

# GUIA DE SOBREVIVÊNCIA

Química Inorgânica



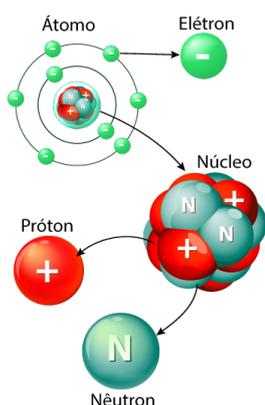


# GUIA DE SOBREVIVÊNCIA

## ÁTOMOS

**Elemento:** Constituintes básicos de todas as substâncias que existem. Os elementos químicos estão representados na tabela periódica. Tudo que conhecemos é constituído por esses elementos representados na tabela, em combinações e proporções diversas. Um elemento químico é caracterizado pelo número de prótons em seu núcleo, que confere a ele propriedades químicas únicas.

**Átomo:** palavra de origem grega que significa “indivisível”. Na época, se referia à menor parte da matéria, que não poderia mais ser dividida ou quebrada em partes menores. Hoje em dia, entendemos como átomo a menor parte da matéria, que quando quebrada, não deixa de ser matéria. São constituídos por prótons, nêutrons e elétrons.



**Núcleo:** É o que dá ao átomo toda sua massa. É constituído de prótons e nêutrons, e por isso, tem carga positiva. O número de prótons no núcleo é igual ao número de elétrons na eletrosfera em átomos neutros. O núcleo é extremamente pequeno e denso: se o núcleo fosse do tamanho de uma bolinha de tênis, a eletrosfera teria o tamanho do Maracanã. As reações químicas não interferem no núcleo

dos átomos, somente na sua eletrosfera. Assim, somente reações nucleares e de altíssima energia conseguem alterar o número de prótons ou nêutrons no núcleo.

**Nêutron:** Partícula eletricamente neutra encontrada no núcleo do átomo. É uma das partículas que têm massa, aproximadamente a mesma do próton. Foi descoberto muito depois dos prótons e elétrons. Os nêutrons não interferem nas propriedades químicas dos elementos e substâncias, apenas nas propriedades físicas, como a densidade, por serem partículas com massa. Tem massa igual a  $1,67 \times 10^{-24}$  gramas.

**Próton:** Partícula subatômica carregada positivamente encontrada no núcleo de um átomo. Ela tem massa muito próxima à do nêutron, e sua carga é igual à carga elementar do elétron, mas com sinal positivo:  $1,602 \times 10^{-19}$  Coulombs. Tem massa igual a  $1,67 \times 10^{-24}$  gramas.

**Elétron:** Partícula subatômica carregada negativamente, encontrada fora do núcleo atômico. Os elétrons em um átomo ficam numa região chamada eletrosfera, que é dividida em camadas e subníveis, onde os elétrons estão alocados. O número de elétrons de um átomo neutro é sempre igual ao número de prótons, balanceando as cargas positivas e negativas. Um elétron tem uma massa  $1/1836$  vezes a massa de um próton.

**Carga Eletrônica:** É a unidade de carga fundamental. Ou seja, a menor carga elétrica que pode ser isolada. É a carga um elétron, que equivale em módulo à de um próton. O valor dessa carga é de  $1,602 \times 10^{-19}$  Coulombs.

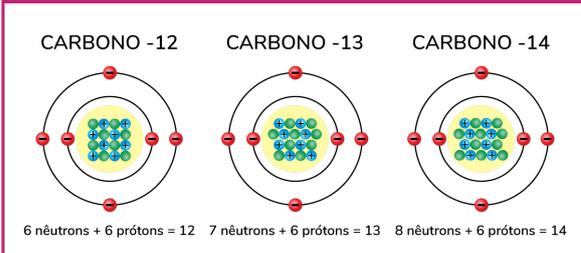
**Isótopos:** Átomos do mesmo elemento com diferentes números de nêutrons. Como os elementos químicos são identificados pelo número de prótons, o número de nêutrons é



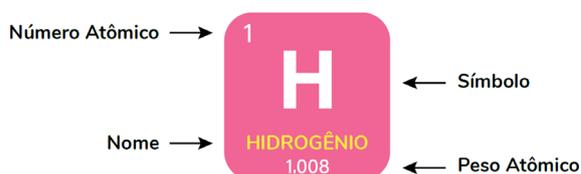
irrelevante para suas propriedades químicas. Assim, isótopos são átomos do mesmo elemento químico, mas com diferentes números de massa (Número de prótons + Número de nêutrons).

Na imagem vemos o exemplo do Carbono. Mesmo com diferentes números de nêutrons, ainda são o mesmo elemento químico, pois todos têm igual número de prótons.

## ISÓTOPOS



**Número Atômico:** Número de prótons no núcleo de um átomo, que conferem a ele sua identidade como elemento químico da tabela periódica. É representado por (Z). Nas tabelas, ficam acima do símbolo do elemento.



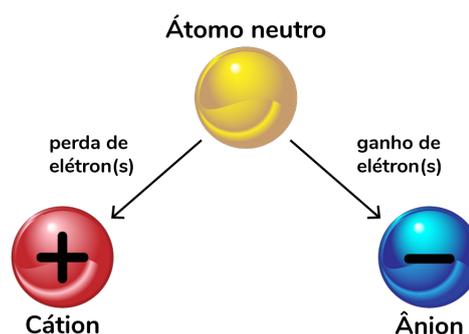
**Número De Massa:** É um número inteiro, que é a soma do número de prótons e nêutrons no núcleo de um átomo em particular. Como prótons e nêutrons são as partículas atômicas que possuem massa, o número de massa é a soma das quantidades de ambas. Não confundir com peso atômico, que é baseado na massa de  $^{12}\text{C}$ .

**Íon:** Átomo (ou grupo de átomos, unidos por ligações químicas) carregado eletricamente. Os íons podem ser carregados positiva ou negativamente, dependendo se os elétrons são perdidos (positivo) ou ganhos (negativo) pelos átomos. Por exemplo,  $\text{Ca}^{2+}$  é um íon com carga +2;  $\text{SO}_4^{2-}$  é um íon com carga -2.

**Ânion:** Um ânion é um átomo que ganhou um ou mais elétrons. Assim, ele deixa de ser

eletricamente neutro, e passa a ter carga negativa. Por isso, seu Número de Oxidação é negativo. Íon carregado negativamente.

**Cátion:** É o átomo que perdeu elétrons. Assim, como a carga do núcleo é positiva, essa espécie química deixa de ser neutra e adquire carga positiva. O número de oxidação é positivo, sofrendo incremento de 1 unidade para cada elétron perdido. Íon carregado positivamente.



**Orbital:** Região ao redor do núcleo de um átomo de máxima probabilidade de se encontrar um elétron. Estado possível de um elétron descrito pelos três números quânticos:  $n$ ,  $\ell$ , e  $m\ell$ . Cada combinação de números quânticos equivale a um orbital diferente. Por exemplo, um orbital  $3p_n$ , tem número quântico principal  $n = 3$ , secundário  $\ell = 1$ , e  $m\ell = +1, 0$  ou  $-1$ . Nos orbitais distribuímos os elétrons na distribuição eletrônica.

**Orbitais De Valência:** São os orbitais que participam das ligações químicas. Não são necessariamente os mais energéticos, mas são os orbitais da camada mais externa de um átomo.

**Camada de Valência:** Camada mais externa de um átomo, com maior número quântico principal. É a camada que participa das ligações e reações químicas. Não necessariamente é a camada mais energética segundo o diagrama de Pauling.

**Números quânticos:** Eles determinam os níveis de energia em que um elétron se encontra, o formato do orbital, e a sua orientação no espaço.



**Número Quântico principal:** Representado por  $n$ , é o número quântico que corresponde às camadas do átomo: os níveis de energia, muitas vezes chamados de camadas K, L, M, N, O... Cada uma delas comporta um número máximo de elétrons, e a maioria dos átomos é composta de várias camadas. Quanto maior o número quântico principal, mais afastada do núcleo está a camada.

**Nível Eletrônico:** Conjunto de orbitais que têm o mesmo valor de  $n$ , o número quântico principal. Cada nível está progressivamente mais afastado do núcleo, e pode comportar cada vez mais elétrons. Por exemplo, os orbitais com  $n = 3$  ( $3s$ ,  $3p$ ,  $3d$ ) constituem o terceiro nível, e comportam 18 elétrons no total.

**Número Quântico secundário:** Além dos níveis de energia representados pelo número quântico principal, existem também *subníveis* de energia, representados por  $\ell$ . Este número quântico representa, então esses subníveis, identificados por letras, s, p, d e f, cada qual com seu formato específico, e associado a um valor de  $\ell$ .

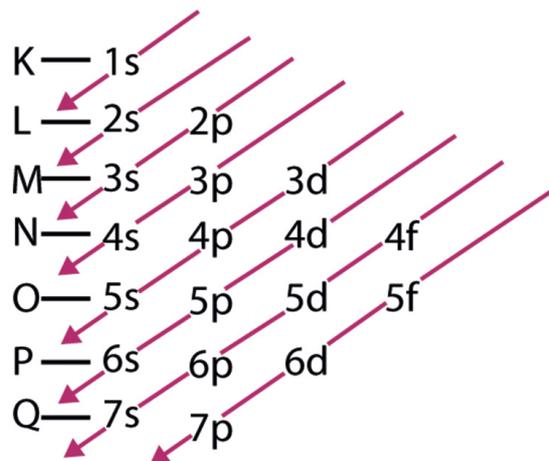
$\ell$	0	1	2
Orbital	s	p	d
Nº de Elétrons	2	6	10
Formato			

**Subnível:** Um ou mais orbitais com o mesmo conjunto de números quânticos  $n$  e  $\ell$ . Por exemplo, do subnível  $2p$  ( $n = 2$  e  $\ell = 1$ ), que é composto de três orbitais ( $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$ ). Os subníveis existentes estão representados no diagrama de Pauling.

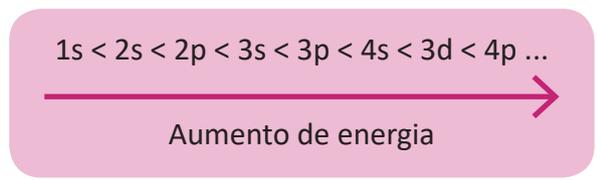
**Diagrama de Pauling:** Diagrama que representa a ordem de energia das camadas, subníveis e orbitais. Utilizamos esse diagrama para fazer a distribuição eletrônica dos elétrons de um átomo, entendendo como

e onde estão alocados na eletrosfera, bem como seus níveis de energia.

Na imagem, vemos o diagrama de Pauling. Cada número inteiro representa uma camada (número quântico principal).



**Distribuição eletrônica:** Como distribuímos todos os elétrons de um átomo nas camadas, subníveis e orbitais. A distribuição segue uma ordem de energia, segundo o diagrama de Pauling. Seguimos as setas; o subnível de menor energia é o 1s, depois 2s, e 2p, e assim sucessivamente, até o subnível preenchido de maior energia.



Por exemplo, o Lítio de 3 elétrons. Sua distribuição fica  $1s^2 2s^1$ .

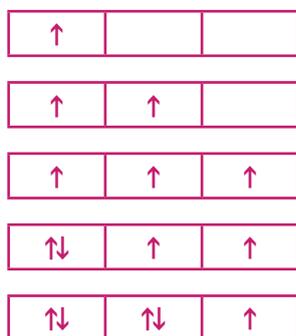


**Spin Eletrônico:** Propriedade do elétron que faz com que ele se comporte como se fosse um minúsculo ímã. É representado pelo número quântico de spin  $m_s$ , que diz respeito a propriedades dos elétrons. Pode assumir os valores  $+1/2$  ou  $-1/2$ . Representamos os spins dos elétrons como semi-setas que podem estar para cima ou para baixo ( $\uparrow$  ou  $\downarrow$ ) na distribuição eletrônica.

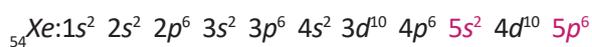


**Princípio da Exclusão De Pauli:** Regra que afirma que dois elétrons em um átomo não podem ter os mesmos números quânticos. É uma regra da mecânica quântica que não podem existir duas partículas exatamente no mesmo estado, na mesma posição. Como uma consequência desse princípio, não pode existir mais do que dois elétrons em qualquer orbital atômico, pois eles ainda podem diferir por spin (+1/2 ou -1/2).

**Regra de Hund:** É a regra que diz que na distribuição eletrônica temos que preencher todos os orbitais de um subnível com um elétron, antes de colocar os elétrons que faltaram para preenchê-lo. Ao preencher os orbitais de um mesmo subnível, os elétrons entrarão em orbitais vazios, até que cada orbital contenha um elétron. Somente então cada orbital receberá o novo elétron. Por exemplo, se tivermos 5 elétrons para alocar em um subnível p, seguimos exatamente essa ordem:



**Regra do Octeto:** Regra que afirma que os átomos ligados tendem a possuir ou compartilhar um total de oito elétrons no nível de valência. Segundo essa regra, um átomo atinge a máxima estabilidade quando possui 8 elétrons na camada valência, com maior número quântico principal n. Veja o exemplo do Xenônio, que tem 54 elétrons no total:

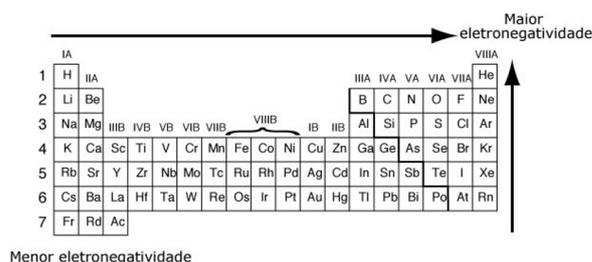


Nesse caso, a camada com maior número quântico principal é a camada 5. Veja que somando os elétrons do 5s com os elétrons do 5p, fechamos (2+6), fechamos 8 elétrons.

Assim, o Xenônio já obedece a regra do octeto. Por isso, ele já está estável, e não participa de reações químicas em reações normais, assim como os demais gases nobres.

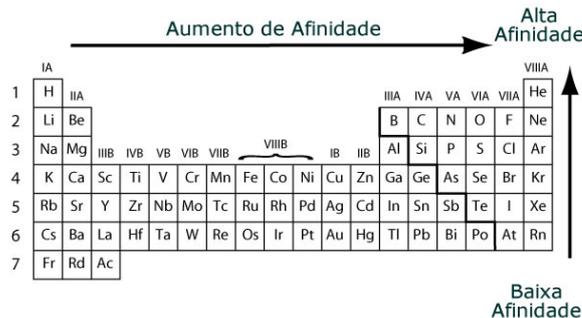
**Eletronegatividade:** Medida do quanto um átomo atrai um elétron. É uma propriedade periódica, que cresce no mesmo sentido da eletroafinidade.

Ela está relacionada ao preenchimento dos orbitais de um átomo, segundo a regra do octeto. Por exemplo, um átomo com 7 elétrons na camada de valência é mais eletronegativo do que um átomo com 2, porque com apenas um elétron ele fecha 8 elétrons. Já os átomos com poucos elétrons na sua camada de valência tendem a ser menos eletronegativos; é mais fácil perder 2 elétrons para se tornar estável (obedecendo a regra do octeto nas camadas anteriores), do que ganhar 5. A eletronegatividade não possui unidades.



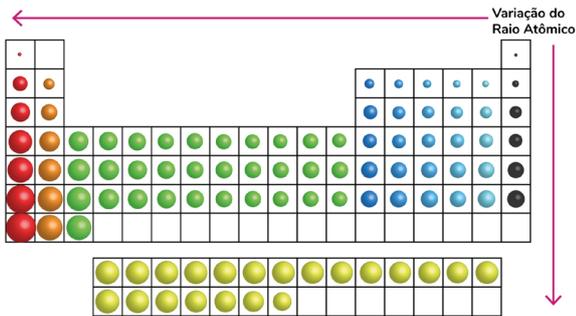
Menor eletronegatividade

**Afinidade eletrônica:** É uma propriedade periódica, que cresce de baixo para cima e da esquerda para a direita. Ela diz respeito à quantidade de energia liberada (medida em kJ/mol) quando um átomo ou cátion adquire um elétron. Quanto maior a energia liberada, maior a afinidade da espécie química com o elétron.





**Raio Atômico:** Estimativa do tamanho de um átomo. O tamanho do átomo é o tamanho da eletrosfera até a camada mais externa, de maior número quântico principal. O raio atômico cresce de cima para baixo e da direita para a esquerda. Os metais alcalinos têm os maiores raios, e os halogênios e hidrogênio, os menores.



## MOLÉCULAS E PROPRIEDADES

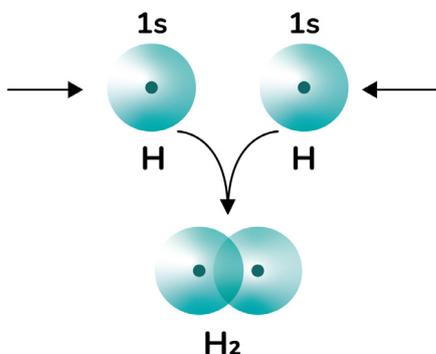
**Fórmula química:** Notação que usa os símbolos químicos dos elementos e índices numéricos para descrever a constituição molecular de determinada substância. Por exemplo, o gás carbônico pode ser representado por  $\text{CO}_2$ , indicando que é constituído por um átomo de carbono (C) e dois átomos de oxigênio (O).

$\text{CO}_2$ : 1 átomo de carbono (C) e 2 átomos de oxigênio (O)

$\text{H}_2\text{O}$ : 2 átomos de Hidrogênio e 1 de Oxigênio

$\text{N}_2$ : 2 átomos de nitrogênio

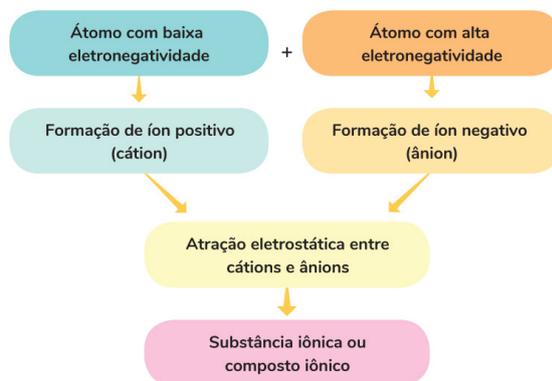
**Molécula:** Combinação química de dois ou mais átomos através de ligações químicas; ou seja, compartilhamento de elétrons.



**Ligações Químicas:** União entre átomos. Acontecem por sobreposição dos orbitais

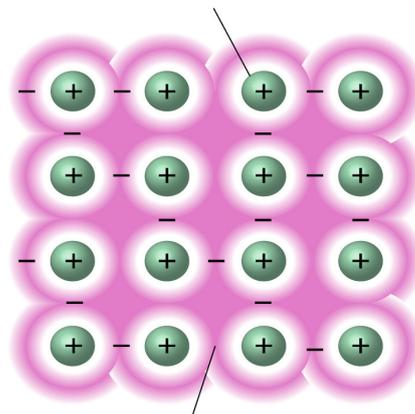
atômicos. Podem ser covalentes, quando os elétrons são compartilhados, ou iônicas, quando a atração entre os dois átomos é de caráter eletrostático.

**Ligação Iônica:** Ligação que acontece quando a diferença de eletronegatividade entre os átomos participantes é igual ou maior que 1,70. Nesse caso, os elétrons estão deslocalizados na direção do átomo mais eletronegativo, que o outro átomo adquire carga positiva. Quando essa ligação é desfeita, sobram cátions e ânions.



**Ligações Metálicas:** Ligações nas quais os elétrons estão relativamente livres para moverem-se através da estrutura tridimensional. Acontece somente em ligas metálicas. Podemos entender essas ligações como um "mar de elétrons", onde os elétrons da camada de valência estão completamente livres na substância, e circulam entre os átomos metálicos. Por esse grau de liberdade, os metais são tão bons condutores de corrente elétrica.

Íon metálico (núcleo + elétrons internos)



"Mar" de elétrons de valência (móveis)



**Ligação Covalente:** Ligação formada entre dois ou mais átomos através de compartilhamento de elétrons. Acontecem com átomos com diferença de eletronegatividade nula ou pouco acentuada. Podem ser apolares ou polares, de acordo com essa diferença.

**Ligação Covalente Apolar:** Ligação covalente na qual os elétrons são compartilhados igualmente entre dois átomos. Ligação que ocorre entre dois átomos do mesmo elemento. Fazendo a diferença entre os valores de eletronegatividade entre os átomos, chegamos a 0.

**Ligação Covalente Polar:** Ligação entre dois átomos diferentes, que conseqüentemente, têm eletronegatividades diferentes. A diferença de eletronegatividade entre os átomos nesta ligação precisa estar entre 0 e 1,69.

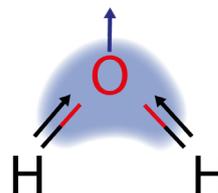
**Polaridade de Ligação:** Medida de quão igualmente os elétrons estão compartilhados entre dois átomos em uma ligação química covalente. A diferença no compartilhamento é representada por um vetor momento de dipolo, que indica a direção do deslocamento dos elétrons em uma molécula. Por exemplo, no HCl, o Cl é o átomo mais eletronegativo. A seta indica que os elétrons estão deslocados na direção do Cloro.



**Dipolo:** Característica de uma molécula em possuir “dois polos”, um positivo e um negativo, de acordo com a diferença de eletronegatividade dos seus átomos. É o caso do HCl, que tem um polo negativo no Cl e um positivo no H.

**Molécula Polar:** Molécula cuja soma dos vetores de momento de dipolo não é nula. Ou seja, se todos os átomos eletronegativos estiverem concentrados em uma mesma

porção da molécula, os vetores todos terão mesma direção e sentido, e se somam. A molécula fica, então, polarizada.



**Geometria molecular:** As geometrias moleculares são representações do arranjo espacial dos átomos em moléculas.

**Modelo de Repulsão do Par de elétrons do Nível de Valência (RPENV):** Modelo que explica os arranjos geométricos dos pares de elétrons compartilhados e não compartilhados ao redor de um átomo central em termos de repulsões entre os pares de elétrons. Ela tenta prever a geometria da molécula com base nessa repulsão, no sentido de que, espacialmente, os domínios de elétrons têm que estar o mais longe o possível um do outro.

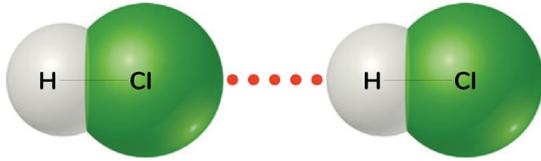
Domínios de elétrons	Arranjo	Geometria

Na imagem, à esquerda, vemos os domínios dos elétrons do  $\text{NH}_3$ : ou seja, os lugares onde estão localizados esses elétrons, sejam ligantes ou não. No centro, vemos a representação com átomos e elétrons não ligantes. Por último, vemos a geometria final da molécula de amônia: não representamos os pares não ligantes, somente os átomos e ligações químicas.

**Forças intermoleculares:** Forças atrativas a distâncias curtas que agem entre as moléculas. São responsáveis por várias propriedades das substâncias, como solubilidade, ponto de fusão e ebulição, e tensão superficial.

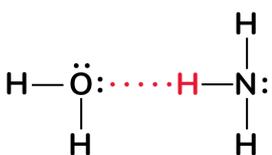
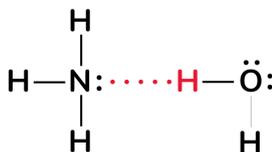
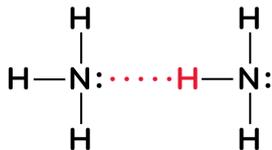
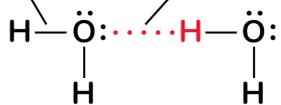


**Força dipolo–dipolo:** Força que existe entre as moléculas polares. O polo positivo de uma molécula interage com o polo negativo de outra, atrativamente.

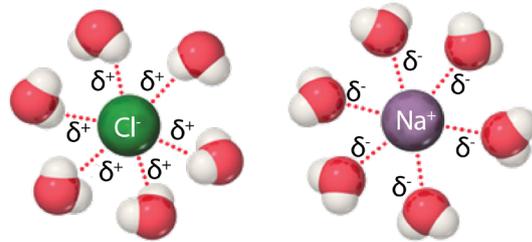


**Ligação de Hidrogênio:** Interação intermolecular que resulta das atrações entre moléculas que contêm hidrogênio ligado a um elemento eletronegativo. Os exemplos mais importantes envolvem o oxigênio, o nitrogênio ou o flúor. Ou seja, só fazem ligações (ou pontes) de hidrogênio as moléculas que tenham H ligados a F, O, ou N, com outras moléculas que tenham H ligados a F, O ou N.

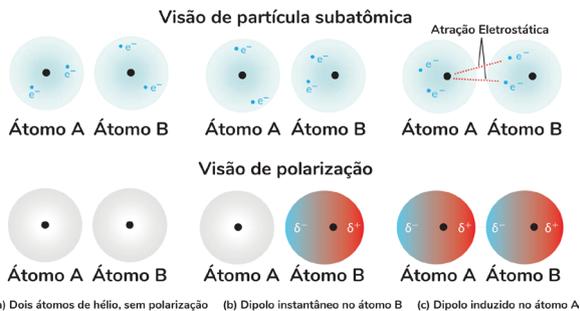
Ligação Covalente, intramolecular      Ligação de Hidrogênio, intermolecular



Neste caso, temos uma molécula e um íon interagindo. São interações muito mais fortes do que as interações intermoleculares. Este tipo de interação é extremamente comum, e ocorrem quando dissolvemos sal em água, ionização de ácidos, dissociação de bases... Quando essas ocorrem em meio aquoso, chamamos o processo de Solvatação.



**Forças de dispersão de London, Van der Waals ou Dipolo-Induzido:** Forças intermoleculares resultando atrações entre dipolos induzidos. A indução de um dipolo acontece por uma perturbação momentânea na nuvem eletrônica, que gera um polo na molécula. A carga desse polo, eletrostaticamente, induz um polo de sinal contrário na molécula vizinha, que induz na outra, e na outra, e assim por diante.



## FUNÇÕES INORGÂNICAS

**Teoria de Arrhenius:** teoria que leva em consideração os íons liberados por ácidos e bases para assim classificá-los. Ou seja, a liberação de  $H^+$  e  $OH^-$ . Ao estudar soluções eletrolíticas, ele descobriu que as substâncias ácidas (azedas) liberavam íons  $H^+$  em água, e as substâncias adstringentes, liberavam  $OH^-$ .

**Teoria de Bronsted-Lowry:** Dois cientistas trabalhando independentemente tornaram mais abrangentes as definições de ácidos e



bases, baseadas em reações de neutralização, levando em consideração que elas envolvem a troca de um íon  $H^+$  de uma espécie à outra.

**Teoria de Lewis:** Lewis, já no começo do século XX, propôs uma definição ainda mais abrangente de ácidos e bases. Ele entendeu que para uma espécie doar ou receber um próton, ela deve também receber ou doar um par de elétrons.

**Ácido:** pode ser definido nas seguintes teorias:

- **Ácido de Arrhenius** Ácidos são as substâncias que, em água, aumentam a concentração dos íons  $H^+$ .
- **Ácido de Brownsted-Lowry** Um ácido é uma substância que doa um  $H^+$  (próton)
- **Ácido de Lewis** Um ácido de Lewis **recebe** um par de elétrons.

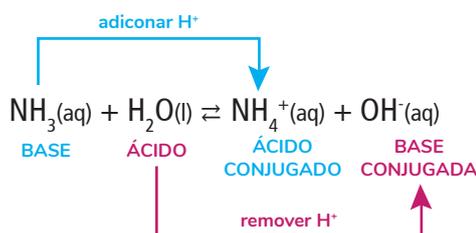
**Base:** pode ser definida nas seguintes teorias:

- **Base de Arrhenius** Bases são as substâncias que, em água, aumentam a concentração dos íons  $OH^-$ .
- **Base de Brownsted-Lowry** Uma base é uma substância que recebe um  $H^+$  (próton)
- **Base de Lewis** Uma base de Lewis **doa** um par de elétrons.

**Ácido conjugado:** Substância formada pela adição de um próton a uma base de Bronsted-Lowry

**Base conjugada:** Substância formada pela perda de um próton de um ácido de Bronsted-Lowry.

**Par Ácido-Base Conjugado:** Um ácido e uma base, tais como a  $H_2O$  e o  $OH^-$ , que diferem apenas na presença ou ausência de um próton.



**Hidrônio ( $H_3O^+$ ):** Forma predominante do próton em solução aquosa, ao interagir com uma molécula de água ( $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$ ).

**Anfótero:** Substância capaz de comportar-se como ácido ou como base. (Reações Inorgânicas)

aumentar a concentração de  $H^+(aq)$  quando ela se dissolve em água.

**Óxido:** composto binário no qual o átomo mais eletronegativo é o oxigênio. Dependendo de qual átomo está ligado no oxigênio, a ligação pode ter caráter iônico ou covalente. Quando o átomo ligado for um metal, a ligação assume caráter iônico, e o óxido é iônico. Caso esse outro elemento seja ametal, a ligação assume caráter covalente, assim sendo o óxido molecular.

**Sal:** Composto iônico formado pela substituição de um ou mais  $H^+$  de um ácido por outros cátions. Quando uma substância se dissocia em água, originando pelo menos um cátion diferente de  $H_3O^+(aq)$  e pelo menos um ânion distinto de  $OH^-(aq)$ , mesmo que em pequena porcentagem, são compostos classificados como sais.

## REAÇÕES INORGÂNICAS

**Reações Químicas:** Processos nos quais uma ou mais substâncias são convertidas em outras substâncias; também chamados de **mudanças químicas**. Acontecem com a quebra e formação de novas ligações químicas, entre átomos diferentes.

**Reagentes:** Substância ou conjunto de substâncias de partida em uma reação química. Aparecem à esquerda da seta em uma equação química. Todos os átomos que aparecem nos reagentes devem aparecer nos produtos, nas mesmas quantidades. Têm suas ligações químicas quebradas, e seus átomos são rearranjados, dando origem aos produtos.





**Produtos:** Substância ou conjunto de substâncias produzidas em uma reação química. Aparecem à direita da seta em uma equação química. São formados dos mesmos átomos que os reagentes. Foram formados a partir da quebra das ligações químicas dos reagentes.

**Reação de síntese ou adição:** Quando duas ou mais substâncias formam um único produto. De forma geral:



**Reação de Decomposição:** Reação química na qual um único composto reage para fornecer dois ou mais produtos.



**Reação de simples trocas ou deslocamento:** Quando uma substância simples reage com uma composta, originando uma nova substância simples e outra composta.



**Reações de dupla troca:** Quando duas substâncias compostas reagem originando duas novas substâncias compostas.



**Reação de Neutralização:** Reação na qual um ácido e uma base reagem em quantidades estequiométricas equivalentes; a reação de neutralização entre um ácido e um hidróxido metálico produz água e um sal.

## ESTEQUIOMETRIA

**Massa Atômica:** Massa média dos átomos de um elemento em unidades de massa atômica; ela é numericamente igual à massa em gramas de 1 mol do elemento.

**Mol:** Um mol de qualquer substância é o

número de Avogadro ( $6,02 \times 10^{23}$ ) de fórmulas unitárias dessa substância. Assim, quando se diz que há 1 mol de espécie químicas, de quantas exatamente estamos falando? Um mol equivale a  $6,02 \times 10^{23}$  unidades! Como uma hora comporta 60 minutos, uma dúzia comporta 12 unidades, um mol comporta  $6,02 \times 10^{23}$  unidades. Por exemplo, um mol de  $H_2O$  é  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $H_2O$ .

**Número De Avogadro:** número de átomos de  $^{12}C$  em exatamente 12g de  $^{12}C$ . É igual a  $6,02 \times 10^{23}$  unidades. É possível chegar a esse número de maneira relativamente simples.

Sabemos que prótons e nêutrons têm massa no núcleo, equivalente a  $1,67 \times 10^{-24}$  gramas cada. Sabendo que o oxigênio tem 8 prótons e 8 nêutrons, sua massa é  $16 \times 1,67 \times 10^{-24}$  gramas. Assim, cada átomo de oxigênio pesa  $2,672 \times 10^{-22}$  gramas. Se quisermos saber quantos átomos estão em 16g de oxigênio, dividimos 16g por  $2,672 \times 10^{-22}$  gramas. Esse valor é aproximadamente  $6 \times 10^{23}$ , e essa relação é constante para todos os elementos e massas utilizadas.

Massa de um próton ou nêutron:

$$1,67 \times 10^{-24}$$

Massa de um átomo de O (8 prótons e 8 nêutrons):

$$16 \times 1,67 \times 10^{-24} = 2,672 \times 10^{-23} \text{ gramas}$$

Em 16g de oxigênio, temos:

$$\frac{16g}{2,672 \times 10^{-22}} = 6 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

O mesmo é válido para **todos** os átomos e moléculas. Tente fazer essa relação para outros átomos!

**Massa Molar:** Massa de 1 mol de uma substância em gramas; ela é numericamente igual à massa molecular em unidades de massa atômica. Por exemplo, um mol de  $H_2O$  tem  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $H_2O$ , e pesa



exatamente 12g. É possível saber exatamente quantas moléculas se tem num copo de água, por exemplo! Uma regra de três simples nos diz que em 100g de água temos  $5,02 \times 10^{24}$  moléculas de  $H_2O$ .

**Massa Molecular:** Soma das massas atômicas de cada átomo em sua fórmula química. A massa da coleção de átomos representados por uma fórmula química. Por exemplo, a massa molecular do  $NO_2$  (46,0 u) é a soma das massas de um átomo de nitrogênio e de dois átomos de oxigênio.

**Fórmula mínima:** Fórmula química que mostra os tipos de átomos e seus números relativos em uma substância. É simplificada para nos dar a proporção entre os elementos químicos. Por exemplo, na molécula de  $C_6H_{12}O_6$ , a proporção entre os átomos é de 6:12:6. Essa proporção pode ser simplificada pelo máximo divisor comum desses números (6), e reescrita como 1:2:1. A fórmula mínima dessa molécula, então, passaria a  $CH_2O$  – a proporção entre os átomos foi mantida.

**Lei da Conservação de Massa:** Lei científica que afirma que a massa total dos produtos de uma reação química é a mesma que a massa total dos reagentes. Isso significa que a massa nunca desaparece em uma reação química. Os átomos apenas trocam de lugar, mas a soma das massas dos reagentes tem que ser igual a soma das massas dos produtos. Assim, a massa permanece constante durante a reação.

**Estequiometria:** Relações entre as quantidades de reagentes e produtos envolvidos nas reações químicas. Como os reagentes sempre reagem em proporções definidas, assim como os produtos são formados em proporções definidas, é possível prever a quantidade de produto formado ou de reagente consumido. Por exemplo, sabendo a massa de dois reagentes, sabemos exatamente quanto de produto foi formado. Tendo a massa do produto e de um dos reagentes, temos também como estimar o quanto foi gasto de um produto.

Imagine que você queira fazer um sanduíche de queijo. Você tem 2 fatias de pão, e 1 fatia de queijo. As quantidades estequiométricas do sanduíche são 2 pães para 1 queijo, dando um sanduíche.



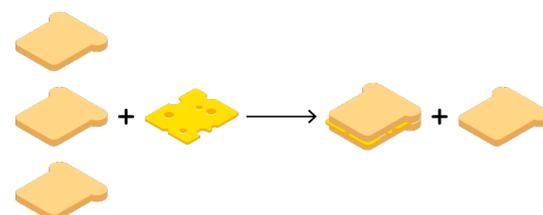
**Reagente Limitante:** Reagente presente em quantidade estequiométrica insuficiente em uma mistura de reagentes. A quantidade de produto que pode ser formada é limitada pelo consumo completo do reagente limitante. Imagine que 3 unidades de um reagente A reagem com 5 unidades de um reagente B, para formar um produto. Se somente 2 unidades de A estiverem no meio reacional, uma parte do reagente B não será consumida, porque A já reagiu completamente. O reagente B não tem com quem reagir se todo o reagente A foi consumido.

Imagine novamente que você queira fazer um sanduíche de queijo. Você tem só 1 fatia de pão e 1 fatia de queijo. Uma fatia de pão não é o suficiente para fazer um sanduíche. Assim, o pão é o seu reagente limitante.



**Reagente em Excesso:** Reagente em quantidade estequiométrica mais do que suficiente. É o reagente que está sobrando. Não importa a quantidade do reagente em excesso. Se ele estiver em quantidade muito grande, mas o outro reagente não, ele fica sem ter com o quê reagir.

Voltando para o exemplo do sanduíche: se você tiver 3 fatias de pão e só uma de queijo, continuará tendo um único sanduíche – não é possível fazer 2 sanduíches com 3 pães e 1 queijo. Assim, o pão é o seu reagente em excesso. Não importa a quantidade de pães se todo o queijo já foi consumido.





O queijo é o seu reagente limitante. Não tem como fazer sanduíche de queijo sem queijo – não importa a quantidade de pão.

**Rendimento:** O quanto uma reação química foi eficiente na produção de um produto. O quanto ela rendeu. O ideal é que se tenha um rendimento sempre de 100% - quando todos os reagentes foram consumidos para formar o produto com 100% de eficiência.

Na reação de montar um sanduíche de queijo, ela é 100% eficiente quando você monta 1 sanduíche a cada 2 pães e 1 queijo. Se você jogar uma fatia de pão fora, vai ter pão e queijo sobrando no final – reagentes que não viraram sanduíche porque faltou uma fatia de pão. Assim, o rendimento não é 100%.

## ESTUDO DOS GASES

**Temperatura e Pressão Padrão(CNTP):** Definida como 0° C e 1 atm de pressão. Frequentemente usada como condição de referência para um gás.

**Gás ideal:** Gás hipotético cujo comportamento de pressão, volume e temperatura é descrito pela equação do gás ideal. Nesse gás ideal, as moléculas são entendidas como corpos livres que se movimentam sem restrições, pois essas partículas não interagem umas com as outras e nem sofrem com outros efeitos a não ser o da temperatura.

**Sistema:** Um sistema pode ser definido como o conjunto de corpos, com características próprias, que se está estudando. Podem ser abertos, fechados ou isolados.

**Sistema Aberto:** nesses sistemas, é possível que haja troca de matéria e energia com o ambiente, com o meio externo, ou com qualquer coisa que esteja fora do sistema. Se você estudar um gás contido num copo, por exemplo, esse vai ser o seu sistema (gás + copo); no entanto, se trata de um sistema aberto, pois pode haver troca de matéria e energia com o que está fora do sistema.

**Sistema Fechado:** todo sistema que não troca matéria com o meio é um sistema fechado. No entanto, é possível trocar energia, como calor. Se você estudar um recipiente tampado cheio de gás, esse será o seu sistema (recipiente + gás). E ele é um sistema fechado, pois o gás não escapa do recipiente. No entanto, você pode aquecer ou resfriar o seu sistema, que realiza uma troca energética na forma de calor.

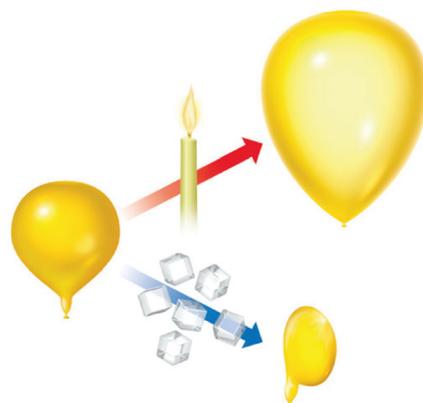
**Sistema Isolados:** todo sistema que não troca matéria nem energia com o ambiente. Uma garrafa térmica pode ser um recipiente isolado, pois ela é fechada, e mantém o calor (energia) isolado em seu interior, não permitindo que haja trocas energéticas.

**Lei de Boyle:** Boyle estudou as transformações que ocorriam em um gás à temperatura constante, e descobriu que para uma quantidade fixa de gás, a multiplicação de seu volume por sua pressão era sempre constante.

$$PV = k$$

Ou seja, a multiplicação de  $p \times V$  era sempre igual a uma constante ( $k$ ). São diretamente proporcionais; assim, em um volume  $X$ , um gás sempre exercerá pressão  $Y$ .

**Lei de Charles e Gay-Lussac:** Lei que afirma que, à pressão constante, o volume de uma determinada quantidade de gás depende da temperatura. Ou seja, o volume é diretamente proporcional à temperatura. Quanto maior a temperatura, maior o volume que um gás ocupa.





**2ª Lei de Charles e Gay-Lussac:** Com o aumento da temperatura a pressão também aumenta. Caso a temperatura sofra um decréscimo a pressão também será menor. Imagine que o balão da imagem fosse rígido (volume constante). Com o aquecimento, o gás tentaria expandir, mas porque as paredes são rígidas, ele não conseguiria. Assim, ele exerceria uma pressão maior na parede do balão.

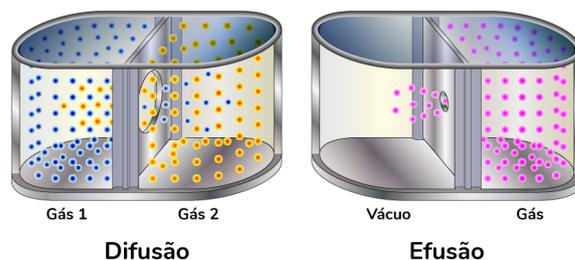
$$P \propto T \quad \text{ou} \quad \frac{P}{T} \propto k$$

**Equação de Gás Ideal:** Equação de estado para gases que incorporam as leis dos gases para fornecer a equação geral dos gases,  $PV=nRT$ . Assim, a multiplicação de  $P$  e  $V$ , que era uma constante na lei de Boyle, foi igualada à  $nRT$ . As proporcionalidades foram mantidas. Sendo  $P$  a pressão,  $V$  o volume,  $n$  o número de mols,  $R$  a constante dos gases, e  $T$  a temperatura.

**Constante Dos Gases (R):** Constante de proporcionalidade na equação de gás ideal. É a constante que “ajusta” a proporcionalidade entre  $pV$  e  $nRT$ , garantindo que sejam sempre constantes. Varia com as unidades escolhidas para as outras variáveis. As mais comuns são:

$$0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} \quad \text{ou} \quad 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K.mol}}$$

**Pressão Parcial:** Pressão exercida por um componente em particular de certa mistura de gases. Por exemplo, numa mistura de gases com pressão total  $X$ , a pressão parcial de um gás vai ser uma fração dessa pressão parcial. Essa fração é a fração molar do gás, multiplicada pela pressão total.



**Fração molar:** Número de mols de um componente dividido pelo número de mols total na mistura. Por exemplo, imagine uma mistura de gases que contenha 3 mols no total. O gás A só contribui com 1 mol para essa mistura. Assim, sua fração molar é  $1/3$ .

**Difusão:** Espalhamento de uma substância através de outra. É bastante comum com gases, que se misturam em todas as proporções.

**Efusão:** Fuga de um gás através de um orifício ou buraco, assim como no furo de um colchão de ar ou um pneu.

Química Inorgânica



## ANOTAÇÕES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



**Biologia**  
PROF. PAULO JUBILUT *total*

- ✉ [contato@biologiatotal.com.br](mailto:contato@biologiatotal.com.br)
- f [/biologiajubilit](#)
- ▶ [Biologia Total com Prof. Jubilut](#)
- 📧 [@paulojubilut](#)
- 🐦 [@Prof\\_jubilut](#)
- 📌 [biologiajubilit](#)
- 📍 [+biologiatotalbrjubilit](#)