

Entende-se por **função inorgânica** o conjunto de substâncias com propriedades químicas semelhantes, denominadas como **propriedades funcionais**.

Dentre os compostos inorgânicos, as funções estudadas são:

- os ácidos,
- as bases,
- os sais
- e, por fim, os óxidos.

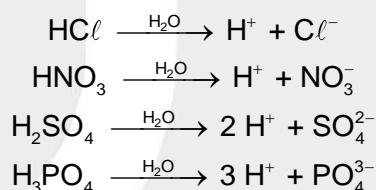
AULA 1 - ÁCIDOS

Definição de Arrhenius

Segundo a definição de Arrhenius:

“Ácidos segundo Arrhenius são compostos que em solução aquosa geram exclusivamente como cátion o H^+ ”

Observe os ácidos abaixo e o processo de geração do íon H^+ em solução aquosa (ionização):



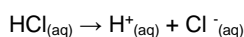
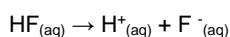
Hidrácidos

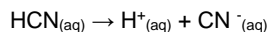
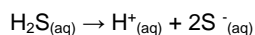
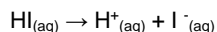
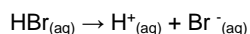
São ácidos que não possuem oxigênio.

- Fórmula Geral de um Hidrácido: H_xE
- Nomenclatura: Ácido nome do Elemento (E) + **ídrico**

Principais Hidrácidos		Características	Força
HF	Ácido Fluor ídrico	Corrói/ Ataca Vidros	Ácido Moderado
HCl	Ácido Clor ídrico	Ácido do Suco Gástrico	Ácidos Fortes Sendo: $HI > HBr > HCl$
HBr	Ácido Brom ídrico	Uso em laboratórios	
HI	Ácido Iod ídrico	Uso em laboratórios	
H₂S	Ácido Sulf ídrico	Cheiro de Ovos Podres	Ácidos Fracos porém muito tóxicos
HCN	Ácido Cian ídrico	Cheiro de Amêndoas Amargas	

Equações de Ionização dos Hidrácidos





Oxiácidos

São ácidos que possuem oxigênio.

- Fórmula Geral: **H_xEO_y**
- Nomenclatura: Ácido nome do elementos (E) + ico

mais 1 oxigênio: Per ____ ico	HClO ₄ Ácido Perclórico	-----	-----	-----	-----
Principais ____ ico	HClO₃ Ácido Clórico	HNO₃ Ácido Nítrico	H₂CO₃ Ácido Carbônico	H₂SO₄ Ácido Sulfúrico	H₃PO₄ Ácido Fosfórico
menos 1 oxigênio: ____ oso	HClO ₂ Ácido Cloroso	HNO ₂ Ácido Nitroso	-----	H ₂ SO ₃ Ácido Sulfuroso	H ₃ PO ₃ Ácido Fosforoso
menos 2 oxigênios: Hipo ____ oso	HClO Ácido Hipocloroso	-----	-----	-----	H ₃ PO ₂ Ácido Hipofosforoso

Eventuais Trocas:

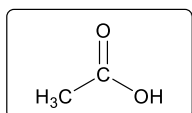
- Cloro (Cl) por Bromo (Br) ou Iodo (I);
- Nitrogênio (N) por Arsênio (As) ou Antimônio (Sb).

O ácido acético é um ácido orgânico de grande importância. Também chamado de ácido etanoico, é encontrado como componente do vinagre (solução aquosa de ácido acético 4 a 6% em massa).

Fórmula Molecular do Ácido Acético:

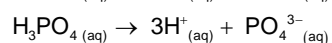
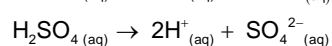
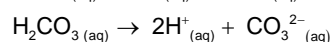
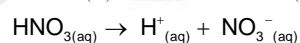
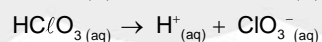
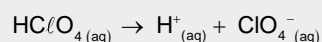


Fórmula Estrutural do Ácido Acético:



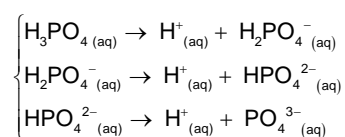
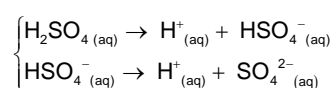
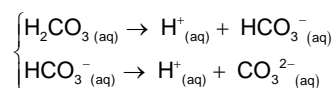
Equações de Ionização Total dos Oxiácidos

Nas equações de ionização total temos a saída de todos os hidrogênios ácidos:



Equações de Ionização Parcial do Oxiácidos

A ionização parcial ocorre pela saída gradativa dos íons H⁺:



Os ácidos de um modo geral podem ser classificados de acordo com o **número de hidrogênios ionizáveis** que possuem:

- Monoácidos: liberam 1 H⁺ em solução
- Diácidos: liberam 2 H⁺
- Triácidos: liberam 3 H⁺
- Tetrácidos: liberam 4 H⁺

Também podemos classificá-los de acordo com a sua **volatilidade**:

- Voláteis: a grande maioria dos ácidos. Exemplos: CH₃COOH (ácido acético), HF (ácido fluorídrico) e Hidrácidos em geral. O vinagre (ácido acético) é um exemplo de ácido altamente volátil. Quando abrimos um recipiente que o contém, logo sentimos seu odor característico.
- Ácidos Fixos: apresentam pequena tendência à evaporação. Exemplos: H₂SO₄ (ácido sulfúrico) e H₃PO₄ (ácido fosfórico). Os Oxiácidos em geral não são voláteis.

AULA 2 – BASES OU HIDRÓXIDOS

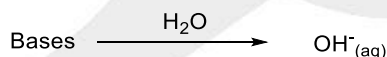
Bases

As bases, também chamadas de hidróxidos, possuem sabor adstringente, ou seja, “amarra” a boca como no dito popular. Reagem com ácidos para gerar sais além de também modificarem a cor de indicadores visuais.

Segundo Arrhenius, as bases são compostos que em solução aquosa se dissociam gerando exclusivamente o ânion OH⁻ (Hidroxila ou oxidrila).

Do ponto de vista das ligações químicas, as bases são compostos iônicos, ou seja, compostos formados por íons, como o próprio nome indica. Sendo assim, podemos dizer que são compostos sólidos nas condições ambientes, o melhor solvente é a água (caso sejam solúveis neste solvente), conduzem corrente elétrica no estado líquido (fundido) ou então em solução aquosa, além de possuírem altos pontos de fusão e ebulição.

Genericamente, temos:



Nomenclatura das Bases

Considerando que a fórmula geral de uma base pode ser dada por M(OH)_x, onde M é o cátion, as bases são nomeadas de forma simples, seguindo a regra:

Hidróxido de nome do Cátion

Veja alguns exemplos:

Bases da Família IA		Bases da Família IIA	
LiOH	Hidróxido de Lítio	Be(OH) ₂	Hidróxido de Berílio
NaOH	Hidróxido de Sódio	Mg(OH) ₂	Hidróxido de Magnésio
KOH	Hidróxido de Potássio	Ca(OH) ₂	Hidróxido de Cálcio

Podemos também dar a fórmula da base a partir de seu nome, considerando a carga do cátion. Por exemplo:

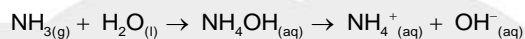
Hidróxido de Alumínio: $\text{Al}^{3+} \text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$

Hidróxido de Ferro II: $\text{Fe}^{2+} \text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$ ou *Hidróxido Ferroso*

Hidróxido de Ferro III: $\text{Fe}^{3+} \text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ ou *Hidróxido Férrico*

Hidróxido de Amônio: $\text{NH}_4^+ \text{OH}^- = \text{NH}_4\text{OH}$

O hidróxido de amônio é uma base que não apresenta cátion metálico e só existe em solução aquosa. É obtido pelo borbulhamento do gás amônia (NH_3) em água:



AULA 3 – FORÇA DE ÁCIDOS E BASES

Força dos Ácidos

1) Hidrácidos

Para hidrácidos, temos:

Hidrácidos Fortes $\left\{ \begin{array}{l} \text{HCl} \\ \text{HBr} \\ \text{HI} \end{array} \right.$

Hidrácido Moderado $\{ \text{HF} \}$

Hidrácidos Fracos $\left\{ \begin{array}{l} \text{HCN} \\ \text{H}_2\text{S} \end{array} \right.$

2) Oxiácidos

Para oxiácidos há uma regra prática:

HxE Oy	$y - x \geq 2$	Fortes
	$y - x = 1$	Moderados
	$y - x = 0$	Fracos

Atenção: Ácido Carbônico é ácido fraco

Força e Solubilidade das Bases

Solubilidade

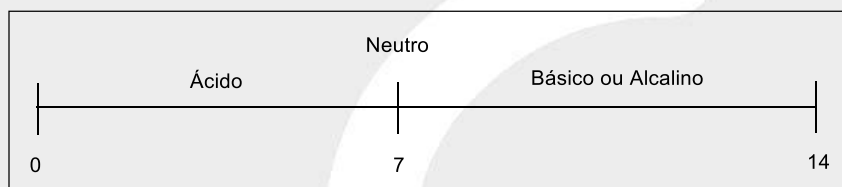
- Solúveis: bases da Família IA;
- Pouco Solúveis: bases da Família IIA. Obs: as bases de *Berílio* e *Magnésio* são consideradas praticamente insolúveis;
- Insolúveis: bases dos demais metais.

Força

- Bases Fortes: bases das Famílias IA e IIA. Com exceção para $\text{Be}(\text{OH})_2$ e $\text{Mg}(\text{OH})_2$ por serem pouco solúveis;
 - Bases Fracas: NH_4OH e as demais bases.
-

AULA 4 – ESCALA DE pH (POTENCIAL HIDROGENIÔNICO)

A escala de pH é utilizada para medir a acidez ou basicidade (ou alcalinidade) de uma determinada substância ou solução. Esta escala parte do valor **zero** (soluções extremamente ácidas) até **quatorze** (soluções muito básicas), passando pelo valor intermediário **sete** indicando uma solução neutra, ou seja, nem ácida nem básica.



AULA 5– INDICADORES

Os indicadores ácido-base são substâncias que indicam visualmente se uma determinada solução se encontra ácida, básica ou neutra dependendo da coloração.

Fenolftaleína

A fenolftaleína é um dos indicadores mais utilizados em laboratórios químicos.

Em meio ácido ou neutro a fenolftaleína é incolor.

No meio básico apresenta coloração vermelha ou rósea.

Papel de tornassol

O papel de tornassol por vezes também é muito utilizado devido a sua praticidade.

Em meio ácidos o papel de tornassol fica vermelho e azul quando em contato com bases.

AULA 6 – SAIS

Sais são compostos iônicos formados juntamente com a água numa reação de neutralização ácido-base. Também podemos dizer que os sais são compostos que se dissociam em solução aquosa gerando um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- .

Nomenclatura dos Sais

O nome dos sais é derivado dos compostos que lhes deram origem, ou seja, dos ácidos e das bases. Os ácidos geram os ânions e as bases geram os cátions.

Sendo assim, devemos considerar a nomenclatura dos ânions de acordo com a terminação dos ácidos. Observe abaixo:

Ácido	$\left\{ \begin{array}{l} \text{ídrico} \\ \text{oso} \\ \text{ico} \end{array} \right.$	\Rightarrow	Ânion	$\left\{ \begin{array}{l} \text{eto} \\ \text{ito} \\ \text{ato} \end{array} \right.$
-------	--	---------------	-------	---

Exemplos

NaCl – Cloreto (Cl^- derivado do ácido clorídrico HCl) de sódio

CaCO_3 – Carbonato (CO_3^{2-} derivado do ácido carbônico H_2CO_3) de cálcio

NaNO_3 – Nitrato (NO_3^- derivado do ácido nítrico HNO_3) de sódio

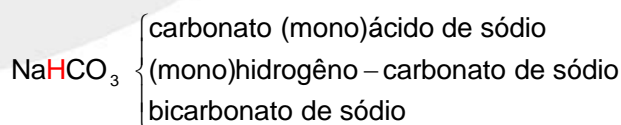
NaHCO_3 – Bicarbonato (HCO_3^- derivado do ácido carbônico H_2CO_3) de sódio

AULA 7 – TIPOS DE SAIS

Sais ácidos ou hidrogeno-sais

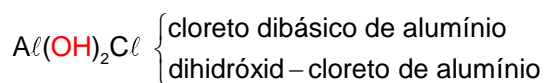
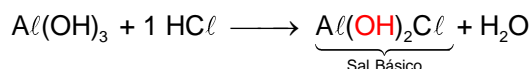
Sais ácidos são derivados da neutralização parcial de um ácido por uma base, restando ainda hidrogênios ionizáveis em suas estruturas.

Exemplo



Sais básicos ou hidróxi-sais

São sais derivados da neutralização parcial de uma base por um ácido, restando ainda hidroxilas (ou oxidrilas) em suas estruturas.



Sais duplos ou mistos

Formados por dois ácidos (ou duas bases) diferentes.

Exemplo

KNaSO_4 – Sulfato duplo de sódio e potássio

Sais hidratados ou hidratos

Sais que ao cristalizarem mantêm uma ou mais moléculas de água. Essas moléculas de água são chamadas de água de cristalização ou água de hidratação.

Exemplo

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ – Sulfato de cobre penta hidratado

AULA 8 – ÓXIDOS

Os óxidos são compostos binários (dois elementos químicos diferentes) formados por oxigênio, sendo que este é o mais eletronegativo da ligação.

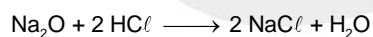
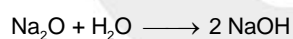
Obs: não existem óxidos com flúor e oxigênio. O flúor é mais eletronegativo em relação ao oxigênio.

Óxidos iônicos

Óxidos iônicos são formados por oxigênio juntamente com um metal.

Geralmente são óxidos básicos devido à reação destes com água e consequente produção de bases, ou pela reação com ácidos, gerando sal e água.

Exemplo



Nomenclatura dos óxidos iônicos ou básicos

Óxido de
nome do elemento

Exemplos

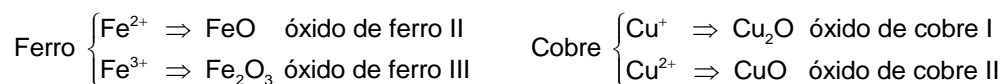
Na_2O – óxido de sódio

CaO – óxido de cálcio

Atenção: para os casos onde um mesmo elemento apresentar cátions de cargas diferentes:

Óxido
osso ⇒ maior carga
ico ⇒ menor carga

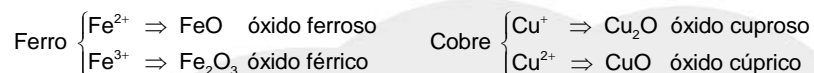
Exemplos



De um modo mais atual, estes óxidos também podem ser nomeados utilizando números romanos para indicar as cargas dos cátions.

Óxido de _____
nome do elemento n° romano

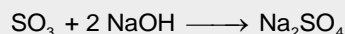
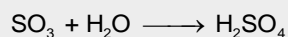
Exemplos



Óxidos Moleculares

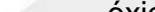
Os óxidos moleculares são formados por ametais e oxigênio. Ao reagirem com água produzem um ácido oxigenado ou reagem com uma base, produzindo sal e água.

Exemplos



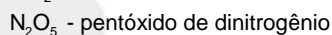
Nomenclatura dos óxidos moleculares ou ácidos

Na nomenclatura dos óxidos moleculares devemos indicar a quantidade dos átomos que temos na fórmula.



*O prefixo mono é facultativo

Exemplos



Óxidos Anfóteros

Óxidos anfóteros podem se comportar como óxidos básicos ou óxidos ácidos. São geralmente sólidos iônicos e insolúveis em água. Os principais são:

- Formador por metais: ZnO ; Al_2O_3 ; SnO_2 ; PbO e PbO_2 ;
- Formado por semimetais: As_2O_3 e As_2O_5 .

Óxidos Neutros ou Indiferentes

Óxidos neutros não reagem com água, com ácidos ou com bases. Os três importantes óxidos neutros são:

- NO – monóxido de nitrogênio (óxido nítrico)
- N₂O – monóxido de dinitrogênio (óxido nitroso)
- CO – monóxido de carbono

Óxidos Duplos

Óxidos duplos também chamados de salinos ou mistos comportam-se como sendo formados pela junção de dois outros óxidos de um mesmo elemento químico

Exemplos



Peróxidos

Peróxidos são óxidos que ao reagirem com água ou soluções ácidas diluídas, geram H₂O₂. Também podemos dizer que peróxidos são compostos formados pelo ânion peróxido O₂²⁻.

Exemplos

peróxido formado por hidrogênio \Rightarrow H₂O₂ (em solução aquosa é chamado de água oxigenada)
 peróxidos de metais alcalinos \Rightarrow Na₂O₂, K₂O₂, ...
 peróxidos de metais alcalinos terrosos \Rightarrow BaO₂, ...

AULA 9 – PERÍÓXIDOS E SUPERÓXIDOS

Por definição os óxidos são compostos binários onde o elemento oxigênio é o mais eletronegativo da ligação e possuem número de oxidação (Nox) igual a -2 conforme os exemplos abaixo:

CO₂ - Dióxido de Carbono

Na₂O - Óxido de Sódio

CaO - Óxido de Cálcio

Fe₂O₃ - Óxido de Ferro III

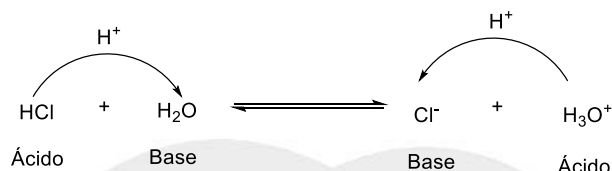
Por outro lado, os peróxidos são compostos onde o oxigênio (mais eletronegativo) assume número de oxidação -1. Por exemplo, o peróxido de hidrogênio (H₂O₂) que forma, em solução aquosa, aquilo que conhecemos como água oxigenada, possui oxigênio com Nox = -1.

No caso dos superóxidos, o oxigênio assume assumo Nox = -½, sendo que na maioria dos casos são encontrados na natureza como compostos iônicos com metais da família 1A e 2A.

AULA 10 – OUTRAS DEFINIÇÕES DE ÁCIDOS E BASES

Teoria de Brönsted-Lowry

De acordo com a definição de ácidos e bases de Brönsted-Lowry, um ácido é uma espécie doadora de prótons (H^+) enquanto uma base é uma espécie receptora de prótons.

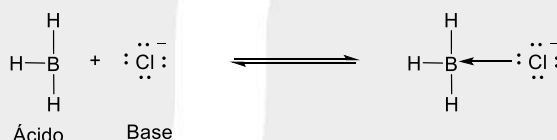


Pares de Ácidos e Bases Conjugados:

- HCl é o ácido e o ânion Cl^- (Cloreto) a sua base *conjugada*;
- H_3O^+ é o ácido e o H_2O é a sua base *conjugada*.

Teoria de Lewis

Ácidos e bases de Lewis são espécies capazes de transferirem pares de elétrons. Um ácido para Lewis é uma espécie receptor de pares de elétrons. Uma base para Lewis é uma espécie doadora de pares de elétrons.



Forças de Ácidos e Bases conjugadas

- 1) Ácidos fortes possuem grande tendência em doar prótons; ácidos fracos, por outro lado, tem pouca tendência em doar prótons.

Quanto maior for o K de um ácido maior será sua tendência em doar prótons, e vice-versa.

- 2) Bases fortes possuem grande tendência em receber prótons; portanto, grande afinidade por prótons; bases fracas, por outro lado, tem pouca tendência em receber prótons, portanto, pequena afinidade por prótons.

Quanto maior for o K de uma base maior será sua afinidade por próton.

- 3) Quanto maior for o K de um ácido menor será o K de sua base conjugada, e vice-versa.

Quanto mais forte for um ácido, mais fraca será sua base conjugada e vice-versa

