

## CHAPITRE – COHÉSION ET DISSOLUTION DES SOLIDES

### EXERCICES À RÉALISER EN AUTONOMIE :

- Exercice résolu page 109 ;
- QCM page 110 ;
- Exercices corrigés n° 20 page 111, 22 page 111, 31 page 112 ;
- Exercices facultatifs n° 24 page 111, 27 page 111, 28 page 112, 32 page 112, 33 page 112, 37 page 113, 40 page 114.

#### ▪ EXERCICE 18 PAGE 111 Ions stables, cohésion du solide ionique

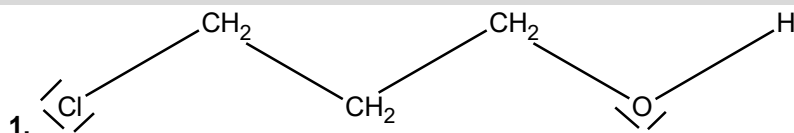
1. Le potassium K se trouve dans le tableau périodique à une case à droite de son GNPP l'argon. Il forme donc le cation  $K^+$ . Le brome se trouve à une case à gauche de son GNPP, le krypton, il forme l'anion  $Br^-$ .

2. Le bromure de potassium est un composé ionique. Sa cohésion est assurée par l'interaction électrostatique entre les cations et les anions.

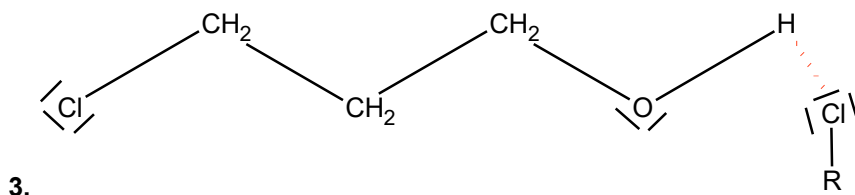
#### ▪ EXERCICE 21 PAGE 111 Solide moléculaire

Le diiode, qui a pour formule  $I_2$ , est donc un solide moléculaire. La molécule de diiode est formée à l'aide d'une liaison covalente entre deux atomes d'iode. Comme ces deux atomes ont la même électronégativité, la liaison n'est pas polarisée : l'espèce est apolaire. Sa cohésion est donc assurée par des interactions entre dipôles instantanés.

#### ▪ EXERCICE 25 PAGE 111 Interactions entre dipôles, pont hydrogène



2. Le chlore est très électronégatif, il constitue un pôle négatif, tout comme l'oxygène. Les atomes autour d'eux sont des pôles positifs. Il peut alors s'établir des interactions entre dipôles permanents entre deux molécules de chlorobutanol. De plus, le H terminal est appauvri en électrons à cause de l'oxygène très électronégatif qui lui est lié. Une molécule voisine peut établir avec lui un pont hydrogène au moyen des doublets non liants portés par son chlore ou son oxygène.



#### ▪ EXERCICE 26 PAGE 111 Polarité, interactions

1. La molécule est polaire car  
 - l'azote est plus électronégatif que l'hydrogène, donc chaque liaison NH est polarisée ;  
 - les quatre liaisons NH ne sont pas disposées symétriquement dans l'espace et les pôles + (centre des hydrogènes) et - (azote) sont distincts.

2. Interaction entre dipôles permanents ; ponts hydrogène.

• EXERCICE 30 PAGE 112

Équations de réaction de dissolution dans l'eau

1.  $CuCl_2(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2 Cl^{-}(aq)$
2.  $KI(s) \rightarrow K^{+}(aq) + I^{-}(aq)$
3.  $KMnO_4(s) \rightarrow K^{+}(aq) + MnO_4^{-}(aq)$
4.  $K_2Cr_2O_7(s) \rightarrow 2 K^{+}(aq) + Cr_2O_7^{2-}(aq)$

• EXERCICE 34 PAGE 113

Dissolution, quantité de matière

1. Calcul de la masse molaire du sel de Mohr :

$$M = 2M(N) + 20M(H) + M(Fe) + 2M(S) + 14M(O) = 392 \text{ g/mol}$$

Calcul de la quantité de matière correspondante :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,0 \text{ g}}{392 \text{ g/mol}} = 5,1 \text{ mmol}$$

Calcul de la concentration correspondante :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{5,1 \text{ mmol}}{250 \text{ mL}} = 20 \text{ mmol/L}$$

2.  $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2(s) \rightarrow 2 NH_4^{+}(aq) + Fe^{2+}(aq) + 2 SO_4^{2-}(aq)$ . L'eau n'est pas représentée : le solide est *hydraté* mais il est dissous dans l'eau.

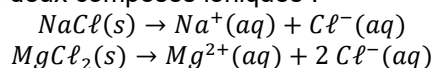
3. D'après l'équation de la réaction,

$$[NH_4^{+}] = 2 \cdot C = 40 \text{ mmol/L} ; [Fe^{2+}] = C = 20 \text{ mmol/L} \text{ et } [SO_4^{2-}] = 2 \cdot C = 40 \text{ mmol/L}$$

4. À l'aide d'une balance tarée et d'une coupelle de pesée, prélever 2,0 g de sel de Mohr hydraté. Les introduire dans une fiole jaugée de 250 mL, rincer la coupelle avec de l'eau distillée. Ajouter de l'eau aux deux tiers de la fiole, boucher et agiter. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher et agiter.

▪ **EXERCICE 35 PAGE 113** Dissolution, quantité de matière

1. Équations de dissolution des deux composés ioniques :



Les ions présents en solution sont les ions chlorure, magnésium et sodium

2. **Étude du chlorure de sodium :**

Calcul de la masse molaire :  $M = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 58,5 \text{ g/mol}$

Calcul de la quantité de matière en composé ionique :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,20 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 20,5 \text{ mmol}$$

Quantités de matière en ions fournies :

$$\begin{aligned} n_{\text{Na}^+} &= n = 20,5 \text{ mmol} \\ n_{\text{Cl}^-} &= n = 20,5 \text{ mmol} \end{aligned}$$

**Étude du chlorure de magnésium :**

Calcul de la masse molaire :  $M = M(\text{Mg}) + 2 \cdot M(\text{Cl}) = 95,3 \text{ g/mol}$

Calcul de la quantité de matière en composé ionique :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,20 \text{ g}}{95,3 \text{ g/mol}} = 12,6 \text{ mmol}$$

Quantités de matière en ions fournies :

$$\begin{aligned} n_{\text{Mg}^{2+}} &= n = 12,6 \text{ mmol} \\ n_{\text{Cl}^-} &= 2 \cdot n = 25,2 \text{ mmol} \end{aligned}$$

En tenant compte des deux dissolutions, tableau des quantités de matière de chaque ion en solution :

Ion	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Quantité de matière /mmol	20,5	12,6	20,5+25,2 = 45,7

Calcul des concentrations en ions dans les 500 mL de solution :

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V_{\text{solution}}} = \frac{20,5 \text{ mmol}}{500 \text{ mL}} = 41,0 \text{ mmol/L}$$

De même,

$$[\text{Mg}^{2+}] = 25,2 \text{ mmol/L} \text{ et } [\text{Cl}^-] = 91,4 \text{ mmol/L}$$