

TRONC COMMUN

# OBJECTIF PASS

& LAS

**Préparer les études de santé en terminale**

- ✓ Le tremplin pour la PASS
- ✓ Tout le programme en fiches
- ✓ QCM corrigés

Dr Jean Périson



# FICHE 1 - Atomistique

## 1.1 FICHE 1 : Atomistique

Cette fiche sera étudiée en Terminale. Durée conseillée : 6h (cours+exos)

### 1.1.1 L'atome

STRUCTURE DE LA MATIÈRE				
Atomes : caractéristiques	Particules	Nombre	Charge	Masse
Noyau ${}^A_ZX$	Nucléons =	A		
	Protons	Z	$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p \simeq 1,6725 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
	+			
	Neutrons	A-Z	Nulle	$m_n \simeq 1,6745 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Cortège  électronique	Électrons	Z	$-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e \simeq 0,91 \cdot 10^{-30} \text{ kg}$

#### Définitions

- (a) Le nombre **Z** de protons est le **numéro atomique**.
- (b) Le nombre de nucléons est le **nombre de masse** (et donc le nombre de neutrons est  $N = A - Z$ ).
- (c) Le couple (Z,A) est appelé **nucléide**. On distingue :
- les isotopes**, nucléides de même Z mais de A différents, représentant le même **élément chimique**
  - les isobares**, nucléides de même A et de Z différents
  - les isotones**, nucléides de même N
  - les isomères**, nucléides de mêmes A et Z, mais qui diffèrent par leur énergie (états métastables).
- (d) **La mole** : C'est le nombre  $N_A$  d'atomes de carbone  ${}^{12}_6C$  contenus dans 12 g de cet élément.  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  est le **nombre d'Avogadro**.
- Remarque** : il y a environ  $N_A$  moles d'atomes d'hydrogène (ou de nucléons) dans 1g d'hydrogène.
- (e) **Unité de masse atomique** = 1/12 de la masse d'un atome de  ${}^{12}_6C$  :

$$1 \text{ u.m.a} \simeq 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

### 1.1.2 Le photon

ÉCHANGES LUMIÈRE-ATOME				
Niveaux d'énergie de l'atome				
	Hydrogène	Hydrogénoïdes	Atomes lourds	Commentaires
Niveaux d'énergie	$E_n = \frac{-13,6}{n^2} \text{(eV)}$	$E_n = \frac{-13,6.Z^2}{n^2} \text{(eV)}$	$E_n = \frac{-13,6.(Z-\sigma)^2}{n^2} \text{(eV)}$ <small>(<math>\sigma</math> = coefficient de Slater)</small>	Formule atomes lourds  peu utilisée en PASS
Excitation - Désexcitation de l'atome d'hydrogène				
Excitation par absorption de lumière	<b>Absorption</b>	avec $E = h\nu$	Permet de passer	Le photon doit avoir
	d'un photon d'énergie E	$E = E_n - E_p$ $E = 13,6 \cdot [\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2}]$	du niveau p  au niveau n ( $p < n$ )	exactement  la bonne énergie $E_n - E_p$  (spectres d'absorption)
Désexcitation avec émission de lumière	<b>Émission</b>	avec $E = h\nu$	Accompagne la retombée	Photons émis
	d'un photon d'énergie E	$E = E_n - E_p$ $E = 13,6 \cdot [\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2}]$	du niveau n ( $n > p$ )  au niveau p	caractéristiques des  niveaux d'énergie  (spectres d'émission)

#### Formule de Duane Hunt

L'énergie d'un photon est donc donnée par

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

où  $\lambda$  est la longueur d'onde du photon d'énergie E. Si on exprime les énergies en eV et les longueurs en nm, on a la formule (très utilisée) de Duane-Hunt :

$$E(\text{eV}) = \frac{1240}{\lambda(\text{nm})}$$

L'énergie du niveau fondamental est égale à  $E_1 = \frac{-13,6}{1^2} = -13,6\text{eV}$

Des calculs numériques simples donnent les valeurs suivantes des **états excités**

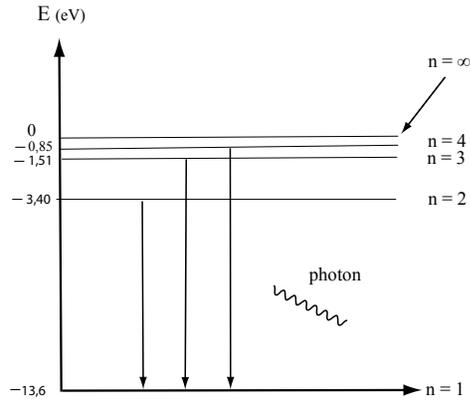
$$E_2 = -3,40 \text{ eV} \quad E_3 = -1,51 \text{ eV} \quad E_4 = -0,850 \text{ eV}...$$

et finalement

$$E_\infty = 0$$

Chaque niveau (correspondant à une valeur donnée de n) a une **énergie négative** : on dit que ces niveaux correspondent à des **états liés**. Les états d'énergie positive ou nulle correspondent à un **électron libre** : l'atome est alors dit **ionisé**.

FIGURE 1.1 – Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène



### 1.1.3 Cas particuliers de spectres d'émission

Dès qu'un atome est excité, il se désexcite quasi-instantanément (moins de  $10^{-9}$ s) vers le niveau fondamental, en passant éventuellement par des niveaux intermédiaires (dans chaque formule,  $\lambda$  est **exprimé en nanomètres**). Les 3 points qui suivent concernent l'atome d'hydrogène :

- **Série de Lyman** : elle correspond aux transitions électroniques vers le niveau  $n = 1$ . Les radiations obtenues sont **ultraviolettes**. Elles sont calculables par la formule :

$$\frac{1}{\lambda} \simeq \frac{13,6}{1240} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \simeq 1,1 \cdot 10^{-2} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad p = 1 \quad n > 1 \quad (1.1)$$

- **Série de Balmer** : elle correspond aux transitions électroniques vers le niveau  $p = 2$ . Les radiations obtenues sont **visibles**. Elles sont calculables par la formule :

$$\frac{1}{\lambda} \simeq 1,1 \cdot 10^{-2} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad p = 2 \quad n > 2 \quad (1.2)$$

- **Série de Paschen** : elle correspond aux transitions électroniques vers le niveau  $p = 3$ . Les radiations obtenues sont **infrarouges**. Elles sont calculables par la formule :

$$\frac{1}{\lambda} \simeq 1,1 \cdot 10^{-2} \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad p = 3 \quad n > 3 \quad (1.3)$$

### 1.1.4 La mécanique ondulatoire

#### Les principaux résultats

Ils sont consignés dans le tableau ci-dessous.

LA MÉCANIQUE ONDULATOIRE		
Définitions	Propriétés	Commentaires
Onde de Louis de Broglie	Toute particule de masse $m$ et de vitesse $v$ est une onde de longueur d'onde $\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}$	$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ est la constante de Planck.
Dualité onde- corpuscule	<ul style="list-style-type: none"> <li>Toute onde lumineuse de longueur d'onde <math>\lambda</math> est une particule (photon) d'énergie <math>E = h\nu</math></li> <li>Toute particule de quantité de mouvement <math>p = mv</math> est une onde de longueur d'onde <math>\lambda = \frac{h}{p}</math></li> </ul>	
Postulats de la mécanique ondulatoire	<ul style="list-style-type: none"> <li>L'état d'une particule est déterminé à tout instant <math>t</math> par une fonction <math>\psi(x,y,z,t)</math> dite <b>fonction d'onde</b> ou <b>orbitale</b></li> <li>La probabilité de présence de la particule dans le volume <math>dV</math> entourant le point <math>M(x,y,z)</math> est donnée par <math>dP =  \psi ^2 dV</math></li> </ul>	La fonction d'onde des états stationnaires est obtenue par l'équation de <b>Schroedinger</b>
LES NOMBRES QUANTIQUES		
Définitions	Propriétés	Commentaires
Nombre quantique principal	$n = 1,2,3,\dots$	Définit la couche
Nombre quantique secondaire	$l = 0,1,2,\dots,(n-1)$	Définit la sous-couche
Nombre quantique magnétique	$-l \leq m \leq +l$	Définit l'inclinaison
Nombre quantique de spin	$s = +\frac{1}{2}$ ou $s = -\frac{1}{2}$	

### Remarques

- (a) La couche ( $n=1$ ) est la couche K, ( $n=2$ ) la couche L, ( $n=3$ ) la couche M etc.
- (b) la sous-couche ( $l=1$ ) est la sous-couche s (aucun rapport avec le spin), la sous-couche ( $l=2$ ) la sous-couche p, la sous-couche ( $l=3$ ) la sous-couche d, la sous-couche ( $l=4$ ) la sous-couche f...
- (c) L'état d'un électron est défini par les **4** nombres quantiques  $n, l, m$  et  $s$  :  $n, l$  et  $m$  ne suffisent pas car 2 électrons de spins opposés peuvent cohabiter dans une orbitale (ou case quantique)  $\psi(n, l, m)$ .

### Principe d'incertitude de Heisenberg

On ne peut connaître avec certitude la position **et** la vitesse d'une particule. Si  $\Delta p$  et  $\Delta x$  sont les incertitudes sur la quantité de mouvement  $p$  et la position  $x$  respectivement (cas d'un problème à une dimension  $x$ ), on a le **principe d'incertitude** :

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \hbar \quad \text{où} \quad \hbar = h/2\pi \quad (1.4)$$

### Orbitale atomique

Le mot **orbitale** présente deux acceptions :

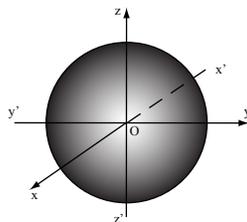
- 1- d'une part, c'est, comme nous l'avons vu, l'autre nom de la fonction d'onde.
- 2- d'autre part, c'est une zone de l'espace où l'électron a 95% de chances de se trouver. **L'orbitale a donc aussi un aspect géométrique.**

Dans le cas de l'atome d'hydrogène, ces formes géométriques ont été calculées par l'équation de Schroedinger.

### Les orbitales de l'atome d'hydrogène

#### Les orbitales s

FIGURE 1.2 – Les orbitales s



Dans la couche  $n$ , elles correspondent à la valeur  $l=0$ .

Dans ce cas, on a aussi  $m=0$  : dans chaque couche  $n$ , il n'y a donc qu'une seule orbitale s (on parlera éventuellement de l'orbitale  $ns$ , ou  $\psi(n,0,0)$ ). Ces orbitales ont une forme géométrique sphérique.

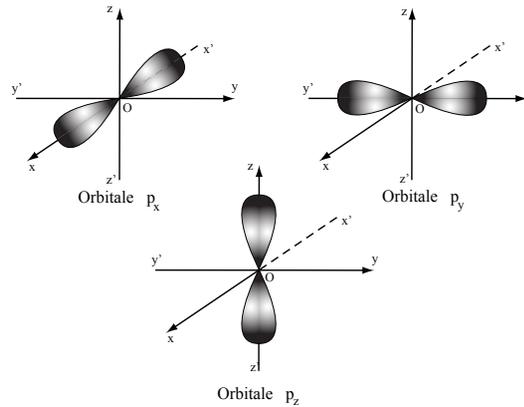


FIGURE 1.3 – Les orbitales p

### Les orbitales p

Elles correspondent à la valeur  $l = 1$ , ce qui impose que  $n$  soit au moins égal à 2. Dans ce cas, on a 3 orbitales correspondant aux valeurs de  $m = -1, 0$  et 1.

Ces orbitales ont une forme bilobée. On les note  $np_x$ ,  $np_y$  et  $np_z$  avec  $n > 1$ .

### 1.1.5 Le cortège électronique

#### Règles de remplissage.

- (a) **Principe d'exclusion de Pauli** : deux électrons d'un même atome ne peuvent avoir les 4 mêmes nombres quantiques. La conséquence est qu'une case quantique (une orbitale) peut accueillir 2 électrons à condition que leurs spins soient opposés (on dit aussi antiparallèles), ayant donc les valeurs  $+1/2$  et  $-1/2$ .

Dans une couche donnée, il y a  $2l+1$  cases quantiques correspondant au nombre quantique secondaire  $l$ . Les sous-couches  $l$  peuvent donc contenir jusqu'à  $2(2l+1)$  électrons.

Deux électrons antiparallèles d'une même case quantique sont dits **appariés**. Si la case ne contient qu'un électron (de spin  $+1/2$ ), cet électron est dit **célibataire**.

- (b) **Règle de Hund** : à l'intérieur d'une même sous-couche (correspondant à une valeur donnée de  $l$ ), les électrons occupent le maximum de cases quantiques (ou orbitales) **avec des spins de mêmes sens (ou parallèles)**.
- (c) **Règle de Klechkowski** : le remplissage minimise l'énergie. Celle-ci augmente avec  $(n+1)$ , et pour deux valeurs identiques de  $(n+1)$ , avec  $n$ . Dans ces conditions, les cases vont se remplir en suivant l'ordre des flèches dessinées sur le tableau ci-dessous.

Cette règle implique que la couche la plus externe ne peut contenir plus de 8 électrons. Mais les couches internes peuvent en contenir plus (la couche  $n$  peut contenir jusqu'à  $2n^2$  électrons).

FIGURE 1.4 – Remplissage électronique des cases quantiques du soufre

n \ l	l = 0 (s)	l = 1 Orbitales p	l = 2 Orbitales d	l = 3 Orbitales f
n = 1 Couche K	↑↓			
n = 2 Couche L	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
n = 3 Couche M	↑↓	↑↓ ↑ ↑	□ □ □ □ □	
n = 4 etc.	□	□ □ □	□ □ □ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □ □ □
n = 5	□	□ □ □	□ □ □ □ □ □ □	□ □ □ □ □ □ □ □ □
n = 6	□	□ □ □	□ □ □ □ □ □ □	etc.
n = 7	etc.	etc.		

### Exemple 1 : atome de soufre (Z = 16)

#### La formule électronique

L'atome de soufre possède :

- (a) dans la couche 1 : 2 électrons dans la sous-couche s
- (b) dans la couche 2 : 2 électrons dans la sous-couche s et 6 électrons dans la sous-couche p.
- (c) dans la couche 3 : 2 électrons dans la sous-couche s et 4 électrons dans la sous-couche p.

Sa formule électronique est donc :

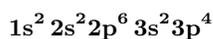
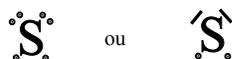
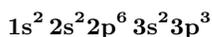


FIGURE 1.5 – Schéma de Lewis de l'atome de soufre

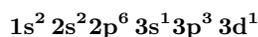


### Exemple 2 : atome de phosphore (Z = 15)

- (a) À l'état fondamental :



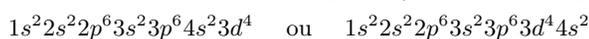
- (b) À l'état excité :



#### 2 cas particuliers importants (exceptions à connaître).

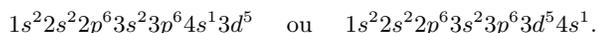
- (a) 1) Atome de chrome Z = 24

La formule électronique est *a priori* (en suivant la règle de Klechkowski) :



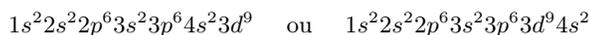
En réalité, la configuration  $3d^5$  est plus stable que la configuration  $3d^4$  (plus symétrique) : dans ces conditions, un électron quitte la sous-couche **4s** et rejoint la sous-couche **3d**.

La formule électronique du chrome est alors :



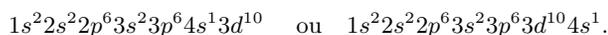
(b) 2) Atome de cuivre  $Z = 29$

La formule électronique est *a priori* (en suivant la règle de Klechkowski) :



En réalité, la configuration  $3d^{10}$  est plus stable que la configuration  $3d^9$  (plus symétrique) : dans ces conditions, un électron quitte la sous-couche **4s** et rejoint la sous-couche **3d**.

La formule électronique du cuivre est alors :



VALENCE...ET COMPAGNIE !			
	Définition	Commentaires	Exemples
Couche de valence	Couche périphérique	Dernière couche non vide	n=2 pour azote n=3 pour soufre
Électrons de valence	Électrons couche n de valence + électrons célibataires de la couche (n-1)	Ne dépend pas de l'état de l'atome (fondamental ou excité)	5 pour N ou P 6 pour O ou S 5 pour F ou Cl
Valence	Nombre d'électrons célibataires de l'atome		Valence du phosphore P = 3 (état fondamental) =5 (état excité)
Classification périodique des éléments			
	Définition	Commentaires	Exemples
Périodes	Lignes	Correspondent aux 7 valeurs du nombre quantique n.	
Familles	18 Colonnes de valence donnée.	Dans chaque famille, propriétés chimiques comparables.	Halogènes (famille du fluor), Chalcogènes (oxygène), Métaux alcalins, alcalinoterreux...