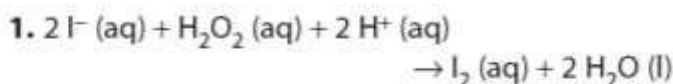


C_CH6 – CORRIGÉ EXERCICES

N°5 p°242 CINÉTIQUE DE LA RÉDUCTION DE L'EAU OXYGÉNÉE



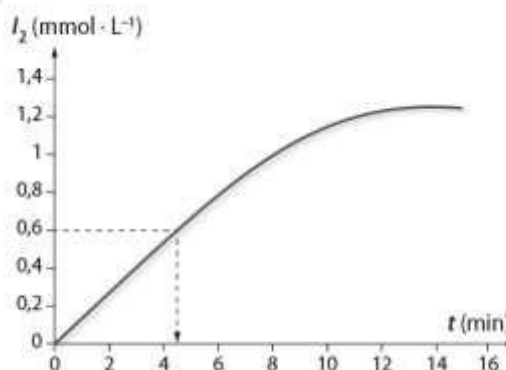
2. C'est la coloration du milieu réactionnel en jaune orangé, puis brun au fur et à mesure de la formation du diiode.

3. $n(\text{I}^-) = c_1 \cdot V_1 = 5,00 \times 10^{-3} \times 5,00 \times 10^{-3} = 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol.}$

$n(\text{H}_2\text{O}_2) = c_2 \cdot V_2 = 5,00 \times 10^{-3} \times 2,50 \times 10^{-2} = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$

En regard de la stœchiométrie de la réaction, les ions iodure sont limitants et $x_m = 1,25 \times 10^{-5} \text{ mol.}$

4.



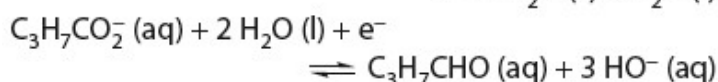
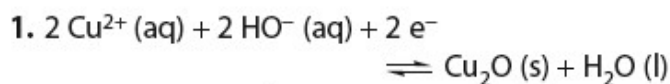
5. À la date 14 min, $[\text{I}_2] = 1,25 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ soit :

$$n(\text{I}_2) = [\text{I}_2] \cdot V = 1,25 \times 10^{-3} \times 10 \times 10^{-3} = 1,25 \times 10^{-5} \text{ mol} = x_m$$

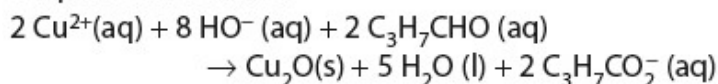
L'état final du système chimique est donc atteint à cette date.

6. Graphiquement, $t_{1/2} = 4,5 \text{ min.}$

N°7 p°2423 AUTOUR DU BUTANAL



On peut donc écrire :



2. C'est la formation du précipité rouge d'oxyde de cuivre qui nous renseigne sur l'avancement de la réaction, et donc l'évolution temporelle du système chimique.

3. Comme l'attestent les résultats expérimentaux, cette réaction est lente à température ambiante (milieu toujours bleu si maintenu à 20 °C) et est accélérée (apparition du précipité quand le milieu est porté à 40 °C ou à ébullition) lorsque l'on chauffe le milieu réactionnel.

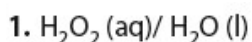
4. Le butanal est sujet à l'oxydation par le dioxygène de l'air. La température est un facteur cinétique : abaisser la température conduit à ralentir la réaction chimique dont est le siège un système. Placer au réfrigérateur le beurre permet donc de ralentir la réaction d'oxydation dont il est l'objet.

N°8 p°243 LA CORROSION DES GOUTTIÈRES

1. C'est le dégagement gazeux de dihydrogène qui nous renseigne sur l'avancement de la réaction, et donc l'évolution temporelle du système chimique.

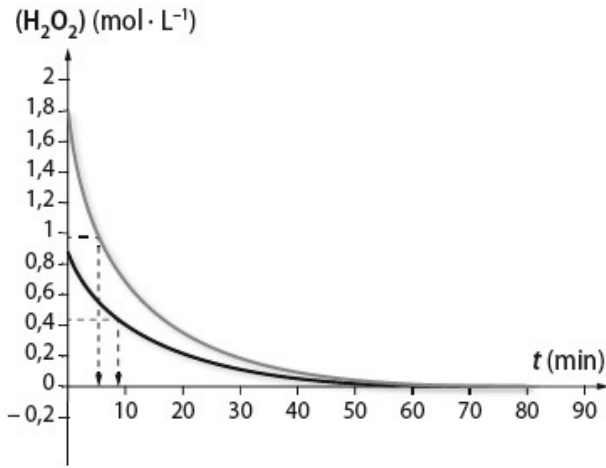
2. L'état de division d'un réactif est un facteur cinétique : plus le réactif est divisé (poudre, grenaille, fil ou plaque), plus la durée d'évolution du système chimique entre son état initial et son état final est courte. À l'échelle microscopique, la division revient à la multiplication des lieux de réaction. L'état final est atteint plus rapidement sur la courbe **a** qu'il ne l'est sur la courbe **b** : à la courbe **a** correspond donc le zinc le plus divisé, soit la poudre, à la courbe **b**, la grenaille.

N°16 p°245 LA DÉCOMPOSITION DE L'EAU OXYGÉNÉE

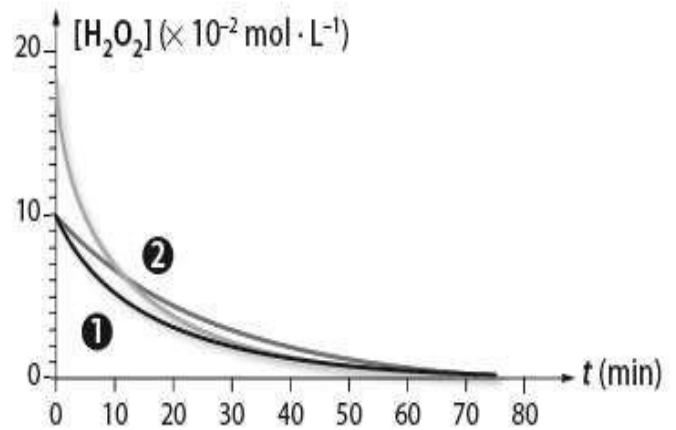


2. La décomposition de l'eau oxygénée à température ambiante est une réaction lente : on peut constater que la diminution de la concentration en eau oxygénée dans le milieu s'inscrit dans la durée. Ce n'est en effet qu'au terme d'une soixantaine de minutes que sa concentration s'annule, ce qui témoigne d'autre part du caractère total de cette réaction.

3. Lorsque la concentration en eau oxygénée augmente, le temps de demi-réaction et donc la durée d'évolution du système chimique sont diminués.



4. La température étant un facteur cinétique, elle influence la durée d'évolution du système chimique. En diminuant la température, on augmente la durée d'évolution du système.



N°11 p°244 LE PARFUM DE LA FRAISE

1. L'avancement final de la réaction considérée correspond à l'asymptote horizontale de la courbe a, soit $x_f = 0,66$ mol.
2. Un catalyseur est une espèce chimique qui accélère ou oriente une réaction chimique sans modifier l'état final du système chimique.
3. L'acide sulfurique est un catalyseur adapté aux réactions d'estérification. En modifiant le pH du solvant, il favorise la réaction.
4. En ajoutant un catalyseur dans le milieu réactionnel, l'état final du système chimique demeure inchangé mais est atteint plus rapidement : c'est donc la courbe b qui traduirait l'évolution d'un tel système au cours du temps.

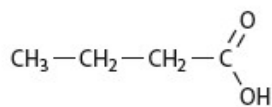
n°14 p°244 Le principe de la catalyse homogène

1. $I_2(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 I^-(aq)$;
 $S_2O_8^{2-}(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 SO_4^{2-}(aq)$;
 $Fe^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$
2. (1) $2 I^-(aq) + 2 Fe^{3+}(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2 Fe^{2+}(aq)$
3. (2) $2 Fe^{2+}(aq) + S_2O_8^{2-}(aq) \rightarrow 2 Fe^{3+}(aq) + 2 SO_4^{2-}(aq)$

4. (1) + (2) : $2 I^-(aq) + S_2O_8^{2-}(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2 SO_4^{2-}(aq)$
 On retrouve bien l'équation de la réduction des ions peroxodisulfate par les ions iodure.
5. Un catalyseur, en catalyse homogène, participe activement à la réaction qu'il catalyse. Pour autant, dans la mesure où il y est produit dans les mêmes proportions qu'il y est consommé, il ne figure pas dans son bilan.

N°21 p°246 SYNTHÈSE D'UN AROME

1. L'acide butanoïque est un acide carboxylique et le méthanol un alcool de formules développées respectives



et CH_3-OH

2. En regard de la stœchiométrie de la réaction, on peut écrire :

$$n_C(t) = x(t)$$

$$\text{et } n_A(t) = n_A(0) - x(t)$$

$$\text{donc } n_C(t) = n_A(0) - n_A(t).$$

3. a. La courbe « verte », puisque croissante, figure l'évolution de la quantité de matière de butanoate de méthyle au cours du temps.

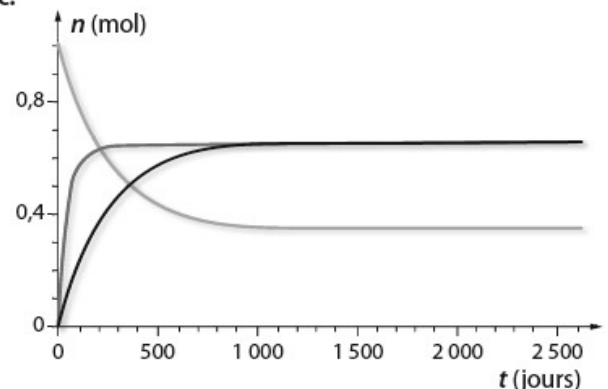
b. Graphiquement, l'état final correspond à l'asymptote horizontale à la courbe « verte ». On peut considérer qu'il est atteint à la date 1 500 jours. L'avancement final est $x_f = 0,67$ mol.

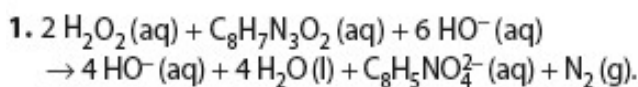
c. Le temps de demi-réaction est la durée nécessaire pour que l'avancement de la réaction atteigne la moitié de sa valeur finale. $x(t_{1/2}) = 0,33$ mol, soit $t_{1/2} = 140$ jours.

4. a. À température ambiante, cette réaction est beaucoup trop lente pour présenter un quelconque intérêt industriel.

b. Pour écourter la durée de cette synthèse, on peut ajouter au milieu réactionnel un catalyseur de réaction ou travailler à température plus élevée.

c.





2. Le dégagement gazeux de diazote.

3. D'après la loi des gaz parfaits, on peut écrire :

$$n_{\text{air}} = \frac{P_0 \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T}.$$

4. a. $P = \frac{(n_{\text{air}} + n_{\text{N}_2}) \cdot R \cdot T}{V_{\text{gaz}}}$

b. $P - P_0 = \frac{(n_{\text{air}} + n_{\text{N}_2}) \cdot R \cdot T}{V_{\text{gaz}}} - \frac{n_{\text{air}} \cdot R \cdot T}{V_{\text{gaz}}}$
 $= \frac{n_{\text{N}_2} \cdot R \cdot T}{V_{\text{gaz}}}$

5. $n(\text{luminol}) = \frac{m(\text{luminol})}{M(\text{luminol})} = \frac{1,0}{177}$
 $= 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol}.$

$n(\text{H}_2\text{O}_2) = c \cdot V = 5,6 \times 0,50 \times 10^{-3} = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol}.$

En regard de la stœchiométrie de la réaction, le peroxyde d'hydrogène est le réactif limitant et :

$$x_{\text{max}} = 1,4 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

6. a. En regard de la stœchiométrie de la réaction :

$$x(t) = n_{\text{N}_2}(t).$$

On a donc $x(t) = \frac{(P - P_0) \cdot V_{\text{gaz}}}{R \cdot T}.$

b. $x_{\text{max}} = \frac{1\,660 \times 2,1 \times 10^{-3}}{8,314 \times 300} = 1,4 \times 10^{-3} \text{ mol}.$

7. Graphiquement, on lit $t_{1/2} = 3,0 \text{ s}.$

8. Un catalyseur est une espèce chimique qui accélère ou oriente une réaction chimique sans modifier l'état final du système chimique qui en est le siège.

9. L'hémoglobine transporte des ions fer (II). Des traces de sang sont donc susceptibles de catalyser la réaction entre l'eau oxygénée et le luminol : l'émission de lumière bleutée révèle leur présence.