

Objectifs

- Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau pure à partir de K_s (sans tenir compte des propriétés acide-base des ions)
- Déterminer la solubilité d'une espèce chimique dans l'eau à partir du K_s .

1. Précipitation : Étude de l'iodure de plomb

- On mélange deux solutions contenant l'une des ions iodure ; l'autre des ions plomb. Un précipité peut se former. La réaction de dissolution de l'iodure de plomb est : $\text{PbI}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{I}^{-}_{(aq)}$.
- ↳ Cet équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre de solubilité notée $K_s = 9,8 \cdot 10^{-9}$ ($T = 25^\circ\text{C}$)
- ↳ L'expression du quotient de réaction est : $Q_r = \frac{a_{\text{Pb}^{2+}} \times a_{\text{I}^{-}}^2}{a_{\text{PbI}_2}}$ qui devient $Q_r = \frac{[\text{Pb}^{2+}_{(aq)}]}{c^\circ} \times \frac{[\text{I}^{-}_{(aq)}]^2}{c^{\circ 2}}$.
- La constante d'équilibre de solubilité K_s sert de point de comparaison au quotient de réaction à l'état initial. Pour connaître l'état final du système, il est nécessaire de comparer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,\text{ini}}$ avec la constante d'équilibre K_s :

$Q_{r,\text{ini}} < K_s$	$Q_{r,\text{ini}} \geq K_s$
Il n'y a pas de réaction.	Il y a équilibre de précipitation.
Les espèces ioniques coexistent.	Il apparaît du soluté en solution, la solution est saturée.
L'état final est identique à l'état initial.	L'équilibre est atteint.

2. Exemple où il n'y a pas précipitation

- Dans cet exemple, on mélange deux volumes égaux :
 - ↳ d'une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^{+}_{(aq)} + \text{I}^{-}_{(aq)}$) telle que $[\text{I}^{-}_{(aq)}] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - ↳ une solution de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + \text{NO}_3^{-}_{(aq)}$) telle que $[\text{Pb}^{2+}_{(aq)}] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- **Attention à la dilution** : juste après le mélange, les concentrations sont moitié des concentrations des solutions en raison de la dilution : $[\text{Pb}^{2+}_{(aq)}]_{\text{ini}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{I}^{-}_{(aq)}]_{\text{ini}} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- À l'état initial, le quotient de réaction vaut donc : $Q_{r,\text{ini}} = [\text{Pb}^{2+}_{(aq)}]_{\text{ini}} \times [\text{I}^{-}_{(aq)}]_{\text{ini}}^2 = 2 \cdot 10^{-3} \times (1 \cdot 10^{-3})^2 = 2,0 \cdot 10^{-9}$. Que l'on compare à la constante d'équilibre de solubilité $K_s = 9,8 \cdot 10^{-9}$.
- Le quotient de réaction à l'état initial est inférieur à la constante d'équilibre de solubilité : $Q_{r,\text{initial}} < K_s$. Il n'y a pas précipitation de l'iodure de plomb solide. Les ions plomb et iodure coexistent.

3. Exemple où il y a précipitation

- Dans cet exemple, on mélange deux volumes égaux :
 - ↳ d'une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^{+}_{(aq)} + \text{I}^{-}_{(aq)}$) telle que : $[\text{I}^{-}_{(aq)}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - ↳ une solution de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + \text{NO}_3^{-}_{(aq)}$) telle que $[\text{Pb}^{2+}_{(aq)}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- **Attention à la dilution** : juste après le mélange, les concentrations sont moitié des concentrations des solutions en raison de la dilution : $[\text{Pb}^{2+}_{(aq)}]_{\text{ini}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{I}^{-}_{(aq)}]_{\text{ini}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- À l'état initial, le quotient de réaction vaut donc : $Q_{r,\text{ini}} = [\text{Pb}^{2+}_{(aq)}]_{\text{ini}} \times [\text{I}^{-}_{(aq)}]_{\text{ini}}^2 = (2,5 \cdot 10^{-3})^3 = 1,56 \cdot 10^{-8}$. Que l'on compare à la constante d'équilibre de solubilité $K_s = 9,8 \cdot 10^{-9}$.
- Le quotient de réaction à l'état initial est supérieur à la constante d'équilibre de solubilité : $Q_{r,\text{initial}} > K_s$. Il y a précipitation d'iodure de plomb solide, l'équilibre est atteint.

4. Expression de la solubilité

À T donnée, la solubilité est la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans 1 L d'eau. La solubilité en quantité de matière s'exprime en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$; la solubilité en masse en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.

- On établit la composition à l'état final d'une solution saturée d'iodure de plomb, de volume V_{solution} .

Unité : mol		$\text{PbI}_{2(s)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}_{(aq)}$	+	$2 \text{I}^{-}_{(aq)}$
État initial	$x = 0$	n_0		0		0
État intermédiaire	x	$n_0 - x$		x		$2x$
Équilibre	$x_{\text{éq.}}$	$n_0 - x_{\text{éq.}}$		$x_{\text{éq.}}$		$2x_{\text{éq.}}$

- Pour cet état du système qui n'évolue plus, il n'est pas possible de dissoudre davantage d'iodure de plomb. Même en augmentant indéfiniment n_0 , la quantité maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans V_{solution} reste $x_{\text{éq.}}$.

↳ Pour un équilibre de dissolution, la solubilité du soluté, notée s , est donc : $s = \frac{x_{\text{éq.}}}{V_{\text{solution}}}$.

↳ À l'équilibre, les expressions des concentrations sont :

$$[\text{Pb}^{2+}_{(aq)}]_{\text{éq.}} = \frac{n(\text{Pb}^{2+}_{(aq)})_{\text{éq.}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{x_{\text{éq.}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$[\text{I}^{-}_{(aq)}]_{\text{éq.}} = \frac{n(\text{I}^{-}_{(aq)})_{\text{éq.}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \cdot x_{\text{éq.}}}{V_{\text{solution}}}$$

↳ On remarque que : $[\text{Pb}^{2+}_{(aq)}]_{\text{éq.}} = s$ et $[\text{I}^{-}_{(aq)}]_{\text{éq.}} = 2s$.

↳ Le quotient de réaction s'exprimant : $Q_r = [\text{Pb}^{2+}_{(aq)}] \times [\text{I}^{-}_{(aq)}]^2$, à l'état d'équilibre final : $Q_{r,\text{éq.}} = s \times (2s)^2$

Soit finalement : $Q_{r,\text{éq.}} = 4s^3$

- L'équilibre étant atteint, le quotient de réaction est égal à la constante d'équilibre de dissolution, on peut donc résoudre :

$$Q_{r,\text{éq.}} = K_s \text{ soit : } 4s^3 = K_s \text{ et enfin : } s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}.$$

- Avec $K_s = 9,8 \cdot 10^{-9}$ à 25 °C, la solubilité de l'iodure de plomb est donc :

↳ en quantité de matière : $s = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

↳ en masse : $s_{\text{masse}} = s \times M(\text{PbI}_{2(s)}) = 1,35 \cdot 10^{-3} \times 461 = 0,62 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.