



PECEP

pré-vestibular social

QUÍMICA

Lucas Scalioni

Química Inorgânica

Química Inorgânica

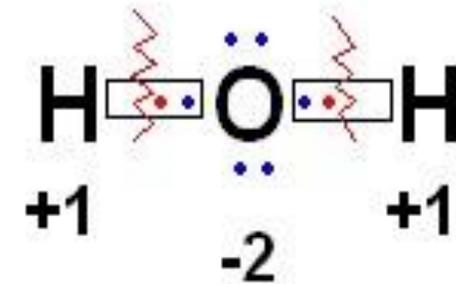
A [Química Inorgânica](#) foi definida pela primeira vez pelo químico sueco Torbern Olof Bergman, no ano de 1777, como sendo a parte da Química que estuda os compostos originados no reino mineral. Essa definição foi proposta juntamente à definição de Química Orgânica (química que estuda as substâncias originadas nos seres vivos) com o objetivo de distinguir os compostos orgânicos dos inorgânicos.

A definição atual de Química inorgânica é: “Ramo da Química que estuda os compostos inorgânicos, os quais não apresentam na sua constituição obrigatoriamente os elementos químicos carbono (formando encadeamentos) e hidrogênio.”



NOX Número de Oxidação

O NOX é a carga elétrica que um átomo de um elemento adquire quando participa de uma ligação. Se a ligação for iônica, será a sua carga real, mas se for uma ligação covalente (molecular), corresponderá ao caráter parcial que o elemento adquiriria se a ligação fosse rompida e o par de elétrons ficasse com o elemento mais eletronegativo.



A eletronegatividade é a tendência que um elemento tem de atrair elétrons, e o NOX está intimamente ligado a esse conceito.

NOX Conceitos

Valores de nox

Para calcular o número de oxidação de um átomo, é importante conhecer algumas regras a respeito desse conceito. Depois de consideradas todas elas, fica mais fácil de encontrar o nox dos elementos que não estão listados nas normas. Acompanhe.

Nox de substâncias simples

O nox de substâncias simples, ou seja, moléculas que possuem átomos de um só elemento é sempre igual a zero. Então, o número de oxidação do O_2 , N_2 , F_2 , Na, Fe, Al, H_2 é 0.

Nox de íons de um só átomo

No caso de íons, o nox é igual a sua carga elétrica. Isso indica que os ânions possuem nox negativo e cátions têm nox positivos. Então como exemplo, o nox de H^+ é +1 e o nox de F^{-1} é -1.

**NOX**

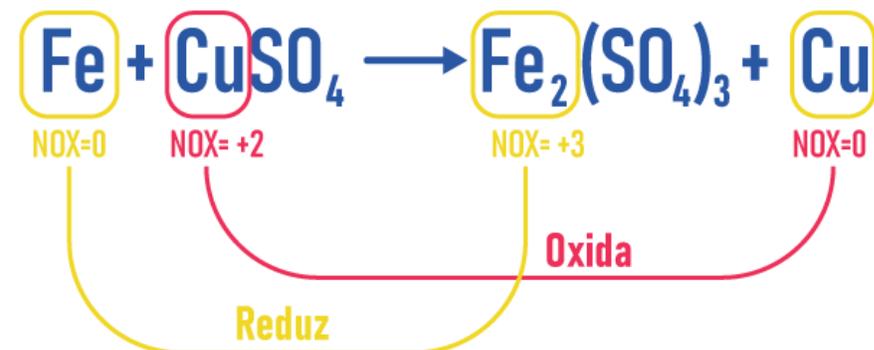
Substâncias iônicas ou moleculares

Se os átomos estão ligados por conexões covalentes ou iônicas que se equilibram, o nox daquela substância será igual a 0. Como é o caso do NaCl (Na^+Cl^-).

Nox de íons de mais de um átomo

Quando os íons são constituídos pela união de vários átomos, a soma dos nox dos elementos fornece o nox daquele íon. Por exemplo, em SO_4^{-2} o nox é -2 porque:

- Nox S = +6, nesse composto;
- Por tabela, nox O = -2, multiplicado pelo número de átomos é tal que $-2 \cdot 4 = -8$;
- A soma entre $+6 + (-8) = -2 \rightarrow$ nox do íon.

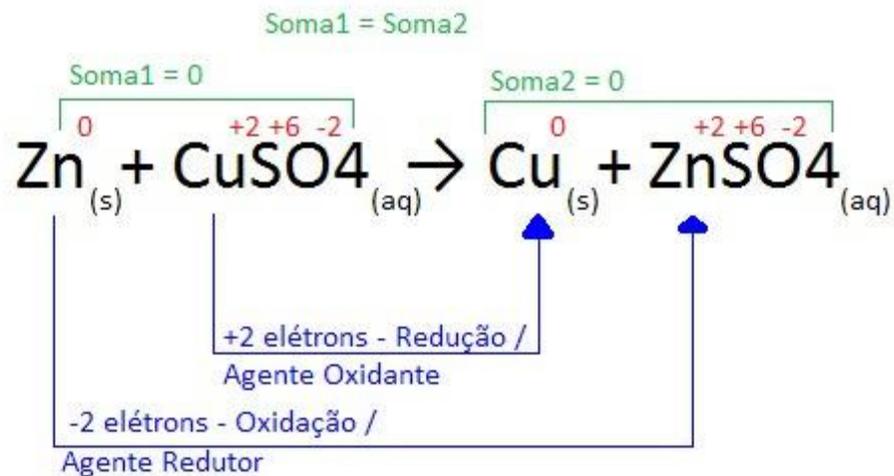


NOX Conceitos

Elementos	Situação	Nox
Metais Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs e Fr)	Em substâncias compostas	+1
Metais Alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra)	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 e I)	Ligado a ametais (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 -1
Oxigênio: O	Na maioria das substâncias compostas em peróxidos, em superóxidos e em fluoretos	-2 -1 -1/2 +2 ou +1

Exemplos

- HCl HClO
- CaCO₃
- H₂SO₄
- Na₄P₂O₇
- $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$



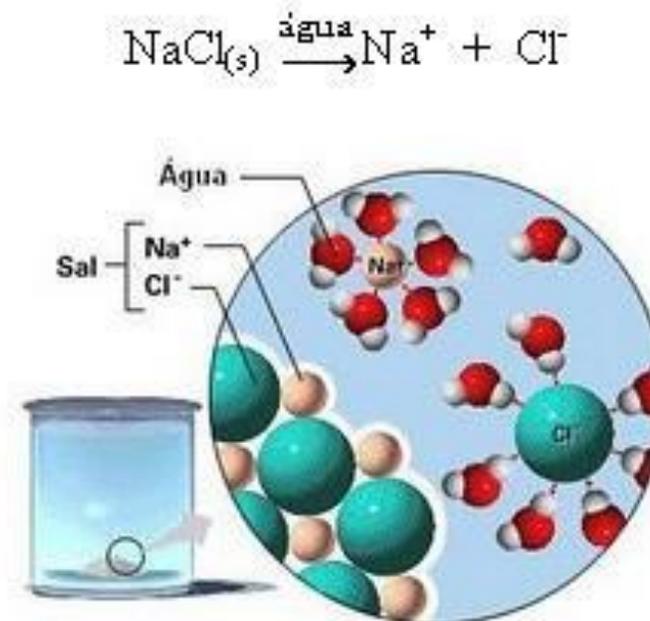
Ferrugem, Exemplo de reação de oxirredução

Funções Inorgânicas

Baseado nesses estudos, Arrhenius observou que determinados grupos de substâncias inorgânicas liberavam os mesmos cátions, quando colocados em água. Já em outro grupo, as substâncias liberavam os mesmos ânions. Desse modo, observou-se que era possível dividir as substâncias inorgânicas em grupos menores ou funções inorgânicas, que ficaram sendo quatro: ácidos, bases, sais e óxidos



Arrhenius



Ácidos

Para ácidos não oxigenados, ou seja, sem a presença de hidrogênio usamos a terminação IDRICO, também conhecido como hidrácidos, ele tem a seguinte nomenclatura: Ácido (nome do elemento diferente do H) – ídrico.

HCl – ácido clorídrico

H_2S – ácido sulfídrico

Quando o ácido é um oxiácido, ele tem a seguinte nomenclatura:Ácido (radical do elemento diferente do O e do H) – ico.

HNO_3 – ácido nítrico

H_2SO_4 – ácido sulfúrico

Ou ácido (radical do elemento diferente do O e do H) – oso Essa regra se dá quando a carga do elemento central for diferente (menor) do que o número de elétrons de valência.

H_3PO_3 – ácido fosforoso

H_2SO_3 – ácido sulfuroso

Ácidos são substâncias que sofrem ionização na água, liberando como cátions somente o H^+ ou o íon hidrônio (H_3O^{1+}).

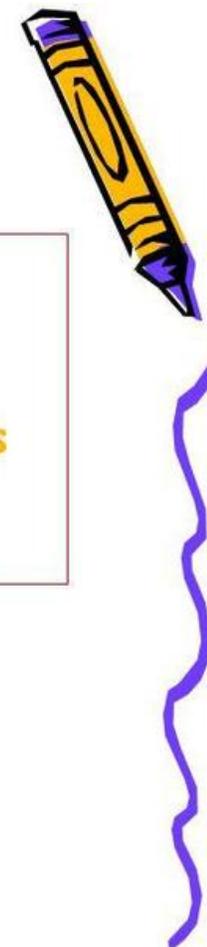
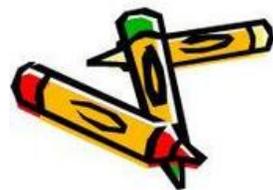
Nomenclatura Oxiácidos

• Ácido	Per.....	+7	ico	Menos Oxigênios
• Ácido	+6, +5	ico	
• Ácido	+4, +3, +2	oso	
• Ácido	Hipo	+1	oso	

Ex: H_3PO_2 - ácido Hipofosforoso

HClO_4 - ácido Perclórico

H_2SO_3 - ácido Sulfuroso



Ácidos Classificação

Os ácidos podem ser classificados de acordo com sua força ácida e quanto ao número de hidrogênio ionizável: Força ácida: O meio ácido é caracterizado pela presença de íons H^+ que são gerados pela ionização. A facilidade com que os ácidos se ionizam em água e outros solventes é medida pela força do ácido, sendo que, ácidos fortes liberam H^+ com maior facilidade. Vejamos:

- **Ácidos fortes:** HI (ácido iodídrico), HBr (ácido bromídrico) e HCl (ácido clorídrico).
- Ácido semiforte: HF (ácido fluorídrico).
- **Ácido fraco:** HCN (ácido cianídrico).

Classificação quanto ao número de hidrogênios ionizáveis:

- **Monoácidos:** esses ácidos liberam um íon H^+ por molécula.
- **Diácidos:** dois íons H^+ são liberados por molécula.
- **Triácidos:** liberam três íons H^+ por cada mol

Bases

Se o elemento possuir somente uma valência, a nomenclatura das bases é bem simples: Hidróxido de (nome do cátion)

NaOH – hidróxido de sódio

Ca(OH)_2 – hidróxido de cálcio

Se o elemento possuir duas valências, usamos a expressão “hidróxido de” seguida do nome do elemento e os sufixos OSO e ICO, ou então a valência em números romanos.

Fe(OH)_2 – hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II

Fe(OH)_3 – hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III

Bases são substâncias que em solução aquosa sofrem dissociação iônica, liberando como único ânion a hidroxila OH^- .

Bases Classificação

Classificação das bases pela dissociação

- Bases fortes: São as que dissociam muito. Em geral os metais alcalinos e alcalino-terrosos.
- Bases fracas: São as bases formadas pelos demais metais e o hidróxido de amônio.

Classificação das base pela solubilidade

- Solúveis: Todas as bases formadas pelos metais alcalinos são solúveis.
- Pouco solúveis: São as bases formadas pelos metais alcalino-terrosos em geral.
- Insolúveis: As demais bases.

Classificação das bases pelo número de hidroxilas

- Monobases (1 OH⁻) Exemplos: NaOH, KOH, NH₄OH, AgOH
- Dibases (2 OH⁻): Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Fe(OH)₂, Ba(OH)₂, NiOH₂
- Tribases (3 OH⁻): Al(OH)₃, Fe(OH)₃
- Tetrabases (4 OH⁻): Sn(OH)₄, Pb(OH)₄, Mn(OH)₄

Óxidos

Se o elemento possuir somente uma valência, usamos a expressão “óxido de” seguida do nome do elemento.

BaO – óxido de bário

K_2O – óxido de potássio

Exemplo : Se o elemento possuir duas valências, usamos a expressão “óxido de” seguida do nome do elemento e os sufixos OSO e ICO, ou então a valência em números romanos.

Cu_2O – óxido cuproso ou óxido de cobre I

CuO – óxido cúprico ou óxido de cobre II

NiO – óxido níqueloso ou óxido de níquel II

Ni_2O_3 – óxido níquelico ou óxido de níquel III

Óxidos são compostos formados por dois elementos, sendo que o mais eletronegativo deles é o oxigênio.

Óxidos neutros: eles não reagem com água, ácido ou base, são covalentes, ou seja, sua composição é de ametais. Exemplo: monóxido de carbono (CO).

Óxidos básicos: o metal presente em sua fórmula, geralmente apresenta “carga elétrica” +1 e +2, ou seja, possuem caráter iônico. Exemplos: Na₂O (Óxido de sódio), BaO (Óxido de bário).

Óxidos ácidos: são formados por ametais e apresentam caráter covalente. Na presença de água produzem ácidos e na presença de bases originam sal e água. Exemplo: SO₂ (óxido de enxofre).

Óxidos duplos ou mistos: originados da junção de dois óxidos de um mesmo elemento. Exemplo: magnetita (Fe₃O₄). Aplicação: ímã natural.

Óxidos anfóteros: apresentam ambiguidade, na presença de um ácido se comportam como óxidos básicos, e na presença de uma base como óxidos ácidos. Exemplo: óxido de zinco (ZnO).

Peróxidos: compostos que possuem em sua fórmula o grupo (O₂)²⁻. Exemplos: Água oxigenada (H₂O₂) e Peróxido de sódio (Na₂O₂). Aplicação: são usados na indústria como alvejantes para clarificar tecidos e polpa de celulose (confeção de papel).

Sais

Os sais derivam da reação de um ácido ou óxido com uma base. Os sais sem oxigênio mudam a terminação IDRICO para a terminação ETO.

CaS – sulfeto de cálcio, vem do ácido sulfídrico

RbH – fluoreto de rubídio, vem do ácido fluorídrico

Os sais oxigenados de menor valência mudam a terminação OSO para ITO.

Na₂SO₃ – sulfito de sódio, vem do ácido sulfuroso

LiNO₂ – nitrito de lítio, vem do ácido nitroso

Os sais oxigenados de maior valência mudam a terminação ICO para ATO.

Na₂SO₄ – sulfato de sódio, vem do ácido sulfúrico

NaClO₃ – clorato de sódio, vem do ácido clórico.

Sais são substâncias que em solução aquosa sofrem dissociação iônica, produzindo pelo menos um cátion diferente de H⁺ e um ânion diferente de OH⁻.

Sais Classificação

Sal ácido: conhecido também como hidrogeno-sal, é formado por dois cátions e somente um ânion.

NaHSO₄ - mono-hidrogenossulfato de sódio - Dissociação eletrolítica: Na⁺H⁺ SO₄⁻²

Sal básico: ou hidróxi-sal, apresenta dois ânions e um cátion.

Al(OH)Cl₂ - cloreto monobásico de alumínio - Dissociação eletrolítica: Al³⁺ (OH)⁻ Cl₂⁻

Sal neutro: são produtos da neutralização total de um ácido ou de uma base. Para identificá-los é só reparar na fórmula, não possuem H⁺ nem OH⁻.

Sulfato de Bário (BaSO₄) e Cloreto de Sódio (NaCl) - Dissociação eletrolítica: Na⁺Cl⁻

Sal misto: composto por dois cátions diferentes (exceto H⁺) ou dois ânions diferentes (exceto OH⁻).

NaKSO₄ - sulfato de sódio e potássio - Dissociação eletrolítica: Na⁺K⁺ SO₄⁻²

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: CuSO₄.5H₂O – sulfato de cobre II penta-hidratado.