

Correction du devoir maison de Chimie

Chapitre C2 : Les solutions électrolytiques

Exercice 1 : Dissolution d'un gaz dans l'eau

1-a) La molécule de chlorure d'hydrogène est dite polaire, car le barycentre de ses charges positives ne coïncident pas avec le barycentre de ses charges négatives. La molécule présente donc une polarité (un pôle + et un pôle -) que l'on modélise par la notation suivante :



1-b) Les molécules de fluorure, bromure et iodure d'hydrogène (respectivement HF, HBr, et HI) sont également des molécules polaires, du fait de la grande différence d'électronégativité entre le brome, l'iode et le fluor avec l'hydrogène. En effet, ces trois éléments étant beaucoup plus électronégatif que l'hydrogène, ils vont attirer vers eux les électrons de la liaison covalente. 1

1-c) Les molécules de HCl, HBr, HF et HI étant toutes polaires, elle vont très bien se dissoudre dans l'eau qui est lui aussi un solvant polaire. En effet, les molécules d'eaux du fait de leur polarité vont fragiliser les liaisons covalentes de ces molécules qui vont donc facilement se dissocier dans l'eau. 1

2-a) Equation bilan de la dissolution du chlorure d'hydrogène :



2-b) Concentration effective des ions chlorures :

Par définition la concentration effective des ions chlorure vaut : $[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{solution}}}$. 0,5

Il faut donc calculer la quantité de matière d'ions Cl^- présents en solution.

| | | | | | | |
|--------------------|-----------------------------------|-------------------|---------------------|---|----------------------|-----|
| | $\text{HCl}_{(g)}$ | \longrightarrow | $\text{H}^+_{(aq)}$ | + | $\text{Cl}^-_{(aq)}$ | |
| Etat initial | n_{HCl} | | 0 | | 0 | |
| Etat intermédiaire | $n_{\text{HCl}} - x$ | | x | | x | |
| Etat final | $n_{\text{HCl}} - x_{\text{max}}$ | | x_{max} | | x_{max} | 0,5 |

A l'état final on a donc $n_{\text{H}^+} = n_{\text{Cl}^-} = x_{\text{max}}$

Or on sait que $[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}}{V_{\text{solution}}}$ donc on en déduit que $n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{H}^+} = [\text{H}^+] \times V_{\text{solution}}$

On obtient alors : $[\text{Cl}^-] = \frac{[\text{H}^+] \times V_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} = [\text{H}^+]$ 0,5

$$\boxed{[\text{Cl}^-] = [\text{H}^+] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}} \quad 0,5$$

2-c) Calcul de n_{HCl} pour obtenir 200 mL de cette solution :

D'après le tableau d'avancement on a à l'état final : $n_{\text{HCl}} - x_{\text{max}} = 0$ d'où $n_{\text{HCl}} = x_{\text{max}}$

Calculons x_{max} : $x_{\text{max}} = n_{\text{H}^+} = [\text{H}^+] \times V_{\text{solution}}$

On obtient donc : $n_{\text{HCl}} = [\text{H}^+] \times V_{\text{solution}}$ 0,5

AN : $n_{\text{HCl}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \times 200 \cdot 10^{-3}$ 0,25

$$\boxed{n_{\text{HCl}} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \quad 0,25$$

2-d) Calcul de V_{HCl} :

On a : $V_{HCl} = n_{HCl} \times V_m$ 0,5

AN : $V_{HCl} = 3,0 \cdot 10^{-3} \times 24,0$ 0,25

$V_{HCl} = 7,2 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 72 \text{ mL}$

0,25

Exercice 2 : Le plâtrage du vin

1) Equation de la réaction de précipitation :



2-a) Relation entre $n_{SO_4^{2-}}$ et n_{BaSO_4} :

Etablissons le tableau d'avancement de la réaction :

| | | | | | |
|--------------------|---------------------------|-------------------------|-------------------|-------------|-----|
| | $SO_4^{2-}(aq)$ | + $Ba^{2+}(aq)$ | \longrightarrow | $BaSO_4(s)$ | |
| Etat initial | $n_{SO_4^{2-}}$ | $n_{Ba^{2+}}$ | | 0 | |
| Etat intermédiaire | $n_{SO_4^{2-}} - x$ | $n_{Ba^{2+}} - x$ | | x | 0,5 |
| Etat final | $n_{SO_4^{2-}} - x_{max}$ | $n_{Ba^{2+}} - x_{max}$ | | x_{max} | |

L'énoncé nous indique que les ions sulfates sont le réactif limitant. On en déduit donc que :

$n_{SO_4^{2-}} - x_{max} = 0$ soit $n_{SO_4^{2-}} = x_{max}$

On obtient donc : $n_{SO_4^{2-}} = n_{BaSO_4}$ 0,5

2-b) Quantité d'ions sulfates contenus dans l'échantillon testé :

On a : $n_{SO_4^{2-}} = n_{BaSO_4} = \frac{m_{BaSO_4}}{M_{BaSO_4}} = \frac{m_{BaSO_4}}{M_{Ba} + M_S + 4 \times M_O}$ 0,5

AN : $n_{SO_4^{2-}} = \frac{0,42}{137,3 + 32,1 + 4 \times 16,0}$ 0,25

$n_{SO_4^{2-}} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

0,25

2-c) Concentration molaire effective des ions sulfates dans le vin :

Par définition : $[SO_4^{2-}] = \frac{n_{SO_4^{2-}}}{V_{solution}}$ 0,5

AN : $[SO_4^{2-}] = \frac{1,8 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}}$ 0,25 $[SO_4^{2-}] = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ 0,25

2-d) Concentration massique effective :

Soit $C_m(SO_4^{2-})$ la concentration massique effective des ions sulfate, on a :

$C_m(SO_4^{2-}) = \frac{m_{SO_4^{2-}}}{V_{solution}}$ 0,5 or $m_{SO_4^{2-}} = n_{SO_4^{2-}} \times M_{SO_4^{2-}} = n_{SO_4^{2-}} \times (M_S + 4 \times M_O)$

$C_m(SO_4^{2-}) = \frac{n_{SO_4^{2-}} \times (M_S + 4 \times M_O)}{V_{solution}}$ or $\frac{n_{SO_4^{2-}}}{V_{solution}} = [SO_4^{2-}]$

On obtient donc : $C_m(SO_4^{2-}) = [SO_4^{2-}] \times (M_S + 4 \times M_O)$ 0,5

AN : $C_m(SO_4^{2-}) = 1,8 \cdot 10^{-2} \times (32,1 + 4 \times 16,0)$ 0,25

$C_m(SO_4^{2-}) = 1,7 \text{ g.L}^{-1}$

0,25

La concentration massique des ions sulfates contenus dans ce vin dépasse la norme fixée à $1,1 \text{ g.L}^{-1}$. Ce vin n'est donc pas commercialisable. 0,5

Exercice 13 p 64 :

a) Equation bilan et tableau d'avancement :

| | | | | | | |
|--------------------|--------------------------------------|-------------------|-----------------------------|---|------------------------------|-----|
| | $\text{FeCl}_3(\text{s})$ | \longrightarrow | $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ | + | $3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$ | 0,5 |
| Etat initial | n_{FeCl_3} | | 0 | | 0 | |
| Etat intermédiaire | $n_{\text{FeCl}_3} - x$ | | x | | 3x | |
| Etat final | $n_{\text{FeCl}_3} - x_{\text{max}}$ | | x_{max} | | $3x_{\text{max}}$ | 0,5 |

b) Expression de $n_{\text{Fe}^{3+}}$ et $n_{\text{Cl}^{-}}$ en fonction de n_{FeCl_3} :

A l'état final nous avons : $n_{\text{FeCl}_3} - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = n_{\text{FeCl}_3}$ 0,5

On obtient donc le bilan de matière :

| | |
|--|-----|
| $n_{\text{Fe}^{3+}} = x_{\text{max}} = n_{\text{FeCl}_3}$ | 0,5 |
| $n_{\text{Cl}^{-}} = 3 x_{\text{max}} = 3 n_{\text{FeCl}_3}$ | 0,5 |

c) Expression de $[\text{Cl}^{-}]$ en fonction de $[\text{Fe}^{3+}]$:

On a : $[\text{Cl}^{-}] = \frac{n_{\text{Cl}^{-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{3 \times n_{\text{FeCl}_3}}{V_{\text{solution}}}$ 0,5

Et $[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{FeCl}_3}}{V_{\text{solution}}}$

On en déduit donc que : $[\text{Cl}^{-}] = 3 \times [\text{Fe}^{3+}]$ 0,5

d) Calcul de $[\text{Cl}^{-}]$:

$[\text{Cl}^{-}] = 3 \times [\text{Fe}^{3+}] = 3 \times 1,5 \cdot 10^{-3}$ 0,25

$[\text{Cl}^{-}] = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ 0,25

e) Calcul de n_{FeCl_3} :

D'après le tableau d'avancement on a : $n_{\text{FeCl}_3} = x_{\text{max}} = n_{\text{Fe}^{3+}} = [\text{Fe}^{3+}] \times V_{\text{solution}}$ 0,5

$n_{\text{FeCl}_3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \times 400 \cdot 10^{-3}$ 0,25

$n_{\text{FeCl}_3} = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ 0,25

f) Concentration molaire de la solution :

Par définition : $C = \frac{n_{\text{FeCl}_3}}{V_{\text{solution}}}$ 0,5

Soit : $C = \frac{6,0 \cdot 10^{-4}}{400 \cdot 10^{-3}}$ 0,25

On obtient : $C = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ 0,25

Exercice 23 p 66 : Solution d'acide sulfurique

a) Signification des grandeurs mentionnées sur l'étiquette : 1

MM : 98,1 indique la masse molaire de l'acide sulfurique en g.mol^{-1}

Teneur mini : 96% indique la teneur minimale garantie d'acide sulfurique dans la solution.

Densité : 1,83 indique la densité de la solution

b) Les phrases R/S sont les phrases de risques (R) et de sécurités (S). Elles indiquent les dangers potentiels de ce produit et les consignes de sécurité qu'il faut respecter pour le manipule en limitant les risques.

Le pictogramme de sécurité signifie que ce produit est corrosif. 1

c) Masse d'acide chlorhydrique pur contenu dans un flacon d'un litre :

La solution contient 96% d'acide sulfurique pur. On en déduit donc que $m_{H_2SO_4} = 0,96 \times m_{solution}$ 0,5

On rappelle la définition de la densité d'une solution :

$$d = \frac{\rho_{solution}}{\rho_{eau}} \quad \rho \text{ masse volumique en g.L}^{-1}$$

On en déduit donc que $\rho_{solution} = d \times \rho_{eau}$ et $\rho_{solution} = \frac{m_{solution}}{V_{solution}} = \frac{m_{H_2SO_4}}{0,96 \times V_{solution}}$

On en déduit donc que : $\frac{m_{H_2SO_4}}{0,96 \times V_{solution}} = d \times \rho_{eau}$

Et donc :

$$m_{H_2SO_4} = 0,96 \times V_{solution} \times d \times \rho_{eau} \quad 0,5$$

AN : $m_{H_2SO_4} = 0,96 \times 1,00 \times 1,83 \times 1000$ 0,25

$$m_{H_2SO_4} = 1,76.10^3 \text{ g} \quad 0,25$$

Quantité de matière d'acide sulfurique correspondante :

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4}} = \frac{1,76.10^3}{98,1} \quad 0,25$$

$$n_{H_2SO_4} = 1,79.10^1 \text{ mol} \quad 0,25$$

d) Protocole de la dilution :

- ✚ On prélève à l'aide d'une pipette jaugée de 20mL, la solution mère d'acide sulfurique.
- ✚ On introduit ces 20mL de solution dans une fiole de 500 mL **contenant déjà une certaine quantité d'eau distillée** (à moitié remplie d'eau), afin de limiter les risques en cas de projection (l'acide étant déjà en partie dilué)
- ✚ On complète ensuite la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au traite de jauge. On bouche et on agite la solution.

Il convient de manipuler avec des gants et des lunettes de protection. 1

Concentration molaire de la solution obtenue :

On a réalisé une dilution de la solution mère de concentration $C_1=17,9 \text{ mol.L}^{-1}$ (voir question c).

On a donc : $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

Soit : $C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2} \quad 0,5$

AN : $C_2 = \frac{17,9 \times 20,0}{500} \quad 0,25$

$$C_2 = 7,16.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \quad 0,25$$