INTRODUÇÃO À QUÍMICA – CONTEÚDOS DO ENSINO FUNDAMENTAL E MÉDIO

SUMÁRIO

1-	INTRODUÇÃO À QUÍMICA	3
2-	ESTUDO DE QUÍMICA	6
3-	BREVE HISTÓRIA DA TABELA PERIÓDICA	22
4-	ELEMENTOS QUÍMICOS	28
5-	PROPRIEDADES PERIÓDICAS	39
6-	LIGAÇÕES QUÍMICAS	47

REFERÊNCIAS

1- INTRODUÇÃO À QUÍMICA

Química é a ciência que estuda a matéria e suas transformações. Estuda também a energia que está envolvida nessas transformações.

A Química está muito ligada ao nosso dia a dia. Está presente nos alimentos, medicamentos, construções, nas plantas, no vestuário, nos combustíveis.

Tudo o que existe no universo é formado por química. No nosso organismo, também ocorrem diversas transformações químicas.

Matéria e substância

Matéria é tudo o que tem massa e ocupa espaço. Qualquer coisa que tenha existência física ou real é matéria.

Tudo o que existe no universo conhecido manifesta-se como matéria ou energia. A matéria pode ser líquida, sólida ou gasosa. São exemplos de matéria: papel, madeira, ar, água, pedra.

Analisando a matéria qualitativamente (qualidade), a chamamos de *substância*.

Substância – possui uma composição característica, determinada e um conjunto definido de propriedades.

Pode ser simples (formada por só um elemento químico) ou composta (formada por vários elementos químicos).

Exemplos de substâncias simples: ouro, mercúrio, ferro, zinco.

Exemplos de substâncias compostas: água, açúcar (sacarose), sal de cozinha (cloreto de sódio).

As substâncias químicas podem ser classificadas de duas formas: quanto ao tipo de ligação que as forma e quanto ao número de elementos químicos que participam na ligação.

A química é essencial desde os primórdios das civilizações, ela é a ciência responsável por estudar a estrutura das substâncias e suas transformações.

Podemos dizer que a Química é a ciência que estuda a estrutura das substâncias e as suas transformações. A Química está presente em tudo e todos nós precisamos dela em nossas atividades diárias, vejamos os exemplos:

Na agricultura: os agricultores utilizam a química para escolher o melhor fertilizante para o preparo da terra e também quando precisam corrigir o pH do solo, quando ele está ácido eles utilizam uma base para neutralizar o pH, ou seja, diminuir sua acidez.

Na medicina: existem muitas substâncias usadas como medicamentos e os médicos precisam ter conhecimento da química para saber a composição dessas substâncias e sua ação no organismo.

Na engenharia: é preciso entender a química ao escolher materiais para a produção de equipamentos, para a construção civil e até na fabricação de alimentos.

Na cozinha: o ato de cozinhar envolve processos químicos e as donas de casa conhecem muito bem as transformações que ocorrem quando estão cozinhando um alimento. Ao prepararmos um alimento sobre o fogo, esse passa por mudanças em sua estrutura o que nos permite ingeri-lo.

A química é essencial desde os primórdios da civilização, mas digamos que ela tem passado por grandes avanços tecnológicos nos últimos anos. O que seria da agricultura sem o conhecimento químico para produzir os fertilizantes e aumentar a produção de alimentos? A ciência, com suas descobertas na área da saúde, tem propiciado a cura para milhões de pessoas, como a quimioterapia que tem papel fundamental no tratamento do câncer.

Mas o uso indevido dessa ciência pode causar sérios danos ao meio ambiente. Com o passar dos anos, o uso indiscriminado de produtos químicos tem causado alterações perigosas, podendo colocar em risco a vida na Terra. Sendo assim, é preciso conhecer muito bem a Química para utilizá-la de maneira correta.

2- ESTUDO DE QUÍMICA

Química[1][nota 1] é a ciência que estuda a composição, estrutura, propriedades da matéria, as mudanças sofridas por ela durante as reações químicas e a sua relação com a energia.[2][3] É considerada uma ciência exata e é chamada muitas vezes de ciência central porque é a ponte entre outras ciências naturais[4][nota 2] como Física, Matemática e Biologia. A Química possui papel fundamental no desenvolvimento tecnológico, pois a utilização dos conceitos e técnicas dessa ciência permite a obtenção de novas substâncias, além de preocupar-se com a prevenção de danos e exploração sustentável do meio ambiente.

As áreas da Química são agrupadas em quatro grandes divisões, a saber: Química Inorgânica (estuda a matéria inorgânica), Química Orgânica (estuda os compostos de carbono), Físico-Química (compreende os aspectos energéticos e cinéticos dos sistemas químicos e suas transformações em escalas macroscópicas, e atômico-molecular), e Química Analítica (analisa materiais e ajuda a compreender a sua composição e quantidade de sistemas químicos). Áreas interdisciplinares e complementares incluem Bioquímica, Ensino de Química, e Química Ambiental.

No Brasil são considerados profissionais relacionados a ciências químicas, com registro nos Conselhos Federais e Regionais de Química: Engenheiros Químicos, Bacharéis e Licenciados em Química, Bacharéis em Química Industrial ou Química Tecnológica, Bacharéis em Bioquímica.

O desenvolvimento desta ciência teve como base as observações de experimentos, sendo portanto, considerada uma ciência experimental

O Alquimista, de Pietro Longhi.

Os filósofos gregos Empédocles e Aristóteles acreditavam que as substâncias eram formadas por quatro elementos: terra, vento, água e fogo. Paralelamente, discorria outra teoria, o atomismo, que postulava que a matéria era formada por átomos, partículas indivisíveis que se podiam considerar a unidade mínima da matéria. Esta teoria, proposta pelo filósofo grego Demócrito de Abdera, não foi popular na cultura ocidental, dado o peso das obras de Aristóteles na Europa. No entanto, tinha seguidores (entre eles Lucrécio) e a ideia ficou presente até o princípio da Idade Moderna.

Entre os séculos III a.C. e o século XVI d.C, a Química estava dominada pela alquimia. O objetivo de investigação mais conhecido da alquimia era a procura da pedra filosofal, um método hipotético capaz de transformar os metais em ouro, e o elixir da longa vida. Na investigação alquímica desenvolveram-se novos produtos químicos e métodos para a separação de elementos químicos. Deste modo foram-se assentando os pilares básicos para o desenvolvimento de uma futura química experimental. O cientista irlandês Robert Boyle é tido por muitos como o iniciador da Química moderna, já que, em meados do século XVII, ele executou experimentos planejados, estabelecendo através deles generalizações. Apesar dos méritos de Boyle, muitos consideram o francês Antoine Laurent Lavoisier, que viveu no século XVIII, o pai da Química, especialmente devido ao seu trabalho sobre o conceito de conservação da massa, sendo este considerado o marco do estabelecimento da química moderna, ocasionando a chamada Revolução Química. Os estudos de Lavoisier foram referência para que fosse proposto por John Dalton, no início

do século XIX, o primeiro modelo atômico. A Química experimentou grande desenvolvimento teórico e metodológico durante o século XX, especialmente pelo estabelecimento da mecânica quântica, métodos espectroscópicos e metodologias de síntese orgânica, que impulsionaram o descobrimento de novos fármacos, determinação da estrutura química de moléculas, como o ácido desoxirribonucleico e sofisticação das teorias já existentes

A separação da Alquimia

A Química, como é conhecida atualmente, começou a desenvolver-se entre os séculos XVI e XVII. Nessa época estudou-se o comportamento e propriedades dos gases estabelecendo-se técnicas de medição. Aos poucos, foi-se desenvolvendo e refinando o conceito de elemento como uma substância elementar que não podia ser descomposto em outras. Também esta época desenvolveu-se a teoria do flogisto para explicar os processos de combustão.

Robert Boyle desenvolveu sua magnum opus "O Químico Cético", abandonando as teorias aristotélicas de alquimia e contemplando a pesquisa experimental e conclusões com base em experimentos. Georg Ernst Stahl e Johann Joachim Becher desenvolveram em 1700 a teoria do flogisto. Esta teoria, que se manteve por 80 anos até ser refutada, afirmava que as substâncias suscetíveis de sofrer combustão continham o flogisto, e que o processo de combustão consistia basicamente na perda desta substância. A causa da má interpretação da teoria do flogisto era a então substância ainda desconhecida presente no ar, o oxigênio. Joseph Priestley, estudando a composição do ar, percebeu a existência de uma substância no ar, a qual participava dos processos respiratórios e promovia reações de oxidação de metais aos seus óxidos. A teoria de elementos de Boyle considerava que um elemento químico era uma pluralidade de átomos idênticos, indivisíveis.

Por volta do século XVIII, a Química adquire definitivamente as características de uma ciência experimental. Desenvolvem-se métodos de medição cuidadosos que permitem um melhor conhecimento de alguns fenómenos, como o da combustão da matéria; Antoine Lavoisier foi o responsável por perceber a presença do carbono nos seres vivos e a complexidade de suas ligações em relação aos compostos

inorgânicos e refutador da teoria do flogisto, e assentou finalmente os pilares fundamentais da Química moderna.

Desenvolvimento da tabela periódica

O período seguinte foi a busca de novos elementos químicos, a determinação de seus pesos atômicos exatos e sua caracterização por reações com outras substâncias, sendo essa uma das tarefas mais importantes da Química inorgânica. Lothar Meyer e Dmitri Mendeleev ordenaram os elementos químicos por massa atômica e com base na capacidade de fazer ligações químicas, originando a tabela periódica. Svante Arrhenius, Jacobus Henricus van 't Hoff e Wilhelm Ostwald estimaram a constante de dissociação de sais, ácidos e bases em soluções aquosas. Alfred Werner questionou a validade das teorias e modelos aceitos na Química Orgânica, estruturando a nova química inorgânica em termos dos conceitos de coordenação e de estereoquímica.

Antes do século XIX, os químicos acreditavam que os compostos obtidos a partir de organismos vivos eram demasiadamente complexos para serem sintetizados. De acordo com o conceito de vitalismo, a matéria orgânica era dotada de uma "força vital". Esses compostos foram nomeados como "orgânicos", porém durante a primeira metade do século XIX os cientistas descobriram que os compostos orgânicos poderiam ser sintetizados em laboratório. Em 1828, Friedrich Wöhler produziu a ureia, um componente da urina, a partir do sal inorgânico cianato de amônio e, embora Wöhler sempre tenha sido cauteloso sobre a alegação de que teria refutado a teoria da força vital, esse evento tem sido muitas vezes visto como um marco para o estabelecimento da Química Orgânica. A descoberta do petróleo e a sua separação em frações de acordo com a diferença no ponto de ebulição de seus componentes foi outra etapa importante da história da ciência. Já a indústria farmacêutica teve seu início na última década do século XIX, com a fabricação de ácido acetilsalicílico (mais conhecido por como aspirina) pela Bayer na Alemanha.[6]

Com os trabalhos sobre termodinâmica química, eletrólitos em soluções, cinética química e outros assuntos entre as décadas de 1860 a 1880, originou-se a Físico-Química moderna. O marco foi a publicação em 1876 por Josiah Willard Gibbs de

seu artigo, sobre o equilíbrio de substâncias heterogêneas. Este artigo apresentou vários dos pilares da Físico-Química, como a energia livre de Gibbs, os potenciais químicos e a regra das fases de Gibbs.[7] Outros marcos incluem a introdução dos termos entalpia por Heike Kamerlingh Onnes e processos macromoleculares.

O primeiro método de análise instrumental foi desenvolvido por Robert Bunsen e Gustav Kirchhoff e foi baseado na espectroscopia de absorção atômica de chama. Utilizando essa técnica, eles descobriram, em 1860, elementos como o rubídio (Rb) e o césio (Cs).[8] Durante este período a análise instrumental tornou-se progressivamente dominante. Em particular, muitas das técnicas espectroscópicas e de espectrometria básicas foram descobertas no início do século XX e aperfeiçoadas até o final do século XX.[9] Os processos de separação se desenvolveram na linha de tempo de modo similar e também tornaram-se cada vez mais instrumentais.[10]

Bioquímica e Química Quântica

A Bioquímica, anteriormente chamada de Química Biológica ou Fisiológica,[11] surgiu a partir das investigações de fisiologistas e químicos sobre compostos e conversões químicas em seres humanos e plantas no século XIX [12][13] O termo Bioquímica foi proposto pelo químico e médico alemão Carl Neuberg (1877-1956) em 1903, embora no século XIX grandes pesquisadores, como Wohler, Liebig, Pasteur e Claude Bernard, estudassem a Química da vida sobre outras denominações.

Com a Segunda Guerra Mundial, o mundo ingressou na era atômica, marcada pelo descobrimento dos elementos transurânicos e pelos avanços na radioquímica. A disponibilização de isótopos permitiu a realização de experimentos importantes sobre o comportamento cinético e mecanístico dos compostos inorgânicos, o qual foi racionalizado por Henry Taube, em 1949, com base nas teorias de ligação. O entendimento lógico do caráter lábil/inerte dos compostos de coordenação lançou a semente dos mecanismos de transferência de elétrons, propostos por Taube em 1953, definitivamente consagrados com o Prêmio Nobel que lhe foi outorgado em 1983.

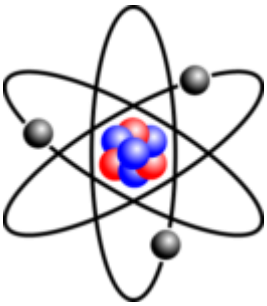
Desde a metade do século XX, com o desenvolvimento de novas técnicas como a cromatografia, a difracção de raios X, marcação por isótopos e o microscópio eletrônico, houve avanço na área da Bioquímica. Essas técnicas abriram o caminho para a análise detalhada e a descoberta de muitas moléculas e rotas metabólicas das células, como a glicólise, ciclo de Krebs (ciclo dos ácidos tricarboxílicos) e a fosforilação oxidativa (cadeia transportadora de elétrons).

Princípios da Química moderna

Tradicionalmente, os princípios da Química se iniciam com o estudo das partículas elementares, átomos, moléculas,[15] substâncias e outros agregados da matéria. Matéria é tudo aquilo que ocupa espaço e possui massa de repouso (ou massa invariante). É um termo geral para a substância da qual todos os objetos físicos consistem.[16][17] Tipicamente, a matéria inclui átomos e outras partículas que possuem massa. A massa é dita por alguns como sendo a quantidade de matéria em um objeto e volume é a quantidade de espaço ocupado por um objeto, mas esta definição confunde massa com matéria, que não são a mesma coisa.[18] Diferentes campos usam o termo de maneiras diferentes e algumas vezes incompatíveis; não há um único significado científico que seja consenso para a palavra "matéria", apesar do termo "massa" ser bem definido. A matéria pode ser encontrada principalmente nos estados sólido, líquido e gasoso, em forma isolada ou em combinação. Reações químicas[19] e outras transformações como as mudanças de fase envolvem o rearranjo de ligações químicas e outras interações entre as moléculas. Estas transformações envolvem invariavelmente diversos conceitos importantes como energia, equilíbrio químico entre outros. A seguir serão explanados as principais entidades usadas para descrever a matéria bem como alguns conceitos que permeiam as transformações sofridas pela matéria.

Espécies químicas

Átomo



Representação clássica de um átomo segundo modelo proposto por Rutherford e Bohr.

O átomo é a unidade básica de matéria que consiste de um núcleo denso central rodeado por uma nuvem de elétrons de carga negativa. O núcleo atômico contem prótons carregados positivamente e nêutrons eletricamente neutros (exceto o hidrogênio-1, que é o nuclídeo estável sem nêutrons). Os elétrons de um átomo interagem com o núcleo por força eletromagnética, e do mesmo modo, um grupo de átomos permanecem ligados uns aos outros por ligações químicas baseadas nesta mesma força, formando uma molécula. Um átomo que contém o mesmo número de prótons e elétrons é eletricamente neutro, caso contrário é carregado positivamente ou negativamente e é chamado de íon. Um átomo é classificado de acordo com o número de prótons e nêutrons no seu núcleo: o número de prótons determina o elemento químico e o número de nêutrons determina o isótopo do elemento.[nota 3] O modelo atualmente aceito para explicar a estrutura atômica é o modelo da mecânica quântica.

Antiátomo

Antiátomos constituem a antimatéria, possuindo cargas elétricas inversas às dos átomos. São compostos
por antipartículas denominadas pósitrons, antiprótons e antinêutrons.

Elemento

Elemento químico é o termo coletivo para todos os tipos de átomos com o mesmo número atômico. Assim, todos os átomos de um elemento químico possuem necessariamente o mesmo número de prótons no núcleo. Um elemento é identificado por um símbolo, uma abreviatura que é na maioria dos casos derivada

do nome em latim do elemento [por exemplo, Pb (plumbum), Fe (ferrum)]. Os elementos estão dispostos na tabela periódica em ordem crescente do número atômico. Um total de 118 elementos são conhecidos até esta data (2018).

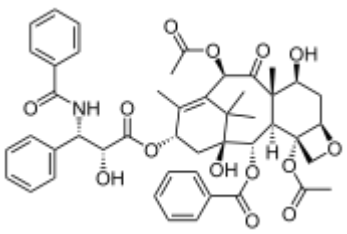
Composto

Um composto químico é uma substância química pura composta por dois ou mais elementos químicos diferentes.[22][23][24] Os compostos químicos têm uma estrutura química única e definida e consistem em uma razão fixa de átomos, que são mantidos juntos num arranjo espacial definido por ligações químicas. Os átomos de um composto químico podem ser unidos por ligações covalentes, ligações iônicas, ligações metálicas ou por ligações covalentes coordenadas. Os elementos químicos não são considerados compostos químicos, mesmo que consistam em moléculas que contenham múltiplos átomos de um único elemento (como H2, S8, etc), sendo estas chamadas moléculas diatômicas ou moléculas poliatômicas.[25] A nomenclatura de compostos químicos é uma parte crucial da linguagem química. No início da história, estes eram batizados com o nome de seu descobridor. No entanto hoje, a nomenclatura padrão é definida pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC). O sistema IUPAC de nomenclatura permite a distinção dos compostos por nomes específicos.

Substância

Uma substância química é um tipo de matéria com composição e conjunto de propriedades definidos.[26] Estritamente falando, uma mistura de compostos, elementos e compostos ou elementos não é uma substância química, mas pode ser chamado de produto químico. A maioria das substâncias que encontramos em nossa vida diária são misturas, como por exemplo o ar e a biomassa.

Molécula



A estrutura de uma molécula apresenta ligações covalentes e é eletricamente neutra, como observado na estrutura do Paclitaxel.

Uma molécula é uma entidade eletricamente neutra formada de dois ou mais átomos unidos por ligações covalentes.[27][28][29][30][31][32] As moléculas são distinguidas dos íons pela ausência de carga elétrica. No entanto, em Física Quântica, Química Orgânica e Bioquímica, o termo molécula é usado frequentemente com menor rigor, sendo aplicado também aos íons poliatômicos. Na teoria cinética dos gases, o termo molécula é frequentemente utilizado para qualquer partícula gasosa, independentemente da sua composição. De acordo com essa definição, átomos de gases nobres são considerados moléculas, apesar do fato de que elas são compostas por um único átomo sem ligação química.[33] Uma molécula pode ser constituída por átomos de um único elemento químico, tal como com o oxigênio gasoso (O_2), ou de diferentes elementos, como acontece com a água (H_2O). Átomos e complexos ligados por ligações covalentes, como pontes de hidrogênio ou ligações iônicas geralmente não são considerados moléculas individuais.[34]

Íon

O íon (português brasileiro) ou ião (português europeu) é uma partícula eletricamente carregada, ou seja, é um átomo ou uma molécula que perdeu ou ganhou elétrons. Um íon é chamado cátion quando perde um ou mais elétrons, que são negativos, ficando carregado positivamente (por exemplo, o cátion sódio: Na^+). Por outro lado, os ânions são os íons carregados negativamente, ou seja, ganharam eletróns (por exemplo, ânion cloreto: Cl^-). Como exemplos de íons poliatômicas podem ser citados os íon hidróxido (OH^-) ou o íon fosfato (PO_4^{3-}). Os íons no estado gasoso são frequentemente chamados de plasma.

Conceitos envolvidos na transformação da matéria

Acidez e basicidade

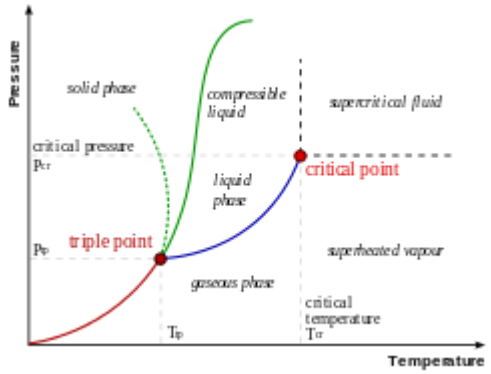
Substâncias possuem propriedades ácidas e/ou básicas. Existem diferentes teorias que explicam o comportamento ácido-base. A mais simples é a teoria de Arrhenius, que diz que um ácido é uma substância que produz íons hidrônio, quando dissolvida em água; e uma base é uma substância que produz íons hidroxila, quando

dissolvida em água. De acordo com a teoria ácido-base de Brønsted-Lowry, ácidos são substâncias que doam um cátion hidrogênio a outra substância em uma reação química; por extensão, uma base é a substância que recebe estes íons hidrogênio. A terceira teoria é teoria ácido-base de Lewis, o qual é baseado na formação de ligações químicas. A teoria de Lewis explica que um ácido é uma substância que é capaz de aceitar um par de elétrons de uma outra substância durante o processo de formação da ligação química, enquanto que a base é uma substância que cede um par de elétrons para formar uma nova ligação.[35] Existem várias outras maneiras em que uma substância pode ser classificada como um ácido ou de uma base, como é evidente na história deste conceito.[36]

A acidez pode ser mensurada especialmente por dois métodos. Uma delas, com base na definição de Arrhenius de acidez, é o potencial hidrogeniônico (pH). O pH é definido como o logarítmo decimal do inverso da atividade de íons hidrogênio, aH+, em uma solução.[37] Assim, as soluções que têm um baixo pH tem alta concentração de íons hidrônio, e pode-se dizer que são mais ácidas.

Outra maneira, que tem como base a definição de Bronsted-Lowry, é a constante de dissociação de um ácido (Ka), que medem a capacidade relativa de uma substância para agir como um ácido sob a definição de Bronsted-Lowry. Isto é, as substâncias com um Ka maior são mais propensas a doar íons hidrogênio em reações químicas do que aquelas com menores valores de Ka.

Fase



Um típico diagrama de fase, detalhando a variação de fases da água em termos de pressão e temperatura. A linha pontilhada dá o comportamento anômalo da água. As linhas verdes marcam o ponto de congelamento e a linha azul o ponto de ebulição.

Em ciências físicas, fase é uma região do espaço (um sistema termodinâmico), no qual todas as propriedades físicas são essencialmente uniformes.[38] Exemplos de propriedades físicas incluem a densidade, índice de refração, magnetização e composição química. Uma descrição mais simples é que uma fase é uma região de um material que é quimicamente uniforme, fisicamente distinta e (frequentemente) mecanicamente separáveis. Num sistema composto por gelo e água num frasco de vidro, os cubos de gelo são uma fase, a água é uma segunda fase e o ar úmido sobre a água é uma terceira fase.

A termo fase é usado às vezes como sinônimo de estado da matéria. Além disso, por vezes é utilizado para se referir a um conjunto de estados de equilíbrio demarcados em termos de variáveis de estado, tais como pressão e temperatura por um limite de fase em um diagrama de fases. Como os limites de fase se relacionam às alterações na organização da matéria, tais como a mudança do estado líquido para o estado sólido ou de uma alteração mais sutil de uma estrutura de cristal para o outro, este último uso é semelhante à utilização de fase como sinônimo de estado da matéria. No entanto, o uso dos termos estado da matéria e diagrama de fase não são compatíveis com a definição formal citada acima e o significado pretendido deve ser determinado a partir do contexto em que o termo é utilizado. Diferentes tipos de estados ou fases são considerados com o sólido, líquido e gasoso, o condensado de Bose-Einstein e o plasma, sendo que estes dois últimos são estudados em níveis avançados da física.

Ligação

Uma ligação química ocorre quando uma interação entre os átomos permite a formação de substâncias químicas que contêm dois ou mais átomos. A ligação é provocada por força de atração eletrostática entre as cargas opostas, quer entre elétrons e os núcleos, ou como o resultado de uma atração dipolar. A força das ligações químicas varia consideravelmente em termos energéticos; existem "ligações fortes", como as ligações covalentes ou iônicas e "ligações fracas", tais

como interações dipolo-dipolo, a força dispersão de London e ligações de hidrogênio. A muitos compostos, a teoria da ligação de valência, o modelo de repulsão dos pares eletrônicos (VSEPR) e o conceito do número de oxidação são usados para explicar a estrutura molecular e formação das ligações químicas. Outras teorias de ligação, como a teoria do orbital molecular também são muito utilizadas.

Reação

Vídeo demonstrando uma reação química. Duas soluções incolores são misturadas (uma solução contendo íons persulfato ou outra contendo íons iodeto). Aparentemente nada acontece. Passados alguns segundos, a solução se torna azulada. Iodo molecular e íons sulfato são os produtos desta reação.

Uma reação química é um processo que leva a transformação de uma substâncias a outra.[39] Classicamente, as reações químicas compreendem alterações que envolvem o movimento dos elétrons na formação e quebra de ligações químicas entre os átomos. A substância (ou substâncias) inicialmente envolvida numa reação química é chamada de reagente. As reações químicas produzem um ou mais produtos, que em geral têm propriedades diferentes das dos reagentes. Reações muitas vezes consistem de uma sequência de subetapas e as descrição exata sobre o curso destas reações ilustram um mecanismo de reação. As reações químicas são descritas com equações químicas que apresentam graficamente os materiais de partida, os produtos finais e os intermediários, por vezes, as condições de reação.

Reações químicas acontecem a uma taxa reacional característica a uma dada concentração e temperatura. Reações que ocorrem rapidamente são descritas como espontâneas, que não exigem o fornecimento de energia extra. As reações não

espontâneas ocorrem tão lentamente que exigem a introdução de algum tipo de energia adicional (tal como o calor, luz ou de eletricidade), a fim de se completar ou atingir o equilíbrio químico.

Diferentes reações químicas são combinadas durante a síntese química, de modo a obter um produto desejado. Em bioquímica, uma série de reações químicas formam as vias metabólicas. Essas reações são geralmente mediadas por enzimas. Essas enzimas catalisam muitas reações que não ocorreriam sob condições presentes no interior de uma célula.

O conceito geral de reação química foi estendido para entidades menores do que os átomos, incluindo as reações nucleares, decaimentos radioativos e reações entre partículas elementares, como descrito pela teoria quântica de campos.

Mol

O mol é o nome da unidade de base do Sistema Internacional de Unidades (SI) para a grandeza quantidade de matéria.[40][41] É uma das sete unidades de base do Sistema Internacional de Unidades.[42] O seu uso é comum para simplificar representações de proporções químicas e no cálculo de concentração de substâncias. O Escritório Internacional de Pesos e Medidas define: "mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos contidos em 0,012 quilograma de carbono-12".[43]

Redox

Reações redox (redução-oxidação) incluem todas as reações químicas em que átomos têm o seu estado de oxidação alterado por transferência de elétrons, seja pelo ganho (redução) ou perda de elétrons (oxidação). As substâncias que possuem a capacidade de oxidar outras substâncias são chamadas de oxidantes (agentes oxidantes). Do mesmo modo, as substâncias que tem a capacidade de reduzir outras substâncias são ditas redutoras e são conhecidos como agentes redutores. Um redutor transfere elétrons a outra substância, então ele sofre oxidação. A oxidação e redução refletem a alteração no número de oxidação - a transferência efectiva de electrões nunca pode ocorrer. Assim, a oxidação é melhor definida como

um aumento no número de oxidação, de redução e como uma diminuição no número de oxidação.

Equilíbrio

Em uma reação química, o equilíbrio químico é o estado em que ambos os reagentes e produtos estão presentes em concentrações e estas não tendem a se alterar com o tempo.[44] Geralmente, este estado resulta quando a reação (produtos para reagentes) prossegue à mesma taxa que a reação inversa (produtos para reagentes). As taxas reacionais de ambas não são iguais a zero, mas sendo iguais, não existem alterações líquidas das concentrações tanto dos reagentes quanto dos produtos. Esse processo é chamado de equilíbrio dinâmico.[45][46]

Energia

No contexto de Química, a energia é um atributo de uma substância como uma consequência da agregação de sua estrutura atômica ou molecular. Uma vez que uma transformação química gera mudanças na estrutura de uma substância, o processo é invariavelmente acompanhado por um aumento ou diminuição de energia nas substâncias envolvidas. Parte da energia é transferida entre o ambiente e os reagentes sob a forma de calor ou de luz; assim, os produtos de uma reação podem ser mais ou menos energéticos do que os reagentes.

A reação é dita ser exergônica a variação da energia livre de Gibbs tem valor negativo, indicando a possibilidade de uma reação espontânea. No caso de endergônicas a situação é inversa. A reação é dito ser exotérmica se liberta calor para o ambiente e as reações exotérmicas absorvem o calor do meio.

As reações químicas são invariavelmente impossível, a menos que os reagentes superem uma barreira de energia conhecida como energia de ativação. A velocidade de uma reação química (em dada temperatura T) está relacionada com a energia de

ativação E pelo Fator de Boltzmann, {\displaystyle e^{-E/kT}} - que expressa a possibilidade de uma molécula ter uma energia maior ou igual a E em dada temperatura T. Esta dependência exponencial da taxa de reação em dada temperatura é conhecida como equação de Arrhenius. A energia de ativação

necessária para que uma reação química ocorra pode ser na forma de calor, luz, eletricidade ou força mecânica sob a forma de ultra-som.[47]

O conceito de energia livre, que também incorpora considerações sobre entropia, é um meio muito útil para prever a possibilidade de ocorrência de uma reação química e determinar o estado de equilíbrio de uma reação em termodinâmica química. A reacção só é possível se a mudança total na energia livre de Gibbs

negativa, {\displaystyle \Delta G\leq 0\,} , e, se for igual a zero, a reação química está em equilíbrio.

Existem apenas limitados possíveis estados de energia para elétrons, átomos e moléculas. Estas são determinadas pelas regras da mecânica quântica, que exigem quantização da energia. Os átomos e moléculas em um estado energético estão em estado excitado. Moléculas e átomos que substância neste estado energético são frequentemente muito mais reativos, isto é, mais passíveis de reações químicas.

A fase de uma substância é determinada pela sua energia própria e a energia do ambiente. Quando as forças intermoleculares de uma substância é tal que a energia do ambiente não é suficiente para superá-las, ocorrem então as fases mais ordenada, como líquido e sólido, como é o caso com a água (H2O), um líquido à temperatura ambiente porque as suas moléculas interagem por ligações de hidrogênio.[48] O sulfeto de hidrogênio (H2S) é um gás a temperatura e pressão padrão porque as suas moléculas interagem por interações dipolo-dipolo, que são mais fracas.

A transferência de energia a partir de uma substância química para outra depende do tamanho dos quanta de energia emitidos a partir de uma substância. No entanto, a energia térmica é frequentemente transferida mais facilmente de qualquer substância para outra porque os fônons responsáveis pelos níveis de energia vibracional e rotacional em uma substância têm muito menos energia do que os fótons invocados para a transferência de energia eletrônica. Assim, devido aos níveis de energia vibracional e rotacional serem mais próximos espacialmente mais espaçados do que os níveis eletrônicos de energia, o calor é mais facilmente

transferido entre substâncias em relação à luz ou de outras formas de energia eletrônica. Por exemplo, a radiação eletromagnética ultravioleta não é transferida com o máximo de eficiência de uma substância a outra como a energia térmica ou elétrica.

A existência de níveis de energia característicos para as diferentes substâncias químicas é útil para a sua identificação por meio da análise de linhas espectrais. Diferentes tipos de espectros são frequentemente utilizados em espectroscopia, por exemplo, o infravermelho e microondas. A espectroscopia também é utilizada para identificar a composição de objetos remotos - como estrelas e galáxias distantes - analisando os seus espectros de radiação.

3- BREVE HISTÓRIA DA TABELA PERIÓDICA

A tabela periódica é um modelo que agrupa todos os elementos químicos conhecidos e apresenta algumas de suas características. Atualmente, a tabela periódica possui 118 elementos químicos.

Evolução da Tabela Periódica

O modelo de tabela periódica que conhecemos atualmente, foi proposto pelo químico russo **Dmitri Mendeleiev** (1834-1907), no ano de 1869.

A finalidade fundamental de criar uma tabela era para facilitar a classificação, a organização e o agrupamento dos elementos químicos conforme suas propriedades.

Muitos estudiosos já tentavam organizar estas informações e, portanto, muitos modelos anteriores foram apresentados.

Da Grécia Antiga vieram as primeiras tentativas de organizar os elementos conhecidos. **Empédocles** foi um filósofo grego que falou da existência de quatro "elementos": água, fogo, terra e ar.

Posteriormente, **Aristóteles** fez a primeira organização desses elementos e lhes associou algumas "propriedades" como úmido, seco, quente e frio.

Antoine Lavoisier (1743-1794) observou que por meio da eletrólise, a água se decompunha em hidrogênio e oxigênio. Classificou então as substâncias encontradas em elementares por não conseguir dividi-las em substâncias mais simples.

Ele identificou alguns dos primeiros elementos químicos e, em 1789, organizou uma lista de 33 elementos divididos em conjuntos de substâncias simples, metálicas, não-metálicas e terrosas, mas não conseguiu estabelecer uma propriedade que os diferenciasse.

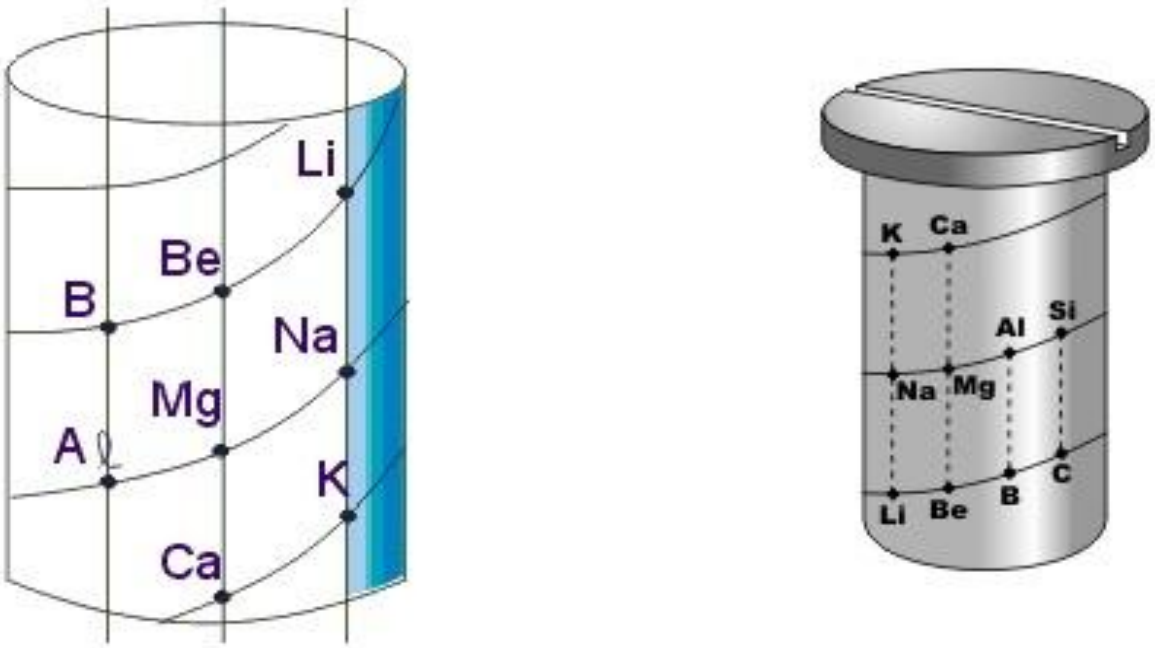
Johann W. Döbereiner (1780-1849) foi um dos primeiros a observar uma ordem para organizar os elementos químicos. Como no início do século XIX valores aproximados de massa atômica para alguns elementos haviam sido estabelecidos, ele organizou grupos de três elementos com propriedades semelhantes.

Tríades de Döbereiner

O modelo de classificação proposto por Döbereiner chamou bastante atenção da comunidade científica na época. Ele sugeriu uma organização baseada em tríades, ou seja, os elementos eram agrupados em trios conforme as suas propriedades semelhantes.

A massa atômica do elemento central era a média das massas dos outros dois elementos. Por exemplo, o sódio tinha um valor aproximado de massa que correspondia a média das massas de lítio e potássio. Entretanto, muitos elementos não podiam ser agrupados dessa forma.

Alexandre-Emile B. de Chancourtois (1820-1886), geólogo francês, organizou 16 elementos químicos por ordem crescente de massa atômica. Para isso, utilizou um modelo conhecido por Parafuso Telúrico.
No modelo proposto por Chancourtois, ocorre a distribuição das informações na base, em forma de cilindro, alinhando verticalmente os elementos com propriedades semelhantes.



Modelo do Parafuso Telúrico

John Newlands (1837-1898) também desempenhou papel fundamental. Ele criou a lei das oitavas para os elementos químicos.

Suas observações mostraram que, organizando os elementos por ordem crescente de massa atômica, a cada oito elementos as propriedades se repetiam, estabelecendo assim, uma relação periódica.

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co & Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt & Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba & V 45	Hg 52
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce & La 33	U 40	Ta 46	Tl 53
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Pb 54
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di & Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro & Ru 35	To 43	Au 49	Th 56

Tabela de Newlands

O trabalho de Newlands ainda era restrito, pois essa lei se aplicava até o cálcio. Entretanto, seu pensamento foi precursor das ideias de Mendeleiev.

Julius Lothar Meyer (1830-1895), baseando-se principalmente nas propriedades físicas dos elementos, fez uma nova distribuição segundo as massas atômicas.
Ele observou que entre elementos consecutivos, a diferença das massas era constante e concluiu a existência de relação entre massa atômica e propriedades de um grupo.

Através do estudo proposto por Meyer foi possível comprovar a existência de periodicidade, ou seja, ocorrência de propriedades semelhantes em intervalos regulares.

Dmitri Mendeleiev (1834-1907), em 1869, estando na Rússia, teve a mesma ideia que Meyer, que realizava seus estudos na Alemanha. Ele, de forma mais meticulosa, organizou um quadro periódico, onde os 63 elementos químicos conhecidos estavam dispostos em colunas com base em suas massas atômicas.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
		Ni =	Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Tabela periódica proposta por Mendeleiev

Além disso, deixou espaços vazios na tabela para os elementos que ainda não eram conhecidos. Mendeleiev era capaz de descrever algumas informações dos elementos faltantes com base na sequência que elaborou.

O Trabalho de Mendeleiev foi o mais completo até então realizado, pois organizou os elementos conforme suas propriedades, reuniu um grande número de

informações de maneira simples e constatou que novos elementos seriam descobertos, deixando espaços para inseri-los na tabela.

Até então, nada se sabia a respeito da constituição dos átomos, mas a organização proposta por Meyer-Mendeleiev originou inúmeras investigações para justificar a periodicidade dos elementos e constitui a base da atual Tabela Periódica.

Henry Moseley (1887-1915), em 1913, fez importantes descobertas, estabelecendo o conceito de número atômico. Com o desenvolvimento de estudos para explicar a estrutura dos átomos, um novo passo foi dado para organização dos elementos químicos.
A partir de seus experimentos, ele atribuiu números inteiros a cada elemento e, posteriormente, foi constatada a correspondência ao número de prótons no núcleo do átomo.

Moseley reorganizou a tabela proposta por Mendeleiev de acordo com os números atômicos, eliminando algumas falhas da tabela anterior e estabeleceu o conceito de periodicidade da seguinte forma:

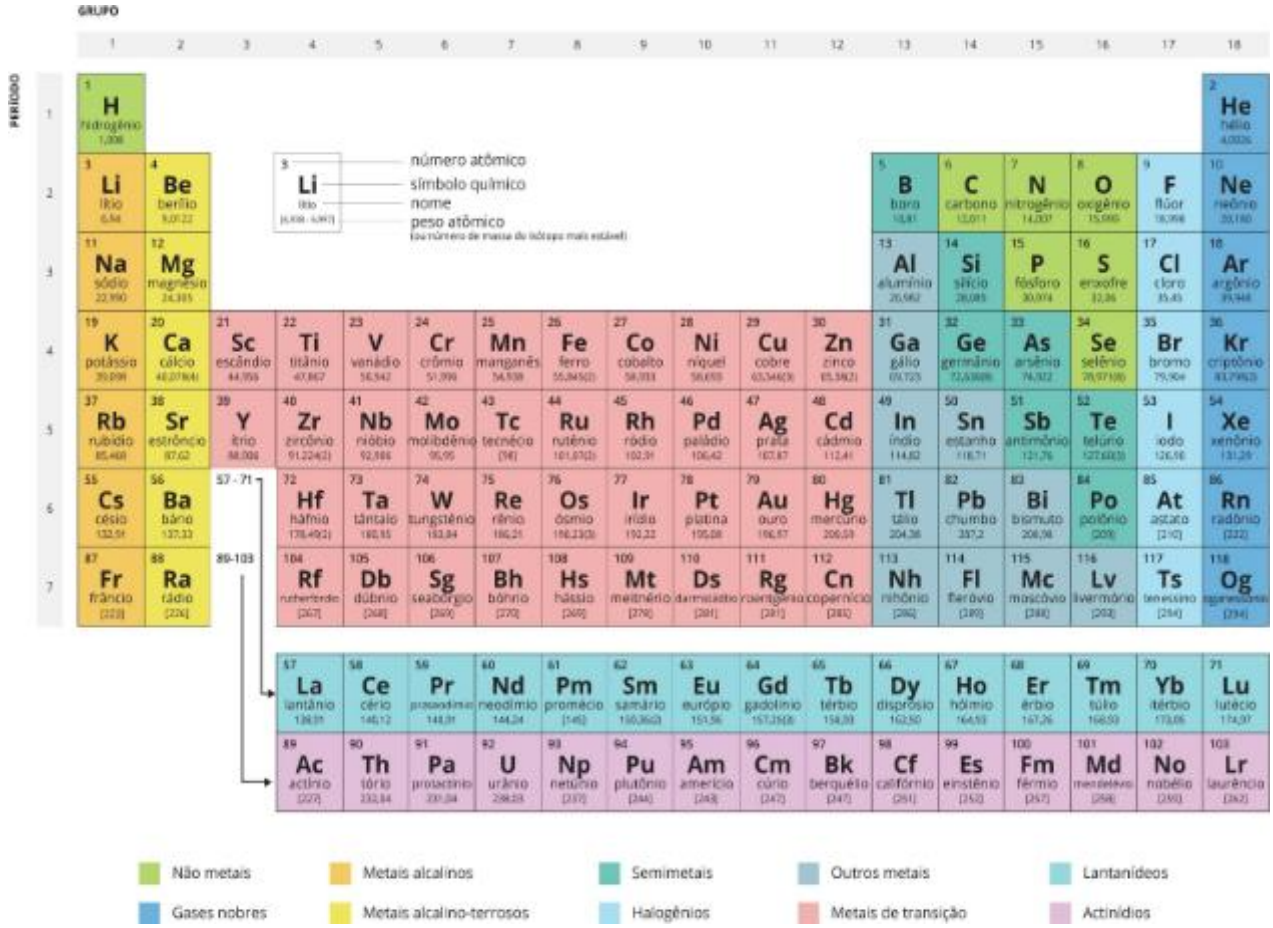
Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência dos números atômicos.

De fato, todos os modelos propostos, de alguma forma, contribuíram para as descobertas sobre os elementos químicos e suas classificações.

Além disso, foram fundamentais para que chegasse ao modelo atual de tabela periódica que apresenta **118 elementos químicos**.

Tabela Periódica Completa e Atualizada

A tabela periódica recebe esse nome em relação à periodicidade, ou seja, os elementos estão organizados de forma que suas propriedades se repetem de forma regular.



Nova Tabela Periódica completa e atualizada (clique para abrir em tamanho original)

4- ELEMENTOS QUÍMICOS

Os elementos químicos, também chamados de substâncias simples, são elementos formados por átomos.

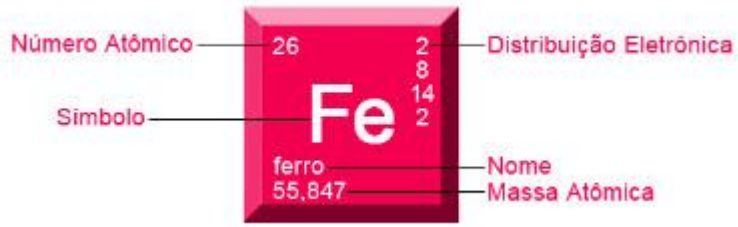
Atualmente, existem 118 elementos químicos, sendo que 92 são naturais (encontrados na natureza) e 26 são artificiais e produzidos de maneira artificial.

Representação

Todos os elementos químicos estão presentes na tabela periódica. Eles são representados por uma sigla, onde a primeira letra é maiúscula. Se essa sigla tiver duas letras, a segunda será minúscula, por exemplo:

Elemento Ferro – sigla Fe

Além disso, na tabela periódica são indicadas algumas características desse elemento: nome, símbolo, número atômico, massa atômica e distribuição eletrônica.



Classificação Periódica dos Elementos Químicos

Na tabela periódica os elementos são organizados de maneira crescente em relação ao número atômico.

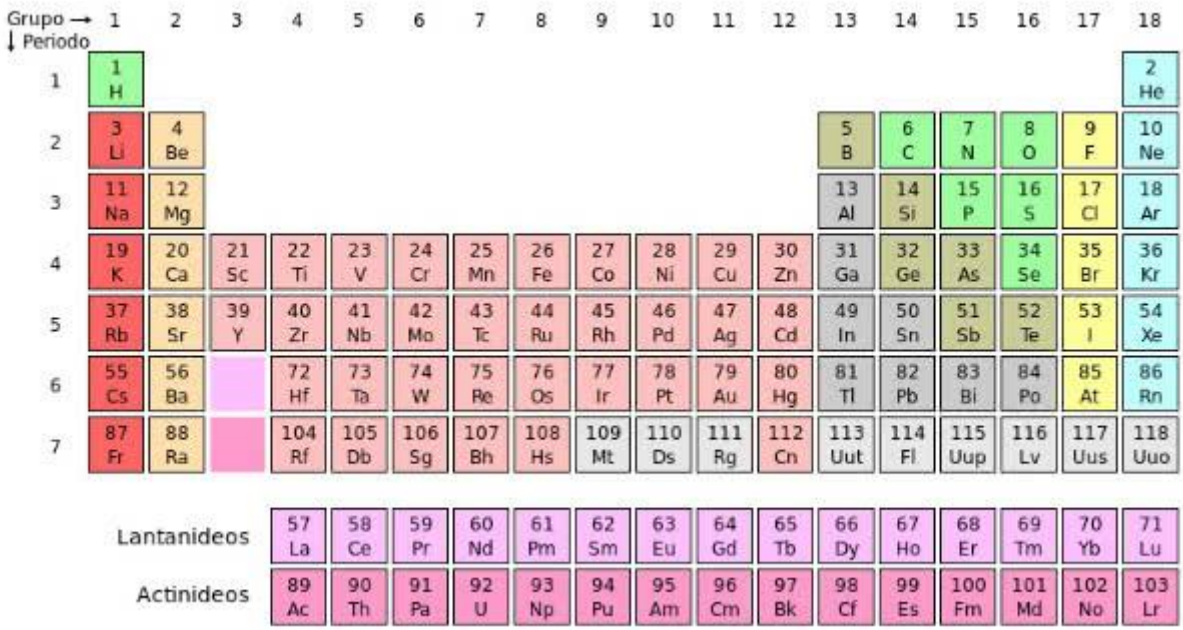


Tabela Periódica dos Elementos Químicos

Eles são agrupados em:

Períodos: são as sete linhas horizontais da tabela periódica, onde os elementos possuem o mesmo número de camadas eletrônicas:

- **1º Período**: 2 elementos
- **2º Período**: 8 elementos
- **3º Período**: 8 elementos
- **4º Período**: 18 elementos
- **5º Período**: 18 elementos
- **6º Período**: 32 elementos
- **7º Período**: 32 elementos

Colunas: as colunas, grupos ou famílias, são as 18 linhas verticais que aparecem na tabela periódica.

As famílias A e B possuem 8 grupos cada uma:

- **Família 1A**: Metais Alcalinos (lítio, sódio, potássio, rubídio, césio e frâncio).
- **Família 2A**: Metais Alcalinos -Terrosos (berílio, magnésio, cálcio, estrôncio, bário e rádio).
- **Família 3A**: Família do Boro (boro, alumínio, gálio, índio, tálio e ununtrio).

- **Família 4A**: Família do Carbono (carbono, silício, germânio, estanho, chumbo e fleróvio).
- **Família 5A**: Família do Nitrogênio (nitrogênio, fósforo, arsênio, antimônio, bismuto e ununpêntio).
- **Família 6A**: Calcogênios (oxigênio, enxofre, selênio, telúrio, polônio, livermório).
- **Família 7A**: Halogênios (flúor, cloro, bromo, iodo, astato e ununséptio).
- **Família 8A**: Gases Nobres (hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio, radônio e ununóctio).

Os **elementos de transição** (metais de transição) representam as 8 famílias da série B:

- **Família 1B**: cobre, prata, ouro e roentgênio.
- **Família 2B**: zinco, cádmio, mercúrio e copernício.
- **Família 3B**: escândio, ítrio e sério de lantanídios (15 elementos) e actinídeos (15 elementos).
- **Família 4B**: titânio, zircônio, háfnio e rutherfórdio.
- **Família 5B**: vanádio, nióbio, tântalo e dúbnio.
- **Família 6B**: cromo, molibdênio, tungstênio e seabórgio.
- **Família 7B**: manganês, tecnécio, rênio e bóhrio.
- **Família 8B**: ferro, rutênio, ósmio, hássio, cobalto, ródio, irídio, meitnério, níquel, paládio, platina, darmstádio.

Propriedades dos Elementos

Os elementos químicos possuem dois tipos de propriedades:

Propriedades Periódicas: variam periodicamente com o aumento de seus números atômicos, são elas:

- Raio Atômico
- Volume Atômico
- Densidade Absoluta
- Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição
- Afinidade Eletrônica
- Energia de Ionização
- Eletronegatividade

- Eletropositividade

Propriedades Aperiódicas: não variam periodicamente, por exemplo:

- Massa Atômica
- Calor Específico

Todos os Elementos Químicos

Confira abaixo uma tabela em ordem alfabética que reúne todos os elementos químicos, seus símbolos, números atômicos e massas atômicas.

As massas atômicas entre parênteses correspondem aos isótopos mais estáveis dos elementos radioativos.

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Actínio	Ac	89	(227)
Alumínio	Al	13	26,9815
Amerício	Am	95	(243)
Antimônio	Sb	51	121,75
Argônio	Ar	18	39,948
Arsênio	As	33	74,9216
Astato	At	85	(210)
Bário	Ba	56	137,34
Berquélio	Bk	97	(247)
Berílio	Be	4	9,0122
Bismuto	Bi	83	209

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Bóhrio	Bh	107	(262,1)
Boro	B	5	10,811
Bromo	Br	35	79,909
Cádmio	Cd	48	112,40
Cálcio	Ca	20	40,08
Califórnio	Cf	98	(251)
Carbono	C	6	12,01115
Cério	Ce	58	140,12
Césio	Cs	55	132,905
Chumbo	Pb	82	207,19
Cloro	Cl	17	35,453
Cobalto	Co	27	58,93
Cobre	Cu	29	63,55
Copernício	Cn	112	285
Criptônio	Kr	36	83,80
Cromo	Cr	24	51,996

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Cúrio	Cm	96	(247)
Darmstádio	Ds	110	(269)
Disprósio	Dy	66	162,50
Dúbnio	Db	105	(262)
Einstênio	Es	99	(252)
Enxofre	S	16	32,064
Érbio	Er	68	167,26
Escândio	Sc	21	44,956
Estanho	Sn	50	118,69
Estrôncio	Sr	38	87,62
Európio	Eu	63	151,96
Férmio	Fm	100	(257)
Ferro	Fe	26	55,847
Fleróvio	Fl	114	289
Flúor	F	9	18,9984
Fósforo	P	15	30,9738

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Frâncio	Fr	87	(223)
Gadolínio	Gd	64	157,25
Gálio	Ga	31	69,72
Germânio	Ge	32	72,59
Háfnio	Hf	72	178,49
Hássio	Hs	108	(265)
Hélio	He	2	4,0026
Hidrogênio	H	1	1,00797
Hólmio	Ho	67	164,930
Índio	In	49	114,82
Iodo	I	53	126,9044
Irídio	Ir	77	192,2
Itérbio	Yb	70	173,04
Ítrio	Y	39	88,905
Lantânio	La	57	138,91
Laurêncio	Lr	103	(260)

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Lítio	Li	3	6,941
Livermório	Lv	116	292
Lutécio	Lu	71	174,97
Magnésio	Mg	12	24,312
Meitnério	Mt	109	(269)
Manganês	Mn	25	54,9380
Mendelévio	Md	101	(258)
Mercúrio	Hg	80	200,59
Molibdênio	Mo	42	95,94
Neodímio	Nd	60	144,24
Neônio	Ne	10	20,183
Netúnio	Np	93	(237)
Nióbio	Nb	41	92,906
Níquel	Ni	28	58,69
Nitrogênio	N	7	14,0067
Nobélio	No	102	(259)

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Ósmio	Os	76	190,2
Ouro	Au	79	196,967
Oxigênio	O	8	15,9994
Paládio	Pd	46	106,4
Platina	Pt	78	195,09
Plutônio	Pu	94	(244)
Polônio	Po	84	(209)
Potássio	K	19	39,098
Praseodímio	Pr	59	140,907
Prata	Ag	47	107,870
Promécio	Pm	61	(145)
Protactínio	Pa	91	(231)
Rádio	Ra	88	(226)
Radônio	Rn	86	(222)
Rênio	Re	75	186,2
Ródio	Rh	45	102,905

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Roentgênio	Rg	111	(272)
Rubídio	Rb	37	85,47
Rutênio	Ru	44	101,07
Rutherfórdio	Rf	104	(261
Samário	Sm	62	150,35
Seabórgio	Sg	106	(263,1)
Selênio	Se	34	78,96
Silício	Si	14	28,086
Sódio	Na	11	22,9898
Tálio	Tl	81	204,37
Tantálio	Ta	73	180,948
Tecnécio	Tc	43	(98)
Telúrio	Te	52	127,60
Térbio	Tb	65	158,924
Titânio	Ti	22	47,90
Tório	Th	90	232,0

Elemento	Símbolo	Número Atômico	Massa Atômica
Túlio	Tm	69	168,934
Tungstênio	W	74	183,85
Ununóctio	Uuo	118	294
Ununpêntio	Uup	115	288
Ununséptio	Uus	117	294
Ununtrio	Uut	113	284
Urânio	U	92	238
Vanádio	V	23	50,942
Xenônio	Xe	54	131,38
Zinco	Zn	30	65,38
Zircônio	Zr	40	91,22

5- PROPRIEDADES PERIÓDICAS

As propriedades periódicas dos elementos químicos são as características que eles possuem.

Note que os elementos químicos da tabela periódica tem um local específico que varia de acordo com as propriedades periódicas que apresentam. Eles estão ordenados por ordem crescente de número atômico.

Segundo a Lei de Moseley:

"*Muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência do números atômicos dos elementos*."

Principais Propriedades Periódicas

Raio Atômico

Relacionada com o tamanho dos átomos, essa propriedade é definida pela distância entre os centros dos núcleos de dois átomos do mesmo elemento.

Sendo assim, o raio atômico corresponde à metade da distância entre os núcleos de dois átomos vizinhos, sendo expresso da seguinte maneira:

r = d/2

Onde:

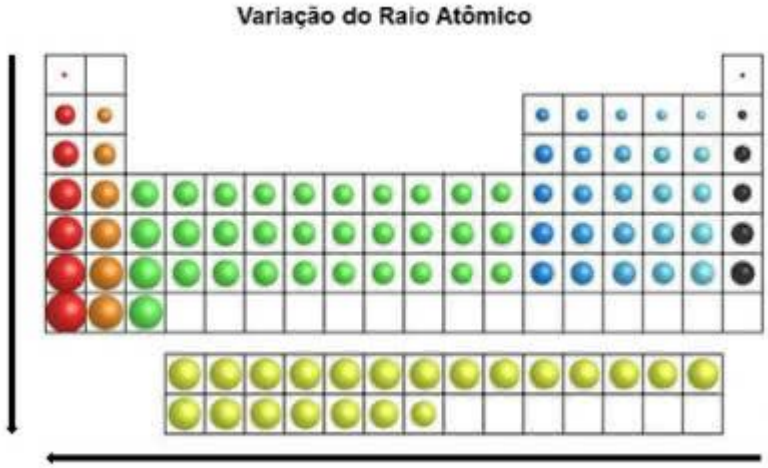
r: raio

d: distância internuclear

Ele é medido em **picômetros** (pm). Essa medida é um submúltiplo do metro:

1 pm = 10^{-12} m

Na tabela periódica, o raio atômico aumenta de cima para baixo na posição vertical. Já na horizontal, eles aumentam da direita para esquerda.



Variação do Raio Atômico

O elemento químico que possui maior raio atômico é o Césio (Cs).

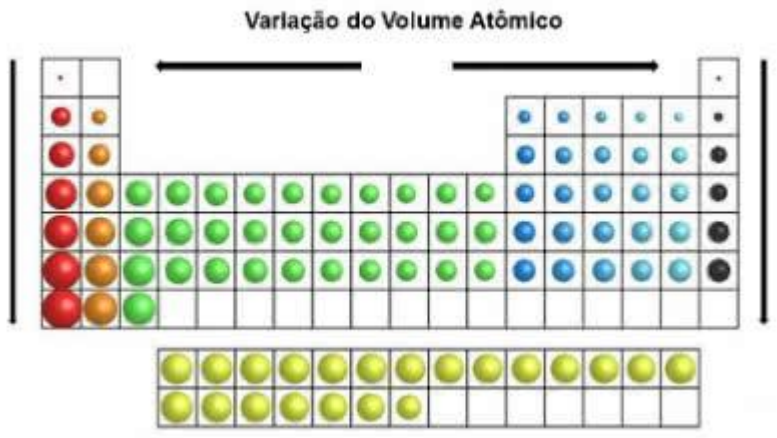
Volume Atômico

Essa propriedade periódica indica o volume ocupado por 1 mol do elemento no estado sólido.

Vale notar que o volume atômico não é o volume de 1 átomo, mas um conjunto de $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos (valor de 1 mol)

O volume atômico de um átomo é definido não somente pelo volume de cada átomo, mas também o espaçamento que existe entre esses átomos.

Na tabela periódica, os valores do volume atômico aumentam de cima para baixo (vertical) e do centro para as extremidades (horizontal).



Variação do Volume Atômico

Para calcular o volume atômico, utiliza-se a seguinte fórmula:

V = m/d

Onde:

V: volume atômico

m: massa de 6,02 . 10^{23} átomos do elemento

d: densidade do elemento no estado sólido

Densidade Absoluta

A densidade absoluta, também chamada de “massa específica”, é uma propriedade periódica que determina a relação entre a massa (m) de uma substância e o volume (v) ocupado por essa massa.

Ela é calculada pela seguinte fórmula:

d = m/v

Onde:

d: densidade

m: massa

v: volume

Na tabela periódica, os valores das densidades aumentam de cima para baixo (vertical) e das extremidades para o centro (horizontal).

Variação da Densidade Absoluta

Assim, os elementos mais densos estão no centro e na parte inferior da tabela:

Ósmio (Os): d= 22,5 g/cm^3

Irídio (Ir): d = 22,4 g/cm^3

Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição

Outra importante propriedade periódica está relacionada com as temperaturas nas quais os elementos entram em fusão e ebulição.

O Ponto de Fusão (PF) é a temperatura onde a matéria passa da fase sólida para a fase líquida. Já o Ponto de Ebulição (PE) é a temperatura onde a matéria passa da fase líquida para a gasosa.

Na tabela periódica, os valores de PF e de PE variam segundo os lados que estão posicionados na tabela.

No sentido vertical e no lado esquerdo da tabela, eles aumentam de baixo para cima. Já do lado direito, eles aumentam de cima para baixo. No sentido horizontal, eles aumentam das extremidades para o centro.

Variação do Ponto de Fusão e Ebulição

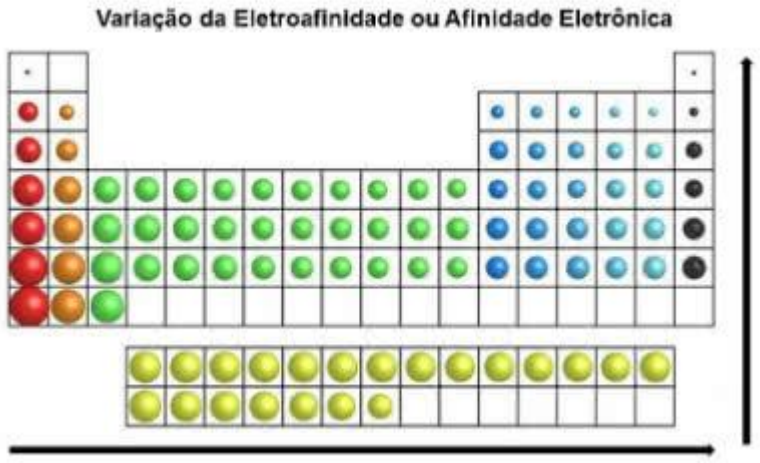
Afinidade Eletrônica

Também chamada de “eletroafinidade”, trata-se da energia mínima necessária de um elemento químico com o intuito da retirada de um elétron de um ânion.

Ou seja, a afinidade eletrônica indica a quantidade de energia liberada no momento em que um elétron é recebido por um átomo.

Observe que esse átomo instável se encontra sozinho e no estado gasoso. Com essa propriedade, ele adquire estabilidade quando recebe o elétron.

Em contraposição ao raio atômico, a eletroafinidade dos elementos da tabela periódica cresce da esquerda para a direita, na horizontal. Já no sentido vertical, ele aumenta de baixo para cima.



Variação da Afinidade Eletrônica

O elemento químico que possui maior afinidade eletrônica é o Cloro (Cl), com o valor de 349 KJ/mol.

Energia de Ionização

Também chamado de "potencial de ionização", essa propriedade é contrária à de afinidade eletrônica.

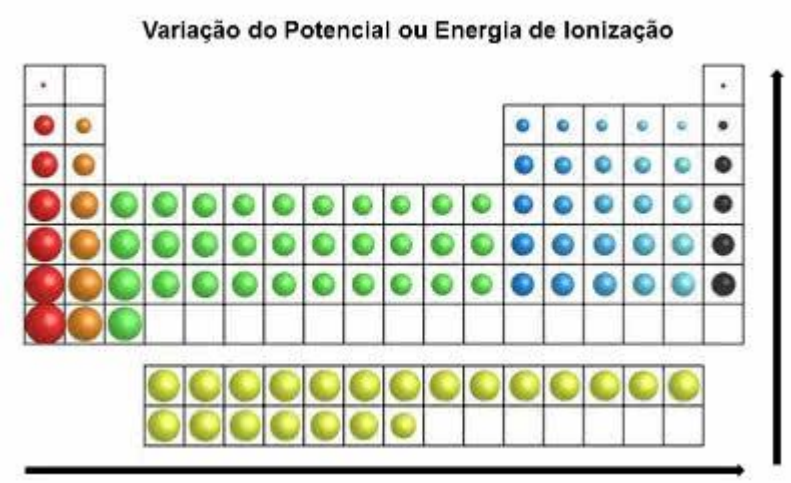
Trata-se da energia mínima necessária de um elemento químico com o intuito de retirar um elétron de um átomo neutro.

Desse modo, essa propriedade periódica indica qual a energia necessária para transferir o elétron de um átomo em estado fundamental.

O chamado "estado fundamental de um átomo" significa que o seu número de prótons é igual ao seu número de elétrons ($p^+ = e^-$).

Com isso, após a retirada de um elétron do átomo, ele é ionizado. Ou seja, ele fica com mais prótons do que elétrons, e, portanto, se torna um cátion.

Na tabela periódica, a energia de ionização é contrária à do raio atômico. Assim, ela aumenta da esquerda para a direita e de baixo para cima.



Variação da Energia de Ionização

Os elementos que possuem maior potencial de ionização são o Flúor (F) e o Cloro (Cl).

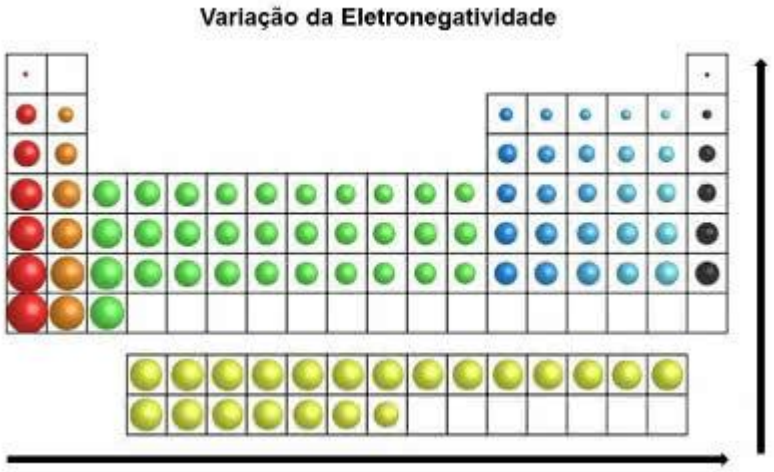
Eletronegatividade

Propriedade dos átomos dos elementos os quais possuem tendências em receber elétrons numa ligação química.

Ela ocorre nas ligações covalentes no momento do compartilhamento de pares de elétrons. Ao receber elétrons, os átomos ficam com uma carga negativa (ânion).

Lembre-se que esta é considerada a propriedade mais importante da tabela periódica. Isso porque a eletronegatividade induz o comportamento dos átomos, a partir do qual são formadas as moléculas.

Na tabela periódica, a eletronegatividade aumenta da esquerda para a direita (no sentido horizontal) e de baixo para cima (no sentido vertical)



Variação da Eletronegatividade

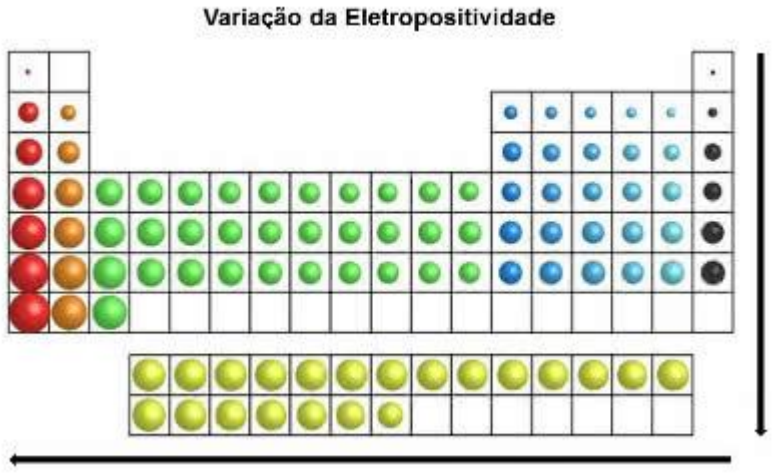
Sendo assim, o elemento mais eletronegativo da tabela periódica é o Flúor (F). Por outro lado, o Césio (Cs) e Frâncio (Fr) são os elementos menos eletronegativos.

Eletropositividade

Ao contrário da eletronegatividade, essa propriedade dos átomos dos elementos indica as tendências em perder (ou ceder) elétrons numa ligação química.

Ao perder elétrons, os átomos dos elementos ficam com uma carga positiva, formando assim, um cátion.

No mesmo sentido do raio atômico e contrário a eletronegatividade, na tabela periódica a eletropositividade aumenta da direita para a esquerda (horizontal) e de cima para baixo (vertical).



Variação da Eletropositividade

Os elementos químicos de maior eletropositividade são os metais, e por isso, essa propriedade é também denominada de “caráter metálico”. O elemento mais eletropositivo é o Frâncio (Fr) com tendência máxima à oxidação.

Atenção!

Os “gases nobres” são elementos inertes, pois não realizam ligações químicas e dificilmente doam ou recebem elétrons. Além disso, eles possuem dificuldades em reagir com outros elementos.

Sendo assim, a eletronegatividade e eletropositividade desses elementos não são consideradas.

Propriedades Aperiódicas

Além das propriedades periódicas, temos as aperiódicas. Nesse caso, os valores aumentam ou diminuem com o número atômico dos elementos.

Recebem esse nome, pois não obedecem à posição na tabela periódica como as periódicas. Ou seja, elas não se repetem em períodos regulares.

As principais propriedades aperiódicas são:

- Massa Atômica: essa propriedade aumenta conforme o aumento do número atômico.
- **Calor Específico**: essa propriedade diminui com o aumento do número atômico. Lembre-se que o calor específico é a quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de 1 °C de 1g do elemento.

6- LIGAÇÕES QUÍMICAS

As ligações químicas correspondem à **união dos átomos para a formação das moléculas**. Em outras palavras, as ligações químicas acontecem quando os átomos reagem entre si.

São classificadas em: ligação iônica, ligação covalente, ligação covalente dativa e ligação metálica.

Teoria do Octeto

Na Teoria do Octeto, criada por Gilbert Newton Lewis (1875-1946), químico estadunidense e Walter Kossel (1888-1956), físico alemão, surgiu a partir da observação de alguns gases nobres e algumas características como por exemplo, a estabilidade desse elementos preenchidas por **8 elétrons na Camada de Valência**.

A partir disso, a "Teoria ou Regra do Octeto" postula que um átomo adquire estabilidade quando possui 8 elétrons na camada de valência (camada eletrônica mais externa), ou 2 elétrons quando possui apenas uma camada.

Para tanto, o átomo procura sua estabilidade doando ou compartilhando elétrons com outros átomos, donde surgem as ligações químicas.

Tipos de Ligações Químicas

Ligação Iônica

Também chamada de **ligação eletrovalente**, esse tipo de ligação é realizada entre íons (cátions e ânions), daí o termo "ligação iônica".

Os Íons são átomos que possuem uma carga elétrica por adição ou perda de um ou mais elétrons, portanto um ânion, de carga elétrica negativa, se une com um cátion de carga positiva formando um composto iônico por meio da interação eletrostática existente entre eles.

Exemplo: $Na^{+}Cl^{-}$ = NaCl (cloreto de sódio ou sal de cozinha)

Ligação Covalente

Também chamada de **ligação molecular**, as ligações covalentes são ligações em que ocorre o compartilhamento de elétrons para a formação de moléculas estáveis,

segundo a Teoria do Octeto; diferentemente das ligações iônicas em que há perda ou ganho de elétrons.
Além disso, os pares eletrônicos é o nome dado aos elétrons cedido por cada um dos núcleos, figurando o compartilhamento dos elétrons das ligações covalentes.

Como exemplo, observe a molécula de água **H2O: H - O - H**, formada por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio em que cada traço corresponde a um par de elétrons compartilhado formando um molécula neutra, uma vez que não há perda nem ganho de elétrons nesse tipo de ligação.

Ligação Covalente Dativa

Também chamada de **ligação coordenada**, a ligação covalente dativa é semelhante à dativa, porém ela ocorre quando um dos átomos apresenta seu octeto completo, ou seja, oito elétrons na última camada e o outro, para completar sua estabilidade eletrônica necessita adquirir mais dois elétrons.
Representada por uma seta um exemplo desse tipo de ligação é o composto dióxido de enxofre **SO_2: O = S → O**
Isso ocorre porque é estabelecida uma dupla ligação do enxofre com um dos oxigênios a fim a de atingir sua estabilidade eletrônica e, além disso, o enxofre doa um par de seus elétrons para o outro oxigênio para que ele fique com oito elétrons na sua camada de valência.

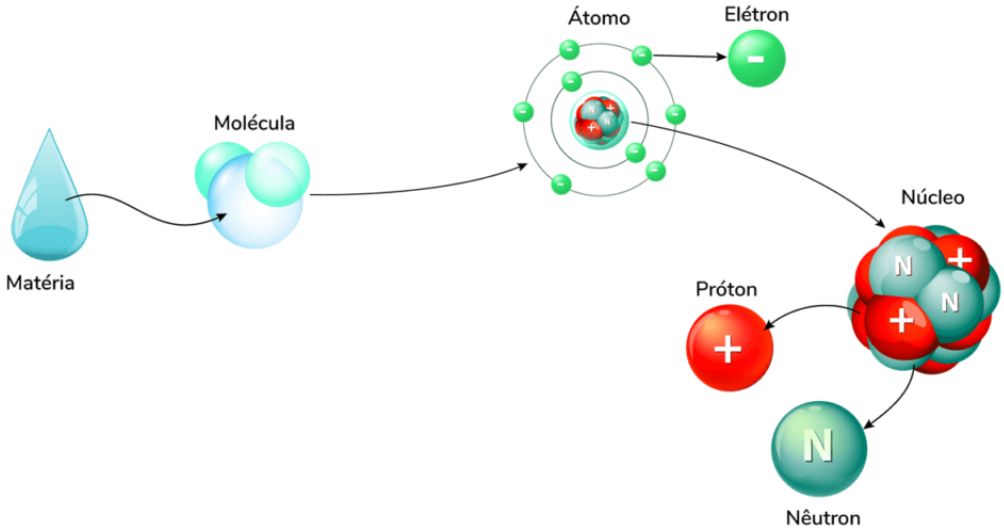
Ligação Metálica

É a ligação que ocorre entre os metais, elementos considerados eletropositivos e bons condutores térmico e elétrico. Para tanto, alguns metais perdem elétrons da sua última camada chamados de "elétrons livres" formando assim, os cátions.

A partir disso, os elétrons liberados na ligação metálica formam uma "nuvem eletrônica", também chamada de "mar de elétrons" que produz uma força fazendo com que os átomos do metal permaneçam unidos. Exemplos de metais: Ouro (Au), Cobre (Cu), Prata(Ag), Ferro (Fe), Níquel (Ni), Alumínio (Al), Chumbo (Pb), Zinco (Zn), entre outros.

As ligações químicas são nada mais, nada menos, do que o fenômeno que une os átomos! Assim, eles podem formar **compostos iônicos** (como sais, óxidos e bases), **moléculas** (água, gás carbônico, oxigênio), **ligas metálicas** (ferro, alumínio, ouro) – e toda a matéria que existe no universo.

Primeiramente, é preciso entender que as ligações químicas acontecem na *eletrosfera:* a região em torno do núcleo onde se concentram os elétrons. Mais especificamente, acontecem na **camada de valência** de um átomo – que é a camada mais externa.



Assim, são os elétrons dessa camada de valência que vão participar das ligações químicas.

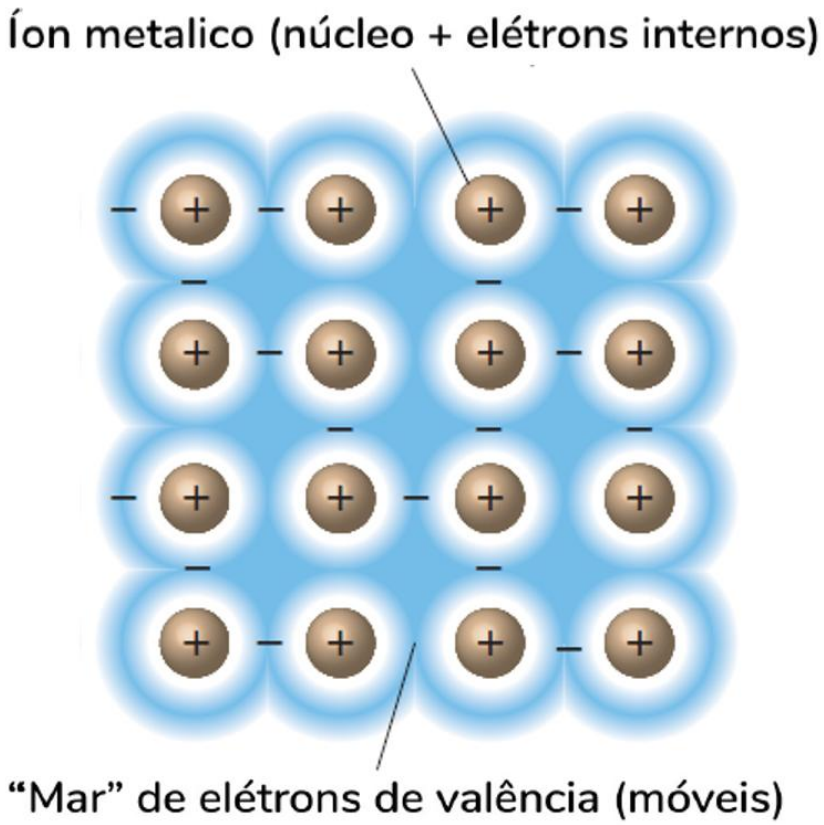
Quais são os tipos de ligações químicas?

Como você já sabe, cada átomo tem propriedades únicas, intrínsecas a ele. É por causa dessa exclusividade que conjuntos diferentes de átomos fazem ligações de caráter diferente. São elas:

Ligação Metálica: acontecem entre átomos metálicos. São um tipo de ligação em que todos os elétrons são compartilhados com todos os átomos metálicos.

Eles podem se mover livremente por todo o volume do sólido metálico, pelas chamadas bandas de condução: orbitais atômicos vazios muito próximos, que permitem a passagem dos elétrons.

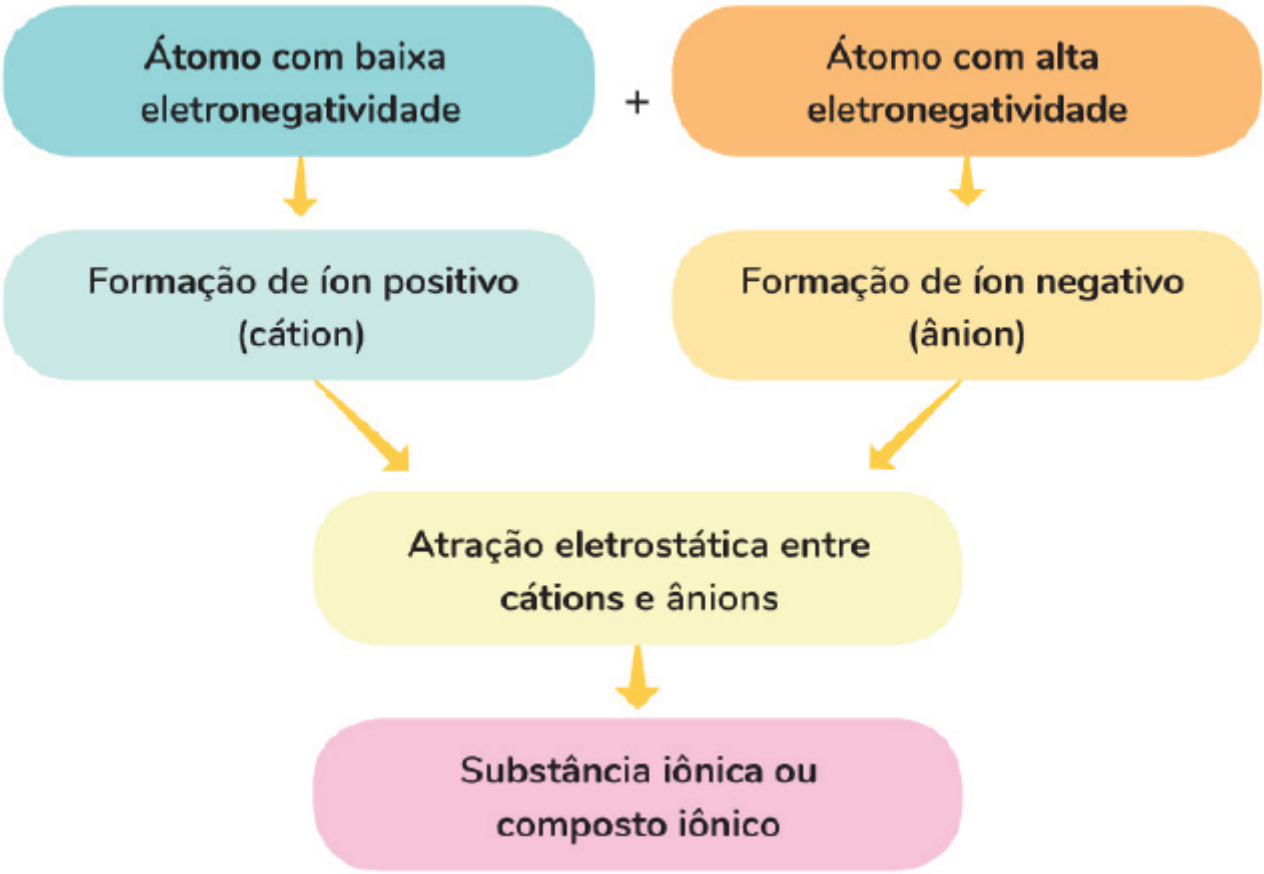
No modelo Mar de Elétrons, o núcleo dos átomos e os elétrons internos à camada de valência são visualizados como um íon positivo. Os elétrons ao redor, livres como no mar, são os elétrons da camada de valência.



Assim, os elétrons nos metais estão bastante livres e são capazes de se movimentar através dele. Por isso, os metais são bons condutores de corrente elétrica, devido à alta mobilidade de seus elétrons mais externos.

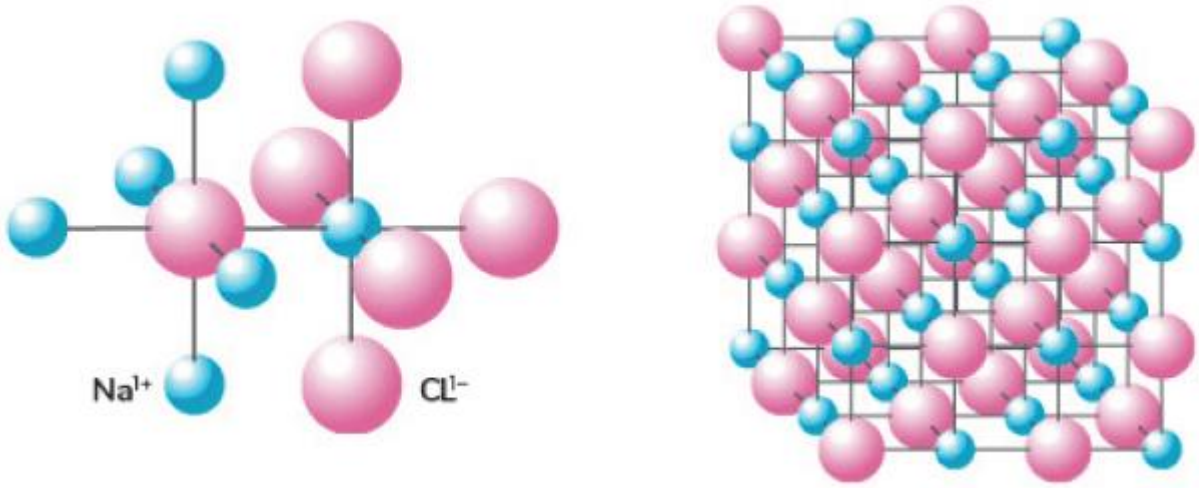
São exemplos sólidos metálicos puros como Ferro, Cobre, Alumínio, ou ligas metálicas, como a liga de Ouro utilizada em joias (Ouro, Prata e Cobre), Latão (Cobre e Zinco), Bronze (Cobre e Estanho), entre outras.

Ligação Iônica: A ligação iônica é uma atração eletrostática entre dois íons. Geralmente são formadas pela ligação entre um metal e um ametal.



Quando a diferença de eletronegatividade entre os átomos é muito acentuada, os elétrons não são compartilhados entre os átomos.

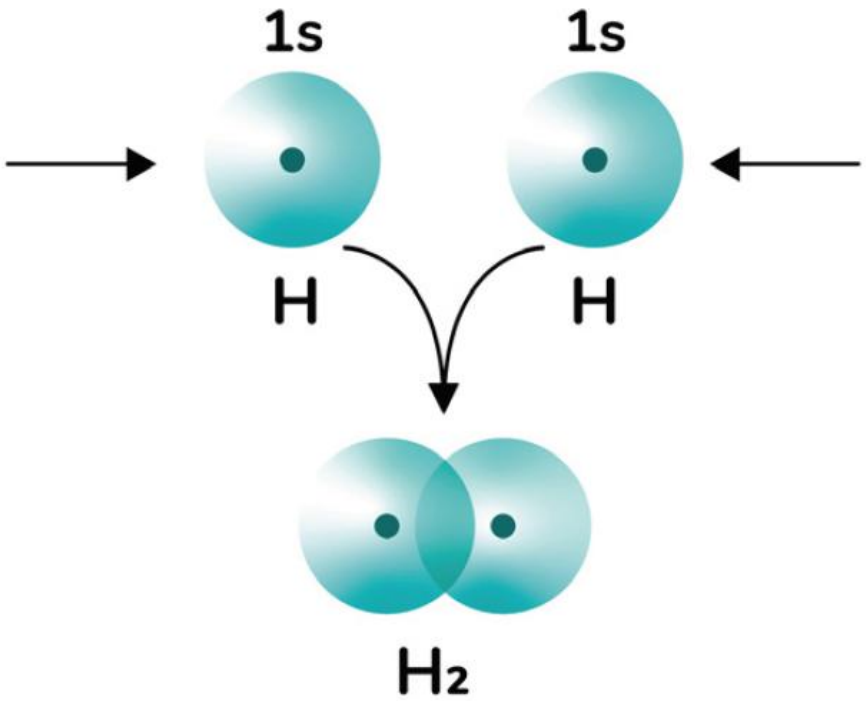
Ao invés disso, o átomo mais eletronegativo (ametal) atrai o elétron para si, adquirindo carga negativa. O átomo mais eletropositivo (metal) fica deficiente em elétrons, adquirindo carga positiva.



Estrutura cristalina do cloreto de sódio

Exemplos: NaCl, LiCl, NaF, NaBr, KCl, $NaNO_3$, $CuSO_4$, CuO, $CaCO_3$, Na_2S.

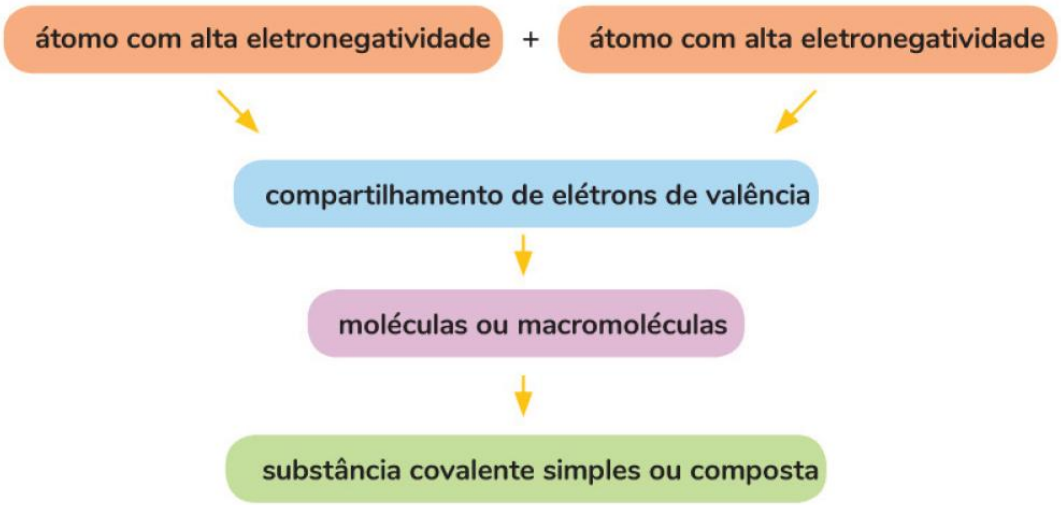
Ligações Covalentes: as ligações covalentes acontecem entre os ametais. Elas são um compartilhamento de elétrons entre átomos com valores próximos de eletronegatividade.



Na imagem, vemos dois átomos de Hidrogênio em seu estado neutro e sua eletrosfera. Nas ligações covalentes, as eletrosferas das camadas de valência se

sobrepõem e se unem, formando um orbital molecular. Essas ligações são muito estáveis.

A maioria dos compostos existentes no universo são formados por ligações covalentes. Todas as moléculas orgânicas são formadas por ligações covalentes – com a exceção de alguns sais derivados de ácidos carboxílicos.



São exemplos de compostos que formam ligações covalentes a água (H_2O), álcool (CH_3CH_2OH), acetona (CH_3COCH_3), ácido acético (CH_3COOH), gasolina (C_2H_{18}), metano (CH_4), gás carbônico (CO_2), gás oxigênio (O_2), nitrogênio (N_2), entre outros.

Por que as ligações são formadas?

A teoria do Octeto é uma teoria que explica a formação das ligações químicas, e a mais comumente utilizada. No entanto, ela nem sempre é a regra e possui várias exceções – ela foi desenvolvida quando ainda não se entendia muito bem o mundo atômico e molecular.

A Regra do Octeto diz que, para um átomo ficar completamente estável (em seu estado de menor energia) ele precisa ter **8 elétrons** em sua camada de valência. E qual a forma de conseguir mais elétrons? Compartilhando-os nas ligações químicas! Assim, um átomo que tem configuração $2s^2 2p^5$ tem 7 elétrons na camada de valência (camada 2). Para ficar estável, ele recebe um elétron compartilhado de uma ligação química, ficando com configuração $2s^2\ 2p^6$. Dessa forma, ele fica com o octeto completo (2+6), completando os 8 elétrons na camada de valência.

Porém, isso só é válido quando o átomo tem somente orbitais s e p. Para a maioria dos metais, isso não é verdade, e nem para átomos maiores da tabela periódica. Nesses casos, os átomos podem usar também os orbitais d nas ligações químicas – ficando com bem mais do que 8 elétrons na camada de valência.

A Regra

Em geral, a regra é que orbitais completamente preenchidos (s^2, p_6, d^{10}) são mais estáveis. Às vezes é mais fácil retirar elétrons do orbital p para ficar com os orbitais s completamente preenchidos; às vezes, é mais fácil adicionar elétrons ao orbital p para preenchê-lo completamente.

REFERÊNCIAS

https://www.soq.com.br/conteudos/em/introducao/>acesso em 28/05/2020

https://alunosonline.uol.com.br/quimica/introducao-quimica.html>acesso em 28/05/2020

https://www.todamateria.com.br/historia-da-tabela-periodica/>acesso em 28/05/2020

https://www.todamateria.com.br/elementos-quimicos/>acesso em 28/05/2020

https://www.todamateria.com.br/propriedades-periodicas/>acesso em 28/05/2020

https://www.todamateria.com.br/ligacoes-quimicas/>acesso em 28/05/2020

https://blog.biologiatotal.com.br/ligacoes-quimicas-tipos-conceito-e-definicao/>acesso em 28/05/2020