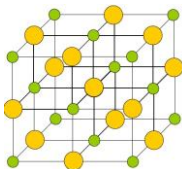


Fiche 1 : Les composés ioniques et leur dissolution

A : Formule statistique du cristal

- Un cristal ionique est un solide composé d'ions régulièrement disposés dans l'espace



► ► Le composé ionique, électriquement neutre, contient autant de charges positives que de charges négatives

Sa formule, dite formule statistique, indique la nature et la proportion des ions présents sans en mentionner les charges

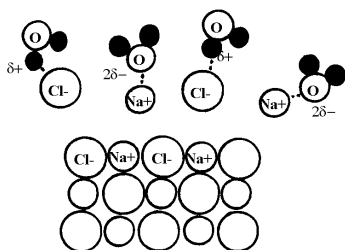
Formule du soluté		
chlorure de calcium		CaCl ₂
Cl ⁻	Ca ²⁺	
carbonate de potassium		K ₂ CO ₃
CO ₃ ²⁻	K ⁺	
sulfure d'aluminium		Al ₂ S ₃
S ²⁻	Al ³⁺	
nitrate de cuivre I		Cu(NO ₃) ₂
NO ₃ ⁻	Cu ²⁺	
sulfate de fer III		Fe ₂ (SO ₄) ₃
SO ₄ ²⁻	Fe ³⁺	

B : Etude de la dissolution

► Les étapes de la dissolution

(1) la dissociation

- Quand on ajoute du chlorure de sodium dans l'eau, les molécules d'eau grâce à leur caractère polaire, entrent en interaction avec les ions Na⁺ et Cl⁻ affaiblissant, puis rompant totalement les liaisons ioniques qui assuraient la cohésion du système cristallin; celui-ci se disloque.

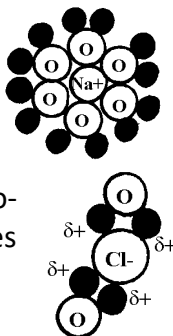


(2) l'hydratation

- Par attraction électrostatique, les ions passés en solution s'entourent d'un "bouclier" de molécules d'eau, qui les empêchent alors de se rapprocher les uns des autres pour former des liaisons entre eux.

C'est le phénomène d'hydratation.

- Le nombre de molécules d'eau autour de l'ion et leur disposition dépendent de la charge de l'ion et de sa taille



► Equation de la dissolution

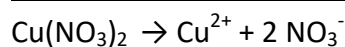
du chlorure de calcium dans l'eau



du sulfure d'aluminium dans l'eau



du nitrate de cuivre dans l'eau



► Formule d'une solution

- Après la dissolution du soluté, la solution contient des ions dispersés en solution ;

Formule de la solution	
chlorure de calcium	(Ca ²⁺ ; 2 Cl ⁻)
sulfure d'aluminium	(2 Al ³⁺ ; 3 S ²⁻)
nitrate de cuivre	(Cu ²⁺ ; 2 NO ₃ ⁻)

C : Les concentrations

▶ Concentration massique en soluté apporté

▶ ▶ La concentration massique en soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la masse de soluté introduit par le volume de la solution

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$m_{\text{soluté}}$ (g) ; V_{solution} (L) ; C_m (g.L⁻¹)

▶ Concentration molaire en soluté apporté

▶ ▶ La concentration molaire en soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la quantité de matière de soluté introduit par le volume de la solution

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$n_{\text{soluté}}$ (mol) ; V_{solution} (L) ; C (mol.L⁻¹)

$$C_m = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2} \times M_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} \times M_{\text{CaCl}_2}$$

$$C_m = C \times M_{\text{CaCl}_2}$$

▶ ▶ Les concentrations molaire et massique sont reliées par les relations :

$$C_m = C \times M_{\text{soluté}} \quad \text{ou} \quad C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}}$$

▶ Concentration effective en ions

• La concentration en soluté apporté indique la quantité de soluté qui a été introduit dans le solvant pour préparer la solution. Une fois que le soluté est dissout dans l'eau, il n'y en a plus dans la solution (à part le cas des solutions saturées). La solution contient des ions

▶ ▶ La concentration molaire effective d'un ion X présent en solution est égale au quotient de la quantité de matière de cet ion dans la solution par le volume de la solution

$$[X] = \frac{n_X}{V_{\text{solution}}}$$

n_X (mol) ; V_{solution} (L) ; $[X]$ (mol.L⁻¹)

EXEMPLE :

Une solution de **250,0 mL** de chlorure de calcium est obtenue par la dissolution de **6,0 g** de soluté. $M_{\text{soluté}} = 111 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

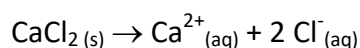
(1) Concentration massique en soluté apporté :

$$C_m = \frac{m_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{6,0}{0,25} = 24 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

(2) Concentration molaire en soluté apporté :

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{24}{111} = 0,22 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

(3) Concentration molaire effective des ions



1 mol	1 mol	2 mol
-------	-------	-------

D'après les coefficients de l'équation, la dissolution de 1 mol de CaCl₂ forme 1 mol d'ions Ca²⁺ et 2 mol d'ions Cl⁻

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{CaCl}_2} \quad \text{et} \quad n_{\text{Cl}^{-}} = 2 \times n_{\text{CaCl}_2}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = C = 0,22 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}] = \frac{n_{\text{Cl}^{-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \times n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times C =$$

$$0,44 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Applications

sodium	Fer 2	Fer 3	aluminium	zinc	baryum	potassium	cuivre	argent	ammonium
Na^+	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Ba^{2+}	K^+	Cu^{2+}	Ag^+	NH_4^+
phosphate	bromure	hydroxyde	thiosulfate	chromate	chlorure	nitrate	sulfate	carbonate	
PO_4^{3-}	Br^-	OH^-	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	CrO_4^{2-}	Cl^-	NO_3^-	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	

!! Donner les résultats suivants avec le bon nombre de chiffres significatifs !!

EX1/

Le glucose a pour formule $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

- 1) Un échantillon contient **18 g** de glucose
- Calculer la quantité de matière dans l'échantillon
- 2) Calculer la masse de **$2,5 \cdot 10^{-2}$ mol** de glucose
- 3) Quelle masse de glucose faut-il peser pour obtenir **250 mL** d'une solution à **$50 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$**
- 4) Quelle masse de glucose de formule $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ faut-il peser pour obtenir **500 mL** d'une solution de concentration **$2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**
- 5) On dissous **15 g** de glucose dans **300 mL** d'eau
- Calculer la concentration massique de la solution
- Calculer la concentration molaire de la solution

EX2/

- 1) On désire obtenir **250,0 mL** d'une solution de saccharose de concentration **$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** à partir d'une solution à **$1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**
- Calculer le volume de la solution concentrée qu'il faut prélever
- 2) Dans une fiole jaugée de **250,0 mL**, on introduit **10,0 mL** d'une solution de glucose de concentration **$2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** ; on complète la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Calculer la concentration molaire de la solution diluée.

3) On dispose de **150,0 mL** d'une solution de glucose de concentration **$2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** , que l'on souhaite diluer par **4**

- Quelle est la concentration de la solution diluée?
- Quel volume d'eau faudra-t-il ajouter ?

4) Pour préparer **50,0 mL** d'une solution diluée de concentration **$2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** , on a utilisé **10,0 mL** d'une solution concentrée

- Calculer la concentration de la solution concentrée qu'il a fallu prélever.

EX3/

Écrire l'équation chimique de la dissolution dans l'eau de chacun des composés ioniques suivants :

- carbonate de sodium ; nitrate de zinc ; sulfate d'aluminium ; chlorure de baryum ; bromure de cuivre ; nitrate d'argent ; hydroxyde de cuivre ; thiosulfate de sodium

EX4/

On prépare trois solutions de même concentration molaire en soluté apporte **$5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$** , en dissolvant dans l'eau respectivement du sulfate de potassium, du phosphate de potassium et du sulfate d'aluminium

- Donner la notation de chacune des solutions et déterminer la concentration effective des ions en solution dans chacun des cas.

EX5/

Dans les 2 cas de préparation suivants :

(a) Pour préparer une dosette de sérum physiologique, on dissout **45 mg** de chlorure de sodium dans **5,0 mL** d'eau distillée.

(b) On dissout **26,8 g** de chlorure de baryum dans de l'eau et on obtient **250 mL** de solution.

- Ecrire l'équation de dissolution du soluté dans l'eau
- Donner la formule de la solution obtenue
- Calculer les concentrations massique et molaire en soluté apporté de la solution
- En déduire la concentration molaire en ions présents dans la solution

EX6/

On désire préparer **100 mL** d'une solution de nitrate de cuivre de concentration **0,20 mol.L⁻¹**

- 1)** Ecrire l'équation de dissolution du nitrate de cuivre ; donner la formule de la solution obtenue.
- 2)** Calculer la masse de soluté nécessaire à la préparation de la solution
- 3)** Donner les concentrations molaires en ions dans la solution

EX7/

Pour lutter contre les incendies de forêt, il est possible de larguer sur la végétation qui ne s'est pas encore enflammée un produit ignifugeant comme une solution de phosphate d'ammonium à la concentration massique de **65 g.L⁻¹**

- 1)** Ecrire l'équation de dissolution du phosphate d'ammonium dans l'eau ; donner la formule de la solution de phosphate d'ammonium.
- 2)** Déterminer la concentration molaire de la solution en phosphate d'ammonium.
- 3)** Déterminer les concentrations molaires en ions ammonium et phosphate dans la solution