

# Funções Inorgânicas

Prof. Fernando R. Xavier



# Histórico

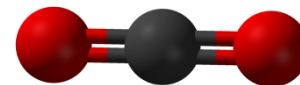
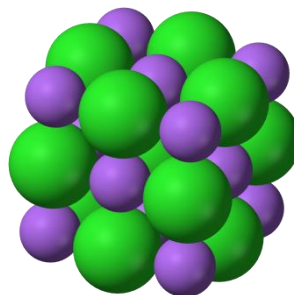
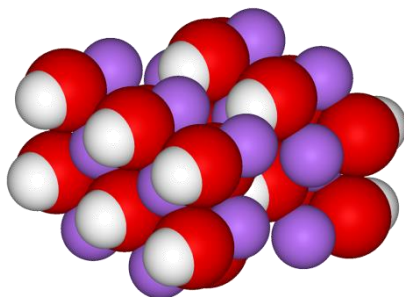
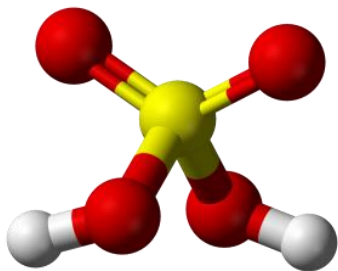


Por volta de 1777 ocorreu a primeira divisão da química em subáreas distintas:  
**A Química Orgânica e a Química Inorgânica.**

- A **química orgânica** estudava praticamente todos os compostos do elemento carbono;
- Já a **química inorgânica**, estudava todos os demais elementos e seus compostos, juntamente com alguns compostos do carbono.
- Atualmente a química se divide em 4 grandes áreas: **Orgânica, Inorgânica, Analítica e Fisico-química.**
- Estima-se que possam ser sintetizados entre  **$10^{18}$  e  $10^{200}$  compostos** com os cerca de 117 elementos conhecidos. (Comparação:  $7,5 \times 10^{18}$  grãos de areia da terra).

# Definição

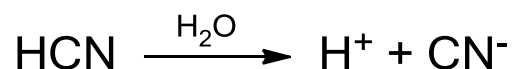
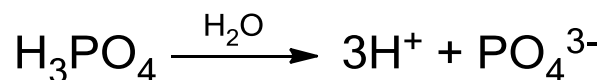
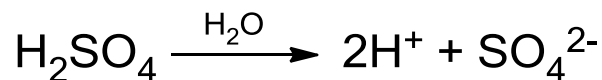
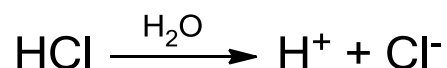
- **Função química** ou **grupo funcional** consiste em um átomo ou conjunto de átomos carregados eletricamente, que são responsáveis pela semelhança em seu comportamento químico em uma série de substâncias diferentes.
- São **funções inorgânicas**:
  - Ácidos
  - Bases
  - Sais
  - Óxidos (peróxidos e superóxidos)
  - Hidretos
  - Carbetos, nitretos, sulfetos, etc...



# Ácidos

- **Ácidos** são espécies químicas que, quando em solução aquosa, liberam como único cátion o íon  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  (Arrhenius, 1884). São normalmente azedos, corrosivos e, em muitos casos, de elevada toxicidade.

## Exemplos:



- Alguns ácidos são gases nas CNTP ( $\text{HX}$ , onde  $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$  ou  $\text{I}$ ). Estes compostos na forma anidra (sem água) são comprimidos em cilindros de gás e comumente denominados de haletos do hidrogênio. Ex.:  $\text{HCl}_{(\text{g})}$  é chamado de **cloreto de hidrogênio**.



# Ácidos - Nomenclatura

- A nomenclatura dos ácidos obedece a seguinte norma:

Terminação do ânion	Terminação do ácido
-eto	-ídrico
-ito	-oso
-ato	-ico

- Para a composição do ácido, adicionam-se íons  $H^+$  até que a valência do ânion seja satisfeita. Para o nome utiliza-se a forma “ácido XXXX”

## Exemplos:

$S^{2-}$  : ânion sulfeto

$H_2S$  : ácido sulfídrico

$SO_3^{2-}$  : ânion sulfito

$H_2SO_3$  : ácido sulfuroso

$SO_4^{2-}$  : ânion sulfato

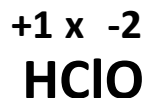
$H_2SO_4$  : ácido sulfúrico

# Ácidos - Nomenclatura

- Para o caso de **oxiácidos** o estado de oxidação do átomo central auxilia na definição do nome do mesmo.

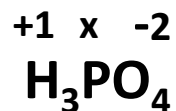
NOX	Prefixo	Sufixo
+1, +2	hipo-	-oso
+3, +4	-	-oso
+5, +6	-	-ico
+7	per-	-ico

## Exemplos:



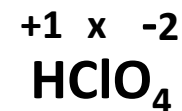
$$\begin{array}{c} +1 + x - 2 = 0 \\ x = +1 \end{array}$$

Ácido hipocloroso



$$\begin{array}{c} +3 + x - 8 = 0 \\ x = +5 \end{array}$$

Ácido fosfórico



$$\begin{array}{c} +1 + x - 8 = 0 \\ x = +7 \end{array}$$

Ácido perclórico

# Ácidos - Classificação

➤ Quanto ao número de elementos que formam a molécula do ácido:

- Binários: **HF**;  $\text{H}_2\text{S}$
- Ternários:  $\text{HCN}$ ;  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- Quaternário:  $\text{HNCO}$ ;  $\text{HSCN}$

➤ Quanto à presença de oxigênio no ânion:

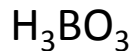
- Hidrácidos:  $\text{HBr}$ ;  $\text{HCN}$
- Oxiácidos:  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;  $\text{HNO}_3$



# Ácidos - Classificação

➤ Quanto ao ponto de ebulição:

- Voláteis: HCl (- 85 °C); **HCN (26 °C)**
- Fixos: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (340 °C); H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> (185 °C)



➤ Quanto ao ponto de ebulição:

- Voláteis: HCl (- 85°C); HCN (26°C)
- Fixos: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (340°C); H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> (185°C)



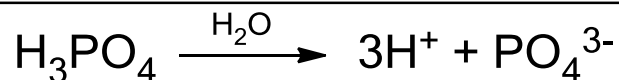
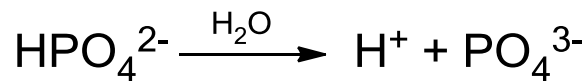
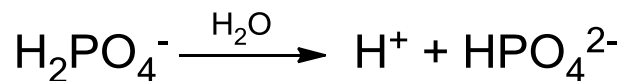
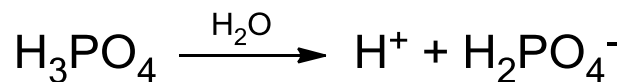
# Ácidos - Classificação

➤ Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis:

- Monoácidos:  $\text{HBr}$ ;  $\text{HCN}$
- Triácidos:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{BO}_3$
- Diácidos:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$
- Tetrácidos:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

➤ Equações de ionização do tipo parcial e global de ácidos:

**Exemplo:** Reações de ionização do ácido fosfórico em água.



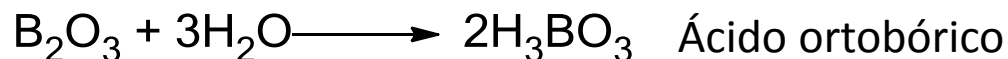
# Ácidos - Classificação

➤ Quanto ao grau de hidratação:

Partindo-se dos óxidos de elementos não-metálicos dos grupos 3, 4 e 5 é possível gerar ácidos com diferentes graus de hidratação.

Óxidos	1 H <sub>2</sub> O	2 H <sub>2</sub> O	3 H <sub>2</sub> O
B (B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> )	meta	-	orto
Si, Ge (XO <sub>2</sub> )	meta	orto	-
P, As, Sb (X <sub>2</sub> O <sub>5</sub> )	meta	piro	orto

**Exemplos:**



# Ácidos - Classificação

➤ Quanto ao grau de ionização ( $\alpha$ ) – Força ácida

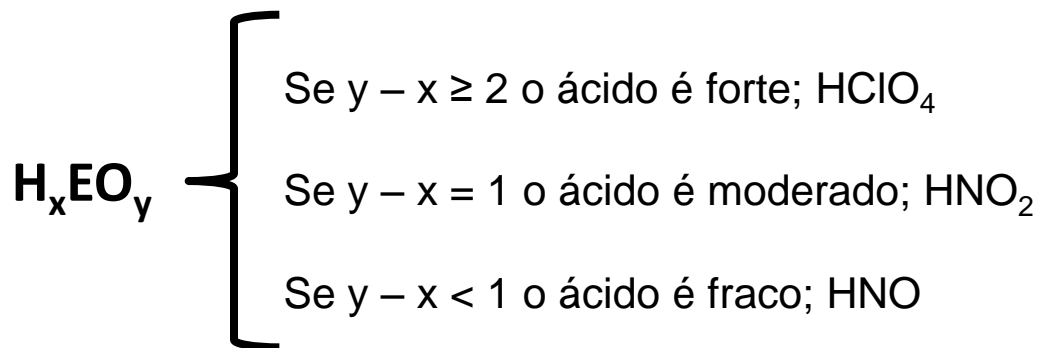
Em um dado ácido em solução, define-se **força ácida** a razão entre as moléculas que se ionizaram e o total de moléculas dissovidas. Assim, quanto maior o valor de “ $\alpha$ ” mais forte será o ácido em questão.

Para hidrácidos temos:

- Ácidos fortes ( $\alpha > 50\%$ ): HCl, HBr e HI
- Ácidos semi-fortes ( $5 \leq \alpha \leq 50\%$ ): HF
- Ácidos fracos ( $\alpha < 5\%$ ): todos os demais

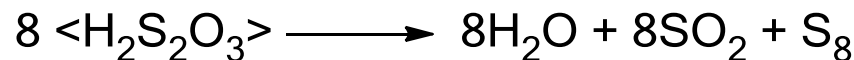
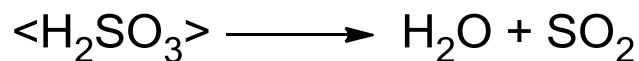
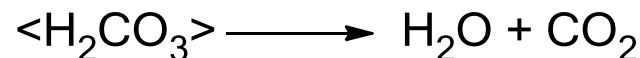
# Ácidos - Classificação

Para oxiácidos temos:



➤ Quanto à estabilidade nas CNTP

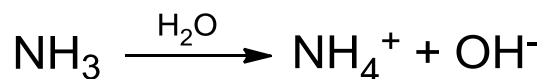
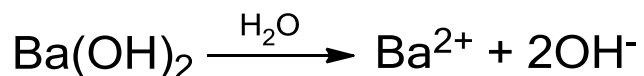
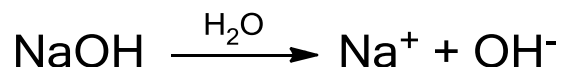
- Estáveis: a grande maioria
- Instáveis:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$



# Bases

- **Bases** são espécies químicas que, quando em solução aquosa, liberam como único ânion o íon  $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$  (Arrhenius, 1884). São normalmente adstringentes e, em muitos casos, corrosivos e/ou tóxicos.

## Exemplos:



- Produtos de limpeza domiciliar pesada, contém altas concentrações de soda cáustica em sua formulação.



NaOH

# Bases - Nomenclatura

- A nomenclatura das bases obedece a seguinte norma:

Hidróxido de “nome do cátion”

## Exemplos:

$\text{NaOH}$  – Hidróxido de sódio

$\text{NH}_4\text{OH}$  – Hidróxido de amônio

$\text{Al}(\text{OH})_3$  – Hidróxido de alumínio

Obs.: No caso de hidróxidos metálicos onde o cátion tenha mais de uma valência acessível, o NOX do metal deve ser apresentado.

$\text{CuOH}$  – Hidróxido de cobre(I)

$\text{Cu}(\text{OH})_2$  – Hidróxido de cobre(II)

$\text{Fe}(\text{OH})_2$  – Hidróxido de ferro(II)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$  – Hidróxido de ferro(III)

# Bases - Classificação

➤ Quanto ao número de grupos hidroxila ou hidróxido:

- Monobases:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$
- Dibases:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Tribases:  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- Tetrabases:  $\text{Sn}(\text{OH})_4$



➤ Quanto a solubilidade em água:

- Totalmente solúveis: hidróxidos metálicos do grupo 1 e o  $\text{NH}_4\text{OH}$
- Parcialmente solúveis: hidróxidos metálicos do grupo 2
- Praticamente insolúveis: todos os demais

# Bases - Classificação

➤ Quanto ao grau de ionização ( $\alpha$ ) – Força básica

Define-se **força básica** a razão entre as moléculas que se ionizaram e o total de moléculas dissovidas. Assim, quanto maior o valor de “ $\alpha$ ” mais forte será a base em questão.

- Bases fortes: são as bases predominantemente iônicas ( $\alpha \geq 95\%$ )
- Bases fracas: são as de caráter predominantemente covalente ou molecular ( $\alpha < 5\%$ )

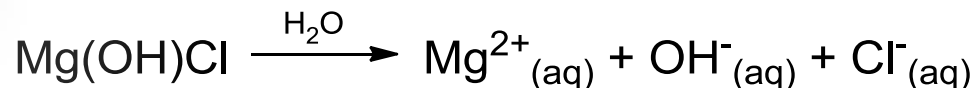
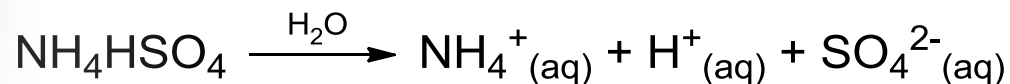
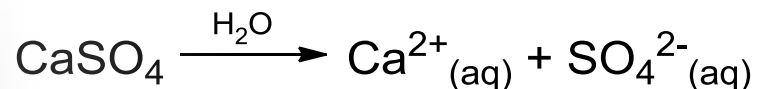


# Sais inorgânicos

- São **compostos** predominantemente **iônicos** ou **moleculares** capazes de se dissociarem e/ou ionizarem em meio aquoso onde, pelo menos 1 cátion é **diferente do íon  $H^+$**  e, pelo menos 1 ânion é **diferente do íon  $OH^-$** .



## Exemplos:



# Sais - Nomenclatura

- A nomenclatura dos **sais neutros** obedece a seguinte norma:

“nome do ânion”

de

“nome do cátion”

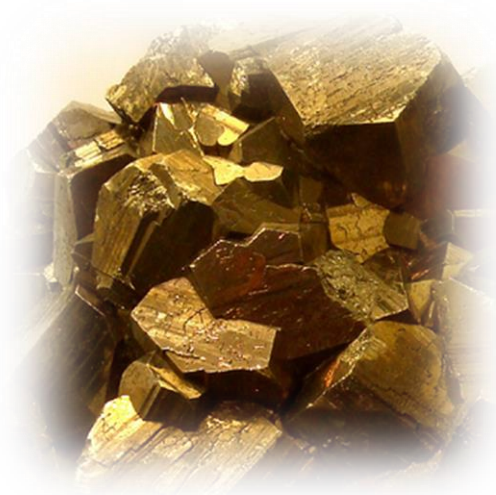
## Exemplos:

AgBr – Brometo de prata

K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – Sulfato de potássio

Ba<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> – Fosfato de bário

RbNO<sub>3</sub> – Nitrato de rubídio



Obs.: No caso de sais inorgânicos onde o cátion tenha mais de uma valência acessível, o NOX do metal deve ser apresentado.

CuSO<sub>4</sub> – Sulfato de cobre(II)

Cu<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – Sulfato de cobre(I)

# Sais - Nomenclatura

- A nomenclatura dos **sais ácidos** obedece a seguinte norma:

Prefixo  
Mono, di, tri...  
“hidrogeno”

+

“nome do ânion”

de

“nome do cátion”

## Exemplos:

$\text{NH}_4\text{HSO}_4$  – Monohidrogenosulfato de amônio

$\text{CsH}_2\text{PO}_4$  – Dihidrogenofosfato de cézio

Obs.: No caso de sais inorgânicos onde o cátion tenha mais de uma valência acessível, o NOX do metal deve ser apresentado.

$\text{FeH}(\text{SO}_4)_2$  – Monohidrogenosulfato de ferro(III)

$\text{FeH}_2(\text{SO}_4)_2$  – Dihidrogenosulfato de ferro(II)

$\text{NaHCO}_3$



# Sais - Nomenclatura

- A nomenclatura dos **sais básicos** obedece a seguinte norma:



## Exemplos:

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$  – Monohidróxicloreto de magnésio

$\text{K}_3(\text{OH})_2\text{NO}_3$  – Dihidróxinitrato de potássio

$\text{Ca}_{10}(\text{OH})_2(\text{PO}_4)_6$  – Dihidróxifosfato de cálcio

(Hidróxiapatita)



# Sais - Nomenclatura

- A nomenclatura dos **sais duplos ou mistos** obedece a seguinte norma:

“nome do ânion”

+

“duplo”

de

“nome dos cátions”  
(ordem decrescente de eletroneg.)

## Exemplos:

$\text{NaKSO}_4$  – Sulfato duplo de sódio e potássio

$\text{AlLi}(\text{NO}_3)_4$  – Nitrato duplo de alumínio e lítio

“nome dos ânions”  
(ordem decrescente de eletroneg.)

de

“nome do cátion”

## Exemplos:

$\text{CaClBr}$  – Cloreto-brometo de cálcio

$\text{GaF}(\text{NO}_3)_2$  – Fluoreto-nitrato de gálio

# Sais - Nomenclatura

- A nomenclatura dos **sais hidratados** obedece a seguinte norma:

“nome do ânion”

de

“nome do cátion”

+

Sufixo  
Mono, di, trihidratado

## Exemplos:

$\text{CaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  – Cloreto de cálcio dihidratado

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

- A nomenclatura dos **alúmens** obedece a seguinte norma:

“alúmen de”

de

“nome do cátion monovalente”

## Exemplo:

$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$  – Alúmen de potássio

# Óxidos

- São **compostos binários** que possuem o oxigênio como elemento mais eletronegativo.
  - Os compostos  $\text{OF}_2$  e  $\text{O}_2\text{F}_2$  não são óxidos, mas fluoretos de oxigênio.
  - São conhecidos óxidos de praticamente todos os elementos químicos, até mesmo de gases nobres.
  - Dentre outras substâncias químicas, são considerados grandes vilões ambientais.



# Óxidos

➤ O **caráter de um óxido** está relacionado diretamente com a eletronegatividade do elemento ligado ao átomo de oxigênio.

- **Óxidos covalentes:** baixa diferença de eletronegatividade

(óxidos não-metálicos) –  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$

- **Óxidos iônicos:** alta diferença de eletronegatividade

(óxidos metálicos) –  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$

- **Óxidos intermediários:** formado com metais anfóteros e semi-metais

$\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{PbO}$

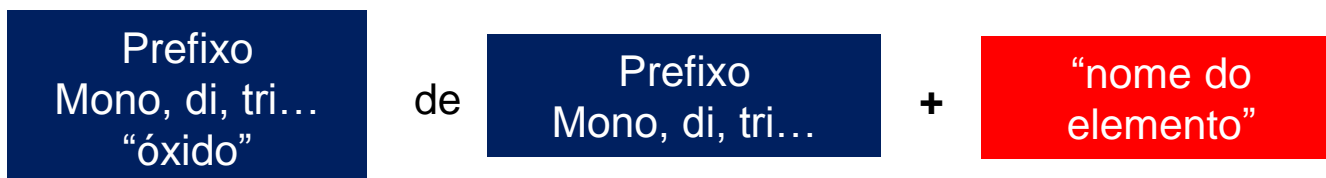


Chuva ácida



# Óxidos - Nomenclatura

- A nomenclatura dos **óxidos** obedece a seguinte norma (IUPAC 1957):



## Exemplos:

$\text{Cl}_2\text{O}_7$  – heptóxido de dicloro

$\text{SO}_3$  – trióxido de enxofre

$\text{P}_2\text{O}_5$  – pentóxido de difósforo

$\text{CaO}$  – óxido de cálcio

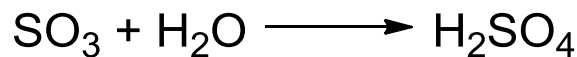
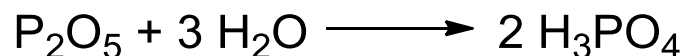
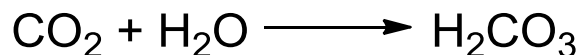
Obs.: No caso de óxidos metálicos onde o cátion tenha mais de uma valência acessível, o NOX do metal deve ser apresentado.

$\text{Cu}_2\text{O}$  – óxido de cobre(I)

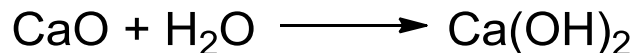
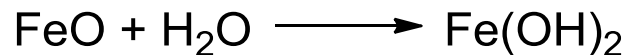
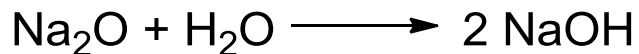
$\text{CuO}$  – óxido de cobre(II)

# Óxidos - Classificação

- **Óxidos ácidos:** apresentam elevado caráter covalente e, ao reagirem com água formam ácidos inorgânicos.



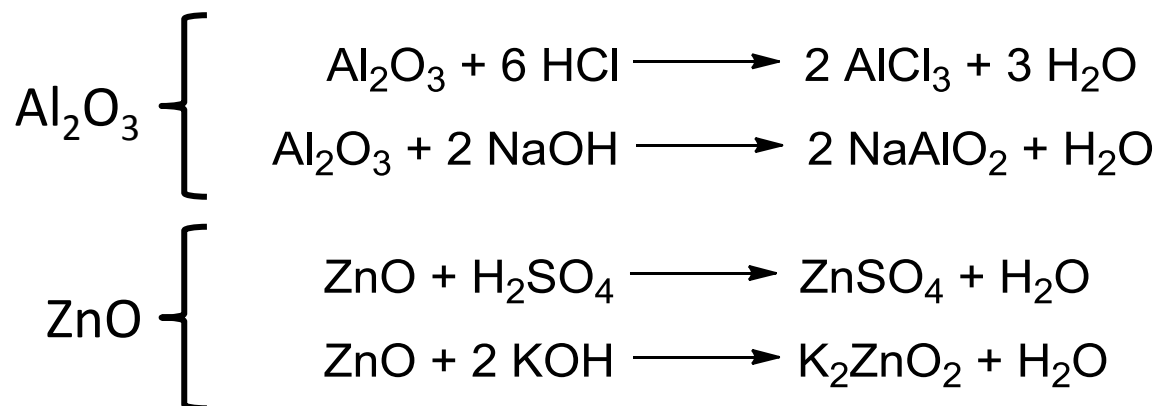
- **Óxidos básicos:** apresentam elevado caráter iônico e, ao reagirem com água formam bases.



# Óxidos - Classificação

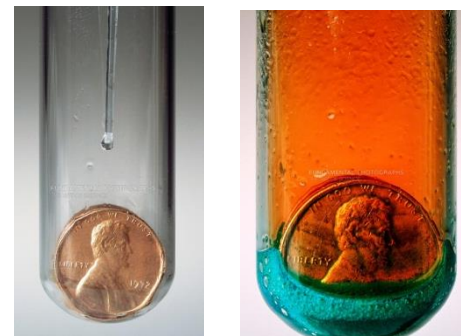
- **Óxidos anfóteros:** apresentam **caráter intermediário** entre iônico e covalente.

Podem reagir com ácidos ou bases, gerando sal e água como produtos.



- **Óxidos neutros:** apresentam sempre um caráter covalente e são característicos por não reagirem com ácidos ou bases.

CO, NO, **N<sub>2</sub>O**, etc...



# Óxidos - Classificação

➤ Quanto a estrutura, os óxidos podem ser:

- **Óxidos salinos** ou **mistos**: resultam da mistura de duas espécies diferentes de óxidos.



- **Peróxidos**: são compostos que apresentam a estrutura  $(-\text{O}-\text{O}-)^{2-}$  ou  $\text{O}_2^{2-}$ . O hidrogênio, prata, zinco e metais do grupo 1 e 2, podem gerar péróxidos.

Prefixo  
“Peróxido”

de

“nome do  
elemento”



# Óxidos - Classificação

- Quanto a estrutura, os óxidos podem ser:
- **Superóxidos:** são compostos que apresentam a estrutura  $(-O-O-O-O-)^{2-}$  ou  $O_4^{2-}$ . Neste ânion cada oxigênio possui NOX  $-1/2$ . Superóxidos são o resultado da associação de peróxidos com o  $O_2$ .

Prefixo  
“Superóxido”

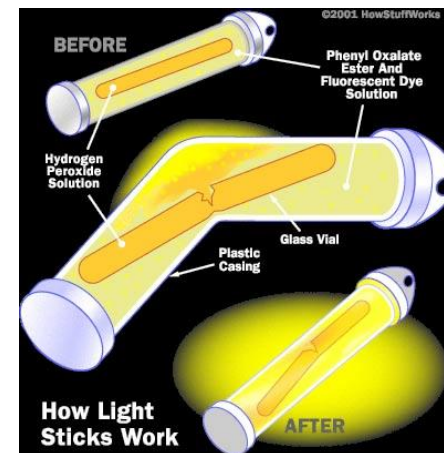
de

“nome do  
elemento”

$Na_2O_4$  – Superóxido de sódio



Sodium Superoxide



# Hidretos

- São **compostos binários** que possuem o hidrogênio como elemento mais eletronegativo. Os hidretos não são encontrados livres na natureza por serem altamente reativos, sendo então seu uso exclusivamente laboratorial.
- A nomenclatura dos **óxidos** obedece a seguinte norma:



## Exemplos:

NaH – Hidreto de sódio

CaH<sub>2</sub> – Hidreto do cálcio

SiH<sub>4</sub> – Hidreto de silício

- **Hidretos** devem ser manipulados com cuidado pois podem ser explosivos e pirofóricos por reagirem violentamente com a água.



# Carbetos

- São **compostos** inorgânicos de carbono que possuem a estrutura  $[C\equiv C]^{2-}$  (carbeto ou acetileno) ou  $C^{4-}$ . Os carbetos possuem um caráter intermediário entre iônico e molecular.
- A nomenclatura dos carbetos obedece a seguinte norma (IUPAC 1957):

Carbeto de “nome do elemento”

## Exemplos:

$Al_4C_3$  – Carbeto de Alumínio

$CaC_2$  – Carbeto de cálcio

$SiC$  – Carbeto de silício



# Reações ácido-base

- São também chamadas de **reações de neutralização**, caso um ácido reaja completamente com uma base, sendo então o **pH do meio reacional resultante neutro** (pH = 7,0).

## Exemplos:

