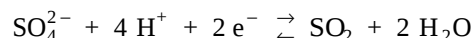
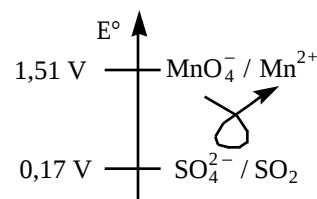


PREMIER EXERCICE.

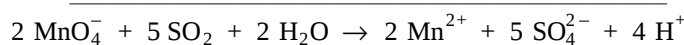
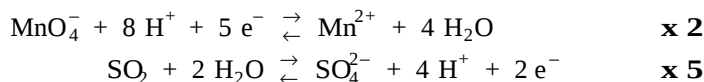
- 1- La demi-équation rédox du couple $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$ est :



- 2- Les potentiels standard permettent de déterminer le sens de la réaction :



On a donc :



- 3- A l'équivalence, les ions MnO_4^- violets ne sont plus transformés en Mn^{2+} incolores : il y a persistance de la coloration violette après les ajouts de KMnO_4 dans la solution à doser.

On a : $n_{\text{MnO}_4^-} = C_1 \cdot V_{\text{1eq}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 12 \cdot 10^{-3} = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$

- 4- De l'équation bilan on tire : $n_{\text{SO}_2} = \frac{5}{2} \cdot n_{\text{MnO}_4^-} = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$

On a dosé 0,1 m³ d'air, il y a donc 10 fois plus de SO_2 dans 1 m³, soit $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$

- 5- $m = n \cdot M = 7,5 \cdot 10^{-4} \cdot (32 + 2 \cdot 16) = 48 \text{ mg.m}^{-3}$.
Cet air est donc très pollué.

DEUXIEME EXERCICE.

- 1- La réaction est : $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

- 2- Pour la réaction : $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[2]{1} 2 \text{SO}_3$, on a : $\Delta H_1^0 = 2 \cdot \Delta H_f^0(\text{SO}_3) - 2 \cdot \Delta H_f^0(\text{SO}_2) - \Delta H_f^0(\text{O}_2)$
 $= 2 \cdot (-395) - 2 \cdot (-295) - 0$
 $\Delta H_1^0 = -200 \text{ kJ.mol}^{-1}$

On a $\Delta H_1^0 < 0$, le système perd de l'énergie au profit de l'extérieur, la réaction est donc exothermique.

- 3- Comme la réaction est exothermique dans le sens 1, une augmentation de température favorise le sens 2 (endothermique) d'après la loi de modération.

Au niveau cinétique, une augmentation de température augmente la vitesse de réaction et réduit donc le temps nécessaire pour atteindre l'équilibre.

Ces deux conclusions ne vont pas dans le même sens, le choix de la température est donc un compromis.

- 4- Un catalyseur a pour rôle essentiel d'augmenter les vitesses de réaction (sans entrer dans l'équation bilan). Il ne modifie pas l'état d'équilibre qui est atteint plus rapidement.

- 5- D'après l'équation bilan : $K_p = \frac{p(\text{SO}_3)^2}{p(\text{SO}_2)^2 \cdot p(\text{O}_2)}$

De plus, on a : $p(i) = x_i \cdot p$ où x_i est la fraction molaire du produit i et p la pression totale, ce qui donne :

$$K_p = \frac{x_{\text{SO}_3}^2}{x_{\text{SO}_2}^2 \cdot x_{\text{O}_2}} \cdot \frac{1}{p}$$