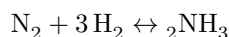


1 Synthèse NH_3 et séparation

Nous allons maintenant étudier un peu plus en détail la dernière étape du procédé qui comprend le réacteur de synthèse d'ammoniac et une étape de séparation des produits. La synthèse de NH_3 s'écrit :



1.1 Manière qualitative

Voyons maintenant de quelle manière évolue la réaction en faisant varier d'une part la température, et d'autre part la pression. Pour cela, nous nous basons sur le fait qu'une réaction chimique aura toujours tendance à vouloir aller à l'encontre des modifications qui lui sont apportées, à savoir le principe énoncé par le Chatelier. Dans notre cas, nous devons favoriser la réaction allant dans le sens de production de NH_3 .

Tout d'abord, regardons ce qu'il en est au niveau de la pression. Nous devons faire augmenter celle-ci, car de cette manière le système réagira en favorisant le sens de réaction produisant le plus petit nombre de moles de gaz, à savoir NH_3 dans le but de rétablir la pression.

Ensuite, nous allons étudier le comportement de notre réaction lorsqu'on modifie la température. Pour cela, nous devons déterminer si la réaction est soit endothermique soit exothermique. Nous calculons donc le ΔH de la réaction.

$$\Delta H = -92,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}$$

Le signe de ΔH étant négatif, notre réaction est bien exothermique. De ce fait, nous devons diminuer la température afin que l'on favorise la réaction à dégager de la chaleur, et donc à se déplacer vers la droite.

Nous en venons donc à la conclusion qu'il nous faudrait une pression théoriquement infinie et une température la plus basse possible. Cependant, nous sommes restreint économiquement et techniquement, nous devons donc trouver un juste milieu, une conversion totale n'est donc pas envisageable.

1.2 Manière quantitative

Variation de la température $\frac{\delta G}{\delta t}$:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

$$\text{avec : } \Delta H = -92,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}$$

$$\Delta S = -198,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}$$