

Conceitos de Ácidos e Bases

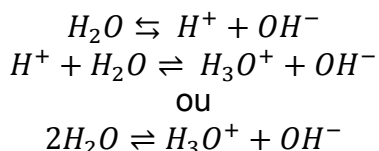
Por Leandro Teodoro
06 jun 2012

1. INTRODUÇÃO

Não existe uma teoria unificada para a definição do que é um ácido ou uma base. Este conceito irá depender do fato que está sendo avaliado, ou seja, o mais conveniente para uma situação em particular.

2. TEORIA DE ARRHENIUS

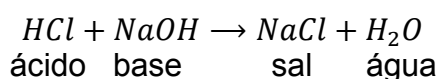
Uma das primeiras definições de ácido e bases foi desenvolvida pelo sueco Svante Arrhenius. Pela definição de Arrhenius os ácidos em solução aquosa liberavam os íons H^+ e as bases os íons OH^- . As bases eram substâncias que reagiam com os ácidos e formavam sais. As reações eram realizadas exclusivamente em água. Em 1984 Arrhenius propôs a dissociação eletrolítica e a auto-ionização da água:



Sendo que a constante de equilíbrio desta reação depende da concentração da água e dos íons envolvidos:

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

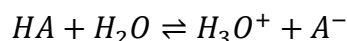
Uma reação ácido-base (neutralização) é dada da seguinte forma:



A concentração dos íons H^+ pode ser expressa em termos de pH.

$$pH = \log_{10} \frac{1}{[H^+]} = -\log_{10}[H^+]$$

Em soluções diluídas, ácidos como HA , aumentam a concentração de H_3O^+ .



$$K_w = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

Como a água está em excesso sua concentração é praticamente constante, assim é incorporada a constante K_w .

$$K_w[H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Como o valor de pH que mede a concentração de íons hidrogênio, analogamente, o valor de K_a mede a dissociação de ácido. Podendo ser expresso em pK_a :

$$pK_a = \log_{10} \frac{1}{K_a} = -\log_{10} K_a$$

Portanto o pK_a é usado para medir a força de um dado ácido. Quanto mais dissociado o ácido estiver maior o valor de pK_a e maior sua força.

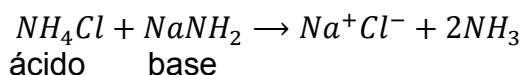
Valores de pK_a	
HF	3
HCl	-7
HBr	-9
HI	-10

3. A TEORIA DE BRÖNSTED-LOWRY

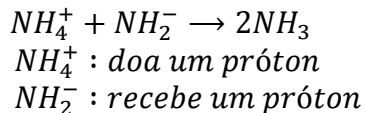
Em 1923, o dinamarquês Johannes N. Brønsted e o inglês Thomas M. Lowry apresentaram suas teorias sobre ácidos e bases. Eles definiram ácidos como espécies doadores de prótons e as bases como espécies receptoras de prótons.

A teoria de Brønsted-Lowry ampliou o conceito da teoria de Arrhenius, pois se estende a outros solventes como a amônia líquida, ácido acético glacial e ácido sulfúrico anidro. Outro ponto é que as bases são receptoras de prótons, sem ter a necessidade de possuir o íon OH^- .

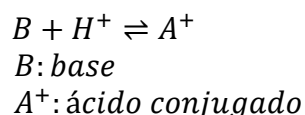
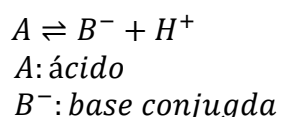
Exemplo:



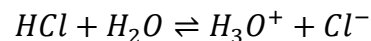
ou, resumidamente:



Outra idéia incluída é a de “pares conjugados.” Espécies químicas que diferem apenas por um próton na sua composição são chamados pares conjugados. Um ácido quando perde um próton se transforma em uma base conjugada, e uma base quando é protonada se transforma em um ácido conjugado. A base conjugada de um ácido forte é fraca, e vice-versa.



Exemplo:



HCl : ácido

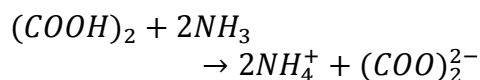
H_2O : base

H_3O^+ : ácido conjugado

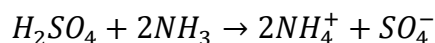
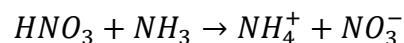
Cl^- : base conjugada

A limitação da teoria de Brønsted-Lowry é que o soluto somente irá apresentar propriedades ácidas se superar a capacidade doar prótons do solvente.

A água apresenta uma fraca tendência a doar prótons logo, todos os ácidos minerais (HCl , H_2SO_4 , etc.) apresentam uma tendência muito maior em solução aquosa. Diferentemente, o ácido oxálico é fraco em água. Porém, se a amônia líquida for usada como solvente em meio aquoso, o ácido oxálico reage completamente com o NH_3 .



Mesmo a uréia $\{(\text{NH}_2)_2\text{CO}\}$ que não apresenta propriedades ácidas em solução aquosa, torna-se ácida em amônia líquida. Mas usando a amônia líquida como solvente em meio aquoso, ácidos fortes e ácidos pouco mais fracos também reagem completamente. Por isso a amônia líquida também é conhecida como solvente nivelador.

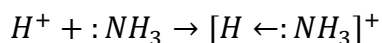


De outro lado, o ácido acético glacial usado como solvente, acentua a diferença de força dos ácidos. Pois o ácido acético glacial tem tendência a ser doador de prótons, o que dificulta a dissociação dos ácidos mais comuns. Mas por esta mesma propriedade o favorece a dissociação completas das bases.

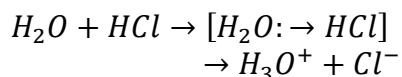
Assim, um solvente que favorece a dissociação dos ácidos, dificulta a dissociação das bases e vice-versa.

4. A TEORIA DE LEWIS

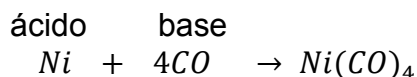
Lewis definiu que substâncias ácidas são as capazes de receber um par de elétrons e as básicas capazes de doar um par, não dependendo da presença de prótons ou diferenças entre solventes. Assim, o próton é um ácido e a amônia uma base de Lewis.



Em concordância, HCl é um ácido de Lewis e a água uma base.



Entretanto por esta teoria substâncias que não apresentam caráter ácido são consideradas como ácidas, é o caso do BF_3 . Esta teoria também engloba outras reações que não há transferências de íons hidrogênio ou qualquer outro íon.



CONCLUSÃO

A melhor teoria ácido-base depende do objeto de estudo, das reações envolvidas e das substâncias presentes. Então por conveniência pode-se optar por uma ou outra. Sabendo que cada teoria tem suas limitações.

LEITURAS COMPLEMENTARES

[1] QUÍMICA INORGÂNICA, J. D. Lee, Editora Edgar Blücher, 5ª Edição

[2] QUÍMICA INORGÂNICA, P. W. Atkins, Editora Bookman, 4ª Edição