

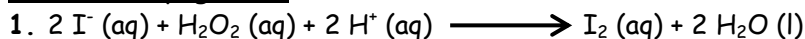
CORRECTION DES EXERCICES

Exercice 4 page 242

1. D'après le tableau, l'état final est atteint à la date, $t = 400$ s.

2.a. Graphiquement, on obtient $t_{1/2} = 60$ s.

b. L'état final du système chimique est atteint au terme d'une durée environ égale à 6,5 fois le temps de demi-réaction.

Exercice 5 page 242

2. C'est la coloration du milieu réactionnel en jaune orange, puis brun au fur et à mesure de la formation du diiode qui permet d'en suivre l'évolution temporelle.

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

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

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

Equation chimique		2I^-	+	H_2O_2	+	2H^+	$\longrightarrow$	I_2	+	H_2O
Etat du système	Avancement (en mol)	$c_1 \times V_1$		$c_2 \times V_2$		Excès		0,0		Solvant
Etat initial	0	$2,5 \times 10^{-5}$		$1,25 \times 10^{-4}$		Excès		0,0		Solvant
Etat intermédiaire	x	$2,5 \times 10^{-5} - 2x$		$1,25 \times 10^{-4} - x$		Excès		x		Solvant
Etat final	x_f	$2,5 \times 10^{-5} - 2x_f = 0$		$1,125 \times 10^{-4}$		Excès		$x_f = x_{\text{max}}$		Solvant

Si les ions iodure sont limitant alors $2,5 \times 10^{-5} - 2x_f = 0$ soit $x_f = x_{\text{max}} = 1,25 \times 10^{-5} \text{ mol}$

4.

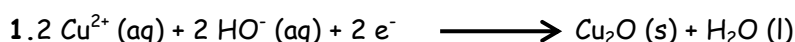
5. A la date 14 min, $[\text{I}_2] = 1,25 \text{ mmol.L}^{-1}$ soit :

$[\text{I}_2] = n(\text{I}_2) / V \text{ mol.L}^{-1}$

d'où $[\text{I}_2] = 1,25 \times 10^{-5} / 10 \times 10^{-3} = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

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

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

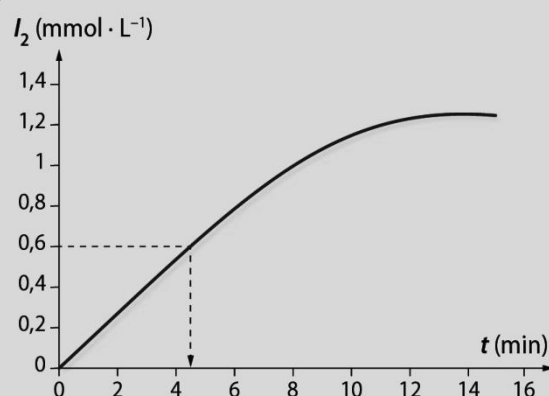
Exercice 7 page 243

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.

4.



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.

Exercice 17 page 245

1. L'acide sulfurique est un catalyseur de réaction.

2. Le montage à reflux permet d'augmenter la température du milieu réactionnel et donc de diminuer la durée de son évolution sans perdre aucun réactif ou produit. (cf page 587 du livre)

3. La réaction considérée est lente. Pour autant, la connaissance du système chimique, à une date donnée, nécessite de stopper l'évolution de ce système à cette date. On procède donc à son refroidissement.

4. Le prélèvement laisse apparaître le seul acide salicylique. Celui-ci ayant disparu dans le prélèvement, on peut considérer que l'état final est certainement atteint à la date $t = 15$ min.

Exercice 18 page 245-246

1. Le diiode confère une coloration orangée aux solutions qui le contiennent. Sa disparition progressive pourra donc être suivie par spectrophotométrie.

2. Vérifions que la quantité de diiode correspond à l'avancement final.

Pour $V = 1$ L on a :

Equation chimique		$I_2(aq)$	+	$Zn(s)$	$\longrightarrow$	$2I^-(aq)$	+	$Zn^{2+}(aq)$
Etat du système	Avancement (en mol)	$c_1 \times V_1$		Excès		0		0
Etat initial	0	20×10^{-3}		Excès		0,0		0,0
Etat intermédiaire	x	$20 \times 10^{-3} - x$		Excès		2x		x
Etat final	x_f	$20 \times 10^{-3} - x_f = 0$		Excès		$2x_f = 2x_{\max}$		$x_f = x_{\max}$

On suppose que le zinc est en excès car il est apporté sous forme de métal. On a donc $x_f = n(I_2)$ initial

Graphiquement, on lit $t_{1/2} = 180$ s.

3. La température étant un facteur cinétique, elle influence la durée d'évolution du système chimique.

En l'augmentant, on diminue la durée d'évolution du système (courbe b).

4.a.

b. La concentration étant un facteur cinétique, elle influence la durée d'évolution du système chimique.

En la diminuant, on augmente la durée d'évolution du système (courbe c).

b. La concentration étant un facteur cinétique, elle influence la durée d'évolution du système chimique. En la diminuant, on augmente la durée d'évolution du système (courbe c).

