

EXAMEN DE CHIMIE I (STRUCTURE DE LA MATIERE)

LA DURÉE : 1H 30

Exercice N°1 (6points)

- a- **Calculer la concentration molaire** d'une solution de H_2SO_4 concentré sachant que sa masse molaire est de $M=98g/mol$, qu'il est à **96 %** massique et que sa densité vaut $d=1,84$.
- b- **Quel volume d'acide sulfurique** concentré **18 M** faut-il prélever pour préparer **100 ml** d'une solution de H_2SO_4 dont la concentration molaire vaut **6M** ?
- c- On dispose d'une solution de chromate de potassium (K_2CrO_4 ; $M=194.19g/mol$) de concentration **0,872 M** dont la masse volumique vaut $\rho=1,129 g/ml$.
Calculer **la molalité**, **le pourcentage massique** et la **fraction molaire** de soluté pour cette solution.

Exercice N°2 (6points) Les données : $e = 1.602 \cdot 10^{-19}C$ $1Tesla = 1kg \cdot s^{-1} \cdot C^{-1}$ $1u.m.a = 1.66 \cdot 10^{-27} kg$

Un échantillon de magnésium **Mg** est analysé à l'aide d'un **spectrographe de Bainbridge**. Les ions monoatomiques porteurs de deux charges élémentaires (Mg^{++}) pénètrent dans l'analyseur par une fente **F** à la vitesse $v = 10^5 m/s$ et sont soumis à l'action d'un champ magnétique de **B=1 Tesla**. On observe sur le détecteur d'une plaque photographique trois taches **T₁**, **T₂** et **T₃** dont les caractéristiques sont résumées dans le tableau suivant :

Numéro de la tache	T1	T2	T3
Nombre d'ions détectés par seconde	1572	202	226
Distance entre la fente et la tâche : d (cm)	2,5	2,6	2,7

Sachant que les intensités des taches sont proportionnelles au nombre d'ions détectés par seconde, déterminer :

- le nombre d'isotopes du magnésium naturel.
- la masse en **uma** de l'isotope le plus léger.
- L'abondance relative en pourcentage de chaque isotope et la masse atomique du magnésium naturel en **uma**.

Exercice N°3 (8points) les données : $m_p = 1.00728 u.m.a$ $m_n = 1.00866 u.m.a$ $m_{U235} = 234.9933 u.m.a$
 $C = 3 \cdot 10^8 m/s$

LA PARTIE I

- Préciser la composition d'un noyau de l'isotope $^{235}_{92}U$.
- Calculer en **joule** et en **MeV**, l'énergie de liaison $E_{LIAISON}$?
- Calculer l'énergie de liaison par nucléon E_L .
- Comparer la stabilité à celle de $^{226}_{88}Ra$ dont l'énergie de liaison par nucléon est de **7.66 MeV**.

LA PARTIE II

On a isolé à l'état pur **200mg** de $NaCl$ ($Na=22g/mol$) qui présente une activité $A = 9.5 \cdot 10^{11} dps$.

- Déterminer **la constante λ** et **la période T** en **minutes** et **années** de sodium ^{22}Na .
- Au bout de combien de **temps t** l'échantillon ne contiendra-t-il que de **15%** de ^{22}Na .

15-04-2020

Examen de Rattrapage

EX 1 :

Solution de H_2SO_4 dont $M = 98 \text{ g/mol}$.

1- calcul de la masse de la solution :

$$a - d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}} \Rightarrow \rho_{\text{solution}} = d \times \rho_{\text{eau}} = 1,84 \times 1 \text{ g/cm}^3$$

$$\rho_{\text{solution}} = 1,84 \text{ g/cm}^3, V = 1 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}$$

$$m_{\text{solution}} = 1,84 \text{ g/cm}^3 \times 1000 \text{ cm}^3 = 1840 \text{ g}$$

b- calcul de la masse du solute : 96%

100g de solution \longrightarrow 96g H_2SO_4 pure

1840g " " \longrightarrow $m_{H_2SO_4}$

$$m_{H_2SO_4} = \frac{1840 \times 96}{100} = 1766,4 \text{ g}$$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m}{M} = \frac{1766,4 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 18,024 \text{ mol}$$

calcul de la concentration molaire $M = [c]$

$$[H_2SO_4] = \frac{n_{H_2SO_4}}{V} = \frac{18,024 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 18,024 \text{ mol/l}$$

2°) le volume d'acide qu'il faut prelever ?

Soit la solution mère S_1 , dont $c_1 = 18 \text{ mol/l}$

on doit preparer 100 ml d'une solution fille S_2 de concentration $6 \text{ mol/l} = c_2$

$$\text{Gna : } c_1 V_1 = c_2 V_2 \Rightarrow V_1 = \frac{c_2 V_2}{c_1}$$

$$V_1 = \frac{6 \times 100}{18} = 33,33 \text{ ml}$$

3 - Soit la solution de chromate de potassium (K_2CrO_4) avec $M = 194,19 \text{ g/mol}$, $c = 0,872 \text{ mol/l}$

a - Calcul de la molarité

a-1: calcul de la masse du soluté:

$$[c] = \frac{n}{V} \Rightarrow n = [c] \times V = 0,872 \times 1000 = 0,872 \text{ mol.}$$

$$m = n \times M = 0,872 \times 194,19 = 169,333 \text{ g.}$$

$$m_{\text{soluté}} = m_{K_2CrO_4} = 169,333 \text{ g.}$$

a-2: calcul de la masse d'eau:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho \times V = 1,129 \text{ g/ml} \times 1000 \text{ ml}$$

$$\Rightarrow m_{\text{solution}} = 1129 \text{ g.}$$

$$\text{la masse d'eau} = m_{\text{solution}} - m_{\text{soluté}}$$

$$= 1129 \text{ g} - 169,333$$

$$m_{\text{eau}} = 959,666 \text{ g.}$$

$$\text{la molarité } \mathcal{M} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{eau}}(\text{kg})} = \frac{0,872 \text{ mol}}{959,666 \times 10^{-3} \text{ kg}}$$

$$\mathcal{M} = 0,9086 \text{ mol/kg}$$

2 - Le % massique: $\%P = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100$

$$\% \text{ massique} = \frac{169,333 \text{ g}}{1129 \text{ g}} \times 100 = 14,998\%$$

3 - La fraction molaire du soluté:

le nombre de mole de l'eau est $n_1 = \frac{m_{\text{eau}}}{M_{\text{eau}}}$

$$n_1 = \frac{959,666 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 53,314 \text{ mol}, n_{\text{soluté}} = 0,872 \text{ mol.}$$

$$n_{\text{soluté}} = n_2 = 0,872 \text{ mol.}$$

$$x_{\text{soluté}} = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{0,872}{0,872 + 53,314} = 0,016.$$

(2)

Exercice N° 2:

Echantillon de Mg analysé par le spectrographe de Bainbridge dont les ions Mg^{++} pénètrent dans l'analyseur avec une vitesse $v = 10^5 \text{ m/s}$

1 - Puisque le détecteur de la plaque photographique a détecté trois taches \Rightarrow le nombre d'isotopes du Magnésium naturel est 3.

2 - Dans l'analyseur il n'y a que le champ magnétique \Rightarrow 2 forces \Rightarrow la force magnétique F_m et la force centripète $F_c = m \frac{v^2}{R}$

$$\text{Or } |F_m| = |F_c| \Rightarrow q v B = m \frac{v^2}{R} \Rightarrow m = \frac{q \cdot B \cdot R}{v}$$

On remarque que la masse est proportionnelle au rayon $R \Rightarrow$ l'isotope le plus léger correspond au petit rayon R .

$$\Rightarrow \text{on a } R \propto \frac{d}{2}$$

$$\text{Donc } d_1 < d_2 < d_3$$

$$\Rightarrow R_1 < R_2 < R_3$$

\Rightarrow l'isotope le plus léger correspond à R_1

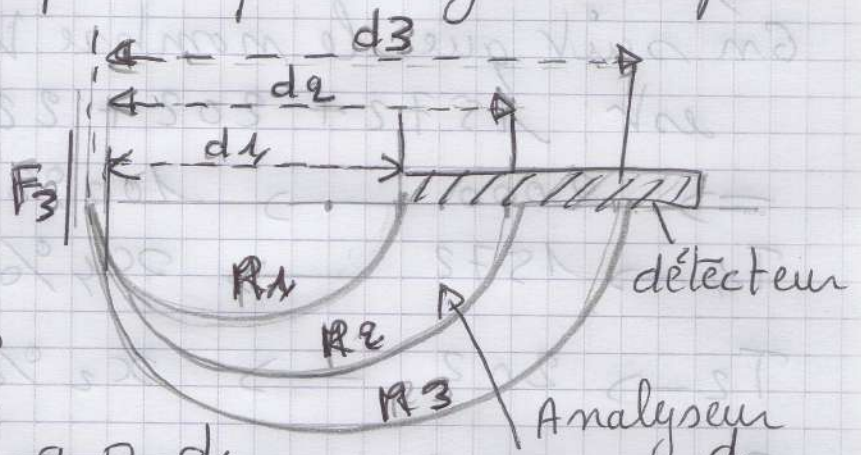
$$\Rightarrow m_1 = \frac{q \cdot B \cdot R_1}{v} = \frac{q \cdot B \cdot d_1}{2v}$$

$$\text{car } R_1 = \frac{d_1}{2}$$

$$m_1 = \frac{2 \times 1,602 \times 10^{-19} \times 1 \times 2,5 \times 10^{-2}}{2 \times 10^5} = 4,005 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

$$\begin{aligned} \mu \text{ ma} &\rightarrow 4,66 \times 10^{-27} \text{ kg} \\ m_{1x} &\rightarrow 4,005 \times 10^{-26} \text{ kg} \end{aligned} \left. \vphantom{\begin{aligned} \mu \text{ ma} \\ m_{1x} \end{aligned}} \right\} \begin{aligned} m_1 &= \frac{4,005 \times 10^{-26}}{4,66 \times 10^{-27}} \\ m_1 &= 24,126 \mu \text{ ma} \end{aligned}$$

(3)



Le deuxième isotope $m_2 = \frac{q \cdot B d_2}{2v} =$

Le troisième isotope $m_3 = \frac{q \cdot B d_3}{2v} =$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\frac{q \cdot B d_1}{2v}}{\frac{q \cdot B d_2}{2v}}$$

$$\Rightarrow \frac{m_1}{m_2} = \frac{d_1}{d_2} \Rightarrow m_2 = m_1 \frac{d_2}{d_1} = 24,126 \times \frac{2,6}{2,5}$$

$$m_2 = 25,091 \text{ u.m.a.}$$

$$\frac{m_1}{m_3} = \frac{\frac{q \cdot B d_1}{2v}}{\frac{q \cdot B d_3}{2v}} \Rightarrow \frac{m_1}{m_3} = \frac{d_1}{d_3} \Rightarrow m_3 = m_1 \frac{d_3}{d_1}$$

$$m_3 = m_1 \frac{d_3}{d_1} = 24,126 \times \frac{2,7}{2,5} = 26,056 \text{ u.m.a.}$$

3°) L'abondance relative de chaque isotope
On sait que le nombre totale d'ions détectés
est $1572 + 202 + 226 = 2000$.

$$\Rightarrow 2000 \longrightarrow 100\%$$

$$T_1 \rightarrow 1572 \longrightarrow x_1\% \quad \left. \begin{array}{l} x_1 = \frac{1572 \times 100}{2000} \\ x_1 = 78,6\% \end{array} \right\}$$

$$T_2 \rightarrow 202 \longrightarrow x_2\% \quad x_2 = \frac{202 \times 100}{2000}$$

$$T_3 \rightarrow 226 \longrightarrow x_3\% \quad x_2 = 10,4\%$$

$$x_3 = \frac{226 \times 100}{2000} = 11,3\%$$

Donc l'abondance relative en% de chaque
isotope est 78,6%, 10,4% et 11,3%
3. Calcul de la masse atomique du Mg
naturel. (u)

On veut que: $M(x) = \frac{\sum M_i x_i}{100}$

$$M(Mg) = M_1 x_1 + M_2 x_2 + M_3 x_3$$

$$M(Mg) = \frac{24,126 \times 78,6 + 25,091 \times 10,4 + 26,056 \times 11,3}{100}$$

$$M(Mg) = 24,2515 \text{ u.m.a.}$$

Exercice N° 3: Partie 1:

La composition du noyau de l'isotope ${}_{92}^{235}\text{U}$

Protons Neutrons électrons

92

143

92

2°) Calcul de l'énergie de liaison E_l de ${}_{92}^{235}\text{U}$

$$E_l = \Delta m c^2$$

$$\Delta m = (92 \times 1,00728 + 143 \times 1,00866) - 234,9033$$

$$\Delta m = 1,9448 \text{ u.m.a.}$$

$$E_l = 1,9448 \times 931,5 = 1783,67 \text{ MeV.}$$

$$1 \text{ MeV} \longrightarrow 1,602 \times 10^{-13} \text{ joule}$$

$$1783,67 \text{ MeV} \longrightarrow E_l$$

$$E_l = 1783,67 \times 1,602 \times 10^{-13} = 28,5746 \times 10^{-11} \text{ J}$$

$$E_l = 28,5746 \times 10^{-11} \text{ J.}$$

3 - l'énergie de liaison par nucléon E_l/A

$$E_l/A = \frac{1783,67}{235} = 7,590 \text{ MeV/nucleon}$$

$$E_l/A_{\text{Ra}} > E_l/A_{92\text{U}} \Rightarrow \text{le Ra est plus stable que l'U}$$

(5)

Partie II :

Solv $m_{\text{NaCl}} = 200 \text{ mg}$. ($\text{Na} = 22 \text{ g/mol}$).

$M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$.

On remarque qu'une molécule de NaCl contient

1 atome de Na $\Rightarrow N_{\text{NaCl}} = N_{\text{Na}}$.

$$\left. \begin{array}{l} (58,5) M_{\text{NaCl}} \rightarrow M_{\text{Na}} (22) \\ 200 \times 10^{-3} \rightarrow m_{\text{Na}} \end{array} \right\} m_{\text{Na}} = \frac{200 \times 10^{-3} \times 22}{58,5}$$

$$m_{\text{Na}} = 0,0752 \text{ g}$$

$\text{Na} (6,02 \times 10^{23})$ noyaux de Na $\rightarrow M_{\text{Na}} (22 \text{ g/mol})$

$$N_0 = \frac{0,0752 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} / \text{mol}}{22 \text{ g/mol}} = 0,02 \times 10^{23} \text{ noyaux}$$

$$N_0(\text{Na}) = 2,05 \times 10^{21} \text{ noyaux}$$

$$\lambda_0 = \lambda N_0 \Rightarrow \lambda = \lambda_0 / N_0 = \frac{9,5 \times 10^{14}}{2,05 \times 10^{21}}$$

$$\lambda = 4,634 \times 10^{-10} / \text{sec}$$

La période T ou temps de demi vie $t_{1/2}$

$$T = t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0,69}{4,634 \times 10^{-10}} = 1495,7 \times 10^7 \text{ sec}$$

$$t_{1/2} = 24,929 \times 10^7 \text{ min} = 474,31 \text{ ans}$$

Solv $N_0 = 100\%$, $N_t = 15\% N_0 = \frac{15 \times 2,05 \times 10^{21}}{100}$

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow \frac{N_0}{N_t} = e^{\lambda t} \Rightarrow \ln \frac{N_0}{N_t} = \lambda t \Rightarrow$$

$$t = \frac{1}{\lambda} \ln \frac{N_0}{N_t} = \frac{1}{4,634 \times 10^{-10}} \ln \frac{N_0}{15 \frac{N_0}{100}}$$

$$t = 409,36 \times 10^7 \text{ sec} = 129,80 \text{ ans}$$

(5)