

I. Réactions d'oxydo-réduction

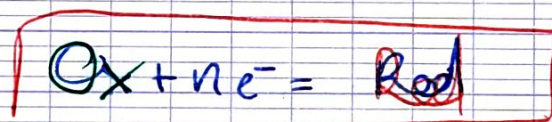
1) Couple oxydant / réducteur

Oxydant: espèce capable de gagner un ou plusieurs e^- .

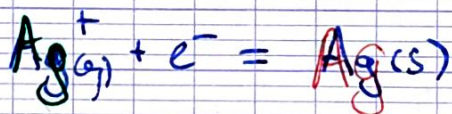
Réducteur: espèce capable de céder un ou plusieurs e^- .

→ Couple oxydant / Réducteur: → Oxydant peut devenir réducteur en échangeant un e^- les

→ Lien par la demi-équation électronique:



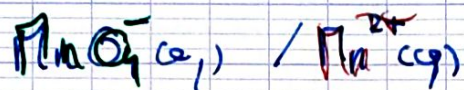
exemple: $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$



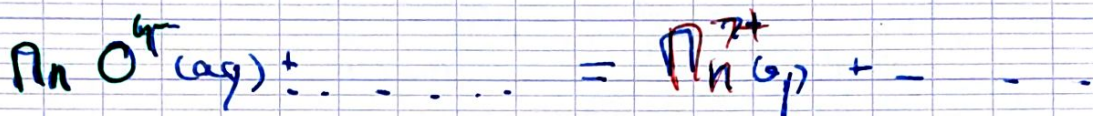
2) Réaction:

~~Les e^- n'existent pas en solution → si un oxydant devient réducteur, alors un autre réducteur devient un autre oxydant.~~

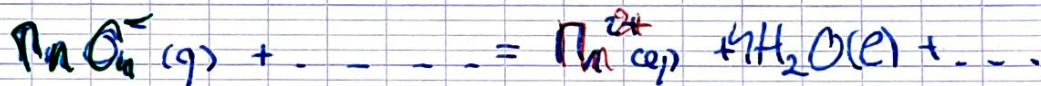
2) Equilibre



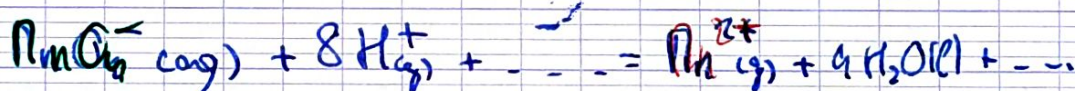
1) On équilibre les autres éléments que O et H:



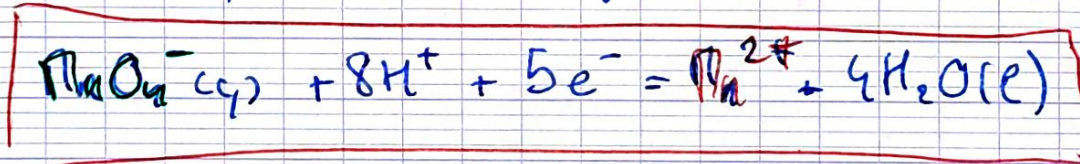
2) On équilibre O avec $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$:



3) On équilibre H avec $\text{H}^+(\text{aq})$:



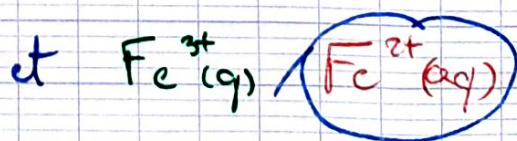
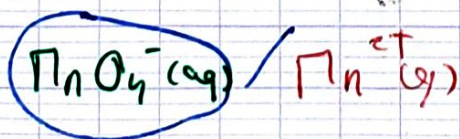
4) On équilibre les charges avec des e^- :

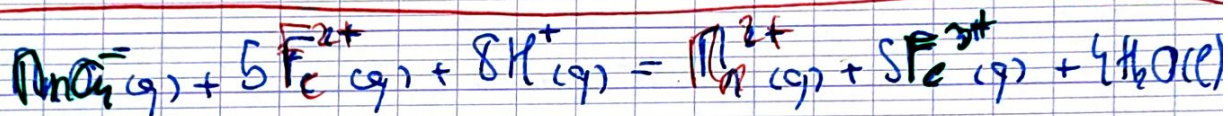
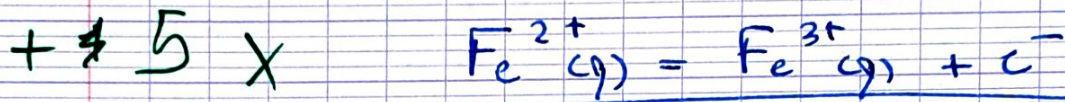
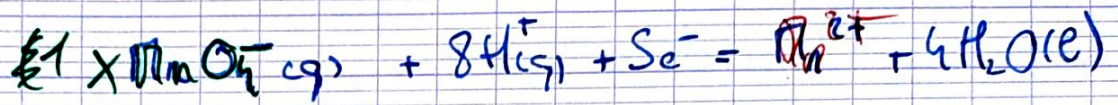
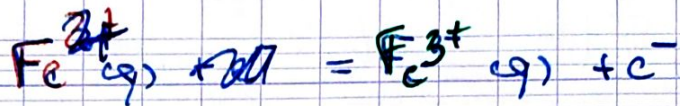


3) Réaction

Les e^- n'existent pas dans la solution

$\Rightarrow$ Si un oxydant devient réducteur, alors un autre réducteur devient un autre oxydant





→ [Expérience avec Fe^{2+} et MnO_4^-]

10-15 min

II - Evolution d'un système chimique

1) Tableau d'avancement

on suit l'évolution grâce à l'avancement x en moles → jusqu'à l'état final où celui-ci vaut x_f .

Equation de réaction		$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{g})$			
Etat du système		Qté de matière présente dans le S.			
avancement x (mol)					
initial	$x = 0$	$n_i \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	$n_i \text{I}_2(\text{g})$	0	0
intermédiaire	x	$n_i \text{S}_2\text{O}_8^{2-} - x$	$n_i \text{I}_2(\text{g}) - 2x$	$2x$	x
final	x_f	$n_i \text{S}_2\text{O}_8^{2-} - x_f$	$n_i \text{I}_2(\text{g}) - 2x_f$	$2x_f$	x_f

→ [20 min]

$$\rightarrow \boxed{\text{Exp } (K^+(q), I^-(q))}$$

25 min 2) État final

$\rightarrow$ Réaction totale: un des réactif est entièrement consommé: réactif limitant

$$\text{On a } x_f = x_{\max}$$

~~$$\text{Ex: } n_0(\text{MnO}_4^-) = C(\text{MnO}_4^-) \times V = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$~~

~~$$n_0(\text{Fe}^{2+}) = C(\text{Fe}^{2+}) \times V = 1,5 \text{ mol.}$$~~

* Si MnO_4^- est limitant

$$n_0(\text{MnO}_4^-) - x_f = 0 \Rightarrow x_f = 10^{-6} \text{ mol. / L}$$

* Si Fe^{2+} est limitant

$$n_0(\text{Fe}^{2+}) - 5x_f = 0 \Rightarrow x_f = 2 \cdot 10^{-7} \text{ mol. / L}$$

$$\text{Donc } x_f = x_{\max} = \underline{2 \cdot 10^{-7} \text{ mol. / L}}$$

À l'état final: il reste:

$$n_f(\text{MnO}_4^-) = 8 \cdot 10^{-7} \quad n_f(\text{Fe}^{2+}) = 0 ;$$

$$n(\text{Mn}^{2+}) = x_{\max} = 2 \cdot 10^{-7}$$

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 5 x_{\max} = 10^{-6}$$