

Secretaria de Estado de Educação do Estado de Minas Gerais

SEE-MG

Professor de Educação Básica – PEB – Nível I Grau A - Química

Edital SEE Nº. 07/2017, de 27 de dezembro de 2017

DZ149-2017

DADOS DA OBRA

Título da obra: Secretaria de Estado de Educação do Estado de Minas Gerais - SEE-MG

Cargo: Professor de Educação Básica – PEB – Nível I Grau A - Química

(Baseado no Edital SEE Nº. 07/2017, de 27 de dezembro de 2017)

- Conhecimentos Específicos

Gestão de Conteúdos

Emanuela Amaral de Souza

Diagramação

Elaine Cristina

Igor de Oliveira

Camila Lopes

Produção Editorial

Suelen Domenica Pereira

Capa

Joel Ferreira dos Santos

Editoração Eletrônica

Marlene Moreno

SUMÁRIO

Conhecimentos Específicos

I - MATÉRIA E ENERGIA: conceituação, estados físicos e suas transformações; densidade; substâncias puras e misturas, simples e compostas; obtenção de substâncias puras a partir de misturas; fenômenos físicos e químicos; leis ponderais das reações químicas: lei de Lavoisier e lei de Proust.....	01
II - ESTRUTURA ATÔMICA: modelo atômico de Dalton; natureza elétrica da matéria; modelo atômico de Rutherford; modelo atômico de Bohr;.....	16
III - CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA: histórico; tabela atual; períodos e colunas; metais, ametais, gases nobres e artificiais; elementos representativos, de transição: localização; propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos;.....	27
IV - LIGAÇÕES QUÍMICAS: ligação iônica, covalente e metálica; alotropia; polaridade de ligações e de moléculas; geometria molecular; forças intermoleculares; propriedades dos metais e dos ametais.	33
V - FUNÇÕES INORGÂNICAS: ácidos: conceito de Arrhenius, classificação, propriedades, solubilidade em água, condutibilidade elétrica, outras; bases: conceito, classificação, propriedades, solubilidade; Sais: conceito, classificação, propriedades, solubilidade; Óxidos: conceito, classificação, propriedades, solubilidade; Hidretos: conceito, classificação, propriedades, solubilidade.	41
VI - REAÇÕES QUÍMICAS: Aspectos qualitativos e quantitativos: Classificação e reconhecimento; Condições em que ocorra reação de deslocamento e de dupla troca;.....	66
VII - GRANDEZAS QUÍMICAS E SUAS UNIDADES: Massas: atômica e molecular; número de avogadro; Mol: conceito, cálculos; Fórmulas: molecular, mínima, percentual e suas interconversões.	69
VIII - COMPORTAMENTO DOS GASES: Leis dos gases; equação geral dos gases; volume molar dos gases; equação de estado dos gases; misturas gasosas; densidade dos gases.	70
IX - CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: Lei de Lavoisier e de Proust e suas consequências; Lei volumétrica de Gay-Lussac	78.
X - SOLUÇÕES: conceito, solubilidade, coeficiente de solubilidade; concentração: g/L, mol/L, %em massa, %massa/volume, %volume/volume, interconversão de concentrações; diluição, mistura de soluções, titulação.....	81
XI - PROPRIEDADES COLIGATIVAS: conceito; pressão de vapor de um líquido; pressão de vapor de uma solução; pressão de vapor de soluções de concentrações diferentes; ebulioscopia, tonoscopia e osmoscopia.....	90
XII - ELETROQUÍMICA: oxidação e redução; número de oxidação, balanceamento pelo método de oxiredução, oxidantes e redutores; reações espontâneas de oxi-redução; pilhas; potencial de redução e diferença de potencial, aplicações da tabela de potenciais de redução; Reações não espontâneas (eletrolise); Aplicações, estequiometria de eletrolise; Metalurgia e potenciais de redução.....	92
XIII - TERMOQUÍMICA: conceito: entalpia, equações termoquímicas e fatores que influem na variação de entalpia; estado padrão; Entalpia de formação, de combustão, de dissolução, Lei de Hess, energia de ligação. XIV - CINÉTICA QUÍMICA: conceito, colisões eficazes, leis de velocidades, fatores que afetam a velocidade de reação, interpretação de gráficos.	113
XIV - CINÉTICA QUÍMICA: conceito, colisões eficazes, leis de velocidades, fatores que afetam a velocidade de reação, interpretação de gráficos.....	121
XV - EQUILÍBRIO QUÍMICO: conceito, expressão matemática da constante de equilíbrio em função das concentrações e em função das pressões parciais; deslocamento de equilíbrio; aplicação em soluções de eletrólitos; equilíbrio iônico da água; pH e pOH, indicadores ácido-base; hidrólise salina; solubilidade e produto de solubilidade.....	128
XVI - RADIOATIVIDADE: conceito; fusão e fissão nuclear; emissões alfa, beta e gama;.....	145
XVII - INTRODUÇÃO À QUÍMICA ORGÂNICA: conceito, cadeias e fórmulas estruturais, compostos aromáticos, classificação de cadeias carbônicas e de carbonos, tipos de orbitais híbridos, geometria molecular e ângulo de ligação.	151
XVIII - COMPOSTOS ORGÂNICOS: petróleo, carvão mineral; hidrocarbonetos, álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, haletos, fenóis, éteres, ésteres, aminas e amidas; classificação e propriedade.	151
XIX - ISOMERIA: plana e espacial geométrica.....	151
XX - REAÇÕES ORGÂNICAS: adição, substituição, oxidação; aminoácidos, proteínas, óleos, gorduras; sabões e detergentes; polímeros.....	151

CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS

Professor de Educação Básica – PEB – Nível I – Grau A: Química

I - MATÉRIA E ENERGIA: conceituação, estados físicos e suas transformações; densidade; substâncias puras e misturas, simples e compostas; obtenção de substâncias puras a partir de misturas; fenômenos físicos e químicos; leis ponderais das reações químicas: lei de Lavoisier e lei de Proust.....	01
II - ESTRUTURA ATÔMICA: modelo atômico de Dalton; natureza elétrica da matéria; modelo atômico de Rutherford; modelo atômico de Bohr;.....	16
III - CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA: histórico; tabela atual; períodos e colunas; metais, ametais, gases nobres e artificiais; elementos representativos, de transição: localização; propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos;.....	27
IV - LIGAÇÕES QUÍMICAS: ligação iônica, covalente e metálica; alotropia; polaridade de ligações e de moléculas; geometria molecular; forças intermoleculares; propriedades dos metais e dos ametais.....	33
V - FUNÇÕES INORGÂNICAS: ácidos: conceito de Arrhenius, classificação, propriedades, solubilidade em água, condutibilidade elétrica, outras; bases: conceito, classificação, propriedades, solubilidade; Sais: conceito, classificação, propriedades, solubilidade; Óxidos: conceito, classificação, propriedades, solubilidade; Hidretos: conceito, classificação, propriedades, solubilidade.	41
VI - REAÇÕES QUÍMICAS: Aspectos qualitativos e quantitativos: Classificação e reconhecimento; Condições em que ocorra reação de deslocamento e de dupla troca;.....	66
VII - GRANDEZAS QUÍMICAS E SUAS UNIDADES: Massas: atômica e molecular; número de avogadro; Mol: conceito, cálculos; Fórmulas: molecular, mínima, percentual e suas interconversões.	69
VIII - COMPORTAMENTO DOS GASES: Leis dos gases; equação geral dos gases; volume molar dos gases; equação de estado dos gases; misturas gasosas; densidade dos gases.	70
IX - CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: Lei de Lavoisier e de Proust e suas consequências; Lei volumétrica de Gay-Lussac	78.
X - SOLUÇÕES: conceito, solubilidade, coeficiente de solubilidade; concentração: g/L, mol/L, %em massa, %massa/volume, %volume/volume, interconversão de concentrações; diluição, mistura de soluções, titulação.....	81
XI - PROPRIEDADES COLIGATIVAS: conceito; pressão de vapor de um líquido; pressão de vapor de uma solução; pressão de vapor de soluções de concentrações diferentes; ebulioscopia, tonoscopia e osmoscopia.....	90
XII - ELETROQUÍMICA: oxidação e redução; número de oxidação, balanceamento pelo método de oxiredução, oxidantes e redutores; reações espontâneas de oxi-redução; pilhas; potencial de redução e diferença de potencial, aplicações da tabela de potenciais de redução; Reações não espontâneas (eletrólise); Aplicações, estequiometria de eletrólise; Metalurgia e potenciais de redução.....	92
XIII - TERMOQUÍMICA: conceito: entalpia, equações termoquímicas e fatores que influem na variação de entalpia; estado padrão; Entalpia de formação, de combustão, de dissolução, Lei de Hess, energia de ligação. XIV - CINÉTICA QUÍMICA: conceito, colisões eficazes, leis de velocidades, fatores que afetam a velocidade de reação, interpretação de gráficos.	113
XIV - CINÉTICA QUÍMICA: conceito, colisões eficazes, leis de velocidades, fatores que afetam a velocidade de reação, interpretação de gráficos.....	121
XV - EQUILÍBRIO QUÍMICO: conceito, expressão matemática da constante de equilíbrio em função das concentrações e em função das pressões parciais; deslocamento de equilíbrio; aplicação em soluções de eletrólitos; equilíbrio iônico da água; pH e pOH, indicadores ácido-base; hidrólise salina; solubilidade e produto de solubilidade.....	128
XVI - RADIOATIVIDADE: conceito; fusão e fissão nuclear; emissões alfa, beta e gama;.....	145
XVII - INTRODUÇÃO À QUÍMICA ORGÂNICA: conceito, cadeias e fórmulas estruturais, compostos aromáticos, classificação de cadeias carbônicas e de carbonos, tipos de orbitais híbridos, geometria molecular e ângulo de ligação.	151
XVIII - COMPOSTOS ORGÂNICOS: petróleo, carvão mineral; hidrocarbonetos, álcoois, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, haletos, fenóis, éteres, ésteres, aminas e amidas; classificação e propriedade.	151
XIX - ISOMERIA: plana e espacial geométrica.....	151
XX - REAÇÕES ORGÂNICAS: adição, substituição, oxidação; aminoácidos, proteínas, óleos, gorduras; sabões e detergentes; polímeros.....	151

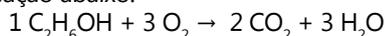
I - MATÉRIA E ENERGIA: conceituação, estados físicos e suas transformações; densidade; substâncias puras e misturas, simples e compostas; obtenção de substâncias puras a partir de misturas; fenômenos físicos e químicos; leis ponderais das reações químicas: lei de Lavoisier e lei de Proust.

A Química estuda os materiais, as transformações que eles podem sofrer e a energia envolvida nesses processos. Isso é importante por diversos motivos, dentre eles está o fato de que estudando os materiais, podem-se conhecer as suas propriedades e assim estabelecer um uso apropriado para eles.

As propriedades das substâncias podem ser classificadas de acordo com vários critérios, mas conheça a seguir os principais:

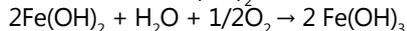
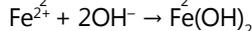
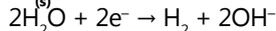
Propriedades Químicas: Referem-se àquelas que, quando são coletadas e analisadas, alteram a composição química da matéria, ou seja, referem-se a uma capacidade que uma substância tem de transformar-se em outra por meio de reações químicas.

Por exemplo, a **combustibilidade** é uma propriedade química, pois a água não tem essa propriedade, enquanto o álcool (etanol) tem. Quando o álcool queima, ele converte-se em outras substâncias (gás carbônico e água), como mostra a reação abaixo:



Outro exemplo é o enferrujamento do prego, que, em termos simples, é uma reação de oxidação do ferro, quando exposto ao ar úmido (oxigênio (O_2) e água (H_2O)), formando o óxido de ferro (III) mono-hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), que é um composto que possui coloração castanho-avermelhada, isto é, a ferrugem que conhecemos.

As reações envolvidas nesse processo são mostradas abaixo:



A propriedade química que o ferro tem, nesse caso, é de se **oxidar**.

Outros exemplos de propriedades químicas são: **explosão, poder de corrosão e efervescência**.

Propriedades Físicas: São aquelas que podem ser coletadas e analisadas sem que a composição química da matéria mude, ou seja, resultam em fenômenos físicos e não químicos.

Por exemplo, se pegamos uma amostra de água de determinada massa, nós não mudamos a sua constituição, por isso a **massa** é uma propriedade física. Outro exemplo é a propriedade que a água tem de se evaporar, ela passa do estado líquido para o de vapor, mas continua com a mesma composição química. Assim, o **ponto de ebulição** é uma propriedade física.

Outros exemplos são: **volume, densidade, estado físico (sólido, líquido e gasoso), ponto de fusão, temperatura, cor e dureza**.

Entre essas propriedades físicas, citamos algumas que são também definidas como **propriedades organolépticas**, que são aquelas que podemos reconhecer com os órgãos dos sentidos (visão, tato, olfato e paladar), tais como o **estado físico, a cor, o odor, a transparência e o brilho**.

Além das propriedades organolépticas, as propriedades físicas também podem se subdividir em **gerais ou específicas** e em **intensivas ou extensivas**. Você pode ver detalhes sobre cada uma delas nos textos abaixo:

**Propriedades Gerais e Específicas;
Propriedades intensivas e extensivas.**

Se alguém lhe pedisse para buscar uma pessoa que você não conhece no aeroporto, o que você lhe perguntaria? Provavelmente gostaria de saber algumas características sobre determinada pessoa, tais como altura, cor da pele, cor dos olhos, a roupa que estará vestindo e assim por diante. Essas características são importantes para chegar até a pessoa.

No entanto, é bem verdade que essas são características que podem se repetir. Por exemplo, muitas pessoas têm 1,60 m de altura, são morenas, têm os olhos castanhos e podem usar uma camiseta vermelha no mesmo dia. Esses são exemplos de características gerais, que não servem para identificar determinada pessoa sem a chance de erro.

Por outro lado, quando se precisa de uma identificação mais precisa, existem algumas características que são específicas da pessoa, como a digital, uma vez que cada pessoa possui a sua. Tanto que o governo utiliza disso por meio de vários sistemas de identificação, como no caso da cédula de identidade, no registro de nascimento, no CPF (Cadastro de Pessoa Física), entre outros.

Algo similar ocorre ao se trabalhar na identificação das substâncias químicas. Existem propriedades físicas dos materiais que são gerais, enquanto outras são específicas.

As **propriedades gerais são aquelas que podem se repetir para substâncias diferentes, que não são exclusivas de um único material**. Já as **propriedades específicas são exclusivas e particulares de cada material puro, podendo ser usadas para identificá-los**.

Por exemplo, digamos que temos um material que não sabemos a composição. Observe as seguintes propriedades que foram determinadas para ele:

Incolor;

Líquido nas condições ambientes;

Inodoro;

Amostra de massa igual a 36 g;

Amostra com volume de 36 mL;

Temperatura igual a 25°C nas condições ambientes;

Ponto de ebulição igual a 100°C a 1 atm e 25°C;

Ponto de fusão igual a 0°C a 1 atm e 25°C;

Densidade igual a 1,0 g/cm³ a 1 atm e 25°C;

Calor específico de 1 cal/g . °C.

Observe que as **propriedades citadas nos números de 1 a 6 são todas propriedades gerais**, pois elas não servem para identificarmos de que substância se trata. Por exemplo, o etanol e a água são compostos de constituição totalmente diferentes, mas ambos são líquidos e incolores. Além disso, a cor, o volume, a massa e a temperatura podem se repetir para inúmeros materiais.

CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS

Professor de Educação Básica – PEB – Nível I – Grau A: Química

Já as propriedades apresentadas nos números de 7 a 10 são todas propriedades específicas. Com elas, nós podemos chegar à conclusão de que o líquido estudado é a água pura. Por exemplo, a densidade da água é exatamente $1,0 \text{ g/cm}^3$ e não pode ser o etanol, pois a sua densidade é igual a $0,79 \text{ g/cm}^3$. Isso também acontece com as outras propriedades específicas citadas, elas são únicas da água.

Além disso, podemos afirmar que não tem nenhuma outra substância misturada na água, porque os pontos de ebulição e de fusão são valores exatos. No caso de misturas, as mudanças de estados físicos ocorrem não em temperaturas específicas, mas em intervalos de temperatura.

Uma das formas de se classificar as propriedades físicas da matéria, isto é, aquelas propriedades que são analisadas e coletadas de modo que a composição do material continue a mesma, é de acordo com a dependência da massa na amostra.

Existem dois tipos de propriedades nesse caso, as intensivas e as extensivas. As propriedades intensivas são aquelas que não dependem da massa da amostra. Por exemplo, como mostra a imagem mais acima, se temos uma solução e medimos a sua temperatura, independente da sua quantidade, a temperatura será a mesma. Desse modo, temos que a temperatura é uma propriedade intensiva da matéria.

Outros exemplos são os pontos de fusão e de ebulição, independente da quantidade de material, eles permanecerão os mesmos. Como acontece, por exemplo, com a água; não importa se temos 100 g ou 1 kg de água, ao nível do mar, o seu ponto de fusão sempre será 0°C e seu ponto de ebulição sempre será 100°C .

Isso distingue a água dos demais materiais, o que nos mostra que algumas propriedades intensivas podem ser utilizadas para descobrir a constituição de uma substância.

As propriedades extensivas, por outro lado, são aquelas que dependem da massa da amostra. O volume é um exemplo, podemos ver isso comparando 1 saco de 2 kg de açúcar com 1 um saco de 5 kg. É óbvio que o que possui maior massa ocupa um espaço maior.

Existem também algumas propriedades intensivas que são derivadas de propriedades extensivas, como é o caso da densidade (densidade = massa/volume). A densidade é uma propriedade intensiva, pois não depende da variação da massa. Por exemplo, um cubo de gelo tem densidade igual a $0,92 \text{ g/cm}^3$. A densidade de um iceberg é a mesma. É por isso que tanto um cubo de gelo quanto um iceberg flutuam na água, que possui densidade maior ($1,0 \text{ g/cm}^3$).

A massa e o volume, conforme já dito, são propriedades extensivas, mas a densidade é intensiva porque à medida que a massa diminui, o volume também diminui e, portanto, a relação m/v permanece constante, isto é, a densidade permanece a mesma independente da amostra.

A densidade é outra propriedade intensiva que pode ser usada para distinguir uma substância da outra.

Fonte: <http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/propriedades-intensivas-extensivas.htm>

Misturas são formadas por duas ou mais substâncias, elas podem se classificar em Misturas homogêneas ou heterogêneas.

Misturas homogêneas: são as que apresentam uma única fase. Apresentam aspecto uniforme que não nos permite a separação visual dos componentes. Exemplo: mistura de água e álcool.

Misturas heterogêneas: apresentam mais de uma fase. Esse tipo de mistura nos permite visualizar cada componente individual. Exemplo: mistura de água e óleo. É fácil perceber a presença de duas fases, pois a água se separa completamente do óleo - sendo assim, a mistura se torna heterogênea porque vemos nela duas fases.

Algumas misturas nos parecem homogêneas se visualizadas a olho nu, mas uma investigação criteriosa (com auxílio de microscópio) nos permite verificar que se trata de misturas heterogêneas. Vejamos alguns exemplos:

1. O leite é uma mistura homogênea ou heterogênea? Se observamos a olho nu, ficaremos com a primeira opção: homogênea, mas com o auxílio de um microscópio é possível perceber gotículas de gordura em suspensão.

Para provar que o leite é uma mistura heterogênea basta aquecê-lo. Este procedimento permite que as partículas de gordura se unam em forma de uma nata, neste momento forma-se duas fases na mistura.

2. O ar que respiramos é uma mistura heterogênea de gases (Nitrogênio, Oxigênio, entre outros) e minúsculas partículas (sujidades) suspensas. Os automóveis juntamente com as indústrias são os principais responsáveis pelo lançamento dessas impurezas. Bom seria se nosso ar não possuísse tais partículas, desta forma estaríamos livres da chamada poluição atmosférica.

Fonte: <http://alunosonline.uol.com.br/quimica/classificacao-das-misturas.html>

A maioria dos materiais encontrados na natureza não é substância pura, ou seja, não é constituída de um único tipo de partículas ou moléculas; mas, na verdade, trata-se de misturas compostas de duas ou mais substâncias diferentes.

Mas a separação dos componentes dessas misturas ou o fracionamento delas (ou ainda sua análise imediata) são importantes para vários aspectos de nossa vida, como para separar os poluentes da água e torná-la própria para consumo, na produção de metais e de componentes especiais que são usados para produzir medicamentos, alimentos, bebidas, produtos de higiene e limpeza; na obtenção do sal de cozinha, na análise dos componentes do sangue nos laboratórios, para separar os componentes do lixo e destiná-los ao tratamento correto ou para reciclagem e assim por diante.

No entanto, visto que as composições variam, para realizar a separação de misturas, é necessário aplicar técnicas ou métodos especiais para cada caso. As técnicas podem ser físicas ou químicas, pois o princípio fundamental é usar as propriedades dos componentes das misturas para separá-las. Essas propriedades podem ser o ponto de fusão, o ponto de ebulição, a solubilidade, a densidade, entre outros.

CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS

Professor de Educação Básica – PEB – Nível I – Grau A: Química

Conhecendo bem essas propriedades, é possível então determinar se será necessário aplicar somente um dos métodos de separação de misturas ou se será preciso aplicar vários.

Conheça agora os principais processos de separação de misturas homogêneas e heterogêneas:

* Catação: Método manual de separação, como quando escolhemos os feijões para cozinhar;

* Ventilação: Arraste por corrente de ar de um dos componentes da mistura que seja bem leve. Exemplos: separação das cascas de grãos de café, cereais e amendoim torrado;

* Levigação: Arraste de sólidos de baixa densidade por meio de correntes de água, permanecendo no recipiente os sólidos de densidade maior. Isso é feito pelos garimpeiros para separar a areia (menos densa) do ouro (mais denso);

* Peneiração ou tamisação: É usada para separar sólidos de diferentes tamanhos, geralmente passando por uma peneira, sendo que os sólidos menores passam por sua malha, sendo separados dos maiores. É muito usada em construções para separar a areia do cascalho e na cozinha quando se quer separar impurezas na farinha de trigo;

Alguns exemplos de métodos de separação de misturas: catação, ventilação, levigação e peneiração

* Extração por solventes: Usa-se algum líquido para extrair um ou mais componentes da mistura. Por exemplo, se adicionarmos uma solução aquosa de cloreto de sódio em uma mistura de gasolina e álcool, agitarmos e depois colocarmos em repouso, veremos que a água separará o etanol da gasolina. Isso se baseia na diferença de polaridade e no tipo de forças intermoleculares.

O etanol possui uma parte polar e outra apolar, sendo que sua parte apolar é atraída pelas moléculas da gasolina, que também são apolares, pela força de dipolo induzido. Mas a sua parte polar, caracterizada pela presença do grupo OH, é atraída pelas moléculas de água, que também são polares, realizando ligações de hidrogênio que são bem mais fortes que as ligações do tipo dipolo induzido.

* Flotação: A flotação consiste em adicionar bolhas de ar em uma suspensão coloidal, que, por sua vez, é classificada como uma mistura formada por partículas suspensas em um líquido, sendo que essas partículas possuem tamanho entre 1 e 1000 nm. Por exemplo, na mineração e extração do cobre a partir da calcopirita (CuFeS_2), esta é pulverizada e combinada com óleo, água e detergente. Depois de injetar ar através da mistura, o sulfeto mineral revestido de óleo é atraído pelas bolhas de ar e é arrastado para a superfície com a espuma. O resíduo não desejado, que é denominado de ganga, deposita-se na parte inferior.

* Filtração: É um método de separação de misturas heterogêneas sólido-líquido ou gases-sólidos que se baseia na passagem da mistura por um filtro. Existem dois tipos de filtração: a comum e a vácuo. A filtração comum é a simples passagem da mistura por um funil com papel de filtro a vácuo onde os sólidos ficam retidos. Já a filtração a vácuo é feita usando-se um funil de Buchner acoplado a um kitassato, que, por sua vez, está acoplado a uma trompa de água que arrasta o ar de dentro do kitassato, causando uma região de pressão baixa. Essa diferença de pressão leva à sucção do líquido da mistura e acelera o processo de filtração.

* Decantação, sedimentação, sifonação e centrifugação: Esses processos baseiam-se em um único princípio: a diferença de densidade entre os componentes da mistura. Eles costumam ser usados em conjunto para separar misturas heterogêneas de dois tipos: líquido + sólido e líquidos imiscíveis.

Esse tipo de separação inicia-se na sedimentação. A mistura é deixada em repouso para que, depois de um tempo, as partículas do sólido em suspensão no líquido ou o líquido mais denso, por ação da gravidade, depositem-se no fundo do recipiente. Esse processo de sedimentação pode ser acelerado pela realização de uma centrifugação, no caso de misturas do tipo líquido + sólido. A mistura é colocada em um tubo de ensaio dentro de uma centrífuga, que rotaciona em alta velocidade e, por inércia, faz com que as partículas de maior densidade depositem-se no fundo do tubo.

A decantação ocorre quando se inclina o recipiente que contém a mistura, derramando em outro recipiente o líquido menos denso, que ficou na parte de cima. Isso pode ser feito também por sifonação, que é a transferência do líquido por meio de um sifão ou uma mangueira plástica, iniciando-se o fluxo por sucção.

Processo de separação de mistura envolvendo sedimentação, decantação e sifonação

* Separação magnética: É a aproximação de um ímã magnético de uma mistura que contém alguma substância que é atraída pelo ímã, como limalhas de ferro, para separá-la dos outros componentes.

Separação magnética de sucatas

* Evaporação: Essa técnica é baseada na diferença de pontos de ebulição entre os componentes da mistura. As misturas homogêneas sólido-líquido, isto é, as soluções químicas verdadeiras, são deixadas em repouso ou aquecidas para que o líquido evapore, permanecendo o sólido que possui o ponto de ebulição muito maior. Essa técnica é usada na obtenção de sal de cozinha a partir da água do mar.

Evaporação de água em salinas para obtenção do sal de cozinha

No entanto, por meio desse método de separação de misturas, um dos componentes é perdido. E se quisermos obter ambos os componentes? Nesse caso, usamos a destilação, explicada a seguir:

* Destilação: É usada para separar cada um dos componentes de misturas sólido-líquido ou líquido-líquido miscíveis. Existem dois tipos: a **destilação simples** e a **destilação fracionada**. A destilação simples é usada principalmente para misturas sólido-líquido e consiste em aquecer a mistura em um balão de fundo redondo acoplado a um condensador. O líquido de menor ponto de ebulição evapora e chega ao condensador, onde retorna ao estado líquido e é coletado em outro recipiente.

Já a destilação fracionada é usada para misturas líquido-líquido miscíveis. A única diferença é que, antes do condensador, há uma coluna de fracionamento, em que há uma barreira, pois esse condensador possui bolinhas ou cacos de vidro ou de porcelana.

CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS

Professor de Educação Básica – PEB – Nível I – Grau A: Química

Assim, somente o líquido que tiver menor ponto de ebulição conseguirá passar pela coluna de fracionamento, enquanto o outro sofrerá condensação e voltará para o balão de destilação.

* Dissolução fracionada: Usada para separar misturas do tipo sólido-sólido em que um dos sólidos mistura-se em determinado solvente e o outro não. Por exemplo, se tivermos uma mistura de sal e areia, podemos adicionar água para que o sal misture-se nela e separe-se da areia. Podem ser usados outros processos depois, como a filtração para separar a areia, a destilação para separar a água e o sal, ou a evaporação para obter somente o sal.

* Fusão fracionada: Método aplicado para separar misturas do tipo sólido-sólido que possuam pontos de fusão diferentes. A mistura é aquecida e um dos sólidos funde-se primeiro.

Fonte: <http://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/separacao-misturas.htm>

ELEMENTOS QUÍMICOS

O átomo é a menor partícula que ainda caracteriza um elemento químico. Ele apresenta um núcleo com carga positiva (Z é a quantidade de prótons e "E" a carga elementar) que apresenta quase toda sua massa (mais que 99,9%) e Z elétrons determinando o seu tamanho. Até fins do século XIX, era considerado a menor porção em que se poderia dividir a matéria. Mas nas duas últimas décadas daquele século, as descobertas do próton e do elétron revelaram o equívoco dessa ideia. Posteriormente, o reconhecimento do nêutron e de outras partículas subatômicas reforçou a necessidade de revisão do conceito de átomo.

Os atomistas na antiga Grécia

Os atomistas, encabeçados por Demócrito e pelo seu professor Leucipo, pensavam que a matéria era constituída por partículas minúsculas e invisíveis, os átomos (A-tomo), "Sem divisão". Achavam eles que se dividíssemos e voltássemos a dividir, alguma vez o processo havia de parar. Para Demócrito, a grande variedade de materiais na natureza provinha dos movimentos dos diferentes tipos de átomos que, ao se chocarem, formavam conjuntos maiores gerando diferentes corpos com características próprias. Algumas ideias de Demócrito sobre os átomos:

- Água: formada por átomos ligeiramente esféricos (a água escoava facilmente).
- Terra: formada por átomos cúbicos (a terra é estável e sólida).
- Ar: formado por átomos em movimento turbilhonantes (o ar se movimentava - ventos).
- Fogo: formado por átomos pontiagudos (o fogo fere).
- Alma: formada pelos átomos mais lisos, mais delicados e mais ativos que existem.
- Respiração: era considerada troca de átomos, em que átomos novos substituem átomos usados.
- Sono: desprendimento de pequeno número de átomos do corpo.
- Coma: desprendimento de médio número de átomos do corpo.
- Morte: desprendimento de todos os átomos do corpo e da alma.

Os fundamentos de Demócrito para os átomos foram tomando corpo com o passar do tempo. Epicuro (341 a.C. - aproximadamente 270 a.C.) complementou suas ideias ao sugerir que haveria um limite para o tamanho dos átomos, justificando assim, a razão de serem invisíveis. Mas, ainda assim, a teoria mais defendida era a de Aristóteles que acreditava que a matéria seria constituída de elementos da natureza como fogo, água, terra e ar que misturados em diferentes proporções, resultariam em propriedades físico-químicas diferentes.

Modelo de Dalton

John Dalton, em 1803, tentando explicar o comportamento dos diversos gases da atmosfera e das misturas gasosas, retomou a hipótese atômica. Assim como Leucipo, Demócrito e Epicuro, Dalton acreditava que a matéria seria constituída por átomos indivisíveis e espaços vazios. Ele imaginou o átomo como uma pequena esfera, com massa definida e propriedades características. Dessa forma, todas as transformações químicas podiam ser explicadas pelo arranjo de átomos. Toda matéria é constituída por átomos. Esses são as menores partículas que a constituem; são indivisíveis e indestrutíveis, e não podem ser transformados em outros, nem mesmo durante os fenômenos químicos. Os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos em massa e se comportam igualmente em transformações químicas. As transformações químicas ocorrem por separação e união de átomos. Isto é, os átomos de uma substância que estão combinados de um certo modo, separam-se, unindo-se novamente de uma outra maneira.

O modelo atômico de Thomson

O britânico Joseph John Thomson descobriu os elétrons em 1897 por meio de experimentos envolvendo raios catódicos em tubos de Crookes. O tubo de Crookes consiste-se em uma ampola que contém apenas vácuo e um dispositivo elétrico que faz os elétrons de qualquer material condutor saltar e formar feixes, que são os próprios raios catódicos. Thomson, ao estudar os raios catódicos, descobriu que estes são afetados por campos elétrico e magnético, e deduziu que a deflexão dos raios catódicos por estes campos são desvios de trajetória de partículas muito pequenas de carga negativa, os elétrons. Thomson propôs que o átomo era, portanto, divisível, em partículas carregadas positiva e negativamente, contrariando o modelo indivisível de átomo proposto por Dalton (e por atomistas na Antiga Grécia). O átomo consistiria de vários elétrons incrustados e embebidos em uma grande partícula positiva, como passas em um pudim. O modelo atômico do "pudim com passas" permaneceu em voga até a descoberta do núcleo atômico por Ernest Rutherford.

O modelo atômico de Rutherford

Em 1911, realizando experiências de bombardeio de lâminas de ouro com partículas alfa (partículas de carga positiva, liberadas por elementos radioativos), Rutherford fez uma importante constatação: a grande maioria das partículas atravessava diretamente a lâmina, algumas sofriam pequenos desvios e outras, em número muito pequeno (uma em cem mil), sofriam grandes desvios em sentido contrário. A partir dessas observações, Rutherford chegou às seguintes conclusões:

CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS

Professor de Educação Básica – PEB – Nível I – Grau A: Química

- No átomo existem espaços vazios; a maioria das partículas o atravessava sem sofrer nenhum desvio.

- No centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso; algumas partículas alfa colidiam com esse núcleo e voltavam, sem atravessar a lâmina.

- O núcleo tem carga elétrica positiva; as partículas alfa que passavam perto dele eram repelidas e, por isso, sofriam desvio em sua trajetória.

Pelo modelo atômico de Rutherford, o átomo é constituído por um núcleo central, dotado de cargas elétricas positivas (prótons), envolvido por uma nuvem de cargas elétricas negativas (elétrons). Rutherford demonstrou, ainda, que praticamente toda a massa do átomo fica concentrada na pequena região do núcleo. Dois anos depois de Rutherford ter criado o seu modelo, o cientista dinamarquês Niels Bohr o completou, criando o que hoje é chamado modelo planetário. Para Bohr, os elétrons giravam em órbitas circulares, ao redor do núcleo. Depois desses, novos estudos foram feitos e novos modelos atômicos foram criados. O modelo que representa o átomo como tendo uma parte central chamado núcleo, contendo prótons e nêutrons, serve para explicar um grande número de observações sobre os materiais.

O modelo atômico de Niels Bohr e a mecânica quântica

O modelo planetário de Niels Bohr foi um grande avanço para a comunidade científica, provando que o átomo não era maciço. Segundo a Teoria Eletromagnética, toda carga elétrica em movimento em torno de outra, perde energia em forma de ondas eletromagnéticas. E justamente por isso tal modelo gerou certo desconforto, pois os elétrons perderiam energia em forma de ondas eletromagnéticas, confinando-se no núcleo, tornando a matéria algo instável. Bohr, que trabalhava com Rutherford, propôs o seguinte modelo: o elétron orbitaria o núcleo em órbitas estacionárias, sem perder energia. Entre duas órbitas, temos as zonas proibidas de energia, pois só é permitido que o elétron esteja em uma delas. Ao receber um quantum, o elétron salta de órbita, não num movimento contínuo, passando pela área entre as órbitas (daí o nome zona proibida), mas simplesmente desaparecendo de uma órbita e reaparecendo com a quantidade exata de energia. Se um pacote com energia insuficiente para mandar o elétron para órbitas superiores encontrá-lo, nada ocorre. Mas se um fóton com a energia exata para que ele salte para órbitas superiores, certamente o fará, depois, devolvendo a energia absorvida em forma de ondas eletromagnéticas.

Estrutura

Se o núcleo de um átomo fosse do tamanho de um limão com um raio de 3 cm, os elétrons mais afastados estariam cerca de 3 km de distância. Os cientistas, por meio de técnicas avançadas, já perceberam a complexidade do átomo. Já comprovaram a presença de inúmeras partículas em sua constituição e desvendaram o comportamento dessas partículas. Mas para construir alguns conceitos que ajudam a entender a química do dia-a-dia, o modelo de átomo descrito por Rutherford-Bohr é suficiente. Na constituição dos átomos predominam os espaços vazios. O núcleo, extremamente pequeno, é constituído por prótons e nêutrons. Em torno dele, constituindo a eletrosfera, giram os elétrons.

O diâmetro da eletrosfera de um átomo é de 10,000 a 100,000 vezes maior que o diâmetro de seu núcleo, e sua estrutura interna pode ser considerada, para efeitos práticos, oca; pois para encher todo este espaço vazio de prótons e nêutrons (ou núcleos) necessitaríamos de um bilhão de milhões de núcleos... O átomo de hidrogênio é constituído por um só próton com um só elétron girando ao seu redor. O hidrogênio é o único elemento cujo átomo pode não possuir nêutrons.

O elétron e o próton possuem, respectivamente, carga negativa e carga positiva, porém não a mesma massa. O próton é 1836,11 vezes mais massivo que o elétron. Usando, como exemplo hipotético, um átomo de vinte prótons e vinte nêutrons em seu núcleo, e este estando em equilíbrio eletrodinâmico, terá vinte elétrons orbitando em suas camadas exteriores. Sua carga elétrica estará em perfeito equilíbrio eletrodinâmico, porém 99,97% de sua massa encontrar-se-á no núcleo. Apesar do núcleo conter praticamente toda a massa, seu volume em relação ao tamanho do átomo e de seus orbitais é minúsculo. O núcleo atômico mede em torno de (1 fm) centímetros de diâmetro, enquanto que o átomo mede cerca de centímetros (100 pm).

Principais características das partículas fundamentais

Massa

Determinar a massa de um corpo significa comparar a massa deste corpo com outra tomada como padrão. A unidade de massa tomada como padrão é o grama (g). Mas nós muitas vezes utilizamos o Quilograma, que equivale a 1000 vezes a massa de 1 g. Um exemplo disso é quando se diz que a massa de uma pessoa é 45 vezes a massa correspondente à do quilograma.

Ou ainda: $45 \text{ kg} = 45 \times 1000 \text{ g} = 45\,000 \text{ g}$

Como as partículas que constituem o átomo são extremamente pequenas, uma unidade especial teve que ser criada para facilitar a determinação de suas massas. Essa unidade, denominada unidade de massa atômica, é representada pela letra u.

1 u equivale a aproximadamente $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

As massas do próton e do nêutron são praticamente iguais: medem cerca de 1 unidade de massa atômica. A massa do elétron é 1836 vezes menor que a do próton: essa massa é desprezível, porém é errado dizer que o elétron é desprovido dela.

Carga elétrica: O elétron é uma partícula dotada de carga elétrica negativa. A sua carga, que foi determinada experimentalmente em 1908, equivale a uma unidade de carga elétrica (1 ue). A carga do próton é igual à do elétron, só que de sinal contrário. O próton tem carga elétrica positiva. O nêutron não possui carga elétrica, como o seu nome indica, ele é neutro.

Interação atômica: Se tivermos dois átomos hipotéticos, cuja carga elétrica seja neutra, presume-se que estes não se afetarão mutuamente por causa da neutralidade da força eletromagnética entre si. A distribuição de cargas no átomo se dá de forma diversa. A carga negativa é externa, a carga positiva é interna, isto ocorre por que os elétrons orbitam o núcleo. Quando aproximamos dois átomos, mesmo estando em perfeita neutralidade interna, estes se re-

CONHECIMENTOS ESPECÍFICOS

Professor de Educação Básica – PEB – Nível I – Grau A: Química

pelem, se desviam ou ricocheteiam. Exemplo típico ocorre no elemento hélio (He) onde seus átomos estão em eterno movimento de mútuo ricochete. Em temperatura ambiente, o gás hélio tem no movimento de seus átomos um rápido ricochete. Ao diminuir a temperatura, o movimento oscilatório diminui, o volume fica menor e a densidade aumenta. Chegaremos teoricamente num ponto em que o movimento de ricochete diminuirá tanto que não se poderá mais retirar energia deste. A este nível térmico, damos o nome de zero absoluto, este é $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Força de Van der Waals

A carga eletrônica não se distribui de maneira uniforme, algumas partes da superfície atômica são menos negativas que outras. Em função disto, a carga positiva que se encontra no interior do átomo infiltrar-se-á pelas áreas menos negativas externas, por isso haverá uma débil atração eletrostática entre os dois átomos chamada de força de Van der Waals. Em baixíssima temperatura, os átomos de hélio movem-se muito lentamente, seu ricochete diminui a tal grau que é insuficiente para vencer as forças de Van der Waals, como o átomo de hélio é altamente simétrico, por este motivo as forças atuantes neste elemento são muito fracas. A contração do hélio ocorre e este acaba por se liquefazer a $4,3$ graus acima do zero absoluto. Nos demais gases presentes na natureza sua distribuição de cargas é menos simétrica que no hélio, as forças de Van der Waals são maiores ocasionando uma liquefação em temperaturas maiores.

Atração atômica

Nas regiões externas dos átomos, a distribuição eletrônica se dá em camadas, sua estrutura apresenta a estabilidade máxima se estas estiverem completas. Com exceção do hélio e outros elementos com estabilidade e simetria semelhante, geralmente a camada mais exterior do átomo é incompleta, ou podem possuir excesso de elétrons. Em função disto pode haver a transferência de um ou dois elétrons do átomo em que estão em excesso, para o átomo em que estão em falta, deixando as camadas externas de ambos em equilíbrio. O átomo que recebe elétrons ganha carga negativa, e o que perdeu não equilibra totalmente sua carga nuclear, positiva. Ocorre então o aglutinamento atômico. Existe ainda o caso de dois átomos colidirem. Ocorrendo, há o compartilhamento eletrônico entre ambos que passam a ter suas camadas mais externas completas desde que permaneçam em contato.

Elementos químicos conhecidos

É importante ter em mente que, átomo, é uma entidade elementar. O conjunto de átomos que apresentam o mesmo número atômico (Z) é chamado de elemento químico. É possível ter aproximadamente 10 sextilhões de átomos em uma casa (o algarismo 1 e 22 zeros à direita. Ex.: Ao procurar pelo Carbono na Tabela Periódica, você deve saber que está procurando pelo Elemento Carbono e não pelo átomo de Carbono.

Estado físico do elemento nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP)

- aqueles com o número atômico em preto são sólidos nas CNTP.
- aqueles com o número atômico em verde são líquidos nas CNTP;
- aqueles com o número atômico em vermelho são gases nas CNTP;
- aqueles com o número atômico em cinza têm estado físico desconhecido.

Ocorrência natural

- Borda sólida indica existência de isótopo mais antigo que a Terra (elemento primordial).
- Borda tracejada indica que o elemento surge do decaimento de outros.
- Borda pontilhada indica que o elemento é produzido artificialmente (elemento sintético).
- A cor mais clara indica elemento ainda não descoberto.

Moléculas

Uma vez partilhados eletronicamente os átomos podem possuir entre si uma ligação tão forte que para separá-los é necessária uma quantidade razoável de energia, portanto, permanecem juntos. Estas combinações são chamadas de moléculas, nome derivado do latim que significa pequeno objeto. Nem sempre dois átomos em contato são suficientes para ter estabilidade, havendo necessidade de uma combinação maior para tê-la. Para formar uma molécula de hidrogênio são necessários dois átomos deste elemento, uma molécula de oxigênio, necessita de dois átomos de oxigênio, e assim sucessivamente.

Para a formação de uma molécula de água são necessários dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio; metano, necessita de um átomo de carbono e quatro de hidrogênio; dióxido de carbono (bióxido), um carbono, e dois oxigênios e assim sucessivamente. Existem casos de moléculas serem formadas por uma grande quantidade de átomos, são as chamadas macromoléculas. Isto ocorre principalmente com compostos de carbono, pois o átomo de carbono pode partilhar elétrons com até quatro elementos diferentes simultaneamente. Logo, pode ser possível a constituição de cadeias, anéis, e ligações entre estas moléculas longas, que são a base da chamada química orgânica.

Essa é a base das moléculas que caracterizam o tecido vivo, ou seja, a base da vida. Quanto maior a molécula e menos uniforme a distribuição de sua carga elétrica, mais provável será a reunião de muitas moléculas e a formação de substâncias líquidas ou sólidas. Os sólidos são mantidos fortemente coesos pelas interações eletromagnéticas dos elétrons e prótons e entre átomos diferentes e entre moléculas diferentes. Em algumas ligações atômicas onde os elétrons podem ser transferidos formam-se os chamados cristais (substâncias iônicas). Nestes, os átomos podem estar ligados em muitos milhões, formando padrões de grande uniformidade. No átomo, sua interação nuclear diminui à medida que aumenta a distância. As moléculas da água por exemplo são chamadas de aguacormicas.