

## Corrigé de l'exercice 2 ( chimie )



## Commentaires

## EXERCICE II : Equilibre en phase gazeuse

**Remarque :** Dans les programmes actuels on ne fait plus la distinction par un indice ( $K_c$ ) et la constante d'équilibre est toujours notée  $K$  tout simplement.

**-1-a-** Savoir mis en jeu : Définir la constante d'équilibre  $K$  ; déterminer la composition du système en évolution à  $t=0$  et une date ultérieure  $t$ .

Application directe du cours où on adopte la disposition habituelle pour écrire les valeurs des quantités de matière en faisant intervenir la grandeur  $x$ .

**-b-** Calculs purement mathématiques sans difficultés ni commentaires particuliers.

**-c-** Connaissant  $A$  ainsi que  $V$ , il s'agit de résoudre là encore l'équation du second degré qui est donnée. Il ne suffit pas souvent de résoudre mathématiquement une équation ; il faut être capable de donner une interprétation en vue de rejeter ou rendre acceptable un résultat. La résolution aboutit par exemple ici à deux solutions positives pour  $x$  ; mais  $x$  ne peut être supérieur à la mise de départ (1 mole d'azote), d'où la condition restrictive ( $x < 1$ ) qui permet de retenir une seule solution.

**-2-** Mots importants : **Justifiant, Equation de la réaction, Chaleur** (2<sup>ème</sup> ligne de l'exercice)

Savoir mis en jeu : Loi de modération.

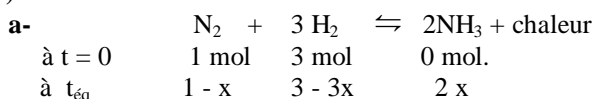
Il faut étudier avec attention les coefficients de la réaction et les données avant de décider de retenir ou non « la pression » et « la température » comme facteurs d'équilibre. On constate ici que la réaction est exothermique dans le sens direct et son évolution dans ce sens là diminue le nombre total de moles donc la pression.

L'application de la loi de modération devient ensuite immédiate ; notons que la justification demandée est ici la partie la plus importante de la réponse.

## Corrigé

## Exercice II (3,5 points)

1)



**b-** 
$$K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{3-3x}{v}\right)^3 \left(\frac{1-x}{V}\right)} = \frac{4x^2 \cdot V^2}{27(1-x)^4}$$

D'après l'expression de  $K$ , 
$$\frac{x^2}{(1-x)^4} = \frac{27K}{4V^2} = \frac{1}{A^2}$$

$$\Rightarrow \frac{(1-x)^2}{x} = A \Rightarrow x^2 - (2+A)x + 1 = 0$$

**c-** à  $477^\circ C$  et lorsque l'équilibre est atteint on a

$$x = \frac{(2+A) - \sqrt{(2+A)^2 - 4}}{2} = 0,22 \text{ mol}$$

La 2<sup>ème</sup> racine de l'équation  $x^2 - (2+A)x + 1 = 0$  est à rejeter puisqu'elle donne une valeur de  $x$  supérieure à 1 mol ( $1 - x$  ne peut pas prendre des valeurs négatives)

La quantité d'ammoniac à l'équilibre est  $n(NH_3) = 2x = 0,44 \text{ mol}$ .

2)

- a- Si on augmente la pression à température constante l'équilibre se déplace dans le sens de la réaction qui tend à diminuer le nombre total de moles gazeuses (loi de modération) c'est à dire dans le sens de la synthèse de l'ammoniac.
- b- Si on élève la température à pression constante l'équilibre se déplace dans le sens de la réaction endothermique (loi de modération) c'est à dire dans le sens de la décomposition de l'ammoniac.