

EQUILÍBRIO QUÍMICO

A condição na qual as concentrações de todos os reagentes e produtos em um sistema fechado param de variar com o tempo é chamada de *equilíbrio químico*. O equilíbrio químico ocorre quando as reações opostas ocorrem em velocidades iguais: a velocidade na qual os produtos são formados a partir dos reagentes é igual a velocidade na qual os reagentes são formados a partir dos produtos. Para que o equilíbrio químico ocorra, nem os reagentes nem os produtos podem escapar do sistema.

Considerando uma reação hipotética, onde as letras minúsculas correspondem aos respectivos coeficientes estequiométricos da reação:



Para esta reação hipotética, a constante de equilíbrio é dada pela expressão:

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

A constante de equilíbrio pode ser dada em termos de concentração dos reagentes e produtos (K_c), e é utilizada quando estamos trabalhando com soluções.

A constante de equilíbrio também pode ser expressa em termos de pressão (K_p), quando estamos tratando de gases.

A constante de equilíbrio é função da temperatura, ou seja, é constante em determinada temperatura.

Suponha que depois de atingido o equilíbrio, uma certa quantidade de um dos reagentes, A, por exemplo, seja adicionada à solução. Para que a relação dada por K_c se mantenha constante é necessário ocorrer o que chamamos de **deslocamento de equilíbrio**. Portanto, para manter o valor de K_c constante, o equilíbrio é deslocado no sentido de aumentar as concentrações de C e D, e diminuir a concentração de B, restabelecendo novamente o equilíbrio.

O estado de equilíbrio de um sistema pode ser alterado por variações da temperatura, pressão e concentração dos reagentes. Essa alteração pode ser prevista pelo Princípio de Le Chatelier: "*Quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma ação, o equilíbrio se desloca no sentido de contrabalançar esta ação*".

PARTE EXPERIMENTAL

Objetivo: Caracterização do estado de equilíbrio e verificação do Princípio de Le Chatelier.

Materiais e Reagentes: Tubos de ensaio, pipeta graduada de 10 mL, pêra de borracha, papel indicador de pH, bateria contendo tubos de ensaio, conta-gotas de plástico, bico de Bunsen, pinça de madeira.

LABORATÓRIO DE FUNDAMENTOS DE QUÍMICA – AULA Nº 10

4- Caracterização do Estado de Equilíbrio do Sistema 4: Efeito da temperatura

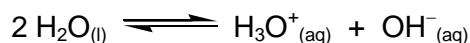


a) Em um tubo de ensaio adicione 1 mL de solução aquosa de amônia 0,5 mol/L e 1 gota de fenolftaleína (tubo 1). Em seguida, proceda à diluição desta solução coletando 1 gota da solução do tubo 1 e coloque num outro tubo de ensaio (tubo 2) contendo 2 mL de água destilada. Aqueça a solução do tubo 2 **levemente** à chama de um bico de Bunsen até verificar alguma mudança no sistema. Anote o resultado. Em seguida, esfrie o tubo de ensaio na água da torneira. Anote o resultado. Explique o que ocorreu segundo o Princípio de Le Chatelier.

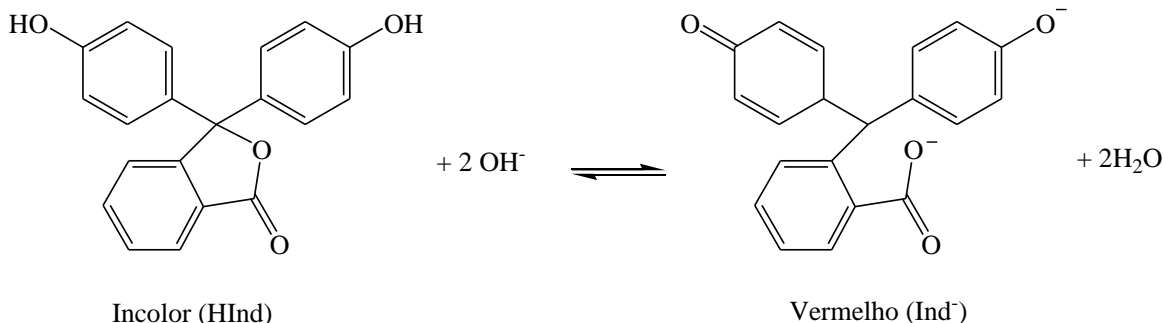
5- Caracterização do Estado de Equilíbrio do Sistema 5: Efeito da Solubilidade

a) Em um tubo de ensaio adicione 2 mL de solução cromato de potássio 0,02 mol/L e em seguida 1 mL de solução de nitrato de prata 0,1 mol/L. Observe a coloração do precipitado formado. Ao mesmo tubo adicione gotas de solução de cloreto de sódio até que alguma mudança macroscópica aconteça no sistema. Explique o que aconteceu através de equações químicas apropriadas que representem as reações ocorridas baseando-se no Princípio de Le Chatelier.

Equações Químicas:



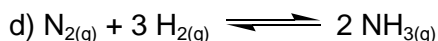
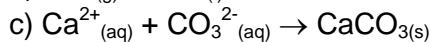
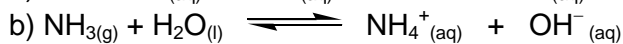
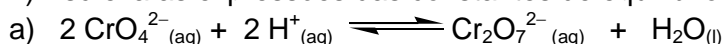
Fenolftaleína:



LABORATÓRIO DE FUNDAMENTOS DE QUÍMICA – AULA Nº 10

Questões:

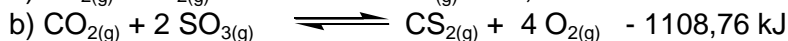
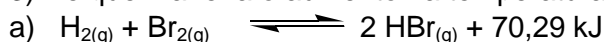
1) Escreva as expressões das constantes de equilíbrio para as reações:



2) Qual a cor de uma solução contendo íons cromato se diminuirmos o pH para 2?

E se aumentarmos o pH para 12?

3) De que maneira o aumento na temperatura poderá afetar os seguintes equilíbrios:



4) Qual é o efeito sobre a concentração de cada substância nos sistemas indicados a seguir, quando são adicionados os reagentes:

Reação	Reagente Adicionado
a) $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + \text{SO}_3(\text{g})$	SO_2
b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HBr}(\text{g})$	H_2

5) Pesquise porque não se deve descartar os resíduos de cromo na pia do laboratório.

Referências Bibliográficas:

- 1- E. Giesbrecht, "Experiências de Química, Técnicas e Conceitos Básicos" - PEQ - Projetos de Ensino de Química, Ed. Moderna Ltda, São Paulo, 1979.
- 2- J. B. Russel, *Química Geral*, Ed. McGraw Hill Ltda, Vol. 1 e 2, 1994.
- 3- J. C. Kotz, P. M. Treichel Jr., *Química Geral*, Ed. Thomson, 5ª edição, 2003.
- 4- T. L. Brown, H.E. LeMay, B.E. Bursten, C.J. Murphy P, M. Woodward, M.W. Stoltzfus; *Química- A Ciência Central*, 13ª edição, Pearson Education do Brasil, São Paulo, 2016.