

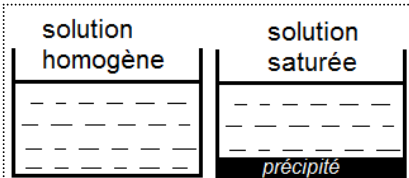
DOC 08

## Solubilité d'une espèce chimique

## Dissolution d'une espèce chimique dans l'eau

## La solution saturée

▪ Si l'on met une faible quantité de sel dans l'eau, ce sel se dissout. À partir d'une quantité donnée, qui dépend de la température, le sel ne se dissout plus, il précipite : la solution est dite « saturée ».



► ► Pour tout soluté mis en solution dans un volume défini de solvant, il existe une limite de concentration, au-delà de laquelle le corps ne peut plus être dissous ; la solution est dite saturée.

## Solubilité

► ► La solubilité d'une espèce est la masse maximale (ou la quantité de matière maximale) de l'espèce que l'on peut dissoudre (à une température déterminée) dans un litre de solvant.

Quelques solubilités dans l'eau à 20°C :

Chlorure de sodium : 360 g/L

Chlorure de calcium : 745 g/L

Sulfate de cuivre : 220 g/L

Chlorure d'argent : 1,4 mg/L

► ► La solubilité donne la concentration massique (ou molaire) de la solution saturée

## ▪ EX1/

La solubilité du chlorure de sodium est de 360 g/L

↳ La concentration massique de la solution saturée de chlorure de sodium est de 360 g/L

Produit de solubilité  $K_s$ 

▪ Lorsqu'on dissout un composé ionique solide dans l'eau, celui-ci se dissout jusqu'à saturation de la solution. Si on continue à ajouter du composé, il y a précipitation. On a alors un équilibre chimique entre le composé ionique solide non dissous et la solution saturée.

**Le produit de solubilité  $K_s$  est la constante de cet équilibre.**

► ► **Lorsqu'une solution est saturée après dissolution d'un soluté, la réaction est à l'état d'équilibre.**

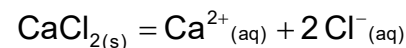
► ► **Le quotient de réaction est appelé « constante d'équilibre de dissolution » ou « produit de solubilité »**

## ▪ EX2/

La solubilité du chlorure de calcium  $\text{CaCl}_{2(s)}$  dans l'eau est  $s = 745 \text{ g/L}$ .  
 $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

↳ Quel est son produit de solubilité  $K_s$  ?

Dissolution du chlorure de calcium dans l'eau



Concentration massique de la solution saturée

La réaction est à l'état d'équilibre lorsque la solution est saturée ; la concentration massique en chlorure de calcium dans la solution saturée est  $C_m = s = 745 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Concentration molaire de la solution saturée

$$C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}} = \frac{745}{111} = 6,7 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Concentration des ions dans la solution saturée

$$[\text{Ca}^{2+}] = C = 6,7 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}] = 2 \times C = 13,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Quotient de réaction

$$K_s = Q_r = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{Cl}^{-}]^2 = 6,7 \times 13,4^2 = 1,2 \cdot 10^3$$

- Plus le  $K_s$  est élevé, plus le composé ionique est soluble dans l'eau.

Formule	Nom	$K_s$
$\text{CaCl}_{2(s)}$	Chlorure de calcium	$1,2 \cdot 10^3$
$\text{NaCl}_{(s)}$	Chlorure de sodium	38,98
$\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$	Hydroxyde de calcium	$5,5 \cdot 10^{-6}$
$\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$	Hydroxyde de cuivre	$5,0 \cdot 10^{-19}$

### Solution homogène ou solution saturée ?

Comment peut-on savoir si la solution sera homogène ou saturée ?

#### (1) En utilisant la valeur de la solubilité

##### EX3/

On verse 22,1 g de chlorure de calcium dans 25,0 mL d'eau ; la solution est-elle saturée ?

La solubilité du chlorure de calcium  $\text{CaCl}_{2(s)}$  dans l'eau est  $s = 745 \text{ g/L}$ .

La solubilité est de 745 g/L ; cela signifie que l'on peut dissoudre au maximum 745 g de chlorure de calcium dans 1 L d'eau.

Donc dans 25,0 mL d'eau, on peut dissoudre au maximum :

$$745 \times 0,025 = 18,6 \text{ g de chlorure de calcium.}$$

Si on verse 22,1 g, la solution sera saturée

#### (2) En utilisant la valeur du produit de solubilité

Étudions la dissolution d'un solide  $\text{AB}(s)$  selon la réaction :



On calcule  $Q_{r(i)}$ , ou le produit ionique :

$$[\text{A}^+_{(aq)}]_{(i)} \times [\text{B}^-_{(aq)}]_{(i)} \text{ à l'instant initial}$$

→ Si  $[\text{A}^+_{(aq)}]_{(i)} \times [\text{B}^-_{(aq)}]_{(i)} > K_s$ , alors la solution est saturée et le produit  $[\text{A}^+_{(aq)}] \times [\text{B}^-_{(aq)}]$  évolue de façon à avoir  $[\text{A}^+_{(aq)}]_{(f)} \times [\text{B}^-_{(aq)}]_{(f)} = K_s$

Déplacement de la réaction dans le sens de la diminution de la concentration des ions, donc dans le sens de la précipitation du soluté

→ Si  $[\text{A}^+_{(aq)}]_{(i)} \times [\text{B}^-_{(aq)}]_{(i)} < K_s$ , alors la solution n'est pas saturée ; on peut encore dissoudre du soluté

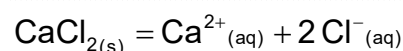
→ Si  $[\text{A}^+_{(aq)}]_{(i)} \times [\text{B}^-_{(aq)}]_{(i)} = K_s$ , alors la solution est saturée mais n'évolue pas.

#### EX4/

On verse 22,1 g de chlorure de calcium dans 25,0 mL d'eau ; la solution est-elle saturée ?

Le produit de solubilité du chlorure de calcium  $\text{CaCl}_{2(s)}$  dans l'eau est  $K_s = 1,2 \cdot 10^3$

$$M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g.mol}^{-1}$$



On suppose que la solution n'est pas saturée et on calcule son quotient de réaction

$$Q_{r(i)} = [\text{Ca}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^-]_{(i)}^2$$

##### Concentration molaire de la solution

$$C = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{22,1}{111 \times 0,025} = 7,9 \text{ mol.L}^{-1}$$

##### Concentration des ions en solutions

$$[\text{Ca}^{2+}] = C = 7,9 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 2 \times C = 15,8 \text{ mol.L}^{-1}$$

##### Quotient de réaction

$$Q_{r(i)} = [\text{Ca}^{2+}]_{(i)} \times [\text{Cl}^-]_{(i)}^2 = 7,9 \times 15,8^2 = 2,0 \cdot 10^3$$

On remarque que  $Q_{r(i)} > K_s$

→ La solution est saturée ; tout le solide ne va pas se dissoudre

## Facteurs influençant la solubilité

### La température

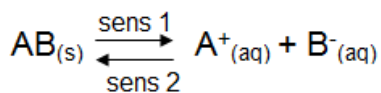
#### → Exemple

Solubilité de l'acide salicylique dans l'eau :

- à 20°C : 2 g.L<sup>-1</sup>
- à 100°C : 70 g.L<sup>-1</sup>

▶ ▶ La solubilité d'un soluté solide augmente avec la température.

#### ↳ Pourquoi cela ??



- Lors de la dissolution, les liaisons (ioniques ou moléculaires) reliant les espèces du soluté, doivent se rompre.

Cette rupture nécessite de l'énergie : la réaction de dissolution est endothermique

- Lorsque l'on augmente la température d'un système en équilibre, (d'après le principe de Le Chatelier), le système évolue de façon à consommer cette énergie thermique apportée. La réaction se déplace dans le sens de la réaction endothermique, donc dans le sens 1, sens de la dissolution : la dissolution du soluté augmente.

### Effet d'ions communs

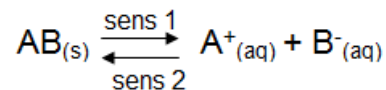
#### → Exemple

Solubilité du chlorure d'argent AgCl<sub>(s)</sub> :

- dans l'eau :  $s = 1,3 \cdot 10^{-5}$  mol/L
- dans une solution de chlorure de potassium (K<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> ; Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>) à 0,1 mol/L :  $s = 1,6 \cdot 10^{-9}$  mol/L

▶ ▶ La solubilité d'un cristal ionique diminue si l'un des ions du cristal est déjà présent dans le solvant.

#### ↳ Pourquoi cela ??



- La présence d'ions A<sup>+</sup> ou d'ions B<sup>-</sup> dans le solvant va déplacer l'équilibre dans le sens de la consommation de ces ions, donc dans le sens 2 : la solubilité du cristal AB<sub>(s)</sub> diminue

### Influence du pH sur la solubilité

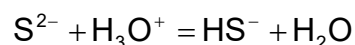
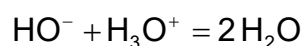
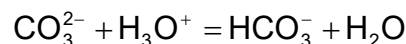
▶ ▶ La solubilité de certains sels va dépendre du pH.

#### ↳ Pourquoi cela ??

- Le pH intervient si les ions qui se forment après la dissolution du composé ionique sont des bases (au sens de Bronsted) :

bases	couples
ions carbonate $\text{CO}_3^{2-}$	$\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$
ions hydroxyde $\text{HO}^-$	$\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$
ions sulfure $\text{S}^{2-}$	$\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$

Les ions carbonate, hydroxyde ou sulfure, en réagissant avec les ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, disparaissent.



- L'équilibre va donc se déplacer dans le sens de la formation de ces ions : la dissolution du cristal est favorisée, la solubilité augmente

- Cette propriété est utilisée pour le retraitement de déchets et notamment pour dépolluer des eaux souillées. De nombreux hydroxydes de métaux lourds précipitent lorsque le pH est basique.

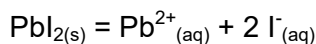
## La précipitation

▪ On verse goutte à goutte une solution contenant des ions  $I^-$  dans une solution contenant des ions  $Pb^{2+}$ . Au début, on n'observe rien puis au bout d'un certain nombre de gouttes, il apparaît un précipité jaune d'iodure de plomb  $PbI_{2(s)}$ .

↳ Quelles sont les conditions de précipitation et de non précipitation ?

### EX5/

Produit de solubilité de l'iodure de plomb :  
 $K_s = 8.10^{-9}$



On verse 1 goutte (0,05 mL) d'une solution contenant des ions iodure à la concentration  $[I^-] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ , dans 250 mL d'une solution contenant des ions plomb à la concentration  $[Pb^{2+}] = 1,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

↳ Observe-t-on un précipité d'iodure de plomb ?

Si  $[Pb^{2+}] \times [I^-]^2 > K_s (= 8.10^{-9})$  : la solution est saturée en ions  $Pb^{2+}$  et  $I^-$ , il y aura précipitation jusqu'à ce que  $[Pb^{2+}] \times [I^-]^2 = K_s$

Si  $[Pb^{2+}] \times [I^-]^2 < K_s (= 8.10^{-9})$  : il n'y a pas précipitation

### Concentration des ions $Pb^{2+}$ dans le mélange

Lors du mélange la concentration des ions plomb ne change pas (très faible variation de volume)

$$[Pb^{2+}]_{\text{mélange}} = 1,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Concentration des ions $I^-$ dans le mélange

Les ions iodure subissent eux une forte dilution :

$$[I^-]_{\text{mélange}} = \frac{n_{I^-}}{V_{\text{mélange}}} = \frac{1 \times 0,05}{250} = 2,0.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Précipitation ou non précipitation ?

$$[Pb^{2+}] \times [I^-]^2 = 1,0.10^{-1} \times (2,0.10^{-4})^2 =$$

$$4.10^{-9} < K_s (= 8.10^{-9})$$

Il n'y aura pas de précipité à la 1<sup>ère</sup> goutte.

### Et au bout de 2 gouttes ??

On rajoute 2 gouttes soit un volume de 0,1 mL de la solution contenant les ions iodure

$$[I^-]_{\text{mélange}} = \frac{n_{I^-}}{V_{\text{mélange}}} = \frac{1 \times 0,1}{250} = 4,0.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Pb^{2+}] \times [I^-]^2 = 1,0.10^{-1} \times (4,0.10^{-4})^2 =$$

$$1,6.10^{-8} > K_s (= 8.10^{-9})$$

Il y aura précipitation de l'iodure de plomb à la 2<sup>ème</sup> goutte versée.