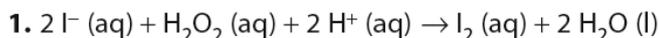


## CORRECTION EXERCICES C7

### n°5 p242



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

3.  $n_i(\text{I}^-) = c_1 \cdot V_1$

$$n_i(\text{I}^-) = 5,00 \times 10^{-3} \times 5,00 \times 10^{-3} = 2,50 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}_2\text{O}_2) = c_2 \cdot V_2$$

$$n_i(\text{H}_2\text{O}_2) = 5,00 \times 10^{-3} \times 2,50 \times 10^{-2} = 7,50 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

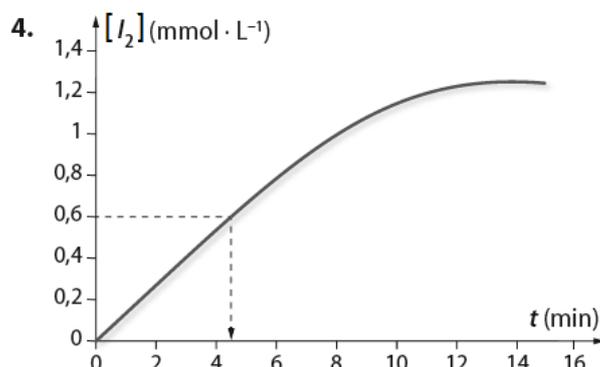
Tableau d'avancement simplifié :

	$2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$				
Quantité initiale (mol)	$2,5 \cdot 10^{-5}$	$7,5 \cdot 10^{-5}$			
Quantité finale (mol)	$2,5 \cdot 10^{-5}$ - $2 x_{\text{max}}$	$7,5 \cdot 10^{-5}$ - $x_{\text{max}}$			

Si  $\text{I}^-$  est limitant alors  $n_f(\text{I}^-) = 0$  soit  $x_m = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Si  $\text{H}_2\text{O}_2$  est limitant alors  $n_f(\text{H}_2\text{O}_2) = 0$  soit  $x_m = 7,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Sachant que le réactif limitant correspond à la valeur min de  $x_m$  alors les ions iodure sont limitants et  $x_m = 1,25 \times 10^{-5} \text{ mol}$ .



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. Par définition :  $x(t_{1/2}) = x_m / 2$  soit  $[\text{I}_2]_{1/2} = [\text{I}_2]_m / 2$   
=> Graphiquement,  $t_{1/2} = 4,5 \text{ min}$

### n°8 p°243 La corrosion des gouttières

**8** 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°11 p244 Le parfum de la fraise

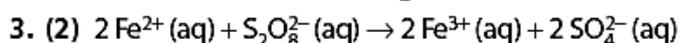
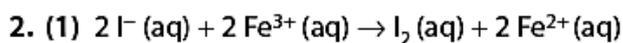
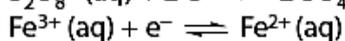
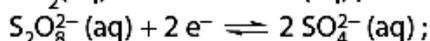
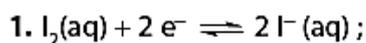
1. L'avancement final de la réaction considérée correspond à l'asymptote horizontale de la courbe a, soit  $x_f = 0,66 \text{ mol}$ .

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 p244



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 peroxydisulfate 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 est produit dans les mêmes proportions qu'il y est consommé, il ne figure pas dans son bilan.

## n°15 p244

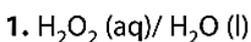
1. Les catalyseurs utilisés dans un pot catalytique « facilitent leur réaction (celles relatives aux gaz d'échappement) sans pour autant y participer »

2. Le platine, le rhodium et le palladium sont utilisés dans un pot catalytique.

3. Il s'agit d'une catalyse hétérogène, les catalyseurs étant des solides déposés sur une céramique en nid d'abeille, et les réactifs des gaz.

4. Les réactions entre les gaz d'échappement, catalysés par le pot, nécessitent de haute température pour se produire efficacement. D'autre part, le plomb, adjuvant de certains carburants, se dépose sur le catalyseur et diminue notablement son efficacité.

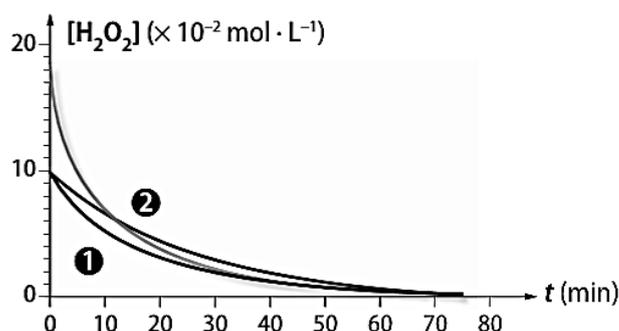
## n°16 p244



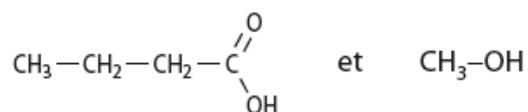
2. La décomposition de l'eau oxygénée à température ambiante est une réaction lente : on peut constater que la diminution de la concentration en eau oxygénée dans le milieu s'inscrit dans la durée. Ce n'est en effet qu'au terme d'une soixantaine de minutes que sa concentration s'annule, ce qui témoigne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



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



2. En regard de la stœchiométrie de la réaction, on peut écrire :  $n_C(t) = n_A(0) - n_A(t)$ .

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 1400 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 :

$$x(t_{1/2}) = 0,33 \text{ mol}, \text{ soit } t_{1/2} = 140 \text{ jours}.$$

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.

