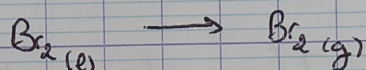


E4:

① $\Rightarrow$ à 25°C le dibrome est liquide
(Température d'ébullition = $331,5\text{K}$)

IP n'est donc pas dans son état standard de référence ; ainsi $\Delta_f H^\circ(\text{Br}_2) \neq 0$ à 25°C .

$\Rightarrow$ la réaction de formation standard à 25°C du $\text{Br}_{2(g)}$ est :



ainsi,
$$\Delta_f H^\circ(\text{Br}_{2(g)}) = \Delta_f G^\circ(\text{Br}_{2(g)}) + T(S_{\text{gaz}}^\circ - S_{\text{liquide}}^\circ)$$

AN:
$$\Delta_f H^\circ(\text{Br}_{2(g)}) = 30\,862,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

② $\Rightarrow$ à l'équilibre on a la relation suivante :

$$\Delta_r G^\circ = -RT \ln K_n^\circ \Leftrightarrow K_n^\circ = e^{-\frac{\Delta_r G^\circ}{RT}}$$

$\Rightarrow$ De plus,
$$\Delta_r G^\circ = \sum \nu_i \Delta_f G_i^\circ$$

AN:
$$\Delta_r G^\circ = -11\,424 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$K_n^\circ = 100$$

• la réaction est favorisée thermodynamiquement.

EL)

3-

le dibrome est ajouté à l'état liquide puis la température est portée à 333 K, le dibrome est alors gazeux.

la réaction à considérer est donc $2\text{NO}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)} = 2\text{NOBr}_{(g)}$.

on note n_1 la quantité de matière initiale de $\text{NO}_{(g)}$, n_2 celle de $\text{Br}_{2(g)}$ et ξ l'avancement molaire de la réaction.

	$2\text{NO}_{(g)} + \text{Br}_{2(g)} = 2\text{NOBr}_{(g)}$			n_{tot} (quantité de matière totale)
$t=0$	n_1	n_2	0	
t_{eq}	$n_1 - 2\xi_{\text{eq}}$	$n_2 - \xi_{\text{eq}}$	$2\xi_{\text{eq}}$	$n_1 + n_2 - \xi_{\text{eq}}$

*D'après la loi d'action des masses, la constante d'équilibre de la réaction est $K^\circ = \frac{a(\text{NOBr}_{(g)})^2}{a(\text{NO}_{(g)})^2 a(\text{Br}_{2(g)})}$.

$$\text{D'où } K_2^\circ = \frac{a(\text{NOBr}_{(g)})^2}{a(\text{NO}_{(g)})^2 a(\text{Br}_{2(g)})} = \frac{n_{\text{tot}} \cdot (2\xi_{\text{eq}})^2 \cdot P^\circ}{P_2 (n_1 - 2\xi_{\text{eq}})^2 (n_2 - \xi_{\text{eq}})} = K_2^\circ$$

*A $t=0$, il y a $n_1 = \frac{P_1 V}{RT_1} = 4,81 \cdot 10^{-3}$ mol de $\text{NO}_{(g)}$

et $n_2 = \frac{m_{\text{Br}_2}}{M(\text{Br}_2)} = 1,38 \cdot 10^{-3}$ mol de $\text{Br}_{2(g)}$.

Tous les constituants étant assimilés à des gaz parfaits, on a

$P_2 V = n_{\text{tot}} RT_2$ d'où $n_{\text{tot}} = 5,34 \cdot 10^{-3}$ mol.

on en déduit $\xi_{\text{eq}} = n_1 + n_2 - n_{\text{tot}} = 7,5 \cdot 10^{-4}$ mol.

L'avancement de la réaction à l'équilibre est $\xi_{\text{eq}} = 7,5 \cdot 10^{-4}$ mol.

*On en déduit la valeur de la constante d'équilibre à T_2 :

$$K_2^\circ = 13,1$$

4-

*D'après la loi de Van't Hoff, $\frac{d \ln K^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$.

On fait l'hypothèse que l'on est dans l'approximation d'Ellingham, c'est-à-dire $\Delta_r H^\circ(25^\circ\text{C}) = \Delta_r H^\circ(T_2) = \Delta_r H^\circ$.
(Ainsi $\Delta_r H^\circ$)

On peut alors intégrer entre T_2 et T_1 :

$$\ln K_2 - \ln K_1 = \frac{\Delta_r H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

on obtient $\boxed{\Delta_r H^\circ = -51.157} \text{ J. mol}^{-1}$

* l'enthalpie standard de formation de $\text{NOBr}_{(g)}$ est

$$\boxed{\Delta_f H^\circ(\text{NOBr}_{(g)}) = \frac{1}{2} [\Delta_r H^\circ + 2\Delta_f H^\circ(\text{NO}_{(g)}) + \Delta_f H^\circ(\text{Br}_{2(l)})]}$$

(En effet $\Delta_r H^\circ = \sum \nu_i \Delta_f H^\circ = 2\Delta_f H^\circ(\text{NOBr}_{(g)}) - 2\Delta_f H^\circ(\text{NO}_{(g)}) - \Delta_f H^\circ(\text{Br}_{2(l)})$)

Application numérique: $\Delta_f H^\circ(\text{NOBr}_{(g)}) = 80.227 \text{ J. mol}^{-1}$

W adapté, tranche le max

III - Equilibre ~~(à l'équilibre)~~ de ne plus subir

"fait pour faire ça"

(2)