

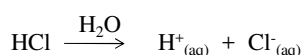
## Resumo – Teorias ácido-base

Ácidos e bases são importantes em muitos processos químicos que ocorrem em nosso cotidiano, portanto Existem várias teorias que tentam explicar o comportamento dos ácidos e das bases, baseando-se em algum princípio geral. Entre elas:

### Teoria ácido-base de Arrhenius:

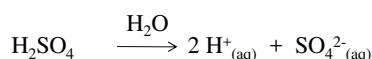
**Ácido:** “Toda espécie química que, em contato com água, gera íons  $H^+$ ”

**Ex.: considere a reação de ácido clorídrico (HCl) em água:**



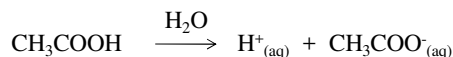
O HCl é classificado como: inorgânico, hidrácido (por não conter oxigênio em sua fórmula), um monoácido (possui apenas 1 hidrogênio ionizável).

**Ex.: considere a reação de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) em água:**



O  $H_2SO_4$  é classificado como: inorgânico, oxiácido (por conter oxigênio em sua fórmula), um diácido (possui 2 hidrogênios ionizáveis).

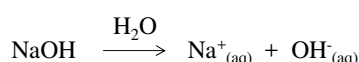
**Ex.: considere a reação de ácido acético ( $CH_3COOH$ ) em água:**



O  $CH_3COOH$  é classificado como: orgânico (apresenta carbono, carboxila ( $-COOH$ )).

**Base:** “Toda espécie química que, em contato com água, gera íons  $OH^-$ ”

**Ex.: considere a reação de hidróxido de sódio (NaOH) em água:**



O NaOH é classificado como uma monobase (possui apenas uma hidroxila dissociável).

**Ex.: considere a reação de hidróxido de cálcio ( $Ca(OH)_2$ ) em água:**

O  $Ca(OH)_2$  é classificado como uma dibase (possui duas hidroxilas dissociáveis).

### Teoria ácido-base de Brønsted-Lowry:

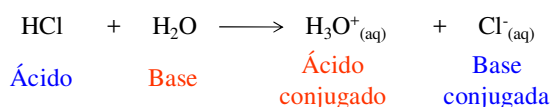
**Ácido:** “Toda espécie química que é capaz de doar prótons (íons  $H^+$ )”.

*Quando uma espécie química doa um íon  $H^+$  a espécie resultante se torna a sua base conjugada.*

**Base:** “Toda espécie química que é capaz de receber um prótons (íons  $H^+$ )”.

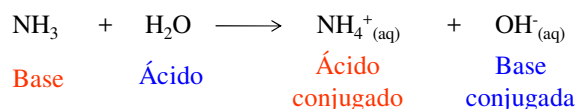
*Quando uma espécie química recebe um íon  $H^+$  a espécie resultante se torna o seu ácido conjugado.*

**Ex.: considere a reação de ácido clorídrico (HCl) em água:**



Nesse caso o HCl doa um íon  $H^+$  para a  $H_2O$ , portanto classificamos o HCl como um ácido e a  $H_2O$  como uma base. A espécie formada  $H_3O^+$  é dita o ácido conjugado da  $H_2O$  e o  $Cl^-$  é dito a base conjugada do HCl.

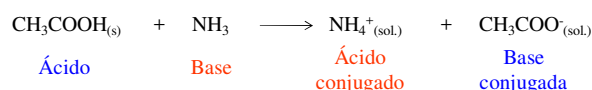
**Ex.: considere a reação de amônia ( $NH_3$ ) em água:**



Nesse caso o  $H_2O$  doa um íon  $H^+$  para a  $NH_3$ , portanto classificamos a  $H_2O$  como um ácido e a  $NH_3$  como uma base. A espécie formada  $NH_4^+$  é dita o ácido conjugado da  $NH_3$  e o  $OH^-$  é dito a base conjugada da  $H_2O$ .

**Obs.:** A  $H_2O$  pode atuar como ácido e como base, portanto é classificado com uma substância **anfótera**.

**Ex.: (Meio não aquoso) considere a reação de ácido acético ( $CH_3COOH$ ) com amônia líquida ( $NH_3$ ):**

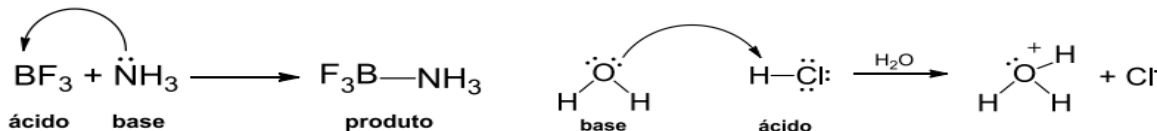


**Teoria ácido-base de Lewis:**

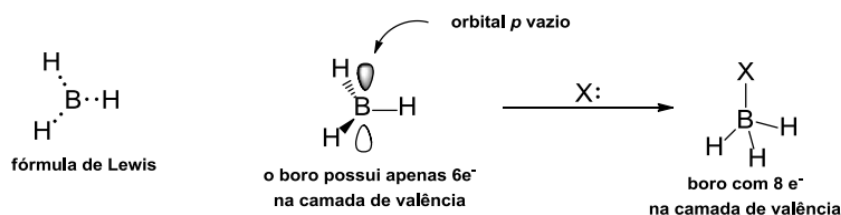
**Ácido:** “Toda espécie química que pode “receber” um par de elétrons”. A espécie deve possuir orbitais vazios.

**Base:** “Toda espécie química que pode “doar” um par de elétrons”. A espécie deve possuir pares de elétrons isolados.

**Ex.:**



Compostos com a camada de valência incompleta podem atuar como ácidos de Lewis.



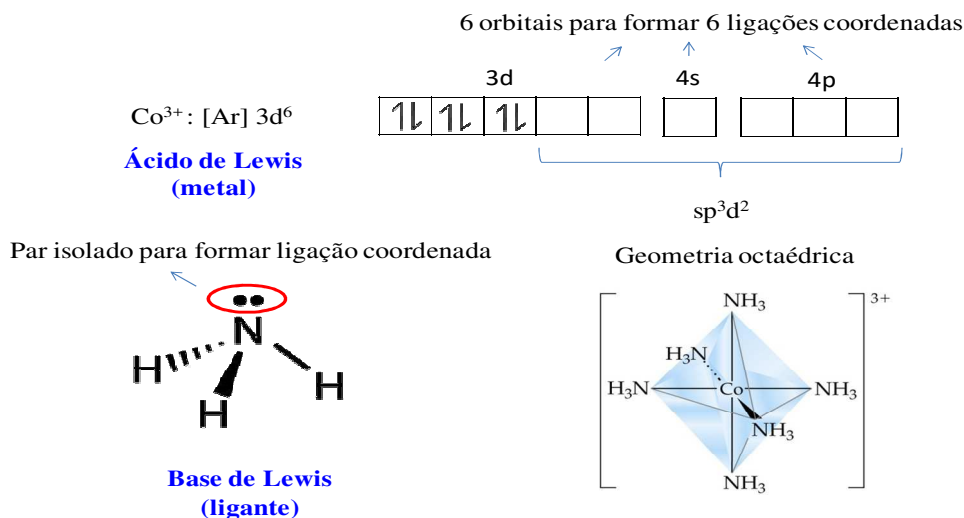
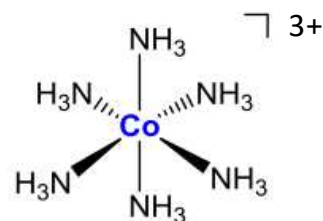
São espécies que possuem pares eletrônicos não ligantes, ou seja, aptos a serem aceitos por ácidos de Lewis. Não necessariamente estão carregadas negativamente (espécies aniônicas).



**Compostos de coordenação (complexos)**

O termo composto de coordenação é usado para designar um composto no qual um ácido de Lewis (que é o átomo metálico central) com várias bases de Lewis (que são os ligantes). O átomo da base de Lewis que forma a ligação com o átomo central é chamado de átomo doador, porque ele é o elemento que “doa os elétrons”, um ligante é um íon ou molécula que pode ter existência independente. O átomo metálico, o ácido de Lewis do complexo, é o átomo que irá “receber elétrons”, a ligação estabelecida entre ácido e base de Lewis é do tipo coordenada.

**Ex.:** Um bom exemplo de um composto de coordenação é o  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ , no qual o íon cobalto ( $\text{Co}^{2+}$ ) está rodeado por seis ligantes neutros de amônia ( $\text{NH}_3$ ).



### Força de ácidos e bases

Considerando a Teoria de Arrhenius, a capacidade que um ácido apresenta de sofrer ionização e chamada de força dos ácidos, ou no caso de uma base a capacidade que uma base apresenta de sofrer dissociação. Assim, a força dos ácidos e das bases é uma medida da quantidade de íons  $H^+$  (para os ácidos) ou íons  $OH^-$  (para as bases) que eles produzem em água. Em relação à força, as espécies podem ser classificadas de três diferentes formas:

**Fortes:** quando sofrem ionização/dissociação, conseguem produzir uma grande quantidade de íons em solução.

**Moderados:** são espécies que se ionizam/dissociam mais que os fracos e menos que os fortes.

**Fracos:** quando sofrem ionização/dissociação, conseguem produzir uma pequena quantidade de íons em solução.

A força relativa de um ácido ou de uma base pode ser expressa quantitativamente com pelo **grau de ionização/dissociação** ou pela **constante de equilíbrio**.

#### Grau de ionização/dissociação

O grau de ionização/dissociação indica a extensão da reação de liberação de íons em solução.

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}} \times 100\%$$

Ou

$$\alpha = \frac{[\text{moléculas ionizadas}]}{[\text{moléculas dissolvidas}]} \times 100\%$$

Forte:  $\alpha \geq 50\%$

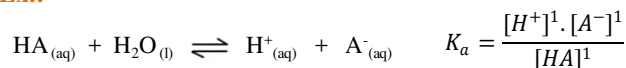
Moderado:  $5\% < \alpha < 50\%$

Fraco:  $\alpha \leq 5\%$

### Constante de equilíbrio

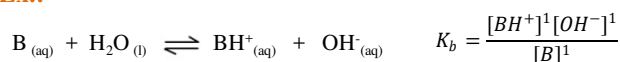
$K_a$  é uma constante de equilíbrio para um ácido em água. Para um ácido fraco,  $K_a < 1$ . O valor de  $K_a$  aumenta a medida que aumenta a força do ácido, ou seja, a medida que o ácido ioniza-se em maior extensão.

**Ex.:**



$K_b$  é uma constante de equilíbrio para uma base em água. Para uma base fraca,  $K_b < 1$ . O valor de  $K_b$  aumenta a medida que aumenta a força do ácido, ou seja, a medida que o ácido ioniza-se em maior extensão.

**Ex.:**



A relação entre  $K_a$  e  $K_b$  é a seguinte:

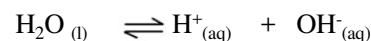
$$K_a \cdot K_b = K_w$$

**Obs.:** quanto mais fraco é ácido, mais forte é sua base conjugada. Ou seja, quanto menor o valor de  $K_a$  maior o valor de  $K_b$  correspondente.

#### Escala de pH (Depende do solvente):

Para água temos:

auto-ionização da água



$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ (solução neutra)}$$

$$[H^+] > [OH^-] \text{ (solução ácida)}$$

$$[H^+] < [OH^-] \text{ (solução básica)}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

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

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 7 \text{ (solução neutra)}$$

$$pH < 7 \text{ (solução ácida)}$$

$$pH > 7 \text{ (solução básica)}$$

### Referência

Esse resumo baseia-se no material bibliográfico do seguinte livro: Brown, T.L.; Lemay, H.E.; Bursten, B.E. Química - A Ciência Central. Prentice Hall. 9ª Ed. 2005.