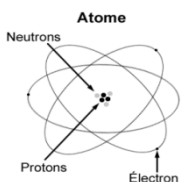


# ATOMISTIQUE

## I L'atome : structure et notation



L'atome = noyau (= nucléons = protons + neutrons) + nuage électronique

Notation :  ${}^A_ZX^q$  avec X l'élément, A le nombre de masse (= nbre de nucléon), Z le numéro atomique (= nbre de proton) et q le nombre de charge.

Remarque :  $N = \text{nombre de neutron} = A - Z$

Isotopes = même Z

## II Atomistique et énergie

Le rayonnement électromagnétique (REM) est une forme d'énergie qui peut être caractérisée comme :

- un phénomène vibratoire : on lui définit alors une longueur d'onde  $\lambda$ , en m, une fréquence  $\nu$ , en  $s^{-1}$ , et une vitesse  $c$  ( $= 3.10^8 m.s^{-1}$ ) de telle sorte que  $c = \lambda \cdot \nu$
- un flux de particules ou photons  
exemple de REM : lumière, onde radio, rayon X...

En atomistique, les interactions rayonnement/matière sont régies par la théorie des quanta : les échanges d'énergie ne se font que par quantités définies.  $E_{minimale} = 1 \text{ quantum} = \text{un photon (en terme de particule)}$

On a alors :  $E \text{ (en J)} = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$  NB :  $h$  = constante de Planck =  $6,62.10^{-34} \text{ J.s}$

Ou bien :  $E \text{ (en eV)} = \frac{1240}{\lambda}$  Attention : cette formule n'est utilisable que pour les photons et surtout pas pour les particules de matière !

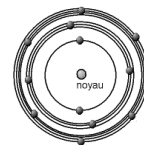
**Relation de De Broglie :**

Toute particule corpusculaire de masse  $m$  et de vitesse  $v$  peut être associée à une onde de matière de longueur d'onde  $\lambda$  :

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (\text{ATTENTION : le photon n'ayant pas de masse, il n'est PAS concerné par cette relation !!!!!})$$

## III Les transitions électroniques

Le nuage électronique de l'atome est représenté par des couches concentriques autour du noyau. On note  $n$  le numéro de la couche avec  $n=1$  la couche la plus proche du noyau (les couches peuvent également être désignées par des lettres telles que  $n1=K$ ,  $n2=L$ , .....). **Chaque couche peut contenir  $2n^2$  électrons maximum.**



Un atome est spontanément dans son état fondamental c'est-à-dire avec tous ses électrons situés le plus près possible du noyau. Une absorption d'énergie par l'atome peut amener un électron à « sauter » sur une couche plus périphérique. On parle alors d'état excité (pour l'atome).

Attention, on dit que l'atome est « ionisé » si l'apport d'énergie est suffisamment important pour lui « arracher » un électron alors que l'on parle d'excitation lorsque l'apport d'énergie permet à un électron de changer de couche tout en restant dans le nuage électronique de l'atome.

Toute couche électronique correspond à un niveau d'énergie déterminé et propre à l'élément considéré.

$$E_n \text{ (en eV)} = \frac{-13.6 (Z - \sigma)^2}{n^2}$$

NB : La **constante d'écran**  $\sigma$  permet de tenir compte de l'encombrement électronique

Le niveau d'énergie est **TOUJOURS négatif** et l'énergie de liaison correspond à **niveau d'énergie**

$$1\text{eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$$

Lors d'une transition électronique (visant donc à exciter l'atome) l'énergie doit correspondre EXACTEMENT à la différence d'énergie entre deux couches  $n_1$  et  $n_2$ . On a donc :

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1} \quad \text{soit} \quad E_{n_1 \rightarrow n_2} = 13.6 (Z - \sigma)^2 \cdot \left| \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right|$$

Tout atome excité retourne spontanément à son état fondamental en perdant de l'énergie par émission d'un photon.

On a :  $\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$

**Les hydrogénoïdes** (atomes n'ayant qu'un seul électron) :

- se retrouvent dans leur énième état excité lorsque leur électron est sur la couche  $n+1$
- $\sigma=0$

#### IV Nombres quantiques

Les nombres quantiques sont les 4 paramètres pris en compte dans l'équation de Schrödinger,  $H(\Psi) = E(\Psi)$ .

- $n$  = nombre quantique principal = numéro de la couche et  $n \geq 1$
- $l$  = nombre quantique secondaire = numéro de la sous-couche = type d'orbital et  $0 \leq l \leq n-1$ 
  - $l=0 \rightarrow$  orbitale s
  - $l=1 \rightarrow$  orbitale p
  - $l=2 \rightarrow$  orbitale d
  - $l=3 \rightarrow$  orbitale f
- $m$  = nombre quantique magnétique et  $-l \leq m \leq +l$
- $s$  = nombre quantique de spin = sens de rotation de l'électron sur lui-même

**Quelques règles importantes :**

- **Principe d'exclusion de Pauli** : pour un atome considéré 4 nombres quantiques définis ne correspondent qu'à un seul électron.
- **Règle de Hund** : dans une même sous-couche, on met un électron par case avant de former des doublets (=2 électrons par case). Attention, les électrons célibataires d'une même sous-couche sont de spin parallèle.

*Rmq : paramagnétique = 1 ou plusieurs électron(s) célibataire(s) et diamagnétique = pas d'électrons célibataires*

- **Règle du  $n+l$  minimal (ou de Klechkowski)** : cette règle régit l'ordre de remplissage des orbitales.

Moyen mnémo (+++) : **s / ps ps/dps dps/ fdps fdps / ...**

- **Exceptions qui confirment la règle!**

$$\checkmark \quad (n+1)s^2 n d^{10} \rightarrow n d^{10} (n+1)s^2$$

$$\checkmark \quad (n+1)s^2 n d^{4 \text{ ou } 9} \rightarrow (n+1)s^1 n d^{5 \text{ ou } 10}$$

#### V Notion de valence

**Couche de valence** : couche avec le  $n$  le plus élevé, elle contient les **électrons de valence** (les autres = électrons de cœur)

**La valence** : nombre maximum de liaisons chimiques réalisables (donc = nbre d'électrons célibataires à partager)

Un atome peut augmenter sa valence, on parle alors de valence secondaire, tertiaire....

Un (valence secondaire) ou plusieurs (valence tertiaire, quaternaire...) électron(s) occupant originellement un doublet non-liant peut venir occuper une case quantique vide appartenant à la même couche mais d'une sous-couche différente (ATTENTION : cette couche peut ne pas être occupée au départ **mais elle doit exister**). Cette entorse aux règles précédemment citées permet ainsi d'augmenter le nombre de liaisons possibles par l'atome.

## VI Tableau périodique des éléments

1 ligne = 1 période → même nombre quantique principal (n)

1 colonne = même couche de valence

Familles d'éléments :

- ✓  $ns^1$  → H + métaux alcalins, tendance à perdre un électron
- ✓  $ns^2$  → alcalino-terreux
- ✓  $ns^2np^5$  (17<sup>e</sup> colonne) → halogènes, tendance à capter un électron
- ✓  $ns^2np^6$  (18<sup>e</sup> colonne) → gaz rares ou nobles, pas d'électrons de valence donc particulièrement stables

Moyen Mnémo +++ (plus c'est nul mieux ça marche !) :

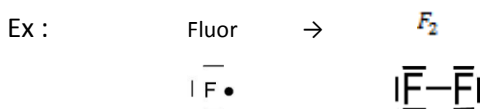
- ✓ 2<sup>e</sup> période : **L**ily **B**ecta **B**ien **C**hez **N**otre **O**ncle **F**erdinand **N**estor
- ✓ 3<sup>e</sup> période : **N**apoléon **M**angea **A**llègrement **S**ix **P**russiens **S**ans **C**laquer **A**rticulation

## VII Electronégativité

Tendance à attirer les électrons d'une liaison hétéro-atomique (= entre 2 atomes différents)

## VIII Modèle de Lewis

Modèle de représentation dans lequel on note les éléments en s'aidant de la configuration électronique de leur couche de valence: les électrons célibataires sont représentés par des points, les doublets non-liants par des tirets et les liaisons chimiques par des traits entre les atomes.



**Liaisons par coordinance**

Mise en commun d'un orbital atomique vide et d'un doublet non liant entre deux atomes différents.

## IX Modèle VSEPR (notation) (Valence Shell Electron-Pairs Repulsion)

Pour ce système de notation, on choisit un atome central, on le note  $A^{X_n}E_m$  avec n le nombre de liaisons chimiques (simples, doubles ou triples) et m le nombre de doublets non-liants de cet atome.

Ex :  $C^{H_4}$ , notation du C →  $A^{X_4}$  (le carbone est relié à 4 hydrogènes)

$O_2$ , notation d'un des O →  $AX^{E_2}$  (la double liaison compte pour 1 liaison chimique et il possède 2 doublets non-liants)

