



Synthèse (3/4) notions de cours

## AJUSTER LES COEFFICIENTS D'UNE REACTION D'OXYDOREDUCTION

*Nous nous limitons ici à ajuster les réactions en milieu acide.*

*La méthode qui permet d'ajuster une réaction en milieu basique sera vue en SPCL chimie*

### ►► Méthode 1 : à l'aide des demi-équations électroniques

▪ Si le milieu réactionnel est aqueux, des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$ , des ions  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  peuvent aussi être échangés

#### 1) Ajuster chaque demi-équation électronique séparément :

1.1. Ecrire de part et d'autre du signe = les deux partenaires du couple dans le sens de la réaction

1.2. Assurer la conservation des éléments autres que H et O.

1.3. Assurer la conservation de l'élément O en rajoutant des molécules d'eau si nécessaire.

1.4. Assurer la conservation de l'élément H en rajoutant des protons  $\text{H}^+$  si nécessaire

1.5. Assurer la conservation de la charge avec des électrons  $e^-$

2) Multiplier chaque demi-équation par un coefficient (si nécessaire) afin que le nombre d'électrons donnés dans la réaction d'oxydation soit égal au nombre d'électrons reçus dans la réaction de réduction

3) Additionner chaque demi-équation

4) Faire des simplifications si nécessaire ( $\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}^+$ )

#### Exemple : Ajuster l'équation $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2$

1.1.	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2$
1.2.	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2$
1.3.	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2$
1.4.	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2 \text{H}^+$
1.5.	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$
2.	X 2	X 5
3.	$2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2 + 10 \text{H}^+$	
4.	$2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2$	

## ►► Méthode 2 : à l'aide des nombres d'oxydations

▪ Si le milieu réactionnel est aqueux, des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$ , des ions  $\text{H}^+$  (aq) peuvent aussi être échangés

### 1) Pour les 2 demi-équations

1.1. Ecrire de part et d'autre du signe = les deux partenaires du couple dans le sens de la réaction

1.2. Assurer la conservation des éléments autres que H et O

1.3. Déterminer le nombre d'électrons échangés entre le réducteur et l'oxydant en utilisant les n.o.

2) Multiplier (si nécessaire) les demi-équations par un coefficient afin que le nombre d'électrons donnés dans la réaction d'oxydation soit égal au nombre d'électrons reçus dans la réaction de réduction

3) Additionner chaque demi-équation

4) Assurer la conservation des éléments O en rajoutant des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$

5) Assurer la conservation des éléments H en rajoutant des  $\text{H}^+$

**Exemple** : Ajuster l'équation  $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} = \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$

1.1.	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+}$
1.2	$\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+}$
1.3	$\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+}$ n.o(Mn) = +7 → n.o(Mn) = +2	$\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ n.o(Fe) = +2 → n.o(Fe) = +3
2.		X 5
3.	$\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} = \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+}$	
4.	$\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} = \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	
5.	$\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	