

I) *Rappels sur la solution saturée et la solubilité:*

1- Expérience et observations :

Introduisons dans un tube à essais contenant 10 mL d'eau, 2 g de chlorure de sodium. Par agitation, le solide se dissout totalement. Continuons à ajouter peu à peu du solide jusqu'à ce qu'il reste du solide qui ne se dissout plus. On dit que la solution est **saturée**. La concentration de la solution saturée C_s représente la solubilité du soluté envisagé, elle est notée : s

2- Conclusion :

D'une manière générale la dissolution des électrolytes est limitée. Quand l'électrolyte ne se dissout plus la solution est dite saturée. La concentration d'un soluté dans une solution saturée définit la solubilité de ce soluté :

$$s = C_{sat}$$

3- Electrolytes solubles et électrolytes peu solubles:

a- Expériences :

Dans trois tubes à essais A, B et C, contenant chacun 10 mL d'eau distillée, ajoutons progressivement en agitant à chaque fois :

- au tube A du nitrate de potassium (KNO_3) par quantité de 1 g jusqu'à 3 g puis ajoutons 0,2 g ;
- au tube B du bichromate de potassium ($K_2Cr_2O_7$) par 0,2 g jusqu'à 0,4 g puis ajoutons 0,1 g
- au tube C du chlorure de sodium ($NaCl$) par quantité de 1 g jusqu'à 3 g puis ajoutons 0,7 g. on donne en $g \cdot mol^{-1}$: $M(K) = 39$; $M(Cr) = 52$; $M(Cl) = 35,5$; $M(N) = 14$ et $M(O) = 16$

b- Constatations :

$$S_A = \frac{(m_A)_{sat}}{v_{sln}} = \frac{3,2}{10 \cdot 10^{-3}} ; S_A = 320 g \cdot L^{-1} ; S_A = \frac{n_A}{V} = \frac{m_A}{M_A \cdot V} = \frac{3,2}{101 \cdot 10^{-2}} = 3,16 mol \cdot L^{-1}$$

$$S_B = \frac{(m_B)_{sat}}{v_{sln}} = \frac{0,5}{10 \cdot 10^{-3}} ; S_B = 50 g \cdot L^{-1} ; S_B = \frac{n_B}{V} = \frac{m_B}{M_B \cdot V} = \frac{0,5}{294 \cdot 10^{-2}} = 0,17 mol \cdot L^{-1}$$

$$S_C = \frac{(m_C)_{sat}}{v_{sln}} = \frac{3,7}{10 \cdot 10^{-3}} ; S_C = 370 g \cdot L^{-1} ; S_C = \frac{n_C}{V} = \frac{m_C}{M_C \cdot V} = \frac{3,7}{58,5 \cdot 10^{-2}} = 6,32 mol \cdot L^{-1}$$

Ainsi à la température ambiante, le chlorure de sodium est plus soluble dans l'eau que le nitrate de potassium que le bichromate de potassium.

c- conclusion : Dans les mêmes conditions, les électrolytes sont plus ou moins solubles dans l'eau ; certains sont très solubles, d'autres peu solubles.

3- Variation de la solubilité avec la température:

La solubilité des électrolytes est fonction de la température. Pour la plupart des électrolytes elle augmente quand la température augmente.

II) La précipitation des électrolytes

1- Influence de la concentration sur la précipitation des électrolytes:

a- Expériences :

i- Expérience1 :

Soit deux tubes à essais A et B contenant l'un 1mL d'une solution aqueuse de nitrate de plomb $Pb(NO_3)_2$ de concentration molaire $C_1 = 0,5 \text{ mol. L}^{-1}$ et l'autre 1mL d'une solution de chlorure de sodium $NaCl$ de concentration molaire $C_2 = 1 \text{ mol. L}^{-1}$.

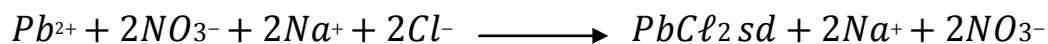
Versons le contenu du tube A dans celui du tube B, un précipité blanc apparaît aussitôt.

ii- Expérience2 :

On refait l'expérience précédente en partant cette fois-ci de 1 mL de chacune de solutions précédentes de chlorure de sodium et de nitrate de plomb qu'on dilue cinquante fois environ. Quand on mélange les deux solutions diluées aucun précipité n'apparaît.

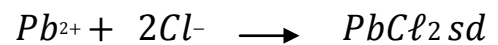
b- Interprétation :

Dans l'expérience 1 le solide blanc qui apparaît est le chlorure de plomb $PbCl_2$. L'équation chimique de la réaction de précipitation est :



Comme les ions Na^+ et NO_3^- ne participent pas réellement à la réaction on peut écrire l'équation chimique précédente sous une forme plus simple :

L'apparition d'un solide, à partir des ions en solution est une



réaction de précipitation.

Par ailleurs dans l'expérience 2 aucun précipité n'apparaît pourtant les quantités de matière de réactifs sont les mêmes que dans l'expérience 1 mais les concentrations sont différentes.

c) Conclusion : *La réaction de précipitation ne dépend pas des quantités de matière de réactifs mais de leurs concentrations.*

2- Influence de la nature des réactifs sur la précipitation des électrolytes:

a- Expérience et observation 1 :

Introduisons quelques millilitres d'une solution de chlorure de sodium $NaCl$ et de sulfate de zinc $ZnSO_4$ séparément dans deux tubes à essais. Ajoutons à chacun de ces tubes une solution de nitrate de potassium KNO_3 . Aucun précipité ne se forme.

Dans cette expérience on a seulement un simple mélange d'ions

Zn^{2+} ; SO_4^{2-} ; K^+ ; NO_3^- dans le tube 2 et Na^+ ; Cl^- ; K^+ ; NO_3^- dans le tube 1.

b- Expérience et observation 2 :

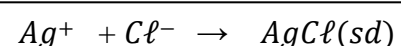
Introduisons quelques millilitres d'une solution de chlorure de sodium $NaCl$ et de chlorure de potassium KCl séparément dans deux tubes à essais. Ajoutons à chacun de ces tubes une solution de nitrate d'argent $AgNO_3$.

Un précipité blanc qui noircit à la lumière apparaît dans chacun des tubes.

Le précipité obtenu correspond à la formation du chlorure d'argent $AgCl$.

Il résulte de l'action de l'ion argent Ag^+ sur l'ion chlorure Cl^- présent dans chacun des deux tubes.

L'équation chimique simplifiée de la réaction de précipitation est :



c- Expérience et observation 3 :

Introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate de sodium Na_2SO_4 et de sulfate de potassium K_2SO_4 séparément dans 2 tubes à essais.

Ajoutons à chacun de ces tubes une solution de nitrate de plomb $Pb(NO_3)_2$.

Un précipité blanc apparaît dans chacun des tubes.

Le précipité blanc apparu est le sulfate de plomb $PbSO_4$



qui résulte de l'action de l'ion plomb Pb^{2+} sur l'ion sulfate SO_4^{2-} selon l'équation ci-dessus

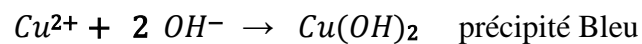
d- Expérience et observation 4 :

Introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate de cuivre (II) $CuSO_4$ et de chlorure de cuivre (II) $CuCl_2$ séparément dans deux tubes à essais.

Ajoutons à chacun de ces tubes une solution d'hydroxyde de potassium KOH .

Un précipité bleu apparaît dans chacun des tubes.

Le précipité bleu obtenu est l'hydroxyde de cuivre (II) $Cu(OH)_2$ qui résulte de l'action de l'ion hydroxyde OH^- sur l'ion cuivre (II) Cu^{2+} selon l'équation :

**e- Expérience et observation 5 :**

Introduisons quelques millilitres d'une solution de sulfate de fer (II) $FeSO_4$ et de chlorure de fer (II) $FeCl_2$ séparément dans deux tubes à essais. Ajoutons à chacun de ces tubes une solution d'hydroxyde de potassium KOH . Un précipité vert apparaît dans chacun des tubes. Le précipité vert apparu correspond à la formation de l'hydroxyde de fer (II) $Fe(OH)_2$ selon l'équation:

**f- Conclusion :**

D'après les expériences précédentes on constate que certains ions tels que : Ag^+ et Cl^- ; Pb^{2+} et Cl^- ; Pb^{2+} et SO_4^{2-} ; Cu^{2+} et OH^- ; Fe^{2+} et OH^- peuvent donner des précipités.

Dans la précipitation des électrolytes, ce sont les ions qui jouent le rôle de réactif et non les composés qui les apportent. La précipitation des électrolytes dépend donc de la nature des réactifs.

II- Application :

On dissout une masse $m = 13,45g$ de chlorure de cuivre II ($CuCl_2$) afin d'obtenir une solution (S) de volume

$V = 1$ litre et de concentration C.

1) Ecrire l'équation de dissolution de $CuCl_2$.

2) a- Calculer la concentration C de la solution (S). On donne $M(Cu) = 63,5 g \cdot mol^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 g \cdot mol^{-1}$

b- En déduire les concentrations molaires des ions Cu^{2+} et Cl^- .

3) On mélange un volume $V = 20 cm^3$ de la solution (S) de concentration C avec un volume

$V' = 20 cm^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C' = 0,4 mol \cdot L^{-1}$. on observe un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II.

a- Ecrire l'équation chimique simplifiée de la réaction de précipitation.

b- Montrer que les ions OH^- sont utilisés en excès.

c- Calculer la masse du précipité obtenu. On donne $M(O) = 16 g \cdot mol^{-1}$; $M(H) = 1 g \cdot mol^{-1}$