

Corrigés des exercices

Tableau des capacités exigibles par exercice

Capacité exigible	5 minutes chrono et QCM	Exercices résolus	Exercices rapides	Appliquer	S'entraîner	Objectif Première
Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster.	1, 5, 7, 35	11, 39	13, 17	18, 19, 20, 21, 25, 40	45, 46, 48	49
Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction.	2, 8, 36	12, 39		22, 23, 24, 40	41, 46, 48	
Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final.		39	16	20, 23, 40	47	49
Modéliser, par l'écriture d'une équation de réaction, la combustion du carbone et du méthane, la corrosion d'un métal par un acide, l'action d'un acide sur le calcaire, l'action de l'acide chlorhydrique sur l'hydroxyde de sodium en solution.	6,		14, 15	24, 25		
Suivre l'évolution d'une température pour déterminer le caractère endothermique ou exothermique d'une transformation chimique et étudier l'influence de la masse du réactif limitant.	3, 9, 38		26, 27	28	44	
✓MATHS Utiliser la proportionnalité.					42, 43, 44, 46	49
Établir, à partir de données expérimentales, qu'une espèce chimique synthétisée au laboratoire peut être identique à une espèce chimique synthétisée dans la nature.				34		
Réaliser le schéma légendé d'un montage à reflux et d'une chromatographie sur couche mince.			29, 30	31, 32, 33	41, 48	
Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique présente dans la nature.	4, 10, 37				42	
Mettre en œuvre une chromatographie sur couche mince pour comparer une espèce synthétisée et une espèce extraite de la nature.				34	43	

Exercices 1 à 10

Corrigés dans le manuel.

11 Ajuster une équation de réaction

APPLICATION

Le magnésium et le dioxygène sont les réactifs, l'oxyde de magnésium est le produit.

Ainsi : Mg(s) et O₂(g) conduisent à MgO(s).

Pour respecter la conservation des éléments chimiques, il faut ajuster l'équation de réaction à l'aide de nombres stœchiométriques : 2 Mg(s) + O₂(g) → 2 MgO(s).

12 Déterminer le réactif limitant

APPLICATION

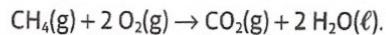
Le rapport des quantités initiales est : $\frac{n_{\text{NH}_3,i}}{n_{\text{O}_2,i}} = \frac{1,2 \text{ mol}}{1,4 \text{ mol}} = 0,86$.

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{4}{5} = 0,8$.

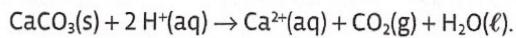
On a : $\frac{n_{\text{NH}_3,i}}{n_{\text{O}_2,i}} > \frac{4}{5}$: le dioxygène est le réactif limitant.

13 ORAL Vérifier que les mots réactifs, produits, équation de réaction, nombre stœchiométrique, conservation des éléments et de la charge sont illustrés au travers d'exemples simples de transformations chimiques.

14 Lors de la combustion du méthane dans le dioxygène, les réactifs sont le méthane CH₄(g) et le dioxygène O₂(g). Les produits sont le dioxyde de carbone CO₂(g) et l'eau H₂O(l). L'équation de réaction ajustée est :



15 Les produits de la réaction entre un acide et du calcaire sont l'ion calcium Ca²⁺(aq), le dioxyde de carbone CO₂(g) et l'eau H₂O(l). L'équation de réaction ajustée est :



16 Un réactif limitant est un réactif qui est entièrement consommé à la fin d'une transformation chimique totale. Le professeur doit veiller à ce que les élèves utilisent bien l'expression « transformation chimique » et non « réaction chimique » dans cette définition. Il doit s'assurer que les élèves ont bien compris que la réaction chimique est un modèle.

17 Ajuster des équations de réaction

- a. $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- b. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$.
- c. $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$.
- d. $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- e. $\text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$.

La dernière équation est un peu plus difficile à ajuster pour les élèves. Il faut en effet tenir compte de la conservation de la charge électrique, ce qui n'est pas évident pour des élèves qui ont pris l'habitude, au collège, de raisonner uniquement avec la conservation des éléments.

18 Identifier des produits

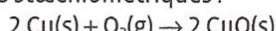
a. L'espèce chimique qui trouble l'eau de chaux est le dioxyde de carbone CO_2 . L'eau H_2O fait bleuir le sulfate de cuivre anhydre. Les produits de cette transformation sont le dioxyde de carbone et l'eau.

b. L'équation de réaction modélisant cette transformation est :
 $2 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

Les élèves doivent établir une équation de réaction. Pour cela, ils doivent déterminer les produits de la transformation étudiée. Cela passe par un réinvestissement des tests chimiques vus dans le Chapitre 1.

19 In english please

a. Le cuivre et le dioxygène sont les réactifs, l'oxyde de cuivre est le produit. Ainsi : $\text{Cu}(\text{s})$ et $\text{O}_2(\text{g})$ conduisent à $\text{CuO}(\text{s})$. Pour respecter la conservation des éléments chimiques, il faut ajuster la réaction à l'aide de nombres stœchiométriques :



b. L'oxyde de cuivre est un solide noir.

20 Exploiter un test d'identification

Corrigé dans le manuel.

Les élèves doivent déterminer le réactif limitant à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final (capacité exigible du programme). À nouveau, ils doivent exploiter un test d'identification (celui du dioxygène) vu dans le Chapitre 1 pour traiter la question. Le professeur doit veiller à ce que les élèves ne confondent pas réactif limitant et réactif en excès. En effet, il est facile de penser que l'espèce chimique identifiée correspond au réactif limitant, alors que c'est le contraire.

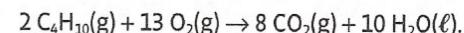
21 Exploiter la conservation des éléments

a. Réactif du test d'identification de l'eau : sulfate de cuivre anhydre.

Réactif du test d'identification du dioxyde de carbone : eau de chaux.

b. Le butane et le dioxygène sont les réactifs, l'eau et le dioxyde de carbone sont les produits. Ainsi : $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})$ conduisent à $\text{CO}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2\text{O}(\ell)$.

Pour respecter la conservation des éléments chimiques, il faut ajuster la réaction à l'aide de nombres stœchiométriques :



La difficulté de cet exercice réside dans la détermination des nombres stœchiométriques.

22 Exploiter des quantités initiales de réactifs

a. Le rapport des quantités initiales est : $\frac{n_i(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{n_i(\text{Al}\ell)} = \frac{0,15 \text{ mol}}{0,20 \text{ mol}} = 0,75$.

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{1}{2} = 0,5$.

On a : $\frac{n_i(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{n_i(\text{Al}\ell)} > \frac{1}{2}$: l'aluminium est le réactif limitant.

b. Si le mélange est dans les proportions stœchiométriques, alors :

$$\frac{n_i(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{n} = \frac{1}{2}$$

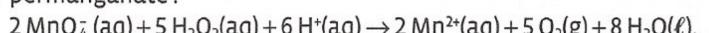
Soit : $n = 2 \times n_i(\text{Fe}_2\text{O}_3)$.

$$\text{A.N. : } n = 2 \times 0,15 \text{ mol} = 0,30 \text{ mol}$$

Cet exercice permet d'aller un peu plus loin dans l'exploitation des quantités de matière initiales des réactifs, et de ne pas se contenter uniquement de déterminer le réactif limitant. Une aide méthodologique est proposée afin de guider les élèves dans leur raisonnement.

23 Analyser un changement de couleur

a. Équation de la réaction entre l'eau oxygénée et les ions permanganate :



b. 1^{er} mélange. À l'état final, le mélange est incolore : l'ion permanganate est le réactif limitant.

2^{er} mélange. À l'état final, le ménage est violet : le peroxyde d'hydrogène est le réactif limitant.

c. 1^{er} mélange. Le rapport des quantités initiales est :

$$\frac{n_i(\text{MnO}_4^-)}{n_i(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{15 \text{ mmol}}{50 \text{ mmol}} = 0,30$$

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{2}{5} = 0,4$.

On a : $\frac{n_i(\text{MnO}_4^-)}{n_i(\text{H}_2\text{O}_2)} < \frac{2}{5}$: l'ion permanganate est le réactif limitant.

2^{er} mélange. Le rapport des quantités initiales est :

$$\frac{n_i(\text{MnO}_4^-)}{n_i(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{25 \text{ mmol}}{50 \text{ mmol}} = 0,50$$

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{2}{5} = 0,4$.

On a : $\frac{n_i(\text{MnO}_4^-)}{n_i(\text{H}_2\text{O}_2)} > \frac{2}{5}$: le peroxyde d'hydrogène est le réactif limitant.

d. Le dernier mélange est à peine coloré à l'état final. On peut penser que le mélange initial est dans les proportions stœchiométriques, c'est-à-dire que l'ion permanganate et le peroxyde d'hydrogène sont tous les deux limitants.

Le rapport des quantités initiales est : $\frac{n_i(\text{MnO}_4^-)}{n_i(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{20 \text{ mmol}}{50 \text{ mmol}} = 0,40$.

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{2}{5} = 0,4$.
 On a : $\frac{n_i(\text{MnO}_4^-)}{n_i(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{2}{5}$; l'ion permanganate et le peroxyde d'hydrogène sont en effet tous les deux limitants.

24 Déterminer un réactif limitant S'AUTOÉVALUER

Corrigé dans le manuel.

25 Utiliser la conservation de la charge

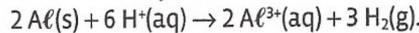
a. Pour mettre en évidence la présence de dihydrogène, il faut approcher une flamme à l'entrée du tube à essais. Si une légère détonation se produit, cela signifie qu'il y a du dihydrogène.

b. L'aluminium $\text{Al}(s)$ et l'ion hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ sont les réactifs, le dihydrogène $\text{H}_2(g)$ et l'ion aluminium sont les produits.

Compte tenu de la conservation de la charge électrique, l'ion aluminium est chargé positivement.

Sachant qu'il y a trois fois plus d'ion hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ consommé que d'aluminium (qui est électriquement neutre), le nombre de charges électriques de l'ion aluminium est (+3). Sa formule est : $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$.

c. L'équation de réaction ajustée s'écrit :



d. L'ion chlorure $\text{Cl}^-(\text{aq})$ est une espèce spectatrice.

Il s'agit d'un exercice compliqué puisque la formule de l'un des produits n'est pas donnée. À moins que les élèves se souviennent de la position de l'élément aluminium dans le tableau périodique, ils doivent retrouver la formule de l'ion aluminium à partir des proportions des réactifs consommés et de la conservation de la charge électrique.

26 ORAL Les élèves définissent les notions de transformations chimiques endothermique et exothermique en parlant de diminution et d'augmentation de la température du système chimique. Vérifier qu'ils précisent bien que la transformation chimique s'effectue dans un calorimètre (ou tout dispositif empêchant le transfert thermique). Vérifier également qu'ils n'utilisent pas le terme de « chaleur ».

27 La combustion du méthane dans le chauffe-eau libère de l'énergie par transfert thermique : cette transformation est exothermique.

28 Retour sur l'ouverture du chapitre

La réaction entre l'oxyde de calcium et l'eau est exothermique. La température finale de l'eau dans le calorimètre est supérieure à 20 °C.

29 ORAL Lors de la présentation orale, les deux critères suivants doivent être mentionnés :

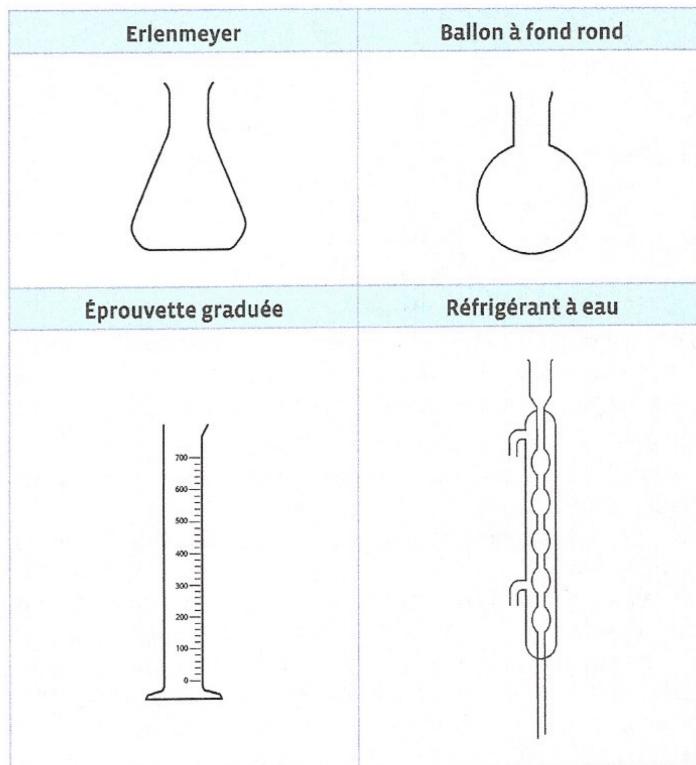
- diminution de la durée de la transformation chimique ;
- absence de perte de matière grâce au réfrigérant.

Le support visuel peut faire apparaître un schéma légendé du dispositif expérimental.

30 L'élément de verrerie permettant de liquéfier les vapeurs formées lors d'un chauffage à reflux est le réfrigérant à eau.

31 Identifier du matériel

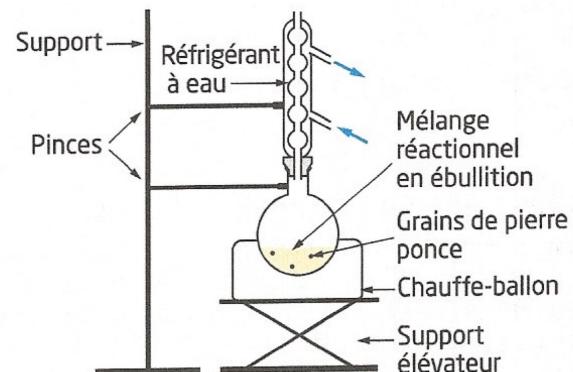
a.



b. Les éléments qui ne sont pas utilisés lors d'un chauffage à reflux sont l'rlenmeyer et l'éprouvette graduée.

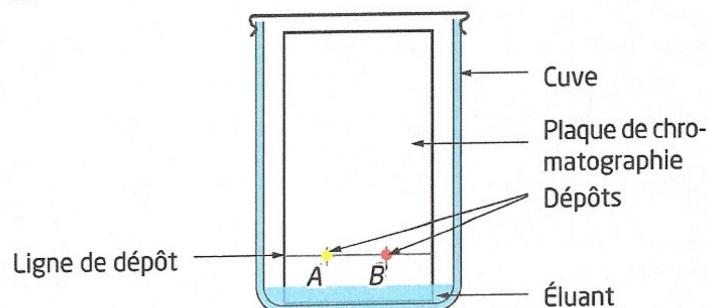
Cet exercice permet de vérifier que les élèves connaissent le nom de la verrerie utilisée en TP de chimie.

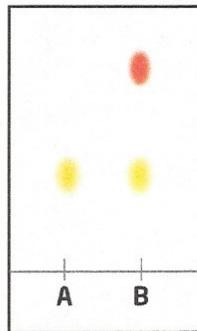
32 Schématiser un montage



33 Schématiser une CCM

a.





34 Apprendre à rédiger

a. Une espèce chimique pure apparaît sous la forme d'une seule tache sur un chromatogramme. L'acide salicylique naturel déposé en A et l'aspirine commerciale déposée en C sont des espèces pures.

b. Pour le dépôt B, on observe :

- une tache à la même hauteur que pour celle du dépôt A d'acide salicylique naturel ;
- une tache à la même hauteur que celle du dépôt C d'aspirine commerciale.

Des taches de dépôts différents qui migrent à la même hauteur correspondent à la même espèce chimique. Le dépôt B contient donc de l'acide salicylique naturel et de l'aspirine commerciale. Dans l'énoncé, il est précisé que pour synthétiser l'aspirine déposée en B, de l'acide salicylique est utilisé, lui-même synthétisé en laboratoire. Puisque l'une des taches au-dessus du dépôt B correspond à de l'acide salicylique naturel, on en déduit que l'acide salicylique synthétisé est identique à celui présent dans l'écorce de saule.

Cet exercice permet de vérifier que les élèves savent correctement interpréter un chromatogramme.

Exercices 35 à 38

Corrigés dans le manuel.

39 Corrosion du fer

Corrigé dans le manuel.

40 Corrosion du magnésium APPLICATION

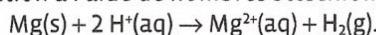
a. Le magnésium Mg(s) et l'ion hydrogène H⁺(aq) sont les réactifs ; l'énoncé précise en effet que l'ion chlorure est spectateur.

Une flamme approchée de l'entrée du tube provoque une légère détonation : il y a formation de dihydrogène H₂(g).

Le dihydrogène H₂(g) et l'ion magnésium Mg²⁺(aq) sont les produits.

Ainsi : Mg(s) et H⁺(aq) conduisent à H₂(g) et Mg²⁺(aq).

Pour respecter la conservation des éléments chimiques, il faut ajuster la réaction à l'aide de nombres stœchiométriques :



b. Le rapport des quantités initiales est : $\frac{n_i(\text{Mg})}{n_i(\text{H}^+)} = \frac{20 \text{ mmol}}{50 \text{ mmol}} = 0,4$.

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{1}{2} = 0,5$.

On a : $\frac{n_i(\text{Mg})}{n_i(\text{H}^+)} < \frac{1}{2}$: le magnésium est le réactif limitant.

À la fin de la transformation, il ne doit pas rester de magnésium dans le tube à essais, ce qui est en accord avec l'observation faite : « [...] il ne reste rien au fond du tube ».

41 Synthèse de l'aspirine

Corrigé dans le manuel.

42 L'aspirine : un remède ancien

a. Soit N_s le nombre de saules à abattre par heure. $N_s = \frac{m_h \times m_e}{m_m \times m_a}$.

$$\text{A.N. : } N_s = \frac{4\ 560 \times 50}{23 \times 5} = 1983.$$

Il faudrait abattre 1983 saules (soit près de 2000 arbres) par heure pour satisfaire la demande mondiale.

b. Ce serait un désastre environnemental que de s'approvisionner en acide salicylique uniquement par le biais de son extraction. D'où l'intérêt de synthétiser l'acide salicylique en laboratoire, sans toucher aux saules.

43 Synthèse du camphre

Corrigé dans le manuel.

44 Transformation exothermique

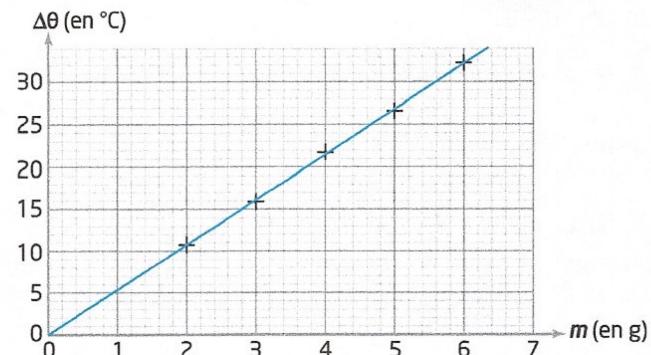
a. La température du système chimique dans le calorimètre augmente : la dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est exothermique.

b. La variation de température est d'autant plus importante que la masse de soude est importante.

c.

Expérience n°	Masse de soude (en g)	$\Delta\theta$ (en °C)
1	2,0	10,8
2	3,0	15,9
3	4,0	21,8
4	5,0	26,7
5	6,0	32,1

d. et e.



f. Les points se répartissent au-dessus et en dessous d'une droite passant par l'origine du repère. La variation de température $\Delta\theta$ est proportionnelle à la masse de soude.

45 Synthèse de l'ammoniac

a. La composition en volume de l'air est de 80 % de diazote N₂ et de 20 % de dioxygène O₂.

b. La formule de l'ammoniac est NH₃ : cette molécule contient l'élément azote N qui ne peut être apporté que par le diazote de l'air.

Le gaz responsable d'une petite détonation en présence d'air et d'une flamme est le dihydrogène H₂.

Les réactifs de cette synthèse sont le diazote gazeux N₂(g) et le dihydrogène gazeux H₂(g).

c. L'équation de réaction modélisant la synthèse de l'ammoniac est : N₂(g) + 3 H₂(g) → 2 NH₃(g).

d. D'après l'équation de réaction, une molécule de diazote réagit avec trois molécules de dihydrogène pour former deux molécules d'ammoniac. En faisant l'hypothèse que le dihydrogène n'est pas le réactif limitant, il faut donc une quantité de diazote $n(N_2) = 1,0$ mol pour préparer une quantité d'ammoniac $n(NH_3) = 2,0$ mol, soit une quantité d'air $n(\text{air}) = 1,25$ mol.

46 L'expérience de Lavoisier DIFFÉRENCIATION

a. L'équation de réaction est : 2 Hg(l) + O₂(g) → 2 HgO(s).

b. Calcul des quantités de matière initiales des réactifs :

$$n_{\text{Hg,I}} = \frac{122,0 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{200,6 \text{ g}} = 0,6082 \text{ mol}; n_{O_2,I} = \frac{0,18 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0056 \text{ mol.}$$

Le rapport des quantités initiales est : $\frac{n_{\text{Hg,I}}}{n_{O_2,I}} = \frac{0,6082 \text{ mol}}{0,0056 \text{ mol}} = 108$.

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{2}{1} = 2$.

On a : $\frac{n_{\text{Hg,I}}}{n_{O_2,I}} > \frac{2}{1}$: le dioxygène est le réactif limitant.

D'après l'équation de réaction, la consommation d'une mole de dioxygène produit deux moles d'oxyde de mercure (II). Ainsi, la consommation de $5,6 \times 10^{-3}$ mol de dioxygène produit :

$2 \times 5,6 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,12 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'oxyde de mercure.

La masse d'une mole d'oxyde de mercure est : $M_{\text{HgO}} = 216,6 \text{ g}$.

La masse d'oxyde de mercure formé est :

$$m_{\text{HgO}} = \frac{0,0112 \text{ mol} \times 216,6 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,4 \text{ g.}$$

c. Ce résultat correspond à la valeur obtenue expérimentalement.

La dernière partie de cet exercice (déterminer une quantité de produit formé à partir des quantités connues de réactifs) n'est pas exigible. Néanmoins, il s'agit d'un exercice de fin de chapitre, où le professeur peut commercer à aborder des notions de Première. L'intérêt est de montrer aux élèves que la stœchiométrie ne permet pas uniquement de déterminer le réactif limitant : elle permet aussi de prévoir les quantités de produits formés.

47 Durée d'une transformation

a. Les réactifs sont l'alcool benzylique et l'eau de Javel (plus précisément, l'ion hypochlorite présent dans l'eau de Javel).

b. L'eau de Javel n'est pas révélée car elle n'absorbe pas les UV : les taches associées à l'eau de Javel n'apparaissent pas.

c. À la date $t = 0$, seuls les réactifs sont présents dans le milieu réactionnel. Comme l'eau de Javel n'est pas révélée, seul l'alcool benzylique est visible.

d. La tache inférieure correspond à l'alcool benzylique (seule tache à $t = 0$). La tache supérieure correspond au benzaldéhyde synthétisé.

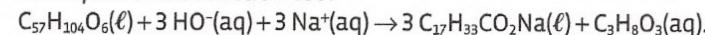
e. L'alcool benzylique est le réactif limitant : à la fin de la transformation il n'est plus présent dans le milieu réactionnel. La tache qui lui est associée n'est donc plus visible à la fin de la transformation.

f. La tache associée au réactif limitant disparaît entre 20 et 30 minutes. La durée de la transformation est donc comprise entre 20 et 30 minutes.

48 Synthèse d'un savon

a. Voir schéma de l'exercice 32.

b. L'équation de réaction est :



c. Le rapport des quantités initiales est : $\frac{n_{\text{(oléine)}}}{n_{\text{(soude)}}} = \frac{17 \text{ mmol}}{200 \text{ mmol}} = 0,085$.

Le rapport des nombres stœchiométriques est : $\frac{1}{3} = 0,33$.

On a : $\frac{n_{\text{(oléine)}}}{n_{\text{(soude)}}} < \frac{1}{3}$: l'oléine est le réactif limitant.

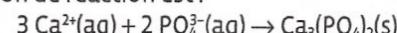
d. À la fin de la transformation, il reste de la soude dans le ballon car l'oléine est le réactif limitant. Dans cette transformation, trois fois plus de soude est consommée que d'oléine.

Initialement, il y a 17 mmol d'oléine ; il faut donc $3 \times 17 \text{ mmol} = 51 \text{ mmol}$ de soude.

À l'état final, il reste 149 mmol de soude dans le ballon.

49 Contrôle de la qualité de l'eau TÂCHE COMPLEXE

1. a. L'équation de réaction est :



b. À partir d'une quantité $n = 0,30 \mu\text{mol}$ d'ion calcium, la masse de solide formé n'évolue plus. Donc : $n_{\text{min}} = 0,30 \mu\text{mol}$.

2. D'après l'équation de réaction, il faut 1,5 fois plus d'ion calcium que d'ion phosphate.

Dans l'échantillon d'eau du bassin, il y a :

$$n(\text{PO}_4^{3-}) = \frac{0,30 \mu\text{mol}}{1,5} = 0,20 \mu\text{mol} = 2,0 \times 10^{-7} \text{ mol.}$$

La masse d'une mole d'ion phosphate est $M = 95 \text{ g}$.

Dans l'échantillon d'eau du bassin, il y a :

$$m(\text{PO}_4^{3-}) = \frac{2,0 \times 10^{-7} \text{ mol} \times 95 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,9 \times 10^{-5} \text{ g.}$$

La concentration en masse en ion phosphate dans l'eau du bassin est : $c(\text{PO}_4^{3-}) = \frac{m(\text{PO}_4^{3-})}{V}$.

$$\text{A. N. : } c(\text{PO}_4^{3-}) = \frac{1,9 \times 10^{-5} \text{ g}}{0,500} = 3,8 \times 10^{-5} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 0,038 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}.$$

L'eau du bassin est propice au développement des algues.

50 Synthèse de l'acétate de benzyle

► Fiches-guides disponibles sur sirius.nathan.fr

Cet exercice a un caractère expérimental : il permet de mettre en pratique les deux techniques vues dans ce chapitre, à savoir le montage à reflux et la CCM.

Pour le montage à reflux, l'élève doit simplement suivre un protocole expérimental et être capable de le réaliser en respectant les consignes de sécurité.

La mise en place de la CCM constitue le protocole que doit proposer l'élève (cette étape d'élaboration apparaît dans chaque sujet d'ECE).

L'utilisation d'une ampoule à décanter n'est pas une compétence exigible en classe de 2^e. Toutefois, son utilisation étant indispensable pour la réalisation de cette activité, un document explicatif est mis à la disposition de l'élève. Lors de l'évaluation de cette activité par le professeur, ce dernier doit faire preuve de bienveillance envers l'élève s'il n'utilise pas correctement l'ampoule à décanter.