ρ = 1,35 g/cm^3) până la o concentrație de 20% .

R: 40,5mL H_2O

Rezolvare:

$$\rho_{H_2SO_4} = \frac{m_{s_i}}{V_{s_i}} \Rightarrow m_{s_i} = 1{,}35\frac{g}{mL}\cdot 20mL = 27g\ sol.\ H_2SO_4 50\%$$

$$c_i = \frac{m_{d_i}\cdot 100}{m_{s_i}} \Rightarrow m_{d_i} = \frac{50\cdot 27}{100} = 13{,}5g\ H_2SO_4$$

$$m_{d_i} = m_{d_f} = 13{,}5g\ H_2SO_4$$

$$c_f = \frac{m_{d_f}}{m_{s_f}}\cdot 100 \Rightarrow m_{s_f} = \frac{13{,}5\cdot 100}{20} = 67{,}5g\ sol.\ 20\%$$

$$m_{H_2O\ adăd.} = m_{s_f} - m_{s_i} = 67{,}5 - 27 = 40{,}5g\ apă;\ 40{,}5mL\ apă\ distilată\ ad.$$

2. Se amestecă 300g *soluție 1* de acid sulfuric de concentrație 10% cu o *soluție 2* de acid sulfuric de concentrație 60% pentru a obține, după omogenizare, o soluție de acid sulfuric de concentrație 30%. Calculează *masa soluției 2* necesară și raportul de combinare al celor două soluții.

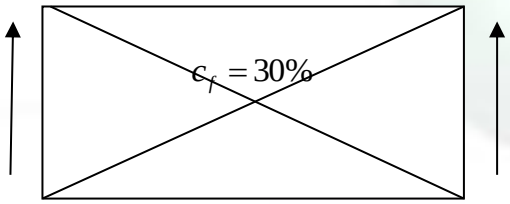
R: 200kg sol. de acid sulfuric 60%;1,5

Rezolvare:

Problema se poate rezolva foarte rapid aplicând ***regula dreptunghiului***:

- regula se poate aplica doar în cazul în care cunoaștem concentrațiile celor două soluții inițiale, pe care le amestecăm, respectiv concentrația soluției finale;
- în colțurile de sus ale dreptunghiului așezăm concentrațiile soluțiilor inițiale;
- la intersecția diagonalelor așezăm concentrația finală, obținută prin amestecarea celor două soluții;
- facem diferența pe diagonală și obținem părți soluție de concentrația citită pe latură, conform săgeții:

$c_{sol.\,1} = 10\%$ $\qquad\qquad$ $c_{sol.\,2} = 60\%$



$30\ \ parti\ sol.\ H_2SO_4 10\% .....20\, parti\ sol. H_2SO_4 60\% .....50\, parti\ sol. 30\%$

$300g\ sol.\ H_2SO_4\ 10\% \ .....m_{s_2} = ?\, kg$

$de\ unde\ \Rightarrow m_{s_2} = 200kg\ sol.\ H_2SO_4 60\%;\ \ \dfrac{m_{s_1}}{m_{s_2}} = \dfrac{300}{200} = 1{,}5$

3. Coeficientul de solubilitate al clorurii de potasiu, KCl la o anumită temperatură, t°C este de 28 g KCl per 100 g apă. Soluția saturată are densitatea 1,15 g/mL. Determină concentrația procentuală masică respectiv concentrația molară a soluției saturate.

R: 21,875%; C_M = 3,376 moli/L

Rezolvare:

$t^oC:\ 100g\ apă.....28g\ KCl.....128g\ sol.\ saturată$

$$c_{sol.} = \frac{m_d}{m_s}\cdot 100 = \frac{28}{128}\cdot 100 = 21{,}875\%;$$

$$c_M = \frac{\nu_{KCl}}{V_{s_{KCl}}};\ \ \nu_{KCl} = \frac{m_{KCl}}{M_{KCl}} = \frac{28}{74{,}5} = 0{,}3758 moli;\ V_{s_{KCl}} = \frac{m_{s\,KCl}}{\rho_{s_{KCl}}} = \frac{128g}{1{,}15g/mL} = 111{,}304mL$$

$$c_{M_{KCl}} = \frac{0{,}3758 moli}{0{,}1113L} = 3{,}376 mol/L$$

4. O bucățică de sodiu metalic, solid gri argintiu doar în tăietură proaspătă și extrem de reactiv cu masa de 1,15g se introduce într-un pahar Erlenmeyer în care se găsesc 200g soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 4%. Determină prin calcul concentrația soluției obținute.

R: 4,97%

Rezolvare:

$m_{s\ inițial}$ =200g soluție NaOH 4%; de aici obții $m_{d\ inițial}$ = 8g NaOH

Cele 1,15 g sodiu, Na adăugate peste soluția inițială de NaOH vor reacționa violent cu o parte din apa din soluție, conform reacției:

$$\underset{1{,}15g}{\overset{23g}{Na}} + H_2O \rightarrow \underset{m_{KOH\ rez.din\ r.}=2g}{\overset{40g}{NaOH}} + \underset{m_{H_2\uparrow}=0{,}05g}{\overset{\frac{1}{2}\cdot 2g}{\frac{1}{2}H_2}}\uparrow;$$

$$c_f = \frac{m_{d_f}}{m_{s_f}}\cdot 100 = \frac{m_{d_i} + m_{d_{NaOH\ rezultată\ din\ reactie}}}{m_{s_i} + m_{Na} - m_{H_2\uparrow}}\cdot 100 = \frac{8+2}{200+1{,}15-0{,}05}\cdot 100 = 4{,}97\%$$

5. Care va fi concentrația molară a unei soluții apoase de acid clorhidric de concentrație 36,5% și densitate 1,18g/mL?

Rezolvare:

Notăm cele trei relații de calcul necesare; ***c_M, ρ, c%***; Ai grijă la faptul că densitatea se exprimă în g/mL, iar în formula concentrației molare avem moli HCl dintr-un 1 Litru de soluție; înlocuim în (rel. 1) Vs din (rel.2) exprimat în litri, respectiv md/ms din (rel. 3);

$$c_M = \frac{\nu_{HCl}}{V_{s_{HCl}}} = \frac{m_d}{M \cdot V_s};(rel.\ 1)\ \ c_M = \frac{m_d}{M \cdot \frac{m_s \cdot 10^{-3}}{\rho}} = \frac{m_d \cdot \rho}{m_s \cdot M \cdot 10^{-3}} = \frac{c \cdot \rho}{100 \cdot M \cdot 10^{-3}} \Rightarrow c_M = \frac{c \cdot \rho \cdot 10}{M}\ \ (rel.1*)$$

$$\rho = \frac{m_s}{V_s} \Rightarrow V_s = \frac{m_s \cdot 10^{-3}}{\rho} L\ (rel.\ 2);\qquad \frac{c}{100} = \frac{m_d}{m_s}\ \ (rel.\ 3)$$

Înlocuim cu datele din problemă în (rel. 1*) și obținem molaritatea soluției 11,8 moli/L.

Aplicații de calcul/ Antrenament

1. Care va fi concentrația molară a unei soluții apoase de acid sulfuric de concentrație 24,5% și densitate 1,174 g/mL?

R: 2,935 moli/L

2. Care va fi concentrația procentuală a unei soluții apoase de acid clorhidric de concentrație molară 11,8 moli·L^{-1} și densitate 1,18g/mL?

R: 36,5%

3. La masa de lucru ai 600 g soluție de zahăr c=32%. Ce masă de soluție ar trebui înlocuită cu apă distilată pentru ca în final să rămână aceeași cantitate de soluție, dar de concentrație 24%?

R: 150g sol.

4. Peste 400 mL soluție 0,2M de sulfat de aluminiu, $Al_2(SO_4)_3$ se adaugă 100mL soluție 0,1M de sulfat de potasiu, K_2SO_4. Calculează concentrația molară a anionilor sulfat, SO_4^{2-} în soluția finală.

R: 0,5 moli/L

5. Prepară 50 mL soluție glucoză de concentrație 5%. Dacă vei introduce soluția obținută într-un flacon cotat de 100 mL și aduci la semn cu apă distilată, care va fi concentrația soluției obținută în final? (considerăm densitatea ambelor soluții egală cu 1g/mL)

R:2,5%

6. Serul fiziologic este o soluție de clorură de sodiu de concentrație 0,9%.

a) Cum vei prepara 100 mL ser fiziologic? (densitatea serului fiziologic este 1,11g/mL);

b) Dacă în laborator ai doar soluție de clorură de sodiu de concentrație 5% și apă distilată explică cum vei prepara 50 mL ser fiziologic (considerăm densitatea soluției de clorură de sodiu 5% este egală cu 1g/mL).

R: a) cântăresc 0,999g NaCl și adaug 110,001mL apă distilată;
b)introducem 9,99 mL sol. de clorură de sodiu 5% într-un flacon cotat de 50mL și aducem la semn cu apă distilată

7. Ce volum de soluție de acid sulfuric 98% ($\rho_{sol.\ 98\%}$ =1,84g/mL) trebuie să adaugi în porțiuni mici și sub agitare continuă peste apă distilată pentru a prepara 100 mL soluție de acid sulfuric de concentrație 20% ($\rho_{sol.\ 20\%}$=1,14g/mL)?

R: 12,64 mL sol. de acid sulfuric 98%

8. 50g de soluție de acid azotic de concentrație 60% se diluează cu apă distilată până când concentrația soluției devine 20%. Stabilește raportul masic de amestecare a celor două lichide.

R: masă sol. de acid azotic 60% : masă apă distilată adăugată = 1 : 2

9. Calculează concentrația procentuală masică a soluției rezultate prin amestecarea a două volume soluție de sodă caustică de concentrația procentuală masică 50% (densitatea soluției de sodă caustică 50% este de 1,5 g/cm^3) cu două volume de apă.

R: 30%

10. Calculați volumul de soluție de acid clorhidric de concentrație procentuală masică 36,5% (ρ = 1,18 g/mL) necesar pentru a prepara 100 mL soluție de acid clorhidric 1M.

R: 8,47 mL sol. de acid clorhidric 36,5%

11. Peste 250 g soluție de hidroxid de potasiu de concentrație procentuală masică 20% se adaugă 500 mL soluție de hidroxid de potasiu 12% ($\rho_{sol.12\%}$ =1,1g/mL). Calculează concentrația procentuală masică a soluției rezultate.

R:14,5%

12. Se amestecă o *soluție 1* de acid sulfuric de concentrație 80% cu o *soluție 2* de acid sulfuric cu masa de 400g soluție și de concentrație 20% pentru a obține după omogenizare o soluție de acid sulfuric de concentrație 40%. Calculează *masa soluției 1* necesară și raportul de combinare al celor două soluții.

R: 200g sol. 80%; 1:2

13. Un volum de 250 cm^3 soluție de potasă caustică 2M se amestecă cu 850 cm^3 soluție de potasă caustică 1M și cu 900 cm^{3}apă distilată. Calculează concentrația molară respectiv concentrația procentuală masică a soluției rezultate, dacă se cunoaște densitatea soluției finale ca fiind 1,2 g/cm^3.

R: 0,675M; 3,15%

14. Serul fiziologic este o soluție de clorură de sodiu de concentrație 0,9% (densitatea serului fiziologic este 1,11g/mL). Peste 100 mL soluție ser fiziologic adaugi 4,851g clorură de sodiu, NaCl. Se cer următoarele:

a) numărul de moli de clorură de sodiu, NaCl pe care îl vom avea în soluția obținută;

b) concentrația procentuală masică și molaritatea soluției rezultate după dizolvarea sării (considerăm densitatea soluției finale 1,2g/mL)

R: a) 0,1moli NaCl;b)5,049%; 1,036M

15. Care este masa de soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 80% care trebuie adăugată peste 4 Kg soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 40% pentru a obține o soluție de concentrație 50%?

R: 1,333kg soluție de acid sulfuric 80%

16. Se amestecă 100g *soluție 1* de sodă caustică de concentrație 10% cu o *soluție 2* de sodă caustică de concentrație 80% pentru a obține, după omogenizare, o soluție de sodă caustică de concentrație 40%. Calculează *masa soluției 2* necesară și raportul masic de combinare al celor două soluții.

R:75g sol. de sodă caustică 80%; 4:3

17. Calculează masa de apă care trebuie evaporată din 250g soluție sare de bucătărie de concentrație 5% pentru a ajunge la o concentrație de 25%.

R:200g apă evaporată

18. O cantitate de 490 g soluție de acid sulfuric reacționează stoechiometric cu zincul. În urma reacției se degajă, în condiții normale 11,2 L de hidrogen. Determină concentrația procentuală masică a soluției de acid sulfuric utilizată.

R: 10%

19. Care va fi volumul de soluție de H_2SO_4 de concentrația 98% ($\rho_{soluție}$ =1,84 g/mL) necesar pentru a prepara 2L soluție de concentrație 2*M*.

R:217,39 mL

20. Un flacon cotat de 100 cm^3 umplut până la semn cu apă distilată (ρ =1g / mL) cântărește 140 g. Care este masa aceluiași balon umplut cu o soluție de acid sulfuric de concentrație c=38% și ρ=1,29 g/mL?

R: 169g

21. O bucățică de sodiu metalic, solid gri argintiu și extrem de reactiv cu masa de 1,15g se introduce într-un pahar Erlenmeyer în care se găsesc 198,9 g soluție de hidroxid de sodiu de concentrație procentuală masică 10%. Determină, prin calcul concentrația soluției obținute.

R: 10,945%

22. O bucățică de potasiu metalic, solid gri albăstrui în tăietură proaspătă și extrem de reactiv cu masa de 3,9 g se introduce în 100g soluție de hidroxid de potasiu, KOH de concentrație procentuală masică 5%. Determină prin calcul concentrația soluției obținute.

R: 10,21%

4.5 SOLUȚII APOASE DE ACIZI ȘI BAZE

Soluții apoase de acizi (tari și slabi): HCl, H_2CO_3, HCN; Cuplul acid-bază conjugată

Def. Acizii sunt speciile chimice (molecule neutre sau ioni) care pot ceda unul sau mai mulți ioni pozitivi de hidrogen, H^+ (protoni).

$$Acizii\ \ pot\ \ fi: \begin{cases} molecule\ neutre: HCl,\ \ H_2CO_3\ etc. \\ ioni \begin{cases} pozitivi: H_3O^+,\ \ NH_4^+ \\ negativi: HCO_3^-,\ \ HSO_4^- \end{cases} \end{cases}$$

Prop. fizice Acizii sunt solubili în apă; soluțiile apoase ale acizilor **au gust acru** și **conduc curentul electric.** În condiții standard, acizii se găsesc în toate cele trei stări de agregare; gazoasă: acidul clorhidric, HCl, acidul sulfhidric, H_2S; lichidă: acidul sulfuric, H_2SO_4, acidul azotic, HNO_3; **solidă**: acidul fosforic, H_3PO_4.

Clasificare

Formula generală a acizilor este **H_nA**, unde **n** este valența radicalului acid **A**.

A. După compoziția lor, acizii pot fi clasificați în două categorii:

-hidracizi**,** *Exemple:* HCl acid clor***hidric***; H_2S acid sulf***hidric***

-oxiacizi**,** *Exemple:* H_2SO_3 Acid sulfur***os;*** H_2SO_4 Acid sulfur***ic***

B. După numărul de protoni care pot fi cedați, acizii se pot clasifica în:

-acizi monobazici sau monoprotici, acizi care pot ceda un singur proton: HCl, HNO_3, etc.

-acizi polibazici sau poliprotici: dibazici/ diprotici: H_2S, H_2CO_3 etc.; tribazici/ triprotici: H_3PO_4

C. După tăria lor, pot fi:

$$Acizi \begin{cases} tari,\ K_a > 1\ sau\ K_a >> 1;\ ex.\ HCl\ cu\ K_{a_{HCl}} = 10^7 \\ slabi,\ K_a < 1 \begin{cases} de\ tarie\ mijlocie,\ K_a \approx 10^{-2} - 10^{-3} : ex.\ H_2SO_3\ cu\ K_{a_{H_2SO_3}} = 1{,}5 \cdot 10^{-2} \\ slabi,\ K_a = 10^{-4} - 10^{-7},\ ex.\ H_3CO_3\ cu\ K_{a_{H_2CO_3}} = 4{,}3 \cdot 10^{-7} \\ foarte\ slabi, K_a < 10^{-7},\ ex.\ HCN\ cu\ K_{a_{HCN}} = 4{,}9 \cdot 10^{-10} \end{cases} \end{cases}$$

HCN <H_2S < H_2CO_3	< HNO_2 < H_3PO_4 < H_2SO_3	< HNO_3< H_2SO_4 < HCl < HBr < $HClO_4$ < HI
Acizi foarte slabi și slabi	***Acizi de tărie medie***	***Acizi tari***

Crește K_a, crește tăria acidului

K_a este constanta de aciditate și parametru care ne indică tăria unui acid. Pentru a deduce expresia matematică a ***K_a*** considerăm reacția de ionizare în soluție apoasă a unui acid HA. După stabilirea echilibrului în soluție vom avea ioni hidroniu H_3O^+, anionul A^-, respectiv molecule de acid, HA nedisociate și molecule de apă. Constanta funcție de concentrațiile molare ale speciilor prezente la echilibru, ***K_c*** va fi:

$$HA_{(aq.)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq.)} + A^-_{(aq.)}$$

$$K_c = \frac{[H_3O^+]_e \cdot [A^-]_e}{[HA]_e \cdot [H_2O]_e};\ dar\ [H_2O]_e = const.\ pt.\ sol.\ diluate \Rightarrow K_a = K_c \cdot [H_2O] = \frac{[H_3O^+]_e \cdot [A^-]_e}{[HA]_e}$$

K_a este exprimată în mol·L^{-1}. Conform ecuației matematice, cu cât concentrațiile speciilor ionizate, ionul hidroniu și anionul A^- sunt mai mari, respectiv cantitatea de acid neionizat este mai mică, cu atât K_a este mai mare și implicit acidul este mai tare. Acesta pune în libertate mai ușor protoni.

În concluzie, în soluție apoasă, acizii foarte tari, ex. acidul clorhidric HCl ionizează practic total; acizii slabi, ex. acidul cianhidric HCN ionizează parțial (reacție reversibilă):

$$\underset{\substack{\text{acid foarte tare,}\\ \text{ionizează complet}}}{HCl_{(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq.)} + \underset{\substack{\text{bază conjugată}\\ \text{foarte slabă a acidului tare}}}{Cl^-_{(aq.)}} \quad ;$$

$$\underset{\substack{\text{acid foarte slab,}\\ \text{ionizează f. putin}}}{HCN_{(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq.)} + \underset{\substack{\text{baza conjugată}\\ \text{tare a acidului slab}}}{CN^-_{(aq.)}}$$

Cu cât acidul este mai tare cu atât baza sa conjugată va fi mai slabă; ex. ***cuplul acid/ bază conjugată; HCl/ Cl$^-$***; spunem despre anionul clorură, Cl^- că este baza conjugată foarte slabă (practic specie protic inactivă în soluție apoasă) a acidului tare HCl.

Soluții apoase de baze (tari și slabe) NaOH, NH_3. Cuplul bază - acid conjugat

Def. Bazele sunt speciile chimice care pot accepta unul sau mai mulți protoni.

$$\text{Bazele pot fi}: \begin{cases} \text{molecule neutre}: \ NaOH, \ NH_3 \ etc. \\ \text{ioni negativi}: HO^-, \ HCO_3^-, \ CN^- \end{cases}$$

Prop. fizice Soluțiile apoase ale bazelor ușor solubile sunt leșioase (senzație lunecoasă la pipăit), caustice (produc arsuri) și conduc curentul electric. În condiții standard se găsesc doar în stare solidă; excepție face amoniacul care este gaz, $NH_{3(g)}$, extrem de solubil în apă (sol. de hidroxid de amoniu, $NH_4OH_{(aq.)}$).

Formula generală a unei baze este **$M(OH)_n$**, unde ***n*** este valența metalului **M**. *Ex.:* $Fe(OH)_2$ hidroxid de fer (II) sau hidroxid fer**os;** $Fe(OH)_3$ hidroxid de fer (III) sau hidroxid fer**ic**

Clasificare

A. După solubilitatea bazelor în apă, avem:

-baze solubile, care se dizolvă în apă: NaOH, KOH etc;

-baze parțial solubile în apă: $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$;

-baze insolubile, care nu se dizolvă în apă: $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Cu(OH)_2$.

B. După numărul de protoni care pot fi acceptați, bazele se clasifică în:

-baze monoprotice/ monoacide, pot accepta un singur proton: NaOH, KOH, NH_3;

-baze poliprotice/ poliacide: diacide, $Ba(OH)_2$; triacide, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$.

C. După tăria lor, bazele pot fi clasificate în:

-baze tari, cu $K_b > 1$: bazele cele mai tari sunt hidroxizii metalelor alcaline; se prezintă sub formă de cristale incolore, solubile în apă; caracterul bazic al hidroxidului alcalin crește în ordinea:

LiOH < NaOH < KOH < RbOH < CsOH; tăria bazei crește cu creșterea caracterului electropozitiv al metalului

-baze slabe, cu $K_b < 1$: hidroxidul de amoniu, NH_4OH, bazele metalelor din grupele 13-15 (ex.: $Al(OH)_3$, $Pb(OH)_2$ etc.) și bazele metalelor din grupele secundare (ex.: $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ etc).

K_b este constanta de bazicitate (exprimată în mol·L^{-1}) și parametru care ne indică tăria unei baze (ușurința cu care aceasta acceptă protoni). Pentru a deduce expresia matematică a K_b considerăm

echilibrul de ionizare în soluție apoasă a unei baze $B_{(aq.)}$; după stabilirea echilibrului, în soluție vom avea ioni hidroxil, HO^-; cationul BH^+, respectiv molecule de bază, B nedisociate și molecule de apă; analog demonstrației de la acizi vom ajunge la:

$$\underset{\text{baza fixează } H^+}{B_{(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)}; \quad K_b = \frac{[BH^+]_e \cdot [HO^-]_e}{[B]_e}$$

Cu cât constanta de bazicitate, K_b, este mai mare cu atât baza este mai tare, deci va accepta mai ușor protoni. În concluzie, în soluție apoasă, bazele foarte tari, ex. hidroxidul de sodiu (soda caustică), NaOH ionizează practic total; bazele slabe, ex. amoniac NH_3 ionizează parțial (reacție reversibilă):

$$\underset{\substack{\text{bază tare,}\\ \text{ionizează complet}}}{NaOH_{(aq.)}} \rightarrow \underset{\text{acid conjugat slab}}{Na^+_{(aq.)}} + HO^-_{(aq.)};$$

$$\underset{\substack{\text{bază slabă,}\\ \text{ionizează parțial}}}{NH_{3(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons \underset{\text{acid conjugat tare}}{NH^+_{4(aq.)}} + HO^-_{(aq.)}$$

Cu cât baza este mai tare cu atât acidul său conjugat va fi mai slab; ex. ***cuplul bază/acid conjugat: NaOH/ Na^+***; spunem despre ***Na^+*** că este acidul conjugat foarte slab (practic, specie protic inactivă în soluție apoasă) al bazei tari, ***NaOH***.

Reacții acido-bazice. Reacția de neutralizare. Determinarea caracterului acido-bazic al soluțiilor cu indicatori

Reacția de neutralizare este reacția dintre un acid și o bază cu formare de sare și apă; acidul clorhidric neutralizează hidroxidul de sodiu conform ecuației reacției chimice:

$NaOH_{(aq.)} + HCl_{(aq.)} \rightarrow NaCl_{(aq.)} + H_2O_{(l)}$

Când soluțiile de acid și bază sunt incolore, se folosesc ***indicatorii*** pentru a determina finalul reacției; indicatorii sunt substanțe organice care pot exista în două forme, acid – bază conjugată, forme deosebite prin culoare (substanțele își schimbă culoarea în funcție de ***pH***-ul soluției).

Indicatorul	**Mediul**		
	Acid (1 < pH < 7)	Neutru (pH = 7)	Bazic (7 < pH < 14)
Fenolftaleină	**Incolor**	**Incolor**	**roșu carmin**
Metiloranj	**roșu**	**portocaliu**	**galben**
Turnesol	**roșu**	**violet**	**albastru**

4.6 *pH-ul* SOLUȚIILOR APOASE

pH-ul unei soluții reprezintă logaritmul zecimal, cu semn schimbat, al concentrației ionilor hidroniu:

$pH = -\lg[H_3O^+]$ sau, scris în mod simplificat $pH = -\lg[H^+]$

Pentru acizii tari, ex. acidul clorhidric, HCl care ionizează practic total în soluție apoasă, ***pH***-ul se calculează:

$$\underset{\substack{\text{acid tare,}\\ \text{ionizează complet}}}{HCl_{(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq.)} + Cl^-_{(aq.)}; \Rightarrow c_{M_{HCl}} = [H_3O^+]; \; pH = -\lg[H_3O^+]$$

Pentru acizi slabi, cu $K_a < 1$: $[H+]$ sau $[H_3O^+] \neq C_{M\ acid}$

pOH-ul unei soluții reprezintă logaritmul zecimal, cu semn schimbat, al concentrației ionilor hidroxil: $pOH = -\lg[HO^-]$

Pentru baze tari, ex. hidroxidul de sodiu, NaOH care ionizează practic total în soluție apoasă ***pOH***-ul se calculează:

$$\underset{\substack{\text{bază tare,}\\ \text{ionizează complet}}}{NaOH_{(aq.)}} \rightarrow Na^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \Rightarrow c_{M_{NaOH}} = [HO^-]; pOH = -\lg[OH^-]$$

Pentru baze slabe, $K_b < 1$: $[HO^-] \neq C_{M\ baza}$, deoarece bazele slabe ionizează parțial**:**

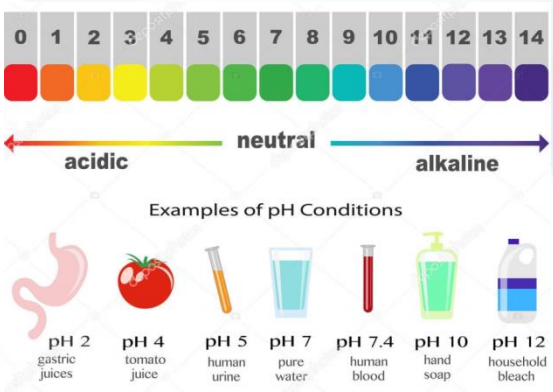
Produsul ionic al apei $K_w = [H_3O^+]\cdot[HO^-] = 10^{-14}$ (la 25°C), de unde deducem

pH + ***pOH*** = 14

Măsurarea ***pH***-ului unei soluţii se poate realiza practic cu **hârtie indicator**, hârtie impregnată cu substanţe a căror culoare se modifică în funcţie de concentraţia în ioni hidroniu, H_3O^+ a mediului.

Determinări mai precise se realizează cu ***pH-metrul***, aparat format din două părţi: un electrod care se introduce direct în soluţia a cărui pH se va determina şi un voltmetru prevăzut cu un ecran cu scală gradată care indică direct unităţile de pH ale mediului în care se află electrodul.

Documentează-te pe următoarele teme propuse sau pe oricare alt subiect pe tema dată, care este relevant pentru tine:



1. Echilibre acido-bazice în sol; pH-ul diferitelor soluri; tratarea solurilor pentru asigurarea pH-ului necesar culturilor de plante.
2. Echilibre acido-bazice în organismul uman: valorile normale de pH pentru salivă, suc gastric, suc pancreatic, sânge și urină; evitarea consumului de alimente și medicamente care perturbă echilibrul acido-bazic.
3. Indicatori acido-bazici în laboratorul școlii și acasă.
4. Echilibre acido-bazice în apa lacurilor, mărilor și oceanelor; importanța pH-ului pentru viața subacvatică.

4.7 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT

Aplicații de calcul rezolvate

1. Peste 30g soluție de acid sulfuric, H_2SO_4 de concentrație procentuală masică 49% aflată într-un pahar Berzelius adăugăm 200mL soluție de hidroxid de potasiu, KOH 2M și 2-3 picături soluție alcoolică de fenolftaleină. Precizează și justifică culoarea soluției finale.

R: roșu-carmin; 0,1moli KOH exces

Rezolvare:

$$m_{H_2SO_{4initial}} = 0{,}3 \cdot 49g / 0{,}15moli\ H_2SO_4; M_{H_2SO_4} = 98g / mol$$

$$\nu_{KOH_{total}} = c_{M_{KOH}} \cdot V_{s_{KOH}} = 2 \cdot 0{,}2 = 0{,}4moli\ KOH;$$

$$\underset{0{,}3moli\ reactionat}{\overset{2moli}{2KOH}} + \underset{0{,}15moli}{\overset{1mol}{H_2SO_4}} \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O;$$

$$\nu_{KOH_{exces}} = \nu_{KOH_{total}} - \nu_{KOH_{reactionat}} = 0{,}4 - 0{,}3 = 0{,}1moli\ KOH_{exces}$$

La adaosul a 2-3 picături soluție alcoolică de fenolftaleină peste o soluție apoasă cu caracter bazic vei observa apariția culorii roșu carmin specifică.

2. Care este volumul soluției de acid clorhidric, HCl 0,8M necesar pentru neutralizarea completă a 100g soluție de hidroxid de calcium, $Ca(OH)_2$ de concentrație procentuală masică 7,4%?

R: 0,25L =250mL

Rezolvare:

$$m_{Ca(OH)_2} = 7{,}4g / 0{,}1moli\ Ca(OH)_2; M_{Ca(OH)_2} = 74g / mol$$

$$\underset{0{,}1moli}{\overset{1mol}{Ca(OH)_2}} + \underset{0{,}2moli}{\overset{2moli}{2HCl}} \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O;$$

$$V_{s_{HCl}} = \frac{\nu_{HCl}}{c_{M_{HCl}}} = \frac{0{,}2}{0{,}8} = 0{,}25L\ sol.HCl\ 0{,}8M$$

3. O probă de 2,5g calcar ($CaCO_3$ + impurități inerte chimic) de puritate ***p%*** s-a tratat cu 150mL soluție de acid azotic, HNO_3 0,2M. Excesul de acid s-a neutralizat cu 20 mL soluție de hidroxid de sodiu, NaOH 0,5M. Determină prin calcul puritatea ***p%*** a probei.

*R: **p** =40%*

Rezolvare:

$$\nu_{HNO_{3total}} = C_{M_{HNO_3}} \cdot V_{s_{HNO_3}} = 0{,}2 \cdot 0{,}15 = 0{,}03moli\ HNO_3$$

$$\nu_{HNO_{3exces}} = \nu_{NaOH} = C_{M_{NaOH}} \cdot V_{s_{NaOH}} = 0{,}02 \cdot 0{,}5 = 0{,}01moli\ HNO_{3_{exces}}$$

$$\nu_{HNO_{3reactionat}} = \nu_{HNO_{3total}} - \nu_{HNO_{3exces}} = 0{,}02moli$$

$$\underset{0{,}01moli/0{,}01 \cdot 100 = 1gCaCO_{3_{pur}}}{\overset{1mol}{CaCO_3}} + \underset{0{,}02moli}{\overset{2moli}{2HNO_3}} \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2 \uparrow;\ M_{CaCO_3} = 100g / mol$$

$$p = \frac{m_{CaCO_3\ pur}}{m_{probă}} \cdot 100 = \frac{1}{2{,}5} \cdot 100 = 40\%$$

4. Ca urmare a reacției dintre 100g soluție de acid sulfuric, H_2SO_4 de concentrație procentuală masică 49% cu 171g soluție hidroxid de bariu, $Ba(OH)_2$ de concentrația procentuală masică ***c%*** se constată o reducere a concentrației acidului sulfuric la 10%. Determină concentrația procentuală a soluției de hidroxid de bariu, $Ba(OH)_2$, ***c%***.

R: c =29,317%

Rezolvare:

$$m_{H_2SO_{4initial}} = 49g / 0{,}5moli\ H_2SO_4$$

$$m_{Ba(OH)_2} = 1{,}71 \cdot c_{Ba(OH)_2}; M_{Ba(OH)_2} = 171g/mol \Rightarrow 0{,}01 \cdot c_{Ba(OH)_2} moli\ Ba(OH)_2$$

$$\underset{0{,}01 \cdot c_{Ba(OH)_2} moli}{\overset{1mol}{Ba(OH)_2}} + \underset{0{,}01 \cdot c_{Ba(OH)_2} moli/0{,}98 \cdot c_{Ba(OH)_2} g}{\overset{1mol}{H_2SO_4}} \rightarrow \underset{0{,}01 \cdot c_{Ba(OH)_2}/2{,}33 \cdot c_{Ba(OH)_2} g}{\overset{1mol}{BaSO_4 \downarrow}} + 2H_2O;\ M_{BaSO_4} = 233g/mol$$

$$\frac{c_{H_2SO_{4\,final}}}{100} = \frac{m_{H_2SO_{4initial}} - m_{H_2SO_{4consumat}}}{m_{s_{H_2SO_4}} + m_{s_{Ba(OH)_2}} - m_{BaSO_4 \downarrow}} \Rightarrow \frac{10}{100} = \frac{49 - 0{,}98 \cdot c_{Ba(OH)_2}}{100 + 171 - 2{,}33 \cdot c_{Ba(OH)_2}} \Rightarrow c_{Ba(OH)_2} = 29{,}317\%$$

5.

a) Determinați, prin calcul *V*, volumul soluției de HCl 0,8333 M necesar pentru a aduce 200 mL soluție de NaOH 1M la *pH = 1*.

b) Notează ecuația reacției de ionizare a acidului clorhidric în soluție apoasă și precizează care este baza conjugată foarte slabă a acestuia.

c) Precizați care va fi culoarea soluției finale la adaosul a 2-3 picături soluție de turnesol.

R: 300mL sol. HCl 0,8333M

$$a)\ \nu_{NaOH} = C_{M_{NaOH}} \cdot V_{s_{NaOH}} = 0{,}2 \cdot 1 = 0{,}2moli\ NaOH$$

$$\underset{0{,}2moli}{\overset{1mol}{NaOH}} + \underset{\underline{0{,}2moli}}{\overset{1mol}{HCl}} \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$pH = 1 \Rightarrow [H_3O^+] = c_{M_{HCl\ sol.\ finală}} = 10^{-1} moli/L$$

$$1L \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots 0{,}1moliHCl$$

$$(0{,}2+V)L \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \nu_{HCl\ sol.\ finală} = 0{,}1(0{,}2+V)$$

$$\nu_{HCl_{total}} = 0{,}8333 \cdot V = \nu_{HCl_{neutralizare}} + \nu_{HCl_{sol.\ finală}} = 0{,}2 + 0{,}1(0{,}2+V) \Rightarrow V = 0{,}3L\ HCl\ 0{,}8333M$$

Aplicații de antrenament

1. 24 g soluție NaOH, în care masa NaOH reprezintă 1/5 din masa solventului, se neutralizează cu soluție de HNO_3 2 M. Calculează volumul soluției de HNO_3 2M folosit pentru neutralizare.

R: 50 mL soluție HNO_3 2M

2. O probă de 2,5g calcar ($CaCO_3$ + impurități inerte chimic) de puritate ***p%*** s-a tratat cu 200mL soluție de acid azotic, HNO_3 0,2M. Excesul de acid s-a neutralizat cu 100mL soluție de hidroxid de sodiu, NaOH 0,15M. Determină prin calcul puritatea ***p%*** a probei.

*R: **p** =50%*

3. Care este volumul soluției de acid sulfuric, H_2SO_4 1M necesar pentru neutralizarea completă a 100g soluție de hidroxid de calciu, $Ca(OH)_2$ de concentrație procentuală masică 3,7%?

R: 0,05L =50mL

4. Peste 30g soluție de acid clorhidric, HCl de concentrație procentuală masică 3,65% aflată într-un pahar Berzelius adăugăm 200mL soluție de hidroxid de sodiu, NaOH 0,2M și 2-3 picături soluție alcoolică de fenolftaleină. Precizează și justifică culoarea soluției finale.

R: roșu-carmin; 0,01moli NaOH exces

5. 340 g soluție de azotat de argint, $AgNO_3$ de concentrație 10 % reacționează total cu o soluție de clorură de sodiu, NaCl 5,85%. Calculați concentrația procentuală masică a azotatului de sodiu, $NaNO_3$ în soluția rezultată. *R: 3,32%*

6. Într-un pahar Berzelius cu 20 g soluție de acid clorhidric de concentrație 36,5 % vei adăuga 74g soluție de hidroxid de calciu de concentrație 20 %.

a) Calculează numărul de moli de acid clorhidric, HCl din soluția inițială de acid;

b) Determină virajul soluției finale la adaosul a 2-3 picături sol. de turnesol;

c) Determină volumul soluției de azotat de argint 2M necesar precipitării complete a ionilor clorură din soluția finală. *R:a) 0,2 moli HCl b)incolor-albastru c)0,1L sol. $AgNO_3$ 2M*

7. Conținutul normal al sucului gastric în HCl este de 0,3%. Concentrația în HCl crește datorită alimentației necorespunzătoare; consecința e apariția unor "arsuri la stomac", care pot duce la apariția gastritei sau chiar a ulcerului. Medicamente frecvent utilizate pentru a neutraliza excesul de acid au la bază hidroxidul de magneziu, $Mg(OH)_2$. Dacă considerăm un volum de 200 mL de suc gastric cu densitatea 1,22g/mL și cu o concentrație în acid clorhidric de 0,75%, determină prin calcul masa de hidroxid de magneziu, $Mg(OH)_2$ necesară pentru a readuce aciditatea sucului gastric la valoarea normală. *R:0,87 g $Mg(OH)_2$*

8. Completează tabelul de mai jos, pentru soluții apoase de acizi și baze:

$[H_3O^+]$ mol/L	$[HO^-]$ mol/L	pH	pOH	Caracterul soluției	Culoarea soluției în prezența turnesolului	Culoarea soluției în prezența fenolftaleinei	Exemple de soluții
		2					
10^{-4}							
	10^{-2}						
				Neutru			Apă
		0					

9. Determină, prin calcul cele cerute mai jos (la 25°C) și notează ecuația reacției de ionizare în fiecare caz:

a) *p*H-*ul* soluției apoase $HCl_{(aq.)}$ 0,01M ;
b) *p*OH-*ul* soluției apoase $NaOH_{(aq.)}$ 0,01M;
c) *p*H-*ul* unei soluții apoase în care concentrația ionilor hidroxil, $[HO^-]$ este egală cu 10^{-4}moli·L^{-1};
d) *p*H-*ul* unei soluții apoase care conține 0,24 g NaOH în 600 mL de soluție;
e) *p*H-*ul* unei soluții apoase de hidroxid de potasiu (potasa caustică) de concentrație 1 M;
f) *p*OH-*ul* unei soluții apoase de acid bromhidric, HBr de concentrație 10^{-3} M;

R: a)2 b)2 c)10 d)12 e)14 f)11

10. Hidroxidul de sodiu, NaOH (uzual soda caustică) este folosit la prepararea săpunului solid, cel brut făcut în gospodărie de bunica sau diversele sortimente pe care le găsim în comerț divers colorate și aromate.
a) Precizați două specii chimice prezente în soluțiile apoase de hidroxid de sodiu;
b) Notați ecuația reacției de ionizare a hidroxidului de sodiu, NaOH în soluție apoasă;
c) Calculați *p*H-ul și *p*OH-ul unei soluții de hidroxid de potasiu de concentrație 0,01 M;
d) Determinați volumul ***V*** al soluției de acid clorhidric 2M necesar pentru a aduce 250 mL soluție de hidroxid de sodiu 1M la pH=2
e) Calculați *p*OH-ul unei soluții de hidroxid de sodiu, NaOH obținută prin dizolvarea a 0,05 moli de substanță în cantitatea corespunzătoare de apă distilată, pentru a obține 500 mL soluție. *R:c)12; 2; d)126,88mL e)1*

11. Un elev efectuează un experiment chimic pentru a prepara apa de clor: barbotează clor într-o eprubetă ce conține apă, apoi adaugă în soluția obținută câteva picături de turnesol.
a) Precizați culoarea soluției din eprubetă după adăugarea turnesolului;
b) Scrieți ecuația reacției chimice din acest experiment;
c) Determinați *p*H-ul unei probe din apa de clor în care concentrația ionilor hidroniu este 0,1*M*. *R:c)1*

12. Peste un volum V_1=10 mL soluție HCl de concentrație 0,3M se adaugă un volum V_2=10 mL soluție KOH de concentrație 0,1M. Calculați *p*H-ul soluției finale.

R: pH=1

13. Calculați volumul de soluție de HCl de concentrație procentuală masică 36,5 % și densitate ρ = 1,19 g/mL, care trebuie diluat cu apă, pentru a obține 1 L soluție cu *p*H = 1.

R:8,403mL sol. HCl 36,5%

14. Determinați ce valoare are $[HO^-]$ într-o soluție de HCl cu *p*H = 3? *R: 10^{-11}moli/L*

15. Ce volum de soluție de HCl 0,5M va fi necesar în reacția cu 14g KOH, astfel încât soluția finală obținută să aibă *p*H = 7? *R:500 mL sol. HCl 0,5M*

16. Un volum ***V*** de soluție de acid clorhidric 0,5M este adăugat peste 4g granule de hidroxid de sodiu, în porțiuni mici și sub agitare continuă până când *p*H-ul soluției finale devine 7,00. Care este valoarea volumului ***V*** adăugat.

R: 200 mL sol. HCl 0,5M

17. În echilibrele de mai jos apar specii chimice cu caracter amfoter (specia care se comportă ca acid față de o bază, respectiv ca bază față de un acid) cu excepția:

a) $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{-2} + H_3O^+$ b) $CN^- + HSO_4^- \rightleftharpoons HCN + SO_4^{-2}$
c) $HS^- + HCl \rightleftharpoons Cl^- + H_2S$ d) $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

R:d)

18. În fiecare caz ai un cuplu bază / acid conjugat, cu excepția:
a) H_2O/ H_3O^+; b) CN^-/ HCN ; c) NH_4^+/ NH_3; d) CO_3^{-2}/HCO_3^- *R:c)*

Cap. V REACȚII REDOX. APLICAȚII ALE REACȚIILOR REDOX

Prof. Tudurache Adina, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași/ Palatul Copiilor Iași

Prof. Mandiuc Iuliana, Colegiul Național "G. Ibrăileanu" Iași

prof. dr. Foia Cecilia, Colegiul Național „Mihai Eminescu", Iași

5.1 Reacții de oxido-reducere

Număr de oxidare

Reguli pentru stabilirea numerelor de oxidare

Stabilirea coeficienților reacțiilor redox

Caracterul oxidant și caracterul reducător al speciilor chimice

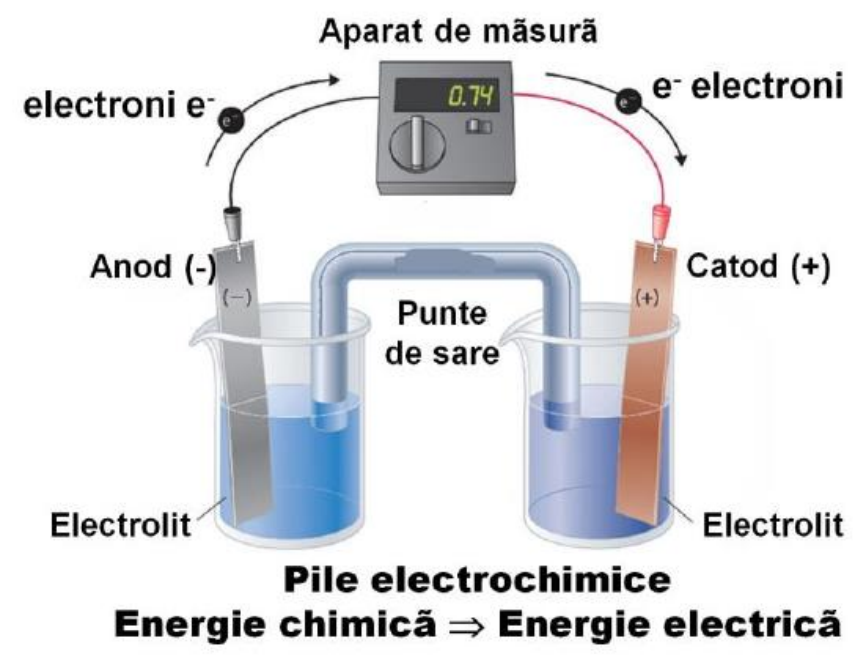
5.2 Aplicații ale reacțiilor redox

Pila Daniell (construcție și funcționare)

Acumulatorul cu plumb (construcție și funcționare)

Coroziunea și protecția anticorosivă

5.3 Aplicații / antrenament



5.1 REACȚII DE OXIDO-REDUCERE

Număr de oxidare

Numărul de oxidare (N.O.) este un număr întreg: negativ, zero sau pozitiv. La scrierea numerelor de oxidare, semnul precede cifra: $N.O._{Al^{3+}} = +3$.

Pentru determinarea N.O. în combinații covalente, se presupune formal, că electronii de legătură sunt preluați de către atomul mai electronegativ, implicat în legătură. Numărul de oxidare al atomului coincide cu sarcina formală calculată conform acestei convenții.

$$Ex.: \overset{-4}{C}\overset{+1}{H}_4;\ \overset{+4}{C}\overset{-1}{Cl}_4\ etc.$$

În compușii ionici, N.O. coincide cu sarcina reală a ionului respectiv. Ex.: Na^+, Mg^{2+} etc.

Reguli pentru stabilirea numerelor de oxidare

1. *Numărul de oxidare pentru substanțele elementare este zero.*

$$Ex.:\ \overset{0}{Na},\ \overset{0}{Cu},\ \overset{0}{H_2},\ \overset{0}{O_2},\ \overset{0}{C}\ etc.$$

2. *Numărul de oxidare al ionilor mono- și poliatomici este egal cu sarcina ionului.*

Ex.: ionul K^+ are N.O. = +1 și se notează K^{+1}; ionul Cl^- are N.O. = -1 și se notează Cl^{-1}; ionul Ca^{2+} are N.O. = +2 și se notează Ca^{+2}; ionul SO_4^{2-} are N.O. = -2 și se notează SO_4^{-2}

3. *Numărul de oxidare al hidrogenului în compușii covalenți este întotdeauna egal cu +1.*

Ex.: HCl, H_2O, NH_3 etc.

În hidrurile metalelor alcaline și ale metalelor alcalino-pământoase hidrogenul, mai puțin electropozitiv decât cele mai reactive metale va avea N.O. egal cu -1;

$$Ex.:\ hidrura\ de\ sodiu,\ \overset{+1}{Na}\overset{-1}{H};\ hidrura\ de\ calciu, \overset{+2}{Ca}\overset{-1}{H}_2\ etc.$$

4. *Numărul de oxidare al oxigenului este egal cu -2, pentru marea majoritate a compușilor chimici care îl conțin;* ex.: H_2O, HNO_3, CO_2, CaO, NaOH etc.

Excepție fac compușii care conțin legătura peroxo: -O-O- (peroxizii), în care numărul de oxidare al oxigenului este: -1 (ex. apa oxigenată, H_2O_2; peroxidul de sodiu, Na_2O_2); oxidul de fluor, F_2O unde oxigenul are N.O = +2 și peroxidul de fluor, F_2O_2 unde fluorul are N.O = +1 (fluorul este cel mai electronegativ nemetal).

5. *Suma algebrică a numerelor de oxidare ale tuturor atomilor dintr-o moleculă neutră este întotdeauna egală cu zero.*

De exemplu în molecula acidului fosforic, H_3PO_4: hidrogenul are N.O. = +1, fosforul are N.O. = +5, oxigenul are N.O. = -2, deci: $(+1\cdot 3)+(+5) + 4\cdot (-2) = 0$

6. *Suma algebrică a numerelor de oxidare ale tuturor atomilor ce intră în compoziția unui ion poliatomic este egală cu sarcina ionului.*

De exemplu: Ionul fosfat PO_4^{-3} are N.O. = -3; fosforul are N.O. = +5; oxigenul are N.O. = 2; deci: $(+5) + 4\cdot (-2) = -3$

Algoritm pentru stabilirea coeficienților în reacțiile de oxido-reducere

Pentru a stabili coeficienții reacțiilor redox se respectă următorul *algoritm*:

1. Se scrie ecuația reacției respective. De exemplu:

$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$

2. Se stabilesc numerele de oxidare ale tuturor atomilor, identificându-se atomii care își modifică numărul de oxidare. (Poți sublinia atomii care își modifică N.O.!)

$$\overset{+1}{K}\,\underline{\overset{+7}{Mn}}\,\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H}\,\underline{\underline{\overset{-1}{Cl}}} \rightarrow \overset{+1}{K}\,\overset{-1}{Cl} + \underline{\overset{+2}{Mn}}\,\overset{-1}{Cl_2} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{-2}{O} + \underline{\underline{\overset{0}{Cl_2}}}$$

3. Se scriu ecuațiile proceselor de reducere, respectiv de oxidare:

$$MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+ \rightarrow Mn^{+2} + 12H_2O \,/\, reactia\ de\ reducere;\ \ MnO_4^- \,/\, KMnO_4 - agent\ oxidant$$

sau, în forma rapidă, simplificată:

$$Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2} \,/\, reactie\ de\ reducere,\ \ Mn^{+7} \,/\, KMnO_4 - agent\ oxidant$$

$$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^- \,/ reacție\ de\ oxidare;\ \ Cl^- / HCl\ -\ agent\ reducător$$

4. Întrucât electronii nu pot exista în stare liberă, numărul electronilor cedați trebuie să fie egal cu numărul electronilor acceptați (***bilanțul redox***). Pentru aceasta se calculează cel mai mic multiplu comun al numerelor de electroni cedați și acceptați, obținându-se astfel coeficienții speciilor care își modifică N.O.:

$$Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2} \,/\, reactia\ de\ reducere \ \Big|\cdot 2$$

$$2Cl^{-1} \rightarrow Cl_2 + 2e^- \,/\, reactia\ de\ oxidare \ \Big|\cdot 5$$

5. Se notează coeficienții redox pentru substanțele care conțin speciile ce își modifică N.O. și se adaugă restul coeficienților stoechiometric, la speciile neimplicate în redox:

$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$

Clase de oxidanți

Oxidanții sunt în general, speciile chimice care acceptă electroni și se reduc.

Cei mai puternici oxidanți sunt halogenii; caracterul oxidant scade odată cu creșterea numărului atomic Z; F > Cl > Br > I, aceasta datorită scăderii forței de atracție electrostatică manifestată de nucleu asupra electronilor periferici; starea de anion X^-, este foarte ușor de realizat pentru toți atomii de halogen, pe când cea de cation este foarte puțin probabilă la fluor și din ce în ce mai accesibilă pentru omologii superiori.

Proprietățile oxidante scad în perioadă cu creșterea razei atomilor respectivi: N < O < F.

Principalele clase de oxidanți pot fi sistematizate astfel:

a) Nemetale: F_2; O_3 ; Cl_2; O_2 ; Br_2 ; I_2 etc.

b) Ioni pozitivi ai metalelor în S.O. superioară: Fe^{3+} ; Cu^{2+} ; Ag^+ etc.

c) Molecule compuse: oxizi, peroxizi, halogenuri, oxohalogenuri etc.: MnO_2, PbO_2, NO_2, SO_3, H_2O_2, Na_2O_2, PCl_5, SF_6, $PtCl_4$, SO_2Cl_2 etc

d) Anioni oxidanți:

- anioni cu atomul central în S.O. maximă:

permanganat, MnO_4^-; *azotat*, NO_3^-; *perclorat*, ClO_4^-; *bicromat*, $Cr_2O_7^{2-}$ *etc.*

- anioni cu atomul central în S.O. intermediară: *hipoclorit*, ClO^-; *clorat*, ClO_3^- *etc.*

Clase de reducători

a) Metalele, prin excelență sunt reducătorii tipici:

$Na^0 \rightarrow Na^+ + 1e^-$;

$Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$;

Crește caracterul reducător al metalului (de la dreapta la stânga)

b) Următoarele nemetale: H, C, P, Si, Se; (P, Si, Se la temperaturi ridicate)

$3C + Fe_2O_3 \rightarrow 3CO + 2Fe$;

c) Anioni în S.O. minimă: Hidruri ionice H^-, carburi C^{4-}, fosfuri P^{3-}, halogenuri X^-;

d) Cationii metalelor în S.O. minimă sau intermediară: Fe^{2+}, Sn^{2+}, Mn^{2+}, Cr^{3+} ;

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e^-$;

e) Molecule compuse:

- oxizi metalici și nemetalici: CO, NO, SO_2, FeO, MnO;

$3CO + Fe_2O_3 \rightarrow 3CO_2 + 2Fe$;

- apa oxigenată, H_2O_2 când are alături un oxidant puternic;

$O_2^{2-} \rightarrow O_2^0 + 2e^-$;

f) Oxoanioni cu atomul central în S.O. intermediară: *azotit*, NO_2^-; *sulfit*, SO_3^{2-} *etc.*

$SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^-$

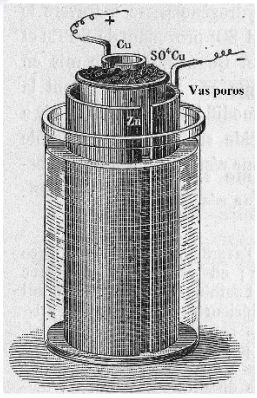
5.2 APLICAȚII ALE REACȚIILOR REDOX

Pilele electrochimice, numite și celule electrochimice sau pile galvanice sunt ***sisteme care convertesc energia chimică în energie electrică.***

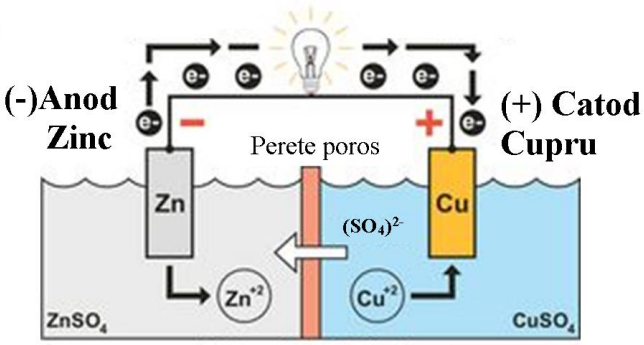
Pila Daniell

A fost realizată pentru prima dată de John Frederic Daniell în anul 1836; nu este utilizată frecvent, dar are o construcție simplă care ajută la buna înțelegere a pilelor mai complexe, pe care le folosim astăzi. Pila Cu-Zn**,** construită de Daniell, este alcătuită dintr-un vas electroizolant de sticlă și 3 cilindri din Zn, ceramica și Cu, așezati concentric. Cilindrii sunt imersati într-o solutie de H_2SO_4 sau alte soluții de electroliți. Ulterior, pila Cu-Zn a fost numită Pila Daniell, iar construcția ei a fost simplificată, astfel: într-un vas este introdus un perete poros (material ceramic), și în cele două spații

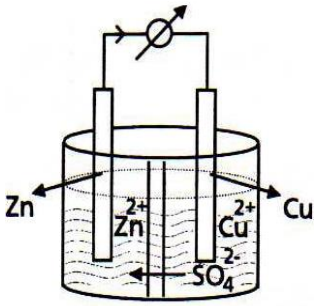
create se introduc 2 plăcuțe, una de Zn (spațiu anodic) una de Cu (spațiu catodic), apoi se adaugă solutie de H_2SO_4 sau alti electroliți. Electrodul din Zn (anod) poate fi imersat într-o solutie de $ZnSO_4$ respectiv, electrodul din Cu (catod) poate fi imersat într-o solutie de $CuSO_4$. Rolul peretelui poros este similar punții de sare, și anume de a permite trecerea ionilor pentru a asigura neutralitatea electrică în cele două spații, anodic și catodic. Construcția și funcționarea **Pilei Daniell** este ilustrată în imaginile de mai jos:



Pila construită de John Frederic Daniell



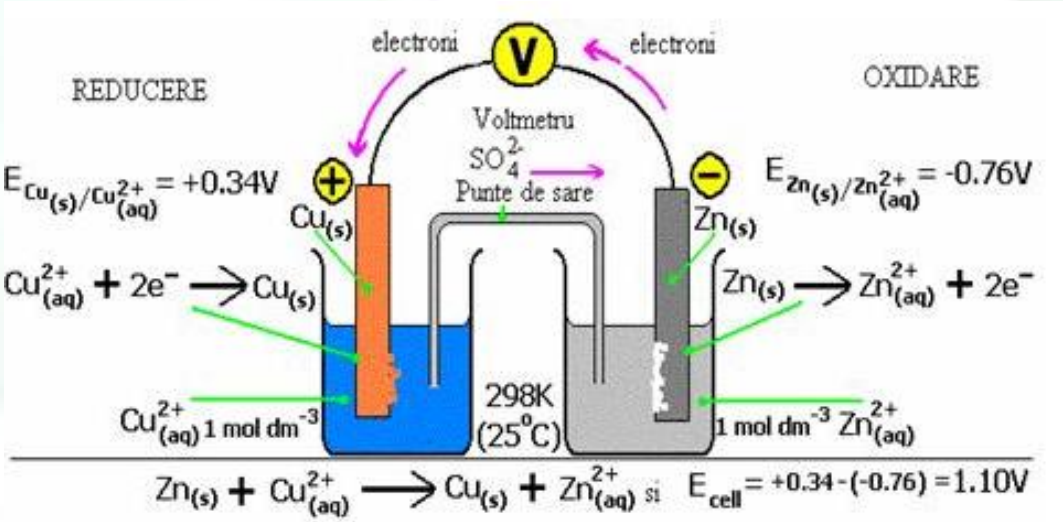
Construcția și funcționarea **Pilei Daniell**



Pila Daniell construcție simplificată

O altă variantă de construcție a pilei Cu-Zn este **Pila Daniell – Jacobi.** În acest element galvanic cele 2 spații, anodic și catodic sunt situate în două vase diferite. Puntea de sare va asigura închiderea circuitului prin asigurarea contactului electric între soluțiile de electoliți. Electrodul unui metal reprezintă ansamblul format dintr-o lamă metalică imersată în soluția ionilor săi;

Funcționarea celor două pile se bazează pe diferența dintre caracterul electropozitiv al celor două metale din care sunt confecționați electrozii.



Pila Daniell-Jacobi

(-) anodul pilei, polul negativ sau borna negativă este constituit din electrodul de zinc, element mai electropozitiv decât cuprul; zincul, cu potențial de reducere mai mic decât al cuprului se oxidează, trimite ioni Zn^{2+} în soluție și se va încărca temporar negativ;

$$(-)\ Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq.)} + 2e^{-},\ proces\ de\ oxidare;\ \varepsilon^{0}_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76\ V$$

(+) catodul pilei, polul pozitiv constituit din electrodul de cupru; simultan, ionii de cupru din soluția de sulfat de cupru se vor descărca pe placa de cupru, pozitivând-o temporar;

$$(+)\ Cu^{2+}_{(aq.)} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)},\ \ proces\ de\ reducere; \varepsilon^{0}_{Cu^{2+}/Cu} = 0{,}34\ V$$

Electronii cedați în procesul de oxidare a atomilor de zinc trec de pe placa de zinc, prin circuitul exterior spre placa de cupru, de unde sunt preluați în procesul de reducere a ionilor Cu^{2+}; astfel, în circuitul exterior se generează o tensiune electromotoare care poate fi măsurată cu un voltmetru.

Ecuația reacției chimice pe care se bazează funcționarea pilei Daniell este:

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq.)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq.)} + Cu_{(s)}$$

Pila Daniell se reprezintă convențional astfel:

$$(-)Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq.)}(1M) \parallel Cu^{2+}_{aq.}(1M) \mid Cu_{(s)}(+)$$

(-) polul negativ, anodul, se scrie în stânga; (+) polul pozitiv, catodul, se scrie în dreapta; linia verticală dintre electrozi și electrolit simbolizează interfața electrod/electrolit; iar cele 2 linii verticale, peretele despărțitor dintre semicelule (punte de sare sau diafragmă).

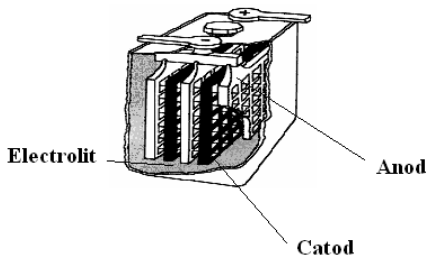
Puntea de sare, tubul în formă de U umplut cu soluția saturată a unei sări, frecvent KCl sau KNO_3 are rolul de a asigura transportul sarcinii electrice prin intermediul speciilor ionice, menținând în același timp neutralitatea soluțiilor din cele două semicelule.

În timpul funcționării pilei, masa plăcii de cupru va crește, respectiv masa plăcii de zinc va scădea; soluția de sulfat de cupru se diluează, în timp ce soluția de sulfat de zinc se concentrează.

Valoarea mică a t.e.m. (1,1 V), dificultățile asociate cu electrolitul lichid, imposibilitatea folosirii în dispozitive mobile (ex. lanterne) și coeficientul ridicat de autodescărcare au limitat folosirea acestei pile pe scară largă.

Acumulatorul cu plumb

Acumulatorul cu plumb s-a dezvoltat ca sursă portabilă de curent continuu începând cu anul 1915, când au apărut demaratoarele automate la automobile; invenția aparține fizicianului francez Gaston Planté, care revoluționează domeniul pilelor electrochimice construind o pilă reîncărcabilă, cu potențial aplicativ uriaș. Acumulatorii sunt catalogați ca pile electrochimice secundare; o condiție esențială într-un acumulator este ca seria de reacții ce se desfășoară la electrozi să fie ***reversibilă***.



Reprezentare schematică a unei secţiuni printr-o celulă a acumulatorului cu plumb

Anodul, electrodul negativ al acumulatorului este format dintr-un grătar de plumb având ochiurile umplute cu plumb spongios, Pb;

Catodul, electrodul pozitiv este format tot dintr-un grătar de plumb având ochiurile umplute cu dioxid de plumb, PbO_2;

Electrolitul este soluția de acid sulfuric, H_2SO_4 38% (densitatea 1,29 g/cm^3) pentru acumulatorul încărcat;

Reacțiile care au loc în procesul de descărcare:

(-) Anod: $Pb+SO_4^{2-} \rightleftarrows PbSO_4+2e^-$

(+) Catod: $PbO_2+4H^++SO_4^{2-}+2e^- \rightleftarrows PbSO_4+2H_2O$

Ecuația reacției chimice pe baza căreia funcționează acumulatorul cu plumb, la descărcare este:

$PbO_2+Pb+2H_2SO_4 \rightleftarrows 2PbSO_4+2H_2O$

Acumulatorul poate fi încărcat prin conectarea acestuia la o sursă de curent, având grijă ca aceasta să debiteze curentul în sens invers față de acumulator. Numărul ciclurilor de funcționare a acumulatorilor este limitat, datorită coroziunii și deformării grătarelor, desprinderii masei active de pe plăcile pozitive și sulfatării ireversibile, care se manifestă prin formarea unui strat compact, insolubil, de sulfat de plumb.

Gradul de descărcare/încărcare al acumulatorului cu plumb este corelat cu valoarea tensiunii electromotoare și cu densitatea electrolitului:

Grad de încărcare	***Tensiunea electromotoare***	***Concentrația procentuală a electrolitului***	***Densitatea electrolitului***
încărcat 100%	12,7 V	38%	1,29 g/cm^3
încărcat 20% din capacitatea sa	11,98 V	21%	1,15 g/cm^3

Deși există variante constructive în care se folosește o singură celulă (tensiunea electromotoare a unei singure celule este de aprox. 2V), acumulatorul cu plumb se folosește în sisteme de 12, 6, respectiv 3 celule, legate în serie, furnizând o tensiune de lucru de minim 24V (12 celule, la autocamioane), 12V (6 celule, la autoturisme) sau 6V (3 celule, alte aplicații).

Coroziunea și protecția anticorozivă a metalelor

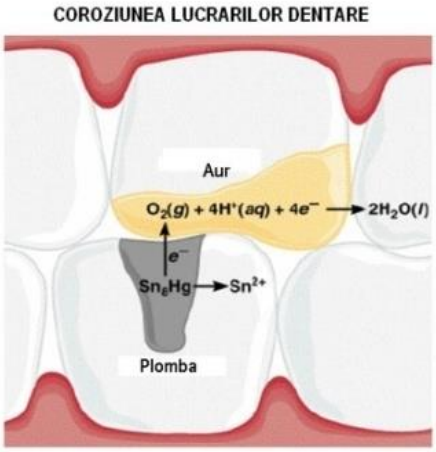
Coroziunea este procesul care cuprinde reacții chimice și/sau electrochimice dintre un material, de obicei un metal, și mediul său, proces care produce o deteriorare a materialului și a proprietăților sale.

a) Coroziunea chimică este datorată acțiunii gazelor uscate sau neelectroliților care duc la formarea unei pelicule de oxid sau sare la suprafața metalului.

Ex. interacțiunea fierului cu soluția de acid azotic; dacă soluția de acid azotic este diluată, fierul se dizolvă cu viteză mare; dacă concentrația acidului azotic depășește 65%, reacția are loc numai în primele momente, după care dizolvarea fierului încetează, datorită formării unui film aderent, subțire, invizibil cu ochiul liber, de oxid de fier (III), Fe_2O_3. Formarea acestui film de oxid foarte subțire pe fier împiedică deteriorarea în continuare a metalului.

Aluminiu poate fi folosit la construcția avioanelor și a altor structuri metalice rezistente, a vaselor de bucătărie și a altor obiecte care se află în contact constant cu apa și oxigenul; conform ecuației reacției: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ rezultă oxidul de aluminiu în strat subțire, foarte aderent la suprafața metalului, foarte compact și care se reface imediat în majoritatea mediilor dacă este deteriorat, protejând astfel metalul împotriva coroziunii.

b) Coroziune electrochimică are loc în prezența apei și a electroliților, în general.



Cel mai comun tip de coroziune este ***ruginirea fierului;*** ferul expus în atmosferă umedă/ apă și în prezența oxigenului, reacționează lent conform ecuațiilor reacțiilor de mai jos, cu formarea produsului final, stabil oxidul de fier (III), roșu-cărămiziu:

$(-)\ Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq.)} + 2e^-$, *proces de oxidare din zona anodică*;

$(+)\ O_{2_{(g)}} + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4HO^-$

$4Fe^{2+} + O_2 + (4+2n)H_2O \rightarrow 2Fe_2O_3 \cdot nH_2O + 8H^+$

Coroziunea poate avea loc chiar în cavitatea bucală atunci când avem plombe din materiale metalice diferite (ex.: o plombă din amalgam dentar, Sn-Hg și un dinte îmbrăcat cu aur); la contactul direct dintre cele două metale diferite se formează o micropilă în care metalul mai electropozitiv (staniul din amalgam) se oxidează iar pe aur are loc o reacție de reducere, în prezența oxigenului și a mediului acid din salivă (electrolit).

Metode de protecție anticorozivă

a) acoperirea metalului cu un strat superficial impenetrabil pentru oxigen și umiditate: vopsire, emailare, fosfatare (acoperire cu un strat de fosfat de mangan și fer);

b) acoperiri cu metale de sacrificiu procesul de galvanizare constă în acoperirea suprafeței metalice de protejat cu zinc; zincul se topește la 420^0C iar obiectele care trebuie galvanizate sunt curățate chimic și apoi imersate într-o baie de zinc topit; aplicație -industria autovehiculelor;

c) alierea metalelor; aliajul obținut are o rezistență fizică și chimică mult mai mare decât fiecare metal individual

d) depunerea electrolitică pe suprafața metalului pe care dorim să-l protejăm a unui strat de metal rezistent la coroziune (nichelare, cromare, cositorire etc.) sau prin adăugarea unor substanțe inhibitoare care micșorează viteza coroziunii;

e) protecția catodică; o variantă a protecției catodice implică o pilă galvanică: metalul care trebuie protejat (catodul) este conectat electric cu alt metal, care este mai reactiv (anod/ *anod de sacrificiu*); aceasta este forma de protecție pentru structurile masive din oțel, îngropate în pământ: clădiri, conducte acvatice sau subterane; se atașează la structura de protejat un bloc de metal ușor oxidabil (ex.: magneziu) cu un cablu de oțel; magneziu, Mg mai reactiv se oxidează conform reacției: $Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq.)} + 2e^-$; în timp, blocul de magneziu se consumă și trebuie înlocuit dar acest lucru este mult mai convenabil (timp, costuri etc.) înlocuirii întregii conducte.

Protecția catodică a carenei unei nave se realizează cu ajutorul unui bloc de zinc prins de carena vasului. Oxigenul și apa se reduc la suprafața carenei de fier a vasului, conform reacției: $1/2O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2HO^-$; carena din fier doar transferă electronii către blocul de sacrificiu din zinc, care se oxidează: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq.)} + 2e^-$.

5.3 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT

Numere de oxidare

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 de oxidare al azotului are valoarea *cea mai mare* în compusul:

a. N_2; b. HNO_3; c. NO_2; d. NH_3.

Rezolvare:

Determinăm numerele de oxidare pentru atomii fiecărui element chimic. Suma algebrică a numerelor de oxidare dintr-un compus chimic este întotdeauna egală cu zero.

a. N_2^0 b. $H^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$ c. $N^{+4}O_2^{-2}$ d. $N^{-3}H_3^{+1}$

R: 1.b.

2. Numărul de oxidare al sulfului are valoarea *cea mai mică* în compusul:

a. S; b. H_2S; c. H_2SO_4; d. SO_2.

Rezolvare:

a. S^0 b. $H_2^{+1}S^{-2}$ c. $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ d. $S^{+4}O_2^{-2}$

R: 2. b.

Aplică:

3. Determină compusul chimic in care atomul de clor are numărul de oxidare **-1** :

a. NaCl; b. Cl_2; c. HClO; d. $KClO_3$.

R: 3. a.

4. În specia chimică NH_4^+, numărul de oxidare al azotului este:

a. +5 b. 0 c. -3 d. +4 *R: 4. c .* $\left(N^{-3}H_4^{+1}\right)^{+1}$

5. Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al compusului din coloana **A** însoțit de litera din coloana B, corespunzătoare numărului de oxidare al azotului din compusul respectiv:

A	**B**
1) NO	a. 0
2) N_2	b. +2
3) NO_2	c. +1
4) KNO_3	d. +4
5) N_2O	e. +5
	f. +3

R: 1.b; 2.a; 3.d; 4.e; 5.c.

Reacții de oxido-reducere; Stabilirea coeficienților stoechiometrici; Caracter oxidant și reducător.

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.

6. Reacția care *nu* este de oxido-reducere *(nu are loc cu transfer de electroni)* este:

a. $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ c. $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

b. $KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$ d. $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

Rezolvare:

Determinăm numerele de oxidare pentru atomii fiecărui element chimic din fiecare compus:

a. $2Na^0 + Cl_2^0 \rightarrow 2Na^{+1}Cl^{-1}$

b. $K^{+1}O^{-2}H^{+1} + H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow K^{+1}Cl^{-1} + H_2^{+1}O^{-2}$

c. $Fe^0 + 2H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow Fe^{+2}Cl_2^{-1} + H_2^0$

d. $Cu^0 + Cl_2^0 \rightarrow Cu^{+2}Cl_2^{-1}$

R: 6. b.

7. Care este reacția *care are loc cu transfer de electroni*:

a. $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

b. $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

c. $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

d. $2KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$

R: 7. b.

Proces de oxidare, proces de reducere

8. Indică procesul chimic de oxidare, respectiv de reducere; agentul oxidant/agentul reducător pentru schemele de mai jos:

a. $Mg^0 - 2e^- \rightarrow Mg^{+2}$

b. $S^{+6} + 2e^- \rightarrow S^{+4}$

c. $H_2^0 - 2e^- \rightarrow 2H^{+1}$

d. $Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$

Rezolvare:

Pentru procesele chimice:

a) si c) observăm că specia chimică cedează electroni, valoarea numărului de oxidare crește; procesul chimic este de ***oxidare***; agentul se numește ***agent reducător***;

b) și d) observăm că specia chimică acceptă electroni, valoarea numărului de oxidare scade; procesul chimic este de ***reducere***; agentul chimic se numește ***agent oxidant***.

Aplică :

9. Completează spațiile libere cu numărul de electroni cedați sau acceptați. Indică procesul chimic de oxidare/ reducere; agentul reducător/agentul oxidant pentru schemele de mai jos:

a. $Al^0 ... \rightarrow Al^{+3}$

b. $2I^{-1} ... \rightarrow I_2^0$

c. $Mn^{+4} ... \rightarrow Mn^{+2}$

d. $2Cr^{+6} ... \rightarrow 2Cr^{+3}$

R : 9. a si b-proces de oxidare/agent reducător; c si d –proces de reducere/agent oxidant

10. Cuprul reacționează cu acidul azotic, conform ecuației reacției chimice:

$$...Cu + ...HNO_3 \rightarrow ...Cu(NO_3)_2 + ...NO + ...H_2O$$

Se cer următoarele:

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

b. Notați formula chimică a substanței cu rol de agent oxidant / agent reducător;

c. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice.

Rezolvare:

$$Cu^0 + H^{+1}N^{+5}O_3^{-2} \rightarrow Cu^{+2}\left(N^{+5}O_3^{-2}\right)_2 + N^{+2}O^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

$Cu^0 - 2e^- \rightarrow Cu^{+2}$ (proces de oxidare, agent reducător Cu) | x3

$N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$ (proces de reducere, agent oxidant HNO_3) | x 2

Coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice sunt:

$$\mathbf{3}Cu + \mathbf{8}HNO_3 \rightarrow \mathbf{3}Cu(NO_3)_2 + \mathbf{2}NO + \mathbf{4}H_2O$$

Agentul reducător este cuprul, Cu; agentul oxidant este acidul azotic, HNO_3

11. Amoniacul reacționează cu oxigenul, conform ecuației reacției chimice:

$$...NH_3 + ...O_2 \rightarrow ... NO + ... H_2O$$

a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.
b. Notați formula chimică a substanței cu rol de agent oxidant/ agent reducător;
c. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice.

Rezolvare:

$$N^{-3}H_3^{+1} + O_2^0 \rightarrow N^{+2}O^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

$N^{-3} - 5e^- \rightarrow N^{+2}$ (proces de oxidare, agentul reducător este amoniacul, NH_3) | x 4

$O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$ (proces de reducere, agentul oxidant este oxigenul, O_2) | x 5

Coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice sunt:

$$\mathbf{4}NH_3 + \mathbf{5}O_2 \rightarrow \mathbf{4}NO + \mathbf{6}H_2O;$$

12. Permanganatul de potasiu reacționează cu acidul clorhidric, conform ecuației reacției chimice:

$$...KMnO_4 + ... HCl \rightarrow ...KCl + ...MnCl_2 + ...Cl_2 + ...H_2O$$

a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.
b. Notați formula chimică a substanței cu rol de agent oxidant / agent reducător;
c. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice.

Rezolvare:

$$K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2} + H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow K^{+1}Cl^{-1} + Mn^{+2}Cl_2^{-1} + Cl_2^0 + H_2^{+1}O^{-2}$$

$Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$ (proces de reducere, agent oxidant -permanganatul de potasiu, $KMnO_4$) | x 2

$2Cl^{-1} - 2e^- \rightarrow Cl_2^0$ (proces de oxidare, agent reducător -acidul clorhidric, HCl) | x 5

Coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice sunt:

$$\mathbf{2}KMnO_4 + \mathbf{16}HCl \rightarrow \mathbf{2}KCl + \mathbf{2}MnCl_2 + \mathbf{5}\,Cl_2 + \mathbf{8}\,H_2O$$

Aplicații:

13. Pentru reacțiile de mai jos:
a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reacție.
b. Notați formula chimică a substanței cu rol de agent oxidant / agent reducător;
c. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice.

$...MnO_2 + ... HCl \rightarrow ...MnCl_2 + ...Cl_2 + ...H_2O$

R: $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$; agentul oxidant este MnO_2, agentul reducător este HCl

$...C + ...HNO_3 \rightarrow ...CO_2 + ...NO + ... H_2O$

R: $3C + 4HNO_3 \rightarrow 3CO_2 + 4NO + 2H_2O$; agentul oxidant este HNO_3, agentul reducător este C

$...P + ...KNO_3 \rightarrow ...P_2O_3 + ...N_2 + ... K_2O$

R: $10P + 6KNO_3 \rightarrow 5P_2O_3 + 3N_2 + 3K_2O$; agentul oxidant este KNO_3, agentul reducător este P

$...K_2Cr_2O_7 + ...KI + ...H_2SO_4 \rightarrow ...Cr_2(SO_4)_3 + ...K_2SO_4 + ...I_2 + ...H_2O$

R: $K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 4K_2SO_4 + 3I_2 + 7H_2O$; agentul oxidant este $K_2Cr_2O_7$, agentul reducător este KI

$...KI + ... FeCl_3 \rightarrow ...KCl + ...FeCl_2 + ... I_2$

R: $2KI + 2FeCl_3 \rightarrow 2KCl + 2FeCl_2 + I_2$; agentul oxidant-$FeCl_3$, agentul reducător KI

Aplicații ale reacțiilor redox: pila Daniell (construcție și funcționare), acumulatorul cu plumb (construcție și funcționare). Coroziunea și protecția anticorozivă.

Elementele galvanice *sunt dispozitive care transformă energia chimică a reacțiilor redox spontane, în energie electrică.*

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.

14. Pila Daniell transformă energia chimică în energie electrică. *R: A*

15. Catodul acumulatorului cu plumb este un grătar de plumb ale cărui ochiuri sunt umplute cu plumb spongios. *R: F*

16. În timpul funcționării pilei Daniell oxidarea are loc la anod. *R: A*

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.

17. Electrodul negativ al acumulatorului cu plumb este format dintr-un grătar de plumb ale cărui ochiuri sunt umplute cu:

a. plumb
b. acid sulfuric
c. dioxid de plumb
d. sulfat de plumb

R: a

18. În timpul funcționării acumulatorului cu plumb:

a. crește concentrația acidului sulfuric;
b. la catod are loc procesul de oxidare;
c. la anod are loc procesul de reducere;
d. scade concentrația acidului sulfuric.

R: d

19. Notați două metode de protecție anticorosivă a metalelor.

Acoperiri metalice (nichelare, cromare, cositorire); Vopsire, emailare

20.

a. Precizați rolul plăcuței de cupru în pila Daniell.

b. Scrieți ecuația reacției chimice care are loc la anodul acumulatorului cu plumb, în timpul descărcării.

R: a. Catod; b. $Pb^{0}_{(s)} \rightarrow Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$ ***proces de oxidare***

21. O plăcuță de zinc, Zn cu masa ***m*** se introduce într-o soluție diluată de sulfat de cupru. Determinați numărul atomilor de cupru, Cu care se depun pe plăcuța de zinc, dacă se cunoaște că, după un anumit timp se scoate plăcuța, se usucă, se cântărește și se constată că masa plăcuței s-a modificat cu 0,4 g. (A_{Zn} = 65; A_{Cu}= 64)

R: 0,4·N_A atomi de cupru

Rezolvare:

Notăm ecuația reacției chimice:

$$\overset{65g}{Zn_{(s)}} + CuSO_{4\ (aq.)} \rightarrow ZnSO_{4(aq.)} + \overset{64g}{Cu_{(s)}}$$

Varianta I și cea mai rapidă este cea cu ***variația de masă***; se constată de pe ecuația reacției chimice că pentru fiecare 65g Zn consumat (trecut în soluție) se depun pe plăcuță 64g Cu; deci masa plăcuței **scade** cu 1 gram; $\Delta m_{teoretic} = 1g$

$\Delta m_{teoretic} = 1g$…….64g Cu_{depus}
$\Delta m_{real} = 0,4g$……..m_{Cu}=?g; $m_{Cu} = 64 \cdot 0,4 = 25,6g$ Cu depus/ 0,4 moli Cu/ $0,4 \cdot N_A$ atomi de cupru/ $0,4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ atomi de cupru

Varianta a II-a

$$\overset{65g}{\underset{x\ g}{Zn_{(s)}}} + CuSO_{4\ (aq.)} \rightarrow ZnSO_{4(aq.)} + \overset{64g}{\underset{y\ g}{Cu_{(s)}}}$$

Notăm cu ***x*** g masa de zinc care trece în soluție, respectiv cu ***y*** g masa de cupru care se depune pe plăcuță; știm că masa plăcuței scade cu 0,4 g și obținem: – ***x*** + ***y*** = – 0,4 (ec. 1)

Conform ecuației reacției chimice obținem (ec. 2); prin rezolvarea sistemului format din cele două ecuații obținem ***y***:

$$\frac{65}{x} = \frac{64}{y}\ (ec.\ 2);\quad \begin{Bmatrix} -x + y = -0,4 \\ 64x = 65y \end{Bmatrix} \Rightarrow y = 25,6g\ Cu;\ 0,4moli\ Cu;\ 0,4 \cdot N_A atomi$$

22. O plăcuță de magneziu, Mg cu masa 12,44g se introduce în 100 mL soluție azotat de crom (III), $Cr(NO_3)_3$. Când concentrația ionilor de crom, Cr^{3+} din soluție devine nulă, se constată că masa plăcuței este de 15g. Se cer următoarele:

a) masa de metal depusă pe plăcuță;
b) masa de metal trecută în soluție;
c) concentrația molară a soluției de azotat de crom luată în lucru;
d) compoziția masică a plăcuței finale.

R: a) 8,32g Cr; b) 5,76g Mg; c) 1,6mol/L

Rezolvare:

a), b) Notăm ecuația reacției chimice care are loc la introducerea plăcuței de magneziu în soluția de azotat de crom (III):

$$\overset{3 \cdot 24g}{\underset{5,76g}{3Mg_{(s)}}} + \overset{2 \cdot 238g}{\underset{m_d = ?\ g}{2Cr(NO_3)_{3(aq.)}}} \rightarrow 3Mg(NO_3)_{2(aq.)} + \overset{2 \cdot 52g}{2Cr_{(s)}}$$

$$\Delta m_{pl.} = m_{pl.\ finală} - m_{pl.initială} = 15 - 12,44 = 2,56g$$

$$\Delta m_{teoretic} = 104 - 72 = 32g$$

pt. 3·24 = 72g Mg trecut în soluție, pe plăcuța de Mg se depun 104g Cr deci $\Delta m_{teoretic}$= 104-72=32g

$m_{Mg\ trecut\ în\ sol.}$=?g……$m_{Cr\ depus}$=?g……2,56g

$$m_{Mg_{trecut\ în\ sol.}} = \frac{72 \cdot 2,56}{32} = 5,76g;\quad m_{Cr_{depus.}} = \frac{104 \cdot 2,56}{32} = 8,32g$$

$$c)\ m_d = \frac{2 \cdot 238 \cdot 5,76}{3 \cdot 24} = 38,08g\ Cr(NO_3)_3;\quad M_{Cr(NO_3)_3} = 238g/mol;$$

$$\nu_{Cr(NO_3)_3} = \frac{m}{M} = \frac{38,08}{238} = 0,16moli;\quad c_M = \frac{\nu}{V_s} = \frac{0,16}{0,1} = 1,6\ moli/L$$

$$d)\ 15g \begin{cases} m_{Mg_{initial}} - m_{Mg\ trecut\ în\ sol.} = 12,44 - 5,76 = 6,68g\ Mg \\ m_{Cr_{depus}} = 8,32g \end{cases}$$

23. O plăcuță de aluminiu cu masa 30,4g se introduce într-o soluție de sulfat de fier (II) de concentrație 0,5 mol/L. După depunerea întregii cantități de ioni metalici din soluție și cântărirea plăcuței s-a constatat o variație cu 15% din masa inițială a acesteia. Determină masa de metal trecută în soluție, masa de metal depusă pe plăcută precum și volumul de soluție de sulfat de fier luat în lucru.

R: 2,16g Al; 6,72g Fe; 0,24 L sol. $FeSO_4$ 0,5M

24. O bară confecționată din plumb, Pb cu masa 40,5g se introduce într-o soluție de azotat de argint de concentrație 1,8 moli/L și $\rho = 1,25$ g/cm^3. După consumarea totală a ionilor de argint, Ag^+ din soluție s-a constatat o variație a masei plăcuței cu 2%. Determină masa de metal depusă, masa de metal trecută în soluție și masa de soluție de azotat de argint luată în lucru.

R: 19,44g Ag; 18,63g Pb; 125g sol.$AgNO_3$

25. O piesă confecționată dintr-un metal trivalent este introdusă în 200 mL soluție de sulfat de cupru 1,4M. După un timp ***t***, când în soluția apoasă mai avem o masă de 35,2g $CuSO_4$ dizolvată, se scoate plăcuța din soluție, se usucă, se cântărește și se constată că masa plăcuței a crescut cu 2,76 g. Identifică metalul trivalent.

R: $A_M = 27$; M = Al

26. O plăcuță cu masa de 10g conține 94% cupru, în procente masice; diferența e constituită din impurități inerte chimic. Plăcuța se introduce în soluție 200mL sol. de azotat de argint de concentrație molară ***x*** moli/L. În momentul în care masa de cupru din plăcuță devine 6,2 g tot azotatul de argint, $AgNO_3$ din soluție s-a consumat. Determină concentrația molară ***x,*** exprimată în moli/L a soluției de azotat de argint.

R: x = 0,5 moli/L

Cap. VI NOȚIUNI DE TERMOCHIMIE

Tudurache Adina, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași/ Palatul Copiilor Iași

Mandiuc Iuliana, Colegiul Național "G. Ibrăileanu" Iași

6.1 Reacții exoterme, reacții endoterme

6.2 Entalpie de reacție

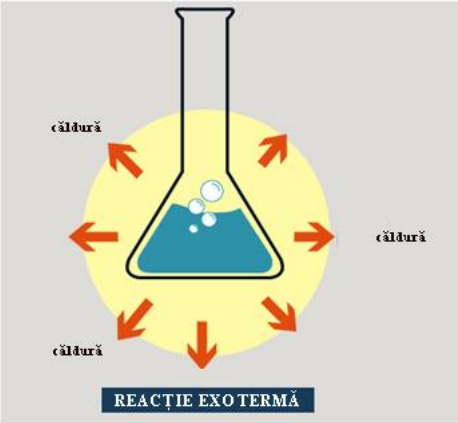
6.3 Căldura de combustie-arderea hidrocarburilor

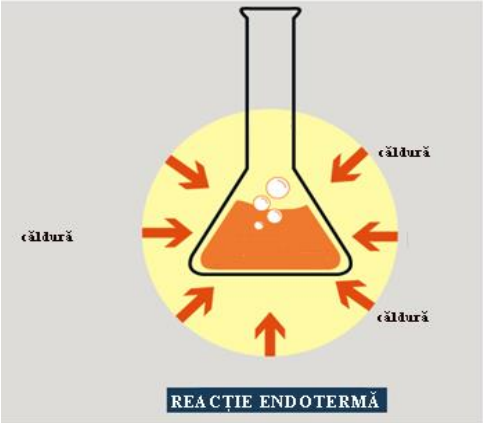
6.4 Legea lui Hess

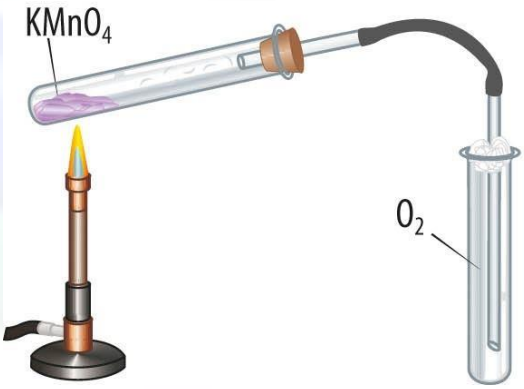
6.5 Căldura de neutralizare (acid tare- bază tare)

6.6 Căldura de dizolvare

6.7 Aplicații rezolvate/ pentru antrenament







NOȚIUNI DE TERMOCHIMIE

Termochimia studiază efectele termice care însoțesc procesele chimice și unele procese fizico-chimice (topire, fierbere, dizolvare etc.).

Efectul termic este echivalentul căldurii degajată sau absorbită într-un proces.

Cantitatea de căldură primită de un corp/ substanță poate fi folosită la ridicarea temperaturii corpului/ substanței respective.

Pentru calcule vei folosi relația $Q = m \cdot c \cdot \Delta t$, în care: Q este cantitatea de căldură; m –masa; c – căldura specifică (are valoare specifică pentru fiecare substanță, ex. $c_{apă} = 4{,}18 J/g \cdot grad$); Δt –variația de temperatură, $\Delta t = t_f - t_i$

Căldura (Q) se măsoară în calorii, 1cal = 4,186 J.

6.1 REACȚII EXOTERME, REACȚII ENDOTERME

Procesele chimice în care sistemul reactant cedează căldură mediului exterior se numesc ***reacții exoterme*** (reacțiile care au loc cu degajare de căldură).

Reactanți → produși de reacție + Q; exemple:

- reacțiile de ardere: ale combustibililor, ale glucidelor în organismul uman etc.;
- reacția de neutralizare: $HCl_{(aq.)} + NaOH_{(aq.)} \rightarrow NaCl_{(aq.)} + H_2O_{(aq.)} + Q$;

Procesele chimice în care sistemul reactant absoarbe căldură din mediul exterior se numesc ***reacții endoterme*** (reacțiile care au loc cu absorbție de căldură).

Reactanți + Q → produși de reacție; exemple:

- majoritatea reacțiilor de descompunere sunt endoterme; $CaCO_{3(s)} + Q \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

În ecuațiile termochimice ale reacțiilor, pe lângă efectul termic (Q) se notează și starea de agregare a participanților la reacție (**s** - solid, **l** - lichid, **g** - gaz, **aq.**- soluție apoasă).

Cantitatea de căldură Q, cedată într-o reacție exotermă sau absorbită într-o reacție endotermă, se numește ***căldură de reacție*.**

6.2 ENTALPIA DE REACȚIE

Căldura de reacție pentru o reacție care se desfășoară la presiune constantă, notată Q_p, este egală cu variația entalpiei sistemului chimic, $\Delta H = Q_p$.

Pentru o reacție generală de tipul: **Reactanți → produși de reacție**, variația entalpiei sistemului chimic va fi: $\Delta H = H_{final} - H_{inițial} = H_P - H_R$

Entalpia este o mărime de stare extensivă a substanțelor, astfel încât pentru o reacție, cât se poate de generală, la care participă mai multe substanțe, de tipul:

$$\nu_1 \cdot R_1 + \nu_2 \cdot R_2 + ...\nu_i \cdot R_i \rightarrow \nu_1' \cdot P_1 + \nu_2' \cdot P_2 + ...\nu_i' \cdot P_i;$$

$$\Delta_r H = \sum \nu_P \cdot H_P - \sum \nu_R \cdot H_R, \ unde:$$

ν_R, ν_P – numărul de moli dintr-un reactant; respectiv numărul de moli dintr-un produs de reacție;
H_R, H_P – entalpiile molare ale reactanților, respectiv ale produșilor de reacție.

În reacțiile exoterme produșii de reacție au entalpia mai mică decât a reactanților:

$H_P < H_R$, $\Delta H = H_P - H_R < 0$

În reacțiile endoterme produșii de reacție au entalpia mai mare decât a reactanților:

$H_P > H_R$, $\Delta H = H_P - H_R > 0$.

Variația entalpiei unei reacții este egală ca mărime dar de semn contrar cu variația entalpiei pentru reacția inversă.

Variația entalpiei unei reacții depinde de starea de agregare a reactanților și a produșilor de reacție.

ΔH_f^o, ***Entalpia molară de formare standard*** reprezintă variația de entalpie a reacției de sinteză a unui mol de substanță compusă din elementele componente, măsurată în condiții standard (25ºC/ 298K, p = 1 atm. și pentru soluții $c_M = 1 mol \cdot L^{-1}$).

Convențional, s-a ales ca entalpie de referință entalpia substanțelor în stare elementară, care în condiții standard este considerată zero; dacă o substanță poate exista în mai multe stări alotropice, ca stare standard se alege forma sa cea mai stabilă.

$\Delta H^o_{f\ subst.\ simplă} = 0\ (25^o C / 298K;\ 1atm.;\ c_{M_{(aq.)}} = 1mol / L);$

Cu cât ΔH_f^o a unei substanțe este mai mică (negativă), cu atât substanța este mai stabilă.

6.3 CĂLDURA DE COMBUSTIE -ARDEREA HIDROCARBURILOR

Procesele de ardere furnizează energia termică. Materialele care constituie sursa de căldură se numesc combustibili (gaze naturale, gaze de sondă, motorină, cărbunii de pământ, lemn, resturi vegetale etc.).

Arderea combustibililor se mai numește combustie și se desfășoară în mod obișnuit la presiune constantă.

Căldura de combustie reprezintă variația de entalpie în procesul de ardere a unui combustibil.

6.4 LEGEA LUI HESS

Efectul termic ce însoțește o reacție chimică este constant și determinat numai de starea inițială și finală a sistemului, indiferent dacă transformarea are loc într-o singură etapă sau în mai multe.

De exemplu, arderea carbonului se poate realiza direct:

$$C_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + \Delta H_1\ ;\ \Delta_r H_1 = -393{,}2\ kJ$$

Sau în două etape:

$$C_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{(g)} + \Delta H_2\ ;\ \Delta_r H_2 = -110{,}4 kJ$$

$$CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + \Delta H_3\ ;\ \Delta_r H_3 = -282{,}8\ kJ$$

Conform legii lui Hess: $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$

Ecuațiile termochimice pot fi adunate, scăzute, amplificate cu numere, întocmai ca și ecuațiile algebrice.

Aplicațiile practice ale legii lui Hess permit calcularea:

- căldurilor de formare pentru substanțele care nu se pot obține direct prin sinteza din elemente;
- căldurilor de reacție ale unor reacții ce au loc în condiții dificile și care, practic, nu se pot măsura.

6.5 CĂLDURA DE NEUTRALIZARE (ACID TARE - BAZĂ TARE)

La neutralizarea acidului clorhidric, HCl cu hidroxidul de sodiu, NaOH în soluție apoasă, ecuația termochimică poate fi notată astfel:

$$HCl_{(aq.)} + NaOH_{(aq.)} \rightarrow NaCl_{(aq.)} + H_2O_{(l)} \ +57{,}27kJ;\ \ r.\ exotermă$$

În soluție apoasă diluată, acizii tari și bazele tari sunt total ionizate și reacția de neutralizare constă în schimbul de protoni dintre ionii hidroniu, H_3O^+ și hidroxil, HO^- din soluție.

$$H_3O^+_{(aq.)} + Cl^-_{(aq.)} + Na^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow Na^+_{(aq.)} + Cl^-_{(aq.)} + 2H_2O_{(l)}\ sau:$$

$$H_3O^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$$

Căldura molară de neutralizare sau entalpia molară de neutralizare reprezintă cantitatea de căldură degajată în reacția unui mol de ioni hidroniu, H_3O^+ cu un mol de ioni hidroxil, HO^-.

Căldura molară de neutralizare a acizilor tari monobazici cu baze tari monoacide, în soluție apoasă diluată, nu depinde de natura reactanților și are o valoare constantă (-57,27 $kJ \cdot mol^{-1}$).

6.6 CĂLDURA DE DIZOLVARE

Dizolvarea este un proces complex ce presupune desfacerea unor legături (proces endoterm) și formarea unor noi legături (proces exoterm); bilanțul energetic este cel care determină în final un proces ***endoterm*** (ex.: dizolvarea azotatului de amoniu, NH_4NO_3 în apă) sau ***exoterm*** (ex.: dizolvarea acidului sulfuric, H_2SO_4 în apă, puternic exotermă)

Cantitatea de căldură degajată sau absorbită la dizolvarea unui mol de substanță într-o cantitate foarte mare de solvat se numește ***căldură molară de dizolvare***.

6.7 APLICAȚII REZOLVATE

1. Determinați căldura de formare a metanolului, $CH_3OH_{(l)}$ dacă se cunoaște efectul termic al reacției: $CH_3OH_{(l)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$, $\Delta_rH = -726{,}5kJ$. Entalpiile molare de formare sunt: $\Delta_f H^0_{CO_2(g)} = -393{,}5kJ/mol$, $\Delta_f H^0_{H_2O_{(g)}} = -241{,}8kJ/mol$

Rezolvare:

$$\Delta_r H = \sum \nu_p \cdot H_p - \sum \nu_r \cdot H_r = [1 \cdot \Delta_f H^0_{CO_{2(g)}} + 2 \cdot \Delta_f H^0_{H_2O(g)}] - [1 \cdot \Delta_f H^0_{CH_3OH_{(l)}} + \frac{3}{2} \cdot \Delta_f H^0_{O_{2(g)}}] =$$

$$= -393{,}5 - 241{,}8 \cdot 2 - \Delta_f H^0_{CH_3OH_{(l)}} - \frac{3}{2} \cdot 0$$

$$-726{,}5 = -877{,}1 - \Delta_f H^0_{CH_3OH_{(l)}} \Rightarrow \Delta_f H^0_{CH_3OH_{(l)}} = -150{,}6kJ$$

2. Calculați masa de aluminiu (exprimată în grame) necesară pentru a ceda 1278 kJ în procesul aluminotermic descris de ecuația chimică: $2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + Al_2O_{3(s)} + 852kJ$.

Rezolvare:

$$2\ moli\ Al.....2 \cdot 27g.....852kJ$$

$$xg.....1278kJ \Rightarrow x = 81\ g\ Al$$

3. Determinați variația de entalpie pentru reacția: $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH_{(l)}$ pe baza efectelor termice ale următoarelor reacții chimice:

a) $CH_3OH_{(l)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(l)}$; Δ_rH_1 = -726,5 kJ/mol
b) $CO_{(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$; Δ_rH_2 = -283,5 kJ/mol
c) $H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$; Δ_rH_3 = -285,8 kJ/mol

Rezolvare:

Notăm cu ***d*** reacția de sinteză a alcoolului metilic:

$$d = -a + b + 2\cdot c \Rightarrow \Delta_r H = -\Delta_r H_1 + \Delta_r H_2 + 2\cdot\Delta_r H_3 = -(-726{,}5) + (-283{,}5) + 2\cdot(-285{,}8) = -128{,}6kJ$$

4. Calculați cantitatea (kg) de apă care poate fi adusă la fierbere de la temperatura t_1=30^{0}C la temperatura t_2=100^{0}C utilizând căldura degajată la arderea a 100 kg cărbune cu puterea calorică 8936 kJ/kg. ($c_{apă}$ = 4,18 kJ/kg.K).

Rezolvare:

$1\,kg\ carbune$.....$8936\,kJ$

$100\,kg$.....$Q \Rightarrow Q = 893600\,kJ$

$$Q = m\cdot c_{apa}\cdot\Delta t \Rightarrow m = \frac{Q}{c_{apa}\cdot\Delta t} = \frac{893600}{4{,}18\cdot 70} = 3053{,}99kg\ apa$$

5. Ordonați formulele hidrocarburilor: $C_2H_{4(g)}$, $CH_{4(g)}$, $C_2H_{6(g)}$ în sensul descrescător al stabilității moleculelor, utilizând următoarele constante termochimice: $\Delta_f H^0_{CH_4} = -74{,}8kJ/mol$, $\Delta_f H^0_{C_2H_4} = 52kJ/mol$, $\Delta_f H^0_{C_2H_6} = -85kJ/mol$

Cu cât $\Delta_f H^0_{subst.}$ este mai mică cu atât substanța respectivă este mai stabilă, deci sensul descrescător al stabilității moleculelor este: $C_2H_{6(g)}$, $CH_{4(g)}$, $C_2H_{4(g)}$

6. 200 g de soluție de acid sulfuric, de concentrație procentuală masică 4,9%, se neutralizează complet cu masa necesară de soluție de hidroxid de sodiu, de concentrație procentuală masică 2%. Căldura degajată la neutralizare este preluată integral de soluția de sare neutră rezultată, temperatura finală a acesteia fiind de 24,57^{o}C. Se știe că, inițial, ambele soluții au avut temperatura de 20°C, iar căldura specifică a soluției rezultate după neutralizare este 4,18 J/g·K.

a) Calculați căldura degajată la neutralizarea soluției de acid sulfuric;
b) Notați ecuația reacției de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare, în soluție apoasă diluată;
c) Determinați, prin calcul entalpia molară de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare.

*R: **a)** 11,46 kJ; **c)** $\Delta H_{neutralizare}$ = -57,3 kJ/mol*

a)

$$m_d = 200\cdot\frac{4{,}9}{100} = 9{,}8g\ H_2SO_4;\ 0{,}1\ moli\ H_2SO_4$$

$$\underset{\underline{0{,}2\ moli}}{\overset{2moli}{2NaOH_{(aq.)}}} + \underset{0{,}1moli}{\overset{1mol}{H_2SO_{4(aq.)}}} \rightarrow Na_2SO_{4(aq.)} + \underset{\underline{0{,}2moli}}{\overset{2moli}{2H_2O_{(l)}}};\ 0{,}2moli\ NaOH;\ m_{d_{NaOH}} = 8g;\ m_{s_{NaOH}} = 400g\ sol.$$

$$Q = m\cdot c\cdot\Delta T = 600\cdot 4{,}18\cdot 4{,}57 = 11461{,}56J/11{,}46kJ$$

b) $H_3O^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} sau,\ simplificat:\ H^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

c) 0,2 moli H_2O …….. 11,46 kJ (pct. a)
1 mol H_2O……$Q_{neutralizare}$= ?kJ; $Q_{neutralizare}$ = 57,27 kJ; $\Delta H_{neutralizare}$ = -57,27kJ/mol

6.8 APLICAȚII/ ANTRENAMENT

1. Determinați entalpia de formare standard a etanolului, C_2H_5OH cunoscând reacția termochimică care are loc: $C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$ $\Delta_rH = -1365$ kJ și entalpiile de formare standard: $\Delta_f H^0_{CO_2(g)} = -393{,}5 kJ/mol$, $\Delta_f H^0_{H_2O_{(l)}} = -285{,}5 kJ/mol$.

R: -278,5kJ

2. Determinați entalpia de descompunere a apei în elementele componente:
$H_2O_{(l)} \rightarrow H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)}$ cunoscând entalpia de formare standard a apei lichide $\Delta_f H^0_{H_2O_{(l)}} = -285{,}5 kJ/mol$

R: 285,5kJ

3. Calculați căldura de reacție pentru transformarea chimică: $S_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$ cunoscând următoarele datele termochimice:
$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$ $\Delta_rH_1 = -297$kJ
$SO_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$ $\Delta_rH_2 = -99$kJ

R: -396kJ

4. Carbonatul de calciu se descompune la încălzire. Ecuația reacției chimice care are loc este: $CaCO_{3(s)} + 182$ kJ $\rightarrow CaO_{(S)} + CO_{2(g)}$. Calculați cantitatea de căldură necesară pentru descompunerea a 200 kg carbonat de calciu.

R: 364MJ

5. Ordonați următoarele substanțe chimice: $CO_{(g)}$, $NO_{(g)}$, $NO_{2(g)}$ în sensul creșterii stabilității moleculelor utilizând entalpiile de formare standard $\Delta H^0_{CO_{(g)}}$ = -110,4 kJ/mol, $\Delta_f H^0_{NO(g)}$ = 90,29 kJ/mol, $\Delta_f H^0_{NO_2(g)}$ = 33,86 kJ/mol.

R: NO, NO_2, CO_2

6. Determinați cantitatea de căldură necesară încălzirii a 300 g apă de la temperatura $t_1=40^0C$ la temperatura $t_2= 80^0C$ ($c_{apă}$ = 4,18 kJ/kg·K).

R: 50,16kJ

7. Calculați cantitatea de căldură necesară pentru a aduce la fierbere 10 kg apă de la temperatura $t_1 = 50^0C$ la temperatura $t_2 = 100^0C$ ($c_{apă}$ = 4,18 kJ/kg ·grad).

R: 2090kJ

8. La arderea alcanilor rezultă dioxid de carbon, $CO_{2(g)}$ și apă, $H_2O_{(g)}$. Determinați formula chimică a alcanului (C_nH_{2n+2}) care are entalpia de formare $\Delta_f H^0$ = -131,6kJ/mol știind că prin arderea a 0,2 kmoli de alcan se degajă 530288kJ. Utilizați entalpiile de formare standard: $\Delta_f H^0_{H_2O(g)} = -241{,}8 kj/mol$ și $\Delta_f H^0_{CO_{2(g)}} = -393{,}5 kj/mol$

R: n=4, C_4H_{10}

9. Determinați valoarea variației de entalpie Δ_rH pentru reacția chimică: $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)}$, dacă se cunoaște următoarea ecuația termochimică: $CaCO_{3(s)} + 118$ kJ $\rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

R: -118kJ

10. Calculați căldura de formare în condiții standard a acetilenei, C_2H_2 cunoscând ecuația termochimică: $C_2H_{2(g)} + 5/2\ O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$ $\Delta_rH = -1304$ kJ și entalpiile de formare standard: $\Delta_f H^0_{H_2O_{(l)}} = -285{,}5 kJ/mol$ $\Delta_f H^0_{CO_{2(g)}} = -393{,}5 kJ/mol$.

R: 231,5kJ

11. Determinați căldura degajată la arderea a 10 moli amestec echimolecular de etan, C_2H_6 și etenă, C_2H_4 utilizând următoarele informații:

$2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}$; $\Delta_rH_1 = -2861$ kJ/mol

$C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$; $\Delta_rH_2 = -1322$ kJ/mol

R: 13762,5 kJ

12. Ecuația termochimică a reacției de hidrogenare a propenei, C_3H_6 este:
$C_3H_{6(g)} + H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)} + 125{,}82$ kJ. Calculați căldura degajată în reacția de dehidrogenare a 2 moli propan, C_3H_8.

R: 251,64 kJ

13. Determinați cantitatea de căldură care se degajă la arderea a 54 g pulbere de aluminiu în oxigen. Ecuația reacției chimice care are loc este: $4Al_{(s)}+3O_{2(g)}\rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$. Se cunosc următoarele date termochimice:

$Fe_2O_{3(s)} + 2\ Al_{(s)} \rightarrow Al_2O_{3(s)} + 2Fe_{(s)}$; $\Delta_rH_1 = -836$ kJ

$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$; $\Delta_rH_2 = -1672$ kJ

R: 1672 kJ

14. Oxidul de calciu, CaO (varul nestins) se obține prin descompunerea termică a carbonatului de calciu, $CaCO_3$ (la aproximativ 900°C). Ecuația reacției chimice care are loc este: $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$. Calculați variația de entalpie a reacției de descompunere termică a 1000kg $CaCO_3$. Se cunosc entalpiile de formare standard:

$\Delta_f H^0_{CaCO_{3(s)}} = -1185 kJ/mol$; $\Delta_f H_{CaO_{(s)}} = -634 kJ/mol$; $\Delta_f H^0_{CO_{2(g)}} = -393{,}5 kJ/mol$

R: $157{,}5 \cdot 10^4$ kJ

15. Calculați cantitatea de căldură care se degajă la arderea a 0,1 kmoli de hidrogen:

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$; $\Delta_rH = -572$kJ

R: 28600kJ

16. Determinați căldura molară de dizolvare a azotatului de amoniu, NH_4NO_3 în apă, dacă se cunoaște că la dizolvarea a 160g de NH_4NO_3 în 1000g de apă în condiții standard, temperatura soluției obținute, folosită drept îngrășământ pentru plante a scăzut cu 9,5°C. Se consideră căldura specifică a soluției c = 4,18 J/g·K

R: 23,03 kJ

17. Prin amestecarea a 300mL de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație ***a*** M cu 150mL de soluție de acid clorhidric de concentrație ***b*** M se degajă o cantitate de căldură de 13,7448 kJ. Determinați concentrațiile molare inițiale, ***a*** și ***b*** ale celor două soluții, știind că ambii reactanți se consumă total.

*R: **a** = 0,8 moli/L; **b** = 1,6 moli/L*

CAP VII NOȚIUNI DE CINETICĂ CHIMICĂ. Reacții lente. Reacții rapide. Catalizatori

Prof. Găina Larisa, Liceul Tehnologic "Petru Rares" Târgu Frumos
Prof. dr. Foia Cecilia, Colegiul Național „Mihai Eminescu”, Iași

7.1 NOȚIUNI TEORETICE

O caracteristică importantă a reacțiilor chimice este viteza cu care se desfășoară acestea, numită viteză de reacție.

Cinetica chimică este ramura chimiei care studiază viteza reacțiilor precum și factorii care influențează viteza de reacție.

În funcție de viteza de reacție, reacțiile se clasifică în:

- ***Reacții rapide***: timp de reacție scurt (câteva secunde ÷ câteva minute; ex.: exploziile; reacția de neutralizare acid tare - bază tare etc.);
- ***Reacții moderate***: timp de reacție mediu (câteva minute ÷ câteva ore; ex.: reacția unei plăcuțe de zinc cu soluție diluată de acid clorhidric);
- ***Reacții lente***: timp de reacție lung (câteva zile ÷ câteva luni; ex. fermentația acetică).

Reacții lente. Exemple

Unele reacții de descompunere sunt reacții lente

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + ½\ O_2\uparrow$$

Pentru a mări viteza de reacție se utilizează catalizatori precum MnO_2, $FeCl_3$, catalaza

$$KClO_3 \rightarrow KCl + 3/2O_2\uparrow$$

Pentru a mări viteza de reacție se utilizează catalizatori precum MnO_2, CuO.

Fermentația alcoolică:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow$$

glucoza alcool etilic

Fermentatia acetică (oțetirea vinului):

$$C_2H_5OH + O_2 / \text{enzime} \rightarrow CH_3COOH + H_2O$$

Ruginirea fierului este un proces lent. La ruginirea fierului au loc mai multe reacții chimice:

$$2Fe + 3H_2O \rightarrow 2FeO\cdot H_2O + 2H_2$$

$$2Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_2O_3\cdot H_2O + 3H_2$$

$$2FeO\cdot H_2O + ½\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3\cdot H_2O$$

$$2Fe + ½\ O_2 + 3H_2O \rightarrow 2Fe(O)OH + 2H_2$$

În aer umed, bogat în CO_2, fierul reacționează lent cu O_2 (proces de coroziune) formând **rugina**,

Reacții rapide. Exemple

Atunci când produsul de reacție se formează imediat, la contactul a doi sau mai mulți reactivi, reactia chimica este rapida (instantanee). Reacțiile de neutralizare sunt reacții rapide:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

Reactiile care au loc cu degajarea unui gaz în sistem deschis, sunt reacții rapide. Exemplu

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3\uparrow$$

Reacțiile care au loc cu cu formarea unui precipitat , sunt reacții rapide. Exemple:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$$

O serie de substanțe simple precum nemetale: H_2, C, P, S, etc și metale precum Na, K, Mg, Ca, Al, etc ard cu flacără vie, cu viteza de reacție mare sau foarte mare.

Arderea sulfului $S + O_2 \rightarrow SO_2$

Arderea fosforului $P_4 + 5\ O_2 \rightarrow P_4O_{10}$

https://www.youtube.com/watch?v=m4_twEXWjgg

$$Mg + ½\ O_2 \rightarrow MgO$$

https://www.youtube.com/watch?v=xlWrcpe8o94

substanța de culoare brun- roșcat. Din punct de vedere chimic, rugina este alcătuită din oxizi de fier(III) ($Fe_2O_3 \cdot nH_2O$) și oxi-hidroxizi de fier (III)

($FeO(OH)$, $Fe(OH)_3$) hidratați.

Tot în categoria proceselor chimice lente, pot fi incluse: coclirea cuprului, râncezirea grăsimilor, biodegradarea detergenților și deșeurilor polimerice.

Arderea substanțelor combustibile, precum: cărbune, hidrocarburi, lemn, hârtie sunt reacții rapide

Arderea gazului metan $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

Viteza de reacție reprezintă variația concentrației reactanților sau a produșilor de reacție în unitatea de timp. Viteza medie de reacție este dată de relația:

$$\bar{v} = \pm\frac{\Delta c}{\Delta t} = \pm\frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} \quad \text{se exprimă în} [v] = \frac{mol}{L \cdot s}$$

Viteza de reacție are întotdeauna valoare pozitivă. Pentru reactanți concentrația scade în timp, expresia vitezei de reacție include semnul minus (-); pentru produșii de reacție a căror viteză de reacție crește în timp vom considera varianta cu semnul plus (+).

Δc = variația finită a concentrației; Δt = intervalul de timp. Pentru reacția:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$\frac{\bar{v}_A}{a} = \frac{\bar{v}_B}{b} = \frac{\bar{v}_C}{c} = \frac{\bar{v}_D}{d}$$

Vitezele medii de reacție sunt direct proportionale cu coeficientii stoechiometrici

unde $\mathbf{v_A, v_B, v_C, v_D}$ sunt vitezele medii ale reactanților, respectiv produșilor de reacție; **a, b, c, d** sunt coeficienții stoechiometrici.

Pentru o reacție generală, de forma: aA + bB → cC + dD, ***ecuația legii vitezei*** este:

$v = k \cdot [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}$ *unde* $[A]$,$[B]$ = concentrațiile molare ale reactanților; k = constanta de viteză; n_A și n_B sunt ordine parțiale de reacție; n = $n_A + n_B$ este ***ordinul de reacție***.

Suma coeficienților stoechiometrici, m = a + b reprezintă molecularitatea reacției. Ordinul de reacție și molecularitatea coincid doar în cazul reacțiilor simple.

Timpul de înjumătățire, $t_{1/2}$ reprezintă timpul în care concentrația inițială a reactantului se înjumătățește.

Catalizatorul este o substanță care:

- mărește viteza unei reacției chimice care are loc și în absența lui, dar cu viteză mai mică;
- participă efectiv la reacție, modificând mecanismul reacției chimice;
- se regăsește cantitativ, integral la sfârșitul reacției;
- se adaugă reactanților în cantitate mică.

7. 2 APLICAȚII REZOLVATE ȘI DE ANTRENAMENT

1. Reacția de recunoaștere a ionului clorură (Cl^-), din clorură de sodiu este reprezentată prin ecuația reacției chimice:

$$NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

Apreciați reacția chimică din punct de vedere al vitezei de reacție (lentă, rapidă).

R: rapidă

2. În atmosferă umedă fierul rugineşte. Ecuația reacției chimice care are loc este:

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 4FeO(OH)_s$$

Precizați dacă reacția este lentă sau rapidă.

R: lentă

3. Monoxidul de carbon arde cu o flacără albastră, conform ecuației reacției chimice:

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{Cu} 2CO_{2(g)}$$

a. Notați rolul cuprului în acest proces.

b. Precizați dacă reacția poate avea loc în absența cuprului.

R: a. cuprul are rol de catalizator;
b. Reacția poate avea loc și in absența cuprului

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

$$2H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

a. Notați rolul dioxidului de mangan în această reacție.

b. Precizați dacă dioxidul de mangan se consumă în timpul reacției.

R: a. Catalizator; b.nu se consumă

Viteza de reacție. Constanta de viteză. Legea vitezei

5. Dioxidul de azot se descompune conform ecuației reacției chimice:

$2NO_{2(g)} + 56\ kJ \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$

Calculați viteza medie cu care se consumă dioxidul de azot, exprimată în $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$, utilizând informațiile din tabel:

timp (s)	$[NO_2]$ (mol/L)	[NO] (mol/L)	$[O_2]$ (mol/L)
0	0,01000	0,000	0,000
50	0,00079	0,0021	0,0011

Rezolvare:

$$\bar{v}_{NO_2} = -\frac{\Delta c_{NO_2}}{\Delta t} = -\frac{c_{2\ NO_2\ t_{50}} - c_{1\ NO_2\ t_0}}{t_{50} - t_0} = -\frac{0{,}00079\frac{mol}{L} - 0{,}0100\frac{mol}{L}}{50s - 0s} = +\frac{0{,}00921\frac{mol}{L}}{50s} =$$

$$= 0{,}0001842\, mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1} = 1{,}84 \cdot 10^{-4}\, mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

6. La descompunerea termică a pentaoxidului de azot, care are loc conform ecuației reacției:

$4NO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_2O_{5(g)}$ s-au înregistrat următoarele date experimentale:

timp (min)	0	184	320
$[N_2O_5]$(mol/L)	2,33	2,08	1,91

Determinați viteza medie de consum a pentaoxidului de azot, exprimată în mol·L^{-1}·min^{-1}, în intervalul de timp 0-320 min.

Rezolvare:

$$\bar{v} = -\frac{\Delta c}{\Delta t} = -\frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = -\frac{1{,}91\frac{mol}{L} - 2{,}33\frac{mol}{L}}{320\,\min - 0\,\min} = +\frac{0{,}42\frac{mol}{L}}{320\,\min} =$$

$$= 0{,}0013125\, mol \cdot L^{-1} \cdot \min^{-1} = 1{,}31 \cdot 10^{-3}\, mol \cdot L^{-1} \cdot \min^{-1}$$

Legea vitezei de reacție

7. Pentru reacția de tipul A + B → Produși, se cunosc informațiile:

-dacă se dublează concentrația reactantului (B) și concentrația reactantului (A) rămâne constantă, viteza de reacție se dublează;

-dacă se dublează concentrațiile celor doi reactanți (A) și (B), viteza de reacție crește de 16 ori.

Determinați ordinul de reacție în raport cu fiecare reactant.

Rezolvare: Legea vitezei pentru această reacție este:

$$v_1 = k \cdot [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}$$

$$v_2 = 2v_1 = k \cdot [A]^{n_A} \cdot [2B]^{n_B}$$

$$v_3 = 16v_1 = k \cdot [2A]^{n_A} \cdot [2B]^{n_B}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = ? \quad \frac{2v_1}{v_1} = \frac{k \cdot [A]^{n_A} \cdot [2B]^{n_B}}{k \cdot [A]^{n_A} \cdot [B]^{n_B}} \Rightarrow 2 = 2^{n_B} \Rightarrow n_B = 1$$

$$\frac{v_3}{v_1} = ? \quad \frac{16v_1}{v_1} = \frac{k \cdot [2A]^{n_A} \cdot [2B]^{1}}{k \cdot [A]^{n_A} \cdot [B]^{1}} \Rightarrow 8 = 2^{n_A} \Rightarrow n_A = 3$$

$$n_A = 3; \; n_B = 1$$

8. Pentru o reacție de tipul: A → produși de reacție, s-a constatat că viteza de reacție se mărește de 9 ori, dacă se triplează concentrația reactantului (A). Determinați ordinul de reacție.

Rezolvare:

$$v_1 = k[A]^{n_A}$$

$$v_2 = 9v_1 = k[3A]^{n_A}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = ? \quad \frac{9v_1}{v_1} = \frac{k[3A]^{n_A}}{k[A]^{n_A}} \Rightarrow 9 = 3^{n_A} \Rightarrow n_A = 2 \Rightarrow n = 2$$

9. Pentru o reacție de tipul: A → produși de reacție, se constată că la o creștere a concentrației reactantului (A) de 2 ori, viteza de reacție crește de 4 ori. Determinați expresia legii de viteză pentru reacția considerată.

Rezolvare:

$v_1 = k[A]^{n_A}$

$v_2 = 4v_1 = k[2A]^{n_A}$

$\frac{v_2}{v_1} = ? \quad \frac{4v_1}{v_1} = \frac{k[2A]^{n_A}}{k[A]^{n_A}} \Rightarrow 4 = 2^{n_A} \Rightarrow n_A = 2 \Rightarrow$

$v = k[A]^2$

10. Pentru reacția chimică de tipul A+B→ produși, se cunosc următoarele date experimentale:

Experimentul	**v** (mol/L·s)	[**A**] (mol/L)	[**B**] (mol/L)
I	0,05	0,01	0.02
II	0.10	0,02	0,02
III	0,20	0,01	0,04

a) Determinați ordinul de reacție.

b) Scrieți expresia legii de viteză pentru reacția considerată.

Rezolvare: a)

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

$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k[A]_2^{n_A} \cdot [B]_2^{n_B}}{k[A]_1^{n_A} \cdot [B]_1^{n_B}} \quad \frac{0,10}{0,05} = \frac{k \cdot 0.02^{n_A} \cdot 0,02^{n_B}}{k \cdot 0,01^{n_A} \cdot 0,02^{n_B}}; \; 2 = 2^{n_A} \Rightarrow n_A = 1$

$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k[A]_3^{n_A} \cdot [B]_3^{n_B}}{k[A]_1^{n_A} \cdot [B]_1^{n_B}} \quad \frac{0,20}{0,05} = \frac{k \cdot 0.01^{n_A} \cdot 0,04^{n_B}}{k \cdot 0,01^{n_A} \cdot 0,02^{n_B}}; \quad \Rightarrow 4 = 2^{n_B} \Rightarrow n_B = 2$

$n = n_A + n_B = 1 + 2 = 3$

$b) \; v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$

11. Determinați valoarea constantei de viteză pentru o reacție chimică de ordinul II, cunoscând valoarea reactantului (A) de 0,5 mol · L^{-1} și viteza de reacție 10^{-2} mol · $L^{-1} \cdot s^{-1}$.

Rezolvare:

Pentru o reacție de ordinul II expresia legii de viteză este:

$v = k \cdot [A]^2$

$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{10^{-2} mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(0,5 \; mol \cdot L^{-1})^2} = 4 \cdot 10^{-2} L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$

12. Calculați viteza de formare a HI în reacția $H_{2(g)}+I_{2(g)} \rightleftharpoons$ g), știind că viteza de consum a iodului este 4,2 mol/L·s.

Rezolvare:

$\frac{\bar{v}_{I_2}}{1} = \frac{\bar{v}_{HI}}{2} \Rightarrow \bar{v}_{HI} = 2 \cdot \bar{v}_{I_2} = 2 \cdot 4,2 = 8,4 \; \frac{mol}{L \cdot s}$

7. 2 APLICAȚII ANTRENAMENT/ Subiectul G

1. Pentru reacția A→ produși, s-au înregistrat următoarele date experimentale:

timp (s)	0	10	20
[A] (mol/L)	1,0	0,833	0,714

Determinați viteza medie de consum a reactantului (A), exprimată în $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ în intervalul de timp 0-20 secunde.

R: $1,43 \cdot 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

2. Pentru reacția: $2NO_{(g)}+Cl_{2\,(g)} \rightarrow 2NOCl_{(g)}$ s-au constatat următoarele:

-viteza reacției crește de patru ori dacă concentrația NO se dublează, iar concentrația Cl_2 rămâne constantă;

-viteza reacției crește de trei ori dacă concentrația NO rămâne constantă, iar concentrația Cl_2 se triplează.

Determinați expresia matematică a legii vitezei de reacție.

R: $v = k[NO]^2[Cl_2]$

3. Trioxidul de sulf se obține prin oxidarea dioxidului de sulf, conform ecuației reacției chimice:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_{3(g)}$$

a) Indicați rolul V_2O_5 în această reacție;

b) Precizați dacă prezența V_2O_5 modifică randamentul reacției chimice.

4. În unele regiuni industriale, în care aerul umed conține dioxid de sulf, cuprul se acoperă cu un strat de sulfat bazic de cupru:

$$4Cu_{(s)} + \frac{5}{2}O_{2(g)} + SO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)} \rightarrow CuSO_4 \cdot 3Cu(OH)_{2(s)}$$

Precizați tipul reacției chimice (lentă sau rapidă) și indicați o metodă de prevenire a coroziunii metalelor.

5. Pentru reacția de ordinul (II), descrisă de ecuația reacției chimice:

$H_2+I_2 \rightleftharpoons 2HI$

Notați expresia matematică a vitezei de reacție. Indicați unitatea de măsură a constantei de viteză, k.

R: $v=k[H_2][Cl_2]$; $[k]$:L /mol·s

6. Pentru reacția chimică de tipul A + B → produși, se cunosc următoarele date experimentale:

Experimentul	**v** (mol/L·s)	[**A**] (mol/L)	[**B**] (mol/L)
I	0,01	0,2	0.1
II	0.02	0,4	0,1
III	0,08	0,2	0,2

a) Scrieți expresia legii de viteză pentru reacția considerată.

b) Calculați valoarea numerică a constantei de viteză, k.

R: $v = k[A][B]^3$;$k = 50\ L^3/mol^3 \cdot s$

BIBLIOGRAFIE

1. Andruh M., Avram L., Bogdan D., ***Chimie - manual pentru clasa a IX-a***, București, Editura BIC ALL, 2004
2. Bogdan D., ***Probleme de chimie. Culegere pt. clasa aIX-a,*** București, Editura Mistral InfoMedia, 2007
3. Vlădescu L., Badea I., Doicin L., ***Chimie - manual pentru clasa a IX-a,*** București, Art, 2004
4. Alexandrescu E., ***Chimie - manual pentru clasa a XII-a,*** Ploiești, Editura Explorator, 2004
5. Alexandrescu E., ***Chimie anorganică și chimie fizică pentru liceu și gimnaziu/ Sinteze/ Probleme/ Teste,*** Ploiești, Editura Explorator, 2015
6. Arsene P., Marinescu C., Chimie anorganică, ***Teorie și probleme pentru performanță, bacalaureat și admitere***, București, Editura Didactică și Pedagogică, 2005
7. Fătu S., Grecescu C., David V., ***Chimie - Caietul elevului/ probleme și teste,*** București, Editura All Educational, 2004
8. Hasnaș C., ***Elementariu chimic***, Chișinău, Editura Arc, 2008, pg.109
9. Humelnicu D., Cornei N., ***Probleme de chimie anorganică***, Editura Tehnopress, Iași, 2004

Masele atomice relative rotunjite ale elementelor chimice

Z	Denumirea elementului	Masa atomică relativă rotunjită	Z	Denumirea elementului	Masa atomică relativă rotunjită
13	Aluminiu	27	1	Hidrogen	1
51	Antimoniu (stibiu)	122	53	Iod	127
47	Argint	108	36	Kripton	84
18	Argon	40	3	Litiu	7
79	Aur	197	12	Magneziu	24
7	Azot	14	25	Mangan	55
56	Bariu	137	80	Mercur	201
83	Bismut	209	28	Nichel	59
5	Bor	11	8	Oxigen	16
35	Brom	80	78	Platină	195
48	Cadmiu	112	82	Plumb	207
20	Calciu	40	84	Poloniu	210
6	Carbon	12	19	Potasiu	39
55	Cesiu	133	37	Rubidiu	85
17	Clor	35,5	14	Siliciu	28
27	Cobalt	59	11	Sodiu	23
24	Crom	52	50	Staniu	119
29	Cupru	64	16	Sulf	32
26	Fier	56	22	Titan	48
9	Fluor	19	92	Uraniu	238
15	Fosfor	31	74	Wolfram	184
32	Germaniu	73	54	Xenon	131
2	Heliu	4	30	Zinc	65

Inspectoratul Școlar Județean
Iași

6 TESTE DE ANTRENAMENT

EXAMENUL DE BACALAUREAT NAȚIONAL 2020

PROBA E.d) **CHIMIE ANORGANICĂ**

[Subiecte, bareme de evaluare și notare, rezolvări complete]

Autori:

Prof. Camelia APETROAIE, Colegiul Național "Mihail Sadoveanu" Pașcani

prof. Jeanina COZMA, Colegiul Național „Costache Negruzzi", Iași

prof. dr. Cecilia FOIA, Colegiul Național „Mihai Eminescu", Iași

prof. Iuliana MANDIUC, Colegiul Național "G. Ibrăileanu" Iași

prof. Adina TUDURACHE, Colegiul Național "M. Eminescu" Iași & Palatul Copiilor Iași

TEST 1

EXAMENUL NATIONAL DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) probă scrisă la CHIMIE ANORGANICĂ

- **Toate subiectele sunt obligatorii. Se acordă 10 puncte din oficiu.**
- **Timpul de lucru efectiv este de 3 ore.**

SUBIECTUL I **(30 de puncte)**

Subiectul A **10 puncte**

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. Izotopii unui element chimic au număr diferit de electroni.

2. Dizolvarea acidului clorhidric în apă este un proces endoterm.

3. Molecula de amoniac conține o legătură covalentă multiplă.

4. Baza conjugată a acidului clorhidric este anionul clorură.

5. Hidroxidul de potasiu este o substanță solubilă în apă

Subiectul B **10 puncte**

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 care are $2e^-$ în stratul M are numărul atomic:

a. 12; **b.** 4; **c.** 8 **d.** 10;

2. O soluție de concentrație 0,1M conține:

a. 0,1 moli substanță dizolvată în 1000 mL solvent
b. 0,01 moli substanță dizolvată în 100 mL soluție;
c. 0,1 moli substanță dizolvată în 100 mL soluție;
d. 0,01 moli de substanță dizolvată în 100L soluție.

3. Substanțele ionice de tipul clorurii de sodiu:

a. nu sunt casante;
b. conduc curentul electric în stare solidă;
c. prezintă rețea cristalină moleculară
d. conduc curentul electric în topitură;

4. Numărul de oxidare al manganului în $KMnO_4$ este:

a. +7; **b.** +5; **c.** -5; **d.** +2.

5. Un volum ***V*** de soluție de acid clorhidric 0,5M este adăugat peste 2,4 g granule de hidroxid de sodiu, în porțiuni mici și sub agitare continuă până când pH-ul soluției finale devine 7,00. Valoarea volumului ***V*** adăugat este:

a. 240 mL; **b**. 24L; **c.** 2,4 L; **d.** 120 mL.

Subiectul C **10 puncte**

Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al speciei chimice din coloana **A**, însoțit de litera din coloana **B**, corespunzătoare numărului de atomi, molecule, electroni *p* neparticipanți sau electroni π. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

A	**B**
1. Z=11	**a.** este halogen
2. Z=9	**b.** este un gaz inert
3. Z=10	**c.** este un metal alcalin
4. Z=15	**d.** formează ioni pozitivi divalenți
5. Z=12	**e.** are trei electroni necuplați
	f. formează ioni pozitivi trivalenți

Numere atomice: H-1, C- 6, N-7, O-8, P -15, S-16, Cl-17, K-19, Ca-20

SUBIECTUL al II-lea (30 de puncte)

Subiectul D **15 puncte**

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul $^{64}_{29}Cu$.
2 puncte

2. a. Determinați numărul atomic al elementului (E) care are în învelișul electronic cu 3 electroni mai mult decât atomul de neon.

b. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E).

c. Notați numărul orbitalilor monoelectronici ai atomului elementului (E). ***4 puncte***

3. a. Notați numărul de substraturi complet ocupate cu electroni ai elementului azot .

b. Modelați procesul de ionizare a atomului de azot, utilizând simbolul elementului chimic si puncte pentru reprezentarea electronilor.

c. Notați caracterul electrochimic al azotului. ***3 puncte***

4. Modelați procesul de formare a ionului amoniu, utilizând simbolurile elementelor chimice si puncte pentru reprezentarea electronilor.
3 puncte

5. Scrieți reacția clorului cu apa și precizați importanța practică a acestei reacții. ***3 puncte***

Subiectul E **15 puncte**

1 Acidul azotic reacționează cu hidrogenul sulfurat:

$$\ldots HNO_3 + \ldots H_2S \rightarrow \ldots S + \ldots NO + \ldots H_2O.$$

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

b. Notați formula chimică a substanței cu rol de agent reducător în reacția dată.

c. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției dintre acidul azotic si hidrogen sulfurat.

4 puncte

2. a. Calculați masa de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 40% necesară preparării a 2L soluție hidroxid de sodiu de concentrație 2M.

b. Precizați ce schimbare de culoare se produce la adăugarea a 1-2 picături de fenolftaleina în soluția de hidroxid de sodiu.

c. Precizați cuplul baza/acid conjugat pentru NaOH. ***4 puncte***

3. Calculați concentrația procentuală a unei soluții de sulfat de cupru (II) ce se obține prin dizolvarea a 25 g piatră vânătă în 175 grame apă.

3 ***puncte***

4. a. Scrieți ecuația reacției dintre hidroxidul de magneziu si acid clorhidric.

b. Determinați volumul soluției de acid clorhidric de concentrație 36,5% și densitate 1,18g/ml necesar neutralizării a 2 moli hidroxid de magneziu.

4 puncte

Numere atomice:N-7, F-9, Ne-10,
Mase atomice: H-1, C-12, O-16, Na-23, Mg-24, S-32, Cl-35,5, Cu-64

SUBIECTUL al III-lea (30 de puncte)

Subiectul F **15 puncte**

1. Ecuația termochimică a reacției de ardere a etanului, C_2H_6, este:

$C_2H_6(g) + 7/2O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$.

Calculați variația de entalpie în reacția de ardere a etanului, utilizând entalpiile de formare standard: $\Delta_f H^0 C_2H_6(g) = -84{,}44$ kJ/mol, $\Delta_f H^0 CO_2(g) = -393{,}2$ kJ/mol, $\Delta_f H^0 H_2O(g) = -241{,}6$ kJ/mol. ***3 puncte***

2. La arderea unei cantități de etan s-au degajat 4280,28 kJ. Determinați cantitatea de etan supusă arderii, exprimată în moli.

2 puncte

3. La arderea unui mol de metan se degajă 889,5 kJ. Calculați masa de metan, exprimată în grame, care prin ardere produce căldura necesară încălzirii a 709,33 g de apă, de la 30°C la 60°C. Se consideră că nu au loc pierderi de căldură.

4 puncte

4. Determinați căldura procesului de condensare a 3 moli de vapori de apă, exprimată în kJ, utilizând ecuațiile termochimice:

(I) $H_2(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$, $\Delta H_1 = -241,6$ kJ/mol

(II) $H_2(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$, $\Delta H_2 = -285,8$ kJ/mol. ***4 puncte***

5. Ordonați crescător, in funcție de stabilitatea moleculelor, următoarele substanțe: HCl*(g)*, HBr*(g)* justificând ordinea aleasă. Se cunosc următoarele constante termochimice:

H^0f HCl(g) = - 92,3 kJ/ mol ; H^0 f HBr(g) = - 36,4 kJ/ mol . ***2 puncte***

Subiectul G **15 puncte**

Metanul reacționează cu vaporii de apă. Ecuația reacției chimice care are loc este:

$CH_4(g) + H_2O(g) \xrightarrow{Ni} CO(g) + 3H_2(g)$

1. Explicați efectul nichelului asupra reacției chimice. ***2 puncte***

2. Pentru o reacție a cărei viteză se exprimă prin ecuația: $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$, determinați cum se modifică viteza reacției dacă volumul vasului în care se găsesc reactanții A și B se dublează.

3 puncte

3. În soluțiile acide predomină ionul H_3O^+ . Precizați natura legăturilor chimice din ionul H_3O^+ și modelați formarea acestor legături chimice utilizând simbolurile elementelor chimice și punctele pentru reprezentarea electronilor.

4 puncte

4. Calculați numărul moleculelor de azot dintr-un volum de 12 litri măsurat la temperatura 127^0C și presiunea 4,1 atm.

4 puncte

5. Notați expresia matematică a constantei de aciditate, K_a pentru o soluție de HCN.

2 puncte

Numere atomice H – 1; N-7; Ne-10, Mg-12, Al-13
Mase atomice: H-1; C- 12; O- 16; Na-23; Mg- 24; S- 32; Cl- 35,5; Cu-64
$c_{apă} = 4,18$ kJ · kg^{-1} · K^{-1}
Numărul lui Avogadro: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}
Constanta molară a gazelor: $R = 0,082$ L · atm · mol^{-1} · K^{-1}
Volumul molar: V = 22,4 L· mol^{-1}

TEST 1- BAREM DE EVALUARE ŞI NOTARE

EXAMENUL NATIONAL DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) probă scrisă la CHIMIE ANORGANICĂ

- **Se punctează orice modalitate de rezolvare corectă a cerințelor.**
- **Nu se acordă punctaje intermediare, altele decât cele precizate explicit în barem. Nu se acordă fracțiuni de punct.**
- **Se acordă 10 puncte din oficiu. Nota finală se calculează prin împărțirea la 10 a punctajului total acordat pentru lucrare.**

SUBIECTUL I **(30 de puncte)**

Subiectul A **10 puncte**

1. F; 2. F; 3. F; 4. A; 5. A (5x2p)

Subiectul B **10 puncte**

1. a 2. b 3. d 4. a 5. d (5x2p)

Subiectul C **10 puncte**

1-c, 2-a, 3-b, 4-e, 5-d. (5x2p)

SUBIECTUL al II-lea **(30 de puncte)**

Subiectul D **15 puncte**

1. precizarea compoziției nucleare pentru atomul de Cu: 29 de protoni (1p), 35 de neutroni (1p); **2p**

2. **4p**

a. $Z_E=13$ (1p)

b. scrierea configurației electronice a atomului elementului E: $1s^2\,2s^2\,2p^6 3s^2\,3p^1$ (2p)

c. 1 orbital monoelectronic (1p)

3. **3p**

a. două substraturi complet ocupate cu electroni (1p)

b. modelarea procesului de ionizare a atomului de azot utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor (1p)

c. caracter electronegativ (1p)

4. modelarea formării legăturii chimice în ionul amoniu, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor **3p**

5. ecuația reacției chimice a clorului cu apa și precizarea importanței practice **3p**

Subiectul E **15 puncte**

1. **4p**

a. Scrierea ecuațiilor reacțiilor de oxidare (1p) și reducere (1p)

b. H_2S are rol de agent reducător. (1p)

c. coeficienții stoechiometrici: $2HNO_3 + 3H_2S \rightarrow 3S + 2NO + 4H_2O$ (1p)

2. **4p**

a. raționament corect (1p), calcule (1p) 400 g soluție NaOH 40%

b. incolor - roșu carmin (1p)

c. NaOH, bază tare /Na^+, acidul conjugat foarte slab, practic specie inactivă protic în soluție apoasă (1p)

3. raționament corect (2p), calcule (1p) c = 8% **3p**

4. **4p**

a. scrierea ecuației reacției chimice (1p)

b. raționament corect (2p), calcule (1p) 338,98 mL soluție HCl 36,5%

SUBIECTUL al III-lea (30 de puncte)

Subiectul F **15 puncte**

1. raționament corect (2p), calcule (1p), ΔH^o = -1426,76 kJ **3p**

2.raționament corect (1p), calcule (1p), 3 moli etan **2p**

3. raționament corect (3p), calcule (1p); 0,1 moli metan **4p**

4. raționament corect (3p), calcule (1p); -132,6 kJ **4p**

5.Ordinea crescătoare a stabilității: $HBr_{(g)} < HCl_{(g)}$ (1p), justificare (1p) **2p**

Subiectul G **15 puncte**

1. catalizator (1p), grăbește viteza cu care are loc reacția chimică (1p). **2p**

2. raționament corect (2p), calcule (1p), viteza de reacție scade de 8 ori **3p**

3. precizarea legăturilor chimice (2p) și modelarea formării legăturii chimice în ionul hidroniu

H_3O^+, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor (2p) **4p**

4. raționament corect (3p), calcule (1p) $1,5 \cdot N_A$ molecule azot **4p**

5. expresia matematică a constantei de aciditate, K_a pentru o soluție de HCN **2p**

EXAMENULUI DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) probă scrisă la CHIMIE ANORGANICĂ

Se punctează orice modalitate de rezolvare corectă a cerințelor.
Nu se acordă punctaje intermediare, altele decât cele precizate explicit în barem. Nu se acordă fracțiuni de punct.
Se acordă 10 puncte din oficiu. Nota finală se calculează prin împărțirea la 10 a punctajului total acordat pentru lucrare.

SUBIECTUL I (30 de puncte)

Subiectul A **10 puncte**

1. F; 2. F; 3. F; 4. A; 5. A **(5x2p)**

Subiectul B **10 puncte**

1. a 2. b 3. d 4. a 5. d **(5x2p)**

Subiectul C **10 puncte**

1-c, 2-a, 3-b, 4-e, 5-d. **(5x2p)**

SUBIECTUL al II-lea (30 de puncte)

Subiectul D **15 puncte**

1. **2p**

$^{64}_{29}Cu$ Z = 29; 29 p^+ (1p);
A = 64; n^o = A – Z = 64 – 29 = 35 n^o (1p);

2. **4p**

a) $Z_E = 13$ (1p)

b) scrierea configurației electronice a atomului elementului E: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^1}$ (2p)

c) 1 orbital monoelectronic (1p)

3. **3p**

a) $_7\mathbf{N}$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ două substraturi complet ocupate cu electroni: 1s, 2s (1p)

b) modelarea procesului de ionizare a atomului de azot utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor (1p)

c) caracter electronegativ (1p)

4. **3p**

Modelarea formării legăturii chimice în ionul amoniu, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor.

5. **3p**

Clorul se dizolvă parțial în apă; o parte dintre moleculele dizolvate reacționează cu apa și se formează acid hipocloros, HClO şi acid clorhidric, HCl (reacţie reversibilă):

$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HClO + HCl$

Amestecul de clor nedisociat, Cl_2; acid clorhidric, HCl şi acid hipocloros, HClO se numește ***apă de clor*** și are proprietăți oxidante, fapt ce explică utilizarea sa ca agent dezinfectant şi decolorant; se păstrează în sticle brune pentru a împiedica reacția fotochimică:

$HClO \rightarrow HCl + 1/2\ O_2$

Subiectul E **15 puncte**

1. **4p**

a) Scrierea ecuațiilor reacțiilor de oxidare (1p) și reducere (1p)

$S^{2-} - 2e^- \rightarrow S^0;\ r.\ de\ oxidare\ \ |\cdot 3\ (1p)$

$N^{5+} + 3e^- \rightarrow N^{2+};\ r.\ de\ reducere\ \ |\cdot 2\ (1p)$

b) acidul sulfhidric sau hidrogenul sulfurat, H_2S are rol de agent reducător (1p)

c) coeficienţii stoechiometrici: **2**HNO_3 + **3**H_2S → **3**S + **2**NO + **4**H_2O (1p)

2. **4p**

a) raționament corect (1p), calcule (1p) 400 g soluție NaOH 40%

$$\nu_{NaOH} = c_{M_{NaOH}} \cdot V_{s_{NaOH}} = 2 \cdot 2 = 4\ moli;\ m_d = 4 \cdot 40 = 160g\ NaOH$$

$$m_s = \frac{m_d \cdot 100}{c} = \frac{160 \cdot 100}{40} = 400g\ sol.NaOH\ 40\%$$

b) incolor - roșu carmin (1p)

c) NaOH, bază tare /Na^+, acidul conjugat foarte slab (1p)

3. **3p**

$$250g\ CuSO_4 \cdot 5H_2O.....160g\ CuSO_4;\ M_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = M_{CuSO_4} + 5 \cdot M_{H_2O} = 160 + 5 \cdot 18 = 250g/mol$$

$$25g\ CuSO_4 \cdot 5H_2O.....m_{d_{CuSO_4}} = 16g\ CuSO_4$$

$$c_f = \frac{m_{d_{CuSO_4}}}{m_{s_f}} \cdot 100 = \frac{m_{d_{CuSO_4}}}{m_{cr.} + m_{apă}} \cdot 100 = \frac{16}{25 + 175} \cdot 100 = 8\%$$

raționament corect (2p), calcule (1p)

4. **4p**

a) $Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$ (1p)

b)

$$\overset{1mol}{\underset{2moli}{Mg(OH)_2}} + \overset{2moli}{\underset{4moli}{2HCl}} \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O;\ m_{d_{HCl}} = 4 \cdot 36{,}5g;\ m_s = \frac{100 \cdot 4 \cdot 36{,}5}{36{,}5} = 400g\ sol.\ HCl$$

$$V_{s_{HCl}} = \frac{m_s}{\rho} = \frac{400}{1{,}18} = 338{,}98mL\ sol.\ HCl\ 36{,}5\%$$

raționament corect (2p), calcule (1p)

SUBIECTUL al III-lea (30 de puncte)

Subiectul F **15 puncte**

1) **3p**

$$C_2H_{6(g)} + 7/2O_{2_{(g)}} \rightarrow 2CO_{2_{(g)}} + 3H_2O_{(g)}$$

$$\Delta_r H = \sum \nu_P H_P - \sum \nu_R H_R = \left[2 \cdot \Delta_f H^o_{CO_{2(g)}} + 3 \cdot \Delta_f H^o_{H_2O_{(g)}}\right] - \left[1 \cdot \Delta_f H^o_{C_2H_{6(g)}} + \frac{7}{2} \cdot \Delta_f H^0_{O_{2(g)}}\right]$$

$$\Delta_r H^o = 2 \cdot (-393{,}2) + 3 \cdot (-241{,}6) - (-84{,}44) = -1426{,}76kJ$$

raționament corect (2p), calcule (1p)

2) **2p**

1 mol C_2H_6.....1426,76kJ

ν_{etan} = ?moli.....4280,28kJ; ν_{etan} = 3 moli

raționament corect (1p), calcule (1p)

3) **4p**

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 709{,}33 \cdot 4{,}18 \cdot 30 = 88950\,J / 88{,}95kJ;\ 0{,}1moli\ CH_4$$

raționament corect (3p), calcule (1p)

4) **4p**

$$\Delta_r H = -3 \cdot \Delta_r H_1 + 3 \cdot \Delta_r H_2 = -3 \cdot (-241{,}6) + 3 \cdot (-285{,}8) = -132{,}6kJ$$

raționament corect (3p), calcule (1p)

5) **2p**

Cu cât entalpia molară de formare standard, ΔH_f^o a unei substanțe este mai mică, cu atât substanța este mai stabilă (justificare 1p), deci ordinea crescătoare a stabilității va fi: $HBr_{(g)} < HCl_{(g)}$ (1p)

Subiectul G **15 puncte**

1. **2p**

Catalizatorul (1p) este o substanță care:
- mărește viteza unei reacții chimice care are loc și în absența lui, dar cu viteză mai mică;
- participă efectiv la reacție, modificând mecanismul reacției chimice;
- se regăsește cantitativ, integral la sfârșitul reacției;
- se adaugă reactanților în cantitate mică (rol - 1p).

2. **3p**

$$v = k[A]\,[B]^2 (rel.\ 1)$$

$$v' = k\frac{[A]}{2}\cdot\frac{[B]^2}{4}(rel.\ 2);\ \ din\ \ \frac{rel.2}{rel.1} \Rightarrow v' = \frac{v}{8}$$

raționament corect (2p), calcule (1p)

3. **4p**

Precizarea legăturilor chimice (2p) și modelarea formării legăturii chimice în ionul hidroniu H_3O^+, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor (2p)

4. **4p**

$$pV = \nu RT \Rightarrow \nu = \frac{pV}{RT} = \frac{4{,}1\cdot 12}{0{,}082\cdot 400} = 1{,}5 moli\ \ N_2;\ \ N = \nu_{N_2}\cdot N_A = 1{,}5 N_A\ \ molecule\ \ N_2$$

raționament corect (3p), calcule (1p)

5. **2p**

expresia matematică a constantei de aciditate, K_a pentru acidul cianhidric, HCN:

$$\underset{\substack{acid\ \ foarte\ slab,\\ ionizează\ \ partial}}{HCN_{(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq.)} + CN^-_{(aq.)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_e[CN^-]_e}{[HCN]_e}$$

TEST 2

EXAMENUL NATIONAL DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

- **Toate subiectele sunt obligatorii. Se acordă 10 puncte din oficiu.**
- **Timpul de lucru efectiv este de 3 ore.**

SUBIECTUL I (30 puncte)

Subiectul A **10 puncte**

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. Puntea de sare realizează contactul electric între soluţiile de electroliţi prin intermediul anionilor şi cationilor.
2. Stabilirea coeficienţilor redox are la bază bilanţul atomic.
3. Volumul unui mol de oxigen măsurat în condiții standard este egal cu 22,4 L.
4. Substanţele polare și ionice se dizolvă în apă, cu care formează legături dipol-dipol sau ion-dipol.
5. Orbitalii p_x, p_y, p_z se deosebesc prin orientarea lor spaţială.

Subiectul B **10 puncte**

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. pH-ul unei soluţii se poate schimba de la 4 la 8 prin:
a) diluarea soluţiei; b) adăugarea unei cantităţi mari de clorură de sodiu;
c) adăugarea unei cantităţi de bază; d) evaporarea unei părţi din soluţie.

2. Formulele acizilor conjugaţi bazelor următoare, NH_3, OH^{-1}, SO_4^{-2}, HPO_4^{-2} , sunt:
a) NH_4^+, HO^{-1}, H_2SO_4, PO_4^{-3}; b) NH_4^+, H_2O, H_2SO_4, H_3PO_4;
c) NH_4OH, O^{-2}, HSO_4^{-1}, $H_2PO_4^{-1}$; d) NH_4^+, H_2O, HSO_4^{-1}, $H_2PO_4^{-1}$.

3. Volumul unui gaz aflat la temperatura de 127°C şi presiunea de 4 atm adus în condiţii normale variază astfel:
a) scade de 2, 73 ori; b) creşte de 8,59 ori; c) creşte de 2,73 ori; d) scade de 8,59.

4. Concentraţia procentuală masică a unei soluţii de hidroxid de potasiu de concentraţie molară 6,5 mol/L şi densitate 1,3 g/cm^3, este:
a) 6 %; b) 28 %; c) 90 %; d) 0,3 %.

5. Elementele $_{19}X$ şi $_{16}Y$ formează o combinaţie:
a) XY, covalentă; b) X_2Y_3, ionică; c) X_2Y_3, moleculară; d) X_2Y, ionică.

Subiectul C **10 puncte**

Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al speciei chimice din coloana **A**, însoțit de litera din coloana **B**, corespunzătoare numărului de electroni ***p*** neparticipanți. Fiecărei cifre din coloana A îi corespunde o singură literă din coloana B.

A	**B**
1. 2 moli azot N_2	**a.** conține $18 \cdot N_A$ e^- ***p*** neparticipanți
2. 2 moli acid cianhidric	**b.** conține $4 \cdot N_A$ e^- ***p*** neparticipanți
3. 3 moli acid clorhidric	**c.** conține $10 \cdot N_A$ e^- ***p*** neparticipanți
4. 2,5 moli acid sulfhidric	**d.** conține $6 \cdot N_A$ e^- ***p*** neparticipanți
5. 0,5 moli ioni amoniu	**e.** conține 0 e^- ***p*** neparticipanți
	f. conține $8 \cdot N_A$ e^- ***p*** neparticipanți

Numere atomice: H-1, C- 6, N-7, O-8, Na -11. Mase atomice: H – 1, O – 16, K – 39.
Volumul molar: V = 22,4 L · mol^{-1} , Constanta generală a gazelor R = 0,082 L·atm/mol·grad
Numărul lui Avogadro: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.

SUBIECTUL al II-lea (30 puncte)

Subiectul D **15 puncte**

1. a. Precizați numărul atomic Z pentru atomul X care are 3 orbitali monoelectronici pe stratul al doilea. ***2 puncte***

b. Precizați poziția elementului chimic, X, în sistemul periodic (grupa, perioada). ***2 puncte***

2. Modelați procesul de ionizare al atomului X, utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor. ***2 puncte***

3. Notați configurația electronică a elementului chimic, E, care formează ioni pozitivi divalenți izoelectronici cu $_{10}Ne$. ***2 puncte***

4. Modelați formarea legăturii chimice în ionul amoniu, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor și precizați tipul legăturii chimice din molecula amoniacului. ***3 puncte***

5. Scrieți ecuațiile reacțiilor chimice ale clorului cu ferul și hidroxidul de sodiu. ***4 puncte***

Subiectul E **15 puncte**

1. Cuprul reacţionează cu acidul azotic la încălzire, formând azotat de cupru, dioxid de azot şi apă.
a. Scrieţi ecuaţia reacţiei chimice care are loc și notați ecuațiile proceselor de oxidare și de reducere ***2puncte***
b. Precizați rolul acidului azotic (agent oxidant/agent reducător). ***1 puncte***
2. Notaţi coeficienţii stoechiometrici ai ecuaţiei reacţiei de la *punctul 1*. ***1 puncte***
3. Se prepară o soluție de acid clorhidric prin amestecarea a 40 mL soluţie de acid clorhidric 2M cu 50 mL soluţie acid clorhidric 4M și cu 10 mL de apă.

a. Calculaţi concentraţia molară a soluției de acid clorhidric astfel obținută. ***2 puncte***

b. O probă de 50 mL soluţie de acid clorhidric preparată mai sus reacționează cu 8,75 g fier de puritate 80%.

Calculați numărul de atomi ai elementului gazos care se degajă în această reacție. ***3 puncte***

4. O soluţie cu volumul de 200 mL conţine 0,8 g de NaOH. Calculaţi *p*H-ul soluţiei. ***2 puncte***

5. a. Precizaţi materialul din care este confecţionat catodul acumulatorului cu plumb și cum variază densitatea soluției de acid sulfuric la încărcare. ***2puncte***

b. Scrieţi ecuaţia reacţiei generatoare de curent electric pentru pila Daniell. ***2 puncte***

Numere atomice: H-1, N-7, Mase atomice: H – 1, O – 16, Na – 23, Cl – 35,5, Fe – 56.
Numărul lui Avogadro: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.

SUBIECTUL al III-lea (30 puncte)

Subiectul F **15 puncte**

1. Se consideră următoarele reacţii termochimice:

$S_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$, ΔH^o_{f1} = - 137,32 kcal

$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$, ΔH^o_{f2} = - 70,98 kcal

Calculați cantitatea de căldură necesară sublimării a 80 g sulf. ***3 puncte***

2. Calculați efectul termic al reacției de ardere a monoxidului de carbon, exprimat în kJ/mol, știind entalpiile de formare ale $CO_{2(g)}$ $\Delta H^o_{fCO_{2(g)}}$ = - 94,00 kcal/mol şi $CO_{(g)}$ $\Delta H^o_{fCO_{(g)}}$ = - 26,40 kcal/mol.

2 puncte

3. Calculați cantitatea (în moli) de metan, necesară pentru a încălzi 0,445 kg apă de la temperatura t_1=40º C la temperatura t_2=60º C. Se cunoaște că la arderea a 0,25 moli de metan se degajă 222,5 kJ. ($c_{apă}$ = 4,18 kJ/kg· grad) ***4 puncte***

4. Cunoscând efectele termice ale reacțiilor de mai jos:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ ΔH^o_1= - 22,08 kcal

$2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ ΔH^o_2= -137,04 kcal

$2NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + O_{2(g)}$ ΔH^o_3 = - 43,2 kcal

$H_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ ΔH^o_4 = -10,52 kcal. Calculați efectul termic în condiții standard pentru reacția: $4NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$ ***3 puncte***

5. a. Ecuaţia reacţiei termochimice de stingere a varului este: $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$ + 81,5 kJ. Notaţi valoarea variaţiei de entalpie ΔH^o_r şi precizaţi tipul acestei reacţii chimice (exotermă/endotermă). ***2 puncte***

b. Comparați stabilitatea metanului CH_4 și acetilenei C_2H_2, pe baza entalpiilor de formare standard:

$\Delta H^o_{fCH_4(g)}$= -74,8 kJ/mol, $\Delta H^o_{fC_2H_2(g)}$= 227 kJ/mol. Justificaţi răspunsul. ***1 puncte***

Subiectul G **15 puncte**

1. Fie reacţia: $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$. Ştiind că viteza medie de formare a NOCl este $1,2 \cdot 10^{-3}$ mol/L·s, aflaţi viteza de consum pentru Cl_2 (în mol/L·min).

2 puncte

2. Pentru reacţia $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ se cunoaşte că:

- viteza se dublează când concentraţia N_2 se dublează iar concentraţia H_2 rămâne constantă;
- viteza creşte de 16 ori când ambele concentraţii se dublează.

Determinaţi ordinele parţiale de reacție și ordinul global. ***3 puncte***

3. Determinaţi unitatea de măsură a constantei de viteză pentru reacția de la punctul **2** şi scrieţi expresia vitezei de reacţie. ***2 puncte***

4. Determină puritatea a 20 g calcar, care în reacție cu o soluţie de HCl, formează un volum de 4,1L gaz la presiunea de 1,2 atm şi temperatura de 127^0C.

5. a. Scrieți ecuația reacției chimice care are loc la stingerea varului și precizați tipul acestei reacții chimice din punct de vedere termochimic. ***2 puncte***

b. Știind că pentru operația de stingere a varului s-au utilizat 14 kg var nestins de puritate 80% și 38,8 L apă (densitate apă = 1 g/cm^3). Calculați masa și concentrația soluției obținute. ***3 puncte***

(Precizare: impuritățile nu reacționează)

Mase atomice: H – 1, O – 16, S – 32, Cl – 35,5, Ca – 40.

Constanta generală a gazelor R = 0,082 L·atm/mol·grad

1 cal = 4,18 J

TEST 2 - BAREM DE EVALUARE ŞI NOTARE

EXAMENUL NATIONAL DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

- **Nu se acordă punctaje intermediare, altele decât cele precizate explicit în barem.**
- **Se acordă 10 puncte din oficiu. Nota finală se calculează prin împărțirea la 10 a punctajului total**

SUBIECTUL I (30 de puncte)

Subiectul A **10 puncte**
1 – A, 2 – F, 3 – F, 4 – A, 5 – A
Subiectul B **10 puncte**
1 – c, 2 – d, 3 – c, 4 – b, 5 – d.
Subiectul C **10 puncte**
1 – f, 2 – b, 3 – a, 4 – c, 5– e.

SUBIECTUL II (30 de puncte)

Subiectul D **15 puncte**

1.a. $1s^2 2s^2 2p^3$ Z = 7 **2p**
b. perioada a 2-a, grupa a V-a A, **2p**
2. $X \xrightarrow{+3e^-} X^{-3}$ **2p**
3. $X \xrightarrow{-2e^-} X^{+2}$ $Z_E = 12$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ **2p**
4. modelarea formării legăturii chimice în ionul amoniu, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor și precizarea tipului legăturii chimice **3p**
5. ecuațiile reacțiilor chimice ale clorului cu ferul și hidroxidul de sodiu **4p**

Subiectul E **15 puncte**

1. a. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
Scrierea ecuațiilor reacțiilor de oxidare și reducere. **2p**
b. Acidul azotic are rol de agent oxidant. **1p**
2. Coeficienții stoechiometrici: $Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ **1p**
3. a. raționament corect (1p), calcule (1p) $c_M = 2,8$ M **2p**
b. raționament corect (1p), calcule (1p) $N = 0,25 \cdot N_A$ atomi H **3p**
4. raționament corect (2p), calcule (1p) pOH = 1, pH = 13 **2p**
5. a. Catodul este format din PbO_2, densitatea soluției de acid sulfuric la încărcare crește **2p**
b. Scrierea ecuației reacției generatoare de curent electric pentru pila Daniell **2p**

SUBIECTUL III (30 de puncte)

Subiectul F **15 puncte**

1. raționament corect (2p), calcule (1p) Q = 165,85 kcal **3p**
2. raționament corect (1p), calcule (1p) $\Delta H_r^o = -282,5$ kJ/mol **2p**
3. raționament corect (3p), calcule (1p) n = 0,0418 moli CH_4 **4p**
4. raționament corect (2p), calcule (1p) $\Delta H_r^o = -217,44$ kcal **3p**
5. a. $\Delta H_r^o = -81,5$ kJ (1p), exotermă (1p) **2p**
b. metanul este mai stabil decât acetilena (1p) **1p**

Subiectul G **15 puncte**

1. raționament corect (2 p), calcule (1p) $v = 36\cdot10^{-3}$ mol/L·min **2p**

2. raționament corect (3p), calcule (1p) $n_{N_2} = 1;\ n_{H_2} = 3;\ n_t = 4$ **3p**

3. raționament corect (1p), calcule (1p) $v = k\cdot[N_2]^1\cdot[H_2]^3$ $< k > = \frac{l^3}{s\cdot mol^3}$ **2p**

4. raționament corect (3p), calcule (1p) p = 75% **3p**

5. a. ecuația reacției chimice (1p), reacție exotermă (1p) **2p**

b. raționament corect (1p), calcule m_s = 50 kg (1p) C% = 29,6% (1p) **3p**

TEST 2

EXAMENUL NATIONAL DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

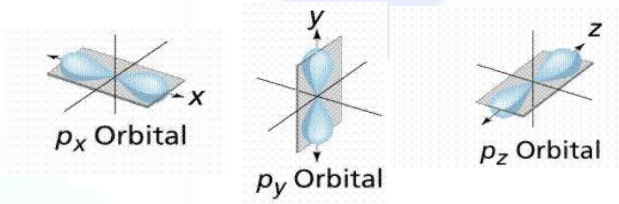
• **Toate subiectele sunt obligatorii. Se acordă 10 puncte din oficiu.**
• **Timpul de lucru efectiv este de 3 ore.**

SUBIECTUL I **(30 puncte)**

Subiectul A **10 puncte**

1. A; 2. F; 3. F; 4. A; 5. A;
5. A;
Orbitalii p_x, p_y, p_z se deosebesc prin orientarea lor spaţială.

Orbitali atomici de tip *p*



Subiectul B **10 puncte**

1. c; 2. d; 3. c;

$p_1V_i = nRT_i$ $\quad 4\cdot V_i = n\cdot R\cdot 400$

$p_2V_o = nRT_o$ $\quad 1\cdot V_o = n\cdot R\cdot 273$ $\qquad V_o = V_i\cdot 4\cdot 273/400 = V_i\cdot 2{,}73$ creşte de 2,73 ori.

4. b;

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

$c\% = m_d .100/m_s$ $\qquad m_d = \frac{c\%\cdot m_s}{100}$

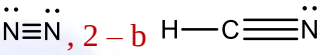
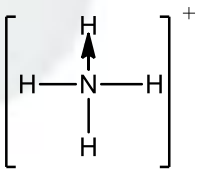
$c_m = m_d/V_s.M$ $\qquad c_m = \frac{\frac{c\%\cdot m_s}{100}}{\frac{m_s}{\rho\cdot 1000}\cdot M} = \frac{c\%\cdot\rho\cdot 10}{M} = 28\%$

$\rho = m_s/V_s(mL)$ $\qquad V_s = \frac{m_s}{\rho\cdot 1000}$

5. d;

Subiectul C **10 puncte**

1. f; 2. b; 3 – a, 4 – c, 5– e.

1 – f  , 2 – b , 3 – a , 4 – c , 5 – e 

SUBIECTUL al II-lea (30 puncte)

Subiectul D **15 puncte**

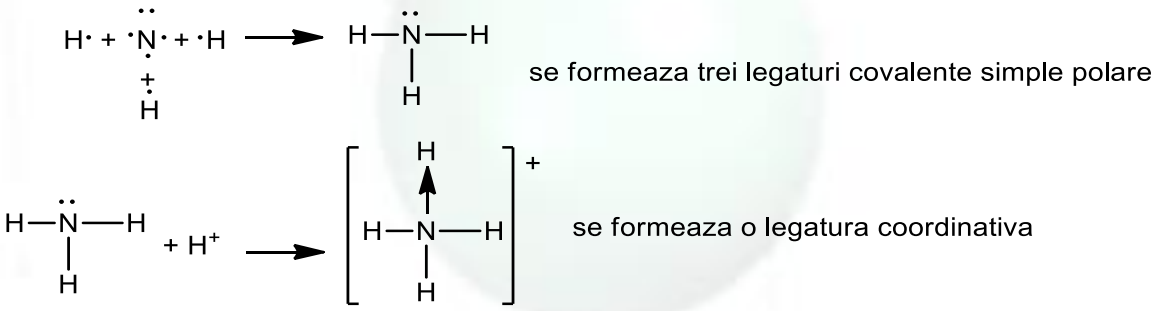
1.a. $1s^2 2s^2 2p^3$ Z = 7 **2p**

b. perioada a 2-a, grupa a V-a A **2p**

2. $\mathbf{X \xrightarrow{+3e^-} X^{-3}}$ **2p**

3. $\mathbf{X \xrightarrow{-2e^-} X^{+2}}$ $Z_E = 12$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ **2p**

4.



5. Ecuațiile reacțiilor chimice ale clorului cu ferul și hidroxidul de sodiu la rece:

$Fe + 3/2Cl_2 \rightarrow FeCl_3$

$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO$

Subiectul E **15 puncte**

1. a. b.

$Cu^0 \xrightarrow{-2e^-} Cu^{+2}$ oxidare, agent reducător Cu

$N^{+5} \xrightarrow{+1e^-} N^{+4}$ reducere, agent oxidant HNO_3

2. $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

3. a.

$c_{m1} = 2M$, $V_{s1} = 0{,}04$ L, $n_1 = 0{,}08$ moli HCl

$c_{m2} = 4M$, $V_{s2} = 0{,}05$ L, $n_2 = 0{,}2$ moli HCl

$V_{H_2O} = 0{,}01$ L

$V_{\text{soluție finală}} = 0{,}1$ L

$n_{total} = 0{,}28$ moli HCl

$c_{mf} = 2{,}8$ M

b. Din puritate $p = m_{pură} \cdot 100 / m_{impură} \Rightarrow m_p = 7$g Fe, deci numărul de moli este n = 0,125 moli Fe

0,125 moli 0,07 moli

$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

1 mol 1 mol

1 mol H_2 …….. $2.N_A$

0,07 moli ……. $0{,}14\ N_A$ atomi H

4. O soluție cu volumul de 200 mL conține 0,8 g de NaOH. Calculați *p*H-ul soluției.

$m_d = 0{,}8$ g $\Rightarrow$ n = 0,02 moli NaOH, $V_s = 0{,}2$ L soluție, $c_m = 0{,}02/0{,}2 = 0{,}1$ M

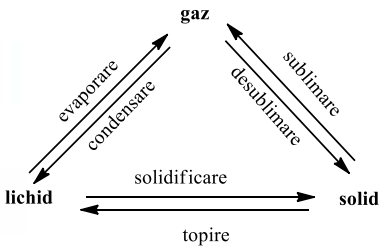
NaOH este o bază tare $\Rightarrow [HO^-] = c_m = 0{,}1$ M, $pOH = -\lg[HO^-] = 1$, pH = 14- pH = 13

5. a. Catodul acumulatorului cu plumb este format dintr-un grătar de plumb cu ochiuri umplute cu PbO_2
Densitatea soluției de acid sulfuric la încărcare crește.
b. Ecuația reacției generatoare de curent electric pentru pila Daniell:
$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ sau $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$

SUBIECTUL al III-lea (30 puncte)

Subiectul F **15 puncte**

1. se ține cont de reacții termochimice:



$S_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$, $\Delta H^o_{f1} = -137{,}32$ kcal | ·(-1)
$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$, $\Delta H^o_{f2} = -70{,}98$ kcal | · 1
Ec. r. de sublimare:
$S_{(s)} \rightarrow S_{(g)}$ $\Delta H^o_r = \Delta H^o_{f2} - \Delta H^o_{f1} = +66{,}34$ kcal
n(sulf) = 2,5 moli S
1 mol …… 66,34 kcal
2,5 moli …….. x = 165,85 kcal

2. $CO_{(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$
$\Delta H^o_r = \Delta H^o_{fCO_{2(g)}} - (\Delta H^o_{fCO_{(g)}} + ½\, \Delta H^o_{fO_{2(g)}}) = -67{,}6$ kcal/mol = - 67,6·4,18 = -282,5 kJ/mol

3. Q = m·c· Δt = 0,445·4,18·20 = 37,202 kJ
0,25 moli …… 222,5 kJ
x ……0,445·4,18·20 kJ
$x = \frac{0{,}445 \cdot 4{,}18 \cdot 20 \cdot 0{,}25}{222{,}5} = \frac{445 \cdot 4{,}18 \cdot 20 \cdot 0{,}25}{222{,}5 \cdot 1000} = \frac{4{,}18 \cdot 10}{1000} = 0{,}0418$ moli

4. Cunoscând efectele termice ale reacțiilor de mai jos:
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ $\Delta H^o_{f1} = -22{,}08$ kcal
$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ $\Delta H^o_{f2} = -137{,}04$ kcal
$2NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + O_{2(g)}$ $\Delta H^o_3 = -43{,}2$ kcal
$H_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H^o_4 = -10{,}52$ kcal

Calculați efectul termic în condiții standard pentru reacția:

$4NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$ ***3 puncte***

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$ $\Delta H^o_{f1} = -22{,}08$ kcal | ·(-2)
$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ $\Delta H^o_{f2} = -137{,}04$ kcal | · 3
$2NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + O_{2(g)}$ $\Delta H^o_3 = -43{,}2$ kcal | · (-2)
$H_2O_{(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H^o_4 = -10{,}52$ kcal | · (-6)
$4NH_{3(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$
$\Delta H^o_r = -2 \cdot \Delta H^o_{f1} + 3 \cdot \Delta H^o_{f2} - 2 \cdot \Delta H^o_{f3} - 6 \cdot \Delta H^o_{f4} = -217{,}44$ kcal

5. a. $\Delta H^o_r = -81{,}5$ kJ exotermă
b. $\Delta H^o_{fCH_{4(g)}} < \Delta H^o_{fC_2H_{2(g)}}$, metanul este stabil decât acetilena.

Subiectul G **15 puncte**

1. $\frac{v(NOCl)}{2} = \frac{v(Cl_2)}{1}$

$$v(Cl_2) = 0{,}6 \cdot 10^{-3}\frac{mol}{l \cdot s} = 0{,}6 \cdot 10^{-3}\frac{mol}{l \cdot \frac{1}{60}min} = 36 \cdot 10^{-3}\frac{mol}{l \cdot min}$$

2. Notăm cu $x=n_1$ ordinul partial de reacție în raport cu N_2 și cu $y=n_2$ ordinul partial de reacție în raport cu H_2

$v = k\cdot[N_2]^x\cdot[H_2]^y$

$2v = k\cdot(2[N_2])^x\cdot[H_2]^y$ $x = n_1 = 1$

$2v = k\cdot(2[N_2])^x\cdot[H_2]^y$

$16v = k\cdot(2[N_2])^x\cdot(2[H_2])^y$ $y = n_2 = 3$

Ordinul global: $n = n_1 + n_2 = 4$

3. $v = k\cdot[N_2]^1\cdot[H_2]^3$

$$\frac{mol}{l\cdot s} = <k>\cdot\frac{mol}{l}\cdot\left(\frac{mol}{l}\right)^3 \Rightarrow <k> = \frac{l^3}{s\cdot mol^3}$$

4. Determină puritatea a 20 g calcar, care în reacţie cu o soluţie de HCl, formează un volum de 4,1L gaz la presiunea de 1,2 atm și temperatura de 127^0C.

Din pV = nRT ⇒ n = 0,15 moli CO_2

0,15 moli 0,15 moli

$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

1 mol 1 mol

$m(CaCO_3)$ = 15 g $CaCO_3$ pur $p = m_{pură} \cdot 100/ m_{impură} = 15\cdot100/20 = 75\%$

5. a. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ reacție exotermă

b.

$m_{pură}$ = 11,2 kg CaO ⇒ n = 0,2 kmoli CaO

0,2 kmoli 0,2 kmoli 0,2 kmoli

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

1 mol 1 mol 1 mol

m_d = 14,8 kg $Ca(OH)_2$

V = 38,8 L apă, $\rho = 1$ g/cm^3 ⇒ m = 38,8 kg apă

Se consumă 0,2 moli H_2O ⇒ m' = 3,6 kg apă comsumată

m(apă din soluția finală) = 38,8 – 3,6 = 35,2 kg

m_{sf} = 50 g

c% = 29,6% $Ca(OH)_2$

TEST 3

EXAMENUL NAȚIONAL DE BACALAUREAT 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

Toate subiectele sunt obligatorii. Se acordă 10 puncte din oficiu.
Timpul de lucru efectiv este de 3 ore.

SUBIECTUL I **30 puncte**

Subiectul A. **10 puncte**

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.Într-un ion pozitiv, numărul protonilor din nucleul atomic este mai mare decât numărul electronilor din învelișul electronic.
2. Solubilitatea în apă a oxigenului crește cu creșterea temperaturii.
3. Orbitalii electronici sunt ocupați cu electroni în ordinea crescătoare a energiei lor.
4. În molecula H_2O_2 oxigenul are număr de oxidare -1.
5. Valoarea pOH-ului soluțiilor acide este mai mică decât 7.

Subiectul B. **10 puncte**

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. Reprezentarea convențională a celulei electrochimice, a cărei reacție generatoare de curent corespunde ecuației $Sn + Cu^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Cu$, este :

a. (+) Sn/Cu^{2+} // Sn/Cu^{2+} (-)
b. (+) Sn/Sn^{2+} // Cu/Cu^{2+} (-)
c. (-) Sn/Sn^{2+} // Cu^{2+}/Cu (+)
d. (-) Cu/Cu^{2+} // Sn^{2+}/Sn (+)

2. Volumul A de soluție HCl cu concentrația procentuală masică 36 % (ρ = 1,18 g/cm^3) și volumul B de soluție HCl cu concentrația procentuală masică 10 % (ρ = 1,05 g/cm^3) necesare pentru a obține 260 grame soluție HCl de concentrație procentuală masică 20 %, au valorile:

a. A = 0,160 L, B = 0,1 L
b. A = 100 mL, B = 160 mL
c. A = 0,152 L, B = 0,084 L
d. A = 84.75 mL, B = 152,38 mL

3. Cantitatea de apă necesară pentru a prepara 500 g soluție KCl de concentrație procentuală masică 40 % este:

a. 200 g
b. 300 g
c. 150 g
d. 360 g

4. Conțin același număr de atomi:

a. 2g H_2 și 35,5g Cl_2
b. 14g N_2 și 16g O_2
c. 1g H_2 și 71g Cl_2
d. 35,5g Cl_2 și 8g O_2

5. O soluție de acid clorhidric 10^{-2} M are:

a. *p*OH=2
b. *p*H=12
c. *p*H=2
d. *p*OH=10^{-2}

Subiectul C. **10 puncte**

Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al substanței chimice din coloana **A** însoțit de litera din coloana **B,** corespunzătoare numărului de perechi de electroni neparticipanți ai acesteia. Fiecărei cifre din coloana **A** îi corespunde o singură literă din coloana **B**.

A	**B**
1. Cl_2	a. 1
2. NH_3	b. 2
3. HCl	c. 3
4. H_2O	d. 4
5. CO_2	e. 5

SUBIECTUL al II-lea **30 puncte**

Subiectul D.

Izotopul $^{14}_{6}C$ se folosește pentru determinarea ”vârstei” materialelor arheologice.

1. a. Scrieți configurația electronică a atomului de carbon. **2 puncte**

   b. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) a izotopului $^{14}_{6}C$. **2 puncte**

2. Indicați natura legăturii chimice în molecula de clor. Modelați formarea acestei legături chimice, utilizând simbolul chimic al clorului și punctele pentru reprezentarea electronilor **3 puncte**

3. Determinați temperatura în grade Celsius la care se află 5 moli de gaz într-un rezervor cu volumul de 20 litri, la presiunea 8,2 atm. **2 puncte**

4. Notați caracterul chimic al elementului al cărui atom are 3 orbitali de tip s, 5 orbitali de tip p complet ocupați cu electroni. Scrieți configurația electronică a acestui atom. **2 puncte**

5. a. Notați semnificația noțiunii: *atom*. **1 punct**

   b. Calculați numărul atomilor conținuți într-un volum de 0,224 litri (c.n.) NH_3. **3 puncte**

Subiectul E.

Carbonatul de potasiu, K_2CO_3, este o componentă a cenușii plantelor.

1. La 0^0C , 100 grame de apă dizolvă 105 g K_2CO_3. La 100^0C, 100 grame de apă dizolvă 156 grame K_2CO_3. Calculați cantitatea (grame) de carbonat de potasiu depusă prin răcirea a 500 grame soluție de K_2CO_3 saturată, de la temperatura de 373K la 273K. **4 puncte**

2. Calculați masa in grame de sare neutră care se obține în urma reacției dintre 100 mL soluție 0,2 M de NaOH cu 100 mL soluție 0,2 M H_2SO_4. Scrieți ecuația reacției chimice care are loc. **4 puncte**

3. Scrieți ecuația unei reacții chimice care are loc între un acid slab și o bază slabă. **1 punct**

4. În laborator, pentru determinarea cantitativă a ionului Fe^{2+}dintr-o soluție, proba analizată se tratează cu o soluție de permanganat de potasiu și acid sulfuric. În urma reacției, ionul MnO_4^- (violet) se reduce la ionul Mn^{2+}(incolor) și ionul Fe^{2+} se oxidează la ionul Fe^{3+}.

   a. Scrieți ecuația reacției chimice care are loc la determinarea cantitativă a ionului Fe^{2+}(din $FeSO_4$) cu permanganatul de potasiu în mediu de acid sulfuric cunoscând produșii de reacție: $Fe_2(SO_4)_3$, $MnSO_4$, K_2SO_4 și H_2O.

   b. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare și de reducere; precizați agentul oxidant și agentul reducător.

   c. Notați coeficienții stoechiometrici; **4 puncte**

5. Precizați culoarea turnesolului într-o soluție cu: a) *p*H = 4; b) pH = 8 **2 puncte**

Numere atomice: H-1; O-8; Ag-47, Cl-17, K-19.

Mase atomice: H-1, Cl-35,5, Na-23, S-32, O-16

SUBIECTUL al III-lea **30 puncte**

Subiectul F.

1. Determinați entalpia de formare a alcoolului etilic $C_2H_5OH_{(l)}$ din elemente, cunoscând următoarele ecuații termochimice:

$C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$ $\Delta_rH_1^0 = -1366,15$ kJ/ mol,

$\frac{1}{2} O_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta_rH_2^0 = -285,49$ kJ/ mol,

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta_rH_3^0 = -393,20$ kJ/ mol. **4 puncte**

2. La arderea unui kilogram de butan (C_4H_{10}) se degajă 45835 kJ. Calculați masa de butan (g) ce trebuie supusă arderii pentru a produce cantitatea de căldură necesară încălzirii a 3 kg apă de la temperatura
$t_1 = 20^0$ la temperatura $t_2 = 80^0C$. ($c_{apă}$ = 4,18 J/g.K) **3 puncte**

3. Calculați entalpia de formare a tetrafluorurii de carbon, $\Delta_f H^0_{CF_4(g)}$, cunoscând următoarele date termochimice:
$C_2H_{4(g)} + 6F_{2(g)} \rightarrow 2CF_{4(g)} + 4HF_{(g)} + 2486$ kJ, $\Delta_f H^0_{C_2H_4(g)} = 52{,}3$ kJ/mol, $\Delta_f H^0_{HF(g)} = -268{,}5$ kJ/mol. **3 puncte**

4. Într-o reacție chimică, suma entalpiilor produșilor de reacție este mai mică decât suma entalpiilor reactanților. Stabiliți tipul reacției (exotermă/endotermă). Dați exemplu de o astfel de reacție. **3 puncte**

5. Ordonați în sensul creșterii stabilității moleculei, formulele chimice ale următoarelor substanțe:
$CH_{4(g)}$, $C_6H_{6(g)}$, $C_4H_{10(g)}$. Entalpiile de formare standard: $\Delta_f H^0_{CH_4(g)} = -74{,}8$ kJ/mol, $\Delta_f H^0_{C_6H_6(g)} = +83$ kJ/mol, $\Delta_f H^0_{C_4H_{10}(g)} = -126$ kJ/mol. Justificați răspunsul. **2 puncte**

Subiectul G

1. Aranjați speciile chimice în ordinea descreșterii acidității cunoscând valorile constantelor de aciditate, *Ka*.

formula chimică	HCN	H_2CO_3	HNO_2
Ka	$7{,}2\cdot10^{-10}$	$4{,}5\cdot10^{-7}$	$4{,}5\cdot10^{-4}$

3 puncte

2. Carbonatul de cupru reacționează cu acidul clorhidric. Ecuația reacției chimice care are loc este:

$$CuCO_3 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O + CO_2$$

Calculați viteza de reacție raportată la HCl în moli/L·s, știind că volumul soluției de acid este de 100 mL, iar după două minute masa amestecului a scăzut cu 0,132 grame. **3 puncte**

3. Fie reacția reprezentată prin ecuația chimică:

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2KI_{(aq)} \rightarrow PbI_2\downarrow + 2KNO_{3(aq)}$$

a. precizați dacă reacția este lentă sau rapidă.

b. Calculați cantitatea (moli) de precipitat care se obține stoechiometric din 1,66g KI, în reacția cu azotatul de Pb(II). **3 puncte**

4. Calculați numărul atomilor de Pb dintr-o bară cu volumul 100 cm^3 (densitatea plumbului $\rho_{Pb} = 11{,}3$ g/cm^3). **3 puncte**

5. Reacția chimică de tipul: $2A \rightarrow B + C$, este o reacție de ordinul II și viteza de reacție are valoarea de $5\cdot10^{-7}$ mol/L·s pentru o concentrație inițială a reactantului A de 0,2 mol/L. Determinați constanta de viteză a acestei reacții chimice. **3puncte**

Mase atomice: C-12, O-16, K-39, I-127, Pb-207

TEST 3 - BAREM DE EVALUARE ŞI NOTARE

EXAMENUL NAȚIONAL DE BACALAUREAT 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

- **Se punctează orice modalitate de rezolvare corectă a cerințelor.**
- **Nu se acordă punctaje intermediare, altele decât cele precizate explicit în barem.**
- **Se acordă 10 puncte din oficiu. Nota finală se calculează prin împărțirea la 10 a punctajului total**

SUBIECTUL I **(30 puncte)**

Subiectul A **10 puncte**

1. A, 2. F, 3. A, 4. A, 5. F **(5·2p=10p)**

Subiectul B **10 puncte**

1.c, 2.d, 3.b, 4. b, 5. c **(5·2p=10p)**

Subiectul C **10 puncte**

1.f 2.a 3.c 4.b 5.d **(5·2p=10p)**

SUBIECTUL II **(30 puncte)**

Subiectul D **(15 puncte)**

1. a. $1s^2 2s^2 2p^2$ **(2p)**
   b. $6p^+$; $8n^0$ **(2·1p=2p)**
2. Tipul legăturii - legătură covalentă nepolară simplă (**1p),** modelarea **(2p)**
3. $t^0C = 127^0C$ (raționament **1p**, calcul matematic **1p**)
4. caracter chimic – nemetal(**1p**); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (**1p)**
5. a. definiția atom (**1p**); b) 0,04 ·N_A atomi (calcul matematic **1p,** raționament **2p**)

Subiectul E **(15 puncte)**

1. raționament **2p**, calcule **2p**

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \bullet 100$$

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

$$md_1 = 105g,\ m_{apa_1} = 100g \rightarrow m_{s_1} = 205g \rightarrow c_1 = 51{,}22\%$$

$$md_2 = 156g,\ m_{apa_2} = 100g \rightarrow m_{s2} = 256g \rightarrow c_2 = 60{,}93\%$$

$$60{,}93\% = \frac{m_d}{500} \bullet 100 \rightarrow m_d(100^0C) = 304{,}68g$$

$$Notam\ cu\ "a"\ masa\ de\ K_2CO_3\ depusa$$

$$51{,}22\% = \frac{304{,}68 - a}{500 - a} \bullet 100 \rightarrow a = 99{,}6g$$

2. 1,42 g Na_2SO_4; scrierea corecta a reactanților și produșilor de reacție (**1p**), scrierea corecta a tuturor coeficienților stoechiometrici (**1p**); raționament corect (**1p**), calcul matematic (**1p**)
3. scrierea corecta a ecuației reacției chimice dintre un acid salb și o bază slabă (**1p)**
4. a. scrierea corecta a reactanților și produșilor de reacție
   $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ (**1p**),
   b. scrierea ecuațiilor proceselor de oxidare şi de reducere (**1p**)
   și notarea formulei chimice a agentului oxidant ($KMnO_4$), a agentului reducător ($FeSO_4$) (**1p**);

c. scrierea corecta a tuturor coeficienților stoechiometrici

10$FeSO_4$ + **2**$KMnO_4$+ **8**H_2SO_4 → **5**$Fe_2(SO_4)_3$ + **2**$MnSO_4$ + K_2SO_4 + **8**H_2O (**1p**);

5. a. roșu; b. albastru (**2·1p= 2p)**

SUBIECTUL III **(30 puncte)**

Subiectul F **(15 puncte)**

1. $\Delta_rH = 2\cdot \Delta_rH_3 + 3\cdot \Delta_rH_2 - \Delta_rH_1$ = -276,72 kJ/mol; raționament corect **3 p**, calcul matematic **1p**
2. 16,41 g butan; raționament corect **2 p**, calcul matematic **1p**
3. Δ_fH $CF_{4\,(g)}$ = - 679,85 kj ; raționament corect **2 p**, calcul matematic **1p**
4. Reacție exotermă – **1p**; ; raționament corect **1 p;** exemplu **– 1p**
5. Ordinea creșterii stabilității: $C_6H_{6(g)}$, $CH_{4(g)}$, $C_4H_{10(g)}$ – **1p**, justificarea răspunsului – **1p**

Subiectul G **(15 puncte)**

1. Ordinea corectă: HNO_2, H_2CO_3, HCN (3·**1p=3p)**
2. v = $5\cdot10^{-4}$moli/L·s raționament corect **2 p**, calcul matematic **1p**
3. a. reacție rapidă – **1p**; b. 0,005 moli PbI_2 raționament corect **1 p**, calcul matematic **1p**
4. 5,45 ·N_A atomi de Plumb; raționament corect **2 p**, calcul matematic **1p**
5. 1,25 · 10^{-5} l/mol·s; raționament corect **2 p**, calcul matematic **1p**

TEST 3 –REZOLVARE

EXAMENUL DE BACALAUREAT NAȚIONAL 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

Subiectul A	**(5·2p=10p)**
1. A, 2. F, 3. A, 4. A, 5. F	
Subiectul B	**(5·2p=10p)**
1.c, 2.d, 3.b, 4.d, 5.c	
Subiectul C	**(5·2p=10p)**
1. f, 2. a, 3. c, 4. b, 5. d	

Subiectul D **(15 puncte)**

1. a. $1s^22s^22p^2$ (**2p)**
   c. $6p^+$; $8n^0$(**2·1p=2p**)
2. Tipul legăturii - legătură covalentă nepolară simplă (**1p),** modelarea(**2p**)
3. p ·V= n·R·T→8,2·20 = 5·0,082·T→T = 400K→t^0C = T-273= 127^0C

(raționament **1p**, calcul matematic **1p**)

4. caracter chimic – nemetal(**1p**); $1s^22s^22p^63s^23p^5$ (**1p)**
5. a. definiția atom (**1p**); b) n =V/V_M =0,224/22,4 = 0,01 moli NH_3; în amoniac (NH_3) sunt 4 atomi → 4 ·0,01·N_A = 0,04 ·N_A atomi (calcul matematic **1p,** raționament **2p**)

Subiectul E **(15 puncte)**

1.

La 0 ^{0}C→

$$m_d = 105g,\ m_{apa} = 100g \rightarrow m_s = m_d + m_{apa} = 205g$$

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \bullet 100 = \frac{105}{205} \bullet 100 = 51{,}22\%$$

La 100^{0}C→

$$m_d = 156g,\ m_{apa} = 100g \rightarrow m_s = m_d + m_{apa} = 256g$$

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \bullet 100 = \frac{156}{256} \bullet 100 = 60{,}93\%$$

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \bullet 100 \rightarrow 60{,}93 = \frac{md}{500} \bullet 100 \rightarrow md = \frac{500 \bullet 60{,}93}{100} = 304{,}65g$$

Notam cu a masa de K_2CO_3 *depusa*

$$51{,}22 = \frac{304{,}65 - a}{500 - a} \bullet 100 \rightarrow a = 99{,}6\ g\ K_2CO_3$$

raționament → **2p,** calculi → **2p**

2.

$$C_M = \frac{n}{V_L} \rightarrow n_{NaOH} = 0{,}02\ moli$$

$$C_M = \frac{n}{V_L} \rightarrow n_{H_2SO_4} = 0{,}02\ moli \rightarrow acidul\ sulfuric\ este\ in\ exces$$

$$0{,}02\ moli\ NaOH \rightarrow 0{,}02\ moli\ Na_2SO_4$$

$$M_{Na_2SO_4} = 23 \bullet 2 + 32 + 16 \bullet 4 = 142\ g/mol$$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = M \bullet n = 142 \bullet 0{,}01 = 1{,}42\ g\ Na_2SO_4$$

scrierea corectă a reactanților și produșilor de reacție **(1p)** scrierea corectă a tuturor coeficienților stoechiometrici($2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$) raționament corect (**1p),** calcul matematic (**1p)**

3. scrierea corecta a ecuației reacției chimice dintre un acid slab și o bază slabă ($NH_3 + HCN \rightarrow NH_4CN$) sau oricare altă variantă **1p**

4. scrierea corecta a reactanților și produșilor de reacție ($FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$) **1p**

scrierea corecta a tuturor coeficienților stoechiometrici($6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$) **1p**

scrierea ecuațiilor proceselor de oxidare și de reducere **1p**

$$2Fe^{+2} \xrightarrow{-2e^-} Fe_2^{+3}\ proces\ de\ oxidare$$

$$Cr_2^{+6} \xrightarrow{+6e^-} Cr_2^{+3}\ proces\ de\ reducere$$

notarea formulei chimice a agentului oxidant ($KMnO_4$), a agentului reducător ($FeSO_4$)

5. a. roșu; b. albastru **2·1p= 2p**

Subiectul F **(15 puncte)**

1. raționament corect **3 p**, calcul matematic **1p** →$\Delta_rH = 2\cdot \Delta_rH_3 + 3 \cdot \Delta_rH_2 - \Delta_rH_1$ = -276,72 kJ;
2. raționament corect **2 p**, calcul matematic **1p**

$Q = m \bullet c_{apa} \bullet \Delta t = 3000 \bullet 4{,}18 \bullet 60 = 752400\ J = 752{,}4\ kj$

$1\ Kg\ C_4H_{10}$.....$45835\ kj$

$x\ Kg\ C_4H_{10}$.....$752{,}4\ kj \rightarrow x = 0{,}0164\ Kg\ C_4H_{10}$

3. raționament corect (**2p),** calcul matematic (**1p)**

$\Delta_R H = H_{produsi} - H_{reactanti} = (2 \bullet \Delta_f H^0_{CF_4} + 4 \bullet \Delta_f H^0_{HF}) - (\Delta_f H^0_{C_2H_4} + 6 \bullet \Delta_f H^0_{F_2})$

$-2486 = 2 \bullet \Delta_f H^0_{CF_4} - 4 \bullet 268{,}5 - 52{,}3 - 6 \bullet 0$

$\Delta_f H\ CF_{4\,(g)} = -679{,}85$ kj raționament corect **2 p**, calcul matematic **1p**

4. raționament corect **1 p;** exemplu **– 1p**

$\Delta_R H = H_{produsi} - H_{reactanti}$

$H_{produsi} < H_{reactanti} \rightarrow \Delta_R H < 0 \rightarrow reactie\ exoterma$

5. Ordinea corectă: $C_6H_{6(g)}$, $CH_{4(g)}$, $C_4H_{10(g)}$ – **1p**, justificarea răspunsului (Cu cât valoarea numerică a $\Delta_f H$, a unei substanțe, este mai mică cu atat compusul este mai stabil) – **1p**

Subiectul G **(15 puncte)**

1. Ordinea corectă: HNO_2, H_2CO_3, HCN **(3·1p=3p),** Cu cât valoarea numerică a Ka, constanta de aciditate, a unui acid este mai mare cu atat acidul este mai tare),
2. raționament corect (**2p)** calcul matematic (**1p)** Scăderea masei de reacție se datorează CO_2 degajat

$$CuCO_3 + \overset{x\ moli}{\underset{2}{2HCl}} \rightarrow CuCl_2 + H_2O + \overset{0{,}132g}{\underset{44}{CO_2}}$$

$$x = \frac{2 \bullet 0{,}132}{44} = 0{,}006\ moli\ HCl$$

$$[HCl] = \frac{n}{V} = \frac{0{,}006}{0{,}1} = 0{,}06\ moli/L$$

$$v = \frac{\Delta_C}{\Delta_t} = \frac{0{,}06}{2 \bullet 60} = 5 \bullet 10^{-4}\ \frac{mol}{L \bullet s}$$

3. a. reacție rapidă (**1p)** b. raționament corect (**1p),** calcul matematic (**1p)**

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + \overset{1{,}66g}{\underset{2 \bullet 166}{2KI_{(aq)}}} \rightarrow \overset{x\ moli}{\underset{1}{PbI_2}} \downarrow + 2KNO_{3(aq)}$$

$x = 0{,}005\ moli\ PbI_2$

4. raționament corect **2p**
   calcul matematic **1p**

$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \bullet V = 100 \bullet 11{,}3 = 1130\ g\ Pb$

$1\ mol\ \ Pb = 207\ g$.....$N_A\ atomi\ Pb$

$1130\ g$.....$x \rightarrow x = 5{,}45 \bullet N_A\ atomi\ Pb$

5. raționament corect **2p**
   calcul matematic **1p**

$\exp resia\ \ matematica\ a\ legii\ vitezei\ \ penru\ o\ reactie\ de\ ordinul\ II\ \ este\ v = k \bullet [A]^2$

$$5 \bullet 10^{-7} = k \bullet 0{,}2^2 \rightarrow k = \frac{5 \bullet 10^{-7}}{4 \bullet 10^{-2}} = 1{,}25 \bullet 10^5\ \frac{L}{mol \bullet s}$$

TEST 4

EXAMENUL DE BACALAUREAT NATIONAL 2020

Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

Toate subiectele sunt obligatorii. Se acordă 10 puncte din oficiu. Timpul de lucru efectiv este de 3 ore.

SUBIECTUL I **30 puncte**

Subiectul A **10 puncte**

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

1. Reacția de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare, în soluție apoasă diluată este exotermă.
2. Atomul de clor, $_{17}Cl$ are electronul distinctiv într-un orbital de tip p din substratul 2p.
3. Densitatea mică a gheții (0,917g/mL) reflectă o structură afânată a cristalului de gheață datorată legăturilor de hidrogen formate între moleculele apei.
4. În soluție apoasă atât bazele tari cât și bazele slabe ionizează complet.
5. ***R*** este constanta molară a gazelor perfecte și are aceeași valoare pentru toate gazele 0,082 $L^{-1} \cdot atm^{-1} \cdot mol \cdot K$.

Subiectul B **10 puncte**

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 de oxidare al azotului în ionul complex $[NH_4]^+$ este:
a.+2; **c.** +3; **b**. -3; **d.** -4.
2. Protecția anticorosivă respectiv încetinirea unor procese de coroziune se poate realiza prin următoarele măsuri, cu excepția:
a. protecția catodică; **c.** folosirea unor substanțe numite catalizatori;
b. acoperiri metalice (cromare, nichelare etc.); **d.** folosirea unor substanțe numite inhibitori.
3. 5,6 g fer se introduc într-un flacon cotat cu capacitatea de 500 mL plin cu clor gazos, Cl_2. Viteza reacției este mai mare atunci când ferul va fi sub formă de:
a. pulbere fină; **b.** pilitură; **c.** șpan; **d.** cui.
4. Un volum ***V*** de soluție de acid clorhidric 0,5M este adăugat peste 4g granule de hidroxid de sodiu, în porțiuni mici și sub agitare continuă până când pH-ul soluției finale devine 7,00. Valoarea volumului ***V*** adăugat este:
a. 240 mL; **b**.0,2L; **c.** 2 L; **d.** 120 mL.
5. În $K_2Cr_2O_7$, cromul are numărul de oxidare egal cu
a. +2 **b**.+3 **c. +7** **d**. +6

Subiectul C **10 puncte**

Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al substanței chimice din coloana **A**, însoțit de litera din coloana **B**, corespunzătoare funcționalității sale în cadrul unor pile electrochimice studiate.

A	**B**
1. cupru, Cu sub formă de placă	**a.** catodul acumulatorului cu plumb
2. azotat de sodiu, $NaNO_3$ (sol. saturată)	**b.** anodul acumulatorului cu plumb;
3. acid sulfuric, H_2SO_4 sol. de 38%	**c.** catodul pilei Daniell;
4. zinc, Zn sub formă de placă	**d.** anodul pilei Daniell;
5. plumb, Pb plăci, sub formă de grătar cu golurile umplute cu PbO_2	**e.** puntea de sare dintr-o pilă Daniell;
	f. electrolitul unui acumulator cu plumb

Mase atomice: H-1, O-16, Na-23, Cl-35,5

SUBIECTUL al II-lea **(30 de puncte)**

Subiectul D **15 puncte**

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul $^{35}_{17}Cl$ ***2 puncte***

2. a. Notați configurația electronică a elementului chimic, E al cărui atom are 6 orbitali de tip p, dintre care 3 sunt monoelectronici. ***1 punct***

b. Precizați poziția elementului chimic, E în sistemul periodic (grupa, perioada, blocul) ***3 puncte***

3. Modelați procesul de ionizare a atomului de magneziu, utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor. ***2 puncte***

4. Modelați formarea legăturilor chimice în molecula apei, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor și precizați tipul legăturilor chimice formate. ***3 puncte***

5. a. Ordonați următoarele metale Mg, Al, Na în sens crescător al caracterului metalic. ***1punct***

b. O bucățică de sodiu metalic, solid gri argintiu în tăietură proaspătă și extrem de reactiv cu masa de 1,15g se introduce într-un pahar Erlenmeyer în care se găsesc 198,9 g soluție de hidroxid de sodiu de concentrație procentuală masică 10%. Determină, prin calcul concentrația soluției obținute. ***3 puncte***

Subiectul E **15 puncte**

1. Se dă ecuația reacției chimice: $xH_2O_2 + yNH_3 \rightarrow zHNO_3 + tH_2O$;

a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare și reducere; ***2 puncte***

b. Precizați agentul oxidant si agentul reducător. ***1 punct***

c. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției chimice date. ***1 punct***

2. În două pahare (A) și (B) se introduc 4 g CaO (în paharul A) și 4g NaOH (în paharul B). Apoi, în fiecare pahar se adaugă 196 ml apă si 1-2 picături de fenolftaleină.

a. Notați observațiile experimentale corespunzătoare fiecărui pahar și ecuațiile reacțiilor chimice care au loc; ***2 puncte***

b. În vederea obținerii sărurilor neutre, în fiecare dintre cele 2 pahare se barbotează dioxid de carbon. Calculați raportul dintre volumele de gaz (c.n.) utilizate (V_A / V_B) ***4 puncte***

3. a. Precizați interacțiile care se stabilesc și speciile chimice care se obțin la adăugarea de HCN în apă; ***1 punct***

b. Alegeți un solvent potrivit pentru sulf și justificați alegerea făcută ***1 punct***

4. Determinați temperatura (^oC) la care se găsesc $12{,}044 \cdot 10^{23}$ molecule azot, într-un vas cu volumul de 20 litri, și presiunea de 2,46 atm. ***2 puncte***

5. Ordonați următoarele nemetale: *clor, Cl_2, sulf, S*; *carbon, C*; *oxigen, O_2*, în ordinea descrescătoare a caracterului nemetalic. ***1punct***

Numere atomice: H-1, C- 6, O-8, Na-11, Mg-12, Al-13, P-15, Cl-17

Mase atomice: H-1,C-12, O-16, N-14, Na-23, Ca-40,

Constanta molară a gazelor: $R = 0{,}082 \cdot L \cdot atm / mol \cdot K$.

Volumul molar: $V = 22{,}4\ L \cdot mol^{-1}$; Numărul lui Avogadro: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$.

SUBIECTUL al III-lea **(30 de puncte)**

Subiectul F **15 puncte**

1. Calculați cantitatea de căldură degajată la arderea în condiții standard a 10 moli de metan, CH_4 dacă se cunosc următoarele:

$\Delta H^0_{f_{H_2O(g)}} = -241{,}8\ kJ/mol;\ \Delta H^0_{f_{CO_2(g)}} = -393{,}5\ kJ/mol;\ \Delta H^0_{f_{CH_4(g)}} = -74{,}8\ kJ/mol$ ***3 puncte***

2. Așezați în ordine crescătoare a stabilității oxizii dați, oxidul de aluminiu, Al_2O_3 și oxidul de fer (III), Fe_2O_3 pe baza entalpiilor de formare standard:

$\Delta H^0_{f\ Al_2O_{3(s)}} = -1672\ kJ/mol;\ \Delta H^0_{f\ Fe_2O_{3(s)}} = -836 kJ/mol$ ***1 punct***

3. 200 g de soluție de acid sulfuric, de concentrație procentuală masică 4,9%, se neutralizează complet cu masa necesară de soluție de hidroxid de sodiu, de concentrație procentuală masică 2%. Căldura degajată la neutralizare este preluată integral de soluția de sare neutră rezultată, temperatura finală a acesteia fiind de 24,57°C. Se știe că, inițial, ambele soluții au avut temperatura de 20°C, iar căldura specifică a soluției rezultate după neutralizare este 4,18 J/g·K.

a. Calculați căldura degajată la neutralizarea soluției de acid sulfuric; ***3 puncte***

b. Definiți entalpia molară de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare și notați ecuația reacției de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare, în soluție apoasă diluată; ***2 puncte***

c. Determinați, prin calcul entalpia molară de neutralizare a unui acid tare cu o bază tare. ***3 puncte***

4. Calculați entalpia molară de formare standard a amoniacului, $\Delta_r H^o$ în stare gazoasă, cunoscând efectele termice ale următoarelor reacții chimice:

$4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2N_2(g) + 6H_2O(g)$; $\Delta_r H_1 = -1265,7$ kJ

$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$; $\Delta_r H_2 = -483,2$ kJ ***3 puncte***

Subiectul G **15 puncte**

1. În cazul rănilor deschise se folosește ca dezinfectant o soluție apoasă de apă oxigenată, de concentrație procentuală masică 3%; descompunerea apei oxigenate se realizează în prezența catalazei, o enzimă din sânge:

$$H_2O_{2(aq.)} \xrightarrow{catalaza} H_2O_{(l)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$$

Notați rolul catalazei în această reacție. ***1 punct***

2. Pentru o reacție de forma: nA → produși de reacție, s-a constatat că dacă se dublează concentrația reactantului A, viteza de reacție se mărește de 4 ori. Determinați ordinul reacției studiate. ***3 puncte***

3. Cel mai uzual tip de înălbitor casnic este soluția de hipoclorit de sodiu, *apa de Javel*, obținută din reacția clorului gazos, $Cl_{2(g)}$ cu soluție diluată de hidroxid de sodiu, $NaOH_{(aq)}$. Notați ecuația reacției chimice sugerată de textul dat. ***2 puncte***

4. Acumulatorul cu plumb s-a dezvoltat ca sursă portabilă de curent continuu începând cu anul 1915, când au apărut demaratoarele automate la automobile. Notează ecuațiile reacțiilor care au loc la electrozi precum și ecuația reacției globale care stă la baza funcționării acumulatorului cu plumb. ***3 puncte***

5. a. Determinați prin calcul volumul soluției (exprimat în litri) de HCl cu pH=2 necesar neutralizării a 200 mL soluție de NaOH cu pH=13. ***3 puncte***

b. Notează ecuația reacției de ionizare a acidului clorhidric în soluție apoasă și precizează baza conjugată a acestuia. ***2 puncte***

c. Precizați care va fi culoarea soluției finale la adaosul a 2-3 picături soluție de turnesol. ***1 punct***

Mase atomice: H-1,C-12, O-16, N-14, Na-23, S-32, Cl-35,5, Ca-40,

Constanta molară a gazelor: $R = 0,082 \cdot L \cdot atm/mol \cdot K$.

Volumul molar: $V = 22,4\ L \cdot mol^{-1}$;

TEST 4 - BAREM DE EVALUARE ŞI NOTARE

EXAMENUL NATIONAL DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) probă scrisă la CHIMIE ANORGANICĂ

Se punctează orice modalitate de rezolvare corectă a cerințelor.
Nu se acordă punctaje intermediare, altele decât cele precizate explicit în barem.
Se acordă 10 puncte din oficiu. Nota finală se calculează prin împărțirea la 10 a punctajului total

SUBIECTUL I (30 puncte)

Subiectul A **10 puncte**
1. A; 2. F; 3. A; 4. F; 5. F (5x2p)
Subiectul B **10 puncte**
1. b 2. c 3. a 4. b 5. d (5x2p)
Subiectul C **10 puncte**
1-c, 2-e, 3-f, 4-d, 5-a. (5x2p)

SUBIECTUL al II-lea (30 puncte)

Subiectul D **15 puncte**
1. precizarea compoziției nucleare pentru atomul de Cl: 17 protoni (**1p**), 18 neutroni (**1p**);
2. a. scrierea configurației electronice a atomului elementului E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (**1p**)
b. grupa aV-a A (grupa 15) (**1p**) ; perioada 3 (**1p**); bloc ***p*** (**1p**)
3. modelarea procesului de ionizare a atomului de magneziu utilizând simbolul elementului și puncte pentru reprezentarea electronilor (**2p**)
4. modelarea formării legăturii chimice în molecula apei, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor (**2p**) și precizarea tipului legăturii chimice (**1p**)
5. a. Al < Mg < Na (**1p**)
b. raționament corect (**2p**), calcule (**1p**) c = 10,945% NaOH

Subiectul E **15 puncte**

1. a. Scrierea ecuațiilor reacțiilor de oxidare (**1p**) și reducere (**1p**)
b. H_2O_2 are rol de agent oxidant și NH_3 are rol de agent reducător (**1p**)
c. coeficienții stoechiometrici: $4H_2O_2 + 1NH_3 \rightarrow 1HNO_3 + 5H_2O$ (**1p**)
2. a. CaO reacționează cu apă, reacția de stingere a varului, exotermă
$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2\,(aq)} + Q$; (**1p**)
NaOH se dizolvă in apă, ionii disociază, dizolvare exotermă. Ambele soluții sunt medii bazice, la adăugare de 1-2 pic fenolftaleina →se colorează in roșu-carmin (**1p**)
b. scrierea corectă a celor 2 ecuații ale reacțiilor chimice cu CO_2 (**2p**)
$Ca(OH)_2$ din soluție reacționează cu 1,6L CO_2(c.n)
NaOH din soluție reacționează cu 1,12L CO_2(c.n)
V_A / V_B = 1,6/1,12=1,42 raționament corect (**1p**), calcule (**1p**)
3. a. precizarea interacțiilor care au loc, $HCN + H_2O \Longleftrightarrow H_3O^+ + CN^-$ formarea de legături ion-dipol
precizarea speciilor chimice: H_3O^+ acid conjugat tare; CN^- bază conjugată tare;
(**1p**)
b. sulful se dizolvă în sulfură de carbon, CS_2 (1p); compușii nepolari sunt solubili în solvenți nepolari (**1p**)
4. raționament corect (**1p**), calcule (**1p**) 27°C
5. *oxigen, O_2 > clor, Cl_2 > sulf, S > carbon, C* (**1p**)

SUBIECTUL al III-lea **(30 puncte)**

Subiectul F **15 puncte**

1. Q= 8023 kJ raționament corect **(2p),** calcule **(1p),**

2. $Fe_2O_3 < Al_2O_3$ **(1p)**

a. Q=11,46 kJ raționament corect (**2p**), calcule (**1p**);

b. Definirea căldurii molare de neutralizare **(1p)**

$H_3O^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ se consideră corectă și forma simplificată: $H^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ (**1p**);

c. Calcularea $\Delta H_{neutralizare}$ = -57,3 kJ/pentru 1 mol de apă formată, raționament corect (**2p**), calcule (**1p**),

4. $\Delta_r H^0_{f_{NH_3(g)}} = -4 \cdot \Delta_r H_1 + \frac{3}{4} \cdot \Delta_r H_2 = -45{,}975 kJ$ raționament corect (**2p**), calcule (**1p**);

Subiectul G **15 puncte**

1. catalizator, grăbește viteza cu care are loc reacția chimică (**1p**)

2. ordinul reacției este n=2**,** raționament corect (**2p**), calcule (**1p**),

3. ecuația reacției chimice de obținere a NaClO (**2p**)

4. ecuațiile reacțiilor care au loc la electrozi (**2x1p**)

ecuația reacției globale care stă la baza funcționării acumulatorului cu plumb (**1p**)

5. a. pentru neutralizarea a 200 ml sol NaOH 0,1 M (pOH=1) adică 0,02 moli NaOH sunt necesari 0,02 moli HCl adică 2 L sol. HCl 0,01M (sol cu pH=2) raționament corect (**2p**), calcule (**1p**)

b. ecuația reacției chimice de ionizare (**1p**); anionul clorură, Cl^- este baza conjugată foarte slabă a acidului tare, practic Cl^- este o specie inactivă protic în soluție apoasă (**1p**)

c. roșu (**1p**)

TEST 4 -REZOLVARE

EXAMENULUI DE BACALAUREAT - 2020
Proba E. d) probă scrisă la CHIMIE ANORGANICĂ

SUBIECTUL I **(30 de puncte)**

Subiectul A **10 puncte**

1. A; 2. F; 3. A; 4. F; 5. F **(5x2p)**

Subiectul B **10 puncte**

1. b 2. c 3. a 4. b 5. d **(5x2p)**

4.

$$\nu_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH}} = \frac{4}{40} = 0{,}1 moli\ NaOH$$

$$\underset{0{,}1moli}{\overset{1mol}{NaOH}} + \underset{0{,}1moli}{\overset{1mol}{HCl}} \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$V_s = \frac{\nu_{HCl}}{c_{M_{HCl}}} = \frac{0{,}1}{0{,}5} = 0{,}2 L\ sol.\ HCl$$

Subiectul C **10 puncte**

1-c, 2-e, 3-f, 4-d, 5-a. **(5x2p)**

SUBIECTUL al II-lea **(30 de puncte)**

Subiectul D **15 puncte**

1. **2p**

$^{35}_{17}Cl$ Z = 17; 17p$^+$ (1p);

A = 35; n^o = A – Z = 35 - 17 = 18 n^o (1p);

2. **4p**

a) configurația electronică a atomului elementului E: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^3}$ (1p)

b) grupa aV-a A (grupa 15) (1p) ; perioada 3 (1p); bloc *p* (1p)

Numărul electronilor de pe ultimul strat (electroni de valență) indică grupa din care face parte elementul (în cazul unui element din grupele principale); numărul de straturi electronice este egal cu numărul perioadei; tipul substratului ce conține electronul distinctiv indică blocul din care face parte elementul.

3. **2p**

$_{12}Mg$ $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2}$; atomul de magneziu, Mg cedează cei 2 e$^-$ de valență și formează ionul pozitiv, Mg^{2+} (configurație stabilă de octet) (2p)

$$Mg: \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$$

4. **3p**

-modelarea formării legăturii chimice în molecula apei, utilizând simbolurile elementelor și puncte pentru reprezentarea electronilor (2p)

-două legături covalente simple (σ) polare, –O-H (1p)

5. **4p**

a) Al < Mg < Na (1p)

b)

$$\nu_{Na} = \frac{m_{Na}}{A_{Na}} = \frac{1{,}15}{23} = 0{,}05 moli\ Na$$

$$\underset{0{,}05moli}{\overset{1mol}{Na}} + H_2O \rightarrow \underset{m_{NaOH\ rez.din\ r.}=2g}{\overset{40g}{NaOH}} + \underset{m_{H_2\uparrow}=0{,}05g}{\overset{\frac{1}{2}\cdot 2g}{\frac{1}{2}H_2}} \uparrow;$$

$$c_f = \frac{m_{d_f}}{m_{s_f}} \cdot 100 = \frac{m_{d_i} + m_{d_{NaOH\ rezultat\ din\ reactie}}}{m_{s_i} + m_{Na} - m_{H_2\uparrow}} \cdot 100 = \frac{19{,}89 + 2}{198{,}9 + 1{,}15 - 0{,}05} \cdot 100 = \frac{21{,}89}{200} \cdot 100 = 10{,}945\%$$

raționament corect (2p), calcule (1p)

Subiectul E **15 puncte**

1. **4p**

$xH_2O_2 + yNH_3 \rightarrow zHNO_3 + tH_2O$

$$a)\ O_2^{2-} + 2e^- \rightarrow 2O^{2-};\ r.\ de\ reducere\ \Big|\cdot 4\ (1p)$$

$$N^{3-} - 8e^- \rightarrow N^{5+};\ r.\ de\ oxidare\ (1p)$$

b) apa oxigenată, H_2O_2 este agent oxidant; amoniacul, NH_3 este agent reducător (1p)
c) $4H_2O_2 + NH_3 \rightarrow HNO_3 + 5H_2O$; x=4, y=1, z=1, t=5 (1p)

2. **6p**

a) Oxidul de calciu, $CaO_{(s)}$ (varul nestins) *reacționează* cu apa cu formare de hidroxid de calciu, $Ca(OH)_2$ (var stins), parțial solubil în apă; proces puternic exoterm;

Hidroxidul de sodiu, $NaOH_{(s)}$ este un compus ionic care *se dizolvă* în apă; fenomen fizic/ dizolvare exotermă;

Soluțiile formate, soluția de $Ca(OH)_{2(aq.)}$ respectiv $NaOH_{(aq.)}$ au caracter bazic și la adaosul a 2-3 picături soluție alcoolică de fenolftaleină vei observa apariția colorației roșu-carmin specifică.

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_2 + Q$$

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{dizolvare\ în\ apă} Na^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)}$$

b) Stoechiometric, observăm că 1mol CaO generează 1mol $Ca(OH)_2$; 1 mol $Ca(OH)_2$ reacționează cu 1 mol CO_2, deci:

$$\nu_{CaO} = \nu_{CO_{2(A)}} = \frac{4}{56} moli;\ V_A = \frac{4}{56} \cdot 22{,}4 = 1{,}6L\ CO_2$$

$$(A)\ Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

$$\nu_{NaOH} = \frac{4}{40} = 0{,}1moli;\ \nu_{CO_{2(B)}} = 0{,}05moli;\ V_B = 0{,}05 \cdot 22{,}4 = 1{,}12L\ CO_2$$

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{1{,}6}{1{,}12} = 1{,}42$$

3. **2p**

a) Interacții dipol-dipol; la dizolvarea acidului cianhidric HCN care este compus polar în apă, solvent polar se stabilesc interacții dipol-dipol.

Acidul cianhidric HCN, acid foarte slab ionizează parțial (reacție reversibilă):

$$\underset{\substack{acid\ foarte\ slab,\\ ionizează\ f.\ putin}}{HCN_{(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq.)} + \underset{\substack{baza\ conjugată\\ tare\ a\ acidului\ slab}}{CN^-_{(aq.)}}$$

În soluția apoasă rezultată vom avea următoarele specii: ionul hidroniu H_3O^+; anionul cianură CN^-; molecule de HCN neionizate, molecule de H_2O dar și speciile rezultate la autoprotoliza apei, în cantitate f. mică:

$$\underset{acid\ f.\ slab}{H-OH_{(l)}} + \underset{bază\ f.\ slabă}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)}$$

b) sulful se dizolvă în sulfură de carbon, CS_2 (1p); compușii nepolari sunt solubili în solvenți nepolari (1p)

4. **2p**

$$pV = \nu RT \Rightarrow T = \frac{pV}{\nu R} = \frac{2{,}46 \cdot 20}{2 \cdot 0{,}082} = 300K;\ t = 27^oC$$

raționament corect (1p), calcule (1p)

5. **1p**

oxigen, O_2 > clor, Cl_2 > sulf, S > carbon, C (1p)

SUBIECTUL al III-lea **(30 de puncte)**

Subiectul F **15 puncte**

1. **3p**

raționament corect (2p), calcule (1p)

$$CH_{4(g)} + 2O_{2_{(g)}} \rightarrow CO_{2_{(g)}} + 2H_2O_{(g)}$$

$$\Delta_r H = \sum \nu_P H_P - \sum \nu_R H_R = \left[1 \cdot \Delta_f H^o_{CO_{2(g)}} + 2 \cdot \Delta_f H^o_{H_2O_{(g)}}\right] - \left[1 \cdot \Delta_f H^o_{CH_{4(g)}} + 2 \cdot \Delta_f H^0_{O_{2(g)}}\right]$$

$$\Delta_r H = -393{,}5 + 2 \cdot (-241{,}8) - (-74{,}8) = -802{,}3kJ$$

1mol CH_4.....802,3 kJ

10 moli CH_4.....Q = 8023kJ

2. **1p**

Cu cât entalpia molară de formare standard, ΔH^o_f a unei substanţe este mai mică, cu atât substanţa este mai stabilă.

$\Delta H^o_{f_{Al_2O_{3(s)}}} < \Delta H^o_{f_{Fe_2O_{3(s)}}}$ deci ordinea crescătoare a stabilității va fi: $Fe_2O_3 < Al_2O_3$ (1p)

3. **8p**

a) raționament corect (2p), calcule (1p);

$$m_d = 200 \cdot \frac{4{,}9}{100} = 9{,}8g\ H_2SO_4;\ 0{,}1\ moli\ H_2SO_4$$

$$2\overset{2moli}{NaOH_{(aq.)}} + \overset{1mol}{H_2SO_{4_{(aq.)}}} \rightarrow Na_2SO_{4(aq.)} + 2\overset{2moli}{H_2O_{(l)}}\ ;\ 0{,}2moli\ NaOH;\ m_{d_{NaOH}} = 8g;$$

$$\underline{0{,}2\ moli} \qquad 0{,}1moli \qquad \underline{0{,}2moli}$$

$$m_{s_{NaOH}} = \frac{8 \cdot 100}{2} = 400g\ sol.\ NaOH\ 2\%;$$

$$m_{s_{sol.\ finală}} = m_{s_{H_2SO_4}} + m_{s_{NaOH}} = 200 + 400 = 600g\ solutie.$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 600 \cdot 4{,}18 \cdot 4{,}57 = 11461{,}56J\ /11{,}46kJ$$

b) Entalpia molară de neutralizare reprezintă cantitatea de căldură degajată din reacția unui mol de ioni hidroniu, H_3O^+ cu un mol de ioni hidroxil, HO^-; căldura molară de neutralizare a acizilor tari monobazici cu baze tari monoacide, în soluție apoasă diluată, nu depinde de natura reactanților și are valoare constantă (-57,27 kJ·mol^{-1}). (1p)

$$H_3O^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} sau,\ simplificat:\ H^+_{(aq.)} + HO^-_{(aq.)} \rightarrow H_2O_{(l)}\ (1p)$$

c) raționament corect (2p), calcule (1p);

0,2 moli H_2O …….. 11,46 kJ (pct. a)

1 mol H_2O……$Q_{neutralizare}$= ? kJ; $Q_{neutralizare}$ = 57,27 kJ;

$\Delta H_{neutralizare}$ = -57,27kJ/ pentru 1 mol de apă formată

4. **3p**

raționament corect (2p), calcule (1p);

$$\Delta_r H^0_{f_{NH_{3(g)}}} = -4 \cdot \Delta_r H_1 + \frac{3}{4} \cdot \Delta_r H_2 = -45{,}975kJ$$

Subiectul G **15 puncte**

1. **1p**

catalizator (1p)

2. **3p**

$nA \rightarrow produsi$

$v = k[A]^{n_A}\,(rel.\ 1)$

raționament corect (2p), calcule (1p)

$4v = k[2A]^{n_A}\,(rel.\ 2);\ din\ \dfrac{rel.2}{rel.1} \Rightarrow n = 2$

3. **2p**

$Cl_{2(g)} + 2NaOH_{(aq.)} \rightarrow NaClO_{(aq.)} + NaCl_{(aq.)} + H_2O_{(l)}$

Scrierea corectă a reactanților, respectiv produșilor de reacție (1p)

Egalarea ecuației reacției chimice (1p)

4. **3p**

Reacţiile care au loc în procesul de descărcare a acumulatorului cu plumb sunt:

$(-)\ Anod\ Pb_{(s)} + SO^{2-}_{4(aq.)} \rightarrow PbSO_{4_{(s)}} + 2e^-\ (1p)$

$(+)\ Catod\ PbO_{2_{(s)}} + SO^{2-}_{4(aq.)} + 4H^+_{(aq.)} + 2e^- \rightarrow PbSO_{4_{(s)}} + 2H_2O_{(l)}\,(1p)$

Ecuația reacţiei chimice pe baza căreia funcționează acumulatorul cu plumb, la descărcare este:

$PbO_{2(s)} + Pb_{(s)} + 2H_2SO_{4(aq.)} \rightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}\,(1p)$

5. **6p**

a) raționament corect (2p), calcule (1p)

$pOH = 1; [HO^-] = c_{M_{NaOH}} = 0{,}1 mol/L; \nu_{NaOH} = c_{M_{NaOH}} \cdot V_{s_{NaOH}} = 0{,}1 \cdot 0{,}2 = 0{,}02 moli\ NaOH$

$\underset{0{,}02moli}{\overset{1mol}{NaOH}} + \underset{\nu_{HCl}=0{,}02moli}{\overset{1mol}{HCl}} \rightarrow NaCl + H_2O$

$pH = 2;\ [H_3O^+] = c_{M_{HCl}} = 0{,}01 mol/L;$

$V_{s_{HCl}} = \dfrac{\nu_{HCl}}{c_{M_{HCl}}} = \dfrac{2 \cdot 10^{-2}}{10^{-2}} = 2L\ sol.\ HCl$

b) ecuația reacției chimice de ionizare (1p); anionul clorură, Cl^- este baza conjugată foarte slabă a acidului tare; (1p)

$\underset{\substack{acid\ foarte\ tare,\\ ionizează\ complet}}{HCl_{(aq.)}} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq.)} + \underset{bază\ conjugată\ slabă}{Cl^-_{(aq.)}}$

c) roșu **1p**

TEST 5

EXAMENUL NAȚIONAL DE BACALAUREAT 2020

Proba E. d) - CHIMIE ANORGANICĂ

Toate subiectele sunt obligatorii. Se acordă 10 puncte din oficiu. Timpul de lucru efectiv este de 3 ore.

SUBIECTUL I (30 de puncte)

Subiectul A. 10 puncte

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

1. La aceeași temperatură o soluție apoasă saturată mai poate dizolva o noua cantitate de dizolvat .

2. Ionul Na^+ este izoelectronic cu ionul O^{2-}.

3. Molecula de amoniac conține o legătură covalentă multiplă.

4. Acidul clorhidric este un acid parțial ionizat în soluție apoasă.

5. Atomul de potasiu are in structura electronică șase orbitali **p** total ocupați cu electroni.

Subiectul B. 10 puncte

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. Masa de var nestins ce se obține stoechiometric din 400kg piatră de var este:

a. 22,4g; **b.** 56g; **c.** 224kg **d.** 112kg;

2. O soluție de concentrație 0,1M conține:

a. 0,1 moli substanță dizolvată în 1000 mL solvent; **b.** 0,01 moli substanță dizolvată în 100 mL soluție;

c. 0,1 moli substanță dizolvată în 100 mL soluție; **d.** 0,01 moli de substanță dizolvată în 100L soluție.

3. Substanțele ionice de tipul clorurii de sodiu:

a. nu sunt casante; **c.** nu conduc curentul electric în topitură;

b. conduc curentul electric în stare solidă; **d.** se dizolvă în apă.

4. Numărul de oxidare al cromului în specia chimică $K_2Cr_2O_7$ este:

a. +3; **b.** +5; **c.** +6; **d.** +2.

5. 224ml clor (cn) reacționează cu 896ml hidrogen (cn). Masa de compus obținută este:

a. 0,73g **b.** 0,0365g **c.** 3,65g **d.** 7,3g.

Subiectul C. 10 puncte

Scrieți, pe foaia de examen, numărul de ordine al numerelor atomice Z din coloana **A** însoțit de litera din coloana **B,** corespunzătoare unei caracteristici a elementelor date**.** Fiecărei cifre din coloana **A** îi corespunde o singură literă din coloana **B**.

A	**B**
1. Z=11	**a.** este halogen
2. Z= 9	**b.** este un gaz inert
3. Z=10	**c.** este un metal alcalin
4. Z= 7	**d.** formează ioni pozitivi divalenți
5. Z=12	**e.** are trei electroni necuplați

SUBIECTUL al II-lea (30 de puncte)

Subiectul D.

1. Precizați compoziția nucleară (protoni, neutroni) pentru atomul $_{29}^{64}Cu$. ***2 puncte***

2. a. Determinați numărul atomic al elementului (E) al cărui ion pozitiv divalent are configurația atomului de neon.

b. Scrieți configurația electronică a atomului elementului (E).

c. Notați numărul orbitalilor monoelectronici ai atomului elementului (E). **2 *puncte***

3. a. Notați numărul de substraturi complet ocupate cu electroni ai elementului azot .

b. Modelați procesul de ionizare a atomului de oxigen, utilizând simbolul elementului chimic si puncte pentru reprezentarea electronilor.

c. Notați caracterul electrochimic al oxigenului. ***3 puncte***

4. Modelați procesul de formare a ionului hidroniu, utilizând simbolurile elementelor chimice si puncte pentru reprezentarea electronilor. ***3 puncte***

5. a. Scrieți reacția clorului cu apa și precizați importanța practică a acestei reacții.

b. Considerând că produsul oxigenat format în reacția a 4 moli de clor cu apă, nu se descompune, calculați masa de acid clorhidric de puritate 80%, obținută cu un randament de 75%.

5 puncte

Subiectul E.

1 Trioxidul de sulf se poate obține în reacția dintre percloratul de potasiu și sulf:

$\ldots KClO_4 + \ldots S \rightarrow \ldots SO_3 + \ldots KCl$

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

b. Notați formula chimică a substanței cu rol de agent reducător în reacția dată. ***3 puncte***

2. Notați coeficienții stoechiometrici ai ecuației reacției date. ***1 punct***

3. Calculați concentrația molară a soluției rezultate prin amestecarea a 240 g soluție NaOH de concentrație procentuală 40% (densitate 1,2g/mL), cu 250 mL soluție NaOH de concentrație 2M și 150mL apă.

3puncte

4. a. O masă de soluție de acid clorhidric de concentrație 36,5% reacționează cu 0,02 kmoli de K_2CO_3, Știind ca acidul clorhidric se află în exces 10%, calculați masa soluției (in grame) de acid total introdusă.

b. Calculați volumul de gaz, măsurat la 3 atm si 27^0C, degajat in condițiile de la subpunctul a .

5 puncte

5. a. Scrieți procesul de ionizare al amoniacului, precizând cuplul acid/bază conjugată și baza/acid conjugat.

b. Precizați culoarea fenolftaleinei într-o soluție apoasă de amoniac.

3puncte

Numere atomice Na – 11, K-19, O-8, N -7, Ne –10.

Mase atomice: Na-23, O-16, H-1, K- 39, Cl- 35,5, C - 12.

SUBIECTUL al III-lea (30 de puncte)

Subiectul F.

1. Se dau ecuațiile termochimice ale reacțiilor de ardere ale etanului, C_2H_6 și metanului, CH_4 :

$$C_2H_6(g) + 7/2O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g) + 1559kJ$$

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + 890kJ$$

Calculați căldura rezultata la arderea a 9,2g amestec echimolecular de etan si metan.

4 puncte

2. La arderea unei cantități de etan s-au degajat 4677 kJ. Determinați cantitatea de etan supusă arderii, exprimată în litri (cn)

2 puncte

3. Calculați căldura, exprimată in Jouli, degajată la răcirea a 50kg apa, de la 80^0C la 20^0C.
Se considera că nu au loc pierderi de căldură. ***3 puncte***

4. Determinați căldura procesului de condensare a 3 moli de vapori de apă, exprimată în kilojouli, utilizând ecuațiile termochimice:

(I) $H_2(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$, $\Delta H_1 = -241,6$ kJ/mol

(II) $H_2(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$, $\Delta H_2 = -285,8$ kJ/mol.

4 puncte

5. 5. Ordonați crescător, în funcție de stabilitatea moleculelor, următoarele substanțe:
HCl*(g)*, HBr*(g)* justificând ordinea aleasă. Se cunosc următoarele constante termochimice:
DH ^{0}f HCl(g) = - 92,3 kJ/ mol *; DH*^{0} f HBr(g) = - 36,4 kJ/ mol . ***2 puncte***

Subiectul G.

1.Reacţia de oxidare a dioxidului de sulf decurge conform ecuației chimice:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3(g) + Q$$

a. Notați semnificația noțiunii: *catalizator*. ***1 punct***

b. Precizați dacă prezența V_2O_5 influențează valoarea numerică a căldurii de reacție.

1 punct

2. Calculați masa de dioxid de sulf, de puritate 80%, exprimată în grame, ce reacționează cu 12,3L oxigen, măsurat la 2 atm și 27^0C.

4 puncte

3. Determinați numărul ionilor iodură din 4 moli amestec echimolecular de iodură de sodiu și iodura de plumb(II). ***2 puncte***

4. Carbonatul de calciu reacționează cu acidul clorhidric. Ecuația reacției chimice care are loc este:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

Calculați viteza de reacție, raportată la acidul clorhidric, știind că după două minute, masa amestecului a scăzut cu 0,066grame. Volumul soluției de acid clorhidric este 100mL

5. a. Determinați masa de oxigen, exprimată în grame, ce se găsește în $12,044 \times 10^{24}$ molecule de dioxid de carbon**.**

b. Determinați numărul de atomi de hidrogen din 11,5 grame amestec echimolecular de acid sulfuric și amoniac. ***4 puncte***

Numere atomice : O – 8, Na – 11, N – 7.

Mase atomice: C- 12; O- 16; S- 32; H-1, Cl – 35,5, N- 14.

Constanta molară a gazelor: $R = 0,082$ L.atm.mol^{-1}.K^{-1}.

capă = 4,18 kJ.kg^{-1}.K^{-1}.

Numărul lui Avogadro: NA = $6,022.10^{23}$ mol^{-1}.

TEST 5 - BAREM DE EVALUARE ŞI DE NOTARE

EXAMENUL NAŢIONAL DE BACALAUREAT 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

Se punctează orice modalitate de rezolvare corectă a cerințelor.
Nu se acordă punctaje intermediare, altele decât cele precizate explicit în barem.
Se acordă 10 puncte din oficiu. Nota finală se calculează prin împărțirea la 10 a punctajului total

SUBIECTUL I (30 de puncte)

Subiectul A **10 puncte**
1. F; **2.** A; **3.** F; **4.** F; **5.** A. (5x2p)

Subiectul B **10 puncte**
1. c; **2.** b; **3.** d; **4.** c; **5.** a. (5x2p)

Subiectul C **10 puncte**
1.c; **2.** a; **3.** b; **4.** e; **5.** d. (5x2p)

SUBIECTUL al II - lea (30 de puncte)

Subiectul D **15 puncte**
1. precizarea compoziției nucleare a atomului Cu - 29 de protoni și 35 de neutroni (2x1p) **2p**
2. a. determinarea numărului atomic al elementului (E): Z = 12 (1p)
b. scrierea configurației electronice a atomului elementului (E): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (1p)
c. notarea numărului de orbitali monoelectronici ai atomului elementului (E): 0 orbitali monoelectronici (1p) **2p**
3. a. notarea numărului de substraturi complet ocupate ale azotului: 2 (1p)
b. modelarea procesului de ionizare a atomului de oxigenului, utilizând simbolul elementului chimic si puncte pentru reprezentarea electronilor (1p)
c. notarea caracterului electrochimic al oxigenului: caracter electronegativ (1p) **3p**
4. modelarea procesului de formare a ionului hidroniu, utilizând simbolurile elementelor chimice si puncte pentru reprezentarea electronilor **3p**
5. a. scrierea ecuației reacției clorului cu apa (1p), **i**mportanța practică a reacției. (1p) ,
b. raționament corect – (2p), rezultat corect 136,875 g HCl – (1p). **5p**

Subiectul E **15 puncte**
1. a. scrierea ecuațiilor proceselor de oxidare a sulfului (1p) și de reducere a azotului (1p)
b. notarea formulei chimice a substanței cu rol de agent reducător: S (1p)
2. notarea coeficienților stoechiometrici ai ecuației reacției (1p) **4p**
3. raționament corect (1p), calcule (1p), concentrația molara = 4,83M (1p) **3p**
4. a. raționament corect (1p), calcule (1p), 4400g soluție (1p) **3p**
b. 20moli CO_2 – (1p), 164L - (1p) **2p**
5. a. scrierea ionizării (1p), notarea formulei chimice a cuplului NH_3/NH_4^+ (1p)
b. roșu-carmin (1p) **3p**

SUBIECTUL al III - lea (30 de puncte)

Subiectul F **15 puncte**

1. raționament corect (3p), calcule (1p), Q= 489,8KJ **4p**
2. raționament corect (1p), calcule (1p), $V(C_2H_6)$ = 67,2L **2p**
3. raționament corect (2p), calcule (1p), Q = $12,54.10^6$ J **3p**
4. raționament corect (3p), calcule (1p): Q = 132,6kJ **4p**
5. precizare corectă: acidul bromhidric are stabilitate mai mică (1p), justificare corectă a ordinii în funcție de entalpii (1p) **2p**

Subiectul G **15 puncte**
1. a. notarea definiției pentru catalizator (1p)
b. nu influențează (1p) **2p**
2. raționament corect (3p), calcule (1p), m(SO2)impur = 160g **4p**
3. raționament corect (1p), calcule (1p), $6N_A$ ioni I^- **2p**
4. raționament corect (2p), calcule (1p), $0,015 mol.L^{-1}.min^{-1}$ **3p**
5. raționament corect (1p), calcule (1p), 640g O
b. raționament corect (1p), calcule (1p), $0,5xN_A$ atomi H **4p**

TEST 5 – REZOLVARE

EXAMENUL NAȚIONAL DE BACALAUREAT 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

SUBIECTUL I **(30 de puncte)**

Subiectul A 10 puncte **1.** F; **2.** A; **3.** F; **4.** F; **5.** A. (5x2p)

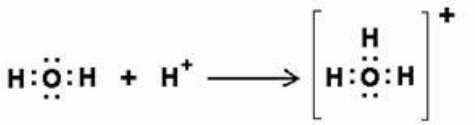
Subiectul B 10 puncte **1.** c; **2.** b; **3.** d; **4.** c; **5.** a. (5x2p)

Subiectul C 10 puncte **1.**c; **2.** a; **3.** b; **4.** e; **5.** d. (5x2p)

SUBIECTUL al II - lea **(30 de puncte)**

Subiectul D **15 puncte**
D. 15 puncte
1. $29p^+$, $35n^0$
2x1punct
2. $E – 2e^- \rightarrow E^{2+}$ **1punct**

a. E^{2+} : 10 e^- E: $12e^-$
b. $1s^22s^22p^63s^2$
0 orbitali monoelectronici **1punct**
3. a. N: Z =7: $1s^22s^22p^3$
2 substraturi complet ocupate cu electroni **1punct**
b. $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$ **1punct**
c. caracter electronegativ **1punct**



4. **3puncte**
5. a. $Cl_2 + H_2O \Leftrightarrow HCl + HClO$

caracter dezinfectant și decolorant

1mol Cl_2 .....36,5gHCl

4moli Cl_2.....xg HCl

X = 146g HCl pur

$m_{impură}$ = 182,5g (C_t)

C_p = 136,875g HCl **5puncte**

E. **15 puncte**

1. a.

$Cl^{+7} + 8e^- \rightarrow Cl^{-1}$ **1punct**

$S^0 - 6e^- \rightarrow S^{+6}$ **1punct**

b. S – agent reducător **1punct**

2. coeficienții stoechiometrici

3$KClO_4$ + **4**S → **4**SO_3 + **3**KCl **1punct**

3.

$\rho = m_s/V_s$ V_s = 240/1,2 = 200mL NaOH

V_{st} = 200 + 250 + 150 = 600mL = 0,6L

$C = m_d x100/m_s$

md = 240x40/100 = 96gNaOH n = 96/40 = 2,4 moli NaOH

2 = n/0,25 n = 0,5 moli NaOH

n_t = 2,4 +0,5 = 2,9 moli NaOH

C_M = 2,9/0,6 = 4,83M **3puncte**

4a.

$K_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2KCl + CO_2 + H_2O$

1mol K_2CO_3 ……..2x36,5g HCl

20 moliK_2CO_3 ……A

A = 1460g HCl reacționat

Exces 10x1460/100 = 146g HCl

HCl total: 1460 + 146 = 1606g

m_s = 1606x100/36,5 = 4400g soluție **3puncte**

b. 1mol K_2CO_3 ……..1mol CO_2

20 moliK_2CO_3 ……A

A = 20 moli CO_2

pV = nRT V = 20x0,082x300/3 = 164LCO_2 **2puncte**

5. a.

$NH_3 + HOH \Leftrightarrow NH_4^+ + HO^-$ **1punct**

Cuplu bază/acid conjugat: NH_3 / NH_4^+ **1punct**

b. rosu- carmin **1punct**

SUBIECTUL al III - lea **(30 de puncte)**

F. **15 puncte**

1. C_2H_6 – x moli CH_4 –x moli

30x +16x = 46x = 9,2 x = 0,2 moli

1mol C_2H_6 .....1559KJ
0,2moli C_2H_6 .....A A = 311,8KJ
1mol CH_4 .....890KJ
0,2moli CH_4 .....B B = 178KJ
Q = A+ B = 489,8KJ **4puncte**

2. 22,4L C_2H_6 .....1559KJ
A .....4677KJ A = 67,2L C_2H_6 **2puncte**

3. Q =mxcx(t_2-t_1) = 50x4,18x60 = 12540KJ = 12,54x10^6J **3puncte**

4 : $r_1 – r_2$: $\Delta H = \Delta H_1 – \Delta H_2$ = 44,2KJ
1mol H_2O 44,2KJ
3moli H_2O .....A A = 132,6KJ **4puncte**

5. ordinea crescătoare a stabilității: HBr, HCl
Ordonarea se realizeaza in funcție de valoarea entalpiei standard de formare, substanta cu entalpie molară de formare mai mică este mai stabilă. **2puncte**

G. **15 puncte**

1. a. Catalizator – substanța care participă la reacție, îi mărește viteza și se regăsește neconsumat la finalul procesului. **1punct**

b. nu influențează **1punct**

2. pV = nRT 2x12,3 = nx0,082x300 n = 1mol O_2
2x64g SO_2 .....1 mol O_2
Ag SO_2 .....1mol O_2 A = 128g pur m_{impur} = 128x100/80 = 160g SO_2 **4puncte**

3. NaI – x moli PbI_2 – x moli
2x = 4 x =2 moli
Pentru 1mol NaI .....N_A ioni I^-
2 moli NaI ..... A A = 2x N_A ioni I^-
Pentru 1mol PbI2 .....2x N_A ioni I-
2 moli PbI2 .....B B = 4x N_A ioni I^- total 6x N_A ioni I^- **2puncte**

4. $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$
Δn_{CO2} = 0,066/44 = 0,0015moli
C_M = 0,0015/0,1 = 0,015M V = 0,015/2 = 0,0075 molxL^{-1}xmin^{-1}
V_{HCl} = 2x 0,0075 = 0,015 molxL^{-1}xmin^{-1} **3puncte**

5a. 1molCO_2 ……32g O……...6,022x 10^{23} molecule CO_2
Ag O …….12,044 x10^{24} molecule CO_2 A = 640g CO_2
b. H_2SO_4 x moli NH_3 x moli
98x + 17x = 115x = 11,5 x = 0,1moli

1mol H_2SO_4 .....2x N_A atomi H
0,1moli H_2SO_4 .....A A = 0,2x N_A

1molNH_3 .....3x N_A atomi H
0,1moli NH_3 .....B B = 0,3x N_A
Total...0,5x N_A = 3,011x 10^{23} atomi H **4puncte**

TEST 6

EXAMENUL DE BACALAUREAT NAŢIONAL 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ -

Toate subiectele sunt obligatorii. Se acordă 10 puncte din oficiu. Timpul de lucru efectiv este de 3 ore.

SUBIECTUL I **30 puncte**

Subiectul A. **10 puncte**

Citiţi următoarele enunţuri. Dacă apreciaţi că enunţul este adevărat scrieţi, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunţului şi litera A. Dacă apreciaţi că enunţul este fals scrieţi, pe foaia de examen, numărul de ordine al enunţului şi litera F.

1. În reacţia dintre fer şi clor, agentul oxidant este ferul.
2. Puntea de sare din pila Daniell realizează contactul electric dintre soluţii prin intermediul electronilor.
3. Legătura de hidrogen este caracteristică substanţelor care conţin în moleculă atomi de hidrogen legaţi de atomi cu afinitate mare pentru electroni şi volum mic.
4. La ionizarea acidului clorhidric în apă, în soluţia obţinută, concentraţia ionilor hidroxid este mai mică decât concentraţia ionilor hidroniu
5. Peroxidul de sodiu se formează în urma reacţiei sodiului cu apa.

Subiectul B. **10 puncte**

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

1. Reprezentarea convenţională a celulei galvanice în care are loc reacţia dintre magneziu şi ionii de cupru : $Mg + Cu^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Cu$ este:

a.(-) $Mg/Mg^{2+}//Cu/Cu^{2+}(+)$ b. (-) $Mg^{2+}/Mg//Cu^{2+}/Cu$ (+)
c.(-) $Mg/Mg^{2+}//Cu^{2+}/Cu(+)$ d. (-) $Cu^{2+}/Cu//Mg/Mg^{2+}(+)$

2. Formula chimică NaClO reprezintă:

a. clorat de sodiu b. clorit de sodiu; c. hipoclorit de sodiu; d. perclorat de sodiu

3. Substanţa chimică cu cel mai mare conţinut procentual masic de hidrogen este:

a. H_2S b. H_2O c. C_2H_2 d. CaH_2

4. Masa molară a unei substanţe elementare gazoase care cântăreşte 7,1 k g şi ocupă un volum egal cu 164L la 55^0C şi p = 8,2 atm este:

a. 142 g/mol b. 17,75 g/mol c. 71 g/mol d. 35,5 g/mol

5. Soluţia de NaOH care conţine 10^{-4} mol/L sodă caustică dizolvată are:

a. *p*H = 4 b. pH < 7 c. *p*H > 12 d. pH = 10

Subiectul C. **10 puncte**

Scrieţi, pe foaia de examen, numărul de ordine al substanței chimice din coloana **A** însoţit de litera din coloana **B,** corespunzătoare numărului de oxidare al clorului din coloana B. Fiecărei cifre din coloana **A** îi corespunde o singură literă din coloana **B**.

A	**B**
1. Cl_2	a. -1
2. $KClO_3$	b. +1
3. CCl_4	c. 0
4. NaClO	d. +3
5. $HClO_4$	e. +5
	f. +7

SUBIECTUL al II-lea **30 puncte**

Subiectul D. **10 puncte**

1. Fierul se găsește în natură ca un amestec de doi izotopi. Știind că diferența dintre numerele de masă ale celor doi izotopi este 2, că suma numărului de neutroni din nucleele lor este 58 și că izotopul cu numărul de masă mai mare are în nucleu cu 4 protoni mai puțin decât numărul neutronilor, determinați numărul atomic al cuprului. 4 puncte

2. a. Scrieţi configuraţia electronică a atomului elementului (E), care are în învelișul electronic 6 substraturi ocupate cu electroni, ultimul având un electron necuplat.

b. Notaţi poziția (grupa, perioada) în Tabelul periodic a elementului (E). ***4 puncte***

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

b. Notați caracterul chimic al azotului. ***3 puncte***

4. a. Modelaţi formarea legăturii chimice din molecula de clor, utilizând simbolul elementului chimic si puncte pentru reprezentarea electronilor.

b. Notaţi tipul moleculei de clor (polară/nepolară). ***3 puncte***

5. Notați o utilizare a clorurii de sodiu. ***1 punct***

Subiectul E.

1. Fosforul alb se poate obţine în urma reacţiei dintre fosfatul neutru de calciu, dioxidul de siliciu şi carbon, la temperaturi înalte, conform ecuaţiei reacţiei chimice:

$$Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \rightarrow CaSiO_3 + P_4 + CO$$

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

b. Notați formula chimică a substanței cu rol de agent reducător. ***3 puncte***

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

3. O soluție de NaCl în apă are concentrația procentuală masică 80% și densitatea 1,2 g/mL. Calculați cantitatea (în moli) de apă ce se găsește în 0,5 L soluție ***4 puncte***

4. Calculaţi concentraţia procentuală masică a unei soluţii care se obţine prin amestecarea a 400 mL soluţie acid sulfuric de concentraţie molară 4M (ρ = 1,12 g/mL) cu 552 g apă distilată. ***4 puncte***

5. Precizaţi două specii chimice prezente în soluţia apoasă de acid clorhidric **.** ***2 puncte***

Numere atomice: N - 7, Cl – 17 Mase atomice: H-1, O-16, S-32

SUBIECTUL al III-lea **30 puncte**

Subiectul F **15 puncte**

1. Calculaţi cantitatea de căldură care se degajă la arderea a 360 g pentan (C_5H_{12}). Se cunosc următoarele date termochimice: $\Delta_f H^0 C_5H_{12(l)}$ = -173 kJ/mol, $\Delta_f H^0\ H_2O_{(g)}$ = - 241,8 kJ/mol, $\Delta_f H^0\ CO_{2\,(g)}$ = - 393,5 kJ/mol. **3 puncte**
2. a. Notaţi valoarea variaţiei de entalpie, ΔrH, în reacţia: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + 572kJ$

   b. Calculaţi entalpia molară de formare standard a apei lichide ***3 puncte***

3. Ordonaţi formulele oxizilor: $CO_{2(g)}$, $SO_{2(g)}$, $H_2O_{(g)}$ în ordinea descrescătoare a stabilităţii moleculelor. Entalpiile molare de formare: $\Delta_f H^0$ $CO_{2\,(g)}$ = - 393,5 kJ/mol, $\Delta_f H^0$ $H_2O_{(g)}$ = - 241,8 kJ/mol, $\Delta_f H^0$ $SO_{2\,(g)}$ = - 297 kJ/mol. ***2 puncte***

4. La arderea unui mol de etanol se eliberează o cantitate de căldură de 1235 kJ. Calculaţi cantitatea (grame) necesară de etanol (C_2H_5-OH) care prin ardere să elibereze cantitatea de căldură necesară încălzirii unei cantităţi de 100 g apă de la temperatura de $t_1 = 20^0C$ la temperatura $t_2 = 80^0C$. ($c_{apă}$ = 4,18 J/g·grad). ***3 puncte***

5. a. Aplicaţi legea lui Hess pentru a determina variația de entalpie, $\Delta_r H$, pentru reacția reprezentată de ecuația: $Fe_2O_{3(s)} + 3SO_{3(g)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$ în funcţie de variaţiile de entalpie ale reacţiilor descrise de următoarele ecuaţii:

$S_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$ $\Delta_r H_1$ =

$2Fe_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)}$ $\Delta_r H_2$ =

$2Fe_{(s)} + 3S_{(s)} + 6O_{2(g)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_{3(s)}$ $\Delta_r H_3$ =

b. Precizați tipul reacției de la *subpunctul a*, având în vedere schimbul de căldură cu mediul exterior.

4 puncte

Subiectul G **15 puncte**

1. Ruginirea fierului, în prezenţa oxigenului şi a apei, este un fenomen complex care poate fi redat de ecuaţia reacţiei: $4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 4FeO(OH)_{(s)}$

a. Precizaţi tipul reacţiei având în vedere viteza de desfășurare a acesteia.

b. Calculaţi numărul de atomi conţinuţi într-o sârmă de fer cu volumul de 10 cm^3 şi densitatea ρ = 7,84 g/cm^3. ***3 puncte***

2. Determinaţi volumul de oxigen, exprimat în litri, care reacționează cu fierul din sârma de fier, până la ruginirea totală a acestuia, măsurat la 227 °C şi 5 atm. ***2 puncte***

3. Pentru reacţia: $2N_2O_{5(g)} \rightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$ s-au determinat următoarele date experimentale:

Timp (min)	0	2	4
$[N_2O_5]$ mol/L	1	0,705	c_3
$V(mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1})$	$V_1 = 2,95 \cdot 10^{-3}$		

a. Determinați viteza v_1 pe intervalul de timp 0-2 min.

b. Calculați concentrația molară c_3 la momentul t_3 = 3 min. ***4 puncte***

4. a. Se dizolvă 80 mg NaOH în 100 mL apă. Soluţia rezultată este trecută într-un balon cotat de 200 mL şi adusă la semn cu apă distilată. Calculaţi pH-ul soluţiei din balonul cotat**. b.** ce culoare va avea soluția din balon la adăugarea a 2-3 picături de fenolftaleină ***4 puncte***

5. Notaţi expresia matematică a constantei de aciditate (*Ka*) pentru un acid slab de tipul HA.

2 puncte

Numere atomice: N - 7, Cl – 17
Mase atomice: H-1, O-16, S-32

TEST 6 - BAREM DE EVALUARE ŞI NOTARE

EXAMENUL NATIONAL DE BACALAUREAT - 2020

Proba E. d) probă scrisă la CHIMIE ANORGANICĂ

- **Se punctează orice modalitate de rezolvare corectă a cerințelor.**
- **Nu se acordă punctaje intermediare, altele decât cele precizate explicit în barem. Nu se acordă fracțiuni de punct.**
- **Se acordă 10 puncte din oficiu. Nota finală se calculează prin împărțirea la 10 a punctajului total acordat pentru lucrare.**

Subiectul A	**(10 puncte = 5·2p)**
1,F, 2.F, 3.A, 4.A, 5.A.	
Subiectul B	**(10 puncte = 5·2p)**
1.c, 2.c, 3.b, 4.a, 5.d	
Subiectul C	**(10 puncte = 5·2p)**
1.c, 2.e, 3.a, 4.b, 5.f	

Subiectul D **(15 puncte)**

1. *Z*= 26, raționament corect **2p,** calcul matematic **2p**
2. a. Scrierea corectă a configurației electronice **2p** ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$)
b. perioada a 4-a , grupa I A, **2·1p**
3. a. Scrierea corectă a procesului de ionizare la azot **2p,** $\bullet \ddot{\underset{\cdot}{N}} \bullet \xrightarrow{+3e^-} : \ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}} :^{3-}$
b. nemetalic **1p**
4. a. Modelarea formarării legăturii chimice din molecula de clor **2p**
b. nepolara **1p**
5. o utlizare practica a clorurii de sodiu(alimentație, medicină) **1p**

Subiectul E **(15 puncte)**

1.a. Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reactive **2p**

$2P_2^{+5} \xrightarrow{+20e^-} P_4^0$ *proces de reducere, agent oxidant* $- Ca_3(PO_4)_2$

$C^0 \xrightarrow{-2e^-} C^{+2}$ *proces de oxidare, agent reducator* $- C$

b. C – agent reducător **1p**

2. scrierea corectă a coeficienților stoechiometrici – **2p**

$$\mathbf{2}Ca_3(PO_4)_2 + \mathbf{6}SiO_2 + \mathbf{10}\ C \rightarrow \mathbf{6}CaSiO_3 + P_4 + \mathbf{10}CO$$

3. raționament corect **2p,** calcul matematic corect **2p**
md NaCl =492g; 600 g soluţie, 6 moli apă

4. raționament corect **2p,** calcul matematic corect **2p**
md=156,8 g H_2SO_4, $m_{sfinală}$=1000 g solutie finală, c%=15,68
5. două specii chimice prezente în soluția apoasă de acid clorhidric (***2·1 p = 2p)***

Subiectul F **(15 puncte)**

1. raționament corect **2p,** calcul matematic corect **1p**

$$C_5H_{12}+8O_2 \rightarrow 5H_2O + 6H_2O,\ Q=16226{,}5kJ$$

2. a. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p,** $\Delta_r H$ = -572 kj

b. $\Delta_f H^0_{H_2O} = -286\ kj$ **1p**

3. ordinea descrescătoare a stabilităţii moleculelor CO_2, SO_2, H_2O – **1p**

4. Raționament corect **2p,** calcul matematic **1p**

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O,\ \ m=0{,}93g\ C_2H_5OH$$

5. a. Raționament corect **2p,** calcul matematic **2p**

$\Delta_r H = \Delta_r H_3 - 3\cdot \Delta_r H_1 - \Delta_r H_2$

b. reacție exotermă **1p**

Subiectul G **(15 puncte)**

1. a. reacție lenta **1p**

b. Raționament corect **2p,** calcul matematic **1p**

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \bullet V = 78{,}4\ g\ Fe$$

$$1\ mol\ Fe = 56\ g \ldots\ldots\ldots\ldots N_A\ atomi$$

$$78{,}4\ g \ldots\ldots\ldots\ldots x \rightarrow x = 1{,}4 \bullet N_A\ atomi\ Fe$$

2. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p**

$$\underset{4\bullet 56}{\overset{78{,}4g}{4Fe_{(s)}}} + \underset{3}{\overset{x\ moli}{3O_{2(g)}}} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 4FeO(OH)_{(s)}$$

$$x = 1{,}05\ moli\ O_2$$

$$p \bullet V = n \bullet R \bullet T \rightarrow V = \frac{n \bullet R \bullet T}{p} = 8{,}61\ L\ O_2$$

3. a. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p**

$$\bar{v} = -\frac{\Delta_c}{\Delta_t} = -\frac{0{,}705-1}{2 \bullet 60} = 2{,}45 \bullet 10^{-3}\ \frac{mol}{L \bullet s}$$

b. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p**

$$\bar{v} = -\frac{\Delta_c}{\Delta_t} \rightarrow 2{,}95 \bullet 10^{-3} - \frac{C_3 - 0{,}705}{2 \bullet 60} \rightarrow c_3 = 0{,}35 g/mol$$

4. a. Raționament corect **2p,** calcul matematic **1p**

$$C_M = \frac{m_d}{M \bullet V_{S(L)}} = \frac{80 \bullet 10^{-3}}{40 \bullet 0{,}2} = 10^{-2} M$$

$$pOH = -\lg[HO^-] = -\lg C_M = 2$$

$$pH + pOH = 14 \rightarrow 2 + pH = 14 \rightarrow pH = 12$$

b. roșu carmin **-1p**

5. expresia matematică a constantei de aciditate (*Ka*) – **2p**

$$K_a = \frac{[A^-] \bullet [H_3O^+]}{[HA]}$$

TEST 6- REZOLVARE

EXAMENUL DE BACALAUREAT NAȚIONAL 2020
Proba E. d) CHIMIE ANORGANICĂ

Subiectul A	**(10 puncte = 5·2p)**
1,F, 2.F, 3.A, 4.A, 5.A.	
Subiectul B	**(10 puncte = 5·2p)**
1.c, 2.c, 3.b, 4.a, 5.d	
Subiectul C	**(10 puncte = 5·2p)**
1.c, 2.e, 3.a, 4.b, 5.f	

Subiectul D **(15 puncte)**

1. raționament corect **2p,** calcul matematic **2p**

$^{A_1}_{Z}Fe \; si \; ^{A_2}_{Z}Fe$

$A_1 - A_2 = 2 \rightarrow (Z + n_1) - (Z + n_2) = 2 \rightarrow n_1 - n_2 = 2$

$n_1 + n_2 = 58 \rightarrow 2n_1 = 60 \rightarrow n_1 = 30$

$n_1 = Z + 4$

$31 = Z + 4 \rightarrow Z = 31 - 4 = 26$

2. a. Scrierea corectă a configurației electronice **2p** ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$)

b. perioada a 4-a , grupa I A, **2·1p**

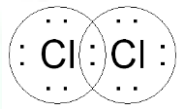
3. a. Scrierea corectă a procesului de ionizare la azot **2p**

$\bullet \ddot{\underset{\bullet}{N}} \bullet \xrightarrow{+3e^-} : \ddot{\underset{\bullet\bullet}{N}} :^{3-}$

b. nemetalic **1p**

4. a. Modelarea formarării legăturii chimice din molecula de clor **2p**

$_{17}Cl \rightarrow 17e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 7e^- \; de\ valenta$



b. nepolară **1p**

5. o utlizare practică a clorurii de sodiu(alimentație, medicină) **1p**

Subiectul E(15 puncte)

1.**a.** Scrieți ecuațiile proceselor de oxidare, respectiv de reducere, care au loc în această reactive **2p**

$2P_2^{+5} \xrightarrow{+20e^-} P_4^0 \;\; proces\ de\ reducere,\ agent\ oxidant - Ca_3(PO_4)_2$

$C^0 \xrightarrow{-2e^-} C^{+2} \;\; proces\ de\ oxidare,\ agent\ reducator - C$

b. C – agent reducător **1p**

2. scrierea corectă a coeficienților stoechiometrici – **2p**

$$\mathbf{2}Ca_3(PO_4)_2 + \mathbf{6}SiO_2 + \mathbf{10}\ C \rightarrow \mathbf{6}CaSiO_3 + P_4 + \mathbf{10}CO$$

3. raționament corect **2p,** calcul matematic corect **2p**

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \bullet 100 \rightarrow m_d = \frac{m_s \bullet c\%}{100} = 492\ g\ NaCl$$

$$\rho = \frac{m_s}{V} \rightarrow m_s = \rho \bullet V = 600\ g\ solutie$$

$$m_s = m_d + m_{apa} \rightarrow m_{apa} = m_s - m_d = 108\ g\ apa$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{108}{18} = 6\ moli\ apa$$

$$M_{H_2O} = 18\ g/mol$$

4. raționament corect **2p,** calcul matematic corect **2p**

$$c_M = \frac{m_d}{M \bullet V_S} \rightarrow m_d = c_M \bullet M \bullet V_S = 156{,}8\ g\ H_2SO_4$$

$$M_{H_2SO_4} = 98\ g/mol$$

$$\rho = \frac{m_s}{V} \rightarrow m_s = \rho \bullet V = 448\ g\ solutie$$

$$m_{s_f} = m_{s_i} + m_{apa} = 448 + 552 = 1000\ g\ solutie\ finala$$

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \bullet 100 = \frac{156{,}8}{1000} \bullet 100 = 15{,}68\%$$

5. două specii chimice prezente în soluţia apoasă de acid clorhidric (***2·1 p = 2p)***

Subiectul F (15 puncte)

1. raționament corect **2p,** calcul matematic corect **1p**

$$C_5H_{12} + 8\,O_2 \rightarrow 5\,CO_2 + 6\,H_2O$$

$$\Delta_R H = H_{produsi} - H_{reactanti} = (5 \bullet \Delta_f H^0_{CO_2} + 6\Delta_f H^0_{H_2O}) - (\Delta_f H^0_{C_5H_{12}} + 8 \bullet \Delta_f H^0_{O_2}) = -5 \bullet 393{,}5 - 6 \bullet 241{,}8 + 173 = -3245{,}3\ kj$$

$1\ mol\ C_5H_{12} = 72\ g\ C_5H_{12}$.....3245,3*kj*

$360\ g\ C_5H_{12}$.....$Q \rightarrow Q = 16226{,}5\ kj$

2. a. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p,**

$\Delta_r H$ = -572 kj

b. $\Delta_r H = H_{produsi} - H_{reactanti} = 2 \bullet \Delta_f H^0_{H_2O} - (2 \bullet \Delta_f H^0_{H_2} + \Delta_f H^0_{O_2})$ **1p**

$-572 = 2 \bullet \Delta_f H^0_{H_2O} - (2 \bullet 0 + 0) \rightarrow \Delta_f H^0_{H_2O} = -286\ kj$

3. ordinea descrescătoare a stabilităţii moleculelor CO_2, SO_2, H_2O – **1p**

4. Raționament corect **2p,** calcul matematic **1p**

Ecuația reacției de ardere a etanolului este:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

$$Q = m \bullet c_{apa} \bullet \Delta_t = 100 \bullet 60 \bullet 4{,}18 = 25080\ j = 25{,}08\ kj$$

$1\ mol\ C_2H_5OH = 46\ g\quad C_2H_5OH$ .....1235 *kj*

x..... 25,08 $kj \rightarrow x = 0{,}93\ g\ C_2H_5OH$

5. a. Raționament corect **2p,** calcul matematic **2p**

$\Delta_r H = \Delta_r H_3 - 3\cdot \Delta_r H_1 - \Delta_r H_2 = -2733 + 3\cdot 396 + 824 = -721$ kj

b. reacție exotermă **1p**

Subiectul G(15 puncte)

1.

a. reacție lenta **1p**

b. Raționament corect **2p,** calcul matematic **1p**

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \bullet V = 78{,}4\ g\ Fe$$

$$1\ mol\ Fe = 56\ g \ldots\ldots\ldots\ldots N_A\ atomi$$

$$78{,}4\ g \ldots\ldots\ldots\ldots x \rightarrow x = 1{,}4 \bullet N_A\ atomi\ Fe$$

2. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p**

$$\underset{4\bullet 56}{\overset{78,4g}{4Fe_{(s)}}} + \underset{3}{\overset{x\ moli}{3O_{2(g)}}} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 4FeO(OH)_{(s)}$$

$$x = 1{,}05\ moli\ O_2$$

$$p \bullet V = n \bullet R \bullet T \rightarrow V = \frac{n \bullet R \bullet T}{p} = \frac{1{,}05 \bullet 0{,}082 \bullet 400}{5} = 8{,}61\ L\ O_2$$

3. a. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p**

$$\bar{v} = -\frac{\Delta_c}{\Delta_t} = -\frac{0{,}705 - 1}{2 \bullet 60} = 2{,}45 \bullet 10^{-3}\ \frac{mol}{L \bullet s}$$

c. Raționament corect **1p,** calcul matematic **1p**

$$\bar{v} = -\frac{\Delta_c}{\Delta_t} \rightarrow 2{,}95 \bullet 10^{-3} = -\frac{C_3 - 0{,}705}{2 \bullet 60} \rightarrow c_3 = 0{,}35 g/mol$$

4. a. Raționament corect **2p,** calcul matematic **1p**

$$C_M = \frac{m_d}{M \bullet V_{S(L)}} = \frac{80 \bullet 10^{-3}}{40 \bullet 0{,}2} = 10^{-2} M \rightarrow C_{M(baza)} = [HO^-]$$

$$pOH = -\lg[HO^-] = -\lg C_M = 2$$

$$pH + pOH = 14 \rightarrow 2 + pH = 14 \rightarrow pH = 12$$

c. roșu carmin **-1p**

5. expresia matematică a constantei de aciditate (*Ka*) – **2p**

$$HA + H_2O \Leftrightarrow A^- + H_3O^+$$

$$K_a = \frac{[A^-] \bullet [H_3O^+]}{[HA]}$$

Ce fac cu o zi înainte de examen?

Recomandări pentru elevi

Amintește-ți cea mai bună performanță a ta - Gândește-te la o experiență personală anterioară în care ai avut succes. Ce te-a ajutat să ai o performanță bună? Cum poți aplica resursele din experiența anterioară? Dacă ai reușit în trecut, sigur vei reuși din nou!

Amintește-ți obstacolele pe care le-ai depășit până acum - Adu-ți aminte că ai avut și alte obstacole de depășit. Ai folosit atunci unele strategii de a face față situațiilor dificile care te pot ajuta și acum. Așa că în loc să-ți spui „Nu mai știu nimic.", mai bine înlocuiești acest gând cu „Până acum am trecut obstacolele astea. Și acum va fi la fel."

Concentrează-te doar pe tine - Evită să te compari acum cu ceilalți colegi. Aceasta doar îți crește nivelul de stres. Gândește-te doar la ce poți controla tu și nu la ce este în afara ta.

Relaxează-te - Relaxarea este o metodă de autocontrol asupra emoțiilor. Este inutil să mai înveți acum, pentru că există riscul să îți amintești doar ce ai învățat azi. Da, este greu, pentru că te poți panica și poți avea impresia că nu mai știi nimic, dar încearcă să faci un efort! Faptul că aceste stări apar este foarte normal, ni se întâmplă tuturor.

Odihnește-te suficient - Un somn bun te va ajuta să fii mâine mai odihnit, mai creativ, concentrat și atent în a rezolva cerințele. Culcă-te devreme, dormi suficiente ore. Dacă ești obosit poți face unele greșeli pe care în mod normal nu le-ai face.

Gândește-te că examenul este o creștere - Dacă vezi examenul ca o amenințare, ca ceva foarte mare și greu faci doar să crești nivelul de stres. Stresul vine din frica ta de eșec. Încearcă să consideri examenul ca pe o oportunitate. Examenul este, cu siguranță, doar o etapă de creștere a ta!

Cei care cred în **reuşita** lor şi se pregătesc

aşteptându-se la SUCCES,

au rezultate **mai bune** la examene.

Hm, **interesant**, nu ?

SISTEMUL PERIODIC AL ELEMENTELOR

Notare recomandată de IUPAC: 1 (IA) — Notare folosită înainte de 1986

Număr atomic — Stare de oxidare
Simbol chimic (solid, **lichid**, gaz)
Masa atomică — DENUMIRE — Configurație electronică — Electronegativitate

GRUPA	1 IA	2 IIA	3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8 (VIIIB)	9 (VIIIB)	10 VIIIB	11 (IB)	12 (IIB)	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
PERIOADA 1 K	1 I **H** HIDROGEN $1s^1$ 1 2,1																	2 **He** HELIU $1s^2$ 4
PERIOADA 2 L	3 I **Li** LITIU $[He]2s^1$ 7 1,0	4 II **Be** BERILIU $[He]2s^2$ 9 1,5											5 III **B** BOR $[He]2s^22p^1$ 11 2,0	6 II,IV **C** CARBON $[He]2s^22p^2$ 12 2,5	7 II,III,IV,V **N** AZOT $[He]2s^22p^3$ 14 3,0	8 II **O** OXIGEN $[He]2s^22p^4$ 16 3,5	9 I **F** FLUOR $[He]2s^22p^5$ 19 4,0	10 **Ne** NEON $[He]2s^22p^6$ 20
PERIOADA 3 M	11 I **Na** SODIU $[Ne]3s^1$ 23 0,9	12 II **Mg** MAGNEZIU $[Ne]3s^2$ 24 1,2											13 III **Al** ALUMINIU $[Ne]3s^23p^1$ 27 1,5	14 IV **Si** SILICIU $[Ne]3s^23p^2$ 28 1,8	15 III,V **P** FOSFOR $[Ne]3s^23p^3$ 31 2,1	16 II,IV,VI **S** SULF $[Ne]3s^23p^4$ 32 2,5	17 I,III,V,VII **Cl** CLOR $[Ne]3s^23p^5$ 35,5 3,1	18 **Ar** ARGON $[Ne]3s^23p^6$ 40
PERIOADA 4 N	19 I **K** POTASIU $[Ar]4s^1$ 39 0,9	20 II **Ca** CALCIU $[Ar]4s^2$ 40 1,0	21 III **Sc** SCANDIU $[Ar]3d^14s^2$ 45 1,3	22 III,IV **Ti** TITAN $[Ar]3d^24s^2$ 48 1,5	23 II,III,IV,V **V** VANADIU $[Ar]3d^34s^2$ 51 1,7	24 II,III,VI **Cr** CROM $[Ar]3d^54s^1$ 52 1,9	25 II,III,IV,VI,VII **Mn** MANGAN $[Ar]3d^54s^2$ 55 1,7	26 II,III **Fe** FER $[Ar]3d^64s^2$ 56 1,9	27 II,III **Co** COBALT $[Ar]3d^74s^2$ 59 2,0	28 II,III **Ni** NICHEL $[Ar]3d^84s^2$ 59 2,0	29 I,II **Cu** CUPRU $[Ar]3d^{10}4s^1$ 64 1,9	30 II **Zn** ZINC $[Ar]3d^{10}4s^2$ 65 1,6	31 III **Ga** GALIU $[Ar]3d^{10}4s^24p^1$ 70 1,6	32 II,IV **Ge** GERMANIU $[Ar]3d^{10}4s^24p^2$ 73 1,8	33 III,V **As** ARSEN $[Ar]3d^{10}4s^24p^3$ 75 2,0	34 II,IV,VI **Se** SELENIU $[Ar]3d^{10}4s^24p^4$ 80 2,4	35 I,III,V,VII **Br** BROM $[Ar]3d^{10}4s^24p^5$ 80 2,8	36 **Kr** KRIPTON $[Ar]3d^{10}4s^24p^6$ 84
PERIOADA 5 O	37 I **Rb** RUBIDIU $[Kr]5s^1$ 85 0,8	38 II **Sr** STRONȚIU $[Kr]5s^2$ 88 1,0	39 III **Y** YTRIU $[Kr]4d^15s^2$ 89 1,3	40 IV **Zr** ZIRCONIU $[Kr]4d^25s^2$ 91 1,4	41 III,IV,V **Nb** NIOBIU $[Kr]4d^35s^2$ 93 1,6	42 III,VI,V,VI **Mo** MOLIBDEN $[Kr]4d^55s^1$ 96 1,9	43 IV,VII **Tc** TECNEȚIU $[Kr]4d^55s^2$ 99 1,9	44 II,III,IV,VI **Ru** RUTENIU $[Kr]4d^65s^2$ 101 2,2	45 II,III,IV **Rh** RODIU $[Kr]4d^85s^1$ 103 2,2	46 II,IV **Pd** PALADIU $[Kr]4d^{10}$ 106 2,2	47 I **Ag** ARGINT $[Kr]4d^{10}5s^1$ 108 1,9	48 II **Cd** CADMIU $[Kr]4d^{10}5s^2$ 112 1,7	49 I,III **In** INDIU $[Kr]4d^{10}5s^25p^1$ 115 1,7	50 II,IV **Sn** STANIU $[Kr]4d^{10}5s^25p^2$ 119 1,8	51 III,V **Sb** STIBIU $[Kr]4d^{10}5s^25p^3$ 122 1,8	52 II,IV,VI **Te** TELUR $[Kr]4d^{10}5s^25p^4$ 128 2,1	53 I,III,V,VII **I** IOD $[Kr]4d^{10}5s^25p^5$ 127 2,5	54 II,IV,VI,VIII **Xe** XENON $[Kr]4d^{10}5s^25p^6$ 131
PERIOADA 6 P	55 I **Cs** CESIU $[Xe]6s^1$ 133 0,7	56 II **Ba** BARIU $[Xe]6s^2$ 137 0,9	57 III **La** LANTAN $[Xe]5d^16s^2$ 139 1,1 (58 – 71)	72 IV **Hf** HAFNIU $[Xe]4f^{14}5d^26s^2$ 178 1,3	73 III,IV,V **Ta** TANTAL $[Xe]4f^{14}5d^36s^2$ 181 1,5	74 II,IV,V,VI **W** WOLFRAM $[Xe]4f^{14}5d^46s^2$ 184 2,0	75 III,IV,VI,VII **Re** RENIU $[Xe]4f^{14}5d^56s^2$ 186 1,9	76 III,IV,VI **Os** OSMIU $[Xe]4f^{14}5d^66s^2$ 190 2,2	77 II,III,IV **Ir** IRIDIU $[Xe]4f^{14}5d^76s^2$ 192 2,2	78 II,IV **Pt** PLATINĂ $[Xe]4f^{14}5d^96s^1$ 195 2,2	79 I **Au** AUR $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^1$ 197 2,4	80 I,II **Hg** MERCUR $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2$ 201 1,9	81 I,III **Tl** TALIU $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$ 204 1,8	82 II,IV **Pb** PLUMB $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$ 207 1,8	83 III,V **Bi** BISMUT $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$ 209 1,9	84 II,IV,VI ★**Po** POLONIU $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$ 210 (2,0)	85 I,III,V,VII **At** ASTATIN $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$ 210 (2,2)	86 II **Rn** RADON $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$ 222
PERIOADA 7 Q	87 I ★**Fr** FRANCIU $[Rn]7s^1$ 223 (0,7)	88 II ★**Ra** RADIU $[Rn]7s^2$ 226 (0,9)	89 III ★**Ac** ACTINIU $[Rn]6d^17s^2$ 227 (1,1) (90 – 103)	104 IV **Rf** RUTHERFORDIU $[Rn]5f^{14}6d^27s^2$ 261	105 V **Db** DUBNIU $[Rn]5f^{14}6d^37s^2$ 262	106 **Sg** SEABORGIU $[Rn]5f^{14}6d^47s^2$ 263	107 **Bh** BHORIU $[Rn]5f^{14}6d^57s^2$ 264	108 **Hs** HASSIU $[Rn]5f^{14}6d^67s^2$ 265	109 **Mt** MEITNERIU $[Rn]5f^{14}6d^77s^2$ 266										

Grupa a VIIIa B

Blocul de elemente s

Blocul de elemente d

Blocul de elemente p

METALE — NEMETALE

58 III,IV **Ce** CERIU $[Xe]4f^26s^2$ 140 1,1	59 III,IV **Pr** PRASEODIM $[Xe]4f^36s^2$ 141 1,1	60 III **Nd** NEODIM $[Xe]4f^46s^2$ 144 1,2	61 III **Pm** PROMEȚIU $[Xe]4f^56s^2$ 144 1,2	62 II,III **Sm** SAMARIU $[Xe]4f^66s^2$ 150 1,2	63 II,III **Eu** EUROPIU $[Xe]4f^76s^2$ 152 1,0	64 III **Gd** GADOLINIU $[Xe]4f^75d^16s^2$ 157 1,1	65 III **Tb** TERBIU $[Xe]4f^96s^2$ 159 1,2	66 III **Dy** DISPROSIU $[Xe]4f^{10}6s^2$ 163 1,2	67 III **Ho** HOLMIU $[Xe]4f^{11}6s^2$ 165 1,2	68 III **Er** ERBIU $[Xe]4f^{12}6s^2$ 167 1,2	69 II,III **Tm** TULIU $[Xe]4f^{13}6s^2$ 169 1,2	70 II,III **Yb** YTERBIU $[Xe]4f^{14}6s^2$ 173 1,1	71 III **Lu** LUTEȚIU $[Xe]4f^{14}5d^16s^2$ 175 1,2
90 IV ★**Th** TORIU $[Rn]6d^26s^2$ 232 1,3	91 IV,V ★**Pa** PROTACTINIU $[Rn]5f^26d^17s^2$ 231 1,5	92 II,IV,V,VI ★**U** URANIU $[Rn]5f^36d^17s^2$ 238 1,7	93 III,IV,V,VI ★**Np** NEPTUNIU $[Rn]5f^46d^17s^2$ 237	94 III,IV,V,VI ★**Pu** PLUTONIU $[Rn]5f^67s^2$ 239	95 III,IV,V,VI ★**Am** AMERICIU $[Rn]5f^77s^2$ 243	96 III,IV ★**Cm** CURIU $[Rn]5f^76d^17s^2$ 247	97 III,IV ★**Bk** BERKELIU $[Rn]5f^97s^2$ 247	98 III,IV ★**Cf** CALIFORNIU $[Rn]5f^{10}7s^2$ 252	99 III ★**Es** EINSTEINIU $[Rn]5f^{11}7s^2$ 252	100 III ★**Fm** FERMIU $[Rn]5f^{12}7s^2$ 257	101 II,III ★**Md** MENDELEEVIU $[Rn]5f^{13}7s^2$ 256	102 II,III ★**No** NOBELIU $[Rn]5f^{14}7s^2$ 260	103 III ★**Lr** LAWRENCIU $[Rn]5f^{14}6d^17s^2$ 260

Blocul de elemente f

GRUPA METALELOR ALCALINE

GRUPA METALELOR ALCALINO-PĂMÂNTOASE

Grupa halogenilor

Grupa gazelor rare