

Chapitre 3 : les réactions d'oxydoréduction

I) Qu'est-ce un couple oxydant/réducteur ?

1. Espèces chimiques conjuguées

- Deux espèces chimiques qui, au cours d'une transformation chimique, se transforment l'une en l'autre par **GAIN ou PERTE d'ELECTRONS**, sont dites **conjuguées** et forme un couple **OXYDANT / REDUCTEUR** (l'**OXYdant** est toujours noté à gauche et le **REDucteur** à droite).

Exemple : Fe^{2+}/Fe , Fe^{2+} est l'**oxydant** et Fe le **réducteur**.

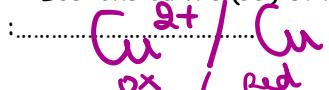
- L'**oxydant** est l'**entité du couple capable de recevoir/capter** un ou plusieurs **électrons**.
L'**oxydant** se **réduit**.
- Le **réducteur** est l'**entité du couple capable de donner/céder** un ou plusieurs **électrons**.
Le **réducteur** s'**oxyde**.

Exemple :

→ L'**ion cuivre (II)** $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ peut se transformer en cuivre métallique $\text{Cu}(\text{s})$ par gain de 2 électrons : c'est un.....**oxydant**

→ Inversement, le cuivre peut se transformer en ion cuivre (II) par perte de 2 électrons : c'est un.....**Réducteur**

→ Les ions cuivre (II) et le cuivre sont des espèces conjuguées et forment le couple rédox



2. Demi-équation d'oxydoréduction

La **demi-équation d'oxydoréduction électronique associée à un couple Ox/Red** traduit la transformation possible d'une des espèces conjuguées en l'autre :

Ox + n e- = Rédox ou **n** représente le nombre d'électrons (notés **e-**) perdus ou gagnés.

Remarque :

Le signe = traduit le fait que le processus est réversible : la transformation peut avoir lieu dans les deux sens selon les conditions de l'expérience.

Exemple :

Au couple rédox $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ est associée la demi-équation rédox :



Au couple $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ est associée la demi-équation rédox :



REMARQUES : Méthode de résolution d'une demi-équation

- équilibrer les atomes autres que H et O
- équilibrer les atomes d'oxygène O en ajoutant des molécules d'eau $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- équilibrer les atomes H avec des ions hydrogènes $\text{H}^+(\text{aq})$ en milieu acide. On peut ajouter des ions $\text{HO}^-(\text{aq})$ en milieu basique.
- équilibrer la charge totale avec des électrons **e-**.

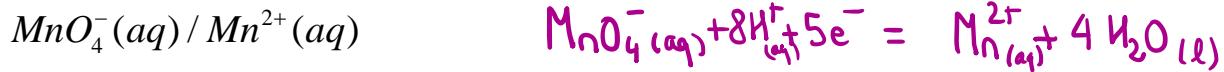
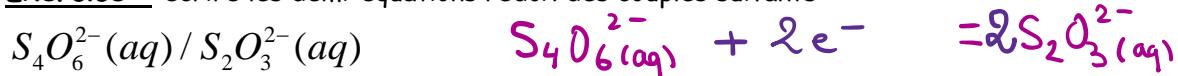


les électrons sont TOUJOURS du côté de l'**OXYDANT**

Exemple complexe :

Ce qu'il faut faire à chaque étape	Exemple
1. Identifier le couple redox (généralement donné dans l'énoncé)	Ion dichromate / ion chrome $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
2. Écrire les deux espèces chimiques de part et d'autre du signe « = » (l'oxydant à gauche, le réducteur à droite)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) = \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$
3. Ajuster la stœchiométrie de l'élément chimique principal, ici le chrome.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) = 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$
4. Ajuster la stœchiométrie de l'élément chimique O en ajoutant autant de H_2O que nécessaire.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \text{ (l)} = 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$
5. Ajuster la stœchiométrie de l'élément chimique H en ajoutant autant de $\text{H}^+(\text{aq})$ que nécessaire.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) \text{ (l)} = 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$
6. Ajuster les charges électriques en ajoutant autant d'électrons e^- que nécessaire.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6e^- \text{ (l)} = 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}$

Exercice : écrire les demi-équations rédox des couples suivants :



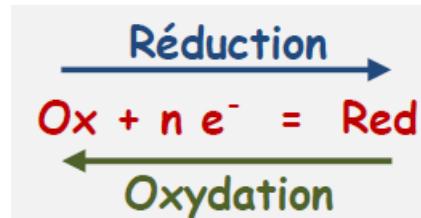
II) Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction

a. Définitions

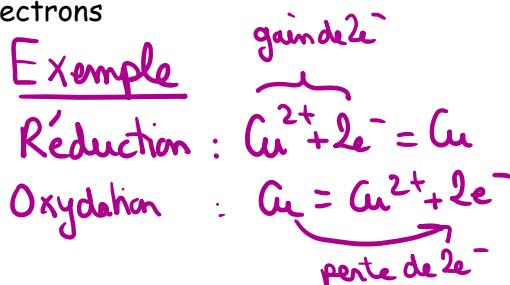
Une réaction rédox est un transfert d'électrons entre le réducteur d'un couple rédox et l'oxydant d'un autre couple. Il y a donc deux couples mis en jeu.

Une oxydation est une perte d'électrons. Une réduction est un gain d'électrons.

NB : OPERGE : Oxydation Perte d'Electrons, Réduction Gain d'Electrons



Les électrons sont toujours du côté de l'oxydant



Remarque : Les électrons libres n'existent pas en solution : tous les électrons cédés par le réducteur sont captés par l'oxydant.

b. Comment écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction ?

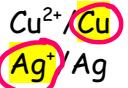


L'équation associée à une réaction d'oxydoréduction ne fait pas apparaître d'électrons : elle s'écrit en combinant les demi-équations associées aux deux couples Ox/Red mis en jeu, de façon à égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.

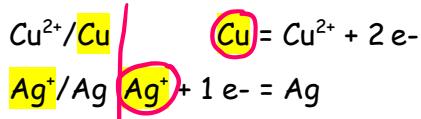
Méthode systématique avec un exemple :

Réaction entre le cuivre métallique du couple Cu^{2+}/Cu et les ions argent $Ag^+(aq)$ du couple Ag^+/Ag .

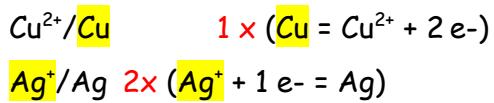
- Ecrire les couples et entourer ce qu'il y a dans le bêcher (ou l'énoncé)



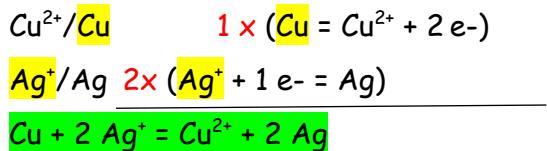
- Ecrire à gauche les espèces entourées et compléter les demi équations rédox



- Multiplier par le multiple commun le plus petit possible chaque demi-équation

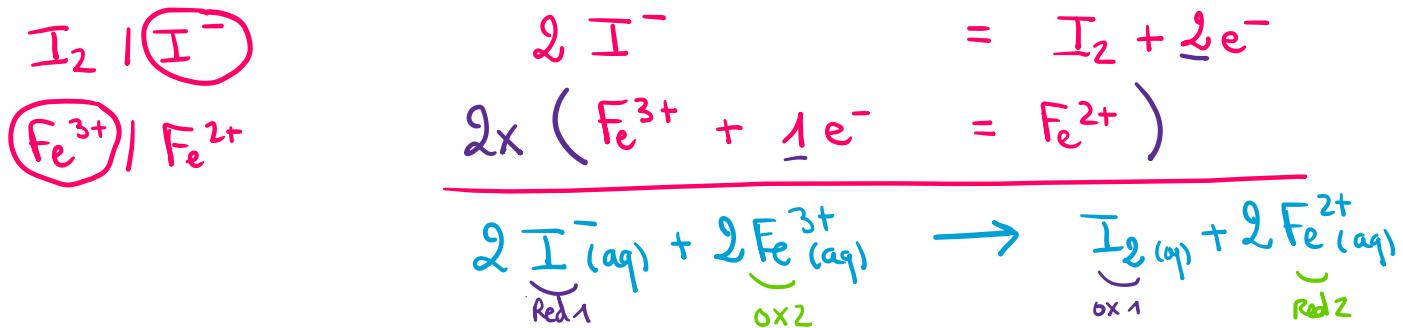


- Tirer un trait et faire la somme en colonne (les électrons doivent se simplifier)

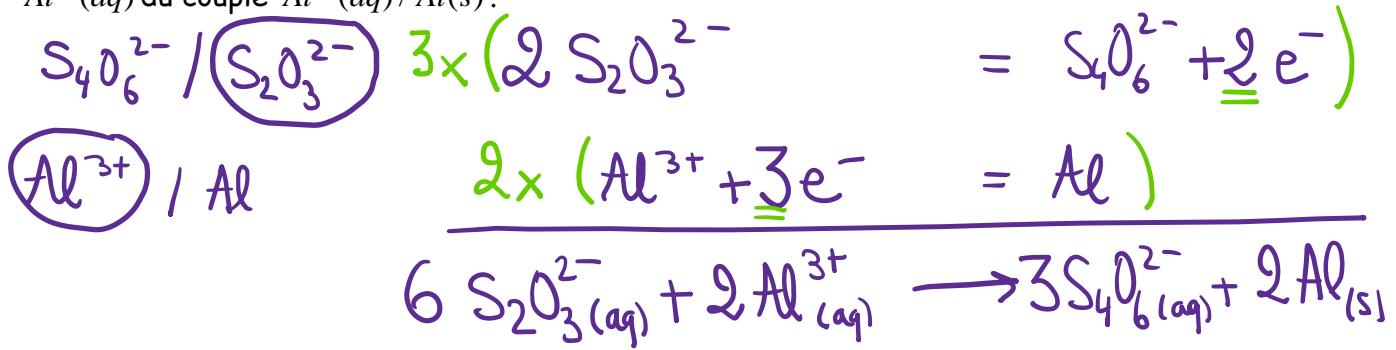


Exercices : Ecrire.

→ Réaction entre les ions iodure I^- du couple I_2/I^- et les ions Fe^{3+} du couple Fe^{3+}/Fe^{2+} :



→ Réaction entre les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$ (aq) du couple $S_4O_6^{2-}$ (aq) / $S_2O_3^{2-}$ (aq) et les ions Al^{3+} (aq) du couple Al^{3+} (aq) / Al (s).



→ Réaction entre les ions MnO_4^- (aq) du couple MnO_4^- (aq) / Mn^{2+} (aq) et les ions Cr^{3+} (aq) du couple $Cr_2O_7^{2-}$ (aq) / Cr^{3+} (aq)

