

# Bases de l'oxydoréduction

Fiche n°

## I Synthèse

### 1) Réaction d'oxydoréduction

C'est une réaction qui met en jeu un  $n$  d'électrons entre deux réactifs appelés  $ox$  et  $red$ . L'oxydant  $ox$  perd des électrons, il est  $ox$  ou subit une oxydation (il gagne  $n$  d'électron(s)). Le réducteur  $red$  gagne des électrons, il est  $red$  ou subit une réduction (il perd  $n$  d'électron(s)).

### 2) Couple oxydant/réducteur

Un oxydant et un réducteur conjugués forment un couple oxydant/réducteur, noté  $ox/red$  par convention.

On peut écrire entre ces deux espèces une équation redox (attention, c'est une équation qui ne symbolise aucune réaction réelle, les électrons n'existant pas en solution aqueuse).

*Méthode :*

- Ecrire l'ébauche de la demi-équation sans les nombres stoechiométriques, avec un signe égal,
- Ajuster les nb stoechiométriques pour conserver, le cas échéant, les éléments communs à l'ox et au red autres que O et H,
- Conserver l'élément oxygène avec des molécules  $H_2O$ ,
- Conserver l'élément hydrogène avec des ions  $H^+$  ou  $OH^-$ ,
- Ajuster le nb stoechiométrique des électrons  $e^-$  pour conserver la charge,
- Vérifier - la charge, - la conservation des éléments, - la cohérence de l'équation (**aucune espèce commune de chaque côté de la flèche, nombres stoechiométriques les plus faibles possibles**).

### 3) Equation d'une réaction d'oxydoréduction

Elle fait intervenir l'oxydant  $ox_1$  d'un premier couple  $ox_1/red_1$  qui réagit avec le réducteur  $red_2$  d'un deuxième couple  $ox_2/red_2$  pour donner  $red_1$  et  $ox_2$ . Deux oxydants ne peuvent réagir ensemble ! Deux réducteurs ne peuvent réagir ensemble.

*Pour écrire l'équation de cette réaction :*

- On écrit les demi-équations redox des deux couples dans le sens correspondant à la transformation.
- On les combine en les multipliant si besoin est par des nombres entiers de manière à ce que le nombre d'électrons perdus dans l'équation d'oxydation soit identique au nombre d'électrons gagnés dans l'équation de réduction. Ils disparaissent ainsi dans l'équation finale. Cette équation est écrite avec une flèche.
- On vérifie ...

## II Savoir-faire indispensables

- Je sais écrire une demi-équation d'oxydoréduction, je fais notamment attention (au signe égal et) à la place des électrons. Je vérifie **toujours** la conservation de la charge globale et la conservation des éléments avant d'aller plus loin.
- Je sais que je peux écrire la demi-équation dans un sens ou dans l'autre et je choisis ensuite le sens correspondant à l'exemple traité.
- A partir d'une demi-équation d'oxydoréduction que je sais interpréter en français, dans un sens ou dans l'autre, je sais retrouver l'oxydant et le réducteur.
- Je sais correctement écrire un couple oxydant/ réducteur (oxydant à gauche).
- Je connais la définition d'une oxydation et d'une réduction. Je connais la définition d'un oxydant et d'un réducteur.
- Je sais faire le lien entre ces définitions et les demi-équations électroniques en les interprétant correctement, je ne me trompe surtout pas de sens entre l'oxydant et le réducteur :  $ox + ne^- = red$  de manière très simplifiée et je sais interpréter correctement en français cette demi-équation.
- A partir de deux demi-équations électroniques, je sais former l'équation d'oxydoréduction globale avec sa flèche et ses réactifs et produits dans le bon sens. Je vérifie toujours la conservation de la charge globale, la conservation des éléments, les simplifications éventuelles.
- A partir de l'équation d'oxydoréduction et des demi-équations dont elle est issue, je sais qui oxyde qui en quoi, qui réduit qui en quoi, qui est oxydé en quoi, qui est réduit en quoi, qui subit une oxydation, qui subit une réduction. Je maîtrise tout ce vocabulaire, la forme active et la forme passive.
- J'ai compris quand il y avait besoin d'un milieu acide ( $H^+(aq)$  réactif) pour que la transformation ait lieu.
- Dans le cas où des ions  $H^+$  sont visibles dans l'équation, je sais prévoir une augmentation ou une baisse du pH du milieu réactionnel car je connais la correspondance entre concentration forte ou faible en  $H^+$ , acidité plus ou moins forte du milieu et grande ou faible valeur du pH.

## Exemple de détermination d'une équation complète d'oxydoréduction (exercice de base résolu)

Les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$  du couple  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) / \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$  réagissent avec les ions  $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$  du couple  $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) / \text{Hg}^{2+}(\text{aq})$ . Déterminer l'équation (d'oxydoréduction) correspondante.

- On écrit les demi-équations rédox des deux couples dans le sens correspondant à la transformation. On commence par exemple par le couple  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) / \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$  en écrivant  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$  à gauche du signe égale car c'est une des réactifs de la réaction globale.

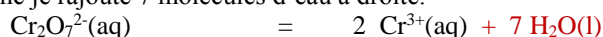
- Ecrire l'ébauche de la demi-équation sans les nombres stoechiométriques, avec un signe égale. Je n'oublie pas les indices dès le départ.



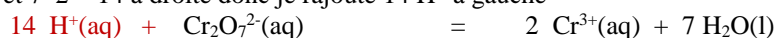
- Ajuster les nb stoechiométriques pour conserver, le cas échéant, les éléments communs à l'ox et au red autres que O et H, Ici il s'agit de l'élément chrome Cr : deux à gauche et 1 à droite donc je mets un 2 à droite.



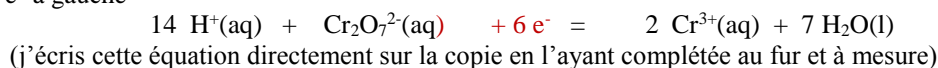
- Conserver l'élément oxygène avec des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , Il y a 7 O à gauche et 0 à droite donc je rajoute 7 molécules d'eau à droite.



- Conserver l'élément hydrogène avec des ions  $\text{H}^+(\text{aq})$ , Il y a maintenant 0 H à gauche et  $7 \times 2 = 14$  à droite donc je rajoute 14  $\text{H}^+$  à gauche



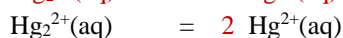
- Ajuster le nb stoechiométrique des électrons  $e^-$  pour conserver la charge globale, Il y a une charge globale à gauche de  $14 \times 1 + 1 \times (-2) = +12$  et à droite de  $2 \times 3 = +6$  donc je dois rajouter 6 charges  $-$  à gauche donc 6 électrons  $e^-$  à gauche



- Vérifier - la conservation des éléments  
14 H à gauche et  $7 \times 2 = 14$  à droite donc c'est bon ; 2 Cr à gauche et  $2 \times 1 = 2$  Cr à droite donc c'est bon ; 7 O à droite et 7 à gauche donc c'est bon  
- la charge globale  
 $14 \times (+1) + 1 \times (-2) + 6 \times (-1) = +6$  à gauche et  $2 \times (+3) = +6$  à droite donc c'est bon aussi  
- la cohérence de l'équation (**aucune espèce commune de chaque côté de la flèche, nombres stoechiométriques les plus faibles possibles**).

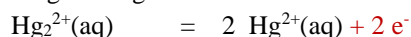
C'est bien le cas. La demi-équation est correctement écrite. J'en profite pour vérifier que le couple était bien écrit Ox/red : d'après la demi-équation, c'est  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$  qui est du côté des électrons donc qui les capte lors de la réaction : il gagne des électrons, il subit donc une réduction (il est réduit) c'est donc l'oxydant. Et il était bien placé à gauche dans le couple donc c'est cohérent.

On continue avec la deuxième demi équation en plaçant  $\text{Hg}_2^{2+}$  à gauche. Les étapes sont les mêmes



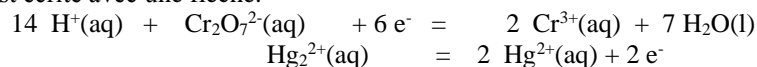
Pas de O et pas de H

Charge  $+2$  à gauche et  $2 \times 2 = +4$  à droite

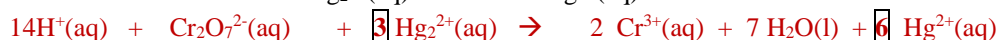
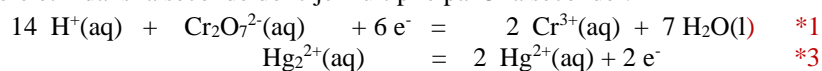


Vérifications correctes, de plus on vérifie que  $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$  dans la demi équation donne l'autre ion et des électrons donc il perd des électrons, c'est donc une oxydation, c'est donc le réducteur et il était bien placé à droite dans le couple.

- On les combine en les multipliant si besoin est par des nombres entiers de manière à ce que le nombre d'électrons perdus dans l'équation d'oxydation soit identique au nombre d'électrons gagnés dans l'équation de réduction. Ils disparaissent ainsi dans l'équation finale. Cette équation est écrite avec une flèche.



Il y a 6 électrons dans la première et 2 dans la seconde donc je multiplie par 3 la seconde :



Les électrons « se sont simplifiés » donc ont bien disparu (6 de chaque côté).

- Les vérifications faites sur les 4 éléments et la charge globales valident l'équation finale. **On ne peut rien simplifier.**