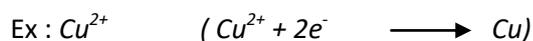


Rappel d'oxydoréduction

↪ **Un oxydant** : une espèce chimique capable de



↪ **Un réducteur** : espèce chimique capable de



↪ **Un couple oxydant/réducteur** : ensemble formé par un et par son

Chaque couple oxydant /réducteur est caractérisé par une demi-équation d'oxydoréduction :



Avec n le nombre d'électron mis en jeu. Les électrons se situent toujours du côté de l'oxydant.

Règle 1: conservation de la matière

On doit retrouver de chaque côté de l'équilibre le même nombre d'atome.

Règle 2 : électroneutralité

On doit avoir le même nombre de charge de chaque côté.

↪ **Écriture d'une demi-équation** :

Règle de MOHE :

M : équilibrer tous les éléments autres que O et H

O : équilibrer l'élément Oxygène en ajoutant H_2O si on est en milieu acide
ou en ajoutant OH^- si on est en milieu basique

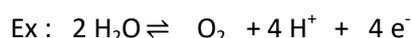
H : équilibrer l'élément Hydrogène en ajoutant H^+ si on est en milieu acide
ou en ajoutant H_2O si on est en milieu basique.

E : équilibrer les charges en ajoutant des électrons

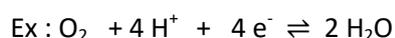
Exemple du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$:

Ecrire l'oxydant et le réducteur	$\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
M : équilibrer tous les éléments autres que O et H	$\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Ici, il n'y a pas d'éléments autres que O et H
O : équilibrer l'élément Oxygène	$\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
H : équilibrer l'élément Hydrogène	$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
E : équilibrer les charges	$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

↪ **Une oxydation** : est une perte d'électrons (le réducteur s'oxyde)



↪ **Une réduction** est un gain d'électrons (l'oxydant se réduit)



↪ **Une réaction d'oxydoréduction** : elle met en jeu 2 couples ox/red : ox1/red1 et ox2/red2.

Elle correspond à un transfert d'un ou plusieurs électrons entre l'oxydant du couple 1 (ox1) et le réducteur du couple 2 (red2)

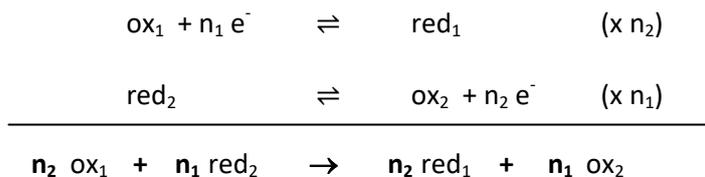
Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'une transformation chimique

Remarque : tous les électrons captés par l'oxydant du premier couple (Ox_1) ont été cédés par le réducteur du second couple (red_2). Il n'apparaît donc aucun électron dans l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique ayant eu lieu.

Dans le cas où l' ox_1 réagit avec le red_2 :

On écrit les demi-équations d'oxydoréduction dans le sens de la réduction pour l'oxydant 1 et dans le sens de l'oxydation pour le réducteur 2.

On les additionne après avoir affectés des coefficients multiplicateurs à chaque demi-équation pour que le nombre d'électrons cédés soit égal au nombre d'électrons captés.



Pour s'entraîner : <http://e.m.c.2.free.fr/equchim.htm>

<http://scphysiques.free.fr/TS/chimieTS/EquatRedox.swf>

<http://sciencesphy.free.fr/lycee/PremS/Chimie1/MethodeRedOx.htm>

Travail à faire pour le lundi 12 octobre 2020

- Revoir le cours sur les réactions d'oxydoréduction de 1^{ère}
- Ecrire les demi-équations des couples: $Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq)$; $MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)$; $CO_2(g) / H_2C_2O_4(aq)$; $S_2O_3^{2-}(aq) / S(s)$ et $SO_2(aq) / S_2O_3^{2-}(aq)$.
- On réalise les expériences suivantes :
 - ✗ Dans un bécher A, verser 10 mL d'une solution de sulfate de fer (II), ($Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$) à $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L.
 - ✗ Dans un bécher B, verser 10 mL d'une solution d'acide oxalique, $H_2C_2O_4(aq)$ à $5,0 \times 10^{-1}$ mol/L.
 - ✗ Ajouter **simultanément** dans chaque bécher, 5 mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium, ($K^+(aq) + MnO_4^-(aq)$) à $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L.

Ecrire les équations des réactions d'oxydoréduction qui se produisent dans les béchers A et B.