

**PARTIEL DE CHIMIE n°1 - Corrigé**

**Exercice 1 Isotopes du soufre**

- 1) A est le nombre de masse et Z le numéro atomique.  
Pour  ${}^{36}_{16}\text{S}$ , A vaut 36 et Z vaut 16.
- 2) Un élément chimique est l'ensemble des isotopes ayant le même numéro atomique.
- 3) La colonne demi-vie indique pour les isotopes radioactifs, le temps au bout duquel la moitié des noyaux se sont désintégrés.
- 4) Un atome de soufre possède 16 électrons. Il faut donc lui enlever 2 électrons pour obtenir un ion à 14 électrons. Son symbole est alors  $\text{S}^{2+}$ .
- 5) L'isotope étant radioactif, son abondance est nulle.
- 6) Comme la somme des abondances vaut 1, on a :

$$1 = x_{32\text{S}} + x_{33\text{S}} + x_{34\text{S}} + x_{35\text{S}} + x_{36\text{S}} \Rightarrow x_{34\text{S}} = 1 - [x_{32\text{S}} + x_{33\text{S}} + x_{35\text{S}} + x_{36\text{S}}]$$

$$x_{34\text{S}} = 4,29 \%$$

- 7) La masse molaire de l'élément soufre est la somme pondérée des abondances de la masse molaire de chacun des isotopes. Comme la valeur de la masse atomique (en u) correspond à la valeur de la masse molaire (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ), on :

$$M_{\text{S}} = x_{32\text{S}}M_{32\text{S}} + x_{33\text{S}}M_{33\text{S}} + x_{34\text{S}}M_{34\text{S}} + x_{35\text{S}}M_{35\text{S}} + x_{36\text{S}}M_{36\text{S}}$$

$$M_{\text{S}} = 32,0661 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- 8) L'isotope  ${}^{33}\text{S}$  a 16 protons et  $33 - 16 = 17$  neutrons. La somme des masses des particules constituant le noyau vaut donc :

$$16m_p + 17m_n = 33,2647 \text{ u}$$

La masse atomique de l'isotope est plus faible. Cela correspond au défaut de masse. Une partie de la masse a été convertie en énergie afin de maintenir la cohésion du noyau.

**Exercice 2 : Spectre atomique**

- 1) Un spectre d'absorption ressemble au spectre complet auquel il manque des raies dues à l'absorption par l'élément chimique.



Ces raies sont dues à l'absorption des photons de certaines longueurs d'onde spécifiques correspondant aux différences d'énergie entre les différents niveaux d'énergie accessibles pour l'élément.

- 2) Si on appelle  $n_f$  le nombre quantique final et  $n_i$  le nombre quantique initial :

$$\varepsilon = -\frac{E_0 Z^2}{n_f^2} + \frac{E_0 Z^2}{n_i^2} = E_0 Z^2 \left[ -\frac{1}{n_f^2} + \frac{1}{n_i^2} \right]$$

Initialement, l'ion est dans son état fondamental donc  $n_i = 1$  :

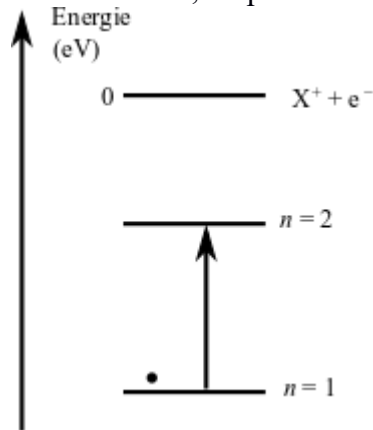
$$\varepsilon = E_0 Z^2 \left[ 1 - \frac{1}{n_f^2} \right]$$

3)

a) Comme  $\lambda < 400 \text{ nm}$ , l'absorption est dans l'UV.

b)  $\varepsilon = \frac{hc}{\lambda} = 91,8 \text{ eV}$

c) Il s'agit de la plus grande longueur d'onde donc de la plus petite différence d'énergie. Ici comme on part de l'état fondamental, on passe de  $n_i = 1$  à  $n_f = 2$

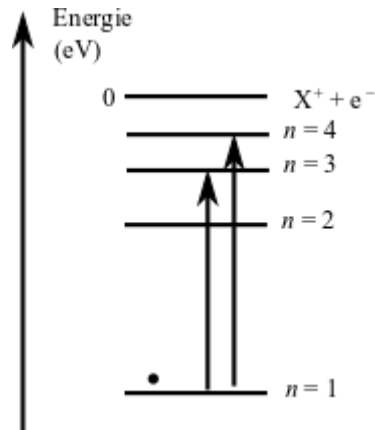


d)

$$\varepsilon = E_0 Z^2 \left[ 1 - \frac{1}{2^2} \right] = \frac{3}{4} E_0 Z^2 \Rightarrow Z = \sqrt{\frac{4}{3} \frac{\varepsilon}{E_0}} = 3$$

Il s'agit donc de  $\text{Li}^{2+}$ .

4) Les autres raies correspondent à des transitions à partir du niveau  $n_i = 1$  vers d'autres niveaux  $n_f > 2$ .



5) L'énergie d'ionisation est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher l'électron de l'hydrogénoïde pris dans son état fondamental.

$$I = E_0 Z^2 [1 - 0] = 122,4 \text{ eV} = 1,18 \times 10^4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

### **Exercice 3 : Nombres quantiques et configurations électroniques**

1) La règle de Hund dit que si la configuration comporte des sous-couches incomplètes, la configuration la plus stable est celle maximisant le nombre de spins parallèles.

2)

a) Dans une orbitales nd, n peut être égal à 2 : Faux car pour une orbitale d,  $l = 2 > n$ .

b) Si  $n=5$ , alors l peut être égal à 4 : Vrai car  $l = 4 < n = 5$

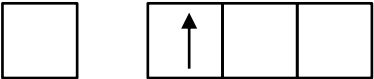


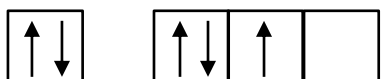

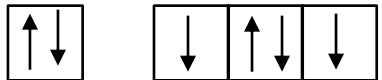
c) Il y a quatre orbitales dégénérées dans une sous-couche 4d. Faux car il y a  $2l + 1$  valeurs de  $m_l$  possibles

d) Une sous-couche 5f peut contenir au plus 10 électrons : Faux car il y a  $2l + 1 = 7$ . D'après le principe de Pauli, chaque OA peut contenir 2 électrons soit 14 électrons au total.

e) Si  $n=3$ , alors  $m_l$  peut être égal à -3 : Faux car  $l < n = 3$  donc  $m_l$  est compris entre -2 et 2.

- f) Il y a  $2l+1$  orbitales dégénérées dans une sous-couche  $(n,l)$  : Vrai car il y a  $2l + 1$  valeurs de  $m_l$  possible
- g) Deux électrons occupant une orbitale  $2s$  peuvent avoir  $m_s = +\frac{1}{2}$  : Faux d'après le principe d'exclusion de Pauli, deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.
- h) La couche électronique  $n=3$  peut contenir au plus 18 électrons : Vrai car la  $3s$  peut en contenir 2, la  $3p$  peut en contenir 6 et la  $3d$  peut en contenir 10.

3)

- a)   
2s                      2p  
Faux. Ne respecte pas Klechkowski.
- b)   
2s                      2p                      2d  
Faux. La 2d n'existe pas.
- c)   
2s                      2p  
Vrai. Respecte les 3 règles.
- d)   
2s                      2p  
Faux. Ne respecte pas Hund.
- e)   
2s                      2p  
Faux. Ne respecte pas Pauli.
- f)   
2s                      2p  
Vrai. Respecte les 3 règles.

4)

B :  $1s^2 2s^2 2p^1$

P :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Cl :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Cr :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Se :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Kr :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$\text{Ca}^{2+}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$\text{Br}^-$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$\text{Cu}^{2+}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^0$