**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:

*a*A + *b*B ⮀ *c*C + *d*D

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

K = .

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

A constante de equilíbrio também pode ser expressa em termos de pressão (Kp), 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 Kc se mantenha constante é necessário ocorrer o que chamamos de **deslocamento de equilíbrio**. Portanto, para manter o valor de Kc 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 Châtelier.

**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.

Soluções aquosas de: ácido acético 0,5 mol/L, acetato de sódio sólido, solução aquosa de hidróxido de amônio 0,5 mol/L, cloreto de amônio sólido, NaOH 0,5 mol/L, K2CrO4 0,05 mol/L, K2Cr2O7 0,05 mol/L, NaOH 1 mol/L, HC1 1 mol/L, AgNO3 0,1 mol/L, NaCl 0,5 mol/L, solução alcoólica de fenolftaleína 1% m/v.

**Procedimento:**

*1- Caracterização do Estado de Equilíbrio do Sistema 1: Efeito de adição de reagentes*

2 CrO42-(aq) + 2 H+  Cr2O72-(aq) + H2O(l)

amarelo alaranjado

a) Prepare dois tubos de ensaio da seguinte forma:

**Tubo 1-** 2 mL de solução de K2CrO4 0,05 mol/L

**Tubo 2-** 1 mL de solução de K2Cr2O7 0,05 mol/L.

Guarde-os para comparação das cores nos itens b) e c).

b) Em um tubo de ensaio adicione 1 mL de solução de cromato de potássio 0,05 mol/L. Em seguida adicione aproximadamente 10 gotas (0,5 mL) de solução de HCl 1 mol/L. Compare a cor da solução com os tubos 1 e 2. Explique o que ocorreu.

c) Ao mesmo tubo de ensaio do item anterior adicione, gota a gota, 2 mL de solução de NaOH l mol/L. Agite e compare novamente a cor da solução com os tubos l e 2. (Leve em consideração a diluição provocada). Explique o que ocorreu em termos do deslocamento do equilíbrio.

2- *Caracterização do Estado de Equilíbrio do Sistema 2: Efeito do íon comum*

CH3COOH(aq) + H2O(l)  CH3COO− (aq) + H3O+(aq)

a) Em um tubo de ensaio adicione 2 mL de solução de ácido acético 0,5 mol/L e meça o pH utilizando o papel de indicador universal. Compare a cor da obtida com a da escala padrão e anote o valor do pH correspondente. Em seguida, adicione uma ponta de espátula de acetato de sódio sólido. Verifique novamente o pH correspondente após a adição. Explique o que ocorreu baseado no Princípio de Le Chatelier.

*3- Caracterização do Estado de Equilíbrio do Sistema 3: Efeito do íon comum*

NH3(g) + H2O(l)  NH4+(aq) + OH−(aq)

a) Em um tubo de ensaio adicione 3 mL de solução aquosa de amônia 0,5 mol/L e meça o pH utilizando o papel de indicador universal. Anote os resultados. Em seguida, adicione uma ponta de espátula de cloreto de amônio sólido. Verifique o pH correspondente após a adição e anote a coloração do sistema. Explique o que ocorreu segundo o Princípio de Le Chatelier.

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

NH3(g) + H2O(l)  NH4+(aq) + OH−(aq) ΔH < 0

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:**

2 H2O(l)  H3O+(aq) + OH−(aq)

Fenolftaleína:



**Questões**:

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

a) 2 CrO42−(aq) + 2 H+(aq) Cr2O72− (aq) + H2O(l)

b) NH3(g) + H2O(l)  NH4+(aq) + OH− (aq)

c) Ca2+(aq) + CO32-(aq) → CaCO3(s)

d) N2(g) + 3 H2(g)  2 NH3(g)

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:

a) H2(g) + Br2(g)   2 HBr(g) + 70,29 kJ

b) CO2(g) + 2 SO3(g)  CS2(g) + 4 O2(g) - 1108,76 kJ

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) SO2(g) + NO2(g)  NO(g) + SO3(g) SO2

b) H2(g) + Br2(g)  2 HBr(g) H2

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. J. Lemay, B. E. Bursten, *Química – A Ciência Central*, 9ª edição, Pearson Prentice Hall, São Paulo, 2005.