



Princípio de Le Châtelier

Essencial

- Prever o sentido da evolução de um sistema químico homogéneo quando o estado de equilíbrio é perturbado (variações de pressão em sistemas gasosos, de temperatura e de concentração), com base no Princípio de Le Châtelier.
- Aplicar o Princípio de Le Châtelier à síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.

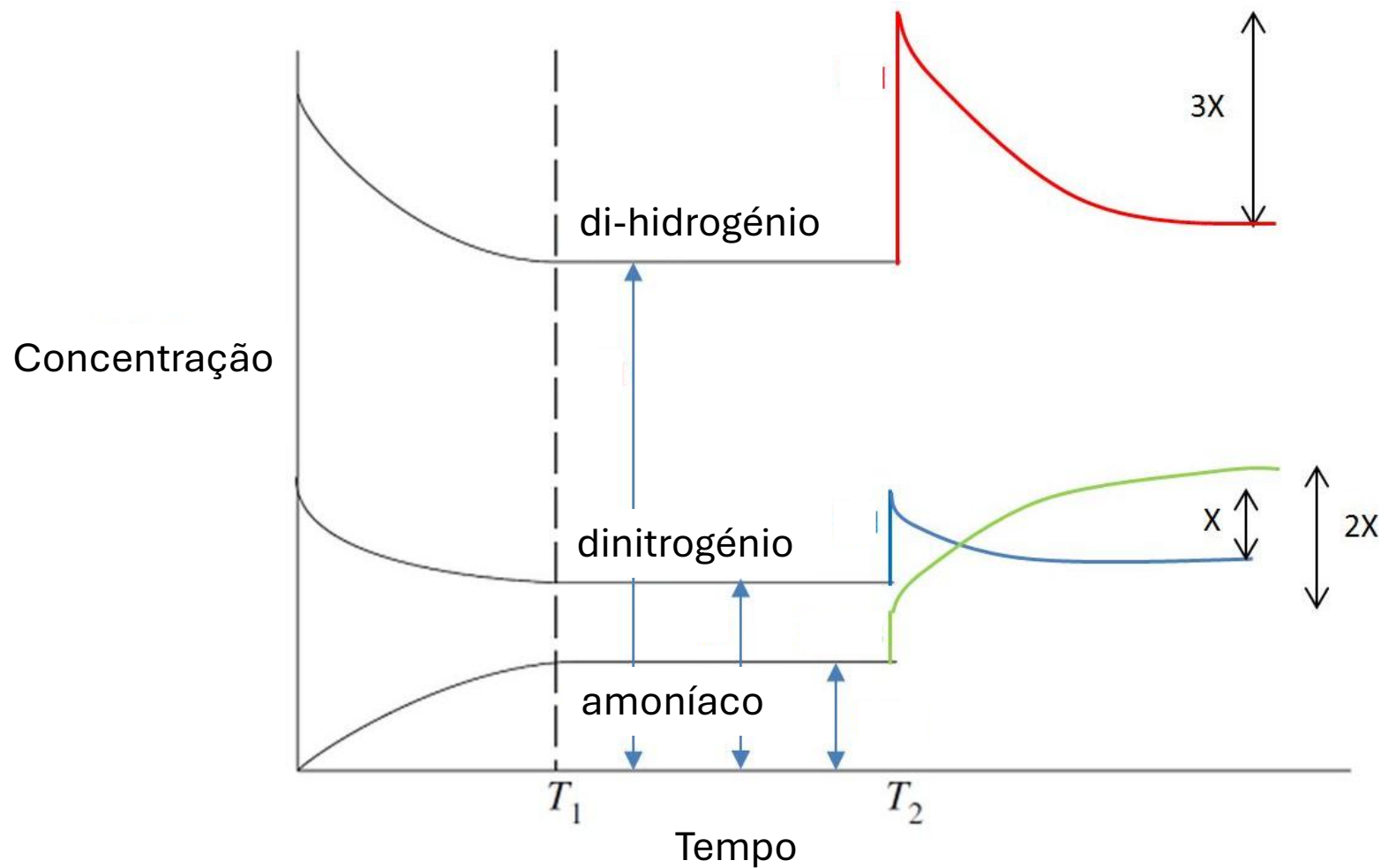
Palavras-chave

- Princípio de Le Châtelier.
- Processo de Haber-Bosch.



Princípio de Le Châtelier (ou Lei do Equilíbrio Químico)

Quando se provoca uma alteração a um sistema que se encontra em equilíbrio, este reage de maneira a contrariar a alteração realizada.



Henry Louis Le Châtelier
(1850-1936).

[Imagem: drblurg.blogspot.com]

Princípio de Le Châtelier (ou Lei do Equilíbrio Químico)

Variando alguns dos fatores:

Concentração de uma ou mais substâncias;

Volume/pressão;

Temperatura;

é alterada o estado de equilíbrio, evoluindo para um novo equilíbrio.

O valor de K_c do novo equilíbrio é o mesmo, exceto quanto há alteração de temperatura.

Princípio de Le Châtelier (ou Lei do Equilíbrio Químico)

No **novo estado**, de **não equilíbrio**, o valor de Q é diferente do valor da constante de equilíbrio, K_c .

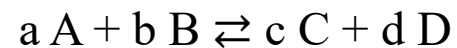
O sistema reacional irá **reagir** de modo a atingir um **outro estado de equilíbrio**.

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad \rightarrow \quad K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

(com o mesmo K_c se a temperatura não for alterada)

Consequências da variação das concentrações

Numa reação do género



Aumento da [reagente]

(Q menor que K_c)



O sistema contraria esta alteração



Benefício do **sentido direto**, consumindo reagentes

(Q vai aumentando até igualar K_c)



É estabelecido um **novo** estado de **equilíbrio**

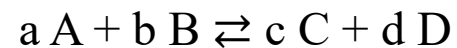
A diminuição da [produto] tem a mesma consequência.

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Consequências da variação das concentrações

Numa reação do género



Aumento da [produto]

(Q maior que K_c)



O sistema contraria esta alteração



Benefício do **sentido inverso**, consumindo produtos

(Q vai diminuindo até igualar K_c)



É estabelecido um **novo** estado de **equilíbrio**

A diminuição da [reagente] tem a mesma consequência.

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Consequências da variação de volume/pressão

Aumento de volume equivale a uma diminuição da pressão.

Diminuição de volume equivale a um aumento da pressão.

A **variação de pressão** de um sistema reacional pode ser conseguida por variação da quantidade (introdução ou remoção) de um **gás que não interfira na reação**, ou por **variação do volume** disponível para a reação.

O que importa é a quantidade de **moléculas gasosas**.

Se a soma dos coeficientes dos reagentes for diferente da dos produtos há alteração do estado de equilíbrio se houver uma variação de volume/pressão.

Consequências da variação de volume/pressão

**Aumento do volume
(diminuição da pressão)**



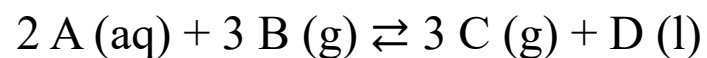
O sistema tenta **aumentar** o número de **moléculas gasosas**



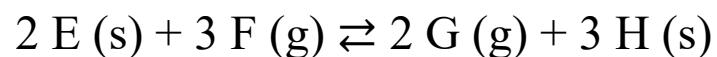
Favorecimento do **sentido** em que são **produzidas mais moléculas gasosas**

Consequências da variação de volume/pressão

A variação de volume ou da pressão de um sistema apenas tem consequência na alteração do estado de equilíbrio se a soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes no estado gasoso for diferente da soma dos coeficientes estequiométricos dos produtos no estado gasoso.

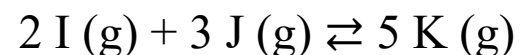


Não é afetado

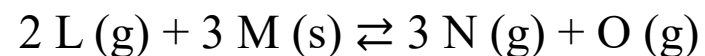


É afetado

} Sistemas heterogêneos



Não é afetado



É afetado

} Sistemas homogêneos

Consequências da variação da temperatura

Para prever a consequência da variação da temperatura tem que se **conhecer o balanço energético** da reação:

Exotérmica ($\Delta H < 0$);

Endotérmica ($\Delta H > 0$).

Consequências da variação da temperatura

No caso de um equilíbrio **exotérmico** (no sentido direto)



Aumento da temperatura



Favorecimento do sentido inverso



Consumo de produtos e produção de reagentes



A relação entre as [produtos] e [reagentes] diminui



Diminui o K_c

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Consequências da variação da temperatura

No caso de um equilíbrio **endotérmico** (no sentido direto)



Aumento da temperatura



Favorecimento do sentido direto



Consumo de reagentes e produção de produtos



A relação entre as [produtos] e [reagentes] aumenta



Aumenta o K_c

$$K_c = \frac{[C]_e^c [D]_e^d}{[A]_e^a [B]_e^b}$$

Consequências da variação da temperatura

O **aumento de temperatura** do sistema representa para esse sistema um **aumento da energia disponível** pelo que é **favorecido o sentido endotérmico** desse equilíbrio, consumindo essa energia.

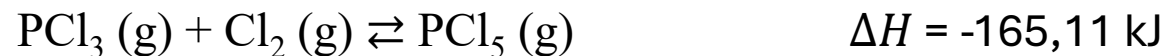
A **diminuição da temperatura** do sistema representa para esse sistema uma **diminuição da energia disponível** pelo que é **favorecido o sentido exotérmico** desse equilíbrio, repondo energia.

Generalizando:

Variação de temperatura Efeito no K_c		
Exotérmica	Aumento	Diminui
	Diminuição	Aumenta
Endotérmica	Aumento	Aumenta
	Diminuição	Diminui

Aplicar...

Considere o seguinte equilíbrio químico



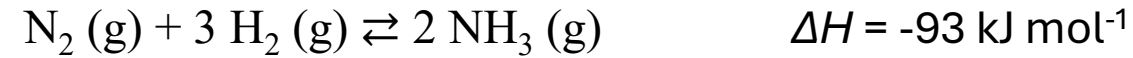
Faça uma previsão, com base no Princípio de Le Châtelier, do efeito sobre a quantidade de PCl_5 presente no equilíbrio para cada uma das alterações a que o equilíbrio foi sujeito:

- a) Adição de Cl_2 .
- b) Remoção de PCl_3 .
- c) Diminuição de temperatura.
- d) Aumento da pressão.

Resolução

- a) Quantidade de PCl_5 aumenta.
- b) Quantidade de PCl_5 diminui.
- c) Quantidade de PCl_5 aumenta.
- d) Quantidade de PCl_5 aumenta.

Rentabilizar a produção de NH_3



A quantidade de amoníaco produzida por ser aumentada com:

Aumento da concentração dos reagentes (N_2 , + barato);

Remoção de NH_3 ;

Aumento da pressão (~ 350 atm);

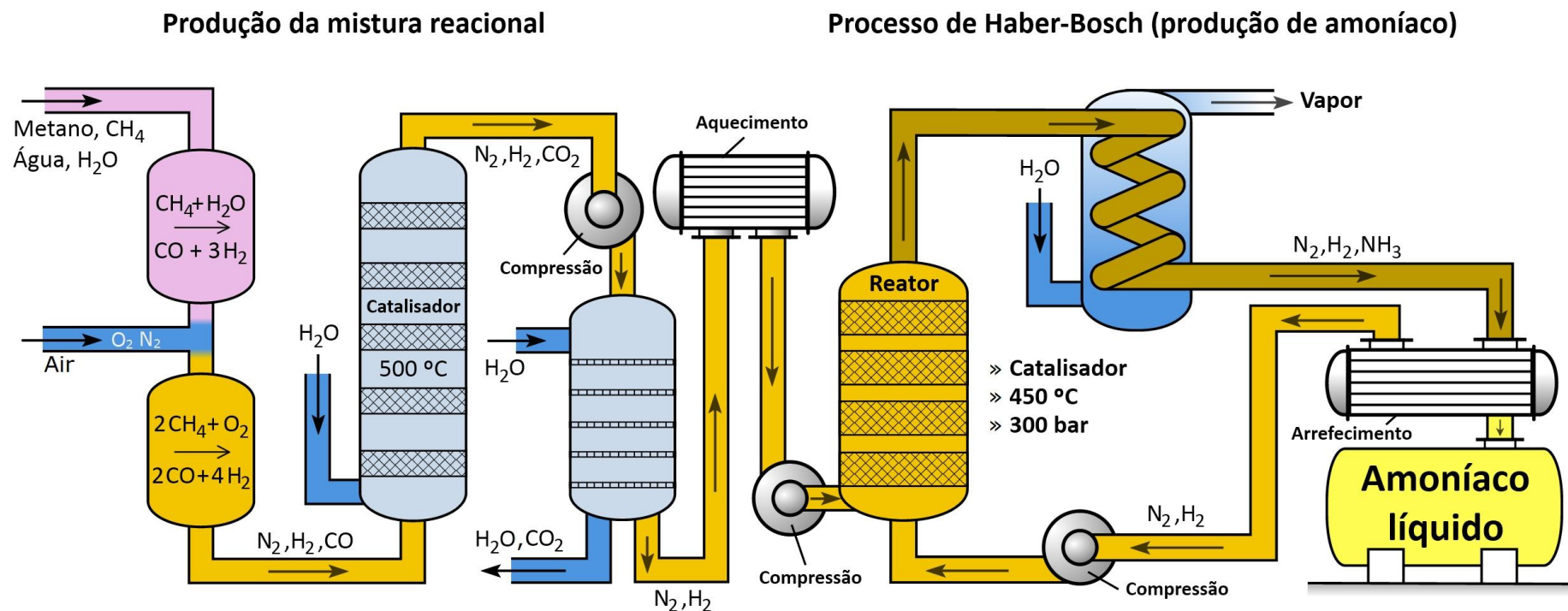
Baixas temperaturas (400 a 500 °C);

Uso de catalisador (ferro + óxido de potássio + óxido de alumínio) para atingir o equilíbrio mais rapidamente.

Processo de Haber-Bosch

Fritz Haber, em 1909, conseguiu fixar o N_2 atmosférico, possibilitando a sua utilização industrial.

Carl Bosh, em 1912, conseguiu industrializar a síntese de NH_3 passando a produzir 1 tonelada por dia.



A síntese industrial do amoníaco é muito importante para a posterior sintetização de fertilizantes agrícolas, tendo valido dois Prêmios Nobel (1918 para Haber e 1931 para Bosch).



[Imagem: www.technipfmc.com]

Essencial

- Prever o sentido da evolução de um sistema químico homogéneo quando o estado de equilíbrio é perturbado (variações de pressão em sistemas gasosos, de temperatura e de concentração), com base no Princípio de Le Châtelier.
 - Aplicar o Princípio de Le Châtelier à síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.
-

Palavras-chave

- Princípio de Le Châtelier.
 - Processo de Haber-Bosch.
-

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Física e Química A – 11º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “Novo 11Q”, Texto Editores, Lisboa, 2016.
- D. reger, S. Goode, E. Mercer, “Química: Princípios e Aplicações”, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.
- J. Paiva, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “11 Q – Física e Química A – Química”, Texto Editores, Lisboa, 2022.
- https://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php/Processo_de_Haber-Bosch, 08/03/2024.
- C. C. Silva, C. Cunha, “Química em Reação 11”, Porto Editora, Porto, 2022.