

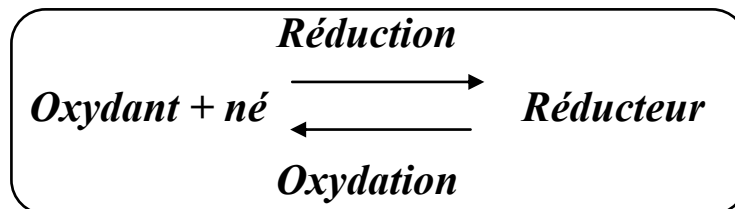
## Rappel sur les réactions d'Oxydo-réduction

### 1. Généralités

#### a- Définitions

##### - **Oxydant et Réducteur**

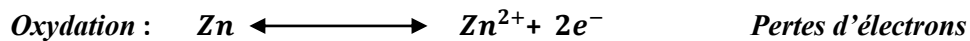
Un oxydant (**Réducteur**) est une espèce chimique qui fixe (**cède**) des électrons. Lorsqu'un oxydant fixe des électrons il est réduit. Inversement lorsqu'un réducteur cède des électrons, il est oxydé.



##### - **Couples oxydant / réducteur**

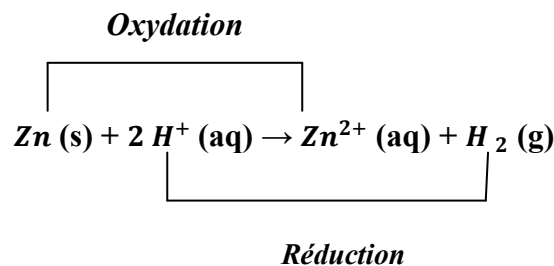
Les deux espèces oxydant et réducteur obtenues en passant de l'une à l'autre par gain ou perte d'un ou plusieurs électrons s'appellent des espèces conjuguées. Elles forment un couple oxydant / réducteur, noté **Ox / Red**.

**Exemple :**



Les Couples ( $Zn^{2+} / Zn$ ) et ( $H^+ / H_2$ ) sont dits couples redox ou oxRed.

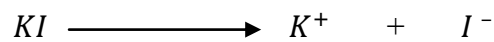
##### - **Réaction d'oxydo-réduction entre les deux couples**



- **Degré ou nombre d'oxydation (X ou NO)**

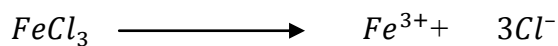
C'est la charge que prendrait l'atome dans une molécule si toutes les liaisons chimiques sont rompues. Il est un nombre entier et on le désigne par les chiffres romains pour qu'il ne soit pas confondu avec la charge électrique de l'atome.

**Exemples**



$$X_K = +I \quad X_I = -I$$

( $X_i$  désigne le degré d'oxydation de l'ion  $i$ )



$$X_{Fe} = +III \quad X_{Cl} = -I$$

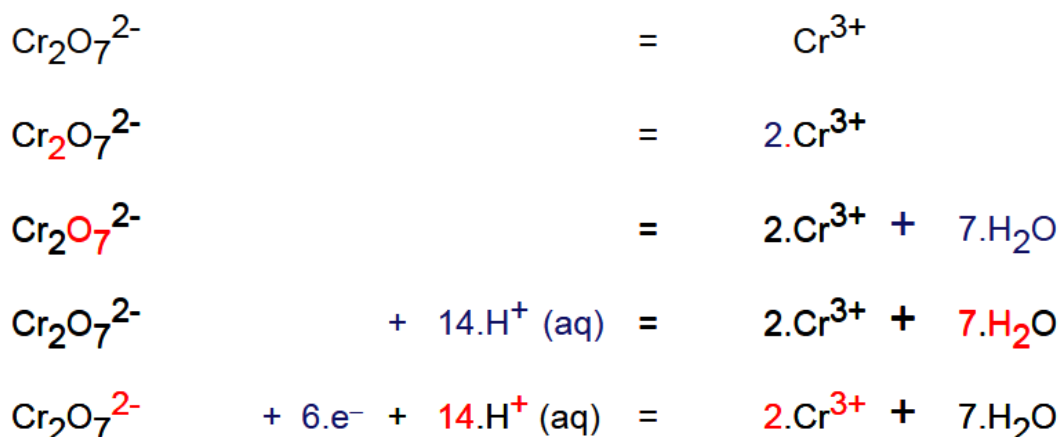
**Règles**

- Dans une molécule, la somme des degrés d'oxydations ( $X_i$ ) est égale à la charge de cette molécule.
- Le degré d'oxydation de H est égale toujours +I sauf dans la molécule **LiH** ou  $X_H = -I$ .
- Le degré d'oxydation de O est égale toujours -II sauf dans la molécule **H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** ou  $X_O = -I$ .

**2. Comment équilibrer une réaction d'oxydo-réduction ?**

1. Ecrire les équations de demi-réaction redox mises en jeu pour chaque élément.
2. Calculer le Degré d'Oxydation (DO) de l'oxydant et du réducteur et déterminer le nombre d'électrons échangés.
3. Les charges sont équilibrées par les ions H<sup>+</sup> en milieu acide et par les ions OH<sup>-</sup> En milieu basique.
4. Écrire la réaction globale, et équilibrer les charges puis les atomes.
5. Equilibrer les « H » et « O » avec des molécules d'eau.
6. Équilibrer le nombre d'électrons échangés.
7. Les charges sont équilibrées par les ions H<sup>+</sup> en milieu acide et par les ions OH<sup>-</sup> En milieu basique

**Exemple :**

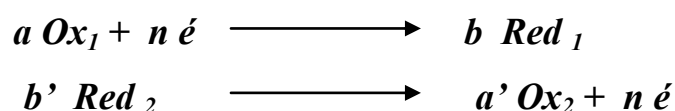


**Remarque :**

- Lorsque le nombre d'oxydation (NO) augmente donc on peut dire que la réaction est une réaction d'oxydation.
- Lorsque le nombre d'oxydation (NO) diminue donc on peut dire que la réaction est une réaction de réduction.

### 3. Mesure du potentiel d'oxydoréduction

**Formule de Nurnst**



$$E (\text{Ox}_1 / \text{Red}_1) = E^\circ (\text{Ox}_1 / \text{Red}_1) + \frac{RT}{nF} \text{Ln} \frac{[\text{Ox}_1]^a}{[\text{Red}_1]^b}$$

$$E (\text{Ox}_1 / \text{Red}_1) = E^\circ (\text{Ox}_1 / \text{Red}_1) + \frac{0,06}{n\text{é}} \text{Log} \frac{[\text{Ox}_1]^a}{[\text{Red}_1]^b}$$

$$E (\text{Ox}_2 / \text{Red}_2) = E^\circ (\text{Ox}_2 / \text{Red}_2) + \frac{RT}{nF} \text{Ln} \frac{[\text{Ox}_2]^{a'}}{[\text{Red}_2]^{b'}}$$

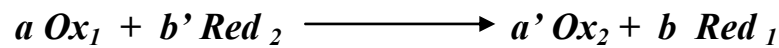
$$E (\text{Ox}_2 / \text{Red}_2) = E^\circ (\text{Ox}_2 / \text{Red}_2) + \frac{0,06}{n\text{é}} \text{Log} \frac{[\text{Ox}_2]^{a'}}{[\text{Red}_2]^{b'}}$$

$E^\circ (\text{Ox} / \text{Red})$  : Potentiel redox standard du couple oxydant /Réducteur.

$R$  : constante des gaz parfait (8,314 j/mol K).

$n$  : nombre d'électrons échangés.

$F$  : Faraday = 96485 Coulomb. mol<sup>-1</sup>.



$$E (\text{Ox} / \text{Red}) = E^\circ (\text{Ox} / \text{Red}) + \frac{0,06}{n \text{ é}} \text{Log} \frac{[\text{Ox}_1]^a \cdot [\text{Red}_2]^{b'}}{[\text{Ox}_2]^{a'} \cdot [\text{Red}_1]^b}$$

- La pile est symbolisée par : (-) Ox 1 / Réd 1 // Ox 2 / Red 2 (+).
- $E_{\text{cathode}} > E_{\text{anode}}$  : La cathode (+) est le pôle positif, alors que l'anode (-) est le pôle négatif.
- fem: La force électromotrice) toujours positive.  $Fem = E_{(+)} - E_{(-)}$
- A l'équilibre  $E(+)=E(-)$  donc la fem = 0
- La constante d'équilibre K est calculée selon l'équation suivante

$$\text{Log } K = \frac{n \text{ é} \times [E^0(+)- E^0 (-)]}{0,06}$$

Ou bien

$$K = \frac{[\text{Ox}_1]^a \cdot [\text{Red}_2]^{b'}}{[\text{Ox}_2]^{a'} \cdot [\text{Red}_1]^b}$$

**Dr. KAABI ILHEM**