Chapitre 13 : Modélisation des transformations chimiques

11 **a.** Les réactifs sont les ions calcium $Ca^{2+}_{(aq)}$ et les ions oxalate $C_2O_4^{2-}{}_{(aq)}$.
Le produit est l'oxalate de calcium $CaC_2O_{4\,(s)}$. Les espèces spectatrices sont les ions sulfate $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ et les ions ammonium $NH_4^+{}_{(aq)}$.
b. ion calcium + ion oxalate → oxalate de calcium
c. $Ca^{2+}_{(aq)} + C_2O_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow CaC_2O_{4(s)}$

12 **a.** $2\ Cu_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ CuO_{(s)}$
b. $2\ C_8H_{18(l)} + 25\ O_{2(g)} \rightarrow 16\ CO_{2(g)} + 18\ H_2O_{(g)}$
c. $Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ HO^-_{(aq)} \rightarrow Fe(OH)_{2(s)}$
d. $2\ I^-_{(aq)} + S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 2\ SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

13 **a.** $2\ C_{12}H_{26\,(l)} + 37\ O_{2\,(g)} \rightarrow 24\ CO_{2\,(g)} + 26\ H_2O_{(g)}$.
b. Correctement ajustée
c. $AgNO_{3\,(s)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$
d. $Fe^{2+}_{(aq)} + 6\ CN^-_{(aq)} \rightarrow Fe(CN)_6^{4-}{}_{(aq)}$

14 La solution est homogène à l'état final, il ne reste donc plus de cuivre solide. Le pH étant inférieur à 7 à l'état final, il reste toujours des ions hydrogène. Le réactif limitant est donc le cuivre solide $Cu_{(s)}$.

16 Le réactif limitant est le dioxygène $O_{2\,(g)}$ car :
$\frac{n_i(O_{2(g)})}{1} = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol
et $\frac{n_i(NO_{(g)})}{2} = 2{,}5 \times 10^{-2}$ mol
Donc $\frac{n_i(O_{2(g)})}{1} < \frac{n_i(NO_{(g)})}{2}$

17 Le réactif limitant est celui qui est entièrement consommé. Ici on remarque qu'il reste du dioxygène à l'état final mais qu'il ne reste plus d'alanine. Le réactif limitant est donc l'alanine $C_3H_7O_2N_{(aq)}$.

18 La transformation chimique est exothermique donc la température augmente au cours de la transformation.

23 Scène de crime

a. D'après la loi de conservation des éléments chimiques, les produits ne peuvent pas contenir d'éléments chimiques qui ne sont pas présents dans les réactifs. Ici le réactif est l'eau oxygénée formée des éléments hydrogène et oxygène. Le seul produit qui ne présente pas d'autres éléments dans la liste proposée est l'eau $H_2O_{(l)}$.
b. $2\ H_2O_{2(l)} \rightarrow 2\ H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$
c. $C_8H_7N_3O_{2\ (aq)} + O_{2(l)} + 2\ HO^-_{(aq)} \rightarrow C_8H_5NO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4\ H_2O_{(l)} + N_{2(g)}$

24 Coquille d'œuf

a. Les produits mis en évidence sont le dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$ (test à l'eau de chaux) et les ions calcium $Ca^{2+}_{(aq)}$ (test à l'oxalate d'ammonium).
b. $CaCO_{3\,(s)} + 2\ C_2H_4O_{2\,(aq)} \rightarrow CO_{2\,(g)} + Ca^{2+}_{(aq)} + H_2O_{(l)} + 2\ C_2H_3O_2^-{}_{(aq)}$

25 Daniell cell

Traduction de l'énoncé

En 1836, le chimiste anglais J. Daniell invente la pile Daniell. Lors d'une transformation chimique, le zinc $Zn_{(s)}$ réagit avec des ions cuivre $Cu^{2+}_{(aq)}$. À la fin de la transformation, la solution est incolore. Un dépôt de cuivre rouge est observé sur le zinc. Quand une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est ajoutée à la solution, un précipité

blanc apparaît. Au cours de cette transformation, la température augmente.

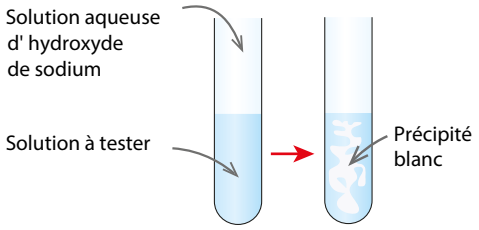
Donnée

Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium permet de tester la présence d'ions zinc. Si un précipité blanc apparaît, le test est positif.

a. Schématiser le test des ions zinc.
b. Identifier les réactifs et les produits.
c. Écrire l'équation ajustée de la réaction.
d. Identifier le réactif limitant.
e. Indiquer le caractère endothermique ou exothermique de cette transformation.

Réponses aux questions

a.



b. Les réactifs sont le métal zinc $Zn_{(s)}$ et les ions cuivre II $Cu^{2+}_{(aq)}$. Les produits sont le cuivre solide $Cu_{(s)}$ et les ions zinc $Zn^{2+}_{(aq)}$.
c. $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$.
d. La solution est entièrement décolorée à la fin de la transformation. Les ions cuivre II responsables de la couleur bleue ont donc été entièrement consommés. Le réactif limitant est donc $Cu^{2+}_{(aq)}$.
e. Lors de la transformation chimique la température augmente : la transformation libère de l'énergie thermique, elle est exothermique.

27 Influence du réactif limitant

1. $H^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$
2. On remarque sur le graphique que la température augmente. La transformation est donc exothermique.
3. a. $C_m = \frac{m}{V}$
b. Pour une concentration en masse de soluté constante, si le volume augmente alors la masse en ion hydroxyde augmente.
c. Plus la masse en ions hydroxyde augmente, plus la température du système augmente.

28 Énergie d'une bougie

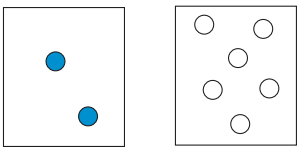
1. a. Les réactifs sont l'acide stéarique $C_{18}H_{36}O_{2(s)}$ et le dioxygène $O_{2(g)}$.
Les produits sont le dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$ et l'eau $H_2O_{(g)}$.
Le diazote $N_{2(g)}$ présent dans l'air est spectateur.
b. $C_{18}H_{36}O_{2(s)} + 26\ O_{2(g)} \rightarrow 18\ CO_{2(g)} + 18\ H_2O_{(g)}$
c. Le réactif est l'acide stéarique car la transformation cesse lorsqu'il est entièrement consommé.
2. a. La combustion de l'acide stéarique libère de l'énergie thermique donc il s'agit d'une transformation exothermique.
b. L'énergie thermique libérée par la combustion de l'acide stéarique est égale à 38,0 $MJ \cdot kg^{-1}$. L'énergie libérée E pour la combustion d'une masse $m = 200\ g = 0{,}200\ kg$ d'acide stéarique est :
$E = \frac{0{,}200 \times 38{,}0}{1} = 7{,}60\ MJ$.
c. L'augmentation de température est plus importante lorsque la masse d'acide stéarique qui réagit augmente.

29 Réactif limitant

a. $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_{3(g)}$

b. • Système 1 :
Pour le diazote dont le nombre stœchiométrique est 1, on a : $\frac{n_i(N_{2(g)})}{1} = 4{,}0$ mol.
Pour le dihydrogène dont le nombre stœchiométrique est 3, on a $\frac{n_i(H_{2(g)})}{3} = 2{,}0$ mol.
2,0 mol < 4,0 mol : le réactif limitant est le dihydrogène.

• Système 2 :
Pour le diazote dont le nombre stœchiométrique est 1, on a : $\frac{n_i(N_{2(g)})}{1} = 2{,}0$ mol.
Pour le dihydrogène dont le nombre stœchiométrique est 3, on a $\frac{n_i(H_{2(g)})}{3} = \frac{9}{3} = 3$ mol.
2,0 mol < 3,0 mol : le réactif limitant est le diazote.
c. On doit représenter trois fois plus de dihydrogène que de diazote pour être dans les proportions stœchiométriques. On a donc par exemple la représentation suivante :



30 Combustion d'un métal

a. $4\ Al_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ Al_2O_{3(s)}$

b. • Système 1 :
Pour l'aluminium dont le nombre stœchiométrique est 4, on a : $\frac{n_i(Al_{(s)})}{4} = 0{,}030$ mol.
Pour le dioxygène dont le nombre stœchiométrique est 3, on a $\frac{n_i(O_{2(g)})}{3} = 0{,}026$ mol.

0,026 mol < 0,030 mol : le réactif limitant est le dioxygène.

• **Système 2 :**

Pour l'aluminium dont le nombre stœchiométrique est 4, on a : $\frac{n_i(Al_{(s)})}{4} = 0{,}015$ mol.

Pour le dioxygène dont le nombre stœchiométrique est 3, on a $\frac{n_i(O_{2(g)})}{3} = 0{,}020$ mol.

0,015 mol < 0,020 mol : le réactif limitant est l'aluminium.

33 Mélange stœchiométrique

a. $Zn_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow ZnS_{(s)}$

b. $m_{entité} = A \times m_n$ avec $m_n = 1{,}67 \times 10^{-24}$ g ; $N = \frac{m}{m_{entité}}$; $n = \frac{N}{6{,}02 \times 10^{23}}$

	Zinc	Soufre
$m_{entité}$ (en g)	$1{,}07 \times 10^{-22}$	$5{,}34 \times 10^{-23}$
N	$9{,}3 \times 10^{22}$	$1{,}9 \times 10^{23}$
n (en mol)	$1{,}5 \times 10^{-1}$	$3{,}2 \times 10^{-1}$

c. Pour le métal zinc dont le nombre stœchiométrique est 1, on a :

$\frac{n_i(Zn_{(s)})}{1} = 1{,}5 \times 10^{-1}$ mol.

Pour le soufre dont le nombre stœchiométrique est 1, on a : $\frac{n_i(S_{(s)})}{1} = 3{,}2 \times 10^{-1}$ mol.

$1{,}5 \times 10^{-1} < 3{,}2 \times 10^{-1}$ mol : le réactif limitant est le zinc.

d. Si on fixe la quantité de matière de zinc à $n_i = 1{,}5 \times 10^{-1}$ mol ce qui correspond à $m(Zn) = 10$ g alors il faut pour être dans les proportions des nombres stœchiométriques que : $n_i(S) = n_i(Zn) = 1{,}5 \times 10^{-1}$ mol.

On a donc $N = 9{,}0 \times 10^{22}$ atomes de soufre d'où $m = 4{,}8$ g.

Si on fixe la quantité de matière de soufre à $n_i(S) = 3{,}2 \times 10^{-1}$ mol ce qui correspond à $m(S) = 10$ g alors il faut pour être dans les proportions des nombres stœchiométriques que : $n_i(S) = n_i(Zn) = 3{,}2 \times 10^{-1}$ mol.

On a donc $N = 1{,}9 \times 10^{23}$ atomes de zinc d'où $m = 20$ g.

34 Proportion de O_2

a. À la fin de la réaction chimique il reste 0,64 L de gaz sur les 0,80 L d'air présent au départ. On a donc consommé 0,16 L de gaz soit 20 % de gaz composant l'air.

b. Le pourcentage de gaz consommé correspond à celui du dioxygène de l'air. De plus, le produit de cette transformation est l'oxyde de mercure $HgO_{(s)}$.

D'après la loi de conservation des éléments chimiques, l'espèce chimique qui réagit avec le mercure doit contenir uniquement l'élément oxygène. On a donc bien le dioxygène $O_{2(g)}$ qui a réagi.

c. $2\ Hg_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ HgO_{(s)}$

d. D'après l'équation de la réaction, lorsqu'une mole de dioxygène est consommée, il se forme deux moles d'oxyde de mercure.

Le système n'évoluant plus, le dioxygène est le réactif limitant. La quantité de matière consommée de dioxygène est : $n(O_2) = \frac{0{,}16}{24} = 6{,}7 \times 10^{-3}$ mol.

La quantité de matière d'oxyde de mercure formé est $n(HgO) = \frac{2{,}8}{216{,}6} = 1{,}3 \times 10^{-2}$ mol.

On a $n(HgO) = 2 \times n(O_2)$ ce qui est conforme à l'ajustement de l'équation de la réaction.

36 Du beurre au savon

a. $C_{15}H_{26}O_{6(s)} + 3\ KOH_{(aq)} \rightarrow 3\ C_4H_7O_2K_{(s)} + C_3H_8O_{3(l)}$

b. La potasse étant introduite en excès c'est donc la butyrine qui est le réactif limitant.

c. La butyrine est présente à 35 % en masse dans le beurre. On utilise une masse de 20 g de beurre.

On a donc : $m_{butyrine} = \frac{20 \times 35}{100} = 7{,}0$ g.

Il y a 7,0 g de butyrine dans les 20 g de beurre.

D'où $N_{butyrine} = \frac{m}{m_{butyrine}} = 1{,}4 \times 10^{22}$ molécules

et $n = \frac{N}{6{,}02 \times 10^{23}} = 0{,}023$ mol

d. D'après les nombres stœchiométriques de l'équation ajustée : $\frac{n_{th}}{3} = \frac{n_{RL}}{1}$

e. $n_{th} = 3 \times n_{RL}$ et $n_{exp} = 0{,}85 \times n_{th}$

d'où $n_{exp} = 0{,}85 \times 3 \times n_{RL} = 0{,}059$ mol

$N = n \times 6{,}02 \times 10^{23} = 3{,}6 \times 10^{22}$ molécules

$m = N \times m_{savon} = 7{,}6$ g.

La masse de savon réellement formée est de 7,6 g.