

## 1 Evénements remarquables : structure de l'atome

- 1874 : Stoney propose le nom *électron* pour les particules négatives constituant le courant électrique.
- 1897 : Thomson démontre expérimentalement l'existence de l'électron. Il appelle les électrons les *rayons cathodiques* et les noyaux *les rayons anodiques*.
- 1899 : modèle "Plum-Pudding" de Thomson : il imagine l'atome comme une sphère positive remplie d'électrons, à la manière des prunes dans le célèbre dessert anglais qui donna son nom à ce nouveau modèle atomique. La masse de l'atome n'est pas due aux électrons dont la masse est seulement voisine de  $1/1840^{eme}$  fois celle de la masse de l'atome d'hydrogène.
- 1909 : Rutherford étudie la diffraction d'un faisceau de particules  $\alpha$  par une feuille d'or très mince : il en déduit que la quasi-totalité de la masse de l'atome est concentrée en un volume minuscule appelé *noyau* de charge positive et entouré d'électrons périphériques. Limite du modèle atomique de Rutherford : la perte d'énergie de l'électron au cours de ses révolutions (sous forme d'énergie lumineuse) devrait se traduire par une trajectoire en spirale de plus en plus proche du noyau, la variation du rayon  $r$  de la trajectoire s'accompagnant de celle de la fréquence mise  $\Rightarrow$  spectre continu en contradiction avec les raies observées.
- 1913 : Bohr propose un modèle, fond sur deux hypothèses, qui permet de lever cette contradiction :
  - l'atome ne peut exister que dans une suite d'états stationnaires caractérisés par certaines valeurs des paramètres définissant les orbites décrites par les électrons ;
  - pour passer d'un état stationnaire 1 à un état stationnaire 2, il y a absorption ou émission d'un rayonnement de fréquence  $\nu$  telle que  $h\nu = \Delta E = |E_2 - E_1|$  avec  $h$  constante de Planck.
- 1913 : Moseley introduit le numéro atomique  $Z$  caractéristique de l'atome (nombre de protons dans le noyau).
- 1932 : Chadwick découvre l'existence du neutron.
- 1963 : Gell-man et Zweig émettent simultanément l'hypothèse de l'existence des quarks, les plus petites particules composant la matière.

Particule	Masse (kg)	Charge (C)	Position
Proton	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$	Noyau
Neutron	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	0	Noyau
Electron	$9,1094 \cdot 10^{-31}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	Périphérie

## 2 Structure électronique

- ${}_Z X(g) \rightarrow e^-(g) + {}_Z X^+(g)$        $EI_1$  : énergie de 1<sup>ère</sup> ionisation
- ${}_Z X^{(n-1)+}(g) \rightarrow e^-(g) + {}_Z X^{n+}(g)$        $EI_n$  : énergie de  $n^{ième}$  ionisation
- A chaque couche électronique correspond un nombre quantique principal  $n$  :  $K(n=1)$ ,  $L(n=2)$ ,  $M(n=3)$ , ...
- L'étude des énergies d'ionisation successive montre que les électrons possèdent des énergies *discrètes* dans l'atome et qu'ils sont répartis sur plusieurs couches d'énergies différentes (3 couches pour le sodium, par exemple).

**Exercice 1 :** On donne les énergies d'ionisation successive de l'atome de fluor (en eV).

$EI_1$	$EI_2$	$EI_3$	$EI_4$	$EI_5$	$EI_6$	$EI_7$	$EI_8$	$EI_9$
17,4	35	62,7	87,1	114,2	157,2	185,2	953,9	1103

1. Représenter le graphe des variations de EI en fonction des charges successives des ions  $F^{+q}$ .
2. Interpréter le graphe.

**Exercice 2 :** La détermination expérimentale des énergies de 1<sup>ère</sup>, 2<sup>ème</sup>, 3<sup>ème</sup> et 4<sup>ème</sup> ionisations d'un élément de numéro atomique Z tel que  $6 < Z < 20$  donne :  $EI_1 = 5,98 \text{ eV}$ ,  $EI_2 = 18,24 \text{ eV}$ ,  $EI_3 = 28,44 \text{ eV}$  et  $EI_4 = 119,86 \text{ eV}$ .

1. Quelle doit être la configuration électronique des électrons de valence de cet élément ?
2. Déterminer son numéro atomique.

### 3 Ondes et particules

Grandeur	Symbole	Unité (C)	Relation
Longueur d'onde	$\lambda$	m	
Nombre d'onde	$\tilde{\nu}$	$\text{m}^{-1}$	$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda}$
Fréquence	f ou $\nu$	$\text{Hz} = \text{s}^{-1}$	
Période	T	s	$T = 1/f$

- Pour toute onde électromagnétique de fréquence  $\nu$  et longueur d'onde  $\lambda$ , nous avons dans le vide :  $\nu = \frac{C}{\lambda}$  où  $C = 3.10^8 \text{ ms}^{-1}$  : vitesse (ou célérité) de la lumière dans le vide.
- Energie d'un photon de fréquence  $\nu$  :  $E = h\nu$
- Relation de de Broglie (1923) : à toute particule de masse m et de vitesse v est associée une onde de longueur d'onde  $\lambda$  telle que :

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p} \text{ avec } h = \text{constante de Planck} = 6,62614.10^{-34} \text{ J.s et } \hbar = \frac{h}{2\pi}$$

**Exercice 3 :**

1. Calculer la longueur d'onde (en m) d'un signal lumineux de fréquence 150 MHz.
2. Quelle est la fréquence en kHz correspondant à une longueur d'onde de 1829 m ?

**Exercice 4 :**

1. Calculer la longueur d'onde (de de Broglie) :
  - (a) d'une masse de 1 g animée d'une vitesse de  $1 \text{ cm.s}^{-1}$ .
  - (b) d'un électron de masse  $m_e = 9.10^{-31} \text{ kg}$  et de vitesse  $v_e = \frac{C}{137}$  où  $v_e$  est la vitesse orbitale maximale introduite dans le modèle de Bohr.
2. Conclure.

**Exercice 5 :**

1. Etablir l'expression de la longueur d'onde d'un électron en fonction de son énergie cinétique  $E_c = \frac{1}{2} m_e v^2$ .
2. Quelle est la longueur d'onde associée à un électron d'énergie cinétique égale à 120 eV ?

**Données :**

$$1 \text{ eV} = 1,60218.10^{-19} \text{ J} = 86,485 \text{ kJ.mol}^{-1} = 8065,5 \text{ cm}^{-1} \quad m_e = 9,10939.10^{-31} \text{ kg}$$

### 4 Relation de de Broglie - Inégalités d'Heisenberg

**Exercice 6 :**

1. Enoncer la relation de de Broglie et les inégalités d'Heisenberg.
2. Compléter le tableau ci-dessous sachant que la vitesse est connue à 1% près.

Particule	$v$ (m.s <sup>-1</sup> )	$m$ (kg)	$\lambda$ (m)	$\Delta v_x$ (m.s <sup>-1</sup> )	$\Delta x$ (m)
Ballon	10	0,5			
Electron	$3.10^7$	$9.10^{-31}$			

## 5 L'atome d'hydrogène

– Modèle de Bohr :

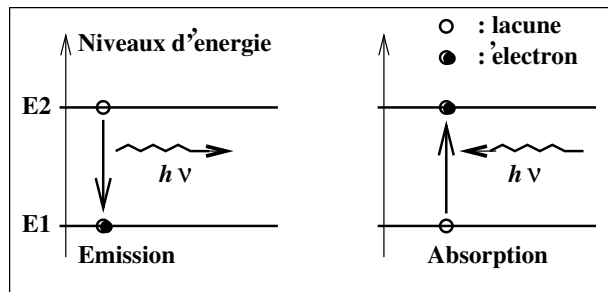
En 1900, dans la théorie des quanta, Planck a supposé que les systèmes qui émettent un rayonnement le font par saut d'énergie  $h\nu$  ( $h$  constante de Planck,  $\nu$  fréquence de la radiation). A partir de cette théorie, Bohr a postulé que :

- i) seules certaines orbites électroniques dites *stationnaires* sont possibles ;
- ii) sur une orbite stationnaire, l'électron n'émet ni n'absorbe aucune radiation ;
- iii) il y a émission ou absorption d'une radiation quand l'électron passe d'une orbite à l'autre.

Pour calculer les niveaux d'énergie, Bohr admet que l'orbite de l'électron est circulaire et que le moment cinétique angulaire de l'électron sur cette orbite est un multiple entier de  $h/2\pi$  :

$$m_e \cdot v \cdot r = L = \frac{h n}{2\pi}$$

Comme  $n$  est un nombre entier positif, l'électron ne peut se trouver que sur une suite discontinue d'orbites définies par  $n$  qui correspond au **nombre quantique principal**. Le modèle de Bohr donne une représentation presque satisfaisante de l'atome d'hydrogène. Pour  $n = 1$ , l'atome se trouve alors dans son état fondamental, sa stabilité est maximale. Le modèle de Bohr recouvre une réalité physique fondamentale mais il ne permet pas d'expliquer tous les résultats expérimentaux.



– Systèmes hydrogénoïdes : systèmes atomiques à un seul électron ( ${}_1\text{H}$ ,  ${}_2\text{He}^+$ ,  ${}_3\text{Li}^{2+}$ , ...).

### Exercice 7 :

1. Ecrire l'équation fondamentale de la dynamique pour un système hydrogénoïde. En déduire l'expression de l'énergie de l'électron en fonction soit de sa position, soit de sa vitesse. Discuter ces résultats.
2. Définir le moment cinétique. Donner son expression pour l'électron dans ce modèle.
3. En déduire les expressions de l'énergie, du rayon des trajectoires et de la vitesse de l'électron. Discuter ces résultats.
4. Calculer l'énergie (en kJ, en eV, en kJ/mole et en u.a.) de l'état fondamental de l'atome d'hydrogène.

### Données :

$h$  = constante de Planck =  $6,62608.10^{-34}$  J.s

$\epsilon_0$  = permittivité du vide =  $8,8541878.10^{-12}$  J<sup>-1</sup>.C<sup>2</sup>.m<sup>-1</sup>

$N_A$  = nombre d'Avogadro =  $6,02214.10^{23}$  mol<sup>-1</sup>