

Dissolution de composés ioniques ou moléculaires

10.1 Solutions et solvants

10.1.1 Solution

Une solution est constituée d'une espèce chimique liquide (le solvant) dans laquelle est dissoute un soluté, qui est une espèce chimique solide ou liquide.

10.1.2 Solvant apolaire

Un solvant est apolaire quand la molécule de l'espèce chimique qui constitue ce solvant est elle-même apolaire.

10.1.3 Solvant polaire

Un solvant est polaire quand la molécule de l'espèce chimique qui constitue ce solvant est elle-même polaire. L'eau est un solvant polaire car la molécule d'eau possède un moment dipolaire permanent.

10.1.4 Neutralité électrique de la solution

Une solution est toujours neutre électriquement, même si elle contient des anions et des cations. La charge de tous les anions compensera la charge de tous les cations.

10.2 Dissolution d'un composé ionique

10.2.1 Réaction de dissolution

Quand on place un sel, qui est un solide ionique, dans un solvant polaire, on observe la disparition du solide qui se dissout. Dans ce phénomène, il y a trois étapes au niveau microscopique.

- la dissociation des ions du solide
- la solvatation des ions
- la dispersion des ions

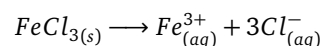
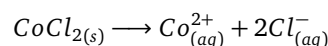
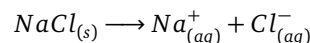
Un solvant polaire va être capable d'attirer à lui les anions et cations du réseau cristallin lors de la dissociation. Pendant la solvatation, les molécules polaires du solvant vont entourer le cation ou l'anion,

pour permettre ensuite, grâce au mouvement d'agitation permanente au niveau microscopique, de disperser les ions dans le liquide.

10.2.2 Équation de la réaction de dissolution

Une dissolution peut être décrite par une équation de dissolution qui doit conserver la masse et la charge électrique. On part d'un solide (le sel) pour obtenir des ions en solution. La solution sera neutre électriquement.

Exemples



10.2.3 Bilan de matière

On place un certain nombre de moles n_s de soluté dans un volume V de solvant. On a donc une concentration C en soluté apporté qui sera $C = \frac{n_s}{V}$. Cependant, selon le type de sel, une mole de sel peut donner plusieurs moles d'ions en solution. On précisera alors la concentration en ion $[cation] = \frac{n_{cation}}{V}$ et $[anion] = \frac{n_{anion}}{V}$. Ces concentrations seront supérieures ou égales à C .

Exemple Voir le tableau d'avancement p.175 du manuel scolaire.

10.3 Exercices

Ex.7 p.180	Ex.8 p.180	Ex.9 p.180
Ex.11 p.180	Ex.12 p.180	Ex.13 p.180
Ex.14 p.181	Ex.16 p.181	Ex.17 p.181
Ex.19 p.181	Ex.22 p.182	Ex.23 p.183

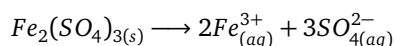
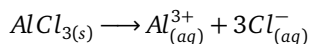
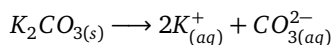
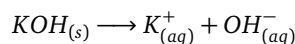
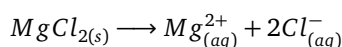
10.4 Corrections

Exercice 7 p.180 On recherche la valeur de l'électronégativité de l'azote et de l'hydrogène (doc.9 p156). On observe que la différence est importante, l'Azote (N) étant plus électronégatif que l'hydrogène (H). Donc la liaison $N-H$ est polarisée de N vers H (Doc.8 p 156). La molécule NH_3 ayant une forme de pyramide, la somme des trois vecteurs polarisation n'est pas nulle, la molécule est polaire. Au final, l'ammoniac liquide est donc un solvant polaire.

Exercice 8 p.180 La polarisation d'une liaison $C-H$ est faible. De plus, si on observe la molécule, on constate que les vecteurs polarisations se compensent autour des carbones. Donc la molécule n'est pas polaire.

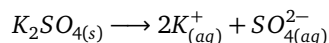
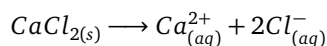
Exercice 9 p.180 Les liaisons $C-H$ sont faiblement polarisées. Les liaisons $C-Cl$ sont fortement polarisées. Pour la molécule de gauche, une grande partie des dipôles $C-H$ se neutralisent mutuellement. Cette molécule est apolaire. Par contre, pour la molécule de droite, l'effet des polarisations $C-Cl$ s'ajoute, la molécule est polaire.

Exercice 11 p.180



Exercice 12 p.180 1. Ca^{2+} ion calcium II ; Cl^{-} ion chlorure ; K^{+} ion potassium ; SO_4^{2-} ion sulfate. 2. Les ions ci dessus, ainsi que des molécules d'eau (H_2O) et d'autres ions (H_3O^{+} et HO^{-}). 3. À cause du caractère polaire de la molécule d'eau, des molécules d'eau entourent chaque ion car elles sont attirées par les charges électriques. Les ions sont ainsi accompagnés de molécules d'eau.

4.

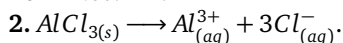


Exercice 13 p.180 1. Les liaisons $O-C$ sont fortement polaires à cause de la différence d'électronégativité des atomes O et C . À cause de la géométrie des deux molécules, elles conservent un important moment dipolaire. 2. Les deux solvants étant polaires, ils sont miscibles facilement. 3. Interactions de Van der Waals (voir 3.1 p.174).

Exercice 14 p.181 1. Oui elle est polaire, car les liaisons $O-H$ et $O-C$ sont fortement polaires. De plus, la géométrie de la molécule fait que ces moments ne se compensent pas. 2. Les deux solvants étant polaires, ils sont parfaitement miscibles en toute proportions. 3. Interaction Van der Waal et liaisons hydrogène.

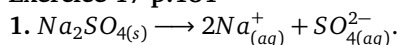
Exercice 16 p.181

$$1. C(AlCl_{3(s)}) = \frac{n}{V} = \frac{5.00 \times 10^{-3} \text{ mol}}{200 \times 10^{-3} L} = 2.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$



$$3. [Al^{3+}] = 1 \times C = 2.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [Cl^{-}] = 3 \times C = 3 \times 2.5 \times 10^{-2} = 7.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Exercice 17 p.181

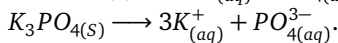
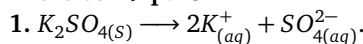


2. Pour un ion SO_4^{2-} , on a deux ions Na^{+} . Donc proportionnellement, si on a 0.020 mol d'ions Na^{+} dans 1 L de solution, on aura $0.020/2 = 0.010$ mol d'ions sulfates dans 1 L de solution.

$$[SO_{4(aq)}^{2-}] = \frac{[Na^{+}]}{2} = 0.010 \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Comme $[Na^{+}] = 2C(Na_2SO_4)$, on a $C(Na_2SO_4) = \frac{[Na^{+}]}{2} = 0.010 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 19 p.181



2. Pour S_1 $[K_{(aq)}^{+}] = 2 \times C_1 = 0.60 \text{ mol.L}^{-1}$
donc $C_1 = 0.30 \text{ mol.L}^{-1}$.

Pour S_2 $[K_{(aq)}^{+}] = 3 \times C_2 = 0.60 \text{ mol.L}^{-1}$
donc $C_2 = 0.20 \text{ mol.L}^{-1}$.

3. Pour S_1 $[SO_{4(aq)}^{2-}] = 1 \times C_1 = 0.30 \text{ mol.L}^{-1}$.

Pour S_2 $[PO_{4(aq)}^{3-}] = 1 \times C_2 = 0.20 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 22 p.182 A.1 On sait que lors du dosage, la solution se colore en rouge (650 nm environ). Cela signifie qu'elle absorbe les autres longueurs d'onde du spectre visible, notamment le bleu et le vert. On se place donc sur une longueur d'onde où l'absorption est la plus grande (ici par exemple, le vert à 500 nm). A.2 Il faut être certain que tous les ions Fe^{2+} ont réagi avec l'indicateur coloré (qui vire au rouge). Donc on met en excès cet indicateur. A.3 On observe une droite passant par l'origine. L'équation est de la forme $y = a \times x$ avec $y = A$ et $x = t$. Donc ici $A = a \times t$ et donc $a = \frac{A}{t}$. On choisit un point sur la droite (le plus à droite possible) et on calcule le coefficient directeur $a = \frac{1.8 \text{ (sansunité)}}{10 \text{ mg.L}^{-1}}$. B.4 $A' = 1.45$ donc $t'_0 = \frac{A'}{a} = \frac{1.45}{0.18} = 8.1 \text{ mg.L}^{-1}$ concentration massique dans S'_0 . Pour fabriquer S'_0

on a dilué S_0 . On utilise donc la formule de la dilution $V_0 \times t_0 = V'_0 \times t'_0$ avec $V_0 = 5.0 \text{ mL}$, $V'_0 = 50 \text{ mL}$ et $t'_0 = 8.1 \text{ mg.L}^{-1}$, donc $t_0 = 81 \text{ mg.L}^{-1}$. **B.5** On avait placé un seul comprimé dans la fiole pour fabriquer la solution mère donc il y a 81 mg d'ions fer II dans le comprimé. **B.6** Nombre de moles de Fe^{2+} : $n_{Fe} = \frac{m}{M} = \frac{0.080}{55.8} = 0.00143 \text{ mol}$. Elles proviennent de 0.00143 mol de sulfate ferreux sesquihydraté de masse molaire

$$\begin{aligned} M &= 55.3 + 32.1 + 4 \times 16.0 + 1.5 \times (2 \times 1.0 + 16) \\ &= 151.4 + 1.5 \times 18 \\ &= 178 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

Donc $m = 0.00143 \times 178 = 0.255 \text{ g}$ de sulfate ferreux qui correspond à la masse indiquée. On confirme ici que $n = 1.5$.

Exercice 23 p.183 1. Calcium Ca^{2+} Magnésium Mg^{2+} Sodium Na^+ Potassium K^+ Sulfate SO_4^{2-} Hydrogénocarbonate HCO^- Chlorure Cl^- Nitrate NO_3^- . 2. On a les concentrations massiques des ions et on en déduit les concentrations molaires. $C_m = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{n}{V} \times M = C_n \times M$ donc $C_n = \frac{C_m}{M}$.

ion	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Na^+	K^+	SO_4^{2-}	HCO^-	Cl^-	NO_3^-
M	40.1	24.3	23	39.1	96.1	29	35.5	83.5
$C_m \text{ g/L}$	0.486	0.084	0.0091	0.0032	1.187	0.403	0.010	0.0027
$C_n \text{ mol/L}$	0.012	0.003	0.004	0.00008	0.0124	0.0139	0.003	0.003

Table 10.1 – Exercice 23 p.183

3.

$$\begin{aligned} Q^+ &= 2 \times 0.012 + 2 \times 0.003 + 0.004 + 0.00008 \\ &= 0.034 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q^- &= 2 \times 0.0124 + 0.0139 + 0.03 + 0.003 \\ &= 0.072 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

4. $Q^- > Q^+$. Il n'y a pas égalité. 5. Il y a d'autres ions présents dans l'eau.

