



C2 | Chimie



La réaction chimique : modéliser et faire un bilan de matière

Prérequis

Notions à maîtriser avant ce chapitre (lycée) :

- ☐ Quantité de matière, masse molaire, concentration, dilution
- ☐ Équation de réaction, conservation des éléments
- ☐ Tableau d'avancement, réactif limitant, taux d'avancement τ



QR vers le TD

Document

Mode d'emploi de ce chapitre. Ce chapitre reprend des notions de lycée. Pour chaque partie :

1. réponds au *questionnaire* dans les cadres, **sans lire la suite**, même si tu n'es pas sûr-e : se tromper puis se corriger fixe bien mieux une notion que la relire. Cela fait partie de processus de réactivation ;
2. lis ensuite l'encadré *Savoir* et corrige tes réponses **en couleur**, directement dans les cadres ;
3. note ce qui t'a surpris-e : ce sont les questions à poser en classe.

En classe, nous ne traiterons que les *applications*.

I Décrire un système physico-chimique

Auto-évaluation

- 1 Classer en transformation physique, chimique ou nucléaire : la fusion d'un glaçon ; la combustion du gaz de ville ; la production d'énergie dans une centrale électronucléaire ; la dissolution du sucre dans le café. Quel critère utilises-tu ?

- 2 Une bouteille de soda fermée contient de l'eau, du saccharose dissous, du dioxyde de carbone dissous et du dioxyde de carbone gazeux au-dessus du liquide. Recenser les espèces, préciser leur état physique, et compter les phases. $\text{CO}_2(\text{aq})$ et $\text{CO}_2(\text{g})$ sont-ils la même espèce physico-chimique ?

- 3 Définir la masse molaire M d'une espèce. Quelle relation lie la masse m d'un échantillon, sa quantité



de matière n et M ? Comment calcule-t-on $M(\text{H}_2\text{O})$?

- 4 Donner la définition et l'unité de la concentration en quantité de matière C et de la concentration en masse C_m d'un soluté. Quelle relation les lie?

- 5 On dilue une solution *mère* pour obtenir une solution *filles*. Quelle grandeur se conserve au cours de la dilution? En déduire la relation entre $C_{\text{mère}}$, $V_{\text{mère}}$, C_{filles} et V_{filles} . Quelle verrerie utilise-t-on?

- 6 Dans un mélange de gaz, comment définit-on la fraction molaire x_i d'un constituant? Qu'est-ce que la pression partielle p_i ? Que valent $\sum_i x_i$ et $\sum_i p_i$?

Savoir

- Nature d'une transformation.** Une transformation est *physique* si les espèces chimiques sont conservées et seul leur état change (fusion, vaporisation, dissolution...); *chimique* si des espèces disparaissent et d'autres apparaissent, les éléments chimiques étant conservés; *nucléaire* si les noyaux, donc les éléments eux-mêmes, sont modifiés.
- Espèce physico-chimique.** Une espèce chimique *dans un état physique donné* : $\text{CO}_2(\text{aq})$ et $\text{CO}_2(\text{g})$ sont deux espèces physico-chimiques différentes. Une *phase* est une partie du système dans laquelle les grandeurs intensives varient continûment (le soda fermé comporte deux phases : la solution et le gaz).
- Masse molaire.** La masse molaire M (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) est la masse d'une mole de l'espèce. Elle fait le lien entre la masse pesée et la quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M}.$$



On la calcule en additionnant les masses molaires atomiques : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(\text{H}) + M(\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

💡 **Solutions.** Pour un soluté X dans une solution de volume V :

$$C_X = [X] = \frac{n_X}{V} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}), \quad C_{m,X} = \frac{m_X}{V} (\text{g} \cdot \text{L}^{-1}), \quad C_{m,X} = M_X C_X.$$

Attention : V est le volume de la *solution*, pas celui du solvant.

💡 **Dilution.** Ajouter du solvant ne change pas la quantité de soluté :

$$n = C_{\text{mère}} V_{\text{mère}} = C_{\text{filles}} V_{\text{filles}} \implies F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{filles}}} = \frac{V_{\text{filles}}}{V_{\text{mère}}} > 1,$$

où F est le *facteur de dilution* et $V_{\text{mère}}$ le volume prélevé. On prélève $V_{\text{mère}}$ à la *pipette jaugée*, on l'introduit dans une *fiolle jaugée* de volume V_{filles} , puis on complète avec le solvant jusqu'au trait de jauge. Même raisonnement lorsqu'on mélange deux solutions : la quantité de chaque soluté se conserve, mais il est dilué dans le volume total.

💡 **Mélanges.** Fraction molaire $x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$ et fraction massique $w_i = \frac{m_i}{m_{\text{tot}}}$, sans dimension, avec $\sum_i x_i = \sum_i w_i = 1$.

💡 **Pression partielle.** Dans un mélange de gaz parfaits de pression totale P , la pression partielle du gaz i est la pression qu'il exercerait s'il occupait seul tout le volume :

$$p_i = x_i P = \frac{n_i}{n_{\text{tot,gaz}}} P, \quad \sum_{i \text{ gaz}} p_i = P.$$

$n_{\text{tot,gaz}}$ ne compte que les espèces gazeuses ; la notion n'a pas de sens pour un liquide ou un solide.

⚙️ Savoir-faire

- ⚙️ Identifier la nature d'une transformation.
- ⚙️ Recenser les espèces physico-chimiques présentes dans un système.
- ⚙️ Passer d'une masse, d'un volume de solution ou d'une pression à une quantité de matière.
- ⚙️ Calculer une concentration ; préparer une solution par dilution.
- ⚙️ Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs pertinentes (C , C_m , x_i , w_i , p_i).

📝 Exercice d'application 1

Données : $\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Un morceau de sucre contient 6,0 g de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

- 1 Calculer la quantité de matière n de saccharose, puis le nombre N de molécules.

On verse dans un bécher une masse $m = 350 \text{ mg}$ de poudre de fer métallique.

- 2 Quelle est la quantité de matière n_{Fe} correspondante ?



2026-2027

On dispose d'un flacon contenant $V_0 = 800 \text{ mL}$ de solution de sulfate de cuivre, contenant les ions Cu^{2+} à la concentration $C = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 3 Quelle est la quantité de matière n_0 d'ions Cu^{2+} dans le flacon ?
- 4 On prélève $V = 50 \text{ mL}$ de cette solution. Quelle est la concentration du prélèvement ? Quelle quantité d'ions Cu^{2+} a-t-on prélevée ?

Le prélèvement est versé dans le bécher ; une transformation chimique a lieu. On obtient du cuivre métallique en quantité $n_f = 4,8 \text{ mmol}$, ainsi que la même quantité d'ions Fe^{2+} .

- 5 Quelle est la masse de cuivre formée ?
- 6 Quelle est la concentration finale en ions Fe^{2+} ? (On néglige le volume du solide.)

Corrigé

- 1 $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,0 + 11 \times 16,0 = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $n = m/M = 1,75 \times 10^{-2} \text{ mol}$;
 $N = n N_A = 1,06 \times 10^{22}$ molécules.
- 2 $n_{\text{Fe}} = m/M = 0,350/55,8 = 6,27 \times 10^{-3} \text{ mol}$.
- 3 $n_0 = C V_0 = 0,50 \times 0,800 = 0,40 \text{ mol}$.
- 4 Un prélèvement ne change pas la concentration : $C = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. $n = C V = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
- 5 $m_{\text{Cu}} = n_f M_{\text{Cu}} = 4,8 \times 10^{-3} \times 63,5 = 0,30 \text{ g}$.
- 6 $[\text{Fe}^{2+}] = n_f/V = 4,8 \times 10^{-3}/0,050 = 9,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice d'application 2

On dispose d'une solution de sulfate de cuivre contenant les ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} à la même concentration $C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On prélève à la pipette jaugée un volume $V_0 = 10,0 \text{ mL}$ que l'on verse dans une fiole jaugée de volume $V_1 = 50,0 \text{ mL}$, puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- 1 Quelles sont les concentrations C_1 en ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} dans la fiole ? Quel est le facteur de dilution ?
- 2 On souhaite préparer $20,0 \text{ mL}$ d'une solution fille de concentration $C_2 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à partir de la solution mère de concentration C_0 . Décrire précisément le protocole (volumes, verrerie).
- 3 On dispose d'une solution mère d'acide éthanoïque de concentration en masse $80 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Quel volume prélever pour préparer $100,0 \text{ mL}$ de solution à $20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$?
- 4 On mélange $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'ions Fe^{3+} à $C_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'ions Sn^{2+} à $C_2 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Avant toute réaction, quelle est la concentration en ions Fe^{3+} dans le bécher ? (Cette concentration est dite *apportée*.)

Corrigé

- 1 La quantité d'ions se conserve : $C_1 = C_0 V_0/V_1 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ pour les deux ions. Facteur de dilution $F = V_1/V_0 = 5$.
- 2 $F = C_0/C_2 = 10$, donc $V_{\text{mère}} = V_{\text{fille}}/F = 2,0 \text{ mL}$. On prélève $2,0 \text{ mL}$ de solution mère à la pipette





jaugée, on les verse dans une fiole jaugée de 20,0 mL, on complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise.

3 $V = \frac{20 \times 100,0}{80} = 25,0 \text{ mL}$ (pipette jaugée de 25 mL).

4 Les ions Fe^{3+} sont dilués dans le volume total : $[\text{Fe}^{3+}] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Penser à cette dilution avant de dresser un tableau d'avancement en concentration !

Exercice d'application 3

Le tableau suivant donne la composition de l'atmosphère de quelques planètes du système solaire (fractions molaires).

Planète	Pression en surface	Composition (fractions molaires)
Vénus	9 MPa	CO_2 : 96 % ; N_2 : 4 %
Terre	1000 hPa	N_2 : 78 % ; O_2 : 21 %
Mars	600 Pa	CO_2 : 95 % ; N_2 : 3 %

- 1 Calculer, en bar, p_{N_2} et p_{CO_2} sur Vénus.
- 2 Calculer, en bar, p_{N_2} et p_{O_2} sur Terre.
- 3 Calculer, en bar, p_{N_2} et p_{CO_2} sur Mars.
- 4 Pourquoi la somme des fractions molaires indiquées n'est-elle pas égale à 1 pour la Terre et Mars ?

Corrigé

- 1 $P = 90 \text{ bar}$: $p_{\text{N}_2} = 0,04 \times 90 = 3,6 \text{ bar}$; $p_{\text{CO}_2} = 0,96 \times 90 = 86 \text{ bar}$.
- 2 $P = 1,0 \text{ bar}$: $p_{\text{N}_2} = 0,78 \text{ bar}$; $p_{\text{O}_2} = 0,21 \text{ bar}$.
- 3 $P = 6,0 \times 10^{-3} \text{ bar}$: $p_{\text{N}_2} = 1,8 \times 10^{-4} \text{ bar}$; $p_{\text{CO}_2} = 5,7 \times 10^{-3} \text{ bar}$.
- 4 D'autres gaz minoritaires sont présents (argon notamment, environ 1 % sur Terre et 2 % sur Mars) : $\sum_i x_i = 1$ porte sur *tous* les gaz du mélange.

II Modéliser une transformation par une équation de réaction

Auto-évaluation

- 1 L'équation $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ signifie-t-elle que deux molécules de dihydrogène *rencontrent* une molécule de dioxygène ? Que décrit-elle vraiment ?

- 2 Quelles grandeurs doivent être conservées pour équilibrer une équation ? Pourquoi ces grandeurs-là ?



3 Les nombres stoechiométriques dépendent-ils des quantités de réactifs introduites ?

4 À quoi sert l'état physique dans $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$? L'eau liquide et la vapeur d'eau sont-elles « la même chose » pour le chimiste ?

5 On peut aussi écrire l'équation sous la forme $0 = 2\text{H}_2\text{O} - 2\text{H}_2 - \text{O}_2$. Quel est l'intérêt de cette écriture ? Quel signe ont les nombres stoechiométriques des réactifs ?

6 Que change le fait d'écrire « = » plutôt que « → » ?

Savoir

-  **Une équation de réaction est un bilan macroscopique**, pas le récit d'un choc entre molécules : elle indique dans quelles *proportions* les réactifs disparaissent et les produits apparaissent. Le mécanisme microscopique est souvent bien plus complexe (voir cinétique).
-  **Équilibrer**, c'est assurer la conservation des *éléments chimiques* et de la *charge électrique* : les atomes et les électrons ne sont ni créés ni détruits au cours d'une transformation chimique.
-  Les **nombres stoechiométriques** sont fixés par l'équation, indépendamment des quantités introduites. Ils ne sont définis qu'à un facteur multiplicatif près : on choisit en général les plus petits entiers, mais des fractions sont acceptables.
-  **L'état physique** (s), (l), (g), (aq) fait partie de l'identité de l'espèce : $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ sont deux espèces physico-chimiques différentes, d'énergies différentes. Il sera indispensable au chapitre C3 pour écrire les activités.



💡 **Écriture algébrique.** Toute équation de réaction s'écrit

$$0 = \sum_i \nu_i A_i,$$

avec $\nu_i > 0$ pour un produit, $\nu_i < 0$ pour un réactif, $\nu_i = 0$ pour une espèce spectatrice. Cette écriture permet d'écrire des formules valables pour *toutes* les espèces à la fois (tableau d'avancement, quotient de réaction).

💡 **Le signe « = »** indique que la transformation peut *a priori* se faire dans les deux sens : c'est l'écriture générale en CPGE. La flèche est réservée aux cas où l'on sait que la réaction est totale.

⚙️ Savoir-faire

- ⚙️ Écrire et équilibrer l'équation de la réaction qui modélise une transformation chimique donnée.
- ⚙️ Identifier les nombres stœchiométriques algébriques ν_i .

⚙️ Méthode

Équilibrer une équation. (1) Équilibrer d'abord les éléments présents dans une seule espèce de chaque côté (souvent C, puis H); (2) finir par l'élément présent partout (souvent O); (3) en solution aqueuse acide, équilibrer O avec H_2O , puis H avec H^+ ; (4) vérifier la conservation de la charge; (5) éventuellement multiplier pour obtenir des entiers.

📝 Exercice d'application 4

Équilibrer les équations suivantes, puis donner le nombre stœchiométrique algébrique ν_i de chaque espèce.

- 1 $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (combustion du butane)
- 2 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ (combustion de l'éthanol)
- 3 $\text{Al}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ (oxydation de l'aluminium)
- 4 $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

📖 Corrigé

- 1 $2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) = 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) : \nu = -2; -13; +8; +10$ (ou $\text{C}_4\text{H}_{10} + \frac{13}{2} \text{O}_2 = 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$).
- 2 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) : \nu = -1; -3; +2; +3$.
- 3 $4 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) : \nu = -4; -3; +2$.
- 4 $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Charge : $-1 + 10 + 8 = +17$ à gauche, $+2 + 15 = +17$ à droite. $\nu = -1; -5; -8; +1; +5; +4$.



III Avancement d'une réaction et bilan de matière

Auto-évaluation

- 1 Pour faire 12 cookies, il faut 100 g de farine, 2 œufs et 50 g de chocolat. J'ai 500 g de farine, 7 œufs et 275 g de chocolat. *Sans calculer*, quel ingrédient va manquer en premier, à ton avis? Vérifie ensuite. Était-ce l'ingrédient présent « en plus petite quantité »?

- 2 Définir l'avancement ξ d'une réaction. Quelle est son unité? Écrire la quantité $n_i(\xi)$ d'une espèce quelconque en fonction de $n_{i,0}$, ν_i et ξ .

- 3 Dans quelles conditions peut-on raisonner directement sur les concentrations avec un avancement volumique $x = \xi/V$?

- 4 Qu'est-ce que l'avancement maximal $\xi_{\max}$? Comment le détermine-t-on?

- 5 Qu'appelle-t-on réaction totale? Définir le taux d'avancement final τ .

- 6 On dit d'une réaction non totale qu'elle conduit à un « équilibre chimique ». Dans cet état, la réaction est-elle arrêtée? Y a-t-il forcément autant de réactifs que de produits?

- 7 (Pour la suite) Si la réaction n'est pas totale, le tableau d'avancement suffit-il à prévoir l'état final? Que manque-t-il?



💡 Savoir

- 💡 **Avancement.** Pour une réaction $0 = \sum_i \nu_i A_i$, l'avancement ξ (en mol) est défini de sorte que, pour toute espèce,

$$n_i(\xi) = n_{i,0} + \nu_i \xi.$$

Un seul nombre suffit donc à décrire l'état du système à chaque instant. $\xi > 0$ si la réaction a progressé dans le sens direct, $\xi < 0$ dans le sens inverse.

- 💡 **Avancement volumique** $x = \xi/V$ (en mol · L⁻¹). On peut raisonner directement sur les concentrations, $[A_i] = [A_i]_0 + \nu_i x$, si le volume est constant et si l'on ne s'intéresse qu'aux espèces dissoutes.
- 💡 **Avancement maximal.** Les quantités de matière ne peuvent pas être négatives : $\xi_{\max}$ est la plus petite des valeurs $n_{i,0}/|\nu_i|$ calculées pour les réactifs. Le réactif correspondant est le *réactif limitant*. Ce n'est pas forcément le réactif présent en plus petite quantité : il faut diviser par le nombre stœchiométrique (cf. les œufs des cookies). Si tous les rapports sont égaux, le mélange initial est *stœchiométrique*.
- 💡 **Réaction totale :** $\xi_f = \xi_{\max}$, le réactif limitant est entièrement consommé. **Taux d'avancement final :** $\tau = \xi_f/\xi_{\max} \in [0, 1]$. Si $\tau < 1$, la réaction est non totale.
- 💡 **Équilibre chimique.** Lorsque la réaction n'est pas totale, l'état final est un état d'équilibre : la composition macroscopique n'évolue plus, mais *la réaction ne s'est pas arrêtée* ; elle se fait à la même vitesse dans les deux sens (équilibre dynamique). Rien n'impose qu'il y ait « autant » de réactifs que de produits.
- 💡 **Limite du tableau d'avancement.** Le tableau donne n_i en fonction de ξ , mais ne dit pas où s'arrête ξ lorsque la réaction n'est pas totale. Il faudra une loi supplémentaire : c'est l'objet du chapitre C3.

⚙️ Savoir-faire

- ⚙️ Décrire qualitativement et quantitativement un système dans l'état initial ou dans un état d'avancement quelconque (tableau d'avancement).
- ⚙️ Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal.
- ⚙️ Déterminer la composition finale dans le cas d'une réaction totale.
- ⚙️ Calculer et interpréter un taux d'avancement final.

⚙️ Méthode

Dresser un tableau d'avancement et déterminer l'état final d'une réaction totale.



Méthode

Exemple : aluminothermie. On fait réagir 16,0 g d'oxyde de fer Fe_2O_3 ($M = 159,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) avec 8,1 g d'aluminium ($M = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$). La réaction est totale.

1. Écrire l'équation et l'équilibrer.
2. Choisir ξ (mol) ou x ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) selon les données.
3. Calculer les quantités initiales ($n = m/M$, $n = CV$, ...) : ligne « état initial ».
4. Ligne « état intermédiaire » : $n_i = n_{i,0} + \nu_i \xi$.
5. Calculer $n_{i,0}/|\nu_i|$ pour chaque réactif : le plus petit donne $\xi_{\max}$ et le réactif limitant.
6. Réaction totale : remplacer ξ par $\xi_{\max}$ dans la ligne intermédiaire.
7. Contrôler : aucune quantité négative, le limitant vaut zéro ; si possible, une vérification indépendante.

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \longrightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

Solides, données en masse : on travaille en quantités de matière, avec ξ .

$n_0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 16,0/159,6 = 0,100 \text{ mol}$;
 $n_0(\text{Al}) = 8,1/27,0 = 0,300 \text{ mol}$; pas de produit.

$0,100 - \xi$; $0,300 - 2\xi$; 2ξ ; ξ .

$0,100/1 = 0,100$ et $0,300/2 = 0,150$:
 $\xi_{\max} = 0,100 \text{ mol}$: Fe_2O_3 est le réactif limitant.

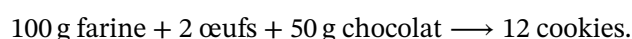
Fe_2O_3 : 0 mol ; Al : 0,100 mol ; Fe : 0,200 mol ;
 Al_2O_3 : 0,100 mol.

Conservation de la masse :
 $2,7 + 11,2 + 10,2 = 24,1 \text{ g} = 16,0 + 8,1$.

(mol)	ξ	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$	$2 \text{Al}(\text{s})$	$2 \text{Fe}(\text{s})$	$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$
état initial	0	0,100	0,300	0	0
en cours	ξ	$0,100 - \xi$	$0,300 - 2\xi$	2ξ	ξ
état final	$\xi_{\max} = 0,100$	0	0,100	0,200	0,100

Exercice d'application 5

On reprend les cookies du questionnaire, en modélisant la recette par l'« équation »



L'avancement ξ se compte en « fournées ».

- 1 Dresser le tableau d'avancement.
- 2 Combien de cookies puis-je préparer ? Quel est l'ingrédient limitant ?
- 3 Que reste-t-il dans le placard ?
- 4 Quelles quantités de farine et de chocolat formeraient avec les 7 œufs un mélange « stœchiométrique » ?



Corrigé

1

	farine (g)	œufs	chocolat (g)	cookies
initial	500	7	275	0
en cours	$500 - 100\xi$	$7 - 2\xi$	$275 - 50\xi$	12ξ
final	150	0	100	42

2 $500/100 = 5$; $7/2 = 3,5$; $275/50 = 5,5$; $\xi_{\max} = 3,5$ fournées, les œufs sont limitants. Ce qui compte n'est pas la quantité brute, mais la quantité *rapportée à la recette*. On obtient $12 \times 3,5 = 42$ cookies.

3 Il reste 150 g de farine, 100 g de chocolat et aucun œuf.

4 Avec $\xi = 3,5$: 350 g de farine et 175 g de chocolat.

Exercice d'application 6

On brûle $n_0 = 1,0$ mol de butane selon $2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (réaction totale).

1 Le dioxygène est apporté par l'air, en large excès. Déterminer ξ_f et la composition finale.

2 Même question si l'on ne dispose que de $n_1 = 4,0$ mol de dioxygène.

3 La valeur de ξ_f dépend-elle de la façon d'écrire l'équation (avec $\frac{13}{2} \text{O}_2$ par exemple)? Et les quantités finales?

Corrigé

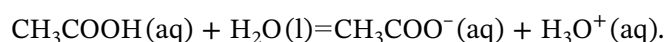
1 C_4H_{10} limitant : $\xi_{\max} = n_0/2 = 0,50$ mol. État final : $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 0$; O_2 en excès; $n(\text{CO}_2) = 8\xi_f = 4,0$ mol; $n(\text{H}_2\text{O}) = 10\xi_f = 5,0$ mol.

2 $n_0/2 = 0,50$ mol et $n_1/13 = 0,31$ mol : O_2 limitant, $\xi_f = 4/13 = 0,31$ mol. État final : $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 1,0 - 2\xi_f = 0,38$ mol; $n(\text{O}_2) = 0$; $n(\text{CO}_2) = 32/13 = 2,5$ mol; $n(\text{H}_2\text{O}) = 40/13 = 3,1$ mol.

3 ξ_f dépend de l'écriture (il double si l'on divise les coefficients par 2); les quantités finales, grandeurs physiques mesurables, n'en dépendent pas. Il faut donc toujours préciser l'équation associée à un avancement.

Exercice d'application 7

On prépare $V = 100,0$ mL d'une solution d'acide éthanoïque de concentration apportée $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'acide réagit avec l'eau selon



La mesure du pH donne $\text{pH} = 3,4$, soit $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1 Dresser le tableau d'avancement en concentration. Calculer $x_{\max}$.



2026-2027

- 2 Calculer x_f puis le taux d'avancement final τ . Conclure.
- 3 Calculer la composition finale. Comment pourrait-on *prévoir* x_f sans mesurer le pH?

Corrigé

- 1 H_2O est le solvant (en excès). $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C - x$; $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$ (on néglige l'auto-protolyse de l'eau). $x_{\text{max}} = C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 2 $x_f = 10^{-3,4} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, d'où $\tau = x_f/x_{\text{max}} = 0,040$: seulement 4 % de l'acide a réagi, la réaction est très peu avancée.
- 3 $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Pour prévoir x_f , il faut une grandeur caractéristique de la réaction : la constante d'équilibre K° (chapitre C3, où l'on retrouvera ce résultat par le calcul).