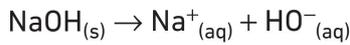


Feuille d'exercices

1 Pour préparer 50 mL de solution, on dissout 2,5 g d'hydroxyde de sodium NaOH_(s) dans l'eau.

Ce solide ionique se dissocie selon la réaction :



- a. Calculer la quantité de matière d'hydroxyde de sodium dissout.
- b. En déduire les concentrations [Na⁺] et [HO⁻] dans la solution.

2 L'aspartame C₁₄H₁₈O₅N₂ est un édulcorant de synthèse. La concentration en masse en aspartame d'une boisson vaut C_m = 600 mg·L⁻¹.

- Calculer sa concentration c en quantité de matière.

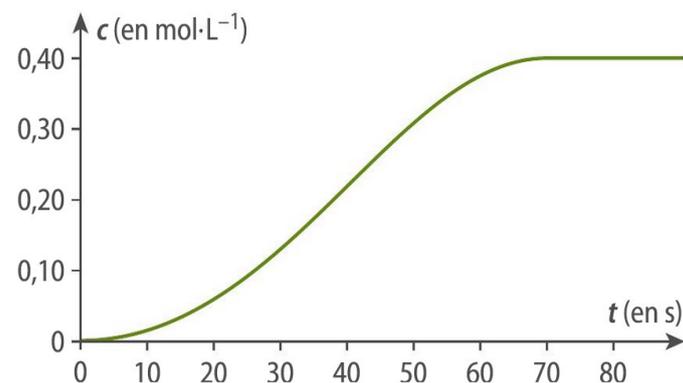
3 L'éosine est un solide de masse molaire M = 624 g·mol⁻¹.

Une solution commerciale de désinfection de la peau a pour concentration c = 3,2 × 10⁻³ mol·L⁻¹ en éosine.



- a. Quelle est la quantité de matière n₁ d'éosine contenue dans V₁ = 50 mL de solution commerciale ?
- b. En déduire la masse m₁ d'éosine à peser pour préparer 50 mL de solution.
- c. On prépare V₂ = 100 mL de cette solution à partir d'une solution de concentration c' = 1,6 × 10⁻² mol·L⁻¹. Quel volume V' de solution mère faut-il prélever ?
- d. Une bouteille d'éosine commerciale de 250 mL ne contient plus que 10 mL de solution. On complète avec de l'eau. Quelle est la concentration c₃ de la solution obtenue ?

9 On représente l'évolution de la concentration c d'une espèce chimique en fonction du temps t. On pose c = f(t).

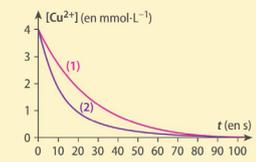


- a. Quelle est la valeur maximale de c ?
- b. Quelle est la valeur maximale de f'(t) ?

	A	B	C
Transformations lentes et rapides, facteurs cinétiques, catalyse (Cours 1 p. 122 et 2 p. 123)			
10 Pour ralentir l'évolution d'une réaction chimique on peut :	augmenter la concentration des réactifs.	diminuer la température.	diluer le mélange réactionnel.
11 Un catalyseur :	diminue la durée d'une réaction chimique.	n'apparaît pas dans l'équation de réaction.	modifie l'état final du système chimique.

22 Influence de la température sur une réaction

On considère la réaction totale Cu²⁺_(aq) + Fe_(s) → Cu_(s) + Fe²⁺_(aq). On réalise deux expériences (1) et (2) avec la même concentration initiale en Cu²⁺ et du fer en excès, mais à des températures différentes, T₁ et T₂. Un suivi spectrophotométrique permet de déterminer l'évolution de la concentration [Cu²⁺] en fonction du temps t. Les courbes obtenues pour ces deux expériences sont présentées ci-contre.

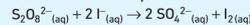


- a. Calculer le quotient des temps de demi-réaction : $\frac{t_{1/2(2)}}{t_{1/2(1)}}$.
- b. Comparer, sans les calculer, les vitesses volumiques initiales de disparition v_{dis(Cu²⁺)}(0) dans les deux expériences.
- c. A-t-on T₁ > T₂ ou T₂ > T₁ ? Justifier.

23 Vitesse volumique et temps de demi-réaction

À la date t = 0, on introduit dans un bécher un volume V₁ = 60,0 mL d'une solution aqueuse contenant des ions peroxydisulfate S₂O₈²⁻ de concentration c₁ = 1,0 × 10⁻¹ mol·L⁻¹ et un volume V₂ = 40,0 mL d'une solution d'ions iodure I⁻ de concentration c₂ = c₁.

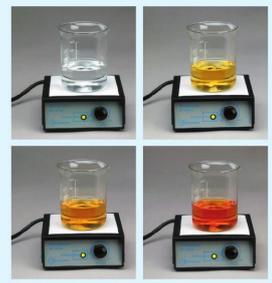
La réaction est lente et totale. L'équation de réaction s'écrit :



- a. Calculer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.
- b. Construire le tableau d'avancement. En déduire la concentration finale en diiode dans la solution.
- c. Les valeurs de concentration en diiode formé au cours du temps sont rassemblées dans le tableau suivant.

t (en s)	0	20	40	60	80	100	120	150
[I ₂] (10 ⁻³ mol·L ⁻¹)	0	4,4	9,1	13,0	15,9	18,0	19,5	20,0

- Tracer la courbe [I₂] = f(t).
- d. Déterminer la vitesse volumique d'apparition de I₂ à t = 0.
- e. Déterminer le temps de demi-réaction t_{1/2}.



La couleur du mélange réactionnel évolue au cours du temps, de gauche à droite, lors de l'apparition du diiode I₂.

25 Suivi spectrophotométrique d'une réaction

On étudie la réaction H₂O_{2(aq)} + 2 I⁻_(aq) + 2 H⁺_(aq) → 2 H₂O_(l) + I_{2(aq)}. La concentration en diiode (rouge/orange) formé est déterminée par spectrophotométrie.

La loi de Beer-Lambert donne la relation entre l'absorbance A et la concentration en I₂ :

$$A = 2,5 \times 10^4 \times [I_2]$$

Les résultats des mesures spectrophotométriques sont donnés ci-dessous.

t (en min)	0	1	3	5	8	10	15	20	30
A	0,00	0,40	0,95	1,29	1,52	1,63	1,73	1,78	1,80

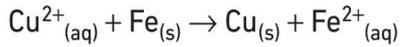
- a. Quelle est la concentration maximale en diiode formé ?
- b. Calculer pour chaque date la concentration [I₂] et tracer la courbe [I₂] = f(t).
- c. Déterminer la vitesse volumique d'apparition de I₂ aux dates t = 0 et t = 5 min.

26 L'eau est synthétisée par action du dioxygène sur le dihydrogène : 2 H_{2(g)} + O_{2(g)} → 2 H_{2O(l)}

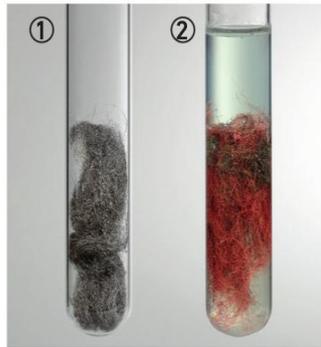
On introduit les gaz dans un tube épais et on amorce la réaction à l'aide d'une étincelle. Une explosion se fait entendre et des gouttelettes d'eau se forment.

- La transformation est-elle lente ou rapide ?

27 On introduit de la paille de fer dans un tube à essais (tube 1) et on verse dans le tube une solution de sulfate de cuivre (tube 2). Il se produit la réaction :

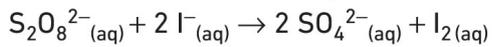


On observe un dépôt rouge sur la paille de fer et la solution se décolore en 15 minutes environ.



- a. Pourquoi la teinte évolue-t-elle ?
- b. Est-ce une transformation lente ou rapide ?

28 Seul le diiode est coloré (orange) dans la réaction :



On réalise simultanément les trois mélanges suivants.

Mélange	1	2	3
$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ (en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$)	10	20	10
$[\text{I}^{-}]$ (en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$)	20	40	20
Température (en $^{\circ}\text{C}$)	20	20	40

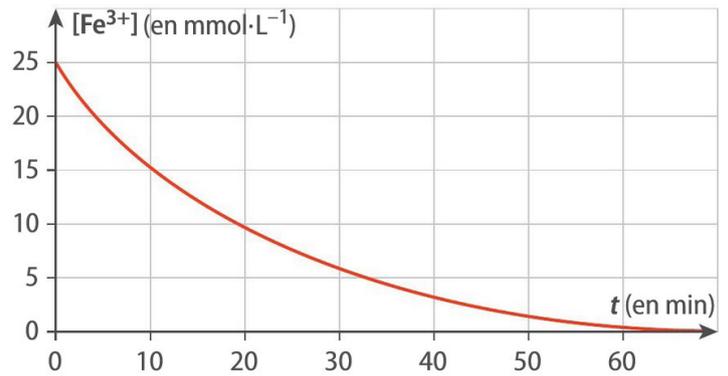
- a. À une date donnée, si on compare la teinte des mélanges 1 et 2, lequel sera le plus coloré ?
- b. Même question pour les mélanges 1 et 3.

30 Dans un bécher, les concentrations initiales introduites sont $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = 0,017 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{I}^{-}]_0 = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On détermine la concentration en diiode formé à la date t par la réaction $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} + 2 \text{I}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{I}_{2(\text{aq})}$.

t (en min)	10	20	30	40	50	60	70
$[\text{I}_2]$ (en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$)	8,5	12	14	15	16	17	17

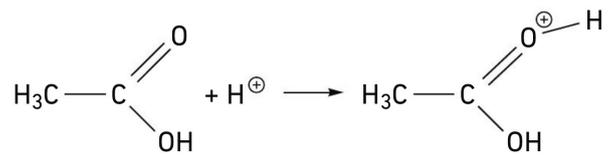
- a. Tracer la courbe donnant $[\text{I}_2]$ en fonction de t .
- b. Définir et déterminer le temps de demi-réaction.

31 Le suivi cinétique d'une réaction de réduction de l'ion fer (III), permet le tracé de $[\text{Fe}^{3+}]$ en fonction de t .



- Déterminer la vitesse volumique de disparition $v_{\text{D}(\text{Fe}^{3+})}(0)$ à la date $t = 0$.

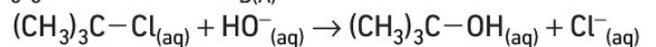
35 Dans l'acte élémentaire suivant, identifier les sites accepteurs et donneurs et tracer la flèche courbe.



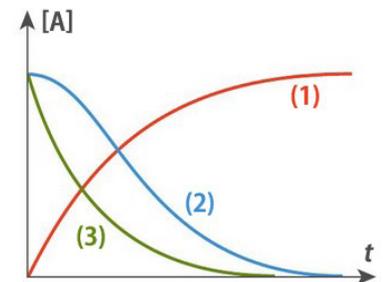
40 Identification d'une réaction d'ordre 1

Exploiter un graphique

La réaction de substitution suivante possède une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au chlorure de tertiobutyle $(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{Cl}$, noté A : $v_{\text{D}(\text{A})} = -k[\text{A}]$



Seule l'une des trois courbes ci-contre représente l'évolution de $[\text{A}]$ en fonction du temps t .



- a. Pourquoi n'est-ce pas la courbe (1) ?

b. Comment évolue la vitesse $v_{\text{D}(\text{A})}$ de disparition de A au cours du temps dans le cas de la courbe (2) ? Comment évolue la concentration $[\text{A}]$ au cours du temps pour cette courbe ? En déduire pourquoi il ne s'agit pas de cette courbe.

- c. La courbe (3) est donc la seule possible. Quelle représentation graphique permettrait de prouver qu'elle correspond bien à une réaction d'ordre 1 ?