

DM n°7 – Correction

Exercice n°63 p 125 :

- a) L'équation de dissolution est : $Al_2(SO_4)_3 (s) \rightarrow 2 Al^{3+}_{(aq)} + 3 SO_4^{2-}_{(aq)}$
- b) On connaît la concentration en masse des ions sulfate. On peut donc calculer leur concentration en quantité de matière : $[SO_4^{2-}] = \frac{c_M}{M_{SO_4^{2-}}} = \frac{8,65}{M(S)+M(O) \times 4} = \frac{8,65}{32,1+4 \times 16} = \frac{8,65}{96,1} = 9,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- c) On appelle c la concentration en quantité de matière en soluté de sulfate d'aluminium. D'après les coefficients stœchiométriques de l'équation, on voit que : $[SO_4^{2-}] = 3 c$ et $[Al^{3+}] = 2 c$
 Ainsi $c = \frac{[SO_4^{2-}]}{3} = \frac{[Al^{3+}]}{2} \rightarrow [Al^{3+}] = \frac{2}{3} \times [SO_4^{2-}] \rightarrow [Al^{3+}] = \frac{2}{3} \times 9,00 \cdot 10^{-2} = 6,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Exercice n°66 p 125 :

- a) On a la relation $n_1 = c_1 \times V_1 = 5,00 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- b) De même, on a la relation : $n_2 = c_2 \times V_2 = 3,00 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} = 6,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- c) Nous avons besoin des équations de dissolution de chaque espèce :
 Solution 1 : $NaCl (s) \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$
 On voit d'après les coefficients stœchiométriques que $n(Na^{+}) = n_1 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 Pour la solution 2 : $FeCl_3 (s) \rightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + 3 Cl^{-}_{(aq)}$
 On a alors $n(Fe^{3+}) = n_2 = 6,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 La question des ions chlorure est plus délicate car cet ion intervient dans les deux solutions.
 On a donc $n_1(Cl^{-}) = n_1$ et $n_2(Cl^{-}) = 3 n_2$.
 Finalement $n(Cl^{-}) = n_1(Cl^{-}) + n_2(Cl^{-}) = n_1 + 3 n_2 = 1,00 \cdot 10^{-3} + 3 \cdot 6,00 \cdot 10^{-4} = 2,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- d) Le volume total de la solution S est $V = V_1 + V_2 = 40,0 \text{ mL}$
- e) Les concentrations des ions sont alors :
 $[Na^{+}] = \frac{n(Na^{+})}{V} = \frac{1,00 \cdot 10^{-3}}{40,0 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 $[Fe^{3+}] = \frac{n(Fe^{3+})}{V} = \frac{6,00 \cdot 10^{-4}}{40,0 \cdot 10^{-3}} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
 $[Cl^{-}] = \frac{n(Cl^{-})}{V} = \frac{2,80 \cdot 10^{-3}}{40,0 \cdot 10^{-3}} = 7,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Exercice :

- 1) $FeCl_3, 6 H_2O (s) \rightarrow Fe^{3+} + 3 Cl^{-} + 6 H_2O$
- 2) Calculer la masse nécessaire de chlorure de fer III :
 $n(Cl^{-}) = [Cl^{-}] \times V = 7,5 \cdot 10^{-2} \times 50 \cdot 10^{-3} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 D'après l'équation de dissolution, on voit que $3 n(FeCl_3) = n(Cl^{-})$
 Ainsi, $n(FeCl_3) = \frac{n(Cl^{-})}{3} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
 $M(FeCl_3, 6H_2O) = 270,3 \text{ g/mol}$
 Finalement, $m(FeCl_3) = n(FeCl_3) \cdot M = 0,34 \text{ g}$
- 3) Matériel :

- Balance - Spatule	- Coupelle pesée - 1 fiole jaugée 50 mL + bouchon
--	--

- Eau distillée
 - Entonnoir plastique
- Prélever dans une coupelle de pesée 0,34 g de solide à l'aide d'une spatule.
 - À l'aide d'un entonnoir, verser le solide dans une fiole jaugée de 50,0 mL.
 - Grâce à la pissette d'eau distillée, remplir la fiole jusqu'aux $\frac{3}{4}$. Boucher et agiter jusqu'à ce que le solide soit entièrement dissout.
 - Compléter ensuite jusqu'au trait de jauge en faisant attention au ménisque.
- 4) Avant l'équivalence, il n'y a pas d'ions Argent Ag^+ dans l'erenmeyer. Au moment de l'équivalence, tous les ions Cl^- ont été consommés. À la prochaine goutte versée d'ions Ag^+ , ils ne réagiront pas et le chromate de potassium pourra former un précipité avec eux.
- 5) À l'équivalence, on peut écrire : $\frac{n(\text{Cl}^-)}{1} = \frac{n(\text{Ag}^+)_{\text{versé}}}{1} \rightarrow c \times V = c_1 \times V_E \rightarrow c = c_1 \times \frac{V_E}{V}$
- A.N : $c = 7,5 \cdot 10^{-2} \times \frac{20}{10} = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 6) La solution n'a pas la concentration attendue : elle est deux fois trop concentrée. On peut expliquer cela par une mauvaise mesure de la pesée, ou une fiole de 25 mL au lieu d'une fiole de 50 mL.