INTRODUÇÃO À QUÍMICA – CONTEÚDOS DO ENSINO FUNDAMENTAL E MÉDIO

SUMÁRIO

1-	METAIS, SEMIMETAIS E AMETAIS	3
2-	MODELO QUÂNTICO DO ÁTOMO	7
3-	MODELO ATÔMICO DE BOHR	16
4-	RELAÇÃO ENTRE OS NÚMEROS QUÂNTICOS E AS ORBITAIS ATÔMICAS	18
5-	PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS	26
6-	ENERGIA DE IONIZAÇÃO	32
7-	COMO ACONTECEM AS INTERAÇÕES E TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS	35
8-	CONCEITOS INTRODUTÓRIOS DE QUÍMICA ORGÂNICA	41

REFERÊNCIAS

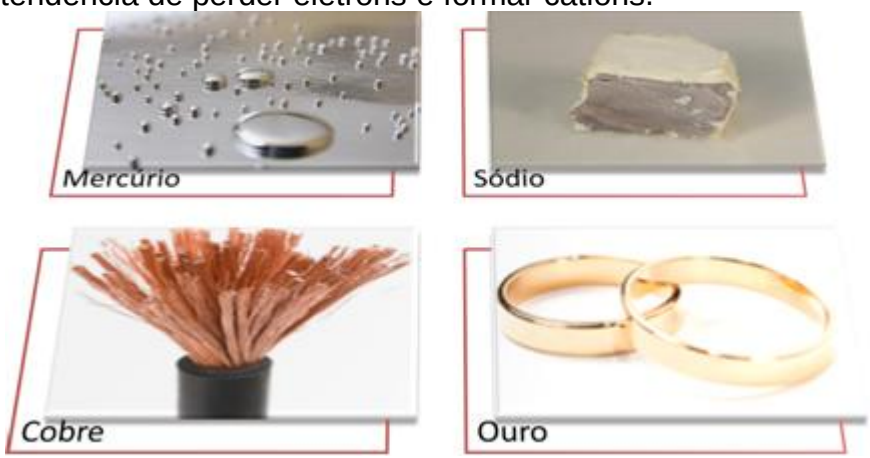
1- METAIS, SEMIMETAIS E AMETAIS

Na Tabela Periódica atual, os elementos químicos são agrupados em quatro grupos principais segundo as suas propriedades físicas e químicas: **metais, semimetais, ametais e gases nobres.** O **hidrogênio**, entretanto, é um elemento estudado à parte de tais grupos, pois suas propriedades são distintas. O hidrogênio forma, assim, uma espécie de quinto grupo. Observe a seguir quais elementos fazem parte desses grupos e por quê:

- **Metais:** Os metais constituem a maior parte dos elementos da Tabela Periódica, representando dois terços deles, o que resulta em um total de 87. Alguns exemplos são a prata, ouro, cobre, zinco, ferro, alumínio, platina, sódio, potássio, entre outros.

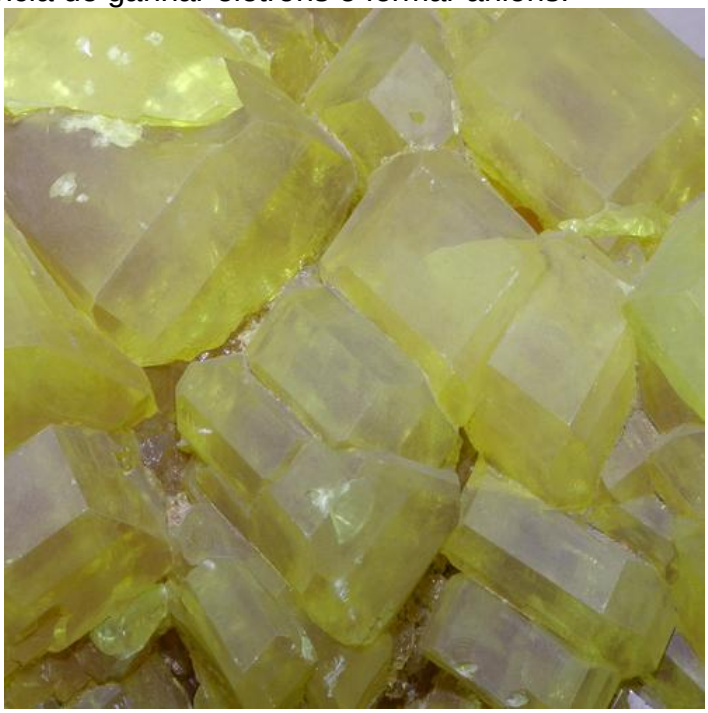
Todos os elementos pertencentes a esse grupo possuem as seguintes propriedades principais:

- Brilho metálico;
- São sólidos, com exceção do mercúrio, que é líquido em temperatura ambiente;
- Conduzem corrente elétrica;
- Conduzem calor;
- São maleáveis, formando lâminas;
- São dúcteis, formando fios;
- Têm a tendência de perder elétrons e formar cátions.



Exemplos de metais

- **Ametais:** São 11 elementos (carbono (C), nitrogênio (N), fósforo (P), oxigênio (O), enxofre (S) (*está na imagem abaixo*), selênio (Se), flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), iodo (I) e astato (At)) que possuem propriedades opostas às dos metais:
  - Não possuem brilho;
  - Não conduzem eletricidade;
  - Não conduzem calor;
  - Fragmentam-se;
  - Têm a tendência de ganhar elétrons e formar ânions.



O enxofre é um ametal

- **Semimetais:** São 7 elementos (boro (B), silício (Si) (*está na imagem abaixo*), germânio (Ge), arsênio (As), antimônio (Sb), telúrio (Te) e polônio (Po)) que possuem propriedades intermediárias aos metais e ametais:

Não pare agora... Tem mais depois da publicidade ;)

  - Apresentam brilho metálico;
  - Pouca condução de eletricidade;
  - Fragmentam-se.

O silício é um semimetal

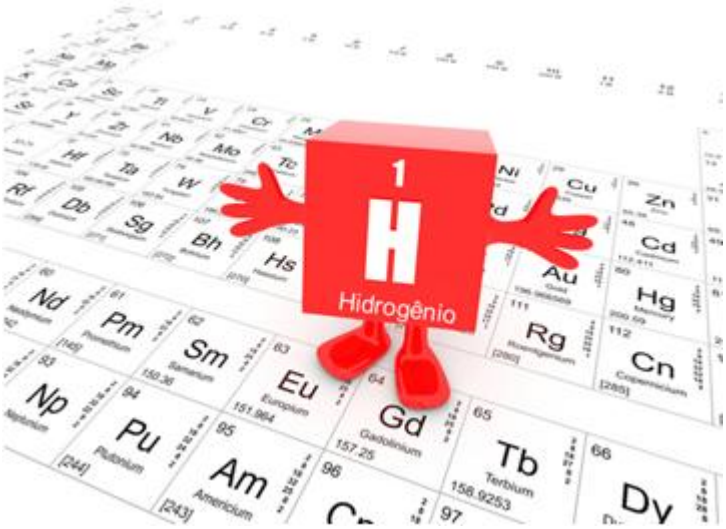
- **Gases nobres:** São os elementos pertencentes à família 18 (VIIIA ou zero) da Tabela Periódica. Eles são hélio (He) – usado para encher balões como na imagem abaixo –, neônio (Ne), argônio (Ar), criptônio (Kr), xenônio (Xe) e radônio (Rn).

  Eles são assim chamados porque além de serem gases em condições ambientes, eles possuem como principal característica a inércia química, sendo encontrados na natureza na forma isolada, sendo muito raro tê-los combinados com outros elementos.

O gás hélio usado para encher balões é um gás nobre

- **Hidrogênio:** O hidrogênio é diferente de qualquer outro elemento químico, pois não se enquadra em nenhum dos grupos mencionados. Por isso, em algumas tabelas, ele aparece na parte central acima. Na maioria das Tabelas Periódicas, ele vem na família 1 (família dos metais alcalinos), porque ele possui apenas um

elétron em sua camada de valência, mas as suas propriedades não são semelhantes aos membros dessa família.



O hidrogênio não pertence a nenhum grupo da Tabela Periódica

2- MODELO QUÂNTICO DO ÁTOMO

O conceito de átomo é um dos mais importantes na química, dado seu poder explicativo. O modelo atômico contemporaneamente empregado na pesquisa em química deriva, em grande parte, de conceitos oriundos da teoria quântica. De fato, ao longo do século XX, esta teoria constituiu-se como uma orientação importante para o estudo da matéria, de modo que, tornou-se um componente indispensável do pensamento químico atual. Temos como pressuposto que o ensino da química no nível médio de escolaridade é relevante como mais um modo de compreender o mundo. Para tanto, é importante que os estudantes se apropriem parcialmente do pensamento químico e estudem conhecimentos químicos atualizados. Em trabalho recente (Silva et al., 2007), discutimos a composição dos materiais como uma idéia estruturadora do conhecimento químico. Defendemos que o estudo da composição dos materiais não deve se dar apenas no nível macroscópico, pois estaria se restringindo ao conhecimento do século XVIII. Desse modo, o entendimento da composição química deve incluir a compreensão da natureza particulada da matéria e, especificamente, o estudo dos átomos como constituintes dos materiais. Em outras palavras, consideramos necessário o estudo dos materiais em nível microscópico, o que implica no estudo dos átomos e de seus constituintes. Mas, ao se falar no nível microscópico dos materiais no Ensino Médio, que modelo para o átomo deve ser estudado? Defendemos o estudo da construção histórica do modelo atômico, de partícula indivisível ao modelo quântico atual. Tal proposição não significa a defesa de um ensino para a memorização dos números quânticos e/ou distribuição eletrônica nos átomos, ou mesmo a pretensão de uma abordagem matemática aprofundada do modelo, demasiada para esse nível de escolaridade. O fato é que o modelo atômico quântico explica mais e melhor os dados empíricos que os modelos que o antecederam, o que lhe confere maior relevância cultural na atualidade, tornando-o de singular importância para a discussão dos modelos químicos da matéria. As Orientações Curriculares para o Ensino Médio propõem, entre os conteúdos do núcleo básico comum, o modelo quântico do átomo como um dos modelos de constituição das substâncias. Sugere-se que o ensino leve ao "reconhecimento do modelo quântico do átomo como interpretação do

comportamento das partículas atômicas a partir de leis da Física moderna fundamentadas em princípios diferentes dos previstos pela Física clássica" (Brasil, 2006, p.113). Apesar de discordamos da posição reducionista de tal orientação (Lombardi; Lamarca, 2005), esta parece-nos adequada. O modelo quântico do átomo pode contribuir ainda mais para a discussão acerca da química como atividade científica, como procuraremos demonstrar. A discussão do ensino do modelo atômico quântico no ensino de química não tem recebido a devida atenção: uma revisão nas principais revistas brasileiras de ensino de química/ciências [1] revelou que, nos últimos cinco anos, apenas um artigo trata da matéria (Pessoa Jr., 2007). Localizamos um outro artigo, anterior a esse período, dirigido a professores do Ensino Médio (Almeida; Santos, 2001). Ambos os textos não consideram a questão da transposição didática de conceitos quânticos para o Ensino Médio. Um exame dos livros didáticos de química aprovados no Programa Nacional do Livro Didático para o Ensino Médio mostrou que os poucos textos que tratam do modelo quântico atual deixam a desejar, didaticamente, em algum(uns) dos conceitos que consideramos básicos para sua compreensão (ver abaixo). A análise desses materiais será comunicada em outra oportunidade. Nesta comunicação, propomo-nos discutir o que consideramos como o arcabouço teórico mínimo necessário para a compreensão do modelo atômico atual e suas implicações para o ensino de química. Essa estrutura conceitual básica é composta pelas seguintes noções a respeito de um sistema quântico: o que o caracteriza como tal; seu comportamento dual (onda/partícula); movimento sem trajetória definida; a representação do estado por uma função de onda; caráter probabilístico do seu comportamento. Tais idéias serão brevemente discutidas a seguir.

O QUE CARACTERIZA UM SISTEMA COMO QUÂNTICO

Um ponto de partida para a compreensão do modelo atômico é o caráter fundamental de todo sistema quântico. Considera-se que tal noção surge em 1900, a partir do estudo realizado por Max Planck acerca do espectro da radiação emitida por corpos aquecidos, conhecido como problema da radiação do corpo negro. Na dedução da expressão que pretende descrever os dados experimentais do espectro as energias individuais das partículas que compõem o corpo aquecido são somadas. Essa soma só conduz à expressão correta se os valores de energia de cada

partícula forem, apenas, múltiplos inteiros de um valor mínimo, que é a energia do estado fundamental. Ou seja: a energia de cada partícula só pode ter valores discretos (Studart, 2000). O quantum de energia nasce da interpretação desse fato: para que uma partícula mude o valor de energia é preciso que adquira ou perca uma quantidade definida de energia, denominada quantum de energia. Em suma: para que um sistema seja considerado como quântico deve possuir alguma propriedade cujos valores sejam discretos, variem descontinuamente. Diz-se que essa propriedade está quantizada. A diferença entre valores de uma propriedade quantizada é um quantum da propriedade em questão. Os quanta (plural de quantum) de uma dada grandeza não são necessariamente iguais. Por exemplo: as partículas que constituem um corpo aquecido são sistemas quânticos porque possuem energia quantizada. A diferença de energia entre dois valores de energia de uma partícula é um quantum de energia.

COMPORTAMENTO DUAL (ONDA/PARTÍCULA) DA RADIAÇÃO E DA MATÉRIA

A aplicação do quantum de energia ao estudo de interações matéria/radiação conduziu à conjunção das representações básicas da mecânica e do eletromagnetismo — o corpúsculo e a onda — para a explicação do comportamento de ambos, radiação e matéria. Vejamos o caso da luz. No início do século XX, admitia-se que um feixe luminoso era composto por ondas eletromagnéticas. Tal modelo encontrava-se bem apoiado em dados empíricos, tendo explicado fenômenos tais como a difração e a interferência da luz, entre outros. Contudo, a emissão de elétrons estimulada por iluminação (efeito fotoelétrico) só pode ser explicada admitindo-se um modelo corpuscular para a luz. Einstein (2001) propôs que um feixe luminoso fosse composto por quanta de luz, cada qual com energia proporcional à freqüência da luz. Os quanta de luz são atualmente conhecidos como fótons. Esse modelo corpuscular da luz foi empregado na explicação de outros fenômenos (efeito Compton, espectros atômicos, etc.) com bons resultados, adquirindo legitimidade.

Em 1925, Luis de Broglie estendeu a noção de comportamento dual à matéria, atribuído comportamento ondulatório a entes tais como os elétrons, até então compreendidos como partículas. A verificação experimental do comportamento

ondulatório dos elétrons aconteceu alguns anos depois (Selleri, 1986). Desde então, luz e matéria admitem dois modelos: onda e partícula. Cada modelo explica fenômenos que o outro não possibilita explicar, de modo que, não se encontra uma situação em que ambos os modelos possam ser empregados simultaneamente. Onda e partícula, ou comportamento ondulatório e corpuscular, são modelos complementares da luz e da matéria (Bohr, 1995; De Broglie, 1969). Resumidamente, podemos associar o comportamento de um sistema quântico a um modelo corpuscular ou a um modelo ondulatório, a depender da situação experimental. Diz-se que o sistema apresenta dualidade ou complementaridade (onda-partícula) de comportamento.

INDETERMINAÇÃO DA TRAJETÓRIA DO MOVIMENTO

A noção espontânea de um objeto em movimento pressupõe um caminho percorrido ou a percorrer. A mecânica clássica (pré-quântica), que descreve o comportamento dos objetos macroscópicos, representa esse caminho por uma trajetória. Para defini-la é necessário conhecer em um instante determinado: 1) a posição do objeto no espaço; 2) o valor de sua velocidade e a direção do movimento; 3) as forças que atuam, atuaram e atuarão sobre o objeto. Tais informações possibilitam, através de formulações matemáticas do problema, descrever o movimento instantâneo do objeto bem como seu passado e o futuro. Numa palavra: sua trajetória. Na ausência dessas informações torna-se impossível descrevê-la. Entretanto, no caso de sistemas quântico tais como partículas atômicas e subatômicas, verificou-se a impossibilidade de determinar a posição e a velocidade num determinado instante e com grande exatidão, inviabilizando o cálculo da trajetória por falta de informações. De acordo com Heisenberg, “pode medir-se com grande exatidão a posição [de um sistema quântico], mas então a influência do instrumento de medida dificulta em certo grau o conhecimento da velocidade; e inversamente, dificulta-se o conhecimento da posição ao fazer uma medida exata da velocidade (...)” (Heisenberg, [s.d.]). Imaginemos, com Heisenberg (1995) o seguinte experimento elucidativo dessas afirmativas. Procuramos determinar a posição de um elétron em movimento empregando um microscópio com alto poder de resolução. A observação consiste em medir a deflexão de um quantum de radiação que incide sobre o elétron. Ora, tal interação ocorre com transferência de energia do quantum ao

elétron, fazendo com que uma medida subseqüente de velocidade tenha como resultado uma velocidade diferente daquela que o elétron tinha antes da interação com o fóton. Por outro lado, se pretendermos medir a velocidade do elétron, a variação na energia devido à interação com o fóton fará com que a subseqüente medida de posição não corresponda ao ponto em que o elétron estaria se não houvesse interagido com o fóton. Pelas razões expostas, constata-se que os movimentos dos sistemas quânticos não podem ter trajetórias definidas. Tal constatação é coerente com a dualidade de modelos empregada na descrição dos sistemas quânticos (Heisenberg, 1995). A representação ondulatória não é compatível com a exatidão de posição e velocidade, senão vejamos. Uma onda com velocidade definida encontra-se espalhada pelo espaço, deslocalizada, portanto. Para construir-se uma onda localizada, ou seja, um pulso exatamente posicionado, será necessário produzir a interferência de várias ondas com velocidades distintas. Desse modo, a exatidão da posição da onda dá-se às custas da incerteza no valor de sua velocidade. Conclusão: o movimento de um sistema quântico não pode ser completamente descrito uma vez que há incerteza nas medidas simultâneas dos valores de posição e velocidade necessárias à definição da trajetória.

O ESTADO DE UM SISTEMA QUÂNTICO

A indeterminação nas medidas simultâneas da posição e da velocidade de um sistema quântico impede uma formulação matemática do movimento nos mesmos moldes da mecânica clássica, requerendo outro formalismo. Uma solução para este problema é devida a Erwin Schrödinger, que elaborou uma equação para o cálculo da energia dos sistemas quânticos a partir das idéias de comportamento ondulatório da matéria (Bassalo, 1990). Schrödinger compreendia sistemas quânticos tais como átomos e moléculas “como criações mais ou menos temporárias dentro do campo de ondas” (Schrödinger, 1969, p.66), priorizando a representação ondulatória em detrimento da representação corpuscular. Um dos principais resultados das idéias de Schrödinger é que a energia de um sistema quântico pode ser calculada por uma equação diferencial de formato específico, conhecida atualmente como equação de Schrödinger. A cada valor de energia calculado corresponde uma função de onda solução da equação. Como a energia é um parâmetro de estado, as funções de onda soluções da equação de Schrödinger são tomadas como representantes dos

estados do sistema quântico para o qual se calculou a energia. É amplamente aceito, hoje, que o estado de um sistema quântico pode ser representado por uma função de onda cujas variáve is são as coordenadas de espaço e tempo. As coordenadas de velocidade (ou de momento linear) não podem ser variáveis do estado porque não são simultaneamente determináveis com exatidão. As funções de onda são, em geral, funções complexas de variável real.

Note-se que a representação do estado de um sistema por uma função é um outro traço distintivo dos sistemas quânticos. Os estados dos sistemas clássicos costumam ser representados por conjuntos de coordenadas (por exemplo: posição e velocidade, em mecânica; pressão, volume e temperatura, em termodinâmica) que definem completamente o estado porque podem ser medidas com exatidão. Os estados de um sistema quântico e os correspondentes valores de energia encontramse associados por um conjunto de números quânticos — números que variam descontinuamente no conjunto dos números reais — presentes nas expressões matemáticas das funções de onda e na fórmula para o cálculo da energia. Tais números surgem durante a resolução da equação de Schrödinger, como multiplicadores dos valores de grandezas físicas, quantizando-as

CARÁTER PROBABILÍSTICO DO COMPORTAMENTO DE UM SISTEMA QUÂNTICO

A adoção de dois modelos incompatíveis para representar os sistemas quânticos — onda e partícula — revela a incompleteza do conhecimento acerca da sua natureza. Tal situação se agrava com a indefinição de trajetória do sistema: já não é possível prever seu movimento com certeza. O fato é que, se um sistema for localizado em determinado ponto em um dado instante, não há como predizer exatamente sua posição em outro instante posterior, ou mesmo, saber onde esteve antes. Entretanto, se há um sistema, é certo que esteve/está/estará em algum lugar, de modo que, podemos pensar em seccionar o espaço e determinar a probabilidade de encontrá-lo em cada região, obtendo uma distribuição de probabilidades. A proposição do caráter probabilístico para a teoria quântica — em oposição ao caráter determinístico da mecânica clássica — foi elaborada ao longo de 1924-1926

(Heisenberg, 1995; Selleri, 1986), cabendo a Max Born a interpretação que revelou-se bem sucedida:

todo o curso dos acontecimentos é determinado pelas leis de probabilidade; a um estado no espaço corresponde uma probabilidade definida que é dada pela onda de De Broglie associada ao estado. Qualquer processo mecânico é, portanto, acompanhado por um processo ondulatório, a onda piloto, descrita pela equação de Schrödinger, cujo significado é fornecer a probabilidade de um dado comportamento do processo mecânico. Se, por exemplo, a amplitude da onda piloto for zero em um certo ponto do espaço, isso significa que a probabilidade de encontrar o elétron nesse ponto é infinitamente pequena (Born, 1986, p.105).

Born associou a probabilidade ao quadrado do módulo da função de onda, Y*Y, interpretando-o como a densidade de probabilidade de se encontrar o sistema em dada região do espaço e em um intervalo de tempo considerado. Esta interpretação é de fundamental importância para o conceito químico de orbital.

O MODELO ATÔMICO ATUAL

O modelo atômico atual resulta do aprimoramento de modelos elaborados ao longo do século XIX e XX. Admite que um átomo possui núcleo em torno do qual movimentam-se os elétrons. Tal movimento não pode ser completamente descrito, uma vez que as trajetórias dos elétrons são indeterminadas. Contudo, é possível calcular a probabilidade de encontrar os elétrons em setores determinados em torno do núcleo atômico. O átomo é atualmente entendido como um sistema quântico: os elétrons do átomo possuem valores discretos de energia. A resolução da equação de Schrödinger para um átomo tem como resultados os possíveis valores de energia e as funções de onda que representam os correspondes estados eletrônicos. Costuma-se caracterizar abreviadamente um estado eletrônico pelo conjunto de números quânticos constitutivo de sua expressão matemática.

IMPLICAÇÕES PARA O ENSINO DE QUÍMICA

As idéias acima esboçadas trazem uma série de implicações para o ensino de química. Em primeiro lugar, parece-nos adequado discutir os limites do conhecimento humano: conhecemos através da linguagem pois não temos acesso

às coisas em si mesmas. O ensino do modelo atômico atual remete à discussão do entendimento de que, no dizer de Paty (1995, p.26), todo conhecimento é “uma tentativa efetuada pelo pensamento de abordar, por uma representação, a realidade tal como ela se propõe na percepção”. Elaboramos representações de idéias, sensações, coisas.

Entretanto, não há como decidir se tal ou qual representação é verdadeira em sentido absoluto. Para tanto, seria necessário, que alguém pudesse conhecer absolutamente (em si) o objeto representado, para daí julgar a verdade de cada representação. Tal juiz não existe, ao menos no que se refere à ciência. As representações das ciências naturais são elaboradas com o objetivo de descrever a natureza e predizer seu comportamento. Tais representações costumam ser simplificadas, portanto, incompletas: são modelos (Bunge, 1974). Os modelos científicos, por não serem expressões da verdade absoluta, mudam ao longo do tempo de acordo com o entendimento que os cientistas elaboram acerca da natureza. Modelos científicos são, portanto, históricos. No caso específico dos sistemas do mundo microscópico — átomos, moléculas, elétrons, fótons, etc. — sequer temos informações sensíveis para apoiar nosso conhecimento: os modelos são elaborados por inferências. Tanto a descontinuidade quanto o comportamento dual da matéria e da energia são exemplos de modelos obtidos por interpretação de fenômenos macroscópicos.

Entendemos que o ensino dos sistemas quânticos deve começar pelo esclarecimento do conceito que dá nome à teoria: o quantum de energia. Em nossa experiência com estudantes universitários de química temos verificado o desconhecimento total da origem e do significado do quantum de energia, bem como do adjetivo quântico. Comumente, os estudantes fazem uma associação frágil entre tais termos, sistemas microscópicos e a luz. A estranheza que as noções de quantum e descontinuidade da energia causaram à época de seu primeiro emprego na ciência reside no fato que, até então, admitia-se que todo sistema poderia variar sua energia de modo contínuo. Entretanto, essa situação era análoga à descontinuidade da matéria, que vinha sendo empregada com sucesso, há quase um século, na explicação das reações químicas. Visto assim, não há muito o que estranhar, de modo que o ensino da descontinuidade da matéria pode ser um ponto

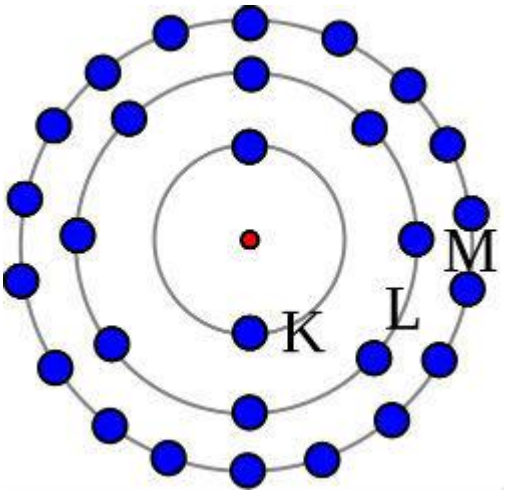
de apoio ao ensino da descontinuidade da energia. A dualidade onda/partícula da radiação e da matéria traz um problema especial para o ensino de química: a dificuldade da representação pictográfica dos entes microscópicos. As imagens estão no centro do raciocínio químico (Hoffmann; Lazlo, 1991; Lazlo, 1995) e a impossibilidade de conciliação entre as formas de onda e de partícula abre espaço para a discussão do conhecimento como representação. O comportamento dual da luz e do elétron, por exemplo, não deve ser compreendido como uma descrição da luz ou do elétron em si mesmos. Onda e partícula são representações simplificadas que aplicamos à luz e ao elétron na tentativa de explicar dados empíricos, sem a pretensão de utilizá-las para decidir sobre sua natureza última. Em outras palavras: onda e partícula, são modelos da luz e do elétron. E o fato é que não conseguimos elaborar uma outra representação que, sozinha, explique o que a onda e a partícula explicam complementarmente.

A indeterminação da trajetória e, portanto, o caráter probabilístico da localização dos sistemas quânticos é um ponto que costuma ser bem aceito por estudantes universitários e que talvez o seja por estudantes mais jovens. O aspecto essencial para sua compreensão é o entendimento de que as energias dos sistemas quânticos sendo medidos e dos sistemas quânticos usados para medi-los é da mesma ordem de grandeza. Contudo, vale lembrar que o estudo da determinação da trajetória na mecânica clássica requer uma articulação com ensino de física. Já o estudo da equação de Schrödinger está além do nível matemático proposto para o Ensino Médio.

A exclusão dessa equação do ensino do modelo atômico implica em que a função de onda precise ser introduzida através da representação ondulatória da matéria, criando um problema: por que privilegiar uma representação em relação à outra? Ademais, há questão da representação do estado por uma função. Cremos que o ensino do conceito de estado de um sistema (mecânico, termodinâmico, elétrico, químico, etc.) e sua representação matemática pede uma investigação específica, em função da abstração envolvida.

3- MODELO ATÔMICO DE BOHR

O **Modelo Atômico de Bohr** apresenta o aspecto de órbitas onde existem elétrons e, no seu centro, um pequeno núcleo.



O físico dinamarquês Niels Henry David Bohr (1885-1962) deu continuidade ao trabalho desenvolvido com Rutherford. Ele preencheu a lacuna que existia na teoria atômica proposta por Rutherford.

Por esse motivo, o átomo de Bohr pode também ser chamado de **Modelo Atômico de Rutherford – Bohr**.
Niels havia conhecido Rutherford no laboratório da Universidade de Cambridge e foi levado por ele à Universidade de Manchester onde passaram a trabalhar em conjunto.

Bohr conseguiu explicar como se comportava o átomo de hidrogênio, o que não era possível mediante a teoria atômica de Rutherford.

Mas, embora tenha aperfeiçoado o modelo atômico de Rutherford, o modelo de Bohr ainda não é perfeito, uma vez que continuam havendo lacunas por explicar.

Em 1913 Bohr promoveu experimentos que mostravam essas falhas e propunha um novo modelo.

Se o modelo proposto de Rutherford estivesse correto, ao serem acelerados, os elétrons emitiriam ondas eletromagnéticas. Na sequência, essas partículas perderiam energia e consequentemente colidiriam com o núcleo atômico.

O que acontece, na verdade, é que o elétron emite energia. Quanto maior a sua energia, mais afastado ele fica do núcleo do átomo.

Postulados de Bohr

Mediante o trabalho que desenvolveu, Bohr obteve quatro princípios:

1. Quantização da energia atômica (cada elétron apresenta uma quantidade específica de energia).
2. Os elétrons têm cada um uma órbita, as quais são chamadas de “estados estacionários”. Ao emitir energia, o elétron salta para uma órbita mais distante do núcleo.
3. Quando consome energia, o nível de energia do elétron aumenta. Por outro lado, ela diminui quando o elétron produz energia.
4. Os níveis de energia, ou camadas eletrônicas, têm um número determinado e são designados pelas letras: K, L, M, N, O, P, Q.

O modelo de Bohr estava ligado à Mecânica Quântica. Assim, a partir da década de 20, Erwin Schrödinger, Louis de Broglie e Werner Heisenberg, especialmente, dão o seu contributo no que respeita ao modelo da estrutura atômica.

4- RELAÇÃO ENTRE OS NÚMEROS QUÂNTICOS E AS ORBITAIS ATÔMICAS

O **Princípio da Incerteza** de **Werner Heisenberg** (1901-1976), criado em 1926, estabeleceu que não é possível calcular a posição e a velocidade de um elétron em um mesmo instante, ou seja, quanto maior for a precisão da determinação da medida da posição do elétron, menor será a precisão da medida de sua velocidade e vice-versa.

Por isso, os cientistas passaram a adotar o conceito de **"orbital"**, que se refere à **região no espaço ao redor do núcleo do átomo onde é maior a probabilidade de se encontrar determinado elétron**. No modelo de orbitais, o elétron tem característica dual, isto é, como onda-partícula que se desloca no espaço, mas que está dentro de uma região (orbital) ao redor do núcleo, como uma nuvem eletrônica.

Esse movimento do elétron passou a ser descrito por **Erwin Schrödinger** por meio de uma equação matemática que associava a natureza corpuscular do elétron, ou seja, sua natureza como partícula, sua energia, carga e massa.

Durante o processo algébrico da solução da equação de Schrödinger, surgiram naturalmente **códigos matemáticos relacionados com a energia do elétron**, que são denominados de **números quânticos.** Existem quatro números quânticos: **número quântico principal (n), número quântico secundário ou azimutal (l), número quântico magnético (m ou ml) e número quântico spin (s ou ms).**

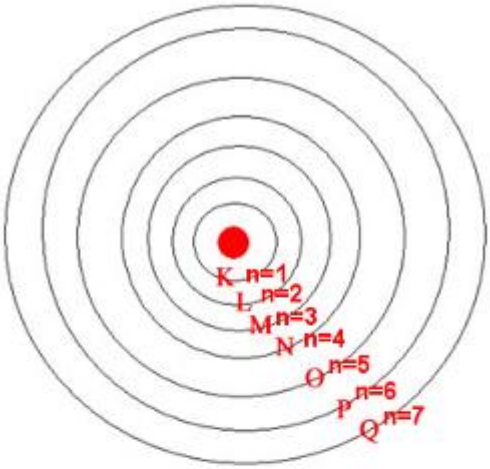
O conjunto de números quânticos nunca se repete para dois elétrons em um átomo. Portanto, esse conjunto de números quânticos serve para identificar cada elétron na eletrosfera de um átomo. Então, vejamos como determinar cada um:

1. Número quântico principal (n): Refere-se ao nível de energia do elétron.

Segundo o modelo atômico de Rutherford-Bohr, os elétrons movimentam-se ao redor do núcleo em órbitas circulares com quantidades de energia bem definidas e características, sendo, portanto, chamadas de níveis de energia ou camadas eletrônicas. Para os elementos conhecidos até o momento, a quantidade máxima de níveis de energia são sete, sendo representados pelas letras K, L, M, N, O, P e Q,

indo da camada mais próxima ao núcleo para a mais distante. Essas camadas correspondem respectivamente aos números 1, 2, 3, 4, 5, 6 e 7.

Assim, os valores de n variam de 1 a 7, de acordo com o nível de energia do elétron. Quanto maior o número quântico principal, maior é a energia do elétron.



Nível de Energia	Número Quântico Principal
K	n = 1
L	n = 2
M	n = 3
N	n = 4
O	n = 5
P	n = 6
Q	n = 7

Relação entre o nível de energia e o número quântico principal

2. Número quântico secundário ou azimutal (l): Refere-se ao subnível de energia do elétron.

Conforme explicado no texto Distribuição eletrônica, os elétrons distribuem-se nas camadas eletrônicas de acordo com subníveis de energia, que são identificados pelas letras s, p, d, f, que aumentam de energia nessa ordem. Cada nível comporta uma quantidade máxima de elétrons distribuídos nos subníveis de energia.

Para os elementos até então conhecidos, temos apenas quatro tipos de subníveis:

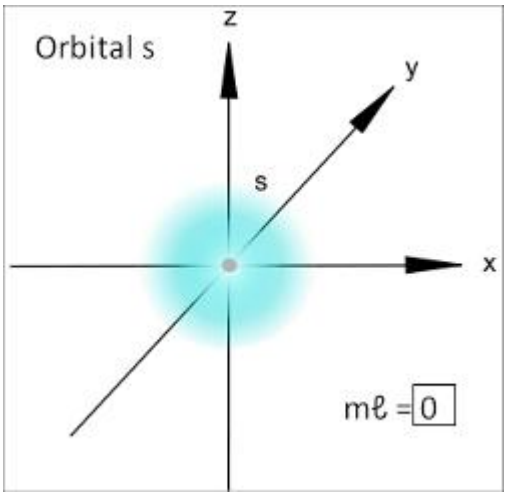
Subnível de Energia	Número Quântico Secundário
s	ℓ = 0
p	ℓ = 1
d	ℓ = 2
f	ℓ = 3

Tabela da relação entre o subnível de energia e o número quântico secundário

Isso significa que, para um número quântico principal **n**, o número quântico secundário será **l = n - 1.**

3. Número quântico magnético (m ou ml): Refere-se à orientação dos orbitais no espaço.

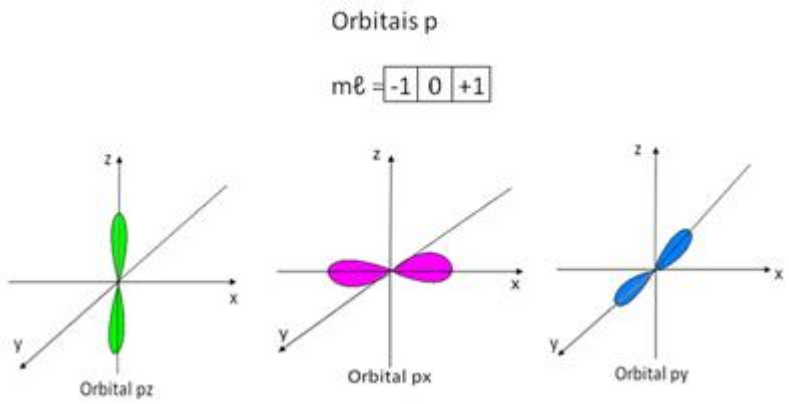
O orbital do tipo s possui forma esférica e, portanto, só há uma orientação possível para ele. Desse modo, só haverá um valor possível para o número quântico magnético, que será igual a 0:



Representação do orbital s

Veja que o orbital é representado por um quadrado.

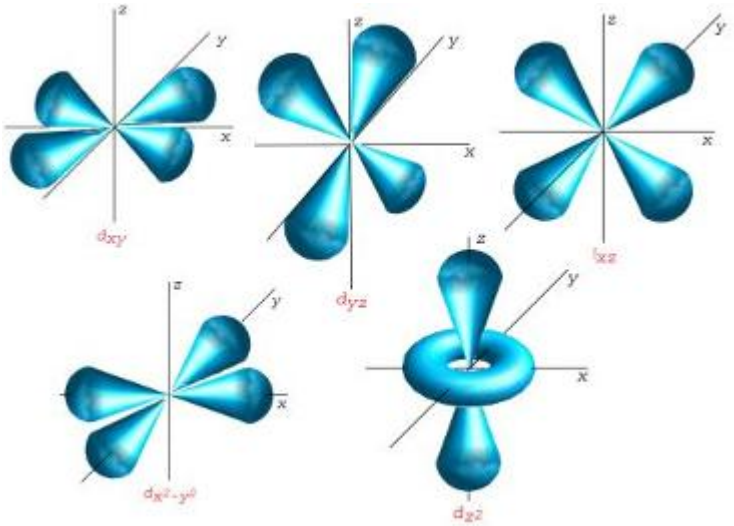
Em relação ao subnível do tipo p, conforme a figura abaixo indica, existem três orientações espaciais possíveis, porque ele apresenta-se na forma de um duplo ovoide. Então, para o subnível p, há três números magnéticos possíveis, -1, 0, +1, que são representados por três quadradinhos:



Representação dos orbitais p

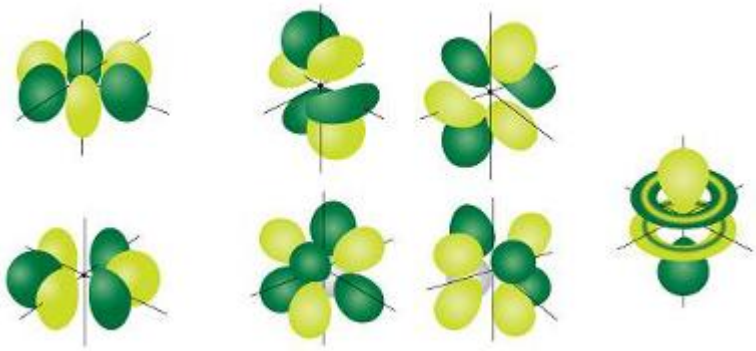
Não pare agora... Tem mais depois da publicidade ;)

Já o subnível d possui cinco orientações espaciais possíveis, sendo que o número magnético pode apresentar os seguintes valores: -2, -1, 0, +1, +2:



Representação dos orbitais d

Por fim, o subnível f possui sete orientações espaciais possíveis, sendo que o número magnético pode apresentar os seguintes valores: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3:



Representação dos orbitais f*

Desse modo, temos as seguintes possibilidades:

Tipo de Subnível	Valores de ℓ	Quantidade de orbitais	Valores para o número quântico magnético	Representação gráfica dos orbitais
s	0	1	0	
p	1	3	-1, 0, +1	
d	2	5	-2, -1, 0, +1, +2	
f	3	7	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	

Tabela da relação entre orbitais e o número quântico magnético

Esses orbitais costumam ser representados de acordo com um diagrama energético, como o mostrado a seguir, em que cada “escada” corresponde ao nível e cada “degral” corresponde ao subnível.

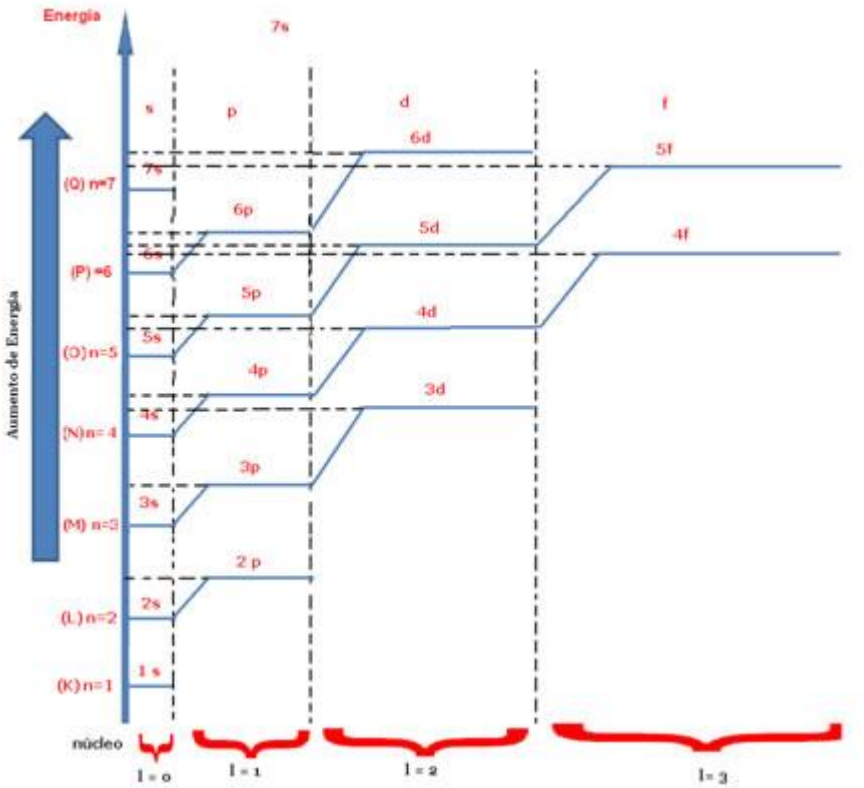


Diagrama energético indicando o número quântico magnético

4. Número quântico spin (s ou ms): Refere-se ao sentido da rotação (no inglês, *spin* significa rotação) do elétron.

Dois elétrons conseguem ficar em um mesmo orbital e não se repelirem porque eles giram em sentidos opostos, o que causa uma força magnética de atração. Assim, o magnetismo em razão do spin de um elétron é anulado pelo magnetismo do spin oposto, ficando um sistema estável.

É por isso que cada orbital possui no máximo dois elétrons com spins opostos, que são simbolizados por setas. Isso é dito pelo **Princípio da Exclusão de Pauli**.

Por convenção, adotamos o seguinte: a seta para cima corresponde a m_s= -1/2, e a seta para baixo corresponde a m_s= +1/2.

ms = -1/2 ou +1/2

ms = ↑ ou ↓

Segundo a **Regra de Hund** ou **Regra de máxima multiplicidade**, o preenchimento dos orbitais de um subnível deve ser feito de uma forma que contenha o maior número possível de elétrons desemparelhados (isolados). Por isso, temos que

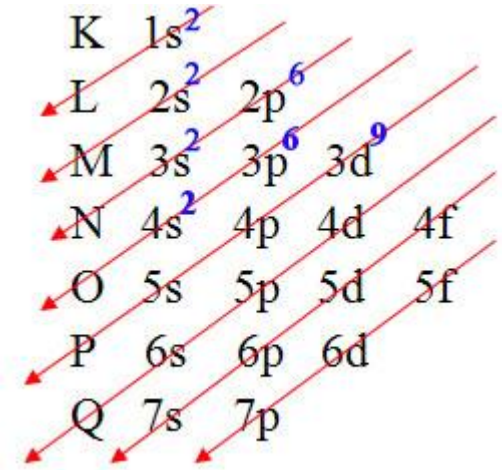
preencher primeiro os orbitais (quadradinhos), colocando somente as setas para cima, e depois voltamos preenchendo as setas para baixo.

Vejamos um exemplo:

Indique os quatro números quânticos para o elétron mais energético do Cobre (Z = 29):

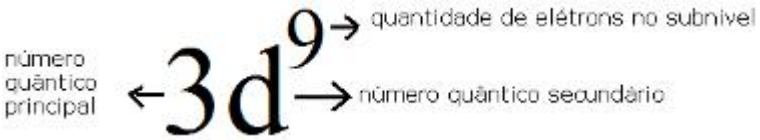
Resolução:

Primeiro realizamos a distribuição eletrônica no Diagrama de Pauling dos 29 elétrons do cobre:



Distribuição eletrônica do cobre no diagrama de Pauling

Veja que o subnível mais energético é o último a ser preenchido, ou seja, o $3d^9$.



Subnível mais energético do cobre e sua relação com os números quânticos

*O nível é o M, ou seja, o número principal é: **n =3.**

*O subnível é o d, então, o número quântico secundário é: **l = 2.**

* Visto que são nove (9) elétrons e queremos saber o do nono elétron, que foi o último a ser preenchido e que é o mais energético, vamos realizar a distribuição deles nos orbitais para descobrir o número quântico magnético e o spin. Lembrando que primeiro vamos preencher com todas as setas para cima e depois preencher com as setas para baixo:

-2	-1	0	+1	+2
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

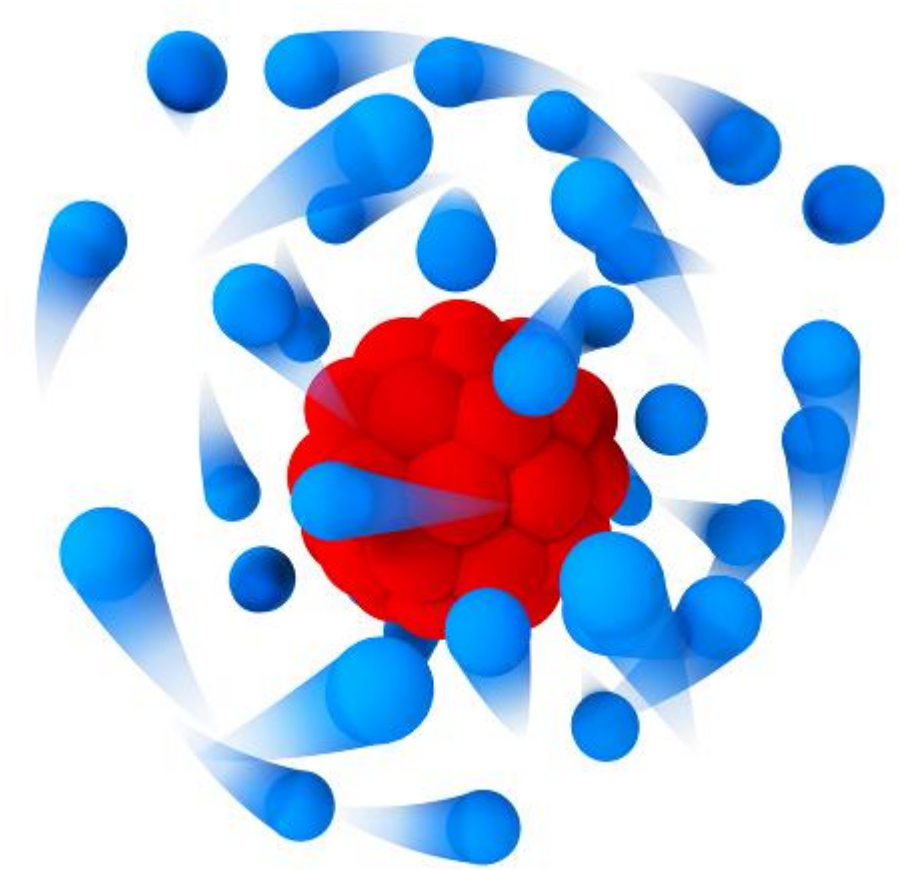
Distribuição eletrônica nos orbitais do subnível mais energético do cobre

A última seta a ser preenchida, que é o elétron mais energético, ficou no +1, então, o valor do número quântico magnético é: **ml = +1.**

*Visto que a seta está para baixo, por convenção, adotamos que o número quântico spin é: **ms = +1/2.**

* Crédito da imagem: Autor: CK-12 Foundation/ Extraído de: Wikimedia Commons.

Aproveite para conferir nossa videoaula sobre o assunto:



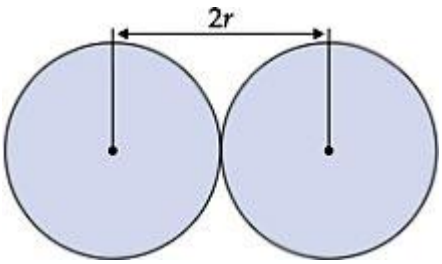
Os elétrons são representados pelo seu conteúdo de energia, indicado pelos números quânticos

5- PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS

As **propriedades periódicas** são tendências ou características que alguns **elementos químicos** seguem e que marca sua localização na **tabela periódica**.

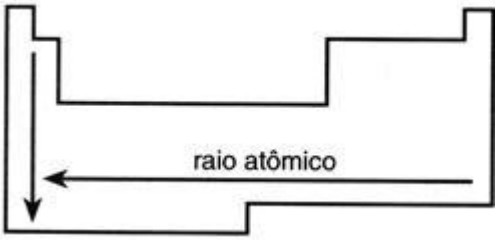
Os elementos químicos são organizados de acordo com suas propriedades periódicas e tais propriedades são alteradas de acordo com o número atômico. As principais propriedades periódicas são: Raio atômico, Energia de Ionização, Afinidade eletrônica, Eletronegatividade, Eletropositividade e Potencial de Ionização.

Raio atômico



O **raio atômico** se refere ao tamanho do átomo. Quanto maior o número de níveis, maior será o tamanho do átomo. O átomo que possui o maior número de prótons exerce maior atração sobre seus elétrons.

Em outras palavras, raio atômico é a distância do núcleo de um átomo à sua eletrosfera na camada mais externa. Porém, como o átomo não é rígido, calcula-se o raio atômico médio pela metade da distância entre os centros dos núcleos de dois átomos de mesmo elemento numa ligação química em estado sólido.



O raio atômico cresce de cima para baixo na **família da tabela periódica**, acompanhando o número de camadas dos átomos de cada elemento e da direita para a esquerda nos **períodos da tabela periódica**.
Quanto maior o número atômico de um elemento no período, maiores são as forças exercidas entre o núcleo e a eletrosfera, o que resulta num menor raio atômico.

O elemento de maior raio atômico é o Césio.

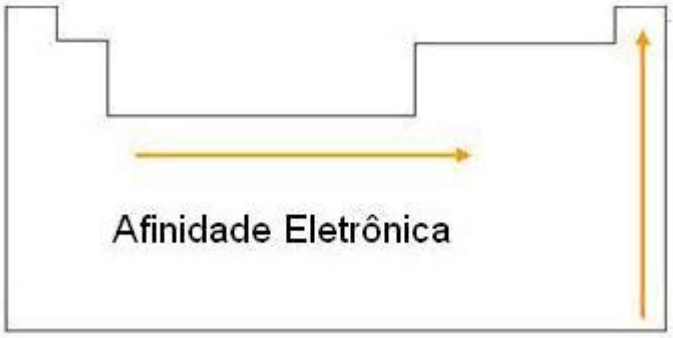
Energia de Ionização

Energia de Ionização é a energia necessária para remover um ou mais elétrons de um átomo isolado no estado gasoso. O tamanho do átomo interfere na sua energia de ionização. Se o átomo for grande, sua energia de ionização será menor.

– Em uma mesma família a energia aumenta de baixo para cima;
– Em um mesmo período a Energia de Ionização aumenta da esquerda para a direita.

Afinidade eletrônica

Afinidade eletrônica é a energia liberada quando um átomo no estado gasoso (isolado) captura um elétron. Quanto menor o raio, maior a sua afinidade eletrônica, em uma família ou período.



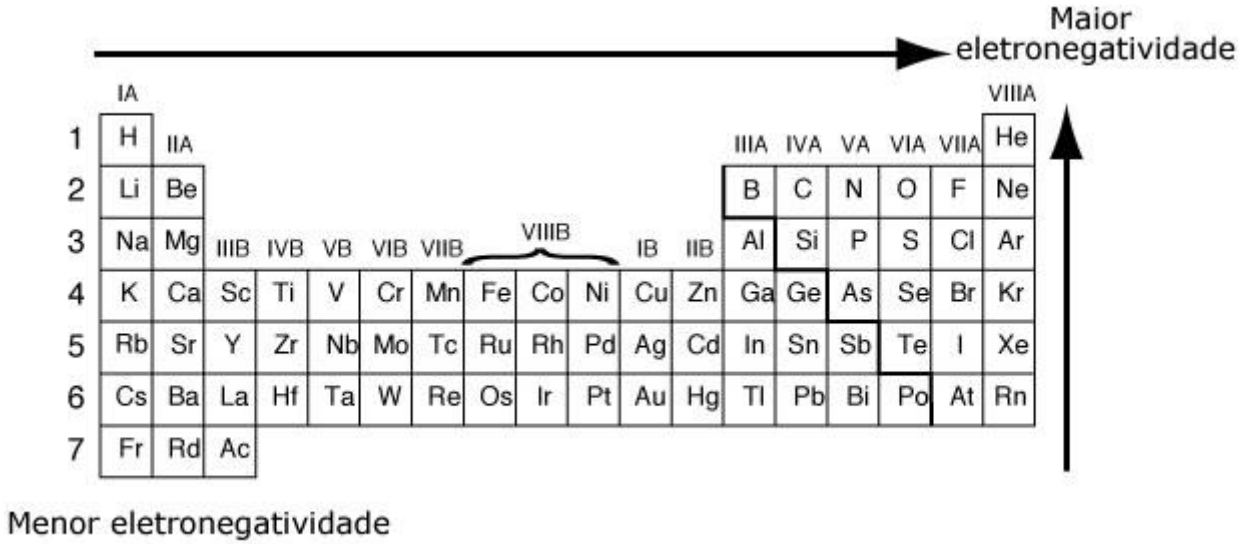
A afinidade eletrônica mede a energia liberada por um átomo em estado fundamental e no estado gasoso ao receber um elétron. Trata-se da energia mínima necessária para a retirada de um elétron de um ânion de um determinado elemento.

Nos **gases nobres** a afinidade eletrônica não é significativa, porém como a adição de um elétron em qualquer elemento causa liberação de energia, então a afinidade eletrônica dos gases nobres não é igual a zero.

A afinidade eletrônica tem comportamento parecido com o da eletronegatividade, já que não tem uma forma muito definida no seu crescimento na tabela periódica: cresce de baixo para cima e da esquerda para a direita.

O elemento químico que possui a maior afinidade eletrônica é o Cloro.

Eletronegatividade



A **Eletronegatividade** é a força de atração exercida sobre os elétrons de uma ligação. Na tabela periódica a eletronegatividade aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita.

Essa propriedade tem relação com o raio atômico: quanto menor o tamanho de um átomo, maior é a força de atração sobre os elétrons.

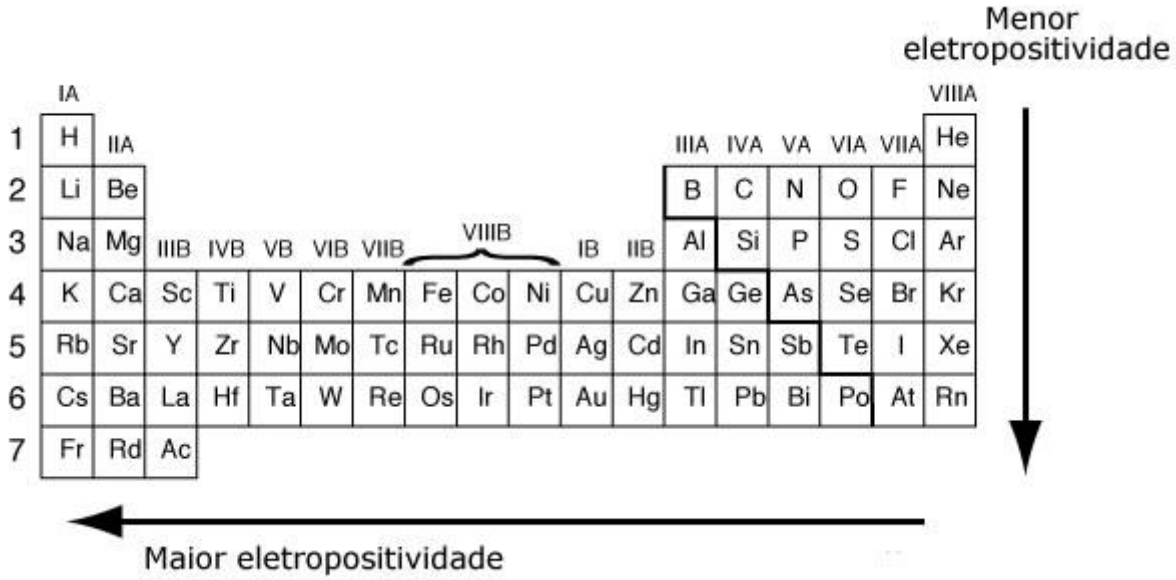
Não é possível calcular a eletronegatividade de um único átomo (isolado), pois a eletronegatividade é a tendência que um átomo tem em receber elétrons em uma ligação covalente. Portanto, é preciso das ligações químicas para medir essa propriedade.

Segundo a escala de Pauling*, a eletronegatividade cresce na família de baixo para cima, junto com à diminuição do raio atômico e do aumento das interações do núcleo com a eletrosfera e no período da esquerda pela direita, acompanhando o aumento do número atômico.

O elemento mais eletronegativo da tabela periódica é o flúor.

*A escala de Pauling é uma escala construída empiricamente e muito utilizada na Química. Ela mede a atração que o átomo exerce sobre elétrons externos em ligações covalentes, ou seja, sua eletronegatividade.

Eletropositividade



Eletropositividade é a tendência de perder elétrons, apresentada por um átomo. Quanto maior for seu valor, maior será o caráter metálico. Os átomos com menos de quatro elétrons de valência, metais em geral, possuem maior tendência em perder elétrons, por isso, possuem maior eletropositivade. Um aumento no número de camadas diminui a força de atração do núcleo sobre os elétrons periféricos, facilitando a perda de elétrons pelo átomo e, consequentemente, aumentando a sua eletropositividade.

A eletropositividade cresce da direita para a esquerda nos períodos e de cima para baixo nas famílias.

A forma da medir a eletropositividade de um elemento é a mesma da eletronegatividade: através das ligação química. Entretanto, o sentido é o contrário, pois mede a tendência de um átomo em perder elétrons. Os metais são os mais eletropositivos e os gases nobres são excluídos[1], pois não têm tendência em perder elétrons.

O elemento químico mais eletropositivo é o frâncio. Ele tem tendência máxima à oxidação.

[1]Como os gases nobres são muito inertes, os valores de eletronegatividade e eletropositividade não são objetos de estudo pela dificuldade da obtenção desses dados.

Potencial de Ionização

É a energia necessária para remover um elétron de um átomo isolado no estado gasoso. À medida que aumenta o tamanho do átomo, aumenta a facilidade para a remoção de um elétron da camada de valência. Portanto, quanto maior o tamanho do átomo, menor o potencial de ionização.

O **Potencial de Ionização** mede o contrário da afinidade eletrônica: a energia necessária para retirar um elétron de um átomo neutro, em estado fundamental e no estado gasoso. A retirada de elétron na primeira vez utilizará uma quantidade de energia maior que na segunda retirada e assim sucessivamente.

Possui comportamento igual ao da afinidade eletrônica e da eletronegatividade, portanto, o Flúor e o Cloro são os elementos que possuem os maiores potenciais de ionização da tabela periódica.

6- ENERGIA DE IONIZAÇÃO

Energia de Ionização é uma **propriedade periódica que indica qual a energia necessária para transferir o elétron de um átomo em estado fundamental**.
Um átomo encontra-se no seu estado fundamental quando o seu número de prótons é igual ao seu número de elétrons.

A transferência de elétron(s) do átomo é chamada de ionização. Por isso, a energia necessária para que ela aconteça recebe o nome de energia de ionização, também conhecida como **Potencial de Ionização**.
O primeiro elétron retirado é aquele que se encontra mais distante do núcleo do átomo. A distância facilita a transferência porque, quanto mais distante do núcleo, que é positivo, menos energia será necessária para que o elétron seja retirado dele.

O(s) elétron(s) seguinte(s) precisam de mais energia. Assim, podemos dizer que a 1.ª energia de ionização (E.I) é menor do que a 2.ª energia de ionização. A 2.ª, por sua vez, é menor do que a 3.ª energia de ionização e assim sucessivamente:

1.ª E.I < 2.ª E.I < 3.ª E.I ...
Isso acontece porque o <u>raio atômico</u> aumenta de tamanho na medida em que cada elétron é retirado do átomo. Com isso, os elétrons ficam cada vez mais próximos do núcleo atômico.

Confira quais as energias de Ionização sucessivas do oxigênio:

O	-›	O^{+} :	1313.9	kJ	mol-1
O^{+1} -›		O^{+2} :	3388.2	kJ	mol-1
O^{+2} -›		O^{+3} :	5300.3	kJ	mol-1
O^{+3} -›		O^{+4} :	7469.1	kJ	mol-1
O^{+4} -›		O^{+5} :	10989.3	kJ	mol-1

Quando, após a retirada de um elétron, o átomo fica com mais prótons do que elétrons esse átomo passa a ser um cátion.

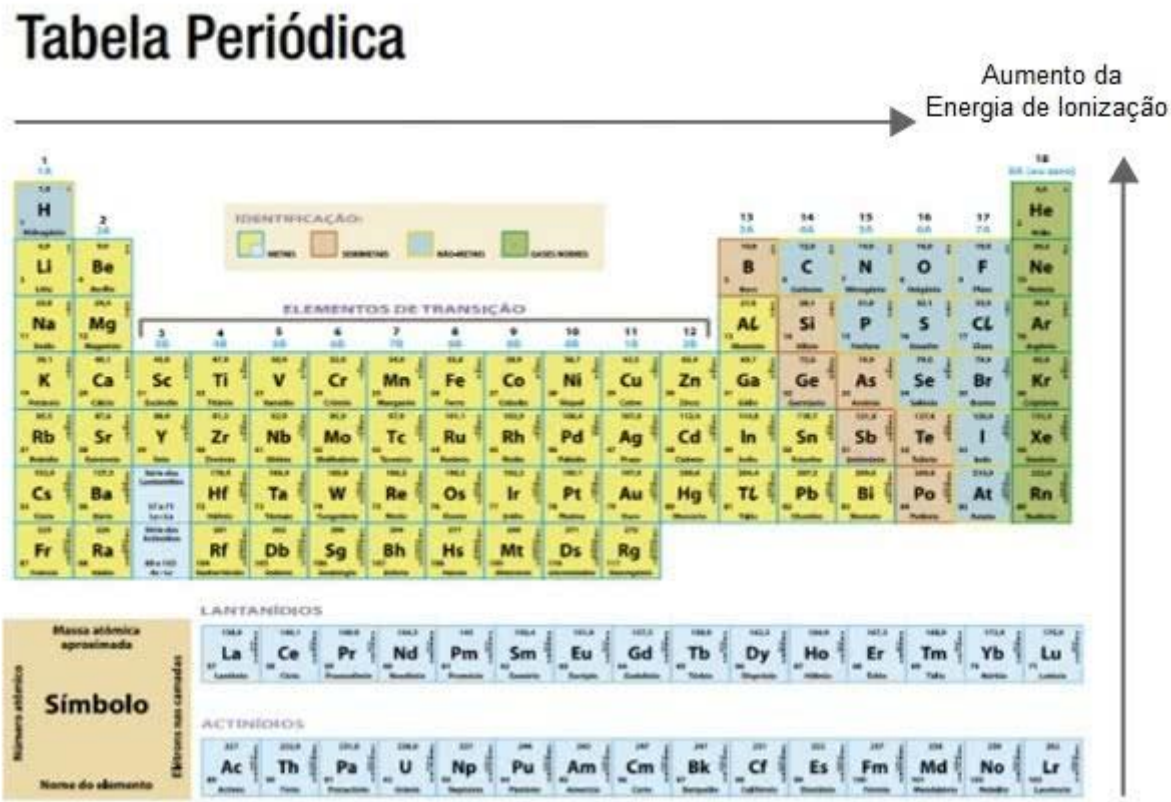
É o que acontece, por exemplo, quando retiramos um elétron do hidrogênio. O hidrogênio é composto por 1 próton e 1 elétron.

Após retirar o elétron, o hidrogênio fica apenas com um próton no seu núcleo. Quer dizer que o hidrogênio foi ionizado e que se tornou um cátion, que é o mesmo que dizer que se tornou um íon positivo.

Energia de Ionização na Tabela Periódica

O raio atômico aumenta nos sentidos da direita para a esquerda e de cima para baixo na tabela periódica.

Sabendo isso, a energia de ionização aumenta no sentido inverso, ou seja, ela é maior da esquerda para a direita e de baixo para cima.



Dentre os elementos que precisam de menos energia de ionização estão os metais alcalinos, por exemplo, o potássio.

Os gases nobres, em geral, são aqueles que requerem uma energia de ionização mais alta, por exemplo, o argônio.

Energia de Remoção x Energia de Ionização

A energia de remoção é muito semelhante à energia de ionização. A diferença entre ambas é que a energia de remoção pode estar associada a **efeitos fotoelétricos**. Efeitos fotoelétricos são elétrons geralmente emitidos por materiais metálicos expostos à luz.

Em decorrência disso, na energia de remoção a retirada dos elétrons não obedece uma sequência tal como acontece com a energia de ionização.

Na energia de ionização, os primeiros elétrons retirados são os mais distantes do núcleo.

Afinidade Eletrônica

A afinidade eletrônica também influencia o comportamento dos átomos, mas de maneira inversa.

Essa é a propriedade periódica que indica a energia liberada quando um átomo recebe um elétron. Por outro lado a energia de ionização é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo.

7- COMO ACONTECEM AS INTERAÇÕES E TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS.

Transformações químicas são ações que resultam na formação de novas substâncias. Além da mudança de estado, as variações de cheiro, de cor, de densidade e de temperatura podem ser evidências de transformações químicas. Nelas podem acontecer explosão e liberação de gases.

É possível confirmar a origem de novas substâncias comparando-se as características apresentadas por produtos e reagentes.

Produto é a nova substância, enquanto **reagente** é a substância que lhe dá origem, ou seja, a substância inicial.
Uma transformação química ocorre quando as substâncias iniciais se rompem e os átomos presentes se rearranjam e formam novas substâncias.

A fumaça e o calor produzidos em uma fogueira são evidências de que ocorreu uma transformação. As moléculas de gás carbônico que são liberadas, foram produzidas pela queima do carvão e pelo consumo de oxigênio do ar por meio da combustão.

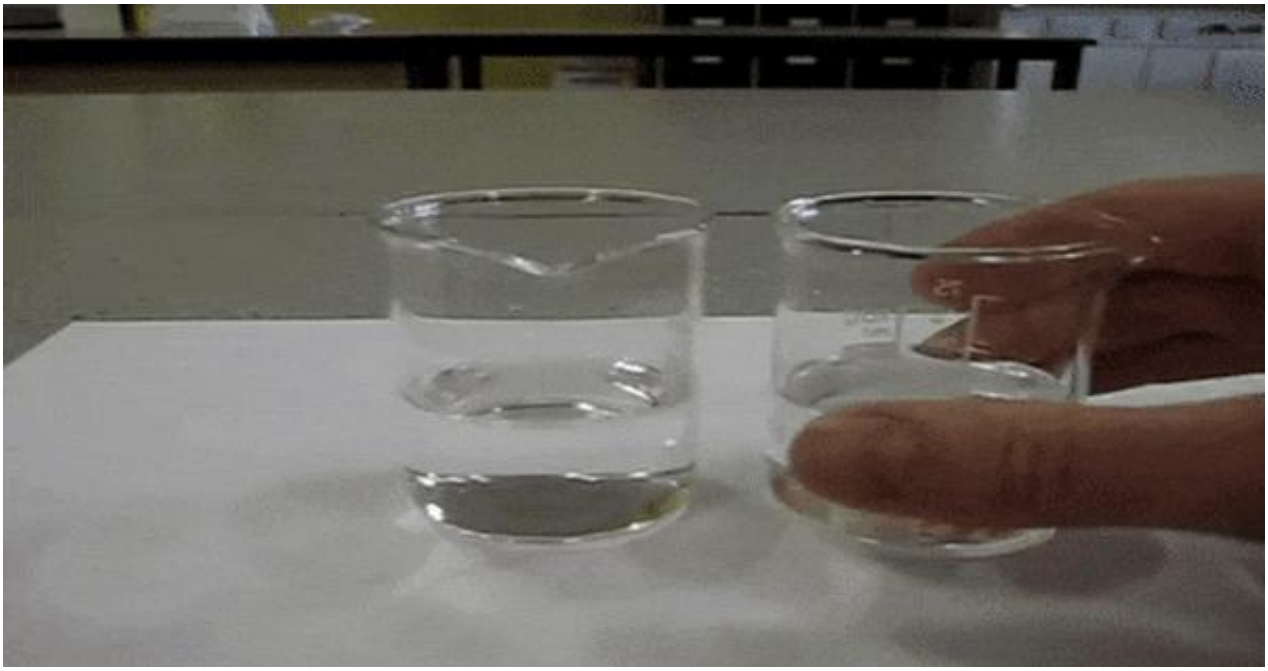
As transformações químicas diferenciam-se das transformações físicas pelo fato de que as transformações físicas apenas alteram estado e as substâncias continuam sendo as mesmas.

Tipos de Transformações Químicas

As mudanças em um material podem acontecer das seguintes formas: por junção de substâncias, por ação da luz, por ação do calor, por ação mecânica e por ação da corrente elétrica.

Por Junção de Substâncias

Esse tipo de transformação decorre da mistura de substâncias. Como exemplo, podemos citar a mistura de iodeto de potássio com nitrato de chumbo, o que resulta no produto iodeto de chumbo.

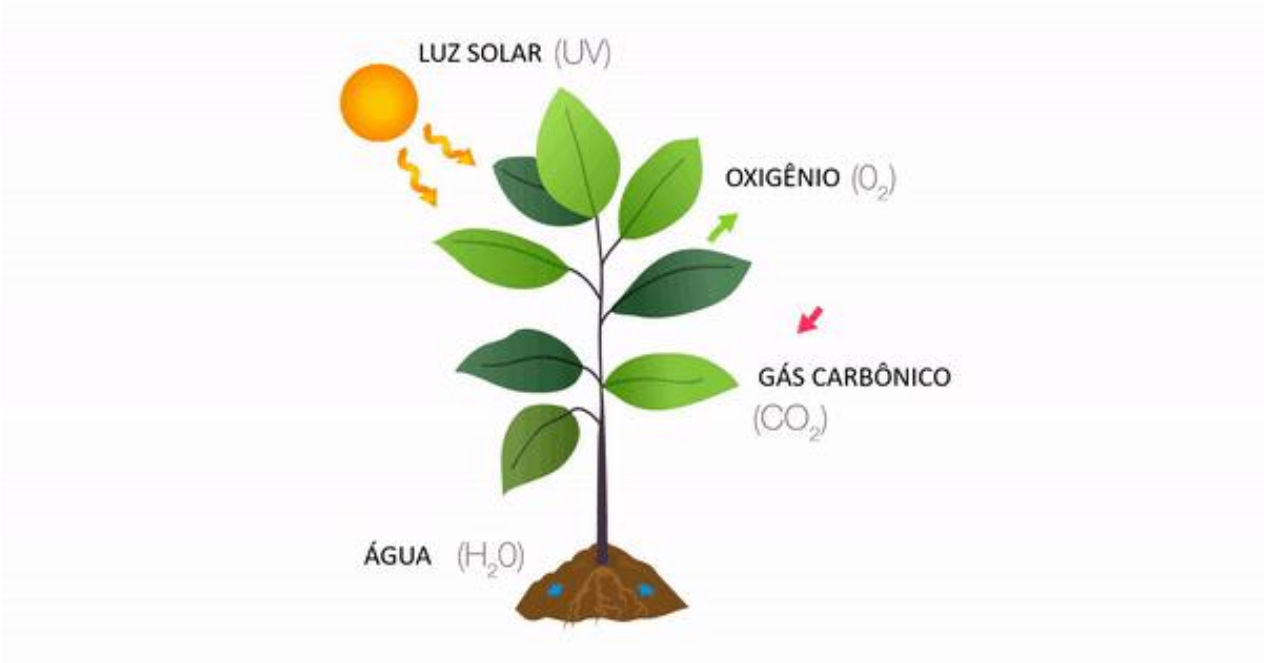


Formação de precipitado amarelo de iodeto de chumbo

Nessa transformação ocorre uma reação de dupla troca entre as espécies envolvidas e o aparecimento de um precipitado de cor amarela, na medida que se adiciona iodeto de potássio à solução de nitrato de chumbo.

Por Ação da Luz

Também chamada de fotólise, um exemplo de transformação química que acontece em virtude da iluminação é a fotossíntese.



Fotossíntese

A ação de obter glicose através da luz do Sol é um processo que acontece a partir dos reagentes dióxido de carbono e água.

Como produto, são obtidos oxigênio e matéria orgânica por uma reação de oxirredução.

Por Ação do Calor

Também chamada de termólise, o exemplo mais simples de transformação química por ação do calor que pode ser citado é o cozimento de alimentos.

Cozimento de alimentos

É através do calor do fogo que a maior parte dos alimentos são transformados e podem ser consumidos.

Por Ação Mecânica

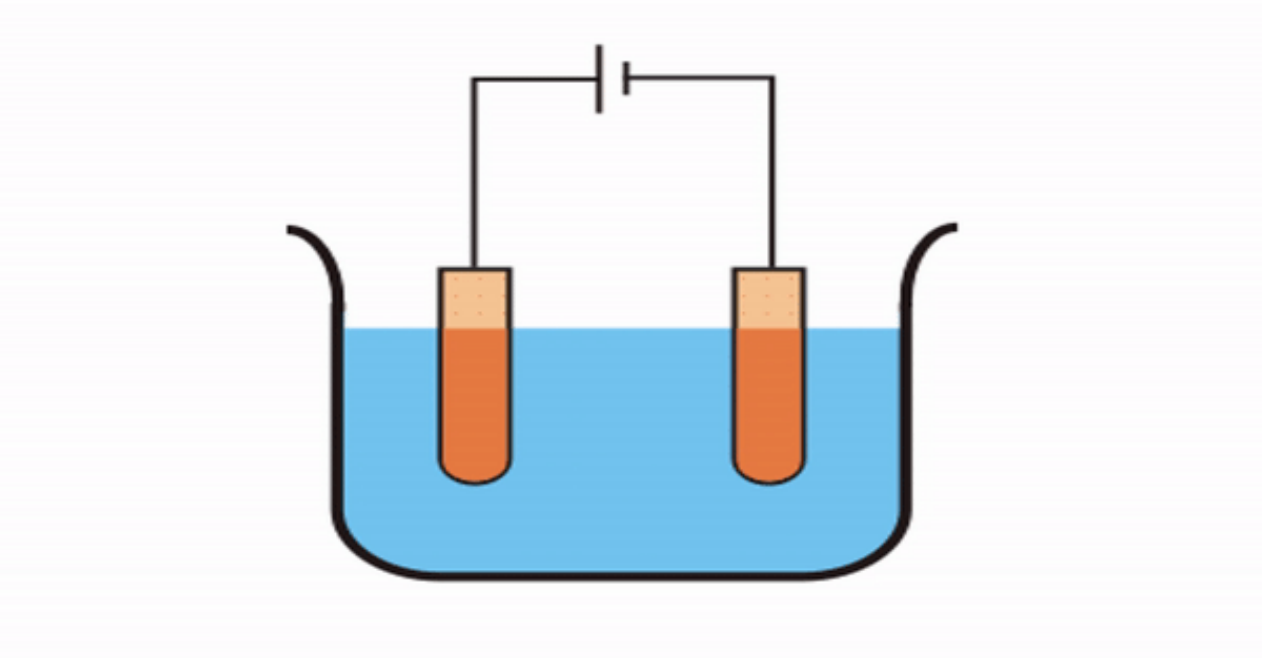
A transformação química por ação mecânica é aquela que acontece quando há atrito entre as substâncias, tal como acender um fósforo.

Acender um palito de fósforo

A reação química é desencadeada pelo atrito e ocorre a decomposição do clorato de potássio, presente na cabeça do fósforo, em cloreto de potássio e oxigênio.

Por Ação da Corrente Elétrica

A eletrólise é um exemplo de transformação química por ação de eletricidade, que resulta em uma reação de oxirredução. Nesse processo, materiais de grande importância econômica são produzidos e purificados.



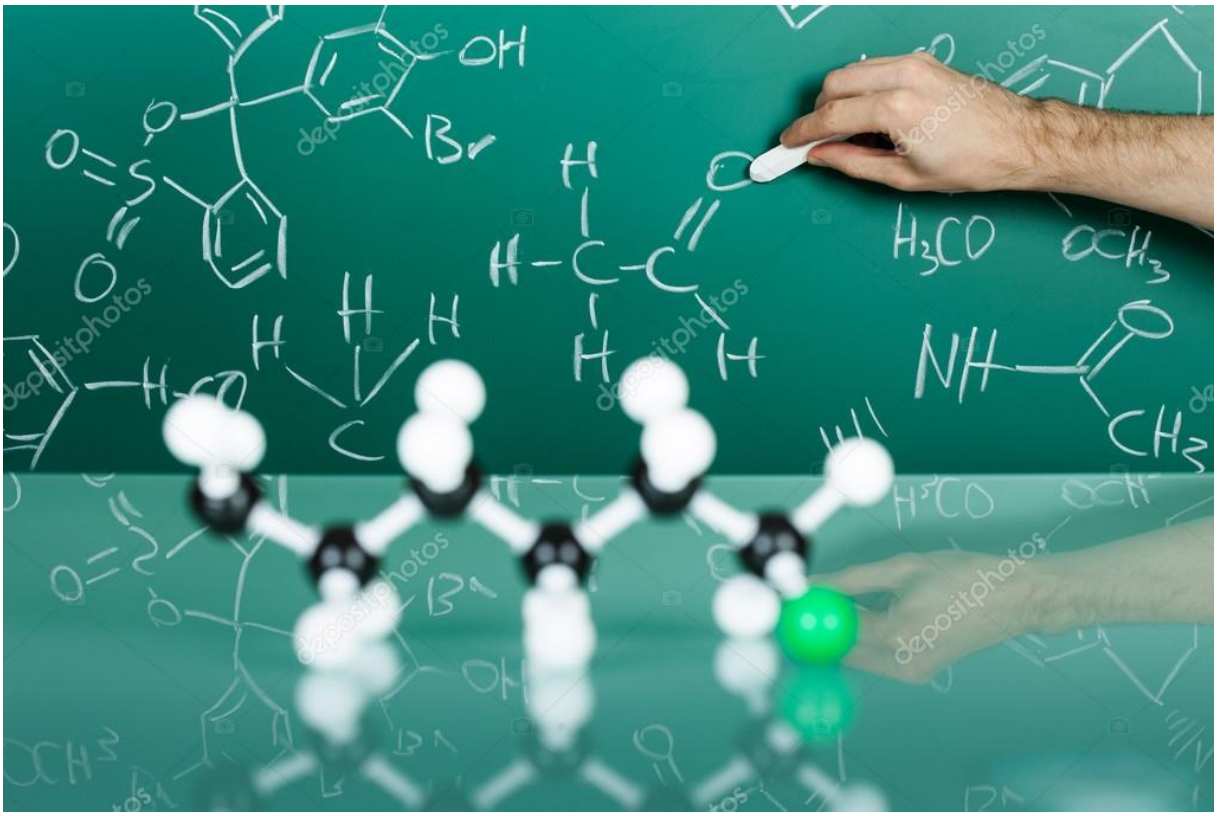
Eletrólise

A eletrólise de uma solução de sulfato de cobre dá origem ao produto cobre após a ação da corrente elétrica.

Resumo das Transformações Químicas

TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS
TodaMatéria
CRIAM NOVAS SUBSTÂNCIAS
OCORREM POR:
JUNÇÃO DE SUBSTÂNCIAS
AÇÃO DA LUZ
AÇÃO DO CALOR
AÇÃO MECÂNICA
AÇÃO DE CORRENTE ELÉTRICA
COMO OBSERVAMOS:
MUDANÇA DE COR
LIBERAÇÃO DE GÁS
FORMAÇÃO DE SÓLIDO
CHEIRO CARACTERÍSTICO
MUDANÇA DE TEMPERATURA
FORMAÇÃO DE CHAMA
EXEMPLOS
APODRECIMENTO
Oxigênio
Luz solar
Dióxido de Carbono
Glicose
FOTOSSÍNTESE
EFERVESCÊNCIA
FERRUGEM

8- CONCEITOS INTRODUTÓRIOS DE QUÍMICA ORGÂNICA



Química orgânica é a área das ciências exatas que analisa as propriedades característica dos compostos do elemento carbono. Dessa forma, é estudado a estrutura, as propriedades, composição, reações e síntese dos compostos orgânicos.

Logo, os compostos possuem átomos como o hidrogênio, oxigênio, nitrogênio, fósforo, enxofre e halogênios, além do carbono. Assim, os compostos orgânicos possuem pouca estabilidade quando se conectam com agentes externos como temperatura e pressão. Dessa forma, os compostos orgânicos são moleculares e exibem baixos pontos de fusão e ebulição.

Portanto, a química orgânica estuda especificamente as funções orgânicas de elementos como os hidrocarbonetos, alcanos e etc; os compostos orgânicos oxigenados como os álcoois, fenóis e etc. Além disso, os compostos orgânicos

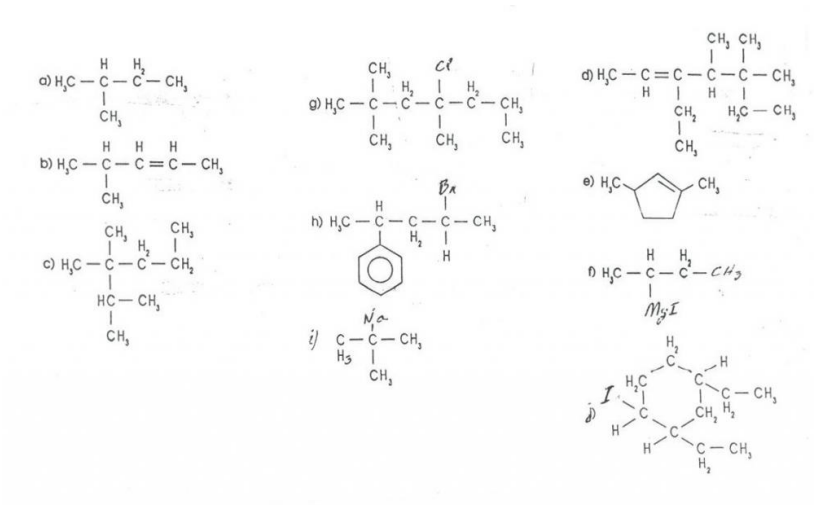
nitrogenados, os sulfurados, os organoclorados e o fenômeno da isomeria também são estudados.

Um pouco da história

O químico sueco Torern Olof Bergman foi o primeiro a usar a denominação Química Orgânica, em 1777. Porém, o fogo foi a primeira representação de um composto orgânico na história utilizada pelo ser humano. Logo, tudo o que sofre combustão é considerado um composto orgânico.

Assim, desde a Antiguidade as substâncias orgânicas eram utilizadas a partir de reações químicas. Logo, o álcool etílico e o vinagre, por exemplo, eram extraídos da fermentação do suco de uva e da oxidação do vinho.

Dessa forma, para Bergman os compostos orgânicos são compostos por organismos vivos e os compostos inorgânicos apresentam substâncias minerais.

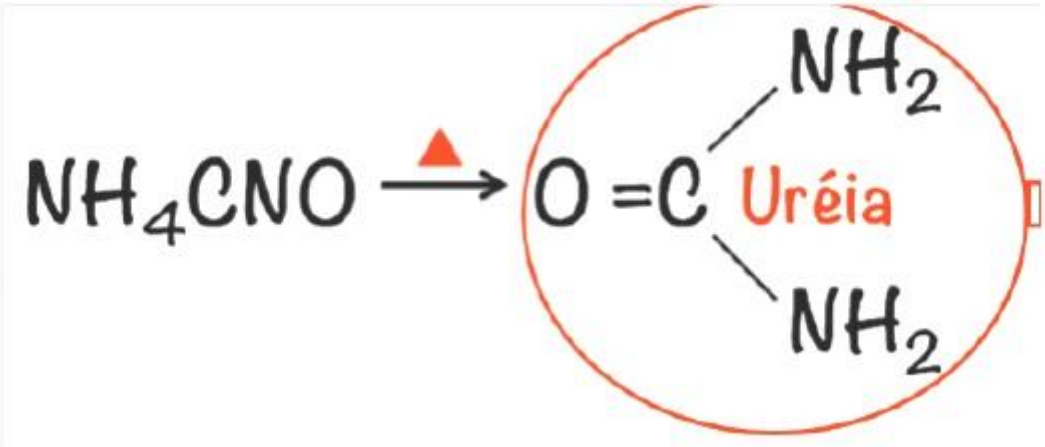


Fonte: Docsity

No início do século XIX Jöns Jacob Berzelius desenvolveu a *Teoria da Força Vital*. Dessa maneira, a teoria afirmava que os compostos orgânicos só poderiam ser formados por organismos vivos como os animais e vegetais.

Porém, após longos estudos a teoria não se sustentou. Assim, em 1828 Friedrich Wöhler aqueceu cianato de amônio, composto inorgânico, e obteve a ureia, encontrada na urina e sangue. Dessa forma, a teoria da força vital foi

desconsiderada e a hipótese formulada for Bergman sobre o que era química orgânica foi considerada imprópria.



Fonte: Moz Exames

Dessa forma, novas definições foram elaboradas. Para o químico alemão Friedrich August Kekulé a química orgânica seria o estudo dos compostos do carbono. Logo, ficou entendido que os compostos orgânicos possuem carbono, mas nem todo carbono é orgânico. Observe os exemplos de compostos que são orgânicos:

- dióxido de carbono (CO_2);
- o ácido carbônico (H_2CO_3);
- grafite.

Dessa forma, a química orgânica se propõe a estudar a estrutura, propriedades, composição, reação e síntese dos compostos orgânicos. Assim, os compostos orgânicos são formados for átomos como o carbono, hidrogênio, nitrogênio, fósforo, enxofre e halogênios.

Química orgânica e as áreas de estudo

A Química Orgânica estuda especificamente algumas áreas como a estrutura do carbono, as funções orgânicas, as propriedades dos compostos orgânicos, o fenômeno de isomeria, a bioquímica e o petróleo.

Estudo do carbono

Para o estudo do carbono são utilizadas as ligações químicas. Logo, é possível identificar quais tipos de ligações são possíveis, além do elemento e a hibridização em cada estudo. Dessa forma, é importante analisar a classificação das cadeias de carbono e os princípios de nomenclatura de cada cadeia. Assim, a regra de nomenclatura se baseia em PREFIXO + INTERMÉDIO + SUFIXO. Observe:

Prefixo (nº de carbonos)		Intermédio (tipo de ligação)		Sufixo (função orgânica)	
1	met				
2	et				
3	prop	ligação simples	an		
4	but	1 dupla	en	hidrocarboneto	o
5	pent	2 duplas	dien	álcool	ol
6	hex	1 tripla	in	aldeído	al
7	hept	2 triplas	diin	cetona	ona
8	oct	1 dupla e 1 tripla	enin	ácido carboxílico	oico
9	non				
10	dec				

Fonte: Toda Matéria

Estudo das funções orgânicas

Basicamente o estudo das funções orgânicas consiste em apontar as funções, os agrupamentos funcionais e a nomenclatura oficial.

Propriedades dos compostos orgânicos

Dentro dessa área são estudados aspectos como a temperatura de fusão, temperatura de ebulição, solubilidade, acidez e basicidade dos compostos orgânicos. Logo, são analisadas as propriedades inerentes a cada classe de funções e como funciona a interação entre elas.

Assim, é importante lembrar da ordem das forças intermoleculares presente nos compostos: Ligação Hidrogênio > Dipolo-dipolo > Van der Waals.

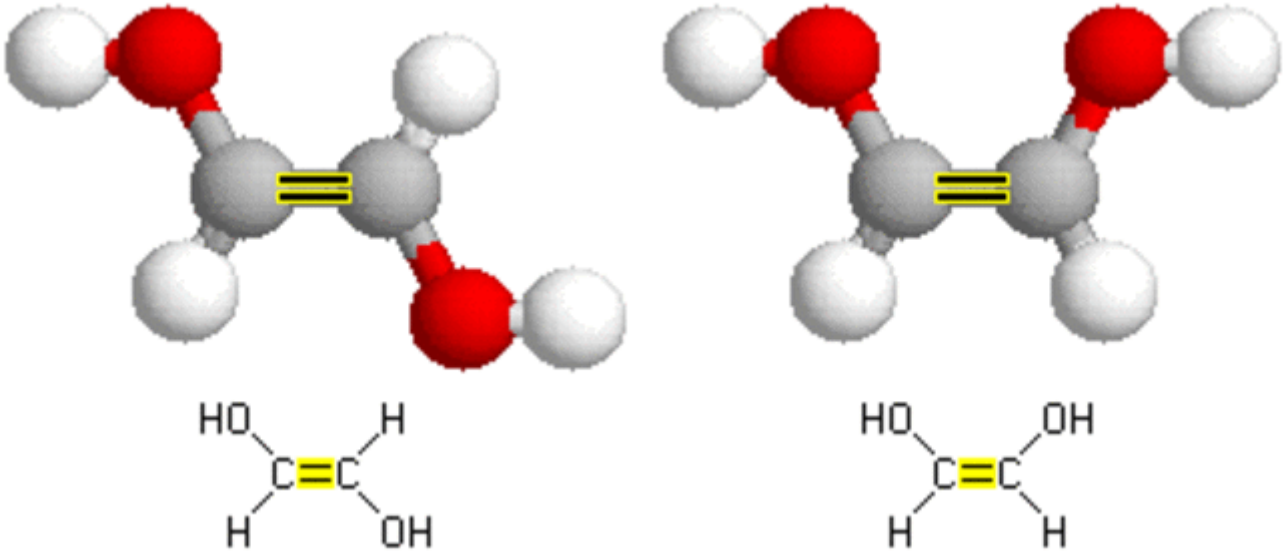
Resumo das Funções Orgânicas

Hidrocarbonetos	Só Carbono e Hidrogênio	Alcano	$H_3C—CH_2—CH_3$	propano
		Alceno	$H_2C=CH_2$	eteno (etileno)
		Alcino	$HC\equiv CH$	etino (acetileno)
		Alcadieno	$H_2C=C=CH_2$	propadieno (aleno)
		Ciclano		ciclobutano
		Cicleno		ciclobuteno
		Aromatico		benzeno
Álcool		C—OH (Saturado)	$H_3C—CH_2—OH$	etanol (álcool etílico)
Enol		=C—OH (Insaturado)	$H_2C=C(H)—OH$	etenol
Fenol		C—OH (Aromático)	—OH	hidroxi benzeno (fenol)
Aldeido		—C(=O)H ou —CHO	H—C(=O)H	metanal (aldeído fórmico ou formol)
Cetona		C—C(=O)—C	$H_3C—C(=O)—CH_3$	propanona (dimetil cetona ou acetona)
Ácido Carboxílico		—C(=O)OH ou —COOH	$H_3C—C(=O)OH$	ácido etanóico (ácido acético)
Éster Orgânico		—C(=O)—O—	$H_3C—C(=O)—O—CH_3$	etanoato de metila (acetato de metila)
Éter		C—O—C	$H_3C—CH_2—O—CH_2—CH_3$	etóxi etano (éter dietílico)
Haleto orgânico	Haleto de alquila	-X (X = F, Cl, Br, I)	$H_3C—CH_2—Cl$	cloro etano (cloreto de etila)
	Haleto ácido	—C(=O)X (X = F, Cl, Br, I)	$H_3C—C(=O)—Br$	brometo de etanoila (brometo de acetila)
	Haleto de arila	C—X (X = F, Cl, Br, I) (Aromático)	—Cl	cloro benzeno (cloreto de fenil)

Isomeria

Isomeria é o fenômeno em que diferentes substância químicas possuem a mesma fórmula molecular, mas as formas estruturais e os comportamentos físicos e químicos são diferentes.

Dessa forma, a isomeria pode se dividir em diversos tipos como: isomeria plana de cadeia, plana de posição, plana de tautomeria, plana de função e a isomeria plana de compensação.



Fonte: Estudo Prático

Reações orgânicas

Reações orgânicas ocorrem em processos orgânicos e industriais. Logo, seu estudo é indispensável para compreensão da bioquímica, processos metabólicos e interações presentes nos seres vivos.

Dessa forma, as reações orgânicas são estudadas principalmente em laboratórios e universidades. Assim, os estudos se dividem em reações de substituição, reações de adição e reações de eliminação.

Bioquímica

A bioquímica está dentro de um dos estudos da química orgânica. Logo, essa área de estudo é responsável por compreender as moléculas que constituem os seres

vivos. Dessa forma, os carboidratos, as proteínas e os lipídios são as principais biomoléculas estudadas.

Fonte: ABEC Brasil

Petróleo

O Petróleo é composto principalmente por hidrocarbonetos. Dessa forma, o processo de refino e craqueamento são as principais partes estudadas pela química orgânica dentro dessa área. Além de servir como combustível, o petróleo gera materiais que são utilizados na produção de plásticos e asfalto.

Nomenclatura IUPAC

As substâncias dentro da química orgânica são organizadas a partir de suas propriedades químicas, resultantes de caraterísticas estruturais comuns. Logo, a função orgânica é caracterizada por um grupo funcional. Os grupos funcionais são divididos em:

- hidrocarbonetos;
- funções oxigenadas;
- funções nitrogenadas;
- funções halogenadas.

Dessa forma as funções orgânicas possuem normas de nomenclatura, desenvolvidas pela *International Union of Pure and Applied Chimistry,* IUPAC. Logo, as substâncias que não são nomeadas pela IUPAC são conhecidas pelo nome comum, denominadas nomenclatura usual.

REFERÊNCIAS

https://www.manualdaquimica.com/quimica-geral/classificacao-dos-elementos-quimicos-na-tabela-periodica.htm>acesso em 28/05/2020

http://www.quimica.ufpr.br/eduquim/eneq2008/resumos/R0298-1.pdf>acesso em 28/05/2020

https://www.todamateria.com.br/modelo-atomico-de-bohr/>acesso em 28/05/2020

https://www.manualdaquimica.com/quimica-geral/numeros-quanticos.htm>acesso em 28/05/2020

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

https://www.todamateria.com.br/energia-de-ionizacao/>acesso em 28/05/2020

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

https://conhecimentocientifico.r7.com/quimica-organica/>acesso em 28/05/2020