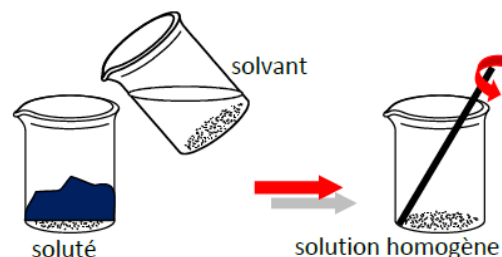


Séparation et purification

1. Solution

Une **solution** est un **mélange liquide homogène** obtenu par dissolution dans un **solvant** d'une ou plusieurs espèces chimiques.

Les espèces dissoutes, appelées **solutés**, peuvent être solides, liquides ou gazeuses.



Exemple

Solution	Eau de mer	Vin	Boisson gazeuse
Solvant	Eau	Eau	Eau
Soluté	Chlorure de sodium (ionique : Na ⁺ , Cl ⁻ , solide)	Ethanol (moléculaire C ₂ H ₆ O, liquide)	Dioxyde de carbone (moléculaire CO ₂ , gazeux)

Le **solvant** est le liquide dans lequel un ou plusieurs soluté(s) est (sont) dissous. Pour l'**eau** solvant, on parle de **solution aqueuse**.

2. Solubilité

▫ La solubilité notée **s**, est la grandeur qui caractérise l'aptitude d'un soluté à se dissoudre dans un solvant : c'est la **quantité de matière maximale** de soluté (gaz, liquide ou solide) que l'on peut **dissoudre** dans un litre de **solvant** à une **température** donnée. Elle s'exprime en mol.L⁻¹.

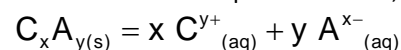
▫ La solubilité d'une espèce chimique dépend du solvant et de la température. Lorsque la **limite de solubilité** est atteinte, la solution est dite **saturée**.

Remarque : la solubilité est définie parfois comme la masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant à une température donnée. Elle est exprimée en g.L⁻¹.

3. Constante d'équilibre et quotient de réaction

3.1. Définition

Dans une solution aqueuse saturée, un solide ionique est en équilibre avec les ions qui le constituent :



On peut définir la constante d'équilibre K, appelée produit de solubilité et notée K_s : $K_s = [C^{y+}]_{eq}^x \times [A^{x-}]_{eq}^y$

Avec [C^{y+}]_{eq}^x et [A^{x-}]_{eq}^y: concentrations molaires des ions à l'équilibre.

Un solide ionique est d'autant **plus soluble** dans l'eau que le produit de solubilité K_s est **élevé**.

3.2. Solubilité et température

K_s ne dépend que de la température et de la nature du solide ionique.

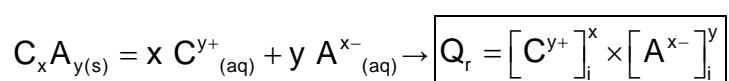
- Si la dissolution est **endothermique**, une élévation de température favorise la dissolution du solide : K_s augmente quand la température augmente. Le solide ionique est donc plus soluble à chaud qu'à froid (Exemple : NaCl).
- Si la dissolution est **exothermique**, une élévation de température ne favorise pas la dissolution du solide : K_s diminue quand la température augmente. Le solide ionique est donc moins soluble à chaud qu'à froid (Exemple : CaCO₃).

3.3. Condition de saturation

En comparant Q_r et K_s , il est possible de prévoir si la solution obtenue par dissolution d'un solide ionique est saturée ou non.

Méthode :

- Calculer les concentrations initiales des ions en considérant que tout le solide se dissout.
- Calculer le quotient de réaction Q_r pour la réaction de dissolution :



Avec $[C^{y+}]_i^x$ et $[A^{x-}]_i^y$: concentrations molaires initiales des ions, au moment où l'on effectue le mélange

- Rechercher la valeur de K_s , produit de solubilité dans la littérature.
- Comparer Q_r et K_s . Conclure.

- Si $Q_r < K_s$, il n'y a pas précipitation, la solution est **sous-saturée** et la **dissolution** peut se poursuivre : Q_r augmente jusqu'à atteindre la valeur de K_s .
- Si $Q_r > K_s$, il y a **précipitation**, la solution est **sur-saturée** : Q_r diminue jusqu'à atteindre la valeur de K_s .

Remarque : cette méthode permet de prédire la formation d'un précipité lors du mélange de solutions ioniques.

La **condition de précipitation** est : $Q_r \geq K_s$.

4. Influence de différents paramètres

4.1. Solvant

La **dissolution** d'un soluté dans un solvant met en jeu des **interactions intermoléculaires**. La dissolution sera d'autant plus favorisée que le soluté sera solvato par des interactions stabilisantes.

4.2. Effet d'ions communs

La solubilité d'un solide ionique dans une eau qui contient l'un des ions constitutifs du solide est plus faible que dans l'eau pure. C'est l'effet d'ions communs.

4.3. Influence du pH

Si l'un des ions constitutifs du solide ionique est un **acide** ou une **base**, la solubilité du solide dépend du **pH**.

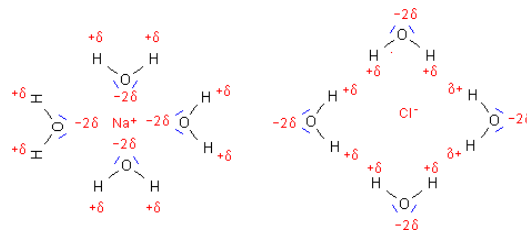
4.4. Température

Dans la majorité des cas, la dissolution d'un composé ionique est **endothermique**. Par conséquent, la solubilité d'un composé ionique augmente avec la température.

5. Soluté et solvant

▫ Un solvant polaire est une molécule dont le barycentre des charges partielles δ^- est différent de celui des charges partielles δ^+ . L'eau est un solvant polaire inorganique ; l'éthanol, l'acétone et l'éther diéthylique sont des solvants polaires organiques.

- L'eau solubilise les espèces ioniques en créant des interactions électrostatiques de Van der Waals.
- Les solvants polaires organiques solubilisent les solutés polaires organiques en créant des interactions de Van der Waals et parfois des liaisons hydrogène.



▫ Un solvant apolaire est un hydrocarbure (cyclohexane, toluène ...) ou une molécule dont les barycentres des charges partielles sont confondues (CO_2 ...). Il solubilise les solutés apolaires.

6. Extraction

6.1. Extraction liquide-liquide

a. Principe

Une extraction liquide-liquide consiste à faire passer une espèce chimique d'un solvant initial vers un autre solvant plus facile à évaporer.

b. Choix du solvant

- L'espèce à extraire doit être plus soluble dans le **solvant extracteur** que dans le **solvant initial**.
- Le solvant extracteur ne doit **pas** être **miscible** avec le solvant initial.

6.2. Extraction d'un gaz

La technique du déplacement d'eau permet d'extraire un gaz d'une solution : le gaz est récupéré dans un tube à essai rempli d'eau au préalable.

6.3. Extraction par précipitation

Par précipitation sélective, un ion peut être extrait d'un mélange d'ions. Le précipité est filtré et isolé du mélange.

En particulier, la modification du pH d'une solution aqueuse conduit à précipiter certains ions sous formes d'hydroxydes métalliques.

