



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO**  
**CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO**  
**Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

# **APOSTILA**

# **EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE**

**São Mateus/ES**

**2020**

## NATUREZA DOS ÁCIDOS E BASES

### a) ÁCIDOS E BASES DE BRØNSTED-LOWRY

Em 1923 os químicos Johannes Brønsted (1879-1947) e Thomas Lowry (1874-1936), propuseram, separadamente, uma definição geral de ácidos e bases. Eles propuseram:

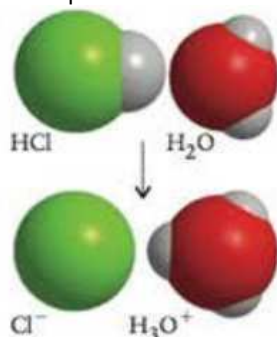
- Um **ácido** é um *doador* de prótons;
- Uma **base** é um *receptor* de prótons.

O termo próton neste caso refere-se ao íon hidrogênio  $H^+$ , o qual é transferido de uma substância para a outra em reações de ácido – base.

Uma substância só pode agir como um ácido na presença de uma base que possa aceitar os prótons doados pelo ácido. Um ácido não cede, simplesmente, seu hidrogênio ácido; o próton é transferido à base.

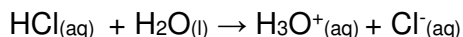
Por exemplo, HCl é um ácido de Brønsted-Lowry. Na fase gás, a molécula de HCl permanece intacta. Entretanto, quando a água dissolve o cloreto de hidrogênio, cada molécula de HCl transfere *imediatamente* um íon  $H^+$  para uma molécula de  $H_2O$  vizinha, que, neste caso, age como base, conforme apresentado na Figura 1.

Figura 1 – Transferência de prótons entre o ácido clorídrico e a água.



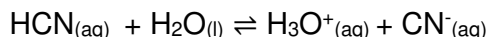
Fonte: Atkins, 2012.

Este processo é uma reação de transferência de próton, na qual dizemos que a molécula de HCl fica **desprotonada**:



Como, no equilíbrio, praticamente todas as moléculas de HCl doam seus prótons para a água, o HCl é considerado um **ácido forte**. O íon  $H_3O^+$  é chamado de **íon hidrônio**. Um íon hidrogênio em água é comumente representado por  $H^+_{(aq)}$ , mas devemos nos lembrar sempre que  $H^+$  livre não existe em água e que é uma representação melhor porque indica que uma base Brønsted-Lowry ( $H_2O$ ) aceitou um próton.

Outro exemplo de ácido é o cianeto de hidrogênio, HCN, que transfere seus prótons para a água ao formar uma solução conhecida como ácido cianídrico,  $HCN_{(aq)}$ . Entretanto, somente uma pequena fração das moléculas de HCN doa seus prótons e, portanto, classificaremos o HCN como um ácido fraco.



Como todos os equilíbrios químicos, o equilíbrio ácido-base é dinâmico e devemos pensar que os prótons trocam incessantemente de posição entre as moléculas de HCN e de  $H_2O$ . A reação de transferência de um ácido forte, como o HCl, também é dinâmica, mas o equilíbrio

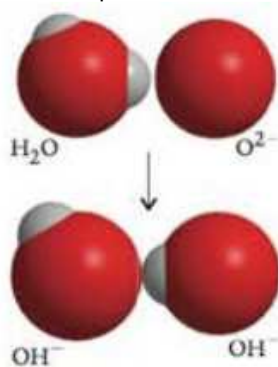
está tão próximo da formação dos produtos, que podemos representá-lo somente pela reação direta, com seta simples.

Na teoria de Brønsted-Lowry, a força de um ácido depende de quanto ele doa prótons ao solvente. Podemos, portanto, resumir a distinção entre ácidos fortes e fracos como:

- Um **ácido forte está completamente desprotonado** em solução;
- Um **ácido fraco está parcialmente desprotonado** em solução.

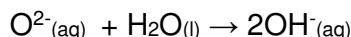
Uma base de Brønsted-Lowry tem um *par de elétrons livres* em que o próton pode se ligar. Por exemplo, o íon óxido é uma base de Brønsted-Lowry. Na dissolução de CaO em água, o forte íon óxido retira um próton de uma molécula de água vizinha, conforme apresentado na Figura 2.

Figura 2 – Transferência de prótons entre o íon óxido e a água.

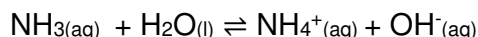


Fonte: Atkins, 2012.

Ao aceitar o próton, o íon óxido fica **protonado**. Cada íon óxido presente na solução aceita um próton da água e, portanto,  $O^{2-}$  é um exemplo de **base forte** em água, uma espécie totalmente protonada. A seguinte reação ocorre quase completamente:



Outro exemplo de base de Brønsted-Lowry é a amônia. Quando uma molécula de  $NH_3$  está em água, o par de elétrons do átomo de N aceita um próton da molécula de  $H_2O$ :



O fato da molécula de  $NH_3$  ser **eletricamente neutra** significa que ela tem um poder de retirar elétrons muito menor que o íon óxido. Como resultado, somente uma pequena porção das moléculas de  $NH_3$  convertem-se em íons  $NH_4^+$ . A amônia é, portanto, uma **base fraca**.

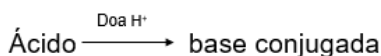
Como o equilíbrio de transferência de prótons é em uma solução de amônia dinâmico, os prótons são incessantemente transferidos entre as moléculas de  $NH_3$  e  $H_2O$ , de forma a manter uma pequena concentração constante de íons  $NH_4^+$  e  $OH^-$ . A transferência de prótons para a base forte  $O^{2-}$  também é dinâmica, mas como o equilíbrio está fortemente deslocado na direção dos produtos, como no caso do ácido forte, nós o representamos pela reação direta, com uma única seta.

Podemos resumir a distinção entre bases fracas e fortes como:

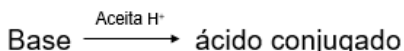
- Uma **base forte está completamente protonada** em solução;
- Uma **base fraca está parcialmente protonada** em solução.

## b) PARES DE ÁCIDO-BASE CONJUGADO

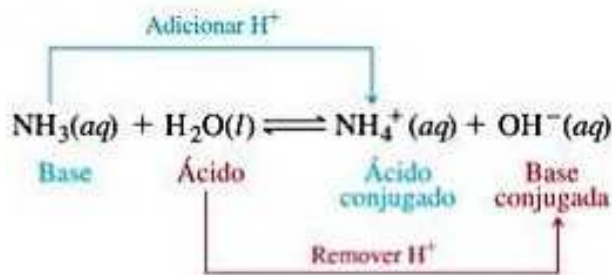
Os produtos da transferência de prótons em uma solução em água também podem doar ou aceitar um próton da água e serem classificados como ácidos ou bases. Por exemplo, o íon  $\text{CN}^-$  produzido quando HCN perde um próton, pode aceitar um próton de uma molécula vizinha de  $\text{H}_2\text{O}$  para formar HCN novamente. Assim, de acordo com a definição de Brønsted-Lowry,  $\text{CN}^-$  é uma base. Ela é chamada de base conjugada do ácido HCN. Em geral, a **base conjugada** é a espécie produzida quando um ácido doa um próton:



Como o HCN é o ácido que se forma quando um próton se transfere para um íon cianeto, ele é o “ácido conjugado” da base  $\text{CN}^-$ . Em geral, o **ácido conjugado** é a espécie produzida quando uma base aceita um próton:



Para o exemplo da amônia, temos que:

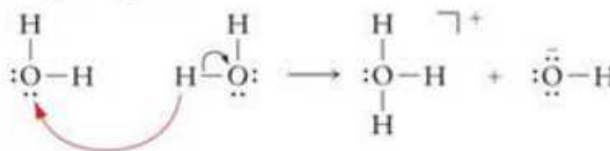


## c) TROCA DE PRÓTONS ENTRE MOLÉCULAS DE ÁGUA

Uma das importantes consequências das definições de Brønsted-Lowry de ácidos e bases é que a mesma substância pode agir como ácido e como base. Vimos, por exemplo, que uma molécula de água aceita um próton da molécula de ácido (como HCl ou HCN) para formar um íon  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Logo, a água é uma base. Entretanto, uma molécula de água pode doar um próton a uma base (como  $\text{O}^{2-}$  ou  $\text{NH}_3$ ) e tornar-se um íon  $\text{OH}^-$ . Assim, a água é, também, um ácido. Dizemos, então, que a água é **anfiprótica**, isto é, pode agir como aceitadora ou doadora de prótons.

Como a água é anfiprótica, porque como funciona como ácido e base, ocorre transferência de prótons entre moléculas de água até mesmo em água pura, com uma molécula agindo como doadora de prótons e a outra como aceitadora de prótons, como apresentado na Figura 3.

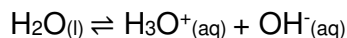
Figura 3 – Transferência de prótons entre moléculas de água.



Fonte: Atkins, 2012

A reação é muito rápida em ambas as direções e o equilíbrio está sempre presente na água e suas soluções. Esse tipo de reação, em que uma molécula transfere um próton para outra

molécula igual, é chamada de **autoionização**.



A constante de equilíbrio para a reação acima é:

$$K = \frac{a(\text{H}_3\text{O}^+) a(\text{OH}^-)}{(a(\text{H}_2\text{O}))^2}$$

Em soluções diluídas da água, que é o que consideraremos nessa apostila, o solvente está quase puro, logo sua atividade pode ser considerada igual a 1. A expressão resultante é chamada de **constante de autoionização da água** e é escrita como  $K_W$ .

$$K_W = a(\text{H}_3\text{O}^+) \times a(\text{OH}^-)$$

A atividade de um soluto em uma solução diluída é aproximadamente igual à concentração molar relativa à concentração molar padrão, em mol/L, logo, uma forma prática dessa expressão é:

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Em água pura, a 25°C, as concentrações molares de  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  são iguais e tem valor experimental de  $1,0 \times 10^{-7}$  mol/L. Assim, em 25°C:

$$K_W = (1,0 \times 10^{-7}) \times (1,0 \times 10^{-7}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

Como  $K_W$  é uma constante de equilíbrio, o produto das concentrações dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  é sempre igual a  $K_W$ . Podemos aumentar a concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  por adição de um ácido, porém a concentração de  $\text{OH}^-$  decresce para manter o valor. Alternativamente, podemos aumentar a concentração de  $\text{OH}^-$  por adição de base, mas, então, a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  diminui. O equilíbrio de autoionização interliga as concentrações de  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  como uma gangorra; quando uma sobe, a outra desce.

## ESCALA DE pH E pOH

Para medir o nível de acidez e basicidade das soluções, utilizam-se as escalas de pH e pOH que medem os teores dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  livres por unidade de volume da solução.

O pH de uma solução diluída pode ser calculado através da seguinte equação:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Assim, o pH da água pura, em que as concentrações dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  é  $1,0 \times 10^{-7}$  mol/L em 25°C, é:

$$\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-7}) = 7,00$$

O sinal negativo na definição do pH significa que, quanto maior for a concentração de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$ , menor será o pH:

- O pH de uma solução básica é maior do que 7;
- O pH da água pura e qualquer solução neutra é igual a 7;
- O pH de uma solução ácida é menor do que 7.

O pOH é conveniente para expressar as concentrações dos íons OH<sup>-</sup> em solução. Pela mesma razão do pH, o cálculo do pOH é feito através da equação:

$$pOH = -\log[OH^-]$$

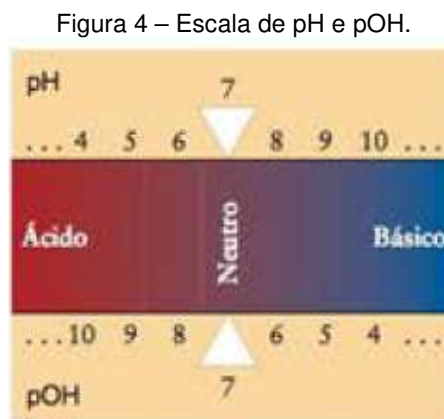
Por exemplo, na água pura, a concentração dos íons OH<sup>-</sup> é 1,0 x 10<sup>-7</sup> mol/L em 25°C, logo, seu pOH é:

$$pOH = -\log(1,0 \times 10^{-7}) = 7,00$$

O pOH é uma escala inversa ao pH. Quanto maior for a concentração de íons OH<sup>-</sup>, menor será o pOH:

- O pOH de uma solução básica é menor do que 7;
- O pOH da água pura e qualquer solução neutra é igual a 7;
- O pOH de uma solução ácida é maior do que 7.

A Figura 4 apresenta uma escala de pH e pOH.



Fonte: Atkins, 2012.

### a) RELAÇÃO ENTRE pH E pOH

Para encontrar a relação entre pH e pOH, começamos com a expressão da constante de autoionização da água,  $K_W = [H_3O^+].[OH^-]$ . Então, tomamos o logaritmo de ambos os lados:

$$\log [H_3O^+].[OH^-] = \log K_W$$

Usando a propriedade de adição logarítmica em que:  $\log ab = \log a + \log b$  para obter:

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = \log K_W$$

Multiplicando os dois lados da equação por (-1), temos:

$$-\log [H_3O^+] - \log [OH^-] = -\log K_W$$

A expressão anterior é equivalente à:

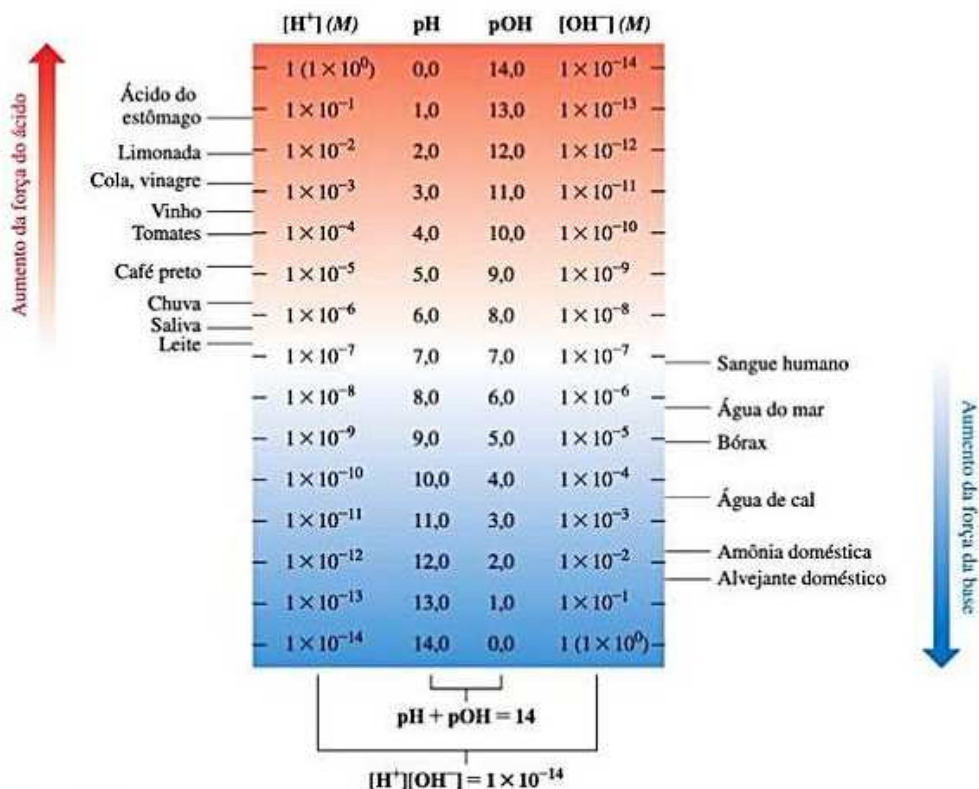
$$pH + pOH = pK_W$$

Como  $pK_W = 14,00$  em  $25^\circ\text{C}$ , nesta temperatura,

$$pH + pOH = 14,00$$

Ou seja, **pH e pOH tem valores complementares: se um aumenta, o outro diminui para que a soma permaneça constante.** A Figura 5 apresenta as concentrações de íons e os valores de pH e pOH de algumas substâncias.

Figura 5 – Concentrações dos íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$ , pH e pOH de substâncias comuns a  $25^\circ\text{C}$ .

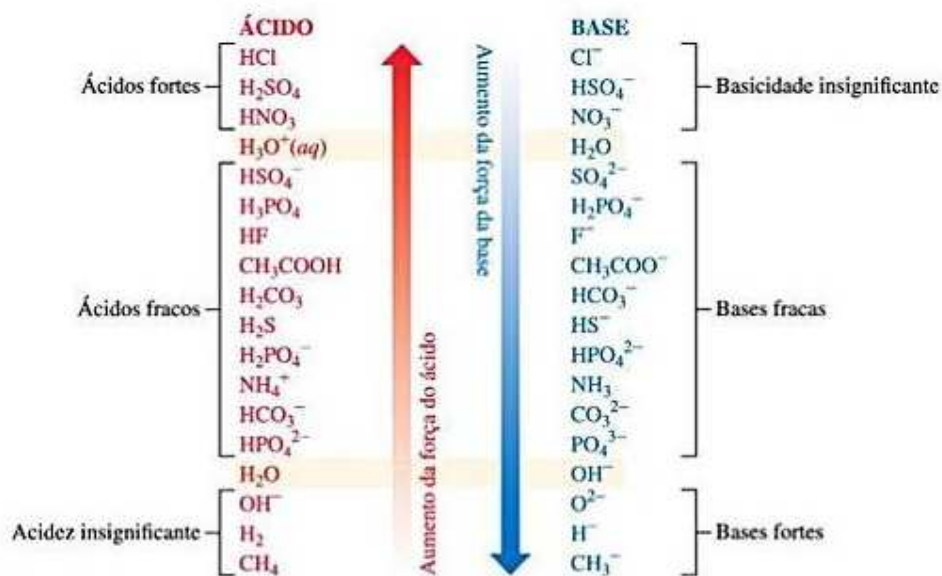


Fonte: Brown, 2016.

## FORÇA RELATIVA DE ÁCIDOS E BASES

Alguns ácidos são melhores doadores de prótons do que outros e algumas bases são melhores receptores de prótons que outras. De forma geral, quanto maior a facilidade de uma substância doar um próton, menor a facilidade da sua base conjugada aceitar um próton. Da mesma forma, quanto maior a facilidade de uma substância aceitar um próton, menor será a facilidade do seu ácido conjugado doar um próton. Em outras palavras, quanto mais forte for um ácido, mais fraca será sua base conjugada; e quanto mais forte for a base, mais fraco será o seu ácido conjugado. A relação inversa entre a força de ácidos e suas bases conjugadas está ilustrada na Figura 6.

Figura 6 – Forças relativas de pares ácido-base conjugado.



Fonte: Brown, 2016.

A seguir, agrupamos ácidos e bases em três grandes categorias, de acordo com seu comportamento em água:

1. Um **ácido forte** transfere seus prótons completamente para a água, não deixando praticamente nenhuma molécula não dissociada em solução. Sua base conjugada tem uma tendência insignificante de aceitar prótons em solução aquosa (*A base conjugada de um ácido forte mostra basicidade insignificante*).
2. Um **ácido fraco** dissocia-se apenas parcialmente em solução aquosa, sendo, portanto, encontrado em solução como uma mistura de ácido não dissociado e sua base conjugada. A base conjugada de um ácido fraco mostra uma ligeira capacidade de remover os prótons da água (*A base conjugada de um ácido fraco é uma base fraca*).
3. Uma substância com **acidez insignificante** contém hidrogênio, mas não demonstra qualquer comportamento ácido na água. Sua base conjugada é forte, reagindo completamente com água para formar íons OH<sup>-</sup> (*A base conjugada de uma substância com acidez insignificante é uma base forte*).

## ÁCIDOS E BASES FORTES

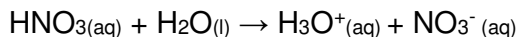
Ácidos e bases fortes são eletrólitos fortes, encontrados inteiramente como íons em solução aquosa. Há relativamente poucos ácidos e bases fortes comuns.

### a) ÁCIDOS FORTES

Os sete ácidos fortes mais comuns são seis ácidos monoprotônicos (HCl; HBr; HI; HNO<sub>3</sub>; HClO<sub>3</sub>; HClO<sub>4</sub>) e um ácido diprotico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

O ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) exemplifica o comportamento dos ácidos fortes monoprotônicos. Para

todos os efeitos práticos, uma solução aquosa de  $\text{HNO}_3$  consiste inteiramente de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{NO}_3^-$ :



Não usamos setas de equilíbrio para essa equação porque a reação fica deslocada totalmente à direita. Em uma solução de ácido forte, o ácido costuma ser a única fonte significativa de íons  $\text{H}^+$ . Como consequência, o cálculo do pH da solução de um ácido monoprotônico forte é direto, porque a  $[\text{H}^+]$  é igual a concentração original de ácido. Por exemplo, em uma solução de  $\text{HNO}_{3(\text{aq})}$  a concentração de 0,20 mol/L,  $[\text{H}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,20$  mol/L.

## b) BASES FORTES

As bases fortes mais comuns são os hidróxidos iônicos de metais alcalinos, como NaOH e KOH; e os hidróxidos iônicos de metais alcalino terrosos mais pesados, a exemplo do  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ . Esses compostos dissociam-se completamente em seus íons em solução aquosa. Assim, uma solução de NaOH 0,30 mol/L consiste em  $[\text{Na}^+] 0,30$  mol/L e  $[\text{OH}^-] 0,30$  mol/L; não há essencialmente nenhum NaOH não dissociado.

Os hidróxidos de metais alcalino terrosos mais pesados –  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  e  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  – também são eletrólitos fortes, mas tem solubilidade limitada. Então são utilizados apenas quando o fator solubilidade não é fundamental.

Soluções fortemente básicas também são formadas por substâncias que reagem com água para formar  $\text{OH}^-$ . A mais comum delas contém o íon óxido. Óxidos iônicos de metais, especialmente  $\text{Na}_2\text{O}$  e  $\text{CaO}$ , costumam ser usados industrialmente quando uma base forte é necessária. O  $\text{O}^{2-}$  reage muito fortemente, deixando praticamente nenhum  $\text{O}^{2-}$  em solução.

Assim, uma solução formada mediante dissolução de 0,010 mol de  $\text{Na}_2\text{O}$  em água suficiente para formar 1 L de solução tem  $[\text{OH}^-] = 0,020$  mol/L e um pH de 12,30.

## ÁCIDOS E BASES FRACOS

Soluções de ácidos diferentes com a mesma concentração podem não ter o mesmo pH. Por exemplo, o pH de uma solução de 0,10 mol/L de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  é próximo de 3. Já o pH de uma solução de 0,10 mol/L de HCl é próximo de 1. Conclui-se que a concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  na solução de 0,10 mol/L de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  é menor do que na solução de 0,10 mol/L de HCl. Do mesmo modo, a concentração de  $\text{OH}^-$  é menor em uma solução 0,10 mol/L de  $\text{NH}_3$  do que em uma solução 0,10 mol/L de NaOH. A explicação é que, em água,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  não está completamente desprotonado e  $\text{NH}_3$  não está completamente protonado. Em outras palavras, o ácido acético e a amônia são, respectivamente, um ácido e uma base fraca. A maior parte dos ácidos e bases que existem na natureza são fracos.

### a) CONSTANTES DE ACIDEZ E BASICIDADE

Quando pensamos na composição molecular de uma solução de ácido fraco em água, imaginamos que a solução contém:

- Moléculas do ácido fraco;
- Pequenas concentrações de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e da base conjugada do ácido formados por

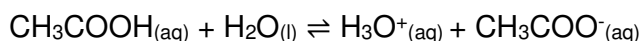
transferência de prótons para a molécula de água;

- Uma concentração extremamente pequena de íons  $\text{OH}^-$  que mantém o equilíbrio de autoionização da água.

Todas essas espécies estão em equilíbrio dinâmico incessante. Do mesmo modo, no caso de uma solução de base fraca, imaginamos:

- Moléculas da base fraca;
- Pequenas concentrações de íons  $\text{OH}^-$  e do ácido conjugado da base, formados por transferência de prótons da molécula de água;
- Uma concentração extremamente pequena de íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  que mantém o equilíbrio de autoionização da água.

Como os ácidos e bases conjugados estão em equilíbrio na solução, podemos expressar a força de um ácido ou uma base em termos da constante de equilíbrio da transferência de prótons entre o soluto e o solvente. Para o exemplo do ácido acético em água:



A constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{a(\text{H}_3\text{O}^+) a(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{a(\text{CH}_3\text{COOH}) a(\text{H}_2\text{O})}$$

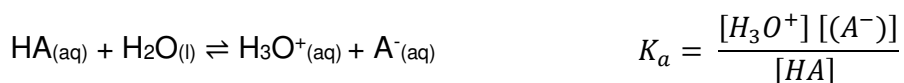
Como as soluções que estamos analisando são diluídas em água e a mesma é pura, a atividade da  $\text{H}_2\text{O}$  pode ser considerada igual a 1. A expressão resultante é chamada de **constante de acidez**,  $K_a$ .  $K_a$  também é conhecida como constante de ionização ou constante de dissociação do ácido.

Se fizermos a aproximação de substituir as atividades das espécies pelos valores numéricos das concentrações molares, podemos expressar a constante de acidez do ácido acético como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [(\text{CH}_3\text{COO}^-)]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

O valor experimental de  $K_a$  para o ácido acético, em  $25^\circ\text{C}$  é  $1,8 \times 10^{-5}$ . Esse valor pequeno indica que só uma parte das moléculas de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  doa seus prótons quando dissolvida em água.

Em geral, a constante de acidez de um ácido HA qualquer é:



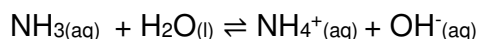
A Tabela 1 lista as constantes de acidez de alguns ácidos fracos em água.

Tabela 1 – Constantes de acidez em 25°C.

Ácido	$K_a$	$pK_a$	Ácido	$K_a$	$pK_a$
ácido tricloro-acético, $CCl_3COOH$	$3,0 \times 10^{-1}$	0,52	ácido fórmico, $HCOOH$	$1,8 \times 10^{-4}$	3,75
ácido benzenossulfônico, $C_6H_5SO_3H$	$2,0 \times 10^{-1}$	0,70	ácido benzoico, $C_6H_5COOH$	$6,5 \times 10^{-5}$	4,19
ácido iódico, $HIO_3$	$1,7 \times 10^{-1}$	0,77	ácido acético, $CH_3COOH$	$1,8 \times 10^{-5}$	4,75
ácido sulfuroso, $H_2SO_3$	$1,5 \times 10^{-2}$	1,81	ácido carbônico, $H_2CO_3$	$4,3 \times 10^{-7}$	6,37
ácido cloroso, $HClO_2$	$1,0 \times 10^{-2}$	2,00	ácido hipocloroso, $HClO$	$3,0 \times 10^{-8}$	7,53
ácido fosfórico, $H_3PO_4$	$7,6 \times 10^{-3}$	2,12	ácido hipobromoso, $HBrO$	$2,0 \times 10^{-9}$	8,69
ácido cloro-acético, $CH_2ClCOOH$	$1,4 \times 10^{-3}$	2,85	ácido bórico, $B(OH)_3$ <sup>†</sup>	$7,2 \times 10^{-10}$	9,14
ácido láctico, $CH_3CH(OH)COOH$	$8,4 \times 10^{-4}$	3,08	ácido cianídrico, $HCN$	$4,9 \times 10^{-10}$	9,31
ácido nitroso, $HNO_2$	$4,3 \times 10^{-4}$	3,37	fenol, $C_6H_5OH$	$1,3 \times 10^{-10}$	9,89
ácido fluorídrico, $HF$	$3,5 \times 10^{-4}$	3,45	ácido hipoiodoso, $HIO$	$2,3 \times 10^{-11}$	10,64

Fonte: Atkins, 2012.

Podemos também escrever uma constante de equilíbrio para a transferência de prótons de uma base em água. No caso da amônia em água, por exemplo,



A constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{a(OH^-) a(NH_4^+)}{a(NH_3) a(H_2O)}$$

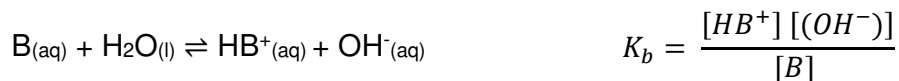
Como as soluções que estamos analisando são diluídas em água e a água é pura, a atividade da  $H_2O$  pode ser considerada igual a 1. A expressão resultante é chamada de **constante de basicidade**,  $K_b$ .  $K_b$  também é conhecido como constante de ionização da base.

Se fizermos a aproximação de substituir as atividades das espécies pelos valores numéricos das concentrações molares, podemos expressar a constante de basicidade da amônia como:

$$K_b = \frac{[OH^-] [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Para a amônia em água, o valor de  $K_b$  é  $1,8 \times 10^{-5}$ . Esse valor pequeno indica que só uma pequena fração das moléculas de  $NH_3$  está presente como  $NH_4^+$ .

Em geral, a constante de basicidade de uma base B qualquer em água é:



O valor de  $K_b$  nos diz quanto a reação avançou para a direita. *Quanto menor for o valor de  $K_b$ , menor é a capacidade da base de aceitar um próton.* A Tabela 2 lista as constantes de basicidade de algumas bases fracas em água.

Tabela 2 – Constantes de basicidade em 25°C.

Base	$K_b$	$pK_b$	Base	$K_b$	$pK_b$
ureia, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	$1,3 \times 10^{-14}$	13,90	amônia, $\text{NH}_3$	$1,8 \times 10^{-5}$	4,75
anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4,3 \times 10^{-10}$	9,37	trimetilamina, $(\text{CH}_3)_3\text{N}$	$6,5 \times 10^{-5}$	4,19
piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,8 \times 10^{-9}$	8,75	metilamina, $\text{CH}_3\text{NH}_2$	$3,6 \times 10^{-4}$	3,44
hidroxilamina, $\text{NH}_2\text{OH}$	$1,1 \times 10^{-8}$	7,97	dimetilamina, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$5,4 \times 10^{-4}$	3,27
nicotina, $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$	$1,0 \times 10^{-6}$	5,98	etilamina, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$6,5 \times 10^{-4}$	3,19
morfina, $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}$	$1,6 \times 10^{-6}$	5,79	trietilamina, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$	$1,0 \times 10^{-3}$	2,99
hidrazina, $\text{NH}_2\text{NH}_2$	$1,7 \times 10^{-6}$	5,77			

Fonte: Atkins, 2012.

As constantes de acidez e basicidade são comumente registradas na forma de seus logaritmos negativos. Por definição:

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

Quanto mais fraco for o ácido, menor é o valor de  $K_a$  e maior o valor de  $pK_a$ . Da mesma forma, quanto mais fraca for a base, menor é o valor de  $K_b$  e maior o valor de  $pK_b$ .

## b) PERCENTUAL DE DESPROTONAÇÃO

Vimos que a magnitude de  $K_a$  indica a força de um ácido fraco. Outra medida da força do ácido é o **percentual de desprotonação**, definido como:

$$\text{percentual de desprotonação} = \frac{\text{concentração de HA desprotonado}}{\text{concentração inicial de HA}} \times 100\%$$

Quanto mais forte o ácido, maior será o percentual de desprotonação. Isso significa que uma pequena percentagem de moléculas desprotonadas indica um ácido muito fraco.

Se considerarmos que a autoionização da água é negligenciável, então a concentração de ácido que se ioniza é igual à concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  formado. Dessa forma, o percentual de desprotonação de um ácido HA pode ser expresso como:

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{equilíbrio}}}{[\text{HA}]_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

Por exemplo, uma solução de 0,035 mol/L de  $\text{HNO}_2$  contém  $3,7 \times 10^{-3}$  mol/L em  $\text{H}_3\text{O}^+$  e o seu percentual de desprotonação é:

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{equilíbrio}}}{[\text{HNO}_2]_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{3,7 \times 10^{-3}}{0,035} \times 100\% = 11\%$$

De forma análoga, podemos calcular o **percentual de protonação** de bases fracas, ou seja, a percentagem de moléculas de base que foram protonadas:

$$\% \text{ de protonação} = \frac{[HB^+]_{\text{equilíbrio}}}{[B]_{\text{inicial}}} \times 100\%$$

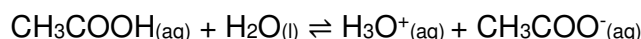
Em que:  $[B]_{\text{inicial}}$  é a concentração molar inicial da base, e  $[HB^+]_{\text{equilíbrio}}$  é a concentração molar no equilíbrio.

*Quanto mais forte a base, maior será o percentual de protonação. Ou seja, uma pequena percentagem de moléculas protonadas indica uma base muito fraca.*

### c) APLICAÇÃO DO VALOR DE $K_a$ PARA CALCULAR O pH

Com base no valor de  $K_a$  e na concentração inicial de um ácido fraco, podemos calcular a concentração de  $H_3O^+$  em uma solução. Vamos calcular o pH a 25°C de uma solução de ácido acético 0,30 mol/L.

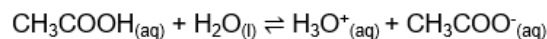
1. Escrever o equilíbrio de ionização:



2. Escrever a expressão da constante de equilíbrio e o valor da constante de equilíbrio. Considerando  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ , escrevemos:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

3. Expressar as concentrações envolvidas na reação de equilíbrio. Como queremos encontrar o valor de equilíbrio para  $[H_3O^+]$ , vamos chamar essa quantidade de  $x$ . A concentração de ácido acético antes de qualquer ionização é de 0,30 mol/L. A equação química indica que, para cada molécula de  $CH_3COOH$  que se ioniza, um  $H_3O^+$  e um  $CH_3COO^-$  são formados. Consequentemente, se  $x$  mols por litro de  $H_3O^+$  são formados no estado do equilíbrio,  $x$  mols por litro de  $CH_3COO^-$  também devem se formar e  $x$  mols por litro de  $CH_3COOH$  devem ser ionizados:



<b>Concentração inicial (mol/L)</b>	0,30	-	0	0
<b>Varição na concentração (mol/L)</b>	- $x$	-	+ $x$	+ $x$
<b>Concentração no equilíbrio (mol/L)</b>	(0,30 - $x$ )	-	$x$	$x$

4. Substituir as concentrações de equilíbrio na expressão correspondente e resolvê-la para encontrar  $x$ :

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(x)(x)}{0,30 - x} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Essa expressão leva à uma equação quadrática. Podemos simplificar o problema ao observar que o valor de  $K_a$  é bastante pequeno. Como resultado, prevemos que o equilíbrio estará bem à esquerda e que  $x$  é muito menor que a concentração inicial de ácido acético. Assim, podemos considerar que  $x$  é desprezível em relação a 0,30, de modo que  $0,30 - x$  é essencialmente igual a 0,30. Ao utilizar esse pressuposto, tem-se:

$$K_a = \frac{x^2}{0,30} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Resolvendo para encontrar  $x$ :

$$x^2 = (1,8 \times 10^{-5})(0,30) = 5,4 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{5,4 \times 10^{-6}} = 2,3 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = x = 2,3 \times 10^{-3} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,3 \times 10^{-3}) = 2,64$$

5. Para verificar a validade da hipótese sugerida que  $0,30 - x = 0,30$ , podemos calcular a percentagem de desprotonação de  $CH_3COOH$ . Como  $x$  representa os mols por litro de ácido acético que se ionizam:

$$\% \text{ de desprotonação} = \frac{0,0023}{0,30} \times 100\% = 0,77\%$$

*Como regra geral, se o percentual de desprotonação é maior que cerca de 5% do valor da concentração inicial, é melhor usar a fórmula quadrática. Você sempre deve confirmar a validade da hipótese simplificadora.*

Também podemos verificar o pH da solução a partir da percentagem de protonação de uma base fraca. Calculamos o valor de  $K_b$  de forma análoga à  $K_a$  para encontrarmos a concentração molar de  $OH^-$ , e depois relacionamos esse valor com a concentração de  $H_3O^+$  através da fórmula de pH:

$$pH + pOH = pK_w$$

## EXERCÍCIOS RESOLVIDOS

Você pode encontrar exercícios resolvidos deste conteúdo e outros no [site do Pró-ensino](#) ou clicando [aqui](#).

## FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral](#)!

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso*!

## REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5 ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 13 ed. São Paulo: Prentice-Hall, 2016.