

Chimie et développement durable SEPARATION ET PURIFICATION	TP7. Solubilité d'un solide en présence d'un solvant. Influence de différents facteurs sur la précipitation et sur la dissolution de précipités
CH SOLUBILITE	

Objectifs :

-- Illustrer expérimentalement la notion de solubilité.

- À partir des caractéristiques de la réaction de dissolution d'une espèce chimique dans une solution aqueuse, prévoir les paramètres influençant sa solubilité (température, pH, ions communs).

- Proposer ou suivre un protocole pour extraire sélectivement des ions d'un mélange par précipitation.

- Prédire si la solution obtenue par dissolution d'une espèce chimique est saturée ou non en comparant Q_r et K . Confronter les prévisions du modèle de la transformation avec les observations expérimentales.

- Comparer et interpréter les solubilités de différentes espèces chimiques dans l'eau en termes d'interactions intermoléculaires et d'éventuelles réactions chimiques qu'elles engagent avec l'eau.

Compétences travaillées :

APP	REA	ANA	VAL
------------	------------	------------	------------

I. La notion de solubilité : une interaction solvant/soluté**1. Effet du soluté : NaCl et CaSO₄ dans l'eau**

Dans deux béchers, introduire 100 mL d'eau distillée. Rajouter alors dans l'un quelques grammes de sulfate de calcium et dans l'autre la même quantité de chlorure de sodium.

Observer.

Conclure en termes de solubilité :

2. Effet du solvant : NaCl dans l'eau et dans l'éthanol

Dans un bécher introduire 20 mL d'éthanol et dans un autre 20 mL d'eau distillée. Rajouter quelques grammes de chlorure de sodium.

Comparer.

Sachant que l'eau est un soluté polaire, que l'éthanol est un soluté apolaire et que le chlorure de sodium est un composé polaire, conclure en termes de solubilité:

II. Equilibre de solubilisation**1. Mise en évidence de l'équilibre**

Filtrer la solution contenant le sulfate de calcium et introduire le filtrat dans deux tubes à essai. Introduire des ions carbonate dans le premier tube et des ions baryum dans le second.

En présence d'ions carbonate, les ions calcium réagissent pour former un précipité blanc de carbonate de calcium. En présence d'ions baryum, les ions sulfate précipitent pour former un précipité blanc de sulfate de baryum.

Observer et conclure :

2. Calcul d'une constante de solubilité

Après avoir étalonné le conductimètre, relever la valeur de la conductivité de la solution. Calculer le K_s .

(Relier les concentrations des ions à la solubilité puis écrire la formule liant conductivité σ de la solution et concentrations des ions en solution afin de trouver l'expression du K_s).

III. Facteurs influençant la solubilité

1. Effet d'ions communs

Filtrer une solution saturée de chlorure de sodium et rajouter une solution de chlorure de baryum. Observer et conclure en utilisant le principe de Le Châtelier.

2. Effet de la température

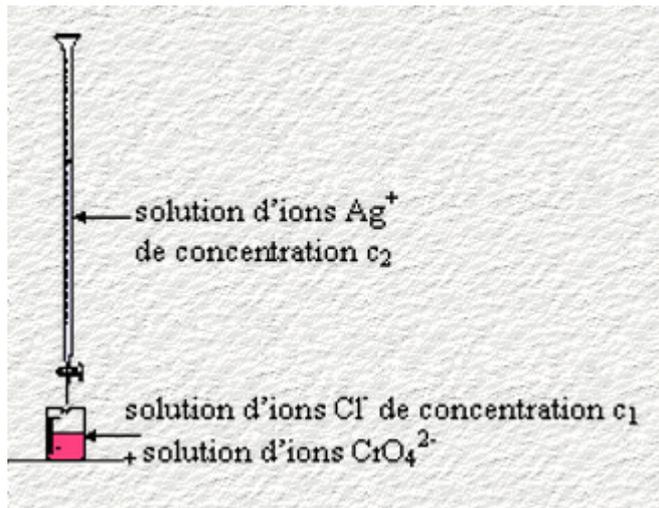
Expérience de la pluie d'or. Dans un tube à essai en pyrex, verser 2mL de nitrate de plomb 0,2M et ajouter 3 gouttes d'iodure de potassium à 0,1M. Un précipité jaune d'iodure de plomb se forme. Chauffer le tube à essai et noter vos observations. Mettre le tube dans un bain de glace et noter vos observations. Interpréter.

IV. Application

Dosage des ions chlorure dans une eau minérale. Prélever 10 mL d'une eau minérale, rajouter quelques gouttes de chromate de potassium à 0,2 mol/L et doser par une solution de nitrate d'argent à 0,01 mol/L.

1. Schématiser l'expérience.
2. Qu'observera-t-on initialement ? (avant l'équivalence).
3. Que se passe-t-il après l'équivalence ?
4. Quel est l'indicateur d'équivalence ?
5. Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
6. Déterminer la relation entre les concentrations molaires en ions chlorure Cl^- (c_1) et en ions Ag^+ (c_2) et les volumes des solutions d'ions chlorure Cl^- (V_1) et d'ions Ag^+ versés à l'équivalence (V_{2E}).
7. En déduire la concentration massique en ions chlorure Cl^- et la comparer à celle indiquée sur l'étiquette de la bouteille et comparer cette valeur à celle inscrite sur la bouteille d'eau minérale.

Correction de l'application :



Qu'observera-t-on initialement ? (avant l'équivalence).

avant l'équivalence, les ions argent Ag^+ (réactif limitant) réagissent avec les ions chlorure Cl^- : au fur et à mesure que l'on verse des ions Ag^+ , il se forme du précipité AgCl blanc.

Que se passe-t-il après l'équivalence ?

après l'équivalence, il ne reste plus d'ions Cl^- en solution ; les ions argent Ag^+ versés en excès réagissent avec les ions chromate CrO_4^{2-} : précipité Ag_2CrO_4 rouge

Quel est l'indicateur d'équivalence ?

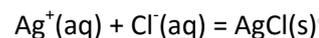
l'apparition de la coloration rouge persistante indique la fin du dosage des ions Cl^- : c'est l'équivalence.

On réalise un dosage direct par précipitation.

Quels sont les critères auxquels doit répondre une réaction de précipitation pour qu'elle puisse être utilisée pour faire un dosage ?

Pour réaliser un dosage, une réaction doit être unique, totale et rapide.

Ecrire l'équation de la réaction de dosage.



Déterminer la relation entre les concentrations molaires en ions chlorure Cl^- (c_1) et en ions Ag^+ (c_2) et les volumes des solutions d'ions chlorure Cl^- (V_1) et d'ions Ag^+ versés à l'équivalence (V_{2E}).

$$\text{A l'équivalence, } n(\text{Ag}^+)E = n(\text{Cl}^-) \qquad c_2 \times V_{2E} = c_1 \times V_1$$

En déduire la concentration massique en ions chlorure Cl^- et la comparer à celle indiquée sur l'étiquette de la bouteille.

$$c_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1} \quad V_1 = 20 \text{ mL} \quad V_{2E} = 7,3 \text{ mL}$$

$$\text{Or : } M(\text{Cl}^-) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{Donc la concentration massique : } 9,1 \cdot 10^{-3} \times 35,5 = 3,2 \cdot 10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$$

sur l'étiquette, Cl^- : 322 mg.L⁻¹

La valeur trouvée par dosage correspond bien à la valeur indiquée par l'exploitant de l'eau minérale.