



Niveau : 1<sup>ère</sup> BAC  
Physique Chimie

serie d'exercices  
Suivi d'une transformation chimique

Année scolaire  
----/-----

### 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  $\text{Ag}$  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 :  $25 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 3

Le chlorate de potassium  $\text{KClO}_3$  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  $\text{CO}_2$  et le chlorure de potassium  $\text{KCl}$ .

1. Écrire l'équation chimique de la réaction.
2. On réalise la transformation chimique à partir de  $n_1 = 1 \text{ mol}$  de  $\text{KClO}_3$  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  $25 \text{ g}$  de  $\text{KClO}_3$  et de  $40 \text{ g}$  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  $\text{HO}^-$ ) à une solution aqueuse de sulfate de fer (contenant l'ion fer  $\text{Fe}^{3+}$ ) fait apparaître un précipité d'hydroxyde de fer  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

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

Nous utilisons  $20 \text{ mL}$  de solution de sulfate de fer de concentration  $0,12 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $2 \text{ mL}$  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  $\text{HO}^-$  et d'ions fer  $\text{Fe}^{3+}$ .
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  $2.10^{-4} \text{ mol}$  de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

### 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  $\text{MnO}_4^-$  en fonction de l'avancement.