

# ÁCIDOS E BASES

MÓDULO 4 | ÁGUA



**mundo química**

# ÁCIDOS E BASES

## NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

Número de Oxidação: é a carga que formalmente um átomo teria, admitindo-se que ele somente cedesse ou recebesse elétrons.

**LEMBRAR: ELETRONEGATIVIDADE**

**F > O = N > Cl > Br > I = S = C > P = H**

Principais Nox dos elementos em substâncias comuns		
Elementos	Situação	Nox
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb e Cs)	Em substâncias compostas	+1
Metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr e Ba)	Em substâncias compostas	+2
Prata: Ag	Em substâncias compostas	+1
Zinco: Zn	Em substâncias compostas	+2
Alumínio: Al	Em substâncias compostas	+3
Enxofre: S	Em sulfetos (quando o enxofre for o elemento mais eletronegativo)	-2
Halogênios (F, Cl, Br, I)	Em halogenetos (quando o halogênio for o elemento mais eletronegativo)	-1
Hidrogênio: H	Ligado a ametais (quando o hidrogênio estiver ligado a um elemento mais eletronegativo que ele)	+1
	Ligado a metais (quando o hidrogênio estiver ligado a um elemento menos eletronegativo que ele)	-1
Oxigênio: O	Na maioria das substâncias compostas	-2
	Em peróxidos	-1
	Em superóxidos	-1/2
	Em fluoretos	+2
		+1

01. A soma do nox em composto ou substância é zero:

02. A soma do nox de um íon é igual a sua carga

03. O nox de uma substância simples vale zero.

## NOX MAIS COMUNS DE ALGUNS METAIS DE TRANSIÇÃO

Cu	Au	Fe	Ni	Pb
1	1	2	2	2
2	3	3	3	4

## OXIDAÇÃO E REDUÇÃO (OXI-REDUÇÃO)

Reações de oxi-redução são aquelas em que ocorre transferência de elétrons entre os átomos ou entre os íons.

São reações em que há mudança do nox de um ou mais elementos. As Reações de Oxi - redução são também chamadas de Redox ou Oxi - Red ou Óxido - Redução.

- **Oxidação é o fenômeno onde um átomo ou íon perde elétrons.**

- **Redução é o fenômeno onde um átomo ou íon ganha elétrons.**

Agente Redutor: É a espécie química que provoca a redução (ganho de elétrons), logo o Agente Redutor é a espécie que contém o elemento que sofre oxidação (perde elétrons).

Agente Oxidante: É a espécie química que provoca a oxidação (perda de elétrons), logo o Agente Oxidante é a espécie que contém o elemento que

sofre redução (ganho de elétrons).

**REdução é REceber elétrons.**

**oxiDAção é DAR elétrons.**

**OXIDANTE: É aquele que se Reduz**

**REDUTOR: É aquele que se oxiDA**

## TEORIA MODERNA ÁCIDO-BASE

As teorias ácido-base procuram explicar o comportamento de determinadas classes de substâncias, baseando-se em propriedades gerais que as agrupam numa mesma classe.

Os termos ácido, base ou "álcali" e sal são conhecidos desde a antiguidade. No entanto, as principais teorias foram desenvolvidas no século XX, e procuram definir o que seja um ácido e uma base e como reagem.

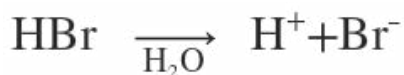
### TEORIA DE ARRHENIUS (SOLUÇÃO AQUOSA)

Apresentada em 1887 pelo químico sueco Svante Arrhenius, como parte de sua teoria da dissociação eletrolítica (é a dissolução de uma substância em água gerando partículas menores chamadas de íons).

#### ÁCIDOS DE ARRHENIUS

São substâncias que em meio aquoso liberam como único e exclusivo cátion o hidroxônio ( $H_3O^+$ ).

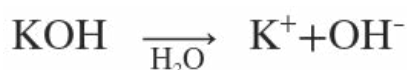
**Ex:**



#### BASES DE ARRHENIUS

São substâncias que em meio aquoso liberam como único e exclusivo ânion a oxidrila ( $OH^-$ ).

**Ex:**



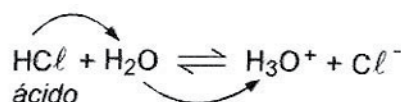
### TEORIA DE BRÖNSTED - LOWRY (TEORIA PROTÔNICA)

Os conceitos formulados por Arrhenius não conseguiam justificar o comportamento de determinadas reações em soluções não aquosas. Surgiram então novos conceitos, baseados nas estruturas moleculares e eletrônicas das substâncias.

Observando que todos os ácidos de Arrhenius continham hidrogênios ionizáveis, J. N. Brønsted e T. M. Lowry propuseram, independentemente que:

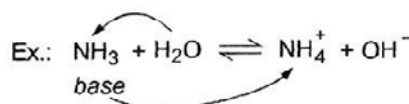
#### ÁCIDOS DE BRÖNSTED - LOWRY

São substâncias capazes de doar um Próton ( $H^+$ ). Próton é o nome que se dá as espécies  $H^+$  e  $H_3O^+$ , também chamados de hidrogênios ácidos.



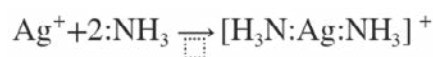
#### BASES DE BRÖNSTED - LOWRY

São substâncias capazes de receber um Próton ( $H^+$ ).



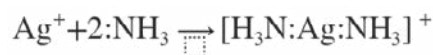
### TEORIA DE LEWIS (TEORIA ELETRÔNICA) ÁCIDOS DE LEWIS

São espécies químicas capazes de receber um par eletrônico em ligação dativa.



#### BASES DE LEWIS

São espécies químicas capazes de doar um par eletrônico em ligação dativa.



## ELETRÓLITOS

Eletrólitos são substâncias que, quando se dissolvem, liberam íons em solução.

# mundo química

Uma solução que conduz corrente elétrica é denominada solução eletrolítica.

São eletrólitos os **ÁCIDOS**, as **BASES**, os **SAIS**. Trata-se de grupos de compostos muito importantes cujas características teremos que estudar.

pela coloração castanho avermelhada.

Além disso, podemos decompor a água em hidrogênio e oxigênio, também por meio da corrente elétrica, realizando a eletrólise da água.

## FUNÇÕES INORGÂNICAS

### ÁCIDOS

São substâncias que, em água, ionizam-se produzindo como cátions, exclusivamente, o íon hidrônio ou hidrônio ( $H_3O^+$ ). Este íon é representado simplificada como  $H^+$ .

Ex:



Os ácidos possuem sabor azedo, modificam a cor dos indicadores ácido-base, conduzem eletricidade em solução aquosa, reagem com bases (formando sal e água) e com metais (liberando gás hidrogênio).

### CLASSIFICAÇÃO:

QUANTO À PRESENÇA DE OXIGÊNIO NA MOLÉCULA:

- Oxiácidos possuem oxigênio.

Ex:  $HClO_4$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$

- Hidrácidos não possuem oxigênio.

Ex:  $HBr$ ,  $HCl$ ,  $HCN$ ,  $H_2S$

QUANTO AO NÚMERO DE HIDROGÊNIOS IONIZÁVEIS

- Monoácidos- apenas um hidrogênio ionizável

Ex:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_3PO_2$  (exceção)

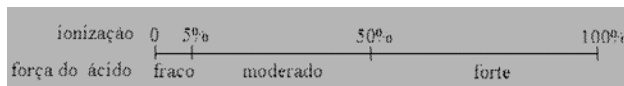
- Diácidos- dois hidrogênios ionizáveis.

Ex:  $H_2S$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_3$  (exceção)

- Triácidos- três hidrogênios ionizáveis

Ex:  $H_3PO_4$

### QUANTO À FORÇA



ÁCIDOS INORGÂNICOS			
FORÇA			
HIDRÁCIDOS		OXIÁCIDOS	
Fortes	HCl, HBr, HI	HClO <sub>4</sub>	Muito Fortes (y-x) = 3 (Libera muitos H <sup>+</sup> )
Semifortes	HF (não é forte, pois forma Ligações de Hidrogênio)	HNO <sub>3</sub>	Fortes (y-x) = 2
Fracos	demais	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Semifortes (y-x) = 1
		H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Fracos (y-x) = 0 = H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> + Ac. Orgânicos

Quando mais forte o ácido, mais ionizado (mais quadrado) ele se encontrará, ao ser misturado com água.  
 O  $H_3PO_4$  só libera 2 íons  $H^+$  e o  $H_2PO_4^-$  só libera 1 íon  $H^+$   
 Nos oxiácidos (não confunda com óxido, ácido). H ionizável é aquele ligado diretamente a oxigênio  
 Os HIDRÁCIDOS FORTES são mais fortes que os OXIÁCIDOS FORTES, mas mais fracos que os OXIÁCIDOS MUITO FORTES.

VOLATILIDADE		<INSTABILIDADE>	
Voláteis	Hidrácidos, HNO <sub>3</sub> e Ácido Acético (esse é orgânico)	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ac. Carbônico = H <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub>
Fixos	Os DEMAIS	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Ac. Sulforoso = H <sub>2</sub> O + SO <sub>2</sub>
		H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ac. Tiosulfúrico = H <sub>2</sub> O + SO <sub>2</sub> + S

### REGRA PRÁTICA

Nomenclatura:

NOMENCLATURA DOS HIDRÁCIDOS	NOMENCLATURA DOS OXIÁCIDOS					
Ácido _____ elemento	<table border="0"> <tr> <td><math>H_3PO_4</math></td> <td rowspan="3">                     HIPO.....OSO                      .....OSO                      .....ICO                      PER.....ICO                 </td> <td rowspan="3">                     -1                      -1                      +1                      +1                      Oxi g ê n i o                 </td> </tr> <tr> <td><math>H_2SO_4</math></td> </tr> <tr> <td><math>H_2CO_3</math></td> </tr> </table>	$H_3PO_4$	HIPO.....OSO .....OSO .....ICO PER.....ICO	-1 -1 +1 +1 Oxi g ê n i o	$H_2SO_4$	$H_2CO_3$
$H_3PO_4$	HIPO.....OSO .....OSO .....ICO PER.....ICO	-1 -1 +1 +1 Oxi g ê n i o				
$H_2SO_4$						
$H_2CO_3$						
Lembre-se: Hidrídricos terminam com idrídrico	<b>Cl, Br, I e N</b>					

CUIDADO: Oxiácidos com Carbono e Boro, independente do NOX SEMPRE serão do tipo ICO

### QUÍMICA DO DIA-A-DIA:

Alguns ácidos, em sua forma impura tem aplicações importantes e por isso recebem denominações específicas.

Exemplos: HCl - ácido muriático ou suco gástrico (no estômago)

HCN - ácido prússico; gás sarin ou cianureto

### PROPRIEDADES FUNCIONAIS DOS ÁCIDOS

- Sabor azedo.

- Conduzem corrente elétrica em solução.

- Ação sobre os indicadores:

	PRINCIPAIS INDICADORES ÁCIDO-BASE				
	FENOLFTALEINA	AZUL DE BROMOTIMOL	ALARANJADO DE METILA	TORNASSOL AZUL	TORNASSOL VERMELHO
Melo Ácido	Incolor	Amarelo	Vermelho	Róseo	Róseo
Melo Neutro	Incolor	Verde	Alaranjado	Azul	Róseo
Melo Básico ou Alcalino	Róseo	Azul	Amarelo	Azul	Azul

• Reagem com bases produzindo sal e água (neutralização).

✓ **Reação de Neutralização ou Salificação:**  
 ✓ **Neutralização Total:**

<b>REAÇÃO</b>	<b>ÁCIDO + BASE → SAL NEUTRO + H<sub>2</sub>O</b>
<b>EXEMPLO</b>	$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

✓ **Neutralização Parcial do Ácido:**

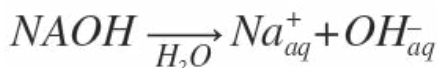
<b>REAÇÃO</b>	<b>ÁCIDO + BASE → SAL ÁCIDO + ÁGUA</b>
<b>EXEMPLO</b>	$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$

✓ **Neutralização Parcial da Base:**

<b>REAÇÃO</b>	<b>ÁCIDO + BASE → SAL BÁSICO + ÁGUA</b>
<b>EXEMPLO</b>	$HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHCl + H_2O$

## BASES

São substâncias que em água dissociam-se produzindo como ânions, somente íons hidroxila (OH<sup>-</sup>).



As bases apresentam sabor adstringente, modificam a cor dos indicadores ácido-base, conduzem eletricidade em solução aquosa e reagem com ácidos formando sal e água.

### CLASSIFICAÇÃO:

BASES INORGÂNICAS			
FORÇA		SOLUBILIDADE	
<b>Fortes</b>	1A - Metais alcalinos	<b>Muito Solúveis</b>	1A - Metais alcalinos e NH <sub>4</sub> OH
<b>Moderadas</b>	2A - Metais alcalino-terrosos	<b>Parcialmente Solúveis</b>	2A - Metais alcalino-terrosos
<b>Fracas</b>	Demais e Mg(OH) <sub>2</sub>	<b>Insolúveis</b>	Demais e Mg(OH) <sub>2</sub>
VOLATILIDADE		<INSTABILIDADE>	
<b>Voláteis</b>	NH <sub>4</sub> OH	NH <sub>4</sub> OH   Hidróxido de Amônio	NH <sub>4</sub> OH ≡ H <sub>2</sub> O + NH <sub>3</sub>
<b>Fixos</b>	As DEMAIS	O NH <sub>4</sub> OH nunca foi isolado na forma pura. Existe apenas em solução.	

### QUANTO AO NÚMERO DE HIDROXILAS:

- monobase- Ex.: NaOH
- dibase- Ex.: Ca(OH)<sub>2</sub>
- tribase- Ex.: Al(OH)<sub>3</sub>
- polibase- Ex.: Pb(OH)<sub>4</sub>

NOMENCLATURA																																																																																	
HIDRÓXIDO de elemento	indica a carga do cátion, quando esta for <b>VARIÁVEL</b>																																																																																
A nomenclatura dos <b>ÓXIDOS METÁLICOS</b> segue a mesma regra das bases, excluindo-se as letras <b>"HIDR"</b> do nome.																																																																																	
<table border="1"> <thead> <tr> <th colspan="4">TABELA DE CÂTIONS</th> </tr> <tr> <th colspan="2">CARGA FIXA</th> <th colspan="2">CARGA VARIÁVEL</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td colspan="4"><b>METAIS ALCALINOS</b></td> </tr> <tr> <td>Lítio</td> <td>Li<sup>+</sup></td> <td>Cobre I (cuproso)</td> <td>Cu<sup>+</sup></td> </tr> <tr> <td>Sódio</td> <td>Na<sup>+</sup></td> <td>Cobre II (cupríco)</td> <td>Cu<sup>2+</sup></td> </tr> <tr> <td>Potássio</td> <td>K<sup>+</sup></td> <td>Mercurio I (mercurioso)</td> <td>Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup></td> </tr> <tr> <td>Rubídio</td> <td>Rb<sup>+</sup></td> <td>Mercurio II (mercuríco)</td> <td>Hg<sup>2+</sup></td> </tr> <tr> <td>Césio</td> <td>Cs<sup>+</sup></td> <td>Ferro II (ferroso)</td> <td>Fe<sup>2+</sup></td> </tr> <tr> <td>Frâncio</td> <td>Fr<sup>+</sup></td> <td>Ferro III (ferríco)</td> <td>Fe<sup>3+</sup></td> </tr> <tr> <td>Ítria</td> <td>Ag<sup>+</sup></td> <td>Cromo II (cromioso)</td> <td>Cr<sup>2+</sup></td> </tr> <tr> <td colspan="4"><b>METAIS ALCALINO-TERRÓSIOS</b></td> </tr> <tr> <td>Magnésio</td> <td>Mg<sup>2+</sup></td> <td>Cromo III (cromíco)</td> <td>Cr<sup>3+</sup></td> </tr> <tr> <td>Calcio</td> <td>Ca<sup>2+</sup></td> <td>Chumbo II (plumboso)</td> <td>Pb<sup>2+</sup></td> </tr> <tr> <td>Estrôncio</td> <td>Sr<sup>2+</sup></td> <td>Chumbo IV (plumbíco)</td> <td>Pb<sup>4+</sup></td> </tr> <tr> <td>Bário</td> <td>Ba<sup>2+</sup></td> <td>Estanho II (estânico)</td> <td>Sn<sup>2+</sup></td> </tr> <tr> <td>Rádio</td> <td>Ra<sup>2+</sup></td> <td>Estanho IV (estaníco)</td> <td>Sn<sup>4+</sup></td> </tr> <tr> <td colspan="4" style="text-align: center;"><b>CÂTIONS AMETÁLICOS</b></td> </tr> <tr> <td>Zinco</td> <td>Zn<sup>2+</sup></td> <td>Hidrogênio</td> <td>H<sup>+</sup></td> </tr> <tr> <td>Alumínio</td> <td>Al<sup>3+</sup></td> <td>Hidróxido, Oxônio ou Hidroxônio</td> <td>H<sub>3</sub>O<sup>+</sup></td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td>Amônio</td> <td>NH<sub>4</sub><sup>+</sup></td> </tr> </tbody> </table>		TABELA DE CÂTIONS				CARGA FIXA		CARGA VARIÁVEL		<b>METAIS ALCALINOS</b>				Lítio	Li <sup>+</sup>	Cobre I (cuproso)	Cu <sup>+</sup>	Sódio	Na <sup>+</sup>	Cobre II (cupríco)	Cu <sup>2+</sup>	Potássio	K <sup>+</sup>	Mercurio I (mercurioso)	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	Rubídio	Rb <sup>+</sup>	Mercurio II (mercuríco)	Hg <sup>2+</sup>	Césio	Cs <sup>+</sup>	Ferro II (ferroso)	Fe <sup>2+</sup>	Frâncio	Fr <sup>+</sup>	Ferro III (ferríco)	Fe <sup>3+</sup>	Ítria	Ag <sup>+</sup>	Cromo II (cromioso)	Cr <sup>2+</sup>	<b>METAIS ALCALINO-TERRÓSIOS</b>				Magnésio	Mg <sup>2+</sup>	Cromo III (cromíco)	Cr <sup>3+</sup>	Calcio	Ca <sup>2+</sup>	Chumbo II (plumboso)	Pb <sup>2+</sup>	Estrôncio	Sr <sup>2+</sup>	Chumbo IV (plumbíco)	Pb <sup>4+</sup>	Bário	Ba <sup>2+</sup>	Estanho II (estânico)	Sn <sup>2+</sup>	Rádio	Ra <sup>2+</sup>	Estanho IV (estaníco)	Sn <sup>4+</sup>	<b>CÂTIONS AMETÁLICOS</b>				Zinco	Zn <sup>2+</sup>	Hidrogênio	H <sup>+</sup>	Alumínio	Al <sup>3+</sup>	Hidróxido, Oxônio ou Hidroxônio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>			Amônio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
TABELA DE CÂTIONS																																																																																	
CARGA FIXA		CARGA VARIÁVEL																																																																															
<b>METAIS ALCALINOS</b>																																																																																	
Lítio	Li <sup>+</sup>	Cobre I (cuproso)	Cu <sup>+</sup>																																																																														
Sódio	Na <sup>+</sup>	Cobre II (cupríco)	Cu <sup>2+</sup>																																																																														
Potássio	K <sup>+</sup>	Mercurio I (mercurioso)	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>																																																																														
Rubídio	Rb <sup>+</sup>	Mercurio II (mercuríco)	Hg <sup>2+</sup>																																																																														
Césio	Cs <sup>+</sup>	Ferro II (ferroso)	Fe <sup>2+</sup>																																																																														
Frâncio	Fr <sup>+</sup>	Ferro III (ferríco)	Fe <sup>3+</sup>																																																																														
Ítria	Ag <sup>+</sup>	Cromo II (cromioso)	Cr <sup>2+</sup>																																																																														
<b>METAIS ALCALINO-TERRÓSIOS</b>																																																																																	
Magnésio	Mg <sup>2+</sup>	Cromo III (cromíco)	Cr <sup>3+</sup>																																																																														
Calcio	Ca <sup>2+</sup>	Chumbo II (plumboso)	Pb <sup>2+</sup>																																																																														
Estrôncio	Sr <sup>2+</sup>	Chumbo IV (plumbíco)	Pb <sup>4+</sup>																																																																														
Bário	Ba <sup>2+</sup>	Estanho II (estânico)	Sn <sup>2+</sup>																																																																														
Rádio	Ra <sup>2+</sup>	Estanho IV (estaníco)	Sn <sup>4+</sup>																																																																														
<b>CÂTIONS AMETÁLICOS</b>																																																																																	
Zinco	Zn <sup>2+</sup>	Hidrogênio	H <sup>+</sup>																																																																														
Alumínio	Al <sup>3+</sup>	Hidróxido, Oxônio ou Hidroxônio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>																																																																														
		Amônio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>																																																																														
*Não confunda <b>AMÔNIO</b> (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> ) com <b>AMÔNIA</b> (NH <sub>3</sub> )																																																																																	

## SAIS

Em química, um sal é a substância que em água se dissociam num cátion diferente de H<sup>+</sup> e um ânion diferente de OH<sup>-</sup>. Eles são tipicamente o produto de uma reação química entre:

- Uma base e um ácido: forma-se um sal e água.  
 Por exemplo:  $2 NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

- Um metal e um ácido: forma-se um sal e hidrogênio.

Por exemplo:  $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$

- Um óxido ácido e um óxido básico: forma-se um sal.

Por exemplo:  $CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$

Os sais geralmente, apresentam sabor salgado e conduzem eletricidade em solução aquosa.

### SAL - COMPOSTO IÔNICO

- CÂTION DA BASE
- ÂNION DO ÁCIDO

### CLASSIFICAÇÃO

#### QUANTO À SALIFICAÇÃO:

- **SAL ÁCIDO:** conhecido também como hidrogeno-sal, é formado por dois cátions e somente um ânion. Exemplo: NaHSO<sub>4</sub> - mono-hidrogeno-sulfato de sódio.

Dissociação eletrolítica:  $Na^+H^+ SO_4^{2-}$

- **SAL BÁSICO:** ou hidróxi-sal, apresenta dois ânions e um cátion.

Exemplo: Al(OH)Cl<sub>2</sub> - cloreto monobásico de alumínio.

Dissociação eletrolítica:  $Al^{3+} (OH)^- SO_4^{2-}$

- **SAL NEUTRO:** são produtos da reação de neutralização total de um ácido ou de uma base. Para identificá-los é só reparar na fórmula, não possuem H<sup>+</sup> nem OH<sup>-</sup>.

Exemplos sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ), cloreto de sódio ( $\text{NaCl}$ )

Dissociação eletrolítica:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$

- SAL MISTO: composto por dois cátions diferentes (exceto  $\text{H}^+$ ) ou dois ânions diferentes (exceto  $\text{OH}^-$ ).

Exemplo:  $\text{NaKSO}_4$  - sulfato de sódio e potássio

Dissociação eletrolítica:  $\text{Na}^+\text{K}^+ \text{SO}_4^{2-}$

Neste caso, o sal misto é formado por dois cátions diferentes

- SAL HIDRATADO: no retículo cristalino desse sal são encontradas moléculas de água, e são elas que definem a nomenclatura do sal. Se o número de moléculas de água for cinco, temos:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  - sulfato de cobre II penta-hidratado.

## QUANTO À SOLUBILIDADE:

A regra geral diz que os sais constituídos de cátions de metais alcalinos (família 1 da tabela periódica), ou  $\text{NH}_4^+$  serão sempre solúveis, prevalecendo portanto sobre toda e qualquer outra afirmação.

Sal	Solubilidade	Exceções
Nitratos Cloratos Acetatos	Solúveis	
Cloretos Brometos Iodetos	Solúveis	$\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$
Sulfatos	Solúveis	$\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$
Sulfetos	Insolúveis	$\text{Li}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{Cs}^+$ , $\text{NH}_4^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$
Outros sais	Insolúveis	$\text{Li}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{Cs}^+$ , $\text{NH}_4^+$

## QUANTO A HIDRÓLISE:

A dissolução de sais em água pode originar soluções ácidas, básicas ou neutras. Este fenômeno é conhecido por hidrólise. A hidrólise de um sal é a reação entre seu cátion ou seu ânion ou, de ambos com as moléculas da água.

- SAL DE REAÇÃO ÁCIDA: aquele que deriva da neutralização entre um ácido forte e uma base fraca.

Ex.:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

- SAL DE REAÇÃO BÁSICA: aquele que deriva da neutralização entre um ácido fraco e uma base forte.

Ex.:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{CN})_2$

- SAL DE REAÇÃO NEUTRA: deriva da reação entre um ácido fraco e uma base fraca.

Ex.:  $\text{FeCO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{CN})_2$

## NOMENCLATURA DOS SAIS:

- Nome do sal: nome do ânion de nome do cátion

NOMENCLATURA DOS SAIS				
TERMINAÇÃO DO ÁCIDO	TERMINAÇÃO DO ANIÃO	ÂNIONS 'ESPECIAIS'	NOME	COLORAÇÃO DOS SAIS
ÍDRICO	ETO	$\text{MnO}_4^-$	Permanganato	Violeta
OSO	ITO	$\text{CrO}_4^{2-}$	Cromato	Amarelo
ICO	ATO	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato	Laranja

teimOSO.....mosquITO

no bICO.....do pATO

$\text{CaSO}_4$  - sulfato de cálcio, pois deriva do  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que tem como nome ácido sulfúrico.

$\text{CaSO}_3$  - sulfeto de cálcio, pois deriva do  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , que tem como nome ácido sulfuroso

## ÓXIDOS

São compostos binários onde o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

### CLASSIFICAÇÃO

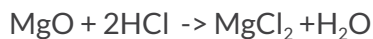
**ÓXIDOS BÁSICOS:** São óxidos em que o elemento ligado ao oxigênio é um metal com baixo número de oxidação (+1 e +2, exceto Pb, Zn, As, Sb e Sn, os quais formam sempre óxidos anfóteros).

Os óxidos de caráter mais básico são os óxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos. Os óxidos básicos possuem estrutura iônica devido à diferença de eletronegatividade entre o metal (que é baixa) e o oxigênio (que é alta), por terem este caráter iônico apresentam estado físico sólido.

Reagem com água formando o hidróxido correspondente,



e com um ácido produz sal e água:



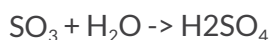
### ÓXIDO BÁSICO:

+ água = base

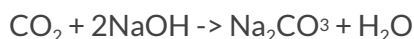
+ ácido = sal + água

**ÓXIDOS ÁCIDOS OU ANIDRIDOS:** São óxidos em que o elemento ligado ao oxigênio é um ametal. Possuem estrutura molecular, pois a diferença de eletronegatividade entre o oxigênio e o outro elemento não é tão grande. Resultam da desidratação dos ácidos e, por isso, são chamados anidridos de ácidos.

Reagem com água formando ácido,



e com uma base, produzindo sal e água:



### ÓXIDO ÁCIDO:

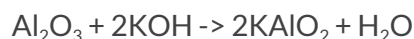
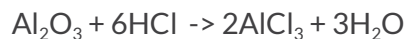
+ água = ácido

+ base = sal + água

**ÓXIDOS ANFÓTEROS:** São óxidos de metais de transição e semi-metais, que apresentam número de oxidação igual a 3+ ou 4+, capazes de reagir tanto com ácidos quanto com bases, fornecendo sal e água. Por possuírem propriedades intermediárias entre os óxidos ácidos e os óxidos básicos, podem se comportar como óxidos ácidos e como básicos.

Dependendo do metal ligado ao oxigênio pode haver predominância do caráter ácido ou básico. O caráter ácido do óxido aumenta à medida que seu elemento formador aproxima-se, na tabela periódica, dos não-metais. O caráter básico do óxido aumenta à medida que o elemento formador aproxima-se dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

A estrutura dos óxidos anfóteros pode ser iônica ou molecular.



Observação: Os óxidos de Pb, Zn, As, Sb e Sn, independente de seus números de oxidação, são classificados como óxidos anfóteros.

### ÓXIDO ANFÓTERO:

+ base = sal + água

+ ácido = sal + água

**ÓXIDOS NEUTROS OU INDIFERENTES:** São óxidos que não apresentam características ácidas nem básicas. Não reagem com água, nem com ácidos, nem com bases. O fato de não apresentarem caráter ácido ou básico não significa que sejam inertes. São formados por não-metais ligados ao oxigênio, e geralmente apresentam-se no estado físico gasoso.

São eles: NO, CO e N<sub>2</sub>O.

**MISTOS DUPLOS OU SALINOS:** Ele deriva da união de dois outros óxidos.

Ex:

$\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$  (magnetita ou "pedra imã natural")



**PERÓXIDOS:** Apresentam o grupo (O<sub>2</sub>)-2 em sua estrutura. Os peróxidos mais comuns envolvem o hidrogênio, os metais alcalinos e os metais alcalino-terrosos.

### PERÓXIDO IÔNICO:

+ água = base + água oxigenada

+ base = sal + água oxigenada

### K<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (PERÓXIDO):



CLASSIFICAÇÃO DOS ÓXIDOS					
ÓXIDOS ÁCIDOS	ÓXIDOS BÁSICOS	ÓXIDOS NEUTROS	ÓXIDOS ANFÓTEROS	ÓXIDOS DUPLOS ou MISTOS	PERÓXIDOS
Oxidos de Ametais CO <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub> , NO <sub>2</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ...	Oxidos de Metais de 1A e 2A Na <sub>2</sub> O, BaO, CaO...	CO, NO e N <sub>2</sub> O	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , ZnO...	Me <sub>2</sub> O <sub>x</sub> Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> e Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	XO <sub>2</sub> X = 1A, 2A e Zn

## NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

Os óxidos constituídos por METAIS ligados ao oxigênio são classificados como óxidos iônicos e seu nome é estabelecido pela seguinte regra:

ÓXIDO de NOME DO ELEMENTO

Os óxidos formados por NÃO METAIS ligados ao oxigênio são classificados como óxidos moleculares e tem seu nome estabelecido pela seguinte regra:

MONO/DI/TRI ÓXIDO de MONO/DI/TRI NOME DO ELEMENTO

- $\text{Na}_2\text{O}$  óxido de sódio
- $\text{Al}_2\text{O}_3$  óxido de alumínio
- $\text{FeO}$  monóxido de ferro ou óxido de ferro II ou óxido ferroso (menor NOX ferro, terminação OSO)
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$  trióxido de diferro ou óxido de ferro III ou óxido férrico (menor NOX ferro, terminação OSO)
- $\text{CO}_2$  dióxido de carbono

Alguns óxidos apresentam nomes particulares:

- $\text{CaO}$ : cal virgem ou cal viva
- $\text{BaO}$ : barita
- $\text{Al}_2\text{O}_3$ : alumina
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : hematita
- $\text{Fe}_3\text{O}_4$ : magnetita