

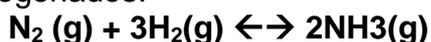
Equilíbrio Químico e a Síntese de Haber-Bosch

Uma poça d'água evapora totalmente depois de algum tempo. No entanto se colocarmos água em um recipiente fechado, vamos verificar que a água vai evaporando. Mas passado certo tempo, a vaporização parece parar, permanecendo o sistema indefinidamente nesta situação (se a temperatura não mudar). A partir do momento em que a evaporação e a condensação passam a ocorrer com velocidades iguais, dizemos que o sistema chegou a um estado de equilíbrio.

Nem todas as reações químicas ocorrem em um único sentido e muitas delas são reversíveis, em maior ou em menor extensão. No início de um processo reversível, a reação ocorre no sentido do consumo dos reagentes e da formação dos produtos, porém, logo que se formam algumas moléculas do produto, a reação no sentido inverso começa a ocorrer também. Quando as concentrações dos reagentes e dos produtos deixam de variar com o tempo, o processo atingiu o equilíbrio. Todos os sistemas em equilíbrio químico são dinâmicos, ou seja, as reações químicas continuam a ocorrer simultaneamente na mesma velocidade no sentido da formação dos produtos (sentido direto) e dos reagentes (sentido inverso), sendo que as suas concentrações ficam constantes.

Quando sistemas em equilíbrio são submetidos a qualquer perturbação exterior, o equilíbrio "desloca-se" no sentido contrário a fim de minimizar esta perturbação. Este é o enunciado princípio do deslocamento ou princípio de Le Chatelier, o qual é usado largamente na produção industrial.

Sendo assim, por exemplo, um dos processos mais conhecidos e utilizados atualmente pela indústria, o qual abrange o princípio de Le Chatelier estrondosamente, é o processo para a síntese de amoníaco (NH_3), representado pela equação química abaixo) a partir do N_2 , que foi desenvolvido pelo químico alemão Fritz Haber, em 1909, buscando resolver problemas para obtenção de compostos nitrogenados.



Alguns anos depois este processo foi aperfeiçoado por Carl Bosch, o que deu origem ao nome Síntese de Haber-Bosch para a reação acima.

A síntese de Haber-Bosch é um dos exemplos mais importantes para o estudo de equilíbrio químico. Note que a reação $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ ocorre com redução de volume, conseqüentemente, um aumento de pressão irá deslocar o equilíbrio para a direita, aumentando o rendimento da reação (isto é, a produção de NH_3).

Além disso, a reação citada é exotérmica ($\Delta H = -109,5 \text{ kJ}$) e é uma reação catalisada com o ferro, sob as condições de 250 atmosferas de pressão e uma temperatura de 450°C . Conseqüentemente o aumento de rendimento em NH_3 irá ocorrer se houver abaixamento de temperatura. Se a temperatura for baixa, as velocidades das reações direta e inversa serão também baixas e o equilíbrio também será deslocado depois de muito tempo.

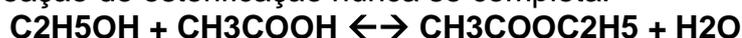
Geralmente, as indústrias usam catalizadores, como o Fe_3O_4 , para promover o aumento da velocidade da reação, juntamente com promotores de catálise como KOH , Al_2O_3 . O processo para a obtenção de altas temperaturas tem custos bastante elevados.

Portanto na síntese de NH_3 e, de modo geral, em todas as reações reversíveis exotérmicas, devemos encontrar um meio-termo ideal para a

temperatura: nem muito baixa, nem muito alta para não comprometer a velocidade da reação e o rendimento dela respectivamente.

Com base na teoria do equilíbrio químico uma indústria pode, por exemplo, saber até que ponto uma reação caminha; prever, com antecedência, a quantidade de uma substância que deseja produzir; controlar as condições que afetam os diferentes equilíbrios que constituem o processo de formação dos produtos, otimizando a sua rentabilidade (o que é um dos seus principais objetivos).

Um exemplo de reação reversível em fase líquida é a reação de esterificação de etanol pelo ácido acético para formar acetato de etila e água. Como, porém, o acetato de etila aquecido com água se converte em etanol e ácido acético, a reação de esterificação nunca se completa:



A síntese de Haber-Bosch foi fundamental para a Primeira Guerra Mundial (1914 – 1918), pois proporcionou aos alemães a possibilidade de resistir ao bloqueio dos aliados na época. Por que devido ao embargo inimigo, a Alemanha não conseguia mais importar o salitre necessário para a fabricação de explosivos que precisavam. Esses fatos mostraram a humanidade a grande importância da Química – cujo desenvolvimento sofreu partir daquela ocasião, um grande impulso.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- [1] RUSSEL, J. B. Química Geral, Vol. 1. 2ª edição, São Paulo; Makron Books, 1994.
- [2] VOGEL, A.; Análise Química Quantitativa, 6a. ed., LTC - Livros Técnicos e Científicos Ed. S.A.: Rio de Janeiro, 2002.
- [3] EQUÍLIBRIO QUÍMICO. Hiram Araújo disponível em <http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_equilibrio_quimico.pdf> Acesso em 29/05/2013
- [4] FELTRE, R.; Química: Química Geral, Vol 2. 6ª ed. São Paulo, 2004.
- [5] APLICAÇÕES DA CINÉTICA E EQUÍLIBRIO QUÍMICO NOS PROCESSOS INDUSTRIAIS. Profª Roberta C. P. Rizzo Domingues disponível em <<http://pessoal.utfpr.edu.br/robertac/arquivos/AULA%2005.pdf>> Acesso em 28/05/2013.
- [6] PROGRAMA DE FÍSICA E QUÍMICA A – disponível em <http://nautilus.fis.uc.pt/spf/DTE/pdfs/fisica_quimica_a_11_homol.pdf> Acesso em 28/05/2013.
- [7] EQUÍLIBRIO QUÍMICO – artigo sobre, disponível em <<http://www.lce.esalq.usp.br/arquimedes/Atividade03.pdf>> Acesso em 29/05/2013.
- [8] CHUVA ÁCIDA: UM EXPERIMENTO PARA INTRODUIZIR CONCEITOS DE EQUÍLIBRIO QUÍMICO E ACIDEZ NO ENSINO MÉDIO , disponível em <<http://qnesc.sbg.org.br/online/qnesc21/v21a09.pdf>> Acesso em 28/05/2013.