

**CORRECTION DU DS N°3****Partie-φ : Les applications technologiques de la radioactivité :****1. Questions préalables :**

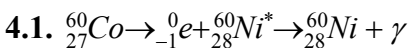
- 1.1. Un noyau est caractérisé par Z son numéro atomique (ou nombre de charges) et par A son nombre de nucléons (ou nombre de masse).
- 1.2. Deux isotopes d'un même élément chimique possèdent un même numéro atomique Z mais un nombre de nucléons A différent.
- 1.3. ${}^{15}_8\text{O} \rightarrow {}^0_{+1}e + {}^{15}_7\text{N}$

2. A propos du texte

- 2.1. Ce sont des émetteurs de rayonnement γ .
- 2.2. Les traceurs utilisés en scintigraphie ont une activité qui décroît rapidement.
- 2.3.1. La radioactivité β^- est accompagnée par l'émission d'électrons : ${}^0_{-1}e$ tandis que la radioactivité α est accompagnée de l'émission de noyaux d'hélium ${}^4_2\text{He}$.
- 2.3.2. Un noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$ a une masse beaucoup plus grande que celle d'un électron (β^-) ou d'un positron (β^+).

3. Scintigraphie

- 3.1. Le temps de demi-vie est la durée au bout de laquelle la moitié des noyaux initialement présents se sont désintégrés.
- 3.2. Les deux traceurs possèdent une même activité initiale, ils seront détectés avec la même intensité par la gamma caméra, mais l'iode 131 possède après 400 jours une activité beaucoup plus faible que le traceur de demi-vie 80 jours. L'iode 131 est donc moins nocif pour la santé.

4. Radiothérapie

4.2.1. $N_0 = \frac{m}{M} \times N_A = \frac{1 \cdot 10^{-6}}{60} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 10^{16}$ noyaux

4.2.2. $\Delta N = -N \cdot \lambda \cdot \Delta t$

4.2.3. $N = N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$ que l'on remplace dans l'expression précédente $\Delta N = -\lambda \cdot \Delta t \cdot N_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$

4.2.4. $A_0 = N_0 \cdot \lambda \cdot \Delta t$ or $\Delta t = 1 \text{ s}$ soit $A_0 = N_0 \cdot \lambda$

4.2.5. $A = A_0 \cdot e^{-\lambda \cdot t}$ soit $\ln A = \ln A_0 - \lambda t$

4.2.6. La courbe est une droite décroissante ne passant pas par l'origine.

Le coefficient directeur de cette droite vaut $-\lambda$ et l'ordonnée à l'origine vaut $\ln A_0$.

Ce qui est cohérent avec l'expression précédente.

4.2.7. On détermine le coefficient directeur a de la droite:

à l'aide des points $M(3,0 ; 17,1)$ $N(7,0 ; 16,6)$

$$a = \frac{\ln A_M - \ln A_N}{t_M - t_N} = \frac{17,1 - 16,6}{3,0 - 7,0} = -0,125 (= -0,13)$$

$$\lambda = -a = 0,125 \text{ an}^{-1}$$

4.2.8. $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda}$

4.2.9. $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{0,125} = 5,5 \text{ ans}$ à convertir en s pour comparer avec la valeur donnée.

sans arrondis intermédiaires: $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{-\left(\frac{17,1 - 16,6}{3,0 - 7,0}\right)} \times 365,25 \times 24 \times 3600 = 1,7 \cdot 10^8 \text{ s}$



Cette valeur est proche de la valeur donnée dans les tables, la méthode graphique ne permet pas d'être aussi précis.

Non demandé: Vérification de la valeur de l'ordonnée à l'origine: pour $t=0$ on $\ln A = \ln A_0$

$$\ln A_0 = \ln N_0 \cdot \lambda \quad \ln A_0 = \ln N_0 + \ln \lambda \quad \ln A_0 = \ln 10^{16} + \ln \frac{0,125}{(365,25 \times 3600 \times 24)} = 17,5$$

Partie-γ : Détermination d'une constante d'équilibre par deux méthodes :

1. La transformation chimique étudiée :

1.1. Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .

1.2. Couple acide éthanoïque / ion éthanoate: $CH_3CO_2H_{(aq)} / CH_3CO_2^-_{(aq)}$

Couple ion oxonium / eau: $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$

1.3.
$$K = \frac{[CH_3CO_2^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[CH_3CO_2H]_f}$$

2. Étude pH-métriques :

2.1. quantité de matière initiale d'acide éthanoïque : $n_1 = c_1 \times V_1$

$n_1 = 2,7 \cdot 10^{-3} \times 0,100$

$n_1 = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$

2.2.	Avancement	$CH_3CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} = CH_3CO_2^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$			
État initial	$x = 0$	n_1	en excès	0	0
État final théorique	$x = x_{max}$	$n_1 - x_{max}$	en excès	x_{max}	x_{max}
État final expérimental ou état d'équilibre	$x = x_f$	$n_1 - x_f$	en excès	x_f	x_f

Si la transformation est totale, l'acide éthanoïque est totalement consommé, soit $n_1 - x_{max} = 0$

$x_{max} = n_1$ soit $x_{max} = 2,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$

2.3. $[H_3O^+]_{(aq)}_f = 10^{-pH}$ $pH = -\log[H_3O^+]$ or d'après l'énoncé $\log(2,0 \cdot 10^{-4}) = -3,7$
 $[H_3O^+]_{(aq)}_f = 10^{-3,70} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

$[H_3O^+]_{(aq)}_f = \frac{x_f}{V_1}$ soit $x_f = [H_3O^+]_{(aq)}_f \times V_1$

$x_f = 2,0 \cdot 10^{-4} \times 0,100 = 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

2.4. $\tau_1 = \frac{x_f}{x_{max}}$ $\tau_1 = \frac{2,0 \cdot 10^{-5}}{2,7 \cdot 10^{-4}} = 0,74 \times 10^{-5} \times 10^4 = 0,74 \cdot 10^{-1}$

$\tau_1 = 7,4 \cdot 10^{-2}$ La transformation est limitée car $\tau_1 < 1$.

2.5.1. D'après l'équation chimique $[H_3O^+]_{(aq)}_f = [CH_3CO_2^-]_{(aq)}_f = \frac{x_f}{V_1}$

$[CH_3CO_2^-]_{(aq)}_f = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

2.5.2. $c_1 = [CH_3CO_2H_{(aq)}]_{ini} = [CH_3CO_2H_{(aq)}]_f + [CH_3CO_2^-]_{(aq)}_f$

$[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f = c_1 - [CH_3CO_2^-]_{(aq)}_f$

$[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f = 2,7 \cdot 10^{-3} - 2,0 \cdot 10^{-4} = 27 \cdot 10^{-4} - 2,0 \cdot 10^{-4}$

$[CH_3CO_2H_{(aq)}]_f = 25 \cdot 10^{-4} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$



$$2.6. K_1 = \frac{[CH_3CO_2^-(aq)]_f \cdot [H_3O^+(aq)]_f}{[CH_3CO_2H(aq)]_f}$$

$$K_1 = \frac{2,0 \cdot 10^{-4} \times 2,0 \cdot 10^{-4}}{2,5 \cdot 10^{-3}} = \frac{4,0}{2,5} \times 10^{-8} \times 10^3$$

$$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

3. Étude conductimétrique :

3.1. Présence d'ions éthanoate $CH_3CO_2^-$, d'ions oxonium H_3O^+ , on néglige la présence des ions hydroxyde car le pH est très acide (=3,70).

D'après l'équation chimique $[H_3O^+(aq)]_f = [CH_3CO_2^-(aq)]_f$

$$3.2. \sigma = \lambda_{CH_3CO_2^-} \cdot [CH_3CO_2^-(aq)]_f + \lambda_{H_3O^+} \cdot [H_3O^+(aq)]_f$$

$$3.3. \sigma = (\lambda_{CH_3CO_2^-} + \lambda_{H_3O^+}) \cdot [H_3O^+(aq)]_f$$

$$[H_3O^+(aq)]_f = [CH_3CO_2^-(aq)]_f = \frac{\sigma}{\lambda_{CH_3CO_2^-} + \lambda_{H_3O^+}}$$

$$[H_3O^+(aq)]_f = [CH_3CO_2^-(aq)]_f = \frac{5,00 \cdot 10^{-2}}{4,1 \cdot 10^{-3} + 35,9 \cdot 10^{-3}} = \frac{5,00 \cdot 10^{-2}}{40,0 \cdot 10^{-3}} = \frac{5}{4} \times \frac{10^{-2}}{10 \times 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+(aq)]_f = [CH_3CO_2^-(aq)]_f = 1,25 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$3.4.1. c_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 100 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [CH_3CO_2^-(aq)]_f = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\frac{c_2}{[CH_3CO_2^-]_f} = \frac{100}{1,25} = 80$$

$$[CH_3CO_2^-(aq)]_f = \frac{c_2}{80} < \frac{c_2}{50} \text{ l'approximation 1 est justifiée.}$$

3.4.2. Si $c_2 \approx [CH_3CO_2H(aq)]_f$ cela signifie que l'acide s'est très peu dissocié dans l'eau.

La transformation peut être considérée comme étant très limitée.

On a $c_2 = [CH_3CO_2H(aq)]_{\text{ini}} = [CH_3CO_2H(aq)]_f + [CH_3CO_2^-(aq)]_f$

et $c_2 \approx [CH_3CO_2H(aq)]_f$ donc $[CH_3CO_2^-(aq)]_f$ est négligeable face à $[CH_3CO_2H(aq)]_f$.

$$3.4.3. K_2 = \frac{[CH_3CO_2^-(aq)]_f \cdot [H_3O^+(aq)]_f}{[CH_3CO_2H(aq)]_f} = \frac{[H_3O^+(aq)]_f^2}{c_2}$$

$$K_2 = \frac{(1,25 \cdot 10^{-3})^2}{0,10} = \frac{(1,25)^2 \cdot 10^{-6}}{0,10} = 1,56 \cdot 10^{-5}$$

$$3.4.4. \tau_2 = \frac{[CH_3CO_2^-(aq)]_f}{c_2}$$

$$\tau_2 = \frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{0,10} = 1,25 \cdot 10^{-2}$$

4. Conclusion :

4.1. La constante d'équilibre K ne dépend pas de la concentration initiale en acide éthanoïque, puisque avec deux concentrations différentes on obtient la même valeur de K.

4.2. Oui, le taux d'avancement final d'une transformation chimique limitée dépend de l'état initial du système. En effet avec deux concentrations initiales différentes, on obtient deux taux d'avancement différents.

4.3. Affirmation 1 : Plus l'acide est dissocié et plus le taux d'avancement final τ est grand.



Affirmation **juste** : $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$, plus l'acide est dissocié et plus x_f est grand alors τ est plus grand.

(x_{\max} étant constant).

Affirmation 2 : Plus la solution d'acide éthanoïque est diluée, moins l'acide est dissocié.

Affirmation **fausse** : $c_1 < c_2$ donc la solution 1 est davantage diluée.

On a obtenu $\tau_1 > \tau_2$, dans la solution 1 l'acide s'est davantage dissocié.