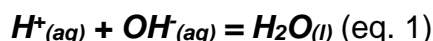


Teoria Ácido-Base e Reações Químicas

Existem várias teorias sobre ácidos e bases. Dentre elas, temos a teoria do químico sueco Svante August Arrhenius, que aos redores de 1887 propôs que ácido é toda substância que em água produz íons H^+ e base é aquela que produz OH^- . A neutralização seria a reação entre estas duas espécies iônicas produzindo água:



Esta teoria foi muito importante, pois além de dar conta de um grande número de fenômenos já conhecidos, provocou o desenvolvimento de várias linhas de pesquisa, inclusive contribuiu muito para se estabelecer as bases científicas da Química Analítica. No entanto, esta teoria restrita-se às soluções aquosas, sendo que em alguns casos foi possível estendê-la a outros solventes (como a amônia líquida), porém em outros não. Em sistemas sólidos, como sílica, argilas, etc., é totalmente inaplicável.

O conceito de ácidos e bases mais aceito, e um dos que tem elucidado o papel do solvente em reações ácido-base, foi proposta em 1923, pelos químicos Johannes Nicolaus Brønsted (Dinamarca) e Thomas Martin Lowry (Inglaterra). Segundo esta teoria, ácido é um doador de prótons (seria o mesmo que o íon H^+ , o núcleo do hidrogênio, porém esta denominação é melhor, pois ajuda distinguir da teoria de Arrhenius) e base um receptor de prótons. A reação de neutralização seria uma transferência de prótons entre um ácido e uma base.



Porém, o produto BH^+ da eq. 2 também é capaz de doar seu novo próton recém adquirido para outro receptor, e é portanto, potencialmente um outro ácido:



Nesta reação esquemática, a *base 1* é conjugada do *ácido 1*, e *ácido 2* é conjugado da *base 2*. O termo *conjugado* significa “estar conectado com”, e implica que qualquer espécie química e sua espécie conjugada estão relacionadas com o ganho ou perda de prótons, formando um par ácido-base conjugado. Deve ser enfatizado que o símbolo H^+ representa aqui o próton não solvatado e não o íon hidrogênio, o qual é uma espécie solvatada cuja natureza normalmente varia com o meio.

Esta teoria permitiu o desenvolvimento de estudos em sistemas fortemente ácidos (ácido sulfúrico como solvente), em sistemas sólidos, o desenvolvimento de indicadores para estes meios, estudos de catálise ácido-base, estudos de próton-afinidade em fase gasosa. Apesar de alguns problemas internos, é uma teoria bastante utilizada atualmente.

Já o americano Gilbert Newton Lewis, que teve sua teoria aceita também em 1923, define base como um doador de par de elétrons e ácido como um receptor de par de elétrons. Ela é exemplificada na seguinte reação genérica:



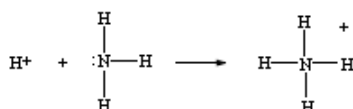
A = Ácido de Lewis

:B = Base de Lewis

A:B = Complexo ácido-base

O exemplo mais simples de um ácido de Lewis é um próton, H^+ o qual aceita um par de elétrons quando ele se liga à molécula de amônia para formar um íon amônio:

(eq. 5)



A molécula de amônia forneceu um par de elétrons e, portanto de acordo com a definição de Lewis é uma base, de modo semelhante à teoria de Brønsted-Lewry. A vantagem da definição de Lewis sobre a de Brønsted-Lewry é que podemos identificar substâncias como ácidos ou bases mesmo quando não há transferência de prótons (o papel do próton é essencial na definição de Brønsted-Lewry, porque a definição de um ácido ou uma base depende do envolvimento de prótons). O resultado da combinação de uma base de Lewis e um ácido de Lewis é denominado complexo (como no exemplo da formação do amônio). A ligação entre o ácido e a base de Lewis foi através de uma ligação covalente onde um par de elétrons fornecido pela base ao ácido está agora sendo compartilhado por ambas as espécies químicas que lhe deu origem (trata-se de uma ligação covalente dativa).

1. Na reação: $NH_4^+ + S^{2-} \rightarrow NH_3 + HS^-$, o íon sulfeto (S^{2-}) é uma espécie de característica:

- a) básica, segundo a teoria de Brønsted-Lowry
- b) básica, segundo a teoria de Arrhenius.
- c) ácida, segundo a teoria de Lewis.
- d) ácida, segundo a teoria de Brønsted-Lowry.
- e) ácida, segundo a teoria de Arrhenius.

Gabarito

1. A