

DM n°10
 Pour le vendredi 18 décembre 2020

I. Craquage du propane

On étudie à 25°C la réaction de craquage du propane $\text{C}_3\text{H}_8(g)$ en propène $\text{C}_3\text{H}_6(g)$ qui forme du di-hydrogène $\text{H}_2(g)$. À cette température, l'enthalpie libre standard de la réaction est $\Delta_r G^0 = 86,2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$. La pression est égale à tout instant à la pression de référence : $P = P^0 = 1 \text{ bar}$.

- 1) Écrire l'équation-bilan (1) de la réaction et construire un tableau d'avancement sachant qu'il n'y a que du propane au départ (n_0 moles).
- 2) En déduire la relation entre le taux de transformation τ du propane et la constante d'équilibre K^0 .
- 3) Calculer numériquement le taux de transformation τ .
- 4) On souhaite améliorer le rendement de la conversion de propane en propène et porter le taux de transformation à 90%.
 - a) À quelle pression doit-on se placer (la température étant toujours de 25°C) pour réaliser cela ?
 - b) Si on impose une pression $P = P^0 = 1 \text{ bar}$, à quelle température doit-on se placer pour réaliser cela ? On donne l'enthalpie standard $\Delta_r H^0 = 124 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ associée à l'équation-bilan (1) et supposée indépendante de T .

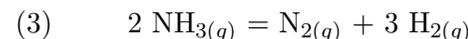
II. Décomposition de l'hydrazine

On introduit $n_0 = 10^{-2} \text{ mol}$ d'hydrazine N_2H_4 et $n_0 = 10^{-2} \text{ mol}$ de dihydrogène H_2 dans une enceinte rigide et close E, de volume

$V = 2,32 \text{ L}$. À 427 °C, N_2H_4 est un gaz qui se décompose spontanément. Les deux réactions envisageables sont :



- 1) Déterminer la nature et le nombre de moles des espèces qui seraient présentes dans l'enceinte E à la fin de chacune des réactions précédentes prises séparément. Vous supposerez dans chaque cas que la réaction est totale.
- 2) Soit 2α le nombre de moles de NH_3 formées selon la réaction (1). Établir la relation existant à 427 °C entre α et la pression totale P dans l'enceinte E. Pour ce faire, vous supposerez que les deux réactions (1) et (2) interviennent simultanément et que l'hydrazine est totalement décomposée.
- 3) La pression totale dans l'enceinte E à 427 °C est $P = 1,0025 \text{ Pa}$. Déterminer la valeur de α , ainsi que les quantités de matière de toutes les espèces chimiques présentes dans l'enceinte à la fin de la réaction.
- 4) On suppose toujours que (1) et (2) sont totales, mais on doit aussi considérer une troisième réaction qui n'est pas totale et dont l'équation bilan s'écrit :



Quand l'état d'équilibre est atteint dans l'enceinte E, la pression est $P = 1,0025 \text{ Pa}$. On note toujours 2α le nombre de mole de NH_3 à l'équilibre. Déterminer :

- a) Les quantités de matière de $\text{N}_2(g)$ et $\text{H}_2(g)$ en fonction de n_0 et α .
- b) Les pressions partielles de NH_3 , de H_2 et de N_2 à 427 °C.
- c) L'enthalpie libre standard $\Delta_r G_3^0$ de la réaction (3) à 427 °C.

III. Pression d'explosion*

Dans un récipient de volume V constant, on introduit à la température de 298 K et sous une pression initial $P_I = 1,00$ bar un mélange gazeux contenant en quantités de matière 75% de di-hydrogène $\text{H}_{2(g)}$ et 25% de di-chlore $\text{Cl}_{2(g)}$.

Une étincelle électrique provoque ensuite la réaction explosive



Dans les conditions opératoires, la transformation peut être considérée comme totale et adiabatique. Tous les gaz sont considérés comme étant parfaits.

Donnée :

Capacité molaire à volume constant de tous les gaz diatomiques :
 $C_{vm} = 20,8 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

- 1) Appliquer le premier principe au système défini par le contenu du récipient. Quelle est la variation d'énergie interne ?
- 2) En déduire la variation d'enthalpie $\Delta H = H_F - H_I$ en fonction de P_F (pression finale dans le réacteur, appelée pression d'explosion), P_I et V .
- 3) En raisonnant comme pour la température de flamme, déterminer une équation permettant de calculer la température final T_F du mélange de gaz dans le récipient.
- 4) Application numérique : calculer T_F et P_F .