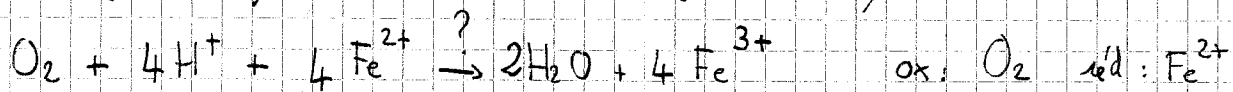


5) a) O_2 de l'air est un oxydant et Fe^{2+} le réducteur

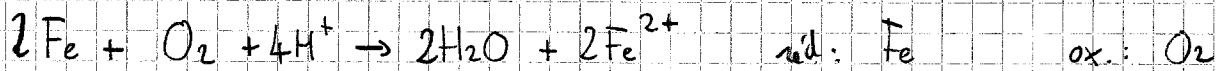
$$E^{\circ}_{\text{red}}(O_2/H_2O) = 1,23V \quad E^{\circ}_{\text{red}}(Fe^{2+}/Fe^{3+}) = 0,77V$$



$$\Delta E^{\circ}_{\text{réaction}} = E^{\circ}_{\text{red}}(O_2/H_2O) - E^{\circ}_{\text{red}}(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 1,23 - 0,77 = \underline{0,46V}$$

Fe^{2+} n'est pas stable à l'air, puisqu'il peut être oxydé par O_2 !

b) En présence de $Fe \Rightarrow Fe$ est un réducteur assez fort \Rightarrow réaction possible entre Fe et O_2

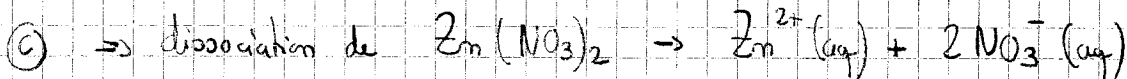
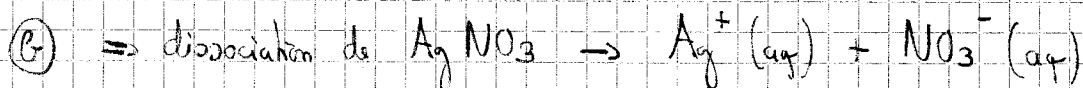
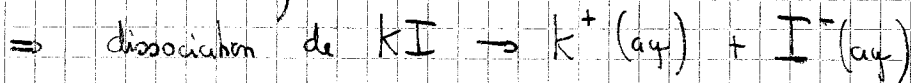
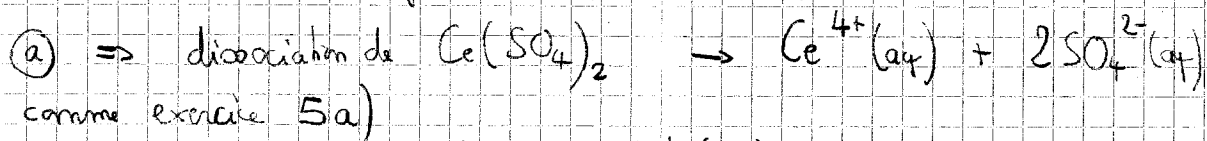


$$\Delta E^{\circ}_{\text{réaction}} = E^{\circ}_{\text{red}}(O_2/H_2O) - E^{\circ}_{\text{red}}(Fe^{2+}/Fe) = 1,23 - (-0,44) = \underline{1,67V}$$

Cette réaction est nettement favorisée par rapport à l'oxydation de Fe^{2+} en Fe^{3+} par O_2 ! ($E^{\circ}_{\text{réaction}} >$). Tant qu'il y aura du Fe qui réagira avec O_2 , Fe^{2+} ne sera pas oxydé en Fe^{3+} ! \Rightarrow Solutions de Fe^{2+} stabilisées par un ajout d'un morceau de Fe ! Inconvénient : $[Fe^{2+}] \uparrow$ si présence de O_2 !!

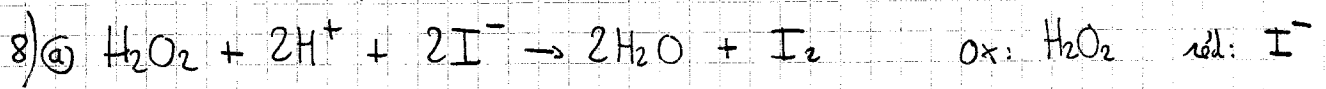
6) Cf. Exercices I \Rightarrow 4) Standard : $25^{\circ}C$ / 1 atm / $[] = 1M$

7) Cf. Exercices I sauf que les équations ioniques ne sont pas écrites !



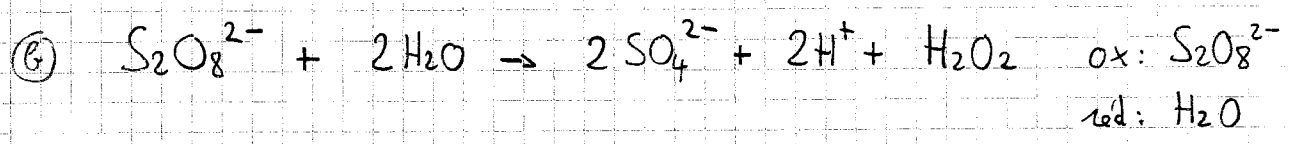
comme exercice 5a) !

Exercice II suite : piles et oxydo-réduction



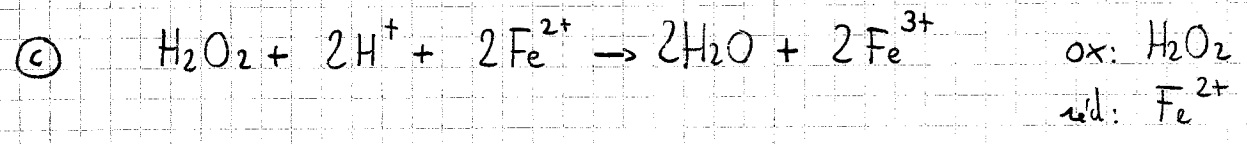
$\Delta E^{\circ}_{\text{réaction}} = E^{\circ}_{\text{red}}(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^{\circ}_{\text{red}}(\text{I}_2/2\text{I}^-) = 1,77 - 0,54 = \underline{1,23\text{V}}$

$\Rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$ est oxydant par rapport à I^- qui est réducteur



$\Delta E^{\circ}_{\text{réaction}} = E^{\circ}_{\text{red}}(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}) - E^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 2,00 - 1,77 = \underline{0,23\text{V}}$

$\Rightarrow \text{H}_2\text{O}$ est réducteur par rapport à $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ qui est oxydant



$\Delta E^{\circ}_{\text{réaction}} = E^{\circ}_{\text{red}}(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^{\circ}_{\text{red}}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 1,77 - 0,77 = \underline{1,00\text{V}}$

$\Rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$ est oxydant par rapport à Fe^{2+} qui est réducteur!