

## Fiche 9 : Les réactions d'oxydoréduction

### A : Les réactions d'oxydation et de réduction

- |                                  |       |     |
|----------------------------------|-------|-----|
| 1. La réaction d'oxydation       | ..... | P 1 |
| 2. La réaction de réduction      | ..... | P 1 |
| 3. Le couple oxydant/réducteur   | ..... | P 1 |
| 4. La réaction d'oxydo-réduction | ..... | P 2 |

### B : Le nombre d'oxydation

- |   |       |     |
|---|-------|-----|
| 1. Définition   | ..... | P 2 |
| 2. Comment déterminer le n.o. d'un élément ?          | ..... | P 2 |
| 3. Le nombre d'oxydation dans les couples OX/RED      | ..... | P 4 |
| 4. Evolution du nombre d'oxydation dans les réactions | ..... | P 4 |

### C : Ajuster les coefficients d'une équation d'oxydoréduction

- |                |       |     |
|----------------|-------|-----|
| 1. Méthode (1) | ..... | P 5 |
| 2. Méthode (2) | ..... | P 6 |

## A : Les réactions d'oxydation et de réduction

### ► ► (1). La réaction d'oxydation

- ► Une oxydation est une réaction au cours de laquelle des électrons sont produits.
- ► Une espèce capable de former des électrons au cours d'une réaction d'oxydation est appelée « réducteur »

**Exemple:** L'atome de zinc est un réducteur ; il peut former des électrons au cours de la réaction d'oxydation suivante :  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

### ► ► (2). La réaction de réduction

- ► Une réduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont captés.
- ► Une espèce capable de captés des électrons au cours d'une réaction de réduction est appelée « oxydant »

**Exemple:** L'ion cuivre II est un oxydant ; il peut capter des électrons au cours de la réaction de réduction suivante :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

### ► ► (3). Le couple oxydant/réducteur

- ► Deux entités chimiques constituent un couple oxydant / réducteur si l'une peut se transformer en l'autre par perte ou gains d'électrons.

**Exemple:**  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ;  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

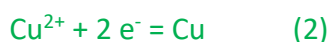
## ► ► (4). La réaction d'oxydo-réduction

- Oxydation et réduction sont deux réactions intimement liées : lorsque des électrons sont formés d'un côté, ils sont captés d'un autre.

► ► Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont échangés entre un donneur d'électrons (le réducteur) et un receveur d'électrons (l'oxydant)

- Le nombre d'électrons donnés dans la réaction d'oxydation doit être égal au nombre d'électrons reçus dans la réaction de réduction

### Exemple:



### Remarque :

*Les écritures (1) et (2) sont appelées "demi équation électronique" ; la demi-équation obéit à toutes les règles de conservation des réactions chimiques (matière, charges).*

## B : Le nombre d'oxydation

## ► ► (1). Définition

► ► **Le nombre d'oxydation d'un élément chimique est le reflet de son état d'oxydation**, c'est à dire du nombre d'électrons qu'il a (formellement ou réellement) perdu, que cet élément soit seul ou dans un édifice polyatomique.

**C'est un nombre entier, algébrique** (*positif si des électrons ont été perdus, ou négatif si des électrons ont été gagnés*), **noté en chiffres romains**

## ► ► (2). Comment déterminer le n.o. d'un élément ?

- Pour déterminer le n.o. d'un élément on applique les conventions suivantes :

*(1) Le n.o. d'un élément dans une espèce monoatomique est égal à la charge algébrique de cette espèce.*

### Exemple:

Le nombre d'oxydation du zinc dans Zn(s) est n.o(Zn)= 0

Le nombre d'oxydation du fer dans l'ion Fe<sup>2+</sup> est n.o (Fe) = + II

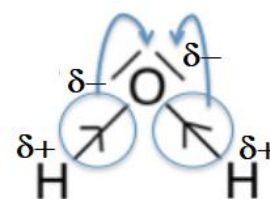
Le nombre d'oxydation du chlore dans l'ion Cl<sup>-</sup> est n.o (Cl) = - I

(2) Quand deux éléments sont unis par une liaison covalente, les électrons de la liaison sont attribués arbitrairement à l'élément le plus électronégatif. Le n.o. de chaque élément est alors égal à sa charge partielle

**Exemple:**

Le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans la molécule d'eau est n.o (H)= +I

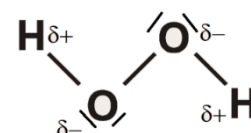
le nombre d'oxydation de l'oxygène dans la molécule d'eau est n.o (O)= -II



**Exemple:**

le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans la molécule d'eau oxygénée est n.o (H)= +I

le nombre d'oxydation de l'oxygène dans la molécule d'eau oxygénée est n.o (O)= -I



**Remarque :** le nombre d'oxydation d'un élément dans une molécule constituée que de 2 atomes identiques est nul

**Exemple:**

Le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans la molécule de dihydrogène H<sub>2</sub> est n.o (H)= 0

le nombre d'oxydation de l'oxygène dans la molécule de dioxygène O<sub>2</sub> est n.o (O)= 0

(3) Dans un édifice polyatomique, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge globale de l'édifice

**Exemple:**

La molécule d'eau H<sub>2</sub>O contient 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène

n.o (H) = +I ; n.o (O) = -II

$$2 \times \text{n.o.}(\text{H}) + 1 \times \text{n.o.}(\text{O}) = 2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$$

(4) Dans un oxyde métallique (M<sub>x</sub>O<sub>y</sub> où M est un métal) ou d'un hydroxyde (M<sub>x</sub>(OH)<sub>y</sub>) :

O est l'élément le plus électronégatif (après F) ↪ dans les oxydes, on a donc toujours n.o.(O)=-II.

H est peu électronégatif ↪ dans les hydroxydes, on a toujours n.o.(H)=+I.

On en déduit le n.o. de M grâce à la règle 3.

**Exemple:**

Nombre d'oxydation de l'élément Cr dans l'ion dichromate Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>

$$2 \times \text{n.o.}(\text{Cr}) + 7 \times \text{n.o.}(\text{O}) = -2 \Rightarrow 2 \times \text{n.o.}(\text{Cr}) + 7 \times (-2) = -2 \Rightarrow \text{n.o.}(\text{Cr}) = 12$$

### ► ► (3). Le nombre d'oxydation dans les couples OX/RED

▪ Prenons les exemples des couples  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ ,  $\text{I}_2/\text{I}^-$ ,  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$

| oxydant          | réducteur    | oxydant      | réducteur     |
|------------------|--------------|--------------|---------------|
| $\text{Cu}^{2+}$ | $\text{Cu}$  | $\text{I}_2$ | $\text{I}^-$  |
| n.o (Cu) = + II  | n.o (Cu) = 0 | n.o (I) = 0  | n.o (I) = - I |

| oxydant          | réducteur        | oxydant      | réducteur              |
|------------------|------------------|--------------|------------------------|
| $\text{MnO}_4^-$ | $\text{Mn}^{2+}$ | $\text{O}_2$ | $\text{H}_2\text{O}_2$ |
| n.o (Mn) = + VII | n.o (Mn) = + II  | n.o (O) = 0  | n.o (O) = - I          |

► ► Dans un couple oxydant/réducteur, le nombre d'oxydation de l'oxydant est toujours supérieur au nombre d'oxydation du réducteur

#### Exemple:

Parmi les deux couples donnés, quel est celui correctement écrit :  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  ou  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$

|                  |                              |
|------------------|------------------------------|
| $\text{Cr}^{3+}$ | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ |
| n.o(Cr) = + III  | n.o(Cr) = + VI               |

L'oxydant est donc l'espèce  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  et le réducteur  $\text{Cr}^{3+}$  ↪ Le couple OX/RED s'écrit  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$

### ► ► (4). Evolution du n.o. dans les réactions de réduction et d'oxydation

► ► Lors d'une réaction d'oxydation le nombre d'oxydation (de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée) augmente

Exemple:  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Le nombre d'oxydation du zinc passe de 0 (dans Zn) à +II (dans  $\text{Zn}^{2+}$ )

Exemple:  $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$

Le nombre d'oxydation de l'oxygène passe de -I (dans  $\text{H}_2\text{O}_2$ ) à 0 (dans  $\text{O}_2$ )

► ► Lors d'une réaction de réduction le nombre d'oxydation (de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée) diminue

Exemple:  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Le nombre d'oxydation du cuivre passe de +II (dans l'ion  $\text{Cu}^{2+}$ ) à 0 (dans l'atome de cuivre)

Exemple:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Le nombre d'oxydation du manganèse Mn passe de +VII (dans l'ion  $\text{MnO}_4^-$ ) à +II (dans l'ion  $\text{Mn}^{2+}$ )

## C : Ajuster les coefficients d'une réaction d'oxydo-réduction

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

#### Réaction en milieu acide

▪ 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  $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2$

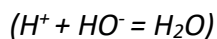
|      |   |  |
|------|---|--|
| 1.1. | $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$   | $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2$                        |
| 1.2. | $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+}$   | $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2$                        |
| 1.3. | $\text{MnO}_4^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$  | $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2$                        |
| 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.   | $2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{O}_2$                  |  |

## Réaction en milieu basique

- En milieu basique des ions  $\text{HO}^-$  sont échangés (au lieu des protons en milieu acide)

1) à 4) Réaliser l'ajustement en milieu acide

5) Ajouter autant d'ions  $\text{HO}^-$  que nécessaire de chaque côté afin de faire disparaître tous les ions  $\text{H}^+$



**Exemple** : Ajuster l'équation  $\text{Cl}_2 = \text{ClO}^- + \text{Cl}^-$

|      |  |  |
|------|--|--|
| 1.1. | $\text{Cl}_2 = \text{ClO}^-$   | $\text{Cl}_2 = \text{Cl}^-$                  |
| 1.2. | $\text{Cl}_2 = 2 \text{ClO}^-$   | $\text{Cl}_2 = 2 \text{Cl}^-$                |
| 1.3. | $\text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ClO}^-$  | $\text{Cl}_2 = 2 \text{Cl}^-$                |
| 1.4. | $\text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}^+$   | $\text{Cl}_2 = 2 \text{Cl}^-$                |
| 1.5. | $\text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$  | $\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-$ |
| 2.   |  |  |
| 3.   | $2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^-$   |  |
| 4.   |  |  |
| 5.   | $2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{OH}^- = 2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}^+ + 4 \text{OH}^- + 2 \text{Cl}^-$   |  |
| 6.   | $2 \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{OH}^- = 2 \text{ClO}^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}^-$<br>$2 \text{Cl}_2 + 4 \text{OH}^- = 2 \text{ClO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}^-$<br>$\text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- = \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$ |  |

► ► (2). Méthode 2 : à l'aide des nombres d'oxydations

## Réaction en milieu acide ou basique

1) Ecrire les réactifs et les produits séparés par le signe égal (ou la flèche)

2) Ajuster les éléments, autre que H et O

3) Chercher les nombres d'oxydations de ces éléments

4) Chercher les électrons échangés entre les formes oxydées et réduites des réactifs et des produits

5) Ajuster les coefficients stœchiométriques afin d'avoir autant d'électrons échangés dans l'oxydation que dans la réduction

6) Ajuster les charges :

- avec les ions  $\text{H}^+$  (si on travaille en milieu acide)

- avec les ions  $\text{OH}^-$  (si on travaille en milieu basique)

7) Ajuster les éléments H et O en rajoutant, si nécessaire, les molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$

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

|    |  |
|----|--|
| 1. | $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} = \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$  |
| 2. |  |
| 3. | $\begin{array}{ccccccc} & & \text{n.o(Fe) = +2} & & & & \text{n.o(Fe) = +3} \\ & & & & & & \\ \text{MnO}_4^- & + & \text{Fe}^{2+} & = & \text{Mn}^{2+} & + & \text{Fe}^{3+} \\ & & & & & & \\ \text{n.o(Mn) = +7} & & & & \text{n.o(Mn) = +2} & & \end{array}$   |
| 4. | $\begin{array}{ccccccc} & & \text{n.o(Fe) = +2} & \xleftarrow{+1 e^-} & \text{n.o(Fe) = +3} & & \\ & & & & & & \\ \text{MnO}_4^- & + & \text{Fe}^{2+} & = & \text{Mn}^{2+} & + & \text{Fe}^{3+} \\ & & & & & & \\ \text{n.o(Mn) = +7} & \xrightarrow{+5 e^-} & & & \text{n.o(Mn) = +2} & & \end{array}$          |
| 5. | $\begin{array}{ccccccc} & & \text{n.o(Fe) = +2} & \xleftarrow{+1 e^- \times 5} & \text{n.o(Fe) = +3} & & \\ & & & & & & \\ \text{MnO}_4^- & + & \text{Fe}^{2+} & = & \text{Mn}^{2+} & + & \text{Fe}^{3+} \\ & & & & & & \\ \text{n.o(Mn) = +7} & \xrightarrow{+5 e^-} & & & \text{n.o(Mn) = +2} & & \end{array}$ |
|    | $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+}$   |
| 6. | $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$  |

**Exemple en milieu basique** : Ajuster l'équation  $\text{Cl}_2 = \text{ClO}^- + \text{Cl}^-$

|    |  |
|----|--|
| 1. | $\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 = \text{ClO}^- + \text{Cl}^-$   |
| 2. | $\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 = 2 \text{ClO}^- + 2 \text{Cl}^-$   |
| 3. | $\begin{array}{ccccccc} & & \text{n.o(Cl) = 0} & & & & \text{n.o(Cl) = -1} \\ & & & & & & \\ \text{Cl}_2 & + & \text{Cl}_2 & = & 2 \text{ClO}^- & + & 2 \text{Cl}^- \\ & & & & & & \\ \text{n.o(Cl) = 0} & & & & \text{n.o(Cl) = +1} & & \end{array}$                                      |
| 4. | $\begin{array}{ccccccc} & & \text{n.o(Cl) = 0} & \xrightarrow{+e^-} & \text{n.o(Cl) = -1} & & \\ & & & & & & \\ \text{Cl}_2 & + & \text{Cl}_2 & = & 2 \text{ClO}^- & + & 2 \text{Cl}^- \\ & & & & & & \\ \text{n.o(Cl) = 0} & \xleftarrow{+e^-} & & & \text{n.o(Cl) = +1} & & \end{array}$ |
| 5. |  |
| 6. | $\begin{array}{l} \text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 = 2 \text{ClO}^- + 2 \text{Cl}^- \\ 2 \text{Cl}_2 = 2 \text{ClO}^- + 2 \text{Cl}^- \\ 2 \text{Cl}_2 + 4 \text{OH}^- = 2 \text{ClO}^- + 2 \text{Cl}^- \end{array}$  |
| 7. | $\begin{array}{l} 2 \text{Cl}_2 + 4 \text{OH}^- = 2 \text{ClO}^- + 2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \\ \text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- = \text{ClO}^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \end{array}$  |