

Quantités de matière, concentrations, bilans de matière

Exercice 1 : Calculs de quantités de matière

[◇◇◇◇]

Rappels de cours :

La quantité de matière contenue dans un échantillon solide de masse m d'une espèce chimique de masse molaire M vaut

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

La quantité de matière contenue dans une solution de volume V d'une espèce chimique à la concentration C vaut

$$n = CV.$$

1 - On verse dans un bécher une masse $m = 350$ mg de poudre de fer métallique. Quelle est la quantité de matière n_{Fe} correspondante ?

2 - On dispose d'un flacon contenant $V_0 = 800$ mL de solution de sulfate de cuivre contenant les ions Cu^{2+} à la concentration $C = 0,50$ mol · L⁻¹. Quelle est la quantité de matière n_0 correspondante ?

3 - On prélève $V = 50$ mL de cette solution. Quelle est la concentration du prélèvement ? Quelle est la quantité de matière $n_{\text{Cu}^{2+}}$ prélevée ?

Le prélèvement est versé dans le bécher ; une transformation chimique a lieu.

4 - À l'issue de cette transformation, on obtient du cuivre métallique en quantité de matière $n_f = 4,8$ mmol. Quelle est la masse correspondante ?

5 - On obtient également la même quantité de matière n_f d'ions Fe^{2+} . Quelle est la concentration correspondante ?

Données : masses molaires $M_{\text{Fe}} = 55,8$ g · mol⁻¹ et $M_{\text{Cu}} = 63,5$ g · mol⁻¹.

Exercice 2 : Dilution et mélange

[◇◇◇◇]

Lors d'une dilution ou d'un mélange, le volume change mais les quantités de matière **ne changent pas**.
Les concentrations changent donc également.

Rappels de cours :

Dans un tel cas les raisonnements se mènent à **partir des quantités de matière** et en revenant aux définitions des concentrations.

On considère une espèce chimique notée symboliquement A , et deux solutions notées symboliquement S et S' que l'on mélange avec des volumes respectifs V et V' . Dans le cas d'une dilution, S' ne contient que de l'eau. On cherche la concentration en A après mélange, notée $[A]_f$.

▷ Premier cas : seule S contient A à la concentration C_A .

$$[A]_f = \frac{n_{A,tot}}{V_{tot}} = \frac{C_A V}{V + V'} < C_A.$$

▷ Deuxième cas : les deux solutions contiennent A aux concentrations respectives C_A et C'_A .

$$[A]_f = \frac{n_{A,tot}}{V_{tot}} = \frac{C_A V + C'_A V'}{V + V'}.$$

Ces raisonnements sont à refaire systématiquement, pas d'apprentissage par cœur.

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

1 - Quelle est concentration C_1 en ions Cu^{2+} et en ions SO_4^{2-} dans la fiole ?

On verse le contenu de cette fiole dans un bécher. On y ajoute un volume $V_2 = 20 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de magnésium, contenant les ions Mg^{2+} et les ions SO_4^{2-} à la même concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2 - Calculer les concentrations des trois ions après mélange.

Exercice 3 : Concentration en soluté apporté



Rappel de cours : difficulté posée.

Un solide ionique est composé d'anions et de cations, mais pas forcément en même nombre. Lors de sa dissolution, les quantités de matière obtenues pour chaque ion ne sont pas forcément égales à la quantité de matière de solide apportée n_{app} .

Méthode : raisonner à partir d'une équation bilan de dissolution.

1 - Identifier les ions présents dans l'acide sulfurique H_2SO_4 . Écrire l'équation de dissolution.

2 - On ajoute une quantité de matière $n_{\text{app}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ en acide sulfurique dans de l'eau distillée. Déterminer les quantités de matière de chaque ion dans la solution formée.

Rappel de cours : notion de concentration en soluté apporté, ou concentration apportée.

Plutôt de parler de quantité de matière apportée, il est souvent plus simple (mais aussi parfois source de confusion!) de parler de **concentration en soluté apporté**. La concentration en soluté apporté est définie par

$$C_{\text{app}} = \frac{n_{\text{app}}}{V}$$

où n_{app} est la quantité de matière apportée et V le volume de la solution. Comme pour les quantités de matière, la concentration des ions libérés par le solide dans la solution n'est pas forcément égale à la concentration en soluté apporté.

Méthode : partir systématiquement de l'équation bilan de dissolution ... et ne pas hésiter à réfléchir en termes de quantités de matière si nécessaire.

3 - La solution des questions précédentes a un volume $V = 200 \text{ mL}$. Calculer la concentration en soluté apporté puis les concentrations des ions dans la solution après dissolution.

4 - On considère une solution de chlorure de chrome CrCl_3 de concentration en soluté apporté $c = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer les concentrations des ions dans la solution.

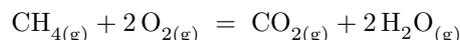
5 - On dissout $m = 6,0 \text{ g}$ de chlorure de magnésium MgCl_2 dans 200 mL d'eau distillée. Calculer la concentration en soluté apporté puis les concentrations des ions dans la solution.

Données : masses molaires $M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 4 : Bilan de matière



On étudie la combustion du méthane, dont l'équation bilan s'écrit



avec pour conditions initiales $n_{\text{CH}_4, \text{i}} = 4,0 \text{ mol}$ et $n_{\text{O}_2, \text{i}} = 6,0 \text{ mol}$ et aucun produit.

1 - Construire le tableau d'avancement en distinguant l'état initial (i), un état en cours de réaction, et l'état final (f). On note ξ l'avancement de la réaction.

Notations :

La notation ξ est traditionnellement attribuée à l'avancement de la réaction exprimé comme une quantité de matière, alors que la notation x rencontrée au lycée est traditionnellement réservée à l'avancement volumique $x = \xi/V$ pour une réaction en solution aqueuse.

Attention à ne pas confondre ξ_f et ξ_{max} qui ont a priori une signification différente : on peut avoir $\xi_f \neq \xi_{\text{max}}$ dans le cas des réactions équilibrées, cf. chapitres ultérieurs.

2 - Déterminer toutes les quantités de matière à l'instant où $\xi = 1,5 \text{ mol}$.

Rappel de cours : le réactif limitant est celui qui est épuisé ($n = 0$) le premier, c'est-à-dire pour la plus petite valeur de l'avancement.

Méthode : pour identifier le réactif limitant, il faut donc chercher la valeur de l'avancement ξ_0 pour

laquelle chaque réactif s'épuise. On utilise pour cela directement la dernière ligne du tableau d'avancement. **Dès qu'un coefficient stoéchiométrique apparaît, on ne cherche pas à deviner mais on pose le calcul!!**

3 - Identifier le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximal ξ_{\max} .

4 - On suppose que la réaction est totale : à l'état final, $\xi_f = \xi_{\max}$. En déduire la quantité de matière finale de chacune des espèces.

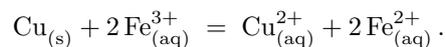
Exercice 5 : Mélanges !



Dans un erlenmeyer on ajoute

- ▷ $V_1 = 10$ mL d'une solution de sulfate de fer (II) FeSO_4 de concentration en soluté apporté $C_1 = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- ▷ $V_2 = 15$ mL d'une solution de sulfate de fer (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ de concentration en soluté apporté $C_2 = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- ▷ $V_3 = 25$ mL d'une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 de concentration en soluté apporté $C_3 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- ▷ $m_i = 5,0$ g de poudre de cuivre de masse molaire $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Une fois le mélange effectuée, une transformation a lieu, modélisable par la réaction totale d'équation bilan



1 - Déterminer littéralement et numériquement l'état du système après mélange mais avant toute transformation : concentration des ions et masse de solide.

2 - Même question une fois la transformation terminée.

Quantités de matière, concentrations, bilans de matière

Exercice 1 : Calculs de quantités de matière

$$1 \quad n_{\text{Fe}} = \frac{m}{M_{\text{Fe}}} = 6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 6,3 \text{ mmol.}$$

$$2 \quad n_0 = C V_0 = 0,4 \text{ mol.}$$

3 Le prélèvement est à la même concentration C que la solution mère.

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = C V = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 25 \text{ mmol.}$$

$$4 \quad m_{\text{Cu}} = n_f M_{\text{Cu}} = 0,30 \text{ g} = 300 \text{ mg.}$$

$$5 \quad [\text{Fe}^{2+}]_f = \frac{n_f}{V} = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Exercice 2 : Dilution et mélange

1 On note n_0 la quantité de matière prélevée. Attention, V_1 est le volume total de la fiole, différent du volume d'eau ajouté.

$$C_1 = \frac{n_0}{V_1} = \frac{C_0 V_0}{V_1} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

2 Les ions cuivre ne viennent que de la solution 1, les ions magnésium que de la solution 2, mais les ions sulfate sont apportés par les deux solutions.

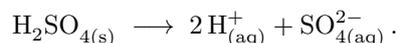
$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n_{\text{Cu}^{2+},1}}{V_{\text{tot}}} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{n_{\text{Mg}^{2+},2}}{V_{\text{tot}}} = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 5,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-},1} + n_{\text{SO}_4^{2-},2}}{V_{\text{tot}}} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Exercice 3 : Concentration en soluté apporté

1 Ce sont les ions H^+ et SO_4^{2-} . L'équation de dissolution s'écrit



2 D'après l'équation de dissolution, une « molécule » de solide libère deux ions H^+ et un ion SO_4^{2-} . On en déduit $n_{\text{H}^+} = 2n_{\text{app}} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ et $n_{\text{SO}_4^{2-}} = n_{\text{app}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

$$3 \quad C_{\text{app}} = \frac{n_{\text{app}}}{V} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, [\text{H}^+] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4 L'équation de dissolution s'écrit



On en déduit

$$[\text{Cr}^{3+}] = c = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad [\text{Cl}^-] = 3c = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Les ions les plus classiques sont à connaître et reconnaître, ici Cl^- , les ions moins à classiques sont à identifier à partir de la neutralité du solide, ici Cr^{3+} .

5 Raisonons sur la quantité de matière apportée :

$$n_{\text{app}} = \frac{m}{M_{\text{Mg}} + 2M_{\text{Cl}}} \quad \text{d'où} \quad C_{\text{app}} = \frac{m}{(M_{\text{Mg}} + 2M_{\text{Cl}})V} = 0,315 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

L'équation de dissolution s'écrit



d'où

$$[\text{Mg}^{2+}] = C_{\text{app}} = 0,315 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad [\text{Cl}^-] = 2C_{\text{app}} = 0,630 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Exercice 4 : Bilan de matière

1

	CH_4	+	2O_2	=	CO_2	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
État initial	$n_{\text{CH}_4, \text{i}}$		$n_{\text{O}_2, \text{i}}$		0		0
État quelconque	$n_{\text{CH}_4, \text{i}} - \xi$		$n_{\text{O}_2, \text{i}} - 2\xi$		ξ		2ξ
État quelconque	$n_{\text{CH}_4, \text{i}} - \xi_{\text{f}}$		$n_{\text{O}_2, \text{i}} - 2\xi_{\text{f}}$		ξ_{f}		$2\xi_{\text{f}}$

2 $n_{\text{CH}_4} = 2,5 \text{ mol}$; $n_{\text{O}_2} = 3,0 \text{ mol}$; $n_{\text{CO}_2} = 1,5 \text{ mol}$ et $n_{\text{H}_2\text{O}} = 3 \text{ mol}$.

3 Si CH_4 était limitant, alors

$$n_{\text{CH}_4, \text{i}} - \xi_0 = 0 \quad \text{soit} \quad \xi_0 = n_{\text{CH}_4, \text{i}} = 4 \text{ mol}.$$

Si O_2 était limitant, alors

$$n_{\text{O}_2, \text{i}} - 2\xi'_0 = 0 \quad \text{soit} \quad \xi'_0 = \frac{n_{\text{O}_2, \text{i}}}{2} = 3,0 \text{ mol}.$$

On en déduit que le réactif limitant est le dioxygène, et donc $\xi_{\text{max}} = 3,0 \text{ mol}$.

4 $n_{\text{CH}_4, \text{f}} = 1 \text{ mol}$; $n_{\text{O}_2, \text{f}} = 0$; $n_{\text{CO}_2, \text{f}} = 3 \text{ mol}$ et $n_{\text{H}_2\text{O}, \text{f}} = 6 \text{ mol}$.

Exercice 5 : Mélangeons !

1 Commençons par étudier les solutions séparément en déterminant les quantités de matière.

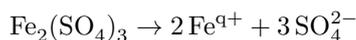
▷ L'équation de dissolution de FeSO_4 s'écrit $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ donc dans la solution 1 $n_{\text{Fe}^{2+}, 1} = n_{\text{SO}_4^{2-}, 1} = C_1 V_1$.

▷ L'équation de dissolution de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ s'écrit $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ donc dans la solution 2 $n_{\text{Fe}^{3+}, 2} = 2C_2 V_2$ et $n_{\text{SO}_4^{2-}, 2} = 3C_2 V_2$.

▷ L'équation de dissolution s'écrit $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ donc dans la solution 3 $n_{\text{Cu}^{2+}, 3} = n_{\text{SO}_4^{2-}, 3} = C_3 V_3$.

L'ion SO_4^{2-} est reconnu, les autres identifiés par électroneutralité.

Exemple de raisonnement : compte tenu des nombres stœchiométriques, on sait que l'équation va s'écrire



d'où on déduit $q = 3$.

Une fois le mélange effectué, les concentrations valent donc

$$\begin{aligned} [\text{Fe}^{2+}]_{\text{i}} &= \frac{n_{\text{Fe}^{2+}, 1}}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2 + V_3} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [\text{Fe}^{3+}]_{\text{i}} &= \frac{n_{\text{Fe}^{3+}, 2}}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{2C_2 V_2}{V_1 + V_2 + V_3} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [\text{Cu}^{2+}]_{\text{i}} &= \frac{n_{\text{Cu}^{2+}, 3}}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{C_3 V_3}{V_1 + V_2 + V_3} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{i}} &= \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}, 1} + n_{\text{SO}_4^{2-}, 2} + n_{\text{SO}_4^{2-}, 3}}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{C_1 V_1 + 3C_2 V_2 + C_3 V_3}{V_1 + V_2 + V_3} = 2,34 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

2 Les quantités de matière initiale des ions se déduisent directement de la question précédente en multipliant par $V_1 + V_2 + V_3 = 50 \text{ mL}$. La quantité de matière initiale en cuivre solide vaut

$$n_{\text{Cu},i} = \frac{m_i}{M} = 7,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}.$$

Procédons maintenant au bilan de matière.

	Cu	+	2 Fe ³⁺	=	Cu ²⁺	+	2 Fe ²⁺
État initial	$n_{\text{Cu},i}$		$n_{\text{Fe}^{3+},i}$		$n_{\text{Cu}^{2+},i}$		$n_{\text{Fe}^{2+},i}$
État final	$n_{\text{Cu},i} - \xi_f$		$n_{\text{Fe}^{3+},i} - 2\xi_f$		$n_{\text{Cu}^{2+},i} + \xi_f$		$n_{\text{Fe}^{2+},i} + 2\xi_f$

Comme $n_{\text{Fe}^{3+},i} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} < n_{\text{Cu},i}$ et que la réaction consomme davantage de Fe³⁺ que de Cu, il est clair que Fe³⁺ est le réactif limitant. Ainsi,

$$n_{\text{Fe}^{3+},i} - 2\xi_{\text{max}} = 0 \quad \text{d'où} \quad \xi_{\text{max}} = \frac{n_{\text{Fe}^{3+},i}}{2} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

On pose $x_{\text{max}} = \xi_{\text{max}} / (V_1 + V_2 + V_3)$.

On en déduit les quantités de matière finales, puis les concentrations en divisant par le volume qui ne varie pas.

$$\begin{aligned} [\text{Fe}^{2+}]_{\text{max}} &= \frac{n_{\text{Fe}^{2+},i} + 2\xi_f}{V_1 + V_2 + V_3} = [\text{Fe}^{2+}]_i + 2x_{\text{max}} = 1,24 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \\ [\text{Fe}^{3+}]_f &= 0 \\ [\text{Cu}^{2+}]_f &= [\text{Cu}^{2+}]_i + x_{\text{max}} = 1,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ [\text{SO}_4^{2-}]_f &= [\text{SO}_4^{2-}]_i = 2,34 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

La masse de solide restant vaut

$$m_f = (n_{\text{Cu},i} - \xi_{\text{max}})M_{\text{Cu}} = m_i - \xi_{\text{max}}M_{\text{Cu}} = 4,81 \text{ g}.$$