

Neutralização

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Sumário

1	Os ácidos e as bases	1
1.1	Os ácidos e as bases em solução em água	1
1.2	Os ácidos e bases fortes e fracos	1
1.3	A neutralização	1
2	A análise volumétrica	1
[FALAR DE ÁCIDOS QUE SE DECOMPÕE EM GASES: H ₂ CO ₃ , H ₂ SO ₃ , H ₂ S ₂ O ₃]		

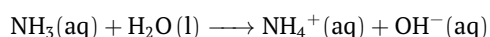
1 Os ácidos e as bases

Os primeiros químicos aplicavam o termo *ácido* a substâncias que tinham sabor azedo acentuado. O vinagre, por exemplo, contém ácido acético, CH₃COOH. As soluções em água das substâncias que eram chamadas de *bases* ou *álcalis* eram reconhecidas pelo gosto de sabão. Felizmente, existem maneiras menos perigosas de reconhecer ácidos e bases. Os ácidos e as bases, por exemplo, mudam a cor de certos corantes conhecidos como indicadores. Um dos indicadores mais conhecidos é o tornassol, um corante vegetal obtido de um líquen. Soluções de ácidos em água deixam o tornassol vermelho, e as soluções de bases em água o deixam azul. Um instrumento eletrônico conhecido como *medidor de pH* permite identificar rapidamente uma solução como ácida ou básica:

- Uma leitura de pH abaixo de 7 ($\text{pH} < 7$) é característica de uma **solução ácida**.
- Uma leitura acima de 7 ($\text{pH} > 7$) é característica de uma **solução básica**.

1.1 Os ácidos e as bases em solução em água

Os químicos debateram os conceitos de acidez e basicidade por muitos anos antes que definições precisas aparecessem. Dentre as primeiras definições úteis estava a que foi proposta pelo químico sueco Svante Arrhenius, por volta de 1884. Ele definiu um *ácido* como um composto que contém hidrogênio e reage com a água para formar íons hidrogênio. Uma base foi definida como um composto que gera íons hidróxido em água. Os compostos que atendem a estas definições são chamados de **ácidos e bases de Arrhenius**. O HCl, por exemplo, é um ácido de Arrhenius, porque libera um íon hidrogênio, H⁺ (um próton), quando se dissolve em água. O CH₄ não é um ácido de Arrhenius, porque não libera íons hidrogênio em água. O hidróxido de sódio é uma base de Arrhenius, porque íons OH⁻ passam para a solução quando ele se dissolve. A amônia também é uma base de Arrhenius, porque produz íons OH⁻ por reação com a água:



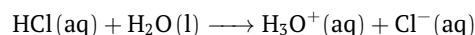
O metal sódio produz íons OH⁻ quando reage com a água, mas não é considerado uma base de Arrhenius, porque é um elemento, e não um composto, como requer a definição.

O problema com as definições de Arrhenius é que se referem a um solvente particular, a água. Quando os químicos estudaram solventes diferentes da água, como a amônia líquida, encontraram algumas substâncias que mostraram o mesmo padrão de comportamento ácido-base. Um avanço importante no entendimento do conceito de ácidos e bases aconteceu em 1923, quando dois químicos trabalhando independentemente, Thomas Lowry, na Inglaterra, e Johannes Brønsted, na Dinamarca, tiveram a mesma ideia. Sua contribuição foi compreender que o processo fundamental, responsável pelas propriedades de ácidos e bases, era a transferência de um próton (um íon hidrogênio) de uma substância para outra. A **definição de Brønsted-Lowry** para ácidos e bases é a seguinte:

- Um **ácido** é um doador de prótons.
- Uma **base** é um aceitador de prótons.

Essas substâncias são chamadas de *ácidos e bases de Brønsted* ou, simplesmente, *ácidos e bases*, porque a definição de Brønsted-Lowry é comumente aceita hoje em dia e é a que usaremos neste curso.

Quando uma molécula de um ácido se dissolve em água, ela transfere um íon hidrogênio, H⁺, para uma molécula de água e forma um íon hidrônio, H₃O⁺. Assim, quando o cloreto de hidrogênio, HCl, se dissolve em água, libera um íon hidrogênio, e a solução resultante contém íons hidrônio e íons cloreto:



Note que, como H₂O aceita o íon hidrogênio para formar H₃O⁺, a água está agindo como uma base de Brønsted.

Como identificar um ácido a partir de sua fórmula? Um ácido de Brønsted contém um átomo de hidrogênio ácido, que pode ser liberado como próton. Um átomo de hidrogênio ácido muitas vezes é escrito como o primeiro elemento na fórmula molecular dos ácidos

Atenção No sistema de Arrhenius, o hidróxido de sódio é uma base. Do ponto de vista de Brønsted, porém, ele apenas fornece uma base, OH⁻. Os químicos muitas vezes voltam-se para a definição de Arrhenius, menos geral.

1.2 Os ácidos e bases fortes e fracos

1.3 A neutralização

2 A análise volumétrica

Uma das técnicas de laboratório mais comuns de determinação da concentração de um soluto é a **titulação**. As titulações normalmente são **titulações ácido-base**, nas quais um ácido reage com uma base. As titulações são muito usadas no controle da pureza

da água, na determinação da composição do sangue e no controle de qualidade das indústrias de alimentos.

Em uma titulação, uma solução é adicionada gradativamente a outra, até a reação se completar. Um volume conhecido da solução a ser analisada, que é chamada de analito, é transferido para um frasco. Então, uma solução de concentração conhecida de reagente é vertida no frasco por uma bureta até que todo o analito tenha reagido. A solução contida na bureta é chamada de titulante, e a diferença das leituras dos volumes inicial e final na bureta dá o volume de titulante utilizado. A determinação da concentração ou