

## Correction des exercices

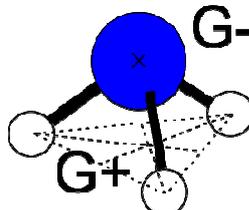
### Exercice 5 p 180

1. L'azote est plus électronégatif que l'hydrogène. Les liaisons covalentes N - H de la molécule d'ammoniac sont donc polaires.

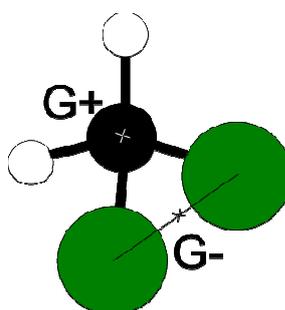
L'électronégativité de l'atome de carbone est très proche de l'électronégativité de l'atome d'hydrogène. Les liaisons covalentes C - H de la molécule de cyclohexane et de la molécule de dichlorométhane sont donc apolaires.

L'électronégativité de l'atome de chlore est plus grande que l'électronégativité de l'atome de carbone. Les deux liaisons covalentes entre C et Cl de la molécule de dichlorométhane sont donc polaires.

2. La molécule d'ammoniac est pyramidale.  
La molécule de dichlorométhane est tétraédrique.
3. Pour l'ammoniac, le barycentre des charges excédentaires négatives est situé au niveau de l'atome d'azote. Quant au barycentre des charges excédentaires positives, il est situé au niveau du barycentre du triangle (=du centre de gravité du triangle) dont les sommets sont les atomes d'hydrogène.



Pour le dichlorométhane, le barycentre des charges excédentaires positives est situé au niveau du carbone. Le barycentre des charges excédentaires négatives est situé lui, au milieu du segment qui relie les deux atomes de chlore.



4. Le dichlorométhane et l'ammoniac sont deux molécules polaires.

### Exercice 6 p 180

1. Les acides carboxyliques et les ions carboxylates s'entoureront plus facilement de molécules polaires.
2. Deux facteurs jouent dans la capacité "de super-absorbant" de ce polymère :
  - Les molécules d'eau, polaires, subissent l'attraction d'origine électrique des carboxylates ( $\text{COO}^-$ ) et des acides carboxyliques.
  - La présence des molécules d'eau entre les chaînes de polymère permet d'écranter ( $\approx$  de limiter) la répulsion électrostatique entre les carboxylates.

### Exercice 13 p 181

1. La concentration en soluté apporté vaut :  $C = \frac{n}{V}$

Ici, on ne connaît pas  $n$ , mais la masse des solutés dissous en solution.

$$\text{Comme } n = \frac{m}{M}, C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

**Concentration en chlorure de calcium dihydraté**

$$\text{AN : } M(\text{CaCl}_2, 2\text{H}_2\text{O}) = 40,1 + 2 \times 35,5 + 4 \times 1,00 + 2 \times 16,0 = 147,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On en déduit que  $C_1$  la concentration en chlorure de calcium dihydraté vaut :

$$C_1 = \frac{m_1}{M(\text{CaCl}_2, 2\text{H}_2\text{O}) \cdot V}$$

$$C_1 = \frac{15,0}{147,1 \times 200 \times 10^{-3}}$$

$$C_1 = 5,1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Concentration en chlorure de sodium

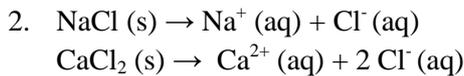
$$M(\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

On en déduit que  $C_1$  la concentration en chlorure de sodium vaut :

$$C_2 = \frac{m_2}{M(\text{NaCl}) \cdot V}$$

$$C_2 = \frac{6,0}{58,5 \times 200 \times 10^{-3}}$$

$$C_2 = 5,1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$



3.

- La concentration en ion  $\text{Na}^+$  vaut

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V}$$

Étant donné l'équation de dissolution de  $\text{NaCl}$ , pour une mole de  $\text{NaCl(s)}$  dissous, on a une mole de  $\text{Na}^+$  en solution.

On en déduit que  $[\text{Na}^+] = C_2 = 5,1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

- La concentration en ion  $\text{Ca}^{2+}$  vaut

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V}$$

Étant donné l'équation de dissolution de  $\text{CaCl}_2$ , pour une mole de  $\text{CaCl}_2\text{(s)}$  dissous, on a une mole de  $\text{Ca}^{2+}$  en solution.

On en déduit que  $[\text{Ca}^{2+}] = C_1 = 5,1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

- La concentration en ion  $\text{Cl}^-$  vaut

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V}$$

Les ions  $\text{Cl}^-$  proviennent ici à la fois de la dissolution du chlorure de sodium, mais aussi de la dissolution du chlorure de calcium dihydraté.

Étant donné l'équation de dissolution de  $\text{CaCl}_2$ , pour une mole de  $\text{CaCl}_2\text{(s)}$  dissous, on a 2 moles de  $\text{Cl}^-$  en solution et pour une mole de  $\text{NaCl(s)}$  dissous, on a une mole de  $\text{Cl}^-$  en solution.

Par conséquent :  $n_{\text{Cl}^-} = 2 C_1 \times V + C_2 \times V$

D'où

$$[\text{Cl}^-] = 2 C_1 + C_2$$

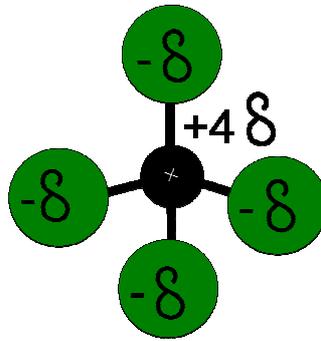
$$[\text{Cl}^-] = 1,53 \text{ mol.L}^{-1}$$

NB : Petite remarque sur les chiffres significatifs : attention, ici, on additionne des concentrations connues au centième de  $\text{mol.L}^{-1}$  près. On garde donc une précision au centième de  $\text{mol.L}^{-1}$  près pour le résultat.

### Exercice 18 p 183

1. Lorsqu'on frotte la paille par exemple avec un morceau de laine, on l'électrise. La paille arrache des charges électriques négatives à la laine. Le matériau qui la compose contient alors un excès de charges négatives.
2. C'est le caractère polaire de l'eau qui explique que le filet d'eau est attiré par la paille électrisée. Les molécules d'eau polaires s'orientent de sorte que les barycentres des charges excédentaires positives pointent vers la paille. Comme il existe une force attractive entre les pôles + des dipôles que sont molécules d'eau et les charges - de la paille, le filet d'eau est dévié vers la paille.
3. L'atome de carbone est moins électro-négatif que l'atome de chlore. La liaison covalente C - Cl est donc polaire.

4.



La charge  $+4\delta$  est situé au niveau de l'atome de carbone.

5. Le barycentre des charges excédentaires positives se trouve au centre de l'atome de carbone (au niveau de la croix blanche sur le schéma ci-dessus). Le barycentre des charges excédentaires négatives se trouve également au centre de l'atome de carbone.

Comme les barycentres des charges excédentaires négatives et positives se situent au même point, la molécule n'est pas polaire.

6. Comme le tétrachlorométhane n'est pas polaire, les molécules ne peuvent pas s'orienter de manière à présenter un pôle + (c'est à dire le barycentre des charges excédentaires positives) du côté de la paille chargée négativement.

Les seules interactions existant entre les molécules de la paille et les molécules de tétrachlorométhane sont des interactions de Van der Waals. Comme ces interactions sont de très courte portée (c'est à dire qu'il faut que les molécules soient extrêmement proches pour que les effets de ces forces ne soient pas négligeables), ici, leur effet est négligeable. Le filet de tétrachlorométhane n'est donc pas dévié par la paille électrisée.

7. Le tétrachlorométhane est apolaire. L'eau est polaire. A priori, le tétrachlorométhane est donc très mal solubilisé par l'eau. ("Like dissolves like")

Si l'on cherche la valeur de sa solubilité dans l'eau on trouve qu'elle est de  $800 \text{ mg.L}^{-1}$  à  $20^\circ\text{C}$ . (Source : [Article de Wikipédia sur le tétrachlorométhane](#))

Le tétrachlorométhane est ainsi bien très peu soluble dans l'eau.

NB : le tétrachlorométhane est une espèce chimique toxique pour l'homme et l'environnement.