



Ácidos e bases

Essencial

- Identificar marcos históricos importantes na interpretação de fenômenos ácido-base, culminando na definição de ácido e base de acordo com Brønsted e Lowry.
- Interpretar reações ácido-base de acordo com Brønsted e Lowry, explicando o que é um par conjugado ácido-base.

Palavras-chave

- Ácido.
- Base.
- Arrhenius.
- Brønsted.
- Lowry.
- Ionização.
- Dissociação.
- Par conjugado ácido-base.



Ácidos e bases

Desde a antiguidade que os comportamentos e as propriedades dos ácidos e das bases são conhecidos.



Aspetos históricos

Boyle (1661) caracterizou estas substâncias:

Os ácidos têm sabor azedo.

O nome vem da palavra latina para azedo: ***acidus***.

As bases, ou alcalinas, apresentam um gosto amargo e são escorregadias ao tato.

Como muitas cinzas têm estas propriedades, o nome vem da expressão árabe para cinza: ***al kali***.

Compreendeu que tinham efeitos umas nas outras: substâncias básicas diminuía o efeito das ácidas e vice-versa.



Robert Boyle (1627-1691).

Aspetos históricos

Lavoisier concluiu (1777) que existia um elemento químico que era o responsável pelo comportamento ácido de uma substância.

O nome do elemento **oxigénio** foi criado por Lavoisier, porque achava que era este elemento o responsável pelo aparecimento dos ácidos: (do grego) **oxys** + **genes**.

Humphry Davy (1811) afirma que deveria ser o **hidrogénio**, e não o oxigénio, o responsável pelo **carácter ácido** de uma substância.

Mas:

O HCl, já conhecido, apresenta comportamento ácido mas não tem O!

... há compostos que contém hidrogénio (NH_3 , CH_4 ...) mas não apresentam comportamento ácido!



[Antoine Laurent de Lavoisier](#)
(1743-1794).

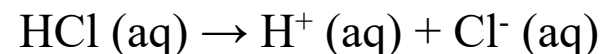


[Humphry Davy](#) (1778-1829).

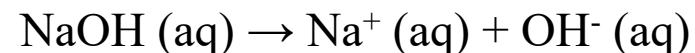
Teoria ácido-base de Arrhenius

Arrhenius (1887) aplica os resultados seu trabalho de doutoramento (pelo qual lhe foi atribuído o Prémio Nobel da Química em 1903) para explicar a origem dos comportamentos ácido e base de substâncias **em solução aquosa**.

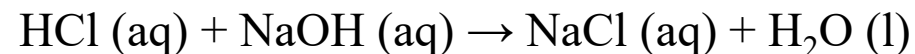
Ácido – substância que em solução origina iões H^+ .



Base – substância que em solução origina iões OH^- .



A **neutralização** de um ácido por uma base (e vice-versa) é explicável através desta teoria.



Svante August Arrhenius (1859-1927).
Nobel da Química 1903.

Teoria ácido-base de Arrhenius

Problemas desta teoria

Não é aplicável a todos os ácidos (NH_4Cl , não origina iões H^+) e bases (NH_3 , não origina iões OH^-).

Não tem em conta que o H^+ é apenas um protão.

Não considera o fator solvente.

Teoria protónica de Brønsted e Lowry

...em trabalhos independentes chegaram à mesma conclusão (**1923**):

é a capacidade de **transferir protões, H^+** , que faz com que uma substância tenha comportamento característico de ácido ou de base.

Ácido – substância dadora de protões, H^+ .

Base – substância recetora de protões, H^+ .

Esta teoria:

Inclui a Teoria de Arrhenius;

Não explica o carácter ácido ou básico de substâncias sem envolvimento de troca de H^+ .



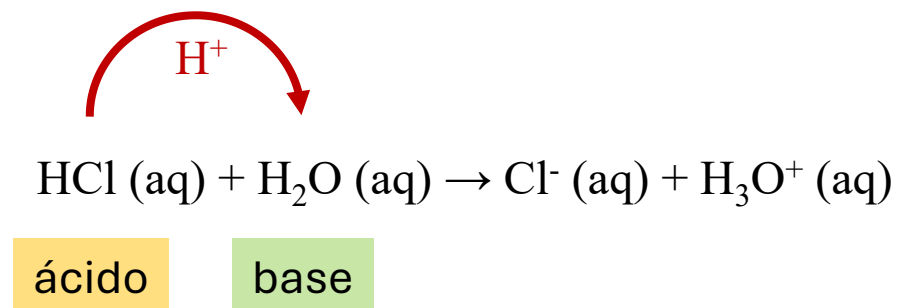
Johannes Nicolaus Brønsted
(1879-1947).



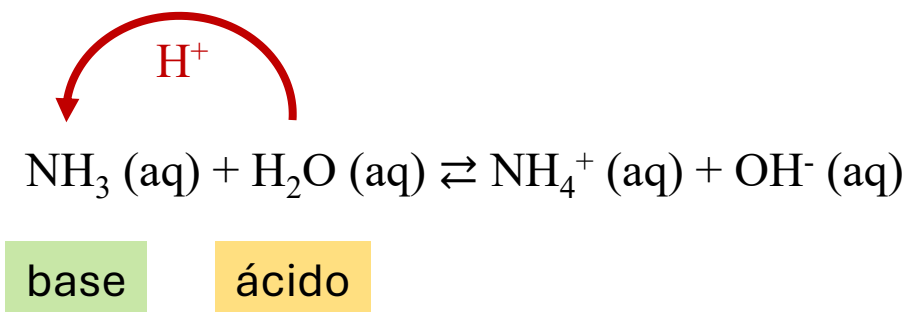
Thomas Martin Lowry (1874-1936).

Teoria protónica de Brønsted e Lowry

Exemplo do ácido HCl:



Exemplo da base NH_3 (não explicável pela Teoria de Arrhenius):



A **doação** de um protão por uma substância, que desta maneira demonstra o seu caráter ácido, **implica a aceitação** desse protão por outra substância, a base.

Não há um espécie a *funcionar* como ácido sem que haja um espécie a *funcionar* como base!

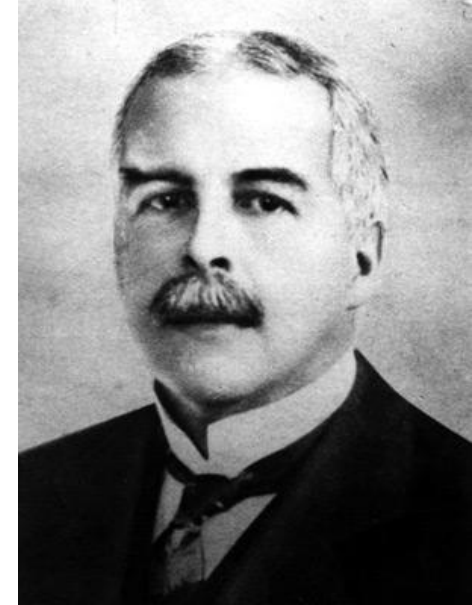
Teoria ácido-base de Lewis

Lewis explica o comportamento ácido e base como:

Ácido – espécie química aceitadora de um par de elétrons.

Base – espécie química dadora de um par de elétrons.

Esta teoria inclui as Teorias de Arrhenius e de Brønsted e Lowry .



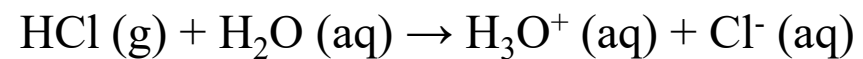
Gilbert Newton Lewis (1875-1946).

Ionização

A **ionização** é a formação de íões a partir de estruturas moleculares.

Exemplo:

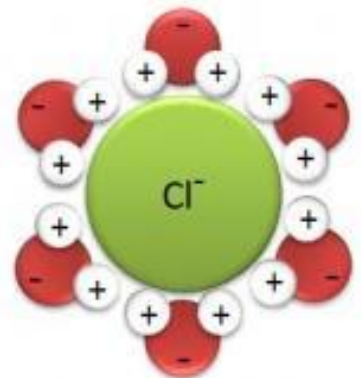
Dissolução do HCl (g) em água:



molécula

íões solvatados*

* **Solvatação:** íões do solvente envolvem um íão.



Ionização

Grau de ionização

O grau de ionização, α , representa a percentagem de moléculas que se ionizaram:

$$\alpha = \frac{n_{\text{ionizadas}}}{n_{\text{dissolvidas}}}$$

em que:

α – grau de ionização

$n_{\text{ionizadas}}$ – número de moléculas ionizadas

$n_{\text{dissolvidas}}$ – número de moléculas dissolvidas

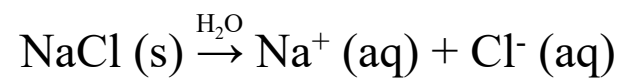
O grau de ionização varia entre 0 e 1 (ou 0 e 100%).

Dissociação

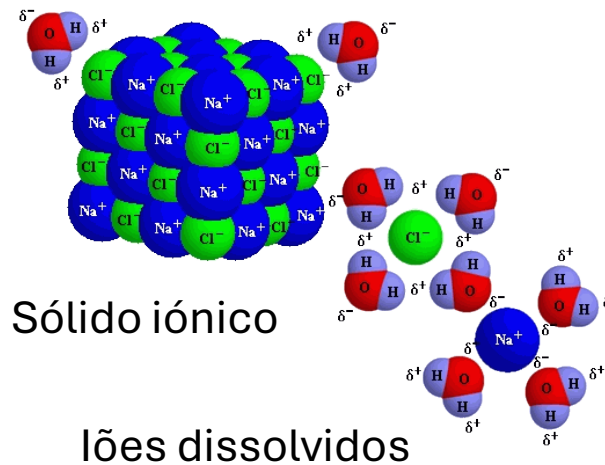
A **dissociação** é a separação de íons já existentes (em estruturas iônicas).

Exemplo:

Dissolução do NaCl (s) em água:



estrutura ião ião
iônica



Dissociação

Grau de dissociação

O grau de dissociação, α , representa a percentagem de moléculas que se dissociaram:

$$\alpha = \frac{n_{\text{dissociadas}}}{n_{\text{dissolvidas}}}$$

em que:

α – grau de dissociação

$n_{\text{dissociadas}}$ – número de moléculas dissociadas

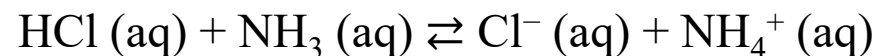
$n_{\text{dissolvidas}}$ – número de moléculas dissolvidas

O grau de dissociação varia entre 0 e 1 (ou 0 e 100%).

Par conjugado ácido-base

Ao conjunto de uma espécie química, que irá perder um protão, H^+ , e a correspondente espécie que o perdeu, chama-se **par conjugado ácido-base** (há uma diferença de um protão entre as duas espécies!).

No caso da reação



ácido1 base2 base1 ácido2

reação genérica

HA B A⁻ BH⁺

os pares ácido-base são:

HCl / Cl⁻

HA / A⁻

NH₄⁺ / NH₃

BH⁺ / B

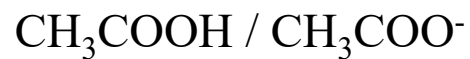
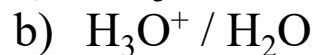
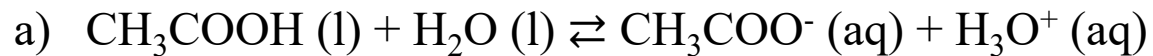
Escreve-se sempre em primeiro lugar a espécie com comportamento de ácido.

Aplicar...

O ácido acético, CH_3COOH (l), é o constituinte do vinagre responsável pelo seu sabor e cheiro.

- Escreva a equação química da reação entre o ácido acético e a água.
- Escreva os pares conjugados ácido-base desta reação.

Resolução

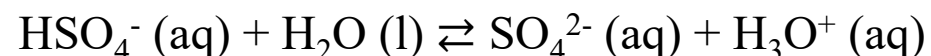
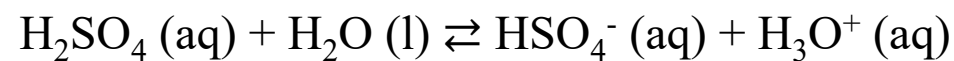


Ácidos polipróticos

Os ácidos podem ter capacidade de ceder um ou mais prótons, H^+ . Os que cedem **apenas um próton**, como o HCl , são **monopróticos**, sendo os outros conhecidos por polipróticos (o H_2SO_4 e o H_3PO_4 , por exemplo).

O H_2SO_4 é **diprótico**, porque **pode ceder dois prótons**, e o H_3PO_4 **triprótico**, porque **pode ceder três prótons...**

No caso dos ácidos polipróticos, a cedência dos vários prótons dá-se em **reações sequenciais (ionizações escalonadas)**:



A primeira ionização é sempre mais extensa (ao que corresponde uma constante de equilíbrio maior) **que a segunda e a segunda mais extensa que a seguinte...**

Bases polipróticas

Tal como acontece nos ácidos, há bases que podem **aceitar apenas um próton (bases monopróticas)** mas existem outras que podem **aceitar mais do que um próton**, chamadas **bases polipróticas**.

Essencial

- Identificar marcos históricos importantes na interpretação de fenómenos ácido-base, culminando na definição de ácido e base de acordo com Brønsted e Lowry.
 - Interpretar reações ácido-base de acordo com Brønsted e Lowry, explicando o que é um par conjugado ácido-base.
-

Palavras-chave

- Ácido.
 - Base.
 - Arrhenius.
 - Brønsted.
 - Lowry.
 - Ionização.
 - Dissociação.
 - Par conjugado ácido-base.
-

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Física e Química A – 11º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, “Química: Princípios e Aplicações”, 2ª edição, Fundação Calouste Gulbenkian, 2010, Lisboa.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “Novo 11Q”, Texto Editores, Lisboa, 2016.
- J. Paiva, M. G. Matos, C. Morais, C. Fiolhais, “11 Q – Física e Química A – Química”, Texto Editores, Lisboa, 2022.
- C. C. Silva, C. Cunha, “Química em Reação 11”, Porto Editora, Porto, 2022.