



# LES RÉACTIONS DE PRÉCIPITATION

1 LA SOLUBILITÉ

2 LE PRODUIT DE SOLUBILITÉ

3 INFLUENCES DE DIVERS  
FACTEURS SUR LA SOLUBILITÉ

# 1. LA SOLUBILITÉ

Une solution est constituée par un solvant qui dissout un ou des solutés, c'est un mélange homogène. On parle de solution aqueuse si le solvant est l'eau.

**Définition :** La solubilité, notée  $s$ , est la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre par litre de solvant.

$n$  : quantité de matière du soluté en mol ;  $m$  : masse du soluté en g.

$V$  : Volume de la solution en L

$S$  : solubilité en mol.L<sup>-1</sup> ou en g.L<sup>-1</sup>

$$S = \frac{n}{V}$$

$$S = \frac{m}{V}$$

Une substance est considérée comme insoluble si  $s < 0.01$  mol.l<sup>-1</sup>, soluble si  $s > 0.1$  mol.l<sup>-1</sup>.

Une solution est saturée si on ne peut plus dissoudre de soluté, un ajout de soluté entraîne un dépôt solide au fond du bécher.

## 2. LE PRODUIT DE SOLUBILITÉ

### 2.1 DÉFINITION

Un précipité est en équilibre avec les ions qui le constituent en solution.



À l'équilibre on a :  $K_s = Q_r$

Dans ce cas  $K_s = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$


La constante d'équilibre,  $K_s$  est appelée produit de solubilité.

On définit également le  $pK_s$  :

$$pK_s = -\text{Log } K_s$$

et

$$K_s = 10^{-pK_s}$$

 : Rappel, l'activité d'un solide est égale à 1.

## GÉNÉRALISATION :

Une solution saturée du composé ionique  $C_xA_y$  est un équilibre dynamique si on peut écrire l'équation bilan suivante :



Le *produit de solubilité*  $K_s$  s'écrit :

$$K_s = [C^{y^+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$$

Le composé est d'autant plus *soluble* que  $K_s$  est élevé, donc que  $pK_s$  est faible.

## 2.2 VARIATION DU PRODUIT DE SOLUBILITÉ AVEC LA TEMPÉRATURE

Ks dépend de la température.

Si l'équilibre écrit ci-dessus est **endothermique** quand on considère le sens 1, une élévation de température favorise la dissociation, donc Ks **augmente** quand la température augmente (C'est le cas général, comme NaCl). Ces composés sont donc **plus** solubles à chaud qu'à froid.

Si l'équilibre écrit ci-dessus est **exothermique** quand on considère le sens 1, une élévation de température défavorise la dissociation, donc Ks **diminue** quand la température augmente (cas de AgBr). Ces composés sont donc **moins** solubles à chaud qu'à froid.


## 2.3 RELATION ENTRE SOLUBILITÉ ET PRODUIT DE SOLUBILITÉ

Soit  $s$  la solubilité des ions fer (II) dans l'exemple ci-dessous :



Tableau d'avancement :

	$\text{Fe(OH)}_2 (s) \rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{2+} (aq) +$	$2 \text{HO}^- (aq)$
EI	$n_0$	0	0
EF	$n_0 - x_f$	$x_f$	$2x_f$
<b>Expression volumique à saturation (EF)</b>	<b>solide</b>	<b><math>s</math></b>	<b><math>2s</math></b>

 : afin de respecter les unités dans la suite, on a ajouté une ligne de tableau d'avancement volumique qui s'exprime avec des concentrations.

En état final :

$$\text{On a } K_s = [\text{Fe}^{2+}]_f \cdot [\text{HO}^-]_f^2 = s \times 4s^2 = 4s^3 \quad \text{donc} \quad s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

# EXERCICE 1

Soit  $s$  la solubilité des ions  $\text{Na}^+$  dans une solution saturée d'eau salée.

1. Écrire l'équilibre de dissolution avec son tableau d'avancement avec une ligne exprimant la saturation en état final.

	$\text{NaCl}_{(s)} \rightleftharpoons$	$\text{Na}^+_{(aq)} +$	$\text{Cl}^-_{(aq)}$
EI	$n_0$	0	0
EF	$n_0 - x_f$	$x_f$	$x_f$
Expression volumique à saturation (EF)	solide	$s$	$s$

2. Exprimer  $K_s$ , puis  $s$  en fonction de  $K_s$ .

En EF :  $K_s = [\text{Na}^+]_f \cdot [\text{Cl}^-]_f = s \times s = s^2$     donc    Donc  $s = \sqrt{K_s}$

## EXERCICE 2 :

Soit  $s$  la solubilité des ions  $\text{Al}^{3+}$  dans une solution saturée d'hydroxyde d'aluminium.

1. Écrire l'équilibre de dissolution avec son tableau d'avancement avec une ligne exprimant la saturation en état final.

	$\text{Al(OH)}_{3(s)} \rightleftharpoons$	$\text{Al}^{3+}_{(aq)} +$	$3 \text{HO}^{-}_{(aq)}$
EI	$n_0$	0	0
EF	$n_0 - x_f$	$x_f$	$3x_f$
Expression volumique à saturation (EF)	solide	$s$	$3s$

2. Exprimer  $K_s$ , puis  $s$  en fonction de  $K_s$ .

$$\text{En EF : } K_s = [\text{Al}^{3+}]_f [\text{HO}^{-}]_f^3 = s \times (3s)^3 = 27s^4 \quad \text{donc} \quad s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$



# GÉNÉRALISATION

Type	Exemples	Relation entre s et concentrations	Expression de K <sub>s</sub>	K <sub>s</sub> en fonction de s	s en fonction de K <sub>s</sub>
CA	ZnS	$[C^{n+}] = [A^{n-}] = s$	$K_s = [C^{n+}] \cdot [A^{n-}]$	$K_s = s^2$	$s = \sqrt{K_s}$
C <sub>2</sub> A	Ag <sub>2</sub> S	$[C^+] = 2s \quad [A^{2-}] = s$	$K_s = [C^+]^2 \cdot [A^{2-}]$	$K_s = 4s^3$	$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$
CA <sub>2</sub>	PbBr <sub>2</sub>	$[C^{2+}] = s \quad [A^-] = 2s$	$K_s = [C^{2+}] \cdot [A^-]^2$		
C <sub>3</sub> A	Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$[C^+] = 3s \quad [A^{3-}] = s$	$K_s = [C^+]^3 \cdot [A^{3-}]$	$K_s = 27s^4$	$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$
CA <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	$[C^{3+}] = s \quad [A^-] = 3s$	$K_s = [C^{3+}] \cdot [A^-]^3$		

## 3. CONDITIONS DE PRÉCIPITATION

### 3.1 INTRODUCTION D'UN SOLIDE IONIQUE DANS L'EAU PURE

On peut prévoir si, dans des conditions données, un composé ionique solide introduit dans l'eau pure va former un précipité ou non.

Tant que la solution n'est pas saturée, il n'y a pas formation de précipité.

Méthode :

On écrit l'équation de dissolution du précipité puis son quotient de réaction,  $Q_r$ .

Si  $Q_r < K_s$  (évolution de la réaction dans le sens 1) , il y a dissolution totale, la solution n'est pas saturée.

Si  $Q_r > K_s$  (évolution de la réaction dans le sens 2) , il y a précipitation, la solution est saturée.

💣 Si les concentrations pour calculer  $Q_r$  ne sont pas données : employer les concentrations des ions qu'on obtiendrait si la réaction était totale. Cela revient à comparer la concentration obtenue si la réaction était totale et la solubilité pour savoir si elle est dépassée (précipitation) ou pas (dissolution totale).

## EXERCICE 3 :

On donne le produit de solubilité de NaCl :  $K_s = 33$  et les masses molaires :  $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .

On introduit  $m = 100\text{g}$  de sel dans  $V = 1 \text{ L}$  d'eau.

1. Écrire l'équation de dissolution du solide et son tableau d'avancement.
2. Calculer les concentrations ioniques qu'on obtiendrait si la réaction était totale.
3. Déterminer s'il y a dissolution totale ou précipitation.

## 3.2 CONDITION DE PRÉCIPITATION LORS DU MÉLANGE DE DEUX IONS

Dans ce cas, on envisage la réaction de formation du précipité :



Méthode :

On écrit l'équation de formation du précipité puis son quotient de réaction,  $Q_{ri}$ , **à partir des conditions initiales du système.**

Si  $Q_{ri} < K^0$  (évolution de la réaction dans le sens 1) , il y a précipitation, la solution est saturée en état final.

Si  $Q_{ri} > K^0$  (évolution de la réaction dans le sens 2) , il n'y a pas précipitation, la solution n'est pas saturée en état final.

## EXERCICE 4 :

On mélange  $V_1 = 1$  mL de nitrate de plomb ( $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$ ) à  $c_1 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$  avec  $V_2 = 50$  mL d'iodure de potassium ( $\text{K}^+ + \text{I}^-$ ) de concentration  $c_2 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

On donne  $K_s (\text{PbI}_2) = 10^{-9}$

1. Calculer les concentrations de ces ions à l'état initial (la précipitation n'a pas commencé) dans le bécher une fois le mélange effectué.
2. Écrire l'équation de précipitation et calculer la valeur de sa constante d'équilibre  $K^0$ .
3. À l'aide de  $Q_{ri}$ , indiquer si on observe ou pas un précipité d'iodure de plomb à l'état final.

*FIN*

