

Première Partie : Oxydo - réduction (exercice).

On plonge une lame de platine dans une solution contenant des ions Fe^{2+} et Fe^{3+}

1 - 1 - Donner l'expression du potentiel pris par la lame de platine. Faire l'application numérique en prenant :

$$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2} \text{ mol.dm}^{-3} \quad [\text{Fe}^{3+}] = 10^{-1} \text{ mol.dm}^{-3}$$

1 - 2 - D'après l'expression précédente, étudier qualitativement les modifications qui interviennent quand on impose à l'électrode de platine un potentiel de 0,86 V.

1 - 3 - Calculer dans ce cas les concentrations molaires volumiques des ions ferreux et ferriques.

1 - 4 - Quel potentiel faut-il imposer à l'électrode de platine pour que la concentration molaire volumique des ions Fe^{3+} soit, à l'équilibre, le centième de sa valeur initiale ?

Données: Formule de Nernst : $E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$

On prendra : $\frac{RT}{F} \ln a = 0,06 \lg a$

Potentiel normal du couple : $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$: $E^0 = 0,77 \text{ V}$.

Deuxième partie - Exercice de Thermochimie.

2 - 1 - Ecrire l'équation de la réaction de combustion totale du butane normal ($\text{C}_4 \text{H}_{10}$).

2 - 2 - On donne les enthalpies de formation standard :

- dioxyde de carbone : $H^0_f(\text{gaz}) = - 394 \text{ kJ. mol}^{-1}$
- l'eau $H^0_f(\text{vap}) = - 242 \text{ kJ. mol}^{-1}$
- butane normal $H^0_f(\text{gaz}) = - 126 \text{ kJ. mol}^{-1}$

et l'enthalpie de vaporisation de l'eau dans les conditions standards :

$$H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 44 \text{ kJ. mol}^{-1} .$$

Calculer l'enthalpie de la réaction de combustion d'une mole de butane, en considérant que l'eau formée est à l'état liquide.