

RÉPARTITION DES ÉLECTRONS DANS UN ATOME

CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

1) Règles de répartition.

a. Règle de stabilité.

Dans l'état fondamental de l'atome, les électrons occupent les orbitales atomiques disponibles par ordre d'énergie croissante.

b. Règle d'exclusion de Pauli (1925).

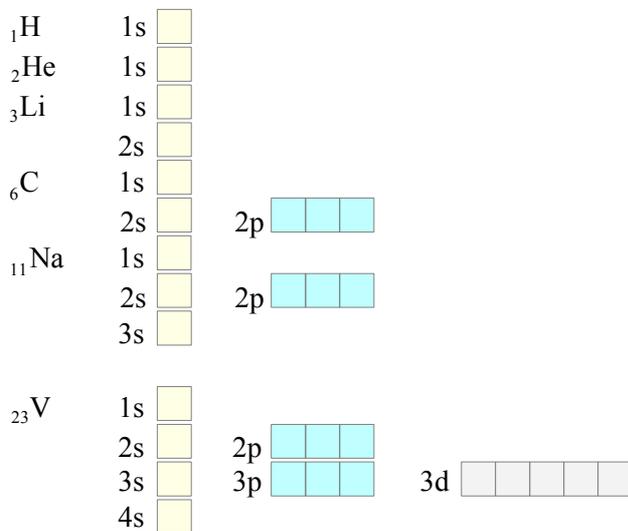
Dans un atome, deux électrons ne peuvent avoir leurs 4 nombres quantiques (n, ℓ, m, m_s) identiques. Donc une case quantique (ou OA) définie par (n, ℓ, m) ne peut être occupée que par deux électrons au maximum tels que leurs nombres quantiques magnétiques de spin m_s soient opposés: $m_s = \frac{1}{2}$ pour l'un et $m_s = -\frac{1}{2}$ pour l'autre. On dit que leurs spins sont antiparallèles (notation: $\uparrow\downarrow$).

c. Règle de Hund.

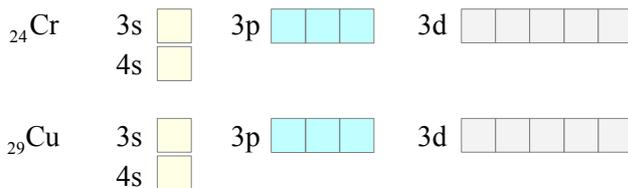
Si plusieurs OA de même énergie sont disponibles, les électrons occupent le maximum d'OA en ayant leurs spins parallèles (m_s de même signe).

2) Classification périodique.

a. Construction du tableau. Formule électronique d'un élément.

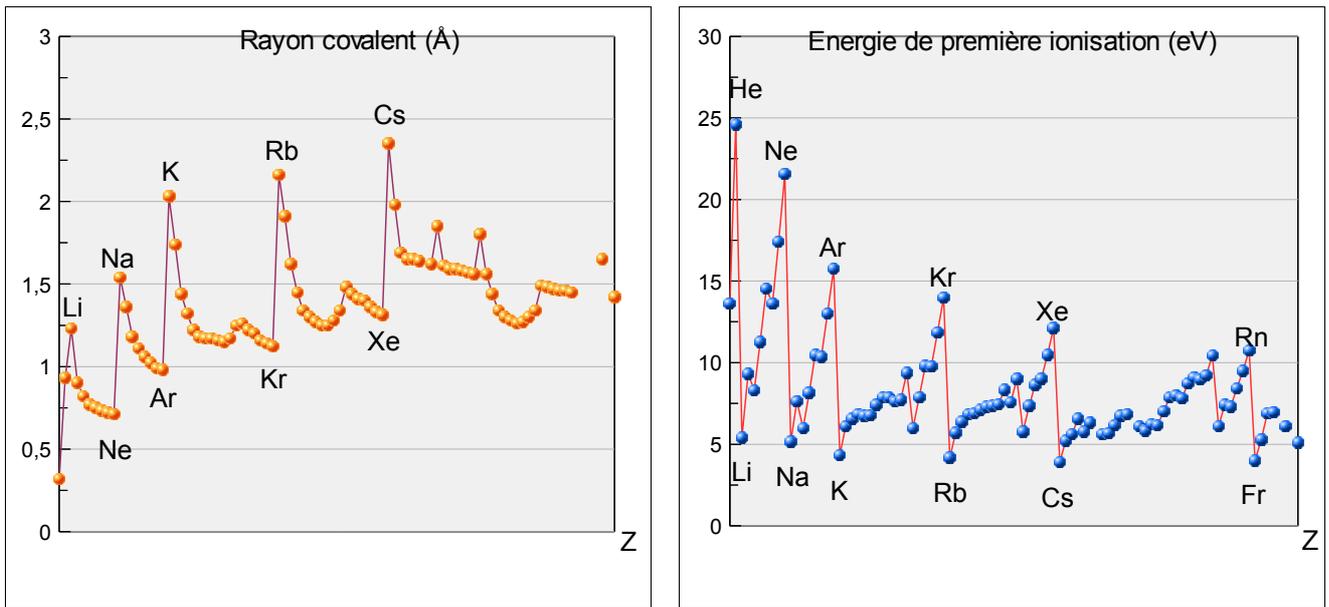


b. Existence d'anomalies.



3) Étude de quelques familles d'éléments .

Dans une même colonne se trouvent les éléments ayant des structures électroniques externes identiques, ce qui se traduit par des propriétés physiques et chimiques semblables.



a. Éléments de la 8^{ème} colonne : gaz rares He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Structure électronique externe: $ns^2 np^6$; 8 électrons sur la dernière couche.

Dans les conditions ordinaires de pression et température, ce sont des gaz monoatomiques.

Ces atomes ne se lient pas entre eux et ils réagissent très difficilement avec d'autres atomes (gaz inertes).

Cette structure avec 8 électrons externes est donc très stable, la stabilité pouvant être mesurée par l'énergie nécessaire pour éloigner un électron de la dernière couche jusqu'à l'infini.

On définit l'énergie "d'ionisation" E_I comme l'enthalpie standard de la réaction inverse: $A^+ + e^- \rightarrow A(g)$.

Pour les gaz rares $|E_I|$ est nettement plus élevée que pour les atomes voisins et les rayons atomiques sont plus petits.

🔍 Quelle est l'énergie d'ionisation de l'hydrogène?

b. Éléments de la 7^{ème} colonne : halogènes F, Cl, Br, I, At.

Structure électronique externe: $ns^2 np^5$; 7 électrons sur la dernière couche.

Ce sont des éléments très électronégatifs, donc des oxydants énergiques.

L'atome capture facilement un électron pour donner un ion monovalent négatif stable ayant même structure électronique externe que le gaz rare situé juste après dans le tableau périodique.

Élément	r (Å)	E_A (eV)
F	0,72	-3,45
Cl	0,99	-3,61
Br	1,14	-3,36
I	1,33	-3,06

L'électronégativité peut être mesurée par l'affinité électronique E_A égale à l'enthalpie standard de la réaction de capture d'un électron par l'atome: $A(g) + e^- \rightarrow A^-$

c. Éléments de la 1^{ère} colonne : métaux alcalins Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Structure électronique externe: ns^1 ; un seul électron sur la dernière couche.

Cet électron est relativement peu lié au noyau d'où un rayon atomique élevé et une ionisation facile (réducteurs énergiques) donnant un ion monovalent positif stable ayant même structure électronique externe que le gaz rare situé avant.

$|E_I|$ diminue de Li à Cs à cause de l'augmentation de la distance au noyau et de l'effet d'écran dû aux électrons internes plus nombreux.

Élément	r (Å)	E_I (eV)
Li	1,23	-5,39
Na	1,54	-5,14
K	2,03	-4,34
Rb	2,16	-4,18
Cs	2,35	-3,89

4) Évolution des propriétés des éléments situés sur une même ligne.

L'électropositivité diminue (ou l'électronégativité augmente...) de la gauche vers la droite du tableau périodique, les éléments les plus à gauche étant des métaux et les plus à droite des non-métaux.

Le tableau suivant rappelle quelques propriétés physiques et chimiques distinguant ces deux groupes d'éléments.

<u>Métaux</u>	<u>Non-métaux</u>
Solides à température ordinaire (sauf Hg), assez denses, insolubles dans l'eau ou les solvants usuels.	
Opaques, ils réfléchissent presque totalement la lumière lorsqu'ils sont polis ("éclat métallique").	
Bons conducteurs thermiques et électriques.	Isolants électriques et mauvais conducteurs thermiques.
Leurs oxydes et halogénures ont une structure ionique.	Oxydes et halogénures ont une structure moléculaire.
Un oxyde au moins est basique.	Oxydes acides.
Les composés oxy-hydrogénés ont une structure ionique et sont basiques (les hydroxydes alcalins sont des bases fortes, soude, potasse ...)	Composés oxy-hydrogénés à structure moléculaire, acides, souvent forts: HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , HClO_4 .

5) Échelle d'électronégativité.

On peut classer les éléments selon leur électronégativité en utilisant une propriété particulière: énergie de liaison, énergie d'ionisation, affinité électronique ...

PAULING a proposé une échelle quantitative simple définie à partir des énergies de liaison.

Si x_A est l'électronégativité de l'élément A et x_B celle de l'élément B alors:

$$(x_A - x_B)^2 = K \left(|E_{A-B}| - \sqrt{E_{A-A} \cdot E_{B-B}} \right) \text{ avec } \begin{cases} K = 1 & \text{si les énergies sont exprimées en eV par liaison} \\ K = \frac{1}{96,5} & \text{si elles sont exprimées en kJ mol}^{-1} \end{cases}$$

On choisit l'élément H comme référence et on lui attribue l'électronégativité $x_H = 2,20$, toutes les électronégativités sont alors des nombres positifs.

☞ Vérifier que $x_F \approx 4$ connaissant :

$$\begin{cases} E_{\text{H-H}} = -436 \text{ kJ mol}^{-1} \\ E_{\text{F-F}} = -158 \text{ " } \\ E_{\text{H-F}} = -568 \text{ " } \end{cases}$$

H						
2,20						
Li	Be	B	C	N	O	F
0,98	1,57	2,04	2,55	3,04	3,44	3,98
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,93	1,31	1,61	1,90	2,19	2,58	3,16
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,82	1,00	1,81	2,01	2,18	2,55	2,96
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
0,82	0,95	1,78	1,80	2,05	2,10	2,66
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At
0,79	0,89	1,62	1,87	2,02	2,0	2,2

Electronégativités

