

Les réactions d'oxydo-réduction

DELAHI MOHAMED (1 bac SM)

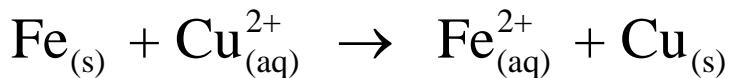
I – REACTIONS D’OXYDO-REDUCTION, OXYDANT, REDUCTEUR

1 – Définitions

Définition d'une réaction d'oxydo-réduction :

C'est une réaction caractérisée par un **transfert d'électrons** entre un oxydant et un réducteur.

Exemple : réaction entre Fe et Cu²⁺_(aq)



Définition d'un oxydant :

Un oxydant est une espèce chimique (molécule ou ion) capable de capter un ou plusieurs électrons lors d'une réaction chimique.

Définition d'un réducteur :

Un réducteur est une espèce chimique (molécule ou ion) capable de céder un ou plusieurs électrons lors d'une réaction chimique.



Réducteur

Oxydant

Définition d'une oxydation :

Une oxydation est une perte d'électrons.

Définition d'une réduction :

Une réduction est un gain d'électrons.

2 – Oxydants et réducteurs dans la classification périodique

En classe de 2^{nde}, nous avons vu qu'un élément dont la dernière couche n'est pas remplie complètement tend à acquérir la structure du gaz rare le plus proche.

- S'il tend à gagner des électrons, c'est un oxydant.
- S'il tend à perdre des électrons, c'est un réducteur.

Exemples :

Na (gaz rare le plus proche Ne) : tend à perdre 1 é ; c'est le réducteur du couple Na⁺/Na.
I₂ (gaz rare la plus proche Xe) : tend à gagner 1 é ; c'est l'oxydant du couple I₂/I.

II – COUPLE OXYDANT-REDUCTEUR

1- Définition

Un couple oxydant/réducteur est constitué d'un oxydant et d'un réducteur qui se transforment l'un en l'autre par un transfert d'électrons.

Oxydant + né = réducteur

Exemples :

- couple Fe^{2+}/Fe $\text{Fe}^{2+} + 2\text{é} \rightleftharpoons \text{Fe}$
(oxydant) (réducteur)
- couple I_2/I^- $\text{I}_2 + 2\text{é} \rightleftharpoons 2\text{I}^-$

2 – Equilibre d'une demi-équation associée à un couple

La demi-équation respecte les mêmes règles d'ajustement de la stoechiométrie que les équations chimiques.

Méthode d'équilibre d'une demi équation redox en milieu acide :

- Ecrire la demi-équation sous la forme $\text{Ox} + \text{né} = \text{red}$
- Assurer, si nécessaire la conservation des éléments autres que H et O.
- Assurer la conservation de l'élément O avec des molécules d'eau.
- Assurer la conservation de l'élément H avec des protons H^+ .
- Assurer la conservation de la charge avec des électrons.

Méthode d'équilibre d'une demi équation redox en milieu basique :

- Equilibrer la demi-équation en milieu acide.
- Ecrire l'autoprotolyse de l'eau avec autant d' H^+ que dans l'équation précédente

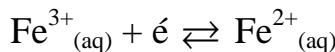


- Additionner les deux équations précédentes de manière à éliminer les H^+ .

a) Exemples de couples cation métallique / métal



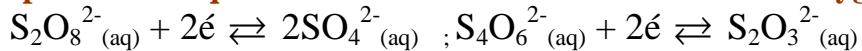
b) Exemple de couple cation métallique / cation métallique



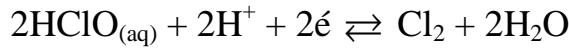
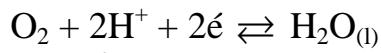
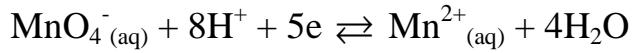
c) Exemples de couples ion métallique / molécule



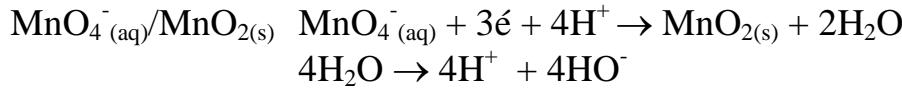
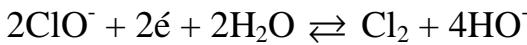
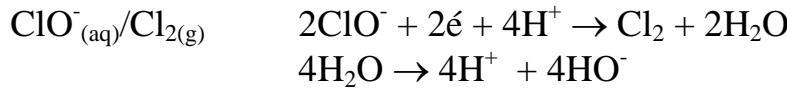
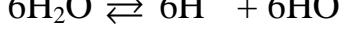
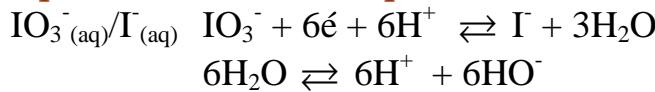
d) Exemples de couples dans lequel un élément commun s'associe à l'oxygène



Equilibre en milieu acide :



Equilibre en milieu basique :



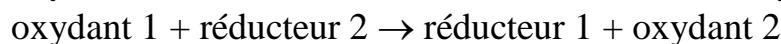
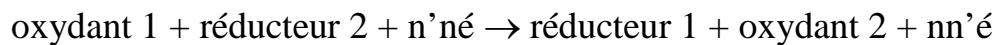
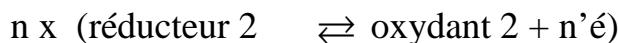
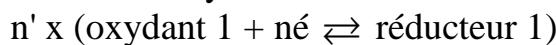
III – EQUATION CHIMIQUE D’UNE REACTION D’OXYDO-REDUCTION

1 – Caractéristiques

Une réaction d’oxydo-réduction fait intervenir deux couples oxydant/réducteur.

Pour obtenir l’équation d’une réaction d’oxydo-réduction, on peut additionner les deux demi-équations de chacun des couples oxydant/réducteur mis en jeu.

Réaction entre un oxydant 1 et un réducteur 2 appartenant respectivement aux couples oxydant 1/ réducteur 1 et oxydant 2/ réducteur 2 :



2 – Exemples

Réaction entre la vitamine (ou acide ascorbique) $C_2H_8O_6$ et le diiode

Couples : $C_2H_6O_6 / C_2H_8O_6$ I_2 / I^-

