**Óxidos**

Composto binário, ou seja, formado por dois elementos, sendo o oxigênio o mais eletronegativo entre eles.

 **Óxidos metálicos**

São formados por metais com número de oxidação x+, com o íon óxido, o-2.

**Representação genérica**

M+x O-2 M2Ox

Na+1 + O-2 → Na2O

Fe+2 + O-2 → FeO

Fe+3 + O-2 → Fe2O3

Os óxidos metálicos são iônicos e sua nomenclatura segue a regra:

*Óxido + de + nome do elemento*

Exemplo:

CaO: óxido de cálcio (cal virgem)

Na2O: óxido de sódio

MgO: óxido de magnésio

ZnO: óxido de zinco.

**Observação:** para metais com NOX variável:

Exemplo:

Fe2O3: óxido de ferro III ou óxido férrico

FeO: óxido de ferro II ou óxido ferroso.

 **Óxidos ametálicos**

São óxidos covalentes.

São formados pela combinação de um ametal ou semi-metal com o elemento oxigênio.

 **Nomenclatura**

*mono, di, tri... + óxido + de + di, tri... + nome do elemento*

Exemplo:

CO: monóxido de carbono

CO2: dióxido de carbono

SO3: trióxido de enxofre

SO2: dióxido de enxofre

P2O5: pentóxido de difósforo

N2O4: tetróxido de dinitrogênio

SiO2: dióxido de silício

 **Classificação dos óxidos**

Em relação ao comportamento dos óxidos em meio aquoso, podemos classificá-los em: básicos, ácidos, neutros, anfóteros e duplos.

1. **Óxidos básicos**

Apresentam caráter iônico e são formados por metais alcalinos, alcalinos terrosos ou metais de transição com NOX baixo.

**Reação**

Óxidos básicos + água → base

Óxidos básicos + ácido → sal + água

Exemplo:

Na2O + H2O → 2NaOH

Na2O + H2SO4 → Na2SO4 + H2O

1. **Óxidos ácidos**

Apresentam caráter covalente e são formados principalmente por ametais.

Podem ser considerados como produtos da desidratação total de um ácido de Arrhenius.

**Reação**

Óxido ácido + água → ácido

Óxido ácido + base → sal + água

Exemplo:

SO3 + H2O → H2SO4

SO3 + 2NaOH → H2O + Na2SO4

Observação:

Óxido básico + óxido ácido → sal

Na2O + SO3 → Na2SO4

 ↓ ↓

 derivado derivado

do NaOH do H2SO4

1. **Óxidos anfóteros**

São formados por metais ou semi-metais.

Comportam-se como óxido básico diante de um ácido e como óxido ácido diante de uma base.

**Reação**

Óxido anfótero + ácido → sal + água

Óxido anfótero + base → sal + água

Exemplo:

ZnO + 2HCl → ZnCl2 + H2O

ZnO + 2NaOH → Na2ZnO2

Observação: outros óxidos anfóteros

PbO, PbO2, SnO, SnO2, As2O3, Sb2O3

Para elementos que podem formar mais de um tipo de óxido, podemos prever o caráter ácido-básico do óxido pelo NOX do elemento.

NOX

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Menor NOX** | **NOX intermediário**  | **Maior NOX** |
| CrO↓+2 ↓Óxido básico | Cr2O3↓+3 ↓Óxido anfótero | CrO3↓+6 ↓Óxido ácido |

1. **Óxidos neutros**

São óxidos covalentes formados por ametais e não reagem com água, ácido ou base. São chamados também de indiferentes ou inertes.

Exemplo:

CO: monóxido de carbono

NO: monóxido de nitrogênio (óxido nítrico)

N2O: monóxido de dinitrogênio (óxido nitroso)

1. **Óxidos duplos ou mistos**

São óxidos metálicos que se comportam como se fossem formados por dois outros óxidos do mesmo elemento.

Possuem o NOX fracionário do metal.

Exemplo:

Fe3O4 Pb3O4

 ↓ ↓

NOX:  NOX = 

Fe3O4 – tetróxido de triferro

Fe3O4 – FeO + Fe2O3

Pb3O4 – tetróxido de trichumbo

Pb3O4 – 2PbO + PbO2

Os óxidos mistos reagem como se fossem misturas de dois óxidos.

FeO + 2HCl → FeCl2 + H2O

Fe2O3 + 6HCl → 2FeCl3 + 3H2O

Fe3O4 + 8HCl → 2FeCl3 + FeCl2 + 4H2O

 **Peróxidos**

Apresentam em sua estrutura o grupo (peróxidos iônicos)

**Nomenclatura**

*peróxido + de + nome do elemento*

exemplo:

Na2O2: peróxido de sódio

CaO2: peróxido de cálcio

**Reação**

Peróxido + água → base + água oxigenada

Peróxido + ácido → sal + água oxigenada

Exemplo:

Na2O2 + 2H2O → 2NaOH + H2O2

Na2O2 + 2HCl → 2NaCl + H2O2

CaO2 + 2H2O → Ca(OH)2 + H2O2

CaO2 + 2HCl → CaCl2 + H2O2

Observação:

Peróxido de Hidrogênio (H2O2): água oxigenada

H2O2 → H2O + O2

 **Superóxido**

Nos superóxidos, o oxigênio apresenta NOX igual a - . Os superóxidos são compostos iônicos que possuem o íon 

**Nomenclatura**

*superóxido + de + nome do elemento*

Exemplo:

KO2: superóxido de potássio

Mg(O2)2: superóxido de magnésio

NaO2: superóxido de sódio

**Reação**

Superóxido + água → base + peróxido de hidrogênio + gás oxigênio.

2KO2 + 2H2O → 2KOH + H2O2 + O2

Superóxido + ácido → sal + peróxido de hidrogênio + gás oxigênio

2KO2 + H2SO4 → K2SO4 + H2O2 + O2

 **Hidretos**

São compostos binários do hidrogênio. Existem três tipos gerais de hidretos: iônicos, metálicos e covalentes.

1. **Hidretos iônicos**

São formados pelos metais alcalinos e alcalinos terrosos. Nesses compostos, o hidrogênio está na forma de íon hidreto (H-1)

**Nomenclatura**

Hidreto de nome do elemento.

Exemplo:

NaH: hidreto de sódio

KH: hidreto de potássio

CaH2: hidreto de cálcio

**Reação**

Hidreto iônico + água→ base + gás hidrogênio

CaH2 + H2O → Ca(OH)2 + H2

1. **Hidretos metálicos**

Quando o hidrogênio reage com os metais de transição, formam-se hidretos metálicos.

1. **Hidretos moleculares**

Formados por ametais ou semimetais. A nomenclatura é semelhante aos hidretos iônicos.

Exemplo:

AlH3: hidreto de alumínio

 **Carbetos iônicos**

São compostos que apresentam um dos seguintes ânions: metaneto (C-4) ou acetileto 

Exemplo:

Al4C3: metaneto de alumínio

Cu2C2: acetileto de cobre I

**Reação**

Metaneto + água → metano + base do metal

Al4C3 + 12H2O → 3CH4 + 4Al(OH)3

Acetiletos + água → acetileno + base do metal

CaC2 + 2H2O → C2H2 + Ca(OH)2

 **Nitretos iônicos**

São formados pela união de um cátion ao ânion nitreto (N-3)

Exemplo:

Mg3N2: nitreto de magnésio

K3N: nitreto de potássio

**Reação**

Nitreto + água → base + amônia

Mg3N2 + 6H2O → 3Mg(OH)2 + 2NH3