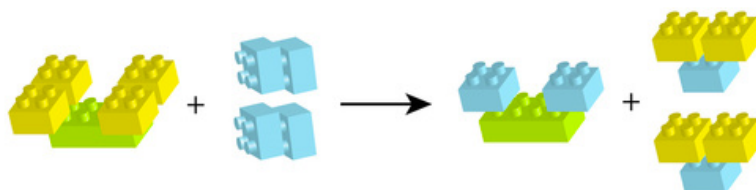


EXERCICES DU CHAPITRE 2

Les transformations chimiques Corrigés des exercices



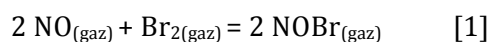
Transformations chimiques

Exercice 5: synthèse de NOBr, étude d'un équilibre en phase gazeuse

Données :

- $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15$
- $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$.
- Tous les constituants sont gazeux et seront assimilés à des gaz parfaits.
- Constante des gaz parfaits : $R = 8,3145 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.
- Pression standard de référence : $P^{\circ} = 1 \text{ bar}$.
- Masse molaire du dibrome : $M(\text{Br}_2) = 159,81 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Température d'ébullition du dibrome (à la pression $P^{\circ} = 1 \text{ bar}$) : $331,5 \text{ K}$.

On étudie, dans cet exercice, l'équilibre [1], en phase gazeuse ci-dessous :



On introduit, jusqu'à la pression $P_1 = 6\,000 \text{ Pa}$, dans un récipient de volume constant ($V = 2,000 \text{ L}$) initialement vide de l'oxyde d'azote (NO) à la température $T_1 = 300 \text{ K}$. On ajoute ensuite dans ce récipient une masse $m_{\text{Br}_2} = 300 \text{ mg}$ de dibrome. La température du

mélange est portée à $T_2 = 333\text{K}$. Une fois l'état d'équilibre établi, la pression totale dans le récipient est $P_2 = 8\,220\text{ Pa}$.

- 1) Calculer la quantité de matière de chaque composé introduit dans le récipient.

$$n_{1(\text{NO})} = P_1 \cdot V / RT = \mathbf{4,81 \cdot 10^{-3} \text{ mole}}$$

$$n_{1\text{Br}_2} = m_{\text{Br}_2} / M_{\text{Br}_2} = \mathbf{1,88 \cdot 10^{-3} \text{ mole}}$$

- 2) Calculer la quantité de matière totale à l'équilibre.

En notant n_2 la quantité totale de matière présente dans le réacteur dans l'état final, on obtient : $n_2 = P_2 V / RT = \mathbf{5,94 \cdot 10^{-3} \text{ mole}}$.

- 3) Dédire des questions précédentes l'avancement de la réaction [1].

Réalisons un tableau d'avancement :

| | | | | |
|------------------|------------------|-----------------|------------------------|--|
| | $2 \text{ NO} +$ | $\text{Br}_2 =$ | 2 NOBr | $n_{\text{Tot}}(\text{gaz}) \text{ en mmol}$ |
| Etat initial : | 4,81 | 1,88 | 0 mmol | |
| Etat d'équilibre | $4,81 - 2\xi_1$ | $1,88 - \xi_1$ | $2 \xi_1 \text{ mmol}$ | $n_2 = \mathbf{6,69 - \xi_1}$ |

Dans l'état d'équilibre, le récipient renferme donc $n_2 = 6,69 \cdot 10^{-3} - \xi$ mole de gaz, soit $5,94 \cdot 10^{-3}$ mole d'après la question précédente.

On en déduit donc :
 $\xi = \mathbf{0,75 \cdot 10^{-3} \text{ mole}}$

et : $n_{\text{NOBr}} = \mathbf{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mole}}$ $n_{\text{NO}} = \mathbf{3,31 \cdot 10^{-3} \text{ mole}}$ $n_{\text{Br}_2} = \mathbf{1,13 \cdot 10^{-3} \text{ mole}}$

- 4) Calculer la pression partielle de chaque composé à l'équilibre.

$$P_{\text{NOBr}} = \mathbf{2075 \text{ Pa}} \qquad P_{\text{NO}} = \mathbf{4582 \text{ Pa}} \qquad P_{\text{Br}_2} = \mathbf{1564 \text{ Pa}}$$

- 5) Calculer la constante d'équilibre à la température T_2 .

$$\text{D'après la relation de Guldberg et Waage, } K^{\circ}_1 = \frac{P_{\text{NOBr}}^2 \cdot P^{\circ}}{P_{\text{NO}}^2 \cdot P_{\text{Br}_2}} \approx \mathbf{13,1}$$