

# AULA 8

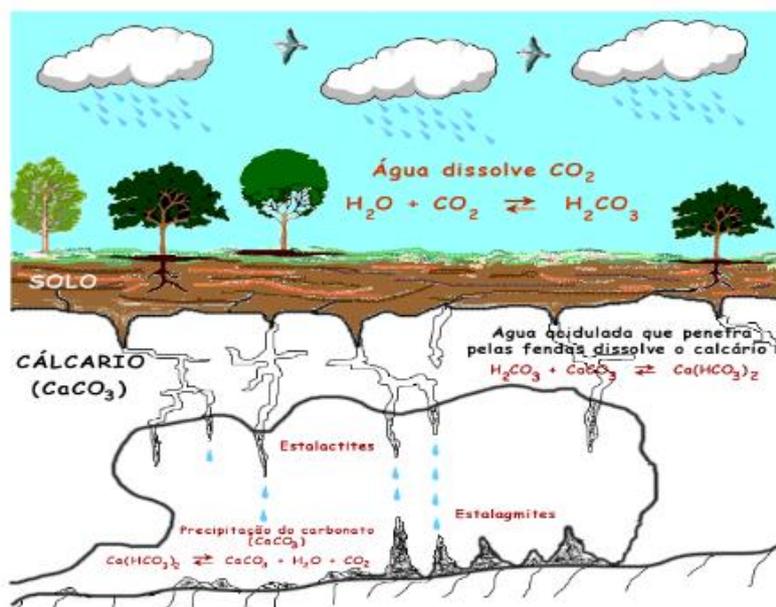
## Equilíbrio iônico em solução

### OBJETIVOS

- ▶ Compreender o conceito de estado de equilíbrio químico;
- ▶ Compreender a constante de equilíbrio, sua expressão matemática e seu significado;
- ▶ Empregar o Princípio de Le Châtelier no deslocamento do equilíbrio em reações químicas;
- ▶ Conhecer os principais fatores que atuam sobre o estado de equilíbrio;
- ▶ Conhecer aplicações práticas sobre equilíbrios químicos.

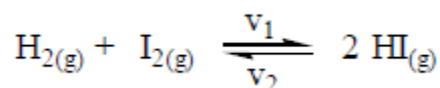


Que a formação dos estalactites e estalagmites nas cavernas é um exemplo interessante de deslocamento dos equilíbrios químicos?



Quando uma reação química começa a ocorrer, os reagentes começam a desaparecer com uma certa velocidade ( $v_1$ ) e começa a aparecer o(s) produto(s). No momento em que começa a aparecer o(s) produto(s), num sistema fechado, estes começam a reagir entre si com um velocidade ( $v_2$ ) muito pequena (no início  $v_2 = \text{zero}$ ) no sentido de formar os reagentes que os originaram. Quando a velocidade  $v_1$  tende a diminuir, a velocidade  $v_2$  tende a crescer. Quando as duas velocidades forem iguais, isto é  $v_1 = v_2$ , alcançamos o **estado de equilíbrio**. Este estado de equilíbrio é expresso por uma constante de equilíbrio, que estabelece quando  $v_1 = v_2$ .

Vamos analisar o seguinte exemplo:



Misturamos hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) e iodo ( $\text{I}_2$ ) os quais vão reagir e produzir o produto ácido iodídrico ( $\text{HI}$ ). Na hora da mistura ( $t=0$ ) dá-se início à reação com velocidade  $v_1$  (máxima) e diretamente proporcional à concentração dos dois reagentes. Ou seja:

$$v_1 \propto [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

Para tirar a proporcionalidade temos que introduzir a constante de proporcionalidade  $k_1$ , denominada de **constante de velocidade**, então  $v_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$ .

No momento em que começa a formar o produto  $\text{HI}$ , inicia o processo de reação para formar ( $\text{H}_2$ ) e ( $\text{I}_2$ ) com uma velocidade  $v_2$ . De forma semelhante:

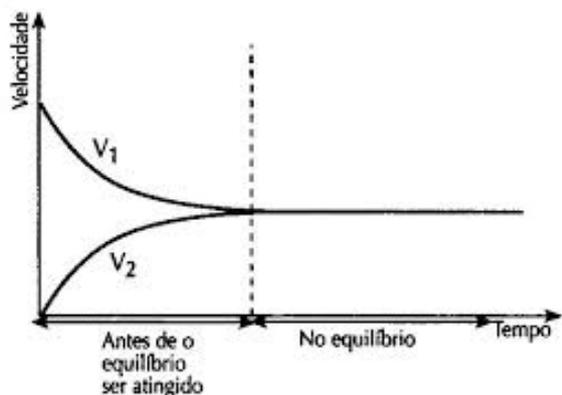
$$v_2 \propto [\text{HI}]^2, \text{ então } v_2 = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

Quando alcançado o estado de equilíbrio,  $v_1 = v_2$

$$k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

**K = constante de equilíbrio**



O estado de equilíbrio é um estado dinâmico e não estático, estabelecido entre produtos e reagentes, no qual não havendo mudanças ele se mantém constante e é expresso pela constante de equilíbrio

Existem dois tipos de equilíbrio químico, o homogêneo e o heterogêneo. O equilíbrio químico no qual todas as substâncias que fazem parte são de mesma fase ou estado físico é chamado de equilíbrio homogêneo. O equilíbrio heterogêneo é aquele no qual uma substância, no mínimo, está em uma fase diferente das outras.

A síntese de amônia pelo processo Haber, a partir de nitrogênio e hidrogênio, ilustra muito bem um equilíbrio homogêneo.

A decomposição térmica do  $\text{CaCO}_3$  ilustra o equilíbrio heterogêneo.



Uma **reação reversível** é aquela que ocorre nos dois sentidos, isto é, dos reagentes para os produtos e dos produtos para os reagentes de forma significativa, pois todas as reações químicas tendem ao equilíbrio e como tal, sempre tem o caráter da reversibilidade, porém, nem sempre de forma visível.

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 Châtelier**: “Quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma ação, o equilíbrio se desloca no sentido de contrabalançar esta ação”.

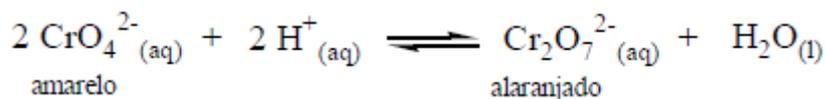
No exemplo da página anterior ao adicionar iodo no sistema em equilíbrio, a velocidade no sentido direto ( $v_1$ ) será aumentada. Quando o novo equilíbrio é restabelecido,  $[\text{I}_2]$  e  $[\text{HI}]$  serão mais elevadas e  $[\text{H}_2]$  será mais baixa, porém  $K$  terá o mesmo valor.

### Henri Louis Le Châtelier (1850 - 1936)



Químico e metalurgista francês nascido em Paris, contribuiu significativamente para o desenvolvimento da termodinâmica e foi conhecido pela descoberta da *lei do equilíbrio químico* (1888). Formado na École Polytechnique e na École des Mines em Paris, ensinou química sucessivamente na École des Mines, no Collège de France e na Sorbonne (1878-1925) e tornou-se inspetor geral de minas (1907). Formulou o denominado Princípio de Le Châtelier (1888), sobre relações entre variações de temperatura e pressão. Também trabalhou com calor específico em gases a altas temperaturas e métodos de medição de temperaturas. Promoveu a aplicação de química na indústria francesa, especialmente na produção de gás amônia, cimento, aço e cerâmica. Entre seus livros destacaram-se *Science and Industry* (1925) e *Method in the Experimental Sciences* (1936). Morreu em Miribel-les-Eschelles, Isère, França, e além das contribuições para a metalurgia e cerâmica, desenvolveu ainda equipamentos para linhas férreas, um *pirômetro óptico*.

Fonte: <http://www.dec.ufcg.edu.br/biografias/HenriLou.html>

**PARTE PRÁTICA****Procedimento 1: Caracterização do estado de equilíbrio no sistema 1**

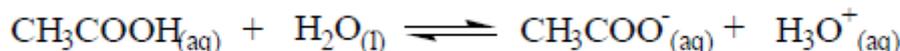
Sistema 1

- Separar dois tubos de ensaio e acrescentar as seguintes soluções:
  - Tubo 1: 2 mL de solução de cromato de potássio 0,05 mol/L
  - Tubo 2: 2 mL de solução de dicromato de potássio 0,05 mol/L

Estes tubos serão utilizados como padrão de cor, por isso observar bem a cor da solução de cada tubo.

- Adicionar, em outro tubo de ensaio, 1 mL de solução de cromato de potássio 0,05 mol/L e adicionar, em seguida, aproximadamente 10 gotas de solução de ácido clorídrico 1 mol/L. Comparar a cor desta solução com as dos tubos 1 e 2.
- Adicionar, ao mesmo tubo de ensaio do item anterior, 2 mL de solução de hidróxido de sódio 1 mol/L (gota a gota). Homogeneizar a mistura e comparar novamente a cor da solução com os tubos 1 e 2. Levar em consideração a diluição ocorrida.

Explique o que ocorreu em termos do deslocamento do equilíbrio.

**Procedimento 2: Caracterização do estado de equilíbrio no sistema 2**

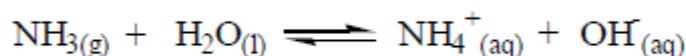
Sistema 2

- Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de solução de ácido acético 0,5 mol/L e verificar o pH com papel indicador universal.
- Em seguida, adicionar ao sistema uma pequena quantidade de acetato de sódio sólido. Verificar novamente o pH.

Explique o que ocorreu baseado no Princípio de Le Châtelier.

**Procedimento 3: Caracterização do estado de equilíbrio no sistema 3**

Sistema 3



- Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de solução de amônia 0,5 mol/L e verificar o pH com papel indicador universal.
- Em seguida, adicionar ao sistema uma pequena quantidade de cloreto de amônio. Verificar novamente o pH.

Explique o que ocorreu baseado no Princípio de Le Châtelier.



Em um equilíbrio de íons, a adição de espécies químicas pode contemplar íons que já existam no sistema ou não. Se o íon adicionado já existe no equilíbrio (**íon comum**), seu comportamento será como na adição de qualquer substância que já existe na reação. Se for adicionada alguma espécie que não possui no sistema e ela reagir com alguma presente no equilíbrio, devemos estudar o efeito da diminuição da concentração desta segunda substância. Se a substância adicionada não reagir no equilíbrio, seu acréscimo não modificará o sistema.

**Procedimento 4: Caracterização do estado de equilíbrio no sistema 4**

- Em um tubo de ensaio, adicionar 2 mL de solução de cromato de potássio 0,05 mol/L e em seguida 1 mL de solução de nitrato de prata 0,1 mol/L. Observar a coloração do precipitado formado.
- Em seguida, ao mesmo tubo de ensaio, adicionar algumas gotas de solução de cloreto de sódio 0,5 mol/L até que alguma mudança macroscópica aconteça no sistema.

Represente as equações químicas das reações ocorridas.

Sistema 4

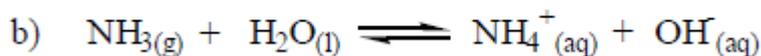
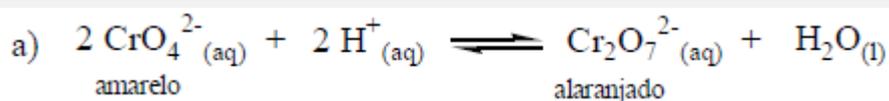
Explique o que ocorreu baseado no Princípio de Le Châtelier.

**Referências Bibliográficas:**

1. Lenzi, E. [et al], Química Geral Experimental, Freitas Bastos Editora, Rio de Janeiro, RJ, 2004. ISBN: 85-353-0217-4.
2. Giesbrecht, E., Experiências de Química, Técnicas e Conceitos Básicos - PEQ - Projetos de Ensino de Química, Ed. Moderna – Universidade de São Paulo, SP, 1979.

**AUTO-AVALIAÇÃO**

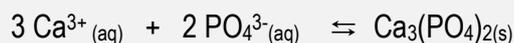
1. Escreva as expressões das constantes de equilíbrio para as reações:



2. Qual a cor da solução contendo íons cromato se diminuirmos o pH para 2?
3. Qual o efeito da concentração de cada substância nos sistemas indicados a seguir, quando são adicionados os reagentes?

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

4. Os cálculos renais, popularmente chamado pedras nos rins, são agregados cristalinos compostos por alguns diversos sais e outras substâncias, dentre eles o  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , que se forma na reação entre os íons presentes no sangue, conforme reação abaixo.



Explique como a formação das “pedras nos rins” é favorecida.