

Chapitre 3 : Évolution d'un système chimique

Exercices

QCM

1. Qu'est-ce qu'une transformation chimique ?

1. Quand écrit-on une équation bilan ?

A. Pour une transformation chimique uniquement. Par définition, une équation bilan modélise une transformation chimique en retranscrivant la conservation (qualitative et quantitative) de la matière.

2. Qu'est-ce qu'implique une transformation chimique ?

A. L'apparition de nouvelles espèces chimiques.

3. Une réaction chimique est une réaction au cours de laquelle :

A. il peut rester du réactif limitant à la fin.

B. il reste du réactif en excès à la fin.

Par définition, il restera du réactif en excès à la fin. Par contre, dans le cas d'une réaction limitée, il peut également rester du réactif limitant.

2. Le tableau d'avancement

1. À quoi l'avancement x correspond-il ?

A. Une quantité de matière.

2. De quoi dépend l'avancement d'une réaction ?

B. Du temps.

3. Quel x_{\max} retenir lors de la détermination du réactif limitant ?

B. Le plus petit.

3. Les conditions stœchiométriques

1. Pour $aA + bB \rightarrow cC + dD$, les conditions stœchiométriques sont vérifiées si :

C. $an_0(A) = bn_0(B)$.

2. Que peut-on dire si les conditions stœchiométriques sont vérifiées (pour une réaction totale) ?

C. Pas de réactif limitant.

3. Quand les conditions stœchiométriques sont respectées :

A. $x_f = x_{\max}$ (si la réaction est totale).

C. $x_f \leq x_{\max}$ (si elle est limitée).

4. Jeopardy Propositions de questions :

a. Comment qualifier une réaction pour laquelle on constate que l'avancement réel final x_f est inférieur à l'avancement théorique maximal x_{\max} ?

b. Que dire sur l'avancement maximal de deux réactifs (1) et (2) dans le cas d'un mélange stœchiométrique ?

Pour s'échauffer

5. Deux exemples de transformations

- ◆a. Une dissolution peut être considérée comme une transformation physique : il y a « simple » séparation des entités ioniques. Elle peut aussi être interprétée comme une transformation chimique : il y a rupture des liaisons ioniques entre les espèces et formations de nouvelles liaisons avec le solvant.
- b. Dans ce cas, de nouveaux corps se sont formés. On est donc en présence d'une transformation chimique (recombinaison d'atomes entre eux pour former de nouvelles espèces).

6. Loi de conservation

- ◆a. Lors d'une transformation chimique, la masse est conservée. Il s'agit de l'un des trois principes de conservation, avec la conservation des éléments et la conservation de la charge.

7. L'avancement x

- ◆Par définition, « x » peut alors être défini ainsi :
- quantité de chacun des réactifs en présence ayant réagi ;
 - quantité de chacun des produits formés.

8. L'état final d'une réaction

- ◆Les conditions initiales correspondent à l'état du système chimique avant transformation. Les coefficients stœchiométriques n'ont donc pas à être pris en compte.

9. $x_{\max, 1}$ et $x_{\max, 2}$

- ◆Si deux réactifs réagissent ensemble, chacun d'entre eux est susceptible d'être consommé avant l'autre, d'où ces deux valeurs hypothétiques pour x_{\max} .
Malgré tout, le plus petit des deux x_{\max} est atteint avant l'autre. Il correspondra au réactif limitant de la réaction.

10. Les conditions stœchiométriques

- ◆Dans ce cas particulier, on a $x_{\max,1} = x_{\max,2}$: les deux réactifs seront totalement consommés une fois la réaction terminée.

11. Le réactif limitant

- ◆Non, le réactif limitant n'est pas forcément celui dont la quantité de matière initiale est la plus faible. Il faut prendre en compte les coefficients stœchiométriques pour réussir à le déterminer.

Pour commencer

12. Comprendre une équation bilan

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. L'équation bilan équilibrée est : $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
2. Elle nous renseigne sur la nature (chimique et physique) des réactifs et des produits chimiques.
3. Les nombres devant chacune des formules chimiques se nomment nombres stœchiométriques, le « 1 » n'apparaissant généralement pas. Ces nombres se rattachent à des quantités macroscopiques et non

microscopiques. Par exemple, 1 mole de méthane réagit avec 2 moles de dioxygène, mais il n'est pas juste d'écrire qu'une molécule CH_4 réagit avec 2 molécules O_2 .

13. Changer d'échelle : du microscopique au macroscopique

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. L'équation bilan est : $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.

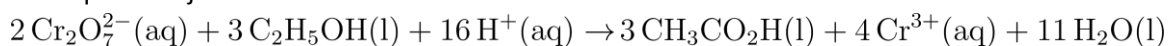
2. La réponse **a.** est fausse car elle propose une interprétation microscopique de cette équation bilan. La proposition **b.** est juste, elle prend correctement en compte les proportions stœchiométriques.

14. Utiliser des nombres fractionnels

→ APP : maîtriser le vocabulaire du cours

1. Il est tout à fait possible d'écrire une équation bilan avec des fractions puisqu'on se trouve à l'échelle macroscopique (avec des valeurs en mol).

2. L'équation ajustée est :



15. Relier quantité de matière et nombres stœchiométriques - Identifier la conservation de la masse

→ RAI/MOD : la quantité de matière

1. L'équation bilan est : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$.

2. La proposition verte semble être celle qui correspond aux conditions stœchiométriques (définies par les coefficients « 1 », « 3 », « 2 » qui ont permis d'équilibrer l'équation bilan).

3. En appliquant le principe de conservation de la masse, on en déduit que 1,7 g de dihydrogène devrait avoir réagi puisque $8,0 + 1,7 = 9,7$.

4. Une équation bilan s'interprète en mol. Il y a 8,0 g de diazote, donc

$$n(\text{N}_2) = \frac{m}{M} = \frac{8,0}{28} = 0,29 \text{ mol.}$$

D'après l'équation bilan, il faut trois fois plus de dihydrogène initialement pour être dans les conditions stœchiométriques, soit 0,86 mol. Cela correspond à une masse $m = n \times M = 0,86 \times 2,0 = 1,7 \text{ g}$. Dans ce cas, les conditions stœchiométriques seront bien respectées.

16. Calculer une quantité de matière

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. a.
$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} \text{ donc } n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{3,00}{159,6} = 1,88 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

b. Par définition, l'avancement « x » définit la quantité de réactif affecté d'un nombre stœchiométrique égal à 1, ayant réagi. La réaction a donc un avancement maximal égal à $1,88 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

c. D'après l'équation bilan, une mole d'oxyde de fer réagit avec 2 moles d'aluminium. Il faut donc $3,76 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'aluminium.

d. Puisque $m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \times M(\text{Al})$ alors :

$$3,76 \times 10^{-2} = \frac{m(\text{Al})}{27,0}$$

$$m(\text{Al}) = 3,76 \times 10^{-2} \times 27,0 = 1,01 \text{ g.}$$

2. D'après l'équation bilan, à l'état final : $n(\text{Fe}) = 2x_{\text{max}}$ et $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = x_{\text{max}}$ d'où :

$$\frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = (1,88 \times 10^{-2}) \times 2$$

$$m(\text{Fe}) = 3,76 \times 10^{-2} \times 55,8 = 2,10 \text{ g.}$$

$$\frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 1,88 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1,88 \times 10^{-2} \times 102 = 1,92 \text{ g.}$$

3. Masse des réactifs : $3,00 + 1,01 = 4,01 \text{ g}$.

Masse des produits : $2,10 + 1,92 = 4,02 \text{ g}$.

La masse est bien conservée, aux incertitudes de calculs près.

17. Vrai ou faux ? Différencier masse et quantité de matière

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

◆a. FAUX. La comparaison entre les masses des réactifs ne peut pas être liée aux coefficients stœchiométriques. Une équation de réaction établit un lien entre des quantités de matière.

b. VRAI. Une mole étant défini de la même manière pour toutes les espèces chimiques, on va pouvoir utiliser les nombres stœchiométriques pour comparer entre elles les quantités de matière.

c. FAUX. Même justification que le a.

d. VRAI. C'est la traduction du principe de conservation de la matière.

18. Construire un tableau d'avancement.

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Erratum : unité de p_b : kg/L.

$$n(\text{butane-2,3-dione}) = \frac{m_b}{M_b} = \frac{(p_b \times V_b)}{M_b} = \frac{(0,99 \times 0,44)}{86,0} = 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{méthylamine}) = \frac{m_m}{M_m} = \frac{0,34}{31,0} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

2. Tableau d'avancement (en mol) :

	$\text{C}_2\text{O}_2(\text{CH}_3)_2 + \text{NH}_2\text{CH}_3 \rightarrow \text{COCN}(\text{CH}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$			
État initial	$5,1 \times 10^{-3}$	$1,1 \times 10^{-2}$	0	excès
État intermédiaire	$5,1 \times 10^{-3} - x$	$1,1 \times 10^{-2} - x$	x	excès
État final	$5,1 \times 10^{-3} - x_{\max}$	$1,1 \times 10^{-2} - x_{\max}$	x_{\max}	excès

L'eau étant le solvant, elle se retrouve en excès.

3. $x_{\max,1} = 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol} < x_{\max,2} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$, ainsi le réactif limitant est le butane-2,3-dione.

19. Déterminer un volume de gaz

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. On peut dresser le tableau d'avancement ci-dessous (en mol) pour répondre.

	$\text{NaHCO}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$				
État initial	0,2	4	0	excès	0
État intermédiaire	$0,2 - x$	$4 - x$	x	excès	x
État final	$0,2 - x_f$	$4 - x_{\max}$	x_{\max}	excès	x_{\max}

L'eau étant le solvant, elle se retrouve en excès.

$x_{\max,1} = 0,2 \text{ mol} < x_{\max,2} = 4 \text{ mol}$, ainsi le réactif limitant est l'hydrogénocarbonate de sodium.

2. D'après le tableau d'avancement, il va se produire $x_{\max} = 0,2 \text{ mol}$ de dioxyde de carbone. Ce dernier étant un gaz, on peut utiliser le volume molaire pour calculer son volume : $V = n \times V_m = 0,2 \times 24 = 4,8 \text{ L}$.

20. Importance des conditions expérimentales

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Un seul réactif est présent ici, donc aucune comparaison n'est possible. La notion de réactif limitant n'a plus de sens.

2. D'après l'équation bilan, on s'attend à obtenir $\frac{n(\text{CO}_2)}{2} = \frac{n_0(\text{NaHCO}_3)}{2}$,

soit $\frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol}$ de CO_2 .

Ce dernier étant un gaz, on peut utiliser le volume molaire pour calculer son volume :

$$V = n \times V_m = 0,1 \times 30 = 3 \text{ L}$$

21. Quelques calculs en QCM

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. a. FAUX. Les coefficients stœchiométriques s'interprètent en terme de quantité de matière et non en masse.

b. FAUX. Calcul les quantités de matières correspondantes :

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{2,0}{2,0} = 1,0 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{1,0}{32,0} = 0,031 \text{ mol}$$

Puisque $n(\text{H}_2) > 2x n(\text{O}_2)$, H_2 n'est pas le réactif limitant.

c. VRAI. O_2 est le réactif limitant.

2. a. VRAI. En effet, on a initialement deux fois plus de H_2 que de O_2 , conformément aux proportions stœchiométriques.

b. FAUX. Il se forme autant de molécules d'eau que de dihydrogène ayant réagi, soit 0,8 mol.

c. VRAI. Calcul la masse correspondante : $m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \times M(\text{H}_2\text{O}) = 0,8 \times 18,0 = 14,4 \text{ g}$.

Différenciation

Savoir-faire : Déterminer la composition d'un système à l'état final

22. Cas 1 (conditions stœchiométriques)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

Objectif : Conditions stœchiométriques, distinction quantité/masse.

1. Les nombres stœchiométriques devant A et B étant égaux à 1, il faut avoir les mêmes quantités (en mol) de A et de B : $n(\text{A}) = n(\text{B})$.

2. Dans les conditions stœchiométriques : $m(\text{A}) + m(\text{B}) = m(\text{C}) + m(\text{D})$ en raison de la conservation de la masse au cours d'une transformation chimique. À noter que dans ce cas les nombres stœchiométriques n'interviennent pas.

3. Les nombres stœchiométriques devant C et D étant égaux à 1, on obtient les mêmes quantités (en mol) de C et de D : $n(\text{C}) = n(\text{D})$.

23. Cas 2 (conditions stœchiométriques)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

Objectif : Conditions stœchiométriques, distinction quantité/masse.

1. Les nombres stœchiométriques devant A et B étant respectivement égaux à 2 et 1, les conditions

stœchiométriques correspondent à $\frac{n(\text{A})}{2} = n(\text{B})$.

2. Dans les conditions stœchiométriques : $m(A) + m(B) = m(C) + m(D)$ en raison de la conservation de la masse au cours d'une transformation chimique. À noter que les nombres stœchiométriques n'interviennent pas également.

3. Les nombres stœchiométriques devant C et D étant respectivement égaux à 1 et 2, les quantités de C et D sont

telles que : $n(C) = \frac{n(D)}{2}$.

24. Cas 3 (conditions stœchiométriques)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

Objectif : Conditions stœchiométriques, distinction quantité/masse.

1. Les nombres stœchiométriques devant A et B étant respectivement égaux à 2 et 3, les conditions

stœchiométriques correspondent à $\frac{n(A)}{2} = \frac{n(B)}{3}$.

2. Dans les conditions stœchiométriques : $m(A) + m(B) = m(C) + m(D)$ en raison de la conservation de la masse au cours d'une transformation chimique. De nouveau, les nombres stœchiométriques n'interviennent pas.

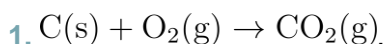
3. Les nombres stœchiométriques devant C et D étant respectivement égaux à 2 et 2, les quantités de C et D sont

telles que : $\frac{n(C)}{2} = \frac{n(D)}{2}$ soit $n(C) = n(D)$.

Pour s'entraîner

25. Mise en application

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation



Les quantités de matière dans le tableau sont exprimées en mol.

	C(s)	+	O ₂ (g)	→	CO ₂ (g)
État initial	83,3		Excès		0
État intermédiaire	83,3 - x		Excès		x
État final	83,3 - x _{max} = 0		Excès		x _{max}

À l'état final, tout le carbone a réagi donc $n_f(C) = 0$ soit $83,3 - x_{\max} = 0$.

On obtient $x_{\max} = 83,3$ mol. Par lecture du tableau, on voit $n_f(\text{CO}_2) = x_{\max}$. Il s'est finalement formé $n_f(\text{CO}_2) = 83,3$ mol de dioxyde de carbone.

2. Le volume occupé par le dioxyde de carbone formé est :

$V(\text{CO}_2) = n \times V_m = 83,3 \times 24,0 = 2,00 \times 10^3$ L. Le pourcentage de dioxyde de carbone dans l'air est donc de 2 %. D'après le tableau des risques, il y a un fort danger avec perte de connaissance immédiate et décès en quelques minutes.

26. Déterminer une quantité de matière à partir de la concentration

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Les ions chlorure et les ions sodium sont spectateurs. Seuls les ions hydronium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ (qui peuvent également s'écrire $\text{H}^+(\text{aq})$) et les ions hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$ réagissent. Les premiers étant un acide et les seconds une base.

2. Tableau d'avancement (complété avec les valeurs obtenues à la question 3.) :

	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	+	$\text{HO}^-(\text{aq})$	→	$2 \text{H}_2\text{O}$
État initial	$n_1 = 2,0 \times 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3}$ $= 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$		$n_2 = 1,0 \times 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3}$ $= 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$		Excès
État intermédiaire	$n_1 - x$		$n_2 - x$		Excès
État final	$n_1 - x_{\max} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$		$n_2 - x_{\max} = 0$		Excès

3. Deux valeurs de x_{\max} sont envisageables :

$$n_1 - x_{\max,1} = 0 \text{ d'où } n_1 = x_{\max,1} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$n_2 - x_{\max,2} = 0 \text{ d'où } n_2 = x_{\max,2} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

Puisque $x_{\max,2}$ est inférieur à $x_{\max,1}$, les ions hydroxyde constituent le réactif limitant. On peut donc compléter la dernière ligne du tableau avec $x_{\max} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

27. Interprétation macroscopique d'une équation bilan

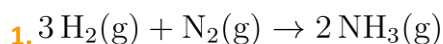
→ RAI/ANA : Faire le lien entre le modèle microscopique et les observations macroscopiques

1. En ajoutant ces deux actes élémentaires entre eux, on retrouve l'équation bilan. En effet, les éléments intermédiaires $(\text{CH}_3)_3\text{C}^+$ de chaque côté de la flèche peuvent être éliminés.

2. L'équation établit un bilan des réactifs de départ et des produits obtenus (espèces chimiques macroscopiques) mais ne donne pas d'information sur le déroulement de la transformation à l'échelle microscopique. Dans l'exemple ci-dessus, elle ne fait pas intervenir le composé intermédiaire $(\text{CH}_3)_3\text{C}^+$.

28. Procédé Haber

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation



2. On peut dresser le tableau d'avancement suivant :

	$3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$		
État initial	$n_1 = 2,0 \text{ mol}$	$n_2 = 2,0 \text{ mol}$	0
État intermédiaire	$n_1 - 3x$	$n_2 - x$	$2x$
État final théorique	$n_1 - 3x_{\text{max}} = 0$	$n_2 - x_{\text{max}} = 1,34 \text{ mol}$	$2x_{\text{max}} = 1,33 \text{ mol}$

Deux valeurs de x_{max} sont envisageables :

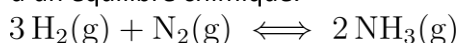
$$n_1 - 3x_{\text{max},1} = 0 \text{ d'où } \frac{n_1}{3} = x_{\text{max},1} = 0,66 \text{ mol.}$$

$$n_2 - x_{\text{max},2} = 0 \text{ d'où } n_2 = x_{\text{max},2} = 2 \text{ mol.}$$

Puisque $x_{\text{max},1}$ est inférieur à $x_{\text{max},2}$, alors le dihydrogène est le réactif limitant. On peut remplir la dernière ligne du tableau avec $x_{\text{max}} = 0,66 \text{ mol}$.

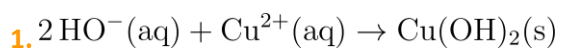
On constate que $5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ est bien inférieur au 1,33 mol attendu.

3. On en déduit que cette réaction n'est pas totale, elle est partielle. Il faut mettre une double flèche puisqu'il s'agit d'un équilibre chimique.



29. Comprendre les attendus Identification des ions cuivre (II)

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation



2.

	$2 \text{HO}^-(\text{aq}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$		
État initial	$C \times V = 1,0 \times 10^{-2} \times 1,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$	Excès	0
État intermédiaire	$1,0 \times 10^{-5} - 2x$	Excès	x
État final	$1,0 \times 10^{-5} - 2x_{\text{max}} = 0$	Excès	x_{max}

3. D'après la troisième ligne du tableau : $1,0 \times 10^{-5} - 2x_{\text{max}} = 0$

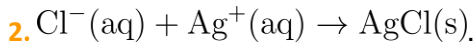
$$\text{d'où } x_{\text{max}} = \frac{(1,0 \times 10^{-5})}{2} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

4. Dans la dernière ligne du tableau, on vérifie que $n(\text{Cu}(\text{OH})_2)_f = x_{\max} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol}$.
On peut calculer la masse correspondante : $m = n \times M = 5,0 \times 10^{-6} \times 97,6 = 4,9 \times 10^{-4} \text{ g}$.

30. Estimation de la masse d'un précipité

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. On observe la formation d'un précipité blanc laiteux suite à l'ajout de quelques gouttes de nitrate d'argent à une solution inconnue. On en déduit la présence d'ions chlorure Cl^- .



3. En supposant que les ions Ag^+ sont limitants, on obtient d'après l'équation de la réaction :

$$n(\text{Ag}^+)_{\text{initial}} - x_{\max} = 0 \text{ d'où}$$

$$x_{\max} = n(\text{Ag}^+)_{\text{initial}} = c \times V = 1,0 \times 10^{-1} \times 3 \times 0,05 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

Toujours d'après l'équation bilan, $n(\text{AgCl})_{\text{final}} = x_{\max}$ soit

$$m(\text{AgCl}) = n(\text{AgCl}) \times M(\text{AgCl}) = 1,5 \times 10^{-5} \times (35,5 + 107,9) = 2,2 \times 10^{-3} \text{ g}.$$

31. Avancement et concentration

→ APP : Extraire l'information utile (graphique)

1.

	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	+	2I^-	→	$2\text{S}_2\text{O}_4^{2-}$	+	I_2
État initial	$n_0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-})$		$n_0(\text{I}^-)$		0		0
État intermédiaire	$n_0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) - x$		$n_0(\text{I}^-) - 2x$		$2x$		x
État final	$n_0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) - x_{\max}$		$n_0(\text{I}^-) - 2x_{\max}$		$2x_{\max}$		x_{\max}

2. D'après la deuxième ligne du tableau, on relève que $n(\text{I}_2) = x$ donc : $[\text{I}_2] = \frac{x}{(V_1 + V_2)}$.

3. $x_{\max} = (V_1 + V_2) \times [\text{I}_2]_{\text{final}}$.

D'après le graphique, $[\text{I}_2]_{\text{final}} = 5 \text{ mmol/L}$.

On peut donc calculer : $x_{\max} = 30 \times 10^{-3} \times 5 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

4. Dans ce cas, $n_0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) - x_{\max} = 0$.

$$n_0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = x_{\max}.$$

Les ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ne provenant que de la solution 1, on aurait alors $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = \frac{x_{\max}}{V_1}$

$$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 = \frac{(1,5 \times 10^{-4})}{(10 \times 10^{-3})} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}^{-1}.$$

5. Dans ce cas, $n_0(\text{I}^-) - 2x_{\max} = 0$.

$$n_0(\text{I}^-) = 2x_{\max},$$

$$[\text{I}^-]_0 = \frac{(2x_{\max})}{(V_2)}$$

Les ions I^- ne provenant que de la solution 2, on obtiendrait alors

$$[\text{I}^-]_0 = \frac{(2 \times 1,5 \times 10^{-4})}{(20 \times 10^{-3})} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}^{-1}.$$

32. Fabrication de la nitroglycérine

→ RAI/MOD : La quantité de matière

1. Les réactifs sont le glycérol et l'acide nitrique.

- 1 litre de glycérine a une densité de 1,26.

$$d_{\text{glycérol}} = \frac{\rho_{\text{glycérol}}}{\rho_{\text{eau}}} \iff d_{\text{glycérol}} = \frac{\left(\frac{m_{\text{glycérol}}}{V_{\text{glycérol}}}\right)}{\rho_{\text{eau}}}$$

Par conséquent, $m_{\text{glycérol}} = d_{\text{glycérol}} \times \rho_{\text{eau}} \times V_{\text{glycérol}}$.

$$m_{\text{glycérol}} = 1,26 \times 1 \times 1 = 1,26 \text{ kg}.$$

Le glycérol ajouté a une masse de 1,26 kg.

$$n_{\text{glycérol}} = \frac{m_{\text{glycérol}}}{M_{\text{glycérol}}} \iff n_{\text{glycérol}} = \frac{1,26}{(92,0 \times 10^{-3})} = 13,7 \text{ mol}.$$

- 1 litre d'acide nitrique a une densité de 1,26.

$$d_{\text{acide nitrique}} = \frac{\rho_{\text{acide nitrique}}}{\rho_{\text{eau}}} \iff d_{\text{acide nitrique}} = \frac{\left(\frac{m_{\text{acide nitrique}}}{V_{\text{acide nitrique}}}\right)}{\rho_{\text{eau}}}$$

Par conséquent, $m_{\text{acide nitrique}} = d_{\text{acide nitrique}} \times \rho_{\text{eau}} \times V_{\text{acide nitrique}}$

$$m_{\text{acide nitrique}} = 1,51 \times 1 \times 1 = 1,51 \text{ kg}.$$

L'acide nitrique ajouté a une masse de 1,51 kg.

$$n_{\text{acide nitrique}} = \frac{m_{\text{acide nitrique}}}{M_{\text{acide nitrique}}} \iff n_{\text{acide nitrique}} = \frac{1,51}{(63,0 \times 10^{-3})} = 23,9 \text{ mol}.$$

2. D'après l'équation bilan, les conditions stœchiométriques impliqueraient que

$$n_{\text{glycérol}} = \frac{n_{\text{acide nitrique}}}{3}$$

$$n_{\text{glycérol}} = 13,7 \text{ mol et } \frac{n_{\text{acide nitrique}}}{3} = \frac{23,9}{3} = 7,99 \text{ mol}.$$

$$\text{Par conséquent, } n_{\text{glycérol}} > \frac{n_{\text{acide nitrique}}}{3}$$

On en conclut que l'acide nitrique est le réactif limitant.

3. D'après l'équation bilan, on obtient :

$$n_{\text{nitroglycérine, final}} = \frac{n_{\text{acide nitrique}}}{3} = 7,99 \text{ mol}.$$

Il en découle : $m_{\text{nitroglycérine, final}} = n_{\text{nitroglycérine, final}} \times m_{\text{nitroglycérine}}$.

$$m_{\text{nitroglycérine, final}} = 7,99 \times 227 = 1,81 \text{ kg}.$$

33. Copie d'élève à commenter

1. Pour la première ligne du tableau, il ne faut pas considérer les nombres stœchiométriques. En effet, les conditions initiales nous informent sur les quantités de réactifs mises en présence avant réaction.
2. Ceci n'est vrai que si les deux réactifs en question sont affectés d'un même nombre stœchiométrique. Sinon c'est faux.
3. Seul le réactif limitant aura disparu. Il restera du réactif en excès.
4. Une équation bilan ne nous informe pas sur ce qui se passe à l'échelle microscopique. Elle fait état de proportions macroscopiques (en mol). On peut donc avoir des fractions dans une équation bilan.
5. Une fois encore, ceci n'est vrai que si le réactif limitant et le produit en question sont affectés du même nombre stœchiométrique. Sinon c'est faux.
6. L'unité de la masse molaire est le $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et non le $\text{mol}\cdot\text{g}^{-1}$.

Pour aller plus loin

34. Synthèse de l'aspirine

→ RAI/ANA : Élaborer un protocole

1. Les nombres stœchiométriques étant égaux pour les deux réactifs, il est nécessaire de comparer les quantités de réactifs mises en présence pour déterminer la nature du réactif limitant.

$$\text{Acide salicylique : } n = \frac{m}{M} = \frac{3,00}{138} = 2,17 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$\text{Anhydride éthanoïque : } n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{1,08 \times 7,00}{102} = 7,41 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

L'acide salicylique est le réactif limitant.

2. D'après l'équation bilan, autant d'aspirine que d'acide salicylique a réagi : $n = 2,17 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
De fait, $m = n \times M = 2,17 \times 10^{-2} \times 180 = 3,91 \text{ g}$.

$$\text{3. D'après le doc. 2, le rendement est défini ainsi : } \eta = \frac{m_{\text{obt}}}{m_{\text{max}}} = \frac{3,7}{3,91}$$

4. D'après les pictogrammes fournis, il faut porter des gants, éviter toute source de chaleur. L'utilisation d'un anhydride est toujours délicate du fait de sa forte réactivité avec l'eau.

35. Histoire des sciences Production de la soude

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

◆ Pour répondre au problème posé, il faut dresser un tableau d'avancement des trois réactions. Il permettra de déterminer les quantités de matière des réactifs et des produits puis de trouver la masse théorique de soude qu'on obtiendrait en traitant 1,00 tonne de sel.

- Première réaction : $2 \text{ NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ HCl}$.

La quantité de sel utilisée se calcule par :

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}$$

$$M(\text{NaCl}) = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol.}$$

Donc :

$$n(\text{NaCl}) = \frac{1,00 \times 10^6}{58,5} = 1,71 \times 10^4 \text{ mol.}$$

		$2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$			
État initial	0	$1,71 \times 10^4$	Excès	0	0
État intermédiaire	x	$1,71 \times 10^4 - 2x$	Excès	x	$2x$
État final	$x_{\max,1}$	$1,71 \times 10^4 - 2x_{\max,1}$	Excès	$x_{\max,1}$	$2x_{\max,1}$

Le sel étant le réactif limitant car l'acide sulfurique est en excès:

$$1,71 \times 10^4 - 2x_{\max} = 0 \text{ donc } x_{\max,1} = 8,55 \times 10^3 \text{ mol.}$$

- Deuxième réaction : $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4 \text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 4 \text{CO}$.

On considère qu'on utilisera la quantité de sulfate de sodium Na_2SO_4 trouvée à la première réaction dans la calcination.

		$\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4 \text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 4 \text{CO}$			
État initial	0	$8,55 \times 10^3$	Excès	0	0
État intermédiaire	x	$8,55 \times 10^3 - x$	Excès	x	$2x$
État final	$x_{\max,2}$	$8,55 \times 10^3 - x_{\max,2}$	Excès	$x_{\max,2}$	$4x_{\max,2}$

Le sulfate de sodium étant le réactif limitant : $x_{\max,2} = 8,55 \times 10^3 \text{ mol.}$

- Troisième réaction : $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$.

On considère qu'on utilisera la quantité de sulfure de sodium Na_2S trouvée à la seconde réaction.

		$\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$			
État initial	0	$8,55 \times 10^3$	Excès	0	0
État intermédiaire	x	$8,55 \times 10^3 - x$	Excès	x	x
État final	$x_{\max,3}$	$8,55 \times 10^3 - x_{\max,3}$	Excès	$x_{\max,3}$	$x_{\max,3}$

D'après ce tableau d'avancement et puisque le sulfure de sodium est le réactif limitant, on obtient :

$$x_{\max,3} = 8,55 \times 10^3 \text{ mol.}$$

Il est possible d'en déduire la quantité théorique de soude produite à la fin des trois réactions soit $8,55 \times 10^3$ mol.

La masse de soude est exprimée $m = n \times M$.

Or :

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 M(\text{Na}) + M(\text{C}) + 3 M(\text{O}) = 2 \times 23,0 + 12,0 + 3 \times 16,0$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$$

$$\text{Soit : } m = 8,55 \times 10^3 \times 106.$$

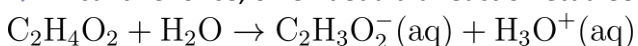
La masse de soude est donc d'environ 906 kg.

Problèmes à résoudre

36. L'acide acétique

→ RAI/ANA : Construire un chemin de résolution

◆ En lisant l'énoncé, on en déduit la réaction étudiée :



On supposera par la suite que l'acide acétique est pur.

- Calcul de la quantité d'acide acétique introduite dans l'eau $n = \frac{m}{M}$ avec
 $M = 2 M(\text{C}) + 4 M(\text{H}) + 2 M(\text{O}) = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\text{Par conséquent, } n(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = \frac{0,38}{60,0} = 6,3 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

- Calcul de la quantité d'ions hydronium formés :

$$\text{D'après les données, } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5}$$

On a donc :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 10^{-3,5} \times 1 = 10^{-3,5} = 3,3 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

		$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$			
État initial	0	$6,3 \times 10^{-3}$	Excès	0	0
État intermédiaire	x	$6,3 \times 10^{-3} - x$	Excès	x	x
État final	x_{max}	$6,3 \times 10^{-3} - x_{\text{max}}$	Excès	x_{max}	x_{max}

Si la réaction était totale, on devrait avoir $6,3 \times 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$. Soit $x_{\text{max}} = 6,3 \times 10^{-3}$ mol.

Par conséquent, $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 6,3 \times 10^{-3}$ mol.

Cependant, ci-dessus nous avons obtenu $n(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,3 \times 10^{-4}$ mol qui est une valeur bien inférieure à celle attendue. La réaction est donc partielle.

37. Chimie verte : recyclage du CO_2

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation

1. La synthèse proposée dans le doc. 2 répond aux contraintes de la chimie verte car le recyclage du CO_2 se fait sans métal, sans solvant et sans additif. Il n'y a qu'une seule étape et le tout s'effectue avec des réactifs non toxiques.

2. Tout d'abord le dioxyde de carbone est l'un des principaux gaz à effet de serre. Il faut donc le valoriser plutôt que de le rejeter dans l'atmosphère. De plus, la raréfaction du pétrole (pour la fabrication des formamides) est à prendre en compte ici.

3. Correction énoncé : $\text{HCO} - \text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$

D'après le doc. 2, on déduit la formule de l'amine de départ : $\text{HN}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$.

4. L'équation bilan considérée est donc :

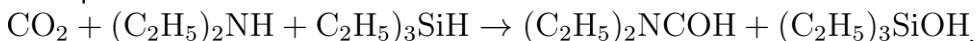


Tableau d'avancement :

		$\text{CO}_2 + (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{C}_2\text{H}_5)_3\text{SiH} \rightarrow (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NCOH} + (\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{SiOH}$				
État initial	0	n_1	n_2	Excès	0	0
État intermédiaire	x	$n_1 - x$	$n_2 - x$	Excès	x	x
État final	x_{\max}	0	0	Excès	x_{\max}	x_{\max}

On constate que :

$$x_{\max} = n(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NCOH})_{\text{final}} = \frac{m}{M} = \frac{7,50 \times 10^5}{101} = 7,43 \times 10^3 \text{ mol.}$$

De plus, dans le cas où les conditions stœchiométriques seraient vérifiées, on aurait

$$n_1 - x_{\max} = 0 = n_2 - x_{\max} \text{ soit } n_1 = n_2 = x_{\max}.$$

On en déduit, $n_1 = n_2 = 7,43 \times 10^3 \text{ mol.}$

Les masses correspondantes ($m = n \times M$) :

- amine $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$: $m = 7,43 \times 10^3 \times 73,0 = 542 \text{ kg.}$
- dioxyde de carbone : $m = 7,43 \times 10^3 \times 44 = 327 \text{ kg.}$

Retour sur l'ouverture du chapitre

38. Les diamants de Lavoisier

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation

1. La réaction à l'origine de cette disparition est la combustion. En effet, à haute température, Lavoisier a brûlé les diamants. Comme ils sont composés de carbone pur, leur combustion produit du dioxyde de carbone gazeux qui se dissipe dans l'atmosphère. Le sentiment qu'il ne reste plus rien découle de ce fait. Les diamants semblent s'être évaporés ! Ce qui n'est pas totalement faux...

2. L'équation bilan correspondante à cette combustion : $\text{C}(\text{S}) + \text{O}_2(\text{G}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{G}).$

Le carbone n'a donc pas disparu puisqu'on le retrouve dans le dioxyde de carbone formé. En chimie, il n'y a pas de disparition mais bel et bien réaménagement des atomes entre eux.