

TP Ch1 : Transformations lentes ou rapides - Suivi temporel d'une transformation par titrages

OBJECTIF :

- Étudier l'évolution temporelle de quelques systèmes chimiques.
- Connaître la méthode du suivi temporel d'une transformation par titrages du diiode par oxydoréduction.

II. SUIVI TEMPOREL DE LA RÉACTION ENTRE L'EAU OXYGÉNÉE ET LES IONS IODURE

DOSAGE DU DIIODE À DIFFÉRENTS INSTANTS

Dosage n°	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
t (min)	0'33	1'28	2'57	4'03	5'09	6'50	8'30	10'34	13'35	14'55	18'30	20'22	21'48	24'34
t (s)	33	88	177	243	309	410	510	634	815	895	1110	1222	1308	1474
V _{versé} (mL)	0,3	1,3	3,7	6,9	10,4	14,5	19,7	25,1	30,9	36,8	42,9	49,0	55,2	61,4
V _E (mL)	0,3	1,0	2,4	3,2	3,5	4,1	5,2	5,4	5,8	5,9	6,1	6,1	6,2	6,2
n _p (I ₂) en mol (x10 ⁻⁶)	0,8	2,5	6,0	8,0	8,8	10,3	12,9	13,4	14,4	14,8	15,1	15,3	15,5	15,5
[I ₂] en mmol ⁻¹	0,4	1,3	3,0	4,0	4,4	5,1	6,4	6,7	7,2	7,4	7,6	7,6	7,8	7,8

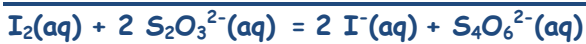
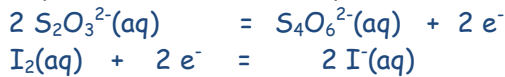
EXPLOITATION DES RÉSULTATS.

→ Questions préalables

1. Écrire l'équation de la réaction de la **transformation étudiée**, entre l'eau oxygénée et les ions iodure.



2. Donner l'équation de la réaction se produisant au cours des **dosages**, entre le diiode formé et les ions thiosulfate.



3. Expliquer le rôle de la trempe.

La trempe permet le refroidissement et la dilution brutal de la solution pour diminuer fortement la vitesse d'évolution du système : le système garde sa composition chimique.

4. Comment repère-t-on l'équivalence du titrage ?

L'équivalence du titrage est repérée grâce à la décoloration de la solution bleue.

→ Graphe [I₂] en fonction du temps

5. Établir le **tableau d'avancement** pour la réaction de **dosage** à l'instant t et définir l'équivalence. En déduire une relation entre la quantité de diiode formée à l'instant t **dans le prélèvement**, notée n_p(I₂), la concentration C et le volume V_E de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence. Compléter la 6^{ème} ligne du tableau ci-dessus.

Équation chimique		I ₂ (aq)	+ 2 S ₂ O ₃ ²⁻ (aq)	= 2 I ⁻ (aq)	+ S ₄ O ₆ ²⁻ (aq)
État du système	Avancement	Quantités de matière			
État initial	0	n _p (I ₂) = [I ₂] _p V _p	n _E (S ₂ O ₃ ²⁻) = CV _E	0	0
État intermédiaire	x	n _p (I ₂) - x	n _E (S ₂ O ₃ ²⁻) - 2 x	2 x	x
État final	x(t) _F	n _p (I ₂) - x(t) _F	n _E (S ₂ O ₃ ²⁻) - 2 x(t) _F	2 x(t) _F	x(t) _F

À l'équivalence, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques, donc :

$$n_p(\text{I}_2) - x(t)_F = 0 \quad \text{donc} \quad x(t)_F = n_p(\text{I}_2)$$

$$\text{et } n_E(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) - 2 x(t) = 0 \quad \text{donc} \quad x(t) = \frac{1}{2} n_E(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$$

$$\text{alors : } n_p(\text{I}_2) = \frac{n_E(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = \frac{C \times V_E}{2}$$

6. Sachant que le volume du prélèvement est V_p = 2,0 mL, exprimer la concentration en diiode dans le prélèvement à un instant t. Compléter la dernière ligne du tableau.

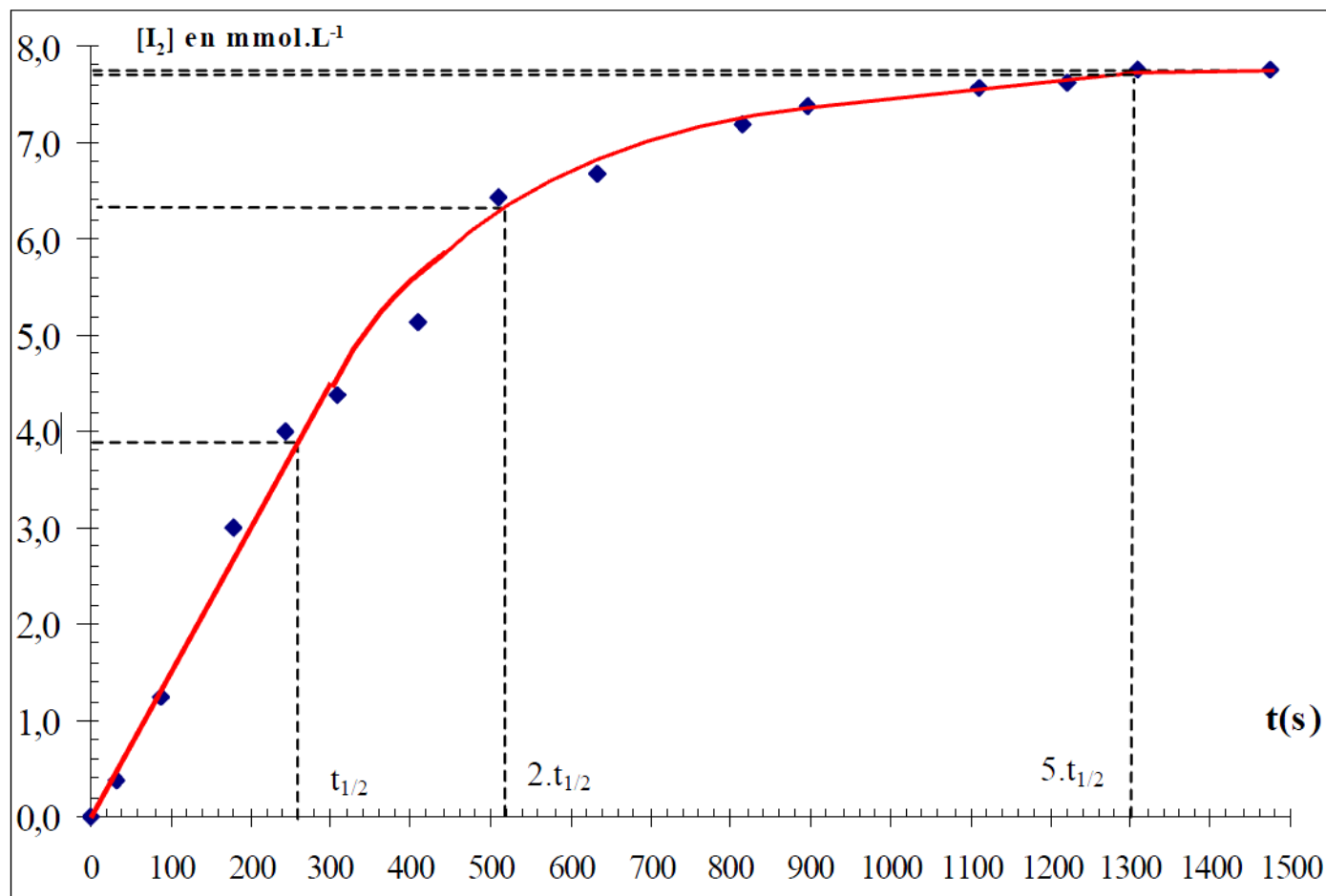
$$\text{Par définition de la concentration on a : } [\text{I}_2]_p = \frac{n_p(\text{I}_2)}{V_p}$$

7. Que peut-on dire de la concentration en diiode dans le mélange réactionnel au même instant ?

La concentration en diiode dans le mélange réactionnel au même instant est la même que celle dans le prélèvement.

8. Tracer le graphe $[I_2] = f(t)$ sur une demi-feuille de papier millimétré, en choisissant vos échelles.

Graphe $[I_2] = f(t)$:



9. Commenter l'évolution temporelle de $[I_2]$.

La concentration en diiode augmente au cours du temps jusqu'à atteindre une asymptote horizontale.

10. Déterminer graphiquement la concentration finale en diiode formée lorsque $t \rightarrow \infty$.

Graphiquement, la concentration finale en diiode formée lorsque $t \rightarrow \infty$ est : $[I_2]_{\infty} = 7,8 \text{ mmol.L}^{-1}$.

→ Étude de la réaction de la transformation

11. Calculer les quantités initiales (en mmol) en eau oxygénée et en ions iodure dans le mélange réactionnel.

Calcul des quantités initiales (en mmol) en eau oxygénée et ions iodure dans le mélange réactionnel :

$$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = [\text{H}_2\text{O}_2] \times V(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,12 \times 4,0 \cdot 10^{-3} = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = \mathbf{0,48 \text{ mmol}}$$

$$n_0(\text{I}^-) = [\text{I}^-] \times V(\text{KI}) = 0,10 \times 36 \cdot 10^{-3} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = \mathbf{3,6 \text{ mmol}}$$

12. Construire le tableau d'avancement de la réaction de la **transformation étudiée**, sachant que les ions H^+ sont ici en excès.

Équation chimique		$2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}^+ = \text{I}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$				
État du système	Avancement	Quantités de matière				
État initial	0	$n_0(\text{I}^-)$	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$	Excès	0	Excès
État intermédiaire	x	$n_0(\text{I}^-) - 2x$	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - x$	Excès	x	Excès
État final	x_{max}	$n_0(\text{I}^-) - 2x_{\text{max}}$	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - x_{\text{max}}$	Excès	x_{max}	Excès

13. Déterminer le réactif limitant.

Si I^- est limitant alors : $n_0(\text{I}^-) - 2x_{\text{max}} = 0 \Leftrightarrow 3,6 - 2x_{\text{max}} = 0 \Leftrightarrow x_{\text{max}} = 1,8 \text{ mmol}$,

Si H_2O_2 est limitant alors : $n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - x_{\text{max}} = 0 \Leftrightarrow 0,48 - x_{\text{max}} = 0 \Leftrightarrow x_{\text{max}} = 0,48 \text{ mmol}$,

Donc H_2O_2 est limitant et $x_{\text{max}} = \mathbf{0,48 \text{ mmol}}$.

14. Déterminer la quantité finale théorique en diiode et en déduire la concentration finale en diiode dans le mélange réactionnel de volume 60 mL ($4,0 \text{ mL} + 36 \text{ mL} + 20 \text{ mL}$).

On en déduit donc que la quantité finale de diiode dans le **mélange réactionnel** est : $n_{\infty}(\text{I}_2) = x_{\text{max}} = \mathbf{0,48 \text{ mmol}}$

La concentration finale en diiode dans le mélange réactionnel de volume 60 mL (et donc dans le prélèvement) est :

$$[I_2]_{\infty} = \frac{n_{\infty}(\text{I}_2)}{V_{\text{total}}} = \frac{0,48 \cdot 10^{-3}}{60 \cdot 10^{-3}} = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = \mathbf{8,0 \text{ mmol.L}^{-1}}$$

15. Comparer avec la valeur expérimentale. Calculer l'écart relatif.

On obtient une valeur voisine de la valeur expérimentale avec un écart relatif de : $\frac{8,0 - 7,8}{8,0} = 0,025 = \mathbf{2,5\%}$