

INSTITUTO SÃO CARLOS BORROMEU

ENSINO MÉDIO

– 1º ANO –

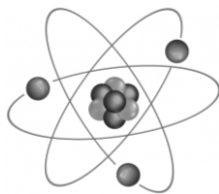
QUÍMICA

VOLUME ÚNICO

Apostila do 1º ano do Ensino Médio, escrita pelo Instituto São Carlos Borromeu. O conteúdo é indicado para estudo individual domiciliar, apoio escolar ou como material didático escolar.



QUÍMICA



AULA 01

INTRODUÇÃO À CIÊNCIA QUÍMICA

Este material de química tem como objetivo primordial levar o jovem a maravilhar-se. Maravilhar-se não com os avanços das ciências empíricas ou com a exatidão de um complicado cálculo estequiométrico, mas com a beleza, bondade e sabedoria com que nosso bom Deus criou e sustenta todas as coisas, desde o menor dos átomos, até o maior dos planetas.

A Ciência como forma de conhecimento do mundo criado, busca conhecer através da razão a verdade inscrita na natureza, busca a causa primeira de tudo o que existe. O caminho para se chegar a estas relações causais é responder quatro perguntas:

Se existe?

O que é?

Como é?

Por causa de que?

O objeto deste material não permitirá que estas perguntas sejam respondidas sistematicamente para cada assunto desenvolvido ao longo destes três anos de estudo de química, mas servirão como guias para aos poucos encontrarmos as verdades contidas nesta ciência para chegarmos a contemplação da Verdade.

Iniciaremos este estudo retomando alguns conceitos que precisam ser completamente assimilados.

VAMOS ENTÃO, COMEÇAR DO COMEÇO...

Não há um consenso sobre a origem da palavra Química. Uma vertente diz que a palavra se originou da palavra egípcia KHEMEIA, que por sua vez se originaria da palavra KHAM, nome do país. Outra possibilidade seria da palavra química ter se originado da palavra grega CHYMA, que significa “fundir” ou “moldar” metais. Sendo assim, não sabemos ao certo qual a sua origem...

Seu uso ficou definitivamente consagrado quando o químico irlandês Robert Boyle publicou, em 1661, seu livro intitulado *“The Sceptical Chymist”* (O Químico Cético). De

qualquer forma, ao usarmos esta palavra, estamos nos referindo a uma arte de transformar os metais ou transformar a matéria.

Sendo assim, desde sua origem esta ciência chamada Química tem como objetivo estudar a constituição da matéria, suas propriedades, transformações e as leis que as regem, ou seja, todo o mundo material. Contudo, a abordagem predominante sempre foi esse ceticismo inaugurado por Boyle, ou seja, a aplicação da dúvida como método de investigação proposto inicialmente por René Descartes para a filosofia.



Desde os primórdios a química busca entender as transformações da matéria.

O método científico atual, que é utilizado para todo o progresso químico, está inebriado desta dúvida metódica; o que, ironicamente, faz com este modo de conhecer “científico” acredite apenas em seus próprios instrumentos, métodos, análises e resultados. Com toda a certeza, todo o progresso do mundo material só foi possível por causa do avanço da ciência, mas qual foi o preço pago por isso?

Ao aprendermos um pouco da boa filosofia vemos que, ao contrário do cientificismo cético, o mundo material não é a única realidade que existe. Existe um “mundo” muito maior e mais complexo que está além da física e essa materialização das ciências exatas. Este mundo, que podemos dizer eterno, é a metafísica (aquilo que está além da física), e abarca todas as realidades imateriais que existem no universo e que nossa razão é capaz de perceber, como, por exemplo, nossa própria consciência, nossa inteligência, a alma racional, sensitiva e vegetativa etc., sem contar com as verdades reveladas por Deus através da Igreja.

Para entendermos o mundo material no qual vivemos não podemos ignorar as relações e influências que existem entre o mundo físico e metafísico. Por outro lado, como a ciência química é capaz de conhecer apenas as realidades materiais, teremos que fazer um esforço adicional para, através da “filosofia da ciência” unir estes dois mundos. Eis um grande desafio! Mas, sigamos confiantes nesta jornada, certos de que nossa inteligência será iluminada pela luz natural da razão e pela luz sobrenatural da fé.



A ciência moderna com seus modernos equipamentos apenas conseguem “ver” a realidade material.

O QUE É MATÉRIA?

Como o objeto de estudo da Química é a matéria, o primeiro passo é definir precisamente o que é a matéria.

Segundo a visão da ciência moderna atual, temos que:

“Matéria é tudo aquilo que possui massa e ocupa um lugar no espaço.”

Esta definição está restrita às qualidades sensíveis dos seres materiais e destas qualidades apenas a massa e o volume, ou seja, expressa a matéria em termos de duas características que nossos sentidos são capazes de captar.

Contudo quando nos determinamos a responder “O que é a matéria?” estamos procurando uma definição mais abrangente e universal. Devido a importância da matéria para a química, busquemos auxílio em ideias anteriores no tempo, mas bem mais profundas e próximas da realidade.

QUATRO CAUSAS E A MATÉRIA

Aristóteles, o grande Filósofo, apresenta uma teoria para explicar toda e qualquer mudança ou movimento, seja do mundo material, seja do mundo imaterial. Essa teoria é a teoria da causalidade ou das quatro causas.

Segundo Aristóteles todo e qualquer movimento pode ser entendido como a passagem de uma potência para um ato e esta passagem apresenta quatro causas: causa material, causa eficiente, causa formal e causa final.

Para ilustrar esta teoria pensemos na fabricação de um banco. Algum ser humano em algum momento da história percebeu a necessidade de um objeto para se sentar. Esta necessidade é a **causa final** – a finalidade do banco é que alguém sente sobre ele. Ao imaginar esta necessidade foi concebida uma ideia do que é um banco. Esta ideia essencial do que é o banco é a **causa formal**, ou seja, a essência do banco. Esta essência é diferente da essência da cadeira, da banqueta, da poltrona ou de qualquer objeto que utilizamos para se sentar.



Aristóteles, o Filósofo, explicou todas as mudanças do mundo material e imaterial com base na teoria da causalidade.

Uma vez concebida a essência do banco, o homem ao olhar para os recursos materiais disponíveis e seus conhecimentos percebeu que poderia transformar a madeira em um banco, ou seja, a madeira tem em si a potência para vir a ser banco. A madeira é então a **causa material** para se construir, neste nosso exemplo, um banco. E o que produzirá este

movimento, o que fará com que a potência da madeira se torne banco em ato é a própria arte mecânica do homem, esta é a **causa eficiente**, ou seja, é pela arte do homem que a matéria madeira inicialmente como árvore se tornará um banco.

Esta relação de causalidade pode ser aplicada para qualquer mudança, contudo, o que gostaríamos de chamar a atenção e o que nos interessa no momento, é que a causa material é última na concepção da ideia, de fato, o banco pode ser de madeira, plástico, metal, papelão, etc, mas é o primeiro na ordem da execução. Isto significa que a **causa material é a primeira causa de qualquer movimento no mundo material**, ou seja, todos os movimentos ou são realidade sobre a matéria ou pela matéria. Este fato é muito importante para entendermos e definimos o que é a matéria.

A matéria é, portanto, o substrato comum a todos os seres materiais, ou seja, é algo que tem em si a potência para vir a ser qualquer ente material. Posteriormente veremos como esta matéria está ordenada e como estas transformações ocorrem, mas tenhamos claro que Lavoisier acertou ao postular o princípio de que:

“Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.”

Para ele “natureza” expressa apenas a realidade material do universo. Sabemos que Deus criou a matéria de todo o universo uma única vez, na criação do mundo, e esta vem se transformando ao longo do tempo e continuará a se transformar até o fim dos tempos.

Outro ponto importante é que conhecemos o mundo ao nosso redor pelos sentidos e nossos sentidos captam a partir da individualidade de cada ente suas características materiais, tais como a cor, o formato, a textura, o gosto, o som, etc. Desta maneira, também há uma relação entre a matéria e as qualidades sensíveis das quais nossa inteligência abstrai as formas substanciais de cada ser.

Contudo, esta matéria que percebemos com os cinco sentidos e que as ciências naturais estudam é chamada de matéria segunda. E, se há uma matéria segunda é porque há também uma matéria primeira.

A ideia do que é matéria primeira ou matéria prima seria algo que é pura potência, que não tem nenhuma atualidade, nenhuma forma definida e, por isso, tem em si a potência de vir a ser qualquer coisa material. O simples fato de imaginarmos isto como um aglomerado de partículas ou átomos ou mesmo uma massa informe, já seria um princípio de atualidade, um princípio de forma e esta deixaria de ser matéria primeira e, sob algum aspecto, viria a ser matéria segunda que já possui alguma determinação.

Diante destas colocações podemos, de uma forma bem mais completa, definir matéria como:

“Matéria é o princípio de individuação e o ente em potência, que recebe uma forma substancial, tornando-se matéria segunda sendo capaz de reter as qualidades sensíveis do ente.”

Observemos a definição, dada acima:

“Matéria é o princípio de individuação” – podemos dizer que os entes estão restritos em sua matéria e vemos sua individualidade justamente sob a matéria que forma o ente. Quando vemos dois animais, por exemplo, só conseguimos distinguir que existem dois animais pelo seu corpo material, que são indivíduos diferentes, por isto se diz que é o princípio da individuação.



“E o ente em potência” – os seres materiais são formados pela matéria e pela forma, sendo assim, a matéria tem a capacidade de se tornar, de fazer parte do ser. Existe um jargão que os nutricionistas gostam muito de repetir: “Você é aquilo que você come”. Isto é verdadeiro apenas no sentido material, pois a matéria que forma nosso corpo é incorporada (perceba o sentido desta palavra) através da alimentação. Então o arroz e o feijão que comemos no almoço constituirá a matéria de nosso corpo, sendo assim, a matéria tem em si a potência de vir a ser parte de um outro ente. Era arroz e feijão, adquiriu a forma de carboidratos e outras moléculas que compõem materialmente nosso corpo.



Assim como todos os seres heterotróficos, a matéria que compõe nosso corpo provém de nossa alimentação.

“Que recebe uma forma substancial, tornando-se matéria segunda sendo capaz de reter as qualidades sensíveis do ente” – como vimos acima, a matéria prima não é cognoscível a nossa inteligência, pois só conhecemos as coisas porque elas já são matéria segunda e contém uma forma substancial, que é capaz de reter as qualidades sensíveis do ente que nossos sentidos são capazes de apreender.

Esta definição abarca a definição moderna, pois a massa e o volume são qualidades sensíveis dos entes materiais, mas vai muito mais além, pois apresenta o fato da matéria presente nos diversos entes ter em si a potência para vir a ser outros entes, e, desta forma, abre diante de nós todo um universo em movimento constante em todos os níveis, desde o movimento local até as mudanças de qualidade e quantidade também comuns a todos os entes materiais.

ATIVIDADES

1. A verdadeira ciência busca conhecer a realidade da forma mais perfeita o possível, nesta busca quais são as quatro perguntas que devem guiar nossos estudos?
2. O que a química estuda? Qual a importância deste estudo?

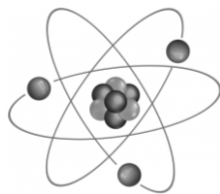
3. Aristóteles explica todas as mudanças ou transformações através das chamadas quatro causas: causa material, eficiente, formal e final. Qual a importância da causa material para esta teoria da causalidade e para a química da atualidade?

4. Lavoisier postulou que “na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”. Escreva um exemplo em que a matéria é transformada desta forma.

5. A definição de matéria que utilizaremos é mais completa e complexa do que a moderna “tudo que possui massa e volume”, por isso deve ser apreendida e compreendida profundamente. Para isto copie em seu caderno:

“Matéria é o princípio de individuação e o ente em potência, que recebe uma forma substancial, tornando-se matéria segunda sendo capaz de reter as qualidades sensíveis do ente.”

Agora, leia, pense e explique para alguém esta definição não esquecendo de compará-la com a definição moderna.



AULA 07

ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA E SUAS MUDANÇAS

TUDO ESTÁ EM TRANSFORMAÇÃO



Todo o mundo criado está em contínuo movimento, nada está absolutamente parado, estático. Percebemos este movimento através de nossos sentidos externos e internos. Vemos as coisas caírem, as crianças correrem, as pessoas andarem... Ouvimos o vento antes de uma tempestade, um cachorro latir, uma música a tocar... Pensamos no que escrever, lemos, imaginamos, sonhamos... Tudo isto, e muito mais, é movimento, é passagem da potência para o ato. Um exemplo de movimento que podemos visualmente observar é o da transformação da matéria.

Podemos “classificar” as transformações da matéria em: **transformações físicas** e **transformações químicas**.

As transformações físicas são aquelas em que não há a mudança da substância alterando a natureza da matéria, mas apenas a mudança das qualidades sensíveis: forma, tamanho, aparência e estado físico.

Veja na tabela abaixo alguns exemplos de transformações físicas:

Transformações Físicas	Qualidade sensível que mudou
Transformação da barra de cobre em fios; produção de joias de ouro.	Forma
Obtenção de carvão em pó por trituração.	Tamanho
Dissolução de açúcar em água.	Aparência
Congelamento da água, formação de neblina.	Estado Físico

Já as transformações químicas são aquelas em que há uma mudança substancial da matéria, ou seja, a matéria muda sua natureza adquirindo propriedades sensíveis diferentes. Vejamos alguns exemplos:



Acima vemos três exemplos de transformações químicas. À esquerda alguns pedaços de madeira sendo queimadas; no centro, um carro enferrujado e, à direita, folhas caídas no outono. A madeira, ao ser queimada, deixou de ser madeira e passou a ser carvão vegetal ou apenas cinzas; o aço que constituía a carcaça do carro deixou de ser aço e passou a ser, provavelmente, óxido de ferro (ferrugem); as folhas sofreram uma mudança de composição química que as fez mudar a coloração e cair no outono. Nestes três exemplos ocorreram transformações químicas.

Feita esta breve distinção entre transformações físicas e químicas, vamos estudar as transformações físicas. As transformações físicas mais importantes são as mudanças de estado físico.

OS ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA

A matéria pode se apresentar nos estados sólido, líquido e gasoso. Cada um dos estados têm características próprias.

O **sólido** é um estado da matéria que retém sua forma e não flui.

O **líquido** é um estado fluido da matéria, que tem superfície bem definida e que toma a forma do recipiente que o contém.

O **gás** é um estado fluido da matéria que ocupa todo o recipiente que o contém.

O termo **vapor** é usado para indicar que uma substância, normalmente sólida ou líquida, está na forma de gás. Por isso, chamamos normalmente a água no estado sólido de *gelo*, água no estado líquido de *água* e a água gasosa de *vapor de água*.

Segundo as teorias científicas mais difundidas atualmente, toda matéria é constituída de pequenas partículas e o seu estado físico depende do maior ou menor espaço existente entre elas, ou seja, da maior ou menor agregação destas partículas. Assim, os estados físicos também podem ser chamados de **estados** ou **fases de agregação**.

Cada um dos três estados de agregação (sólido, líquido ou gasoso) apresenta características próprias que o definem – como volume, densidade e forma –, mas que podem ser alteradas pela variação de temperatura (aquecimento ou resfriamento) ou de pressão.

Quando uma substância muda de estado, sofre alterações nas suas características macroscópicas (volume, forma, etc.) e microscópicas (arranjo das partículas), não havendo, contudo, alteração em sua composição.

Abaixo temos uma tabela com os três estados de agregação da matéria e suas características:

Estado	Sólido	Líquido	Gasoso
Características	– forma e volume constantes, – dificilmente sofre compressão, – difícil de ser atravessado, – não se move espontaneamente.	– adquire a forma do recipiente que o contém, – volume fixo, – dificilmente sofre compressão, – pode ser atravessado facilmente, – pode escorrer.	– tem a forma do recipiente, – as partículas se movimentam espontaneamente e ocupam todo o volume do recipiente, – sofre compressão e expansão facilmente, – é atravessado com grande facilidade.
Exemplos	Gelo, açúcar, sal, etc.	Água, álcool, óleo, etc.	Vapor de água, ar, etc.

A TEORIA CINÉTICA

Para explicar as propriedades dos estados da matéria, James C. Maxwell (1831–1879) e Ludwig E. Boltzmann (1844–1906) desenvolveram a teoria cinética. Essa teoria, em geral, explica o comportamento dos três estados de agregação da matéria.

Segundo a teoria cinética, a matéria é formada por partículas que permanecem unidas dependendo do estado de agregação em que se encontram. As partículas se movem, mais ou menos livremente, dependendo de seu estado físico. Quanto mais rápido se movem, maior é a temperatura desta substância.

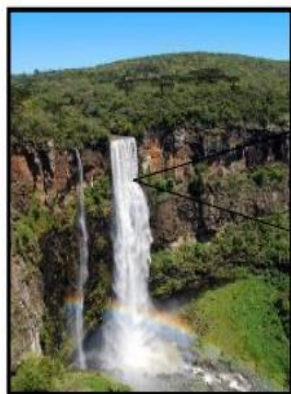
Estado sólido – quando a matéria está no estado sólido, as partículas que a constituem estão fortemente unidas, formando uma estrutura rígida. Por isso, os sólidos mantêm a forma e o volume constantes a uma determinada temperatura.

Os sólidos geralmente são mais densos em relação aos outros estados da matéria, pois, as partículas estão mais próximas e ocupam menor volume. Quando a temperatura aumenta, o volume também aumenta (o sólido se dilata), diminuindo ligeiramente a densidade.



Estado líquido – quando a matéria está no estado líquido, a união entre as partículas é mais fraca e estas podem se movimentar umas sobre as outras. Por isso, ainda que tenha volume constante, sua estrutura não é rígida e sua forma se adapta ao recipiente que a contém.

De modo geral, a densidade de uma substância no estado líquido é menor que no estado sólido porque as partículas estão menos agrupadas e ocupam maior volume.



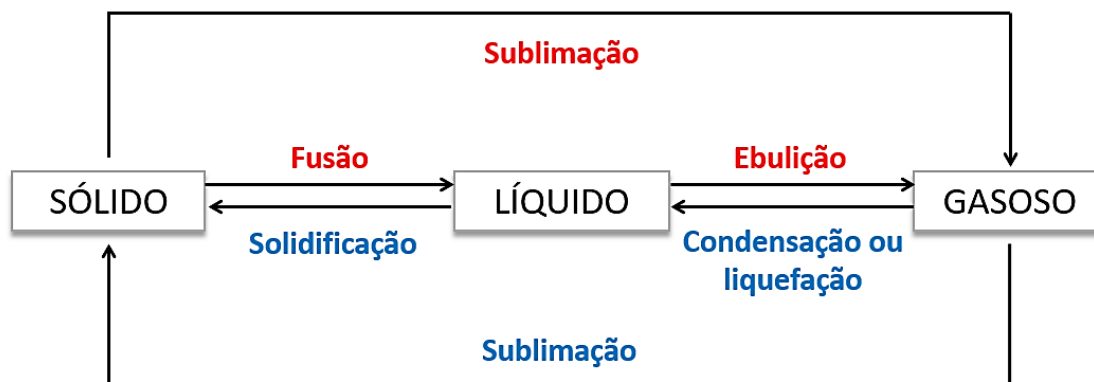
Estado gasoso – quando a matéria está no estado gasoso, suas partículas estão muito afastadas, tendo maior liberdade para se moverem. Assim, se expandem e ocupam todo o volume do recipiente que as contém. Por esta mesma razão, os gases podem ser comprimidos muito facilmente, já que podemos fazer com que suas partículas fiquem muito mais próximas e, portanto, ocupem menor volume.

Os gases apresentam a menor densidade, já que suas partículas estão mais afastadas e seu volume é máximo. Abaixo representação esquemática das partículas no estado sólido, líquido e gasoso.



MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

O estado físico ou estado de agregação da matéria, pode ser alterado por variações de temperatura e de pressão, sem que seja alterada a composição da matéria. Cada mudança de estado recebe um nome particular:



Quando fornecemos calor a um sólido, as partículas presentes em sua estrutura rígida ganham energia e se movem mais rapidamente, até que a estrutura seja destruída. De maneira análoga, a perda de energia faz com que o movimento das partículas do estado líquido diminua, regenerando o arranjo característico do estado sólido.

Portanto, segundo a teoria cinética, uma mudança de estado físico ocorre quando a agitação das partículas, átomos ou moléculas, da substância em questão faz com que se rompam as ligações que dão coesão espacial a substância.

Para entendermos melhor, lembremos que a temperatura como grandeza é a medida do grau de agitação das partículas. Desta forma, quanto mais agitado (energético) o sistema, maior sua temperatura e quanto menos agitado (energético) o sistema, menor sua temperatura. Ao fornecermos energia na forma de calor (aumentando a temperatura), estamos aumentando a agitação das partículas. Quando esta energia associada a agitação excede o valor energético das ligações que mantém coesa uma substância sólida, por exemplo, o aço, este funde e passa para o estado líquido. Se continuarmos a fornecer energia na forma de calor para o aço fundido, suas partículas ficarão mais e mais agitadas até que excedam o nível energético do estado líquido entrando em ebulição e passando para o estado gasoso.



Imagem de uma liga de ferro (aço) no estado líquido (fundido).

Todas as substâncias apresentam temperaturas em que ocorrem as mudanças de estados físicos. É claro que se pensarmos em um gás como o oxigênio, sua temperatura de

fusão e de ebulição são muito baixas, mas existem. Assim como o tungstênio também apresenta uma temperatura de fusão e ebulição, só que muito altas.

ATIVIDADES

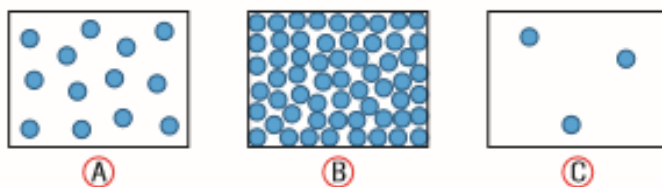
1. As transformações da matéria podem ser divididas em transformações físicas e químicas. Qual é a diferença entre elas?

2. Classifique as seguintes transformações em transformações físicas ou químicas:

- | | |
|---|--|
| – Amassar um papel. | – Fotossíntese realizada pelas plantas. |
| – Quebrar um copo de vidro. | – Ferver a água. |
| – Dissolução do açúcar em água. | – Alimento decompondo-se no lixo. |
| – Congelamento da água. | – Queima do carvão. |
| – Produção de queijo a partir do leite. | – Transformação de tecido em roupas. |
| – Digestão de alimentos. | – Enferrujamento de uma palha de aço. |
| – Amassar uma latinha de alumínio. | – Triturar o carvão para obter o carvão ativo. |

3. Por que os estados físicos da matéria também recebem o nome de estados de agregação da matéria?

4. Observe os diagramas das figuras.



Indique, justificando, qual dos estados físicos, sólido, líquido ou gasoso, pode ser associado a cada um dos diagramas.

5. Observe:

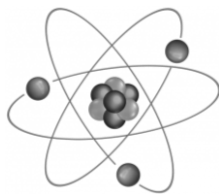
I – Uma pedra de naftalina deixada no armário.

II – Uma vasilha de água deixada no freezer.

III – Uma vasilha de água deixada no fogo.

IV – O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido.

Quais são as transformações físicas que acontecem nos fenômenos de I a IV?



AULA 10

TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA



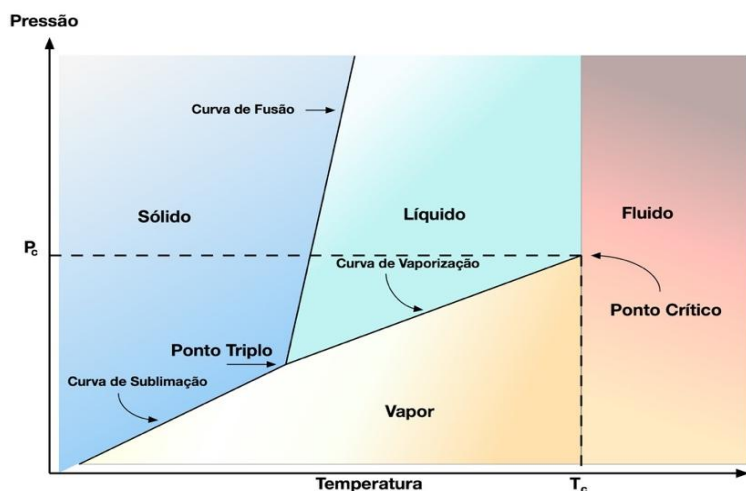
ó podemos chegar a algum lugar se soubermos para onde vamos, ou seja, se em uma caminhada perdemos de vista nosso destino, nos perderemos no meio do caminho. Esta verdade é válida tanto para uma viagem, quanto para um estudo. Nosso estudo de química tem o objetivo de entender a transformação da matéria e, para isto, é que estamos percorrendo todo este caminho.

Na Aula 7 estudamos alguns aspectos das transformações da matéria. Vimos, por exemplo, a diferença entre as transformações químicas e as físicas. Como esta diferença é importantíssima para chegarmos a nosso objetivo, aclaremos novamente.

Transformações químicas: há a formação de substâncias com propriedades diferentes.

Transformações físicas: não há a alteração das substâncias, apenas a mudança das qualidades sensíveis.

As transformações físicas, principalmente as mudanças de estado físico ou de agregação da matéria, devido a sua importância para toda e qualquer transformação da matéria, sempre deve estar viva em nossa memória. Estas também podem ser representadas através de um gráfico de *Pressão $\times$ Temperatura*, onde a curva delimita as condições em que ocorre a passagem de um estado para outro, bem como o ponto de equilíbrio entre os estados físicos. Este tipo de gráfico também é conhecido como diagrama de fases. Abaixo temos um exemplo genérico de um destes diagramas de fases:



Exemplo de diagrama de fases indicando as condições de temperatura e pressão em que ocorrem as diferentes transformações físicas de mudanças de estado. Cada cor indica um estado físico e as linhas que os separam evidenciam as condições de mudança de estado físico.

Podemos ver se houve uma mudança de estado físico, pois o aspecto visual de um sólido é diferente do de um líquido ou do de um gás. Para confirmar se houve uma reação química, é preciso comparar as propriedades das substâncias iniciais com as das formadas após a reação. A análise das propriedades específicas permite confirmar a ocorrência de uma transformação química.

Mas, se em uma reação química ocorre a transformação da matéria, ou seja, se há uma mudança das substâncias, será que não muda também alguma qualidade accidental que facilitasse a percepção do ocorrido?

De forma geral, sim, uma transformação química também gera uma mudança visual nas substâncias. Vejamos estas situações.

Existem situações em que podemos reconhecer a ocorrência de uma reação pela observação visual das alterações que ocorrem no sistema, tais como:

Mudança de cor. Exemplos: queima de papel; água sanitária em tecidos; queima de fogos de artifício.



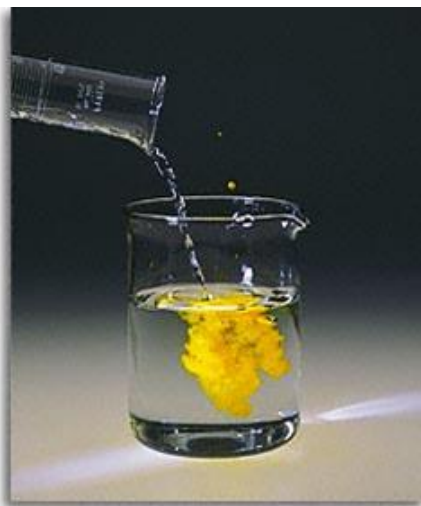
Os fogos de artifício sempre despertaram o interesse do homem pelos efeitos das reações químicas: luz e cor.

Liberação de um gás (efervescência). Exemplos: antiácido estomacal em água; bicarbonato de sódio em vinagre.



Alguns medicamentos utilizam da efervescência para liberarem em meio aquoso seus princípios ativos.

Formação de um sólido (precipitado). Exemplos: líquido de bateria + cal de pedreiro; água de cal + gás carbônico.



Formação de precipitado amarelo de iodeto de chumbo (substância utilizada em detectores de raios X) quando mistura-se soluções de nitrato de chumbo e iodeto de sódio.

Aparecimento de chama ou luminosidade. Exemplos: álcool queimando; luz emitida pelos vaga-lumes.



Bioluminescência é o nome do fenômeno que faz com que um vaga-lume emita luz, este é causado por reações químicas de uma enzima produzida pelo inseto.

Mudança de odor. Exemplos: quando frutas, carnes e outros alimentos estragam.



Facilmente, pela mudança de cheiro, percebemos que algo aconteceu com um alimento.

Tentemos vislumbrar um pouco um mistério. Celebramos na Santa Missa o maior mistério de nossa fé, que é a transubstanciação, onde o pão e o vinho se tornam o Corpo, Sangue, Alma e Divindade de Nosso Senhor Jesus Cristo, mas sem haver a transformação da matéria. A substância daquele pedaço de pão é o Corpo de Cristo, mas a matéria continua sendo a mesma. Percebamos aqui o tamanho do mistério e a importância do verdadeiro sentido das palavras.



Na consagração da hóstia e do vinho acontece o maior milagre, a transubstanciação. Não é mais pão e vinho é o corpo, sangue, alma e divindade de Nosso Senhor Jesus Cristo.

Acreditamos que sob o “véu” daquele pãozinho está Deus feito homem, a segunda Pessoa da Santíssima Trindade, sem nada perder de sua natureza humana e divina, mas também sem nada acrescentar à natureza daquela matéria. Sendo assim, temos uma matéria, que é a matéria que constitui o pão ázimo (basicamente farinha e água), mas que apresenta uma substância extraordinariamente muito mais

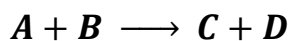
sublime: o próprio Jesus Cristo. A palavra transubstanciação significa que houve a mudança da substância sem haver a mudança da matéria, e isto é um milagre! O que é a hóstia? Depois da consagração é o Corpo, Sangue, Alma e Divindade de Cristo. Mas parece apenas um pão branco? Sim, nossos sentidos externos não são capazes de ver a substância das coisas, por isso não O vemos, vemos apenas o pão, mas acreditamos, amamos e adoramos o Cristo.

REPRESENTAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Uma reação química pode ser representada por uma **equação química**, lembrando que só é possível escrever na forma de uma equação matemática devido a conservação da quantidade de matéria. Basicamente a equação química é escrita assim:

reagentes → produtos

Por exemplo,



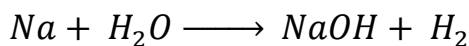
A seta ($\longrightarrow$) indica que houve uma reação química neste sentido. Normalmente escrevemos no sentido da esquerda para a direita, de forma que os reagentes sempre estão à esquerda e os produtos sempre estão à direita. As letras *A* e *B* representam duas substâncias quaisquer que reagem e formam outras duas substâncias diferentes: *C* e *D*.

O sódio, por exemplo, é um metal mole e brilhante, que reage vigorosamente com água. Quando uma pequena quantidade do metal sódio é colocada em um recipiente com água,

ocorre uma reação violenta, com formação rápida de gás hidrogênio e hidróxido de sódio que permanece em solução. Podemos descrever essa reação com palavras:

sódio metálico reage com água, produzindo hidróxido de sódio e hidrogênio

Podemos resumir essa frase usando as fórmulas químicas:



Este tipo de expressão é chamada de equação simplificada, porque mostra o essencial da reação (as identidades dos reagentes e dos produtos) em termos de fórmulas químicas, ou seja, apenas houve a conversão do escrito em português para uma linguagem simbólica universal. Uma equação simplificada é um resumo qualitativo de uma reação química.

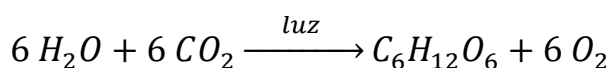
Vejamos outro exemplo. O ferro quando exposto a intempéries, facilmente enferruja. Esta reação química pode ser expressa da seguinte maneira:

ferro + oxigênio + água $\longrightarrow$ óxido de ferro hidratado (ferrugem)

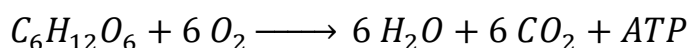
Os reagentes são o ferro, o oxigênio presente no ar e a água da chuva, por exemplo, e o produto é a ferrugem.

Outras reações que, com toda certeza, já aprenderam em Ciências ou em Biologia, é a reação da fotossíntese e da respiração celular:

Fotossíntese: *água + gás carbônico $\xrightarrow{\text{luz}}$ glicose + oxigênio*



Resp. celular: *glicose + oxigênio $\longrightarrow$ água + gás carbônico + energia*



ATIVIDADES

1. Copie em seu caderno as definições de transformações químicas e físicas.

2. As transformações ou reações químicas acontecem sempre com um fenômeno físico associado, pelo qual podemos perceber que algo está acontecendo. Quais são estes fenômenos?

3. Para cada um dos fenômenos do exercício anterior dê dois outros exemplos.

4. Considere as seguintes situações:

I. Acetona derramada sobre a pele.

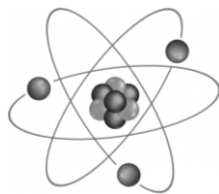
IV. Destilação fracionada de petróleo.

II. Fermentação da massa na fabricação de pães.

V. Dissolução de sal em água.

III. Cozimento de um ovo.

Quais são fenômenos químicos?



AULA 15

MODELO ATÔMICO DE NIELS BOHR



epois de Rutherford ter proposto seu modelo, os cientistas direcionaram seus estudos para a distribuição dos elétrons na eletrosfera. Fizeram progressos levando em conta conhecimentos anteriores sobre a relação entre as ondas eletromagnéticas e as cores.

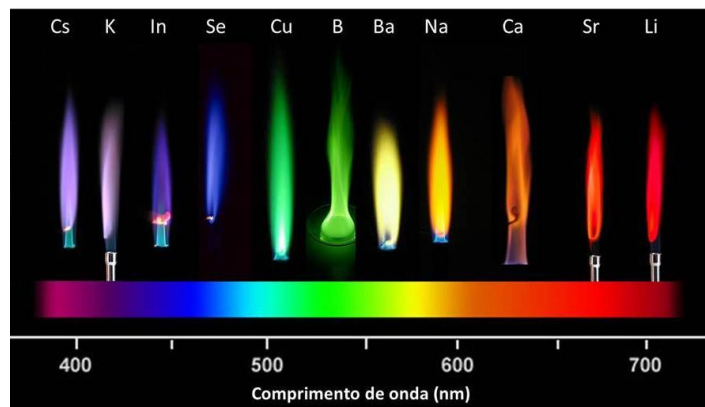
No início do século XVII, o alquimista e cientista, Isaac Newton (1642-1727) observou que, quando a luz solar atravessa um prisma, ocorre uma dispersão dos componentes da luz, dando origem a um conjunto de cores denominado espectro comum, uma vez que a mudança de uma cor para outra é praticamente imperceptível.



Usando um prisma, Isaac Newton separou a luz visível formando um espectro com todas as cores do arco-íris; evidenciou que existe uma intrínseca relação entre a luz e as cores. Gravura de Louis Figuier (1868), colorida posteriormente.

Por volta de 1855, o cientista alemão Robert Bunsen (1811-1899), descobriu que um composto, quando submetido à ação de uma chama, emite luz com cores características para cada elemento químico. Ele só conseguiu este feito, pois conseguiu construir um maçarico que gerava uma chama sem cor, que ficou conhecido até hoje como bico de Bunsen.

O estudo da luz conseguida desta maneira, permitiu a obtenção dos chamados espectros descontínuos, característicos de cada elemento químico. A cada cor desses espectros, foi associada certa quantidade de energia.



Elementos diferentes, submetidos à ação de uma chama, produzem luz com cores diferentes. A cor emitida provém da substância, e não da chama.

Esse tipo de espectro também é obtido com a luz emitida por gases, à baixa pressão, quando são submetidos a descargas elétricas.

Em 1913, o físico dinamarquês, Niels Bohr (1885–1962), propõe uma reformulação do modelo de Rutherford. O novo modelo atômico de Bohr relaciona a distribuição dos elétrons na eletrosfera com sua quantidade de energia.

Bohr baseou-se nos seguintes postulados:

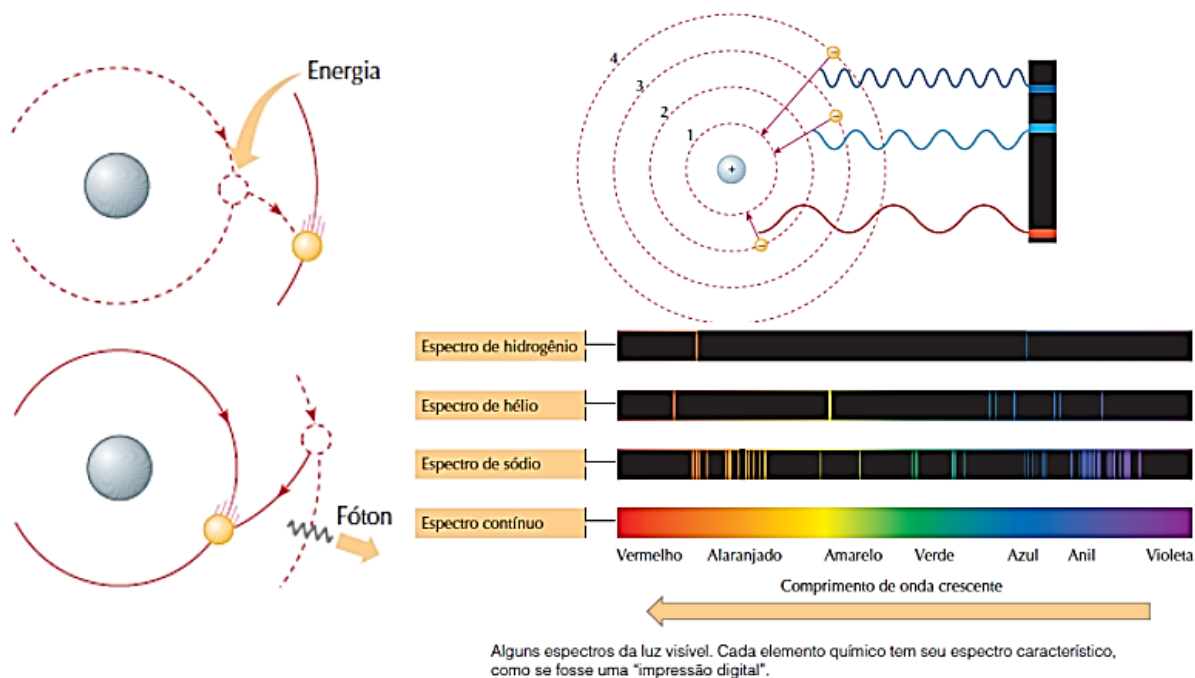
Os elétrons descrevem órbitas circulares ao redor do núcleo.

Cada uma destas órbitas tem energia constante. Os elétrons que estão situados em órbitas mais afastadas do núcleo apresentarão maior quantidade de energia.

Quando um elétron absorve certa quantidade de energia, salta para uma órbita mais energética. Quando ele retorna à sua órbita original, libera a mesma quantidade de energia, na forma de onda eletromagnética (luz).

A mudança entre órbitas diferentes libera diferentes quantidades de energia, que correspondem a cores diferentes.

A ilustração a seguir, representa uma visão geral das diferentes transições de órbitas:



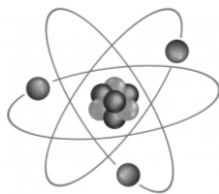
De acordo com este modelo, o átomo pode ser representado de forma que as órbitas permitidas para os elétrons tenham relação com os diferentes níveis de energia e, ainda, com as respectivas raia presentes no espectro característico do elemento químico (átomo).

Cada uma destas órbitas permitidas para os elétrons foi denominada de **nível de energia**. Dentre os elementos conhecidos, aquele que contém maior número de elétrons apresenta-os distribuídos no máximo em 7 níveis ($n = 1, 2, 3, \dots 7$).

Esses níveis, denominados também **camadas eletrônicas**, são representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q. Teoricamente, todos os átomos teriam sete camadas, mas seu preenchimento irá depender do número de elétrons que está presente em cada átomo.

ATIVIDADES

1. Faça uma descrição sucinta dos modelos atômicos de Dalton, Thomson e Rutherford.
2. Copie em seu caderno os três postulados em que Bohr se baseou para construir seu novo modelo atômico.
3. Como o modelo atômico de Bohr “resolve” o problema constatado anteriormente sobre o modelo de Rutherford de que os elétrons iriam ser atraídos até o núcleo colapsando os átomos?



AULA 20

ENTENDENDO A TABELA PERIÓDICA



amos agora, nos dedicar a entender a Tabela Periódica dos Elementos Químicos atualmente utilizada e aprender como retirar dela as informações que precisaremos.

A tabela periódica é composta por 7 linhas horizontais e 18 colunas verticais. As linhas são chamadas de Períodos e as colunas de Famílias.

Periodo 1																		
Periodo 2																		
Periodo 3																		
Periodo 4																		
Periodo 5																		
Periodo 6																		
Periodo 7																		
	1																18	
		2												13	14	15	16	17
			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						

Todos os elementos da Tabela Periódica são distribuídos em sequência numérica de acordo com seus números atômicos. Com exceção do primeiro período (onde localizam-se os elementos hidrogênio e o hélio), todas as séries começam com um metal e terminam com um gás nobre. O período mais curto possui dois elementos e o maior período possui 32 elementos.

As Famílias da Tabela Periódica são distribuídas de forma vertical, em 18 colunas. Os elementos químicos que estão localizados na mesma coluna da Tabela Periódica são considerados da mesma família pois, possuem propriedades físicas e químicas semelhantes.

A divisão mais geral dos elementos químicos que devemos nos atentar é entre os metais, os semimetais e os não metais. Esta divisão é baseada nas propriedades físicas e químicas mais gerais dos elementos químicos, como o estado físico, densidade, maleabilidade, brilho, temperaturas de fusão e de ebulição, etc.

Os metais, de modo geral, são: maleáveis, tem elevada temperatura de fusão, densos, dúcteis, bons condutores de corrente elétrica e calor e tem o característico brilho metálico.

Os não metais, de modo geral, são: maus condutores de eletricidade e calor, opacos, quando sólidos são quebradiços e apresentam baixa temperatura de fusão.

Os semimetais são elementos que ora apresentam características dos metais ora dos não metais. O exemplo mais evidente é o silício, que dependendo de sua estrutura é um bom condutor de eletricidade ou um isolante elétrico, propriedade que faz com que seja tão usado na produção de circuitos elétricos.

1																	18
H	2											13	14	15	16	17	
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						

Série dos lantanídeos

Série dos actínídeos

O elemento hidrogênio (H) por mais que esteja no período 1 da família 1 junto com os metais, não possui as mesmas características da família 1. Nas condições ambientes, o hidrogênio, é um gás extremamente inflamável e tem comportamento químico semelhante ao dos não metais.

Uma outra divisão que vemos na Tabela Periódica é em relação às famílias. Cada família (coluna) tem um nome, conforme a relação abaixo:

Família 1: **Metais Alcalinos**

Família 2: **Metais Alcalino-Terrosos**

Famílias 3 à 12: **Metais de Transição**

Família 13: **Família do Boro**

Família 14: **Família do Carbono**

Família 15: **Família do Nitrogênio**

Família 16: **Calcogênios**

Família 17: **Halogênios**

Família 18: **Gases Nobres**

As duas últimas linhas da Tabela Periódica representam as **Famílias dos Lantanídeos** e dos **Actinídeos**, como pode ser visto na nossa **Tabela Periódica Completa**.

Como já dissemos, grupos (ou famílias) de elementos químicos possuem características semelhantes. Os árabes, por exemplo, há muito tempo já sabiam que as cinzas de certas plantas, às quais chamavam de *al-qali*, formavam soluções que deixava a pele escorregadia. Hoje, sabe-se que essas cinzas contêm compostos de elementos do grupo dos metais alcalinos (grupo 1). Já o termo terroso, de alcalinoterroso (grupo 2), vem de uma expressão alquímica que significa pouco solúvel. Essa expressão faz alusão à baixa solubilidade dos compostos desses elementos, como o cálcio, que está presente nos ossos, giz escolar e corais. Todos os compostos desse grupo apresentam baixíssima solubilidade.

O nome de calcogênio (grupo 16) vem do grego e significa elemento formador de minério. Os elementos calcogênios têm esse nome por fazerem parte da constituição de inúmeros minérios, como a pirita (FeS_2), a calcocita (Cu_2S) e o quartzo (SiO_2). Além disso, o elemento oxigênio (O) está presente no gás oxigênio (O_2) que respiramos.

O nome halogênio (grupo 17) vem do grego que significa formador de sal. O sal de cozinha, que contém cloreto de sódio (NaCl), é um exemplo de composto formado por um dos elementos do grupo dos halogênios.

Os gases nobres (grupo 18) são pouco reativos e são estáveis sob a forma de átomos livres. O gás hélio, por exemplo, é menos denso que o ar atmosférico e é usado em balões meteorológicos e dirigíveis. Os primeiros dirigíveis utilizavam o gás hidrogênio (H_2) por também ser mais leve que o ar e relativamente barato. O hélio substituiu o gás hidrogênio, apesar de ser mais caro e mais denso, por ser inerte, ao contrário do hidrogênio, que é altamente inflamável.

Agora vamos olhar para cada um dos “quadrados” que compõe a tabela. Cada quadrado é a representação de um elemento químico. Nessa “célula” está contida as informações essenciais daquele dado elemento químico. Toda tabela periódica deve conter uma legenda, indicando o significado de cada coisa. Esta é a legenda da tabela por nós escolhida:

3	número atômico
Li	símbolo químico
lítio	nome
[6,938 - 6,997]	peso atômico (ou número de massa do isótopo mais estável)

Esta segue o padrão determinado pela IUPAC (União Internacional da Química Pura e Aplicada), conforme podemos ver na tabela. Olhando para cada quadrado, conseguimos obter diretamente 4 informações: o número atômico, o símbolo químico, o nome do elemento e o peso atômico.

A tabela periódica é organizada em ordem crescente de número atômico (Z) começando da esquerda (H) para a direita e indo de cima para baixo. A partir deste número podemos determinar quantos prótons (cargas positivas) há nos átomos daquele elemento. O peso ou a massa atômica (A) é a soma dos prótons com os nêutrons. Mas por que os números não são inteiros? Porque o número do peso atômico presente na tabela periódica é uma média da massa de todos os isótopos (átomos que apresentam o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa) presentes na natureza. Na prática, aproximamos o peso

atômico para o número inteiro mais próximo. No caso do exemplo acima, $A = 7$. Sendo assim, o lítio (Li) apresenta em seu núcleo 3 prótons e 4 nêutrons ($A = Z + n \rightarrow 7 = 3 + n \rightarrow n = 4$).

Vamos olhar para outros elementos:

The diagram shows a portion of the periodic table with two elements highlighted and their properties explained:

- Magnesium (Mg):**
 - Atomic number: $Z = 12 \rightarrow 12$
 - Chemical symbol: **Mg**
 - Element name: **magnésio**
 - Atomic mass: $A \cong 24 \rightarrow 24 - 12 = 12$ nêutrons
- Mercury (Hg):**
 - Atomic number: $Z = 80 \rightarrow 80$
 - Chemical symbol: **Hg**
 - Element name: **mercúrio**
 - Atomic mass: $A \cong 201 \rightarrow 201 - 80 = 121$ nêutrons

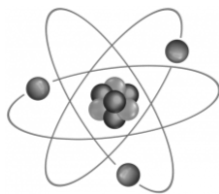
Com o tempo, iremos nos acostumar a buscar estas informações na Tabela Periódica e, conseqüentemente, iremos começar a decorar algumas informações, como os símbolos químicos dos elementos (alguns são intuitivos, pois, como vimos, as letras iniciais do nome em latim coincidem com o nome em português), seu número atômico e sua massa.

Demos aqui, uma visão bem geral da Tabela Periódica, basicamente como está organizada e como podemos obter algumas informações importantes acerca dos elementos químicos. Daqui para frente, sempre recorreremos a ela e, com isso, seu uso e manuseio ficarão cada vez mais fáceis e rápidos.

ATIVIDADES

1. Consultando a Tabela Periódica preencha a tabela abaixo:

Nome do elemento	Símbolo	Período	Família	Z	A	nº prótons	nº nêutrons
Carbono	C	2	14	6	12	6	6
Nitrogênio							
	Au			79			
	Pb				207		
		5	2				
				28	59		
						18	22
	H						
Prata							
	S						



AULA 23

INTERAÇÕES ATÔMICAS



Nossos sentidos são capazes de perceber a beleza e a grandiosidade do mundo que nos cerca, sua infinidade de formas, cores, aromas, gostos, sons e texturas. Logo, percebemos que a imagem que temos da realidade material em si é composta pela unidade de todas estas sensações captadas por nossos sentidos. O que dá estas características sensíveis à matéria são, justamente, os compostos que a compõem. A palavra composto já nos dá uma ideia de variabilidade, de algo formado por várias partes.

Para melhor ilustrarmos este conceito, tomemos dois exemplos cotidianos: a água (H_2O) e o sal de cozinha ($NaCl$). A água e o sal de cozinha são exemplos de compostos químicos, pois são substâncias que apresentam qualidades sensíveis: a água é inodora, incolor e insípida; o sal é branco, salgado e se dissolve em água. O que faz com que estas substâncias tenham diferentes propriedades sensíveis é a ligação entre os átomos que os constituem.

Outro tipo de composto que apresenta características essencialmente diferentes é, por exemplo, o aço. O aço é resultado de uma mistura de ferro (Fe) e de carbono (C) e, dependendo da composição (quantidade percentual de carbono no ferro), apresenta uma grande variabilidade de características. O aço usado na carroceria de um carro apresenta propriedades diferentes do aço usado em ferramentas.

Existem três grandes classificações dos compostos químicos: os compostos moleculares, os compostos iônicos e os compostos metálicos. Sendo assim, têm-se também três tipos de ligações químicas: a ligação molecular ou covalente, a ligação iônica e a ligação metálica.

Aqui, lembrando os níveis em que a química trabalha (microscópico, macroscópico), é importante destacar que existe uma relação entre as características microscópicas – que são as ligações inter atômicas (entre átomos) – e as características macroscópicas (propriedades sensíveis), ou seja, se formos capazes de, através do desenvolvimento da tecnologia, “manipular” a estrutura da matéria, seremos capazes de alterar as propriedades sensíveis dos



Nesta imagem temos exemplos de três classes de compostos químicos: a água, o sal e a colher. Cada uma delas apresenta propriedades específicas que fazem com que sejam usadas diferentemente.

compostos criando novos compostos. Pois é isso o que a tecnologia tem feito com a invenção de cada vez mais novos materiais, com novas propriedades.

LIGAÇÕES QUÍMICAS

Uma ligação química é a junção de dois átomos. Quando se forma uma ligação química entre dois átomos, o arranjo resultante dos dois núcleos e seus elétrons têm menos energia do que a energia total dos átomos separados.

Nas mudanças que ocorrem na natureza, há uma tendência para o equilíbrio e a estabilidade — o que mostra a tendência natural de que as naturezas perdurem, continuem existindo, numa forma mais estável. Assim o é quando, por exemplo, aquecemos uma xícara de leite e a deixamos em cima da mesa; sua temperatura diminuirá até se equilibrar com a temperatura ambiente. Quando deixamos um pedaço de ferro no tempo, este enferrujará, e a ferrugem nada mais é do que o minério de que se extraiu o ferro metálico, o óxido de ferro que tem uma energia associada menor do que o ferro metálico.

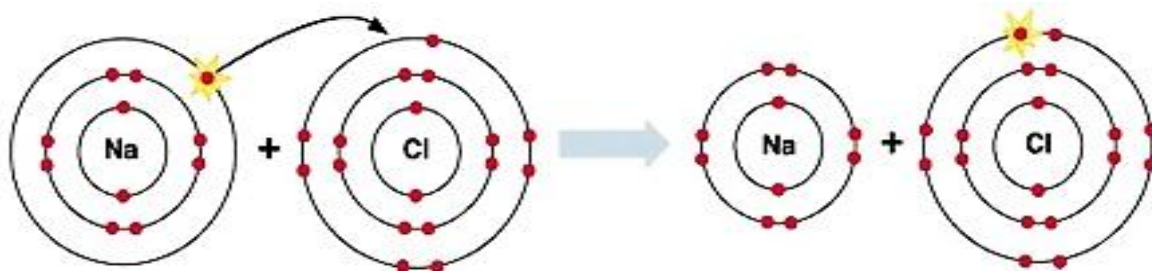
LIGAÇÃO IÔNICA

Se o abaixamento de energia pode ser obtido pela transferência completa de um ou mais elétrons de um átomo para outro, formam-se íons e o composto mantém-se pela atração eletrostática entre eles. Essa atração é chamada **ligação iônica**.

Observamos empiricamente que os metais têm tendência a perder elétrons e formar cátions, e os não metais a receber elétrons e formar ânions. Logo:

A **ligação iônica** se dá entre um átomo metálico e um átomo não metálico, onde o átomo metálico doa definitivamente um ou mais elétrons, formando um **cátion**, para o átomo não metálico, que recebe um ou mais elétrons formando um **ânion**.

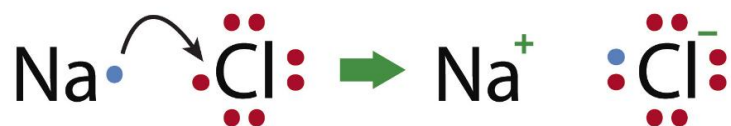
O exemplo mais comum de ligação iônica é o sal de cozinha. O sal de cozinha é formado por átomos de sódio (*Na*) e de cloro (*Cl*). O sódio é um metal que tem tendência natural a doar 1 elétron, e o cloro é um não metal que tem tendência a receber 1 elétron. Sendo assim, a proporção de átomos de sódio e de cloro é de 1:1. Vejamos a imagem a seguir:



Esta imagem representa, através do modelo atômico de Bohr, a formação de uma ligação iônica entre um átomo de sódio e um átomo de cloro.

O átomo de *Na* tem 1 elétron na camada mais externa (também chamada camada de valência), e, quando este doa este elétron ao *Cl*, sai de seu estado fundamental formando um íon positivo com uma carga positiva 1 +. Já o átomo de cloro que tem 7 elétrons na camada, ao receber 1 elétron, também forma um íon, mas com uma carga negativa 1 -. Assim, forma-se uma estrutura eletricamente neutra que é mais estável e equilibrada. Como cargas opostas se atraem, forma-se entre os átomos uma ligação forte de atração eletrostática, a ligação iônica.

Outra maneira de representar a ligação iônica entre os átomos é mostrada abaixo:



Dessa forma, representam-se apenas os elétrons que participam da ligação por meio de pequenas esferas. A seta indica a quantidade de elétrons doados por um dos átomos, e os símbolos positivo e negativo acima do símbolo químico a formação de um cátion (+) e de um ânion (-).

Esta capacidade de formar íons é algo intrínseco aos átomos e está relacionada a **eletronegatividade**.

Quanto maior esta capacidade, maior a tendência a formar ânions, e, quanto menor a eletronegatividade, maior a capacidade de formar cátions. Uma das teorias que explicam este fenômeno é a **teoria do octeto**.

TEORIA DO OCTETO

Em 1916, os cientistas Gilbert Lewis (1875-1943) e Walther Kossel (1888-1956) associaram dois fenômenos:

- a tendência dos átomos dos elementos com oito elétrons em sua camada mais externa a ser muito estáveis, ou seja, pouco reativos;
- a tendência dos outros átomos dos elementos a fazer ligações, perdendo, ganhando ou compartilhando elétrons.

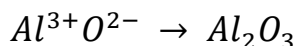
A partir desta associação, Lewis e Kossel criaram uma teoria.

Teoria do octeto: um grande número de átomos adquire estabilidade eletrônica quando apresenta oito elétrons na sua camada mais externa.

Embora existam muitas exceções a essa regra, ela continua a ser utilizada por servir muito bem como introdução ao conceito de ligação química e explicar a formação da maioria das substâncias encontradas na natureza.

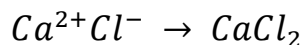
No caso do sal de cozinha, vemos que o átomo de *Na*, ao perder 1 elétron de sua camada de valência (camada M ou nº 3, segundo o modelo atômico de Bohr), fica com 8 elétrons em sua nova camada de valência (camada L ou nº 2), e o átomo de *Cl*, que tinha 7 elétrons na camada de valência (M), fica com 8 elétrons.

Outro exemplo de composto iônico é o óxido de alumínio (Al_2O_3):



Veja que cada átomo de alumínio perde três elétrons e cada átomo de oxigênio ganha dois elétrons. Para que o total de elétrons cedidos se iguale ao total de elétrons recebidos, dois átomos de alumínio (2 átomos de Al x 3 elétrons = 6 elétrons cedidos) devem ligar-se a três átomos de oxigênio (3 átomos de O x 2 elétrons = 6 elétrons recebidos).

Vejam outro exemplo:

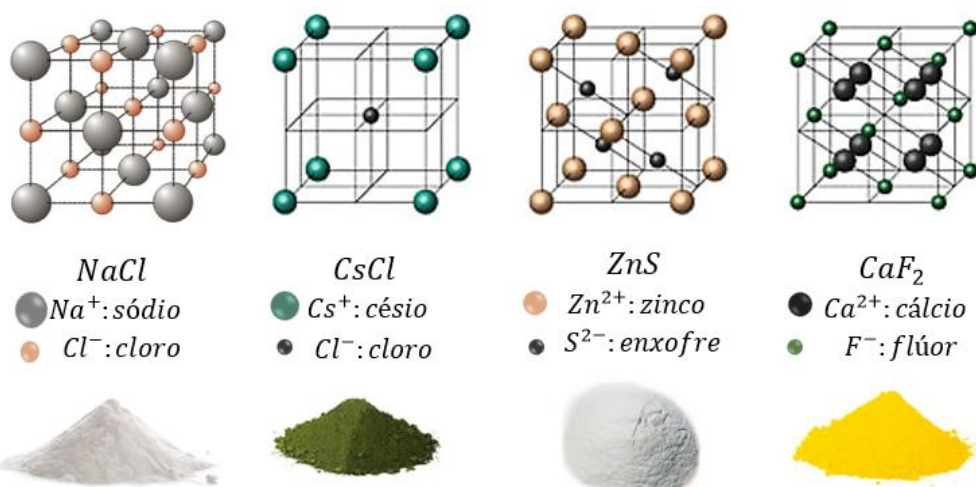


Neste caso, cada átomo de cálcio perde dois elétrons e cada átomo de cloro ganha um elétron. Para que o total de elétrons cedidos se iguale ao total de elétrons recebidos, um átomo de cálcio (1 átomos de Ca x 2 elétrons = 2 elétrons cedidos) deve ligar-se a dois átomos de cloro (2 átomos de Cl x 1 elétron = 2 elétrons recebidos).

CARACTERÍSTICAS DOS COMPOSTOS IÔNICOS

Como dito anteriormente, os íons se unem devido às forças de atração eletrostática (atração entre cargas opostas). Esta interação ocorre por todo o espaço onde cargas elétricas de sinais opostos interagem.

Essa característica da ligação iônica produz estruturas microscópicas com formas geométricas bem definidas, denominadas **retículos cristalinos**.



Quatro exemplos de modelos de estruturas cristalinas formadas por ligações iônicas. Da esquerda para a direita: cloreto de sódio (NaCl), cloreto de céσιο (CsCl), sulfeto de zinco (ZnS) e fluoreto de cálcio (CaF₂).

No retículo cristalino, cada cátion atrai simultaneamente vários ânions, e cada ânion atrai simultaneamente vários cátions. Podemos visualizar alguns destes retículos abaixo, onde cada átomo é representado por esferas rígidas ocupando um lugar determinado dentro de um retículo cristalino cúbico. De modo geral os cátions são menores que os ânions, razão por que as esferas menores se referem aos cátions, e as maiores aos ânions.

A existência de retículos cristalinos determina as principais características dos compostos formados por ligações iônicas, ou, dito de outra forma, as principais características dos sólidos iônicos são explicadas através destes modelos de estrutura cristalina:

São sólidos nas condições ambientes.

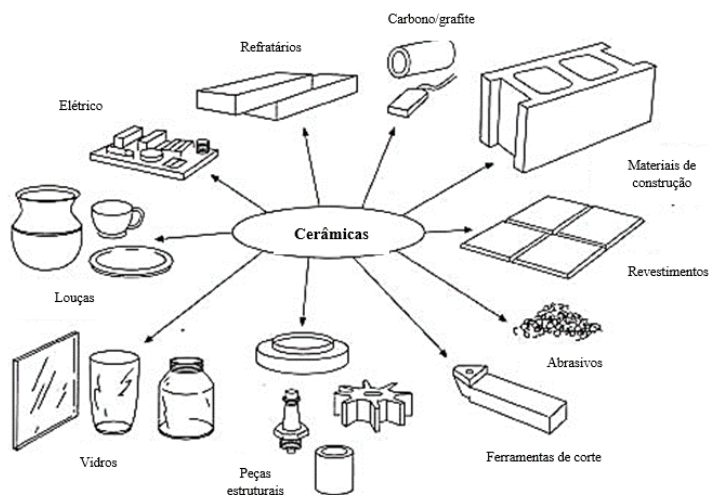
Apresentam elevadas temperaturas de fusão e de ebulição.

Submetidos a impacto, quebram facilmente, produzindo faces planas; são, portanto, duros e quebradiços.

Conduzem corrente elétrica quando dissolvidos em água ou quando puros no estado líquido (fundidos) devido à existência de íons com liberdade de movimento, que podem ser atraídos pelos eletrodos, fechando o circuito elétrico.

Seu melhor solvente é a água.

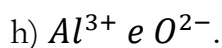
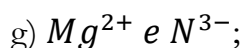
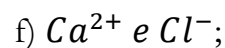
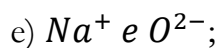
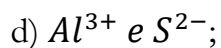
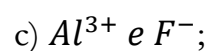
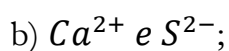
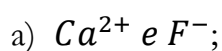
Para entendermos melhor a relação entre a estrutura cristalina (microscópica) e as propriedades dos sólidos iônicos, basta pensarmos em algumas aplicações. Os objetos mais comuns que são formados por ligações iônicas são as cerâmicas e as louças. Pensemos em uma xícara de porcelana. Ela é sólida, resiste a altas temperaturas, e por isso tomamos nela bebidas quentes, mas, se a deixarmos cair no chão, ela se quebrará facilmente, ou seja, tem baixa resistência a impacto. O vidro também é outro exemplo de materiais constituídos por ligações iônicas e que apresenta as propriedades acima mencionadas.

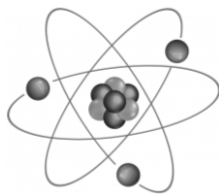


Exemplos de objetos cerâmicos, onde predominam as ligações iônicas.

ATIVIDADES

1. O que é um composto químico?
2. Copie em seu caderno o que é uma ligação iônica.
3. A partir do conceito de eletronegatividade, explique qual a principal diferença entre os metais e os não metais.
4. Relembrando o modelo atômico de Bohr, explique o que diz a Teoria do Octeto e qual fenômeno ela tenta explicar.
5. Pensando nos objetos presentes em sua casa, como e para que são utilizados, faça uma lista com objetos que sejam constituídos predominantemente por ligações iônicas.
6. Utilizando-se da teoria do octeto e auxiliado pela tabela periódica, escreva a fórmula resultante da ligação entre os seguintes átomos:





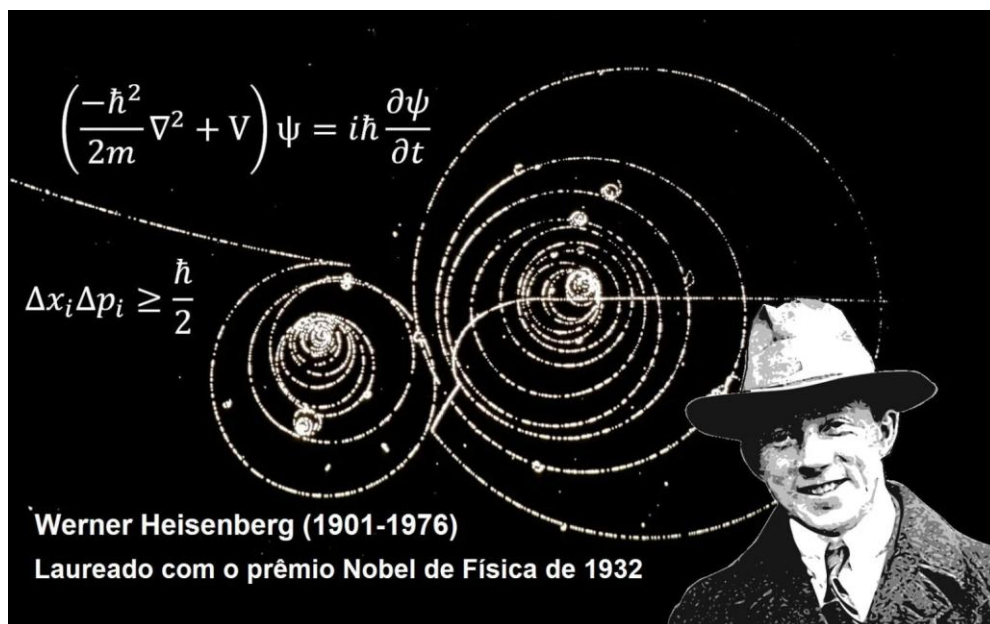
AULA 27

TEORIA QUÂNTICA MODERNA



ciência moderna com seu método científico não será capaz de nos dar todas as respostas que precisamos para chegarmos a nosso fim último, pois ela está em constante transformação. As antigas teorias e modelos vão sendo superados na medida em que a tecnologia vai avançando e coletando novos dados sobre novos fenômenos. Assim, ao descortinar-se todo este universo atômico que estamos estudando, a cosmovisão newtoniana não mais explicava os fenômenos atomísticos, sendo preciso a teoria quântica moderna, a nova cosmovisão, que tentará explicar este imenso universo micro.

Nesta aula, apresentaremos, com o intuito de despertar a curiosidade científica nos estudantes, alguns princípios da mecânica quântica, que explica de forma mais satisfatória as realidades atômicas, tais como as ligações químicas que nos interessarão em breve.



A teoria quântica moderna propõe uma nova cosmovisão de todo o universo micro e macroscópico.

PRINCÍPIO DA DUALIDADE

Em 1924, Louis de Broglie propôs a existência de ondas de matéria. A hipótese de *de Broglie* era de que o comportamento dual onda-partícula da radiação também se aplicava à matéria. Assim, como um fóton tem associada a ele uma onda luminosa que governa seu

movimento, também uma partícula material (por exemplo, um elétron) tem associada a ela uma onda de matéria que governa seu movimento.

Foi proposto que os aspectos ondulatórios da matéria fossem relacionados com seus aspectos corpusculares exatamente da mesma forma quantitativa com que esses aspectos são relacionados para a radiação. Dessa forma, tanto para a matéria quanto para a radiação, as seguintes relações são válidas:

$$E = h \cdot \nu \quad e \quad p = \frac{h}{\lambda}$$

em que E e p são, respectivamente, a energia total e o momento linear da partícula e h é a constante de Planck = $6,6 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg/s}$.

O comprimento de onda de *de Broglie* é, portanto, definido como:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

sendo m e v a massa e a velocidade da partícula, respectivamente.

Apesar de a relação de *de Broglie* ser aplicada a todas as substâncias físicas, o comprimento de onda associado a partículas macroscópicas é muito pequeno, não sendo possível observar o comportamento ondulatório (difração, interferência, etc.). Alguns exemplos são apresentados a seguir.

Exemplos da aplicação da relação de *de Broglie*:

1. Cálculo do comprimento de onda de *de Broglie* para um elétron de massa $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ movendo-se à velocidade de $1,0 \cdot 10^6 \text{ m/s}$.

$$\lambda = \frac{6,6 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}}{(9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}) \cdot (1,0 \cdot 10^6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})} = 7,3 \cdot 10^{-10} \text{ m} \cong 7 \text{ \AA}$$

2. Cálculo do comprimento de onda de *de Broglie* para um corpo de massa $5 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$ movendo-se à velocidade de 1 m/s .

$$\lambda = \frac{6,6 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \cdot \text{kg} \cdot \text{s}^{-1}}{(5 \cdot 10^{-3} \text{ kg}) \cdot (1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})} = 1,32 \cdot 10^{-31} \text{ m}$$

PRINCÍPIO DA INCERTEZA

Em 1926, Werner Heisenberg, diante da constatação de que é impossível determinar a posição e o momento linear de um elétron simultaneamente, enuncia o seu Princípio da Incerteza. A partir de então, foi abandonada a ideia de órbitas para os elétrons e passou-se a utilizar para eles uma descrição probabilística.

A incerteza na posição de um elétron em um átomo (Δx) multiplicada pela incerteza no momento (Δp) nunca deve ser menor que $h/2$. Isso quer dizer que, se desejarmos conhecer o momento (ou a velocidade) de um corpo muito pequeno, como um elétron, com grande

exatidão ($\Delta p \rightarrow 0$), devemos aceitar uma incerteza muito grande na posição ($\Delta x \rightarrow \infty$), tal que:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{2}$$

MODELO ATÔMICO DE SCHRÖDINGER

Erwin Schrödinger propôs uma equação que descreve o comportamento do elétron tanto como partícula quanto como onda, denominada equação fundamental da mecânica quântica. A resolução dessa equação nos apresenta um conjunto de funções o qual denominamos funções de onda, que descrevem o comportamento ondulatório do elétron.

As funções de onda abrangem o Princípio da Incerteza de Heisenberg e, a partir delas, encontramos a probabilidade de encontrar um elétron em uma dada região do espaço ao redor do núcleo. A região do espaço, ao redor do núcleo, onde é máxima a probabilidade de encontrarmos um elétron, é denominada **orbital**.

Sendo assim, esse novo modelo descreve precisamente a energia dos elétrons, enquanto a localização desses elétrons é dada em termos de probabilidade.

NÚMEROS QUÂNTICOS

A resolução da equação fundamental da mecânica quântica fornece três números, denominados números quânticos. Cada número quântico pode ter muitos valores, e cada combinação permitida desses valores, oferece uma solução para a equação de onda. Essas combinações descrevem certas características dos elétrons, tais como energia e distribuição espacial.

NÚMERO QUÂNTICO PRINCIPAL (n)

Número inteiro positivo que representa o nível energético principal do elétron. O valor de **n** representa o raio relativo da nuvem eletrônica. O aumento dos valores de **n** corresponde ao aumento da energia para o elétron. Substituindo os valores de **n** na equação de Rydberg, as raías espectrais em função da transição de elétrons entre níveis energéticos ficam explicadas.

NÚMERO QUÂNTICO SECUNDÁRIO (l) OU AZIMUTAL

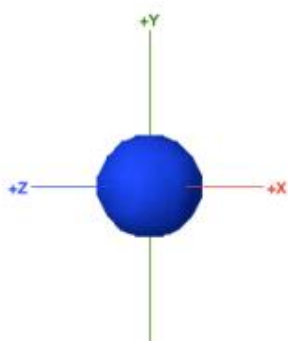
É o número que indica a forma da nuvem eletrônica. Formas particulares de nuvens eletrônicas acham-se associadas a cada valor de **l**. Os valores numéricos de **l** estão associados aos valores de **n** e podem variar de 0 até **n** - 1.

Notações comuns para o número quântico secundário $l = 0, 1, 2, 3$ e 4 são **s, p, d, f** e **g**. Por exemplo, um elétron **s** tem uma distribuição esférica no espaço, um orbital **p** tem uma distribuição em forma de halteres, e assim por diante, independentemente do nível energético principal. Os valores de l indicam as formas dos orbitais, mas não as dimensões das nuvens eletrônicas, pois a probabilidade de se encontrar um elétron a grandes distâncias do núcleo é limitada.

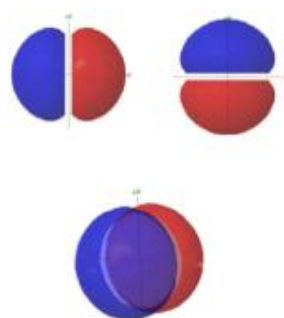
ORBITAIS ATÔMICOS

Orbitais são regiões ao redor do núcleo em que é máxima a probabilidade de se encontrar um elétron.

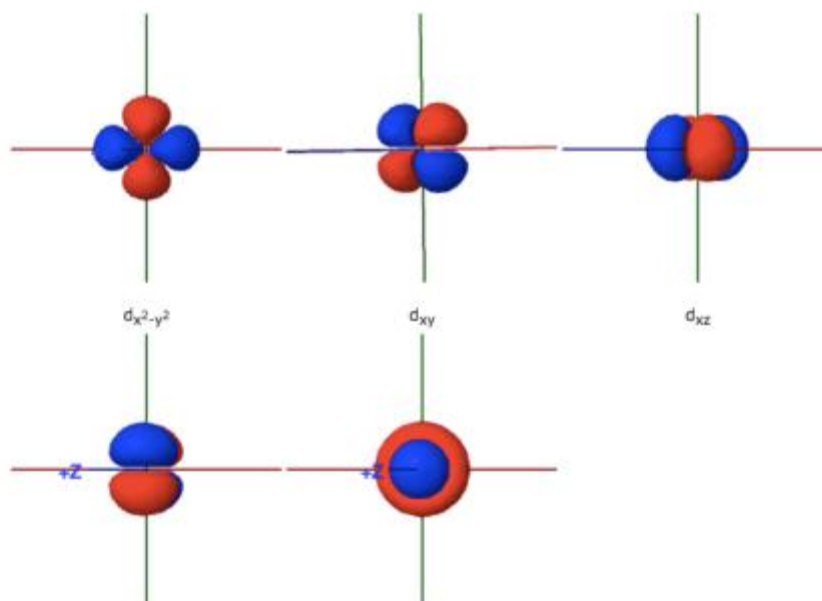
Orbital **s**



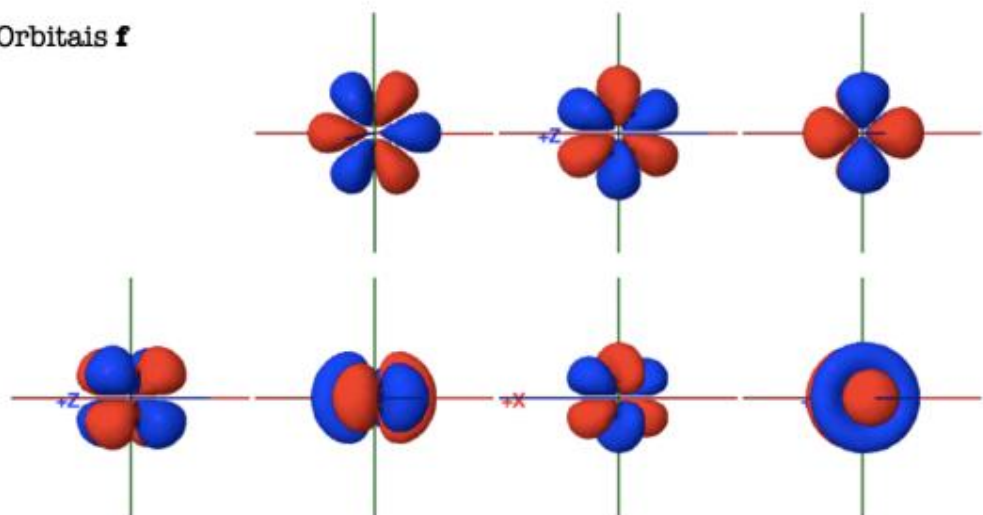
Orbitais **p**



Orbitais **d**



Orbitais f



O *momentum* angular do elétron pode ser calculado a partir do valor de l usado como *momentum* angular mínimo para $l = 0$. Um aumento de l implica um aumento no *momentum* angular. Isso significa que o movimento de um elétron s em torno do núcleo se aproxima mais de uma linha reta do que um elétron p . Um elétron p , por sua vez, tem menos curvatura do que um elétron d , e assim por diante. Uma vez que isso é verdade, um elétron s deve permanecer mais tempo próximo do núcleo do que um elétron p .

Para átomos com mais de um elétron, devemos considerar as repulsões elétron-elétron, bem como as atrações elétron-núcleo. Sendo assim, verificamos que diferenças em valores de l , entre dois elétrons do mesmo nível energético principal, conduzem a diferenças na energia, devido aos percursos seguidos pelos elétrons. Por essa razão, os diversos valores de l definem subníveis de energia.

NÚMERO QUÂNTICO MAGNÉTICO (ml)

É um número associado às orientações permitidas, no espaço, para uma nuvem eletrônica.

Os valores numéricos de ml são inteiros, estão associados aos valores de l e podem variar de $-l$ até $+l$.

O número de orientações permitidas está diretamente relacionado à forma da nuvem eletrônica. Quando $l = 0$, há uma única orientação, uma vez que esta é uma distribuição esférica. Quando $l = 1$, existem três orientações permitidas. Os eixos desses três orbitais em forma de halteres estão a 90° uns dos outros. Eles são designados p_x , p_y e p_z , correspondendo a maiores concentrações de carga ao longo das três coordenadas cartesianas. Quando $l = 2$, existem cinco orientações permitidas. Três orientações ao longo da bissetriz das três coordenadas cartesianas (d_{xz} , d_{yz} e d_{xy}), uma concentrada ao longo do eixo z (d_{z^2}) e outra nos eixos x e y ($d_{x^2-y^2}$).

Todos os orbitais de um subnível devem ter a mesma energia num átomo isolado. Por exemplo, elétrons nos orbitais p_x , p_y e p_z têm energias idênticas, porque diferem apenas em direção, não diferem no tamanho ou na forma de sua distribuição. Quando um átomo interage com outros átomos ou com um campo elétrico, o arranjo espacial e a energia dos orbitais podem modificar-se.

NÚMERO QUÂNTICO SPIN (m_s)

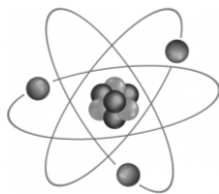
Há um quarto número quântico que não deriva da equação de Schrödinger. Essa equação predizia frequência para as linhas espectrais que não eram exatamente as obtidas experimentalmente. Em 1925, Goudsmit e Uhlenbeck propuseram uma explicação para esses minúsculos desvios. Eles sugeriram que um elétron se comporta em alguns aspectos como uma esfera girando em torno de seu eixo. Essa propriedade é denominada spin.

A confirmação experimental do spin do elétron foi obtida por Stern e Gerlach. Eles fizeram uso do fato de que uma carga elétrica em movimento gera um campo magnético. Então, o elétron girando em torno de seu próprio eixo comporta-se como um ímã. Sendo assim, eles passaram um feixe muito estreito de prata (átomos que possuem um elétron desemparelhado), para minimizar o número de colisões entre átomos, por um campo altamente não uniforme em um recipiente isento de ar. Se o elétron não girasse, o feixe de átomos de prata não seria alterado e apenas uma mancha seria obtida no anteparo coletor. Se um elétron fosse capaz de girar em qualquer direção, Stern e Gerlach deveriam ter observado uma banda larga e difusa de átomos de prata chegando no detector. Todavia, eles observaram duas bandas estreitas isoladas. Uma era formada por átomos de prata com um determinado spin e outra formada por átomos com spin contrário.

O número quântico spin possui apenas dois valores permitidos, $+1/2$ e $-1/2$, indicando que um elétron pode girar em torno de seu próprio eixo no sentido horário ou anti-horário, respectivamente.

ATIVIDADES

1. A teoria quântica moderna foi edificada no princípio da dualidade. O que diz esse princípio?
2. O que é o princípio da incerteza de Heisenberg?
3. Segundo esta teoria moderna, o que significa dizer que a nuvem eletrônica de um átomo pode ser expressa por uma densidade de probabilidade?
4. Dentro desta teoria, o que é um número quântico e quais são eles?



AULA 30

GEOMETRIA E ELETRONEGATIVIDADE



Um outro fator que nos ajudará a entender e prever a geometria das moléculas e como esta organização influi diretamente em suas propriedades, é o que chamamos de polaridade das ligações, ou seja, precisamos verificar se a molécula em questão é polar ou apolar.

Para entender melhor a relação entre geometria e polaridade, é preciso introduzir um conceito que, provavelmente, foi apenas citado anteriormente, o conceito de eletronegatividade.

Eletronegatividade é a capacidade de um átomo atrair elétrons quando participa de um composto.

O átomo do elemento que tem a eletronegatividade mais alta, tem maior poder de atrair elétrons e tende a afastá-los do átomo que tem a menor eletronegatividade.

A eletronegatividade de todos os elementos químicos foi determinada a partir da energia de ionização e a afinidade eletrônica do elemento. A energia de ionização é a energia gasta para ionizar um átomo, ou seja, para retirar um elétron de sua camada mais externa, e a afinidade eletrônica é a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo.

Ou seja, a eletronegatividade é calculada através de uma relação² entre a facilidade que um átomo tem de formar um cátion (retirando 1 elétron) e a de formar um ânion (adicionando 1 elétron).

																		Maior eletronegatividade	
IA																		VIII A	
1	H																	He	
2	Li	Be																Ne	
3	Na	Mg																Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Rd	Ac																
																		Menor eletronegatividade	

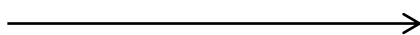
Quanto maior a eletronegatividade, maior é a energia necessária para retirar elétrons; então o

² Este modo mais simples de estabelecer uma escala de eletronegatividade, foi desenvolvido pelo químico Robert Mulliken. Em sua abordagem, a eletronegatividade, representada por χ (a letra grega chi – pronuncia-se ki), é a média entre a energia de ionização (I) e a afinidade eletrônica (E_{ae}) do elemento (ambas expressas em elétron-volts): $\chi = \frac{1}{2} (I + E_{ae})$.

átomo apresenta uma maior atração de elétrons. De modo geral, a eletronegatividade dos elementos químicos varia de acordo com o desenho.

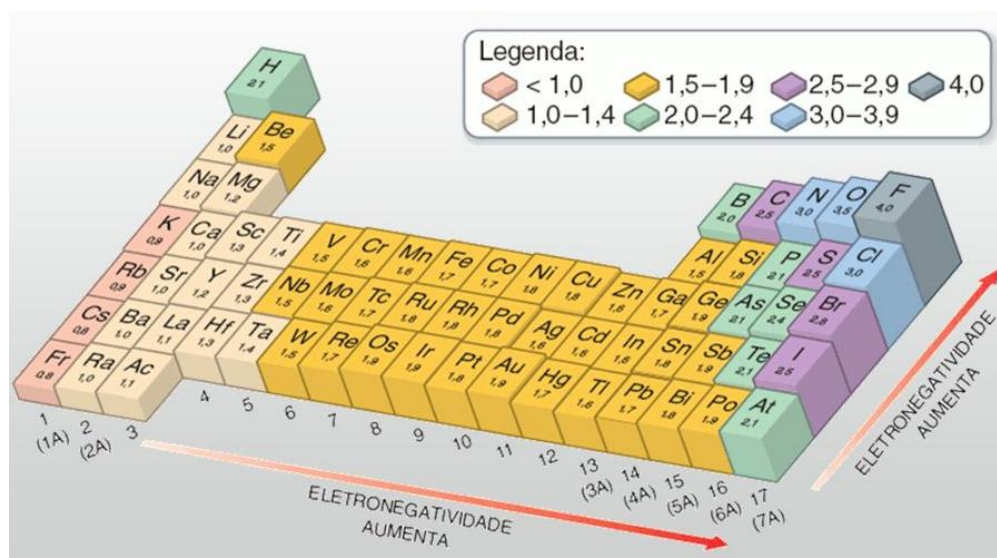
A partir desta imagem, podemos verificar que o elemento mais eletronegativo é o Flúor (F), localizado no canto superior direito da tabela (família VIIA, período 2), visto que, os gases nobres (família VIIIA) não realizam ligações químicas. E o menos eletronegativo é o Frâncio (Fr), localizado no canto inferior esquerdo (Família 1A, período 7). A partir disto, e relacionando com os elementos que mais participam de reações químicas e, conseqüentemente, mais fazem ligações químicas, podemos dispor os elementos em ordem decrescente de eletronegatividade:

F O N Cl Br I S C P H



Eletronegatividade decrescente

A partir dos resultados experimentais, é possível construir diagramas com os valores de eletronegatividade de cada elemento químico da Tabela Periódica:



Estabelecido este conceito, podemos começar a estudar a polaridade das ligações químicas.

POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

LIGAÇÃO COVALENTE

A distribuição da nuvem eletrônica ao redor dos núcleos, está relacionada com a força de atração exercida pelos núcleos dos átomos sobre os elétrons da ligação.

Nas ligações entre átomos de mesma eletronegatividade, os elétrons são igualmente atraídos pelos núcleos; não ocorre acúmulo de elétrons em uma região, ou seja, não há a formação de polos.

A seguir, uma ilustração de ligação apolar.

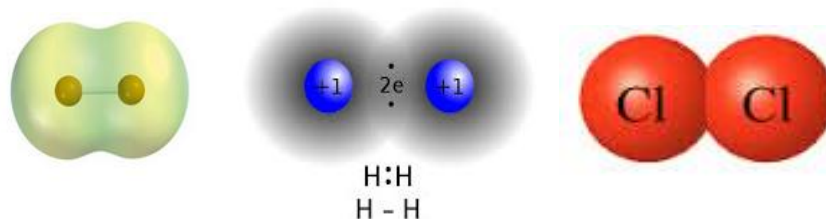
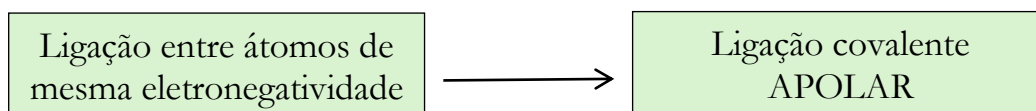


Ilustração de moléculas apolares, onde os átomos são iguais e, por isso, apresentam a mesma eletronegatividade. A primeira imagem é de uma molécula genérica, a central, de uma molécula de hidrogénio (H_2) e a última, de gás cloro (Cl_2).

Deste exemplo, podemos concluir a seguinte relação:



Em uma ligação entre átomos com diferentes eletronegatividades, a distribuição da nuvem eletrônica não é uniforme. A densidade eletrônica é sempre maior ao redor do átomo de maior eletronegatividade, pois o átomo com maior eletronegatividade tem a tendência de atrair elétrons para si.

Um exemplo evidente de ligação polar é a molécula de HCl (ácido clorídrico). Nela a nuvem eletrônica está deslocada no sentido do átomo de cloro, pois ele é mais eletronegativo do que o átomo de hidrogénio:

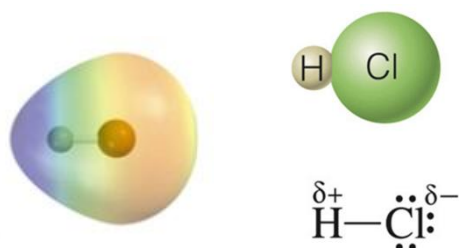
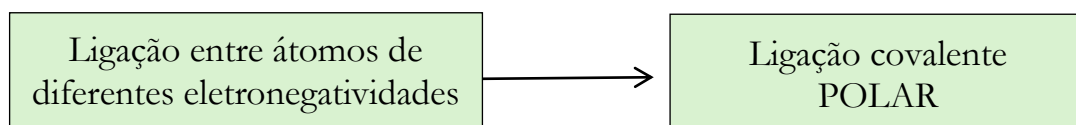


Ilustração de moléculas apolares, onde os átomos são diferentes e, por isso, possuem diferentes eletronegatividades. Esta diferença, faz com que a nuvem eletrônica se concentre ao redor do átomo mais eletronegativo. À direita, temos o exemplo de uma molécula de HCl e seus respectivos polos negativo (δ^-) e positivo (δ^+).

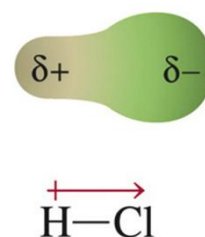
Deste exemplo, podemos concluir a seguinte relação:

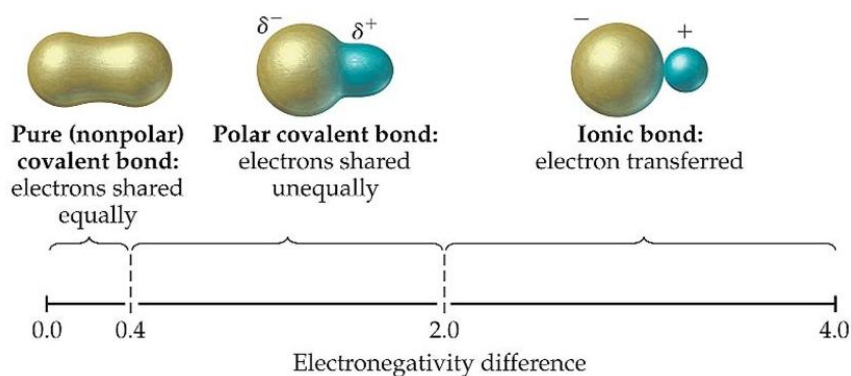


A maior densidade eletrônica ao redor do átomo mais eletronegativo caracteriza o polo negativo, representado por δ^- . Consequentemente, forma-se uma região com baixa densidade eletrônica, denominada polo positivo, representada por δ^+ .

Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior será a polaridade da ligação.

A partir do que já foi exposto, podemos estabelecer a seguinte relação entre a diferença de eletronegatividade e o tipo de ligação química entre dois átomos:



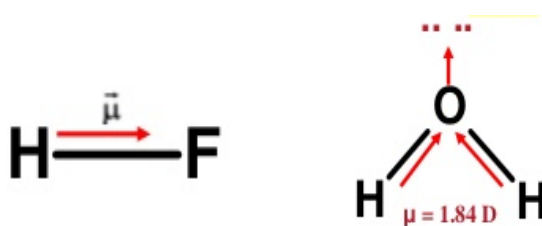


Diferença de eletronegatividade e tipos de ligação.

Nesta ilustração temos, embaixo, uma escala com os valores da diferença de eletronegatividade entre os dois átomos da ligação. Do valor de 0,0 a 0,4, temos uma ligação covalente entre dois átomos iguais, onde a nuvem eletrônica fica igualmente distribuída ao redor dos núcleos dos átomos, ou seja, é uma ligação covalente apolar. Quando a diferença de eletronegatividade está no intervalo de 0,4 a 2,0, temos a formação de dois polos, um positivo (δ^+) e um negativo (δ^-), mas esta diferença ainda não é grande o suficiente para haver a transferência de elétrons, há apenas a concentração da nuvem eletrônica ao redor do átomo mais eletronegativo, formando uma ligação covalente polar.

Mas, se a diferença de eletronegatividade entre os átomos da ligação for maior que 2,0, então há energia suficiente para que o elemento menos eletronegativo perca um ou mais elétrons – formando um cátion – e o mais eletronegativo receba este(s) elétron(s) – formando um ânion. Ou seja, há formação de uma ligação iônica e não mais covalente. E, pela sua própria natureza, a ligação iônica já possui polos muito bem estabelecidos.

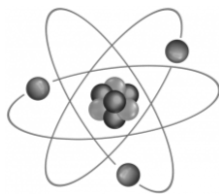
O caráter iônico, ou seja, a polarização da ligação, é representado por uma grandeza denominada **momento dipolar** ou **dipolo elétrico** ($\vec{\mu}$), representado por um vetor orientado no sentido do elemento menos eletronegativo para o mais eletronegativo. Convencionou-se que o vetor seja orientado do polo positivo para o polo negativo. Veja alguns exemplos:



À esquerda uma representação do dipolo presente em uma molécula de HF e à direita a representação de todos os dipolos elétricos presentes em uma molécula de água (H_2O).

ATIVIDADES

1. O que é eletronegatividade?
2. Como a eletronegatividade pode influenciar a geometria das moléculas?
3. Qual a diferença entre uma ligação polar e uma ligação apolar?



AULA 36

FUNÇÕES INORGÂNICAS



nas aulas anteriores, a partir da visão microscópica, estudamos a influência das ligações químicas intermoleculares nas propriedades macroscópicas da matéria nos seus três estados físicos: sólido, líquido e gasoso. Com as próximas aulas, terminaremos de estudar a organização da matéria de forma qualitativa, no que costumou-se chamar de funções inorgânicas. Depois iniciaremos o estudo da transformação da matéria de forma quantitativa, estabelecendo conceitos importantes como as relações de massa e as fórmulas químicas.

O ser humano, na tentativa de entender melhor a natureza e seus fenômenos, sempre tende a classificar e agrupar as coisas segundo as características em comum. Isto acontece no estudo dos seres vivos e dos não vivos, por exemplo, e com a matéria não seria diferente. A química inorgânica é a parte da química que tem como objeto de estudo a matéria que não é orgânica, ou seja, toda a matéria que não está presente nos seres vivos (esta parte cabe à química orgânica). Na prática a química inorgânica dividiu ou classificou seu objeto de estudo em quatro funções: ácido, base, sal e óxido.

Desde que os cientistas classificaram desta forma a matéria inorgânica, muitos métodos e definições foram sendo apresentados para melhor explicar as tais funções. Mas, todos eles partem de fenômenos facilmente observáveis para os compostos inorgânicos que são a dissociação iônica e a ionização. Vamos primeiro entender um pouco mais destes fenômenos.

DISSOCIAÇÃO IÔNICA E IONIZAÇÃO

O físico-químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) realizou vários experimentos relacionados à passagem de corrente elétrica em soluções aquosas. Com base neles, formulou a hipótese de que tais soluções deveriam conter partículas carregadas: os íons. A partir disso, ele estabeleceu a teoria da dissociação iônica, pela qual recebeu o Nobel de Química de 1903.

De acordo com Arrhenius, determinadas substâncias, quando dissolvidas em água, são capazes de originar íons positivos, os cátions, e íons negativos, os ânions. Isso pode ser verificado experimentalmente.

Arrhenius propôs que, ao se dissolver determinada substância em água, ocorre a separação de íons existentes nela. Esse fenômeno é chamado de dissociação iônica.

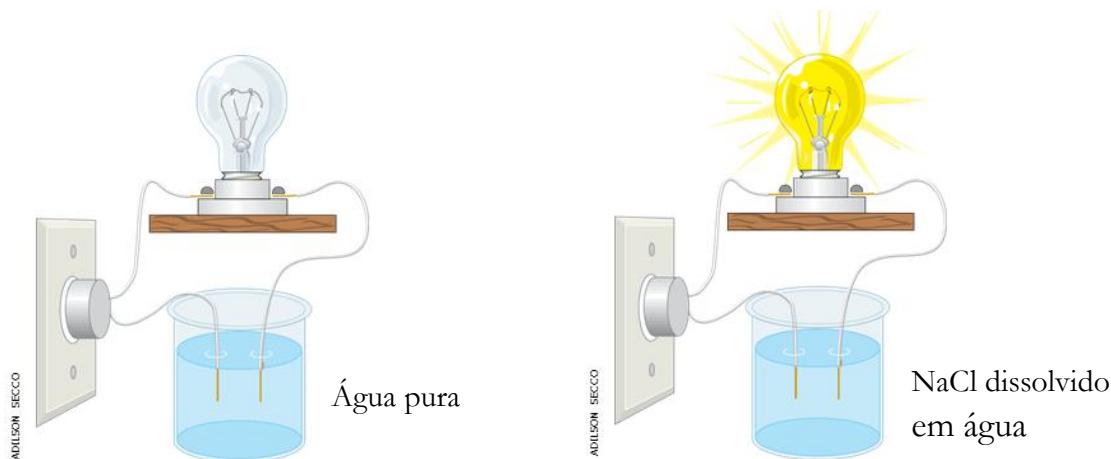
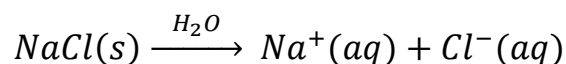


Imagem ilustrativa da condutividade elétrica da água pura (à esquerda) e de uma solução de sal de cozinha (NaCl) misturado com água (à direita).

A dissociação iônica do NaCl em água, por exemplo, ocorre da seguinte maneira: a água é uma substância formada por moléculas polares, cujo polo negativo está situado no átomo de oxigênio e o polo positivo, nos átomos de hidrogênio. O resultado da interação entre H_2O e NaCl é a obtenção de uma solução iônica. As moléculas de água que envolvem os íons são denominadas águas de solvatação, e a equação que representa esse fenômeno pode ser dada por:



Esta equação química é a representação simbólica do que acontece com o NaCl quando é misturado em água. Neste caso, lê-se: NaCl no estado sólido (representado pela letra minúscula s), quando em contato com a água (H_2O) produz (representado pela seta na direção da esquerda para a direita) o íon Na^+ no estado aquoso, mais o íon Cl^- no estado aquoso.

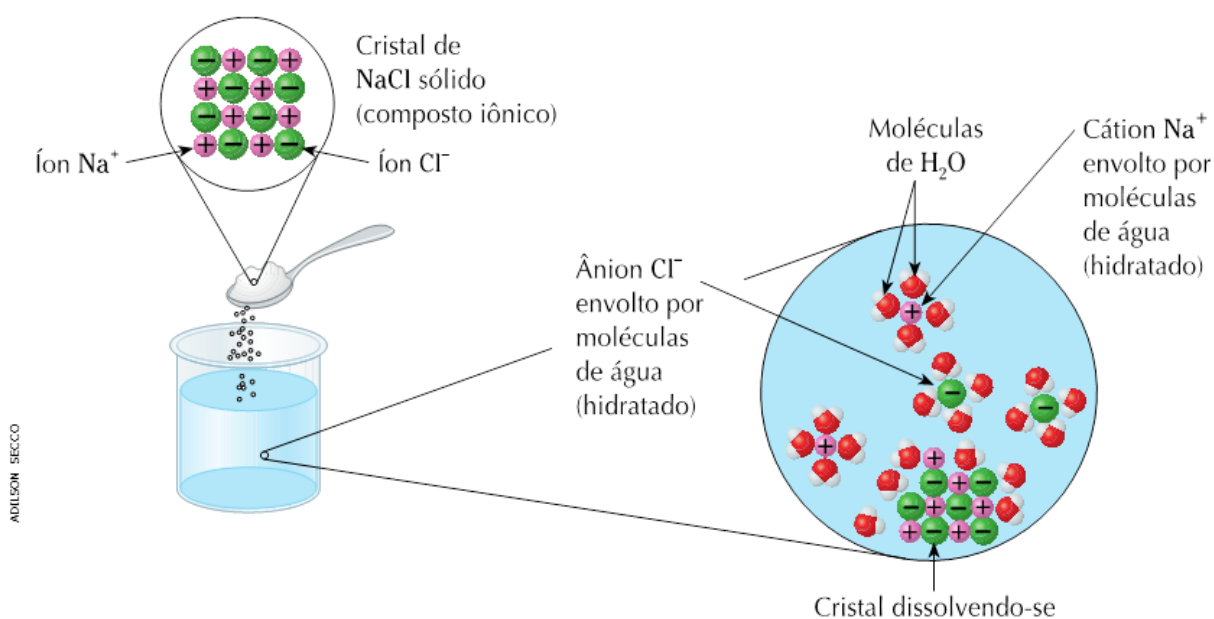


Imagem ilustrativa do fenômeno de dissociação iônica do NaCl em água.

Ao testar a condutividade de substâncias moleculares, como a sacarose, que é um açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), e o cloreto de hidrogênio (HCl) em solução aquosa, observa-se que a solução aquosa de açúcar não conduz corrente elétrica e que, portanto, nessa solução não existem íons. Ao dissolver-se em água, o açúcar originou uma solução molecular.

As soluções moleculares que não apresentam condutividade elétrica são denominadas soluções não eletrolíticas.

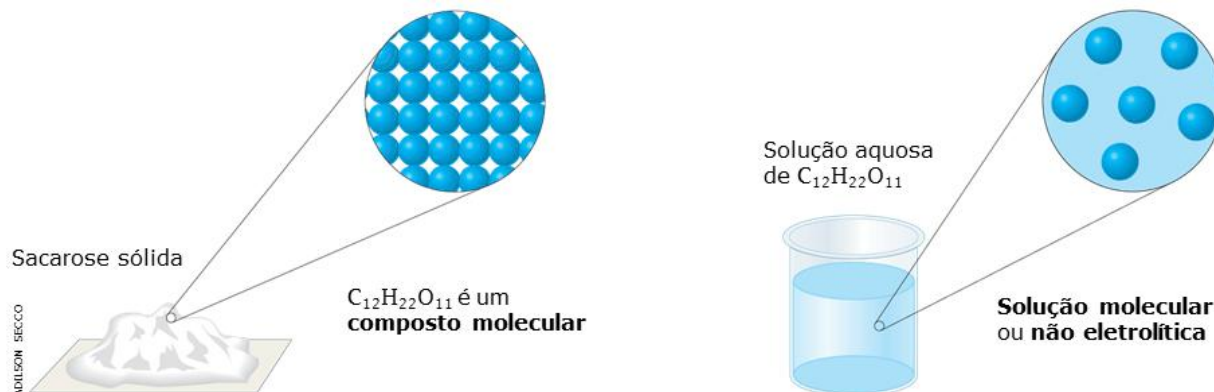


Imagem ilustrativa da dissolução da sacarose, um composto covalente. A dissolução de alguns compostos moleculares não produz íons.

A condução de corrente elétrica pela solução aquosa de HCl levou Arrhenius a concluir que nela existem íons livres. Como o HCl é um composto formado por moléculas, os íons devem ter sido formados por meio da quebra dessas moléculas pela água, o que originou uma solução iônica. Esse fenômeno de formação de íons que ocorre quando se dissolvem algumas substâncias moleculares em água é denominado ionização.

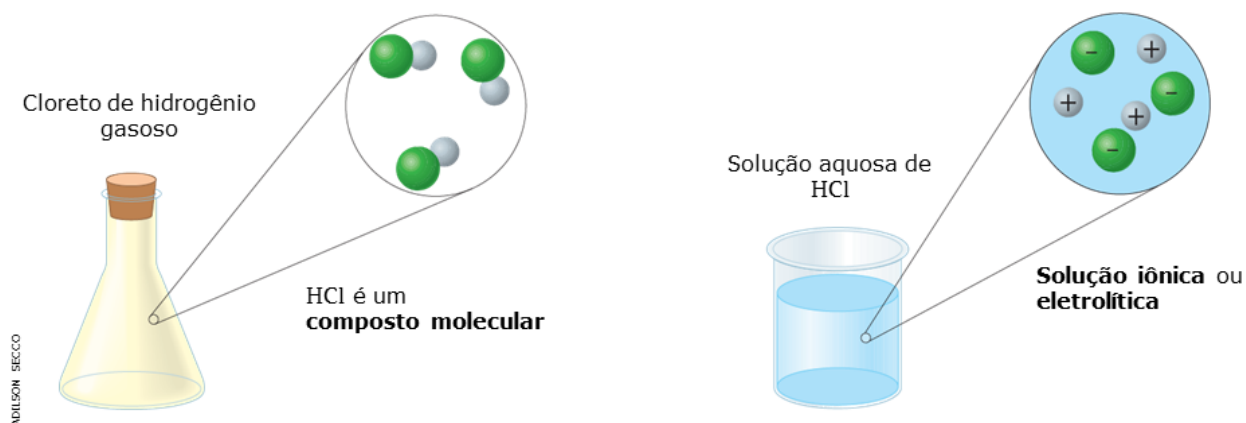
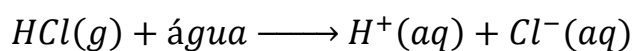
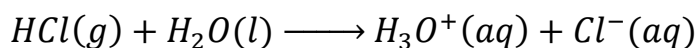


Imagem ilustrativa da dissolução de HCl em água, gerando uma solução eletrolítica.

A ionização ocorre quando as moléculas de cloreto de hidrogênio ou gás clorídrico (HCl) reagem com a água, formando íons positivos e negativos. Isso pode ser representado, simplificadaamente:



O fenômeno da ionização ocorre, de fato, por meio da reação entre as moléculas de HCl e H_2O .



As soluções iônicas permitem a passagem de corrente elétrica e são denominadas soluções eletrolíticas.

Resumindo:

Compostos iônicos + água $\xrightarrow{\text{dissociação}}$ *solução iônica (eletrolítica)*

Compostos moleculares + água $\xrightarrow{\text{ionização}}$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{solução molecular (não eletrolítica)} \\ \text{solução iônica (eletrolítica)} \end{array} \right.$

ATIVIDADES

1. Em um processo de dissolução ou mistura de duas as mais substâncias pode ocorrer diversos fenômenos; alguns produzem soluções eletrolíticas, ou seja, que conduzem eletricidade devido à presença de íons. Quais são os processos que produzem soluções eletrolíticas e quais as diferenças entre eles?

2. Qual é a importância do processo de solvatação? Explique-o a partir da polaridade das moléculas.

3. A respeito dos sistemas a seguir, responda:

Sistema I – Água destilada

Sistema II – Água mineral

Sistema III – Água da torneira

Sistema IV – Água do mar

a) Quais dos sistemas apresentam uma substância pura?

b) Quais dos sistemas contém a solução com maior quantidade (maior concentração) de substâncias dissolvidas?

c) Se todos os sistemas forem aquecidos até total evaporação da água, em qual deles encontraremos maior quantidade de resíduos sólidos?

d) Se testarmos a condutibilidade elétrica dos sistemas I e II, notaremos que em nenhum deles a lâmpada acende. Um dos sistemas contém uma substância pura e o outro, uma solução iônica. Nesse último, embora existam íons, a quantidade (concentração) é muito pequena para que a lâmpada acenda. Faça uma previsão do que acontecerá se testarmos os sistemas III e IV com o mesmo equipamento.

ATIVIDADE EXPERIMENTAL

Verificando a condutibilidade elétrica

O objetivo deste experimento é verificar a condutibilidade elétrica de algumas soluções aquosas e classificá-las como eletrolíticas e não-eletrolíticas.

PROCEDIMENTO

A verificação da condutibilidade elétrica das soluções pode ser feita de formas mais ou menos complexas. A figura abaixo ilustra um esquema simples de um equipamento usado para fazer tal verificação.

Para a construção deste equipamento será preciso apenas de:

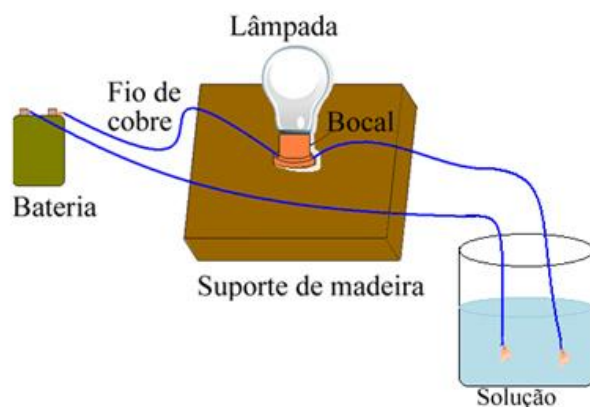
Uma fonte de energia, podendo ser uma pilha ou bateria.

Uma lâmpada pequena de 1,5 V ou um LED.

Fios de cobre.

Um copo ou Becker para colocar as soluções a serem testadas.

Uma base ou suporte para apoiar a lâmpada, bem como algum mecanismo para deixá-la fixa ao longo de todo o experimento.



O experimento é realizado, depois do equipamento construído, introduzindo as pontas desencapadas dos fios de cobre nas soluções a serem testadas. E, como vimos em imagens de páginas anteriores, a lâmpada acenderá se a solução conduzir a eletricidade.

1) Prepare as soluções aquosas a seguir e teste a condutibilidade elétrica de cada uma delas:

a) Salmoura (sal dissolvido na água).

e) Café sem açúcar.

b) Água com açúcar.

f) Café com açúcar.

c) Vinagre.

g) Suco de laranja ou limão.

d) Antiácido estomacal efervescente.

h) Água com álcool.

Se quiser, e for permitido por seu responsável, use sua criatividade e teste outras soluções aquosas.

2) Monte uma tabela como esta com os dados obtidos:

Solução	Conduz eletricidade?	Caraterística da solução

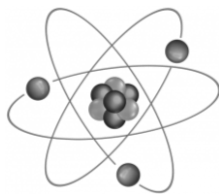
3) A partir dos resultados obtidos no experimento, explique porque algumas soluções conduzem eletricidade e outras não conduzem. Qual(is) a(s) característica(s) necessária(s) para a condução de eletricidade?

4) A seguir, prepare duas soluções aquosas de vinagre e teste a condutibilidade de cada uma.

1ª solução: ½ copo de água e 1 colher de sopa de vinagre;

2ª solução: ½ copo de água e 2 colheres de sopa de vinagre.

Qual a diferença entre elas? Qual a possível explicação para esta diferença?



AULA 39

BASES

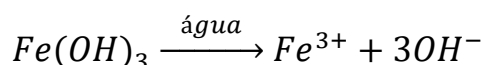
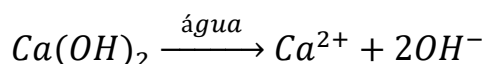
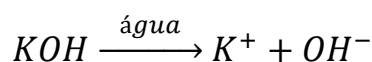


Uma das características das bases é seu sabor adstringente, que “amarra” a boca. Naturalmente, esse não é um bom método para identificar uma base, por ser extremamente perigoso.

Como já vimos, Arrhenius apresentou uma definição de base (também chamada álcali):

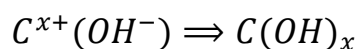
Base: toda substância que, em solução aquosa, origina o OH^- como único ânion.

Vejamos alguns exemplos:



Observe que as bases são formadas por um cátion (C), geralmente um metal, e pelo ânion OH^- (hidroxila ou oxidrila).

A fórmula iônica genérica das bases é dada por:



Em que x é o número de ânions liberados em solução aquosa.

Notemos aqui que o número de hidroxilas (OH^-) presente em cada composto básico é o mesmo número da carga do cátion metálico. Isto não é uma coincidência; este fato se dá, pois, na natureza, tudo tende para o equilíbrio, e nos compostos químicos não seria diferente. Para um composto químico permanecer estável, ou seja, se manter no estado em que se encontra, precisa estar eletricamente neutro. Uma molécula ou composto está eletricamente neutro quando o número de elétrons doados é igual ao número de elétrons recebidos. Como o ânion OH^- é capaz de receber apenas 1 elétron para cada elétron que o cátion pode doar, será preciso 1 OH^- . Portanto, se temos um cátion $2+$ (que é capaz de doar 2 elétrons), ele ficará estável se se ligar com 2 OH^- . E assim por diante.

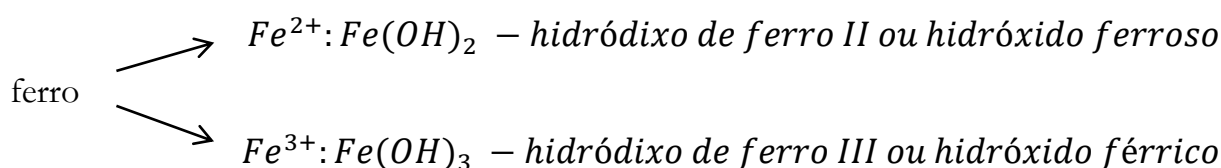
NOMENCLATURA

Para a nomenclatura das bases, pode-se utilizar a seguinte regra:

Hidróxido de *nome do cátion*

Hidróxido de Sódio:	cátion: Na^+ (sódio) ânion: OH^- (hidróxido)	} $Na^+ OH^- \Rightarrow NaOH$
Hidróxido de Cálcio:	cátion: Ca^{2+} (cálcio) ânion: OH^- (hidróxido)	} $Ca^{2+} OH^- \Rightarrow Ca(OH)_2$
Hidróxido de Alumínio:	cátion: Al^{3+} (alumínio) ânion: OH^- (hidróxido)	} $Al^{3+} OH^- \Rightarrow Al(OH)_3$

Quando um mesmo elemento forma cátions com diferentes eletrovalências (cargas), acrescenta-se ao final do nome, em algarismos romanos, o número da carga do íon. Outra maneira de dar nome é acrescentar o sufixo –oso ao cátion de menor carga, e –ico ao cátion de maior carga.



CLASSIFICAÇÃO

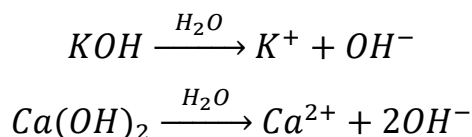
As bases podem ser classificadas segundo três critérios: número de hidroxilas, solubilidade em água e força ou grau de dissociação.

NÚMERO DE HIDROXILAS

Em função do número de grupos OH^- liberados por fórmula, as bases podem ser classificadas como:

	Monobases	Dibases	Tribases	Tetrabases
nº de OH^- por fórmula	1 OH^-	2 OH^-	3 OH^-	4 OH^-
Exemplo	$NaOH$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	$Pb(OH)_4$

Veja alguns exemplos de equações de dissociação de bases:



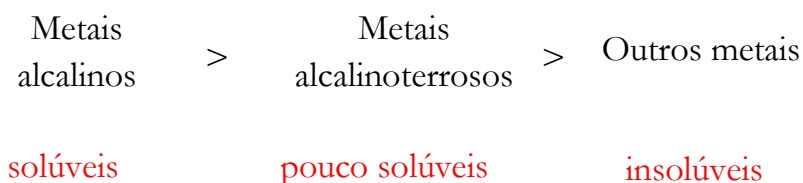
SOLUBILIDADE EM ÁGUA

A solubilidade é dada em quantidade de gramas de base que se dissolvem em 1 litro de água, a 20 °C.

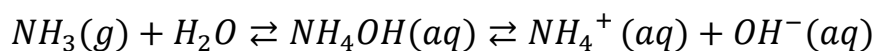
Solubilidade (em g) de base/litro de água (a 20 °C)

<i>CsOH</i>	3857	<i>Ca(OH)₂</i>	1,65
<i>KOH</i>	1120	<i>Mg(OH)₂</i>	0,009
<i>NaOH</i>	1090	<i>Al(OH)₃</i>	0,008
<i>Ba(OH)₂</i>	38,9	<i>Fe(OH)₂</i>	0,001
<i>Sr(OH)₂</i>	3,9	<i>Fe(OH)₃</i>	0,0000001

A partir desses dados, podemos generalizar:



A única base que não apresenta metal em sua fórmula é o hidróxido de amônio (NH_4OH), que existe apenas em solução aquosa e, portanto, é uma base solúvel. O hidróxido de amônio pode ser obtido borbulhando-se gás amônia (NH_3) em água, na qual ocorre a ionização desse gás.



FORÇA OU GRAU DE DISSOCIAÇÃO

A força das bases pode ser relacionada com a sua solubilidade: quanto maior a solubilidade de uma base, maior será o seu grau de dissociação, e ela será considerada uma base forte. No entanto, se a base for pouco solúvel, o seu grau de dissociação será menor e ela será considerada fraca.

base solúvel → elevado grau de dissociação → base forte
base insolúvel → baixo grau de dissociação → base fraca

O hidróxido de amônio (NH_4OH), que é uma base proveniente de substância molecular – a amônia ($NH_3(g)$) – e não de um metal, contraria essa regra, pois, embora se dissolva facilmente em água, apresenta um grau de ionização muito pequeno. Logo, o hidróxido de amônio é a única base solúvel e fraca.

Bases fortes: $LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

Bases fracas: NH_4OH e bases dos demais metais.

ALGUMAS PROPRIEDADES DAS BASES

AÇÃO SOBRE INDICADORES

Tanto os ácidos como as bases alteram a cor de um indicador. A maioria dos indicadores usados em laboratório é artificial; porém, alguns são encontrados na natureza, como o tornassol, que é extraído de certos líquens. No nosso dia a dia, encontramos esses indicadores em várias espécies vegetais: no repolho roxo, na beterraba, nas pétalas de rosas vermelhas, no chá-mate, nas amoras, etc., sendo sua extração bastante fácil.

A maceração de uma folha de repolho roxo, seguida de sua diluição em água, permite obter uma solução roxa que mudará de cor tanto na presença de um ácido como na de uma base. O suco de repolho roxo apresenta coloração vermelha em meio ácido e verde-amarelada em meio básico.



A tabela a seguir apresenta os indicadores mais usados em laboratório e a cor que adquirem em presença de um ácido ou de uma base.

	Tornassol	Fenolftaleína	Alaranjado de metila	Azul de bromotimol
Ácido	rosa	incolor	vermelho	amarelo
Base	azul	vermelho	amarelo	azul

ATIVIDADE EXPERIMENTAL: INDICADOR DE PH COM SUCO DE REPOLHO ROXO

Os indicadores ácido-base são substâncias que mudam de cor, informando se o meio está ácido ou básico. Existem indicadores sintéticos, como a fenolftaleína, o azul de bromotimol, o papel de tornassol e o alaranjado de metila. Porém, existem também algumas substâncias presentes em vegetais que funcionam como indicadores ácido-base naturais.



Geralmente, essas substâncias estão presentes em frutas, verduras, folhas e flores bem coloridas. Alguns exemplos são: beterraba, jabuticaba, uva, amoras, folhas vermelhas, entre outras.

Aqui aprenderemos a fazer um indicador ácido-base com repolho roxo e veremos como ele muda de cor à medida que alteramos o pH do meio através de alguns produtos que usamos no dia a dia.

MATERIAIS E REAGENTES

- | | |
|--|-------------------------|
| – repolho roxo; | - bicarbonato de sódio; |
| – água; | - sabão em pó; |
| – liquidificador; | - água sanitária; |
| – coador; | - detergente; |
| – 11 copos transparentes ou béqueres; | - açúcar; |
| – caneta e etiquetas para enumerar os copos; | - leite; |
| – limão; | - sal amoníaco; |
| – vinagre; | |
| – soda cáustica (tome muito cuidado ao manipulá-la e sempre use luvas, pois a soda cáustica é corrosiva, podendo causar queimaduras graves na pele). | |

PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

Bata 1 folha de repolho roxo com 1 litro de água no liquidificador.

Coe esse suco, pois o filtrado será o nosso indicador ácido-base natural (se não for usar o extrato de repolho roxo na hora, guarde-o na geladeira, pois ele decompõe-se muito rápido).

Enumere cada um dos copos.

Coloque o extrato de repolho roxo nos 11 copos.

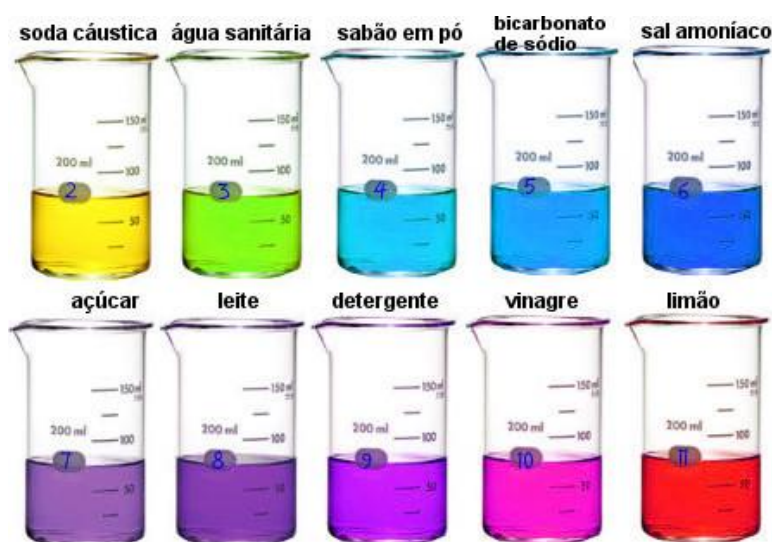
Acrescente nos copos 2 a 11 as seguintes substâncias, na respectiva ordem: soda cáustica, água sanitária, sabão em pó, sal amoníaco, açúcar, leite, detergente, vinagre e limão.

Observe as cores das soluções.

RESULTADOS E DISCUSSÃO

As substâncias presentes nas folhas de repolho roxo que o fazem mudar de cor em ácidos e bases são as antocianinas. Esse indicador está presente na seiva de muitos vegetais, tais como uvas, jabuticabas, amoras, beterrabas, bem como em folhas vermelhas e flores de pétalas coloridas, como as flores de azaleia e quaresmeira. As antocianinas são responsáveis pela coloração rosa, laranja, vermelha, violeta e azul da maioria das flores.

Em água (pH neutro = 7), esse indicador tem coloração roxa, mas conforme a imagem a seguir mostra, ele muda de vermelho em solução ácida (pH < 7) para púrpura e depois verde em solução básica (pH > 7). No caso da solução ser fortemente básica, ele torna-se amarelo:



Assim, no experimento realizado, as cores observadas devem ser parecidas com a imagem mostrada anteriormente.

Observe que, geralmente, os produtos de limpeza são básicos. A soda cáustica, por exemplo, é a base hidróxido de sódio (NaOH). Em contrapartida, muitos alimentos possuem caráter ácido, como é o caso do vinagre, que é composto pelo ácido acético, e o limão, que possui ácido cítrico e ácido ascórbico (vitamina C), tendo um pH muito baixo (pH do limão = 2). Já o açúcar e o leite possuem pH próximo ao básico.

O suco de repolho roxo funciona como indicador de pH porque é rico em antocianinas. As antocianinas naturalmente sofrem mudanças de cor de acordo com o pH do meio: ficam vermelhas em meio ácido, roxas em meio neutro e esverdeadas em meio básico. Quando em meio extremamente básico, as moléculas de antocianina são destruídas e o resultado é a cor amarela.

Antocianinas podem ser encontradas em outros alimentos, como a amora, o açaí e a uva. Extratos destas frutas também funcionam como indicadores de pH.

ATIVIDADES

1. As ilustrações representam a adição de duas substâncias à água.

a) Escreva em seu caderno as fórmulas e os nomes das substâncias adicionadas à água.

b) Qual é o estado físico das duas substâncias adicionadas à água nas condições ambientes?

c) Escreva em seu caderno a fórmula das espécies presentes na água nos dois sistemas.

d) Nos dois sistemas, a água funciona como um solvente, porém, em um deles, ela também atua como um reagente. Qual é esse sistema?

e) Comparando a quantidade de íons em cada sistema, escreva em seu caderno a fórmula da base forte.

2. Escreva a fórmula química e o nome das bases formadas pelos seguintes cátions:



3. A escala de pH é muito útil para classificarmos as substâncias em ácido, base e neutro. Abaixo segue uma pequena tabela com algumas substâncias e seus valores aproximados de pH.

Amostra	Suco gástrico	Café	Saliva	Água pura	Lágrima	Leite de magnésia	Limpa forno
pH	2,0	5,0	6,8	7,0	7,4	10,0	14,0

A partir da análise desta tabela e de conhecimentos ulteriores, responda:

a) Por que o suco gástrico é tão ácido? Qual a relação desta acidez com sua função em nosso estômago?

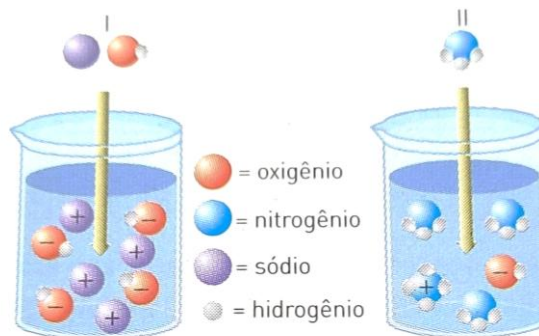
b) Por que os nutricionistas não recomendam que tomemos café puro com o estômago vazio?

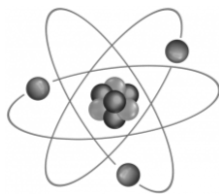
c) Para que é usado o leite de magnésia? Por que é tão eficaz nesta função?

d) Por que a lágrima tem um leve caráter básico? E a saliva um leve caráter ácido?

e) Sabemos que os ácidos fortes são muito abrasivos, mas, por que usamos bases fortes, como o limpa-forno, e não os ácidos fortes para limpezas pesadas?

f) A maioria das marcas de água mineral relacionam sua propaganda com a pureza da fonte em que a água é coletada, mas por que não podemos dizer que a água mineral é pura? Pesquise quais seriam os malefícios se ingeríssemos água verdadeiramente pura.





AULA 43

QUÍMICA NO COTIDIANO



á ficou evidente que a química é necessária para que possamos utilizar a matéria como nos convém em vista do bem comum. Para produzirmos algo é preciso produzi-lo a partir de uma matéria-prima. Esta matéria-prima precisa ser, mais ou menos, transformada e eis que nisto entra a química. Nesta aula, iremos apenas mostrar algumas aplicações comuns dos compostos inorgânicos em nosso cotidiano.

ÁCIDOS MAIS COMUNS

ÁCIDO CLORÍDRICO (HCl)

O ácido impuro (técnico) é vendido no comércio com o nome de ácido muriático.

É encontrado no suco gástrico.

É um reagente muito usado na indústria e no laboratório.

É usado na limpeza de edifícios após a sua caiação, para remover os respingos de cal.

É usado na limpeza de superfícies metálicas antes da soldagem dos respectivos metais.



ÁCIDO SULFÚRICO (H_2SO_4)

É o ácido mais importante na indústria e no laboratório. O poder econômico de um país pode ser avaliado pela quantidade de ácido sulfúrico que ele fabrica e consome.

O maior consumo de ácido sulfúrico é na fabricação de fertilizantes, como os superfosfatos e o sulfato de amônio.

É o ácido dos acumuladores de chumbo (baterias) usados nos automóveis.

É consumido em enormes quantidades em inúmeros processos industriais, como processos da indústria petroquímica, fabricação de papel, corantes, etc.

O ácido sulfúrico concentrado é um dos desidratantes mais enérgicos. Assim, ele carboniza os hidratos de carbono como os açúcares, amido e celulose; a carbonização é devido à desidratação desses materiais.

O ácido sulfúrico "destrói" o papel, o tecido de algodão, a madeira, o açúcar e outros materiais devido à sua enérgica ação desidratante.

O ácido sulfúrico concentrado tem ação corrosiva sobre os tecidos dos organismos vivos também devido à sua ação desidratante. Produz sérias queimaduras na pele. Por isso, é necessário extremo cuidado ao manusear esse ácido.



O ácido sulfúrico é utilizado largamente nas indústrias e laboratórios, o que não diminui sua grande periculosidade.

ÁCIDO NÍTRICO (HNO_3)

Depois do sulfúrico, é o ácido mais fabricado e mais consumido na indústria. Seu maior consumo é na fabricação de fertilizantes agrícolas (NPK) e de explosivos, como nitroglicerina (dinamite), trinitrotolueno (TNT), trinitrocelulose (algodão pólvora) e ácido pícrico e picrato de amônio.

É usado na fabricação do salitre ($NaNO_3$, KNO_3) e da pólvora negra (salitre + carvão + enxofre).

As chuvas ácidas em ambientes poluídos com óxidos do nitrogênio contém HNO_3 e causam sério impacto ambiental. Em ambientes não poluídos, mas na presença de raios e relâmpagos, a chuva também contém HNO_3 , mas em proporção mínima.

O ácido nítrico concentrado é um líquido muito volátil; seus vapores são muito tóxicos. É um ácido muito corrosivo e, assim como o ácido sulfúrico, é necessário muito cuidado para manuseá-lo.



O ácido nítrico é essencial para a produção de fertilizantes agrícolas, conhecidos como NPK, pois possuem em sua composição nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K).



O vinagre é uma solução diluída de ácido acético e pode ser produzido de diversas fontes, como a maçã ou a uva.

ÁCIDO FOSFÓRICO (H_3PO_4)

Os seus sais (fosfatos) têm grande aplicação como fertilizantes na agricultura.

É usado como aditivo em alguns refrigerantes.

ÁCIDO ACÉTICO ($CH_3 - COOH$)

É o ácido de vinagre, produto indispensável na cozinha.

ÁCIDO FLUORÍDRICO (HF)

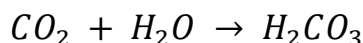
Tem a particularidade de corroer o vidro, devendo ser guardado em frascos de polietileno. É usado para gravar sobre vidro.



Os refrigerantes estão repletos de produtos químicos; o ácido fosfórico e o ácido carbônico garantem a acidez desta bebida.

ÁCIDO CARBÔNICO (H_2CO_3)

É o ácido das águas minerais gaseificadas e dos refrigerantes. Forma-se na reação do gás carbônico com a água:

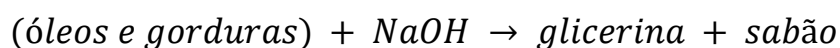


BASES MAIS COMUNS

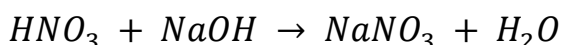
HIDRÓXIDO DE SÓDIO OU SODA CÁUSTICA ($NaOH$)

É a base mais importante da indústria e do laboratório. É fabricado e consumido em grandes quantidades.

É usado na fabricação do sabão e glicerina:



É usado na fabricação de sais de sódio em geral. Exemplo: salitre – utilizado para a produção de alimentos, atua como conservante, principalmente de embutidos.



É usado em inúmeros processos industriais na petroquímica e na fabricação de papel, celulose, corantes, etc.

É usado na limpeza doméstica. Em sua forma pura é muito corrosivo e exige muito cuidado ao ser manuseado.

É fabricado por eletrólise de solução aquosa de sal de cozinha. Na eletrólise, além do NaOH , obtêm-se o H_2 e o Cl_2 , que têm grandes aplicações industriais.

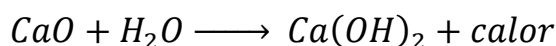


Hidróxido de sódio puro e queimadura causada por esta substância.

HIDRÓXIDO DE CÁLCIO (Ca(OH)_2)

É a cal hidratada ou cal extinta ou cal apagada.

É obtida pela reação da cal viva ou cal virgem (CaO) com a água. É o que fazem os pedreiros ao preparar a argamassa:



É consumido em grandes quantidades nas pinturas a cal (caiação) e no preparo da argamassa usada na alvenaria.



A “cal viva” é óxido de cálcio que após a reação com água é muito utilizado para a pintura (caiação) dos meio fio das ruas, avenidas e rodovias.

AMÔNIA (NH_3) E HIDRÓXIDO DE AMÔNIO (NH_4OH)

Hidróxido de amônio é a solução aquosa do gás amônia. Esta solução é também chamada de amoníaco.

A amônia é um gás incolor de cheiro forte e muito irritante.

A amônia é fabricada em enormes quantidades na indústria. Sua principal aplicação é a fabricação de ácido nítrico.

É também usada na fabricação de sais de amônio, muito usados como fertilizantes na agricultura. Exemplos: NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$



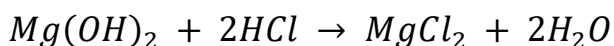
A amônia é usada na fabricação de produtos de limpeza doméstica, como Ajax, Fúria, etc.



Comercialmente o hidróxido de magnésio é chamado de leite de magnésia.

HIDRÓXIDO DE MAGNÉSIO ($Mg(OH)_2$)

É pouco solúvel na água. A suspensão aquosa de $Mg(OH)_2$ é o leite de magnésia, usado como antiácido estomacal. O $Mg(OH)_2$ neutraliza o excesso de HCl no suco gástrico.



HIDRÓXIDO DE ALUMÍNIO ($Al(OH)_3$)

É muito usado em medicamentos antiácidos estomacais, como Maalox, Pepsamar, etc.

SAIS MAIS COMUNS

CLORETO DE SÓDIO ($NaCl$)

A maior aplicação é na alimentação como sal de cozinha. Neste sal de cozinha é obrigatória por lei a adição de certa quantidade de iodeto (NaI , KI), como prevenção da doença do bócio.

Conservação da carne, do pescado e de peles.

Obtenção de misturas refrigerantes; a mistura *gelo* + $NaCl(s)$ pode atingir $-22^\circ C$.

Obtenção de Na , Cl_2 , H_2 , e compostos tanto de sódio como de cloro, como $NaOH$, Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, HCl , etc.

Em medicina, sob forma de soro fisiológico (solução aquosa contendo 0,92% de $NaCl$), no combate à desidratação.



Qual seria o gosto das comidas sem o sal?

NITRATO DE SÓDIO ($NaNO_3$)

Fertilizante na agricultura.

Fabricação da pólvora (carvão, enxofre, salitre).

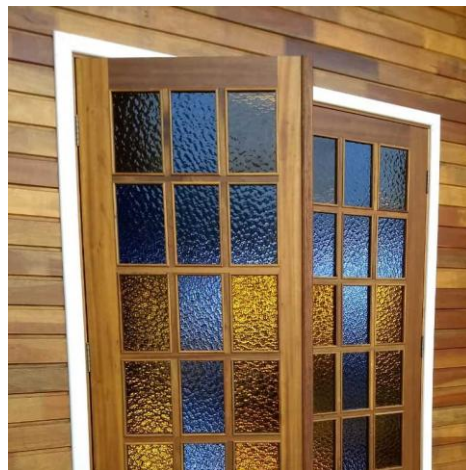
CARBONATO DE SÓDIO (Na_2CO_3)

O produto comercial (impuro) é vendido no comércio com o nome de barrilha ou soda.

Fabricação do vidro comum (maior aplicação):

Barrilha + calcáreo + areia $\rightarrow$ vidro comum

Fabricação de sabões.



O vidro comum está presente em nosso dia a dia.

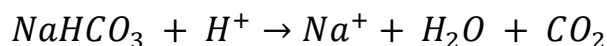
BICARBONATO DE SÓDIO (NaHCO_3)

Antiácido estomacal. Neutraliza o excesso de HCl do suco gástrico.



Fabricação de digestivo, como Alka-Seltzer, Sonrisal, sal de frutas, etc.

O sal de frutas contém $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ e ácidos orgânicos sólidos (tartárico, cítrico e outros). Na presença de água, o NaHCO_3 reage com os ácidos liberando $\text{CO}_2(\text{g})$, o responsável pela efervescência:



Fabricação de fermento químico. O crescimento da massa (bolos, bolachas, etc.) é devido à liberação do CO_2 do NaHCO_3 .

Fabricação de extintores de incêndio (extintores de espuma). No extintor há $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ e H_2SO_4 em compartimentos separados. Quando o extintor é acionado, o NaHCO_3 mistura-se com o H_2SO_4 , com o qual reage, produzindo uma espuma, com liberação de CO_2 . Estes extintores não podem ser usados para apagar o fogo em instalações elétricas porque a espuma é eletrolítica (conduz corrente elétrica).



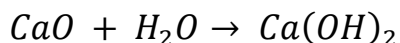
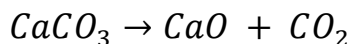
FLUORETO DE SÓDIO (NaF)

É usado na prevenção de cáries dentárias (anticárie), na fabricação de pastas de dentes e na fluoretação da água potável.

CARBONATO DE CÁLCIO ($CaCO_3$)

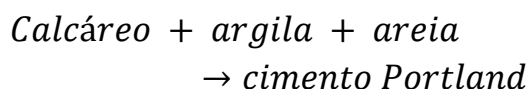
É encontrado na natureza constituindo o calcário e o mármore.

Fabricação de CO_2 e cal viva (CaO), a partir da qual se obtém cal hidratada ($Ca(OH)_2$):



Fabricação do vidro comum.

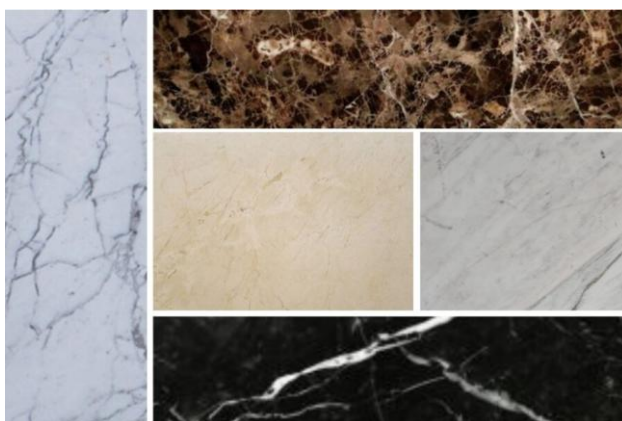
Fabricação do cimento Portland:



Sob forma de mármore é usado em pias, pisos, escadarias, etc.



O cimento é matéria prima indispensável para a construção civil.



Os diferentes tipos de mármore apresentam matriz de carbonato de cálcio.

SULFATO DE CÁLCIO ($CaSO_4$)

Fabricação de giz escolar.

O gesso é uma variedade de $CaSO_4$ hidratado, muito usado em Ortopedia, na obtenção de estuque, etc.

ÓXIDOS MAIS COMUNS

ÓXIDO DE CÁLCIO (CaO)

É um dos óxidos de maior aplicação e não é encontrado na natureza. É obtido industrialmente por pirólise de calcário.

Fabricação de cal hidratada ou $Ca(OH)_2$.

Preparação da argamassa usada no assentamento de tijolos e revestimento das paredes.
Pintura a cal (caiação).

Na agricultura, para diminuir a acidez do solo.

DIÓXIDO DE CARBONO (CO_2)

É um gás incolor, inodoro, mais denso que o ar. Não é combustível e nem comburente, por isso, é usado como extintor de incêndio.

O CO_2 não é tóxico, por isso não é poluente. O ar contendo maior teor em CO_2 que o normal (0,03%) é impróprio à respiração, porque contém menor teor em O_2 que o normal.

O CO_2 é o gás usado nos refrigerantes e nas águas minerais gaseificadas.

O CO_2 sólido, conhecido por gelo seco, é usado para produzir baixas temperaturas.

MONÓXIDO DE DINITROGÊNIO (N_2O)

É conhecido como óxido nitroso ou gás hilariante.

O óxido nitroso é um gás incolor, sem cheiro, não combustível, considerado um óxido neutro, ou seja, não reage com água, solução ácida e solução básica.

Inspirado por alguns instantes, o N_2O produz uma espécie de embriaguez agradável, acompanhada de insensibilidade e às vezes de um riso espasmódico, o que lhe valeu a denominação de gás hilariante.

Utilizado em Medicina como anestésico fraco que pode ser utilizado em cirurgias rápidas, pois sua inalação prolongada e repetida pode causar problemas sérios. Além disso, tem a propriedade de causar euforia.

Em função da baixa toxicidade, o N_2O é usado hoje como agente formador de espumas em cremes. Para isso, ele é colocado nas embalagens, sob pressão, junto com o creme. Ao acionar a válvula de liberação, a diferença entre a pressão interna e a do ambiente faz o gás se expandir, e nessa expansão o creme se transforma em espuma. Os cremes podem ser de vários tipos, inclusive alimentícios.

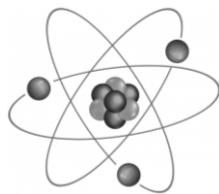
Outro uso bastante conhecido do gás hilariante, está na fabricação de granadas usadas por forças policiais para reprimir desordens e manifestações civis. Seu efeito é mais o de assustar as pessoas que o de causar lesões. As granadas contendo óxido nitroso líquido são usadas para esse fim porque o gás hilariante que liberam, provoca sonolência e perturbações motoras, durante alguns minutos, naqueles que o inalam.



O gás hilariante é utilizado como anestésico.

ATIVIDADES

1. Releia a aula e anote o que mais lhe chamou a atenção sobre a utilidade dos compostos inorgânicos.



AULA 46

CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS



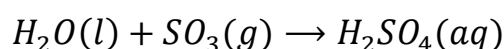
Uma vez que aprendemos a “ler e escrever” as reações químicas através das equações químicas, podemos dar um passo a mais nesta busca por entender as transformações da matéria. Este passo consiste em classificar, de um modo geral, segundo a disposição dos reagentes e produtos participantes das reações. A partir deste ponto, observou-se que as reações poderiam ser classificadas em quatro tipos: síntese ou adição; análise ou decomposição; deslocamento ou simples troca e dupla troca.

REAÇÃO DE ADIÇÃO OU SÍNTESE

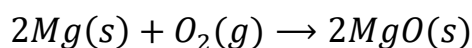
É a reação em que dois ou mais reagentes formam apenas um único produto como o próprio nome indica. Sintetizar é reunir elementos diferentes e fundi-los em um todo coerente. De forma genérica temos:



Ex.: O trióxido de enxofre (SO_3) pode reagir na atmosfera com água (H_2O) formando o ácido sulfúrico (H_2SO_4), um dos componentes da chuva ácida:



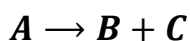
O magnésio reage com o oxigênio do ar, produzindo óxido de magnésio:



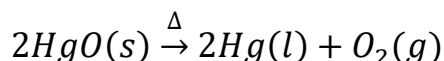
Essa reação é utilizada em flashes fotográficos descartáveis e foguetes sinalizadores.

REAÇÃO DE ANÁLISE OU DECOMPOSIÇÃO

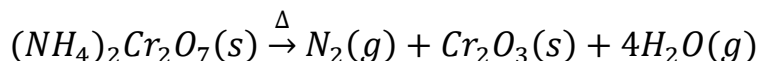
É a reação em que um reagente dá origem a dois ou mais produtos. O termo análise tem o sentido de separação ou decomposição de uma substância em outros componentes. De modo genérico, temos:



Ex.: Uma das reações usadas por Lavoisier para elaborar a Lei da Conservação da Massa foi o aquecimento do óxido de mercúrio (HgO), que se decompõe formando mercúrio (Hg) e gás oxigênio (O_2).

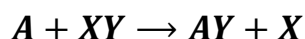


O dicromato de amônio ($(NH_4)_2Cr_2O_7$) quando aquecido se decompõe em gás nitrogênio (N_2), trióxido de cromo (Cr_2O_3) e água (H_2O).

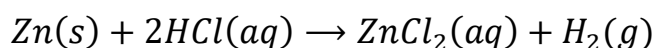


REAÇÃO DE DESLOCAMENTO OU SIMPLES TROCA

É uma reação em que dois reagentes, uma substância simples e uma substância composta, formam dois produtos, outra substância simples e outra composta. O nome sugere que uma das substâncias foi deslocada ou “trocou de lugar”. De modo genérico, temos:

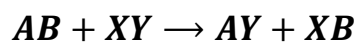


Ex.: Quando introduz-se uma lâmina de zinco (Zn) em uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl), ocorre a formação de cloreto de zinco e a liberação de gás hidrogênio (H_2):

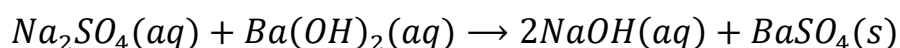


REAÇÃO DE DUPLA TROCA

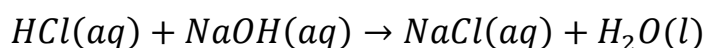
É a reação em que dois reagentes formam dois produtos e todas as substâncias envolvidas são compostas. É como o nome diz: há troca dos pares das substâncias envolvidas. De modo genérico temos:



Ex.: O sulfato de sódio (Na_2SO_4) reage com hidróxido de bário ($Ba(OH)_2$) produzindo água e sulfato de bário ($BaSO_4$), que é um sal branco insolúvel:



Quando o ácido clorídrico (HCl) é neutralizado pelo hidróxido de sódio ($NaOH$), há a formação de cloreto de sódio ($NaCl$) e água (H_2O):



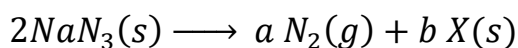
ATIVIDADES

1. O bromato de potássio ($KBrO_3$), adicionado à farinha de trigo com a finalidade de tornar o pão mais “fofo”, ao ser aquecido transforma-se em brometo de potássio (KBr), produzindo gás oxigênio (O_2). Baseado nessas informações, responda:

- Equacione e balanceie a reação.
- Classifique a reação.
- O que provoca a “fofura” do pão.

2. Um composto de sódio ($NaN_3(s)$) é utilizado nos *airbags* – dispositivos de segurança presentes em muitos automóveis. Quando esses dispositivos são acionados, a rápida decomposição do $NaN_3(s)$ origina $N_2(g)$, que faz inflar os *airbags*.

A reação pode ser representada pela equação:

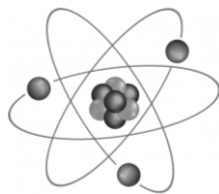


Com base nas informações, responda:

- O X corresponde a qual elemento químico?
- Para completar corretamente o balanceamento, quais são os valores de a e b?
- A reação corresponde a uma síntese ou análise?

3. Classifique as seguintes reações:

- $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
- $CO_2 + H_2O + NH_3 \rightarrow NH_4HCO_3$
- $NaCl + NH_4HCO_3 \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$
- $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$
- $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
- $NH_4HCO_3 \rightarrow CO_2 + NH_3 + H_2O$
- $Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4$
- $H_2SO_4 + 2KCN \rightarrow K_2SO_4 + 2HCN$



AULA 50

ATIVIDADES MOL E MASSA MOLAR

Devido a importância do entendimento e aplicação dos conceitos de mol e massa molar, dedicaremos, através de atividades, mais uma aula a estes assuntos.

Consulte a Tabela Periódica para obter as informações necessárias.

1. Consultando a tabela periódica, determine a massa molecular das substâncias:

Ureia: $CO(NH_2)_2$

Ácido tiosulfúrico: $H_2S_2O_3$

Bórax: $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$

2. Pesquisadores em nanotecnologia desenvolveram um dispositivo para acumulação de hidrogênio, capaz de armazenar $1,29 \times 10^{24}$ átomos de hidrogênio. Qual é a quantidade química (em mols) de átomos de hidrogênio armazenados?

3. Uma certa substância usada para o tratamento de infecções fúngicas contém $2,58 \times 10^{24}$ átomos de oxigênio. Quantos mols de átomos de oxigênio tem a amostra?

4. Uma pequena xícara de café contém 3,14 mols de H_2O . Qual é o número de átomos de hidrogênio presentes no café?

5. A massa de uma moeda de cobre é de 3,20g. Suponha que ela tenha sido feita com cobre puro.

a) Quantos mols de átomos de Cu deve conter a moeda, dada a massa molar de Cu de 63,5g/mol?

b) Quantos átomos de cobre estão presentes?

6. Calcule a massa molar das seguintes substâncias:

- a) Etanol C_2H_5OH
- b) Sulfato de cobre II pentahidratado $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
- c) Fenol C_6H_5OH
- d) Carbonato de sódio Na_2CO_3

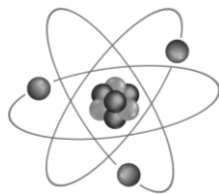
7. Suponha que estamos preparando uma solução de permanganato de potássio, $KMnO_4$, para a qual são necessários 0,10 mols do composto. Quantas gramas precisamos medir deste composto?

8. A ampicilina, um antibiótico de amplo espectro de ação, contém 56%*C*, 5,4%*H* e 12%*N* em massa. Quantos átomos de carbono e de nitrogênio existem em 1 g desse antibiótico?

9. O ferro é um elemento essencial na alimentação humana, para a formação de hemoglobina. Apenas 10% do ferro do feijão é absorvido pelo organismo humano. Supondo que em 100 g de feijão encontremos 0,2% de ferro e que cada átomo de ferro formará uma molécula de hemoglobina, o número de átomos de ferro é aproximadamente, dados: $Fe = 56u$:

10. Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado ($BaCl_2 \cdot nH_2O$) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g. Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

- a) o número de mols de cloreto de bário,
- b) o número de mols de água e
- c) a fórmula molecular do sal hidratado.



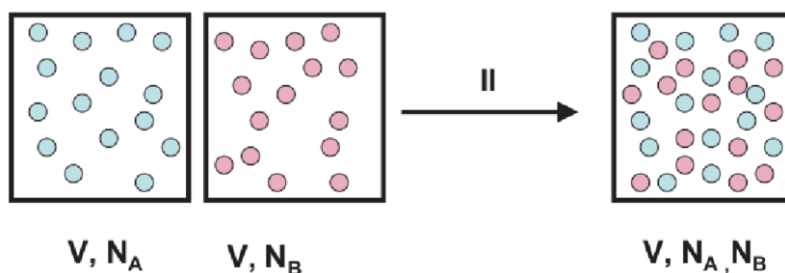
AULA 54

MISTURA DE GASES



Muitos sistemas gasosos são misturas de gases, como, por exemplo, o ar que respiramos. Este é formado por 78% de nitrogênio (N_2), 21% de oxigênio (O_2), 0,91% de gases nobres e 0,03% de gás carbônico (CO_2). Além disso, o ar também é composto por vapor d'água, micro-organismos e impurezas, que variam de acordo com o clima, poluição e ventos.

No ano de 1801, o cientista inglês John Dalton publicou suas conclusões sobre experimentos relacionados com fenômenos meteorológicos e com a composição do ar atmosférico.



Entre essas conclusões está a definição de **pressão parcial dos gases** ou, simplesmente, **Lei de Dalton**.

A lei da pressão parcial dos gases diz que a **pressão total (P_t)** que uma mistura de gases (A, B, C) exerce nas paredes de um recipiente é igual à soma das pressões parciais (P_A , P_B , P_C) de cada um dos gases que a compõem:

$$P_t = P_A + P_B + P_C$$

Se temos uma mistura gasosa formada por gás oxigênio (O_2), gás nitrogênio (N_2) e gás metano (CH_4), por exemplo, a pressão que essa mistura exerce é a soma das **pressões parciais de cada gás**:

$$P_t = P_{O_2} + P_{N_2} + P_{CH_4}$$

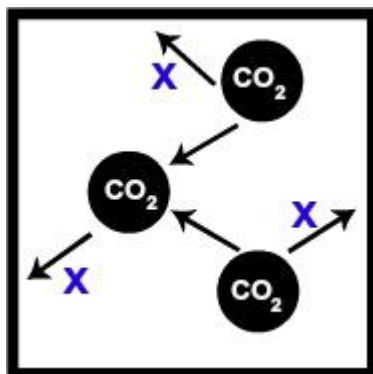
DEFINIÇÃO DE PRESSÃO PARCIAL DE UM GÁS

John Dalton, em suas experiências, percebeu que a pressão que um gás presente em uma mistura gasosa exerce nas paredes de um recipiente, é igual à pressão que ele exerce sozinho nas paredes de outro recipiente, isto é, sem estar misturado com outro gás. Porém, essa avaliação só ocorre se tivermos o mesmo volume e a mesma temperatura.

A descrição proposta acima é a definição de pressão parcial de um gás, mas para facilitar o entendimento sobre esse assunto, vamos utilizar as duas situações abaixo para o gás carbônico (CO_2)

SITUAÇÃO 1

Recipiente com um volume de 2 L de gás carbônico a 300 Kelvin:

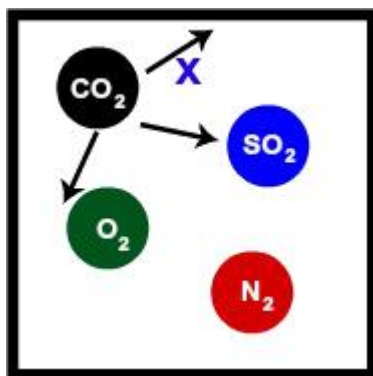


Recipiente com certo volume de CO_2

Na representação, podemos observar que as moléculas de CO_2 chocam-se com as paredes do recipiente e com as outras moléculas. Esse choque gera uma pressão que vamos chamar de x . Logo, a pressão parcial do CO_2 é igual a x .

SITUAÇÃO 2

Recipiente com 2L de mistura gasosa, a 300 K, na qual o gás carbônico é um dos gases:



Recipiente contendo uma mistura gasosa com CO_2

Na representação, observamos que as moléculas de CO_2 também se chocam com as paredes do recipiente e com as outras moléculas. Por apresentar mesmo volume (mesmo contendo gases diferentes) e mesma temperatura, a pressão que o CO_2 gera também será x .

PRESSÃO PARCIAL DOS GASES E A EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

A já conhecida [equação de Clapeyron](#) é:

$$PV = nRT$$

P é a pressão de um gás; **V**, o volume; **n**, número de mol; **R**, constante geral dos gases; e **T**, a temperatura. Como a pressão total é a soma das pressões de cada gás, podemos também somar a quantidade de matéria deles, já que na mistura os gases estão ocupando o mesmo espaço:

$$n_t = n_A + n_B + n_C$$

Assim, como o volume constante (**R**) e a temperatura a que a mistura gasosa é submetida são sempre constantes, temos que:

$$P_t = n_t$$

Podemos perceber que a pressão é dependente da quantidade de matéria (**n**) de um gás. Por isso, podemos relacionar a pressão parcial de um gás com a pressão parcial total de uma mistura, realizando o mesmo procedimento com a quantidade de matéria, resultando na seguinte fórmula:

$$\frac{P_{gás}}{P_t} = \frac{n_{gás}}{n_t}$$

Como a divisão entre o número de mol de um material pelo número de mol total é denominada de fração em quantidade de matéria, podemos escrever a expressão para calcular a pressão parcial de um gás da seguinte maneira:

$$\frac{P_{gás}}{P_t} = x_{gás}$$

Onde $x_{gás}$ é a fração molar do gás em estudo na mistura gasosa.

Exemplo 1: Um recipiente com capacidade igual a 30 litros apresenta uma mistura gasosa contendo 0,5 mol de O₂, 1,5 mol de N₂ e 2 mol de CO₂, a 350 Kelvin. Sabendo que R (constante geral dos gases) vale 0,082 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹, qual será a pressão parcial de cada gás na mistura?

Resolução: Os dados fornecidos pelo exercício foram:

$$n_{O_2} = 0,5 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = 1,5 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = 2 \text{ mol}$$

$$R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1} \cdot K^{-1}$$

$$T = 350 \text{ K}$$

$$V = 30 \text{ Litros}$$

Como é solicitada a pressão parcial de cada gás, é necessário conhecer a pressão total da mistura. É possível calcular a pressão total porque conhecemos o volume, a temperatura e temos o número de mol de todos os gases. Dessa forma, basta utilizar a equação de Clapeyron da seguinte maneira:

$$P_t \cdot V = n_t \cdot R \cdot T$$

$$\begin{aligned}
 P_t \cdot V &= (n_{O_2} + n_{N_2} + n_{CO_2}) \cdot R \cdot T \\
 P_t \cdot 30 &= (0,5 + 1,5 + 2) \cdot 0,082 \cdot 350 \\
 P_t \cdot 30 &= 4 \cdot 0,082 \cdot 350 \\
 P_t \cdot 30 &= 114,8 \Rightarrow P_t = \frac{114,8}{30} \\
 P_t &= 3,82 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Conhecendo a pressão total e sabendo que a soma do número de mol dos gases ($n_{O_2} + n_{N_2} + n_{CO_2}$) é 4 mol, basta utilizar a expressão para cálculo da pressão parcial de cada gás:

Para o O_2 :

$$\begin{aligned}
 \frac{P_{O_2}}{P_t} &= \frac{n_{O_2}}{n_t} \\
 \frac{P_{O_2}}{3,82} &= \frac{0,5}{4} \\
 4 \cdot P_{O_2} &= 3,82 \cdot 0,5 \Rightarrow P_{O_2} = \frac{1,91}{4} \\
 P_{O_2} &= 0,48 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Para o N_2 :

$$\begin{aligned}
 \frac{P_{N_2}}{P_t} &= \frac{n_{N_2}}{n_t} \\
 \frac{P_{N_2}}{3,82} &= \frac{1,5}{4} \\
 4 \cdot P_{N_2} &= 3,82 \cdot 1,5 \Rightarrow P_{N_2} = \frac{5,73}{4} \\
 P_{N_2} &= 1,43 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Para o CO_2 :

$$\begin{aligned}
 \frac{P_{CO_2}}{P_t} &= \frac{n_{CO_2}}{n_t} \\
 \frac{P_{CO_2}}{3,82} &= \frac{2}{4} \Rightarrow P_{CO_2} = \frac{3,82 \cdot 2}{4} \\
 P_{CO_2} &= 1,91 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

VOLUME PARCIAL

Similarmente ao conceito de pressão parcial, o volume parcial de um componente da mistura se refere ao volume que este possuiria se estivesse sozinho, na mesma pressão e temperatura em que a mistura se encontra.

O volume parcial é proporcional à quantidade de matéria do gás componente da mistura, então:

$$V_A = X_A \cdot V_T$$

Onde,

$$X_A = \frac{n_A}{n_t}$$

V_T = volume total;

n_A = número de mols de A

X_A = fração molar;

n_T = número de mols total da mistura

Segundo a lei de Amagat, o volume total de uma mistura gasosa é igual à soma dos volumes parciais de seus componentes.

$$V_T = V_A + V_B + V_C + \dots$$

DENSIDADE DOS GASES

DENSIDADE ABSOLUTA

A densidade absoluta é a razão entre a massa e o volume do gás em determinada pressão e temperatura.

$$d = \frac{m}{V}$$

Para um gás, podemos substituir massa por massa molar do gás (M) e volume, por volume molar (V_M):

$$d = \frac{M}{V_M}$$

E nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), podemos escrever:

$$d = \frac{M}{22,4}$$

Também podemos deduzir outra fórmula para a densidade através da equação de estado dos gases ($PV = nRT$):

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Onde: P = pressão;

M = massa molar;

R = constante universal dos gases;

T = temperatura em K.

DENSIDADE RELATIVA

A densidade relativa de um gás A em relação ao gás B é a razão entre as densidades de A e B, desde que na mesma temperatura e pressão:

$$d_{A,B} = \frac{d_A}{d_B}$$

Também podemos escrever:

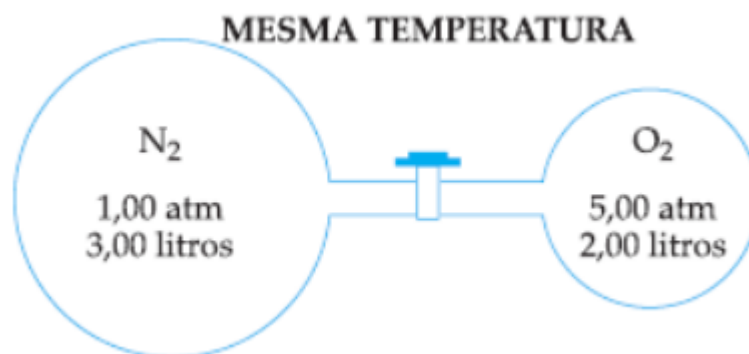
$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Onde:

M_A e M_B se referem às massas molares de A e B, respectivamente.

ATIVIDADES

1. Temos um recipiente com N_2 puro e outro com O_2 puro. Volumes e pressões iniciais estão assinalados no esquema seguinte.



Abrindo a torneira que separa os gases e mantida a temperatura, a pressão interna se estabiliza no valor de:

- a) 6,00 atm b) 3,00 atm c) 2,60 atm d) 2,50 atm e) 2,17 atm

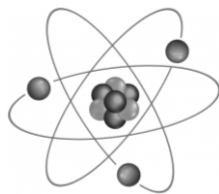
2. Num recipiente de 44,8 litros, mantido a 273 K, foram misturados 4 mols do gás hidrogênio (H_2) e 6 mols do gás oxigênio (O_2) em CNTP. As pressões parciais de H_2 e O_2 , em atm, são, respectivamente:

Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$

- a) 1,0 e 2,0 b) 3,0 e 4,5 c) 0,8 e 1,2 d) 1,0 e 1,5 e) 2,0 e 3,0

3. Qual é a pressão parcial de oxigênio que chega aos pulmões de um indivíduo quando o ar inspirado está sob pressão de 740 mmHg? Admita que o ar contém 20% de oxigênio (O_2), 78% de nitrogênio (N_2) e 2% de argônio (Ar) em mols.

4. Uma mistura de 4,00 g de H_2 gasoso, com uma quantidade desconhecida de He gasoso é mantida nas condições normais de pressão e temperatura. Se uma massa de 10,0 g de H_2 gasoso for adicionada à mistura, mantendo-se as condições de pressão e temperatura constantes, o volume dobra. Calcule a massa em gramas de He gasoso presente na mistura. (Dado: MA: H = 1 e He = 4; constante universal dos gases = 0,082 atm.L/mol.K; volume ocupado por 1 mol de gás nas CNTP = 22,4 L)



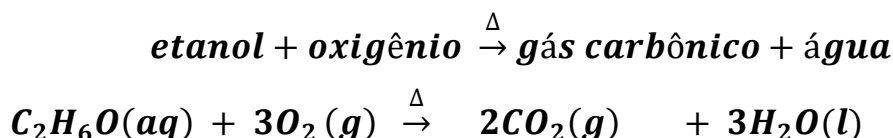
AULA 59

EXEMPLOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

COMBUSTÃO DO ETANOL



Para haver a combustão do etanol (álcool comum), é necessária a presença de oxigênio. Ambas as substâncias se transformam, durante a combustão, em duas novas substâncias: água e gás carbônico (dióxido de carbono).



Essas substâncias são identificadas por meio de suas propriedades, as quais confirmam que as substâncias existentes no estágio final são diferentes das presentes no início da reação. A tabela abaixo apresenta algumas destas propriedades:

	Etanol	Oxigênio	Gás carbônico	Água
Temperatura de Ebulição	78 °C	-183 °C	-78 °C	100 °C
Estado físico a 20 °C	Líquido	Gasoso	Gasoso	Líquido
Densidade a 20 °C	0,79 g/cm ³	0,0013 g/cm ³	0,0018 g/cm ³	1,0 g/cm ³
Cor	Incolor	Incolor	incolor	Incolor

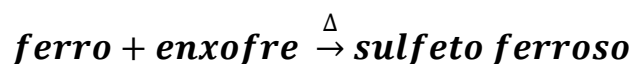
REAÇÃO ENTRE FERRO E ENXOFRE

Se pó de enxofre for adicionado a pó de ferro, obtém-se uma mistura heterogênea, na qual cada um dos componentes mantém suas propriedades. A separação das substâncias pode ser feita com o auxílio de um ímã que atrairá o pó de ferro e deixará o pó de enxofre.

Mas, se essa mistura for aquecida durante alguns minutos, ocorrerá uma reação química na qual o enxofre e o ferro se transformarão em um sólido preto, o sulfeto ferroso.



O sulfeto de ferro é encontrado na natureza na forma do minério pirita.





Determinando as propriedades do sólido formado, é possível identificá-lo como uma substância diferente das inicialmente presentes. A tabela abaixo apresenta algumas destas propriedades:

	Ferro	Enxofre	Sulfeto ferroso
Temperatura de fusão	1538 °C	95 °C	1188 °C
Estado físico a 20 °C	Sólido	Sólido	Sólido
Densidade a 20 °C	7,87 g/cm ³	2,07 g/cm ³	4,74 g/cm ³
Cor	Cinza-metálico	Amarelo	Preto
Magnético?	Sim	Não	Não

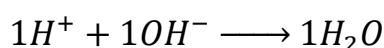
OBTENÇÃO DE SAIS

Quando um ácido e uma base são misturados, ocorre uma reação entre essas duas espécies denominada reação de neutralização e, conseqüentemente, forma-se um sal. Qualquer ácido neutraliza qualquer base e vice-versa.

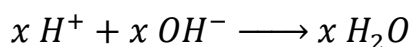
NEUTRALIZAÇÃO TOTAL

Quando misturamos um ácido e uma base, se a quantidade de íons H^+ provenientes do ácido for igual à quantidade de íons OH^- provenientes da base, ocorre a formação de H_2O , consumindo todos os íons H^+ e OH^- .

Esse fenômeno pode ser representado pela equação:



ou generalizando:

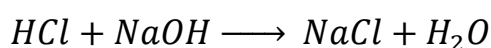
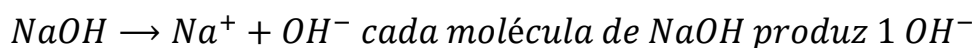
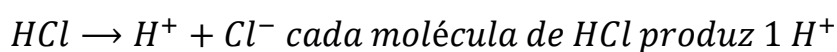


Nesse caso, ocorre a neutralização total.

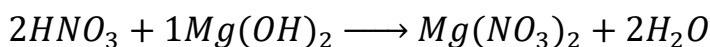
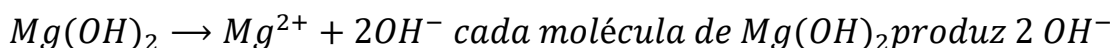
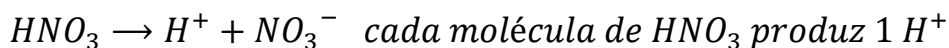
Os ânions provenientes do ácido se combinam com os cátions provenientes da base formando um sal.

Veja, a seguir, alguns exemplos de neutralização total, com a formação dos respectivos sais.

Ácido clorídrico + hidróxido de sódio



Ácido nítrico + hidróxido de magnésio



Assim, em toda reação de neutralização total ocorre a formação de um sal normal ou neutro.

NEUTRALIZAÇÃO PARCIAL

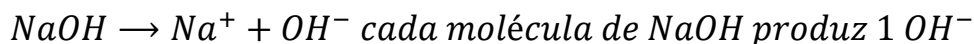
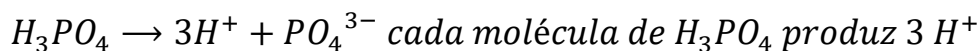
Quando um ácido e uma base são misturados em quantidades diferentes daquelas que levarão a uma neutralização total, ocorre uma neutralização parcial do ácido ou da base.

Nessas reações, as quantidades de ácido e base são predeterminadas.

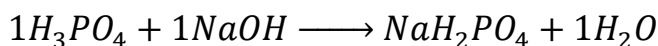
Neutralização parcial do ácido: ácido fosfórico + hidróxido de sódio



Foi estipulado, nesse caso, que a reação deverá ocorrer entre uma molécula do ácido e uma fórmula da base e que a proporção (1:1) deve ser respeitada. Logo, temos que:

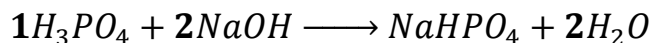


Cada íon OH^- neutraliza um íon H^+ , teremos a formação de uma molécula de H_2O . O ácido H_3PO_4 não é, então, neutralizado completamente e forma-se o ânion $H_2PO_4^-$:



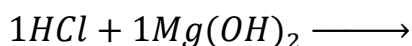
Dessa reação de neutralização parcial do ácido resultou o sal fosfato diácido de sódio ou di-hidrogeno-fosfato de sódio (NaH_2PO_4).

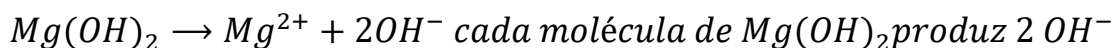
Agora na proporção 1:2, entre o ácido e a base:



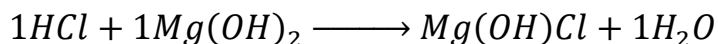
O sal formado nesse tipo de neutralização é classificado como sal ácido ou hidrogenossal e seu nome é fosfato (mono)ácido de sódio ou (mono)hidrogenofosfato de sódio.

Neutralização parcial da base: ácido clorídrico + hidróxido de magnésio





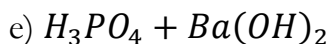
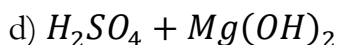
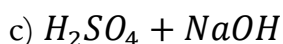
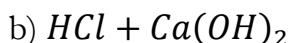
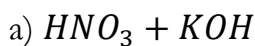
Como cada íon H^+ neutraliza um íon OH^- , teremos a formação de uma molécula de H_2O . A base $[Mg(OH)_2]$ não é neutralizada completamente e forma-se o cátion $[Mg^{2+}(OH)^-]$ ou $[Mg(OH)]^+$.



Dessa reação de neutralização parcial da base resultou o sal cloreto (mono)básico de magnésio ou (mono)hidroxicloreto de magnésio $[Mg(OH)Cl]$; o sal formado nesse tipo de neutralização é classificado como sal básico ou hidróxissal.

ATIVIDADES

1. Equacione as reações de neutralização total a seguir e dê o nome dos sais formados.



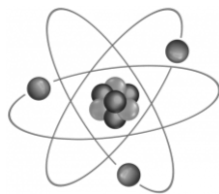
2. As soluções sulfato ferroso $FeSO_4$ e ácido fosfórico H_3PO_4 são utilizadas para combater a falta de apetite inapetência principalmente em crianças.

a) o sulfato ferroso pode ser obtido através de uma reação entre um ácido e uma base. Escreva a equação entre o ácido e a base que origina este sal.

b) escreva a fórmula estrutural do ácido fosfórico.

3. Uma das técnicas forenses para obter as impressões digitais é baseada na reação entre o sal do suor ($NaCl$), presente na impressão digital, com solução aquosa diluída de um reagente específico. Uma digital deixada, por exemplo, em um pedaço de madeira deve ser submetida a esta reação, e depois de secar em uma câmara escura, é exposta à luz solar. Considere soluções aquosas diluídas de $AgNO_3$ e de KNO_3 .

Qual destas duas soluções produziria um registro fotográfico de impressão digital ao reagir com o sal do suor, nas condições descritas? Justifique sua resposta descrevendo as reações químicas.



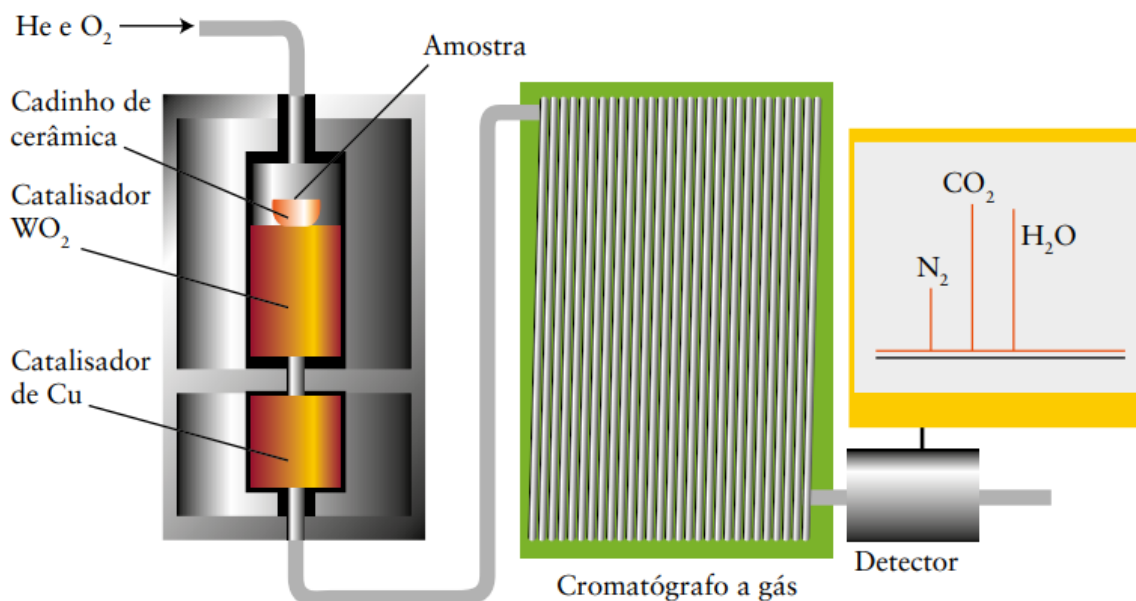
AULA 63

A ANÁLISE POR COMBUSTÃO



presentaremos como um “algo mais” os cálculos estequiométricos de uma técnica utilizada nos laboratórios químicos modernos para a determinação das fórmulas empíricas pela análise por combustão.

Queima-se a amostra em um tubo por onde passa um fluxo abundante de oxigênio (figura a seguir). O excesso de oxigênio assegura que o reagente limitante é a amostra. Todo o hidrogênio do composto converte-se em água e todo o carbono converte-se em dióxido de carbono. Na versão moderna da técnica, os gases produzidos são separados por cromatografia e suas quantidades relativas são determinadas pela medida da condutividade térmica (a capacidade de conduzir calor) dos gases que saem do aparelho.



Equipamento usado para a análise por combustão. Uma mistura oxigênio-hélio passa sobre o cadinho de cerâmica que contém a amostra, que é oxidada. Os gases produzidos passam por dois filtros. O catalisador WO_3 garante que todo CO eventualmente produzido seja oxidado a CO_2 . O cobre remove o excesso de oxigênio. As massas de nitrogênio, dióxido de carbono e água produzidas são obtidas pela separação dos gases e pela medida de suas condutividades térmicas.

Sob excesso de oxigênio, cada átomo de carbono do composto transforma-se em uma molécula de dióxido de carbono. Portanto,

1 mol de C na amostra _____ 1 mol de CO_2 como produto

ou, simplesmente,

$$1 \text{ mol de C} \text{ ————— } 1 \text{ mol de CO}_2$$

Por isso, ao medir a massa de dióxido de carbono produzida e converter em mols, obtém-se o número de mols de átomos C da amostra original.

De maneira semelhante, cada átomo de hidrogênio do composto contribui, sob excesso de oxigênio, para a formação de uma molécula de água durante a combustão.

$$2 \text{ mol de H na amostra} \text{ ————— } 1 \text{ mol de H}_2\text{O como produto}$$

ou, simplesmente,

$$2 \text{ mols de H} \text{ ————— } 1 \text{ mol de H}_2\text{O}.$$

Por isso, conhecendo-se a massa de água produzida quando o composto queima sob excesso de oxigênio, obtém-se a quantidade de átomos de H (em mols) da amostra original.

Muitos compostos orgânicos também contêm oxigênio. Se o composto só contém carbono, hidrogênio e oxigênio, é possível calcular a massa de oxigênio inicialmente presente ao subtrair as massas de carbono e hidrogênio da massa original da amostra. A massa de oxigênio pode ser convertida em quantidade de átomos de O (em mols) usando a massa molar dos átomos de oxigênio ($16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

DETERMINAÇÃO DE UMA FÓRMULA EMPÍRICA PELA ANÁLISE POR COMBUSTÃO

Se você se especializar em química orgânica, as chances são altas de que você precisará usar a análise por combustão em seu trabalho. Vamos supor que você analisou, por combustão, $1,621 \text{ g}$ de um composto recém-sintetizado, do qual se sabia que continha somente C, H e O. As massas de água e dióxido de carbono produzidas foram $1,902 \text{ g}$ e $3,095 \text{ g}$, respectivamente. Qual é a fórmula empírica do composto?

Usando as relações estequiométricas dadas anteriormente para encontrar as quantidades de átomos de carbono e hidrogênio da amostra, é possível convertê-las de mols para massas. A massa de oxigênio na amostra é obtida pela subtração das massas de carbono e de hidrogênio da massa original da amostra. A diferença de massa é devida ao oxigênio e precisa ser convertida no número de mols de átomos de O. Por fim, os números relativos de átomos são expressos como uma fórmula empírica.

As massas molares de que você precisa são

$$\text{C: } 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \text{CO}_2: 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \text{H: } 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \text{H}_2\text{O: } 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A razão molar para a produção de

$$\text{CO}_2 \text{ é } 1 \text{ mol de C} \text{ — — — — } 1 \text{ mol de CO}_2$$

E, para a produção de H_2O , é:

$$1 \text{ mol de H}_2\text{O} \text{ — — — — } 2 \text{ mols de H}.$$

Converta a massa de CO_2 produzida em quantidade de C na amostra:

$$n(C) = \frac{m}{M} = \frac{3,095 \text{ g}}{44,0 \text{ g (mol CO}_2\text{)}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$n_C = 0,0703 \dots \text{ mol de C}$$

Calcule a massa de carbono na amostra a partir de $m = nM$:

$$m(C) = \left(\frac{3,095}{44,0} \text{ mol C} \right) \cdot 12,0 \text{ g (mol C)}^{-1} = 0,8446 \dots \text{ g}$$

Converta a massa de H₂O produzida em quantidade de H na amostra.

$$m(H) = \frac{1,902 \text{ g}}{18,0 \text{ g (mol H}_2\text{O)}^{-1}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$m(H) = \frac{1,902 \cdot 2}{18,0} \text{ mol H} = 0,2111 \dots \text{ mol H}$$

Calcule a massa de H na amostra:

$$m(H) = (0,2111 \dots \text{ mol H}) \cdot 1,0 \text{ g (mol H)}^{-1} = 0,2128 \text{ g}$$

Encontre a massa total de C e de H

$$0,8446 \text{ g} + 0,2128 \text{ g} = 1,0574 \text{ g}$$

Calcule a massa de oxigênio da amostra a partir da diferença entre a massa da amostra e a massa total de C e H.

$$m(O) = 1,621 \text{ g} - 1,0574 \text{ g} = 0,564 \text{ g}$$

Converta a massa de oxigênio em quantidade de átomos de O.

$$n(O) = \frac{0,564 \text{ g}}{16,0 \text{ g (mol O)}^{-1}} = 0,0352 \text{ mol O}$$

Escreva a razão das quantidades de cada elemento na amostra. Essa razão é igual ao número relativo de átomos.

$$C:H:O = 0,0703:0,2111:0,0352$$

Divida pelo menor número (0,0352).

$$C:H:O = \frac{0,0703}{0,0352} : \frac{0,2111}{0,0352} : \frac{0,0352}{0,0352}$$

$$C:H:O = 2,0:6,0:1,0$$

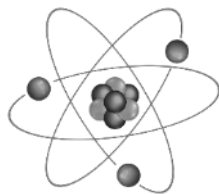
Podemos concluir que a fórmula empírica do novo composto é C_2H_6O .

Em uma análise por combustão, as quantidades de átomos de C, H e O na amostra de um composto e, portanto, sua fórmula empírica, são determinadas a partir das massas de dióxido de carbono e água produzidas quando o composto queima sob excesso de oxigênio.

ATIVIDADES

1. Quando 0,528 g de sacarose (um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio) é queimado, formam-se 0,306 g de água e 0,815 g de dióxido de carbono. Deduza a fórmula empírica da sacarose.

2. Quando 0,236 g de aspirina (um composto de carbono, hidrogênio e oxigênio) é queimado em oxigênio, formam-se 0,519 g de dióxido de carbono e 0,0945 g de água. Deduza a fórmula empírica da aspirina.



AULA 65

REVISÃO – MATÉRIA E MODELOS ATÔMICOS



hegamos ao fim de nossos estudos! Ao longo destes três anos pudemos, com esta ciência chamada Química, contemplar a ordem e a beleza com que Deus criou todo o Universo, desde as partículas subatômicas até as gigantescas galáxias e, talvez, o mais fascinante, a química presente nos seres vivos. Iremos, agora, de forma pontual, fazer uma grande revisão de todo o conteúdo estudado. Nossa proposta aqui é apenas recordar sucintamente e praticar cada um dos temas, mas, toda vez que for necessário, basta revisá-los nas aulas passadas.

A MATÉRIA

A Química estuda a constituição e a transformação da matéria.

Matéria é o princípio de individuação e o ente em potência, que recebe uma forma substancial, tornando-se matéria segunda e sendo capaz de reter as qualidades sensíveis do ente.

A matéria é formada por átomos, mas estes átomos não têm existência substancial isolados, estão agrupados ou ligados em outros átomos formando as estruturas mínimas da matéria.

Para descrever tanto os átomos quanto estas estruturas mínimas, criaram, ao longo dos anos, várias teorias e modelos atômicos.

MODELOS ATÔMICOS

JONH DALTON (1808) – MODELO DAS ESFERAS RÍGIDAS

1. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos.
2. Os átomos de elementos diferentes têm massas diferentes.
3. Um composto utiliza uma combinação específica de átomos de mais de um elemento.



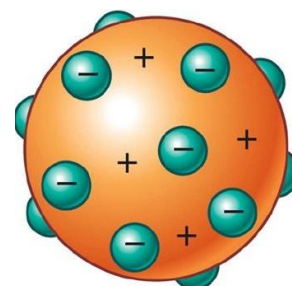
*Modelo atômico da esfera rígida
(bola de bilhar)*

4. Em uma reação química, os átomos não são criados nem destruídos, porém trocam de parceiros para produzir novas substâncias.

THOMSON (1897) – “PUDIM DE PASSAS”

Com a descoberta dos elétrons, Thomson propôs um novo modelo de átomo:

“O átomo é maciço, constituído por um fluido com carga elétrica positiva, no qual estão dispersos os elétrons.”

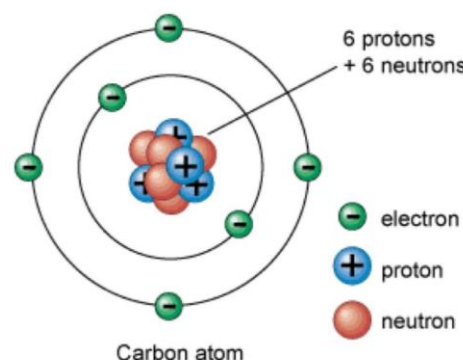


Modelo Pudim de Passas

RUTHERFORD (1911) – MODELO PLANETÁRIO

Com o experimento da lâmina de ouro, Rutherford percebe que há um grande “vazio” entre o núcleo e os elétrons. Assim, propõe que o átomo seria um imenso vazio, no qual o núcleo ocuparia uma pequena parte, enquanto que os elétrons o circundariam numa região negativa chamada de eletrosfera.

Com mais algumas descobertas, chegou no modelo planetário, onde o núcleo é formado por prótons (partículas positivas) e nêutrons (partículas neutras) e a eletrosfera por elétrons (partículas negativas).



Esquema de um átomo de carbono representado pelo modelo atômico de Rutherford, com núcleo composto por prótons e nêutrons.

MODELO ATÔMICO RUTHERFORD-BOHR

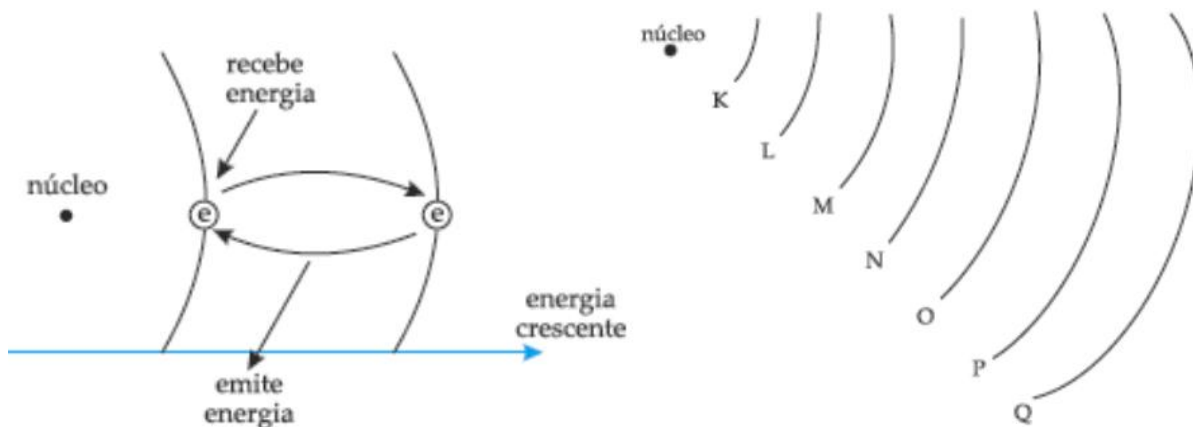
Em 1923, Niels Bohr enunciou os seguintes postulados:

Os elétrons giram em órbitas circulares ao redor no núcleo.

Enquanto estiver girando em uma mesma órbita, o elétron não emite nem absorve energia.

Quando um elétron recebe energia de uma fonte externa, salta para uma órbita mais externa (mais energética). Quando retorna à sua órbita original, libera a energia recebida na forma de onda eletromagnética.

Essas órbitas, que são conteúdos energéticos definidos para os elétrons, foram denominadas de níveis ou camadas de energia. São conhecidos 7 níveis ou camadas de energia designadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q.



MODELO ATÔMICO ATUAL E DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA

Em 1927, Schrödinger descreve o movimento do elétron ao redor do núcleo, por meio de uma equação matemática que relaciona a energia, a carga e a massa do elétron. Os valores numéricos encontrados na solução da equação foram denominados de números quânticos. Portanto, o elétron é caracterizado pela sua quantidade de energia, energia essa associada aos números quânticos.

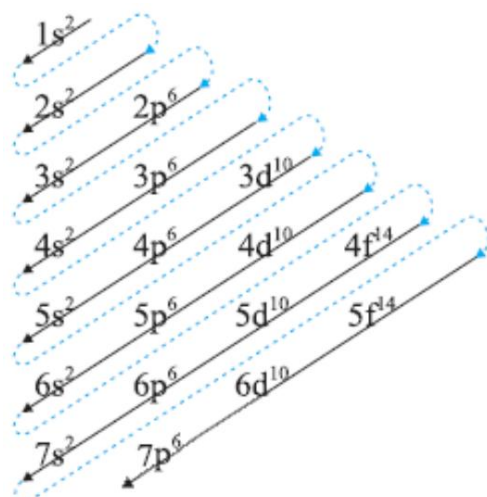
Número quântico principal (n) => nível de energia

n	1	2	3	4	5	6	7
Nível	K	L	M	N	O	P	Q
nº máximo de e^-	2	8	18	32	32	18	8

Número quântico secundário (l) => subnível de energia

l	0	1	2	3
subnível	s	p	d	f
nº máximo de e^-	2	6	10	14

Distribuição eletrônica: diagrama de Linus Pauling



ATIVIDADES

1. Descreva cada um dos modelos atômicos.
2. Considerando o autor e a ideia, associe a 1ª coluna à 2ª:

a) Dalton	() Modelo atômico planetário
b) Rutherford	() Átomo indivisível
c) Thomson	() Modelo atômico do "pudim de passas"
3. Thomson determinou, pela primeira vez, a relação entre a massa e a carga do elétron, o que pode ser considerado como a descoberta do elétron. É reconhecida como uma contribuição de Thomson ao modelo atômico:
 - a) O átomo ser indivisível.
 - b) A existência de partículas subatômicas.
 - c) Os elétrons ocuparem níveis discretos de energia.
 - d) Os elétrons girarem em órbitas circulares ao redor do núcleo.
 - e) O átomo possuir um núcleo com carga positiva e uma eletrosfera.
4. Considerando a experiência de Rutherford, assinale a alternativa falsa:
 - a) A experiência constitui em bombardear películas metálicas delgadas com partículas alfa.
 - b) Algumas partículas alfa foram desviadas do seu trajeto devido à repulsão exercida pelo núcleo positivo do metal.
 - c) Observando o espectro de difração das partículas alfa, Rutherford concluiu que o átomo tem densidade uniforme.
 - d) Essa experiência permitiu descobrir o núcleo atômico e seu tamanho relativo.
 - e) Rutherford sabia antecipadamente que as partículas alfa eram carregadas positivamente.
5. Ao longo da história da ciência, diversos modelos atômicos foram propostos até chegarmos ao modelo atual. Com relação ao modelo atômico de Rutherford, podemos afirmar que:
 - () Foi baseado em experimentos com eletrólise de soluções de sais de ouro.
 - () É um modelo nuclear que mostra o fato de a matéria ter sua massa concentrada em um pequeno núcleo.
 - () É um modelo que apresenta a matéria como sendo constituída por elétrons (partículas de carga negativa) em contato direto com prótons (partículas de carga positiva).
 - () Não dá nenhuma informação sobre a existência de nêutrons.
 - () Foi deduzido a partir de experimentos de bombardeio de finas lâminas de um metal por partículas alfa.

6. Em fogos de artifício, as diferentes colorações são obtidas quando se adicionam sais e diferentes metais às misturas explosivas. Assim, para que se obtenha a cor azul é utilizado o cobre, enquanto que para a cor vermelha, utiliza-se o estrôncio. A emissão de luz com cor característica para cada elemento deve-se:

a) Aos elétrons destes íons metálicos, que absorvem energia e saltam para níveis mais externos e, ao retornarem para os níveis internos, emitem radiações com coloração característica.

b) Às propriedades radioativas destes átomos metálicos.

c) Aos átomos desses metais que são capazes de decompor a luz natural em um espectro contínuo de luz visível.

d) À baixa eletronegatividade dos átomos metálicos.

e) Aos elevados valores de energia de ionização dos átomos metálicos.

7. O sódio e seus compostos, em determinadas condições, emitem uma luz amarela característica. Explique esse fenômeno em termos de elétrons e níveis (camadas) de energia.

8. Um átomo do elemento sódio Na^+ apresenta a configuração eletrônica $1s^2 2s^2 2p^6$. Assinale a alternativa correta:

a) Os níveis energéticos 1, 2 e 3 estão completos.

b) O número de massa do átomo é igual a 11.

c) O número de elétrons é igual a 8.

d) O número de nêutrons é igual a 11.

e) O número de prótons é igual a 11.

9. A distribuição eletrônica do íon K^+ ($Z = 19$) é:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^2$

e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$

10. Considere as configurações eletrônicas de quatro elementos químicos.

I. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

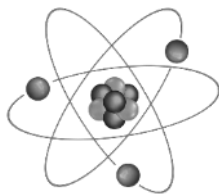
II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

IV. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$

Ao perder elétrons de valência, tornam-se isoeletrônicos de gases nobres:

- a) I e II. b) I e III. c) I e IV. d) II e III. e) II e IV.



AULA 72

AULA FINAL: QUÍMICO POR UM DIA

Parabéns! Você chegou à última aula de Química deste ano letivo!

Com muito esforço, estudo e, pela graça divina, foi possível concluir este trajeto, onde percorremos um terço de tudo o que será visto ao longo do Ensino Médio nesta disciplina.

Vamos recordar os caminhos que percorremos ao longo deste ano e preparar a atividade de apresentação final, de conclusão da disciplina:

CONTEÚDOS APRESENTADOS

- Introdução à Ciência Química - Breve História e Método Científico - Grandezas e unidades; - Como é a Matéria - Elementos Químicos e Substâncias - Misturas e Sistemas - Estados Físicos e suas Mudanças - Diagramas de Mudança de Estado Físico - Processos de Separação de Misturas - Transformações da Matéria - Modelos Atômicos - Características dos Átomos - Semelhança de Composição - Distribuição de Linus Pauling - Tabela Periódica - Camada de Valência e Tabela Periódica - Propriedades Periódicas - Interações Atômicas - Ligação Químicas	- Alotropia - Teoria Quântica Moderna - Forma e Estrutura das Moléculas - Geometria e Eletronegatividade - Polaridade das Moléculas - Ligações Intermoleculares - Estrutura dos Líquidos - Estrutura dos Sólidos - Funções Inorgânicas - Os Óxidos e o Ambiente - Química no Cotidiano - Leis Ponderais - Reações Químicas - Classificação das Reações Químicas - Relação de Massa - Gases e suas Transformações - Quantidade de Matéria e Equação de Estado - Mistura de Gases
---	---

- Difusão e Efusão dos Gases - Estequiometria	- Exemplos de Química Aplicada
--	--------------------------------

Uma vez recordados os temas aprendidos, nesta aula será a sua vez de ensinar!

Escolha um ou dois temas dos listados acima e, seguindo as orientações abaixo, elabore **um plano de aula e realize a sua apresentação**.

Educador: se o contexto for coletivo, pode ser feita uma feira de ciências e os assuntos podem ser divididos entre os alunos. Também pode ser voltada apenas para experimentos, se o ambiente permitir.

ELABORANDO O PLANO DE AULA

1º) Escolha o tema e recorde a teoria, exercícios e exemplos que se relacionam com este tema.

2º) Reflita sobre experimentos, partes práticas ou exemplos interessantes que possam ilustrar o que ensinará.

3º) Escolha o meio de apresentação:

- Cartaz com imagens.
- Lousa.
- Apresentação de Slides.
- Vídeo com gravações e fotos.

4º) Prepare a apresentação, separe os materiais necessários e treine com seus colegas ou familiares.



5º) Apresente aos seus amigos e familiares o que escolheu e, se possível, grave a sua apresentação para registrar a cada ano o seu desenvolvimento.

ORIENTAÇÕES PARA A APRESENTAÇÃO

Prepare-se e estude o tema

Conhecer o assunto, ensaiar e preparar o conteúdo visual é muito importante para fazer uma boa apresentação. Separar com antecedência os materiais necessários, sem deixar para a véspera da apresentação, ajudará a ter calma e tranquilidade na hora, sem precisar correr atrás de tudo e esquecer algo para trás.

Clareza e simplicidade

A estruturação lógica das ideias, linguagem direta e precisa, e eliminação de detalhes supérfluos ajudarão a ensinar de modo coerente, sem causar dispersão nos ouvintes. É melhor uma apresentação simples e clara do que algo muito rebuscado em que você desconhece o assunto.

Comunicação

É importante, ao ensinar, manter contato visual com as pessoas, o máximo possível. Gesticular para enfatizar informações, evitar movimentos repetitivos, e não cruzar os braços, falando com um ritmo adequado, sem falar muito rápido, e evitar ruídos de pausa e palavras coloquiais (né... é... daí... então...).

A postura deve ser adequada, em pé, sem cruzar os braços, e não se mova de forma inquieta e repetitiva.



O material de apoio

Os materiais de apoio não devem prendê-lo, mas devem ser usados para enfatizar pontos principais, para recordar palavras-chave em caso de esquecimento ou nervosismo.

Exemplo de apresentação na lousa e de cartaz:

Apresentação com slides:



Tempo

Se houver um tempo para cada apresentação, fique atento e não extrapole! A organização é muito útil para conseguir falar tudo o que for necessário dentro do tempo pedido.

Início e conclusão

Antes de iniciar o ensino, apresente-se, diga em que ano está, o objetivo do trabalho e o tema sobre o qual explanará.

Para concluir, agradeça aos ouvintes e tire as dúvidas de quem apresentá-las, caso alguém as apresente.

Antes do dia de apresentar qualquer coisa, é importante estar descansado e alimentado, e peça ao Espírito Santo que o ilumine para que faça uma boa apresentação, para maior honra e glória de Deus, honrando-O com o seu trabalho, que é estudar.

QUÍMICO POR UM DIA

Agora que já se preparou, escolheu o tema e elaborou a apresentação, combine com o educador como será feito o ensino que denominamos “Químico por um dia”. Em caso de feira do conhecimento, fica a critério da Instituição a nomeação da atividade.





Nossa Senhora Auxiliadora, rogai por nós!

Santíssima Virgem Maria a quem Deus constituiu
Auxiliadora dos Cristãos,
nós vos escolhemos como Senhora e
Protetora desta casa.

Dignai-vos mostrar aqui Vosso auxílio poderoso.

Preservai esta casa de todo perigo: do incêndio, da
inundação, do raio, das tempestades,
dos ladrões, dos malfeitores, da guerra e de todas as
outras calamidades que conheceis.

Abençoi, protegei, defendei, guardai como coisa vossa
as pessoas que vivem nesta casa.

Sobretudo concedei-lhes a graça mais importante,
a de viverem sempre na amizade de Deus,
evitando o pecado.

Dai-lhes a fé que tivestes na Palavra de Deus,
e o amor que nutristes para com Vosso Filho Jesus e
para com todos aqueles pelos quais
Ele morreu na Cruz.

Maria, Auxílio dos Cristãos, rogai por todos que
moram nesta casa que Vos foi consagrada.

Amém.