

## Module 4.3 : Déplacement d'équilibre

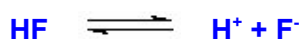
- 4.3.1. Dans un récipient chauffé à 783 K, on met de l'hydrogène, de l'iode et de l'iodure d'hydrogène, tous trois à concentration de  $2 \cdot 10^{-3}$  M. La réaction observée dans le réacteur est :  $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{HI} (\text{g})$  avec  $K = 46$ . Indiquez si la quantité d'iodure d'hydrogène aura tendance à augmenter ou non (justification par un calcul).

**Stratégie : Calculer Q et comparer à K**

**Réponse :** 
$$Q = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(2 \cdot 10^{-3})^2}{(2 \cdot 10^{-3})(2 \cdot 10^{-3})} = 1$$

**plus petit que K => HI augmentera encore**

- 4.3.2. La réaction de dissociation de l'acide fluorhydrique (HF) est réversible. Donnez l'équation de cette réaction et expliquez ce que deviendront les concentrations des réactifs et produits si l'on ajoute à cette solution du NaF ? (réponse qualitative)



**Comme NaF en solution se dissociera et libérera des ions F<sup>-</sup>, la concentration en F<sup>-</sup> augmentera. L'équilibre se déplacera de façon à diminuer la quantité de F<sup>-</sup> pour rétablir l'équilibre donc il sera déplacé vers la gauche.**

- 4.3.3. Prévoir l'effet produit sur l'équilibre des réactions suivantes par

a) une augmentation de température,

b) une augmentation de pression.

- 1)  $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$  → réaction endothermique
- 2)  $\text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$  → réaction exothermique
- 3)  $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \Delta E \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- 4)  $4 \text{HCl} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 1 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{Cl}_2 (\text{g}) + \Delta E$
- 5)  $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g})$  → réaction endothermique

**Stratégie : utiliser la loi de Le Chatelier (le système s'oppose à la modification)**

**Réponses :**

- |             |                |
|-------------|----------------|
| <b>1a →</b> | <b>1b ←</b>    |
| <b>2a ←</b> | <b>2b rien</b> |
| <b>3a →</b> | <b>3b ←</b>    |
| <b>4a ←</b> | <b>4b →</b>    |
| <b>5a →</b> | <b>5b →</b>    |

- 4.3.4. L'analyse d'un mélange réactionnel montre qu'il contient exactement au moment où  $t = 0.417 \text{ mol/L}$  de  $\text{N}_2$ ,  $0.524 \text{ mol/L}$  de  $\text{H}_2$  et  $0.122 \text{ mol/L}$  de  $\text{NH}_3$  à  $800 \text{ K}$ , température à laquelle  $K = 0.278 \text{ mol}^{-2}\text{L}^2$  pour la réaction  $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ . Calculez le quotient réactionnel, dites si le mélange réactionnel est à l'équilibre et si non, précisez si des réactifs ou des produits auront encore tendance à se former.

$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]} = \frac{(0,122 \text{ mol/L})^2}{(0,524 \text{ mol/L})^3 \cdot (0,417 \text{ mol/L})} = 0,248 \text{ mol}^{-2} \text{L}^2$$

**légèrement plus petit que  $K \Rightarrow \text{NH}_3$  augmentera encore légèrement.**

- 4.3.5. Trois gaz sont contenus dans un récipient à une température déterminée et un équilibre s'est établi selon l'équation suivante :



De quelle manière les quantités de chacune de ces substances à l'équilibre seront-elles affectées par :

**Stratégie : utiliser la loi de Le Chatelier (le système s'oppose à la modification)**

- a) une élévation de température,  $\leftarrow$
- b) une extraction de  $\text{NO}$  du récipient,  $\leftarrow$
- c) une addition de catalyseur, **rien ( $\uparrow$  vitesse des 2 réactions)**
- d) une addition de  $\text{O}_2$ ,  $\rightarrow$
- e) une réduction de volume du récipient ?  $\rightarrow$