

Atomistique

I- Constituants d'un atome :

Atome = constituant fondamental de la matière

noyau

électrons

protons

neutrons

$$q_p = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

neutres

$$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$q_e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

$$m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}}$$

Représentat° de l'atome :



avec :

A : nbre de masse

Z : nbre de charge / d'e⁻

$$A = Z + N$$

*** Isotopes** : - nucléides ayant m Z et A ≠.
- m ppts chimiques et ppts physiques ≠.

*** Masse atomique :**

- ↳ la masse d'une mole d'atome
- ↳ la masse d'un atome gramme
- ↳ la masse molaire atomique
- ↳ la masse de N atomes /

$$N = \text{nbre d'Avogadro} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} m_C$$

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{N} g$$

NB : le calcul de la masse atomique tient compte de la présence de ses isotopes :

$$\text{masse atomique} = \frac{\text{abondance}' \times A' + \text{abondance} \times A}{100}$$

↳ un élément n'ayant pas d'isotope : masse atomique = A

II- Modèles atomiques :

Rutherford :

↳ noyau ↔ soleil } modèle
électrons ↔ planètes } planétaire

↳ vide entre noyau et e⁻
⇒ structure lacunaire

Bohr :

+ orbites électroniques stables, différenciées et quantifiées
+ l'e⁻ ne rayonne aucune E lorsqu'il se trouve sur une orbite stable.

Sommerfeld :

+ chaque couche électronique contient un nbre de sous couches.

Orbitale atomique :

↳ la probabilité de présence d'un e^- autour du noyau d'un atome isolé.

* Etat fondamental : l'état le plus stable de l'atome + la position des e^- sur les niveaux d'E les plus bas.

* Les nombres quantiques :

↳ nbre quantique principal "n" :

* entier non nul : $n = 1, 2, 3, \dots$

* indique le niveau d'E = la couche

* nbre max d' e^- dans une couche : $2n^2$

valeur de "n"	1	2	3	4	5	6	7
Designato de la couche	K	L	M	N	O	P	Q

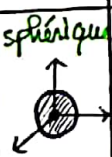


↳ nbre quantique secondaire / azimutal "l" :

* $0 \leq l \leq n-1$

* définit les sous couches

* Indique la forme et la symétrie de l'orbitale

* nbre max d' e^- dans une sous couche : $2(2l+1)$

l	0	1	2	3
sous couche	s	p	d	f
nbre d' e^-	2	6	10	14
Forme de l'orbitale				

↳ nbre quantique magnétique "m" :

* $-l \leq m \leq l$

* Indique l'orientat° des orbitales

* nbre d'orientat° : $(2l+1)$

	l	orientat°	m	designat° des orbitales
s	0	1	0	s
p	1	3	-1; 0; 1	p_x, p_y, p_z
d	2	5	-2; -1; 0; 1; 2	$d_{xz}, d_{xy}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$
f	3	7	-3; -2; -1; 0; 1; 2; 3	pas de designat° particulière

↳ nbre quantique de spin " m_s " ou "s" :

* exprime le sens de rotat° d' e^- sur lui-même

↳ $+1/2 \rightarrow \uparrow$

↳ $-1/2 \rightarrow \downarrow$

* Règle de KLECHKOWSKI :

→ l'ordre de remplissage successif des orbitales tel que : $(n+1)$ soit croissant.

K	1s			
L	2s	2p		
M	3s	3p	3d	
N	4s	4p	4d	4f
O	5s	5p	5d	5f
P	6s	6p	6d	6f

l'ordre successif :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p...

tel que : couche $\leftarrow n$ $e^- \leftarrow$ nbre d' e^-
sous couche

* Règle de Pauli:

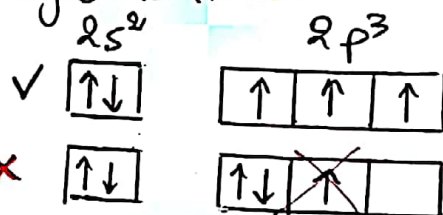
→ une case contient 2e⁻ au max avec m_s ≠



→ orbitale avec 1e⁻ ⇒ e⁻ célibataire



* Règle de HUND:

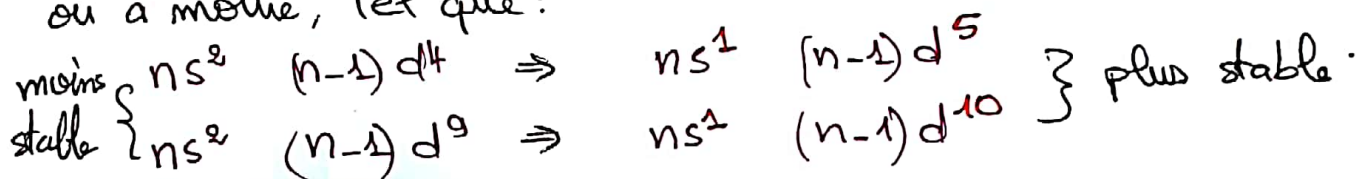


* Configurat° électronique:

forme quantique donnant la repartit° électronique des ze⁻ de les différentes orbitales: exemple: ${}_{26}Fe: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 préférable d'écrire: ${}_{26}Fe: \underset{K}{1s^2} \underset{L}{2s^2 2p^6} \underset{M}{3s^2 3p^6} 3d^6 \underset{N}{4s^2}$

Exception: ${}_{24}Cr$ et ${}_{29}Cu$

l'élément trouve sa stabilité si l'orbitale d est remplie entièrement ou à moitié, tel que:

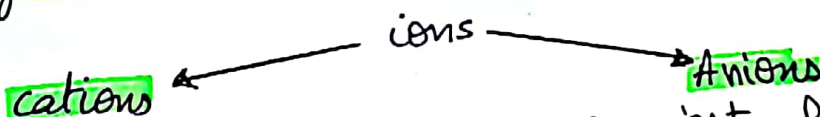


* Couche de valence:

est la couche électronique externe (= périphérique) avec n le plus ↑

* **Electrons de valence**: e⁻ qui se trouvent sur la couche de valence et sur les sous couches en cours de remplissage.

* Configurat° électronique des ions:



on enlève les e⁻ les moins liés à l'atome.

On ajoute les e⁻ en respectant les règles de l'octet.

* Représentat° de LEWIS:

↳ on regarde la couche de valence:

e⁻ célibataire représenté par: •

doublet d'e⁻ représenté par: —



IV. Tableau périodique:

↳ Horizontalement:

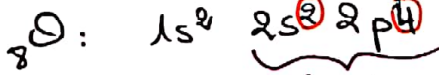
- 7 lignes appelées périodes
- ayant le m^e "n"

↳ Verticalement :

- 18 colonnes appelées familles / groupes
 - ont le m^e nombre d' e^- de la couche de valence.
 - ont des p^{ro}p^{ri}étés chimiques identiques
- $6e^- \Rightarrow 0 \in 6^{\text{ème}}$

plus
 $6e^- \Rightarrow O \in 6^{\text{ème}} \text{ famille.}$

example:



couche de valence $n=2$
 \Rightarrow OE 2^{ème} période

A hand-drawn periodic table of elements, color-coded and labeled to show different groups and blocks. The table is organized into several distinct regions:

- IA (Group 1):** Labeled "Alcalin" (Alkali metals).
- IIA (Group 2):** Labeled "Alcalino-terreux" (Alkaline earth metals).
- Block s:** Indicated by a handwritten "s" in the second column.
- Block d:** Indicated by a handwritten "d" in the middle section, which is shaded light blue.
- Block p:** Indicated by a handwritten "p" in the rightmost section, which is shaded pink.
- Block f:** Indicated by a handwritten "f" in the bottom-left section, which is shaded light green.
- Other Labels:**
 - III A, IV A, V A, VI A, VII A, VIII A:** Labels for groups 13 through 18.
 - S:** Label for Group 18 (Noble gases).
 - Transition Elements:** A bracket labeled "Eléments de transition" spans the d-block and f-block.
 - Specific Groups:**
 - III A:** Labeled "Ténuux" (Poor metals).
 - IV A:** Labeled "Carbonides" (Carbon compounds).
 - V A:** Labeled "Pnictogènes" (Pnictogens).
 - VI A:** Labeled "Chalcogènes" (Chalcogens).
 - VII A:** Labeled "Halogènes" (Halogens).
 - VIII A:** Labeled "Gaz nobles" (Noble gases).

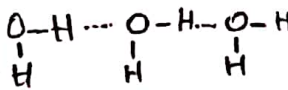
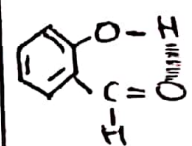
[illegible]

Liaisons chimiques

Liaisons interatomiques :

Liaison	Définition	Exemple
Covalente	<ul style="list-style-type: none"> entre 2 atomes d'EN égale ou voisine mise en commun de 2 e⁻ célibataires par recouvrement de 2 orbitales pour former une orbitale moléculaire où les 2e⁻ forment un doublet liant les 2 atomes. <p>NB: - recouvrement axial d'orbitale \Rightarrow liaisons covalentes simples σ.</p> <p>- recouvrement latéral d'orbitale \Rightarrow liaisons π et des doubles ou triples liaisons.</p>	$H \cdot \rightarrow \cdot H$ $\underline{1} \underline{C} \underline{P} \cdot \rightarrow \cdot \underline{C} \underline{P} \underline{1}$
Covalente polarisée	<ul style="list-style-type: none"> entre 2 atomes de nature \neq et d'EN légèrement \neq l'atome le plus EN aura une charge partielle δ^- et l'autre δ^+. 	$H^{\delta+} \cdot \rightarrow \cdot \underline{C} \underline{P} \underline{1}^{\delta-}$
Ionique / électrovalente	<ul style="list-style-type: none"> entre 2 atomes d'EN très \neq par attraction électrostatique et transfert d'e⁻ de l'atome moins EN vers l'atome le plus EN. ($\ominus \rightarrow \oplus$) se rencontre dans un cristal et maintient les anions et les cations au contact. 	$Na \cdot \cdot \underline{C} \underline{P} \underline{1}$ \downarrow $Na^+ \underline{1} \underline{C} \underline{P} \underline{1}^-$
Semi-polaire / de coordinence	<ul style="list-style-type: none"> entre un atome donneur de doublet et un atome présentant une orbitale vide. représentée par : "donneur du doublet" \rightarrow "accepteur" 	$\begin{array}{c} \underline{1} \underline{O} \underline{1} \\ \uparrow \\ \underline{1} \underline{O} \leftarrow \underline{1} \underline{C} \underline{P} \cdot \rightarrow \cdot \underline{O} \rightarrow H \\ \downarrow \\ \underline{1} \underline{O} \underline{1} \end{array}$
Complexe de coordination	<p>ligands: ions/molécules neutres porteur de doublet libres ($H_2O, NH_3, Cl^-, OH^-, Br^-, CN^-, \dots$)</p> <p>liaisons semi-polaires \Rightarrow</p> <p>Atome central: cation métallique ayant des orbitales vides capables d'accepter des doublet d'e⁻. ($Cr^{2+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}$)</p>	
Propriétés magnétiques des complexes	<ul style="list-style-type: none"> liées à la présence ou non d'e⁻ célibataires de la structure du métal complexé. * paramagnétique : cplx possède des e⁻ célibataires + attiré par le champ magnétique. * diamagnétique : cplx sans e⁻ célibataires (tous les e⁻ sont appariés) + repoussé par le champ magnétique. 	$Fe^{2+} + 6H_2O \rightarrow [Fe(H_2O)_6]^{2+}$ $Fe^{2+} + 6(CN)^- \rightarrow [Fe^{2+}(CN)_6]^{4-}$
Métallique	<ul style="list-style-type: none"> entre atomes d'EN voisines et faibles assurée par un faible nbre d'e⁻ sur la couche externe mise en commun de tous les e⁻ de la couche de valence entre tous les atomes du métal. 	<p>caractéristiques des métaux: grande conductivité électrique, thermique malleabilité, ductilité</p>

Liaisons intermoléculaires :

Liaison	Définition	Exemple
Hydrogène	<ul style="list-style-type: none"> • Intermoléculaire : entre un atome d'hydrogène H d'une molécule et un atome électronégatif possédant un doublet libre d'une autre molécule. • associe les molécules d'eau, d'acide, d'alcool, ... entre elles. • Intramoléculaire : entre 1 atome d'H d'une molécule et 1 atome électronégatif de la m molécule. 	 
de VAN DER WAALS	<ul style="list-style-type: none"> • faibles interactions entre dipôles: 3 types : • Keesom : une force d'orientation + entre 2 molécules polaires. • Debye : une force d'induction + entre 1 molécule polaire et l'autre non polaire. • London : une force de dispersion + entre 2 molécules apolaires 	