

## Eletroquímica

**Pilha** é qualquer dispositivo no qual uma reação de oxirredução espontânea produz corrente elétrica.

**Cátodo** é o eletrodo no qual há redução (ganho de elétrons). É o pólo **positivo** da pilha.

**Ânodo** é o eletrodo no qual há oxidação (perda de elétrons). É o pólo **negativo** da pilha.

Os elétrons saem do **ânodo** (pólo **negativo**) e entram no **cátodo** (pólo **positivo**) da pilha.

Pilhas comerciais
<ul style="list-style-type: none"><li>• Pilha seca comum (<i>Leclanché</i>)</li><li>• Pilha alcalina comum</li><li>• Pilha de mercúrio</li><li>• Bateria de níquel-cádmio</li><li>• Bateria de chumbo</li><li>• Pilha de combustível</li></ul>

### Representação convencional pela IUPAC

**Ânodo/Solução do ânodo//Solução do cátodo/Cátodo**

**Exemplo:** Pilha de Daniell →  $\text{Zn/Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

**Eletrodo padrão** é aquele no qual as concentrações das substâncias em solução é igual a 1 mol/L e a temperatura é de 25°C.

No caso de um gás participar do eletrodo, sua pressão deve ser igual a 1 atm. Por convenção, o potencial padrão de eletrodo do hidrogênio é igual a zero e o seu potencial padrão de redução é igual a zero:

A IUPAC eliminou o termo *potencial de oxidação*. Sempre deve ser usada a expressão *potencial de redução*.

A medida do potencial padrão de redução de um dado eletrodo padrão é feita medindo-se a ddp de uma pilha padrão na qual uma das semipilhas é um eletrodo padrão de hidrogênio e a outra é o eletrodo padrão cujo  $E^0_{\text{red}}$  se quer medir.

- Quanto **maior** for o  $E^0_{\text{red}}$ , **mais fácil** será a redução e **mais forte** será o oxidante.

- Quanto **menor** for o  $E_{0red}$ , **mais difícil** será a redução e **mais fraco** será o oxidante.
- Quanto **maior** for o  $E_{0red}$ , **mais difícil** será a oxidação e **mais fraco** será o redutor.
- Quanto **menor** for o  $E_{0red}$ , **mais fácil** será a oxidação e **mais forte** será o redutor.

### Corrosão do ferro



**ferrugem**

#### Proteção contra a corrosão

- Ferro galvanizado (ferro revestido de zinco)
- Lata (ferro revestido de estanho)
- Ferro com plaquetas de Zn ou Mg presas na superfície e que funcionam como eletrodo de sacrifício

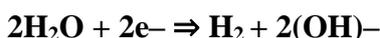
**Eletrólise** é uma reação de oxirredução não-espontânea produzida pela passagem da corrente elétrica.

**Cátodo da cela eletrolítica** é o eletrodo negativo, isto é, ligado ao pólo negativo do gerador. Nele ocorre sempre uma **reação de redução**.

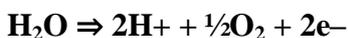
**Ânodo da cela eletrolítica** é o eletrodo positivo, isto é, ligado ao pólo positivo do gerador. Nele sempre ocorre uma **reação de oxidação**.

	<b>Pólo positivo</b>	<b>Pólo negativo</b>
<b>Pilha</b>	<b>cátodo</b>	<b>ânodo</b>
<b>Célula eletrolítica</b>	<b>ânodo</b>	<b>cátodo</b>

Na eletrólise em solução aquosa de sais de metais alcalinos ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ...), alcalino-terrosos ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ...) e de alumínio ( $\text{Al}^{3+}$ ), a descarga no cátodo não é a dos respectivos cátions, mas ocorre segundo a equação:



Nas eletrólises em solução aquosa e com ânodo inerte (Pt ou grafite) de sais oxigenados ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ...) não há a descarga dos respectivos ânions oxigenados, mas ocorre a descarga segundo a equação:



O ânion F<sup>-</sup>, embora não seja oxigenado, comporta-se como os ânions oxigenados em relação à descarga no ânodo.

Nas eletrólises em solução aquosa com ânodo de metal não-inerte M (prata ou metal mais reativo que a prata), a descarga que ocorre no ânodo é segundo a equação:



**Purificação eletrolítica do cobre** – Faz-se a eletrólise de CuSO<sub>4</sub> em solução aquosa usando como cátodo um fio de cobre puro e como ânodo um bloco de cobre impuro. Nesse processo, precipita a *lama anódica* que contém impurezas de Au, Ag, Pt, etc., da qual são posteriormente extraídos esses metais.

**Galvanoplastia** – Douração, prateação, niquelação, cromeação, etc., feitas por via eletrolítica.

#### **Aplicações da eletrólise**

- Obtenção de metais (Al, Na, Mg)
- Obtenção de NaOH, H<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub>
- Purificação eletrolítica de metais
- Galvanoplastia

## Número de oxidação

Número de oxidação (nox) é um número associado à carga de um elemento numa molécula ou num íon. O nox de um elemento sob forma de um íon monoatômico é igual à carga desse íon, portanto é igual à eletrovalência (É a valência do elemento na forma iônica. É igual à carga do seu íon monoatômico) do elemento nesse íon.

O nox de um elemento numa molécula e num íon composto é a carga que teria o átomo desse elemento supondo que os elétrons das ligações covalentes e dativas se transferissem totalmente do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo, como se fosse uma ligação iônica.

Regras para determinação do NOX:

1- Apresentam nox fixo:

<b>Elementos com nox fixo em seus compostos</b>
metais alcalinos (+1)
metais alcalino-terroso (+2)
alumínio (+3)
prata (+1)
zinco (+2)

2 – Oxigênio (em qualquer parte da molécula) → nox -2

3 – calcogênios (somente se aparecerem na extremidade direita da fórmula!) → nox -2

4 – halogênios (somente se aparecerem na extremidade direita da fórmula!) → nox -1

5 – Íons compostos → nox igual a carga do íon (por exemplo, PO<sub>4</sub><sup>-3</sup> terá soma igual a -3)

6 – Soma de todos os NOX de uma molécula sempre será ZERO.

7 – Soma do NOX em íon sempre será a própria carga do íon.

8 – Elementos isolados e substâncias simples → nox ZERO.

9- O nox máximo de um elemento é igual ao número do grupo onde está o elemento na Tabela Periódica, com exceção dos elementos do Grupo VIII B.

10 – O nox mínimo é igual a (número do grupo – 8), no caso de o elemento ser um não-metal ou um semimetal.

<http://agracadaquimica.com.br/numero-de-oxidacao/>

## Geometria Molecular

A geometria tridimensional das moléculas é determinada pela orientação relativa de suas ligações covalentes.

Teoria de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (VSEPR)- a estrutura das moléculas é determinada pelas repulsões entre todos os pares de elétrons presentes na camada de valência.

Existem 5 formas geométricas básicas das quais todas as moléculas derivam:

### Resumo das principais formas moleculares:

#### CONVENÇÕES:

A= átomo central ; X= átomos ligantes ; E=pares de elétrons não ligantes

Duplas e triplas ligações contam como uma ligação simples (um par de elétrons)

#### EXEMPLOS DE ALGUMAS GEOMETRIAS MOLECULARES

#### Funções da química inorgânica: ÓXIDOS

**Óxido** – Composto binário de oxigênio com outro elemento menos eletronegativo.

**nome do óxido** = [mono, di, tri ...] + **óxido de** [mono, di, tri...] + [**nome de E**]

- O prefixo *mono* pode ser omitido.
- Os prefixos *mono*, *di*, *tri*... podem ser substituídos pelo nox de E, escrito em algarismo romano.
- Nos óxidos de metais com nox fixo e nos quais o oxigênio tem nox = -2, não há necessidade de prefixos, nem de indicar o nox de E.

**Óxidos nos quais o oxigênio tem nox = -1:**

**nome do óxido** = **peróxido de** + [**nome de E**]

#### **Óxidos ácidos, óxidos básicos e óxidos anfóteros**

- Os óxidos dos elementos fortemente eletronegativos (não-metais), como regra, são **óxidos ácidos**. Exceções: CO, NO e N<sub>2</sub>O.
- Os óxidos dos elementos fracamente eletronegativos (metais alcalinos e alcalino-terrosos) são **óxidos básicos**.
- Os óxidos dos elementos de eletronegatividade intermediária, isto é, dos elementos da região central da Tabela Periódica, são **óxidos anfóteros**.

<b>Óxidos ácidos (formado por ametais Nox maior ou igual a + 4)</b>	
Cl <sub>2</sub> O; Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ; I <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; SO <sub>2</sub> ; SO <sub>3</sub> ; N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; CO <sub>2</sub> ; SiO <sub>2</sub> ; CrO <sub>3</sub> ; MnO <sub>3</sub> ; Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
Reações caraterísticas	Exemplos de reações
<b>óxido ácido + água → ácido</b> <b>óxido ácido + base → sal + água</b>	<b>SO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> <b>SO<sub>3</sub> + 2KOH → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O</b> <b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → 2HNO<sub>3</sub></b> <b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + 2KOH → 2KNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O</b>
<b>Óxidos ácidos mistos</b>	
NO <sub>2</sub>	
Reações caraterísticas	Exemplos de reações
<b>óxido ácido misto + água → ácido(1) + ácido(2)</b> <b>óxido ácido misto + base → sal(1) + sal(2) + água</b>	<b>2NO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → HNO<sub>3</sub> + HNO<sub>2</sub></b> <b>2NO<sub>2</sub> + 2KOH → KNO<sub>3</sub> + KNO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b>
<b>Óxidos básicos (formado por metais com +1 ou +2)</b>	
Li <sub>2</sub> O; Na <sub>2</sub> O; K <sub>2</sub> O; Rb <sub>2</sub> O; Cs <sub>2</sub> O; MgO; CaO; SrO; BaO; RaO; Cu <sub>2</sub> O; CuO; Hg <sub>2</sub> O; HgO; Ag <sub>2</sub> O; FeO; NiO; CoO; MnO	
Reações caraterísticas	Exemplos de reações
<b>óxido básico + água → base</b> <b>óxido básico + ácido → sal + água</b>	<b>Na<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O → 2NaOH</b> <b>Na<sub>2</sub>O + 2HCl → 2NaCl + H<sub>2</sub>O</b> <b>CaO + H<sub>2</sub>O → Ca(OH)<sub>2</sub></b> <b>CaO + 2HCl → CaCl<sub>2</sub></b>
<b>Óxidos anfóteros (se comportam como óxido ácido ou básico)</b>	
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; ZnO; Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ; SnO; SnO <sub>2</sub> ; PbO; PbO <sub>2</sub> ; MnO <sub>2</sub>	
Reações caraterísticas	Exemplos de reações
<b>óxido anfótero + ácido → sal + água</b> <b>óxido anfótero + base → sal + água</b>	<b>ZnO + 2HCl → ZnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b> <b>ZnO + 2KOH → K<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b> <b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 6HCl → 2AlCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O</b> <b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 2KOH → 2KAlO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b>
<b>Óxidos neutros ou indiferentes</b>	
NO; N <sub>2</sub> O; CO;	
Não reagem com a água, nem com os ácidos, nem com as bases.	
<b>Óxidos salinos, mistos ou duplos</b>	
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> ; Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub> ; Mn <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	
Reações caraterísticas	Exemplos de reações
<b>óxido salino + ácido → sal(1) + sal(2) + água</b>	<b>Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + 8HCl → 2FeCl<sub>3</sub> + FeCl<sub>2</sub> + 4H<sub>2</sub>O</b>
<b>Peróxidos (oxigênio com Nox -1)</b>	
Li <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; K <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; Rb <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; Cs <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; MgO <sub>2</sub> ; CaO <sub>2</sub> ; SrO <sub>2</sub> ; BaO <sub>2</sub> ; RaO <sub>2</sub> ; Ag <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ; H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	
Reações caraterísticas	Exemplos de reações
<b>peróxido + água → base + O<sub>2</sub></b> <b>peróxido + ácido → sal + H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>	<b>Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → 2NaOH + 1/2 O<sub>2</sub></b> <b>Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> + 2HCl → 2NaCl + H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>

## Óxidos mais comuns na química do cotidiano

- **Óxido de cálcio (CaO)**
  - É um dos óxidos de maior aplicação e não é encontrado na natureza. É obtido industrialmente por pirólise de calcário.
  - Fabricação de cal hidratada ou  $\text{Ca(OH)}_2$ .
  - Preparação da argamassa usada no assentamento de tijolos e revestimento das paredes.
  - Pintura a cal (caiação).
  - Na agricultura, para diminuir a acidez do solo.
- **Dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)**
  - É um gás incolor, inodoro, mais denso que o ar. Não é combustível e nem comburente, por isso, é usado como *extintor de incêndio*.
  - O CO<sub>2</sub> não é tóxico, por isso não é poluente. O ar contendo maior teor em CO<sub>2</sub> que o normal (0,03%) é impróprio à respiração, porque contém menor teor em O<sub>2</sub> que o normal.
  - O CO<sub>2</sub> é o gás usado nos refrigerantes e nas águas minerais gaseificadas. Aqui ocorre a reação:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido carbônico)
  - O CO<sub>2</sub> sólido, conhecido por *gelo seco*, é usado para produzir baixas temperaturas.
  - Atualmente, o teor em CO<sub>2</sub> na atmosfera tem aumentado e esse fato é o principal responsável pelo chamado *efeito estufa*.
- **Monóxido de carbono (CO)**
  - É um gás incolor extremamente tóxico. É um sério poluente do ar atmosférico.
  - Forma-se na queima incompleta de combustíveis como álcool (etanol), gasolina, óleo, diesel, etc.
  - A quantidade de CO lançada na atmosfera pelo escapamento dos automóveis, caminhões, ônibus, etc. cresce na seguinte ordem em relação ao combustível usado: álcool < gasolina < óleo diesel.
  - A gasolina usada como combustível contém um certo teor de álcool (etanol), para reduzir a quantidade de CO lançada na atmosfera e, com isso, diminuir a poluição do ar, ou seja, diminuir o impacto ambiental.
- **Dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>)**
  - É um gás incolor, tóxico, de cheiro forte e irritante.

- Forma-se na queima do enxofre e dos compostos do enxofre:  

$$S + O_2(\text{ar}) \rightarrow SO_2$$
- O SO<sub>2</sub> é um sério poluente atmosférico. É o principal poluente do ar das regiões onde há fábricas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Uma das fases da fabricação desse ácido consiste na queima do enxofre.
- A gasolina, óleo diesel e outros combustíveis derivados do petróleo contêm compostos do enxofre. Na queima desses combustíveis, forma-se o SO<sub>2</sub> que é lançado na atmosfera. O óleo diesel contém maior teor de enxofre do que a gasolina e, por isso, o impacto ambiental causado pelo uso do óleo diesel, como combustível, é maior do que o da gasolina.
- O álcool (etanol) não contém composto de enxofre e, por isso, na sua queima não é liberado o SO<sub>2</sub>. Esta é mais uma vantagem do álcool em relação à gasolina em termos de poluição atmosférica.
- O SO<sub>2</sub> lançado na atmosfera se transforma em SO<sub>3</sub> que se dissolve na água de chuva constituindo a *chuva ácida*, causando um sério impacto ambiental e destruindo a vegetação:  

$$2SO_2 + O_2(\text{ar}) \rightarrow 2SO_3 \quad SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

- **Dióxido de nitrogênio (NO<sub>2</sub>)**

- É um gás de cor castanho-avermelhada, de cheiro forte e irritante, muito tóxico.
- Nos motores de explosão dos automóveis, caminhões, etc., devido à temperatura muito elevada, o nitrogênio e oxigênio do ar se combinam resultando em óxidos do nitrogênio, particularmente NO<sub>2</sub>, que poluem a atmosfera.
- O NO<sub>2</sub> liberado dos escapamentos reage com o O<sub>2</sub> do ar produzindo O<sub>3</sub>, que é outro sério poluente atmosférico  $NO_2 + O_2 \rightarrow NO + O_3$
- Os automóveis modernos têm dispositivos especiais que transformam os óxidos do nitrogênio e o CO em N<sub>2</sub> e CO<sub>2</sub> (não poluentes).
- Os óxidos do nitrogênio da atmosfera dissolvem-se na água dando ácido nítrico, originando assim a *chuva ácida*, que também causa sério impacto ambiental.

## Funções da química inorgânica: SAIS

**Sal de Arrhenius** – Composto resultante da neutralização de um ácido por uma base, com eliminação de água. É formado por um cátion proveniente de uma base e um ânion proveniente de um ácido.

**nome do sal** = [nome do ânion] + de + [nome do cátion]

### Classificação

Os sais podem ser classificados em:

- **sal normal** (sal neutro, na nomenclatura antiga),
- **hidrogênio sal** (sal ácido, na nomenclatura antiga) e
- **hidróxi sal** (sal básico, na nomenclatura antiga).

### Reações de salificação

#### Reação da salificação com neutralização total do ácido e da base

Todos os H ionizáveis do ácido e todos os OH<sup>-</sup> da base são neutralizados. Nessa reação, forma-se um sal normal. Esse sal não tem H ionizável nem OH<sup>-</sup>.

#### Reação de salificação com neutralização parcial do ácido

Nessa reação, forma-se um hidrogênio sal, cujo ânion contém H ionizável.

#### Reação de salificação com neutralização parcial da base

Nessa reação, forma-se um hidróxi sal, que apresenta o ânion OH<sup>-</sup> ao lado do ânion do ácido.

### Sais naturais

CaCO <sub>3</sub>	NaCl	NaNO <sub>3</sub>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	CaSO <sub>4</sub>	CaF <sub>2</sub>
Silicatos	sulfetos (FeS <sub>2</sub> , PbS, ZnS, HgS)	metálicos etc.

### Sais mais comuns na química do cotidiano

- **Cloreto de sódio (NaCl)**
  - Alimentação – É obrigatória por lei a adição de certa quantidade de iodeto (NaI, KI) ao sal de cozinha, como prevenção da doença do bócio.
  - Conservação da carne, do pescado e de peles.
  - Obtenção de misturas refrigerantes; a mistura gelo + NaCl(s) pode atingir -22°C.

- Obtenção de Na, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, e compostos tanto de sódio como de cloro, como  
NaOH, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, HCl, etc.
- Em medicina sob forma de soro fisiológico (solução aquosa contendo 0,92% de NaCl), no combate à desidratação.
- **Nitrato de sódio (NaNO<sub>3</sub>)**
  - Fertilizante na agricultura.
  - Fabricação da pólvora (carvão, enxofre, salitre).
- **Carbonato de sódio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)**
  - O produto comercial (impuro) é vendido no comércio com o nome de *barrilha* ou *soda*.
  - Fabricação do vidro comum (maior aplicação):  
Barrilha + calcáreo + areia → vidro comum
  - Fabricação de sabões.
- **Bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>)**
  - Antiácido estomacal. Neutraliza o excesso de HCl do suco gástrico.  
NaHCO<sub>3</sub> + HCl → NaCl + H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>.  
O CO<sub>2</sub> liberado é o responsável pelo “arrote”.
  - Fabricação de *digestivo*, como Alka-Seltzer, Sonrisal, sal de frutas, etc.  
O sal de frutas contém NaHCO<sub>3</sub> (s) e ácidos orgânicos sólidos (tartárico, cítrico e outros). Na presença de água, o NaHCO<sub>3</sub> reage com os ácidos liberando CO<sub>2</sub>(g), o responsável pela efervescência:  
NaHCO<sub>3</sub> + H<sup>+</sup> → Na<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>
  - Fabricação de fermento químico. O crescimento da massa (bolos, bolachas, etc) é devido à liberação do CO<sub>2</sub> do NaHCO<sub>3</sub>.
  - Fabricação de extintores de incêndio (extintores de espuma). No extintor há NaHCO<sub>3</sub>(s) e H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> em compartimentos separados. Quando o extintor é acionado, o NaHCO<sub>3</sub> mistura-se com o H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, com o qual reage produzindo uma espuma, com liberação de CO<sub>2</sub>. Estes extintores não podem ser usados para apagar o fogo em instalações elétricas porque a espuma é eletrolítica (conduz corrente elétrica).
- **Fluoreto de sódio (NaF)**
  - É usado na prevenção de cáries dentárias (anticárie), na fabricação de pastas de dentes e na fluoretação da água potável.

- **Carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>)**
  - É encontrado na natureza constituindo o calcário e o mármore.
  - Fabricação de CO<sub>2</sub> e cal viva (CaO), a partir da qual se obtém cal hidratada (Ca(OH)<sub>2</sub>):  

$$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$$

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$$
  - Fabricação do vidro comum.
  - Fabricação do cimento Portland:  
 Calcário + argila + areia → cimento Portland
  - Sob forma de mármore é usado em pias, pisos, escadarias, etc.
- **Sulfato de cálcio (CaSO<sub>4</sub>)**
  - Fabricação de giz escolar.
  - O gesso é uma variedade de CaSO<sub>4</sub> hidratado, muito usado em Ortopedia, na obtenção de estuque, etc.

## Geometria Molecular

A geometria tridimensional das moléculas é determinada pela orientação relativa de suas ligações covalentes.

Teoria de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (VSEPR)- a estrutura das moléculas é determinada pelas repulsões entre todos os pares de elétrons presentes na camada de valência.

Existem 5 formas geométricas básicas das quais todas as moléculas derivam:

### Resumo das principais formas moleculares:

#### CONVENÇÕES:

**A= átomo central ; X= átomos ligantes ; E=pares de elétrons não ligantes**

**Duplas e triplas ligações contam como uma ligação simples (um par de elétrons)**

## EXEMPLOS DE ALGUMAS GEOMETRIAS MOLECULARES

### Titulação



É o método pelo qual se determina uma quantidade desconhecida de uma substância particular, mediante a adição de um reativo-padrão que reage com ela em proporção definida e conhecida. A adição de um reativo-padrão (um reativo de concentração conhecida e freqüentemente designado como reativo-titulado) se regula e se mede de alguma maneira, requerendo-se um método de indicação para saber quando a quantidade do reativo normal juntado é precisamente a suficiente para reagir quantitativamente com a substância que se determina. Por conseguinte, conhecendo a proporção em que reagem as substâncias e tendo determinado a quantidade de uma substância (o reativo titulado) necessária para reagir nesta proporção, pode-se calcular facilmente a quantidade desconhecida de substância presente no frasco da reação .

Em uma titulação, o ponto em que a quantidade de reativo titulado adicionado é exatamente a suficiente para que se combine em uma proporção estequiométrica, ou empiricamente reproduzível com a substância que se determina , chama-se 'ponto de equivalência'. O ponto final de uma titulação deve coincidir com o ponto de equivalência ou estar muito próximo dele. A diferença entre os pontos de equivalência e final se chama intervalo do indicador.

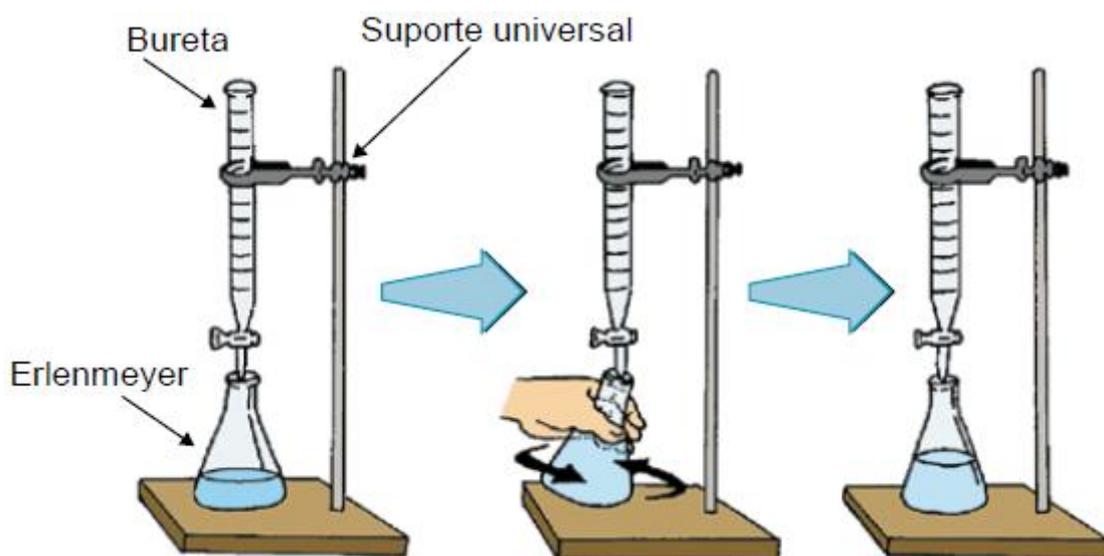
As titulações se realizam quase sempre com soluções ou dissoluções, porém também é fácil realizá-las com substâncias nos estados gasoso, sólido e de fusão, se se dispõe de um equipamento adequado.

Exemplo: Vejamos como é feita a titulação da solução de ac. Sulfúrico de concentração  $X$  mol/L por meio de uma solução de hidróxido de sódio de concentração  $0,10$  mol/L.

– Por meio de uma pipeta ou de uma bureta medimos o volume de 25,00 mL da solução de ac. Sulfúrico e transferimos essa solução para um erlenmeyer, adicionando algumas gotas de solução alcoólica de fenolftaleína, que irá atuar como indicador. A solução no erlenmeyer ficará incolor, pois a fenolftaleína em meio ácido permanece incolor.

– Colocamos a solução de hidróxido de sódio de concentração 0.10 mol/L no interior de uma bureta e fazemos o nível dessa solução coincidir com o zero da bureta. Agora, iniciamos a titulação propriamente dita. Gotejamos a solução de hidróxido de sódio no interior do erlenmeyer, sob agitação contínua. À medida que a solução de hidróxido de sódio vai sendo introduzida no frasco, a quantidade de ac. Sulfúrico no seu interior vai diminuindo, porque há neutralização do ácido pela base.

– Enquanto houver ac. Sulfúrico no erlenmeyer, a solução no seu interior permanecerá incolor. Num dado instante, ao cair uma gota de hidróxido de sódio no erlenmeyer, a solução ficará avermelhada. Nesse instante fecha-se a torneira da bureta e esta terminada a titulação.



A última gota de NaOH que caiu contém excesso de NaOH, pois apareceu a coloração avermelhada, porém esse excesso é desprezível. Quando a solução passa de incolor a avermelhada, significa que o ac. sulfúrico reagiu completamente com o NaOH (fim da titulação)

Volume de NaOH gasto na titulação: 22,50 mL. Portanto, 25,00 mL de sol. De ac. Sulfúrico de concentração X mol/L exigiram na titulação 22,50 mL de NaOH de concentração 0.10 mol/L.

## **Tipos de Titulação**

### **ácido-base (acidimetria-alcalimetria):**

Se uma solução de ácido é titulada com uma solução alcalina (ou seja na acidimetria) as hidroxilas da solução alcalina combinam-se com os hidrogênios ionizáveis do ácido, aumentando o pH da solução; em determinado pH o ponto de equivalência é atingido e a reação terminada. O mesmo raciocínio se aplica as soluções alcalinas tituladas por ácidos (isto é, a alcalimetria): o pH no ponto de equivalência depende da natureza e da concentração dos reagentes.

### **Oxidação-redução (redox):**

Baseiam-se nos processos em que há transferência de elétrons (isto é, nas reações de oxirredução. Os agentes oxidantes ou redutores apresentam diferentes atividades químicas. Oxidantes fortes têm pronunciada tendência para ganhar elétrons, que são capazes de remover de grande número de redutores. O mesmo acontece na perda de elétrons em relação aos redutores. Sendo a intensidade da ação oxidante ou redutora de um sistema determinada pelo seu potencial de oxidação.

### **Precipitação:**

Uma reação com formação de precipitado pode ser utilizada para titulação, desde que processe com velocidade adequada, que seja quantitativa e que haja um modo de determinar o momento em que o ponto de equivalência foi alcançado. Na prática essas condições limitam seriamente o número de reações de precipitação utilizáveis. Muitas reações de precipitação precisam de tempo relativamente longo para serem consideradas quantitativas.

### **Formação de complexos:**

As titulações complexométricas baseiam-se na formação de um complexo solúvel. São reações extremamente comuns, mas poucas satisfazem as condições para serem usadas em química analítica: na sua maioria, os complexos não são estáveis bastante para permitir uma titulação. Os complexos que podem ser usados são quase sempre agentes quelatantes, sendo o reagente mais comum o sal dissódico do ácido etilenodiaminotetracético (EDTA). Quase todos os metais podem ser titulados pelo EDTA ou reagentes semelhantes, e essas titulações representam um dos maiores desenvolvimentos da química analítica clássica nos últimos anos.

**Titulação sem indicador:**

O ponto de equivalência é indicado pelo aparecimento de uma turbidez. Esse é um dos métodos mais precisos de análise volumétrica para a determinação da prata. A determinação é feita pela adição de uma solução-titulada de NaCl ou NaBr, e a suspensão é agitada até que haja coagulação do AgBr ou AgCl formado. A velocidade de coagulação é uma indicação da proximidade do ponto de equivalência, pois quanto menor a concentração de íons prata na solução, menor a carga positiva nas partículas do precipitado. O precipitado é deixado em repouso para depositar e, então, um pequeno volume da solução-titulada, diluída dez vezes, é adicionada à solução, cuja fase líquida estará perfeitamente límpida.

Qualquer resto de íon prata na solução dará turbidez. Se essa turbidez for forte, a solução será novamente agitada para coagulação, e o processo repetido até que se tenha fraca ou nenhuma turbidez. Como essa titulação requer habilidade e é muito trabalhosa, na prática em geral usam-se métodos com indicador.

<http://agracadaquimica.com.br/geometria-molecular>

<https://www.coladaweb.com/quimica/quimica-inorganica/titulacao>