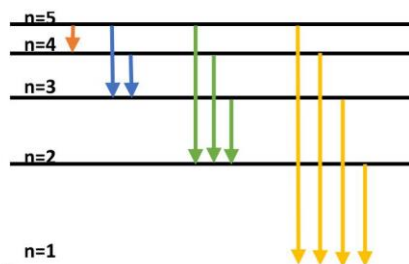


Correction (Série de TD N° 3)

Configuration électronique et classification périodique des éléments

Exercice 1 :

Dix raies sont possibles lors du retour de l'électron d'hydrogène du niveau excité ($n=5$) à l'état fondamental (émission).



Pour le calcul de la fréquence et de la longueur d'onde du photon émis, on peut utiliser indifféremment le modèle de Bohr ou la formule empirique de Ritz :

Modèle de Bohr : $E_n = \frac{-13,6}{n^2}$

Formule de Ritz : $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$

$\Delta E_{f \rightarrow i} = -13,6 \cdot \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \text{ eV}$

$\Delta E = h\nu$ et $v = c/\lambda$

$(E_1)_H = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$, $R_H = 1,096776 \cdot 10^7 \text{ (m}^{-1}\text{)}$, $h \approx 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

Raie-Transition	Energie (J)	Fréquence (10^{15} Hz)	Longueur d'onde (nm)	Domaine spectral	Série
$5 \rightarrow 4$	$4,905 \cdot 10^{-20}$	0,074	4049	IR	Bracket
$5 \rightarrow 3$	$1,55 \cdot 10^{-19}$	0,23	1281	IR	Paschen
$5 \rightarrow 2$	$4,58 \cdot 10^{-19}$	0,69	433,8	Visible	Blamer
$5 \rightarrow 1$	$2,09 \cdot 10^{-18}$	3,16	94,9	UV	Lyman
$4 \rightarrow 3$	$1,06 \cdot 10^{-19}$	0,16	187,4	IR	Paschen
$4 \rightarrow 2$	$4,09 \cdot 10^{-19}$	0,62	486	Visible	Blamer
$4 \rightarrow 1$	$2,04 \cdot 10^{-18}$	3,09	97,2	UV	Lyman
$3 \rightarrow 2$	$3,02 \cdot 10^{-19}$	0,46	656	Visible	Blamer
$3 \rightarrow 1$	$1,93 \cdot 10^{-18}$	2,93	102,5	UV	Lyman
$2 \rightarrow 1$	$1,63 \cdot 10^{-18}$	2,5	121,5	UV	Lyman

Exercice 2 :

Soient les éléments :



I) Donnez la configuration électronique de ces éléments en précisant leur période et leur groupe

${}_8\text{O}$	$1s^2$	$2s^2 2p^4$	$n_{\text{max}}=2 \Rightarrow$ période 2, on a 6 e^- de valence \Rightarrow group VIA (6A)		
${}_{10}\text{Ne}$	--	$2s^2 2p^6$	$n_{\text{max}}=2 \Rightarrow$ période 2, on a 8 e^- de valence \Rightarrow group VIIIA (8A)		
${}_{11}\text{Na}$	--	--	$3s^1$	Période 3, on a 1 e^- de valence \Rightarrow group IA (1A)	
${}_{12}\text{Mg}^+$	--	--	$3s^1$	On élimine 1 e^- de l'orbitale $3s$ $3s^1$ au lieu de $3s^2$	
${}_{17}\text{Cl}$	--	--	$3s^2 3p^5$	Période 3, on a 7 e^- de valence \Rightarrow group VIIA (7A)	
${}_{20}\text{Ca}$	--	--	--	$4s^2$	Période 4, on a 2 e^- de valence \Rightarrow group IIA (2A)
${}_{25}\text{Mn}$	--	--	--	$4s^2 3d^5$	Période 4, on a 7 e^- de valence \Rightarrow group VIIB (7B)
${}_{26}\text{Fe}^{2+}$	--	--	--	$4s^0 3d^6$	Lorsque dans un atome, la dernière sous-couche occupée est une sous-couche (n-1)d ou (n-2)f, ceux sont les électrons ns qui sont arrachés en premier pour former un cation.
${}_{34}\text{Se}$	--	--	--	$4s^2 3d^{10} 4p^4$	Période 4, 6 e^- de valence \Rightarrow group VIA (6A)
${}_{36}\text{Kr}$	--	--	--	$4s^2 3d^{10} 4p^6$	Période 4, 8 e^- de valence \Rightarrow group VIIIA (8A)
${}_{37}\text{Rb}$	--	--	--	--	$5s^1$ Période 5, group IA
${}_{48}\text{Cd}$	--	--	--	--	$5s^2 4d^{10}$ Période 5, group IIB
${}_{53}\text{I}$	--	--	--	--	$5s^2 4d^{10} 5p^5$ Période 5, group VIIA

II) Identifiez le ou les élément(s) correspondant à chacun des énoncés suivants :

1) Eléments qui sont des :

a) Métaux alcalins : la première colonne (ns^1) ${}_{11}\text{Na}$ et ${}_{37}\text{Rb}$

b) Alcalino-terreux : la deuxième colonne (ns^2) ${}_{20}\text{Ca}$

c) Halogènes : 17^{ème} colonne (np^5), donc on a le ${}_{53}\text{I}$ et ${}_{17}\text{Cl}$

d) Gaz rares 18^{ème} et dernière colonne (np^6) ${}_{36}\text{Kr}$ et le ${}_{10}\text{Ne}$

e) métaux de transition : bloc d, ${}_{48}\text{Cd}$ et ${}_{25}\text{Mn}$

3) Élément(s) qui appartient au même groupe qu'oxygène : (np^4) on a le ${}_{34}\text{Se}$

5) Eléments ayant 7 électrons de valence. Cl, I et Mn.

6) Eléments dont le dernier électron a pour nombres quantiques $n = 5$, $l = 0$: Rh ($5s^1$).

III) donnez le nombre quantique des électrons de valence de :

Sodium ${}_{11}\text{Na}$: $3s^1$ on a $n=3$ sur l'orbitale s donc $l=0$ et $m_s = +1/2$



Calcium ${}_{20}\text{Ca}$: $4s^2$ on a deux électrons de valence :

Le premier $n=4$, $l=0$, et $m_s = +1/2$.



Le deuxième $n=4$, $l=0$, et $m_s = -1/2$.

Oxygène ${}_8\text{O}$: $2s^2 2p^4$ six électrons de valence.

Le premier $n=2$, $l=0$, et $m_s = +1/2$. (a)

Le deuxième $n=2, l=0$, et $m_s = -1/2$. (b)

Le troisième $n=2, l=1$, et $m_l = -1, m_s = +1/2$. (c)

Le quatrième $n=2, l=1$, et $m_l = -1, m_s = -1/2$. (d)

Le cinquième $n=2, l=1$, et $m_l = 0, m_s = +1/2$. (e)

Le sixième $n=2, l=1$, et $m_l = 1, m_s = +1/2$. (f)

	-1	0	1
ab	cd	e	f

IV) calculez la charge effective de l'électron suivant : $(3, 1, 1, +1/2)$

Il s'agit du chlore Cl : $Z=17 : (1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^5)$ son dernier électron a comme nombre quantique $(3, 1, 1, +1/2)$, donc Z effective : $Z^* = Z - \sigma$

$$Z^* = 17 - [(2 \times 1) + (8 \times 0,85) + (6 \times 0,35)] = 6,1$$

Exercice 3 :

Soient les éléments suivants : ${}_3\text{Li}, {}_{19}\text{K}, {}_{22}\text{Ti}, {}_{28}\text{Ni}, {}_{37}\text{Rb}$.

Classez ces éléments par ordre croissant de rayon atomique, d'énergie d'ionisation.

On peut comparer que des éléments qui appartiennent soit à la même ligne (période) ou la même colonne (même groupe).

a) Li, K et Rb ont le même groupe (ns^1), $2s^1, 4s^1$ et $5s^1 \Rightarrow n$ augment la distance électrons périphérique, noyau augmente (effet de distance) donc le rayon augmente, ce qui implique une diminution en force d'attraction donc énergie d'ionisation diminue par la suite

$$\text{Rayon : } r_{\text{Li}} < r_{\text{K}} < r_{\text{Rb}}$$

$$\text{Energie d'ionisation : } E_{\text{Rb}} < E_{\text{K}} < E_{\text{Li}}$$

b) K, Ti et Ni, ils ont tous $n=4$ la même ligne mais le nombre Z augmente (effet de charge) donc la force d'attraction augmente et par la suite la valeur de rayon diminue. Pour ce qui concerne l'énergie d'ionisation, elle croît avec la croissance de du nombre atomique Z .

$$\text{Rayon : } r_{\text{Ni}} < r_{\text{Ti}} < r_{\text{K}}$$

$$\text{Energie d'ionisation : } E_{\text{K}} < E_{\text{Ti}} < E_{\text{Ni}}$$

$$r = \frac{n^2 0,53}{Z^*}, |\Delta E| = \frac{13,6 Z^{*2}}{n_i^2}$$

Exercice 4 :

Be ($Z=4$); $1s^2 2s^2$

$$1^{\text{ère}} \text{ Ionisation : } \text{Be} \rightarrow \text{Be}^+ + e^- \quad E_{i1} = E_{\text{Be}^+} - E_{\text{Be}}$$

$$2^{\text{ème}} \text{ Ionisation : } \text{Be}^+ \rightarrow \text{Be}^{2+} + e^- \quad E_{i2} = E_{\text{Be}^{2+}} - E_{\text{Be}^+}$$

$$3^{\text{ème}} \text{ Ionisation : } \text{Be}^{2+} \rightarrow \text{Be}^{3+} + e^- \quad E_{i3} = E_{\text{Be}^{3+}} - E_{\text{Be}^{2+}}$$

$$4^{\text{ème}} \text{ Ionisation : } \text{Be}^{3+} \rightarrow \text{Be}^{4+} + e^- \quad E_{i4} = E_{\text{Be}^{4+}} - E_{\text{Be}^{3+}}$$

Pour calculer l'énergie d'ionisation des atomes polyélectroniques, il faut d'abord déterminer la charge nucléaire effective et l'énergie d'un électron i considéré pour chaque groupe de Slater, puis l'énergie totale de chaque atome à l'aide de la relation suivante (méthode d'approximation) :

Expression de l'énergie d'un électron i : $E_i = \left(\frac{Z^*}{n^2}\right) E_1$ avec $E_1 = -13,6 \text{ eV}$

Expression de la charge effective d'un électron : $Z_i^* = Z - \sum \sigma_{j \rightarrow i}$

Be (Z = 4) : (1S²) (2S²)

(Les parenthèses indiquent les différents groupes de Slater)

L'énergie totale de l'atome de Be: $E_{Be} = 2E_{1s} + 2E_{2s}$

$$Z_{1s}^* = Z - (1\sigma_{1s \rightarrow 1s}) = 4 - 0,3 = 3,7$$

$$E_{1s} = -13,6[(3,7)^2/1^2]$$

$$Z_{2s}^* = Z - (1\sigma_{2s \rightarrow 2s} + 2\sigma_{1s \rightarrow 2s}) = 4 - (0,35 + 2,0,85) = 1,97$$

$$E_{2s} = -13,6[1,97^2/2^2]$$

$$E_{Be} = -398,2 \text{ eV}$$

Be⁺ (Z = 4) : (1S²) (2S¹)

$$E_{Be^+} = 2E_{1s} + 2E_{2s}$$

$$Z_{1s}^* = Z - (1\sigma_{1s \rightarrow 1s}) = 4 - 0,3 = 3,7$$

$$E_{1s} = -13,6[(3,7)^2/1^2]$$

$$Z_{2s}^* = Z - (1\sigma_{2s \rightarrow 2s} + 2\sigma_{1s \rightarrow 2s}) = 4 - (2,0,85) = 2,3$$

$$E_{2s} = -13,6 [2,3^2/2^2]$$

$$E_{Be^+} = -390,35 \text{ eV}$$

Be²⁺ (Z = 4) : 1S²

$$E_{Be^{2+}} = 2E_{1s}$$

$$Z_{1s}^* = Z - (\sigma_{1s \rightarrow 1s}) = 4 - (0,3) = 3,7$$

$$E_{Be^{2+}} = -372,37 \text{ eV}$$

Be³⁺ (Z = 4) : 1S¹

$$E_{Be^{3+}} = E_{1s}$$

$$Z_{1s}^* = Z = 4 \text{ (Car il n'y plus d'effet d'écran)}$$

$$E_{Be^{3+}} = -217,60 \text{ eV}$$

$$E_{Be^{3+}} \text{ Est un hydrogénoïde}$$

Les énergies d'ionisation sont :

$$E_{i1} = 7,85 \text{ eV} \quad E_{i2} = 17,98 \text{ eV}$$

$$E_{i3} = 154,77 \text{ eV} \quad E_{i4} = 217,60 \text{ eV}$$

Les valeurs des énergies d'ionisation de Be sont comparables avec les valeurs expérimentales. On constate que l'utilisation des règles de Slater permet de calculer facilement et rapidement une valeur assez rapprochée de l'énergie d'ionisation.