



Exercice 1

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 $0,127 \text{ g}$ 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 2

L'éthanol, liquide incolore, de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ brûle dans le dioxygène pur. Il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau. On fait réagir $m = 2,50 \text{ g}$ d'éthanol et un volume $V = 2,0 \text{ L}$ de dioxygène.

1. Ecrire 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 3

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 4

L'addition de quelques gouttes d'une solution aqueuse de soude (contenant l'ion hydroxyde HO^-) à une solution aqueuse de sulfate de fer (contenant l'ion fer Fe^{3+}) fait apparaître un précipité d'hydroxyde de fer Fe(OH)_3 .

L'équation de cette transformation s'écrit : $3 \text{ HO}^-_{(\text{aq})} + \text{ Fe}^{3+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{ Fe(OH)}_3_{(\text{s})}$.

Nous utilisons 20 mL de solution de sulfate de fer de concentration $0,12 \text{ mol.L}^{-1}$ et 2 mL de solution de soude de concentration $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Construire le tableau d'avancement de cette réaction :
2. déterminer les quantités de matière initiales d'ions hydroxyde HO^- et d'ions fer Fe^{3+} .
3. déterminer les quantités de matière des réactifs et du produit dans l'état final
4. Déterminer les quantités de matière de chaque réactif quand il s'est formé $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de Fe(OH)_3 .

Exercice 5

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 $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de fer II de concentration $C_1 = 0,055 \text{ mol.L}^{-1}$ et $v = 5 \text{ mL}$ d'acide sulfurique, dans lequel $[\text{H}^+] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$. On ajoute $V_2 = 4,0 \text{ mL}$ de solution de permanganate de potassium $C_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$. 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.