

1^e Spécialité Physique Chimie

CHAPITRE 2

SUIVI ET MODÉLISATION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

EXERCICES

Wulfran Fortin

Liste des exercices

1 Réactions d'oxydoréduction

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

2 Tableau d'avancement

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

Exercice 8

Exercice 9

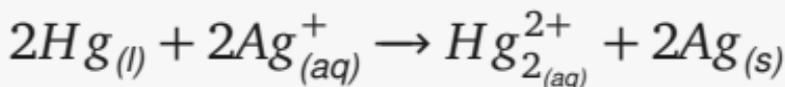
1 Réactions d'oxydoréduction

Exercice 1

Énoncé

D'après Belin 2019.

Le mercure réagit avec les ions argent suivant une transformation modélisée par une réaction d'oxydoréduction dont l'équation ajustée est



- Définir les termes *oxydant* et *réducteur*.
- Identifier les espèces oxydées et les espèces réduites.
- Donner les couples oxydant/réducteur mis en jeu.

Correction

- a.** Un oxydant est une espèce capable de capturer des électrons. Un réducteur est une espèce capable de libérer des électrons.
- b.** Le cation ion argent devient le métal argent après avoir capturé un électron, il a été réduit. Le métal mercure devient un cation, car il a libéré des électrons, il est oxydé.
- c.** Les couples oxydoréducteurs mis en jeu sont Ag^+ / Ag et Hg_2^{2+} / Hg .

Exercice 2

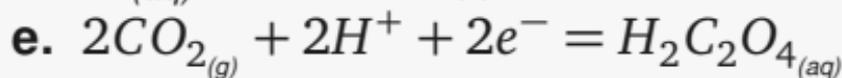
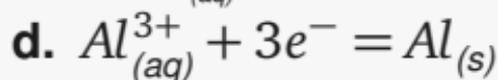
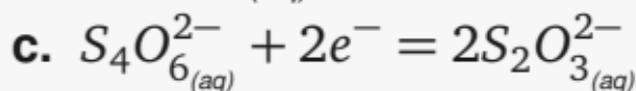
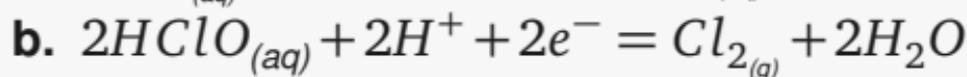
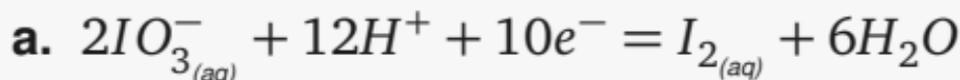
Énoncé

D'après Belin 2019.

Établir les demi-équations des couples oxydant/réducteur suivants

- a. IO_3^- / I_2
- b. $HClO / Cl_2$
- c. $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$
- d. Al^{3+} / Al
- e. $CO_2 / H_2C_2O_4$

Correction



Exercice 3

Énoncé

D'après Belin 2019.

a. Établir l'équation de la réaction entre

1. le diiode $I_{2(aq)}$ et le dioxyde de soufre $SO_{2(aq)}$
2. les ions nitrates $NO_{3(aq)}^-$ et le zinc métallique $Zn_{(s)}$
3. le dibrome $Br_{2(aq)}$ et les ions thiosulfates $S_2O_{3(aq)}^{2-}$
4. le nickel $Ni_{(s)}$ et les ions cadmium $Cd_{2(aq)}^{2+}$

b. Indiquer à chaque fois les espèces chimiques qui sont réduites ou oxydées.

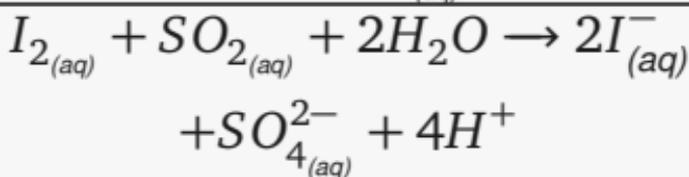
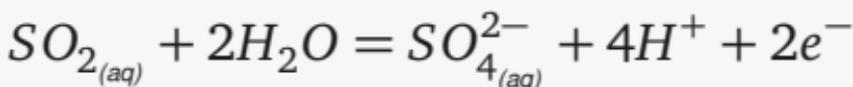
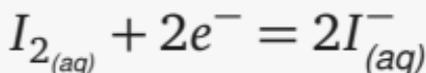
Couples oxydant/réducteurs mis en présence

1. $I_{2(aq)} / I_{(aq)}^-$ et $SO_{4(aq)}^{2-} / SO_{2(aq)}$

2. $\text{NO}_{3(aq)}^- / \text{NO}_{(g)}$ et $\text{Zn}_{(aq)}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}$
3. $\text{Br}_{2(aq)} / \text{Br}_{(aq)}^-$ et $\text{S}_4\text{O}_{6(aq)}^{2-} / \text{S}_2\text{O}_{3(aq)}^{2-}$
4. $\text{Ni}_{(aq)}^{2+} / \text{Ni}_{(s)}$ et $\text{Cd}_{2(aq)}^{2+} / \text{Cd}_{(s)}$

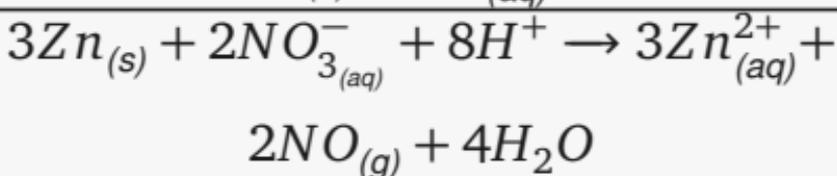
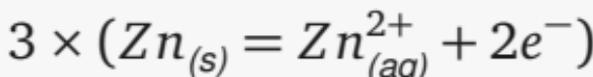
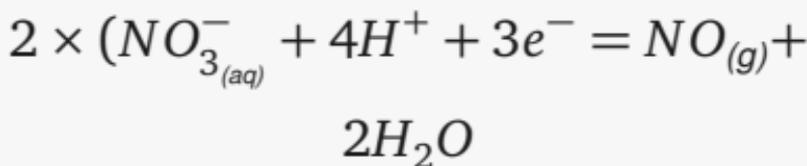
Correction

1.



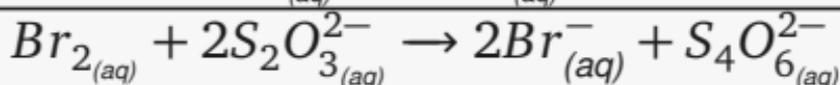
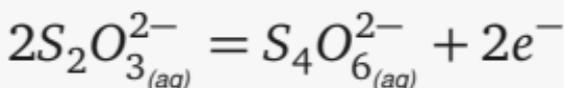
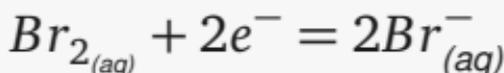
$I_{2(aq)}$ est réduit, $SO_{2(aq)}$ est oxydé.

2.



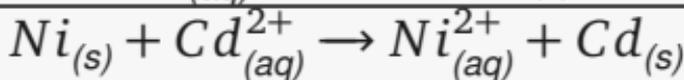
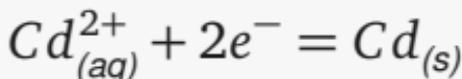
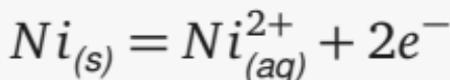
$Zn_{(s)}$ est oxydé, $NO_{3(aq)}^-$ est réduit.

3.



$\text{Br}_{2(aq)}$ est réduit, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$ est oxydé.

4.



$\text{Ni}_{(s)}$ est oxydé, $\text{Cd}^{2+}_{(aq)}$ est réduit.

Exercice 4

Énoncé

D'après Bordas 2019.

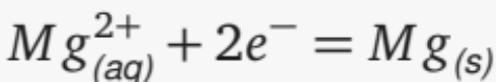
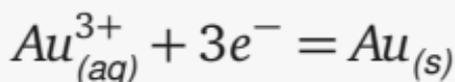
Les ions or $Au_{(aq)}^{3+}$ réagissent avec le magnésium $Mg_{(s)}$ pour donner un dépôt d'or métallique et des ions magnésium $Mg_{(aq)}^{2+}$.

- Quels sont les couples oxydant/réducteur mis en jeu ?
- Écrire les demi-équations électroniques d'oxydoréduction.
- En déduire l'équation de la réaction.
- Identifier le réactif oxydé et le réactif réduit.

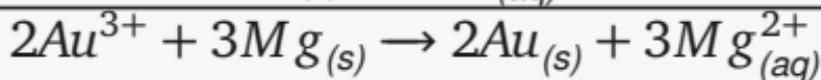
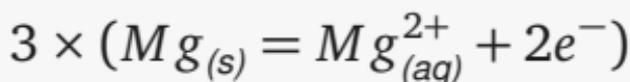
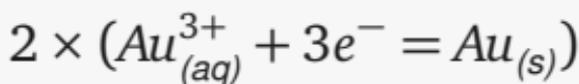
Correction

a. $Au_{(aq)}^{3+}/Au_{(s)}$ et $Mg_{(aq)}^{2+}/Mg_{(s)}$

b.



c.



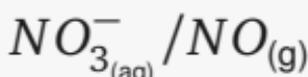
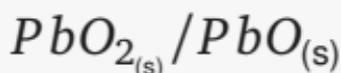
d. L'ion $Au_{(aq)}^{3+}$ est réduit, $Mg_{(s)}$ est oxydé.

Exercice 5

Énoncé

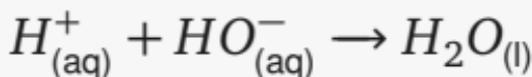
D'après Bordas 2019.

Soient les couples oxydant/réducteur suivant



a. Écrire la demi-équation électronique d'oxydoréduction associée à chaque couple en milieu acide (avec des ions $H_{(aq)}^+$).

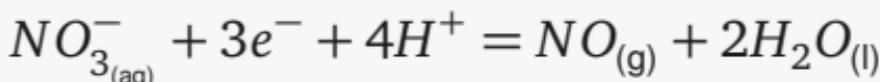
En milieu basique, les ions hydrogènes $H_{(aq)}^+$ n'existent pas car ils réagissent avec les ions hydroxyde $HO_{(aq)}^-$ présents en solution, selon l'équation



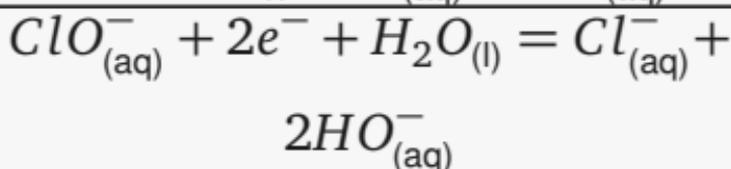
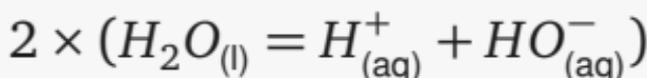
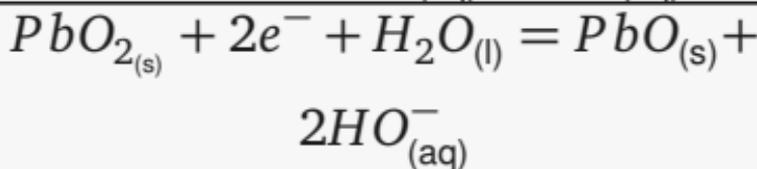
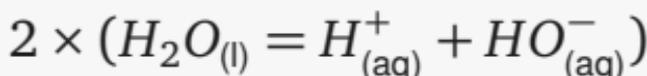
b. Réécrire les demi-équations électroniques d'oxydoréduction en les combinant avec l'équation ci-dessus afin que «disparaissent» les ions hydrogènes.

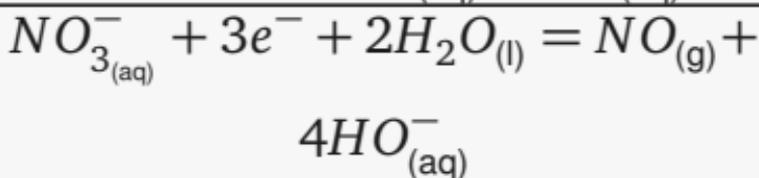
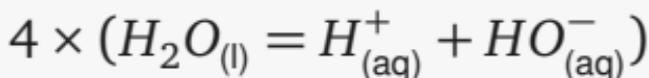
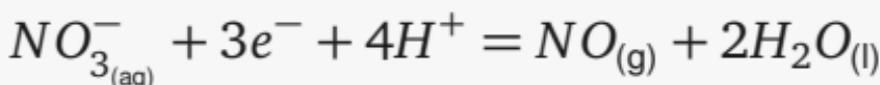
Correction

a.



b.





2 Tableau d'avancement

Exercice 1

Énoncé

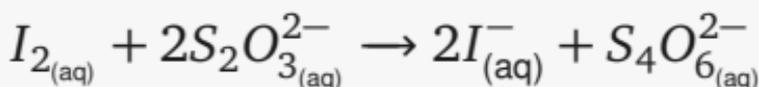
D'après Belin 2019.

L'équation de la réaction entre

$2.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de diiode $I_{2(\text{aq})}$ et

$4.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions thiosulfates

$S_2O_{3(\text{aq})}^{2-}$ est



a. Construire le tableau d'avancement associé.

b. Préciser si le mélange initial est stœchiométrique.

Correction

- a.** Voir tableau 1.
- b.** Il reste du diiode, donc le mélange n'était pas stœchiométrique.

Équation chimique		$I_{2(aq)} + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I_{(aq)}^- + S_4O_6^{2-}$			
État sys.	Avanc. $x \times 10^{-3} \text{ mol}$	Quantité de matière $\times 10^{-3} \text{ mol}$			
Init.	$x = 0$	2.5	4.0	0.0	0.0
Inter.	x	2.5 - $1 \times x$	4.5 - $2 \times x$	0.0 + $2 \times x$	0.0 + $1 \times x$
Final	$x_{max} = 2.0$	0.5	0.0	4.0	2.0

Table 1

Exercice 2

Énoncé

D'après Belin 2019.

Les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}_{(aq)}$ réagissent en solution aqueuse avec les ions iodures $I^-_{(aq)}$ pour former des ions sulfates $SO_4^{2-}_{(aq)}$ et du diiode $I_{2(aq)}$ qui est la seule espèce colorée de la réaction. Le mélange réactionnel est dessiné à différents instants de la transformation (figure 1).

a. Recopier et compléter le tableau d'avan-

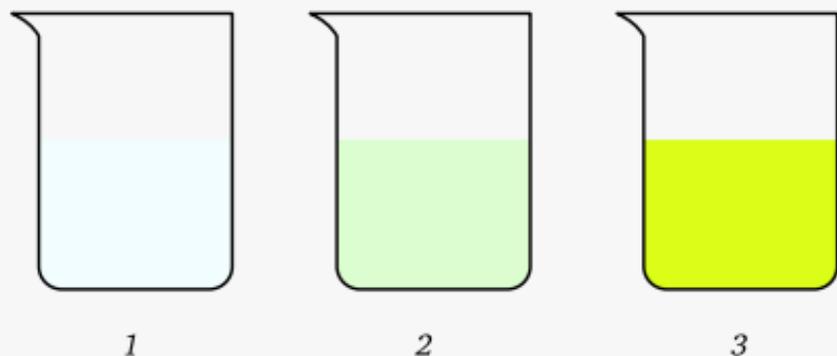


Figure 1

cement 2.

b. Calculer les quantités de matière des différentes espèces lorsque $x = 0.7 \text{ mmol}$, $x = 1.2 \text{ mmol}$ et $x = 2.0 \text{ mmol}$.

c. Associer les dessins 1, 2 et 3 de la figure 1 aux trois valeurs de x de la question **b** en expliquant votre raisonnement.

Équation chimique		$2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$			
État sys.	Avanc. x <i>mmol</i>	Quantité de matière <i>mmol</i>			
Init.	$x = 0$	7.0	3.2	0.0	0.0
Inter.	x
Final	x_{max}

Table 2

Correction

a. Voir le tableau d'avancement 3.

b. Pour $x = 0.7 \text{ mmol}$, la ligne du tableau serait 5.6 mmol , 2.5 mmol , 0.7 mmol et 1.4 mmol .

Pour $x = 1.2 \text{ mmol}$, la ligne du tableau serait 4.6 mmol , 2.0 mmol , 1.2 mmol et 2.4 mmol .

Pour $x = 2.0 \text{ mmol}$, la ligne du tableau serait 3.0 mmol , 1.2 mmol , 2.0 mmol et 4.0 mmol .

c. Au fur et à mesure que la réaction avance, c'est à dire que x augmente, on fait croître la quantité de diiode dans le bécher, le diiode est la seule espèce colorée.

Donc l'ordre des instants est 1, 2 puis 3, la couleur jaune étant de plus en plus soutenue.

Équation chimique		$2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$			
État sys.	Avanc. x <i>mmol</i>	Quantité de matière <i>mmol</i>			
Init.	$x = 0$	7.0	3.2	0.0	0.0
Inter.	x	$7.0 - 2x$	$3.2 - x$	x	$2x$
Final	$x_{max} = 3.2$	0.6	0.0	3.2	6.4

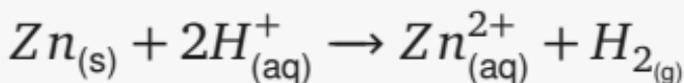
Table 3

Exercice 3

Énoncé

D'après Belin 2019.

Une solution d'acide chlorhydrique ($H_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$) est versée dans un bécher contenant 0.02 mol de zinc métallique. L'équation de la réaction est la suivante



Calculer la quantité de matière initiale $n_i(H^+)$ nécessaire pour que le mélange soit stœchiométrique.

Correction

Comme 1 Zn réagit avec 2 H^+ alors
0.02 mol de Zn réagissent, en proportion,
avec

$$\frac{2.0 \times 2}{1} = 0.04 \text{ mol}$$

de H^+ . Donc $n_i(H^+) = 0.04 \text{ mol}$.

Exercice 4

Énoncé

D'après Hatier 2019.

L'urée est une importante matière première pour l'industrie chimique : synthèse d'engrais, de plastiques, alimentation animale, réduction de polluants, etc. ...

Pour la synthétiser au laboratoire, on introduit une quantité

— $n_1 = 1.0 \text{ mol}$ de dioxyde de carbone CO_2

— $n_2 = 2.0 \text{ mol}$ d'ammoniac NH_3

On obtient

— $n_3 = 0.39 \text{ mol}$ d'eau H_2O

— $n_4 = 0.39 \text{ mol}$ d'urée CON_2H_4

a. Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors de ce mélange.

b. Établir un tableau d'avancement.

c. Déterminer l'avancement maximal x_{\max} .
Comment peut-on qualifier le mélange initial ?

- d.** À partir de la description de l'état final, déterminer l'avancement final x_f de la réaction. Le comparer à l'avancement maximal et conclure.
- e.** Calculer la masse d'ammoniac finale m'_2 .

Correction



b. Voir tableau d'avancement 4.

c. $x_{\max} = 1.0 \text{ mol}$, on constate que les réactifs disparaissent en même temps, donc le mélange initial était en proportion stœchiométrique.

d. On constate que $x_f = 0.39 \text{ mol} \leq x_{\max}$ donc la réaction n'est pas totale.

e. La quantité d'ammoniac finale sera $n'_2 = 2.0 - 2.0x_f = 1.22 \text{ mol}$ et donc la masse sera

$$\begin{aligned} m'_2 &= n'_2 \times M(NH_3) \\ &= 1.22 \times 17.0 \\ &= 20.7 \text{ g} \end{aligned}$$

Équation chimique		$CO_2 + 2NH_3 \rightarrow CON_2H_4 + H_2O$			
État sys.	Avanc. x <i>mol</i>	Quantité de matière <i>mol</i>			
Init.	$x = 0$	1.0	2.0	0.0	0.0
Inter.	x	$1.0 - x$	$2.0 - 2x$	x	x
Final	$x_{max} = 1.0$	0.0	0.0	1.0	1.0

Table 4

Exercice 5

Énoncé

D'après Hatier 2019.

On désire synthétiser l'acétate d'isoamyle qui est utilisé pour aromatiser à la banane des denrées alimentaires telles que des bonbons. Pour cela, on mélange

- $V_1 = 30 \text{ mL}$ d'acide éthanoïque $C_2H_4O_2$
- $V_2 = 33 \text{ mL}$ d'alcool isoamylique $C_5H_{12}O$

On obtient

- $n = 0.20 \text{ mol}$ d'acétate d'isoamyle $C_7H_{14}O_2$
- $n' = 0.20 \text{ mol}$ d'eau

On précise également les masses volumiques suivantes

- $\rho_1 = 1.05 \text{ g.mL}^{-1}$ pour l'acide éthanoïque
- $\rho_2 = 0.81 \text{ g.mL}^{-1}$ pour l'alcool isoamylique

-
- a.** Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors de ce mélange.
- b.** Calculer les quantités de matière initiales de l'acide éthanoïque et d'alcool isoamylique que l'on notera respectivement n_1 et n_2 .
- c.** À l'aide d'un tableau d'avancement déterminer l'avancement maximal x_{\max} de la réaction.
- d.** À partir de la composition finale du mélange, déterminer l'avancement final x_{final} de la réaction.
- e.** La transformation est-elle totale ? Vous argumenterez votre réponse.

Correction



b. Sachant que $n_1 = \frac{m_1}{M_1}$ et que $m_1 = \rho_1 \times V_1$ on peut écrire que

$$\begin{aligned} n_1 &= \frac{\rho_1 \times V_1}{M_1} \\ &= \frac{1.05 \times 30}{2 \times 12.0 + 4 \times 1.0 + 2 \times 16.0} \\ &= 0.525 \text{ mol} \end{aligned}$$

De la même manière

$$\begin{aligned} n_2 &= \frac{\rho_2 \times V_2}{M_2} \\ &= \frac{0.81 \times 33}{5 \times 12.0 + 12 \times 1.0 + 16.0} \\ &= 0.304 \text{ mol} \end{aligned}$$

c. Voir le tableau d'avancement 5. $x_{\max} = 0.304 \text{ mol}$

d. $x_f = n = n' = 0.20 \text{ mol}$.

e. La transformation n'est pas totale car

$$x_f \leq x_{\max}$$

Équation chimique		$C_2H_4O_2 + C_5H_{12}O \rightarrow C_7H_{14}O_2 + H_2O$				
État sys.	Avanc. x <i>mol</i>	Quantité de matière <i>mol</i>				
Init.	$x = 0$	0.525	0.304	0.0	0.0	0.0
Inter.	x	0.525 - x	0.304 - x	x	x	x
Final	$x_{max} =$ 0.304	0.221	0.0	0.304	0.304	0.304

Table 5

Exercice 6

Énoncé

D'après Nathan 2019.

Il se forme une quantité $n_f = 2.0 \text{ mol}$ d'eau lorsque le mélange initial d'une pile à hydrogène contient une quantité $n_{1_i} = 2.0 \text{ mol}$ de dihydrogène et une quantité $n_{2_i} = 2.0 \text{ mol}$ de dioxygène. En déduire la composition finale du système.

Correction

Voir tableau d'avancement 6. La dernière ligne donne la composition finale de la pile à combustible

Équation chimique		$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$		
État sys.	Avanc. x mol	Quantité de matière mol		
Init.	$x = 0$	2.0	2.0	0.0
Inter.	x	$2.0 - 2x$	$2 - x$	$2x$
Final	$x_{max} = 1.0$	0.0	1.0	2.0

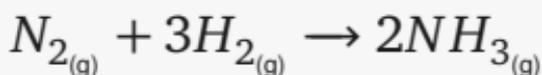
Table 6

Exercice 7

Énoncé

D'après Nathan 2019.

L'ammoniac NH_3 est un gaz dont les solutions aqueuses servent de nettoyant et désinfectant ménager. Sa synthèse consiste à réduire le diazote atmosphérique par du dihydrogène gazeux. L'équation de la réaction de synthèse peut s'écrire



Lorsque la transformation est réalisée à partir d'une quantité $n_{1_i} = 1.00 \text{ mol}$ de diazote et d'une quantité n_{2_i} de dihydrogène, telle que le mélange des réactifs soit stœchiométrique, il reste $n_{1_f} = 0.85 \text{ mol}$ de diazote à l'état final.

- Préciser la valeur n_{2_i} .
- Déterminer le caractère total ou non de la transformation.

Correction

a. 1 N_2 réagit avec 3 H_2 , donc par proportion 1.00 mol N_2 doit réagir avec 3.0 mol H_2 et donc

$$n_{2_i} = 3.0 \text{ mol}$$

b. Si on est dans des proportions stœchiométriques les réactifs disparaissent en même temps. Ici on constate qu'il reste du diazote qui n'a pas réagi, la réaction est non totale.

Exercice 8

Énoncé

D'après Nathan 2019.

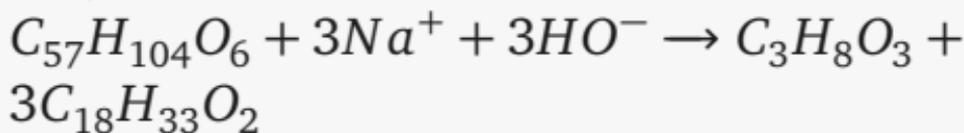
Le savon est le produit d'une réaction nommée saponification, réaction d'un corps gras comme l'oléine $C_{57}H_{104}O_6$ avec l'eau en milieu basique.

Dans un ballon, on introduit

- $m = 15 \text{ g}$ d'oléine
- $V = 20 \text{ mL}$ d'une solution $Na^+ + Cl^-$ de concentration $c = 10 \text{ mol.L}^{-1}$
- quelques grains de pierre ponce

Le mélange réactionnel est chauffé à reflux pendant 30 min .

L'équation de réaction s'écrit



- a. Calculer les quantités initiales de réactifs.
- b. Construire le tableau d'avancement.
- c. Calculer l'avancement maximal et déter-

miner le réactif limitant.

d. Calculer la masse de savon $C_{18}H_{33}O_2$ attendue si l'on considère la transformation totale.

Correction

a. Pour l'oléine ; $m = 15$ g de $C_{57}H_{104}O_6$
donc

$$\begin{aligned}n &= \frac{m}{M} \\ &= \frac{15}{57 \times 12.0 + 104 \times 1.0 + 6 \times 16.0} \\ &= 0.017 \text{ mol}\end{aligned}$$

Pour la solution basique HO^-

$$n = c \times V = 10 \times 0.020 = 0.20 \text{ mol}$$

b. Voir le tableau d'avancement 7.

c. Le réactif limitant est l'oléine, et $x_{\max} = 0.017 \text{ mol}$

d. $m_{\text{sav.}} = 0.051 \times (18 \times 12.0 + 33 \times 1.0 + 2 \times 16.0 + 23.0) = 15.5 \text{ g}$

Équa. chim.		oléine + $3Na^+$ + $3HO^- \rightarrow C_3H_8O_3 + 3$ savon					
État sys.	Av. mol	Quantité de matière mol					
Init.	$x = 0$	0.17	0.20	0.20	0	0	0
Inter.	x	0.17 - x	0.2 - $3x$	0.2 - $3x$	x	x	$3x$
Final	$x_{max} =$ 0.017	0.0	0.15	0.15	0.017	0.017	0.051

Table 7

Exercice 9

Énoncé

D'après Nathan 2019.

Le premier étage de la fusée Ariane 4 était équipé de moteurs qui utilisaient comme combustible la diméthylhydrazine $C_2H_8N_2$ (DMHA), et comme comburant le tétraoxyde de diazote N_2O_4 .

Les produits de la réaction sont du diazote, de l'eau et du dioxyde de carbone. La fusée emportait une masse $m = 50.0$ tonnes de DMHA et une masse m' de N_2O_4 .

- Écrire l'équation de la réaction.
- Calculer la quantité initiale n_{DMHA} de DMHA.
- Exprimer puis calculer la valeur de la masse m' de N_2O_4 présente dans la fusée pour que le mélange soit stœchiométrique.
- La réaction est totale, calculer la composition du système à l'état final.

Correction



b. $n_{DMHA_i} = \frac{50 \times 10^6 \text{ g}}{2 \times 12.0 + 8 \times 1.0 + 2 \times 14}$ et donc

$$n_{DMHA_i} = 8.3 \times 10^5 \text{ mol}$$

c. Comme 1 DMHA réagit avec 2 N_2O_4 il faut $n_{N_2O_4} = 1.67 \times 10^6 \text{ mol}$.

La masse de comburant sera alors $m' = n_{N_2O_4} \times M(N_2O_4) = 100 \text{ t}$

d. 0 t de carburant et comburant, 70 t de N_2 , 15 t d'eau et 73 t de CO_2 .