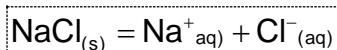


Petit bilan : Solubilité et précipitation

Toute réaction chimique évolue dans le sens qui permet à son quotient de réaction Q_r d'atteindre la valeur de la constante d'équilibre K

1^{er} cas : Dissolution d'un composé ionique

► Prenons l'exemple de la dissolution du chlorure de sodium NaCl(s) :



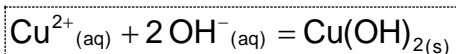
Constante d'équilibre de la réaction (= **produit de solubilité du composé ionique**) : $K_s = 38$

Quotient de réaction : $Q_r = [\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-]$

Si $Q_r < K_s$	Si $Q_r > K_s$	Si $Q_r = K_s$
$[\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-] < K_s$	$[\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-] > K_s$	$[\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-] = K_s$
<p>La réaction évolue de façon à obtenir $Q_r = K_s$</p> <p>→ Q_r doit donc augmenter</p> <p>→ les concentrations $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$ doivent augmenter</p> <p>→ la réaction évolue dans le sens direct, sens de formation des ions Na^+ et Cl^-</p>	<p>La réaction évolue de façon à obtenir $Q_r = K_s$</p> <p>→ Q_r doit donc diminuer</p> <p>→ les concentrations $[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$ doivent diminuer</p> <p>→ la réaction évolue dans le sens indirect, sens de consommation des ions Na^+ et Cl^-, sens de la précipitation du soluté</p>	<p>La réaction est à l'état d'équilibre : tout le soluté introduit est dissout mais si on rajoute du soluté, il ne se dissout plus.</p>
<p><u>Il y a dissolution totale du soluté</u></p>	<p><u>La solution est saturée :</u></p> <p>il y a coexistence dans la solution des ions provenant de la dissociation du soluté (Na^+ et Cl^-) et du soluté non dissout (NaCl)</p>	<p><u>La solution est homogène mais saturée</u></p>

2nd cas : Formation d'un précipité

► Prenons l'exemple de la précipitation de l'hydroxyde de cuivre lorsque l'on met en présence des ions cuivre Cu^{2+} et des ions hydroxyde OH^-



Constante d'équilibre de la réaction de précipitation : $K = 2.10^{18}$

Quotient de réaction : $Q_r = \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2}$

Si $Q_r < K$	Si $Q_r > K$	Si $Q_r = K$
La réaction évolue de façon à obtenir $Q_r = K$ → Q_r doit donc augmenter → les concentrations $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{OH}^-]$ doivent diminuer → la réaction évolue dans le sens direct, sens de la disparition des ions Cu^{2+} et OH^-	La réaction évolue de façon à obtenir $Q_r = K_s$ → Q_r doit donc diminuer → les concentrations $[\text{Cu}^{2+}]$ et $[\text{OH}^-]$ doivent augmenter → la réaction évolue dans le sens indirect, sens de la formation des ions Cu^{2+} et OH^-	La réaction est à l'état d'équilibre
<u>Il y a formation du précipité</u>	<u>Il n'y a pas encore de précipité</u>	<u>On est à la limite de la précipitation</u>

Remarque

En général, on ne donne pas la constante d'équilibre K de la réaction de précipitation mais on donne le produit de solubilité K_s du précipité : $K_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 5.10^{-19}$

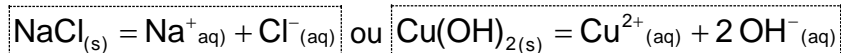
On a alors $K_s = \frac{1}{K}$ ou $K = \frac{1}{K_s}$

Si $Q_r < K$	Si $Q_r > K$	Si $Q_r = K$
$\frac{1}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2} < K$ $\frac{1}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2} < \frac{1}{K_s}$	$[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 < K_s$	$[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2 = K_s$
<u>Il y a formation du précipité</u>	<u>Il n'y a pas encore de précipité</u>	<u>On est à la limite de la précipitation</u>

Résumé du résumé !!

► Que ce soit dans l'étude de la dissolution d'un composé ionique dans de l'eau ou dans le cas de la formation d'un précipité lorsque l'on met en présence deux ions, on écrit la réaction associée à la constante d'équilibre donnée.

En général, la constante d'équilibre donnée est le produit de solubilité du composé ionique, donc on écrit la réaction dans le sens de la dissolution :



$$Q_r = [\text{Na}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

$$Q_r = [\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$$

Si $Q_r < K_s$	Si $Q_r > K_s$	Si $Q_r = K_s$
<p>La réaction évolue de façon à obtenir $Q_r = K_s$</p> <p>→ Q_r doit donc augmenter</p> <p>→ Les concentrations des ions doivent augmenter</p> <p>→ La réaction évolue dans le sens direct de la réaction écrite, sens de la formation des ions</p>	<p>La réaction évolue de façon à obtenir $Q_r = K_s$</p> <p>→ Q_r doit donc diminuer</p> <p>→ Les concentrations des ions doivent diminuer</p> <p>→ La réaction évolue dans le sens indirect de la réaction écrite, sens de la consommation des ions, sens de la formation du solide</p>	<p>La réaction est à l'état d'équilibre :</p> <p>- on est à la limite de la non dissolution ou précipitation du solide</p>
<p style="text-align: center;"><u>Il n'y a pas de solide</u> (soluté non dissout ou précipité) <u>en solution</u></p>	<p style="text-align: center;"><u>La solution est saturée :</u> il y a coexistence dans la solution des ions et du solide</p>	<p style="text-align: center;"><u>La solution est homogène mais saturée</u></p>