

Exercice 1 :

On mélange 100 mL de solution de chlorure de calcium $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ et 100 mL de solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$. Les deux solutions ont même concentration molaire en soluté apporté $C = C_{\text{CaCl}_2} = C_{\text{AgNO}_3} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les ions $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ précipitent pour donner du chlorure d'argent.

- 1) Ecrire l'équation de précipitation.
- 2) Calculer les concentrations des ions mis en présence $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ à l'état initial.
- 3) Calculer les quantités de matière des réactifs $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$ et $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ à l'état initial.
- 4) Établir le tableau d'avancement de la réaction de précipitation.
- 5) Quelle est la masse de précipité obtenue dans l'état final du système ?
- 6) Quelles sont les concentrations effectives des ions en solution dans l'état final du système ?

Exercice 2 :

Le sodium réagit avec l'eau. Il se forme des ions Na^{+} , des ions OH^{-} ainsi que du dihydrogène.

- 1) Écrire l'équation de la réaction chimique correspondant à cette réaction.
- 2) Cette réaction dangereuse est effectuée avec 0,23 g de sodium seulement que l'on introduit dans 1,0 L d'eau. Quelles sont les quantités de matière des réactifs en présence ?
- 3) Quel est le réactif limitant ?
- 4) Quelle est la quantité de matière ainsi que la masse du corps restant à l'état final ?
- 5) Déterminer le volume de dihydrogène dégagé à la température de 20°C . La constante d'état des gaz parfaits est $R = 8,314 \text{ (SI)}$ et la pression atmosphérique est $P_{\text{atm}} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Données : Masse volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$

$$M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1} ; M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1} ; M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice 3 :

La combustion complète dans le dioxygène de 224 cm^3 d'un corps pur gazeux de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ a donné 896 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction et déterminer la formule de ce corps pur
- 2) La combustion dans le dioxygène de 1L d'un hydrocarbure gazeux C_xH_y a nécessité 5L de dioxygène et a donné 3L de dioxyde de carbone.

Ecrire l'équation bilan de la réaction et déterminer la formule brute de l'hydrocarbure

NB : Les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions.

Exercice 4 :

On verse dans un bécher $V = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$ et de concentration $[\text{Ag}^{+}] = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$. On y ajoute 0,127 g de poudre cuivre $\text{Cu}_{(\text{s})}$. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent Ag et les ions de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$.

1. Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
2. Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
3. Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.
4. Décrire l'état final du système en quantité de matière.
5. Déterminer, à l'état final les concentrations molaires des ions en solution et les masses du (ou des) solide(s) présent(s)

Données : $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Ag}} = 107,9 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 5:

Le chlorate de potassium KClO_3 est une poudre utilisée dans les feux d'artifice pour obtenir des étincelles violettes sa réaction avec du carbone (C) donne du dioxyde de carbone CO_2 et le chlorure de potassium KCl .

1. Écrire l'équation chimique de la réaction.
2. On réalise la transformation chimique à partir de $n_1 = 1 \text{ mol}$ de KClO_3 et de $n_2 = 1,5 \text{ mol}$ de carbone. Construire le tableau d'avancement et déterminer l'avancement final. Indiquer les quantités de chaque espèce dans le système à l'état final.
3. On réalise la transformation chimique à partir de 25 g de KClO_3 et de 40 g de carbone solides.
 - 3-1.- Calculer les quantités de matière initiales des réactifs.
 - 3-2- Construire le tableau d'avancement de la réaction. Déterminer l'avancement maximal de la réaction.
 - 3-3- calculer le volume de dioxyde de carbone gazeux obtenu dans les conditions de l'expérience.

Données : Volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Masses molaires atomiques :

$M(\text{K}) = 39,1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 6 :

On dispose de deux solutions S1 et S2 telles que :

- ✓ $V_1 = 150 \text{ mL}$ de solution S₁ de chlorure de cuivre(II), $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ de concentration $C_1 = 0,30 \text{ mol/L}$.
 - ✓ $V_2 = 200 \text{ mL}$ de solution S₂ de chlorure de fer(II), $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol/L}$.
- 1) Donner les formules et les noms des solides ioniques utilisés pour préparer les solutions S₁ et S₂.
 - 2) Calculer les concentrations molaires des espèces ioniques présentes dans les solutions S₁ et S₂. Justifier.

On mélange les deux solutions aqueuses suivantes (Aucune réaction chimique n'est observée lors de ce mélange.)

- 3) Quel est le volume final V du mélange ? Donner l'expression de la concentration effective de chaque ion présent dans le mélange, en fonction de C_1 , V_1 , C_2 , V_2 .
- 4) Calculer chaque concentration.

Exercice 7:

Vous voulez préparer une solution A de chlorure d'aluminium de concentration en soluté apporté $C_A = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Exprimez et calculez la masse de chlorure d'aluminium à dissoudre dans 100 mL d'eau pour obtenir cette solution.
- 2) Exprimez les concentrations en ions en fonction de C_A (pas de calcul).
- 3) Vous voulez préparer 50 mL d'une solution B de sulfate d'aluminium de concentration $C_B = 4,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution mère de concentration $C_0 = 0,80 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a. Quel volume V de la solution mère devez-vous prélever ?
 - b. Quelles verreries (nom et contenance) allez-vous utiliser ?

c. Exprimez et calculez la masse de soluté m_B que vous auriez dû dissoudre pour obtenir 50 mL de solution de concentration C_B .

d. Exprimez les concentrations en ions en fonction de C_B et la concentration en ions aluminium en fonction de celle en ions sulfate (pas de calcul).

4) Vous mélangez la solution A avec la solution B. Exprimez et calculez la concentration des ions aluminium après le mélange.

Données : M (sulfate d'aluminium) = $M_B = 342,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 8:

Un flacon de déboucheur pour évier porte les indications suivantes :

- ✓ Produit corrosif.
- ✓ Contient de l'hydroxyde de sodium (soude caustique).
- ✓ $d=1,2$
- ✓ Solution à 20%.

Le pourcentage indiqué représente le pourcentage massique d'hydroxyde de sodium (NaOH) contenu dans le produit.

1) Calculer la masse d'hydroxyde de sodium contenu dans 500 mL de produit.

2) En déduire la concentration C_0 en soluté hydroxyde de sodium de la solution commerciale.

3) On désire préparer un volume V_1 de solution S_1 de déboucheur 20 fois moins concentré que la solution commerciale.

a. Quelle est la valeur de la concentration C_1 de la solution ?

b. Quelle est la quantité de matière d'hydroxyde de sodium contenu dans 250 mL de solution S_1 ?

c. Quel volume de solution commerciale a-t-il fallu prélever pour avoir cette quantité de matière d'hydroxyde de sodium ?

Exercice 9:

Le chlorure de baryum de formule BaCl_2 est un cristal ionique contenant des ions baryum et des ions chlorure. Vous dissolvez dans 200 ml d'eau 4,59 g de chlorure de baryum.

1) Nommez les trois étapes de dissolution et expliquez une de ces étapes au choix par une ou deux phrases.

2) Écrivez l'équation de dissolution.

3) Exprimez puis calculez la concentration en soluté de la solution de chlorure de baryum obtenue.

4) Exprimez les concentrations en ions baryum et chlorure en fonction de la concentration de la solution. Donnez leur valeur.

5) Vous rajoutez dans la solution 50 mL d'une solution de chlorure de calcium de formule CaCl_2 dont la concentration est de $5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Exprimez puis calculez les concentrations en ions présents dans le mélange.

Exercice 10:

Les ions permanganate, violets, réagissent sur des ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III. L'équation associée est : $\text{MnO}_4^- \text{(aq)} + 5 \text{Fe}^{2+} \text{(aq)} + 8 \text{H}^+ \text{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+} \text{(aq)} + 5 \text{Fe}^{3+} \text{(aq)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{(l)}$

Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés.

Dans un bécher, on introduit $V_1 = 10,0$ mL de solution de sulfate de fer II de concentration $C_1 = 0,055$ mol.L⁻¹ et $v = 5$ mL d'acide sulfurique, dans lequel $[H^+] = 1,0$ mol.L⁻¹. On ajoute $V_2 = 4,0$ mL de solution de permanganate de potassium $C_2 = 0,025$ mol.L⁻¹. Le mélange devient incolore.

1. Faire le bilan des espèces présentes à l'état initial. Calculer les quantités de matière de celles qui participent à la réaction. Quelle espèce n'est plus présente à l'état final ?
2. Construire le tableau d'avancement de la réaction et trouver les quantités de matière des espèces à l'état final.
3. Construire un graphique représentant les variations des quantités de matières d'ions fer II et d'ions MnO_4^- en fonction de l'avancement.

Exercice 11 :

- 1) Quelle est la concentration massique d'une solution 0,4 mol/L de chlorure de fer(III) ?
- 2) Calculer la concentration molaire d'une solution contenant 13 g/L de chlorure de sodium.
- 3) Quelle est la concentration en (mol/L) d'une solution préparée en dissolvant 1,7 g de $NaNO_3$ dans 250 mL d'eau ?
- 4) Déterminer la masse de chlorure de calcium contenue dans 30 mL d'une solution $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Exercice 12 :

On mélange 32 g d'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 et 15 g de poudre d'aluminium. La réaction est amorcée grâce à un ruban de magnésium. Par une réaction vive, on obtient du fer liquide et de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 .

- 1) Écrire l'équation bilan de cette réaction et déterminer le réactif en excès.
- 2) Quelle est la quantité de matière d'aluminium nécessaire pour réduire tout l'oxyde de fer ?
- 3) Quelle est la masse d'aluminium correspondante ?
- 4) Reste-t-il de la poudre d'aluminium ? Si oui déterminer la masse restante ?

Données : $M(O) = 16$ g.mol⁻¹ ; $M(Al) = 27$ g.mol⁻¹ ; $M(Fe) = 56$ g.mol⁻¹

Exercice 13 :

L'éthanol, liquide incolore, de formule C_2H_6O brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir $m = 2,50$ g d'éthanol et un volume $V = 2,0$ L de dioxygène.

1. Écrire l'équation chimique modélisant la réaction.
 2. Décrire l'état initial du système.
 3. Calculer l'avancement maximal. Quel est le réactif limitant ?
 4. Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.
- Donnée : volume molaire dans les conditions de l'expérience : 25 L.mol⁻¹.

Exercice 14 :

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on introduit un morceau de sucre dont la masse est 11,9 g. On dissout ce sucre dans l'eau et on ajuste le niveau de l'eau au trait de jauge.

- 1) Calculer la masse molaire moléculaire du saccharose sachant que sa formule est $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- 2) Quelle est la quantité de matière de saccharose dissous.
- 3) Déterminer la concentration molaire du saccharose dans la solution obtenue.