

II. SISTEMUL PERIODIC AL ELEMENTELOR

Sistemul periodic al elementelor a fost elaborat pe baza a 3 idei fundamentale care s-au dezvoltat în timp:

- tendința găsirii unei clasificări naturale a elementelor
- certitudinea că există o legătură strânsă între o mărime fundamentală, caracteristică fiecărui element și comportarea chimică a elementului respectiv
- existența unei periodicități a proprietăților elementelor

Prima tabelă a elementelor a fost întocmită de MENDELEEV, din care a evoluat forma actuală a sistemului periodic.

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18									
↓ Period																											
1	1 H																	2 He									
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne									
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar									
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr									
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe									
6	55 Cs	56 Ba											72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra											104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 UUb	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lanthanides			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu										
Actinides			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr										

Fig. 3. Sistemul periodic al elementelor.

* Elementul Ununtrium a fost detectat pentru prima oară în 2003, în reacția de descompunere a Ununpentium-ului și a fost sintetizat în mod direct în 2004. Până în prezent au fost obținuți doar paisprezece atomi de ununtrium. Izotopul cu cea mai lungă durată de viață cunoscut este ^{286}Uut cu un timp de înjumătățire de ~ 20 s. Acesta a permis efectuarea primelor experimente chimice, pentru studiul proprietăților chimice.

Elementele sunt grupate pe 18 coloane numite **grupe** și 7 linii orizontale numite **perioade**.

Perioade:

- prima perioadă: conține doar 2 elemente, hidrogenul și heliul.
- a 2-a și a 3-a perioadă conțin fiecare 8 elemente
- a 4-a și a 5-a perioadă conțin fiecare 18 elemente
- a 6-a perioadă conține 32 elemente. Din această perioadă, o serie de 14 elemente este plasată în partea inferioară a sistemului periodic. Această serie de elemente cuprinsă între lantan (La, $Z = 57$) și hafniu (Hf, $Z = 72$) poartă denumirea de **lantanide sau pământuri rare**.

- a 7-a perioadă este incompletă, dar se presupune că ar conține tot 32 elemente. Din această perioadă, o serie de 14 elemente este plasată în partea inferioară a sistemului periodic. Această serie de elemente poartă denumirea de **actinide**.

Grupe:

- **grupa 1:** atomii elementelor din grupa 1 au electronul distinctiv în orbitalul s al ultimului nivel electronic. Elementele din această grupă sunt denumite „*metale alcaline*”. Configurație: ns^1
- **grupa 2:** atomii elementelor din grupa 2 au 2 electroni în orbitalul s al ultimului nivel electronic. Elementele din această grupă sunt denumite „*metale alcalino-pământoase*”. Configurație ns^2

Grupa 1 + Grupa 2 = blocul s (proprietățile lor sunt determinate de prezența electronului distinctiv în orbitalul s al ultimului nivel energetic).

- **grupa 13:** atomii elementelor din grupa 13 au 3 electroni pe ultimul nivel energetic, 2 într-un orbital s și unul într-un orbital p (electronul distinctiv). Configurație ns^2np^1
- **grupa 14:** atomii elementelor din grupa 14 au 4 electroni pe ultimul nivel energetic, 2 într-un orbital s și 2 într-un orbital p. Configurație ns^2np^2
- **grupa 15:** atomii elementelor din grupa 15 au 5 electroni pe ultimul nivel energetic, 2 într-un orbital s și 3 într-un orbital p. Configurație ns^2np^3
- **grupa 16:** atomii elementelor din grupa 16 au 6 electroni pe ultimul nivel energetic, 2 într-un orbital s și 4 într-un orbital p. Configurație ns^2np^4
- **grupa 17:** atomii elementelor din grupa 17 au 7 electroni pe ultimul nivel energetic, 2 într-un orbital s și 5 într-un orbital p. Configurație ns^2np^5
- **grupa 18:** atomii elementelor din grupa 18 au 8 electroni pe ultimul nivel energetic, 2 într-un orbital s și 6 într-un orbital p. Configurație ns^2np^6 – **Configurație stabilă**

Grupa 13 + 14 + 15 + 16 + 17 + 18 = blocul p (proprietățile lor sunt determinate de prezența electronului distinctiv în orbitalul p al ultimul nivel energetic)

Grupa 3 + 4 + 5 + 6 + 7 + 8 + 9 + 10 + 11 + 12 = blocul d sau metale tranzitionale (proprietățile lor sunt determinate de prezența electronului distinctiv în orbitalul d al penultimului nivel energetic)

Lantanidele + Actinidele = blocul f (proprietățile lor sunt determinate de prezența electronului distinctiv în orbitalul f al antepenultimului nivel energetic)

II.1. Proprietăți fizice periodice

a) Raza atomică – este determinată de numărul de straturi electronice. Adăugarea unui nou strat electronic duce la mărirea considerabilă a razei atomice.

Astfel, în grupele principale raza atomică va crește de sus în jos, deoarece cu cât coborâm în grupă crește numărul de straturi electronice, deci și raza atomului.

În perioadă, razele atomice scad de la stânga la dreapta. Într-o perioadă numărul de straturi electronice rămâne același, în schimb crește numărul atomic Z (nr. de protoni din nucleu).

Astfel, pe măsură ce ne deplasăm de la stânga la dreapta forțele de atracție dintre nucleu și învelișul de electroni cresc, deci raza atomilor scade.

b) Raza ionilor – prin îndepărtarea electronilor din atomii metalelor rezultă ioni cu sarcini pozitive (cationi). Cationii au raza mai mică decât atomul din care provin. Prin acceptarea de electroni atomii nemetalelor formează ioni cu sarcini negative (anioni). Anionii au raza mai mare decât atomul din care provin.

În grupă, raza anionilor și cationilor crește de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi electronice.

În perioadă, razele anionilor scad de la stânga spre dreapta.

Exemplu:

	N^{3-}	O^{2-}	F^-
$p^+ =$	7	8	9
$e^- =$	10	10	10

Pentru toți cei trei anioni numărul de electroni este egal, în schimb numărul de protoni crește, ceea ce duce la creșterea forțelor de atracție dintre nucleu și învelișul electronic, ca urmare raza scade de la stânga la dreapta.

În perioadă, razele cationilor scad de la stânga spre dreapta.

Exemplu:

	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
$p^+ =$	11	12	13
$e^- =$	10	10	10

Pentru toți cei trei cationi numărul de electroni este egal, în schimb numărul de protoni crește, ceea ce duce la creșterea forțelor de atracție dintre nucleu și învelișul electronic, ca urmare raza scade de la stânga la dreapta.

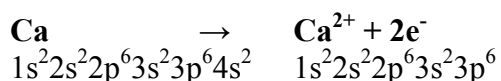
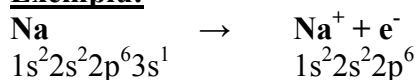
c) Energia de ionizare – reprezintă energia necesară pentru eliminarea unui electron al atomului, de pe nivelul energetic superior. Cele mai mici energii de ionizare le au elementele din grupa 1 (metalele alcaline), iar cele mai mari energii de ionizare le au gazele rare.

În grupă, energia de ionizare scade de sus în jos. Cu cât ne deplasăm în jos în grupă cu atât numărul straturilor electronice crește și acestea sunt tot mai îndepărtate de nucleu. Forțele de atracție dintre nucleu și ultimul nivel energetic devin din ce în ce mai reduse, astfel energia de ionizare scade.

II.2. Proprietăți chimice periodice

În interacțiunile chimice la care participă, atomii diferitelor elemente tind să realizeze configurația stabilă de gaz rar $1s^2$ sau ns^2np^6 . Elementele cu număr mic de electroni pe stratul de valență tind să ajungă la configurația de gaz rar prin cedare de electroni, adică au caracter electropozitiv.

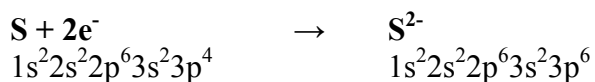
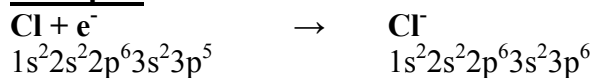
Exemplu:



Elementele electropozitive sunt metalele. Ele se află în stânga sistemul periodic. Tot din categoria elementelor electropozitive fac parte lantanidele și actinidele.

Elementele cu număr mare de electroni pe stratul de valență tind să-și completeze configurația de gaz rar prin acceptare de electroni. Aceste elemente au caracter electronegativ și sunt nemetale.

Exemplu:



III. LEGĂTURI CHIMICE

În interacțiunile chimice la care participă, atomii diferitelor elemente tind să realizeze configurația stabilă de gaz rar $1s^2$ sau $ns^2 np^6$. Interacțiunile care se manifestă între atomi poartă numele de **legături chimice**.

Legăturile chimice pot fi clasificate în funcție de tăria legăturii în:

- legături chimice tari
- legături chimice slabe

Legăturile chimice tari sunt:

- legătura ionică
- legătura covalentă
- legătura metalică

III.1. Legătura ionică - se formează prin atracția electrostatică dintre particule încărcate cu sarcini electrice de semne contrare (ioni).

Exemplu: formarea cristalului de NaCl are loc prin transferul unui electron de la atomul de sodiu la atomul de clor. Fiecare ion realizează astfel configurația stabilă de gaz rar.

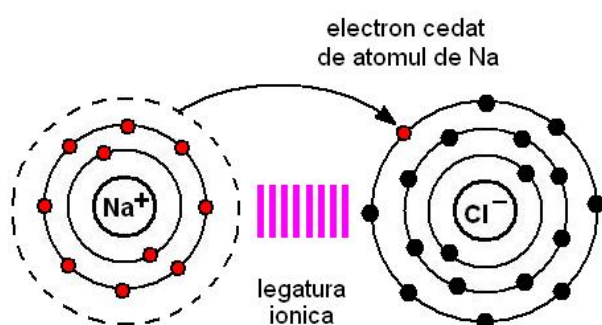


Fig. 4. Formarea legăturii ionice în NaCl.

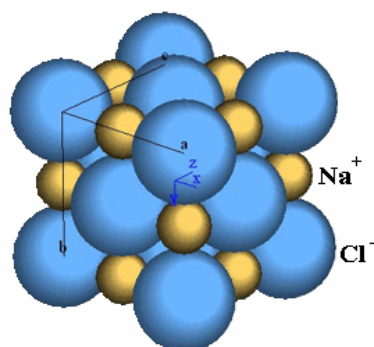
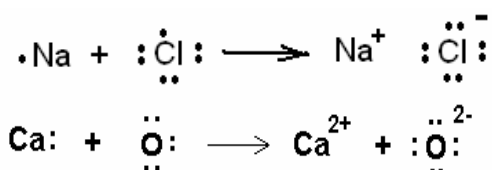
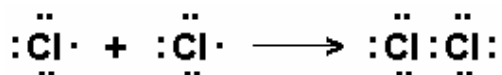


Fig. 5. Structura cristalului NaCl.



Legătura ionică se manifestă între elementele electropozitive și cele electronegative, adică între metale și nemetale.

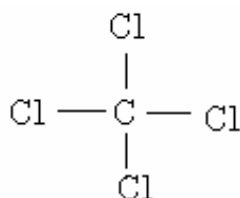
III.2. Legătura covalentă - se formează între atomi electronegativi prin punerea în comun a unei perechi de electroni. **De exemplu**, la formarea moleculei de clor, octetul electronic stabil se realizează prin punerea în comun a unei perechi de electroni:



Perechea comună de electroni reprezintă o legătura covalentă, simbolizată: Cl – Cl

Unii atomi pot forma legături covalente duble O = O sau triple N ≡ N

În molecula de tetraclorură de carbon, atomul de carbon este legat de atomii de clor prin 4 covalențe:



III.3. Legătura metalică. Metalele au un număr mic de electroni pe stratul de valență. Din acest motiv, atomii metalelor nu se pot lega între ei prin electrovalențe sau covalențe, neavând posibilitatea de ași completa octetul. În cristalul unui metal, în care atomii sunt foarte apropiați unii de alții, orbitalii stratului de valență se întrepătrund, astfel încât electronii de valență nu mai aparțin unui singur atom, ci devin comuni tuturor atomilor din cristal. Orbitalii extinși formează nivele energetice pe care se dispun electronii de pe ultimul strat. Nivelele ocupate cu electroni formează banda de valență, iar nivelele energetice vacante formează banda de conducție. În câmp electric sau prin aport de energie, electronii trec de pe banda de valență pe banda de conducție, unde au o mobilitate ridicată. Această conferă metalelor proprietăți de buni conductori electrici și termici.

IV. SOLUȚII

Soluțiile sunt amestecuri omogene de două sau mai multe componente. Acestea sunt:

- componenta care dizolvă (**solvent sau dizolvant**)
- componenta dizolvată (**solut**)

Cel mai răspândit solvent este apa. Alți solvenți uzuali sunt: alcoolul etilic, benzina, toluenul.

IV.1. Efectul termic la dizolvare

Dizolvarea substanțelor este însoțită de un efect termic: fie absorbție de căldură, fie degajare de căldură. De exemplu, la dizolvarea în apă a azotatului de potasiu KNO_3 se absoarbe căldură din mediul exterior.

Procesul de dizolvare a unei substanțe ionice cum este KNO_3 constă în două procese succesive:

- desprinderea ionilor K^+ și NO_3^- din rețeaua cristalină (ruperea legăturii ionice), proces care necesită energie din exterior (proces endoterm)
- solvatarea ionilor, care are loc cu degajare de energie (proces exoterm). Solvatarea (hidratarea dacă solventul este apa) reprezintă procesul de atașare a moleculelor de solvent de ionii desprinși din rețeaua cristalină.

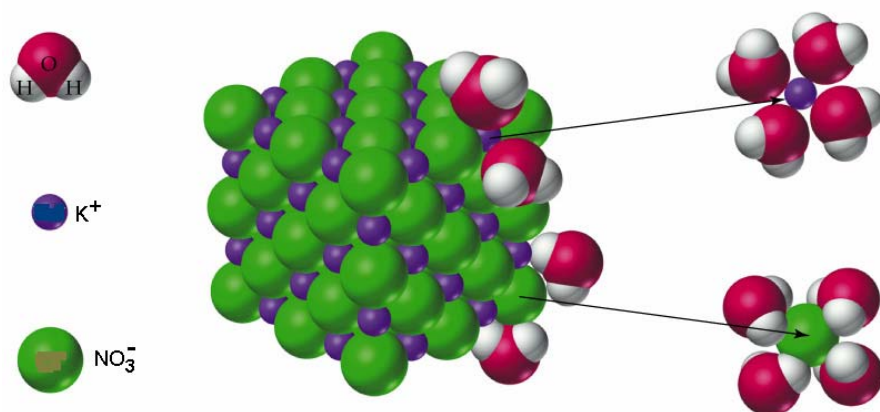


Fig. 6. Dizolvarea cristalului de KNO_3 .

Efect endoterm înseamnă că energia absorbită pentru ruperea legăturii ionice este mai mare decât energia degajată la hidratarea ionilor, ca urmare efectul termic înregistrat va fi răcirea soluției (Ex. KNO_3).

Efect exoterm înseamnă că energia de rupere a legăturilor ionice din rețeaua cristalină este mai mică decât energia de hidratare, prin urmare dizolvarea este însoțită de degajare de căldură (Ex. NaOH).

IV.2. Solubilitatea

La dizolvarea NaCl în apă se constată că, la un moment dat, cantitatea de NaCl adăugată nu se mai dizolvă, ci rămâne în stare solidă.

Soluția care, la o anumită temperatură, conține cantitatea maximă de substanță dizolvată se numește **soluție saturată**.

Concentrația maximă a substanței din soluția saturată reprezintă **solubilitatea**.

Solubilitatea depinde de natura substanțelor. Se consideră :

- substanțe solubile cele care la 20°C au solubilitatea **peste 1 g / 100 g apă**
 - o Ex : NaCl , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3
- Substanțe greu solubile, cele care la 20°C au solubilitatea **sub 1 g / 100 g apă**
 - o Ex : AgX , CaCO_3 , $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Solubilitatea substanțelor variază cu temperatura. Variația solubilității în funcție de temperatură este reprezentată cu ajutorul curbelor de solubilitate. La cele mai multe dintre

săruri, solubilitatea crește cu creșterea temperaturii. Există însă substanțe la care solubilitatea scade cu creșterea temperaturii. **Ex: $\text{Ca}(\text{OH})_2$**

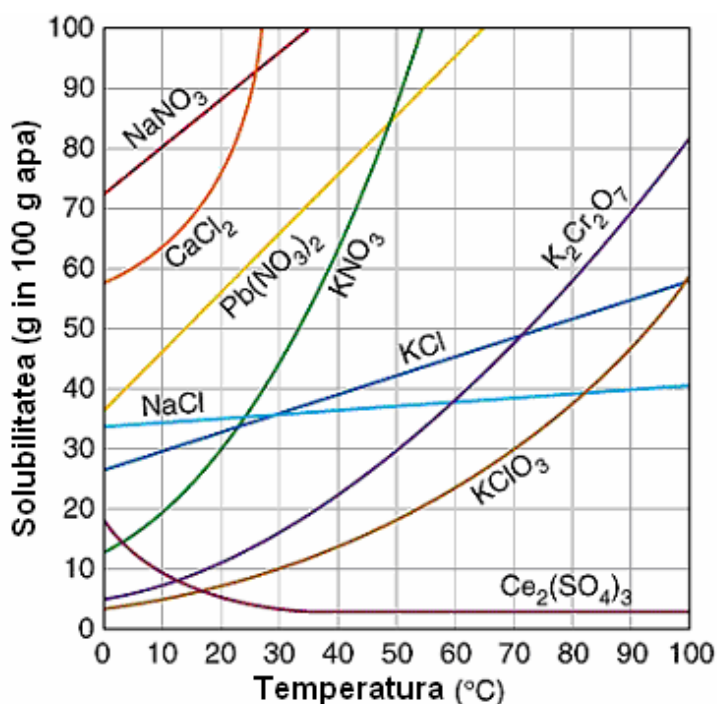


Fig. 7. Curbe de solubilitate

Solubilitatea substanțelor lichide în solvenți lichizi crește în general cu temperatura, spre deosebire de solubilitatea gazelor care scade cu creșterea temperaturii.

IV.3. Concentrația soluțiilor

Concentrația exprimă relația cantitativă dintre componenții soluției. Există mai multe moduri de exprimare a concentrației.

- a) Concentrația procentuală de masă** – reprezintă masa de substanță (g) dizolvată în 100 g de soluție

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

m_d = masa de substanță dizolvată
 m_s = masa de soluție

- b) Concentrația procentuală de volum** – reprezintă volumul de substanță (m^3) dizolvată în 100 m^3 soluție

$$c\%(vol.) = \frac{V_d}{V_s} \cdot 100$$

V_d = volumul de substanță dizolvată
 V_s = volumul soluției
 $V_s = V_d + V_{\text{solvent}}$

Acest mod de exprimare a concentrației se folosește mai ales în cazul soluțiilor obținute prin dizolvarea unui lichid în lichid. De ex. Alcool etilic 80% este un amestec format din 80 volume alcool etilic și 20 volume apă.

c) Concentrația molară – reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție.

$$c_M = \frac{m_d}{M_d \cdot V_s} \quad \begin{array}{l} M_d = \text{masa molară a substanței dizolvate (g/mol)} \\ V_s = \text{volumul de soluție (L)} \end{array}$$

Concentrația molară este dependentă de temperatură.

Exemple

a) Calculați cantitatea de NaOH necesară pentru a prepara 500 cm³ sol. cu concentrația 0,1 M
Se dă: A_{Na} = 23; A_O = 16 și A_H = 1.

Rezolvare:

$$c_M = \frac{m_d}{M_d \cdot V_s} \Rightarrow m_d = c_M \cdot M_d \cdot V_s$$

$$M_{\text{NaOH}} = A_{\text{Na}} + A_{\text{O}} + A_{\text{H}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_d = 0,1 \cdot 40 \cdot 0,5 = 2 \text{ g NaOH}$$

b) Calculați concentrația unei soluții obținută prin dizolvarea a 30g MgSO₄ în 250 cm³ soluție.
Se dă: A_{Mg} = 24, A_S = 32, A_O = 16.

$$c_M = \frac{m_d}{M_d \cdot V_s}$$

$$M_{\text{MgSO}_4} = A_{\text{Mg}} + A_{\text{S}} + 4 \cdot A_{\text{O}} = 24 + 32 + 4 \cdot 16 = 120 \text{ g/mol}$$

$$c_M = \frac{30}{120 \cdot 0,25} = 1M$$