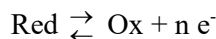


## Solutions aqueuses : CHAPITRE I : Les réactions d'oxydo-réduction

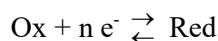
### 1 Généralités sur les réactions d'oxydo-réduction :

#### 1-1-Couple redox (révisions)

Un **réducteur** est une entité ionique ou moléculaire susceptible de libérer un ou plusieurs électrons.

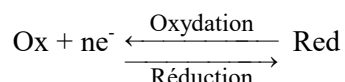


Un **oxydant** est une entité ionique ou moléculaire susceptible de capter un ou plusieurs électrons.

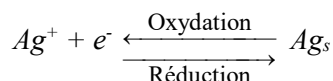


D'une manière générale à tout réducteur est associé un oxydant, ce qui définit un **couple redox**.

L'équation qui symbolise **l'échange d'électron** entre les deux espèces d'un couple redox s'appelle une **demi-équation électronique**. De manière générale, le gain d'électron par un oxydant s'appelle une **réduction** et la perte d'électron par un réducteur s'appelle une **oxydation**.



Exemple : le couple ion argent/ argent :  $[\text{Ag}^+ / \text{Ag}_s]$



*L'ion argent  $\text{Ag}^+$  a perdu un  $e^-$  par rapport à l'atome d'Ag : celui-ci a été oxydé ; il apparaît comme un accepteur d'électron, donc un oxydant.*

*L'argent apparaît comme un donneur d'électron, donc un réducteur.*

*Dans ces deux espèces, l'argent n'est pas dans le même état d'oxydation.*

#### 1-2- Réactions redox (révisions)

**Définition : une réaction redox en solution aqueuse** résulte de l'échange d'un  $e^-$  entre deux couples redox.

En effet, l'électron  $e^-$  n'existant pas en solution aqueuse, la présence de deux couples redox est nécessaire pour permettre l'échange d'électrons.

**Exemples : voir fichier sur le site « powerpoint sur les arbres »**

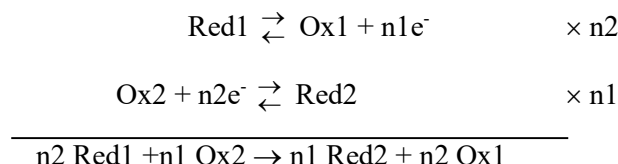
Arbre de Saturne : réduction des ions  $\text{Pb}^{2+}$  par le zinc :  $\text{Pb}^{2+} + \text{Zn}_s \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}_s$

Réduction des ions  $\text{Ag}^+$  par le cuivre :  $2\text{Ag}^+ + \text{Cu}_s \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}_s$

**Généralisation :** Considérons deux couples redox ( $\text{Ox1}/\text{Red1}$ ) et ( $\text{Ox2}/\text{Red2}$ ).

L'expérience nous indique par exemple que  $\text{Ox2}$  réagit sur  $\text{Red1}$ . **Comment écrire cette réaction?**

On écrit les demi-équations redox dans le sens où elles se produisent et on les combine linéairement pour éliminer les électrons qui n'existent pas en solution aqueuse.



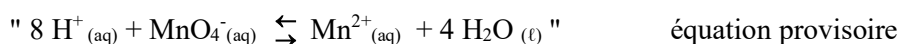
On dira que Red1 est oxydé par Ox2 ou Ox2 est réduit par Red1.

La quantité d'e- échangée par la réaction redox est  $n_1 n_2$ , plus exactement le plus petit commun multiple entre  $n_1$  et  $n_2$  [ppcm( $n_1, n_2$ )]

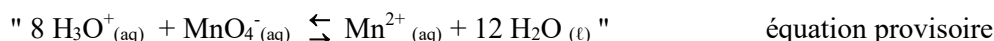
### **1-3- Equilibrer les demi-équations redox (révisions)**

ex :  $\text{MnO}_4^-$  (ion permanganate) /  $\text{Mn}^{2+}$  (ion manganèse (II) ou encore ion manganoux)

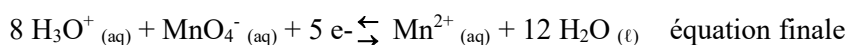
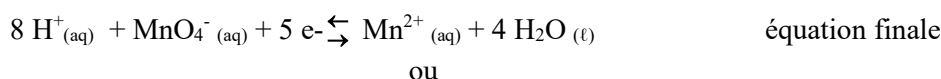
**\* Equilibrer les atomes en utilisant les espèces du solvant** : d'abord  $\text{H}_2\text{O}$  puis  $\text{H}^+$  : étape 1



$\text{H}^+$  n'existant pas dans l'eau, on l'écrit soit :  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  soit  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$  ; dans ce dernier cas on aura donc écrit :



**\* Equilibrer les charges en ajoutant le nombre d'électrons nécessaires** : étape 2



$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$  est donc l'oxydant du couple et  $\text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$  le réducteur ; ces deux ions contiennent du manganèse mais pas dans le même état d'oxydation.

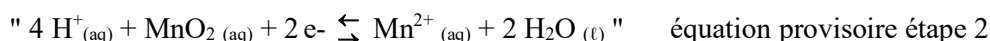
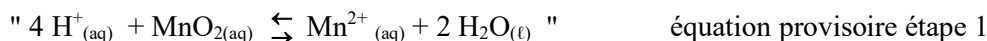
**Dans un couple redox, un seul élément doit changer d'état d'oxydation sinon ce n'est pas un couple redox, mais une combinaison de deux couples redox.**

Dans le cas où la réaction ne se fait pas en milieu acide mais en **milieu basique**, on ne peut se satisfaire d'une équation équilibrée avec des ions  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  (ou  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ ).

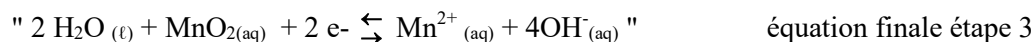
Il reste donc dans une dernière étape à introduire les ions  $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ , puis simplifier l'eau obtenue.

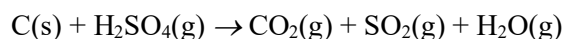
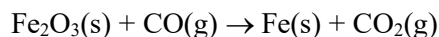
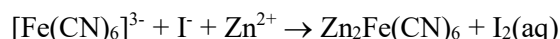
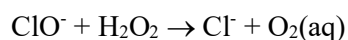
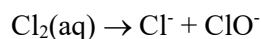
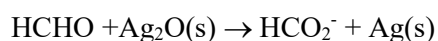
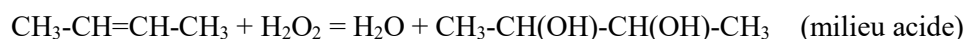
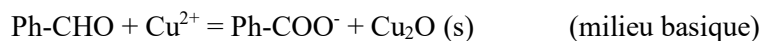
**\* Ajouter autant d'ions  $\text{OH}^-$  de chaque côté qu'il y avait de  $\text{H}^+$**  : étape 3

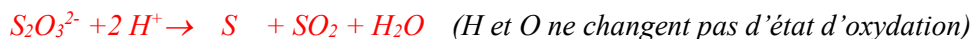
ex :  $[\text{MnO}_2_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}]$



(reste à ajouter  $4\text{OH}^-$  et à simplifier les molécules d'eau qui ne doivent apparaître que d'un seul côté)



**Exercice pour s'entraîner à équilibrer des réactions redox****Équilibrer les réactions et préciser pour chaque couple l'oxydant et le réducteur.****Rappel : il faut d'abord équilibrer les ½ équations redox !***Remarque : si l'état physique n'est pas précisé, c'est que l'espèce est dissoute et solvatée par l'eau.*a) Réactions en phase sèche :b) Réactions en milieu acide :c) Réactions en milieu basique :d) Réactions redox présentant des espèces organiques :e) Trouver la réaction redox illustrant l'alcootest.**Après avoir vu le paragraphe sur les NO cet exercice pourra être complété en précisant les nombres d'oxydation de chaque élément chimique pour les questions a) b) et c)***Remarque : le plus souvent H et O ne changent pas d'état d'oxydation par rapport à celui qu'ils ont dans l'eau H<sub>2</sub>O, c'est à dire H(+I) et O(-II)*a) Réactions en phase sèche :**Corrigé**b) Réactions en milieu acide :



*Ox 1 et Red 2 = Red 1 + Ox 2* *c'est le soufre (S avec un seul f!) qui change d'état d'oxydation*

*S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> est à la fois l'oxydant d'un couple et le réducteur de l'autre couple !*  $2 S(III) \rightarrow S(IV) + S(0)$



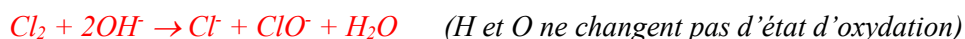
*Ox 1 + Red 2 = Red 1 + Ox 2* *1 fer ; 2 I ;*  $2 Fe(III) + 2 I(-I) \rightarrow 2 Fe(II) + I(0)$

*(les ions Zn<sup>2+</sup> et CN<sup>-</sup> n'interviennent pas dans la réaction redox)*

c) Réactions en milieu basique :



*Red 2 + Ox 1 = Ox 2 + Red 1* *1 Ag ; 2 C*  $C(0) + 2Ag(+I) \rightarrow C(+II) + 2Ag(0)$



*Ox 1 et Red 2 = Red 1 + Ox 2* *c'est le chlore qui change d'état d'oxydation*

*Cl<sub>2</sub> est à la fois l'oxydant d'un couple et le réducteur de l'autre couple !*  $Cl(0) \rightarrow Cl(-I) + Cl(+I)$

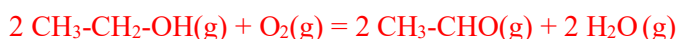


*Ox 1 + Red 2 = Red 1 + Ox 2* *1 Cl ; 2 O*

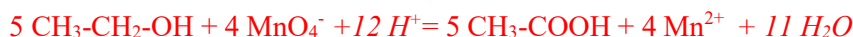
*Cl(+I) + 2O(-I) → Cl(-I) + 2O(0)* *O reste au degré -II dans ClO<sup>-</sup> comme dans H<sub>2</sub>O*

d) Réactions redox présentant des espèces organiques :

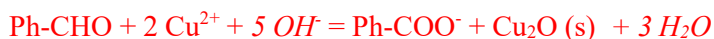
*Remarque : dans cette correction, les NO ne sont pas précisés ; ils feront l'objet d'une définition particulière en chimie organique car le nombre d'oxydation du carbone n'est pas le même dans les substituants et dans la chaîne carbonée.*



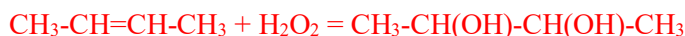
*Red 2 + Ox 1 = Ox 2 + Red 1*



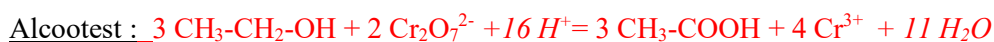
*Red 2 + Ox 1 = Ox 2 + Red 1*



*Red 2 + Ox 1 = Ox 2 + Red 1*



*Red 2 + Ox 1 = Ox 2* *(l'eau, red 1, n'est pas nécessaire pour équilibrer la réaction)*



*Red 2 + Ox 1 = Ox 2 + Red 1*