



## EXERCICE + CORRECTION II CINÉTIQUE CHIMIQUE

# Institut

TS

# MBACKÉ MATHS

Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez

SCIENCES PHYSIQUES

EXERCICES + CORRECTIONS

SCIENCES PHYSIQUES

COURS D'ENCADREMENT EN LIGNE INTERNATIONALE

YOUTUBE : MBACKÉ MATHS

+221 70 713 09 21

PROF : M. DIOP

ANNEE : 2025-2026

NIVEAU : TERMINALE S

## EXERCICE N°1

Oxydation des ions iodures par l'eau oxygénée

A la date  $t = 0$ , on introduit dans un erlenmeyer 5 mL d'iodure de potassium de concentration  $C_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et 5 mL d'une solution d'eau oxygénée de concentration  $C_2 = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  préalablement acidifiée par de l'acidité par de l'acide sulfurique en excès.

On donne les potentiels standards d'oxydo-réductions :  $E_1(C_1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{O}) = 0,76 \text{ V}$  et  $E_2(\text{O}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$

- 1) Etablir l'équation de la réaction.
- 2) Calculer les concentrations initiales en ion iodure et en eau oxygénée. Quel est le réactif limitant ?
- 3) Le diiode formé colore la solution en brun. Sa concentration est donnée dans le tableau suivant :

t en min	1	2	3	4	5	6	7
$[\text{I}_2]$ en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$	0,28	0,21	0,70	0,82	0,93	1,00	1,05

Tracer la courbe  $[\text{I}_2] = f(t)$

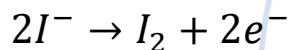
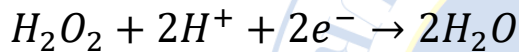
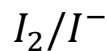
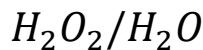
- 4) Déterminer la concentration  $[\text{I}_2]_{\infty}$  du diiode au d'un temps infini.
- 5) Déterminer le temps de demi-réaction  $\tau_{1/2}$ .
- 6) Calculer la vitesse volumique moyenne de formation du diiode  $\text{I}_2$  entre les dates  $t_1 = 0 \text{ min}$  et  $t_2 = 4 \text{ min}$ .

7) Calculer la vitesse volumique instantanée de formation du diiode  $I_2$  à la date  $t_2 = 4$  min. En déduire, à la même date, les vitesses de disparitions  $V(H_2O_2)$  et  $V(I^-)$

## CORRECTION

$$KI \begin{cases} C_1 = 5.10^{-3} \text{ mol/L} \\ V_1 = 5 \text{ mL} \end{cases} ; H_2O_2 \begin{cases} C_2 = 0,25 \text{ mol/L} \\ V_2 = 5 \text{ mL} \end{cases}$$

1) Equation bilan de la réaction



2) Calculons les concentrations molaires initiales au  $I^-$  et au  $H_2O_2$

$$[I^-]_0 = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{5.10^{-3} \times 5}{10} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[H_2O_2]_0 = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,25 \times 5}{10} = 0,125 \text{ mol/L}$$

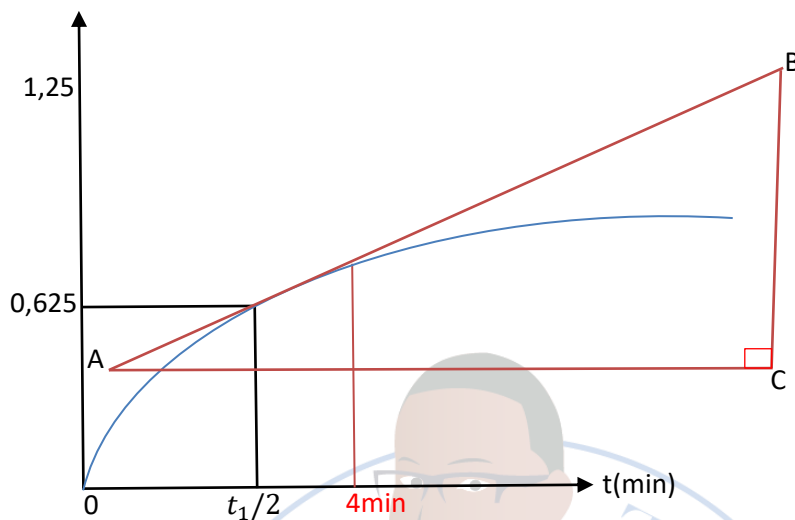
$$\frac{nI^-}{2} = \frac{C_1 V_1}{2} = \frac{5.10^{-3} \times 5.10^{-3}}{2} = 125.10^{-5} \text{ mol}$$

$$nH_2O_2 = C_2 V_2 = 0,25 \times 5.10^{-3} = 1,255.10^{-3} \text{ mol}$$

$$\frac{nI^-}{2} < nH_2O_2; I^- \text{ est le réactif limitant}$$

3) Tracé de la courbe  $[I_2] = f(t)$

*Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez*



4) Déterminons la concentration  $[I_2]$  formée à l'infinie

$$\frac{[I^-]_0}{2} = [I_2]_{f\infty} \Rightarrow [I_2]_{f\infty} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3}}{2}$$

$$\boxed{[I_2]_{f\infty} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,25 \text{ mmol}}$$

5) Déterminons le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$

C'est le temps au bout duquel la moitié du nombre de final de  $I_2$  s'est formée

$$\text{à } t_{1/2} \rightarrow [I_2]_f = \frac{1,25}{2} = 0,625 \text{ mmol/L}$$

Graphiquement  $t_{1/2} = 2,5 \text{ min}$

6) Calculons la vitesse moyenne volumique de formation de  $I_2$  entre 0 et 4min

$$v_{m \rightarrow 4\text{min}}(I_2)_f = \frac{(0,82 - 0)10^{-3}}{4 - 0} = 2,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L/min}$$

7) Calculons  $v_{t=4\text{min}}(I_2)_f$

$$v_{t=4\text{min}}(I_2)_f = \frac{BC \times \text{echelle1}}{AC \times \text{echelle2}}$$

*Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez*

En déduire  $v_{t=4\text{min}}(H_2O_2)_d$  et  $v_{t=4\text{min}}(I^-)_d$

D'après le bilan molaire

$$n(H_2O_2)_d = \frac{n(I^-)_d}{2} = n(I_2)_f$$

$$\Rightarrow v_t(\text{H}_2\text{O}_2)_d = v_t \frac{(\text{I}^-)_d}{2} = v_t(\text{I}_2)_f$$

$$v_t(\text{H}_2\text{O}_2)_d = v_t(\text{I}_2)_f$$

$$v_t(\text{I}^-)_d = 2v_t(\text{I}_2)_f$$

## EXERCICE N°2

Potentiels normaux des couples redox :  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,76 \text{ V}$  et  $E^\circ (\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$

Volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $V_0 = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaires en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  : Cl : 35,5 ; H : 1 ; Zn : 65,4

On étudie la cinétique de la réaction naturelle entre deux couples. A  $t = 0$ , on introduit une masse  $m = 1 \text{ g}$  de zinc en poudre dans un ballon contenant  $V = 40 \text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C_a = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On recueille le gaz dihydrogène formé au cours du temps et on mesure son volume  $V(\text{H}_2)$ .

A chaque instant, on désigne par  $x$  le nombre de mole d'acide disparu et par  $C_R$  sa concentration molaire résiduelle.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2.a.) Tenant compte des données numériques de l'énoncé et de l'équation précédemment écrite, établir les relations :  $x = \frac{V(\text{H}_2)}{12}$  et  $C_R = 0,5 - 25x$ .

t (min)	0	100	200	300	400	500	600	700	800
V(H <sub>2</sub> ) (mL)	0	57,6	96	124,8	144	1631,2	177,6	187,2	201,6
x (mol)									
C <sub>R</sub> (mol · L <sup>-1</sup> )									

*Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez*

*(x est en mol, V(H<sub>2</sub>) en L C<sub>R</sub> en mol · L<sup>-1</sup>)*

2.b) compléter le tableau de mesure ci-dessous et tracer la courbe  $C_R = f(t)$ . Le candidat choisira une échelle judicieuse qu'il précisera.

3.a) Déterminer la vitesse moyenne de disparition des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  entre les dates  $t_1 = 200 \text{ min}$  et  $t_2 = 500 \text{ min}$ .

3.b) Déterminer graphiquement la vitesse instantanée de disparition des ions hydronium  $V(\text{H}_3\text{O}^+)$  à la date  $t_1 = 200$  min.

4.a) Déterminer la concentration  $C_1$  de la solution en ion  $\text{Zn}^{2+}$  à  $t = 300$  min.

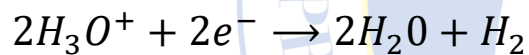
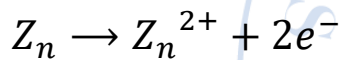
4.b) Déterminer la concentration  $C_2$  de la solution en ion  $\text{Zn}^{2+}$  en fin de réaction et calculer la masse  $m_r$  de zinc restant.

5.a) Etablir une relation entre les vitesses instantanées de disparition de  $\text{H}_3\text{O}^+$  et de formation de  $\text{Zn}^{2+}$ .

5.b) En déduire la vitesse instantanée de formation de  $\text{Zn}^{2+}$  à  $t_1 = 200$  min

## CORRECTION

1) Equation bilan de la réaction



2) a) Montrons que  $x = \frac{V_{\text{H}_2}}{12}$

$$\text{Et } C_R = 0,5 - 25x$$

$$\text{Bilan molaire } \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+ d}}{2} = n_{\text{H}_2 f}$$

$$\Rightarrow \frac{x}{2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_M} \Rightarrow x = \frac{2V_{\text{H}_2}}{V_M} = \frac{2V_{\text{H}_2}}{24}$$

$$x = \frac{V_{\text{H}_2}}{12}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+ rest} = n_{\text{H}_3\text{O}^+ initial} - n_{\text{H}_3\text{O}^+ disparu}$$

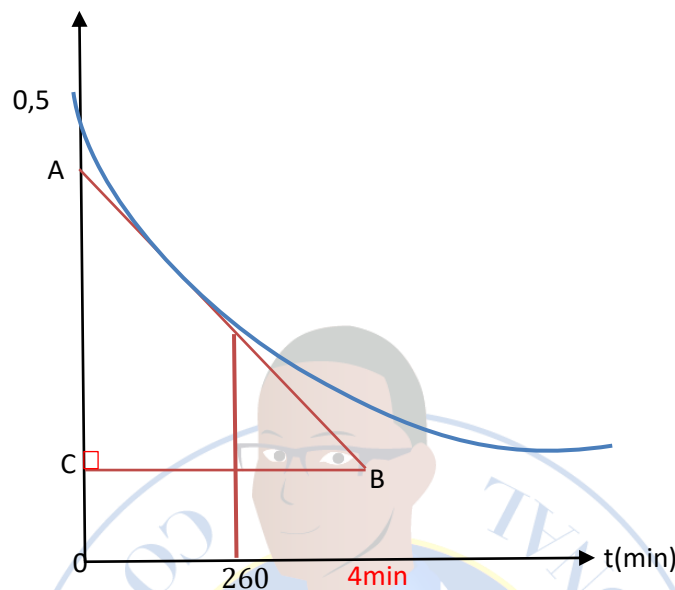
$$n_R = n_0 - x$$

$$\frac{n_R}{V} = \frac{n_0}{V} - \frac{x}{V} \Rightarrow C_R = C_0 - \frac{x}{40 \cdot 10^{-3}}$$

$$C_R = 0,5 - \frac{10^{-3}}{40} x$$

$$C_R = 0,5 - 25x$$

b) Tracé de la courbe  $C_R = f(t)$



- 3) a) Vitesse moyenne de disparition des ions  $H_3O^+$  entre  $t_1 = 200min$  et  $t_2 = 500min$

$$v_m(H_3O^+)_d = -\frac{(H_3O^+)_{t_2} - (H_3O^+)_{t_1}}{500 - 200}$$

- b) Déterminons  $v(H_3O^+)_d$  à  $t = 200min$

$$v_{t=200min}(H_3O^+)_d = \frac{AC \times echelle1}{BC \times echelle2}$$

- 4) a) Déterminons la concentration  $C_1$  de  $Zn^{2+}$  à  $t = 300min$

à  $t = 300min$   $VH_2 = 124,8mL$

$$x = \frac{124,8 \cdot 10^{-3}}{12} = 0,0104mol$$

$$C_R = 0,5 - 25(0,104) = 0,24mol/L$$

$$\frac{nH_3O^+_d}{2} = nZn^{2+} \Rightarrow \frac{C_R}{2} = C_1$$

$$C_1 = \frac{0,24}{2} = 0,12mol/L$$

- 4.b) Déterminons  $C_1$  des ions  $Zn^{2+}$  en fin de réaction et la masse  $m_R$  de zinc restant

En fin de réaction  $C_R = 0 \Rightarrow 0,5 - 25x = 0$

$$x = \frac{0,5}{25} = 0,02mol$$

$$\frac{x}{2} = nZ_n^{2+} = C_2V \Rightarrow C_2 = \frac{x}{2V}$$

$$C_2 = \frac{0,02}{2 \times 40 \cdot 10^{-3}} = 0,25 \text{ mol/L}$$

$$m_R = m_{Z_n^i} - m_{Z_n^d}$$

$$\frac{x}{2} = nZ_n = \frac{mZ_n}{MZ_n} \Rightarrow m_{Z_n^d} = \frac{x}{2} \times MZ_n$$

$$m_{Z_n^d} = \frac{0,02}{2} \times 65,4 = 0,654 \text{ g}$$

$$m_R = 1 - 0,654 = 0,346 \text{ g}$$

5) a) Relation entre  $v_t(H_3O^+)_d$  et  $v_t(Z_n^+)_f$

bilan molaire  $\frac{nH_3O^+_d}{2} = n(Z_n^+)_f$

$$\frac{v_t H_3O^+_d}{2} = v_t(Z_n^+)_f$$

**EMPLOI DU TEMPS DES COURS D'ENCADREMENT EN**  
**LIGNE**

**INSCRIPTION EN COURS**

Plus vous vous exposez, plus vous vous améliorez





Institut  
**MBACKÉ MATHS**  
Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez

**ANNÉE SCOLAIRE 2025-2026**

# Emploi du temps

Niveaux	Lundi	Mardi	Mercredi	Jeudi	Vendredi	Samedi	Dimanche
<b>TS2</b>	<b>MATHS</b> 20h	<b>HG</b> 20h	<b>PC</b> 20h	<b>Philo</b> 20h	<b>SVT</b> 20h	<b>Français</b> 20h	<b>Anglais</b> 20h

*Inscrivez-vous vite!*



**+221 70 713 09 21**



+221 77 090 54 54



mbackemaths@gmail.com



mbackemaths.com

**WWW.MBACKEMATHS.COM || COURS PRIVÉS EN LIGNE || (+221) 70 713 09 21**

8