

Número de Oxidação (NOX)

O **Número de Oxidação** (NOX) de um elemento químico é a carga que ele recebe em uma reação química. Por exemplo, no H_2SO_4 , o H ficará com carga +1 (cada átomo de hidrogênio), o S (enxofre) com +6, e o O com uma carga de -2 (cada átomo de oxigênio).

Para saber qual é o **NOX** de um átomo dentro de uma molécula, devemos seguir algumas regras:

- 1 - Todos os metais alcalinos, hidrogênio (H) e prata (Ag) terão nox +1, exceto nos hidretos NaH , CaH_2 , onde o nox será -1.
- 2 - Metais alcalinos terrosos, zinco (Zn) → nox +2
- 3 - Alumínio (Al) → nox +3
- 4 - Oxigênio (em qualquer parte da molécula) → nox -2, exceto nos peróxidos que será -1, que é H_2O_2 , Na_2O_2
- 5 - Calcogênios (somente se aparecerem na extremidade direita da fórmula) → nox -2
- 6 - Halogênios (somente se aparecerem na extremidade direita da fórmula) → nox -1
- 7 - Íons compostos → nox igual a carga do íon (por exemplo, PO_4^{-3} terá NOX -3)
- 8 - Soma de todos os NOX de uma molécula sempre será ZERO.
- 9 - Soma do NOX em íon sempre será a própria carga do íon.
- 10 - Elementos isolados e substâncias simples → nox ZERO.

Ácido e Bases

Ácidos:

Têm um gosto azedo. O vinagre deve o seu gosto ao ácido acético. Os citrinos (laranja, limão) contêm o ácido cítrico; assim como no estômago que contém o ácido clorídrico.

- Reagem com certos metais produzindo hidrogênio;
- Reagem com carbonatos e bicarbonatos produzindo dióxido de carbono;

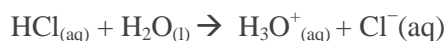
Bases:

Têm um sabor amargo;
Escorregadios. Muitos sabões contêm bases;

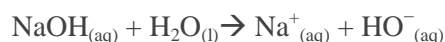
Ácidos e Bases de Arrhenius

Segundo Arrhenius, uma substância é classificada como ácido ou base de acordo com as espécies iônicas liberadas em solução aquosa.

- Um ácido de Arrhenius é uma substância que produz, exclusivamente, o cátion hidrônio (H_3O^+ ou H^+) quando dissolvido em água.



- Uma base de Arrhenius é uma substância que produz exclusivamente, o ânion hidróxido (HO^-) quando dissolvido em água.



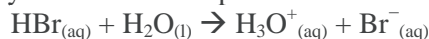
Quando os químicos perceberam que as reações de muitas substâncias têm características comuns, eles formularam uma definição simples que engloba todas essas substâncias. As reações de ácidos e bases são uma excelente ilustração desta abordagem. Tais informações foram inicialmente identificadas nos estudos de soluções de ácidos e bases em água, que levaram às definições de Arrhenius de ácidos e bases. Entretanto, os químicos descobriram,

posteriormente, que as reações de ácidos e bases também ocorrem em outros solventes e, até mesmo, na ausência de solvente. A definição original teve de ser substituída por uma definição mais ampla que contemplasse este novo conhecimento. Começaremos por ver como essas novas definições podem enriquecer nosso conhecimento das propriedades da matéria e, depois, como expressá-lo quantitativamente.

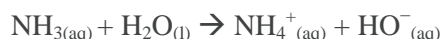
Ácidos e Bases de Bronsted-Lowry

Em, 1923, o químico dinamarquês Johannes Bronsted propôs as seguintes definições:

- Um ácido de Bronsted-Lowry é um doador de prótons.



- Uma base de Bronsted-Lowry é um receptor de prótons.



O termo próton nestas definições refere-se ao íon hidrogênio, H^+ .

Um ácido é uma espécie que contém um átomo de hidrogênio ácido, isto é, um átomo de hidrogênio que pode ser transferido na forma do núcleo, o próton, a outra, que age como base. As mesmas definições foram propostas independentemente pelo químico inglês Thomas Lowry, e a teoria nelas baseada é chamada de teoria de Bronsted-Lowry de ácidos e bases.

Ácidos e bases de Lewis

A teoria de Bronsted-Lowry focaliza a transferência de um próton entre duas espécies. Entretanto, os conceitos de ácido e base são mais amplos do que a simples transferência de prótons. Muitas outras substâncias podem ser classificadas como ácidos ou bases pela definição desenvolvida por G. N. Lewis:

- Um ácido de Lewis é um aceitador de par de elétrons.
- Uma base de Lewis é um doador de par de elétrons.

Nomenclatura

ÁCIDOS

Ácido é toda substância que, em solução aquosa, sofre ionização e libera como cátion o H^+ .

Primeiro é preciso classificar o ácido, que é dividido em dois grupos:

- ácidos sem oxigênio: **hidrácidos**;
- ácidos com oxigênio: **oxiácidos**

Classificação dos ácidos:

Monoácidos: na ionização, a molécula produz apenas 1 H^+

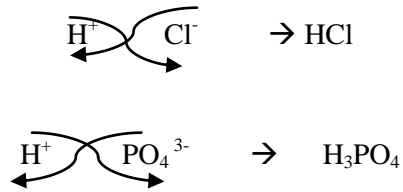
Diácidos: na ionização, a molécula produz 2 H^+

Triácidos: na ionização, a molécula produz 3 H^+

Tetrácidos: na ionização, a molécula produz 4 H^+

Os ácidos com 2 ou mais hidrogênios ionizáveis são denominados **poliácidos**.

Formulação dos ácidos:



1. HIDRÁCIDOS

O nome é feito com a terminação **ídrico**

Ácido.....ídrico

Ex: HCL \rightarrow ácido clorídrico

HI \rightarrow ácido iodídrico

H₂S \rightarrow ácido sulfídrico

2. OXIÁCIDOS

O nome é feito com a terminação **ico**, quando o elemento forma apenas **um** oxiácido.

Ácido.....ico

Ex: H₂CO₃ \rightarrow ácido carbônico

H₃BO₃ \rightarrow ácido bórico

Quando o elemento forma **dois** oxiácidos:

Ácido..... $\left\{ \begin{array}{l} \text{ico} \\ \text{oso} \end{array} \right.$

ico \rightarrow quando tiver o maior número de nox

oso \rightarrow quando tiver o menos número de nox

HNO₃ \rightarrow nox = +5 \rightarrow ácido nítrico

HNO₂ \rightarrow nox = +3 \rightarrow ácido nitroso

Quando o elemento forma **três** ou **quatro** oxiácidos:

Ácido per ico	↓ diminuição do NOX no elemento central
Ácido ico	
Ácido oso	
Ácido hipo oso	

$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{nox} = +7 \rightarrow$ ácido perclórico

$\text{HClO}_3 \rightarrow \text{nox} = +5 \rightarrow$ ácido clórico

$\text{HClO}_2 \rightarrow \text{nox} = +3 \rightarrow$ ácido cloroso

$\text{HClO} \rightarrow \text{nox} = +1 \rightarrow$ ácido hipocloroso

BASES

Bases ou hidróxidos são compostos por dissociação iônica liberando íons OH^- .

Monobases: possuem apenas uma hidroxila OH^-

Dibases: possuem duas hidroxilas $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Tribases: possuem três hidroxilas $\text{Al}(\text{OH})_3$

Tetrabases: possuem quatro hidroxilas $\text{Sn}(\text{OH})_4$

Obs: A formulação se dá da mesma maneira que ocorre com os ácidos.

1. Quando o elemento forma apenas uma base:

Hidróxido de (nome do elemento)

EX: $\text{NaOH} \rightarrow$ hidróxido de sódio

$\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ hidróxido de amônio

2. Quando o elemento forma duas bases:

Hidróxido de $\left\{ \begin{array}{l} \text{íco} \\ \text{oso} \end{array} \right.$

EX: $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$ hidróxido férrico

$\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow$ hidróxido ferroso

No lugar das terminações, podemos usar também algarismos romanos:

EX: $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$ hidróxido de ferro III

$\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow$ hidróxido de ferro II