

I Polarité d'un solvant (p176)

- Reprendre les trois définitions (chaque item)

II Dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire (p176)

- Première définition : bien mettre en évidence les trois étapes.
- Reprendre le schéma de l'hydratation
- Deuxième définition : bien reprendre l'équation bilan.

III Dissolution d'un composé moléculaire dans un solvant (p176)

- Reprendre les trois points (définitions).

IV Comment déterminer la concentration d'un ion en solution ? (p176)

- Reprendre la définition 4.1) page 175
- Reprendre la définition 4.2) page 175
- Reprendre le schéma « Concentrations » page 176

V Liste d'exercices conseillés

- | | | |
|--|--|--|
| <input type="checkbox"/> ex. 7 p. 180 | <input type="checkbox"/> ex. 12 p. 180 | <input type="checkbox"/> ex. 17 p. 181 |
| <input type="checkbox"/> ex. 8 p. 180 | <input type="checkbox"/> ex. 13 p. 180 | <input type="checkbox"/> ex. 19 p. 181 |
| <input type="checkbox"/> ex. 9 p. 180 | <input type="checkbox"/> ex. 14 p. 181 | <input type="checkbox"/> ex. 22 p. 182 |
| <input type="checkbox"/> ex. 11 p. 180 | <input type="checkbox"/> ex. 16 p. 181 | <input type="checkbox"/> ex. 23 p. 183 |

VI Correction détaillée des exercices conseillés

ex. 7 p. 180

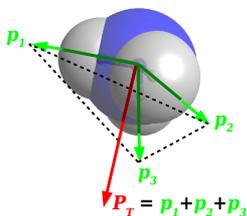
On recherche la valeur de l'électronégativité de l'azote et de l'hydrogène (doc.9 p156).

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 NH₃ ayant une forme de pyramide, la somme des trois vecteurs polarisation n'est pas nulle, la molécule est polaire.

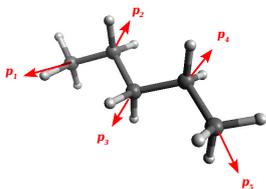
Au final, l'ammoniac liquide est donc un solvant polaire.



ex. 8 p. 180

La polarisation d'une liaison C-H est faible.

De plus, si on observe la molécule, on constate que les polarisations se compensent. Donc la molécule n'est pas polaire.

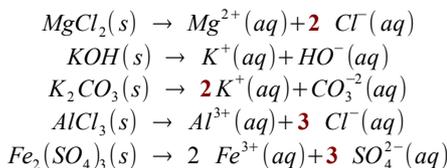


ex. 9 p. 180

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.

ex. 11 p. 180

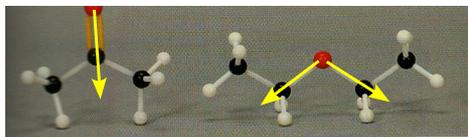


ex. 12 p. 180

- 1) Ca²⁺ ion calcium II ; Cl⁻ ion chlorure ; K⁺ ion potassium ; SO₄²⁻ ion sulfate.
- 2) les ions ci dessus, ainsi que des molécules d'eau (H₂O) et d'autres ions (H₃O⁺ 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) $CaCl_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2 Cl^-(aq)$
 $K_2SO_4(s) \rightarrow 2 K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

ex. 13 p. 180

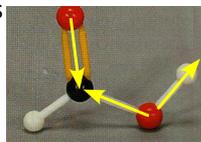
1) Les liaisons O-C sont fortement polaires à cause de la différence d'électronégativité des atomes O et C. À cause de la géométrie des deux molécules, elles conservent un important moment dipolaire.



- 2) Les deux solvants étant polaires, ils sont miscibles facilement.
- 3) Interactions de Van Der Waals (voir 3.1 p174)

ex. 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.

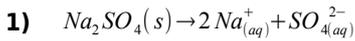


- 2) Les deux solvants étant polaires, ils sont parfaitement miscibles en toute proportions
- 3) Interaction Van Der Waal et liaisons hydrogène

ex. 16 p. 181

- 1) $C(AlCl_3(s)) = \frac{n}{V} = \frac{5.00 \times 10^{-3} mol}{200 \times 10^{-3} L} = 2.5 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$
- 2) $AlCl_3(s) \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3 Cl^-_{(aq)}$
- 3) $[Al^{3+}] = 1 \times C = 2.5 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$
 $[Cl^-] = 3 \times C = 3 \times 2.5 \times 10^{-2} = 7.5 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$

ex. 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 1L de solution, on aura $0.020/2 = 0.010$ mol d'ions sulfates dans 1L de solution.

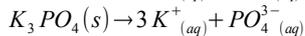
$$[SO_4^{2-}] = \frac{[Na^+]}{2} = 0.010 \text{ mol.L}^{-1}$$

3) Comme $[Na^+] = 2C(Na_2SO_4)$, on a

$$C(Na_2SO_4) = \frac{0.020}{2} = 0.010 \text{ mol.L}^{-1}$$

ex. 19 p. 181

1)



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 $[SO_4^{2-}] = 1 \times C_1 = 0.30 \text{ mol.L}^{-1}$

Pour S_2 $[PO_4^{2-}] = 1 \times C_2 = 0.20 \text{ mol.L}^{-1}$

ex. 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 réagit 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 $y = a \cdot x$ avec $y = A$ et $x = t$. Donc

ici $A = a \cdot t$ et donc $a = \frac{A}{t}$. On choisit un point sur la droite (le plus à droite possible) et on calcule le coefficient directeur $a = \frac{1.8(\text{pas d'unité})}{10 \text{ mg.L}^{-1}} = 0.18 \text{ L.mg}^{-1}$.

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 $V_0 \cdot t_0 = V'_0 \cdot t_0'$ avec $V_0 = 5.0 \text{ mL}$,

$$V'_0 = 50 \text{ mL} \text{ et } t_0' = 8.1 \text{ mg.L}^{-1}.$$

$$\text{Donc } t_0 = \frac{V'_0 \cdot t_0'}{V_0} = \frac{50 \times 8.1}{5.0} = 81 \text{ mg.L}^{-1}$$

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+} : $n_{Fe} = m/M = 0.080/55.8 = 0.00143 \text{ mol}$.

Elles proviennent de 0.00143 mol de sulfate ferreux sesquihydraté de masse molaire

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

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

ex. 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.

$$C_m = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{n}{V} \times M = C_n \times M \text{ donc } C_n = \frac{C_m}{M}$$

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 g/L	0.486	0.084	0.0091	0.0032	1.187	0.403	0.010	0.0027
C_n mol/L	0.012	0.003	0.004	0.00008	0.0124	0.0139	0.003	0.003

3)

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

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

4) $Q^- > Q^+$. Il n'y a pas égalité

5) Il y a d'autres ions présents dans l'eau