

CHIMIE

ANORGANICĂ



MATERIAL ELABORAT CORESPUNZÂND
CERINTELOR DE BACALAUREAT 2016

FOLOSIREA FIȚUICILOR
ESTE O FRAUDĂ.
NU RECOMANDĂM
UTILIZAREA LOR ÎN TIMPUL
EXAMENELOR!

Cuprins

Structura atomului	1–10
Atomul. Particula. Molecula.....	1–4
Modele atomice.....	4–6
A.) Modelul lui J.J. Thomson.....	4
B.) Modelul lui Rutherford sau modelul “planetar” al atomului.....	5
C.) Modelul lui Bohr.....	5–6
Tipuri de orbitali.....	6–8
Ocuparea cu electroni a nivelelor energetice. Configurații electronice.....	9–10
Sistemul periodic	11–17
Structura sistemului periodic.....	11–17
Legături chimice	18–28
Legături între atomi.....	18–27
Legătura ionică sau electrovalența. Rețele ionice.....	18–20
Legătura covalentă sau covalența.....	20–26
Legătura covalentă nepolară.....	21–22
Legătura covalentă polară.....	22–24
Legătura covalentă coordinativă. Combinații complexe.....	25–26
Legătura metalică.....	27
Legături între molecule.....	27–28
Legături van der Waals.....	27–28
Legătura de hidrogen.....	28
Soluții	29–34
Soluții. Dizolvarea.....	29
Solubilitatea.....	29–31
Exprimarea concentrației.....	31–34
Cristalohidrați.....	34
Legile gazelor	35–41
Starea gazoasă. Gazul ideal.....	35
Parametrii stării gazoase. Legile gazelor ideale.....	36–38
Masa moleculară Densitatea gazelor. Frația molară. Presiunea parțială.....	38–40
Legea lui Avogadro și aplicațiile ei.....	41
Termochimie	42–49
Energia internă. Entalpie de reacție.....	42–46

Transformări chimice însoțite de efecte termice	46–47
Legea lui Hess	47–48
Energia de legătură	49
Cinetică Chimică	50–53
Viteza de reacție	50
Legea vitezei de reacție	51
Factorii care influențează viteza de reacție	51–53
Influența concentrației	51
Influența temperaturii. Ecuația lui Arrhenius	52
Influența suprafeței de contact	52
Influența catalizatorilor	52–53
Proprietățile catalizatorului:	53
Echilibrul chimic	54–57
Echilibrul chimic	54–56
Factori care influențează echilibrul chimic. Principiul lui Le Châtelier ..	56–57
Reacții Chimice	58–67
Reacții acido-bazice (Reacții cu transfer de protoni)	58–66
Acizi și baze	58–59
Acid conjugat bază conjugată	58–59
Ionizarea apei. Produsul ionic al apei	59
Calculul pH-lui soluțiilor	60–63
Acizi monoprotici tari și baze monoprotice tari	60–61
Acizi monoprotici slabi și baze monoprotice slabe	61–63
Reacții de neutralizare	63
Titrarea acido-bazică	63–65
Soluții tampon	65–66
Reacții de oxido-reducere	66–67
Număr de oxidare	66
Reacții de oxido-reducere	66
Electrochimie	68–71
Celula galvanică	68–69
Celula de electroliză	69–70
Electroliza apei	70
Legile electrolizei	70–71

Structura atomului

Atomul. Particula. Molecula

Atomul reprezintă sistemul fizic cel mai simplu, care este neutru din punct de vedere electric și care este constituit din particule elementare. Acesta constă într-un nor de electroni care înconjoară un nucleu atomic dens.

Particula elementară sau fundamentală este acea particulă care poate fi considerată indivizibilă la un moment dat. Particulele fundamentale care intră în componența atomului sunt protonii, neutronii și electronii.

Molecula este formată din unu sau mai mulți atomi, neutră din punct de vedere electric, destul de stabilă. Moleculele sunt legate între ele prin legături intermoleculare și formează substanțele.

Atomii nu sunt indivizibili așa cum se credea în secolul al 19-lea, ci, dimpotrivă, sunt construcții complicate. Toți atomii sunt compuși dintr-un miez sau nucleu, înconjurat de un înveliș de electroni. Fiecare specie de atomi posedă un nucleu și un înveliș caracteristic, diferit de al celorlalte specii de atomi. Fenomenele chimice sunt determinate de electronii periferici ai atomilor.

Nucleul atomului are sarcină pozitivă și este format din protoni și neutroni strâns legați între ei.

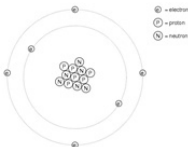


Figura 1.1. Structura atomului

Masa în uam (unitate atomică de masă), pentru particulele fundamentale în nucleu, este redată în tabelul următor:

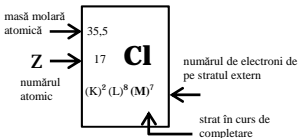
Tabel 1. Particulele elementare

Particula	Sarcina electrică	Masa uam*	Simbol
electron	-1	0.000549	${}_{-1}^0e (e^-)$
proton	+1	1.00728	${}_{+1}^1p (p^+)$
neutron	0	1.00867	${}_{0}^1n (n^0)$

$$*1 \text{ uam} = \frac{m_6^{12}\text{C}}{12}$$

După cum se observă în tabelul 1, masa unui electron este foarte mică, aproape neglijabilă în comparație cu masa unui proton sau a unui neutron. De aceea, aproape toată masa atomului este concentrată în nucleu.

Fiecare atom este caracterizat printr-un simbol și o serie de caracteristici specifice, redate în tabelul periodic.



Numărul atomic, Z, reprezintă numărul de ordine în sistemul periodic și indică numărul protonilor din nucleu.

Numărul de masă, A, este dat de suma dintre numărul de protoni și neutroni din nucleu.

Deoarece atomul este o specie neutră din punct de vedere electric, numărul de protoni va fi egal cu numărul de electroni din învelișul electronic (e^-). Astfel, pentru fiecare atom poate fi

determinat numărul de electroni, protoni și neutron din componența sa.

Exemplu: ${}_{11}^{23}\text{Na}$: $Z = 11 \rightarrow p^+ = 11$; $e^- = 11$; și $n^0 = A - Z = 12$

Izotopii sunt specii de atomi aparținând aceluiași element, care au numere atomice Z identice (au aceeași poziție în sistemul periodic), dar numere de masă (A) diferite (număr de neutroni diferit, deci masă atomică diferită). Aceștia se deosebesc puțin prin proprietățile lor.

Exemplu: hidrogenul are trei izotopi:

- *Hidrogenul ușor (protiu)*, cu răspândirea cea mai largă (99,84%); este hidrogenul care apare în combinațiile chimice obișnuite (apă, hidrocarburi, hidruri, etc.).



- *Hidrogenul greu (deuteriu)*, răspândit în proporție de 0,016%; apa care conține acest atom de hidrogen (D_2O apa grea, nu este favorabilă vieții); izotopul se folosește în procesele de fuziune nucleară sau în tehnica rezonanței magnetice nucleare.



- *Hidrogenul supragreu (tritiu)*, este radioactiv; el nu apare în natură, și are timpul de înjumătățire de 12,3 ani; datorită proprietății de radioactivitate pe care o posedă, izotopul se folosește în analizele de structură a diferitelor substanțe.

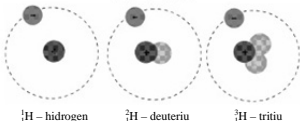


Figura 1.2. Izotopi H

Sistemul periodic

Structura sistemului periodic

Construirea sistemului periodic a beneficiat de o continuă îmbunătățire de-a lungul timpului. Primul care a avut ideea de a clasifica elementele a fost Mendeleev în anul 1869. Acesta a ordonat cele 63 de elemente descoperite până atunci după masa atomică, observând că unele proprietăți chimice se repetă din loc în loc. Astfel, prima variantă a tabelului periodic cuprindea linii verticale și orizontale în care elementele cu proprietăți chimice asemănătoare erau așezate unele sub altele.

În anul 1905 se definitivează forma scurtă a sistemului periodic (SP). Forma lungă a SP se datorează lui Rang și Werner.

The diagram illustrates the structure of the periodic table, highlighting the subshells (s, d, f) and their corresponding principal quantum numbers (n, n-1, n-2). The main table shows elements from Hydrogen (H) to Oganesson (Og), with the lanthanide and actinide series shown separately below.

n s																		n						
1	H	He																	B	C	N	O	F	Ne
2	Li	Be																	Al	Si	P	S	Cl	Ar
3	Na	Mg																	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uu														
			$(n-1)$ d																					
			$(n-2)$ f																					
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr							

Figura 2.1. Structura sistemului periodic

În această formă, elementele sunt așezate în blocuri de elemente după electronii de valență.

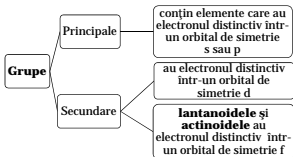
Cele 4 blocuri de elemente din SP sunt:

Blocul s grupele 1 și 2

Blocul p grupele 13-18 din SP

Blocul d electronul de valență se află într-un orbital d interior

Blocul f electronul distinctiv se găsește într-un substrat $(n-2)f$



Elementele din sistemul periodic sunt aranjate în:

- Grupe: sunt șiruri verticale din sistemul periodic
- Perioade: sunt șiruri orizontale din sistemul periodic care cuprind elemente care au același număr de straturi electronice ocupate, sau care au stratul exterior, în curs de completare

Elementele unei grupe principale conțin același număr de electroni pe stratul de valență. Numărul electronilor din ultimul strat este egal cu numărul grupei. De exemplu, dacă luăm câteva elemente din grupa a 6-a:

O $1s^2, 2s^2 2p^4$;

S $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^4$

Se $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^4$

Legile gazelor

Starea gazoasă. Gazul ideal

Gazele sunt alcătuite din atomi sau molecule și pot fi clasificate în:

- monoatomice: gaze rare (He, Ne, Ar etc);
- diatomice: (F_2 , Cl_2 , N_2 , O_2 , H_2 , CO etc);
- poliatomice: (CO_2 , SO_2 , SO_3 , NH_3 , O_3 etc.);

În gaze, în general, moleculele pot fi considerate izolate deoarece prezintă interacțiuni slabe între ele, de tip van der Waals (de dispersie și dipol-dipol) și uneori legături de hidrogen. Aceste forțe scad odată cu distanța și se manifestă în momentul ciocnirii dintre două molecule.

Particulele care alcătuiesc gazele au mobilitate mare, ceea ce explică multe dintre caracteristicile gazelor:

- difuzează cu viteze mari;
- se amestecă în orice proporție;
- ocupă tot spațiul care le stă la dispoziție, luând forma vasului în care se află (nu au nici formă, nici volum propriu);
- se pot comprima ușor;
- străbat orificii foarte fine ale unui material poros (efuziune);
- exercită o presiune asupra pereților vasului în care se află.

Caracteristicile esențiale ale gazului ideal sunt:

- distanțele dintre molecule sunt mult mai mari decât dimensiunile acestora;
- forțele de interacțiune dintre molecule sunt neglijabile;
- presiunea gazului este determinată numai de ciocnirea dintre molecule și pereții vasului, neglijându-se ciocnirile intramoleculare;

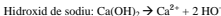
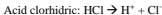
Reacții Chimice

Reacții acido-bazice (Reacții cu transfer de protoni)

Acizi și baze

Conform teoriei lui Svante Arrhenius (1887), **acizii** sunt compuși care în soluție apoasă eliberează ioni de hidrogen (H^+), iar **bazele** sunt substanțe care în soluție apoasă eliberează ioni hidroxid (HO^-).

Exemplu:



O definiție mai generală a acizilor și bazelor este dată de teoria protolitică a acizilor și bazelor (elaborat de Johannes Brønsted și Thomas Lowry). Conform teoriei Brønsted-Lowry, **acizii** sunt substanțe care cedează unul sau mai mulți protoni, iar **bazele** sunt substanțe care acceptă unul sau mai mulți protoni.

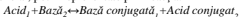
Acid conjugat bază conjugată

Orice acid, prin cedarea unui proton, se transformă în baza sa conjugată, iar orice bază, prin acceptarea unui proton, se transformă în acidul său conjugat:



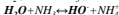
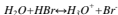
Unui acid conjugat tare îi corespunde o bază conjugată slabă și invers.

Reacțiile cu schimb de protoni se numesc reacții protolitice și, în general, pot fi reprezentate prin reacția:



Substanțele care pot să cedeze protoni în reacție cu bazele, dar și să accepte protoni în reacție cu acizi, se numesc substanțe amfotere sau amfoliți acido-bazici.

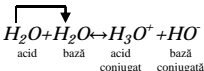
Exemplu:



Apa acceptă un proton în reacție cu acidul sulfuric și cedează un proton în reacție cu hidroxidul de sodiu, în consecință are caracter amfoter.

Ionizarea apei. Produsul ionic al apei

Datorită caracterului sau amfoter, între două molecule de apă are loc un proces de autoionizare a apei, care poate fi redată printr-un echilibru chimic:



Constanta de echilibru pentru reacția de autoionizare a apei este:

$$K_C = \frac{C_{H_3O^+} \cdot C_{HO^-}}{C_{H_2O}^2}$$

Deoarece echilibrul este mult deplasat spre stânga, se consideră $C_{H_2O} = \text{constant}$ și rezultă:

$$K_w = K_C \cdot C_{H_2O}^2 = C_{H_3O^+} \cdot C_{HO^-}$$

unde K_w este produsul ionic al apei.

S-a demonstrat experimental că, la 25 °C produsul ionic al apei are o valoare constantă:

$$K_w = 10^{-14}$$