

**Exercice 1 :**

- Calculer les masses molaires moléculaires des molécules suivantes :  $\text{CO}_2$  -  $\text{NaCl}$  -  $\text{H}_2\text{SO}_4$  -  $\text{H}_2$  -  $\text{SO}_2$  -  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  -  $\text{N}_2\text{O}_4$  -  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  -  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
  - Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de fer (Fe) de masse 11,2 g.
  - Déterminer la quantité de matière que renferme 11,2 L de gaz  $\text{CO}_2$ . Avec  $V_m = 24 \text{ L/mol}$
  - Déterminer la quantité de matière contenue dans 0,1 kg de chlorure de sodium (NaCl).
  - Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de nitrate de plomb ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ) de masse 9,93 g.
  - Déterminer la masse de 0,6 mole d'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).
  - Déterminer le volume de 3,2 moles de gaz dihydrogène ( $\text{H}_2$ ).
  - Déterminer le volume molaire du mercure (Hg) sachant que  $100 \text{ cm}^3$  de ce liquide possèdent une masse de 1,36 kg.
- Donnée : la masse molaire atomique en g/mol  
 $M(\text{C}) = 12$ ;  $M(\text{H}) = 1$ ;  $M(\text{N}) = 14$ ;  $M(\text{O}) = 16$   
 $M(\text{Na}) = 23$ ;  $M(\text{Al}) = 27$ ;  $M(\text{S}) = 32$ ;  $M(\text{Pb}) = 207$   
 $M(\text{Cl}) = 35$ ;

**Exercice 2 :**

- La molécule du butane se compose de 4 atomes de carbone (C) et de 10 atomes d'hydrogène (H).
  - Donner la formule de cette molécule.
  - Le butane est-il un corps pur composé ou simple ? Justifier la réponse.
- La masse d'un atome de carbone est  $m_C = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$  et la masse d'un atome d'hydrogène est  $m_H = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ .
  - Calculer la masse d'une molécule de butane.
  - Déterminer la masse de 4 moles de molécules de butane.
  - Déterminer le nombre de moles de molécules de butane contenues dans un échantillon de masse 100 g.

**Exercice 3 :**

- Données : les masses molaires atomiques :  
 $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$ ;  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g mol}^{-1}$
- La constante d'Avogadro  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$   
 La constante des gaz parfaits  $R = 8,314 \text{ (SI)}$
- Calculer la quantité de la matière existant dans une masse  $m = 10 \text{ g}$  du zinc Zn.
  - Déterminer le nombre d'atome du zinc qui contiennent cette masse.
2. L'octane  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  est un liquide d'une densité  $d = 0,703$  par rapport à l'eau.
- Calculer la masse molaire de l'octane.
  - Calculer la quantité de matière dans un volume  $V = 200 \text{ ml}$  de ce liquide.
  - déterminer la masse de cette quantité de l'octane.
3. Une bouteille cylindrique de volume  $V = 2 \text{ L}$  contient du dioxygène gazeux  $\text{O}_2$  à la température de  $25^\circ\text{C}$ .
- Calculer la quantité de matière du dioxygène gazeux qui contient la bouteille.
- On donne :  $V_m = 24 \text{ L/mol}$
- Déduire la pression du dioxygène gazeux (en le considérant comme un gaz parfait).

**Exercice 4 :**

- Une boîte de sucre contient 1,00 kg de saccharose de formule  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . La quantité de matière correspondante vaut :  $n = 2,92 \text{ mol}$ .
- Calculer la masse molaire du saccharose de deux façons.
  - Quel est le nombre N de molécules de saccharose dans cette boîte
  - En déduire la masse d'une molécule de saccharose.

- Un grain de riz a une masse de 0,020 g. Calculer, en tonne, la masse d'un ensemble de N grains de riz. Enoncer la valeur de cette masse. Commenter brièvement.

**Exercice 5 :**

- I- Une bouteille cylindrique de volume  $V = 1 \text{ dm}^3$  contient du dioxygène gazeux sous une pression de 150 bar à la température de  $25^\circ\text{C}$ .
- Déterminer le volume molaire dans ces conditions.
  - Calculer la masse de dioxygène contenue dans la bouteille.
  - De quel volume de dioxygène peut-on disposer dans les conditions usuelles ( $P = 1 \text{ atm}$ ,  $\theta = 20^\circ\text{C}$ )
- II - Une bouteille de gaz butane  $\text{CH}_4$  renferme une masse  $m = 15 \text{ kg}$  de gaz comprimé.
- A quelle quantité de matière de gaz butane cette masse correspond-elle ?
  - Calculer le volume qu'occuperait cette masse de gaz dans des conditions où la pression est  $P = 1020 \text{ hPa}$  et la température  $25^\circ\text{C}$ .
  - Si cette quantité de gaz est contenue dans un récipient de 20 L, à la même température que précédemment, quelle est la pression du gaz à l'intérieur de ce récipient ?
- Données : les masses molaires atomiques :  
 $M(\text{O}) = 16 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g mol}^{-1}$

**Exercice 6 :**

- I- On considère un volume  $v = 20 \text{ ml}$  de l'éther liquide de formule  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ , sa masse volumique est  $\rho = 0,71 \text{ g/mL}$ .
- Données :  
 Les masses molaires atomiques :  
 $M(\text{O}) = 16 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g mol}^{-1}$
- Calculer la masse molaire de l'éther.
  - Calculer la quantité de matière de l'éther.
- II- Cette quantité de matière à l'état gazeux occupe un volume V à une température
- $\theta = 34^\circ\text{C}$  Et sous pression  $P = 10^5 \text{ Pa}$
- Calculer le volume molaire dans les mêmes conditions de température et de pression. On donne  $R = 8,31 \text{ (S.I)}$
  - En déduire la valeur de V
  - Enoncer la loi de **BOYLE-MARIOTTE**
  - En appliquant cette loi déterminer le volume V' qui occupera la même quantité de l'éther sous pression  $P' = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  à température constante

**Exercice 7 :**

- Un tube fermé de 20 ml contient une quantité de gaz  $\text{CO}_2$ , sous pression 40 bar, et de température  $t = 20^\circ\text{C}$
- Donner l'énoncé de la loi de Boyle-Mariotte ?
  - Calculer la quantité de matière de ce gaz (ce gaz est considéré parfait) ?
  - Déduire la masse de ce gaz, ainsi que le nombre de molécules qui contient ?
  - Préciser la valeur de la densité de Dioxyde de Carbone  $\text{CO}_2$  ?
  - Dans les conditions Normale  
 $(T = 0^\circ\text{C}$ ;  $P = 1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar})$ ,  
 Calculer le Volume  $V_m$  (en  $\text{L mol}^{-1}$ ) d'une mole de  $\text{CO}_2$  ?
- Données :  
 $R = 8,314 \text{ SI}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$   
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ,  
 $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ ;  $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$



**Données :** les masses molaires atomiques :  
 $M(C) = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(H) = 1,0 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(Zn) = 65 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(O) = 16,0 \text{ g mol}^{-1}$

La constante d'Avogadro  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

La constante des gaz parfaits :  $R = 8,314 \text{ (SI)}$

1. a. Calculer la quantité de la matière existant dans une masse  $m=10 \text{ g}$  du zinc Zn.

b. Déterminer le nombre d'atome du zinc qui contiennent cette masse.

2. L'octane  $C_8H_{18}$  est un liquide d'une densité  $d=0,703$  par rapport à l'eau.

a. Calculer la masse molaire de l'octane.

b. Calculer la quantité de matière dans un volume  $V=200 \text{ ml}$  de ce liquide.

c. déterminer la masse de cette quantité de l'octane.

3. Une bouteille cylindrique de volume  $V=2 \text{ L}$  contient du dioxygène gazeux  $O_2$  à la température de  $25^\circ\text{C}$ .

a. Calculer la quantité de matière du dioxygène gazeux qui contient la bouteille.

On donne :  $V_m = 29 \text{ L/mol}$

b. Déduire la pression du dioxygène gazeux (en le considérant comme un gaz parfait).

### Exercice 9 :

I- Pour préparer une solution de chlorure de sodium de concentration massique  $C_m = 10 \text{ g/L}$ , on dissout une masse  $m$  de chlorure de sodium solide ( $\text{NaCl}$ ) dans un volume  $V = 200 \text{ mL}$  d'eau.

1. Calculer la concentration molaire de la solution.

2. Calculer la valeur de la masse  $m$ .

3. Trouver l'expression de la densité du chlorure de sodium par rapport à l'eau en fonction du nombre de mole. Calculer sa valeur.

II- On introduit  $n = 0,06 \text{ mol}$  du gaz butane  $C_4H_{10}$  que l'on considère comme un gaz parfait, dans un cylindre en position verticale avec un piston. Le gaz est sous la pression  $P = 10^5 \text{ Pa}$  à la température  $\theta_1 = 18^\circ\text{C}$ .

1. Rappeler la définition d'un volume molaire.

2. Calculer la valeur du volume molaire.

3. Quel est le volume du gaz dans le cylindre.

On ajoute au cylindre une masse  $m = 1,74 \text{ g}$  du gaz butane à température  $\theta_2$ . Calculer la valeur de la nouvelle pression sachant que le piston ne se déplace plus.

On donne :

$R = 8,314 \text{ SI}$ ,  $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$  ;  $M(C_4H_{10}) =$

$58 \text{ g/mol}$  ;  $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/ml}$

### Exercice 10 :

I- Une bouteille cylindrique de volume  $V = 1 \text{ dm}^3$  contient du dioxygène gazeux sous une pression de  $150 \text{ bar}$  à la température de  $25^\circ\text{C}$ .

1. Déterminer le volume molaire dans ces conditions.

2. Calculer la quantité de matière du gaz de dioxygène contenu dans la bouteille, et déduire sa masse. On donne  $M(O) = 16 \text{ g mol}^{-1}$ .

3. De quel volume de dioxygène peut-on disposer dans les conditions usuelles ( $P = 1 \text{ atm}$ ,  $\theta = 20^\circ\text{C}$ ) ?

II - Une bouteille de gaz de butane  $\text{CH}_4$  renferme une masse  $m = 15 \text{ kg}$  de gaz comprimé.

1. A quelle quantité de matière de gaz de butane cette masse correspond-elle ?

2. Calculer le volume  $V_1$  qu'occuperait cette masse de gaz dans des conditions où la pression est

$P_1 = 1020 \text{ hPa}$  et la température  $25^\circ\text{C}$ .

3. Si cette masse de gaz est contenue dans un récipient de  $V_2 = 20 \text{ L}$ , à la même température que précédemment, quelle est la pression  $P_2$  du gaz à l'intérieur de ce récipient ?

On donne :  $M(C) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$

$R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

### Exercice 11 :

Données :

$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g cm}^{-3}$  ;  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g/mol}$  ;  $(S) = 32 \text{ g mol}^{-1}$  ;

$(H) = 1 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $M(C) = 12 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $(O) = 16 \text{ g mol}^{-1}$

$R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$  ;  $T = t + 273,15$  ;

$N_A = 6,020 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

### Partie 1

1) La masse d'un échantillon de soufre S est  $m = 8 \text{ g}$ .

1-1 Calculer la quantité de matière qui se trouve dans cet échantillon.

1-2 Déterminer le nombre d'atome qui se trouve dans cette masse

2) Une solution  $S_0$  d'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{COOH}$  a une densité par rapport à l'eau  $d = 1,05$ .

Le pourcentage massique en acide éthanóique vaut  $p = 60\%$ .

La masse de la solution est notée  $m$ , et son volume  $V$ .

2-1 Montrer que la concentration massique  $C_m$  de la solution  $S_0$  est :

$$C_m = P \cdot d \cdot \rho_{\text{eau}}$$

2-2 En déduire la concentration molaire  $C_0$  de la solution  $S_0$ .

### Partie 2

1- Énoncer la loi de Boyle-Mariotte.

2- Donner l'expression de la quantité de matière  $n$  en fonction de  $P$ ,  $V$ ,  $R$ , et  $T$ .

Un cylindre de volume  $V = 2 \text{ m}^3$  contient un gaz  $\text{CO}_2$  à température  $T = 20^\circ\text{C}$  et sous la pression  $P_1 = 1013 \text{ Pa}$ . On introduit le gaz

dioxygène  $\text{O}_2$  au cylindre, la pression augmente dans le cylindre et devient

$P_2 = 1013 \text{ Pa}$ .

a- calculer la quantité de matière de  $\text{CO}_2$  qui contient le cylindre.

b- calculer la masse de  $\text{O}_2$  qui introduit dans le cylindre.

### Exercice 12 :

1) Donner la définition du volume molaire.

2) On considère un échantillon de fer Fe de masse  $m=5,6 \text{ g}$ .

2-1- Calculer la quantité de matière contenue dans cette masse de fer.

2-2- Déterminer le nombre d'atomes contenus dans cet échantillon

3) Un flacon contient un volume  $V=230 \text{ cm}^3$  d'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  pur à l'état liquide dont la densité par rapport à l'eau  $d=0,79$ .

3-1 - Calculer la quantité de matière d'éthanol contenue dans ce flacon.

3-2- En déduire la masse de cette quantité d'éthanol.

4) Une bouteille contient un volume  $V=230 \text{ cm}^3$  du dioxygène  $\text{O}_2$  gazeux sous la pression  $P=1033 \text{ hPa}$  et à la température  $25^\circ\text{C}$

4-1- Déterminer la densité du dioxygène par rapport à l'air

4-2- Calculer la quantité de matière du gaz dioxygène qui se trouve dans cette bouteille (en le considérant comme un gaz parfait)

4-3- Déterminer la valeur du volume molaire dans les conditions précédentes

4-4- Quelle est la pression qu'on doit exercer sur l'échantillon du gaz précédent à la température  $20^\circ\text{C}$  pour que son volume devienne  $V'=0,8 \text{ L}$ .

Donnée :  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g mol}^{-1}$

### Exercice 13 :

L'isoprène a pour formule  $\text{C}_5\text{H}_8$ .

Le caoutchouc naturel, produit par l'hévéa, est un assemblage en chaîne de molécules d'isoprène.

Les macromolécules de caoutchouc ont pour formule  $(\text{C}_5\text{H}_8)_n$ , avec  $n$  entier.

1. Calculer la masse molaire moléculaire de l'isoprène.

2. Quelle quantité de matière d'isoprène y a-t-il dans  $6800 \text{ g}$  de caoutchouc naturel ?

3. Une macromolécule de caoutchouc naturel a pour masse molaire  $M = 204000 \text{ g mol}^{-1}$ . Déterminer le nombre  $y$  de molécules d'isoprène constituant la chaîne de cette macromolécule.

### Exercice 14 :

À température  $t = 20^\circ\text{C}$  et sous une pression  $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$  un hydrocarbure gazeux de formule  $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}$  a une densité par rapport à l'air  $d = 2,00$

1. Calculer le volume molaire des gaz dans les conditions étudiées.

2. Déterminer la masse molaire de l'hydrocarbure.

3. En déduire sa formule brute.

La masse volumique de l'air dans les conditions de l'étude

$\rho_{\text{air}} = 1,21 \text{ g/l}$

**N.B :** Dans tous les exercices, on utilisera la classification périodique si besoin pour les masses molaires atomiques

### Exercice 1 :

- 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  $\text{NaNO}_3$  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 2 :

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  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .
- 2) Quelle est la quantité de matière de saccharose dissous.
- 3) Déterminer la concentration molaire du saccharose dans la solution obtenue.

### Exercice 3 :

L'eau, pour être potable, doit avoir une concentration maximum de nitrate ( $\text{NO}_3^-$ ) de  $1,6 \cdot 10^{-4}$  mol/L.

L'analyse d'une eau minérale montre qu'elle contient 0,12 mg de nitrate dans 200 mL.

- 1) Effectuer les calculs permettant de montrer si cette eau est potable.
- 2) Que devient cette concentration si l'on ajoute 50 mL d'eau distillée aux 200 mL ?

### Exercice 4 :

Le chlorure de baryum de formule  $\text{BaCl}_2$  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
- 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  $\text{CaCl}_2$  dont la concentration est de  $5,00 \cdot 10^{-1}$  mol/L<sup>-1</sup>. Exprimez puis calculez les concentrations en ions présents dans le mélange.

### Exercice 5 :

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 ( $\text{NaOH}$ ) 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 6 :

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

- 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  $C_B=4,0 \cdot 10^{-1}$  mol/L<sup>-1</sup> à partir d'une solution mère de concentration  $C_0 = 0,80$  mol/L<sup>-1</sup>.

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

### Exercice 7 :

Donner la formule statistique des solides ioniques suivants, écrire leur équation de dissolution dans l'eau et exprimer la concentration des ions en solution en fonction de la concentration molaire C de cette solution :

- ✓ Sulfure de zinc
- ✓ Chlorure d'aluminium
- ✓ Hydroxyde de calcium
- ✓ Sulfate d'aluminium

### Exercice 8 :

On prépare une solution  $S_1$  en dissolvant une masse m de nitrate de cuivre II  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(x)$  dans un volume  $V_1 = 50 \text{ mL}$  d'eau.

1. Calculer la masse m pour que la concentration molaire de la solution  $S_1$ ,  $C_1 = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$   $C = \frac{m}{M} : \frac{m}{V \cdot M}$

2. Écrire l'équation de dissolution du  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(x)$  dans l'eau

3. Écrire le symbole de la solution de nitrate de cuivre II.

4. On ajoute à la solution précédente  $S_1$  une solution de sulfate de cuivre II ( $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ ) de volume  $V_2 =$

100 mL et de concentration  $C_2 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- Calculer les concentrations des ions présentes dans la solution finale en fonction de  $C_1$ ,  $C_2$ ,  $V_1$  et  $V_2$ .

Données : La masse molaire :

$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 187 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



On dispose de deux solutions S1 et S2 telles que :

✓  $V_1 = 150 \text{ mL}$  de solution S1 de chlorure de cuivre(II),  
 $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^-_{(aq)}$  de concentration  $C_1 = 0,30 \text{ mol/L}$ .

✓  $V_2 = 200 \text{ mL}$  de solution S2 de chlorure de fer(II),  
 $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^-_{(aq)}$  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 10 :

Le sel de Mohr est un solide de formule  $\text{FeSO}_4(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Lors de la dissolution de ce solide il se forme entre autre des ions ammonium  $\text{NH}_4^+$  et des ions sulfates  $\text{SO}_4^{2-}$ .

1) Calculer la masse molaire de sel du Mohr.

2) Ecrire l'équation de sa dissolution dans l'eau et rappeler les principales étapes élémentaires de la dissolution.

3) Quelles sont les concentrations molaires effectives de tous les ions présents

### Exercice 11 :

On veut préparer 100mL d'une solution de chlorure de fer (III) ( $\text{Fe}^{3+}$ ) telle que la concentration molaire effective en ions chlorure soit  $[\text{Cl}^-] = 0,750 \text{ mol.L}^{-1}$

1) Ecrire la formule du chlorure fer (III).

2) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de fer (III) dans l'eau.

3) Quelle est la concentration molaire apportée en chlorure de fer (III) ?

4) Quelle masse de chlorure de fer (III) doit-on peser pour préparer la solution désirée ?

### Exercice 12 :

Le chlorure de calcium de formule  $\text{CaCl}_2$  est un cristal ionique contenant des ions calcium et des ions chlorure. On dissout une masse  $m_1 = 0,222 \text{ g}$  de  $\text{CaCl}_2$  dans un volume  $V_1 = 50 \text{ mL}$  d'eau distillée. Données :  $M(\text{CaCl}_2) = 111,1 \text{ g/mol}$ .

1) Nommer les trois étapes de dissolution.

2) Ecrire l'équation de dissolution.

3) Calculer la concentration massique  $C_{m1}$  de la solution de chlorure de calcium.

4) Trouver la relation entre  $C_{m1}$  et  $C_1$  la concentration molaire apporté et M la masse molaire, en déduire que :  $C_1 =$

$$4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

5) Exprimez les concentrations en ions calcium et chlorure en fonction de la concentration de la solution  $C_1$ . Donnez leurs valeurs.

6) on rajoute dans la solution précédente un volume  $V_2 = 75 \text{ mL}$  d'une solution de chlorure de sodium de formule  $\text{NaCl}_{(s)}$  dont la concentration est de  $C_2 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

6-1. Ecrire l'équation de dissolution de  $\text{NaCl}_{(s)}$  dans l'eau.

6-2. Exprimer puis calculer les concentrations molaires effectives des ions présents dans le mélange.

### Exercice 13 :

On dissout dans l'eau une masse  $m = 2,74 \text{ g}$  de chlorure de magnésium II de formule  $\text{MgCl}_2$  dans le volume  $V = 500 \text{ mL}$ .

1. Calculer la concentration massique  $C_m$  de la solution.

2. Déduire la concentration molaire C de la solution.

3. Ecrire l'équation de dissolution de  $\text{MgCl}_2$  dans l'eau.

4. Calculer les concentrations molaires effectives des ions  $\text{Mg}^{2+}$  et  $\text{Cl}^-$ .

Données :

$$M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol} \quad ; \quad M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$$

### Exercice 14 :

On dissout dans l'eau une masse  $m = 1,27 \text{ g}$  de chlorure de fer II ( $\text{FeCl}_2$ ) dans le volume  $V = 200 \text{ mL}$ .

1. donner une définition de solution électrolytique.

2. donner les étapes de dissolutions d'une solution.

3. calculer la concentration molaire C et la concentration massique  $C_m$  de solution.

4. écrire l'équation de dissolution de solution(s).

5. calculer les concentrations molaires effectives des ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Cl}^-$ .

6. on ajoute une solution de  $\text{NaBr}$  de volume  $V = 200 \text{ mL}$  et de concentration  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et une masse  $m = 1,5 \text{ g}$  de iode de potassium KI.

6.1 calculer les nouvelles concentrations des ions présents en solution

On donne :

$$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol} \quad ; \quad M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol} \quad ;$$

$$M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol} \quad ; \quad M(\text{Br}) = 79,9 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{K}) = 40 \text{ g/mol} \quad ; \quad M(\text{I}) = 127 \text{ g/mol}$$

### Exercice 15 :

Le chlorure de baryum  $\text{BaCl}_2$  est un composé ionique constitué des ions chlorure et des ions baryum.

On fait dissoudre une masse  $m = 4,16 \text{ g}$  de chlorure de baryum dans un volume  $V_1 = 200 \text{ mL}$  d'eau et on obtient une solution S1 de concentration  $C_1$ .

1.1 Quelle sont les étapes de dissolution du chlorure de baryum dans l'eau ?

1.2 Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de baryum dans l'eau.

1.3 Donner l'expression de  $C_1$  en fonction de m, M et  $V_1$  puis calculer sa valeur.

1.4 Déterminer l'expression de la concentration molaire effective de chacun des ions chlorure et des ions baryum dans la solution S1 en fonction de  $C_1$  puis calculer leurs valeurs.

1.5 Déterminer l'expression de la quantité de matière de chacun des ions chlorure et des ions baryum dans la solution S1 en fonction de  $C_1$  et  $V_1$  puis calculer leurs valeurs.

2. On prépare une solution S2 de volume  $V_2 = 50 \text{ mL}$  de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  de concentration  $C_2 = 0,5 \text{ mol/L}$  en dissolvant une masse  $m'$  de chlorure de calcium dans l'eau

2.1 Ecrire l'équation de dissolution puis déterminer l'expression de la concentration molaire effective de chacun des ions chlorure et des ions calcium en fonction de  $C_2$  et calculer leurs valeurs.

2.2 Déterminer l'expression de la quantité de matière de chacun des ions chlorure et des ions calcium dans la solution S2 en fonction de  $C_2$  et  $V_2$  puis calculer leurs valeurs.

3. On mélange la solution S1 avec la solution S2.

3.1 Quels sont des ions présents dans le mélange obtenu.

3.2 Déterminer l'expression de la concentration molaire effective de chacun des ions présents dans le mélange puis calculer leurs valeurs.

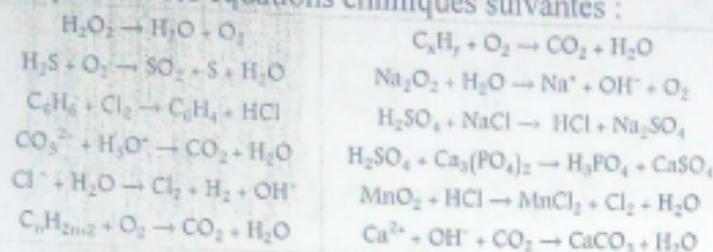
3.3 Déterminer la valeur de la masse  $m'$  utilisée pour préparer la solution S2.



**N.B :** Dans tous les exercices, on utilisera la classification périodique si besoin pour les masses molaires atomiques

### Exercice 1 :

Équilibrer les équations chimiques suivantes :



### Exercice 2 :

L'éthanol, liquide incolore, de formule  $C_2H_5O$  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- Calculer la quantité initiale des réactifs
- 3- Construire le tableau d'avancement
- 4- Calculer l'avancement maximal. Quel est le réactif limitant ?
- 5- Déterminer la composition, en quantité de matière, du système à l'état final.

Donnée :

Volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $25 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### Exercice 3 :

L'oxyde de cuivre réagit avec le carbone selon l'équation :



- 1) Équilibrer l'équation de la réaction
- 2) Sachant que le carbone est en excès, calculer la masse de  $CuO$  à utiliser pour obtenir :
  - a) 25,4 g de cuivre
  - b) 0,10 mol de cuivre
  - c) 22 g de dioxyde de carbone

### Exercice 4 :

Le fer brûle dans le dioxygène pour donner l'oxyde magnétique  $Fe_3O_4$ .

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction
- 2) On met en présence 11,2 g de fer et 4,8 g de dioxygène
  - a) Calculer la quantité initiale des réactifs
  - b) Calculer l'avancement maximal. Quel est le réactif limitant ?
  - c) Calculer la masse d'oxyde de fer à la fin de la réaction
  - d) Calculer la masse restante du réactif utilisé en excès

### Exercice 5 :

On effectue la combustion complète d'un mélange de 0,4 mole de méthane ( $CH_4$ ) et d'éthane ( $C_2H_6$ ) dans le dioxygène. Il y a dans les deux cas formation de dioxyde de carbone et de l'eau.

- 1) Écrire l'équation bilan de chacune des réactions
- 2) Calculer le nombre de moles respectifs de méthane et d'éthane dans le mélange réactionnel initial sachant que l'on recueille 0,5 mole de dioxyde de carbone
- 3) Calculer dans les CNTP, le volume de dioxygène nécessaire à cette réaction

### Exercice 6 :

On mélange 5,4g d'aluminium en poudre et 12,8 g de soufre. On chauffe le mélange, il y a formation de sulfure d'aluminium  $Al_2S_3$ .

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction
- 2) Calculer la quantité initiale des réactifs
- 3) Construire le tableau d'avancement
- 4) Calculer l'avancement maximal. Quel est le réactif limitant
- 5) Calculer la masse sulfure d'aluminium à la fin de la réaction
- 6) Calculer la masse restante du réactif utilisé en excès

### Exercice 7 :

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  $n_1 = 1$  mol de  $KClO_3$  et de  $n_2 = 1,5$  mol de carbone.
    - a- Construire le tableau d'avancement et
    - b- Déterminer l'avancement maximal.
    - c- 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 :  $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 Masses molaires atomiques :  $M(K) = 39,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  
 $M(Cl) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice 8 :

Le minerai de cuivre, une pyrite de formule  $CuS$  est d'abord grillé dans un grand four rotatif.



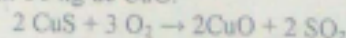
L'oxyde de cuivre II récupéré à l'issue du grillage est ensuite réduit par du carbone (coke)  $2CuO + C \rightarrow 2 Cu + CO_2$

L'étape intermédiaire a fourni 50 kg d'oxyde de cuivre II

- 1) Établir le tableau d'avancement (le carbone est un réactif en excès). Quel est l'avancement maximal ?



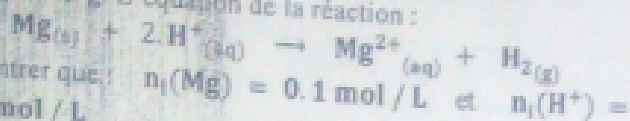
- 2) Quelle masse de cuivre peut-on théoriquement obtenir à partir de 50 kg de  $CuO$  ?
- 3) Quel volume de dioxyde de carbone obtient-on au cours de cette étape ?
- 4) Établir le tableau d'avancement (le dioxygène est un réactif en excès). Déterminer l'avancement maximal et en déduire la masse de pyrite  $CuS$  mise en jeu au cours de l'opération ayant permis d'obtenir 50 kg de  $CuO$ .



- 5) Sachant que le grillage s'est effectué avec un rendement de 70%, quelle masse de pyrite  $CuS$  a été mise en jeu au cours de l'opération de grillage ?

Données : Masse atomique molaire en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  :  $Cu=63,5$  ;  
 $O=16$  ;  $S=32$  ;  $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

On verse dans un verre un volume  $V=400\text{ ml}$  d'une solution d'acide de nitrique ( $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ ) de concentration  $C = 1\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , puis on ajoute une masse de magnésium  $m(\text{Mg})=2,43\text{ g}$ . L'équation de la réaction :



1. Montrer que :  $n_1(\text{Mg}) = 0,1\text{ mol/L}$  et  $n_1(\text{H}^+) = 0,4\text{ mol/L}$
2. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
3. Calculer l'avancement maximal  $X_{\text{max}}$  et déduire le réactif limitant.
4. Décrire l'état final du système en quantité de matière.
5. Calculer à l'état final le volume de dihydrogène  $\text{H}_2$  formé et la concentration des ions  $\text{Mg}^{2+}$ .

Données :

$$M(\text{Mg}) = 24,3\text{ g/mol} ; \quad V_m = 24\text{ L/mol}$$

### Exercice 10 :

L'équation ci-dessous représente la combustion complète d'un hydrocarbure gazeux  $\text{C}_x\text{H}_y$  dans le dioxygène de l'air. (Tous les volumes sont mesurés dans les mêmes conditions  $T=0^\circ\text{C}$  et

$$P = 1\text{ atm}, \quad V_m = 22,4\text{ L/mol}$$



- 1) Déterminer sa masse molaire sachant que sa densité de vapeur est de l'ordre de 1,45.
- 2) La combustion de 3,4 L de l'hydrocarbure a donné 10,2 L de dioxyde de carbone.
  - a) Trouver les valeurs de  $x$  et  $y$ . En déduire la formule brute de l'hydrocarbure.
  - b) Ecrire une formule développée possible de l'hydrocarbure.
  - c) Calculer le volume de dioxygène nécessaire à cette combustion.

### Exercice 11 :

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

- 1) Ecrire 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  $20^\circ\text{C}$ . 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 :  $\rho_{\text{eau}} = 1000\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

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

$$M(\text{O}) = 16\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

### Exercice 12 :

Dans un flacon de volume  $V = 850\text{ mL}$ , on introduit un volume  $V' = 100\text{ mL}$  d'acide

chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ ),

de concentration  $C = 0,50\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . La pression à l'état initial et à la température

$\theta = 22^\circ\text{C}$  est de  $P_0 = 1,025 \cdot 10^5\text{ Pa}$ .

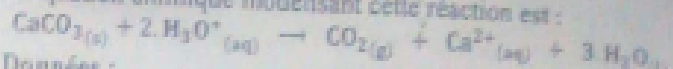
On introduit alors une masse  $m = 0,3\text{ Mg}$  de coquille d'œuf et on laisse le système évoluer.

En fin d'expérience, lorsque la température est revenue à  $\theta = 22^\circ\text{C}$ , la pression finale est de  $P_f = 1,102 \cdot 10^5\text{ Pa}$ .

La coquille d'œuf est essentiellement composée de carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3$ .



L'équation chimique modélisant cette réaction est :



Données :

$$R = 8,314\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} ; \quad M(\text{CaCO}_3) = 100\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

1. Calculer la quantité de matière initiale  $n_0(\text{H}_3\text{O}^+)$
2. Etablir le tableau d'avancement de la réaction chimique.
3. Sachant que l'équation d'état de la phase gazeuse du système chimique s'écrit sous la forme :

$$P(V - V_0) = (n_{\text{air}} + n(\text{CO}_2)) \cdot R \cdot T$$

Avec : ( $n_{\text{air}}$ : quantité d'air initialement emprisonnée)

-Ecrire cette relation à l'état initial et à l'état final, puis montrer que :

$$X_{\text{max}} = \frac{P_f - P_0}{R \cdot T} \cdot (V - V_0)$$

4. Calculer l'avancement maximal puis montrer que c'est le carbonate de calcium qui est le réactif limitant.
5. Calculer les concentrations effectives des ions oxonium et calcium à l'état final.

### Exercice 13 :

Données :

$$M(\text{H}) = 1,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; M(\text{Na}) = 23,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ;$$

$$M(\text{O}) = 16\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; M(\text{S}) = 32\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ;$$

$$P_0 = 10^5\text{ Pa} ;$$

Suivi d'une transformation chimique par mesure de pression

Dans une enceinte fermée, de volume constant, on enferme une quantité de matière

$n_0 = 0,5\text{ mol}$  d'ammoniac gazeux ( $\text{NH}_3$ ). A température élevée, l'ammoniac se dissocie en dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) et diazote ( $\text{N}_2$ ).

1. Ecrire l'équation chimique, puis dresser le tableau descriptif de l'avancement de la réaction.
2. En exploitant l'équation d'état d'un gaz parfait, à l'état initial et à l'état intermédiaire, montrer que l'avancement de la réaction à température constante s'écrit sous la forme :

$$x = \frac{n_0}{2} \cdot \left( \frac{P}{P_0} - 1 \right)$$

3. Evaluer l'avancement de la réaction lorsque la pression du mélange gazeux est :  $P = 1,2 \cdot 10^5\text{ Pa}$
4. Quelle serait la pression finale du mélange si la réaction est considérée totale ?

### Exercice 14 :

A l'instant  $t=0$ , on introduit une masse  $m=0,27\text{ g}$  d'aluminium dans un ballon de volume  $V_0 = 1\text{ L}$  contenant un volume  $V_5 = 60\text{ mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration

$C = 0,1\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . L'équation chimique modélisant la transformation ayant lieu :



On fixe la température à  $25^\circ\text{C}$  et on considère que les gaz sont parfaits.

On donne :  $M(\text{Al}) = 27\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; R = 8,31\text{ SI}$

La pression initiale :  $P_0 = 1013\text{ hPa}$

1. dresser le tableau d'avancement de cette réaction. Puis déterminer  $X_{\text{m}}$
2. vérifier que la quantité de matière de l'air renfermé dans le ballon est  $n_0 = 0,04\text{ mol}$ .
3. montrer qu'à un instant  $t$  la pression peut s'écrire sous la forme  $P_t = P_0 \cdot \left( 1 + \frac{3x(t)}{n_0} \right)$ , avec  $x(t)$  l'avancement à l'instant  $t$  et  $P_0$  la pression initiale.
4. déduire  $P_f$  la valeur de la pression finale à l'état final.



Exercice 1 :

Aux bornes d'une cellule plongée dans une solution de chlorure de potassium et branchée sur un générateur alternatif, on a mesuré une tension efficace de 13,7 V et une intensité efficace de 89,3 mA.

- 1) Calculer la résistance  $R$  de la portion d'électrolyte comprise entre les électrodes.
- 2) Calculer la conductance  $G$  en S.
- 3) La conductivité de cette solution est de  $0,512 \text{ mS/cm}$  à  $20^\circ\text{C}$ . Calculer la valeur de la constante  $k$  de cellule définie par :  $G = k \sigma$ .

Exercice 2 :

Le chlorure de cuivre (II) est un composé ionique de formule  $\text{CuCl}_{2(s)}$ . On prépare une solution, en dissolvant une masse  $m$  de ce composé dans  $250 \text{ mL}$  d'eau sans variation de volume.

1. Donner l'équation de dissolution de  $\text{CuCl}_{2(s)}$  dans l'eau.
2. On mesure la conductance d'une portion de la solution, en utilisant une cellule de caractéristiques suivantes  $S = 4 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2$  et  $l = 2 \cdot 10^{-2} \text{ m}$ , on trouve  $U = 3 \text{ V}$  et  $I = 3,2 \text{ mA}$ .  
2.1 calculer la valeur de  $G$ .  
2.2 donner l'expression de  $G$  en fonction de  $\sigma$ ,  $S$  et  $l$ .  
2.3 calculer la valeur de la conductivité  $\sigma$ .  
2.4 donner l'expression de  $\sigma$  en fonction des concentrations des ions présents en solution.  
2.5 calculer la concentration des ions  $\text{Cu}^{2+}$ .  
2.6 En déduire la masse  $m$  du composé  $\text{CuCl}_{2(s)}$ .

On donne :  $\lambda_{\text{Cu}^{2+}} = 10,76 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  
 $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  
 $M(\text{Cu}) = 63,54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 3 :

1. On prépare une solution de chlorure de fer III,  $\text{FeCl}_3$  en dissolvant une masse  $m = 1,625 \text{ g}$  de ce solide dans  $0,5 \text{ L}$  d'eau.
  - a. Ecrire l'équation de la dissolution.
  - b. Déterminer la concentration  $C$  de la solution obtenue.
  - c. Donner la concentration effective de chaque espèce ionique en solution en fonction de  $C$ .

On donne :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$   
2. On plonge totalement une cellule conductimétrique constituée de deux plaques parallèles distantes de  $L = 1,5 \text{ cm}$  dans la solution précédente. La tension appliquée entre les deux électrodes de la cellule est  $U = 2 \text{ V}$  et l'intensité électrique mesurée est  $I = 10 \text{ mA}$ .

- a. Déterminer la résistance et la conductance de la portion de solution comprise entre les deux électrodes.
- b. Déterminer  $\sigma$  la conductivité de la solution.
- c. En déduire la valeur de  $k$  la constante de la cellule.
- d. Déterminer la surface  $S$  émergée des électrodes en  $\text{m}^2$  puis en  $\text{cm}^2$ .

On donne :  $\lambda_{\text{Fe}^{3+}} = 2,04 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  
 $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 4 :

1. A l'aide d'une cellule, on détermine la conductance d'une solution  $S_1$  de chlorure de sodium  $\text{NaCl}$  de concentration  $C_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ; on trouve  $G_1 = 5,45 \cdot 10^{-3} \text{ S}$ .  
1.1 Ecrire l'équation de la réaction de dissociation du chlorure de sodium dans l'eau.

1.2 La dissociation de  $\text{NaCl}$  est totale. Déterminer les concentrations en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  puis en  $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$  des ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ .

1.3 Déterminer la conductivité de la solution.

1.4 Déterminer la constante de la cellule  $k$ .

2. On dilue 10 fois la solution précédente (notée  $S_1$ ) : On appelle  $S_2$  la solution obtenue.

2.1 Quelles sont alors les concentrations des espèces ioniques présentes dans la solution  $S_2$  ?

On utilise la même cellule conductimétrique que précédemment pour mesurer la conductance de la solution  $S_2$ .

2.2 Déterminer la conductance  $G_2$  de la solution  $S_2$ .

2.3 La tension aux bornes de la cellule est égale est à  $U = 1 \text{ V}$ . Calculer l'intensité  $I$  du courant qui traverse la cellule dans ce cas de la solution  $S_2$ .

Donnée : Les conductivités molaires ioniques sont :

$$\lambda_{\text{Na}^+} = 3,87 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} ;$$

$$\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 5 :

1) La conductance d'une solution de chlorure de sodium, de concentration  $C_1 = 0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , est  $G_1 = 2,188 \times 10^{-2} \text{ S}$ . On mesure la conductance  $G_2$  d'une deuxième solution de chlorure de sodium avec le même conductimètre. On obtient  $G_2 = 2,947 \times 10^{-2} \text{ S}$ . Calculer la concentration molaire  $C_2$  de cette deuxième solution. La température du laboratoire et des solutions est de  $25^\circ\text{C}$ .

2) La constante de la cellule du conductimètre est  $k = 86,7 \text{ m}^2$ . La distance entre les électrodes de la cellule est  $L = 12,0 \text{ mm}$ . Calculer l'aire  $S$  de chaque électrode.

3)

a) Calculer la conductivité  $\sigma$  de la première solution.

b) La conductivité molaire ionique de l'ion sodium  $\text{Na}^+$  est  $\lambda_{\text{Na}^+} = 50,1 \times 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ . Déterminer la conductivité molaire ionique  $\lambda_{\text{Cl}^-}$  de l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$ .

Exercice 6 :

Trois solutions ioniques, de concentration  $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , sont disposées dans trois flacons numérotés 1, 2 et 3, à la température de  $25^\circ\text{C}$ . On dispose également de trois étiquettes, sur lesquelles sont inscrites les indications suivantes :  $(\text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)})$  ;  $(\text{K}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)})$  et  $(\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)})$ .

On désire retrouver à quel flacon correspond chaque étiquette. Pour cela, on réalise des mesures de conductance des solutions à l'aide d'une cellule formée d'électrodes planes et parallèles, de surface  $S = 4,00 \text{ cm}^2$ , séparées d'une distance de  $L = 12,5 \text{ mm}$ .

On obtient les mesures suivantes (les électrodes sont totalement immergées) :

Flacon	1	2	3
$G (\mu\text{S})$	795,8	404,5	479,4

1) A partir des conductances mesurées, déterminer la conductivité  $S$  des solutions 1, 2 et 3. Les unités doivent être précisées à chaque étape.

2) A partir des conductivités molaires ioniques, déterminer la conductivité  $S$  des trois solutions aqueuses de concentration  $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

3) Indiquer pour chaque flacon, l'étiquette qui lui correspond.

Données :

Conductivités molaires ioniques  $\lambda$  en  $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$  :

$\text{Na}^+_{(aq)}$	$\text{K}^+_{(aq)}$	$\text{Cl}^-_{(aq)}$	$\text{HO}^-_{(aq)}$
$50,1 \cdot 10^{-4}$	$73,5 \cdot 10^{-4}$	$76,3 \cdot 10^{-4}$	$198,6 \cdot 10^{-4}$

La conductivité d'une solution de  $(K^+ + Cl^-)$ , de concentration  $C$ , est de  $114,3 \mu S \cdot cm^{-1}$ , mesurée à la température du laboratoire. On a mesuré, à la même température, les conductivités d'autres solutions à la même concentration :  $(Na^+ + Cl^-)$ ,  $(K^+ + I^-)$ ,  $(Na^+ + I^-)$ . On a trouvé :  $96,2 \mu S \cdot cm^{-1}$ ,  $114,9 \mu S \cdot cm^{-1}$ ,  $95,7 \mu S \cdot cm^{-1}$  respectivement.

- Attribuer à chaque solution sa conductivité. Justifier la réponse.
- Quelle relation a-t-on entre les conductivités des solutions suivantes :  $(Na^+ + Cl^-)$ ,  $(K^+ + I^-)$ ,  $(Na^+ + I^-)$  et  $(K^+ + Cl^-)$  ? La concentration de ces solutions est-elle de  $0,8 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$  ou de  $8 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$  ? Justifier la réponse. Données à  $25^\circ C$ , en  $mS \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$  :  $\lambda_{Na^+} = 5,01$  ;  $\lambda_{Cl^-} = 7,70$  ;  $\lambda_{K^+} = 7,35$  ;  $\lambda_{I^-} = 7,63$  ;  $\lambda_{K^+} = 7,35$

**Exercice 8 :**

- Rappeler la relation entre la conductivité  $\sigma$ , la concentration molaire  $C$  et les conductivités molaires ioniques  $\lambda$ . Préciser les unités de chaque grandeur.
- Calculer la conductivité à  $25^\circ C$  d'une solution de nitrate d'argent  $(Ag^+ + NO_3^-)$  à  $5 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$ .
- Calculer la concentration molaire d'une solution de nitrate d'argent ayant une conductivité de  $13,3 mS \cdot m^{-1}$ . Données :  $\lambda_{Ag^+} = 6,19 mS \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$  ;  $\lambda_{NO_3^-} = 7,14 mS \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$

**Exercice 9 :**

On dispose d'un volume  $V_1 = 100 mL$  d'une solution aqueuse  $S_1$  de chlorure de potassium et d'un volume  $V_2 = 50,0 mL$  d'une solution aqueuse  $S_2$  de chlorure de sodium. La concentration molaire de la solution  $S_1$  est égale à  $C_1 = 1,5 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$  et la concentration molaire de la solution  $S_2$  est égale à  $C_2 = 1,3 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1}$ .

- Calculer les conductivités  $\sigma_1$  et  $\sigma_2$  de chacune de ces solutions. On mélange ces deux solutions.
- Calculer la concentration molaire de chaque ion dans le mélange.
- Calculer la conductivité  $\sigma$  du mélange.
- Quelle serait la valeur de la conductance mesurée à l'aide d'électrodes de surface  $S = 1,0 cm^2$ , distantes de  $L = 5,0 mm$  ?

Données :  $\lambda_{K^+} = 7,35 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$  ;  $\lambda_{Cl^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$  ;  $\lambda_{Na^+} = 5,01 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$

**Exercice 10 :**

Aux bornes d'une cellule conductimétrie plongée dans une solution  $S_1$  d'acide chlorhydrique  $(H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$  branchée sur un générateur alternatif, on a mesuré une tension efficace de  $18V$  et une intensité efficace de  $8 \cdot 10^{-3} A$ .

- Calculer la conductance  $G_1$  de la solution  $S_1$ .
- Calculer la valeur de la constante de la cellule  $k$ , sachant que  $\sigma_1 = 49,5 \cdot 10^{-3} S \cdot m^{-1}$ .
- On plonge la même cellule conductimétrie dans les deux solutions :  $S_2$  d'acide sulfurique  $(2 \cdot H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)})$  et  $S_3$  de sulfate de cuivre II  $(Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)})$ .
- 1) Calculer la conductance  $G_2$ , sachant que la conductivité de la solution  $S_2$  est  $\sigma_2 = 92,16 \cdot 10^{-3} S \cdot m^{-1}$ .
- 2) Calculer  $\sigma_3$  de la solution  $S_3$  de concentration =  $1 mol \cdot m^{-3}$ , et puis déterminer  $G_3$ .

4. Trouver la conductance  $G_4$ , d'une portion de la solution de chlorure de cuivre  $(Cu^{2+}_{(aq)} + 2 \cdot Cl^-_{(aq)})$  de même concentration et de mêmes conditions expérimentales identiques.

On donne :  $\lambda_{Cu^{2+}} = 10,8 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$  ;  $\lambda_{SO_4^{2-}} = 16 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$

**Exercice 11 :**

1. On prépare une solution aqueuse en dissolvant une masse  $m = 271 mg$  de chlorure de fer III  $FeCl_3$  anhydre dans un volume  $V = 250 mL$  d'eau distillée.

- 1.1 Ecrire l'équation de dissolution de  $FeCl_3$  dans l'eau.
- 1.2 Déterminer la concentration  $C$  de la solution obtenue en  $mol/L$  puis en  $\cdot m^{-3}$ .

On donne :  $M(FeCl_3) = 162,5 g/mol$

- 1.3 Déterminer les concentrations effectives des espèces chimiques qui se trouvent dans la solution.
2. Pour mesurer la conductance de cette solution, on utilise une cellule conductimétrique qui se compose d'un générateur GBF, de deux plaques conductrices en regard séparées d'une distance  $L = 2 cm$ , la surface de chacune d'elles est  $S = 4 cm^2$  qui sont complètement immergées dans la solution, d'un ampèremètre pour mesurer l'intensité du courant dans le circuit et d'un voltmètre monté entre les bornes des plaques.
- 2.1 Faites un schéma du montage utilisé dans la cellule conductimétrique.
- 2.2 Peut-on remplacer le générateur GBF dans ce montage par une source de tension continu ? Justifier votre réponse.
- 2.3 Sachant que l'intensité du courant électrique dans le circuit est  $I = 83 mA$  et la tension entre les plaques de la cellule est :  $U = 25V$ , déterminer la valeur de la conductance  $G$ .
- 2.4 En déduire la valeur de la conductivité  $\sigma$  de la solution.
- 2.5 Donner l'expression de la conductivité de la solution en fonction de la concentration  $C$  et de la conductivité molaire ionique des espèces ioniques présents dans la solution.
- 2.6 Sachant que la conductivité molaire ionique de l'ion chlorure est :  $\lambda_{Cl^-} = 7,63 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$  Déterminer  $\lambda_{Fe^{3+}}$

**Exercice 12 :**

L'hypokaliémie désigne une carence de l'organisme en élément potassium ; pour compenser rapidement cette carence, on peut utiliser une solution de chlorure de potassium, injectable par voie intraveineuse : le chlorure de potassium Lavoisier, par exemple, est proposé en ampoules de  $20 mL$  contenant  $m g$  de  $KCl$ . Pour déterminer cette masse  $m$ , on dispose d'une solution étalon de chlorure de potassium  $Se$  à  $10 mmol \cdot L^{-1}$  et d'un montage conductimétrique.

C (mmol/L)	1,0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
G (mS)	0,28	0,56	1,16	1,70	2,28	2,78

- 1) Pour étalonner la cellule conductimétrique, on prépare à partir de la solution étalon  $Se$ , cinq solutions filles  $Si$  de volume  $V = 50,0 mL$  et de concentrations respectives  $8,0$  ;  $6,0$  ;  $4,0$  ;  $2,0$  ; et  $1,0 mmol \cdot L^{-1}$ . Tracer la courbe  $G = f(c)$  à l'aide des données du tableau ci-dessus. Conclure.
- 2) On mesure, avec ce montage et à la même température, la conductance de la solution de l'ampoule. On obtient :  $G_a = 293 mS$ . Peut-on déterminer directement la concentration en chlorure de potassium de l'ampoule injectable grâce à cette courbe ? Justifier la réponse.
- 3) Le contenu d'une ampoule a été dilué 200 fois. La mesure de sa conductance donne :  $G_d = 1,89 mS$ . En déduire la valeur de la concentration  $C_a$  de la solution diluée, puis celle de la solution de l'ampoule.
- 4) Calculer la masse  $m$ .



**Exercice 1 :**

On considère les couples acide/base suivants:

$\text{CH}_3\text{-COOH}_{(aq)} / \text{CH}_3\text{-COO}^-_{(aq)}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}_{(aq)} / \text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-_{(aq)}$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_3^+_{(aq)} / \text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_{2(aq)}$	$\text{H}_2\text{S}_{(aq)} / \text{HS}^-_{(aq)}$
$\text{HCl}_{(aq)} / \text{Cl}^-_{(aq)}$	$\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} / \text{H}_2\text{O}$
$\text{HNO}_3_{(aq)} / \text{NO}_2^-_{(aq)}$	$\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-_{(aq)}$

- Indiquer, en justifiant votre choix, quels sont les acides parmi les espèces figurant dans le tableau précédent.
- Ecrire pour chaque couple la demi-équation acido-basique.

**Exercice 2 :**

Les réactions suivantes sont toutes des réactions acido-basiques. Reconnaitre les deux couples acide/base correspondant.

- $\text{FeCl}_3_{(aq)} + \text{NaOH}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3_{(s)} + \text{NaCl}_{(aq)}$
- $\text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + (\text{NaOH})_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_3_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{NaCl}_{(aq)}$
- $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2_{(aq)}$
- $\text{NaOCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{HClO}_{(aq)} + (\text{NaOH})_{(aq)}$
- $\text{AgNO}_3_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{HNO}_3_{(aq)}$

**Exercice 3 :**

Ecrire les demi-équations acido-basiques relatives à :

- L'acide nitreux  $\text{HNO}_2_{(aq)}$
- L'ammoniac  $\text{NH}_3_{(aq)}$

3- En déduire l'équation de la réaction entre l'acide nitreux et l'ammoniac.

**Exercice 4 :**

On considère les couples acide/base suivants :  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^- ; \text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ .

- Indique, en justifiant ton choix, quels sont les acides parmi les couples ci-dessus.
- Ecrire pour chaque couple la demi-équation acido-basique. Soit les demi-équations acido-basiques :  

$$\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{N H}_4^+ \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}^+$$
- Indique, en justifiant ton choix, quels sont les bases parmi les espèces chimiques ci-dessus.
- Ecris le couple acido-basique pour chaque demi-équation acido-basique.
- Quelle propriété acido-basique possède l'eau. Justifie ta réponse.

**Exercice 5 :**

L'acide phosphorique a pour formule  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . C'est un antioxydant de code E338. Il est présent dans le coca-cola.

- Par perte d'un premier proton  $\text{H}^+$ , l'acide phosphorique se transforme en ion dihydrogénophosphate.
  - Quelle est la formule de cet ion ?
  - Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple.
- A son tour, l'ion dihydrogénophosphate peut perdre un proton et se transformer en ion hydrogénophosphate.
  - Quelle est la formule de cet ion ?
  - Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple.
- Enfin, l'ion hydrogénophosphate peut perdre un proton et se transformer en ion phosphate.
  - Quelle est la formule de cet ion ?
  - Ecrire la demi-équation acido-basique associée à ce couple.

4- Parmi toutes les espèces obtenues successivement dans les questions précédentes, y a-t-il des espèces ampholytes ? Justifier.

**Exercice 6 :**

- Ecrire les demi-équations acido-basiques relatives à :
  - L'acide méthanoïque  $\text{HCOOH}$ .
  - L'ion nitrite  $\text{NO}_2^-$  (Base).
- En déduire l'équation de la réaction entre l'acide perchlorique et l'ion nitrite.
- On donne l'équation suivante :  

$$\text{NH}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$$
 Identifier les deux couples acide/base mis en jeu et écrire les demi-équations correspondantes.

**Exercice 7 :**

1. Compléter le tableau suivant :

Couple acide base	Forme acide	Forme basique
$\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$	$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$
$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$

On mélange une solution  $S_1$  de l'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)}$  de volume  $V_1 = 20\text{ml}$  et de concentration  $C_1 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  une solution  $S_2$  de l'ammoniaque et de concentration molaire  $C_2 = 0.15 \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume  $V_2 = 30 \text{ ml}$ .

- Ecrire les demi-équations acido-basiques et déduire la réaction totale de la transformation.
- Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
- Calculer les concentrations d'ions à l'état final.

**Exercice 8 :**

On mélange les deux solutions suivantes :  
 Une solution d'acide benzoïque  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}_{(aq)}$  de volume  $V_1 = 20\text{ml}$  et de concentration molaire  $C_1 = 0.1 \text{ mol/L}$ .  
 Une solution d'ammoniaque  $\text{NH}_3_{(aq)}$  de volume  $V_2 = 30\text{ml}$  et de concentration molaire  $C_2 = 4.10^{-2} \text{ mol/L}$ .

- Donner la définition d'un acide selon Bronsted.
- Quels sont les couples intervenants dans cette réaction ?
- Ecrire l'équation de la réaction.
- Dresser le tableau d'avancement en fonction  $C_1 ; C_2 ; V_1 ; V_2 ; x$  et  $X_{\text{max}}$ .
- Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant.
- Donner le bilan de matière à l'état final.
- Déduire les concentrations molaires réelles des espèces présentes dans le système à l'état final.
- Exprimer l'expression de la conductivité de la solution  $\sigma_t$  à un instant  $t$  en fonction de l'avancement  $x$ .
- Calculer la conductivité de la solution à l'état final par deux méthodes différentes.
- Déduire la conductance de la solution à l'état final ; sachant que la constante de la cellule de mesure est  $k=0,1\text{m}$ .

Données :

$$\lambda_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-} = 3,235.10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1} ;$$

$$\lambda_{\text{NH}_4^+} = 7,35.10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

Soit une solution aqueuse  $S_A$  d'un acide noté  $AH_{(aq)}$  de concentration  $C_A = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_A = 100 \text{ mL}$ , mélangée à une autre solution basique de méthylamine notée  $CH_3NH_2_{(aq)}$ .

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation du mélange réactionnel puis déduire les deux couples acide/base qui y interviennent.

2. On mélange maintenant la solution  $S_A$  à une solution  $S_B$  d'hydroxyde de potassium

$(K^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)})$  de concentration

$C_B = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et de volume  $V_B = 100 \text{ mL}$ .

2.1 Écrire l'équation de la réaction prépondérante intervenant au cours de ce mélange.

2.2 Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer la composition finale du système en quantité de matière.

### Exercice 10 :

On introduit une masse  $m=0,50 \text{ g}$  d'hydrogénocarbonate de sodium, de formule  $NaHCO_3$ , dans un erlenmeyer et on ajoute progressivement de l'acide chlorhydrique ( $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ ) (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène).

1. Écrire l'équation de dissolution d'hydrogénocarbonate de sodium dans l'eau.

2. Les couples acide base mise en jeu, sont :  $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$  ;  $(CO_2 + H_2O) / HCO_3^-_{(aq)}$  à partir de ces couples déterminer les produits et les réactifs

3. Donner la demi-équation acido-basique relative à chaque couple.

4. déduire l'équation de la réaction qui se produit dans l'erlenmeyer.

5. Donner le nom du gaz qui se dégage au cours de la transformation (dioxyde de carbone / dihydrogène)

6. Dresser le tableau d'avancement

7. Quel volume  $V$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  faut-il verser pour que le dégagement de gaz cesse ?

8. Quel est alors le volume de gaz dégagé si le volume molaire dans les conditions de l'expérience est  $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  ?

Données : masses molaires

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

$M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

### Exercice 11 :

L'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$  et le benzoate de sodium  $NaC_6H_5COO$  sont utilisés comme conservateurs, notamment dans les boissons dites « light ». Ils portent les codes respectifs E210 et E211.

1- Écrire l'équation de dissolution du benzoate de sodium dans l'eau.

2- Identifier le couple acide / base mettant en jeu l'acide benzoïque et écrire la demi-équation acido-basique correspondante.

3- On fait réagir une masse  $m = 3,00 \text{ g}$  d'acide benzoïque avec  $150 \text{ mL}$  d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $c = 2,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

a) Identifier les couples acide / base mis en jeu, puis écrire l'équation de la réaction envisagée.

b) Établir un tableau d'avancement et déterminer l'avancement maximal de la réaction. Quel est le réactif limitant ?

### Exercice 12 :

Sur l'étiquette d'une solution commerciale d'hydroxyde de sodium on peut lire les indications suivantes

$d=1,38$  (densité) ;  $P=35\%$  ;  $M(NaOH) = 40 \text{ g/mol}$

1. montrer que la concentration de la solution commerciale est  $C=12,1 \text{ mol/L}$  donnée  $\rho_e = 1000 \text{ g/L}$

2. à l'aide d'une pipette jaugée, on prélève  $V=100 \text{ mL}$  de la solution commerciale que l'on verse progressivement dans une fiole jaugée de volume  $V'=500 \text{ mL}$ , puis on ajoute de l'eau distillé jusqu'au trait jaugé la solution obtenue est  $S_1$

2.1 Comment s'appelle cette manipulation

2.2 montrer que la concentration de la solution  $S_1$  est  $C_1 = 2,42 \text{ mol/L}$

3. on mélange un volume  $V_1 = 2 \text{ mL}$  de la solution  $S_1$  avec un volume  $V_2 = 10 \text{ mL}$  de la solution  $S_2$  d'acide éthanoïque  $CH_3COOH$  de concentration  $C_2 = 0,1 \text{ mol/L}$

3.1 Quel rôle joue l'acide éthanoïque donner son couple Acide/base

3.2 écrire la demi-équation correspondant à l'acide éthanoïque

3.3 écrire l'équation de la réaction qui se produit entre les deux solutions  $S_1$  et  $S_2$

3.4 montrer que les quantités de matière initial des réactifs est  $n_0(CH_3COOH) = 4,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  ;  $n_0(HO^-) = 10^{-3} \text{ mol}$

4. donner le bilan de la matière à l'état final.

### Exercice 13 :

Pour abaisser le pH des eaux d'une piscine, on peut utiliser une poudre appelée pH moins qui contient (en masse) 17,8 % de bisulfate de sodium, ou hydrogénosulfate de sodium  $NaHSO_4$ . On considère que les propriétés acido-basiques de cette poudre sont dues uniquement à la présence d'ions hydrogénosulfate  $HSO_4^-$ .

1- Écrire la demi-équation acido-basique relative au couple acide/base :  $HSO_4^-_{(aq)} / SO_4^{2-}_{(aq)}$ .

2- Écrire l'équation des réactions qui se produisent lorsqu'on introduit cette poudre dans l'eau.

On ajoute 500 g de cette poudre dans l'eau d'une piscine de volume  $50 \text{ m}^3$ .

3- Quelles sont les concentrations finales des ions obtenus, si seules les réactions envisagées en 2. se produisent ?

### Exercice 14 :

Une poudre utilisée pour l'entretien des eaux de piscine contient, de l'hydrogénosulfate de sodium de formule  $NaHSO_4$ . Donnée :  $M(NaHSO_4) = 120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1) L'ion hydrogénosulfate, présent dans la poudre, se comporte comme un acide. Écrivez le couple acide-base auquel il appartient et sa demi-équation de couple. Justifiez.

2) Vous dissolvez 2,50g de cette poudre dans  $V=100 \text{ mL}$  d'eau. Écrivez l'équation de dissolution de l'hydrogénosulfate de sodium.

3) Vous faites réagir les ions hydrogénosulfate de la solution obtenue avec des ions hydroxyde. Les conditions de la transformation chimique sont stoechiométriques lorsque vous avez versé  $V_b = 18,0 \text{ mL}$  d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

3-1) Écrivez le deuxième couple acide-base intervenant dans cette réaction et sa demi-équation de couple.

3-2) Écrivez les deux demi-équations de réaction et l'équation-bilan de la réaction.

3-3) Exprimez et calculez l'avancement maximal de la réaction.

3-4) Exprimez et calculez la concentration en ions sulfate.

3-5) Calculez la masse d'hydrogénosulfate de sodium qui était présente dans les 2,50 g de poudre.



**Exercice 1 :**

1-Répondre par vrai ou faux :

1- Une réduction est un gain d'électrons.	✓
2- Une espèce chimique capable de céder des électrons est un réducteur.	✓
3- Les ions cuivre (II) (Cu <sup>2+</sup> ) et le métal fer (Fe) constitue un couple oxydant/réducteur.	✓
4- Dans une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique oxydante est réduite.	✓

II- Compléter :

1- Une oxydation est une réaction lors de laquelle au moins un électron est perdu.

2- Une réduction est une réaction lors de laquelle au moins un électron est gagné.

3- Lors d'une réaction d'oxydoréduction, l'espèce chimique qui perd au moins un électron s'appelle le réducteur et celle qui gagne au moins un électron s'appelle l'oxydant.

**Exercice 2 :**

Ecrire les couples oxydant / réducteur relatifs aux demi-équations d'oxydoréduction suivantes en déterminant l'espèce qui joue le rôle de l'oxydant et celle qui joue le rôle du réducteur

	demi-équations d'oxydoréduction	Oxydant	réducteur	les couples
1	$Fe_{(s)} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$			
2	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$			
3	$H_{2(g)} \rightleftharpoons 2H^{+}_{(aq)} + 2e^-$			
4	$I_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^{-}_{(aq)}$			

**Exercice 3 :**

Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives aux couples suivants :

1	Zn <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> /Zn <sub>(s)</sub>	9	O <sub>2(g)</sub> /H <sub>2</sub> O <sub>2(aq)</sub>
2	Cr <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> /Cr <sub>(s)</sub>	10	O <sub>2(g)</sub> /H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>
3	Al <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub> /Al <sub>(s)</sub>	11	S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub>
4	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> /NO <sub>(aq)</sub>	12	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub> /Cr <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub>
5	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> /I <sub>2(aq)</sub>	13	ClO <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> /Cl <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub>
6	H <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub> /H <sub>2(g)</sub>	14	Al <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub> /Al <sub>(s)</sub>
7	H <sub>2</sub> O <sub>2(aq)</sub> /H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>	15	S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub>
8	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub> /SO <sub>2(aq)</sub>	16	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> /Mn <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub>

**Exercice 4 :**

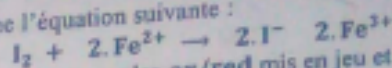
Ecrire pour chaque paire de couples l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui aura lieu

	Couple 1	Couple 2
1	Fe <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub> /Fe <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub>	Cu <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> /Cu <sub>(s)</sub>
2	Al <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub> /Al <sub>(s)</sub>	Cr <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> /Cr <sub>(s)</sub>
3	Fe <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub> /Fe <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> /Mn <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub>
4	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> <sub>(aq)</sub> /I <sub>2(aq)</sub>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> <sub>(aq)</sub> /Cr <sup>3+</sup> <sub>(aq)</sub>

**Exercice 5 :**

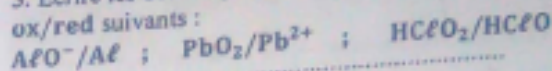
1. Soit les couple ox/red suivante : Ag<sup>+</sup>/Ag ; H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>  
 1.1 Ecrire les demi-équations électroniques des couples ox/red ci-dessus.  
 1.2 Ecrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui traduit la transformation entre les ions d'argent et le dihydrogène.

2. On donne l'équation suivante :



Identifier les deux couples ox/red mis en jeu et écrire les demi-équations correspondantes.

3. Ecrire les demi-équations électroniques des couples ox/red suivants :



**Exercice 6 :**

Partie I : Les couples Oxydant/Réducteur

Compléter le tableau suivant :

L'oxydant	Le réducteur	Le couple	La demi-équation d'oxydoréduction
Al <sup>3+</sup>	Al	Al <sup>3+</sup> /Al	Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup> → Al
Cu <sup>2+</sup>	Cu	Cu <sup>2+</sup> /Cu	Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup> → Cu
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NO	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> /NO	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + 3e <sup>-</sup> + 4H <sup>+</sup> → NO + 2H <sub>2</sub> O

Partie II : Les réactions d'oxydoréduction

On introduit une masse m=135mg de poudre d'aluminium dans un volume V = 20mL de solution de sulfate de cuivre II (Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> +

SO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>) de concentration

C = 5.10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup> Des ions aluminium (III) Al<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub> se forment et d'un dépôt rouge métallique.

Données :

M(Al) = 27 g.mol<sup>-1</sup> ; Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>/Cu<sub>(s)</sub> ; Al<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub>/Al<sub>(s)</sub>

1. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation observée.
2. dresser le tableau descriptif de l'avancement de la réaction.
3. Déterminer l'avancement de la réaction et préciser le réactif limitant.
4. Calculer les concentrations effectives des d'ions Al<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub> dans la solution à l'état final.

**Exercice 7 :**

Soit une solution aqueuse de sulfate de cuivre (Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> +

SO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub>) de volume V = 600 mL et de concentration molaire

C = 0,6 mol.L<sup>-1</sup>. On y introduit une plaque d'aluminium Al de masse m = 13,5g.

On assiste à la disparition incomplète de la couleur bleue de la solution. On appelle le quotient de la réaction en étude le rapport Q,

défini par :  $\frac{[Al^{3+}]^2}{[Cu^{2+}]}$  Soient les masses molaires suivantes :

M(CuSO<sub>4</sub>) = 160 g.mol<sup>-1</sup> ; M(Al) = 27 g.mol<sup>-1</sup> ;  
 M(Cu) = 63,5 g.mol<sup>-1</sup>

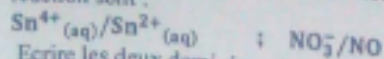
1. Définir ce que c'est qu'un oxydant.
2. Ecrire les deux demi-équations relatives à la réaction ayant lieu sachant que les deux couples Ox/Red mis en jeu sont : Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>/Cu<sub>(s)</sub> ; Al<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub>/Al<sub>(s)</sub> puis déduire l'équation bilan.
3. Dresser le tableau d'avancement complet relatif à la réaction précédente.
4. En déduire à l'état final :  
 4.1 La masse du cuivre déposée dans le bécher.



### Exercice 8 :

La solution de nitrate de potassium ( $K^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$ ) réagit avec la solution de sulfate d'étain ( $Sn^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ ) suivant une réaction instantanée conduisant au dégagement d'un gaz incolore, le monoxyde d'azote NO qui réagit aussitôt avec le dioxygène de l'air pour donner un gaz ocre suffoquant et toxique, le dioxyde d'azote  $NO_2$ .

1. Sachant que les couples oxydant-réducteur intervenant dans la réaction sont :



Ecrire les deux demi-équations d'oxydation et de la réduction puis l'équation bilan de la réaction.

2. Pour réaliser cette réaction on mélange un volume  $V_1 = 50,0 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de sulfate d'étain II de concentration  $C_1 = 0,1 \text{ mol/L}$  et un volume  $V_2 = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate de potassium de concentration  $C_2$ . La réaction se poursuit jusqu'à l'arrêt du dégagement gazeux.

2.1 Etablir le tableau d'avancement de la réaction : (On considère les ions  $H^+_{(aq)}$  en excès)

2.2 Montrez que pour avoir un excès d'ions  $Sn^{2+}_{(aq)}$  dans le mélange réactionnel, il faut que les produits  $C_1 V_1$  et  $C_2 V_2$  vérifient la relation :

$$C_1 V_1 > 1,5 C_2 V_2$$

2.3 Dans ce cas, donnez l'expression de la quantité de matière restante des ions  $Sn^{2+}_{(aq)}$  en fin de réaction en fonction de :  $C_1$ ,  $V_1$ ,  $C_2$ ,  $V_2$ .

### Exercice 9 :

Un fil de nickel Ni de masse  $m = 0,50 \text{ g}$  est placé dans un bécher contenant  $0,25 \text{ L}$  d'une solution d'acide

chlorhydrique de concentration  $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ . Au cours de la réaction, on observe un

dégagement gazeux de dihydrogène  $H_2$  et des ions nickel  $Ni^{2+}$ , apparaissent dans la solution.

1. Quels sont les couples d'oxydo-réduction mis en jeu ?  
2. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.  
3. Déterminer les quantités initiales de réactifs et établir un tableau d'avancement.

4. Quel est le volume de gaz dégagé au cours de cette expérience

5- Déterminer la masse de nickel ayant réagi.

6- Quelle est la masse du fil de nickel à la fin de la réaction ?

Donnée :  $M(Ni) = 58,7 \text{ g.mol}^{-1}$  ; volume molaire  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

### Exercice 10 :

La pièce de 10 centimes d'euro est constituée d'un alliage de cuivre, d'aluminium de zinc et d'étain

Le pourcentage massique en cuivre de cet alliage est 89%, une pièce pèse  $m=18\text{g}$ , on fait réagir la pièce avec une solution d'acide nitrique de concentration  $C=5\text{mol/L}$

Données : les deux couples  $Cu^{2+}/Cu$ ,  $NO_3^-/NO(g)$

1. définir l'oxydant et réducteur

2. écrire les demi-équations correspondantes à la réduction et à l'oxydation

3. écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction correspondant à l'oxydation de cuivre par les ions nitrate

4. établir le tableau d'avancement décrivant la transformation

5. Quel volume minimal de la solution d'ions nitrate faut-il utiliser pour oxyder tout le cuivre d'une pièce de 10 centimes d'euro ?  $M(Cu)=63,5\text{g/mol}$

### Exercice 11 :

La gravure à l'eau forte est une méthode de reproduction ancienne. L'artiste dessine à l'aide d'une pointe en métal sur une plaque de cuivre recouverte de vernis.

Lorsque la gravure est terminée, la plaque est plongée dans une solution d'acide nitrique, ( $H^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$ ), anciennement appelée

eau forte : les parties de cuivre non protégées par le vernis sont alors attaquées par les ions nitrate  $NO_3^-_{(aq)}$  et la solution utilisée devient bleue.

1) La solution :

a. Pourquoi la solution bleuit-elle ?

b. Quel est le rôle joué par le cuivre ? A-t-il été oxydé ou réduit ?

c. Ecrire la demi-équation d'oxydoréduction du couple oxydant / réducteur mis en jeu.

2) L'autre couple :

a. Quel est le rôle joué par les ions nitrate  $NO_3^-_{(aq)}$ . Ont-ils été oxydés ou réduits ?

b. L'espèce conjuguée de l'ion nitrate est le monoxyde d'azote gazeux NO. Ecrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.

3) En déduire l'équation de la réaction ayant lieu entre le cuivre et l'acide nitrique.

4) Pourquoi doit-on utiliser une solution d'acide nitrique et non une solution de nitrate de potassium ( $K^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$ ) ?

5) Étude quantitative : On utilise un volume  $V=500\text{mL}$  d'une solution d'acide nitrique de concentration  $C = 1,0 \text{ mol/L}$ . Lors de la gravure, une masse de cuivre  $m = 1,5 \text{ g}$  est oxydée.

a. Quelles sont les concentrations finales des ions cuivre II et des ions nitrate dans la solution ?

b. Quel est le volume de monoxyde d'azote dégagé ?

Données :  $M(Cu) = 63,5 \text{ g/mol}$  ;  $V_m = 24 \text{ L/mol}$

### Exercice 12 :

On introduit une masse  $m_1 = 0,270 \text{ g}$  de poudre d'aluminium dans un volume  $V_2 = 24 \text{ mL}$  de solution d'acide chlorhydrique ( $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ ) de concentration  $C_2 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$ . Des ions aluminium (III)  $Al^{3+}_{(aq)}$  se forment et du dihydrogène  $H_{2(g)}$  se dégage.

1) Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation observée.

2) Quelle espèce chimique joue le rôle d'oxydant? De réducteur ?

3) Quelle espèce chimique est oxydée ? Réduite ?

4) Compléter littéralement le tableau d'avancement ci-dessous.

État du système	Avancement	..... + .....	→	..... + .....
État initial	$x = 0$	$n_1 =$	$n_2 = C_2 \cdot V_2$	
État intermédiaire	$x$			$3x$
État final	$x_{\text{max}}$			

En déduire la composition finale en quantité de matière (exprimée en mmol) du système étudié.

5) Quel est le volume de dihydrogène dégagé dans les conditions de l'expérience à la température de  $20^\circ\text{C}$  sous la pression de  $1,0 \text{ bar}$  ?

Données : Couples Ox/réd :  $Al^{3+}_{(aq)}/Al(s)$ ,  $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ .

Constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ Pa.m}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;

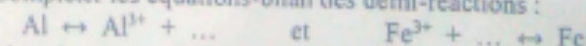
$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$  ;  $M(Al) = 27,0 \text{ g.mol}^{-1}$

### Exercice 13 :

Pour le soudage des rails sur les voies ferrées, les employés de la SNCF utilisent une réaction d'aluminothermie.

Les réactifs sont l'aluminium et l'oxyde de fer III contenant des ions  $Fe^{3+}$  ( en excès ).

1) Compléter les équations-bilan des demi-réactions :



Quel est le corps oxydé ? Le corps réduit ?

2) Ecrire l'équation-bilan globale de la réaction d'aluminothermie.

3) Quelle masse d'aluminium faut-il faire réagir pour produire  $0,28 \text{ kg}$  de fer ?

On donne : les masses molaires atomiques :

$M(Fe) = 56 \text{ g/mol}$  ;  $M(Al) = 27 \text{ g/mol}$



**Exercice 1 :**

Les anions thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  sont capables de réduire l'iode  $I_2$  en ion iodure  $I^-$ . On utilise cette réaction pour doser  $I_2$ . On introduit dans un erlenmeyer un volume  $V = 20\text{ mL}$  d'une solution de l'iode  $I_2$  de concentration  $C$ , et par une burette on ajoute progressivement une solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{ Na}^+ + S_2O_3^{2-}$ ) de concentration  $C_1 = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , on observe un changement de couleur de solution lorsque on ajoute un volume  $V_1 = 15,8 \text{ mL}$ .

1. Donner la définition de dosage d'une espèce chimique.
2. Déterminer la solution titrante et la solution titrée dans ce dosage.
3. Ecrire l'équation de la réaction de dosage. On donne :  $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$  et  $I_2 / I^-$ .
4. dresser le tableau d'avancement de cette réaction.
5. Comment on explique la variation de la couleur.
6. à l'équivalence.
- 6.1 Trouver on justifiant votre réponse la relation existant entre la quantité de matière des réactifs.
- 6.2 Calculer la concentration  $C$  de l'iode.
7. Faire l'inventaire des espèces chimiques qui se trouvent dans le mélange à l'équivalence et calculer leurs concentrations.

**Exercice 2 :**

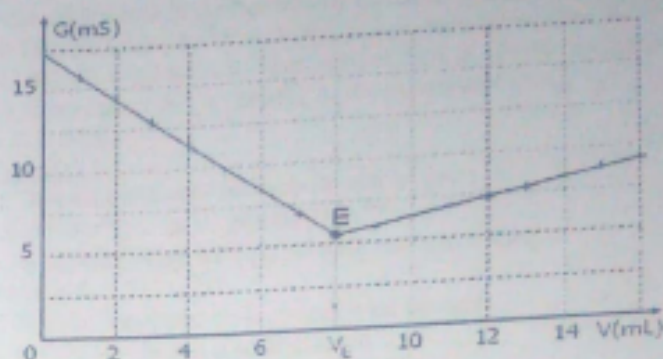
On prépare une solution  $S_1$  de permanganate de potassium ( $K^+ + MnO_4^-$ ) de coloration violette en dissolvant une masse  $m$  de  $KMnO_4(a)$  dans un volume  $V=100\text{ mL}$  d'eau, (acidifiée par quelques gouttes d'acide sulfurique).

Pour déterminer la concentration de la solution  $S_1$ , on prélève à l'aide d'une pipette un volume  $V_1 = 10\text{ mL}$  de cette solution qu'on introduit dans un bécher et on lui ajoute progressivement une solution  $S_2$  d'acide oxalique  $H_2C_2O_4$  de concentration  $C_2 = 0,4\text{ mol/L}$ .

- 1) Comment s'appelle cette étude expérimentale qui a pour objet la détermination de la concentration de la solution  $S_1$  ?
  - 2) Donner le schéma du dispositif expérimental utilisé dans cette étude en nommant ses différents constituants.
  - 3) Comment s'appelle la solution dont on doit déterminer la concentration ? Et comment s'appelle la solution ajoutée ?
  - 4) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit durant cette étude sachant que : l'acide oxalique est réducteur du couple  $CO_2/H_2C_2O_4$  et l'ion permanganate est oxydant du couple  $MnO_4^-/Mn^{2+}$
  - 5) Construire le tableau d'avancement de cette réaction et en déduire la relation d'équivalence.
  - 6) Comment repérer l'équivalence dans cette étude ?
  - 7) Quel est le réactif limitant avant l'équivalence et quel est celui limitant après l'équivalence ?
  - 8) Sachant que le volume ajouté à l'équivalence est :  $V_{2eq} = 12,5\text{ mL}$ , déterminer la concentration  $C_1$  de la solution  $S_1$ .
  - 9) Déterminer la masse  $m$  utilisée pour préparer la solution  $S_1$ .
  - 10) Pour diluer la solution  $S_1$ , quel volume d'eau doit-on ajouter à  $90\text{ mL}$  de la solution  $S_1$  pour que sa concentration devient  $C' = 0,1\text{ mol/L}$  ?
- On donne :  $M(K)=39,1\text{ g/mol}$  ;  $M(Mn)=54,9\text{ g/mol}$  ;  $M(O)=16\text{ g/mol}$ .

**Exercice 3 :**

On dose, par titrage conductimétrique, un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$  de la solution d'acide nitrique  $HNO_3$  de concentration  $C_A$  par une solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+ + HO^-$ ) de concentration  $C_B = 0,2 \text{ mol/L}$ . Le suivi du titrage par conductimétrie permet de tracer le graphe  $G = f(V_B)$  ci-contre :



1. Faire un schéma légendé du dispositif de titrage.
2. Etablir l'équation de la réaction de dosage.
3. Etablir un tableau d'avancement.
4. Déterminer la relation d'équivalence.
5. Déterminer le volume équivalent  $V_{eq}$  du titrage.
6. Déterminer la concentration  $C_A$  de la solution d'acide nitrique.

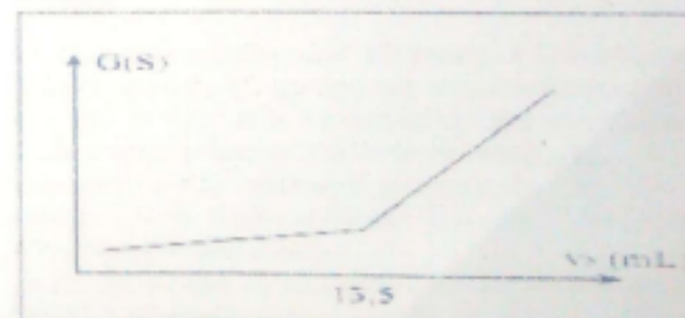
**Exercice 4 :**

1. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide acétique  $CH_3COOH$  avec l'eau.

On prélève à l'aide d'une pipette jaugée,  $10 \text{ mL}$  de vinaigre de concentration  $C$  que l'on verse dans une fiole jaugée de  $100\text{ mL}$ . On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise. Soit  $S$  la solution obtenue. On appelle  $C$  la concentration en acide acétique du vinaigre et  $C_5$  la concentration en acide acétique du vinaigre dilué (solution  $S$ ).

2. Quelle relation y a-t-il entre  $C$  et  $C_5$  ?

On réalise le titrage conductimétrique d'un volume  $V_A = 15\text{ mL}$  de solution  $S$  par une solution titrante d'hydroxyde de potassium ( $K^+ + HO^-$ ) de concentration  $C_B = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Le graphique ci-contre indique la variation de la conductance de la solution présente dans le bécher lorsqu'on ajoute graduellement d'hydroxyde de potassium de la burette :



- a. Faire le schéma du dosage et donner le nom de chaque composante de ce schéma.
  - b. Ecrire l'équation de la réaction de titrage.
3.
    - a. En utilisant un tableau d'avancement simplifié, trouver la relation entre la quantité de matière d'acide acétique titrée  $n_A$  et la quantité de matière d'hydroxyde de potassium versé  $n_B$  à l'équivalence ?
    - b. En déduire  $C_5$  puis trouver la valeur de  $C$ .
  4. Interpréter l'évolution de la conductance de la solution présente dans le bécher au cours du titrage.

### Exercice 5 :

On prépare une solution aqueuse  $S_1$  à partir de dissolution d'une masse  $m=34\text{g}$  de bichromate de potassium ( $2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) dans un volume  $V=2\text{L}$  de l'eau.

1. Calculer la concentration  $C_1$ .

On titre un volume  $V_2 = 10\text{mL}$  de solution  $S_2$  de sulfate de fer II, la coloration orange de bichromate arrête de disparaître quand le volume versé est  $V_1 = 25\text{mL}$ .

2. Faire un montage légendé de protocole de dosage.

Au cours de titrage les couples qui interviennent sont :



3. Écrire les demi-équations et déduire la réaction de dosage.

4. Comment détermine-t-on le point d'équivalence dans ce titrage.

5. Dresser le tableau d'avancement de ce titrage.

6. Calculer la concentration de  $C_2$  de sulfate de fer II.

7. Calculer la masse correspondante dans le volume dosé de sulfate de fer II.

On donne :  $M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294,2\text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Fe}) = 56\text{ g/mol}$  ;  $M(\text{S}) = 32\text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16\text{ g/mol}$

### Exercice 6 :

Dans un bécher, on introduit un volume  $V_1=10,0\text{mL}$  d'une solution de permanganate de potassium de concentration  $C_1$  inconnue,  $2,5\text{ mL}$  d'acide sulfurique de concentration égale à  $1,0\text{ mol/L}$  et  $200\text{ mL}$  d'eau distillée. La solution de sel de Mohr contenant les ions  $\text{Fe}^{2+}$  de concentration  $C_2 = 0,100\text{ mol/L}$  est ajoutée dans la burette graduée. On effectue le titrage en suivant à l'aide d'un conductimètre, les variations de la conductance  $G$  de la solution contenue dans le bécher en fonction du volume de solution de sel de Mohr versé. On obtient la courbe ci-dessous :



1) Faire un schéma annoté du dispositif expérimental.

2) Pour quelle raison ajoute-t-on un grand volume d'eau distillée avant de débiter le dosage ?

3) Écrire les formules chimiques du permanganate de potassium solide et de l'acide sulfurique.

4) Avec quel instrument doit-on prélever les  $10,0\text{ mL}$  de solution de permanganate de potassium ? Justifier.

5) Écrire les deux demi-équations électroniques relatives aux couples mis en jeu. Et en déduire que l'équation de la réaction d'oxydoréduction s'écrit :



6) En l'absence de conductimètre, comment repérer expérimentalement l'équivalence ? Justifier.

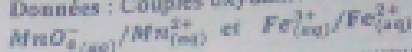
7) La formule chimique du sel de Mohr est  $\text{Fe}(\text{SO}_4)_2(\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Quelle masse de sel de Mohr solide doit-on peser pour préparer  $100\text{ mL}$  de solution de concentration  $C_2$  ?

8) Déterminer graphiquement le volume équivalent.

9) Donner la relation à l'équivalence et en déduire la valeur de la concentration molaire  $C_1$  de la solution de permanganate de

potassium.

Données : Couples oxydant / réducteur mis en jeu :

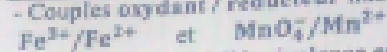


### Exercice 7 :

Pour déterminer la concentration  $C_1$  de la solution  $S_1$  de sulfate de fer II ( $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ), on dose un volume  $V_1 = 25\text{ mL}$  de la solution  $S_1$  par une solution  $S_2$  de permanganate de potassium ( $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ ) de concentration  $C_2 = 0,1\text{ mol/L}$ .

Données :

- Couples oxydant / réducteur mis en jeu :



- Le volume versé à l'équivalence est égal à  $V_{\text{eq}} = 11,4\text{ mL}$ .

1. Établir l'équation de la réaction de dosage.

2. Établir un tableau d'avancement.

3. Déterminer la relation d'équivalence.

4. Déterminer la concentration  $C_1$  de la solution  $S_1$ .

### Exercice 8 :

On désire par cet exercice déterminer la concentration molaire  $C_0$  en acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) du vinaigre du commerce, on prépare alors une solution diluée 100 fois de concentration  $C_A$ . Ensuite, on prélève un volume  $V_A = 10,0\text{ mL}$  de cette solution diluée que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ) de concentration  $C_B = 10,10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$ .

Le volume de réactif titrant (hydroxyde de sodium) versé à l'équivalence vaut  $V_{\text{eq}} = 9,7\text{ mL}$ .

1) Identifier les deux couples acido-basiques mis en jeu dans ce titrage et écrire l'équation de la réaction.

2) Expliquer à quoi correspond l'équivalence.

3) Le titrage est suivi par une mesure de la conductivité de la solution dosée.

a. Expliquer pourquoi la conductivité augmente doucement du début du titrage jusqu'à l'équivalence.

b. Expliquer pourquoi la conductivité augmente fortement après l'équivalence.

4) En utilisant un tableau d'avancement simplifié, trouver la relation entre la quantité de matière d'acide acétique titrée  $n_A$  et la quantité de matière d'hydroxyde de sodium versé  $n_B$  à l'équivalence ?

5) Calculer la concentration en acide acétique  $C_A$  de la solution de vinaigre diluée.

6) En déduire la concentration  $C_0$  en acide acétique du vinaigre commercial.

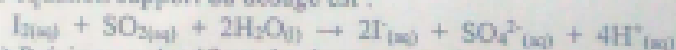
### Exercice 9 :

Un laboratoire d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre  $\text{SO}_2(\text{aq})$  dans une solution commerciale que l'on note  $S$ . Pour cela, un technicien dose cette dernière à l'aide d'une solution aqueuse de di-iodo aqueux  $\text{I}_2(\text{aq})$ . En effet, il introduit dans un erlenmeyer, un volume  $V_1 = 20,0\text{ mL}$  de la solution  $S$ ,  $4\text{ mL}$  d'acide sulfurique incolore et  $1\text{ mL}$  d'empois d'amidon également incolore.

La solution titrante, de concentration en di-iodo  $C_2 = 1,00 \times 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$  est ensuite ajoutée jusqu'à l'équivalence repérée par le changement de couleur du milieu réactionnel.

L'équivalence est obtenue après avoir versé un volume  $V_E = 6,28\text{ mL}$  de solution de di-iodo.

L'équation support du dosage est :



1) Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.

2) Déterminer la concentration molaire  $C_1$  en dioxyde de soufre de cette solution et en déduire que sa concentration massique  $C_{\text{mass}}(\text{SO}_2)$  en dioxyde de soufre est égale à  $0,201\text{ g.L}^{-1}$ .