Exercices Classiques — Chapitre 1 Décrire et modéliser une transformation chimique

Table des matières

1	Paramètres d'état d'un système gazeux	2
2	Composition d'un mélange gazeux	7
3	Solution hydroalcoolique	12
4	Mélange de solutions	17
5	Préparation de solution d'acide chlorhydrique	20
6	Décomposition du peroxyde d'hydrogène (Eau oxygénée)	24
7	Dissolution de solides dans une fiole jaugée	27

1 Paramètres d'état d'un système gazeux

Niveau de difficulté : 🖈 🖈 (fondamentaux) Compétences visées :

- Identifier un système et ses constituants.
- Distinguer les paramètres d'état intensifs et extensifs.
- Utiliser l'équation d'état des gaz parfaits pour relier les grandeurs caractéristiques d'un système homogène.
- Calculer des grandeurs de composition : quantité de matière, masse, volume molaire.
- Déterminer la nature d'un paramètre (intensif/extensif) à partir de sa définition.

Enoncé

1. On rappelle que les **conditions normales de température et de pression** (CNTP) correspondent à une température de T=273,15 K et une pression de p=1,00 atm $=101\,325$ Pa.

Déterminer le volume molaire d'un gaz parfait dans ces conditions.

Les **conditions ambiantes de température et de pression** (CATP) correspondent à T = 298 K et p = 1,00 bar. Déterminer le volume molaire d'un gaz parfait dans ces conditions.

Le volume molaire est-il une **grandeur intensive ou extensive**?

2. L'air est un mélange gazeux constitué, pour simplifier, de 80% de diazote (N_2) et 20% de dioxygène (O_2) en proportions molaires.

Estimer la quantité de matière, puis la masse de N₂ et de O₂ contenus :

- dans l'air d'une pièce de volume $V = 30 \text{ m}^3$;
- dans un ballon de volume $V=100~\mathrm{mL}$ situé dans cette pièce.

La quantité de matière et la masse sont-elles des grandeurs intensives ou extensives?

Déterminer la proportion massique de N_2 et de O_2 dans l'air de la pièce et dans le ballon. Cette proportion est-elle intensive ou extensive?

3. Déterminer la **masse volumique** de l'hélium gazeux dans les CATP. Même question pour la vapeur d'eau.

La **densité d'un gaz** est définie comme le rapport de sa masse volumique à celle de l'air, dans les mêmes conditions. Montrer que la densité d'un gaz est **proportionnelle à sa masse molaire**, à température et pression données. Donner la valeur du coefficient de proportionnalité.

On gonfle trois ballons, chacun avec un gaz différent : hélium, dioxygène, diazote. Ces ballons sont relâchés dans l'air. Lesquels s'élèvent spontanément? Lesquels redescendent? Expliquer en identifiant les forces mises en jeu.

La masse volumique et la densité sont-elles des grandeurs intensives ou extensives?

Corrigé

1. Volume molaire d'un gaz parfait aux CNTP et CATP

On applique l'équation d'état des gaz parfaits :

$$pV = nRT \implies V_m = \frac{RT}{p}$$

où V_m est le volume occupé par une mole de gaz dans les conditions données.

— **Aux CNTP :** T = 273,15 K, $p = 1,00 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$

$$V_m = \frac{8,31 \times 273,15}{1,01325 \times 10^5} \approx 0,0224 \text{ m}^3 = 22,4 \text{ L}$$

— **Aux CATP :** T = 298 K, $p = 1,00 \text{ bar} = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$

$$V_m = \frac{8,31 \times 298}{1.0 \times 10^5} \approx 0,0248 \text{ m}^3 = 24,8 \text{ L}$$

— Nature du volume molaire :

Le volume molaire correspond au volume occupé par une **mole** de gaz dans des conditions données. Il ne dépend donc ni de la masse totale de gaz, ni de la taille du récipient, mais uniquement de la température et de la pression imposées.

C'est donc une grandeur intensive.

2. Quantité de matière et masse des constituants de l'air

L'air est modélisé comme un mélange de $80\,\%$ de diazote N_2 et $20\,\%$ de dioxygène O_2 en proportions molaires.

Dans une pièce de volume $V = 30.0 \text{ m}^3$ aux CATP

Le volume molaire de l'air est environ $V_m=24.8~\mathrm{L/mol}=2.48\times10^{-2}~\mathrm{m}^3/\mathrm{mol}$

$$n_{\rm total} = \frac{V}{V_m} = \frac{30.0}{2.48 \times 10^{-2}} \approx 1.21 \times 10^3 \; {\rm mol}$$

Quantités de matière :

$$n(N_2) = 0.80 \times n_{\text{total}} \approx 968 \text{ mol}, \quad n(O_2) = 0.20 \times n_{\text{total}} \approx 242 \text{ mol}$$

Masses correspondantes:

$$m(N_2) = 968 \times 28.0 \approx 27100 \text{ g} = 27.1 \text{ kg}, \quad m(O_2) = 242 \times 32.0 \approx 7740 \text{ g} = 7.74 \text{ kg}$$

Chapitre 1 : Transformations de la matière

Dans un ballon de V=100,0 mL =1,0 \times 10^{-4} m³

Même méthode:

$$n_{\mathrm{total}} = \frac{1.0 \times 10^{-4}}{2.48 \times 10^{-2}} \approx 4.03 \times 10^{-3} \,\mathrm{mol}$$
 $n(\mathrm{N}_2) \approx 3.22 \times 10^{-3} \,\mathrm{mol}, \quad n(\mathrm{O}_2) \approx 8.05 \times 10^{-4} \,\mathrm{mol}$ $m(\mathrm{N}_2) \approx 0.0901 \,\mathrm{g}, \quad m(\mathrm{O}_2) \approx 0.0258 \,\mathrm{g}$

Grandeurs intensives ou extensives?

La **masse** et la **quantité de matière** dépendent de la taille du système ⇒ ce sont des grandeurs **extensives**.

Proportions massiques

Dans la pièce comme dans le ballon (mêmes proportions molaires):

$$\text{masse totale} \approx 27.1 + 7.74 = 34.84 \text{ kg}$$
 Fraction massique de $N_2 \approx \frac{27.1}{34.84} \approx 0.778(77.8\%), \quad O_2 \approx 0.222(22,2\%)$

Les **proportions massiques**, comme les proportions molaires, ne dépendent pas de la quantité totale de gaz : ce sont des grandeurs **intensives**.

3. Masse volumique et densité de gaz

Masse volumique de l'hélium aux CATP

La masse volumique ρ est définie par :

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$$

où M est la masse molaire, V_m le volume molaire aux conditions données.

Pour l'hélium : M=4.0 g/mol, $V_m\approx 24.8$ L/mol

$$\rho_{\rm He} = \frac{4.0}{24.8} \approx 0.161 \,{\rm g/L}$$

— Masse volumique de la vapeur d'eau

$$M = 18.0 \text{ g/mol}$$

$$\rho_{\rm H_2O} = \frac{18,0}{24,8} \approx 0.726 \,\mathrm{g/L}$$

— Densité d'un gaz

La densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de sa masse volumique à celle de l'air :

$$D = \frac{\rho_{\rm gaz}}{\rho_{\rm air}}$$

Or, pour un gaz parfait dans les mêmes conditions (T, p):

$$ho = rac{M}{V_m} \quad \Rightarrow \quad D = rac{M_{
m gaz}}{M_{
m air}}$$

Donc:

$$D = \frac{M}{M_{
m air}}$$
 avec $M_{
m air} pprox 29.0 \
m g/mol$

— Comparaison pour trois ballons

On considère trois gaz:

- Hélium : $M = 4.0 \text{ g/mol} \Rightarrow D < 1$
- $O_2: M = 32.0 \text{ g/mol} \Rightarrow D > 1$
- N₂: M = 28,0 g/mol $\Rightarrow D \lesssim 1$

Le ballon contenant de l'hélium est plus léger que l'air \Rightarrow il subit une force de poussée d'Archimède supérieure à son poids : il **s'élève spontanément**.

Les ballons contenant du N_2 et du O_2 sont plus denses que l'air (ou équivalents) \Rightarrow ils **tombent** (ou restent stationnaires dans le meilleur des cas).

Forces en jeu:

- Poids P = mg
- Poussée d'Archimède $\mathcal{A} = \rho_{\mathrm{air}} V g$

Si A > P, le ballon monte.

Nature des grandeurs

La masse volumique ρ et la densité D sont définies comme des **rapports de deux grandeurs extensives** \Rightarrow ce sont donc des grandeurs **intensives**.

Point Méthode

Utiliser l'équation d'état des gaz parfaits

L'équation pV = nRT relie les grandeurs d'état macroscopiques d'un gaz à l'équilibre. Pour bien l'utiliser :

- 1. Identifier la situation décrite : gaz seul, mélange gazeux, conditions imposées (T, p, n ou V).
- 2. Convertir les unités si nécessaire : T en kelvins, p en pascals, V en m^3 .
- 3. Appliquer l'équation sous la forme adaptée :

$$V_m = \frac{RT}{p}$$
 ou $n = \frac{pV}{RT}$

4. Vérifier la cohérence des résultats obtenus : unités, ordres de grandeur.

Conseil : en cas de doute sur l'utilisation des gaz parfaits, toujours revenir à l'idée de modéliser les molécules comme non-interactives dans un grand volume.

? Foire aux erreurs

Ce qu'il faut éviter

- Confondre volume et volume molaire : le volume V est celui du gaz réel, tandis que V_m est le volume d'une mole à des conditions données.
- **Utiliser les mauvaises unités** : l'équation pV = nRT n'est valide qu'en unités SI : pascals, mètres cubes, kelvins.
- **Oublier que la densité est un rapport de deux masses volumiques** : elle est sans unité, et **intensive**, même si elle dépend de la masse molaire.
- **Dire que la masse volumique est extensive** : comme toute grandeur rapportée à un volume, elle est **intensive**.
- Croire qu'un gaz plus dense "tombe" toujours : c'est le bilan des forces (poids vs. poussée d'Archimède) qui détermine le mouvement.

2 Composition d'un mélange gazeux

Niveau de difficulté : *\pi \pi \pi (fondamentaux) Compétences visées :

- Identifier un système et ses constituants.
- Distinguer les paramètres d'état intensifs et extensifs.
- Utiliser l'équation d'état des gaz parfaits pour relier les grandeurs caractéristiques d'un système homogène.
- Calculer des grandeurs de composition : quantité de matière, masse, volume molaire.
- Déterminer la nature d'un paramètre (intensif/extensif) à partir de sa définition.

Enoncé

On considère une enceinte hermétique de volume $V=12.0\,\mathrm{L}$ contenant initialement de l'air à la pression $p_0=1.00\,\mathrm{bar}$ et à la température $T_0=298\,\mathrm{K}$. L'air est modélisé comme un mélange de composition molaire $20\,\%$ de O_2 et $80\,\%$ de N_2 .

- 1. Déterminer la quantité de matière de gaz présents initialement dans l'enceinte.
- 2. On injecte ensuite une masse $m=3.6\,\mathrm{g}$ d'eau dans l'enceinte, puis on élève la température à $T=400\,\mathrm{K}$. Supposant que toute l'eau s'est vaporisée, déterminer la quantité de matière de vapeur d'eau présente dans le système.
- 3. En considérant tous les gaz comme parfaits, calculer la pression totale p dans l'enceinte.
- 4. Déterminer les fractions molaires x_i et les pressions partielles p_i des constituants (N₂, O₂, H₂O).
- 5. Préciser, pour chaque grandeur utilisée (quantité de matière, pression, fraction molaire...), s'il s'agit d'un paramètre intensif ou extensif.

Corrigé

1. Déterminer la quantité de matière de gaz présents initialement dans l'enceinte.

 $\begin{tabular}{l} \bf M\acute{e}thode: On utilise l'équation d'état des gaz parfaits, valable pour un système homogène à l'état gazeux: \end{tabular}$

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad n = \frac{pV}{RT}$$

Application numérique :

—
$$p = 1.00 \, \text{bar} = 1.00 \times 10^5 \, \text{Pa}$$

Chapitre 1 : Transformations de la matière

-
$$V = 12.0 L = 0.0120 m^3$$

- $T = 298 K$
- $R = 8.31 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

$$n = \frac{(1,00 \times 10^5) \times 0,0120}{8,31 \times 298} = \frac{1200}{2477,38} \approx 0.484 \,\text{mol}$$

Conclusion : La quantité totale de matière gazeuse initialement présente dans l'enceinte est n = 0.484 mol.

2. Déterminer la quantité de matière de vapeur d'eau présente dans le système.

Énoncé reformulé : On injecte une masse m = 3.6 g d'eau dans l'enceinte, puis on chauffe à T = 400 K. Toute l'eau est supposée vaporisée. Il s'agit de déterminer la *quantité de matière de vapeur d'eau* présente dans le système.

Méthode: On utilise la relation:

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

où:

- *m* est la masse d'eau,
- $M = 18.0 \,\mathrm{g \cdot mol}^{-1}$ est la masse molaire de l'eau,
- *n* est la quantité de matière correspondante.

Application numérique :

$$n_{\rm H_2O} = \frac{3.6}{18.0} = 0.200 \,\rm mol$$

Conclusion : La quantité de matière de vapeur d'eau ajoutée au système est 0.200 mol.

3. Calculer la pression totale p dans l'enceinte après vaporisation de l'eau.

Situation : Après vaporisation, le système contient :

- $n_{\rm air}=0.484\,{\rm mol}$ (calculé à la question 1),
- $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.200 \,\text{mol}$ (question 2),
- Température finale : $T = 400 \,\mathrm{K}$,
- Volume inchangé : $V = 12.0 L = 0.0120 m^3$.

Méthode : On applique l'équation d'état des gaz parfaits à l'ensemble du mélange :

$$p = \frac{n_{\text{total}} \cdot R \cdot T}{V}$$
 avec $n_{\text{total}} = n_{\text{air}} + n_{\text{H}_2\text{O}}$

Calculs:

$$n_{\text{total}} = 0.484 + 0.200 = 0.684 \,\text{mol}$$

$$p = \frac{0.684 \times 8.31 \times 400}{0.0120} = \frac{2274.8}{0.0120} \approx 1.90 \times 10^5 \,\text{Pa} = 1.90 \,\text{bar}$$

Conclusion : La pression finale dans l'enceinte est $p = 1.90 \, \text{bar}$.

4. Déterminer les fractions molaires x_i et les pressions partielles p_i des constituants du mélange.

Rappel des données :

- $-n_{N_2} = 0.80 \times 0.484 = 0.387 \,\text{mol}$
- $n_{\text{O}_2} = 0.20 \times 0.484 = 0.097 \,\text{mol}$
- $-n_{H_2O} = 0.200 \,\text{mol}$
- $n_{\text{total}} = 0.684 \,\text{mol}$ (déjà calculé)
- p = 1.90 bar (pression totale finale)

Méthode:

— La **fraction molaire** d'un constituant *i* est :

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

— La **pression partielle** de ce gaz est :

$$p_i = x_i \cdot p$$

Calculs:

$$x_{\rm N_2} = \frac{0.387}{0.684} \approx 0.566$$
 $\Rightarrow p_{\rm N_2} = 0.566 \times 1.90 \approx 1.08 \, {\rm bar}$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{0.097}{0.684} \approx 0.142$$
 $\Rightarrow p_{\text{O}_2} = 0.142 \times 1.90 \approx 0.27 \,\text{bar}$

$$x_{\rm H_2O} = \frac{0,200}{0.684} \approx 0,292$$
 $\Rightarrow p_{\rm H_2O} = 0,292 \times 1,90 \approx 0.55 \, \rm bar$

Conclusion : Chaque gaz exerce une pression partielle proportionnelle à sa fraction molaire. Le mélange gazeux reste homogène et chaque constituant contribue à la pression totale selon la loi de Dalton.

5. Nature intensive ou extensive des grandeurs utilisées.

Méthode: On rappelle les définitions:

- Une **grandeur extensive** dépend de la taille ou de la quantité de matière du système (elle est additive).
- Une **grandeur intensive** est indépendante de la taille du système (elle reste inchangée lors d'un découpage en sous-systèmes identiques).

Analyse des grandeurs rencontrées dans l'exercice :

- **Quantité de matière (n)** : *extensive* (dépend de la masse ou du volume total).
- **Masse** (*m*) : *extensive*.
- **Volume** (*V*) : *extensive*.
- **Température** (*T*) : *intensive*.
- **Pression** (*p*) : intensive.
- **Fraction molaire** (x_i) : *intensive* (rapport de deux grandeurs extensives).
- **Pression partielle** (p_i) : *intensive* (car proportionnelle à une fraction molaire et à une pression).

Conclusion : Cette question permet d'ancrer la distinction fondamentale entre grandeurs de quantité et grandeurs d'état. C'est une étape essentielle pour interpréter un système physicochimique et pour anticiper l'évolution d'un système lorsqu'il est fractionné ou étendu.

🔑 Point Méthode

Résoudre un problème de composition dans un système gazeux homogène :

- Identifier toutes les espèces chimiques présentes et distinguer celles initialement contenues dans le système de celles ajoutées ensuite.
- Calculer les quantités de matière en utilisant les relations fondamentales :

$$n = \frac{pV}{RT}$$
 (gaz parfait) $n = \frac{m}{M}$ (conversion masse \rightarrow mole)

- Déterminer la pression finale à l'aide de la loi des gaz parfaits appliquée au mélange total.
- Calculer les **fractions molaires** : $x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$
- En déduire les **pressions partielles** : $p_i = x_i \cdot p_{\text{totale}}$
- Systématiser la distinction entre grandeurs **extensives** (dépendent de la quantité de matière) et **intensives** (ne changent pas lors d'un découpage du système).

? Foire aux erreurs

Ce qu'il faut éviter :

- **Confondre pression et quantité de matière** : la pression ne dépend pas uniquement de la masse ou du volume, mais aussi de la température.
- **Oublier les unités** : attention aux conversions (par ex. $1.00 \,\text{bar} = 1.00 \times 10^5 \,\text{Pa}$, $12.0 \,\text{L} = 0.0120 \,\text{m}^3$).
- **Appliquer l'équation des gaz parfaits à une seule espèce** quand le système est un mélange : on doit d'abord calculer la quantité de matière totale.
- **Mal interpréter la fraction molaire** : elle ne se calcule pas à partir des masses mais à partir des quantités de matière.
- **Mal classer les grandeurs** : vérifier toujours si une grandeur dépend de la taille du système (→ extensive) ou non (→ intensive).

3 Solution hydroalcoolique

Niveau de difficulté : 🖈 🛊 🛊 (application intermédiaire) Compétences visées :

- Relier la proportion volumique d'un constituant à la composition molaire et massique du mélange.
- Utiliser les définitions de degré alcoolique, concentration, fraction massique et fraction molaire.
- Savoir exploiter une densité pour relier volume et masse d'une solution.
- Calculer des quantités de matière à partir de données expérimentales (masse volumique, volumes).
- Mettre en œuvre une analyse complète de la composition d'une solution liquide binaire.

Enoncé

On souhaite préparer une solution hydroalcoolique de degré alcoolique 14,0°.

Pour cela, on introduit un volume $V_{\rm \acute{e}thanol}=14.0\,\mathrm{mL}$ d'éthanol pur dans une fiole jaugée de $V_{\rm solution}=100.0\,\mathrm{mL}$, puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, en agitant régulièrement.

On mesure une masse volumique $\rho = 0.976\,\mathrm{g\cdot cm^{-3}}$ pour cette solution à 20°C.

Les données suivantes sont disponibles :

- Masse volumique de l'éthanol pur à 20° C : $\rho_{\text{\'ethanol}} = 0.789 \, \text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$,
- Masse volumique de l'eau pure à 20° C : $\rho_{\text{eau}} = 0.998 \,\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$,
- Masse molaire de l'éthanol : $M_{\text{\'ethanol}} = 46.1 \,\mathrm{g \cdot mol}^{-1}$,
- Masse molaire de l'eau : $M_{\text{eau}} = 18.0 \,\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 1. Calculer la masse d'éthanol introduite, puis sa quantité de matière.
- 2. Déterminer la masse totale de la solution.
- 3. En déduire la masse d'eau présente, puis la quantité de matière d'eau.
- 4. Calculer la fraction molaire x de l'éthanol dans le mélange.
- 5. Calculer la fraction massique w de l'éthanol dans la solution.
- 6. Déterminer la concentration molaire *C* en éthanol dans la solution finale.
- 7. Dire si chaque grandeur calculée est intensive ou extensive. Justifier brièvement.

Corrigé

1. Calculer la masse d'éthanol introduite, puis sa quantité de matière.

Méthode : On commence par calculer la masse d'éthanol à partir de son volume et de sa masse volumique, puis on en déduit la quantité de matière à l'aide de la masse molaire.

Données utiles:

$$-V_{\text{\'ethanol}} = 14.0 \,\text{mL} = 14.0 \,\text{cm}^3$$

$$-\rho_{\text{\'ethanol}} = 0.789\,\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$$

$$- M_{\text{\'ethanol}} = 46.1\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Calcul de la masse:

$$m_{\text{\'ethanol}} = \rho \times V = 0.789 \times 14.0 = 11.05 \,\mathrm{g}$$

Calcul de la quantité de matière :

$$n_{\text{\'ethanol}} = \frac{m}{M} = \frac{11,05}{46,1} \approx 0.240 \,\text{mol}$$

Conclusion : On a introduit environ 0.240 mol d'éthanol pur dans la solution.

2. Déterminer la masse totale de la solution.

Méthode : On utilise la relation entre la masse volumique ρ , le volume V et la masse m :

$$m = \rho \times V$$

Données:

--
$$\rho_{\text{solution}} = 0.976 \,\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

-- $V_{\text{solution}} = 100.0 \,\text{mL} = 100.0 \,\text{cm}^{3}$

Calcul:

$$m_{\text{solution}} = 0.976 \times 100.0 = 97.6 \,\mathrm{g}$$

Conclusion : La masse totale de la solution préparée est 97.6 g

3. En déduire la masse d'eau présente, puis la quantité de matière d'eau.

Méthode : La masse d'eau est obtenue par différence :

$$m_{\rm eau} = m_{\rm solution} - m_{\rm \acute{e}thanol}$$

On calcule ensuite la quantité de matière avec la masse molaire de l'eau.

Données:

$$-m_{\text{solution}} = 97.6 \,\text{g}$$

$$- m_{\text{\'ethanol}} = 11.05\,\text{g}$$

$$-M_{\rm eau} = 18.0\,\mathrm{g\cdot mol}^{-1}$$

Calculs:

$$m_{\rm eau} = 97.6 - 11.05 = 86.6 \,\mathrm{g}$$

$$n_{\rm eau} = \frac{m_{\rm eau}}{M_{\rm eau}} = \frac{86.6}{18.0} \approx 4.81 \, {\rm mol}$$

Conclusion : La solution contient environ 4.81 mol d'eau.

4. Calculer la fraction molaire de l'éthanol dans le mélange.

Méthode : La fraction molaire d'un constituant *i* dans un mélange est définie par :

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

Données:

- $-n_{\text{\'ethanol}} = 0.240 \,\text{mol}$
- $n_{\rm eau} = 4.81 \, {\rm mol}$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{\'ethanol}} + n_{\text{eau}} = 0.240 + 4.81 = 5.05 \,\text{mol}$$

$$x_{\text{\'ethanol}} = \frac{0.240}{5.05} \approx 0.0475$$

Conclusion : La fraction molaire d'éthanol dans la solution vaut 0,048 (à deux chiffres significatifs).

5. Calculer la fraction massique de l'éthanol dans la solution.

Méthode : La fraction massique w d'un constituant est le rapport de sa masse sur la masse totale du mélange :

$$w_{\text{\'ethanol}} = \frac{m_{\text{\'ethanol}}}{m_{\text{solution}}}$$

Données:

- $m_{\text{\'ethanol}} = 11.05 \,\mathrm{g}$
- $-m_{\text{solution}} = 97.6 \,\mathrm{g}$

$$w_{\text{\'ethanol}} = \frac{11,05}{97,6} \approx 0,1133$$

Conclusion : La fraction massique d'éthanol dans la solution est 0,113, soit environ 11.3 %.

6. Déterminer la concentration molaire C en éthanol dans la solution finale.

Méthode: La concentration molaire est définie comme:

$$C = \frac{n}{V}$$

où:

- *n* est la quantité de matière d'éthanol (en mol),
- V est le volume total de solution (en L).

Données:

- $-n_{\text{\'ethanol}} = 0.240 \,\text{mol}$
- $-V_{\text{solution}} = 100.0 \,\text{mL} = 0.1000 \,\text{L}$

$$C = \frac{0.240}{0.1000} = 2.40 \,\mathrm{mol} \cdot \mathrm{L}^{-1}$$

Conclusion : La concentration molaire en éthanol est $2.40 \,\mathrm{mol} \cdot \mathrm{L}^{-1}$

7. Dire si chaque grandeur calculée est intensive ou extensive. Justifier brièvement.

Méthode : On rappelle les définitions :

- Une grandeur extensive dépend de la taille du système (elle est additive).
- Une **grandeur intensive** ne dépend pas de la taille du système (elle reste inchangée si on divise le système).

Analyse des grandeurs de l'exercice :

- **Masse** (*m*) : *extensive*
- Quantité de matière (n) : extensive
- **─ Volume** (*V*) : *extensive*
- **Fraction molaire (***x***)** : *intensive* (rapport de deux quantités extensives)
- Fraction massique (w): intensive
- Concentration molaire (C) : intensive (rapport n/V)

Conclusion : Les grandeurs liées à une **quantité totale** sont extensives ; celles qui décrivent une **propriété du mélange ou un rapport** sont intensives.

Point Méthode

Analyser la composition d'un mélange liquide binaire (solution hydroalcoolique) :

- Utiliser une masse volumique ρ pour convertir un volume en masse : $m = \rho \cdot V$
- Calculer une quantité de matière à partir de la masse : $n = \frac{m}{M}$
- Déduire la composition totale du système en mol et en g, puis utiliser les définitions :
 - Fraction molaire : $x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$
 - Fraction massique : $w_i = \frac{m_i}{m_{\text{total}}}$
 - Concentration molaire : $C = \frac{n}{V_{\text{solution}}}$
- Vérifier la cohérence des ordres de grandeur (ex. une fraction molaire est toujours comprise entre 0 et 1).
- Identifier la nature intensive ou extensive d'une grandeur à partir de sa définition (somme ou rapport).

? Foire aux erreurs

Ce qu'il faut éviter :

- Oublier de convertir les volumes en litres ou en cm³ selon les unités utilisées pour ρ ou C.
- **Confondre fraction molaire et fraction massique** : attention à la nature des grandeurs utilisées (mol vs g).
- Utiliser la masse molaire pour l'eau ou l'éthanol sans vérifier les unités (g/mol vs kg/mol).
- Oublier que la concentration molaire s'exprime en mol/L, pas en mol/mL.
- **Mal classer une grandeur** (intensive/extensive) faute d'en comprendre la nature : bien repérer si elle dépend de la quantité de matière.

4 Mélange de solutions

Niveau de difficulté : 🖈 🛊 (analyse de données) Compétences visées :

- Exploiter les données d'un mélange de solutions pour en déduire la composition finale.
- Réaliser un schéma de dilution et utiliser la relation $C_f = \frac{n}{V}$.
- Identifier les ions présents dans une solution et interpréter leur origine chimique.
- Calculer la concentration molaire finale d'espèces ioniques à partir de volumes et concentrations initiales.
- Distinguer les espèces moléculaires, monoatomiques et les ions complexes.

Enoncé

On mélange deux solutions aqueuses acides :

- $V_1 = 40.0 \,\text{mL}$ d'une solution de chlorure mercureux Hg_2Cl_2 , de concentration $C_1 = 1.0 \times 10^{-2} \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
- $V_2 = 10.0 \,\text{mL}$ d'une solution de chlorure mercurique HgCl₂, de concentration $C_2 = 2.0 \times 10^{-2} \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On agite, et on obtient une solution homogène, de volume final $V = V_1 + V_2 = 50.0 \,\text{mL}$.

Données:

- Le chlorure mercureux Hg₂Cl₂ donne en solution l'ion Hg₂²⁺ et des ions Cl⁻.
- Le chlorure mercurique HgCl₂ donne en solution l'ion Hg²⁺ et des ions Cl⁻.

Travail demandé:

- 1. Identifier les ions présents dans la solution finale et leur origine.
- 2. Établir la concentration finale en chaque espèce ionique dans la solution homogène.
- 3. Justifier, à partir de leur structure, le qualificatif d'ion monoatomique ou ion moléculaire pour chacun des cations.

Corrigé

1. Identifier les ions présents dans la solution finale et leur origine.

On dissout deux sels dans l'eau:

— Le chlorure mercureux Hg_2Cl_2 est un sel binaire de formule $Hg_2^{2+} + 2Cl^-$. C'est un composé moléculaire ionique, car l'ion Hg_2^{2+} est formé de deux atomes de mercure liés covalemment.

— Le chlorure mercurique $HgCl_2$ libère l'ion Hg^{2+} , qui est un ion monoatomique.

Ions présents dans la solution finale :

- Hg₂²⁺ (issu de Hg₂Cl₂)
- Hg²⁺ (issu de HgCl₂)
- Cl⁻ provenant des deux sels

Remarque : Il n'y a pas de précipité ni de réaction entre les espèces dissoutes; on considère une solution totalement homogène après mélange.

2. Établir la concentration finale en chaque espèce ionique dans la solution homogène.

Données:

- Volume final : $V = 50.0 \,\text{mL} = 0.0500 \,\text{L}$
- Solution 1 : $V_1 = 40.0 \,\text{mL}$, $C_1 = 1.0 \times 10^{-2} \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \,\text{de Hg}_2 \,\text{Cl}_2$
- Solution 2 : $V_2 = 10.0 \,\text{mL}$, $C_2 = 2.0 \times 10^{-2} \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \,\text{de HgCl}_2$

Quantités de matière introduites :

$$n(\text{Hg}_2\text{Cl}_2) = C_1 \times V_1 = 1.0 \times 10^{-2} \times 0.0400 = 4.00 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{HgCl}_2) = C_2 \times V_2 = 2.0 \times 10^{-2} \times 0.0100 = 2.00 \times 10^{-4} \,\text{mol}$$

Dissociation en ions:

$$Hg_2Cl_2 \rightarrow Hg_2^{2+} + 2Cl^- \quad \Rightarrow \begin{cases} [Hg_2^{2+}] = \frac{4,00 \times 10^{-4}}{0,0500} = 8.00 \times 10^{-3} \, \text{mol} \cdot L^{-1} \\ [Cl^-]_{(1)} = 2 \times 8.00 \times 10^{-3} = 1.60 \times 10^{-2} \, \text{mol} \cdot L^{-1} \end{cases}$$

$$HgCl_2 \rightarrow Hg^{2+} + 2Cl^{-} \quad \Rightarrow \begin{cases} [Hg^{2+}] = \frac{2,00 \times 10^{-4}}{0,0500} = 4.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \\ [Cl^{-}]_{(2)} = 2 \times 4.00 \times 10^{-3} = 8.00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \end{cases}$$

Concentrations finales:

$$-- [Hg_2^{2+}] = 8.00 \times 10^{-3} \, \text{mol} \cdot L^{-1}$$

$$- [Hg^{2+}] = 4.00 \times 10^{-3} \,\text{mol} \cdot L^{-1}$$

$$- [Cl^{-}] = 1.60 \times 10^{-2} + 8.00 \times 10^{-3} = 2.40 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

3. Justifier, à partir de leur structure, le qualificatif d'ion monoatomique ou ion moléculaire pour chacun des cations.

Ion
$$Hg^{2+}$$
:

Il est formé d'un seul atome de mercure ayant perdu deux électrons. C'est donc un **ion mo-noatomique**.

Ion Hg_2^{2+} :

Il est constitué de deux atomes de mercure liés par une liaison covalente, l'ensemble portant une charge globale de +2. Cet ion est une entité **moléculaire** (diatomique chargée), donc un **ion moléculaire**.

Conclusion : La distinction repose sur la nature chimique de l'espèce : un seul atome portant une charge \rightarrow monoatomique ; plusieurs atomes liés entre eux et chargés globalement \rightarrow moléculaire.

Point Méthode

Analyser un mélange de solutions aqueuses : méthode générale

- Identifier les espèces dissoutes à partir des formules des composés (notamment les ions produits en solution).
- Calculer les quantités de matière de chaque soluté introduit : $n = C \cdot V$.
- Déduire les concentrations finales dans le mélange homogène : $C_f = \frac{n_{\rm introduit}}{V_{\rm final}}$.
- Prendre en compte les coefficients stœchiométriques des équations de dissociation (ex. un sel peut libérer deux ions chlorure).
- Être capable d'interpréter la nature chimique des ions (monoatomique, moléculaire, complexe).

? Foire aux erreurs

Ce qu'il faut éviter :

- **Oublier d'additionner les volumes** : le volume final est la somme des volumes versés si le mélange est homogène sans réaction chimique globale.
- **Négliger les coefficients de dissociation** : un sel peut libérer plusieurs ions (ex. $HgCl_2 \rightarrow Hg^{2+} + 2Cl^-$).
- **Confondre espèce chimique et ion** : toujours écrire les équations de dissociation pour clarifier.
- Attribuer à tort une nature monoatomique à un ion moléculaire : attention aux ions polyatomiques ou diatomiques (ex. Hg_2^{2+}).
- **Utiliser les mauvaises unités** (mL au lieu de L), notamment pour les calculs de concentrations.

5 Préparation de solution d'acide chlorhydrique

Niveau de difficulté : ★ ★ (autonomie + exploitation critique) Compétences visées :

- Exploiter les données d'étiquetage d'un réactif commercial pour déterminer une concentration molaire.
- Utiliser la densité et le pourcentage massique pour relier volume, masse et quantité de matière.
- Concevoir un protocole de dilution simple et estimer la précision de la concentration obtenue.
- Distinguer les niveaux de modélisation : solution réelle vs solution idéale.

Enoncé

On souhaite préparer $100.0\,\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique $HCl_{(aq)}$ de concentration $C=0.100\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à partir d'une solution commerciale concentrée.

Le flacon indique:

- Concentration massique: 32,0 % en masse de HCl,
- **Densité** : d = 1,159 à 20°C,
- Masse molaire de HCl : $36.5 \,\mathrm{g \cdot mol}^{-1}$.

Travail demandé:

- 1. Déterminer la concentration molaire C_0 de la solution commerciale.
- 2. En déduire le volume V_0 de solution mère à prélever pour obtenir 100.0 mL de solution à $0.100 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 3. Proposer un protocole de dilution (matériel, étapes).
- 4. Une solution ainsi préparée est titrée expérimentalement. On trouve une concentration réelle de $0.093\,\mathrm{mol}\cdot\mathrm{L}^{-1}$. Interpréter cet écart.

Corrigé

1. Déterminer la concentration molaire C_0 de la solution commerciale.

Méthode : La concentration molaire est donnée par :

$$C_0 = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} = \frac{\rho \cdot \% \cdot 1}{M}$$

avec:

$$-\rho = 1.159 \,\mathrm{g \cdot cm^{-3}} = 1159 \,\mathrm{g \cdot L^{-1}},$$

Chapitre 1 : Transformations de la matière

—
$$\% = 32,0\% = 0,320$$
 (fraction massique),

$$-M_{HCl} = 36.5 \,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}.$$

Calcul:

$$C_0 = \frac{1159 \times 0,320}{36.5} \approx 10.16 \,\mathrm{mol} \cdot \mathrm{L}^{-1}$$

Conclusion : La solution commerciale a une concentration molaire d'environ $10.2 \, \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. Volume de solution commerciale à prélever.

On applique la relation de dilution :

$$C_0 V_0 = C_f V_f \quad \Rightarrow \quad V_0 = \frac{C_f V_f}{C_0}$$

Données:

—
$$C_f = 0.100 \, \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$
,

$$-V_f = 100.0 \,\mathrm{mL} = 0.1000 \,\mathrm{L},$$

—
$$C_0 \approx 10.2 \,\mathrm{mol} \cdot \mathrm{L}^{-1}$$
.

Calcul:

$$V_0 = \frac{0,100 \times 0,1000}{10,2} \approx 9.80 \,\mathrm{mL}$$

Conclusion : Il faut prélever 9.80 mL de solution mère pour obtenir 100.0 mL de solution diluée.

3. Protocole de dilution

- **Matériel** : fiole jaugée 100 mL, pipette jaugée 10.0 mL, propipette, bécher, eau distillée.
- Étapes :
 - 1. Prélever 9.80 mL de solution commerciale avec une pipette jaugée.
 - 2. Introduire dans une fiole jaugée de 100 mL.
 - 3. Rincer la pipette avec un peu d'eau distillée.
 - 4. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
 - 5. Boucher puis homogénéiser.

Remarque : On travaille sous hotte avec des lunettes, en versant toujours l'acide dans l'eau, jamais l'inverse.

4. Écart avec la concentration mesurée

Observation : Le dosage donne une concentration réelle de $0.093 \, \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ au lieu de $0.100 \, \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, soit une erreur relative d'environ 7%.

Erreurs expérimentales possibles :

- Erreur de pipetage ou de remplissage (sous-dilution, erreur de lecture).
- **Valeur approximative de la densité ou du pourcentage massique** indiqués sur l'étiquette (valeurs variables selon température et lot).

Une autre possibilité envisageable (mais qui ne conduirait pas à un tel écart) : **Modèle idéal de dilution non parfaitement respecté** : interactions entre ions, contraction de volume négligée.

Hypothèse plus réaliste : On a raisonné sur la quantité de HCl dissous. Or, le corps pur HCl, appelé *chlorure d'hydrogène*, est un gaz dans les conditions usuelles du laboratoire.

La dissolution de ce gaz dans l'eau est décrite par l'équilibre suivant :

$$HCl_{(g)} \Longrightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

On néglige ici la forme moléculaire solvatisée $HCl_{(aq)}$, très peu stable : l'eau dissocie quasitotalement le gaz dissous en ions.

La solution d'acide chlorhydrique préparée contient donc :

$$[H^+] = [Cl^-] = C_f = 0.100 \,\mathrm{mol} \cdot L^{-1}$$

Mais attention : comme il s'agit d'un gaz dissous, l'équation de dissolution correspond à un **équilibre chimique**. Cela implique que :

- Le gaz $HCl_{(g)}$ n'est jamais totalement absent de la solution.
- Il tend à se dégager de la solution (dans le sens indirect de l'équilibre) si on laisse cette dernière à l'air libre, pour retrouver une pression d'équilibre.

Conséquences:

- C'est la raison pour laquelle une solution d'acide chlorhydrique dégage une *odeur pi-quante*.
- Elle est difficile à conserver précisément titrée : $HCl_{(g)}$ s'échappe lentement, ce qui diminue la concentration.

Dans le cas présent, on mesure en réalité une concentration de seulement $0.093 \, \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, ce qui suggère une perte de HCl, probablement due à un stockage prolongé à l'air libre (de la solution préparée ou de la solution mère).

Conclusion : L'écart est acceptable pour un protocole manuel; il montre l'importance de valider expérimentalement une solution préparée par dilution. La solution obtenue devra être **titrée** pour pouvoir l'étiqueter de manière précise.

Point Méthode

Préparer une solution diluée à partir d'une solution commerciale concentrée :

- Identifier les données fournies par l'étiquette : pourcentage massique, densité, masse molaire.
- Convertir le pourcentage massique en concentration molaire :

$$C = \frac{\rho \cdot w}{M}$$
 avec $w = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}$

- Utiliser la relation de dilution : $C_0V_0=C_fV_f$, avec des volumes exprimés en litres.
- Concevoir un protocole rigoureux : pipette jaugée, fiole jaugée, ajout d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Comprendre que la concentration mesurée peut différer de la concentration théorique, notamment dans le cas de gaz dissous.

? Foire aux erreurs

Ce qu'il faut éviter :

- Oublier de convertir la densité en g/L (ex. $1.159 \,\mathrm{g\cdot cm^{-3}} = 1159 \,\mathrm{g\cdot L^{-1}}$).
- Appliquer la formule de dilution sans vérifier les unités : attention aux mL vs.
 L.
- **Confondre fraction massique et concentration massique** : le pourcentage n'est pas directement une concentration.
- **Négliger la nature gazeuse du soluté** : un gaz dissous peut s'échapper, ce qui modifie la composition réelle.
- Penser que les solutions restent indéfiniment stables : certaines, comme $HCl_{(aq)}$, doivent être utilisées rapidement.

6 Décomposition du peroxyde d'hydrogène (Eau oxygénée)

Niveau de difficulté : 🛊 🛊 maniferation expérimentale) Compétences visées :

- Modéliser une transformation chimique simple à partir d'un protocole expérimental.
- Écrire une équation chimique de réaction et interpréter les coefficients stœchiométriques.
- Identifier et classer des grandeurs physiques comme intensives ou extensives.
- Utiliser la loi des gaz parfaits pour relier les caractéristiques d'un gaz à son état.
- Relier concentration, quantité de matière et volume dans le cadre d'une solution aqueuse.

Enoncé

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 . Elle est notamment utilisée pour ses propriétés antiseptiques ou décolorantes, grâce au fort pouvoir oxydant de H_2O_2 .

Le peroxyde d'hydrogène se décompose en eau liquide et en dioxygène gazeux selon une réaction lente. Le titre, exprimé en « volumes », d'une solution d'eau oxygénée est défini comme le volume de dioxygène, en litres, libéré par la décomposition d'un litre d'eau oxygénée à 0 °C et sous une pression de 1.013 bar. Dans ces conditions, le volume molaire des gaz est égal à $22.4\,\mathrm{L}\cdot\mathrm{mol}^{-1}$.

On peut vérifier le titre d'une solution commerciale d'eau oxygénée par un titrage de la solution par une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration connue. La détermination du volume à l'équivalence permet de calculer la concentration de la solution titrée, puis le titre de cette solution grâce à un bilan de matière, en reliant les différentes quantités de matière à l'avancement de la réaction de décomposition.

Questions:

- 1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la décomposition du peroxyde d'hydrogène.
- 2. Dans le texte ci-dessus, identifier les variables physico-chimiques citées, leur attribuer un symbole, et indiquer si elles sont intensives ou extensives.
- 3. Calculer la concentration en peroxyde d'hydrogène d'une eau oxygénée à 10 volumes. Donnée : constante des gaz parfaits $R = 8.314 \, \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Corrigé

1. Équation de la réaction

La décomposition du peroxyde d'hydrogène s'écrit :

$$2 H_2 O_2 (aq) \longrightarrow 2 H_2 O (1) + O_2 (g)$$

2. Classement des grandeurs physiques

- Grandeurs intensives:
 - Température θ
 - Pression P
 - Volume molaire $V_m = \frac{V}{n}$
 - Concentration molaire $C = \frac{n}{V}$
- Grandeurs extensives :
 - Quantité de matière *n*
 - Volume de gaz libéré (volume mesuré à l'équivalence)
 - Avancement ξ

3. Concentration d'une eau oxygénée à 10 volumes

Données:

- $V_{\rm O_2} = 10.0 \, \rm L$ libérés par litre de solution
- $T = 273.15 \,\mathrm{K}$, $P = 1.013 \times 10^5 \,\mathrm{Pa}$
- $R = 8.314 \,\mathrm{J} \cdot \mathrm{K}^{-1} \cdot \mathrm{mol}^{-1}$

Quantité de dioxygène produite :

$$n_{\rm O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1,013 \times 10^5 \times 10,0 \times 10^{-3}}{8,314 \times 273,15} \approx 0.445 \,\rm mol$$

Tableau d'avancement:

$$\xi_f = n_{\text{O}_2} = 0.445 \,\text{mol} \Rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2\xi_f = 0.890 \,\text{mol}$$

$$\Rightarrow C_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{n}{V} = \frac{0,890}{1,00} = 0.890 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Remarque : Certains corrigés donnent une concentration légèrement différente selon l'unité ou les arrondis, par exemple en utilisant $V_m = 22.4 \,\mathrm{L} \cdot \mathrm{mol}^{-1}$, ce qui donne :

$$C = \frac{10}{22.4} \approx 0.446 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (1 \,\text{O}_2 \,\text{pour} \, 2 \,\text{H}_2\text{O}_2) \Rightarrow C_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times 0.446 = 0.892 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Point Méthode

Exploiter une transformation chimique pour relier état initial et mesure expérimentale :

- Savoir écrire une équation chimique correctement équilibrée.
- Identifier dans l'énoncé les grandeurs physiques utiles : volume, pression, température, quantité de matière.
- Utiliser l'équation des gaz parfaits : $n = \frac{pV}{RT}$ pour relier volume de gaz dégagé et avancement.
- Construire un tableau d'avancement pour relier la quantité de matière de gaz formé à celle du réactif initial.
- Utiliser la relation $C = \frac{n}{V}$ pour déterminer la concentration d'un soluté dans la solution initiale.
- Savoir interpréter une grandeur empirique (titre en volumes) et la relier à une quantité de matière via un volume molaire.

? Foire aux erreurs

Ce qu'il faut éviter :

- Oublier les coefficients stœchiométriques dans le tableau d'avancement : ici, 2 mol de H_2O_2 donnent 1 mol de O_2 .
- **Mal utiliser la loi des gaz parfaits** : attention aux unités (pression en Pa, volume en m³, température en K).
- Confondre volume molaire et volume total : V_m est le volume d'une mole de gaz, pas le volume dégagé.
- **Penser que toutes les données sont à 20°C** : vérifier les conditions de température et de pression avant d'utiliser V_m .
- Négliger la nature intensive/extensive des grandeurs : par exemple, V_m est intensif, V est extensif.

7 Dissolution de solides dans une fiole jaugée

Niveau de difficulté : ★ ★ (analyse qualitative et quantitative) **Compétences visées :**

- Écrire des équations de dissolution et identifier les espèces dissoutes.
- Déterminer l'état physique final d'un système : solution limpide, saturée, ou hétérogène.
- Relier quantité de matière, volume et solubilité pour prédire la présence éventuelle d'un précipité.
- Calculer la concentration molaire d'un soluté dissous dans une solution aqueuse.
- Identifier les phases présentes dans un système à l'équilibre physique.

Enoncé

On dispose d'une fiole jaugée de volume $V = 500 \,\mathrm{mL}$.

On essaie d'y dissoudre, dans de l'eau distillée, les composés suivants :

- 1. 20.0 g de sulfate ferrique $Fe_2(SO_4)_3$,
- 2. 13.5 g de chlorure ferrique hexahydraté FeCl₃ · ₆H₂O,
- 3. 10.0 g de chlorure de plomb PbCl₂,
- 4. 30.0 g de glucose $C_6H_{12}O_6$.

Pour chaque cas:

- Écrire la réaction de dissolution en solution aqueuse.
- Préciser si l'on obtient une solution limpide ou saturée.
- Déterminer l'état final du système : phases en présence et concentrations des espèces dissoutes.

Données:

- Masses molaires (en g·mol⁻¹): H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0; S = 32,1; Cl = 35,5; Fe = 55,8; Pb = 207,2
- Solubilités à 25 °C (en mol·L⁻¹):
 - $Fe_2(SO_4)_3:7,8$
 - $FeCl_3: 5,67$
 - PbCl₂: 1,43 × 10^{-2}
 - glucose: 4,99

Corrigé

Cas 1 — Dissolution de $Fe_2(SO_4)_3$

1. Équation de dissolution :

$$Fe_2(SO_4)_3(s) \longrightarrow 2 Fe^{3+}(aq) + 3 SO_4^{2-}(aq)$$

2. Masse introduite : $m = 20.0 \,\mathrm{g}$

Masse molaire de $Fe_2(SO_4)_3$:

$$M = 2 \times 55.8 + 3 \times (32.1 + 4 \times 16.0) = 399.6 \,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$$

Quantité de matière introduite :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{20.0}{399.6} \approx 5.01 \times 10^{-2} \,\text{mol}$$

Volume de solution : $V = 500 \,\mathrm{mL} = 0.500 \,\mathrm{L}$

Concentration associée:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{5.01 \times 10^{-2}}{0.500} = 0.100 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- **3. Comparaison avec la solubilité :** Solubilité de $Fe_2(SO_4)_3 : S = 7.8 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ Or C < S, donc tout le solide se dissout.
- 4. État final du système :
 - Phases présentes : une seule phase homogène liquide
 - Espèces dissoutes :

--
$$[Fe^{3+}] = 2 \times 0,100 = 0.200 \,\text{mol} \cdot L^{-1}$$

-- $[SO_4^{2-}] = 3 \times 0,100 = 0.300 \,\text{mol} \cdot L^{-1}$

— Conclusion: solution limpide, homogène

Cas 2 — Dissolution de $FeCl_3 \cdot {}_6H_2O$

1. Équation de dissolution :

$$FeCl_{3} \cdot {}_{6}H_{2}O \left(s \right) \longrightarrow Fe^{3+} \left(aq \right) + 3\,Cl^{-} \left(aq \right) + 6\,H_{2}O \left(l \right)$$

Les molécules d'eau sont déjà présentes dans le cristal (forme hydratée), elles se mélangent au solvant. On considère qu'elles n'affectent pas la concentration en ions.

2. Masse introduite : $m = 13.5 \,\mathrm{g}$

Masse molaire:

$$M = 55.8 + 3 \times 35.5 + 6 \times 18.0 = 270.3 \,\mathrm{g \cdot mol}^{-1}$$

Quantité de matière :

$$n = \frac{13.5}{270.3} \approx 5.00 \times 10^{-2} \,\text{mol}$$

Volume de solution : $V = 0.500 \,\mathrm{L}$

Concentration associée:

$$C = \frac{5,00 \times 10^{-2}}{0.500} = 0.100 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. Solubilité de $FeCl_3$: $S = 5.67 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Ici encore, C < S, donc la totalité du solide se dissout.

- 4. État final du système :
 - **Phases présentes :** solution homogène (liquide limpide)
 - Espèces dissoutes :

$$\begin{split} & - \text{ [Fe}^{3+}\text{]} = 0.100\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ & - \text{ [Cl}^{-}\text{]} = 3\times0,\!100 = 0.300\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \end{split}$$

Cas 3 — Dissolution de PbCl₂

1. Équation de dissolution :

$$PbCl_{2}(s) \Longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2Cl^{-}(aq)$$

C'est une dissolution limitée : un équilibre s'établit avec un précipité si la solubilité est dépassée.

2. Masse introduite : $m = 10.0 \,\mathrm{g}$

Masse molaire:

$$M = 207.2 + 2 \times 35.5 = 278.2 \,\mathrm{g \cdot mol}^{-1}$$

Quantité de matière :

$$n = \frac{10.0}{278.2} \approx 3.59 \times 10^{-2} \,\mathrm{mol}$$

Volume de solution : $V = 0.500 \,\mathrm{L}$

Concentration associée:

$$C = \frac{3,59 \times 10^{-2}}{0,500} = 7.18 \times 10^{-2} \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. Solubilité du sel : $S = 1.43 \times 10^{-2} \, \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

Ici, $C > S \rightarrow$ seule une partie du solide se dissout. Il reste du solide non dissous.

4. État final du système :

- **Phases présentes :** phase aqueuse limpide + solide (précipité)
- Concentrations en solution (à saturation) :

-
$$[Pb^{2+}] = S = 1.43 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

- $[Cl^{-}] = 2 \times S = 2.86 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Remarque : Il s'agit d'une solution saturée avec corps de sol présent.

Cas 4 — Dissolution de glucose C₆H₁₂O₆

1. Équation de dissolution :

Le glucose est un composé moléculaire qui ne se dissocie pas en ions :

$$C_6H_{12}O_6(s) \longrightarrow C_6H_{12}O_6(aq)$$

2. Masse introduite : $m = 30.0 \,\mathrm{g}$

Masse molaire:

$$M = 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180.0 \,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$$

Quantité de matière :

$$n = \frac{30.0}{180.0} = 0.167 \,\text{mol}$$

Volume de solution : $V = 0.500 \,\mathrm{L}$

Concentration associée:

$$C = \frac{0,167}{0,500} = 0.334 \,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. Solubilité du glucose : $S = 4.99 \,\mathrm{mol}\cdot\mathrm{L}^{-1}$

Ici, C < S, donc la totalité du solide se dissout.

- 4. État final du système :
 - **Phases présentes :** une phase liquide homogène (solution limpide)
 - Espèces dissoutes : $[C_6H_{12}O_6] = 0.334 \, \text{mol} \cdot L^{-1}$

Point Méthode

Analyser la dissolution d'un solide dans une solution aqueuse :

- Identifier la nature du soluté (ionique ou moléculaire) pour écrire une équation de dissolution correcte.
- Calculer la quantité de matière introduite : $n = \frac{m}{M}$.
- En déduire la concentration si tout le solide se dissout : $C = \frac{n}{V}$.
- Comparer cette concentration à la solubilité :
 - Si $C < S \rightarrow$ dissolution totale, solution limpide;
 - Si $C > S \rightarrow$ dissolution partielle, solution saturée avec précipité.
- Déduire l'état final du système (phases en présence) et les concentrations des espèces dissoutes, en tenant compte des coefficients de dissociation.

? Foire aux erreurs

Ce qu'il faut éviter :

- Oublier de convertir le volume en litres avant d'utiliser $C = \frac{n}{V}$.
- **Confondre masse molaire et solubilité** : la solubilité est une concentration maximale, pas une masse.
- **Négliger les coefficients de l'équation de dissolution** : ils impactent les concentrations en ions.
- Appliquer à tort un raisonnement ionique à un soluté moléculaire (comme le glucose).
- Croire qu'un précipité signifie échec de dissolution : il s'agit d'un état d'équilibre fréquent et normal.