

# Ajuster une équation d'oxydo-réduction

On écrit *toujours* un couple redox sous la forme Oxydant/Réducteur. Soit (Ox/Red)  
Les électrons sont *toujours* situés du côté de l'oxydant, donc la demi-équation s'écrit :



Ou de façon plus générale :



$\Sigma$   $\alpha$  et  $\beta$  : *nombre stoechiométriques associés aux deux espèces chimiques conjuguées du couple*  
*signe = : pour la demi équation rédox*

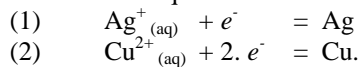
*le solvant peut intervenir par les espèces chimiques présentes -H<sub>2</sub>O- et suivant le milieu (acide ou basique) H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> ou OH<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>*

A priori, la transformation (oxydant  $\Leftrightarrow$  réducteur) peut se faire dans les deux sens : le choix du sens dépend des conditions expérimentales.

## Premier exemple (tout simple)

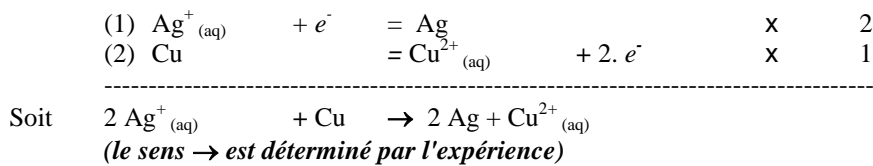
On plonge un fil de cuivre dans une solution contenant des ions argent. Ecrire le bilan chimique. On donne les couples mis en jeu : Ag<sup>+</sup>/Ag et Cu<sup>2+</sup>/Cu.

On commence par écrire les deux demi-équations :



Pour écrire le bilan (l'oxydant du couple (1) réagit sur le réducteur du couple (2), **on "renverse la deuxième demi équation"** et on "**fait la somme**") des deux demi-équations en faisant attention au fait qu'il ne peut pas y avoir création ou disparition d'électrons : il faut donc ajuster leurs nombres. Le nombre d'électrons captés par l'oxydant d'un couple doit être égale au nombre d'électrons libérés par le réducteur **de l'autre couple**.

Dans le cas étudié, on multiplie donc la première par 2 et la deuxième par 1:

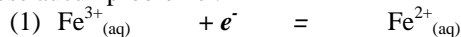


On "fait la somme" membre à membre en éliminant les électrons car il y en a autant d'un côté que de l'autre.

## Deuxième exemple (moins simple)

On réalise la réaction entre les ions fer (II) et les ions permanganate en milieu aqueux **et acide**. Ecrire le bilan. Les couples sont MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>/Mn<sup>2+</sup> et Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>

Le deuxième couple ne pose aucun problème :



Le premier est un peu plus délicat:



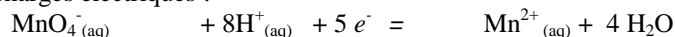
Mais il y a des atomes d'oxygène "en trop" à gauche. Puisque la réaction a lieu en milieu aqueux, on ajuste avec des molécules d'eau à droite pour avoir autant d'oxygène "à droite" et "à gauche" :



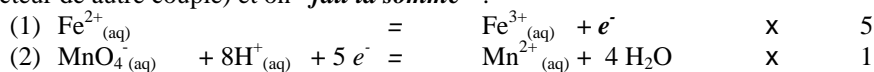
Maintenant il y a 4 x 2 = 8 atomes d'hydrogène à droite. **Le milieu est acide**, donc on équilibre avec des ions H<sup>+</sup> à gauche :



Il ne reste plus qu'à équilibrer les charges électriques :



Pour faire le bilan, on ), **on "renverse la première demi équation"**, on multiplie par 5 (nb électrons captés par oxydant = nb électrons donnés par réducteur de autre couple) et on "**fait la somme**" :



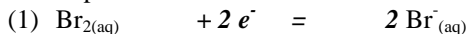
(le sens  $\rightarrow$  est déterminé par l'expérience)

$\Sigma$  **On fait intervenir H<sub>2</sub>O et H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> car la réaction se passe en milieu acide : ce sont les conditions opératoires qui déterminent l'acidité du milieu et par conséquent les espèces prépondérantes**

## Un exemple en milieu basique :

On verse de la soude dans un solution d'eau de brome, on observe que celle-ci devient incolore : le dibrome se dismute (réaction de la même espèce chimique qui réagit comme oxydant et réducteur dans deux couples différents). Les couples concernés sont  $\text{Br}_{2(\text{aq})}/\text{Br}^-_{(\text{aq})}$  et  $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})}/\text{Br}_{2(\text{aq})}$   
 $\text{Br}^-_{(\text{aq})}$  et  $\text{BrO}_3^-_{(\text{aq})}$  s'appellent respectivement l'ion bromure et l'ion bromate

Le premier couple ne pose aucun problème :



Le deuxième est un peu plus délicat:



On va opérer comme dans l'exemple précédent mais en n'oubliant pas que l'on est en milieu basique (présence de soude).

On opère donc d'abord "**comme si la réaction se faisait en milieu acide**", puis on "neutralisera" les ions oxonium pour faire apparaître que les ions hydroxyde sont prépondérant par rapport aux ions oxonium .

(a) : on ajuste l'élément concerné par l'oxydo-réduction (ici l'élément Brome)



(b) : on ajuste l'élément Oxygène et ajoutant de l'eau (la réaction est en solution aqueuse !)



(c) : on ajuste l'élément Hydrogène en faisant "**comme si la réaction était en milieu acide**"

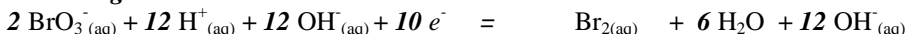


(d) : on ajuste la charge en ajoutant le nombre d'électrons nécessaires

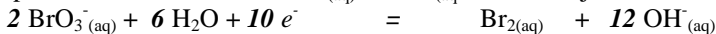


mais la réaction se faisant en milieu basique, on ajoute le nombre d'ions hydroxyde de façon à "neutraliser" les ions oxonium (ici 12 OH<sup>-</sup> sont nécessaires) "**à gauche**" et "**à droite**"

(e) : on ajoute 12 OH<sup>-</sup> "**à gauche**" et "**à droite**"

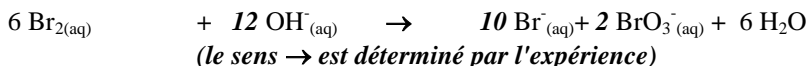
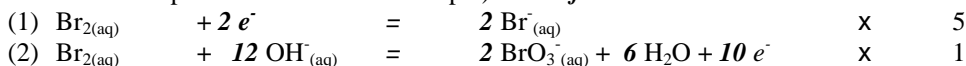


(f) : on tient compte de la "neutralisation" :  $\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} = \text{H}_2\text{O}$  et ajuste les molécules d'eau

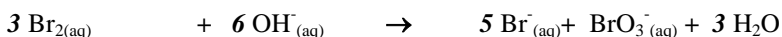


On a alors la demi équation correctement écrite en milieu basique

Pour faire le bilan définitif, on ), on "**renverse la deuxième demi équation**", on multiplie la première par 5 (nb électrons captés par oxydant = nb électrons donnés par réducteur de autre couple) et on "**fait la somme**" :



On simplifie ensuite pour avoir l'écriture de l'équation la plus simple :



**! Les méthodes développées ci-dessus doivent être connues "par coeur" et être mises en oeuvre de façon automatique**