

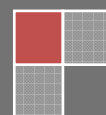
2006  
/2007  
7

# TP CHIMIE

## Oxydo-réduction

Vous retrouvez Des cours, TD, TP, exercices+corrigés, sujets examens sur:  
<http://stsm-usthb.blogspot.com/>

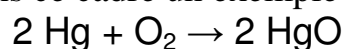
Préparé par Touil Abdelhafid de groupe SM2  
Forum pour les étudiants de première année ST SM  
2006/2007



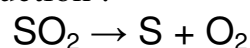
## Introduction :

Une **réaction d'oxydo-réduction** (on utilise parfois l'abréviation *red/ox*) est une transformation de la matière à l'échelle atomique par déplacement d'électrons. C'est une réaction chimique s'accompagnant d'un courant électrique. Une réaction d'oxydo-réduction peut se décomposer en deux sous-étages : une oxydation et une réduction. De manière intuitive, on est tenté de définir une oxydation comme étant la combinaison d'un corps avec l'oxygène. Ainsi, pour **Antoine Lavoisier**, les réactions d'oxydation ou de réduction mettent nécessairement en jeu l'oxygène. Une oxydation est vue comme un gain d'oxygène, une réduction comme une perte d'oxygène.

Voici dans ce cadre un exemple d'oxydation :



Et de réduction :



Cependant ce n'est qu'au XX<sup>e</sup> siècle, après la découverte de l'électron (**J.J. Thomson**, 1897) et l'introduction du modèle atomique de **Bohr** (1913) que les réactions chimiques ont été réexaminées à la lumière de ces nouveaux modèles et que des similitudes observées permirent de dégager progressivement le concept actuel d'oxydo-réduction qui s'exprime en termes de transferts d'électrons.

### BUT DE TRAVAIL

*Le travail a pour but de déterminer la tenue en fer dans le sel de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\text{FeSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ .*

## PARTIE THÉORIQUE

### Définitions :

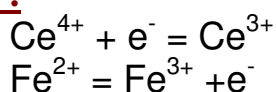
Dans une oxydo-réduction,

- l'élément qui perd un ou des électron(s) est appelé **réducteur**,
- l'élément qui gagne un ou des électron(s) est appelé **oxydant**.

Le réducteur s'oxyde (réaction d'**oxydation**), l'oxydant se réduit (réaction de **réduction**). L'oxydo-réduction se compose donc de deux demi-réactions : une oxydation et une réduction.

- **Oxydation**  
 $\text{réducteur (1)} \leftrightarrow \text{oxydant (1)} + ne^-$
- **Réduction**  
 $\text{oxydant (2)} + ne^- \leftrightarrow \text{réducteur (2)}$
- **Oxydo-réduction** (« somme » de l'oxydation et de la réduction)  
 $\text{oxydant (2)} + \text{réducteur (1)} \rightarrow \text{oxydant (1)} + \text{réducteur (2)}$

### Exemple :

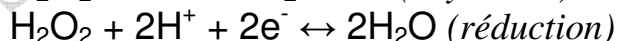
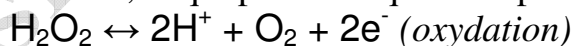


D'où la réaction bilan :



Un réducteur oxydé est un oxydant, et un oxydant réduit est un réducteur. On définit ainsi le **couple oxydant-réducteur** (anciennement appelé « couple redox ») qui se compose de l'oxydant et du réducteur conjugué (l'oxydant réduit). On le note sous la forme : *oxydant/réducteur*.

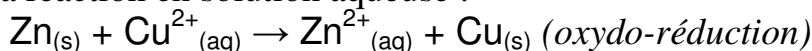
**Note :** Certains composés chimiques peuvent se comporter aussi bien en oxydant qu'en réducteur. C'est notamment le cas de l'eau oxygénée, dont on dit qu'elle se dismute, et qui par conséquent ne peut être conservée longtemps :



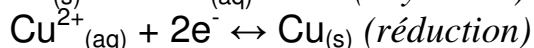
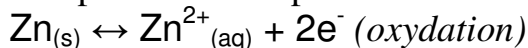
Soit au final :



On a par exemple les couples oxydant-réducteur **Cu<sup>2+</sup>/Cu** et **Zn<sup>2+</sup>/Zn**, qui donnent la réaction en solution aqueuse :



Cette réaction peut se décomposer en une réduction et une oxydation :



Les deux demi-réactions d'oxydation et de réduction peuvent réellement être séparées dans certains cas (c'est-à-dire qu'elles ne se produisent pas au même endroit), ce qui permet de générer un **courant électrique** (c'est ce qui se passe dans les **piles électriques**). Dans les autres cas, par exemple dans l'exemple donné, elles n'ont qu'un intérêt formel (les électrons libres n'existent pas dans l'eau).

### Le nombre d'oxydation :

Le nombre d'oxydation ou le degré d'oxydation d'un élément dans une combinaison chimique, le nombre d'électrons qu'il a perdu ou il a gagné en passant à l'état d'ion.

Oxydation et Réduction doivent toutes deux se passer dans une réaction Rédox. Si une particule gagne des électrons dans une réaction, une autre particule doit les perdre. Vous pouvez trouver le nombre d'oxydation des éléments dans le tableau périodique. Bien que ces informations soient importantes, les règles suivantes doivent vous guider lors de travaux comportant des équations Rédox.

1. Le nombre d'oxydation d'un élément libre = 0.
2. Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique = charge de l'ion.
3. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène = + 1 et rarement - 1.
4. Le nombre d'oxydation de l'oxygène = - 2 et dans les peroxydes - 1.
5. La somme des nombres d'oxydation dans un ion polyatomique = charge de l'ion.
6. Le nombre d'oxydation d'un corps simple égale à zéro.

Les nombres d'oxydation des éléments des groupes 1 et 2 ainsi que de l'aluminium sont toujours ceux donnés par le tableau périodique.

Le nombre d'oxydation des éléments non couverts par ces règles doit être "calculés" en utilisant les nombres d'oxydation connus dans un composé.

#### Exemple 1 : $\text{HSO}_4^-$

Selon la règle, H est + 1 Selon la règle, O est - 2

Pour calculer le nombre d'oxydation de S

La somme de tous les nombres d'oxydation dans cette formule est égale à -1. Multiplier l'indice par le nombre d'oxydation pour chaque élément :

$$\text{H} : (1) (+1) = +1$$

$$\text{O} : (4) (-2) = -8$$

$$(+1) + \text{NO} + (-8) = -1 \text{ Donc } \text{NO} = +6$$

## Équilibrage des équations de réaction

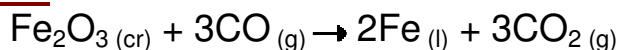
### Agents réducteurs et agents oxydants

Dans toute équation Rédox, au moins une particule gagnera des électrons et au moins une particule perdra des électrons. Cela est révélé par un changement dans le nombre d'oxydation de la particule d'un côté de l'équation à l'autre.

Agent réducteur - le réactif qui donne des électrons. L'agent réducteur contient l'élément qui est oxydé (qui perd des électrons). Si une substance perd facilement des électrons, on dit qu'elle est un agent réducteur fort.

Agent oxydant - le réactif qui gagne des électrons. L'agent oxydant contient l'élément qui est réduit (gagne des électrons). Si une substance gagne facilement des électrons, on dit qu'elle est un agent oxydant fort.

#### Exemple 1 :



Notez que le nombre d'oxydation de C va de +2 à gauche à +4 à droite. L'agent réducteur est CO parce qu'il contient C qui perd des e<sup>-</sup>.

Notez que le nombre d'oxydation de Fe va de +3 à gauche à 0 à droite. L'agent oxydant est Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> parce qu'il contient Fe qui gagne des e<sup>-</sup>.

#### Exemple 2 :

La flèche supérieure indique l'élément qui gagne des électrons (réduction) et la flèche inférieure indique l'élément qui perd des électrons (oxydation).

de +7 à +2 gain 5 e<sup>-</sup>

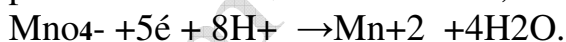


de +4 à +6 perte 2 e<sup>-</sup>

### Principe de la mangananimétrie :

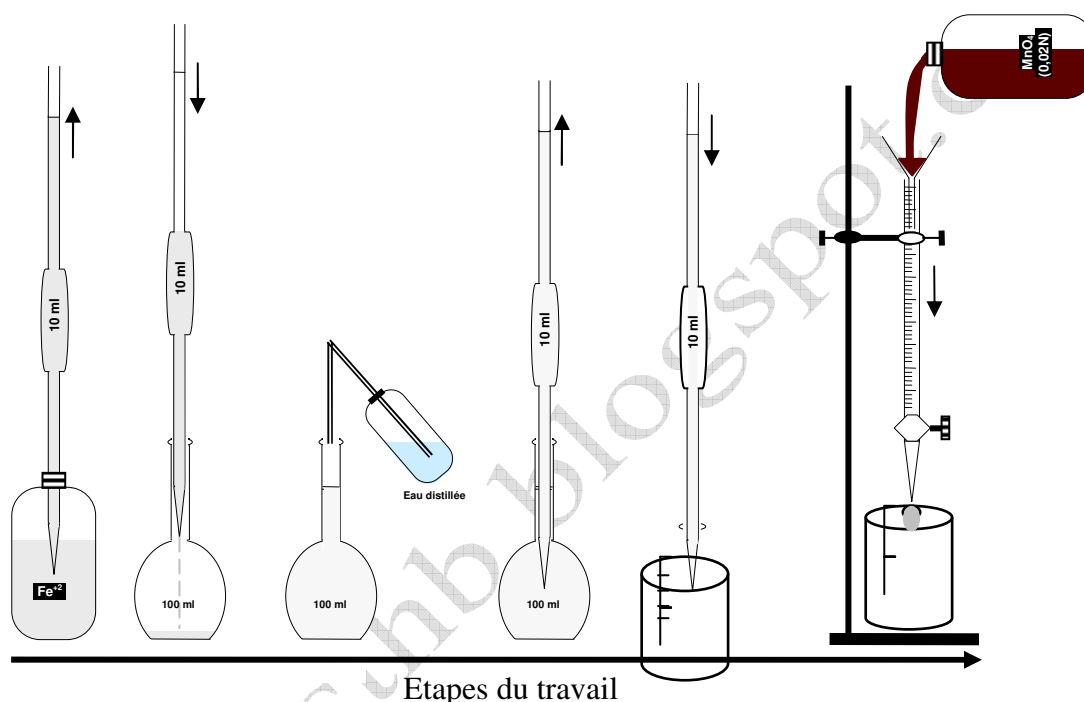
La mangananimétrie consiste à doser des solutions réductrice de normalité inconnue au moyen de l'agent oxydant (MnO<sub>4</sub>) en milieu acide.

Au cours de la réduction, le manganais (Mn+7) qui intervient dans MnO<sub>4</sub> va passer sous la forme Mn+2 selon ;



## PARTIE EXPERIMENTALE

On prend à l'aide d'une pipette (de 10 ml) d'une solution  $S_1$  de  $Fe^{+2}$  d'une molarité  $N_x$  inconnue. On met cette quantité dans une fiole jaugée de 100 ml et on ajoute de l'eau distillée jusqu'à le trait repéré pour obtenir la solution  $S_2$ . On prend de cette dernière ( $S_2$ ), 10 ml à l'aide d'une pipette (de 10 ml) dans une fiole conique. A l'aide d'une pipette graduée, on verse quelques gouttes de solution de  $MnO_4$  (a une couleur rouge violet) d'une molarité  $N_{MnO_4} = 0,02$ . On obtient à l'équilibre une couleur rose, on mesure le volume de  $MnO_4$  ajouté dans la fiole conique.



On a refais l'expérience trois fois et on a trouvés les résultats indiqués dans le tableau suivant :

L'expérience	1	2	3
$V_{Fe^{+2}}$ ml	10	10	10
$N_{MnO_4}$ ml	2,7	2,6	2,5

$$V_{m_{MnO_4}} = \frac{2,7 + 2,6 + 2,5}{3} = 2,6 \text{ ml}$$

**1. Calcul de la concentration molaire de  $\text{Fe}^{+2}$  dans la solution  $\text{S}_2$  :**

$$N_{\text{Fe}^{+2}} \cdot V_{\text{Fe}^{+2}} = N_{\text{MnO}_4} \cdot V_{\text{MnO}_4} \Rightarrow N_{\text{Fe}^{+2}} = \frac{N_{\text{MnO}_4} \cdot V_{\text{MnO}_4}}{V_{\text{Fe}^{+2}}}$$

$$\text{Donc : } N_{\text{Fe}^{+2}} = \frac{0,02 \cdot 2,6}{10} \longrightarrow \boxed{N_{\text{Fe}^{+2}} = 0,0052 \text{ N}}$$

**2. Calcul de la masse de  $\text{Fe}^{+2}$  contenue dans la solution  $\text{S}_2$  :**

$$m_{\text{Fe}^{+2}} = N(\text{FeSO}_4) \cdot \text{ME}(\text{Fe}) \cdot V(1)$$

$$m_{\text{Fe}^{+2}} = \frac{10 \times 55,85 \times 0,0052}{1000} \longrightarrow \boxed{m_{\text{Fe}^{+2}} = 0,0029 \text{ g}}$$

**Conclusion :**

On a obtenu dans cette expérience l'oxydation de fer par cette réaction :

$\text{Fe}^{+2} \longrightarrow \text{Fe}^{+3} + e^-$  (la normalité de  $(\text{Fe}^{+2})$  réel est 0.006N, et dans l'expérience

On a trouvé  $N=0.0052\text{N}$  implique que presque la totalité du sel a réagit avec le  $\text{MnO}_4$ .