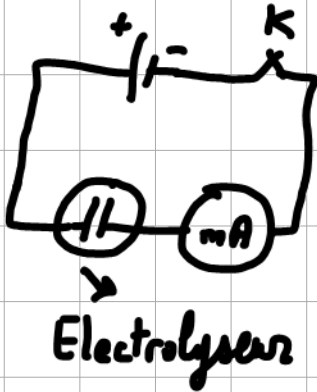


Les électrolytes

I Les solutions électrolytiques et les électrolytes



Expérience 1: on met l'eau distillé

dans l'électrolyseur on remarque que

la valeur affichée par le milliampèremètre

est faible

⇒ l'eau distillée conduit faiblement le courant électrique

Expérience 2

on remplace l'eau distillée par l'eau salée

↑
dissolution de NaCl dans l'eau

on constate que l'intensité du courant mesurée est beaucoup

plus importante que l'expérience précédente

⇒ solution aqueuse de NaCl conduit mieux le courant électrique que l'eau distillée

un électrolyte : un corps composé dont la solution aqueuse conduit mieux le courant électrique que l'eau pure.

CuCl_2 : chlorure de cuivre II

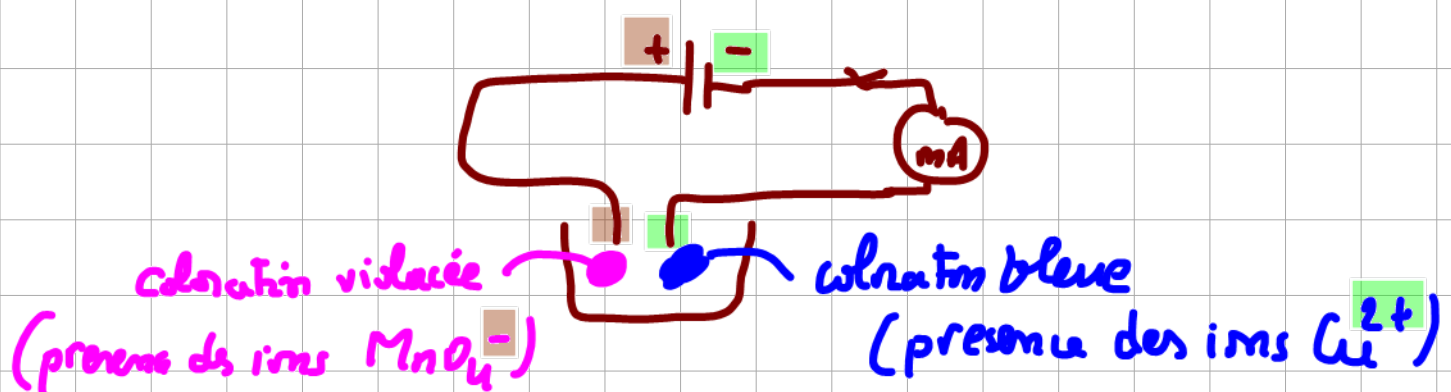
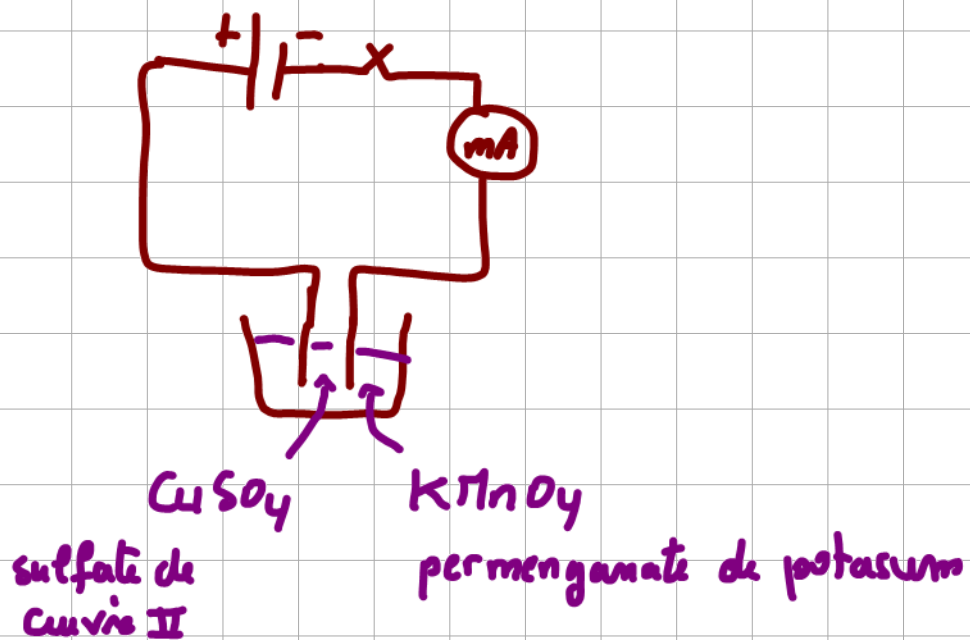
FeSO_4 : sulfate de Fer II

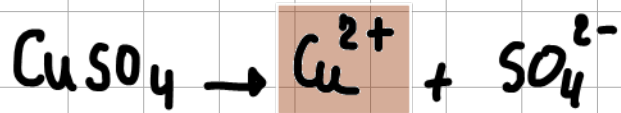
FeCl_3 : chlorure de Fer III

ZnSO_4 : sulfate de zinc

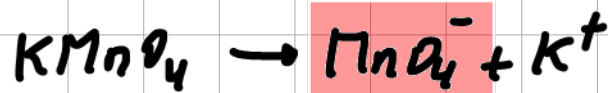
AlCl_3 : chlorure d'Aluminium

II) Les anions et les cations





cation



anion

Le passage de courant électrique est assuré par la migration

des ions dans la solution électrolytique

Les cations : chargé \oplus se déplacent vers la cathode

Les anions : chargé \ominus se déplacent vers l'anode

III) Notion de concentration

concentration massique



$$C = \frac{m}{V}$$

\uparrow
 $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

concentration molaire



$$c = \frac{n}{V}$$

\uparrow
 $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Calculer la masse de Nitrate de potassium KNO_3 qu'il faut

dissoudre dans l'eau pour obtenir une solution $\left\{ \begin{array}{l} 50 \text{ mL} \\ 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{array} \right.$

On donne $M_{\text{K}} = 39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{N}} = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad n = \frac{m}{M} \quad \rightarrow \quad m = n \times M$$

$$n = c \times V$$

$$= 0,025 \times \frac{50}{1000} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m = n \times M$$

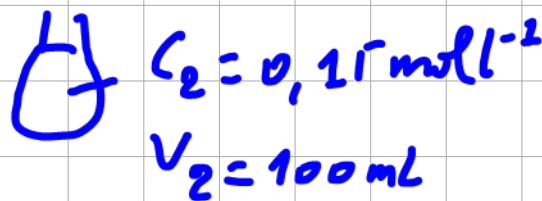
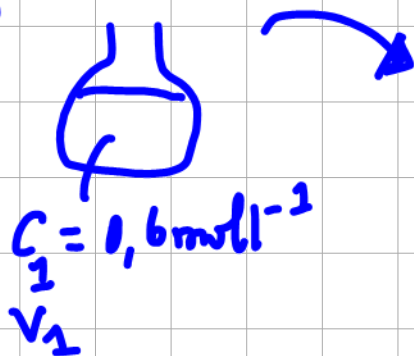
$$= 1,25 \cdot 10^{-3} \left(\frac{7}{K} + \frac{17}{O} + \frac{3}{H} + \frac{17}{N} \right)$$

$$= 1,25 \cdot 10^{-3} (39 + 48 + 14)$$

$$= 0,126 \text{ g}$$

Calculer le volume V_1 qui il faut prélever d'une solution (S_1) de NaCl de concentration $C_1 = 0,6 \text{ mol l}^{-1}$ pour préparer un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution (S_2) de concentration $C_2 = 0,15 \text{ mol l}^{-1}$

solution
méris



$$n_{S_1} = n_{S_2}$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad \Rightarrow \quad V_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{C_1} = \frac{0,15 \times 100 / 1000}{0,6}$$

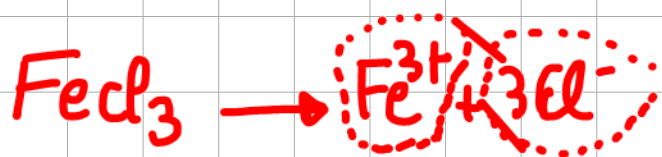
$$= 0,025 \text{ L}$$

Soit une solution aqueuse de chlorure de Fer III (FeCl_3)

dont la concentration molaire est $0,1 \text{ mol l}^{-1}$

Déterminer les concentrations molaires de ions présents dans

la solution sachant que le soluté se dissocie totalement dans l'eau



$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n(\text{Fe}^{3+})}{V} = \frac{n(\text{FeCl}_3)}{V} = \frac{C \cdot V}{V} = C = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V} = \frac{3 \cdot n(\text{FeCl}_3)}{V} = 3 \frac{C \cdot V}{V} = 3C = 0,3 \text{ mol l}^{-1}$$

• Cl^-
 Cu^{2+}
 SO_4^{2-}
 NO_3^-
 Al^{3+}
 Zn^{2+}
 Fe^{2+} Fe^{3+}
 OH^-

IV) Electrolyte fort - Electrolyte faible

Electrolyte fort = c'est un électrolyte qui s'ionise totalement dans l'eau

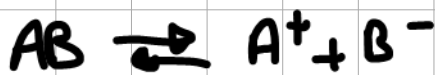


à l'équilibre $[\text{AB}] = 0 \text{ mol l}^{-1}$

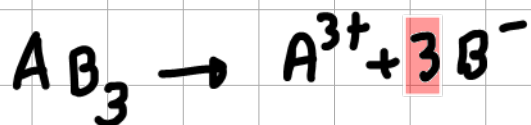
$$[\text{A}^+] = C$$

$$[\text{B}^-] = C$$

Electrolyte faible: électrolyte qui s'ionise partiellement dans l'eau



$$[\text{AB}] \neq 0 \quad [\text{A}^+] < C \quad [\text{B}^-] < C$$



à l'équilibre

$$[\text{AB}_3] = 0 \text{ mol l}^{-1}$$

$$[\text{A}^{3+}] = C$$

$$[\text{B}^-] = 3C$$

Application

On prépare 500 mL d'une solution aqueuse de chlorure de cuivre(II) CuCl_2 en dissolvant totalement 26,9 g de soluté

- 1) Calculer la valeur de C
- 2) Écrire l'équation de la réaction de dissociation ionique de CuCl_2
- 3) Déduire les molarités des ions présents dans la solution

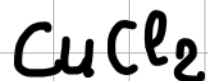
on donne

$$M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\frac{500 \text{ mL}}{1000} = 0,5 \text{ L} \quad \leftarrow \begin{array}{l} \text{volume} \\ \checkmark \end{array}$$

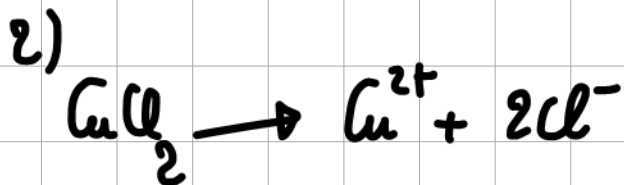
$$26,9 \text{ g} \quad \leftarrow \text{masse}$$



$$\begin{aligned} M_{\text{CuCl}_2} &= M_{\text{Cu}} + 2 \times M_{\text{Cl}} \\ &= 63,5 + 2 \times 35,5 \\ &= 134,5 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1) \quad C &= \frac{n}{V} \\ n &= \frac{m}{M} = \frac{26,9}{134,5} = 0,2 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,2}{0,5} = 0,4 \text{ mol l}^{-1}$$



$$\begin{aligned} 3) \quad [\text{Cu}^{2+}] &= \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{V} = \frac{n(\text{CuCl}_2)}{V} \\ &= \frac{C \cdot V}{V} = C \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} [\text{Cl}^-] &= \frac{n(\text{Cl}^-)}{V} = \frac{2n(\text{CuCl}_2)}{V} = \frac{2C \cdot V}{V} = 2C \\ &= 2 \times 0,4 = 0,8 \text{ mol l}^{-1} \end{aligned}$$

$$= 0,4 \text{ mol l}^{-1}$$