

(15)

# Architecture de la matière

## I) Classification périodique des éléments.

### 1) Les atomes.

#### a) Définition.

Un atome (du grec atomos : insécable) est un élément de la matière.

#### b) Constitution.

L'atome est constitué d'un ensemble d'électrons qui gravitent autour d'un noyau.

Les électrons sont des particules fondamentales chargées négativement ( $q_e = -e = -\frac{1}{10^{-12}}$ ) et dont la masse est  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ .

- Le noyau est composé de protons et de neutrons très proches les uns des autres.

- Un proton a une masse  $m_p = 1,6 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ( $\approx 2000 m_e$ ) et une charge opposée à celle de l'électron :  $q_p = +e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

- Un neutron a une masse "presque" ( $\approx 10^{-3}$  près) identique à celle des protons et une charge nulle  $q_N = 0$   
 $m_N \approx m_p$

Un atome est électriquement neutre, c'est-à-dire que sa charge électrique est nulle.  $\Rightarrow$  un atome contient autant de protons que d'électrons.

La nature d'un atome est déterminée par son nombre d'électrons et donc son nombre de protons. Deux atomes qui ont le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent sont appelés isotopes.

#### c) Représentation symbolique d'un atome.

Un atome X possédant Z protons et N neutrons est représenté symboliquement par :  ${}^A_Z X$  où  $A = N + Z$  est appelé

exemples :  ${}^1 H$ ,  ${}^{12} C$ ,  ${}^{16} O$ ,  ${}^{14} N$ ,  ${}^{14} C$   
d) Ordres de grandeur.

"nombre de masses".

- Le proton étant environ 2000 fois plus lourd que l'électron, plus de 99,9% de la masse de l'atome est dans son noyau.

- La masse d'un atome est donc environ égale à celle du noyau soit  $m = Z m_p + N m_n$  ou  $m_p \approx m_n$  donc  $m \approx (Z + N) m_p$  soit  $m ({}^A_Z X) \approx A m_p$  (Cela justifie que A soit appelé "nb de masses")

- La taille d'un atome d'hydrogène est d'environ  $25 \text{ pm}$  ( $25 \cdot 10^{-12} \text{ m}$ ), la taille de son noyau est d'environ  $0,8 \text{ fm}$  ( $0,8 \cdot 10^{-15} \text{ m}$ ) soit environ 30000 fois plus petit !

### 2) Configuration électronique.

#### a) Orbitalles électroniques et niveaux d'énergie.

## \* L'atome d'hydrogène :

- En mécanique quantique, on ne peut plus parler d'"orbite" électronique car les électrons n'ont pas une vitesse et une position bien définies. Pour décrire le comportement d'un électron, on utilise la fonction d'onde  $\Psi(\vec{r}, t)$  (fonction de  $\mathbb{R}^3 \times \mathbb{R} \rightarrow \mathbb{C}$ )

- La probabilité qu'un électron se trouve dans un petit volume  $dV$  autour du point  $\vec{r}$  au temps  $t$  est  $P = |\Psi(\vec{r}, t)|^2 dV$

Pour trouver la fonction d'onde  $\Psi$  d'un électron autour du noyau, il faut résoudre l'équation de Schrödinger :  $H\Psi = E\Psi$  : ( $H$  est une fonction !) Hamiltonien énergie associée à  $\Psi$

On peut montrer que les fonctions d'onde solutions et leur énergie correspondante sont en nombre infini mais indécomposables par 4 nombres entiers appelés nombres quantiques :

- $n$  : nombre quantique principal : caractérise l'énergie  $E_n$  de la fonction d'onde
- $m_l$
- $m_e$
- $m_s$

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV} \quad n \in \mathbb{N}^*$$

Il existe plusieurs fonctions d'onde d'énergie  $E_n$ , on dit que ce niveau d'énergie est dégénéré  $\rightarrow n$  définit une couche électronique

•  $l$  : nombre quantique secondaire : caractérise la magnitude du moment cinétique  $\vec{l}$  de l'électron

$$|\vec{l}| = \sqrt{l(l+1)} \hbar \quad 0 \leq l \leq n-1$$

On utilisera une notation alphabétique pour les différentes valeurs de  $l$  :  $l=0 \rightarrow s ; l=1 \rightarrow p ; l=2 \rightarrow d ; l=3 \rightarrow g ; \dots$

$\rightarrow l$  définit une sous-couche électronique

•  $m_l$  : nombre quantique magnétique : caractérise la projection du moment cinétique de l'électron sur l'axe  $\vec{e}_z$

$$L_z = \vec{l} \cdot \vec{e}_z = m_l \hbar \quad -l \leq m_l \leq l$$

$\rightarrow m_l, l, m_e$  définissent une orbitale atomique de l'électron  $\Psi_{n,l,m_e}$

•  $m_s$  : nombre quantique magnétique de spin : caractérise le moment cinétique intrinsèque de l'électron (il tourne sur lui-même) sur l'axe  $\vec{e}_z$

$$S_z = m_s \hbar \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Application: \* Considérons la couche  $n=1$  ; elle ne contient qu'une sous-couche  $l=0$  on la note  $1s$ . Cette sous-couche ne contient qu'une orbitale atomique car  $m_l = 0$ . Sur cette orbitale  $m_s$  peut prendre les deux valeurs  $\pm \frac{1}{2}$

\*  $n=2 \Rightarrow l=0 \text{ ou } 1 \Rightarrow 2$  sous couches :  $2s$  et  $2p$

-  $2s$  :  $m_l = 0 \Rightarrow 1$  orbitale.

-  $2p$  :  $m_l = -1; 0 \text{ ou } 1 \Rightarrow 3$  orbitales.

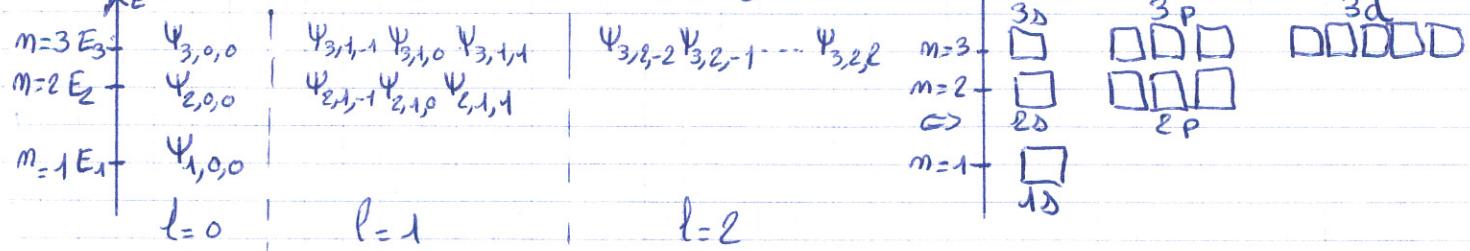
$n=2 \quad l=0 \quad m_l=0$

$n=2 \quad l=1$

On symbolise généralement une orbitale atomique par une case quantique appartenant à une sous-couche, par exemple la sous-couche  $2p$  :  $\square \quad \square \quad \square$

$$m_l=-1 \quad m_l=0 \quad m_l=1$$

### (16) Diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène :



- Dans un atome avec plusieurs électrons, on admettra que les fonctions d'onde sont inchangées, mais que leur énergie est modifiée. L'énergie d'une orbitale  $n, l, m_l$  dépend de  $m_l$  et  $l$ .

### b) Configuration électronique d'un atome.

On cherche à déterminer comment les électrons d'un atome se distribuent sur les différentes orbitales.

- On cherchera la configuration électronique de l'état fondamental, c'est à dire l'état de plus basse énergie de l'atome.

- Pour cela, on devra suivre quelques règles.

\* Principe d'exclusion de Pauli : deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs 4 nombres quantiques identiques.

Consequence : une orbitale  $\Psi_{m_l, m_s}$  ne pourra être "occupée" au maximum que par 2 électrons : le premier avec  $m_s = +\frac{1}{2}$  et le second avec  $m_s = -\frac{1}{2}$

Un électron dont  $m_s = +\frac{1}{2}$  est représenté par  $\begin{array}{c} \uparrow \\ \downarrow \end{array}$

$\begin{array}{c} \uparrow \\ \uparrow \end{array}$  : deux électrons célibataires dans 2 orbitales différentes

$\begin{array}{c} \uparrow \\ \downarrow \end{array}$  : deux électrons appariés sur la même orbitale.

### \* Règle de Klechkowski :

Les sous-couches quantiques doivent être remplies à  $m+l$  croissant, et pour une même valeur de  $m+l$ , à  $m$  croissant

Ce qui nous donne l'ordre de remplissage suivant :

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \dots$

La configuration électronique d'une sous-couche  $m_l$  occupée par  $k$  électrons est notée  $m_l^k$ .

La configuration électronique d'un atome est la suite des configurations électroniques de toutes ses sous-couches.

par exemple :  $[{}^{12}_{\text{C}}] = 1s^2 2s^2 2p^2$

$[\text{H}] = 1s^1$

\* Règle de Hund : La configuration de plus basse énergie d'une sous-couche quantique est celle où les électrons occupent le plus d'orbitales avec des spins parallèles.

Consequence : On commence par remplir une sous-couche avec des électrons de même valeur de  $m_s$  :



### c) Électrons de cœur et électrons de valence

- les électrons responsables de la réactivité chimique de l'atome sont les électrons des sous-couches "externes" de plus haute énergie.

Les électrons de valence sont les électrons de nombre quantique n le plus élevé et les électrons des sous-couches partiellement remplies.

Les autres électrons sont les électrons de cœur

exemple : Pour l'oxygène :  $[{}^8\text{O}] = \underbrace{1s^2}_{e^- \text{ de cœur}} \underbrace{2s^2 \ 2p^4}_{e^- \text{ de valence}}$

• le Fer  $[{}^{26}\text{Fe}] = \underbrace{1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6}_{e^- \text{ de cœur}} \underbrace{3s^2 \ 3p^6}_{e^- \text{ de valence}} \underbrace{4s^2 \ 3d^6}_{e^- \text{ de valence}}$

Remarque : La configuration électronique de  $e^-$  de cœur est toujours celle d'un gaz rare (He, Ne, Ar, Kr, ...)  $\Rightarrow$  on simplifie l'écriture :  $[\text{Fe}] = [\text{Ar}] 4s^2 3d^6$

### d) Ions monoatomiques

Lorsqu'un atome forme un ion, il capte ou cède un ou plusieurs électrons. L'expérience montre que la configuration électronique de l'ion formé est généralement celle d'un gaz rare. (leurs sous-couches de valence sont remplies)

exemple :  $[\text{Cl}^-] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [\text{Ar}]$

$[\text{B}^{3+}] = 1s^2 = [\text{He}]$

Cela nous permet de prévoir la formule des ions formés par certains éléments.

### 3) La classification périodique des éléments.

#### a) La classification des éléments

Tous les éléments chimiques connus sont classés par numéro atomique croissant dans un tableau de 7 lignes (les périodes) et 18 colonnes.

Imprimer un tableau périodique

Chaque période commence par le remplissage d'une sous-couche ns.

Les éléments d'une même colonne ont la même configuration électronique de valence.  
 $\Rightarrow$  ils ont des propriétés chimiques similaires, ils constituent une famille.

- Les éléments des colonnes 1 et 2 ont 1 ou 2 électrons de valence
- i = 13 à 18 ont i-10 électrons de valence

(17)

## b) Les métaux et non-métaux

On dit qu'un élément est métallique si il possède les propriétés suivantes :

- bonne conduction de la chaleur et de l'électricité
- résistance électrique proportionnelle à la température
- aspect réfléchissant.

La classification périodique sépare simplement les métaux des non-métaux.

Imprimer le tableau.

### c) Quelques familles

\* 1<sup>ère</sup> Colonne (en H) : les métaux alcalins : Ce sont des métaux mous, à bas point de fusion, et de faible densité (entre 534 et 870 kg.m<sup>-3</sup>) (vidéo Na + H<sub>2</sub>O)

Ils réagissent rapidement avec l'eau de façon exothermique (déagement de chaleur) pour former des hydroxydes très basiques.



\* 17<sup>ème</sup> Colonne : les halogènes : On les trouve naturellement sous la forme de molécules diatomiques : I<sub>2</sub>(s), Br<sub>2</sub>(l), Cl<sub>2</sub>(g), F<sub>2</sub>(g)

Ils produisent des sels avec des éléments métalliques. par exemple : 2Na(l) + Cl<sub>2</sub>(g) → 2NaCl(s)

\* 18<sup>ème</sup> Colonne : les gaz nobles : Se présentent dans la nature sous forme de gaz monatomique incolore, inodore, Ils ont une très faible réactivité chimique (à cause de leur couche de valence pleine)

### d) Périodicité des propriétés des éléments

\* Le rayon atomique : - diminue de gauche à droite  
- augmente vers le bas d'une famille.

(imprimer graphique)

\* L'énergie d'ionisation (arrachage d'un e<sup>-</sup>) : - augmente de gauche à droite  
- diminue vers le bas d'une famille

## II) Molécules et cristaux

### 1) La liaison chimique

Dans la nature, des atomes peuvent s'assembler pour former des structures plus grandes (molécules, cristaux), ... des liaisons chimiques

#### a) Liaison ionique

Entre un cation A<sup>+</sup> et un anion B<sup>-</sup> il existe une force d'attraction électrostatique c'est une liaison ionique

exemple dans un cristal de chlorure de sodium NaCl : Na<sup>+</sup> - Cl<sup>-</sup>

#### b) Liaison covalente

Deux atomes neutres peuvent "partager" plusieurs électrons de valence et créer une liaison covalente. La force attractive entre les noyaux vient de la mise en commun de ces électrons.