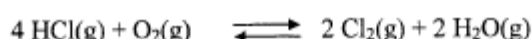


## II Un équilibre industriel : l'équilibre de Deacon

Le chlorure d'hydrogène produit dans certaines réactions de synthèse organique industrielle peut être oxydé en dichlore, sur un catalyseur convenable, selon le procédé Deacon :



II.1. Calculer l'enthalpie standard  $\Delta_r H^\circ$  et l'entropie standard  $\Delta_r S^\circ$  de cette réaction, puis son enthalpie libre standard à 350 °C.

II.2. Donner l'expression de la constante  $K^\circ$  de l'équilibre de Deacon ; calculer sa valeur à 350 °C.

II.3. On utilise pour faire cette réaction un large excès d'air, sous une pression totale de 1,0 bar.

II.3.1. Définir le rendement de la réaction en dichlore.

II.3.2. Calculer le rendement maximal de la réaction de Deacon en dichlore, à 350 °C (on prendra  $K^\circ = 8 \times 10^2$  pour mener le calcul), sachant que l'air contient 20 % de dioxygène en volume.

II.3.1. Le rendement en dichlore est égal au rapport de la quantité de dichlore obtenue à l'équilibre à la quantité maximale possible (qui est égale à la moitié de la quantité initiale de HCl, O<sub>2</sub> étant en excès)

II.3.2.

	4 HCl(g) + O <sub>2</sub> (g)	=	2 Cl <sub>2</sub> (g) + 2 H <sub>2</sub> O(g)	N <sub>2</sub> (g)
Initial	4	n	0	0
Équilibre	4-4x	n	2x	2x

Le rendement maximal x est obtenu pour une quantité d'air "infinie", on peut donc considérer que la quantité de dioxygène est constante.

Le quantité totale de gaz est égale à 5n+4, voisine de 5n (car 5n >> 4).

$$K^\circ = \frac{(2x)^2(2x)^2 \times 5n \times P^\circ}{(4-4x)^4 \times n \times P_{\text{tot}}}$$

$$K^\circ = 5x^4/16(1-x)^4, \text{ soit } x \approx 87,7 \%$$

Une autre manière de faire consiste à poser  $p_{\text{O}_2} = 0,2$  bar (excès d'air) et, en remarquant que  $p_{\text{Cl}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}}$ , il vient :

$$0,2 \times K^\circ = (p_{\text{Cl}_2})^4 / (p_{\text{HCl}})^4, \text{ soit } p_{\text{Cl}_2} / p_{\text{HCl}} = 3,56 = 2x / (4-4x), \text{ donc } x \approx 87,7 \%$$