Solubilité d'une espèce chimique

Synthèse

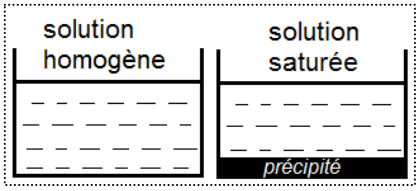
A : Dissolution d'une espèce chimique dans l'eau
1. La solution saturée ..... P 1
2. Solubilité ..... P 1

B : Le produit de solubilité
1. Définition ..... P 2
2. Prévoir la saturation d'une solution ..... P 3

C : Facteurs influençant la solubilité
1. Influence de la température ..... P 4
2. L'effet d'ions communs ..... P 4
3. Influence du pH ..... P 4

A : Dissolution d'une espèce chimique dans l'eau

►►(1). 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.*

►► (2). 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	Chlorure de calcium	Sulfate de cuivre	Chlorure d'argent
S = 360 g/L	**S = 745 g/L**	**S = 220 g/L**	**S = 1,4 mg/L**

EXEMPLE :

La solubilité du chlorure de calcium $CaCl_{2(s)}$ dans l'eau est s = 745 g/L.
On verse 22,1 g de chlorure de calcium dans 25,0 mL d'eau ; la solution est-elle saturée ?

↳ 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 : 754 x 0,025 = 18,6 g de chlorure de calcium.
Si on verse 22,1 g, la solution sera saturée

▸ ▸ **La solubilité donne la concentration en masse** (ou en quantité de matière) **de soluté apporté (et dissout) dans la solution saturée**

EXEMPLE :

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

↳ La concentration en masse de chlorure de sodium dans la solution saturée est de 360 g/L

B : Produit de solubilité

▸ ▸ (1). Définition

$$AB_{(s)} \underset{\text{précipitation}}{\overset{\text{dissolution}}{\rightleftharpoons}} A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)} \Leftrightarrow AB_{(s)} = A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)}$$

▪ 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 sens direct *(sens 1)* de l'équilibre correspond à la **dissolution** du composé ionique et le sens indirect *(sens indirect)* correspond à sa **précipitation** :

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

▸ ▸ **La constante d'équilibre, K_S, est appelée « constante d'équilibre de solubilité »** *(ou « produit de solubilité »)*

▪ **Plus le Ks est élevé, plus le composé ionique est soluble dans l'eau.**

Quelques constantes d'équilibre de solubilité dans l'eau à 20°C :			
Chlorure de calcium	Chlorure de sodium	Hydroxyde de calcium	Hydroxyde de cuivre
$K_S = 1,2.10^3$	**$K_S = 38,98$**	**$K_S = 5,5.10^{-6}$**	**$K_S = 5,0.10^{-19}$**

EXEMPLE :

La solubilité du chlorure de calcium $CaCl_2(s)$ dans l'eau est s = 745 g/L.

$M(CaCl_2) = 111\ g.mol^{-1}$

Dissolution du chlorure de calcium dans l'eau : $CaCl_{2(s)} = Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ Cl^-_{(aq)}$

Concentration en masse de chlorure de calcium dans la solution saturée :

Lorsque la solution est saturée, la réaction est à l'état d'équilibre; la concentration en masse de chlorure de calcium dans la solution saturée est $C_m = s = 754\ g.L^{-1}$

Concentration en quantité de matière de chlorure de calcium dans la solution saturée :

$$C = \frac{C_m}{M_{soluté}} = \frac{475}{111} = 6,7\ mol.L^{-1}$$

Concentration en ions dans la solution saturée :

$$\left[Ca^{2+}\right]_{eq} = C = 6,7\ mol.L^{-1}\ ;\ \left[Cl^-\right]_{eq} = 2 \times C = 13,4\ mol.L^{-1}$$

Constante d'équilibre de solubilité : $K_S = \left[Ca^{2+}\right]_{eq} \times \left[Cl^-\right]^2_{eq} = 6,7 \times 13,4^2 = 1,2.10^3$

► ►(2). Prévoir la saturation d'une solution en utilisant la valeur de K_S

▪ Etudions la dissolution d'un solide AB(s) ayant une constante d'équilibre de solubilité K_S

$$AB_{(s)} \underset{\text{précipitation}}{\overset{\text{dissolution}}{\rightleftharpoons}} A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)} \Leftrightarrow AB_{(s)} = A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)}$$

Méthode

(1) On calcule les concentrations des ions en solutions **en supposant que tout le solide se dissout**

(2) On calcule le quotient de la réaction tel que $Q_r = \left[A^+_{aq)}\right] \times \left[B^-_{aq)}\right]$

→ **Si Qr < Ks :** L'équilibre se déplace dans le sens direct (1), sens de la dissolution du composé ionique.

La solution n'est pas saturée ; on peut encore dissoudre du soluté

→ **Si Qr > Ks :** L'équilibre se déplace dans le sens de la diminution de la concentration des ions afin d'obtenir $\left[A^+_{aq)}\right] \times \left[B^-_{aq)}\right]$ = Ks ; l'équilibre se déplace donc dans le sens indirect (2), sens de la précipitation du composé ionique.

La solution est saturée : il existe du soluté non dissout en solution

→ **Si Qr = Ks :** La solution est à la limite de la saturation

EXEMPLE :

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

Constante d'équilibre de solubilité du chlorure de calcium $CaCl_2(s)$ dans l'eau : Ks = $1,2.10^3$

$M(CaCl_2)$ = 111 $g.mol^{-1}$

Dissolution du chlorure de calcium dans l'eau : $CaCl_{2(s)} = Ca^{2+}_{(aq)} + 2\ Cl^-_{(aq)}$

On suppose que la solution n'est pas saturée et on calcule la concentration des ions en solution, après la dissolution supposée du soluté

Concentration en quantité de matière de chlorure de calcium dans la solution :

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

Concentration (supposée !) des ions dans la solution :

$$\left[Ca^{2+}\right] = C = 7,9\ mol.L^{-1}\ ;\ \left[Cl^-\right] = 2 \times C = 15,8\ mol.L^{-1}$$

Quotient de la réaction : $Q_r = \left[Ca^{2+}\right] \times \left[Cl^-\right]^2 = 7,9 \times 15,8^2 = 2,0.10^3$ On remarque que Qr > KS

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

C : Facteurs influençant la solubilité

►►(1). Influence de la température

►► La solubilité d'un soluté solide augmente (en général !) avec la température, donc la valeur de K_S également

Solubilité du chlorure de sodium dans l'eau		
à 0°C	à 20°C	à 100°C
S = 357 g/L	**S = 358,5 g/L**	**S = 391,2 g/L**

▪ Les réactions de dissolution sont (en général) **endothermiques** : donc **une augmentation de la température favorise la dissolution du précipité.**

Solubilité du chlorure de calcium dihydraté dans l'eau	
à 0°C	à 20°C
S = 1000 g/L	**S = 420 g/L**

▪ Mais certaines dissolutions (*comme celle du chlorure de calcium dihydraté*) sont exothermiques (*le chlorure de calcium dihydraté est utilisé notamment pour le déneigement*) : alors une augmentation de température ne favorise pas la dissolution du composé ionique (**le solide est moins soluble à chaud qu'à froid)**

►►(2). L'effet d'ions communs

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

Solubilité du chlorure d'argent à 20°C	
Dans l'eau	Dans une solution de chlorure de potassium à 0,1 mol.L^{-1}
S = 1,3.10^{-5} mol/L	**S = 1,6.10^{-9} mol.L^{-1}**

EXEMPLE : Dissolution du chlorure d'argent dans l'eau : $AgCl_{(s)} = Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$

Si on effectue la dissolution dans un solvant contenant déjà les ions chlorure (ou les ions argent), l'équilibre évolue dans le sens de la consommation de ces ions, donc dans le sens de la formation de AgCl : la solubilité diminue

►►(3). Influence du pH sur la solubilité

►► La solubilité de certains sels va dépendre du pH : elle peut diminuer en milieu basique ou augmenter en milieu acide

▪ 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.

EXEMPLE : Dissolution du carbonate de calcium dans l'eau : $CaCO_{3(s)} = Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

Si on effectue la dissolution en milieu acide, les ions carbonate formés réagissent avec les ions H_3O^+

$$CO_3^{2-} + H_3O^+ = HCO_3^- + H_2O$$

- Il y a disparition des ions CO_3^{2-} ; l'équilibre va donc se déplacer dans le sens de la formation de ces ions : la dissolution du cristal est favorisée, **la solubilité augmente**