

Une solution est un mélange liquide homogène constitué :

Solvant (espèce en excès)	Solutés
---------------------------	---------

**Électrolyte** composé chimique qui se dissocie en ions.

Point méthode : équilibré une équation de réaction

Poser les conditions par des équations en

Il faut respecter la conservation de la matière et la conservation des charges

Point méthode : calcul des

t=(mol)	4Al	3O <sub>2</sub>	2Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
t=0	7	5	1
t=i	5	4,5	2
t=i+T	7-4x	5-3x	1+2x

Le réactif limitant :  $x_{max} = \frac{7}{4}$

Fraction de réactif pour Al :  $x_i = \frac{4 \times x_i}{7} = 29\%$

Les différents équilibres en solution aqueuse :

- Équilibres acido-basiques
- Équilibres de dissolution/précipitation
- Complexes
- Équilibres redox

Chacun de ces équilibres correspond à un échange entre un donneur et un accepteur appartenant au même couple.

équilibre	Donneur	Accepteur	Particule échangée
Acide-base	Base	Acide	H <sup>+</sup> proton
Précipitation	Précipité	Cation	Anion
complexes	ML <sub>n</sub>	M	nL Ligand
Redox	Réducteur	Oxydant	Électron

Notation : Les ions [ions] et C<sub>i</sub> pour les molécules neutres.

## Équilibre acide base

Référence au cours de Thermodynamique

## Équilibre de solubilisation et précipitation

**Seuil de solubilité ou saturation** état lorsque le soluté ne se dissout plus.

Un précipité c'est lorsque des composés en solution se regroupent et forme un solide.

Rmq : La précipitation est l'inverse de la dissolution.

Un précipité se forme soit par :

Réaction simple	Un échange de ions
-----------------	--------------------

*Exemple : Échange de cations :  $MgCO_3(s) + Ca^{2+} \rightarrow CaCO_3(s) + Mg^{2+}$*

On note K<sub>s</sub> la constante de dissolution.

Rmq : On utilise généralement le **pK<sub>s</sub>**.

La réaction est à :

L'équilibre	Spontanée	Non spontanée = formation de précipité
$Q_r = K_s$	$Q_r < K_s$	$Q_r > K_s$

On considère que si :

- $K_T > 10^4$  alors la réaction est totale au moins 99% du réactif a réagi.
- $K_T < 10^{-4}$  alors la réaction est nulle au plus 1% du réactif a réagi.

Pour un sel quelconque de type M<sub>a</sub>X<sub>b</sub>,  $M_aX_b(s) \rightleftharpoons aM^{z+}(aq) + bX^{x-}(aq)$ , l'équilibre de solubilité s'écrit  $K_s = [M^{z+}]_{eq}^a \times [X^{x-}]_{eq}^b$  avec  $a \times z^+ = b \times x^-$  (électroneutralité).

La constante de solubilité noté S correspond à la quantité maximale du solide qui peut être dissoute.

*Exemple :  $Fe_2^{+} + 2OH^{-} \rightleftharpoons Fe(OH)_2(s)$*

	$\text{Fe(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons$	$\text{Fe}_2^{+} +$	$2\text{OH}^{-}$
$t_0$	/	0	0
$t_{\text{final}}$	/	S	2S

$$K_S = [\text{Fe}_2^{+}][\text{HO}^{-}]^2$$

$$K_S = S \times (2S)^2 = 4S^3 \text{ d'où } S = \left(\frac{K_S}{4}\right)^{1/3}$$

### Ajout d'un ion en solution à l'équilibre : effet d'ion commun

L'ajout d'un des ions de la réaction dans une solution à l'équilibre provoquent un déplacement de ce dernier l'équilibre dans le sens indirect.

L'ajout d'une solution ayant un ion commun est solubilité plus faible que pour une solution sans ion commun ?

A COMPLETER

### Influence du pH

De nombreux cation métalliques réagissent avec  $\text{OH}^{-}$  et forme un précipité. Pour pouvoir les dissoudre, il faut que la solution soit acide.

Pour connaître, le pH de la solution à partir de laquelle la solvation débute, on détermine la valeur pour laquelle  $Q_r > K_S$  c'est-à-dire cela revient à déterminer la valeur minimum pour que la réaction soit à l'équilibre. En utilisant la constante  $K_e$ , on a  $pH > pK_e - pK_S - \log[M^{+}]$ .

## Équilibre de complexation

Complexe (ou composé de coordination)

Échange possible

$[\text{ML}] \text{ M} + \text{L}$

$\text{M} + n\text{L} = \text{ML}_n$

Constante globale de formation du complexe  $\beta = \frac{[\text{ML}_n]}{[\text{M}][\text{L}]^n}$ . Elle dépend de la température.

Rmq : on utilise souvent le  $p\beta$ .

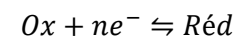
## Équilibre d'oxydo-réduction

Une réaction d'oxydo-réduction est un échange d'électrons en deux espèces chimiques.

**Réducteur** espèce capable de céder au moins un électron.

**Oxydant** espèce capable d'accepter au moins un électron.

Rmq : une molécule qui accepte est nécessairement capable de céder des électrons dans des conditions différentes.



En solution aqueuse, une réaction rédox se produit soit quand

- En présence de deux couples redox.
- Par l'intermédiaire d'un courant électrique qui arrive par une électrode (réaction électrochimique).

### **Le degré d'oxydation**

Les électrons sont attribués à l'atome le plus électronégatif.

Convention : le degré d'oxydation de chaque atome est écrit en chiffre romain.

Point méthode : équilibrer une solution rédox en solution

**Pour chaque couple redox :**

1. Équilibrer les éléments autres que l'hydrogène et l'oxygène.
2. Équilibrer les oxygènes :
  - a. En milieu acide, en ajoutant des molécules d'eau.
  - b. En milieu basique, en ajoutant des ions  $\text{HO}^{-}$ .
3. Équilibrer les hydrogènes en ajoutant  $\text{H}^{+}$ .
4. Ajouter les électrons.

**Sommer les deux couples.**