



Analyse documentaire : Optimisation d'un procédé chimique

Le procédé Haber-Bosch

Au 19^e siècle, on savait déjà que la fertilisation des plantes par des « engrais » azotés améliorait leur croissance. À la fin du siècle, l'augmentation de la population mondiale faisait redouter un manque d'engrais azotés pour l'agriculture et donc des difficultés à produire une quantité suffisante de nourriture pour la population. Le diazote N_2 est bien extrêmement abondant, puisqu'il représente 78 % de l'atmosphère, néanmoins, il n'est pas assimilable par les plantes. À cette époque, les principales sources de fertilisants azotés étaient le guano (excrément d'oiseaux marins, riche en ions nitrates NO_3^-) et le salpêtre (nitrate de potassium KNO_3) que l'on extrayait au Chili. Toutefois, à la fin du 19^e siècle, les réserves s'épuisaient en même temps qu'augmentaient les besoins pour l'agriculture et la fabrication d'explosifs. Des recherches intenses s'engagèrent alors pour convertir l'azote atmosphérique en azote utilisable pour fabriquer des engrais, principalement l'ammoniac NH_3 . Plusieurs grands scientifiques travaillèrent sur ce problème : Henri Le Chatelier, Friedrich Wilhelm Ostwald... Finalement, l'avancée déterminante fut réalisée en 1909 par le chimiste allemand Fritz Haber (pour laquelle il obtint le prix Nobel de chimie en 1918). Dans le procédé développé par Haber, N_2 réagit avec H_2 en présence d'un catalyseur selon :



Haber put établir qu'un système efficace de production d'ammoniac doit :

- fonctionner à haute pression (de l'ordre de 200 bar) ;
- mettre en œuvre un ou plusieurs catalyseurs pour accélérer la synthèse de l'ammoniac ;
- fonctionner à une température élevée (entre 500 °C et 600 °C) pour obtenir le meilleur rendement en présence du catalyseur ;
- recycler les réactifs puisque environ 5 % seulement des molécules de $N_{2(g)}$ et de $H_{2(g)}$ réagissent à chaque passage dans le réacteur chimique.

La découverte d'Haber présentait à la fois un intérêt militaire, économique et agricole. A peine cinq ans plus tard, une équipe de recherche dirigée par Carl Bosch mettait au point la première application industrielle des travaux d'Haber : le procédé Haber-Bosch. Ce procédé servira de modèle à tout un pan de la chimie industrielle moderne, la chimie à haute pression. Pour récompenser ses travaux sur la chimie à haute pression lors de l'industrialisation de la synthèse de l'ammoniac, Carl Bosch fut le premier ingénieur à recevoir le prix Nobel, qui récompense habituellement uniquement des scientifiques.

La production industrielle d'ammoniac par le procédé Haber-Bosch prolongea la Première Guerre mondiale en fournissant à l'Allemagne le précurseur de la poudre à canon et d'explosifs nécessaires à son effort de guerre, alors même qu'elle n'avait plus accès aux ressources azotées traditionnelles, principalement exploitées en Amérique du Sud. La guerre terminée, les alliés eurent recours à de l'espionnage industriel pour s'emparer des secrets de l'industrie chimique allemande : leur industrie avait en effet un important retard technologique sur les sociétés allemandes. Actuellement, la quasi totalité de l'ammoniac est produite grâce au procédé Haber-Bosch.



Figure 1 – Appareil de laboratoire utilisé par Haber pour la synthèse de l'ammoniac

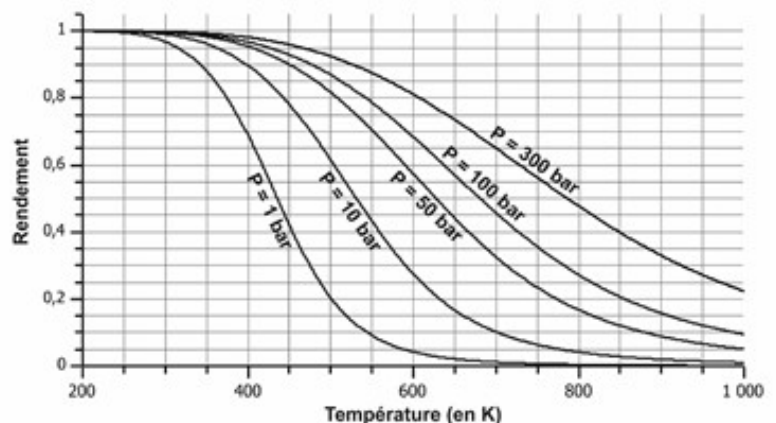


Figure 2 – Évolution du rendement de la synthèse de l'ammoniac à partir d'une quantité stœchiométrique de N_2 et H_2 en fonction de la température et pour différentes valeurs de la pression dans le réacteur

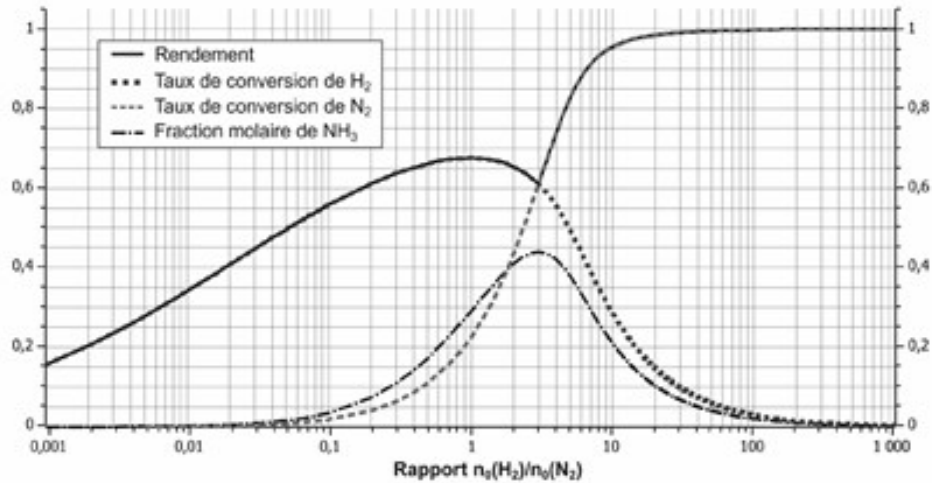


Figure 3 – Évolution du rendement de la synthèse de l'ammoniac en fonction de la composition initiale du système pour une température de 450 °C et pour une pression de 300 bar

Questions

1. Quelle est la variance associée à l'équilibre étudié. Sur combien de paramètres intensif l'opérateur peut-il agir ?
2. Quel est l'impact d'une élévation de température sur la fraction molaire finale d'ammoniac ? Pourquoi travailler à une température élevée ?
3. Exprimer le quotient de réaction associé à l'équilibre étudié en fonction des fractions molaires des espèces chimiques mises en jeu et de la pression.
4. Justifier le positionnement relatif des courbes représentées en figure 2.
5. Déterminer la valeur du rapport $\frac{n_0(\text{H}_2)}{n_0(\text{N}_2)}$ qui permet d'obtenir la plus grande fraction molaire en ammoniac à T et p fixés. Comparer avec les informations disponibles en figure 3.
6. Rédiger une courte synthèse expliquant les choix expérimentaux de Haber.