Atividades.

Professor: Joel.

Disciplina: Química.

Tempo previsto para a atividade: 1 semana (no máximo).

As atividades poderão ser copiadas no caderno, ou imprimida o quando for o caso ser realizada do caderno do aluno da disciplina.

As atividades deverão ser entregue pelo **mensagens.**

Equilíbrio iônico - ácidos e bases.

IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS

Equilíbrio iônico é um caso particular de equilíbrio químico em que aparecem íons. Uma substância que, ao ser adicionada à água, produz íons livres é chamada eletrólito. Os equilíbrios iônicos mais comuns são os que ocorrem com [**os ácidos**](http://educacao.globo.com/quimica/assunto/funcoes-inorganicas/acidos.html), [**as bases**](http://educacao.globo.com/quimica/assunto/funcoes-inorganicas/bases.html) e [**os sais**](http://educacao.globo.com/quimica/assunto/funcoes-inorganicas/sais.html) quando em presença da água, devido ao fenômeno da ionização ou dissociação iônica. Porém, o equilíbrio iônico só é caracterizado quando se refere a um eletrólito fraco, pois se considerarmos que 100% das moléculas, do ácido ou da base, se ionizam, o equilíbrio não é estabelecido, e a reação terá um só sentido.

Quando adicionamos moléculas de um ácido em água, ocorre o fenômeno da ionização. Se for um ácido fraco, como o HCN, ele irá se ionizar conforme a equação a seguir:
HCN(*aq*)⟺ H+(*aq*)+ CN−(*aq*)

A água provoca a ruptura das moléculas de HCN originando os íons H+ e CN−. Esta solução é um sistema em equilíbrio, pois, à medida que o processo de ionização acontece, dando origem aos íons, ocorre também a associação iônica, regenerando a molécula de HCN. As duas reações (ionização e associação) se processam simultaneamente e com velocidades iguais, caracterizando um equilíbrio iônico.

Para esta reação, temos a seguinte expressão da constante de equilíbrio:
*Ki*=[*H*+]⋅[*CN*−][*HCN*]

Utilizamos a constante K*i*para compostos moleculares em geral, mas no caso de ácidos substituímos esta constante por K*a*:
*Ka*=[*H*+]⋅[*CN*−][*HCN*]

Pelo valor do Ka podemos prever a força de uma ácido. Quanto mais alto for o valor de K*a*, mais forte será o ácido, ou seja, maior é sua tendência em liberar o íon H+. A tabela abaixo mostra alguns ácidos e seus respectivos valores de Ka:

Constante de ionização em ácidos (Foto: Colégio Qi)

Quando o ácido em apresentar mais de um hidrogênio ionizável em sua molécula, a ionização deste ácido ocorrerá em etapas. Cada etapa apresentará uma constante de ionização, como mostra a tabela a seguir:

Tabela com constante de ionização após equilíbrio (Foto: Colégio Qi)

IONIZAÇÃO DE BASES

A constante de equilíbrio aplicada a um equilíbrio iônico constituído por bases recebe o nome de K*b*. Para a base fraca NH4OH, temos a seguinte equação de ionização:
NH4OH(*aq*) ⟺ NH+4(*aq*)+ OH−(*aq*)

A expressão da constante de equilíbrio da base será:
*Kb*=[*NH*+4]⋅[*OH*−][*NH*4*OH*]

Quanto maior for o valor de K*b*, mais forte é a base. Veja o valor de K*b* para algumas bases:



Valor da constante de ionização de algumas bases

LEI DE OSTWALD

Esta lei relaciona a constante de equilíbrio, o grau de ionização e a molaridade dos eletrólitos. Ela é expressa por:
$$Ki=\frac{M.α}{1-α}$$

Como se trata de eletrólitos fracos, *α* é muito pequeno, logo a expressão é simplificada:

*Ki*=*M*⋅*α*2

Onde:
**M** é a molaridade (mol/L);
**α** é o grau de ionização;
**K***i* é a constante de ionização.

Em uma solução, ao aumentarmos o volume por acréscimo de solvente, teremos uma solução mais diluída, e consequentemente a concentração em quantidade de matéria diminui, e o grau de ionização aumenta, tendendo a 100%.

Dessa forma, a lei de diluição de Ostawald estabelece que o acréscimo de solvente em uma solução provoca um aumento no grau de ionização. Quanto menor for a molaridade, maior é o grau de ionização do eletrólito, pois o valor de K*i* é constante.

**Efeito do íon comum**
Efeito do íon comum é o nome dado ao deslocamento do equilíbrio iônico ocasionado pela adição de um íon já existente no equilíbrio. Considerando o seguinte equilíbrio:
CH3COOH ⟺ H+ + CH3COO−

Se adicionarmos a essa solução acetato de sódio, poderemos observar um aumento na concentração de íons acetato no equilíbrio. A dissociação do acetato de sódio é dada pela equação:
NaCH3COO CH3COO− + Na+

Segundo o princípio de Le Chatelier, a adição dos íons CH3COO- farão com que eles fiquem em excesso, e o sistema então tentará consumi-los, fazendo-os reagir com os íons H+, favorecendo o equilíbrio no sentido da reação inversa. Como consequência, a concentração dos íons H+ diminui. O mesmo acontece em soluções básicas.

EXERCÍCIOS

**1. (PUC-MG)** Numa solução de ácido acético (HAc), temos o seguinte equilíbrio:
HAc ⟺ H+ + Ac−

Se adicionarmos acetato de sódio (NaAc) a essa solução:
a) a concentração de íons H+ deverá diminuir.
b) a concentração de íons H+ permanecerá a mesma.
c) a concentração de íons H+ deverá aumentar.
d) a concentração de HAc não dissociado diminuirá.
e) nada acontecerá com o equilíbrio.

**2. (PUC)** O ácido acético, em solução aquosa 0,02 molar e a 25° C, está 3% dissociado. Sua constante de dissociação, nessas condições, é aproximadamente:
a) 1,8 x 10−5b) 1,2 x 10−4
c) 2,0 x 10−2
d) 3,6 x 10−2
e) 6,0 x 10−2

**3**. (Fuvest) No vinagre ocorre o seguinte equilíbrio:



Que efeito provoca nesse equilíbrio a adição de uma substância básica? Justifique sua resposta.

**4**. (PUC-MG) A tabela a seguir se refere a dados de forças relativas de ácidos em soluções aquosas, à temperatura ambiente. Das soluções aquosas da tabela, a melhor condutora de eletricidade é:



a) 0,1 mol/L de HNO2
b) 0,1 mol/L de HBr
c) 0,1 mol/L de CH3COOH
d) 0,1 mol/L de HBrO
e) 0,1 mol/L de HIO