

Chimie - Chapitre 1 : L'atome

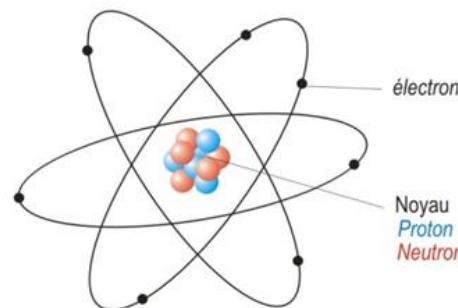
Ce qu'il faut retenir...

Unités :

- $1 \text{ mol} = N_A \text{ entités} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ entités (ions, atomes, molécules...)} = \text{nombre d'atomes dans } 12 \text{ g de carbone 12. } N_A : \text{nombre d'Avogadro}$
- $1 \text{ uma} = 1/N_A \text{ g, } = 1/12 \text{ de la masse d'un atome de carbone 12.}$

MODELE PLANETAIRE DE RUTHERFORD :

Un atome est constitué d'un noyau chargé positivement, contenant l'essentiel de la masse de l'atome, et d'électrons chargés négativement gravitant autour du noyau.



Notation: ${}_Z^A X$ (exemple : atome de carbone 12, ${}^1_6 C$)

Isotopes = atomes ayant même nombre de protons (même Z)

Exemple : ${}^1_6 C$ et ${}^14_6 C$

	Noyau Rayon $\approx 10^{-15} \text{ m}$		Autour du noyau Rayon atomique $\approx 10^{-10} \text{ m}$
Particules	Nucléons		Electrons
	Protons	Neutrons	
Masse	$\approx 10^{-27} \text{ kg} \approx 1 \text{ uma}$	$\approx 10^{-27} \text{ kg} \approx 1 \text{ uma}$	$\approx 10^{-30} \text{ kg}$
Charge	$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	0 C	$-e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Nombre	$A : \text{Nombre de masse}$ $A \approx \text{masse d'un atome en uma}$ $A \approx \text{masse molaire en g.mol}^{-1}$		Z si l'atome est neutre
	Z : Numéro atomique <i>Il caractérise l'élément chimique auquel appartient l'atome.</i>	A - Z	Z - charge de l'atome si l'atome est chargé
Forces mises en jeu	La cohésion du noyau est assurée par l'interaction forte		Force électrostatique s'exerçant entre particules chargées

MODELE QUANTIQUE :

Il faut abandonner la notion de trajectoire et raisonner en probabilité de présence.

Les électrons occupent de manière probabiliste certaines régions de l'espace autour du noyau.

On appelle **orbitale atomique** une zone de l'espace où la probabilité de trouver un électron autour du noyau est forte.

Les nombres quantiques : Pour décrire un électron il faut 4 nombres quantiques.

	n	l	m_l	m_s
Nom	Nombre quantique principal	Nombre quantique secondaire	Nombre quantique magnétique	Nombre quantique de spin
Valeurs	$n \in \mathbb{N}^*$ Pour une valeur de n : $0 \leq l \leq n-1$ (n valeurs)	$l \in \mathbb{N}$ Pour une valeur de l : $-l \leq m_l \leq l$ ($2l+1$ valeurs)	$m_l \in \mathbb{Z}$ Pour une valeur de l : $-l \leq m_l \leq l$ ($2l+1$ valeurs)	$+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$
	Définit une couche Traduit l'éloignement de l'électron par rapport au noyau.	Définit une sous couche $0 \leftrightarrow s$ $1 \leftrightarrow p$ $2 \leftrightarrow d$ $3 \leftrightarrow f$ Chaque couche n contient n sous-couches. Définit la forme et la symétrie de l'orbitale.	Le nombre de valeurs prises détermine le nombre d'orbitales dans la sous couche correspondante.	Propriété intrinsèque de l'électron liée à « sa rotation sur lui-même ».
Un triplet (n, l, m_l) définit une orbitale atomique.				

Energie des orbitales atomiques : règle de Klechkowski

En l'absence de perturbations extérieures, l'énergie d'une sous couche (n, l) est une fonction croissante de $n+l$, pour 2 valeurs identiques de $n+l$, elle est une fonction croissant de n .

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

Pour chaque sous couche (n, l) : il y a $2l+1$ orbitales de même énergie : les orbitales sont dites **dégénérées**.

Principe d'exclusion de Pauli : 2 électrons ne peuvent pas être dans le même état quantique.

Conséquence : une orbitale atomique (n, l, m_l) ne peut contenir que 2 électrons de nombre quantique de spins opposés.

- $l = 0$: 1 seule orbitale de type *s*. Elle contient au maximum 2 électrons.
- $l = 1$: 3 orbitales de type *p*. Elle contient au maximum 6 électrons.
- $l = 2$: 5 orbitales de type *d*. Elle contient au maximum 10 électrons.
- $l = 3$: 7 orbitales de type *f*. Elle contient au maximum 14 électrons.

Règle de Hund : Lorsque plusieurs électrons occupent des orbitales atomiques dégénérées d'une même sous-couche, la configuration la plus stable est obtenue lorsque le nombre d'électrons ayant des spins parallèles est maximal.

$\uparrow \uparrow \uparrow$ plus stable que $\uparrow \downarrow \uparrow$ et que $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

Exemple : Iridium $_{77}\text{Ir}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^7$

$5d^7$: $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow\uparrow$

Electrons de valence = électrons de la couche de n le plus grand, on rajoute ceux d'une sous couche d'1 couche inférieure si elle est partiellement remplie.
(cas de l'iridium : $6s^2 5d^7$, 9 électrons de valence)

Ils sont responsables des propriétés chimiques de l'atome.

Configuration d'un ion : pour établir la configuration d'un anion, on respecte les règles énoncées ci-dessus, pour un cation on écrit celle de l'atome neutre puis on élève les électrons de la couche de n le plus grand.

Règles de remplissage : pour établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental.

Principe de stabilité : On remplit les sous-couches par ordre d'énergie croissante selon la règle de Klechkowski.