

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 ₂	2Al ₂ O ₃
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 ⁺ proton
Précipitation	Précipité	Cation	Anion
complexes	ML _n	M	nL Ligand
Redox	Réducteur	Oxydant	Électron

Notation : Les ions [ions] et C_i 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_s la constante de dissolution.

Rmq : On utilise généralement le **pK_s**.

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_aX_b, $M_aX_b(s) \rightleftharpoons aM^{z+}(aq) + bX^{x-}(aq)$, 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 : $Fe^{2+} + 2OH^- \rightleftharpoons Fe(OH)_2(s)$

	$\text{Fe(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons$	$\text{Fe}_2^{+} +$	2OH^{-}
t_0	/	0	0
t_{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 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 $\text{pH} > \text{p}K_e - \text{p}K_S - \log[M^{+}]$.

Équilibre de complexation

Un complexe est l'association d'un centre métallique (atome ou ion d'un métal de transition) et de molécules neutres ou d'anions appelés ligands.

Complexe (ou composé de coordination)

Les différents types de réaction de complexation :

$[\text{ML}] \rightleftharpoons \text{M} + \text{L}$	Association dissociation
$[\text{M}_1\text{L}] + \text{M}_2 \rightleftharpoons \text{M}_1 + [\text{M}_2\text{L}]$	Échange de ligands
$[\text{ML}_1] + \text{L}_2 \rightleftharpoons [\text{ML}_2] + \text{L}_1$	Échange de centres métalliques

En fonction du nombre de liaison qu'un ligand est capable de faire avec l'atome central Mono-, bi-, poly- dentate nombre de liaisons covalentes

Couple accepteur/donneur (noté M/ML_n) associé à $\text{M} + n\text{L} \rightleftharpoons \text{ML}_n$

On classe les ligands en fonction du nombre de

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 $\text{p}\beta$.

Rmq : la constante de dissociation correspond à $\frac{1}{\beta}$

$\beta \gg 1$ la réaction est totale.

Constante de formation $K_{fi} = \frac{[\text{ML}_i]}{[\text{ML}_{i-1}][\text{L}]}$ constante de dissociation $K_{di} = \frac{1}{K_{fi}}$

$$\text{pL} = \text{p}K_i + \log \frac{[\text{ML}_{i-1}]}{[\text{ML}_i]}$$

Réactions successives

Diagramme de dissociation

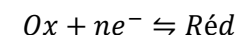
Équilibre d'oxydo-réduction

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 HO^- .
3. Équilibrer les hydrogènes en ajoutant H^+ .
4. Ajouter les électrons.

Sommer les deux couples.