

Examen de remplacement (ST ingénieur)

Exercice N°1(4 pts)

Soit une solution composée de deux solutés de masse volumique $\rho=1.22$ g/ml dont les pourcentages massiques sont exprimés dans le tableau ci-dessous :

Soluté	KCl	K ₂ SO ₄
Pourcentage massique (X_i)	2%	2.5%

- Calculer les concentrations molaires de la solution par rapport à chacun des deux solutés. En déduire les normalités correspondantes.
- Calculer le nombre d'ions K⁺, Cl⁻ et SO₄²⁻ se trouvant dans un volume de 50 ml de cette solution.

Données : K=39, Cl=35.5, O=16 et S=32 g/mol.

Exercice N°2: (2,5 pts)

La masse atomique de ${}_{26}^{57}\text{Fe}$ est de 56.9354 uma, et celle de ${}_{92}^{235}\text{U}$ est de 235.6439 uma.

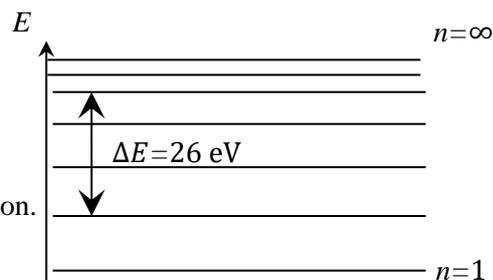
- Calculer pour les deux noyau l'énergie de liaison en J /noyau, en MeV/ noyau et en J/mol.
- Quel est le noyau le plus stable ?

Données : N_A =6.023 10²³ ; m_p = 1.0078 uma, m_N = 1.0087 uma

Exercice N°3 (5 pts)

Soit le schéma ci-contre représentant le diagramme d'énergie d'un hydrogénoïde ${}^A_ZX^{b+}$:

- Déterminer la valeur de Z et b. Identifier cet hydrogénoïde.
- Déduire la longueur d'onde correspondantes à la transition représentée ci-contre. A quelle série appartient cette transition.
- Représenter les transitions correspondantes à la longueur d'onde maximale et à la longueur d'onde minimale du spectre d'émission de cet hydrogénoïde (les transitions appartenant à la même série représentée ci-contre) et calculer leurs fréquences respectives.



Données : C = 3.10⁸ m/s, h=6,62.10⁻³⁴J.s R_H=1,1.10⁷m⁻¹

Exercice N° 4 : (8,5 pts)

Soient les éléments chimiques suivants : ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{26}\text{Fe}$

- Ecrire dans un tableau : la structure électronique à l'état fondamental de ces atomes, en y précisant leur position dans le tableau périodique (période, groupe et sous-groupe).
- Y a-t-il parmi eux des éléments de transition et des halogènes ? Justifier.
- Attribuer, en justifiant, à chacun de ces élément (${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{34}\text{Se}$) sa valeur d'électronégativité prise parmi les valeurs suivantes : 2.58, 3.98, 1.65, 2.55, 3.44.
- Quel ion formera préférentiellement chacun des éléments chimiques suivants : ${}_9\text{F}$, ${}_{16}\text{S}$ et ${}_{34}\text{Se}$?. Justifier votre réponse.
- Calculer la charge nucléaire effective de l'un des électrons 4s et celle des électrons 3d du Fer.
- Expliquer en justifiant par les règles de Slater, pourquoi en cas d'ionisation de Fe, les électrons 4s partent avant 3d.

Données : coefficients d'écran σ_{ij} (effet d'écran de l'électron « i » sur l'électron « j »)

Etat de l'électron j	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p
	1s	0.31			
2s 2p	0.85	0.35			
3s 3p	1	1	0.35		
3d	1	1	1	0.35	
4s 4p	1	1	0.85	0.85	0.35

Bon courage

Corrigé de l'examen de remplacement chimie 1 (ST ingénieur et ingénieur MT)

Exercice N° 1 : (4pts)

1- Concentration molaire et normale de la solution par rapport à:

• **KCl 2%:**

On a 2 g de KCl → 100g de solution

a- Concentration molaire :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$$

- Calcul de $n_{\text{soluté}}$: $n = \frac{m}{M} = \frac{2}{74,5} = 0,0268\text{mol} = 26,84 \times 10^{-3}\text{mol} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

- Calcul de V_{solution} : $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1,22 \times 10^3} = 81,96 \times 10^{-3}\text{L} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

$$\Rightarrow C = \frac{26,84 \times 10^{-3}}{81,96 \times 10^{-3}} = 0,32\text{mol/L} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$$

b- Concentration normale : $N = C \times Z \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

On a $\text{KCl} = \text{K}^+, \text{Cl}^- \Rightarrow Z = 1 \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

$$N = 0,32 \times 1 = 0,32\text{eq.g/L} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$$

• **K₂SO₄ 2,5%:**

a- Concentration molaire :

- Calcul de $n_{\text{soluté}}$: $n = \frac{m}{M} = \frac{2,5}{174} = 0,01436\text{mol} = 14,36 \times 10^{-3}\text{mol} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

- Calcul de V_{solution} : $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1,22 \times 10^3} = 81,96 \times 10^{-3}\text{L} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

$$\Rightarrow C = \frac{14,36 \times 10^{-3}}{81,96 \times 10^{-3}} = 0,17\text{mol/L} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$$

b- Concentration normale : $N = C \times Z$

On a $\text{KCl} = 2\text{K}^+, \text{SO}_4^{-2} \Rightarrow Z = 2 \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

$$N = 0,17 \times 2 = 0,34\text{eq.g/L} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$$

2- Calcul du nombre d'ion K^+, Cl^- et SO_4^{-2} :

• **Nombre d'ion K^+ :**

On calcule d'abord le nombre de mole de K^+ dans KCl et K_2SO_4 :

- **Dans KCl :**

1mole de KCl contient 1 mol de K^+ et mol de Cl^- .

$$n_{\text{KCl}} = C \times V = 0,32 \times 50 \times 10^{-3} = 0,016\text{mol}$$

donc le nombre de mole de K^+ présent dans $\text{KCl} = 0,016\text{mol} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

- **Dans K_2SO_4 :**

1mole de K_2SO_4 contient 2 mol de K^+ et 1 mol de SO_4^{-2} .

$$n_{\text{K}_2\text{SO}_4} = C \times V = 0,17 \times 50 \times 10^{-3} = 0,0085\text{mol}$$

donc le nombre de mole de K^+ présent dans $\text{K}_2\text{SO}_4 = 2 \times 0,0085 = 0,017\text{mol} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$

Le nombre de mole de K^+ total = Nombre de mole K^+ dans KCl + Nombre de mole K^+ dans $\text{K}_2\text{SO}_4 = 0,016 + 0,017 = 0,033\text{mol}$

$$n_{\text{totalK}^+} = 0,033\text{mol}$$

Le nombre d'ions K^+ total est

$$N = n_{\text{totalK}^+} \times N_a = 0,033 \times 6,023 \times 10^{23} = 198,75 \times 10^{20}\text{ ions} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$$

• **Nombre d'ion Cl^- :**

On a dans une mole de KCl une mole de Cl^- donc :

$$n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{KCl}} = 0,016\text{mol}$$

$$N_{\text{Cl}^-} = n_{\text{Cl}^-} \times N_a = 0,016 \times 6,023 \times 10^{23} = 96,36 \times 10^{20}\text{ ions} \dots\dots\dots 0,25\text{pts}$$

- **Nombre d'ion SO_4^{-2} :**

On a dans une mole de K_2SO_4 une mole de SO_4^{-2} donc :

$$n_{SO_4^{-2}} = n_{K_2SO_4} = 0,0085 \text{ mol}$$

$$N_{SO_4^{-2}} = n_{SO_4^{-2}} \times N_a = 0,0085 \times 6,023 \times 10^{23} = 51,19 \times 10^{20} \text{ ions} \dots 0,25 \text{ pts}$$

Exercice N° 2 : (2,5pts)

Calcul de l'énergie de liaison de Fe :

$$E_{\text{coh}} = \Delta m \times C^2 \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$\text{avec } \Delta m = (26 \times m_p + 31 \times m_N) - m_{\text{théo noyau}} = 0.5371 \text{ uma}$$

$$\Delta m = 0.5371 \text{ uma} \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$E_{\text{coh}} = 8.0242 \cdot 10^{-11} \text{ J/noyau} \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$E_{\text{coh}} = 501.517 \text{ Mev/noyau} \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$E_{\text{coh}} = 8.0242 \cdot 10^{-11} \cdot N_a = 48.32 \cdot 10^{12} \text{ J/mol} \dots (0.25 \text{ pts})$$

- **Calcul de l'énergie de liaison de U:**

$$\Delta m = (92 \times m_p + 143 \times m_N) - m_{\text{théo noyau}} = 1.3178 \text{ uma} \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$E_{\text{coh}} = 19.6879 \cdot 10^{-11} \text{ J/noyau} = 19,6879 \cdot N_a = 118,58 \cdot 10^{12} \text{ j/mol} \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$E_{\text{coh}} = 1230 \text{ Mev/noyau} \dots (0.25 \text{ pts})$$

b) Le noyau le plus stable :

$$E_{\text{coh/nucléon}} (\text{Fe}) = 501.517/57 = 8.798 \text{ MeV/nucléon} \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$E_{\text{coh/nucléon}} (\text{U}) = 1230,49/235 = 5.2361 \text{ MeV/nucléon} \dots (0.25 \text{ pts})$$

Le noyau de Fe est plus stable que le noyau U. **Justification :** L'énergie de cohésion par nucléon de Fe est supérieure à celle de U. $\dots (0.25 \text{ pts})$

Exercice N° 3 (5pts) :

1- Calcul de Z et b $\frac{A}{Z}X^{b+}$

On a $\Delta E = E_f - E_i = 26 \text{ eV}$ la transition correspondante est $2 \rightarrow 5 \dots 0.25 \text{ pts}$

$$\Delta E = E_5 - E_2 = \left(-\frac{3,6}{5^2} \times Z^2 \right) - \left(-\frac{13,6}{2^2} \times Z^2 \right) = 26 \text{ eV} \Rightarrow Z = 3 \dots (0.5 \text{ pts})$$

Determination de b : $Z = q + 1 = b + 1 \Rightarrow b = Z - 1 = 3 - 1 = 2 \Rightarrow b = 2 \dots (0.25 \text{ pts})$

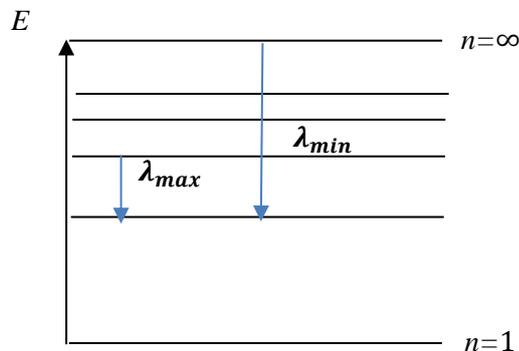
2- La longueur d'onde correspondante à la transition $2 \rightarrow 5$

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,62 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{26 \times 1,610^{-19}} = 47,74 \times 10^{-9} \text{ m} = 47.74 \text{ nm} \dots (0.5 \text{ pts})$$

$$\lambda = 47.74 \text{ nm}$$

Cette transition appartient à la série de Balmer $\dots 0.25 \text{ pts}$

3- Représentation des transitions correspondante à λ_{max} et λ_{min} . $\dots (1 \text{ pt})$



- **Calcul de la fréquence :**

$$\nu_{\text{max}} = \frac{c}{\lambda_{\text{min}}} \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$\frac{1}{\lambda_{\text{min}}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$\frac{1}{\lambda_{min}} = \frac{1}{\lambda_{\infty \rightarrow 2}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) = 1,1 \times 10^7 \times 3^2 \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 2,475 \cdot 10^7 m^{-1}$$

$$\Rightarrow \lambda_{\infty \rightarrow 2} = \mathbf{0,404 \cdot 10^{-7} m = 40,4 nm} \dots \dots \dots (0.5 \text{ pts})$$

$$v_{max} = \frac{c}{\lambda_{min}} = \frac{3 \times 10^8}{0,404 \times 10^{-7}} = \mathbf{7,4 \cdot 10^{15} Hz} \dots \dots \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$v_{min} = \frac{c}{\lambda_{max}} \dots \dots \dots (0.25 \text{ pts})$$

$$\frac{1}{\lambda_{max}} = \frac{1}{\lambda_{3 \rightarrow 2}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) = 1,1 \times 10^7 \times 3^2 \times \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 1,386 \cdot 10^7 m^{-1}$$

$$\Rightarrow \lambda_{3 \rightarrow 2} = \mathbf{0,7215 \cdot 10^{-7} m = 72,15 nm} \dots \dots \dots (0.5 \text{ pts})$$

$$v_{min} = \frac{c}{\lambda_{max}} = \frac{3 \times 10^8}{0,7215 \times 10^{-7}} = \mathbf{4,1 \cdot 10^{15} Hz} \dots \dots \dots (0.25 \text{ pts})$$

Exercice N°4 (8.5 pts) :

1- Configuration électronique, periode, groupe et sous groupes :(6 x 0.5 pts)

Eléments chimique	Structure électronique	période	groupe	Sous groupe
${}_8\text{O}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	2	VI	A
${}_9\text{F}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	2	VII	A
${}_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	3	VI	A
${}_{26}\text{Fe}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$	4	VIII	B
${}_{30}\text{Zn}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$	4	II	B
${}_{34}\text{Se}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	4	VI	A

2- Eléments de transitions et halogène :

- **Fe** est un élément de transition car il présente une sous-couche « d » insaturée et appartient au bloc d et au groupe VIII_B.....(0.25 pts)
- **F** est un halogène car il appartient au groupe VIIA.....(0.25 pts)

3- Classement de l'électronégativité :

Classement 1 : Selon « n » multiplicité des couches : $n \uparrow \Rightarrow r \uparrow \Rightarrow \chi \downarrow$ (0.25 pts)

- $r({}_8\text{O}, {}_9\text{F}) < r({}_{16}\text{S}) < r({}_{30}\text{Zn}, {}_{34}\text{Se}) \Rightarrow \chi({}_{30}\text{Zn}, {}_{34}\text{Se}) < \chi({}_{16}\text{S}) < \chi({}_8\text{O}, {}_9\text{F})$

Classement 2 : $n = \text{Cste}$; $Z^* \uparrow \Rightarrow F_{att} \uparrow \Rightarrow r \downarrow \Rightarrow \chi \uparrow$ (0.25 pts)

D'où : $\chi({}_{30}\text{Zn}) < \chi({}_{34}\text{Se}) < \chi({}_{16}\text{S}) < \chi({}_8\text{O}) < \chi({}_9\text{F})$ (0.25 pts)

$\chi({}_{30}\text{Zn}) = 1.65, \chi({}_{34}\text{Se}) = 2.55, \chi({}_{16}\text{S}) = 2.58, \chi({}_8\text{O}) = 3.44, \chi({}_9\text{F}) = 3.98$ (0.25 pts)

4- les ions formés par F, S et Se :

- ${}_9\text{F} \rightarrow {}_9\text{F}^- : [{}_{10}\text{Ne}]$ (ion stable ; structure stable d'un gaz rare)(0.5 pts)
- ${}_{16}\text{S} \rightarrow {}_{16}\text{S}^{2-} : [{}_{18}\text{Ar}]$ (ion stable ; structure stable d'un gaz rare)(0.5 pts)
- ${}_{34}\text{Se} \rightarrow {}_{34}\text{Se}^{2-} : [{}_{36}\text{Kr}]$ (ion stable ; structure stable d'un gaz rare)(0.5 pts)

5- La charge nucléaire effective :

${}_{26}\text{Fe} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

${}_{26}\text{Fe} : (1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^2 3p^6) (4s^2) (3d^6)$ (0.25 pts)

$Z^* = Z - \sum \sigma_{ij}$ (0.25 pts)

$Z^*_{4s} = Z - (1 \times (0,35) + 6 \times (0,85) + 8 \times (0,85) + 8 \times (1) + 2 \times (1))$

$Z^*_{4s} = \mathbf{3,75}$ (0.5 pts)

$Z^*_{3d} = Z - (5 \times (0,35) + 8 \times (1) + 8 \times (1) + 2 \times (1))$

$Z^*_{3d} = \mathbf{6,25}$ (0.5 pts)

6- En cas d'ionisation

$Z^*_{4s} < Z^*_{3d}$: les électrons sur l'orbitale 4s subissent un effet écran plus important que les orbitales 3d. La force qui les retient (force d'attraction) est donc plus faible que celle des électrons de l'orbitale 3d. Ceci explique qu'en cas d'ionisation, les électrons 4s partent avant les électrons 3d.

.....(1 pt).