Une solution est un mélange liquide homogène constitué :

|  |  |
| --- | --- |
| Solvant (espèce en excès) | Solutés (espèces actives) |

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 | 3O2 | 2Al2O3 | | t=0 | 7 | 5 | 1 | | t=i | 5 | 4,5 | 2 | | t=i+T | 7-4x | 5-3x | 1+2x |   Le réactif limitant :  Fraction de réactif pour Al : |

Les différents équilibres en solution aqueuse sont :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Acido-basiques | Dissolution/précipitation | Complexes | 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 | MLn | M | nL Ligand |
| Redox | Réducteur | Oxydant | Électron |

Notation : Les ions [ions] et Ci 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 dissous plus.

Précipitation les composés en solution se regroupent et forment 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 : MgCO3(s) + Ca2+→CaCO3(s) + Mg2+*

On note Ks la constante de dissolution (ou produit de solubilité). C’est le coefficient réactionnel (thermodynamique).

Rmq : On utilise généralement le .

La réaction est à :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| L’équilibre | Spontanée | Non spontané = formation de précipité |
|  |  |  |

On considère que si :

* KT°>104 alors la réaction est totale au moins 99% du réactif a réagi.
* KT°<10-4 alors la réaction est nulle au plus 1% du réactif a réagi.

Pour un sel quelconque de type MaXb, , l’équilibre de solubilité s’écrit avec (électroneutralité).

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

*Exemple :* Fe2+ + 2OH- ⇋ Fe(OH)2 (s)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Fe(OH)2 (s) ⇋ | Fe2+ + | 2OH- |
| t0 | / | 0 | 0 |
| tfinal | / | S | 2S |

d’où

### 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 provoque un déplacement de ce dernier 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 connaitre, le pH de la solution à partir de laquelle la solvatation débute, on détermine la valeur pour laquelle c’est-à-dire cela revient à déterminer la valeur minimale pour que la réaction soit à l’équilibre. En utilisant la constante Ke, on a .

# 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 :

|  |  |
| --- | --- |
|  | Association dissociation |
|  | Échange de ligands |
|  | Échange de centres métalliques |

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

Couple accepteur/donneur (noté ) associé à

Constante globale de formation du complexe. Elle dépend de la température.

Rmq : on utilise souvent le .

Rmq : la constante de dissociation correspond à

la réaction est totale.

Constante de formation constante de dissociation

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 : on note le couple oxydo-réduction oxy/red.

Attention Une réaction de :

* Oxydation est une perte d’électrons :
* Réduction est un gain d’électrons :

## Potentiel rédox

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

### 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.

*Exemple :*

Couple rédox : , la demi-équation rédox associée est :

Potentiel d’électrode (noté ) standard différence de potentiel entre le couple et un électrode standard.

traduit la force de l’oxydant à récupérer les électrons et ainsi celles du réducteur à les céder.

ESH (Électrode standard à hydrogène)

Si c’est positif alors les électrons vont de l’hydrogène vers l’électrode.

Rmq : C’est un autre nom donné à la force électromotrice (abrégé fem). Si la fem>0 alors le potentiel du couple rédox est supérieur à celui de l’électrode de référence. Les électrons vont de l’électrode de référence et réduisent l’oxydant.

La différence de potentiel entre les espèces d’un couple dépend de leur concentration :

A 25°C

## Réaction entre deux couples

En solution aqueuse, une réaction rédox se produit en présence d’un réducteur et un oxydant où .

Rmq : Elle peut également avoir lieu par l’application d’un courant électrique qui arrive par une électrode (réaction électrochimique).

|  |
| --- |
| Méthode du Alpha :  1 Les couples sont placées oxydant  Si l  La réaction correspond à un transfert d’électrons : l’oxydant (Ox2) capte les électrons du réducteur (Red1). |

Rmq : la réaction est totale si le .

|  |
| --- |
| 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 :    1. En milieu acide, en ajoutant des molécules d’eau.    2. En milieu basique, en ajoutant des ions HO-. 3. Équilibrer les hydrogènes en ajoutant H+. 4. Ajouter les électrons. On déduit leur en faisant la différence de charges pour chaque côté de l’équation   Sommer les deux couples**.** |

L’échange d’électrons entre deux espèces à 25°C :

Le pH influe sur le potentiel d’oxydo-réduction si l’équation de la réaction contient des [H+].

### Diagramme de prédominance

On considère qu’une espèce prédomine lorsque ou .

### Enthalpie de formation

L’enthalpie de formation du réducteur est définie par :

|  |  |
| --- | --- |
|  | nbre d’électrons échangés  constante de Faraday 96 500 C.mol-1  potentiel d’électrode (rmq : en conditon standard) |

### Fonctionnement d’une pile

Une pile est un dispositif composé de deux cellules distincts appelées demi-piles composé chacun d’une couple oxydante/réducteur relié par un conducteur. Le conducteur permet la circulation des électrons.

L’électroneutralité est assurée par une pont salin, un mélange composé de anions et de cations. Les anions migrent vers l’anode et les cations vers le cathode.

Le fem correspond à la force avant de relier les deux électrodes.

# Dosage

Méthode pour déterminer la concentration d’une espèce en solution.

On a besoin d’une autre espèce qui réagit totalement que l’on ajoute progressivement. à ’équivalent (, l’espèce dont on cherche à déterminer la concentration à complétement réagit avec l’espèce ajoutée.

À , les deux formes de l’espèce étudiée seront à l’équilibre.