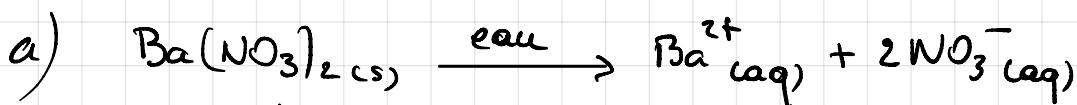
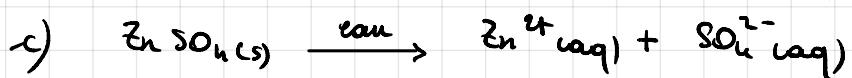
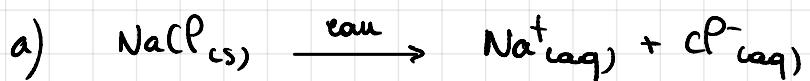


Exercice n° 32, page 121

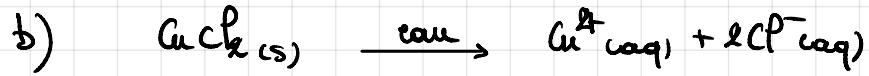
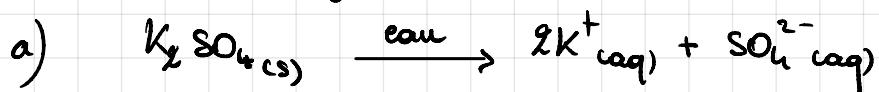


b) Dissociation - Hydratation (solvatation) - Dispersion
plus général

Exercice n° 33, page 121



Exercice n° 34, page 121



Exercice n° 36, page 121

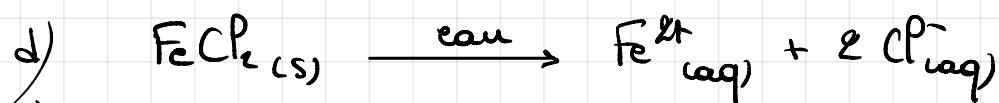
a) $M(\text{FeCl}_2) = M(\text{Fe}) + 2M(\text{Cl}) = 55,8 + 2 \times 35,5 = 126,8 \text{ g/mol}^{-1}$

b) $n(\text{FeCl}_2) = n_0 = \frac{m(\text{FeCl}_2)}{M(\text{FeCl}_2)} = \frac{2,0 \text{ g}}{126,8 \text{ g/mol}^{-1}} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$

c) $C(\text{FeCl}_2) = \frac{n_0}{V} = \frac{1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}}{250,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 6,4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Concentration en soluté appartenant à c'est la concentration

du soluté dans l'état initial.



e) $n_0 \quad 0 \quad 0$

Etat initial

$n_0 - x_{\text{max}} = 0$

car Tc totale

$x_{\text{max}} = n_0$

$x_{\text{max}} = 2n_0$

Etat final

$$f) [\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_f(\text{Fe}^{2+})}{V} = \frac{n_0}{V} = C = 6,4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

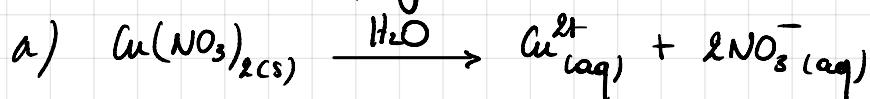
$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_f(\text{Cl}^-)}{V} = \frac{2n_0}{V} = 2C = 1,3 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 37, page 121

KCl $\lambda = 345 \text{ g.L}^{-1}$ à 20°C dans l'eau.

C'est un soluté ionique et l'eau est un solvant polaire
or les solvants polaires solubilisent très bien les molécules
polaires et les solutés ioniques.

Exercice n° 38, page 121



b) la stoichiométrie de la réaction est telle que lorsqu'il se forme 1 mole d'ions cuivre, il se forme 2 moles d'ions nitrate. Lorsqu'il se forme $[\text{Cu}^{2+}]$ moles par litre d'ions cuivre il se forme donc $2[\text{Cu}^{2+}]$ moles par litre d'ions nitrate. On a donc $[\text{NO}_3^-] = 2[\text{Cu}^{2+}]$ ou $[\text{Cu}^{2+}] = \frac{1}{2}[\text{NO}_3^-] = 0,5 \times 0,33 \text{ mol.L}^{-1} = 0,17 \text{ mol.L}^{-1}$.

c) lorsqu'un mole de nitrate de cuivre disparaît, il se forme 1 mole d'ions cuivre.
On a donc $C = [\text{Cu}^{2+}] = 0,17 \text{ mol.L}^{-1}$

Remarque: on peut aussi utiliser un tableau d'avancement.

Exercice n° 39, page 121

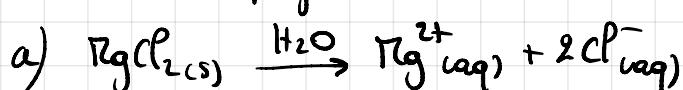
I_2 est une molécule apolaire, puisque composée de deux atomes identiques.

L'eau étant un solvant polaire solubilise très mal le diiode.

Le cyclohexane, uniquement composé d'atomes de carbone et d'hydrogène est apolaire.

Il solubilise donc très bien le diiode.

Exercice n° 45, page 121



- b) $K_2CO_3(s) \xrightarrow{H_2O} 2K^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
- c) $Na_2S(s) \xrightarrow{H_2O} 2Na^+(aq) + S^{2-}(aq)$
- d) $Fe_2(SO_4)_3(s) \xrightarrow{H_2O} 2Fe^{3+}(aq) + 3SO_4^{2-}(aq)$
- e) $AlF_3(s) \xrightarrow{H_2O} Al^{3+}(aq) + 3F^-(aq)$

Exercice n°46, page 122

a) Dissociation — solvatation — dispersion.

$$b) n = \frac{m}{M} = \frac{1,10 \cancel{g}}{74,6 \cancel{g \cdot mol^{-1}}} = 2,01 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

c) C = concentration en soluté apporté. C'est la concentration du soluté dans l'état initial $\Rightarrow C = \frac{n}{V} = \frac{2,01 \times 10^{-2} \text{ mol}}{100,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 2,01 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

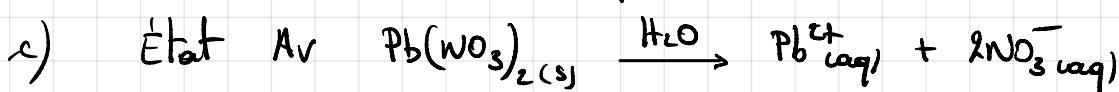
d) Lorsqu'une mole de chlorure de potassium disparaît, il se forme une mole d'ions potassium. Lorsque C moles par litre de chlorure de potassium disparaissent il se forme C moles par litre d'ions chlorure, ou a donc $[K^+] = C = 2,01 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. De même $[Cl^-] = 2,01 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice n°48, page 122

$$a) n = \frac{m}{M} = \frac{2,12 \cancel{g}}{331,2 \cancel{g \cdot mol^{-1}}} = 6,37 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$b) C = \frac{n}{V} = \frac{6,37 \times 10^{-3} \text{ mol}}{200,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 3,185 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

C'est la concentration en soluté importé (dans l'état initial).

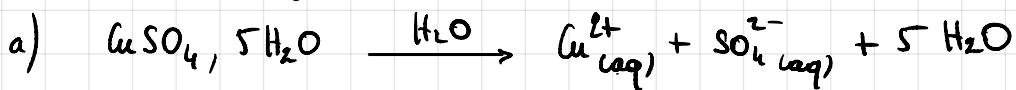


La TC	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Initial} \\ \text{Final} \end{array} \right.$	$\begin{array}{ll} 0 & n \end{array}$	$\begin{array}{ll} 0 & 0 \end{array}$
et totale		$\begin{array}{ll} x_{\max} & n - x_{\max} = 0 \end{array}$	$\begin{array}{ll} x_{\max} & \\ = n & \\ & = 2n \end{array}$

$$[Pb^{2+}] = \frac{n_f(Pb^{2+})}{V} = \frac{n}{V} = C = 3,185 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{n_f(\text{NO}_3^-)}{V} = \frac{2n}{V} = 2C = 6,70 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice n° 49, page 122



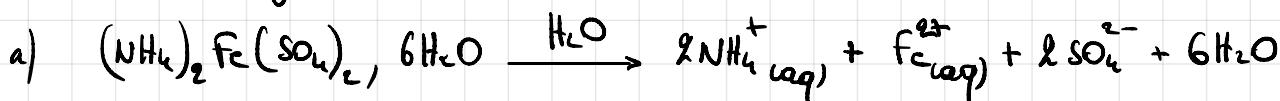
b) $\text{M}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \text{M}(\text{Cu}) + \text{M}(\text{S}) + 9 \text{M}(\text{O}) + 10 \text{M}(\text{H})$

$$= (63,5 + 32,1 + 9 \times 16,0 + 10 \times 1,0) \text{ g.mol}^{-1} = 249,6 \text{ g.mol}^{-1}$$

c) $C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \times V} = \frac{1,248 \text{ g}}{249,6 \times 10^{-3} \text{ L} \times 249,6 \text{ g.mol}^{-1}} = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

d) La stœchiométrie de la réaction nous apprend que $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = C$

Exercice n° 50, page 122



b)

n_0	0	0	0	excès
$n_0 - x_{\text{max}} = 0$	$x_{\text{max}} = 2n_0$	$x_{\text{max}} = n_0$	$2x_{\text{max}} = 2n_0$	

car la TC est totale.

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{2n_0}{V} \quad \text{or} \quad [\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_0}{V}, \text{ donc } [\text{NH}_4^+] = 2 \times [\text{Fe}^{2+}] = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{2n_0}{V} = [\text{NH}_4^+] = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$$

c) Calcul du nombre de charges positives par litre :

$$C_+ = [\text{NH}_4^+] + 2 \times [\text{Fe}^{2+}] = 0,50 \text{ mol.L}^{-1} + 2 \times 0,25 \text{ mol.L}^{-1} = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$$

car chaque mole par litre apporte 2 moles par litre de charges positives.

$$C_- = 2 [\text{SO}_4^{2-}] = 2 \times 0,50 \text{ mol.L}^{-1} = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$$

car chaque mole par litre apporte 2 moles par litre de charges négatives.

Il y a autant de charges positives que de charges négatives, la solution est électriquement neutre.

Exercice n° 51, page 123

- a) La caféine est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. On effectue donc la préparation dans de l'eau chaude.

b) solvant extracteur :

- doit être non miscible avec le solvant original (l'eau la plupart du temps)
- doit très bien solubiliser l'espèce à extraire.

c) le solvant extracteur doit être le dichlorométhane car il n'est pas miscible avec l'eau et solubilise très bien la caféine.

Il faut opérer à froid de façon à maximiser la différence de solubilité de la caféine dans l'eau et dans le dichlorométhane.

Exercice n° 12, page 183

a) L'huile essentielle est faiblement soluble dans l'eau. Ça signifie qu'elle se solubilise donc un peu et ne surnage pas complètement à la surface de l'eau.

b) L'ajout de chlorure de sodium, solide ionique qui se dissout, renforce le caractère polaire de l'eau. Ceci diminue la solubilité de l'huile essentielle dans l'eau (salée).

c) Le dichlorométhane n'est pas miscible avec l'eau.

Le dichlorométhane solubilise très bien l'huile essentielle.

d)



eau salée (phase aqueuse)

dichlorométhane (phase organique) + huile essentielle.

le dichlorométhane est plus dense que l'eau et constitue donc la phase inférieure.

Exercice n° 14, page 183

a) le solvant le plus approprié est l'éther car le benzaldéhyde y est très soluble.

b) L'opération est une extraction liquide - liquide puisqu'on utilise un solvant extracteur.

On utilise une ampoule à décanter.

c) Puisque l'éther est le solvant extracteur, il n'est pas miscible avec l'eau.

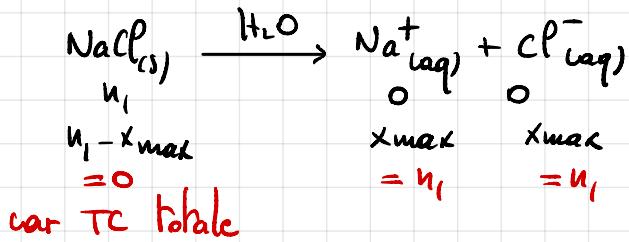
d) On couvre la phase organique puisqu'elle contient le benzaldéhyde.

Exercice n°66, page 185

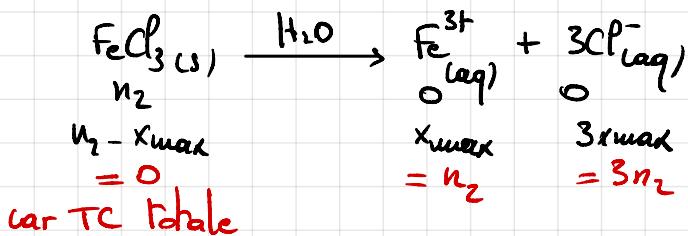
a) n_1 est tel que $C_1 = \frac{n_1}{V_1} \Rightarrow n_1 = C_1 V_1 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 20,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

b) n_2 est tel que $C_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = C_2 V_2 = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 20,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 6,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$

c)



donc $n(\text{Na}^+) = n(\text{Cl}^-) = n_1$



donc $n(\text{Fe}^{3+}) = n_2$ et $n(\text{Cl}^-) = 3n_2$

d) $V = V_1 + V_2 = 2 \times 20,0 \text{ mL} = 40,0 \text{ mL}$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_1}{V} = \frac{1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}}{40,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_2}{V} = \frac{6,00 \times 10^{-4} \text{ mol}}{40,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_1 + 3n_2}{V} = \frac{1,00 \times 10^{-3} \text{ mol} + 3 \times 6,00 \times 10^{-4} \text{ mol}}{40,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 7,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$