

**FICHE METHODE**  
**Ecrire une équation d'oxydoréduction**

**Problème à résoudre**

1

<p><b>Enoncé</b>                  Etant donné deux couples « forme oxydée/forme réduite », déterminer l'équation de la réaction chimique qui les met en jeu.</p>
<p><b>Commentaire</b>                  Deux couples « forme oxydée/forme réduite » pris au hasard ne produisent pas nécessairement une réaction d'oxydoréduction lorsque la forme oxydée d'un des deux couples est mis en présence de la forme réduite de l'autre couple.</p>

**Rappel des définitions**

2

<p><b>Oxydoréduction, oxydant, réducteur</b>                  Par définition, une <b>réaction d'oxydoréduction</b> est un <b>échange d'électrons</b> entre deux espèces chimiques. Dans une telle réaction, une espèce (appelée <b>l'oxydant</b> de la réaction) oxyde l'autre en lui prenant des électrons : elle la fait passer de sa forme réduite à sa forme oxydée. L'espèce qui fournit les électrons est appelée le <b>réducteur</b> : elle réduit l'oxydant en lui donnant des électrons, ce qui le fait passer de sa forme oxydée à sa forme réduite.                  La réaction est schématisée dans le tableau suivant où les deux couples en présence sont notés <math>A^+/A</math> et <math>B^+/B</math>. Cette notation ne signifie pas que l'espèce avec <math>+</math> est chargée positivement mais seulement qu'elle peut recevoir un électron (indiqué par ●).</p>
---

Réducteur (donneur d'e <sup>-</sup> ) ● <b>A</b> forme réduite	<i>Etat initial</i>	Oxydant (gagnant d'e <sup>-</sup> ) <b>B<sup>+</sup></b> forme oxydée
<b>A<sup>+</sup></b> forme oxydée	—————→ ● Oxydoréduction= transfert d'e <sup>-</sup> Dans une réaction spontanée, <b>l'e<sup>-</sup> va vers la forme oxydée « la plus positive »</b> <i>ie celle du couple qui a le potentiel redox le plus élevé (voir fin de fiche)</i>	<b>B<sup>+</sup></b> forme oxydée
<b>A<sup>+</sup></b> forme oxydée (le réducteur réduit, il est oxydé)	<i>Etat final</i>	● <b>B</b> forme réduite (l'oxydant oxyde, il est réduit)

3

Le réducteur est donc la forme réduite d'un couple et l'oxydant la forme oxydée de l'autre. Pour cette raison, les couples « forme oxydée/forme réduite » sont aussi dénommés « oxydant/réducteur ». Il faut cependant se rappeler que c'est au cours d'une réaction que l'un ou l'autre membre du couple joue le rôle d'oxydant ou de réducteur.

## Méthode

### Idée de la méthode

Les deux étapes de la méthode sont **1)** l'écriture des deux **demi-équations** relatives à chaque couple « forme oxydée/forme réduite », pour déterminer le nombre d'électrons mis en jeu, et **2) leur combinaison** en une équation où les électrons n'apparaissent plus.

### Description de la méthode

*A. Ecriture des demi-équations pour chacun des deux couples*

L'ajustement des demi-équations suit **impérativement** l'ordre :

1 – élément chimique **principal**

2 – élément **O**, en introduisant autant de molécules  $H_2O$  qu'il y a d'atomes O à équilibrer,

3 – élément **H**, en plaçant autant d'ions  $H^+$  qu'il y a d'atomes H à équilibrer,

4 – charges électriques, en introduisant autant d'électrons  $e^-$  que nécessaire pour équilibrer les charges.

Acronyme mnémotechnique : **POHEL** .

Nota 1 : la demi-équation s'écrit :

**Forme oxydée** +  $n e^-$  (+  $p H^+$ ) = forme réduite (+  $q H_2O$ )

**La forme oxydée est du côté des électrons.**

Nota 2 : la **forme oxydée** est celle qui a subi l'oxydation, qui a donc donné des électrons (ceux qui apparaissent dans le premier membre de la demi-équation). Elle **peut donc éventuellement** les reprendre, c'est-à-dire **se comporter en oxydant**, à condition toutefois d'être mise en présence d'un réducteur approprié !

Nota 3 : cette méthode s'applique aussi aux « couples de l'eau » en sautant la première étape puisqu'il n'y a pas d'élément autre que H et O (voir les exemples ci-après).

*B. Ecriture de l'équation complète avec les deux couples*

1 – Une demi-équation est écrite avec les électrons à gauche, l'autre avec les électrons à droite (les réactifs sont à gauche).

2 – Chacune est, au besoin, multipliée par un coefficient pour que le nombre d'électrons soit le même dans les deux demi-équations.

3 – **Les deux demi-équations sont sommées pour obtenir l'équation d'oxydoréduction complète sans électrons.**

4 – Les éléments surnuméraires, c'est-à-dire qui interviennent en nombre égal des deux côtés de l'équation, sont supprimés. C'est toujours le cas des électrons (éliminés) mais d'autres éléments peuvent nécessiter une simplification pour rester d'un seul côté.

2

3

### Exemple d' application n° 1 les « couples de l'eau »

#### Données

Ecrire les demi-équations des couples de l'eau  $H^+/H_2$  et  $O_2/H_2O$ .

### Résolution

a) Point de départ :  $\text{H}^+/\text{H}_2$

**P** – On saute l'étape 1 (pas d'élément « principal »)

**O** – Il n'y a pas d'O à équilibrer.

**H** – On équilibre les H :  $2 \text{H}^+ + \dots = \text{H}_2 + \dots$

**EL** – On équilibre les charges :  $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$  ; c'est terminé.

b) Point de départ :  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$

**P** – On saute l'étape 1 (pas d'élément « principal »)

**O** – On équilibre les O avec  $\text{H}_2\text{O}$  :  $\text{O}_2 + \dots = 2 \text{H}_2\text{O} + \dots$

**H** – On équilibre les H :  $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + \dots = 2 \text{H}_2\text{O} + \dots$

**EL** – On équilibre les charges :  $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$ .

### Vérification

Il suffit de recompter les éléments chimiques et de vérifier qu'on a le même nombre d'atomes des deux côtés. Idem pour les charges.

### Exemple d'application n°2

#### Données

Une solution violette de permanganate de potassium  $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$  est décolorée par une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}$ . Après la réaction, la solution contient des ions  $\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$ . Ecrire l'équation d'oxydoréduction correspondante.

#### Résolution

Les  $\text{Fe}^{2+}$  ont donné des  $\text{e}^-$  pour produire les  $\text{Fe}^{3+}$  et sont donc le réducteur de la réaction. Le 1<sup>er</sup> couple oxydant/réducteur est ainsi  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ . Ces  $\text{e}^-$  ont été reçus par un oxydant qui est forcément  $\text{MnO}_4^-$  puisque des ions  $\text{Mn}^{2+}$  sont apparus ; le deuxième couple oxydant/réducteur est donc  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ .

A. Ecriture des deux demi-équations

a) Point de départ :  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

**P** – On équilibre les Fe :  $\text{Fe}^{3+} + \dots = \text{Fe}^{2+} + \dots$

**O** – Il n'y a pas d'O à équilibrer.

**H** – Il n'y a pas d'H à équilibrer.

**EL** – On équilibre les charges :  $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$  ; c'est terminé.

b) Point de départ :  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

**P** – Equilibre des Mn :  $\text{MnO}_4^- + \dots = \text{Mn}^{2+} + \dots$

**O** – Equilibre des O avec  $\text{H}_2\text{O}$  :  $\text{MnO}_4^- + \dots = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + \dots$

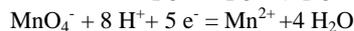
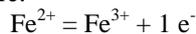
**H** – Equilibre des H :  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + \dots = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} + \dots$

**EL** – Equilibre des charges :  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ .

A. Ecriture de l'équation complète

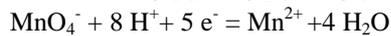
1. Demi-équations

Sont placées à gauche les espèces présentes au début de la réaction ; les électrons doivent être à droite dans une demi-équation, à gauche dans l'autre.

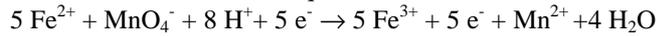


1

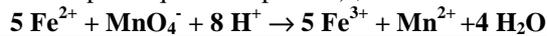
2. Pour avoir le même nombre d'électrons des deux côtés, il suffit ici de multiplier la première par 5 :



3. Somme des deux demi-équations :



4. Les électrons s'éliminent (et il n'y a pas dans cet exemple d'autres espèces qui se simplifient) ; en définitive la réaction est :



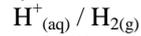
**Vérification**

Il suffit de recompter les éléments chimiques et de vérifier qu'on a le même nombre d'atomes des deux côtés. Idem pour les charges.

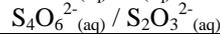
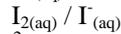
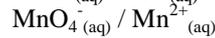
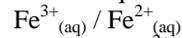
**Compléments utiles**

**Couples « oxydant/réducteur » à connaître**

Forme oxydée / forme réduite



Cation métallique / Métal



2

**Le couple H<sub>2</sub>O/H<sub>2</sub>**

La méthode POHEL donne :

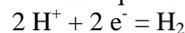
**P** – On saute l'étape 1 (pas d'élément « principal »)

**O** – Equilibre des O par H<sub>2</sub>O (!) : H<sub>2</sub>O + ... = H<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O + ....

**H** – Equilibre des H par H<sup>+</sup> : H<sub>2</sub>O + 2 H<sup>+</sup> + ... = H<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O + ...

**EL** – Equilibre des charges : H<sub>2</sub>O + 2 H<sup>+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = H<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O.

Sur la forme finale, l'eau peut s'éliminer puisqu'il y a 1 molécule de chaque côté. Il reste alors la demi-équation :



et l'on constate que le couple H<sub>2</sub>O/H<sub>2</sub> n'est en définitive pas autre chose que le couple H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>.

**Potentiel redox**

**Rappels**

Le potentiel rédox est une grandeur, mesurée en Volts, associée à chaque couple oxydant/réducteur. Il permet de comparer les pouvoirs oxydant et réducteur de différents couples : plus le potentiel redox d'un couple est élevé, plus le pouvoir oxydant de son oxydant est fort ; plus le potentiel est bas, plus le pouvoir réducteur de son réducteur est fort.

Le potentiel rédox E dépend de la température, la pression, les concentrations, le pH. Dans les conditions standards (concentration :

3

1 mol.L<sup>-1</sup>, pression = 1 bar), il est dit **potentiel standard** et ne dépend plus que de la température :  $E^\circ = E^\circ(T)$ .

Lorsque deux couples oxydant/réducteur sont mis en présence, **une réaction spontanée se produit entre l'oxydant du couple de plus haut potentiel (oxydant le plus fort) et le réducteur du couple de plus bas potentiel (réducteur le plus fort)**.

**Potentiel standard à T = 25°C**

$S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$	2,01	Volts
$H_2O_2/H_2O$	1,77	
$MnO_4^-/Mn^{2+}$	1,51	
$Au^{3+}/Au$	1,50	
$Cl_2(g)/Cl^-$	1,36	
$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$	1,33	
$Pt^{2+}/Pt$	1,00	
$Ag^+/ag$	0,80	
$Fe^{3+}/Fe^{2+}$	0,77	
$O_2(g)/H_2O_2$	0,68	
$I_2/I^-$	0,62	
$Cu^{2+}/cu$	0,34	
$S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$	0,09	
<b><math>H^+/H_2</math></b>	<b>0,00</b>	
$Pb^{2+}/Pb$	-0,13	
$Ni^{2+}/ni$	-0,23	
$Fe^{2+}/Fe$	-0,44	
$Zn^{2+}/Zn$	-0,76	
$Al^{3+}/Al$	-1,66	