Estratégia CONCURSOS

Aul

Química p/ PM-MA (Oficial) - Pós-Edital

Professor: Diego Souza

1- NOÇÕES INICIAIS DE QUÍMICA 5
1.1- Química, evolução do homem e cotidiano 5
1.2- Química, matéria, composição, átomos e moléculas 9
1.3- Transformação da matéria, fenômenos físicos e químicos e reações químicas 12
1.4- Energia associada a transformações da matéria (Termoquímica) 17
1.5- Evidências de transformações da matéria 18
2- ASPECTOS QUANTITATIVOS DAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS 22
2.1- Massa atômica 22
2.2- Massa atômica da tabela periódica 24
2.3- Massa molecular 26
2.4- As Leis de Lavoisier e de Proust e a Teoria de Dalton 29
2.5- Massa molar de átomos e moléculas 34
2.6- Grandezas, massa, volume e densidade 37
2.7- Estequiometria 47
3- LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS 53
4- LISTA DE QUESTÕES DA AULA 69
5- PRINCIPAIS PONTOS DA AULA 84
6 – GABARITO 91

Olá, pessoal

Fico muito feliz com o início do nosso curo **"Química p/ Oficial da PM-MA"**. É muito gratificante pode ajudar na preparação de vocês para concursos na área de segurança pública, mesma área, inclusive, que eu trabalho a pouco mais de 1 ano. Sem dúvidas essa é uma das áreas mais promissoras para os próximos anos, afinal muitos governantes se elegeram levantando a bandeira da segurança pública.

Antes de descrever as características do nosso curso, gostaria de me apresentar. Meu nome é **Diego Souza**. Sou Professor de Química do Estratégia, Perito Criminal da Polícia Civil do Distrito Federal (PCDF) e doutorando em Química. Fui aprovado em concursos na área administrativa e nos seguintes concursos na área de química: Técnico em Química da EMBRAPA (2º colocado), Analista Químico da EMBRAPA (1º), Especialista em Recursos Minerais/Química da ANM (1º) e Perito Criminal/Química da PCDF (2º).

Vamos falar rapidamente sobre a sua preparação e de como nosso curso poderá ser determinante nessa etapa pós edital até o dia da prova. **A disponibilidade e a escolha dos materiais são fatores limitantes na preparação para esse tipo de concurso**. Os conteúdos cobrados são diversos. As informações relevantes para sua aprovação estão espalhadas em dezenas de livros. Algumas literaturas apresentam aprofundamentos teóricos demasiados em temas que são cobrados apenas de maneira mais objetiva. Os principais autores da área não fazem conexão entre o conteúdo abordado e as rotinas de laboratório, o que também tem sido cobrado em provas.

Nosso curso supera essas dificuldades e foi concebido para ser seu ÚNICO MATERIAL DE ESTUDO. Contempla todos os temas de química para **PM-MA**. Durante as aulas, não trago informações a mais e nem a menos do que o necessário, focalizando seu tempo de estudo e sua energia naquilo que é estritamente necessário. Apresento esquemas, tabelas e resumos que abreviam o seu tempo de aprendizagem e, principalmente, de REVISÃO. Tudo isso para POTENCIALIZAR SEU APRENDIZADO e POTENCIALIZAR SUAS CHANCES DE APROVAÇÃO.

O nosso curso consistirá de:

a) **Curso escrito (em PDF) composto por 18 aulas**, nas quais abordarei a teoria e as aplicações de cada tema abordado, além de cerca de 600 resoluções de questões comentadas;
b) **Fórum de dúvidas**: um importante canal de comunicação entre os estudantes e os professores. Por ele, passarei explicações detalhadas a respeito das dúvidas que surgirem.

Atenção! Este curso está sendo vendido somente em PDF. Não haverá videoaulas. Beleza?

As aulas do nosso curso, inclusa esta aula demonstrativa, seguirá o cronograma abaixo:

Aulas	Data de entrega	Conteúdo de Química para Oficial PM-MA
Aula 00	15/08/2019	**Princípios elementares da Química:** Ciência e Química: importância e atividades. Aspectos da Química: conceitos, objetivos e aplicações. Matéria e energia. Fenômenos físicos e químicos.
Aula 01	18/08/2019	**Cálculos Químicos e unidades:** Cálculo de massa (mol). Número de Avogadro. Fórmulas químicas e unidades. Leis ponderais. Cálculos estequiométricos**. Transformações Químicas**: Reação e equação química. **Tipos de reações químicas**. Conceitos de reações químicas. **Balanceamento**. Gases: Propriedades dos gases. Leis empíricas. Princípios de Avogrado. Modelo de gás ideal. Equação geral para o gás ideal. Mistura de gases. Teoria cinética dos gases.
Aula 02	21/08/2019	**Teoria Atômica da matéria:** Evolução do modelo do átomo. Partículas atômicas fundamentais. Número atômico e de massa. Isótopos, isóbaros, isótonos. Princípios da teoria quântica moderna. Números quânticos e orbitais atômicos.
Aula 03	24/08/2019	**Configuração eletrônica. Classificação Periódica dos elementos químicos:** Lei periódica. Tabela periódica atual e sua estrutura. Período, grupo e subgrupo. Propriedades periódicas e aperiódicas.
Aula 04	27/08/2019	**Ligações Químicas:** Ligação iônica: conceitos e propriedades. Ligação covalente: conceitos e propriedades. Polaridade das ligações e das moléculas. Geometria molecular. Forças intermoleculares.

Aula 05	30/08/2019	**Ligações metálicas. Estados físicos da matéria. Substâncias** (puras e misturas, substância simples e compostas, alotropia). Misturas homogêneas e heterogêneas. Processos básicos de separação. Reconhecimento de materiais básicos de laboratório.
Aula 06	02/09/2019	**Soluções:** Conceitos. Tipos de solução. Unidades de concentração e cálculos. Diluição e misturas de soluções.
Aula 07	05/09/2019	**Funções Inorgânicas:** Ácidos, bases, sais e óxidos: conceitos, classificação e nomenclatura. Propriedades e fórmulas. Conceitos de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis para ácidos e bases.
Aula 08	08/09/2019	**Termoquímica:** Calor de reação. Reações exotérmicas e endotérmicas. Entalpia: conceitos e propriedades. Equação termoquímica. Lei de Hess. Entropia e energia livre.
Aula 09	11/09/2019	**Equilíbrio químico:** Reversibilidade e equilíbrio nas reações. Constante de equilíbrio: conceito e cálculo. Fatores que afetam o equilíbrio: Princípio de Lê Chatelier. Equilíbrio iônico: Eletrólitos fortes e fracos. Produto iônico da água. pH e pOH de soluções de ácidos, bases e sais. Efeito dos íons comuns. Solução tampão. Hidrólise de sais. Produto de solubilidade: conceitos e cálculos.
Aula 10	14/09/2019	**Eletroquímica:** variação do número de oxidação, potenciais de eletrodo. Células voltaicas. Células eletrolíticas. Leis de 52 Faraday para eletrólise.
Aula 11	17/09/2019	**Química Nuclear:** Conceitos e aplicações. Emissões radioativas (alfa, beta e gama). Fusão e fissão nuclear.
Aula 12	20/09/2019	**Princípios básicos da Química Orgânica:** Histórico. Postulados de Kekulé. Tipos de ligações do carbono. Classificação do carbono. Cadeias carbônicas: classificação. Hibridação. Elementos organógenos. Fórmulas moleculares e estruturais. Simplificação de fórmulas estruturais.
Aula 13	23/09/2019	**Funções Orgânicas:** conceitos, classificação, nomenclatura IUPAC e usuais: Hidrocarbonetos. Haletos orgânicos. Álcoois. Enóis. Fenóis. Aldeídos. Cetonas. Ácidos carboxílicos e derivados. Funções nitrogenadas. Funções sulfonadas. Organometálicos. Funções mistas. Radicais orgânicos: Características físicas. Estrutura. Métodos de preparação.
Aula 14	26/09/2019	**Isomerias:** Isomeria constitucional. Isomerias conformacional e geométrica. Estereoisomeria óptica. Reações Orgânicas: Cisão das ligações. Efeitos eletrônicos (indutivo e ressonância). Tipos de reagentes nas reações orgânicas (eletrófilo e nucleófilo). Reações de adição, substituição, eliminação e oxidação.
Aula 15	29/09/2019	**Polímeros:** Classificação. Estrutura dos polímeros. Utilização cotidiana dos polímeros. Séries orgânicas: Homóloga, Heteróloga e Isóloga.
Aula 16	02/10/2019	**Química:** uma abordagem experimental e ambiental: Temas relacionados ao conteúdo programático, relativos a questões experimentais e ambientais.
Aula 17	05/10/2019	**Compostos Orgânicos Naturais:** Petróleo. Carvão mineral e hulha. Carvão animal. Glicídios. Lipídios. Aminoácidos. Proteínas.

Vale lembrar que, diferentemente do que acontece com matérias do conhecimento básico (português, raciocínio lógico, direito administrativo, direito constitucional, etc), em química, não temos uma vasta disponibilidade de provas e questões. Além disso, alguns temas cobrados em concursos de Corpo de Bombeiro Militar e Polícia Militar são semelhantes a conteúdos cobrados em provas de vestibulares. **Por isso, recorro a exercícios de concursos de bancas diversas e também de**

vestibulares e ENEM, selecionando sempre aqueles mais pertinentes para fixação do seu aprendizado. Para tanto, incluiremos um ou outro exercício mais antigo cuja pertinência e aderência ao tema da aula justifiquem sua inclusão no material. Beleza?!

Por fim, siga-me no Instagram e Facebook e terá acesso a novidades, mapas mentais e dicas sobre **química para concursos**. Sem mais demora, vamos iniciar nosso conteúdo de hoje. Desejo-lhe uma boa aula e espero que goste do nosso material. Bons estudos!

Prof. Diego Souza



Instagram: @Prof.DiegoSouza
Facebook: Prof. Diego Souza

1- NOÇÕES INICIAIS DE QUÍMICA

Nesta aula, vamos dar início ao conteúdo teórico de maneira detalhada. Hoje vamos apresentar conceitos bem iniciais da química, fazendo uma rápida introdução à disciplina, falando sobre transformações da matéria e outros aspectos relacionados como evidências dessas transformações, diferenciação de fenômenos químicos e físicos, e aspectos quantitativos das reações químicas. Nesta última parte, vamos iniciar nossa discussão de cálculos estequiométricos, que será finalizada na próxima aula juntamente com balanceamento de equações químicas.

Sem mais demora, vamos dar início ao que interessa: conteúdo. Desejo-lhe uma boa aula e lembre-se de me procurar caso fique com alguma dúvida. Bons estudos! Forte abraço!

1.1- QUÍMICA, EVOLUÇÃO DO HOMEM E COTIDIANO

Entendo que, antes de adentrarmos no conteúdo propriamente dito, você precisa enxergar como a química ajudou na evolução da sociedade e como ela está presente em praticamente todo nosso cotidiano. Por isso, esse primeiro capítulo será dedicado a essas noções iniciais, tornando a química mais palpável para você. Vamos lá?!



Antes de iniciar a leitura dessa aula, você talvez tenha dado uma espiadinha no WhatsApp, não foi? Pois é, naquele momento ocorreu uma **reação química** na bateria do seu *smartphone*, que **liberou energia** por meio de passagem elétrica pelo circuito do aparelho. Essa energia foi utilizada para ascender o visor do seu aparelho e também processar os dados (informações) que você leu. Ocorreu, portanto, a transformação de **energia química** em **energia elétrica**. No final do dia, sua bateria já está quase totalmente descarregada, você pluga seu *smartphone* à rede elétrica por meio de um carregador e se inicia o **caminho inverso da reação química**, no qual se utiliza a energia elétrica para carregar a bateria, ou seja, produzir energia química. Pilhas e baterias são dispositivos muito presentes em nosso dia a dia, não é mesmo? Agora mesmo, enquanto digito, estou de olho no nível de bateria do meu notebook.



No exemplo acima, os iniciantes em química podem ter se deparado com vários conceitos ainda novos: reação química, liberação de energia, energia química e energia elétrica. Não se preocupe, você estará familiarizado com todos esses conceitos ao final desta aula.

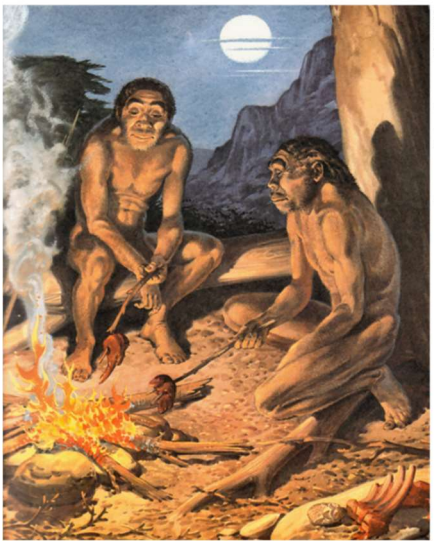
Do atrito entre duas pedras chispam faíscas e, assim, o homem pode ter aprendido a produzir o fogo, que até então só ocorria de forma natural por meio de raios. A produção do fogo foi uma das maiores revoluções já realizadas, não pelo invento em si, mas pelas suas consequências [eu diria benéficas] para o homem. De início, podemos lembrar que o fogo iluminava às noites escuras e espantavam animais grandes. Além disso, o cozimento dos alimentos não só melhorava os sabores dos alimentos como também ajudava em sua preservação. Isto é, alimentos perecíveis como carnes passaram a durar mais tempo armazenados. Só essas vantagens já configurariam uma revolução produzida pelo uso do fogo controlado, já que estamos falando de 7 mil anos a.C., época dos *Homo erectus*, ancestral do *Homo sapiens*.

Mas as consequências do fogo para o homem foram muito além, muito mesmo! Durante o cozimento de um alimento, estão envolvidas várias reações. Uma delas é a transformação da madeira em cinzas, na qual também é liberado vapores para a atmosfera. Entretanto, nesse momento estou interessado em falar do cozimento do alimento propriamente dito, no qual ocorrem reações químicas no alimento, modificando-o quimicamente. Essa modificação melhora a digestibilidade do alimento, ou seja, o alimento é mais facilmente digerido[1] pelo sistema digestivo do homem, melhorando/facilitando a absorção da energia contida pelo nosso organismo. Você pode estar se perguntando: Professor, mas porque essa maior digestibilidade dos alimentos foi tão revolucionária para a espécie humana?

Nossas atividades diárias como andar, pegar peso, caçar (atividade típica de nossos ancestrais) e até mesmo pensar consomem energia, a qual é obtida pela alimentação, já que os alimentos contêm energia armazenada. Pois bem, estudos antropológicos demonstram que antes do cozimento dos alimentos, o homem precisava passar boa parte do seu dia mastigando alimentos em geral, já que a digestibilidade dos alimentos era ruim e, desta forma, aproveitava-se (absorvia-se) pouca energia dos mesmos. Após o início do cozimento dos alimentos, a digestibilidade dos alimentos melhorou e o homem passou absorver com

[1] Nesta aula, entenda digestão do alimento como sendo a quebra de moléculas maiores em moléculas menores, a partir das quais o nosso organismo consegue extrair energia.

muito mais facilidade a energia contida nos alimentos. A consequência prática é que ele diminui drasticamente o tempo destinado à alimentação, podendo dedicar mais tempo a outras atividades importantes como pensar e desenvolver novas técnicas. Alguns antropólogos afirmam ainda que junto com o cozimento dos alimentos, o sistema digestivo do homem diminuiu, já que a absorção das calorias dos alimentos foi facilitada, e houve um aumento da massa encefálica (aumento do cérebro). Desta forma, menos energia era destinada a digestão de alimentos e mais energia passou a ser destinada ao raciocínio. De certo, essa consequência, em decorrência do uso controlado do fogo, permitiu ao homem um desenvolvimento tecnológico muito mais rápido por meio do raciocínio.



O uso do fogo também permitiu ao homem a produção de cerâmica a partir de utensílios de barro e a obtenção de metais como cobre e estanho a partir do aquecimento de minérios (rochas), metais esses que quando combinados originam o bronze. A análise do uso fogo demonstra como a química sempre esteve presente e acompanhou e colaborou para evolução humana. O próprio fogo é resultado de uma reação química de combustão (queima) de um combustível (madeira, capim seco, gasolina, etc), que libera energia na forma de calor.

Esse aproveitamento energético de combustíveis como carvão e petróleo foi o que permitiu, por exemplo, a 1ª e 2ª revoluções industriais. Na 1ª, houve a substituição de métodos artesanais de produção por máquinas. O carvão era queimado e o calor liberado, utilizado para transformar água líquida em vapor de água, o qual era utilizado para mover as engrenagens, mas máquinas produzidas em ferro. Já a 2ª Revolução Industrial foi marcada pela substituição de carvão por petróleo. Essa revolução industrial foi acompanhada de grandes inventos (avião, refrigeração, industrialização de alimentos, produção em massa de produtos e telefone), viabilizados, quase sempre, pelo maior aproveitamento energético que a utilização do petróleo como combustível permitiu. Vale lembrar que a indústria realiza a modificação de matérias primas, em geral, por meio de reações químicas, para obter seus produtos. Além disso, muito do desenvolvimento da indústria farmacêutica se deu por meio da descoberta ou da síntese de novas substâncias químicas.



Plataforma de petróleo atual



Indústria química

Já deve estar claro para você como a química, as reações químicas e os processos químicos estiveram diretamente relacionados ao caminho percorrido pelo homem até a sociedade moderna, não é mesmo? No início desta seção, falei como Whatsapp e química se relacionam. Retomando essa vertente, listo na tabela alguns exemplos de como a química está presente em nosso cotidiano. Lembre-se, a tabela abaixo é apenas exemplificativa e não exaustiva, já que seria inviável mencionar todas as possibilidades de se visualizar a química no cotidiano.

Área	Exemplos
Combustíveis	A combustão (queima) de combustíveis é uma reação química que libera energia na forma de calor. Nessa área, podemos lembrar que por meio de processos químicos é possível aumentar a produção de gasolina a partir de uma mesma quantidade petróleo. Em outro exemplo, temos que a produção do biodiesel se dá a partir de uma reação denominada transesterificação entre um álcool e um éster.
Agricultura	Solos com intensa atividade agrícola podem apresentar esgotamento de nutrientes e, além disso, há tipos de solos que naturalmente são pobres em determinados nutrientes. Nesses casos, utiliza-se fertilizantes (conjunto de substâncias químicas), que tem a função de reequilibrar a quantidade de nutrientes do solo, permitindo novas plantações e produções de alimentos.
Saúde	De início, podemos lembrar da produção de medicamentos que está envolvida a reações e processos químicos. Além disso, toda parte de insumos para saúde (luvas, equipamentos, seringas, produtos para desinfecção hospitalar, etc) são decorrentes de processos químicos industriais.
Fermentação	Algumas reações químicas da indústria ocorrem sob a ação de bactérias e recebem o nome de fermentação. Dessas reações, temos produtos como pães, cervejas, iogurtes e vinagres.

Metalurgia	Os metais são obtidos dos minérios (rochas), mas, para sair dessa matéria até o produto final (metais e ligas metálicas), são necessários processos químicos e físicos, ramo chamado de metalurgia.

Outros exemplos: uso de reagentes químicos no tratamento de água e efluente (esgoto), indústrias químicas em geral (papel, alimentos, pigmentos, vidros, polímeros, cosmético, produtos de limpeza), vestuário (utilização de fibras sintéticas), etc.

Nós mesmos utilizamos várias substâncias químicas em nosso cotidiano. Usamos o sal de cozinha (cloreto de sódio) para temperar alimentos. Ingerindo bebidas alcoólicas que contém álcool (etanol ou álcool etílico) [ingestão permitida apenas para maiores de 18 anos]. A acetona (propanona) é muito utilizada para remoção de esmaltes de unhas. Quando eu morava com minha mãe, embora eu fosse o químico da residência, era ela que produzia sabão a partir de óleo de cozinha usado e soda cáustica (hidróxido de sódio). Por fim, lembro do exemplo do vinagre, muito utilizado em saladas, o qual apresenta em sua constituição o ácido acético.

Acredito que você já esteja enxergado como a química se relacionou com a evolução da humanidade e como ela se faz tão presente em nosso dia a dia. No entanto, caso este seja um dos seus primeiros contatos com a disciplina química, então você estará com vários pontos de interrogação em mente:

- O que seria a Química?
- O que são substâncias químicas?
- O que são reações químicas?
- O que é energia?
- Qual a diferença de energia química e energia elétrica?

Ao final desta aula, não poderei deixá-lo com nenhuma dessas dúvidas. Então, vamos começar a respondê-las.

1.2- QUÍMICA, MATÉRIA, COMPOSIÇÃO, ÁTOMOS E MOLÉCULAS

Chegou a hora de deixarmos mais claro muitos conceitos que foram citados na seção anterior e que são fundamentais para o estudo dos diferentes ramos da química. Começo apresentando um conceito de química abaixo. Diferentes autores e sites trazem conceitos ligeiramente diferentes, mas que dizem o mesmo.

Química é a ciência que estuda a matéria, avaliando suas propriedades, composição e estrutura. Além disso, a química avalia as transformações sofridas pela matéria e o fluxo (movimento) de energia envolvida nesses processos.

Nada de se desesperar e decorar os conceitos apresentados nessa seção. O mais producente para sua prova é compreendê-los. Então é isso que vamos fazer. Do conceito de química, aparecem novos termos que ainda não foram definidos ou explicados como **matéria**, **composição química**, **transformações químicas** e **energia**. Vamos entendê-los.

Em química, **matéria** é tudo que apresenta massa e volume, ocupando, portanto, um lugar no espaço. Exemplos: um pedaço de madeira, areia, certa quantidade de sal de cozinha (cloreto de sódio), certa quantidade de água e tecidos vivos como o corpo humano.

O que diferencia um pedaço de madeira de um punhado de areia? De certo é a **composição química** que é bem diferente. A composição química de uma madeira extraída de um determinado tipo de árvore será ligeiramente diferente daquela extraída de outro tipo de árvore. Observe a figura abaixo em que três tipos de solos são colocados lado a lado. Note o quanto à coloração desses três solos são diferentes, o que se deve as suas diferentes composições químicas. Por outro lado, solos de um mesmo tipo tendem a apresentar composição química parecida.



Três tipos de solo dispostos paralelamente para evidenciar a diferença de coloração que é decorrente de suas composições químicas divergentes

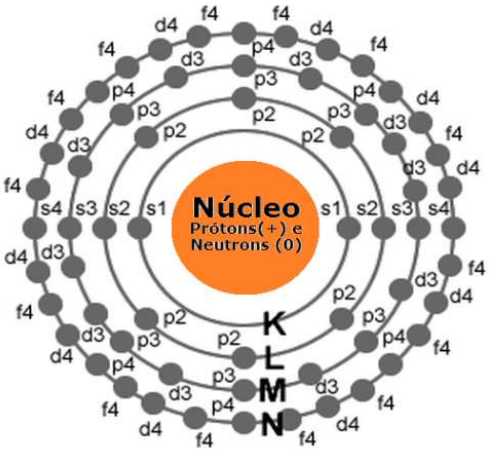
A partir dos exemplos acima, notamos como a **composição química** é importante para diferenciar os diferentes materiais (matéria). Mas o que seria essa tal composição química?... Pessoal, aqui vou divergir do normalmente adotado em livros e já vou introduzir o conceito de átomo, elemento químico e moléculas. A ideia não é esgotar esses conceitos aqui, pois teremos outras aulas para discuti-los melhor. Vamos apenas introduzi-los para melhorar a compreensão sobre composição química e reações.

ESCLARECENDO

Átomo é a unidade fundamental da matéria. A grosso modo, podemos pensar que, se formos dividindo a matéria, chegará a um ponto que não se pode dividir mais e, então, teremos o átomo. Hoje sabemos que existem várias partículas subatômicas (menores que o átomo e que estão contidas nele), sendo as principais: prótons, elétrons e nêutrons. Entretanto, átomo continua sendo a unidade fundamental da matéria, por preservar características comuns aos outros átomos do mesmo tipo, o que os distingue dos outros tipos de átomos.

Estrutura do átomo (representada na figura abaixo): o átomo apresenta um núcleo positivo que é constituído de partículas positivas (prótons) e partículas neutras (nêutrons). Os elétrons (partículas negativas) estão em constante movimento na eletrosfera (região em torno do núcleo). Esses elétrons estão situados em orbitais eletrônicos (s, p, d e f) de camadas (níveis) eletrônicas denominadas K, L, M, N, O, P e Q. A estabilização dos átomos é possível pela contraposição de forças de repulsão e atração. As forças de repulsão ocorrem entre partículas de mesmo sinal (elétron-elétron ou próton-próton) e as de atração entre partículas de sinais diferentes (prótons e elétrons). Hoje, sabe-se que a eletrosfera não é composta por órbitas circulares em torno do núcleo, parecendo o sistema solar, mas, para a aula de hoje, esse modelo é suficiente e mais didático.

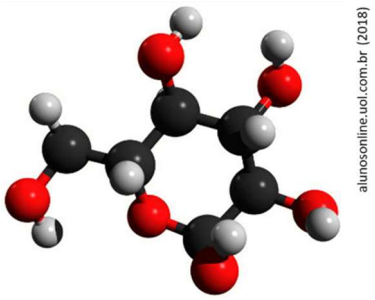
Representação geral do átomo



Elemento químico: conjunto de átomos que apresentam o mesmo número de prótons (número atômico). Desta forma, o átomo de um elemento químico é diferente do átomo de outro elemento. Por exemplo, o elemento Ferro apresenta átomos com número atômico 26, os quais são diferentes dos átomos do elemento cobre que apresenta 29 prótons. Como é intuitivo pensar, diferentes elementos químicos apresentam propriedades físicas e químicas diferentes, tais como raio atômico, peso atômico, coloração, dureza e capacidade de conduzir eletricidade. Vale lembrar que a tabela periódica apresenta os vários elementos existentes, sendo a maioria encontrados na natureza e alguns outros criados artificialmente.

Molécula: formada pela combinação de, pelo menos, dois átomos, que podem ser de um mesmo elemento ou elementos diferentes. Em geral, é a menor estrutura que guarda as propriedades de uma substância pura. Por exemplo: dois átomos de hidrogênio (H) combinam para formar uma molécula de hidrogênio (H_2). Já na molécula de água (H_2O), dois átomos de hidrogênio se ligam ao átomo de oxigênio, ou seja, temos uma molécula formada por elementos diferentes. Nesse sentido, outro exemplo é a molécula de glicose (um tipo de açúcar) $C_6H_{12}O_6$, que é formada por 6 átomos de carbono (C), 12 de hidrogênio e 6 de oxigênio (O).

Embora não possamos dizer que o átomo é uma esfera perfeita, considerá-lo como tal é muito útil para, a partir de modelos moleculares, entendermos a disposição espacial dos átomos em uma molécula. Veja no modelo molecular abaixo como se ligam e se organizam os átomos de uma molécula de glicose ($C_6H_{12}O_6$), em que as esferas pretas representam os carbonos; as vermelhas, os oxigênios; e as cinza, os hidrogênios.



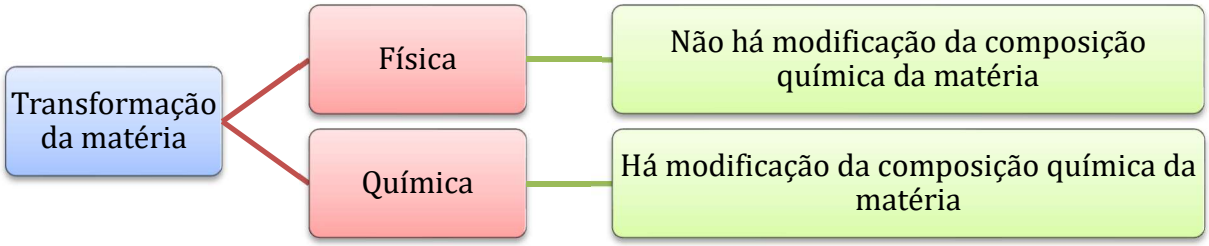
Após os conceitos trazidos em destaque acima, fica fácil visualizar que a matéria é composta por átomos e moléculas. Uma substância pura, por ex: álcool etílico, pode ser composta por apenas uma molécula. Já em outros tipos de materiais, a exemplo do solo, há moléculas diversas e vários elementos químicos. E é justamente pela presença de diferentes elementos e também em diferentes proporções que se encontra solos com colorações tão distintas. Sendo assim, podemos dizer que a **composição química** de um material corresponde aos elementos químicos e às moléculas acompanhadas de suas respectivas proporções. Por exemplo, o ouro (Au) 22 quilates é constituído de 91,6% de ouro e os 8,4% restantes corresponde a outros metais; ao passo que o ouro 18 quilates é constituído de apenas 75% de ouro. Note que, mesmo que estejam presentes os mesmos elementos, o ouro 22 quilates e o 18 quilates apresentam composição química diferente, pois a proporção dos diferentes átomos é diferente.

Observando a matéria ao nosso redor, notamos que ela pode se apresentar no **estado físico sólido** (ex: pedaço de madeira); no estado físico **líquido** (ex: água); e no estado físico **gasoso** (ex: ar que respiramos, composto por vários gases, dentre eles o nitrogênio e o oxigênio). Conforme já discutido, a matéria, independente do seu estado físico, pode se transformar ou ser transformada em novos materiais, que é, inclusive, o princípio básico da atividade industrial. A indústria metalúrgica, por exemplo, utiliza minérios (matéria prima) para obter metais que serão destinados às mais diversas aplicações. Por isso, vamos agora conceituar e entender melhor o que é a transformação da matéria.

1.3- TRANSFORMAÇÃO DA MATÉRIA, FENÔMENOS FÍSICOS E QUÍMICOS E REAÇÕES QUÍMICAS

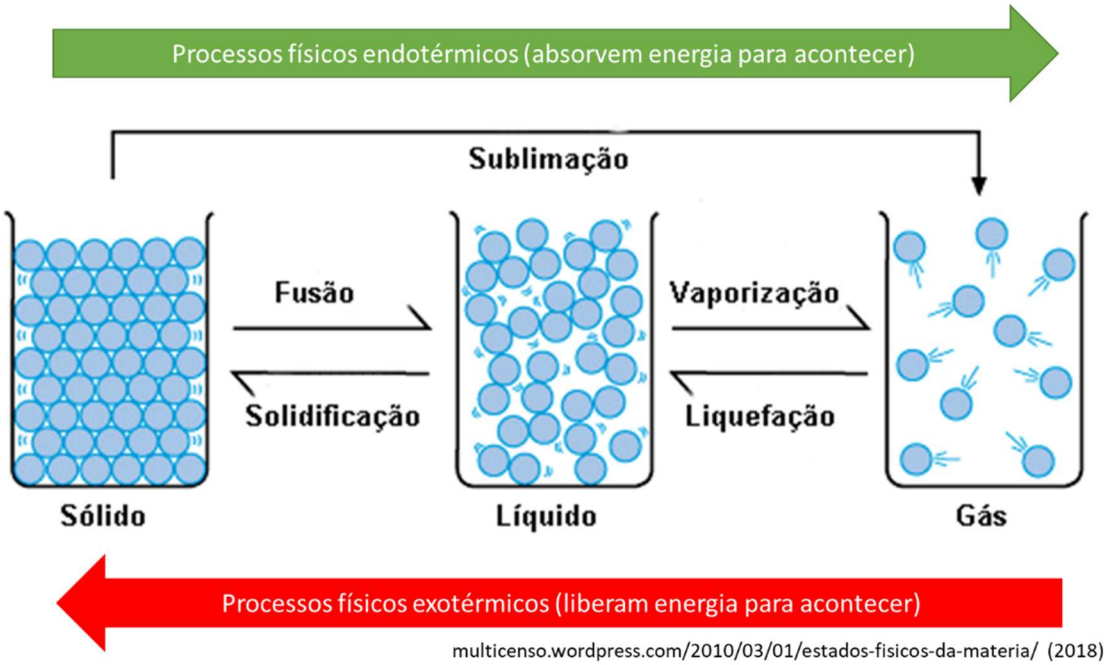
Transformação da matéria é qualquer modificação da matéria, a qual pode ocorrer por meio de um ou mais processos. A transformação da matéria também é conhecida como **fenômeno**, que pode ser um **fenômeno físico**, quando não se altera a composição da matéria, ou **fenômeno químico**, em que há alteração da composição química da matéria.

Da definição acima, extraímos que transformação da matéria é sinônimo (mesmo significado) de fenômeno e que essa transformação pode ser física ou química.



Vamos entender com exemplos quando uma transformação é física e quando será química. Vamos imaginar que cada molécula de água seja uma circunferência azul, conforme ilustrado abaixo. No estado sólido (gelo), as moléculas de águas estão muito próximas umas das outras e devidamente organizadas, podemos dizer até que elas estão rígidas o que impede a sua movimentação. Se aquecermos o gelo, as moléculas (circunferências azuis) começam a se afastar e o gelo vai derretendo até todo gelo ter se transformado em líquido, fenômeno conhecido como fusão. Se a água líquida continuar sendo aquecida, as moléculas se afastam ainda mais, evaporando, passando para o estado gasoso, fenômeno esse conhecido por vaporização. A pergunta é: os processos de **fusão** e **vaporização**, discutidos aqui, são fenômenos químicos ou físicos?

São fenômenos físicos, pois a composição química do material não modificou. No gelo, haviam moléculas de água mais "juntinhas". No líquido, as mesmas moléculas estavam presentes, modificando apenas o espaçamento entre elas e o grau de liberdade para se movimentarem. Por fim, no estado gasoso, as moléculas ainda estão presentes, estando, apenas, ainda mais afastadas com uma maior velocidade de movimentação.



multicenso.wordpress.com/2010/03/01/estados-fisicos-da-materia/ (2018)

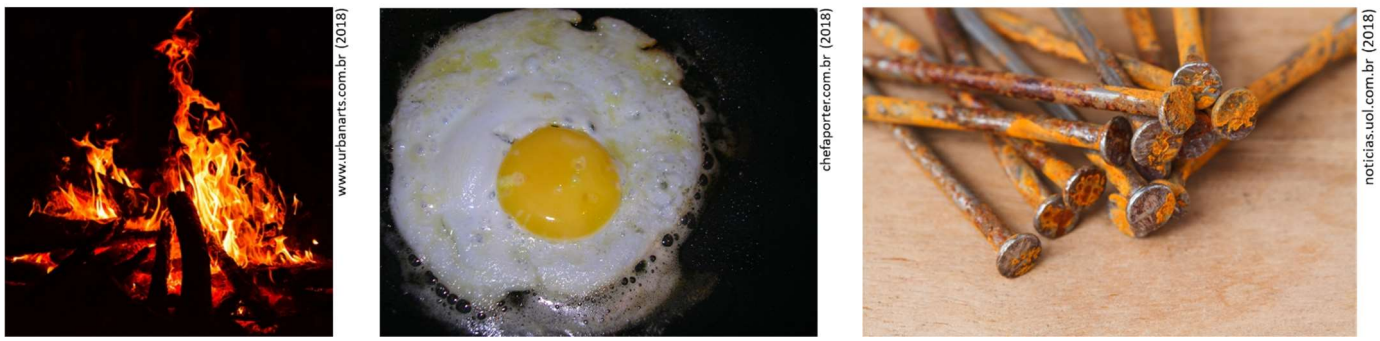
Galera, o mesmo raciocínio pode ser aplicado a qualquer outra substância pura (aquela que não está misturada a nenhuma outra substância). Note na figura acima que já estou aditantando a vocês que os processos de fusão e vaporização são endotérmicos, pois a

substância precisa receber energia para poder mudar de fase. Por outro lado, os processos de liquefação e solidificação são exotérmicos, ou seja, liberam energia para acontecer. Nosso foco aqui não é esgotar o tema mudanças de estado da matéria, pois teremos outra aula para discutir o assunto. Vamos a outros exemplos de transformações físicas.

Ao **utilizar uma fibra para produção de roupas**, ocorre um fenômeno físico porque, embora a apresentação visual da matéria se modifique, sua composição química não é modificada. **Quebrar um copo de vidro**, **amassar uma folha de papel** também são fenômeno físicos pelo mesmo motivo. A **dissolução de açúcar em água** também é um fenômeno físico, pois as moléculas de açúcar permanecem no interior do líquido, sendo possível recuperar o açúcar em pó evaporando a água.

Vamos agora entender, com exemplos, os fenômenos químicos, nos quais a composição química é modificada. Ao **queimar pedaços de lenha**, temos como produto final cinzas, além de gases que são liberados na forma de vapor. Note que estamos diante de um fenômeno químico, já que a composição química da cinza e dos gases liberados, durante a queima, é diferente da madeira inicial. Desse exemplo, podemos extrapolar e dizer que toda queima ou combustão de materiais combustíveis (madeira, álcool, carvão, gasolina) são fenômenos químicos.

O **cozimento de alimentos** é outro exemplo de fenômeno químico. Um exemplo bastante ilustrativo é o ovo, que apresenta clara transparente quando cru, mas que adquiri cor branca durante o cozimento. A modificação da cor é a evidência que houve alteração química das moléculas presentes na clara do ovo. Como outros exemplos de fenômenos químicos, podemos citar: processos fermentativos (produção de álcool a partir do açúcar da cana; amadurecimento de frutas; formação de ferrugem sobre a superfície de peças de ferro).



Exemplos de fenômenos químicos

Precisamos explorar um pouco mais as transformações químicas, pois é a partir delas que podemos introduzir algumas noções que serão úteis para o curso inteiro e, é claro, para você alcançar um alto desempenho em sua prova de química... Já sabemos que ocorre modificação da composição química durante um fenômeno químico, mas não discutimos o que ocorre a nível microscópio, ou seja: *o que acontece a nível de átomos ou moléculas para resultar em uma modificação química?*

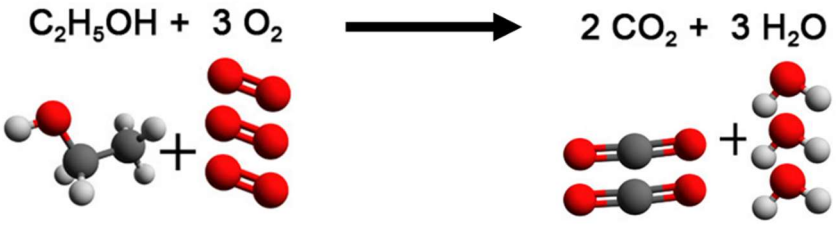
INDO MAIS FUNDO!

Durante um fenômeno químico, os átomos que estão combinados (ligados), formando moléculas, são rearranjados formando novas combinações ou novas moléculas. Abro um parêntese para adiantar-lhe que os átomos podem se arranjar em compostos que não são moléculas, mas não entraremos nesse mérito agora. O que você precisa saber é que, durante um fenômeno químico, ligações entre átomos são quebradas e novas ligações são formadas e é, por isso, que ao final teremos novas substâncias químicas diferentes daquelas que a originaram. As moléculas ou átomos isolados antes do fenômeno químico são chamados de **REAGENTES** e as substâncias formadas são **PRODUTOS**. Tomemos como exemplo a transformação química abaixo:

$$AB + CD \rightarrow AC + BD$$

AB e CD são reagentes, enquanto AC e BD são os produtos. Esse fenômeno químico também é conhecido como **reação química**, a qual é representada por reagentes do lado esquerdo que, quando somados (misturados, "+"), resultam ("→") nos produtos. Note que a composição química dos materiais foi modificada, antes haviam as substâncias AB e CD, e após a reação temos AC e BD. Considerando cada letra um átomo, notamos que a ligação entre A e B e a ligação entre C e D foram desfeitas ou quebradas para formar novas ligações, uma entre A e C e a outra entre B e D. Esse rearranjo dos átomos, desfazendo substâncias iniciais para formar novas substâncias finais com propriedades diferentes, é o que configura um fenômeno químico.

Vamos ilustrar a discussão acima com um caso real: a reação de combustão do etanol (C_2H_5OH), molécula composta por 2 carbonos (C), 6 hidrogênios (H) e 1 oxigênio (O). C, H e O estão representados abaixo da reação química por esferas cinzas, brancas e vermelhas, respectivamente. Nessa reação, dizemos que o etanol é o combustível e o gás oxigênio (O_2) é o comburente. Da comparação do arranjo das esferas do lado esquerdo da seta com o lado direito, percebemos que todas as ligações entre esferas cinza e branca foram desfeitas, bem como todas as ligações duplas (=) entre as esferas vermelhas, ou seja, a molécula de etanol e as de oxigênio são desfeitas. Do lado direito, nota-se que novas combinações (ligações) são formadas entre esferas cinza e vermelhas e entre esferas vermelhas e brancas, formando os produtos CO_2 (gás carbônico) e água (H_2O).



HORA DE praticar!

1. (UFT 2013) No nosso dia a dia, convivemos com vários processos que são denominados de fenômenos físicos e fenômenos químicos. Fenômenos físicos são aqueles em que ocorrem mudanças de fase da matéria sem alterar sua composição química. Já os fenômenos químicos são aqueles que ocorrem com alteração da composição química das substâncias. Qual das alternativas a seguir contém somente fenômenos químicos?

A) Formação da ferrugem, apodrecimento de uma fruta, queima da palha de aço, fotossíntese pelas plantas.

B) Queima da pólvora, evaporação da água, combustão da gasolina, formação de gelo.

C) Secagem da roupa no varal, metabolismo do alimento em nosso organismo, centrifugação de sangue.

D) Combustão do etanol, destilação do petróleo, explosão de fogos de artifício, fusão do sal de cozinha.

E) Formação de geada, secagem de roupas, formação de nuvens, derretimento do gelo.

Comentários: como já informado pelo enunciado, fenômenos químicos ocorrem alteração na composição química das substâncias. Com base nessa informação, podemos avaliar as alternativas:

Letra A: correta. A formação de ferrugem corresponde na transformação do ferro metálico em óxido de ferro III (Fe_2O_3). No apodrecimento de uma fruta, há modificação química de sua composição, o que é evidenciado pela mudança de cor. Por fim, durante a fotossíntese, as plantas transformam água (H_2O) e CO_2 em carboidrato, que é um tipo de substância molecular orgânica. Note que, nos três fenômenos apontados, ocorre modificação química dos materiais, configurando fenômenos químicos.

Letra B: incorreta. A evaporação da água e a formação de gelo não são fenômenos químicos, uma vez que ocorre apenas a mudança do estado físico dessa substância, ou seja, mantém-se a composição química formada por moléculas de H_2O.

Letra C: incorreta. Durante a secagem de roupa no varal, ocorre a evaporação da água, que é um fenômeno físico. O processo de centrifugação é um fenômeno físico, pois trata-se de um processo de separação de misturas, separando, nesse caso, as diferentes frações do sangue, que estão misturadas, sem modificá-las quimicamente.

Letra D: incorreta. A destilação do petróleo não é um fenômeno químico, mas sim um processo de separação das suas diferentes frações de hidrocarbonetos (compostos orgânicos compostos apenas por carbono e hidrogênio), ou seja, fenômeno físico.

Letra E: incorreta. Todas os fenômenos mencionados tratam de mudanças de estado físico, configurando assim fenômenos físicos e não químicos.

Reposta: letra A

1.4- ENERGIA ASSOCIADA A TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA (TERMOQUÍMICA)

No início da aula, falamos sobre a utilização do *smartphone*, durante a qual ocorre uma reação química na bateria do aparelho, transformando energia química em energia elétrica. Embora o que vamos discutir aqui sejam temas da eletroquímica e termoquímica (assuntos de outras aulas), vamos aqui fazer uma rápida introdução de como os fenômenos físicos e químicos estão associados a fluxos (movimento) de energia para que isso nos ajude a finalizar o entendimento do conceito de química.

Mas o que é Energia?

> **Energia interna:** é a quantidade total de trabalho que um sistema[2] pode realizar. Um gás comprimido possui uma elevada energia interna, pois pode empurrar um pistão (que é um tipo de trabalho), enquanto um gás não comprimido não possui tal capacidade, apresentando menor energia interna. Do mesmo modo, uma mola comprimida e uma bateria carregada possuem maior energia interna, respectivamente, que uma mola não comprimida e uma bateria descarregada.

Vamos enxergar agora a molécula como sendo um sistema bem pequenininho e que todo resto do universo seja sua vizinhança. A molécula apresenta energia armazenada em sua composição química, mais especificamente em suas ligações interatômicas (entre átomos). Essa energia é chamada de **energia química**. Durante uma reação química, as ligações interatômicas podem ser quebradas, liberando essa energia química do sistema (molécula) para a vizinhança. Quando isso acontece, dizemos que os reagentes de uma reação estão em um nível energético superior aos produtos.

Essa energia envolvida na transformação da matéria pode ser aproveitada de diferentes maneiras:

- Pode ser convertida em **energia elétrica**, produzindo a passagem de elétrons em um circuito, a exemplo do que acontece em pilhas e baterias;
- Pode ser convertida em **energia cinética**, aumentando drasticamente a velocidade da molécula, a exemplo do que acontece nas explosões;
- Poder ser convertida em **energia térmica**, aumentando a temperatura da vizinhança. As reações de combustão, por exemplo, liberam energia, aquecendo as proximidades;
- Pode ser convertida em **energia mecânica**, movimentando, por exemplo, os pistões ou engrenagens de uma máquina. No mesmo exemplo anterior, temos que a combustão de combustíveis fósseis é utilizada em veículo para produzir energia mecânica, o que resulta em seu movimento.

Vale lembrar que há transformações em que as moléculas absorvem energia. Discutimos anteriormente os fenômenos físicos de mudança de estado físico como fusão e vaporização. Nesse exemplo, as moléculas no estado sólido precisam absorver energia (serem aquecidas) para se liquefazerem ou fundirem, passando para o estado líquido. O mesmo acontece para que

[2] Sistema: é a parte do mundo em que estamos interessados. Pode ser, por exemplo, o béquer em que ocorre uma reação ou o cilindro em que está contido um gás comprimido.

as moléculas no estado líquido cheguem ao estado gasoso. Nesse caso, temos que a energia térmica está sendo transformada em energia cinética. Se pensarmos no caminho inverso, do gasoso para o líquido e do líquido para o sólido, as moléculas estarão perdendo energia para a vizinhança e, nesse caso, sendo resfriadas.

Não vou delongar nesses que são assuntos de outras aulas, mas o importante para hoje é que você entenda que as transformações da matéria estão relacionadas com movimento de energia e, em muitos casos, com transformação dessa energia. Dito isso, podemos retomar a definição de química, pois acredito que já temos bagagem para entendê-la de forma mais completa.

> **Química** é a ciência que estuda a matéria, avaliando suas propriedades, composição e estrutura. Além disso, a química avalia as transformações sofridas pela matéria e o fluxo (movimento) de energia envolvida nesses processos.

1.5- EVIDÊNCIAS DE TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

Precisamos desenvolver agora nossa habilidade de observar um experimento e identificar nele as evidências de ocorrência de fenômenos físicos ou químicos.

As principais **evidências dos fenômenos físicos** são:

1. **Alteração de tamanho, formato ou apresentação**. Ex: quebrar um copo de vidro, alterando seu tamanho; amassar um papel; ou utilização de fibras para confecção de roupas, alterando sua apresentação, mas mantendo sua composição química.
2. **Mudança de estado físico**. Conforme já discutido, a estrutura de uma molécula, a exemplo da água (H_2O), é mantida independente se essa está no estado sólido, líquido ou gasoso. Por isso, os fenômenos de mudança de estado (fusão, ebulição, sublimação, condensação e solidificação) são físicos.
3. **Solubilização ou dissolução de uma substância em outra**. Pode ser a dissolução de uma substância sólida (chamada soluto) como açúcar ou sal, em uma substância líquida (chamada solvente) como água. Gases também podem ser dissolvidos em líquidos, a exemplo do gás carbônico (CO_2) que pode ser dissolvido em água.
4. **Condução de energia elétrica e energia térmica**. Um fio de cobre, por exemplo, permanece intacto após a passagem de corrente elétrica por ele. O mesmo acontece com uma panela de ferro ao ser utilizada para condução da energia térmica da chama do fogão para o alimento.



Exemplos de fenômenos físicos

As principais **evidências dos fenômenos químicos** são:

1. **Mudança de cor**. Em reações químicas, é muito comum uma substância reagir com outra e resultar em um produto de coloração diferente. Além disso, podemos lembrar do cozimento do ovo, em que sua clara passa de transparente à coloração branca, resultado da desnaturação de suas proteínas. Em outro exemplo, podemos citar materiais parcialmente carbonizados que apresentam coloração escurecida. Por fim, vale lembrar da formação de ferrugem sobre a superfície de objetos produzidos em ferro. Todos esses são fenômenos químicos.
2. **Liberação de energia na forma de calor, luz, corrente elétrica**. Podemos citar as reações de combustão em que há liberação de calor e luz.
3. **Formação de um sólido**. Muitas reações ocorrem em meio aquoso, situações em que os reagentes estão solubilizados em água. Nessas situações, pode ocorrer a formação de um produto sólido, o qual precipita (desce para o fundo do recipiente).
4. **Liberação de gás (efervescência: aparecimento de bolhas em um líquido)**. Quando o bicarbonato de sódio ($NaHCO_3$), substância antiácida, é adicionado em água, ocorre a formação rápida de gás carbônico (CO_2), o qual é liberado na forma de gás, resultando na efervescência. Existem outros medicamentos que são efervescente.
5. **Liberação de fumaça**. Se houver liberação de fumaça sem o material ser aquecido externamente por uma chama ou uma chapa, por exemplo, então será indício de reação química com liberação lenta de gases.


app.emaze.com (2018)


alunosonline.uol.com.br/química (2018)


marcusfabiano.wordpress.com (2018)


alunosonline.uol.com.br/química (2018)

Exemplos de fenômenos químicos

Vale lembrar que algumas reações químicas (fenômenos químicos) poderão ocorrer mesmo sem apresentar essas evidências visíveis ou perceptíveis a olho nu. Por isso, em muitos casos, para se ter mais segurança da ocorrência da reação, será necessário recolher o produto formado (resultado da reação) e levar para o laboratório para medir propriedades físicas como massa, densidade, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc. Se essas propriedades forem diferentes dos reagentes (substâncias iniciais), então concluiremos que ocorreu uma reação química.

HORA DE PRATICAR!

2. (ENEM 2017 - 2ª APLICAÇÃO) A bauxita, composta por cerca de 50% de Al_2O_3, é o mais importante minério de alumínio. As seguintes etapas são necessárias para a obtenção de alumínio metálico:

1. A dissolução do $Al_2O_{3\,(s)}$ é realizada em solução de $NaOH_{(aq)}$ a 175°C, levando à formação da espécie solúvel $NaAl(OH)_{4\,(aq)}$.

2. Com o resfriamento da parte solúvel, ocorre a precipitação do $Al(OH)_{3\,(s)}$.

3. Quando o $Al(OH)_{3\,(s)}$ é aquecido a 1 050°C, ele se decompõe em $Al_2O_{3\,(s)}$ e H_2O.

4. $Al_2O_{3\,(s)}$ é transferido para uma cuba eletrolítica e fundido em alta temperatura com auxílio de um fundente.

5. Através da passagem de corrente elétrica entre os eletrodos da cuba eletrolítica, obtém-se o alumínio reduzido no cátodo.

As etapas 1, 3 e 5 referem-se, respectivamente, a fenômenos

A) Químico, físico e físico.

B) Físico, físico e químico.

C) Físico, químico e físico.

D) Químico, físico e químico.

E) Químico, químico e químico.

Comentários: como se vê, os princípios da química têm sido cobrados de maneira aplicada (contextualizada). O enunciado traz as etapas de transformação do minério até a obtenção do alumínio metálico (um dos produtos finais da metalurgia). As transformações da matéria são classificadas em **fenômeno físico**, quando não se altera a composição da matéria, ou em **fenômeno químico**, em que há alteração da composição química da matéria.

Sabendo disso, devemos classificas as etapas 1, 3 e 5 para encontrar o gabarito:

Etapa 1: fenômeno químico. Apesar da dissolução, em geral, ser um fenômeno físico, nesse caso, ocorre a reação química entre $Al_2O_{3\,(s)}$ e $NaOH_{(aq)}$ para a formação $NaAl(OH)_{4\,(aq)}$. Isso significa que houve modificação da composição química da matéria.

Etapa 3: fenômeno químico. Temos nesse caso uma reação de decomposição, em que $Al(OH)_{3\,(s)}$ é transformado em $Al_2O_{3\,(s)}$ e H_2O. Podemos representar essa etapa pela seguinte reação:

$Al(OH)_3 + \text{calor} \rightarrow Al_2O_{3\,(s)} + H_2O$

Etapa 5: fenômeno químico. Antes dessa etapa, o metal ainda não está na forma metálica (Al), mas sim na forma associada ao oxigênio Al_2O_3 (produto da etapa 3). Desta forma, notamos que se o alumínio passa da forma Al_2O_3 para a forma metálica Al. Não se preocupe caso lhe falte algum conceito para visualizar essas transformações, pois estudaremos em mais detalhes as reações de oxirredução em eletroquímica.

Resposta: letra E

3. (ENEM 2014) Uma das possíveis alternativas para a substituição da gasolina como combustível de automóveis é a utilização do gás hidrogênio, que, ao reagir com o gás oxigênio, em condições adequadas, libera energia necessária para o funcionamento do motor, conforme a equação química a seguir:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g) + \text{energia}$$

Essa opção para a substituição da gasolina contribuiria para que a condição do meio ambiente seja melhorada, visto que

A) o calor gerado pela reação intensificará o aquecimento global.

B) aumentará a quantidade de gases causadores do aquecimento global.

C) a emissão de gases causadores do aquecimento global permanecerá inalterada.

D) ocorrerá a diminuição da emissão de um dos gases causadores do aquecimento global.

E) os gases liberados na reação podem neutralizar aqueles responsáveis pelo aquecimento global.

Comentários:

Letra A: incorreta. Não é o calor liberado em uma reação que contribui para o aquecimento global, mas gases como CO_2 liberados na queima de combustíveis fósseis, que não é o caso do hidrogênio. Vale lembrar ainda que a energia liberada na forma de calor pela combustão do hidrogênio será usada para funcionamento dos motores dos automóveis.

Letra B: incorreta. pois na queima do gás H_2 ocorre a formação apenas de água e energia e não ocorre liberação de gases causadores do efeito estufa, a exemplo do gás carbônico (CO_2), metano (CH_4) e óxido nitroso (N_2O).

Letra C: incorreta. Visto que a queima de hidrogênio não gera gases causadores de efeito estufa, a substituição de combustíveis fósseis pelo hidrogênio, reduzirá a emissão desses gases poluentes.

Letra D: correta. Com a substituição da gasolina por hidrogênio ocorrerá a diminuição das emissões de CO_2 (um dos gases causadores do efeito estufa), produzido no processo de queima de combustíveis fósseis.

Letra E: incorreta. A água no estado gasoso, liberada na reação, não é responsável pela neutralização dos gases do efeito estufa.

Resposta: letra D

2- ASPECTOS QUANTITATIVOS DAS TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

Vamos agora fazer uma abordagem mais numérica das reações química, abordando um conjunto de conceitos e leis chamado Teoria Atômico-Molecular. Ressalto a importância dessa teoria já que servirá de alicerce para vários assuntos da química que estudaremos no decorrer desse curso.

Na indústria, na agricultura, na pesquisa científica, no tratamento de água e em outros campos, nos quais são utilizados produtos químicos, é necessário **calcular as quantidades dos diferentes insumos** que são equacionados por meio de reações químicas. A adição de um produto químico a um meio pode ter diferentes objetivos: precipitar um dado contaminante presente na água; aumentar a produtividade agrícola; identificar a presença de outra substância por meio da formação de uma coloração, dentre outros.

Nesse sentido, a Teoria Atômico-Molecular é um conjunto de Leis e postulados utilizados nos cálculos estequiométricos. Nesses cálculos, as quantidades são expressas em massa, número de íons, átomos e/ou moléculas e número de mols. Vamos ao primeiro tópico da teoria.

2.1- MASSA ATÔMICA

Como podemos presumir pelo nome, **massa atômica** é a massa de um átomo. Esse tipo de massa corresponde à **soma das massas individuais das partículas que compõe um átomo**, as quais são basicamente **prótons** e **nêutrons**, presentes no núcleo, e **elétrons**, presentes na eletrosfera do átomo. A massa do próton ou do nêutron é cerca de 1836 vezes a massa do elétron, por isso vamos considerar (aproximar) **a massa atômica (A) como sendo a soma dos prótons (Z) e nêutrons (N),** desconsiderando a massa do elétron por ser desprezível perto da massa do átomo.

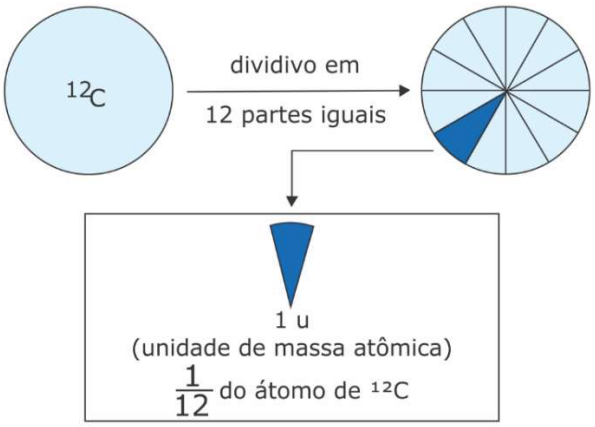
$$A = Z + N$$

Nesse raciocínio, podemos concluir que

> Praticamente toda a massa de um átomo está concentrada em seus núcleos, onde estão situados os prótons e nêutrons.

Os átomos são invisíveis a olho nu e possuem uma massa muitíssimo pequena, o que nos impede de pesá-los individualmente. A alternativa encontrada foi convencionar uma unidade medida relativa, ou seja, determinar a massa de um átomo em relação a outro átomo que teve sua massa previamente convencionada como padrão.

Na prática, adotou-se a massa atômica do isótopo 12 do Carbono (^{12}C) como padrão e convencionou-se que sua massa seria exatamente 12,0 **unidades de massa atômica**. Isso significa que **1 unidade de massa atômica (1 u) corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C**. A figura abaixo ilustra essas relações.



A unidade de massa atômica corresponde a $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g que é a massa aproximada de um próton ou de um nêutron. A partir da convenção, a unidade "u" passou a ser utilizada para todos os outros elementos. Por exemplo, a massa atômica do Oxigênio é aproximadamente 16u, sendo mais pesada que o átomo de Carbono que tem massa 12u. Podemos dizer ainda que o Oxigênio pesa 16 vezes $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C.

Galerinha, mas porque decidiram usar a massa do carbono 12 como, padrão?

Porque era conveniente já que esse átomo possui número atômica 6 (6 prótons) e número de prótons também 6. Considerando que ele possui 6 prótons e 6 nêutrons, temos que seu núcleo é constituído de 12 partículas. Considerando ainda que a massa dos elétrons é desprezível, então, ao convencionarmos "u" (unidade de massa atômica) como sendo 1/12 da massa do ^{12}C, é o mesmo dizer que "u" é a massa de um próton ou de um nêutron, que são praticamente iguais.

Observe abaixo como localizar na tabela periódica o número atômico (Z) e a massa atômica (A), tendo como exemplo o átomo de flúor. Para encontrar o número de nêutrons (N) é bem fácil, basta subtrair, do valor arredondado de A, o Z. No caso do flúor, temos N = 19 – 9 = 10 nêutrons. Não se preocupe, por enquanto, com a distribuição eletrônica, que será tema em outra aula. Por fim, vale destacar que se a massa do Flúor é 19 u, então esse átomo é mais pesado que o Carbono. Reforço isso para demonstrar que a unidade "u" foi criada para facilitar a discussão de massas tão pequenas e também para compararmos os diferentes elementos.



2.2- MASSA ATÔMICA DA TABELA PERIÓDICA

Na tabela periódica, repare que a massa atômica tabelada geralmente não é um número inteiro em unidades de massa atômica (u). Tomemos como exemplo o elemento Carbono, cuja massa atômica é 12,01u. Esse **valor de massa atômica tabelado corresponde à média ponderada da massa atômica de todos os seus isótopos**, que são átomos com o mesmo número de prótons ou **número atômico (Z)**, mas com diferente **massa atômica (A)**, também conhecida por **número de massa**. Isto significa que os isótopos possuem diferentes número de nêutrons. A abundância do isótopo [de massa atômica] 12 do carbono é de aproximadamente 99%, enquanto a do isótopo 13 é de apenas 1%, calculando a média ponderada como segue, obtém-se a massa atômica de 12,01u apresentada na tabela.

$$A_{carbono} \cong \frac{12\times 99\% + 13\times 1\%}{100\%} \cong 12{,}01u$$

Quase todos os outros elementos possuem isótopos e, por isso, suas massas tabeladas também são calculadas pela média ponderada da massa de seus isótopos. Vamos analisar outro exemplo, o Cloro (Cl), o qual possui dos isótopos: o de massa 35 e o de massa 37, os quais apresentam abundância de 75,4% e 24,6%, respectivamente. Realizando o mesmo cálculo de média ponderada, encontramos a massa atômica (A) indicada na tabela periódica, conforme apresentado abaixo:

$$A_{cloro} \cong \frac{35\times 75{,}4\% + 37\times 24{,}6\%}{100\%} \cong 35{,}45u$$



4. (VUNESP - Perito Criminal da PCSP - 2014) Considere as seguintes representações para átomos:

$${}^{3}_{1}H \quad {}^{4}_{2}He \quad {}^{6}_{3}Li \quad {}^{9}_{4}Be$$

O número de nêutrons de cada átomo é, respectivamente.

a) 1, 2, 3, 4.

b) 2, 2, 3, 5.

c) 0, 0, 0, 0.

d) 1, 1, 2, 4.

e) 3, 4, 6, 9.

Comentários: questão de resolução simples, basta aplicar a fórmula abaixo:

$$A = Z + N$$

Na representação dos elementos, o índice superior de cada elemento corresponde à massa atômica (A), e o índice inferior é o número atômico ou número de prótons (Z). Os resultados encontrados para o número de nêutrons (N) são 2, 2, 3 e 5, respectivamente para os elementos H, He, Li e Be.

Resposta: letra B

5. (FGV - 2012) Considere os átomos a seguir:

I. Um átomo com 17 prótons e 18 nêutrons.

II. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 32.

III. Um átomo com um número atômico 16 e 18 nêutrons.

IV. Um átomo com 16 prótons e 18 nêutrons.

V. Um átomo com 17 prótons e 20 nêutrons.

VI. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 33.

VII. Um átomo com 15 prótons e 16 nêutrons.

Indique, dentre as alternativas a seguir aquela que indica o(s) par(es) isotópico(s).

a) 2 e 6

b) 2 e 7

c) 2 e 3; 2 e 6

d) 1 e 3, 1 e 4; 2 e 7

e) 1 e 5; 2 e 3; 2 e 4; 2 e 6; 3 e 6; 4 e 6

Comentários: para a resolução dessa questão, o candidato deve se lembrar das três informações básicas:

Isótopos são átomos com mesmo número de prótons.

Número atômico (Z) é o número de prótons de um átomo.

A massa atômica ou número de massa (A) é a soma de Z e número de nêutrons (N), conforme fórmula abaixo:

$$A = Z + N$$

Uma maneira de evitar confusão na resolução dessa questão é montar uma tabela com as **informações fornecidas** e completando as **informações faltantes**, utilizando a equação, como segue:

	Z	N	A
I	17	18	35
II	16	16	32
III	16	18	34
IV	16	18	34
V	17	20	37
VI	16	17	33
VII	15	16	31

Como o enunciado pede os pares de isótopos, devemos buscar todas as combinações 2 a 2 de isótopos (mesmo valor de Z) que são (1 e 5), (2 e 3), (2 e 4), (2 e 6), (3 e 6) e (4 e 6). Cuidado com os "peguinhas", 3 e 4 possuem o mesmo valor de Z, mas também possuem o mesmo valor de N, portanto, correspondem a mesma espécie atômica, por isso não são um par de isótopos.

Resposta: letra E

2.3- MASSA MOLECULAR

Os átomos podem se ligar formando moléculas. A **massa molecular** (MM) é a soma das massas atômicas (A) dos átomos que a constituem. Tomemos como exemplo a molécula de oxigênio O_2, o subíndice "2" indica que há dois átomos e oxigênio compondo essa molécula. Sendo assim, a massa de molécula será a soma da massa de dois átomos de oxigênio. Abaixo apresento o cálculo dessa massa molecular (MM) e de outros dois exemplos:

O_2(oxigênio): $MM = A_O + A_O = 2 \times (A_O) = 15{,}999u + 15{,}999u \cong 32u$

H_2O (água): $MM = 2 \times (A_H) + A_O \cong 2 \times 1{,}0u + 16{,}0u \cong 18u$

$C_6H_{12}O_6$ (glicose): $MM = 6 \times A_C + 12 \times A_H + 6 \times A_O = 180{,}156u$

Vale lembrar que muitas substâncias não se apresentam como moléculas, mas sim como compostos iônicos. A diferença principal é que, em compostos iônicos, há espécies iônicas (carregadas eletronicamente) compondo sua estrutura. Não se desespere, falaremos melhor sobre os compostos iônicos em outro momento. Por enquanto, apenas saiba que podemos ter substâncias moleculares e substâncias iônicas, beleza?

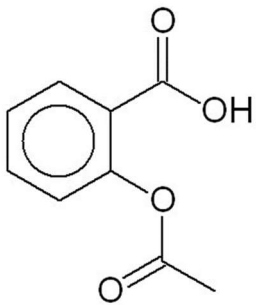
Quando se tratar de compostos iônicos, deve-se utilizar o termo **massa fórmula (MF)** em substituição à **massa molecular (MM)**. Por exemplo, o NaCl (Na^+Cl^-) apresenta MF 58,5u, que é a soma das massas atômicas do sódio e do cloro (Note que a fórma de calcular é a mesma da MM). Entretanto, em muitas literaturas e exercícios de química, por conveniência, acaba-se utilizando somente o termo massa molecular (MM) para moléculas e compostos iônicos.

NÃO CONFUNDA!

Cuidado com os peguinhas! O exercício pode trazer que a massa de uma molécula de H_2O (água), por exemplo, é 18 g, o que está ERRADO. Assim como átomos, moléculas são unidades muitíssimo pequenas e seu peso é muito menor que 1 g. Nesse caso, a massa da molécula pesa 18 *u* (unidades de massa atômica). Cada *u* pesa somente $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g. O que pesa 18 g é 1 mol de água, que é bem diferente do peso de 1 molécula. Discutiremos o conceito de mol ainda nessa aula.

HORA DE praticar!

6. (Enem 2009) O ácido acetilsalicílico (AAS) é uma substância utilizada como fármaco analgésico no alívio das dores de cabeça. A figura abaixo é a representação estrutural da molécula do AAS.



Considerando-se essa representação, é correto afirmar que a fórmula molecular do AAS é

A) $C_7O_2H_3COOH$.

B) $C_7O_2H_7COOH$.

C) $C_8O_2H_3COOH$.

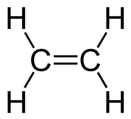
D) $C_8O_2H_7COOH$.

E) $C_8O_2H_{16}COOH$.

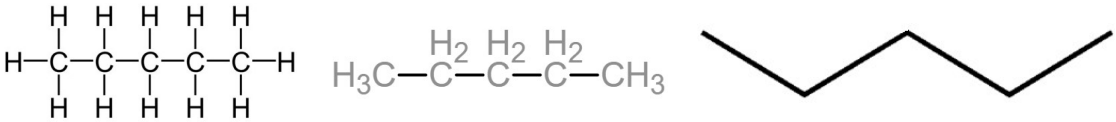
Comentários: a fórmula molecular indica a composição da molécula. A partir dela é possível saber quais elementos compõe a molécula, o número de átomos presentes em sua constituição e, também, as proporções entre eles.

Como ainda não estudamos química orgânica (química dos compostos orgânicos). Adianto aqui algumas informações úteis para um melhor entendimento do exercício:

1) O carbono é tetravalente, ou seja, realiza 4 ligações. Note o exemplo abaixo, hidrocarboneto eteno, em que há uma dupla ligação entre carbonos, sendo as demais ligações completadas por átomos de hidrogênios que são monovalente via de regra.



2) A estrutura dos compostos orgânicos podem ser representados de três maneiras principais. Tomemos como exemplo o hidrocarboneto pentano:

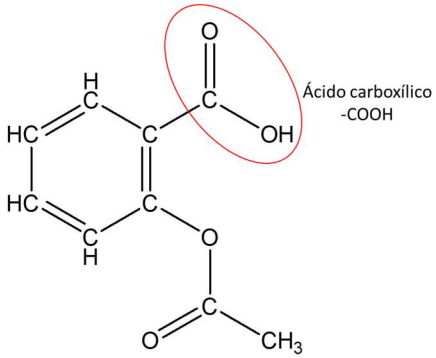


- ✓ A estrutura **da esquerda** apresenta todos os átomos de carbono (C) e de hidrogênio (H), bem como todas as ligações que os mantém unidos na forma de uma molécula (lembre-se: via de regra, o CARBONO faz 4 ligações e o HIDROGÊNIO faz apenas 1);
- ✓ Na representação **do meio**, embora sejam apresentados todos os átomos envolvidos, simplifica-se ao omitir a ligações entre C e H;
- ✓ Na **da direita**, a mais simples delas, temos a notação em bastão, na qual a ligação entre carbonos é representada por traços, e cada ponto de inflexão e as extremidades correspondem a um carbono. Destaco ainda que os hidrogênios são omitidos (ficam subentendidos).

Dito isso, voltemos à interpretação do enunciado, no qual é apresentado a fórmula estrutural da molécula do ASS. Na estrutura é possível identificar o grupo funcional ácido carboxílico [o qual estudaremos melhor em química orgânica], comumente representado nas fórmulas moleculares como –COOH.

As arestas representam as ligações químicas C-C e C-O e cada vértice representa um carbono. Os átomos de hidrogênio ficam subentendidos, conforme já mencionado, nessa representação estrutural.

Conforme estudaremos em química orgânica, o hexágono com um círculo no meio corresponde a um anel aromático, que na prática é uma estrutura cíclica com ligações simples e duplas alternadas entre carbonos. Unindo todas essas informações, podemos reescrever a estrutura da molécula conforme ilustrado abaixo, evidenciando todos os átomos presentes na estrutura. Por fim, é só contar o número de carbonos, oxigênios e hidrogênios e montar a fórmula molecular.



Fórmula molecular: $C_8O_2H_7COOH$

Resposta: letra D

2.4- As Leis de Lavoisier e de Proust e a Teoria de Dalton

Com base em estudos e leis científicas passadas, Dalton, em 1808, elaborou sua hipótese que é resumida nos seguintes postulados:

- *Os elementos químicos consistem em partículas de matéria, ou átomos, que não se subdividem e que preservam sua individualidade nas transformações químicas.*
- *Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos e, em particular, têm a mesma massa, caracterizando-se cada elemento pela massa de seu átomo.*
- *Os compostos químicos são formados pela união de átomos de diferentes elementos em proporções numéricas simples e determinadas, por exemplo, 1:1, 1:2, 2:3.*



Nada de se desesperar e decorar postulados. Perceba que:

- O **primeiro postulado** apenas propõe o conceito de átomo como uma unidade indivisível da matéria. Sabemos hoje que o átomo é divisível e que existem partículas menores (subatômicas) como os prótons, nêutrons e elétrons. Mesmo assim, a noção de átomo associada à ideia de individualidade ainda é útil nos dias atuais.
- O **segundo postulado** aborda a massa atômica (A) como propriedade que caracteriza ou individualiza cada elemento da tabela periódica, já até falamos disso, não é mesmo?!
- Finalmente, o **terceiro postulado** apresenta a formação de moléculas a partir da união de átomos, ideia também já introduzida nesta aula.

Continuemos! A proposição dos postulados de Dalton visava explicar as leis de Lavoisier e de Proust.

A **Lei de Lavoisier**, também conhecida como **Lei da Conservação das Massas**, diz que a massa dos produtos é igual a soma das massas dos reagentes (você deve se lembrar da frase de Lavoisier "Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma").

Para melhor entendimento dessa lei, lembre-se que uma reação química consiste em um rearranjo dos átomos originais e que nada é perdido, mas sim transformado. Veja dois exemplos que ilustram a Lei da Conservação das Massas:

- 10g de A reagindo completamente com 20g de B produz 30g do composto AB, por meio da reação A + B → AB. A massa do produto corresponde à soma da massa dos reagentes.
- HCl + NaOH → NaCl + H_2O (Reação de neutralização entre ácido e base fortes). Nessa reação, ocorre apenas um rearranjo dos átomos.

Por fim,

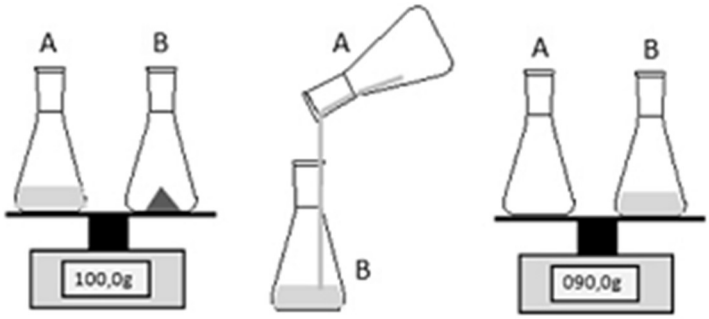
A **Lei de Proust**, também conhecida como **Lei das proporções definidas**, diz que uma substância composta (moléculas, compostos iônicos ou ligas metálicas) é formada por átomos sempre unidos em uma mesma proporção em massa.

Tomemos como exemplo a molécula de água (H_2O), 2g de hidrogênio (H) se une com 16g de oxigênio (O) para formar 18g de H_2O. Se aumentarmos para 4g de hidrogênio [ou seja, dobrarmos], a massa de O aumentará proporcionalmente para 32g [também dobra], formando 36g de H_2O, respeitando, desta forma, a proporção inicial definida. Daqui a pouco aplicaremos essas teorias em cálculos estequiométricos, em que elas parecerão mais úteis.

Alguns desses conceitos basilares da química raramente são cobrados isoladamente em provas de química, quase sempre estão associados a outros conteúdos que ainda estudaremos nas próximas aulas. Desta forma, para não deixarmos de trabalhar exercícios pertinentes, mencionarei quando algum conceito ainda não discutido aparecer.

HORA DE praticar!

7. (CESPE - Professor Pleno I - 2013) Objetivando estudar a Lei Ponderal de Lavoisier, um estudante realizou o experimento esquematizado a seguir, em que o líquido do frasco A corresponde a uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), e o sólido contido no frasco B representa uma amostra de carbonato de sódio (Na_2CO_3).



Ao final do processo o estudante notou, pela leitura no visor da balança, que a massa resultante era diferente da massa inicial. No contexto do experimento, essa situação foi verificada por que

a) houve excesso de um dos reagentes empregados, o que não é previsto pela Lei de Lavoisier;

b) é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

c) os reagentes devem se encontrar na mesma fase de agregação, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

d) a Lei de Lavoisier não é válida para reações efetuadas em soluções aquosas;

e) a Lei de Lavoisier só é válida nas condições padrão de temperatura e pressão.

Comentários: Excelente exercício para complementar nosso estudo teórico. Como se vê, os dois erlenmeyers (frascos) foram mantidos sobre as balanças após a mistura de seus conteúdos. Portanto, era esperado, segundo a **Lei de Lavoisier**, também conhecida como **Lei da Conservação das Massas**, que a massa permanecesse constante, uma vez que a massa dos produtos é igual a soma das massas dos reagentes. ***Então, por que a massa se alterou após a reação?***

Estudaremos com mais detalhes o que são ácidos, bases, sais e óxidos em nossa aula sobre funções inorgânicas. Por enquanto, adianto-lhe que o carbonato de sódio (Na_2CO_3) é um sal básico, portanto, reage com o ácido sulfúrico (H_2SO_4), que é um ácido forte, segundo a equação química abaixo:

$$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow H_2CO_3 + Na_2SO_4$$

O ácido carbônico (H_2CO_3), por sua vez, é um ácido fraco, que se decompõe em água (H_2O) e gás carbônico (CO_2), como mostrado na equação a seguir:

$H_2CO_3 \rightarrow H_2O$ e $CO_{2(g)}$

Como os frascos estavam abertos, o gás carbônico (CO_2) formado foi perdido. Portanto, para que a massa fosse conservada, concordando com a **Lei de Lavoisier**, os frascos deveriam estar fechados. Isso faz com que a **alternativa B esteja correta**, pois afirma que o sistema deveria ser (estar) fechado para manutenção da massa.

Você pode estar perguntando: *Professor, então a Lei de Lavoisier não funciona em alguns casos?* ***ERRADO. Ela sempre funciona***. Vale lembrar que tudo depende do referencial, assim, poderíamos considerar o universo como sendo nosso sistema. Desta forma, a massa teria sido conservada, pois o gás carbônico (CO_2) apenas migrou de dentro do recipiente para a parte externa, a atmosfera.

Vamos entender o porquê das demais alternativas estarem incorretas:

Alternativa A: incorreta. O excesso de reagente não é limitante para aplicação da **Lei de Lavoisier**. Imagine uma situação hipotética em que 10g de A reaja com 5g de B para formar 15g de AB. Caso adicionássemos 15g de A e mantivéssemos 5g de B [ou seja, haveria 5g de A em excesso], teríamos, após a reação, 15g de AB e 5g de A, que foi adicionado em excesso. Isso significa que a massa foi conservada, 20g antes e após a reação.

Alternativa B: correta, conforme já explicado.

Alternativa C: incorreta. A **Lei de Lavoisier** é sempre aplicável, independente das fases de cada reagente.

Alternativa D: incorreta, conforme explicação da Alternativa C.

Alternativa D: incorreta. A **Lei de Lavoisier** não faz restrições quanto à temperatura e pressão, sendo válida em diferentes condições ambientais.

Resposta: letra B

8. (CESGRANRIO - Analista de Comercialização e Logística Júnior - Petrobrás - 2010) Atribui-se ao químico francês Joseph Louis Proust (1754- 1826) a investigação sistemática sobre a composição de numerosas substâncias. Os resultados de suas pesquisas levaram-no à formulação da **Lei das Proporções Definidas**, também chamada **Lei de Proust**. Essa Lei é traduzida por qual enunciado?

a) Os volumes de duas substâncias gasosas que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto, guardam uma razão constante de números inteiros e pequenos para o produto em questão.

b) Há uma razão constante entre as massas de duas ou mais substâncias que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto.

c) Há uma razão de números inteiros e pequenos entre as diferentes massas de uma substância S_1 que, separadamente, reagem com a mesma massa de outra substância S_2.

d) Quando duas substâncias gasosas reagem entre si para originar um produto também gasoso, o volume do produto guarda sempre uma razão simples com os volumes dos gases reagentes.

e) Em um sistema fechado, a massa total permanece constante, independente das reações químicas nele processadas.

Comentários: Exercício de simples aplicação da nossa discussão sobre a referida lei. Estudamos que a **Lei das Proporções Definidas**, também chamada **Lei de Proust**, diz que uma substância composta (moléculas, compostos iônicos ou ligas metálicas) é formada por átomos sempre unidos em uma mesma proporção em massa. Tomemos como exemplo a molécula de água (H_2O), 2g de hidrogênio (H) se une com 16g de oxigênio (O) para formar 18g de H_2O. Se aumentarmos para 4g de hidrogênio, a massa de O aumentará para 32g, formando 36g de H_2O,

respeitando, desta forma, a proporção inicial definida. Nosso enunciado da lei não é idêntico à alternativa B, mas o teor das ideias principais é o mesmo. Por isso, reforço que o mais importante é o entendimento de cada lei.

Resposta: letra B

9. (EDUCA - Agente Fiscal - CRQ - 19ª Região - PB - 2017) No século XVIII, houve um grande estabelecimento da Química como uma ciência bem fundamentada e os cientistas passaram a adotar o "método científico" em seus estudos. Por meio de estudos meticulosos e experiências cuidadosas, foram introduzidas leis importantes que conseguiram explicar como as reações químicas ocorrem e como as substâncias se comportam com uma regularidade de modo geral. Entre essas leis estavam as leis ponderais, que eram aquelas que relacionavam massas dos participantes de uma reação química.

Assinale a alternativa CORRETA que apresenta o nome do criador de uma das Leis Ponderais, denominada de Lei de Conservação das Massas:

a) Joseph Louis Proust.

b) Jan Baptist Van Helmont.

c) Antoine Laurent Lavoisier.

d) Robert Boyle.

e) Georg Ernst Stahl.

Comentários: postuladas no século XVII, as Leis Ponderais foram essenciais para o estudo dos cálculos estequiométricos, nelas estão incluídas duas leis: Lei de Lavoisier, conhecida como Lei da Conservação das massas e a Lei de Proust, conhecida como Lei das Proporções Constantes

Em experimentos realizados em laboratório, Lavoisier (1774) chegou à conclusão de que a soma das massas das substâncias reagentes em um recipiente fechado é igual à soma das massas dos produtos da reação e formulou a famosa frase: "Na natureza nada se cria, nada se forma, tudo se transforma".

Resposta: letra C

2.5- MASSA MOLAR DE ÁTOMOS E MOLÉCULAS

Se por um lado os átomos são tão ínfimos que suas massas são medidas em unidade de massa atômica (u), por outro lado, os processos que envolvem a manipulação de compostos químicos (ex: processos industriais, tratamento de água) utilizam massas macroscópicas de reagentes químicos, medidas em gramas, quilogramas e, em alguns casos, toneladas. Dessa divergência surgiu a necessidade de agrupar um número de átomos ou número de moléculas em nova unidade de medida chamada **mol**.

Para tanto, determinou-se experimentalmente quantos átomos estavam presentes em 12g do isótopo 12 do carbono e o resultado foi denominado **Número de Avogadro (NA)**:

$$NA = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Isso quer dizer que **em 12g do Carbono12 há $6,022.10^{23}$ átomos que corresponde a 1 mol**. Esse raciocínio vale para qualquer átomo ou molécula, por exemplo:

- 16g do átomo oxigênio (O) contém $6,022.10^{23}$ **átomos** e corresponde a 1 mol de oxigênio;
- 18g de água (H_2O) contém $6,022.10^{23}$ **moléculas** ou 1 mol de água.

Desta forma,

> **Mol** é uma unidade de medida muito utilizada na química, o qual corresponde a $6,022.10^{23}$ de alguma coisa [ou melhor, de qualquer coisa].

ESCLARECENDO

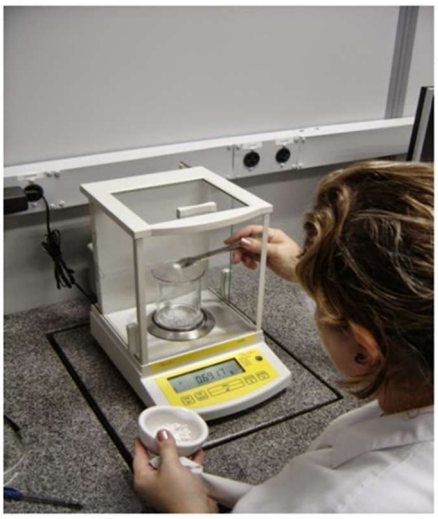
Se você ainda acha obscuro o conceito de mol, pense no seguinte: você sabe que uma dúzia de ovos contém 12 unidades, não é mesmo? Então, podemos encarar a dúzia como uma unidade de medida. Comprar 5 dúzias de ovos, por exemplo, corresponde a comprar 60 unidades de ovos.

Vamos imaginar que precisássemos de uma unidade de medida que reunisse um número de unidades muitíssimo maior que 12. Imagine que essa quantidade fosse $6,022.10^{23}$ unidades. Pronto, essa nova unidade de medida (que podemos entender de forma análoga à dúzia) é o mol.



Por exemplo, enquanto uma dúzia de ovos contém 12 unidades, um mol de ovos contém $6{,}022.10^{23}$ unidades. O conceito é simples, mas lembre-se que mol corresponde a um número absurdamente alto, enquanto em 1 bilhão há nove zeros (1 000 000 000), em 1 mol são 23 zeros após o 6,022. Essa magnitude é necessária porque só "juntando" uma quantidade tão alta de átomos ou moléculas para se obter uma massa macroscópica em gramas.

A massa correspondente a 1 mol de um dado átomo, molécula ou composto é denominada **massa molar (M)**. Na prática, se reunirmos $6{,}022.10^{23}$ de alguma coisa, a exemplo de ovos, e pesarmos, vamos obter a massa molar de ovos. Reunindo $6{,}022.10^{23}$ de átomos de carbono e levarmos a uma balança, obteremos a massa de 12 gramas. Por isso, M é 12g para o carbono.



Lembra que calculamos a MM da glicose ($C_6H_{12}O_6$) como sendo 180,156u? Para obter sua M, basta substituir em MM a unidade "u" por "g.mol^{-1}", ou seja, 1 mol ($6{,}022.10^{23}$ moléculas) de glicose tem peso 180,156g. M é 12g para o átomo Carbono, enquanto que M é 18g para a molécula de água (H_2O). Reforçando: se pesarmos 18 g de água pura, obteremos $6{,}022.10^{23}$ moléculas. O **número de mols (n)** presentes, também conhecido como **quantidade de matéria**, em uma dada **massa (m)**, pode ser calculado por meio da seguinte relação:

$$n = \frac{m}{M}$$

ESCLARECENDO

Por exemplo: **quantos mols estão presentes em 100g de gás carbônico (CO_2)?**

Primeiro passo (calcular a MM ou M):

$$M = 12{,}01g \cdot mol^{-1} + 2 \times 16g \cdot mol^{-1} = 44{,}01g \cdot mol^{-1}$$

Segundo passo (aplicar na fórmula):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{100g}{44{,}01g.mol^{-1}} \cong 2{,}27mol$$

Há quem prefira, em substituição ao segundo passo, estruturar uma regra de três simples. O resultado será o mesmo. Veja como fica:

1 mol de CO_2_____44,01g (leia-se: 1 mol de CO_2 está para 44,01g

X_____100,0g

Em seguida, multiplica-se cruzado e isola o X, obtendo como resultado 2,27mol. Isto significa que 100 g de gás carbônico corresponde a 2,27 mol dessa substância.

A relação entre o mol e volume é particularmente importante para situações em que a matéria se encontra no estado gasoso. É possível determinar o volume ou espaço ocupado a partir do número de mols, pois **1 mol ou $6{,}022.10^{23}$ moléculas de qualquer gás (substância gasosa) sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L** nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) – 0°C e 1 atm. Esse volume fixo é denominado **volume molar**.

Calma! Ante de ir para próxima seção da aula, não esqueça de decorar desta as seguintes informações:



Número de Avogadro: $6{,}022.10^{23}$
Mol é uma unidade de medida que reúne $6{,}022.10^{23}$ unidades (unitárias) de qualquer coisa
Número de mols = quantidade de matéria
Massa molar (M) é a massa que reúne $6{,}022.10^{23}$ de átomo, molécula ou composto. É expresso em $g.mol^{-1}$
O valor numérico de massa molecular (MM) e massa molar (M) são idênticos. A diferença é que aquela é medida em "u" e esta em $g.mol^{-1}$.
1 mol ou $6{,}022.10^{23}$ moléculas de qualquer gás sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L, chamado **volume molar**, nas CNTP.

HORA DE PRATICAR!

10. (Adaptado de FGV - Auxiliar de Perícia Médico-legal - PCMA - 2012) Trinitrato de glicerina (TNG), fórmula molecular $C_3H_5N_3O_9$, também denominado nitroglicerina, é o éster trinitrado do propanotriol (...) O TNG é um líquido oleoso, insolúvel em água e extremamente sensível, não apenas à temperatura, mas também ao choque mecânico, motivo pelo qual deve ser manuseado com extremo cuidado. Sua combustão ao ar está descrita abaixo:

$$4C_3H_5N_3O_9 + 4O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6N_2 + 5O_2 + 10H_2O$$

A combustão completa de 1 mol de TNG (Massa molecular=227g) produz um volume de gás carbônico nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) de:

a) 11,2L

b) 22,4L

c) 33,6L

d) 44,8L

e) 67,2L

Comentários: Devemos utilizar os coeficientes da equação para estruturar nossa regra de três e verificar quantos litros de CO_2 existem na combustão de 1 mol de TNG. Segundo a reação:

4 mols de TNG_____12 mols de CO_2

DICA: Um caminho seria completar a regra de três, utilizando 1 mol de TNG na linha de baixo e encontrando o número de mols produzidos de CO_2. Em seguida, seria necessário transformar esse número de mols de CO_2 em volume, utilizando a relação em que 1 mol de qualquer gás (substância gasosa) sempre apresenta o volume de 22,4 L nas CNTP. Entretanto, sugiro que substitua "12 mols de CO_2" por "12 . 22,4L de CO_2", pois são equivalentes, não é mesmo? Desta forma, o cálculo fica simplificado e você encontrará o resultado em apenas 1 regra de três.

Ao reescrevermos a relação acima, substituindo cada mol de CO_2 por 22,4L, temos:

4 mols de TNG_____12 . 22,4L de CO_2

1 mol de TNG_____x

x=67,2L de CO_2

Resposta: letra E

2.6- GRANDEZAS, MASSA, VOLUME E DENSIDADE

Em ciências, dentre elas a química, estamos sempre realizando medidas. Mede-se o tempo, velocidade (distância/tempo), volume, massa, temperatura. Essas medidas também estão muito presentes no cotidiano e, às vezes, nem percebemos. Os produtos líquidos, por

exemplo, pagamos valores proporcionais ao volume. Por outro lado, produtos no estado sólido tais como carnes e hortaliças, pagamos o valor proporcional ao peso. Por exemplo, uma embalagem de 2,0L (litro) de refrigerante custa mais que uma embalagem de 500 mL (mililitro) ou 0,5 L. No primeiro dia de aula de inglês, por exemplo, você saiu com antecedência de casa e cronometrou o tempo gasto, em horas ou em minutos, da sua casa até o curso. No segundo dia em diante, você considerou aquele tempo para decidir quantos minutos antes precisa sair de casa para não chegar atrasado à aula. Exemplificamos aqui três tipos de grandezas (peso, volume e tempo), mas é claro que existe uma gama bem diversificada de outras grandezas (ex: temperatura, velocidade, densidade, umidade), sobretudo em química.

Grandeza é tudo que pode ser medido.

Para medirmos essas grandezas, precisamos das chamadas **unidades de medida**. Hora e minutos são duas unidades de medida da grandeza tempo. Kilograma e grama, da grandeza massa. Graus Celsius e Fahrenheit, de temperatura. Mas com foram encontradas essas unidades?

As unidades de medidas foram convencionadas, ou seja, escolhidas ao acaso. Por exemplo, mediu um certo intervalo de tempo curto e definiu como sendo s (segundo). Em seguida, definiu-se arbitrariamente que 1 min (minuto) corresponderia a soma de 60s. Da mesma maneira definiu-se a unidade hora. Em suma: quando alguém lhe perguntar por que 1 min têm 60 s, você pode responder "Porque alguém quis que fosse assim!".

Com o intuito de padronizar, sempre que possível, as medições, foi estabelecido um conjunto como sendo o **Sistema Internacional de Unidades (SI)**. Veja algumas unidades do SI na tabela abaixo.

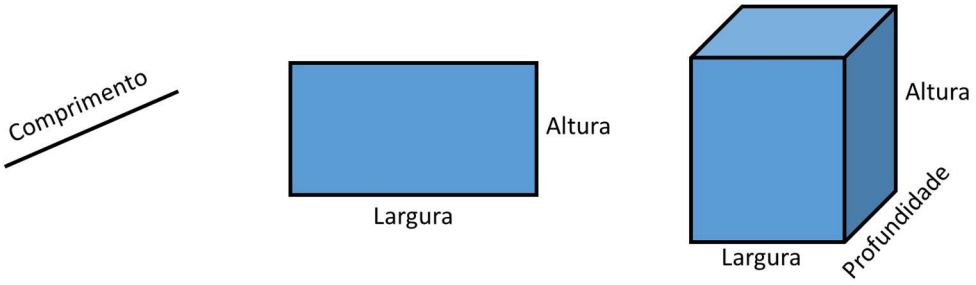
Grandeza	Unidade do SI	Símbolo
Massa	Quilograma	Kg
Temperatura	Kelvin	K
Tempo	Segundo	s
Comprimento ou distância	Metro	m
Área	Metro quadrado	m^2 (m x m)
Volume	Metro cúbico	m^3 (m x m x m)

Para medir nossa massa corporal é interessante utilizar a unidade Kg. No entanto, nem sempre é conveniente utilizar as unidades do SI. Vimos que 1 mol de água pesa apenas 18 g (grama). Se fossemos medir essa quantidade em quilogramas teríamos 0,018. Imagine agora medir a massa de 1 molécula em kilograma, seria ainda mais inconveniente. Por isso, diferentes unidades de massa aparecerão em exercícios e você precisará saber interconvertê-las. Para ajudar nessa tarefa, segue algumas relações úteis para unidades de massa:

1 ton (tonelada) = 1000 Kg
1 kg = 1000 g
1 g = 1000 mg (miligrama)
1 mg = 1000 µg (micrograma)

Vimos no SI que comprimento é medido em m; área em m^2; e volume em m^3. *Mas por que existe essa diferença?*

Acompanhe nossa discussão correlacionando-a com as figuras abaixo. No caso de uma linha, temos apenas uma dimensão (distância) que pode ser medida em metros (m). Já na figura do retângulo, ou qualquer outra figura planar (triângulo, quadrado, etc), temos uma região contida no seu interior, que é denominada área e poder ser medida utilizando apenas 2 dimensões, cada dimensão pode ser medida em m e, por isso, a unidade resultante é m x m ou m^2. Essa multiplicação ocorre porque para encontrar a área de um quadrado devemos multiplicar sua largura por sua altura [ou lado x lado]. Por fim, em um prisma temos três dimensões (largura, profundidade e altura). Multiplicando as três dimensões, encontrarmos o volume contido na figura geométrica. Se cada dimensão pode ser medida em m, então a unidade de volume será m x m x m (m^3).



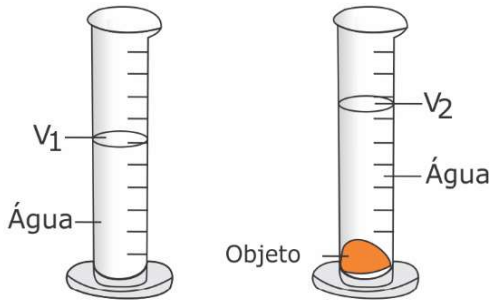
Segue algumas relações úteis entre unidades de medida de volume:

1 m^3 = 1000 dm^3 (decímetro cúbico) = 1000 L (litro)
1 dm^3 = 1 L = 1000 cm^3 (centímetro cúbico) = 1000 mL
1 cm^3 = 1 mL = 1000 µL (microlitro)

Da relação entre massa e volume, temos uma nova grandeza muito útil em química, a densidade. A **densidade (d)**, também chamada **massa específica**, é a relação entre a massa (m) e volume (V) de um dado corpo:

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

A unidade de densidade no SI (Sistema Internacional de Medida) é kg/m^3 ($kg.m^{-3}$). Outras unidades usuais são g/cm^3, g/mL, kg/dm^3 e kg/L. As duas primeiras e as duas últimas são equivalentes entre si, pois **$1\ cm^3$ corresponde a 1mL e $1dm^3$ corresponde a 1L (MEMORIZE ESSAS RELAÇÕES)**. Vale lembrar que toda matéria possui massa e ocupa um volume, independente do seu estado físico (sólido, líquido ou gasoso). Desta forma, a densidade pode ser medida para líquidos, sólidos e gás. Veja o exemplo na figura abaixo. Podemos medir o volume de uma pedra, inserindo-a em uma proveta graduada (recipiente utilizado em laboratórios para medir volumes) com um volume V_1 de água. Após a adição da pedra dentro do líquido, o menisco subirá para um volume maior, V_2, sendo o volume da pedra $V_2 - V_1$.



Volume do objeto = $V_2 - V_1$ [3]

A massa (m) da pedra pode ser pesada em uma balança analítica e a densidade obtida pela relação m/V.

> Da análise da fórmula da densidade (d = m/V), notamos que densidade é diretamente proporcional à massa (m). Isto significa que, quanto maior a massa em um volume fixo, maior será a densidade do material. Por outro lado, na mesma fórmula, notamos que densidade é inversamente proporcional ao volume (V). Sendo assim, considerando uma massa fixa, quanto maior o volume de um objeto, menor será a sua densidade. Tranquilo essas relações, não é mesmo?

Materiais mais densos passam a impressão de serem mais pesados porque eles concentram uma maior massa em um menor volume. Metais, em geral, são materiais densos e, por isso, pequenos pedaços (volumes pequenos) de metais apresentam uma maior massa. Por outro lado, algodão é um material pouco denso e, por isso, grandes volumes desse material estão associados a massa pequena.

TOME NOTA!

Considerando uma mesma substância, a densidade no estado sólido será maior que no estado líquido, que, por sua vez, será maior que no estado gasoso. Isso acontece porque no estado sólido, as moléculas estão o mais próximo possível, condensando a maior massa em um menor

[3] *Adaptado de UEAP, apostila do curso LABORATÓRIO DE RESISTÊNCIA DE MATERIAIS.*

volume. Já no estado líquido, as moléculas estão um pouco mais distantes, diminuindo a massa contida em um mesmo volume. Por fim, no estado gasoso, as moléculas estão bem distantes entre si, diminuindo drasticamente a densidade.

Existe uma única substância que, em certa faixa de temperatura, desobedece essa regra geral: a água. Via de regra, aquecendo um material, ele tende a dilatar (expandir). É por isso que gases são menos densos que os líquidos, pois precisamos aquecer para vaporizar as substâncias. Acontece que a água quando aquecida, entre 0 e 4°C, contrai-se e não dilata como acontece com todas as outras substâncias. Esse fenômeno é conhecido como **comportamento anômalo da água**. Essa "anomalia" é responsável pelo gelo (água sólida) flutuar na superfície de lagos em regiões muito frias, em que a água líquida está em temperatura entre 0 e 4°C, pois nessas condições a água apresenta densidade maior que a densidade do gelo.


istockphoto.com (2018)

Lembre-se, os materiais mais densos vão para o fundo do líquido. É por isso que no experimento anterior, a pedra foi para o fundo do líquido contido na proveta.

Vamos a um exemplo para notarmos como a densidade é útil no dia a dia da química, por exemplo, em um laboratório. Considere que o Ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado possui densidade 1,84g/cm^3 e massa molar 98g/moL. Caso quiséssemos medir um 1mol desse ácido, em tese, bastaria pesar 98g. Entretanto, não é muito viável pesar o H_2SO_4 por ele ser um reagente no estado líquido a temperatura ambiente. O mais comum é medirmos o volume dos reagentes líquidos. Para o H_2SO_4, é recomendável a utilização de uma proveta. Nesses casos, devemos utilizar a densidade tabelada para converter a massa desejada em volume, como segue:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 1,84 g \times cm^{-3} = \frac{98g}{V} \rightarrow V = 53,3 mL$$

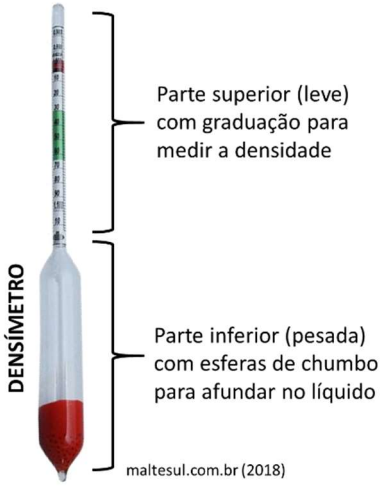
Assim, ao medir 53,3 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado, teremos o corresponde a 1 mol desse ácido ou 6,022.10^{23} moléculas.

LEITURA OBRIGATÓRIA

Situações práticas e/ou experimentais tem sido cobrado, cada vez mais, em provas de química. Nesse sentido, pode aparecer em sua prova a utilização do densímetro para medição de densidade de líquidos. Por isso, vamos falar um pouquinho sobre ele e do seu uso.

O **densímetro** é um instrumento de laboratório destinado a medir a densidade (massa específica) de líquidos. Seu revestimento é fabricado em vidro e seu interior pode ser dividido em duas partes:

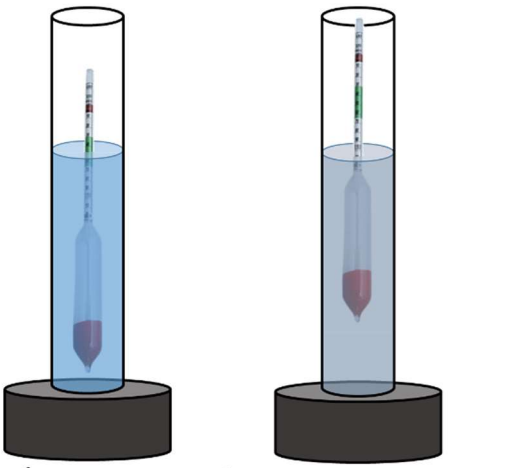
1. **a inferior** que é mais pesada, onde normalmente a esferas de chumbo que ajudam o densímetro a mergulhar (afundar) no líquido; e
2. **a superior** que é mais leve, na qual encontra-se a graduação do densímetro e, por isso, onde deve ser realizada a medição.



Sua utilização é tão simples como 2 mais 2 são quatro. Para tanto:

1. coloca-se o líquido de interesse em um recipiente, em geral, utiliza-se uma proveta;
2. insere com cuidado o densímetro no interior do líquido (com cuidado para que ele não choque no fundo do recipiente, pois pode quebrar);
3. aguarda-se a estabilização do densímetro, evitando que ele encoste nas paredes do recipiente; e
4. realiza-se a leitura da densidade na graduação do densímetro no ponto coincidente com a superfície do líquido. A leitura do densímetro já informa diretamente a densidade do líquido examinado.

Quanto menos denso for o líquido, mais a parte pesada do densímetro conseguirá afundar no líquido e uma menor parte da graduação ficará de fora do líquido. Veja a comparação abaixo, na qual foi utilizada o mesmo densímetro para medir a densidade da água e do ácido sulfúrico concentrado.



Outra aplicação bastante popular dos densímetros é medir quanto de água está misturada ao álcool. Como o álcool é menos denso que a água, quanto maior a densidade do líquido (água+álcool), menor será a concentração de álcool na solução.

HORA DE praticar!

11. (UFG 2013) Uma peça metálica com geometria cúbica foi fabricada com um dos elementos químicos apresentados na tabela a seguir:

Metal	Densidade (g/cm³)
Pt	21,1
Au	19,3
Pd	12,0
Ag	10,5
Cr	7,2

Considerando-se a aresta do cubo igual a 2,5 cm e a massa total da peça igual a 112,5 g, conclui-se que o metal utilizado para construção da peça metálica foi:

A) a Pt

B) o Au

C) o Pd

D) a Ag

E) o Cr

Comentários: para resolvermos esta questão precisamos calcular o volume do cubo. Este cálculo pode ser realizado por meio da expressão **V = a³**, em que **a** corresponde a medida da aresta, o que corresponde a largura x profundidade x altura, sendo essas três dimensões iguais para o cubo.

$$V = a^3$$

$$V = (2,5\ cm)^3 = 15,625\ cm^3$$

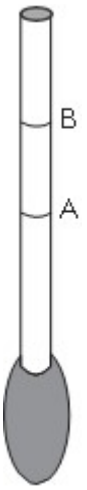
Agora, podemos aplicar a massa fornecida e o volume encontrado na fórmula da densidade, como segue:.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{112,5g}{15,625cm^3} = 7,2g/cm^3$$

Desta forma, a densidade de 7,2 g/cm^3 descrita na tabela no enunciado, corresponde à densidade do Cr.

Reposta: letra E

12. (ENEM 2017 – 2ª APLICAÇÃO) Um estudante construiu um densímetro, esquematizado na figura, utilizando um canudinho e massa de modelar. O instrumento foi calibrado com duas marcas de flutuação, utilizando água (marca A) e etanol (marca B) como referências.



Em seguida, o densímetro foi usado para avaliar cinco amostras: vinagre, leite integral, gasolina (sem álcool anidro), soro fisiológico e álcool comercial (92,8°GL).

Que amostra apresentará marca de flutuação entre os limites A e B?

A) Vinagre.

B) Gasolina.

C) Leite Integral.

D) Soro fisiológico.

E) Álcool comercial.

Comentários: questão relativamente difícil, mas vamos destrinchá-la para que tire de letra outra desse tipo que aparecer em sua prova. O primeiro ponto a ser observado é que as duas marcações, feitas no densímetro artesanal, correspondem às medições realizadas com água pura e álcool puro. Vimos ainda que, quanto menos denso for o líquido, mais a parte pesada

do densímetro conseguirá afundar no líquido e uma menor parte da graduação ficará de fora do líquido. Portanto, sabendo que o álcool é menos denso que a água, concluímos que a marcação superior (B) corresponde ao álcool e a marcação inferior (A) corresponde a água.

Embora não tenhamos discutido ainda as propriedades coligativas, vou lhe adiantar o seguinte: quanto mais soluto tiver em uma solução, maior será a densidade. Por exemplo, um copo de água (solvente) contendo 1 colher de sal de cozinha (soluto) é menos denso que um copo de água contendo 5 colheres de sal. Uma dica para não esquecerem dessa informação: lembrem-se do **mar morto**, aquele lago salgado no oriente médio, em que a concentração de sais é tão grande que as pessoas não afundam na água, pois a densidade da água passa a ser maior que a do corpo humano (ilustração abaixo).



Vamos agora à análise das alternativas para descobrirmos qual delas apresentará leitura do densímetro entre água e álcool, ou seja, uma densidade intermediária entre as duas substâncias.

Letras A, C e D: vinagre, leite integral e soro fisiológico são soluções aquosas (tem como solvente a água), cujos solutos são ácido acético, proteínas e sais. Sendo assim, a densidade dessas três alternativas é superior à da água. Desta forma, a utilização do densímetro artesanal para essas soluções resultará em leituras abaixo da marcação A.

Letra B: gasolina, assim como vários outros hidrocarbonetos, apresentam densidade baixa. A gasolina apresenta densidade em torno de 0,74 g/cm^3, enquanto o álcool apresenta densidade em torno de 0,8 g/cm^3. Estudaremos mais adiante como as forças intermoleculares (interação entre moléculas vizinhas) podem influenciar na densidade dos líquidos. Sendo assim, o uso do densímetro na gasolina resultará em uma medição acima do ponto B.

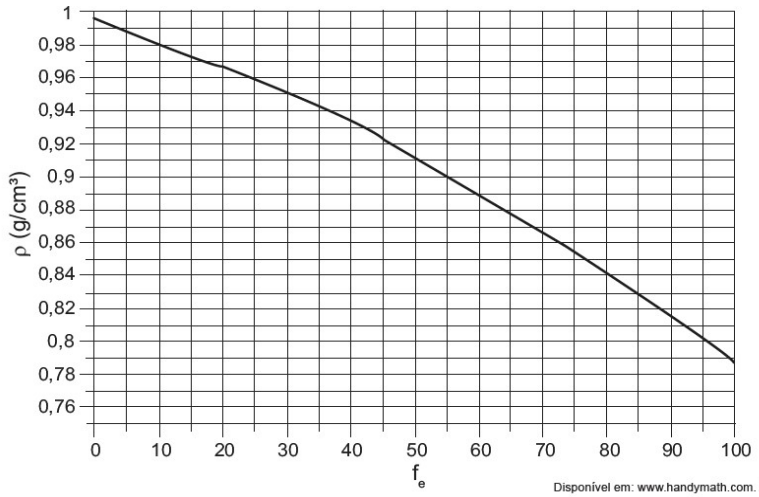
Letra E: por exclusão, só restou a letra E como alternativa correta. Mas vamos entender o porquê. De acordo com as informações do enunciado, estávamos a procura de uma solução que nos desse uma densidade intermediária entre a água e o álcool. Considerando que Álcool comercial é composto da mistura de álcool e água, então a medida de sua densidade só pode estar entre os pontos A e B.

Resposta: letra E

13. (ENEM 2015 – PPL) O álcool utilizado como combustível automotivo (etanol hidratado) deve apresentar uma taxa máxima de água em sua composição para não prejudicar o funcionamento do motor. Uma maneira simples e rápida de estimar a quantidade de etanol em misturas com água é medir a densidade da mistura. O gráfico mostra a variação da densidade da mistura (água e etanol) com a fração percentual da massa de etanol (fe), dada pela expressão

$$f_e = 100 \times \frac{m_e}{(m_e + m_a)},$$

em que me e ma são as massas de etanol e de água na mistura, respectivamente, a uma temperatura de 20°C.



Disponível em: www.handymath.com. Acesso em: 8 ago. 2012.

Suponha que, em inspeção de rotina realizada em determinado posto, tenha-se verificado que 50,0 cm³ de álcool combustível tenham massa igual a 45,0 g. Qual é a fração percentual de etanol nessa mistura?

A) 7%

B) 10%

C) 55%

D) 90%

E) 93%

Comentário: os gráficos sempre aparecerão em disciplinas ligadas a ciência, sobretudo em química. Por isso, a interpretação deles se faz muito útil na resolução de questões. Nessa questão, o gráfico traz uma curva (linha) que comunica os eixos x (fração percentual da massa de etanol - fe, em porcentagem) e y (densidade em g/cm^3).

Antes de utilizarmos o gráfico, precisamos calcular a densidade a partir dos dados coletados na inspeção de rotina realizada em determinado posto:

Dados:

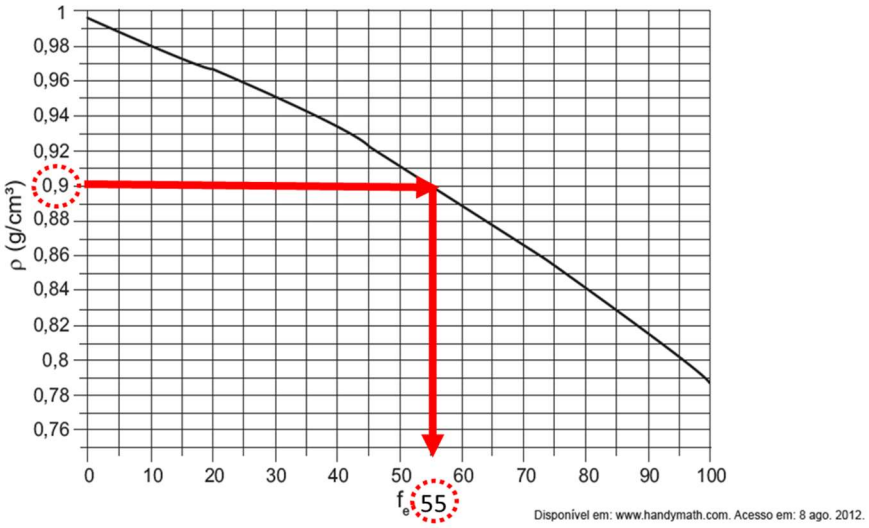
m = 45,0 g

V = 50,0 cm^3

Cálculo da densidade:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow d = \frac{45\ g}{50\ cm^3} \Rightarrow d = 0{,}9\ g.cm^3$$

Uma vez conhecida a densidade da amostra, podemos encontrar a fração percentual da massa de etanol (fe) correspondente a essa densidade, a partir do gráfico, conforme ilustrado a seguir:



Disponível em: www.handymath.com. Acesso em: 8 ago. 2012.

Como se vê a Fe é de aproximadamente 55%.

Resposta: letra C

2.7- ESTEQUIOMETRIA

Os conceitos ensinados até aqui são tranquilos e não há dificuldades em aplicá-los separadamente. Provavelmente você já conhecia todos e fez, durante a leitura até aqui, apenas uma revisão. Conforme dito anteriormente, todas as relações estudadas na Teoria Atômico-Molecular são importantes para realizarmos os cálculos estequiométricos. Um ou outro exercício pode ter um grau de dificuldade um pouco maior, porque são exigidos vários conceitos da Teoria Atômico-Molecular.

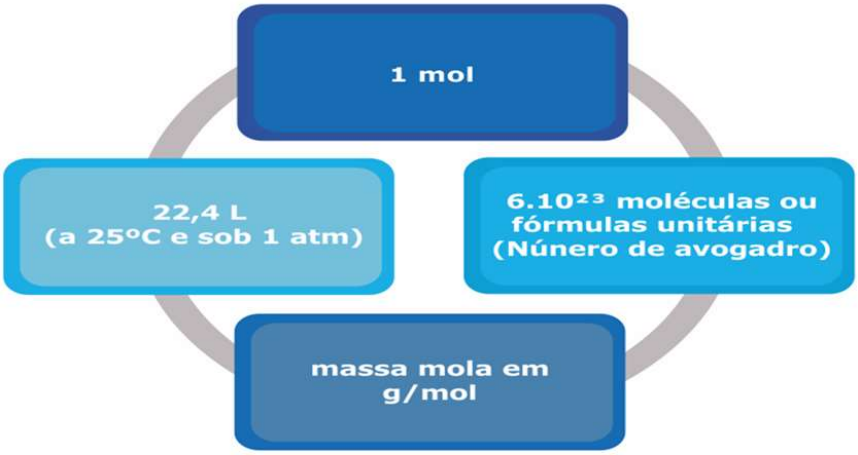
Vou explicar algumas orientações mais gerais de resolução de exercícios sobre estequiometria e, em seguida, vamos praticar, resolvendo muitos exercícios, que é a melhor maneira de compreender esse conteúdo.

O exercício será de estequiometria ou Teoria Atômico-Molecular, toda vez que o foco do exercício for concentrações de soluções (tópico que trabalhemos melhor mais adiante), massas, volumes, etapas de diluição de uma solução, número de mols, pureza, dentre outros termos

relacionados à medição de substâncias e suas respectivas purezas. Para resolver esse tipo de exercício, siga as seguintes orientações básicas:

1. **Caso envolva uma reação, baseie-se na equação química devidamente balanceada.** Em muitos casos, a equação química balanceada é fornecida, já em outros, você deverá balancear. Por enquanto, não se preocupe com balanceamento de equações químicas, pois estudaremos esse assunto detalhadamente em outra aula.
2. **Aplique as relações estudadas na Teoria Atômico-Molecular.**
3. **Para toda relação que não houver fórmula pré-definida ou que você não se lembrar da fórmula, aplique a REGRA DE TRÊS.**

O esquema abaixo resume muito do que já estudamos e ele será muito útil para você acertar ao montar as regras de três:



[4]

A regra de três pode ser estruturada como segue na tabela:

Conhecido ou fornecido:	1 mol	Contém: $6{,}022.10^{23}$ unidades (átomos ou moléculas ou espécies).	Que possui uma dada MM (calculada, usando tabela periódica).	E se for gás, ocupará um volume de 22,4 L.
Destacando apenas os valores (1ª linha da regra de três).	**1 mol**	**$6{,}022.10^{23}$**	**MM**	**22,4**
2ª linha da regra de três.	**x mols**	**y unidades**	**z (g/mol)**	**k litros**

[4] Adaptado de manualdaquimica.uol.com.br. Acesso em 04 de dez. 2018.

Resolução:	É necessário conhecer dois valores da 1ª linha. Posicione um dos valores fornecidos pelo enunciado abaixo do valor correspondente ao da 1ª linha. O outro valor será o objetivo (resolução) do exercício. Para esse valor objetivo, aplique uma letra e multiplique cruzado. Por exemplo: 100 g de água corresponde a quantos mols? 1 mol de H_2O _____ 18g (MM) x _____ 100g x = 5,56 mols **DICA:** verifique sempre se a unidade de cima corresponde à unidade da linha de baixo, pois isso é, quase sempre, necessário.

Antes de colocarmos, efetivamente, a mão na massa, pontuo, no destaque abaixo, uma situação que, às vezes, gera uma pequena confusão entre os alunos.



Quando usar a regra de três inversa?

Na grande maioria dos exercícios estequiométricos, são utilizadas grandezas diretamente proporcionais. No entanto, existe uma exceção que é particularmente importante para nós.

Imagine que gostaríamos de pesar 2 mols de NaCl, cloreto de sódio, e, no rótulo do reagente, venha especificado a sua pureza em 98%. Isso significa que 2% do que você vai pesar não é NaCl, o que deve ser compensado para que efetivamente pesemos os 2 mols necessários.

1º passo - Calcular a massa molar (M) do NaCl, utilizando tabela periódica:
M = 58,4 g/mol

2º passo - Encontrar a massa de 2 mols de NaCl. Para tanto, podemos utilizar a fórmula do número de mols $n = \frac{m}{MM}$ ou a regra de três. Vamos, desta vez, exercitar a estruturação da regra de três:

1 mol de NaCl _____ 58,4g
2 mols de NaCl _____ x
x = 116,8 g

3º passo – Corrigir a massa pela pureza. Se a pureza fosse 100%, nenhum ajuste de massa seria necessário, não é mesmo? Mas no nosso exemplo a pureza é de 98%. Então, devemos estruturar mais uma regra de três:

116,8 g _____ 100%

x _____ 98%

Resolvendo a regra de três acima, obteríamos uma massa menor. Entretanto, o esperado é que para obtermos efetivamente 2 mols, devemos pesar mais que 116,8g devido às impurezas presentes. Isso acontece porque nesses casos estamos diante de uma relação inversamente proporcional, na qual, quanto menor a pureza, maior será a massa necessária. Logo, para resolver nossa questão, conserve um lado da regra de três e inverta o outro lado como segue:

116,8 g _____ 100%
x _____ 98%

116,8 g _____ 98%
x _____ 100%
x = 119,18 g

Desta forma, seria necessário pesar 119,18g para se obter efetivamente 2 mols de NaCl.

HORA DE praticar!

14. (Unicastelo SP/2013) Para economizar água, basta fechar a torneira. Por exemplo, escovar os dentes por cinco minutos com a torneira aberta gasta, em média, 12 litros de água, enquanto que molhar a escova, fechar a torneira e bochechar com um copo d'água, gastam 0,3 L. Considerando que a densidade da água é 1 $g.mL^{-1}$ e a constante de Avogadro $6,0\times10^{23}$ mol^{-1}, a economia, em número de moléculas de água, H_2O, demonstrada é de, aproximadamente,

A) 1×10^{26}.

B) 2×10^{26}.

C) 4×10^{26}.

D) 8×10^{26}.

E) 1×10^{27}.

Comentários: precisamos encontrar o número de moléculas de água presentes nos volumes de 12 L e 0,3 L. Podemos realizar esse cálculo em duas etapas:

i. Transformar os volumes em massa, utilizando a fórmula da densidade; e
ii. Transformar a massa em moléculas, baseando no número de Avogadro e estruturando uma regra de três.

Como a densidade é dada em g/mL, é conveniente transformar os volumes em litros para mililitros: 12L (12.10^3 mL) e 0,3 (300 mL). Feito isso, vamos às duas etapas citadas anteriormente.

Para 12 L temos:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d.V \Rightarrow m = 1g.mL^{-1}.12.10^{3}mL$$

$$m = 12.10^{3}\ g \text{ de } H_2O$$

$$\begin{array}{rl} 18g & \longrightarrow\ 6{,}0.10^{23} \text{ moléculas} \\ 12.10^{3}\ g & \longrightarrow\ X_1 \end{array}$$

$X_1 = 4{,}0.10^{26}$ moléculas de H_2O

Para 0,3 L temos:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d.V \Rightarrow m = 1g.mL^{-1}.300\ mL$$

$$m = 300\ g \text{ de } H_2O$$

$$\begin{array}{rl} 18g & \longrightarrow\ 6{,}0.10^{23} \text{ moléculas} \\ 300\ g & \longrightarrow\ X_2 \end{array}$$

$X_2 = 1{,}0.10^{25}$ moléculas de H_2O

Para encontrarmos a economia de água em número de moléculas, basta calcular a diferença entre X_1 e X_2, como segue:

$$X_1 - X_2 = (4{,}0.10^{26}) - (1{,}0.10^{25})$$

$$= 3{,}9.10^{26} \cong 4.10^{26}$$

Reposta: letra C

15. (FUNRIO - Assistente de Laboratório - Química - IF-BA- 2014) Determine o número de moléculas de gás carbônico obtidas pela queima de 6g de carbono puro (C=12). Considere a constante ou número de Avogadro igual a 6×10^{23}.

a) 3×10^{23} moléculas de CO_2.

b) 12×10^{23} moléculas de CO_2.

c) 33×10^{23} moléculas de CO_2.

d) 6×10^{23} moléculas de CO_2.

e) 18×10^{23} moléculas de CO_2.

Comentário: para resolver essa questão devemos equacionar a reação de combustão do carbono, conforme apresentado abaixo. Uma reação de combustão ocorre geralmente na presença de gás oxigênio (O_2). Como podemos observar nas alternativas da questão, essa reação trata-se de uma combustão completa, em que o produto da reação é o dióxido de carbono ou gás carbônico (CO_2), já que, conforme discutiremos em outra aula, a combustão incompleta produz monóxido de carbono (CO), que não é o caso.

$$1\ C_{(s)} + 1\ O_{2(g)} \rightarrow 1\ CO_{2(g)}$$

Um mol de carbono corresponde a 12 g e 1 mol de CO_2 correspondem a $6{,}0.10^{23}$ moléculas, logo, podemos formular a seguinte regra de três.

12 g de C ——— $6{,}0.10^{23}$ moléculas CO_2
6 g de C ——— X

X= **3.10^{23} moléculas de CO_2**

Resposta: letra A

16. (CESGRANRIO - Técnico de Operação Júnior - Petrobras - 2014) Dióxido de manganês é um composto sólido que reage com solução aquosa de ácido clorídrico de acordo com a equação representada abaixo:

$$MnO_2(s) + 4\ HC\ell(aq) \rightarrow MnC\ell_2(aq) + C\ell_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

A massa de 1,3 g de dióxido de manganês reage com solução aquosa de ácido clorídrico em excesso produzindo, aproximadamente:

(Dado: Constante de Avogadro = $6{,}0 \times 10^{23}$)

a) 0,020 mol de H_2O

b) $6{,}0 \times 10^{23}$ íons $C\ell^-$ no meio aquoso

c) $9{,}0 \times 10^{21}$ íons Mn^{2+} no meio aquoso

d) 0,030 mol de $C\ell_2(g)$

e) 12,6g de $MnC\ell_2$ no estado sólido

Comentário: para resolvermos essa questão precisamos consultar a tabela periódica e calcularmos a massa molar do dióxido de manganês.

Mn = 55 u

O = 16 u

$M_{(MnO2)}$ = 55+2x16 = 87 g/mol

Feito isso, precisamos calcular o número de mols presentes em 1,3 g dessa substâncias.

1 mol de MnO_2 ——— 87 g
X ——— 1,3 g

X= 0,015 mols de MnO_2

Agora podemos julgar as alternativas.

Letra A: incorreta. Pelas proporções de quantidade de matéria chegamos à conclusão que:

$$MnO_2(s) + 4\ HC\ell(aq) \rightarrow MnC\ell_2(aq) + C\ell_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

1 mol 4 mols 1 mol 1 mol 2 mols

1 mol de MnO_2 ——— 2 mols de H_2O
0,015 mols ——— X

X = 0,03 mols de H_2O

Letra B: incorreta. A espécie química $MnC\ell_2$ em meio aquoso se dissocia em Mn^{2+} e $C\ell^-$ (esse conteúdo você verá com mais detalhes posteriormente).

$$MnO_2(s) + 4\ HC\ell(aq) \rightarrow MnC\ell_2(aq) + C\ell_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

1 mol 4 mols 1 mol 1 mol 2 mols

1 mol de MnO_2 — 1 mol de $MnC\ell_2$
0,015 mols — X

X = 0,015 mols $MnC\ell_2$

Logo, 0,015 mols MnO_2 formam **0,015 mols de Mn^{2+} e $C\ell^-$**

Letra C: correta. Como calculado na alternativa anterior, 0,015 mols MnO_2 formam 0,015 mols de Mn^{2+} e $C\ell^-$. Dessa forma, basta calcularmos o número de íons presentes em 0,015 mol.

1 mol de Mn^{2+} — $6x10^{23}$ íons Mn^{2+}
0,015 mol — X

X = $9x10^{21}$ íons de Mn^{2+}

Letra D: incorreta. Conforme podemos verificar por meio das relações abaixo.

$$MnO_2(s) + 4\ HC\ell(aq) \rightarrow MnC\ell_2(aq) + C\ell_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

1 mol 4 mols 1 mol 1 mol 2 mols

1 mol de MnO_2 — 1 mol de $C\ell_2(g)$
0,015 mols — X

X = 0,015 $C\ell_2(g)$

Letra E: incorreta. A reação não forma $MnC\ell_2$ no estado sólido.

Reposta: letra C

HORA DE PRATICAR!

3- LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS

17. (FUNRIO - Assistente de Laboratório - IF-PA - 2016) O cientista francês Antoine Lavoisier que viveu no século XVII é o autor de uma das mais importantes leis relativas as reações químicas, a chamada "Lei de conservação das massas". Com relação a essa lei podemos afirmar:

a) numa reação química, as massas dos produtos são sempre a metade da massa dos reagentes.

b) numa reação química, não existe relação entre as massas dos reagentes e dos produtos.

c) numa reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

d) numa reação química, as massas dos produtos são sempre o dobro das massas dos reagentes.

e) numa reação química, a soma massas dos produtos é sempre inversamente proporcional à soma das massas dos reagentes.

Comentário: a Lei da Conservação das Massas, proposta por Lavoisier, afirma que, em um recipiente fechado, a soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação. Ou seja, quando não há troca de matéria do sistema com as vizinhanças, a soma das massas dos reagentes é igual a soma das massas dos produtos. Ex.

$$\underbrace{\text{reagente A} + \text{reagente B}}_{} \rightarrow \underbrace{\text{reagente C} + \text{reagente D}}_{}$$

$$50\ g \quad = \quad 50g$$

Resposta: letra C

---

18. (UFPA - Técnico de Laboratório - UFPA - 2017)

A reação química $2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$ ocorre em duas etapas:

Etapa 1: $H_{2(g)} + NO_{(g)} + NO_{(g)} \rightarrow N_2O_{(g)} + H_2O_{(g)}$

Etapa 2: $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

Sobre essas reações químicas, é CORRETO afirmar que na etapa:

a) 1 o número de moléculas reagentes é igual ao número de moléculas formadas.

b) 2 a massa de reagentes é diferente da massa de produtos formados.

c) 1 há dois reagentes e dois produtos, todos no mesmo estado físico.

d) 1 ocorre reação de síntese, enquanto na 2 ocorre análise.

e) 2 ocorre reação de análise, enquanto na 2 ocorre síntese.

Comentário: Para resolução dessa questão iremos jugar cada alternativa.

Letra A: incorreta. Na etapa 1, podemos perceber que existem três moléculas moléculas do lado dos reagente ($H_{2(g)}$; $NO_{(g)}$; $NO_{(g)}$) e apenas duas moléculas do lado dos produtos ($N_2O_{(g)}$; H_2O). Portanto, o número de moléculas reagentes de formadas não são iguais.

Letra B: incorreta. Na etapa 2, somatória de massa das espécies químicas nos reagentes é a mesma dos produtos.

$$H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

$$\underbrace{2\ g + 40\ g}_{} \quad \underbrace{24\ g + 18\ g}_{}$$

$$42\ g \quad = \quad 42\ g$$

Letra C: correta. Na etapa 1, existem dois reagente e dois produtos, ambas as espécies estão no estado gasoso.

$$\underbrace{H_{2(g)} + NO_{(g)} + NO_{(g)}}_{} \rightarrow \underbrace{N_2O_{(g)} + H_2O_{(g)}}_{}$$

Reagentes Produtos

Note, que $NO_{(g)}$ se repete e trata-se da mesma espécie química, podendo ser representado como 2 $NO_{(g)}$.

Letra D e E: incorreta. A etapa 2 trata-se de uma reação de simples troca ou descolamento.

Resposta: letra C

---

19. (FMJ SP/2014) Considerando que a constante de Avogadro é igual 6×10^{23} mol^{-1}, calcula-se que o número de átomos de platina presente em cada miligrama desse metal é cerca de Dados: Pt =195 u

A) 6×10^{20}.

B) 1×10^{18}.

C) 1×10^{20}.

D) 6×10^{18}.

E) 3×10^{18}.

Comentários: para resolver esta questão, basta aplicarmos uma regra de três simples. A massa atômica da platina é dada no enunciado como sendo 195 u (unidades de massa atômica). Para a partir dela encontrarmos a a massa molar (M), basta substituir "u" por "$g.mol^{-1}$", ou seja, M = 195 $g.mol^{-1}$. Desta forma, baseando nos conceitos da teoria atômico-molecular, podemos dizer que em cada 195 g temos 6×10^{23} átomos de Pt, não é mesmo?

Dito isso, podemos estruturar a seguinte regra de três:

Lembre-se: 1 mg corresponde a 1.10^{-3} g, já que 1 g contém 1000 mg.

195 g ⟶ 6×10^{23} átomos de Pt

1.10^{-3} g ⟶ x

$x = 3{,}0.10^{18}$ átomos de Pt

Então, em 1mg, temos $3{,}0.10^{18}$ átomos de Pt.

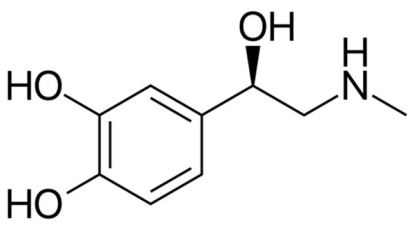
Reposta: letra E

---

20. (UFPR 2017) Em momentos de estresse, as glândulas suprarrenais secretam o hormônio adrenalina, que, a partir da aceleração dos batimentos cardíacos, do aumento da pressão arterial e da contração ou relaxamento de músculos, prepara o organismo para a fuga ou para a defesa.

Dados – M ($g\ mol^{-1}$): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16

Qual é o valor da massa molar (em $g\ mol^{-1}$) desse composto?



A) 169

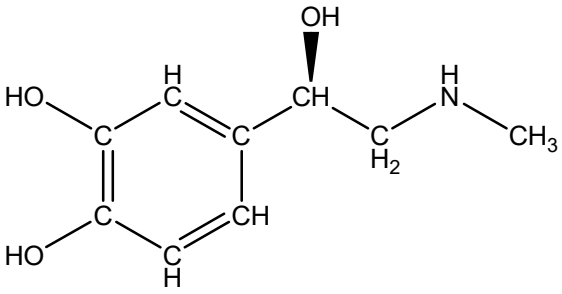
B) 174

C) 177

D) 183

E) 187

Comentários: para resolvermos essa questão, basta somarmos a massa de cada elemento presente na estrutura. A estrutura com todos os átomos presentes na molécula está representada abaixo.



$C_9H_{13}O_3N$

Agora é só somar as massas.

C - 12.9 = 108 g

H - 1.13 = 13 g

O - 16.3 = 48 g

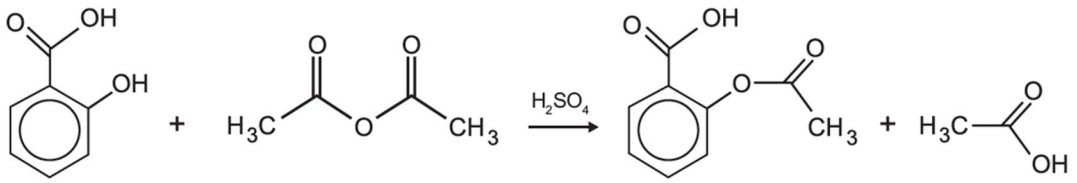
N - 14.1 = 14 g

108 + 13 + 48 + 14 = **183 g/mol**

Reposta: letra D

---

21. (ENEM 2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:



Ácido salicílico **Anidrido acético** **Ácido acetilsalicílico** **Ácido acético**

Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório e antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância.

Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

A) 293

B) 345

C) 414

D) 690

E) 828

Comentários: podemos começar encontrando qual a massa de ácido acetilsalicílico (AAS) necessária para produção de 900 mil comprimidos. Sabendo que, em 1 comprimido, utiliza-se 500 mg (= 0,5g) de AAS, podemos estruturar a seguinte regra de três:

0,5 g de AAS _____ 1 comprimido
x _____ 900 000 comprimidos
x = 450 000 g de AAS

Como a massa é muito elevada para ser expressa em gramas, podemos dividir por 1000 para convertê-la para quilos: 450 kg.

Mas lembre-se, estamos interessados na quantidade necessária do reagente ácido salicílico para produção dos 900 mil comprimidos. Da reação, notamos que 1 mol de ácido salicílico (138 g) é consumido para produção de 1 mol (180 g) de ácido acetilsalicílico (AAS). Sendo assim, podemos estruturar a seguinte regra de três:

138 g de Ác. Salicílico _____ 180 g de AAS
x _____ 450 kg de AAS
x = 345 Kg de Ác. Salicílico

Ao verificarmos as alternativas, notamos que há a resposta 345 kg. No entanto, tome bastante cuidado nesse tipo de questão. Note que no enunciado foi informado que o rendimento do processo de produção é de apenas 50%, ou seja, a metade dos reagentes acabam sendo perdidos.

A saída para encontrarmos a resposta correta é sim mais uma regra de três. No entanto, peço cuidado novamente! Estamos diante de uma regra de três inversa, em que, quanto menor o rendimento do processo, maior será a massa necessária. Logo, para resolver nossa questão, conserve um lado da regra de três e inverta o outro lado como segue:

345 Kg de Ác. Salicílico _____ 100%
x _____ 50%

345 Kg de Ác. Salicílico _____ 50%
x _____ 100%
x = 690 Kg de Ác. Salicílico

Resposta: letra D

22. (ENEM 2013) Os densímetros instalados nas bombas de combustível permitem averiguar se a quantidade de água presente no álcool hidratado está dentro das especificações determinadas pela Agência Nacional do Petróleo (ANP). O volume máximo permitido de água no álcool é de 4,9%. A densidade da água e do álcool anidro são de 1,00 g/cm^3 e 0,80 g/cm^3, respectivamente.

Disponível em: http://nxt.anp.gov.br. Acesso em: 5 dez. 2011 (adaptado).

A leitura no densímetro que corresponderia à fração máxima permitida de água é mais próxima de

A) 0,20 g/cm^3.

B) 0,81 g/cm^3.

C) 0,90 g/cm^3.

D) 0,99 g/cm^3.

E) 1,80 g/cm^3.

Comentários: embora pudéssemos usar qualquer volume de combustível para fazer essa estimativa, por conveniência vou escolher um volume de 100 ml. Nesse caso, o volume máximo de água permitido (4,9%) corresponderá a 4,9 ml dos 100 totais, não é mesmo? Isso quer dizer que 95,1 mL (=cm^3) serão álcool.

Como conhecemos a densidade desses dois líquidos (água e álcool), podemos calcular a massa de cada um nos 100 ml (cm^3) de combustível que escolhemos como base de cálculos. Veja:

Para o álcool:

$$d_{álcool} = \frac{m_{álcool}}{V_{álcool}} \Rightarrow 0{,}8\ g.cm^3 = \frac{m_{álcool}}{95{,}1\ cm^3} \Rightarrow m_{álcool} = 76{,}08\ g$$

Para a água:

$$d_{água} = \frac{m_{água}}{V_{água}} \Rightarrow 1{,}0\ g.cm^3 = \frac{m_{água}}{4{,}9\ cm^3} \Rightarrow m_{água} = 4{,}9\ g$$

Podemos agora utilizar a massa total (76,08g+4,9g = 80,98g) e o volume total, 100 cm^3, para calcular a densidade do álcool contendo 4,9% de água, como segue:

$$d_{álcool+água} = \frac{m_{álcool+água}}{V_{álcool+água}} \Rightarrow d_{álcool+água} = \frac{80{,}98\ g}{100\ cm^3} \Rightarrow d_{álcool+água} \cong 0{,}81\ g.cm^3$$

Resposta: letra B

---

23. (Instituto AOCP - Técnico de Laboratório - CASAN - 2016) De acordo com a seguinte reação $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$, podemos afirmar que são necessários quantos gramas de N_2 para a obtenção de 204g de NH_3 ? (Massa molar N=14; H=1)

a) 168

b) 172

c) 185

d) 194

e) 202

Comentário: questão relativamente simples, basta montarmos as correlações entre as massas dos participantes, conforme a reação química fornecida. De acordo com ela, 1 mol de nitrogênio (N_2) resulta em 2 mols de amônia (2 NH_3).

De início, precisamos calcular a massa molar (M) dessas substâncias, como segue:

$M_{(N2)}$ = 28 g/mol

$M_{(NH3)}$ = 17 g/mol;

Como temos 2 mols de NH_3, basta multiplicarmos a massa molar por 2, para obtermos a massa total, representada na equação.

$$17 \times 2 = 34 \text{ g de } NH_3$$

Agora, vamos à regra de três para encontrar a massa de N_2 produzida.

$$\begin{array}{rcl} 28 \text{ g de } N_2 & \text{_____} & 34\text{g } NH_3 \\ X & \text{_____} & 204 \text{ g} \end{array}$$

$$X = \mathbf{168\ g\ N_2}$$

Note que a primeira linha da regra de três corresponde a dizer que 1 mol de N_2 (28g) está para 2 mols de NH_3 (2x17=34g). Estruturar regras de três dessa maneira deixa o cálculo mais direto, o que pode economizar tempo na hora da prova.

Resposta: letra A

---

24. (ENEM 2014) Em um experimento, foram separados três recipientes A, B e C, contendo 200 mL de líquidos distintos: o recipiente A continha água, com densidade de 1,00 g/mL; o recipiente B, álcool etílico, com densidade de 0,79 g/mL; e o recipiente C, clorofórmio, com densidade de 1,48 g/mL. Em cada um desses recipientes foi adicionada uma pedra de gelo, com densidade próxima a 0,90 g/mL.

No experimento apresentado, observou-se que a pedra de gelo

A) flutuou em A, flutuou em B e flutuou em C.

B) flutuou em A, afundou em B e flutuou em C.

C) afundou em A, afundou em B e flutuou em C.

D) afundou em A, flutuou em B e afundou em C.

E) flutuou em A, afundou em B e afundou em C.

Comentários: conforme estudamos, o que é mais denso (maior densidade) vai para o fundo. Assim, a pedra de gelo irá flutuar em substâncias com densidades maiores que a sua e afundará em substâncias com densidades menores. Da comparação das densidades, chegamos às seguintes conclusões:

	Água, d= 1,00 g/mL	Álcool etílico, d= 0,79 g/mL	Clorofórmio, d=1,48 g/mL
Gelo, d = 0,90 g/mL	**Flutua**	**Afunda**	**Flutua**

Reposta: letra B

---

25. (ENEM 2016 - PPL) O descarte do óleo de cozinha na rede de esgotos gera diversos problemas ambientais. Pode-se destacar a contaminação dos cursos d'água, que tem como uma das consequências a formação de uma película de óleo na superfície, causando danos à fauna aquática, por dificultar as trocas gasosas, além de diminuir a penetração dos raios solares no curso hídrico.

Disponível em: http://revistagalileu.globo.com. Acesso em: 3 ago. 2012 (adaptado).

Qual das propriedades dos óleos vegetais está relacionada aos problemas ambientais citados?

A) Alta miscibilidade em água

B) Alta reatividade com a água.

C) Baixa densidade em relação á água

D) Baixa viscosidade em relação à água.

E) Alto ponto de ebulição em relação à água.

Comentários: o que permite o óleo formar uma fina película sobre a água é a sua baixa densidade (menor que a da água) e sua baixa miscibilidade em água (não se misturam), fazendo que, por ser menos denso, fique por cima.

Resposta: letra C

---

26. (UNESP 2016/2) Considere amostras de 1 g de cada uma das seguintes substâncias: eteno (C_2H_4), monóxido de carbono (CO) e nitrogênio (N_2). Essas três amostras

A) apresentam a mesma quantidade, em mol, de moléculas.

B) apresentam a mesma quantidade, em mol, de átomos.

C) apresentam ligações covalentes polares.

D) são de substâncias isômeras.

E) são de substâncias simples.

Comentários: todas as substâncias citadas no enunciado apresentam a mesma massa molecular, veja:

- Para o eteno (C_2H_4), M = 2x12+4x1 = 28g/mol
- Para o monóxido de carbono (CO), M = 12+16 = 28g/mol
- Para o gás nitrogênio (N_2) M = 17x2 = 28g/mol

Diante disse, 1 g dessas substâncias apresentaram a mesma quantidade de matéria (nº de mols) e também de moléculas, tornando a alternativa A correta.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1\ g}{28\ g.mol^{-1}} = 0,035\ mols$$

Vamos agora analisar as demais alternativas:

Letra B: incorreta. Devido às suas constituições atômicas serem diferentes, não podemos dizer que apresentam a mesma quantidade de matéria em átomos, apenas em moléculas.

Letra C: incorreta. O N_2 (N=N) apresenta ligações covalentes apolares, conforme estudaremos em nossa aula sobre ligações químicas.

Letra D: incorreta. Essas substâncias não são isômeros, mas sim substâncias de mesma fórmula molecular.

Letra E: incorreta. C_2H_4 e CO são substâncias compotas por serem compostas por mais de 1 elemento, e N_2 é uma substância simples, constituída de um único elemento.

Reposta: letra A

---

27. (ENEM 2014) O álcool comercial (solução de etanol) é vendido na concentração de 96%, em volume. Entretanto, para que possa ser utilizado como desinfetante, deve-se usar uma solução alcoólica na concentração de 70%, em volume. Suponha que um hospital recebeu como doação um lote de 1 000 litros de álcool comercial a 96%, em volume, e pretende trocá-lo por um lote de álcool desinfetante.

Para que a quantidade total de etanol seja a mesma nos dois lotes, o volume de álcool a 70% fornecido na troca deve ser mais próximo de

A) 1042 L.

B) 1371 L.

C) 1428 L.

D) 1632 L.

E) 1700 L.

Comentários: de início, podemos encontrar a quantidade de volume de álcool presente no lote (1000 L) de álcool a 96% recebido, o que pode ser feito por meio da regra de três abaixo:

1000 L ——— 100% do volume
x ——— 96%

x = 960 L

Agora precisamos encontrar qual a quantidade de volume de álcool 70% será necessária para conter os mesmos 960L de álcool recebidos no lote anterior. Podemos, então, estruturar a seguinte regra de três:

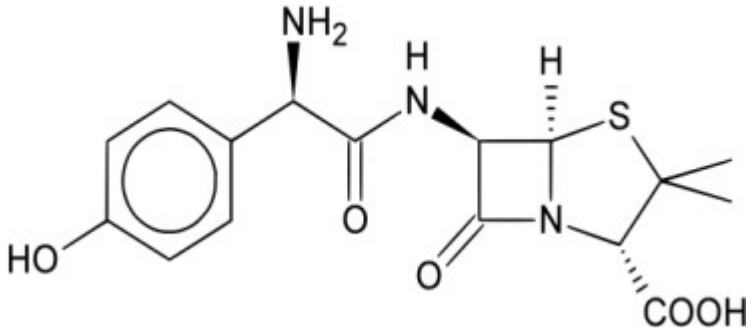
(álcool desinfetante) 1000 L ——— 700 L de álcool (concentração 70%)
y ——— 960 L

y = 1371,4 L

Reposta: letra B

---

28. (Unifenas 2018) A amoxilina é um fármaco indicado no combate a várias infecções. Trata-se de um dos antibióticos mais receitados pela medicina no Brasil. Isso porque os seus resultados são bem positivos, rápidos e causam poucos efeitos colaterais. Sua fórmula estrutural é dada a seguir.



Suponha que a dosagem da amoxilina seja de 2.10^{-7} mol/kg/dia. Considerando que uma pessoa que pesa 60 quilogramas recebe esse fármaco em três doses iguais por dia, que massa em miligramas, de amoxilina deve estar presente em cada dose ministrada ao paciente? Dados: Massas molares C=12g/mol, N=14g/mol, O=16g/mol, H=1g/mol, S=32g/mol.

A) 4,38.

B) 0,01.

C) 2,34.

D) 1,46.

E) 3,15.

Comentários: ao incluir na estrutura apresentada no enunciado todos os carbonos [fazendo 4 ligações] e hidrogênios [fazendo 1 ligação] omitidos, podemos contar todos os átomos da molécula e encontrar a seguinte fórmula molecular: $C_{16}H_{19}N_3O_5S$. Eu sei, esse serviço é muito trabalhoso, mas temos que fazer.

Em seguida, devemos considerar as massas atômicas (A) fornecidas no enunciado para encontrar a massa molar (M) de $C_{16}H_{19}N_3O_5S$. Fazendo os devidos cálculos, encontramos $M(C_{16}H_{19}N_3O_5S) = 365\ g.mol^{-1}$.

Foi indicado que 2.10^{-7} mol de amoxilina deve ser ingerido a cada quilo de massa corporal. Sendo assim, para uma pessoa de 60 kg, o número de mols necessários será 60×2.10^{-7} mol = $1,2.10^{-5}$ mol. Essa quantidade de mols deve ser dividida em três doses iguais de $(1,2.10^{-5}/3) = 4.10^{-6}$ mol em cada dose.

Por fim, precisamos converter esse número de mols em massa para encontrar a resposta correta. Para tanto, podemos estruturar a seguinte regra de três:

1 mol de amoxilina	⟷	365 000 mg (= 365 g)
4.10^{-6} mol	⟷	x (em mg)

y = 1,46 mg de amoxilina

Resposta: letra D

29. (UPE 2018) Diversos povos africanos apresentavam uma relação especial com os metais, sobretudo o ferro, e, assim, muito do conhecimento que chegou ao Brasil sobre obtenção e forja tinha origem nesse continente. Entre os negros do período colonial, os ferreiros, com seus martelos e bigornas, desempenhavam importante papel político e financeiro. Supondo que mestre ferreiro Taú trabalhava com hematita (Fe_2O_3), quantos quilogramas de ferro aproximadamente seriam produzidos a partir de 500kg do minério, admitindo uma pureza de 85% do mineral?

$$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + 3\ CO_{2(g)}$$

Dados: C = 12g/mol; O = 16g/mol; Fe = 56g/mol

A) 175kg

B) 350kg

C) 297kg

D) 590kg

E) 147kg

Comentários: precisamos calcular a quantidade de ferro (Fe) que será obtida a partir de 500 kg de hematita (Fe_2O_3).

O primeiro ponto a ser observado é notarmos que a pureza do minério de hematita (Fe_2O_3) é de 85%, ou seja, o resto são materiais diversos que não são uteis para aproveitamento comercial e produção de Fe metálico. Sendo assim, podemos estruturar a seguinte regra de três para encontrar a quantidade efetiva de Fe_2O_3 presente em 500 Kg de matéria prima.

500 Kg ——— 100 %
x ——— 85 %

x = 425 Kg de Fe_2O_3

Utilizando os dados de massa atômica fornecidos no enunciado, podemos calcular as massas molares de Fe e Fe_2O_3 que serão úteis no próximo passo:

- M(Fe) = 56 g/mol;
- M(Fe_2O_3) = 56 x 2 + 3 x 16 = 160 g/mol.

Por meio da equação química balanceada apresentada no enunciado da questão, podemos relacionar as proporções de massas de cada substância para encontrar quanto de Ferro (Fe) pode ser obtido a partir de 425 Kg de Fe_2O_3.

$$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + 3\ CO_{2(g)}$$

Como se vê na reação acima, 1 mol (= 160 g) de $Fe_2O_{3(s)}$ está para 2 mols (= 2 x 56 g = 112g) de $Fe_{(l)}$. Já que queremos encontrar uma quantidade de Fe em massa, podemos estruturar nossa regra de três obedecendo as relações estequiométricas em massa:

160 g de Fe_2O_3 ——— 112 g de Fe
425 Kg de Fe_2O_3 ——— massa (em Kg)

massa = 297,5 kg de Fe

Resposta: letra C

30. (ENEM 2015) O acúmulo de plásticos na natureza pode levar a impactos ambientais negativos, tanto em ambientes terrestres quanto aquáticos. Uma das formas de minimizar esse problema é a reciclagem, para a qual é necessária a separação dos diferentes tipos de plásticos. Em um processo de separação foi proposto o seguinte procedimento:

I. Coloque a mistura de plásticos picados em um tanque e acrescente água até a metade da sua capacidade.

II. Mantenha essa mistura em repouso por cerca de 10 minutos.

III. Retire os pedaços que flutuaram e transfira-os para outro tanque com uma solução de álcool.

IV. Coloque os pedaços sedimentados em outro tanque com solução de sal e agite bem.

Qual propriedade da matéria possibilita a utilização do procedimento descrito?

A) Massa.

B) Volume.

C) Densidade.

D) Porosidade.

E) Maleabilidade.

Comentários: A propriedade da matéria que possibilita a utilização desse processo de separação é a densidade, pois os materiais com menor densidade irão flutuar no líquido em questão. Possibilitando, assim, a separação.

Reposta: letra C

---

31. (CESGRANRIO - Técnico de Operação Júnior - Petrobras - 2011)

$$2\ HC\ell + CaCO_3 \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2$$

Qual a massa, em gramas, de água que é produzida na reação do ácido clorídrico com 50 g de carbonato de cálcio, conforme o processo químico mostrado acima?

(Dados: mH = 1u, mCl = 35,5u, mCa = 40u, mO = 16u, mC = 12u)

a) 1,0

b) 9,0

c) 18,0

d) 100,0

e) 180,0

Comentário: questão relativamente simples, como a equação apresentada no enunciado da questão já está balanceada corretamente, basta calcularmos a massa molar do carbonato de cálcio ($CaCO_3$) e relacionarmos com a massa de água que está sendo formada na reação. Desta forma, por meio de uma regra de três, podemos calcular a massa de água (H_2O) produzida ao utilizarmos 50 de $CaCO_3$.

$M_{(CaCO3)}$ = 40+12+3x16 = 100 g/mol

100 g de $CaCO_3$ ⟷ 18g H_2O
50 g ⟷ X

X = **9,0g H_2O**

Resposta: letra B

32. (PUC Camp SP/2013) Na superfície de Marte, o gás predominante é o metano, CH_4. Cada metro cúbico desse gás, nas condições ambientais do planeta Marte, contém 0,35 mol de moléculas, o que corresponde a um número de moléculas igual a:

Dado: Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$ mol^{-1} , C = 12 H = 1

A) $1,2 \times 10^{23}$

B) $2,1 \times 10^{23}$

C) $1,2 \times 10^{24}$.

D) $6,0 \times 10^{24}$

E) $1,2 \times 10^{25}$

Comentários: questão relativamente simples. Sabemos que 1 mol corresponde a $6,0.10^{23}$ entidades (átomos, íons, moléculas...). Então, para resolvermos a questão, basta estruturarmos uma regra de três da seguinte forma:

1 mol ⟷ $6,0.10^{23}$ moléculas
0,35 mols ⟷ x

x = $2,1.10^{23}$ moléculas de metano

Reposta: letra B

33. (ENEM 2013) O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: www.anvisa.gov.br. Acesso em 1 ago. 2012. (adaptado.)

Considerando-se o valor de 6×10^{23} mol^{-1} para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades

A) $7,5 \times 10^{21}$

B) $1,5 \times 10^{22}$

C) $7,5 \times 10^{23}$

D) $1,5 \times 10^{25}$

E) $4,8 \times 10^{25}$

Comentários: do enunciado, podemos encontrar as seguintes informações:

- 500 mg é o consumo médio diário de Ca por pessoa.
- O recomendado é duas vezes essa quantidade. Logo, 2 x 500 mg = 1000 mg = **1,0 g**
- A massa molar (M) do Ca é igual a 40 g/mol. Logo, nessa massa estão presentes 6 x 10^{23} átomos de cálcio.

Por fim, podemos estruturar a regra de três para descobrirmos qual a quantidade de átomos presentes em 1,0 g de Ca.

40 g de Ca ⋯⋯⋯⋯⋯⋯⋯⋯ 6 x 10^{23} átomos de Ca
1 g de Ca ⋯⋯⋯⋯⋯⋯⋯⋯ x

x = 1,5 x 10^{22} átomos de Ca

Resposta: letra B

---

34. (UNIOESTE-MEDICINA-2013) Ao se colocar um cubo de gelo em agua, este flutua devido

A) as forças repulsivas existentes entre as moléculas da agua e as moléculas do gelo.

B) ao gelo ser apolar.

C) a menor densidade do gelo em relação a densidade da agua.

D) ao gelo ser uma forma alotrópica da água.

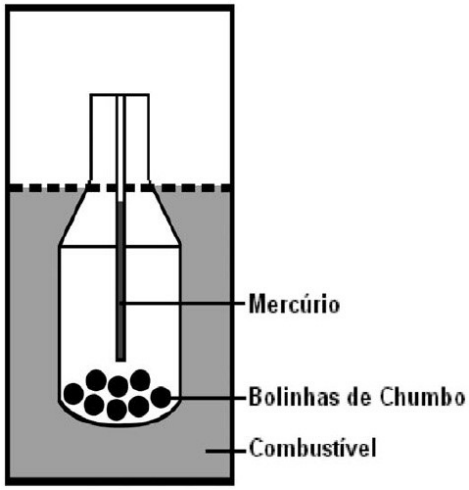
E) todas as respostas anteriores.

Comentários: o gelo apresenta densidade menor que a da água e por esta razão o gelo flutua.

Reposta: letra C

---

35. (ENEM 2010) Com a frequente adulteração de combustíveis, além de fiscalização, há necessidade de prover meios para que o consumidor verifique a qualidade do combustível. Para isso, nas bombas de combustível existe um densímetro, semelhante ao ilustrado na figura. Um tubo de vidro fechado fica imerso no combustível, devido ao peso das bolinhas de chumbo colocadas no seu interior. Uma coluna vertical central marca a altura de referência, que deve ficar abaixo ou no nível do combustível para indicar que sua densidade está adequada. Como o volume do líquido varia com a temperatura mais que o do vidro, a coluna vertical é preenchida com mercúrio para compensar variações de temperatura.



De acordo com o texto, a coluna vertical de mercúrio, quando aquecida,

A) indica a variação da densidade do combustível com a temperatura.

B) mostra a diferença de altura da coluna a ser corrigida.

C) mede a temperatura ambiente no momento do abastecimento.

D) regula a temperatura do densímetro de acordo com a do ambiente.

E) corrige a altura de referência de acordo com a densidade do líquido.

Comentário: essa questão suscita um ponto interessante para nossa aula. Sabemos que o volume varia com a temperatura, pois um objeto se expande ao ser aquecido e também contrai ao se resfriado. Desta forma, a densidade (d=m/V), que é inversamente proporcional ao volume (V), também dependerá da temperatura. Isto significa que, para uma medição de densidade um líquido ser válida, devemos saber em qual temperatura ela foi realizada. Em alguns laboratórios, padroniza-se a temperatura do ambiente por meio do uso de ar condicionado, possibilitando que todas as medidas sejam realizadas a uma mesma temperatura padrão.

Conforme apresentado no texto, essa arquitetura de densímetro, que possui um capilar interno contendo mercúrio (mesma substância utilizada em termômetros analógicos domésticos), apresenta uma alternativa para que seja corrigida a altura de referência de acordo com a densidade do líquido. Em dias mais quentes, a densidade do combustível deve diminuir (liquido expande), ao mesmo tempo que altura da coluna de mercúrio sobe, corrigindo a medição de referência para que uma menor parte do densímetro fique para fora do líquido, quando o combustível estiver dentro dos padrões.

Resposta: letra E



Finalizamos aqui nossa aula. Espero que estejam gostando do curso. Na próxima aula, abordaremos balanceamento de equações químicas como complementação dos assuntos de hoje. A seguir, temos a lista de enunciados de todos os exercícios dessa aula, os quais poderá utilizar para treinar seus conhecimentos. Ao final desta aula, apresento um resumo do que estudamos hoje. Bons estudos e até a próxima!

Prof. Diego Souza
Instagram: @Prof.DiegoSouza
Facebook: Prof. Diego Souza

4- LISTA DE QUESTÕES DA AULA

1. (UFT 2013) No nosso dia a dia, convivemos com vários processos que são denominados de fenômenos físicos e fenômenos químicos. Fenômenos físicos são aqueles em que ocorrem mudanças de fase da matéria sem alterar sua composição química. Já os fenômenos químicos são aqueles que ocorrem com alteração da composição química das substâncias. Qual das alternativas a seguir contém somente fenômenos químicos?

A) Formação da ferrugem, apodrecimento de uma fruta, queima da palha de aço, fotossíntese pelas plantas.

B) Queima da pólvora, evaporação da água, combustão da gasolina, formação de gelo.

C) Secagem da roupa no varal, metabolismo do alimento em nosso organismo, centrifugação de sangue.

D) Combustão do etanol, destilação do petróleo, explosão de fogos de artifício, fusão do sal de cozinha.

E) Formação de geada, secagem de roupas, formação de nuvens, derretimento do gelo.

2. (ENEM 2017 - 2ª APLICAÇÃO) A bauxita, composta por cerca de 50% de Al_2O_3, é o mais importante minério de alumínio. As seguintes etapas são necessárias para a obtenção de alumínio metálico:

1. A dissolução do $Al_2O_{3\,(s)}$ é realizada em solução de $NaOH_{(aq)}$ a 175°C, levando à formação da espécie solúvel $NaAl(OH)_{4\,(aq)}$.

2. Com o resfriamento da parte solúvel, ocorre a precipitação do $Al(OH)_{3\,(s)}$.

3. Quando o $Al(OH)_{3\,(s)}$ é aquecido a 1 050°C, ele se decompõe em $Al_2O_{3\,(s)}$ e H_2O.

4. $Al_2O_{3\,(s)}$ é transferido para uma cuba eletrolítica e fundido em alta temperatura com auxílio de um fundente.

5. Através da passagem de corrente elétrica entre os eletrodos da cuba eletrolítica, obtém-se o alumínio reduzido no cátodo.

As etapas 1, 3 e 5 referem-se, respectivamente, a fenômenos

A) Químico, físico e físico.

B) Físico, físico e químico.

C) Físico, químico e físico.

D) Químico, físico e químico.

E) Químico, químico e químico.

3. (ENEM 2014) Uma das possíveis alternativas para a substituição da gasolina como combustível de automóveis é a utilização do gás hidrogênio, que, ao reagir com o gás oxigênio, em condições adequadas, libera energia necessária para o funcionamento do motor, conforme a equação química a seguir:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g) + \text{energia}$$

Essa opção para a substituição da gasolina contribuiria para que a condição do meio ambiente seja melhorada, visto que

A) o calor gerado pela reação intensificará o aquecimento global.

B) aumentará a quantidade de gases causadores do aquecimento global.

C) a emissão de gases causadores do aquecimento global permanecerá inalterada.

D) ocorrerá a diminuição da emissão de um dos gases causadores do aquecimento global.

E) os gases liberados na reação podem neutralizar aqueles responsáveis pelo aquecimento global.

4. (VUNESP - 2014) Considere as seguintes representações para átomos:

$${}^{3}_{1}H \qquad {}^{4}_{2}He \qquad {}^{6}_{3}Li \qquad {}^{9}_{4}Be$$

O número de nêutrons de cada átomo é, respectivamente.

a) 1, 2, 3, 4.

b) 2, 2, 3, 5.

c) 0, 0, 0, 0.

d) 1, 1, 2, 4.

e) 3, 4, 6, 9.

5. (FGV - 2012) Considere os átomos a seguir:

I. Um átomo com 17 prótons e 18 nêutrons.

II. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 32.

III. Um átomo com um número atômico 16 e 18 nêutrons.

IV. Um átomo com 16 prótons e 18 nêutrons.

V. Um átomo com 17 prótons e 20 nêutrons.

VI. Um átomo com um número atômico 16 e uma massa atômica 33.

VII. Um átomo com 15 prótons e 16 nêutrons.

Indique, dentre as alternativas a seguir aquela que indica o(s) par(es) isotópico(s).

a) 2 e 6

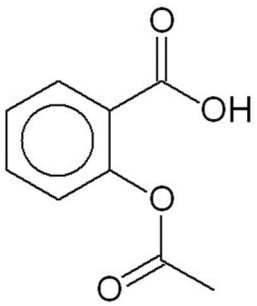
b) 2 e 7

c) 2 e 3; 2 e 6

d) 1 e 3, 1 e 4; 2 e 7

e) 1 e 5; 2 e 3; 2 e 4; 2 e 6; 3 e 6; 4 e 6

6. (Enem 2009) O ácido acetilsalicílico (AAS) é uma substância utilizada como fármaco analgésico no alívio das dores de cabeça. A figura abaixo é a representação estrutural da molécula do AAS.



Considerando-se essa representação, é correto afirmar que a fórmula molecular do AAS é

A) $C_7O_2H_3COOH$.

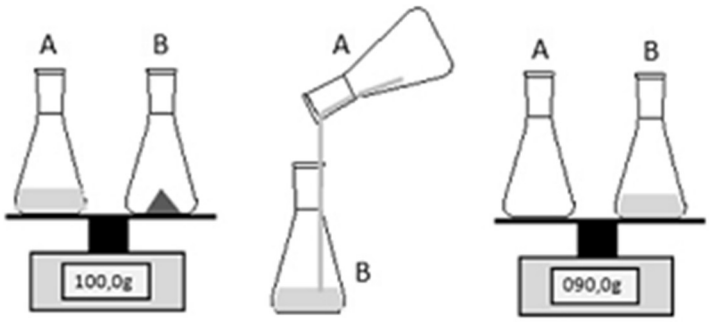
B) $C_7O_2H_7COOH$.

C) $C_8O_2H_3COOH$.

D) $C_8O_2H_7COOH$.

E) $C_8O_2H_{16}COOH$.

7. (CESPE - 2013) Objetivando estudar a Lei Ponderal de Lavoisier, um estudante realizou o experimento esquematizado a seguir, em que o líquido do frasco A corresponde a uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4), e o sólido contido no frasco B representa uma amostra de carbonato de sódio (Na_2CO_3).



Ao final do processo o estudante notou, pela leitura no visor da balança, que a massa resultante era diferente da massa inicial. No contexto do experimento, essa situação foi verificada por que

a) houve excesso de um dos reagentes empregados, o que não é previsto pela Lei de Lavoisier;

b) é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

c) os reagentes devem se encontrar na mesma fase de agregação, o que não ocorreu no experimento realizado pelo estudante;

d) a Lei de Lavoisier não é válida para reações efetuadas em soluções aquosas;

e) a Lei de Lavoisier só é válida nas condições padrão de temperatura e pressão.

8. (CESGRANRIO - 2010) Atribui-se ao químico francês Joseph Louis Proust (1754- 1826) a investigação sistemática sobre a composição de numerosas substâncias. Os resultados de suas pesquisas levaram-no à formulação da **Lei das Proporções Definidas**, também chamada **Lei de Proust**. Essa Lei é traduzida por qual enunciado?

a) Os volumes de duas substâncias gasosas que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto, guardam uma razão constante de números inteiros e pequenos para o produto em questão.

b) Há uma razão constante entre as massas de duas ou mais substâncias que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto.

c) Há uma razão de números inteiros e pequenos entre as diferentes massas de uma substância S_1 que, separadamente, reagem com a mesma massa de outra substância S_2.

d) Quando duas substâncias gasosas reagem entre si para originar um produto também gasoso, o volume do produto guarda sempre uma razão simples com os volumes dos gases reagentes.

e) Em um sistema fechado, a massa total permanece constante, independente das reações químicas nele processadas.

9. (EDUCA - Agente Fiscal - CRQ - 19ª Região - PB - 2017) No século XVIII, houve um grande estabelecimento da Química como uma ciência bem fundamentada e os cientistas passaram a adotar o "método científico" em seus estudos. Por meio de estudos meticulosos e experiências cuidadosas, foram introduzidas leis importantes que conseguiram explicar como as reações químicas ocorrem e como as substâncias se comportam com uma regularidade de modo geral. Entre essas leis estavam as leis ponderais, que eram aquelas que relacionavam massas dos participantes de uma reação química.

Assinale a alternativa CORRETA que apresenta o nome do criador de uma das Leis Ponderais, denominada de Lei de Conservação das Massas:

a) Joseph Louis Proust.

b) Jan Baptist Van Helmont.

c) Antoine Laurent Lavoisier.

d) Robert Boyle.

e) Georg Ernst Stahl.

10. (Adaptado de FGV - 2012) Trinitrato de glicerina (TNG), fórmula molecular $C_3H_5N_3O_9$, também denominado nitroglicerina, é o éster trinitrado do propanotriol (...) O TNG é um líquido oleoso, insolúvel em água e extremamente sensível, não apenas à temperatura, mas também ao choque mecânico, motivo pelo qual deve ser manuseado com extremo cuidado. Sua combustão ao ar está descrita abaixo:

$$4C_3H_5N_3O_9 + 4O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6N_2 + 5O_2 + 10H_2O$$

A combustão completa de 1 mol de TNG (Massa molecular=227g) produz um volume de gás carbônico nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) de:

a) 11,2L

b) 22,4L

c) 33,6L

d) 44,8L

e) 67,2L

11. (UFG 2013) Uma peça metálica com geometria cúbica foi fabricada com um dos elementos químicos apresentados na tabela a seguir:

Metal	Densidade (g/cm^3)
Pt	21,1
Au	19,3
Pd	12,0
Ag	10,5
Cr	7,2

Considerando-se a aresta do cubo igual a 2,5 cm e a massa total da peça igual a 112,5 g, conclui-se que o metal utilizado para construção da peça metálica foi:

A) a Pt

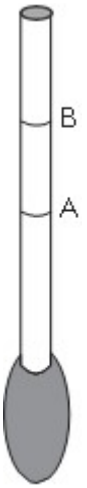
B) o Au

C) o Pd

D) a Ag

E) o Cr

12. (ENEM 2017 – 2ª APLICAÇÃO) Um estudante construiu um densímetro, esquematizado na figura, utilizando um canudinho e massa de modelar. O instrumento foi calibrado com duas marcas de flutuação, utilizando água (marca A) e etanol (marca B) como referências.



Em seguida, o densímetro foi usado para avaliar cinco amostras: vinagre, leite integral, gasolina (sem álcool anidro), soro fisiológico e álcool comercial (92,8°GL).

Que amostra apresentará marca de flutuação entre os limites A e B?

A) Vinagre.

B) Gasolina.

C) Leite Integral.

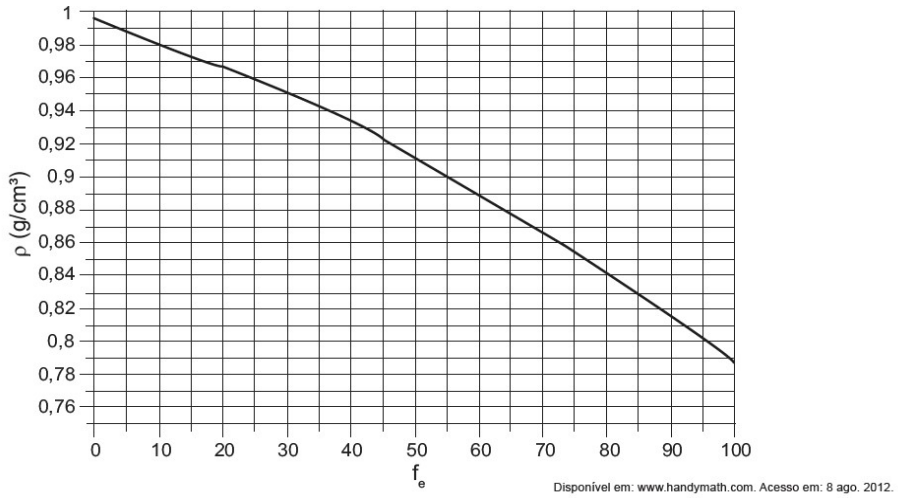
D) Soro fisiológico.

E) Álcool comercial.

13. (ENEM 2015 – PPL) O álcool utilizado como combustível automotivo (etanol hidratado) deve apresentar uma taxa máxima de água em sua composição para não prejudicar o funcionamento do motor. Uma maneira simples e rápida de estimar a quantidade de etanol em misturas com água é medir a densidade da mistura. O gráfico mostra a variação da densidade da mistura (água e etanol) com a fração percentual da massa de etanol (fe), dada pela expressão

$$f_e = 100 \times \frac{m_e}{(m_e + m_a)},$$

em que me e ma são as massas de etanol e de água na mistura, respectivamente, a uma temperatura de 20°C.



Disponível em: www.handymath.com. Acesso em: 8 ago. 2012.

Suponha que, em inspeção de rotina realizada em determinado posto, tenha-se verificado que 50,0 cm³ de álcool combustível tenham massa igual a 45,0 g. Qual é a fração percentual de etanol nessa mistura?

A) 7%

B) 10%

C) 55%

D) 90%

E) 93%

14. (Unicastelo SP/2013) Para economizar água, basta fechar a torneira. Por exemplo, escovar os dentes por cinco minutos com a torneira aberta gasta, em média, 12 litros de água, enquanto que molhar a escova, fechar a torneira e bochechar com um copo d'água, gastam 0,3 L. Considerando que a densidade da água é 1 $g.mL^{-1}$ e a constante de Avogadro $6{,}0\times10^{23}$ mol^{-1}, a economia, em número de moléculas de água, H_2O, demonstrada é de, aproximadamente,

A) 1×10^{26}.

B) 2×10^{26}.

C) 4×10^{26}.

D) 8×10^{26}.

E) 1×10^{27}.

15. (FUNRIO - Assistente de Laboratório - Química - IF-BA- 2014) Determine o número de moléculas de gás carbônico obtidas pela queima de 6g de carbono puro (C=12). Considere a constante ou número de Avogadro igual a 6 x 1023.

a) 3 x 1023 moléculas de CO2.

b) 12 x 1023 moléculas de CO2.

c) 33 x 1023 moléculas de CO2.

d) 6 x 1023 moléculas de CO2.

e) 18 x 1023 moléculas de CO2.

16. (CESGRANRIO - Técnico de Operação Júnior - Petrobras - 2014) Dióxido de manganês é um composto sólido que reage com solução aquosa de ácido clorídrico de acordo com a equação representada abaixo:

$$MnO_2(s) + 4\ HC\ell(aq) \rightarrow MnC\ell_2(aq) + C\ell_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

A massa de 1,3 g de dióxido de manganês reage com solução aquosa de ácido clorídrico em excesso produzindo, aproximadamente:

(Dado: Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$)

a) 0,020 mol de H_2O

b) $6,0 \times 10^{23}$ íons $C\ell^-$ no meio aquoso

c) $9,0 \times 10^{21}$ íons Mn^{2+} no meio aquoso

d) 0,030 mol de $C\ell_2(g)$

e) 12,6g de $MnC\ell_2$ no estado sólido

17. (FUNRIO - Assistente de Laboratório - IF-PA - 2016) O cientista francês Antoine Lavoisier que viveu no século XVII é o autor de uma das mais importantes leis relativas as reações químicas, a chamada "Lei de conservação das massas". Com relação a essa lei podemos afirmar:

a) numa reação química, as massas dos produtos são sempre a metade da massa dos reagentes.

b) numa reação química, não existe relação entre as massas dos reagentes e dos produtos.

c) numa reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

d) numa reação química, as massas dos produtos são sempre o dobro das massas dos reagentes.

e) numa reação química, a soma massas dos produtos é sempre inversamente proporcional à soma das massas dos reagentes.

18. (UFPA - Técnico de Laboratório - UFPA - 2017)

A reação química $2\ H_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$ ocorre em duas etapas:

Etapa 1: $H_{2(g)} + NO_{(g)} + NO_{(g)} \rightarrow N_2O_{(g)} + H_2O_{(g)}$

Etapa 2: $H_{2(g)} + N_2O_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

Sobre essas reações químicas, é CORRETO afirmar que na etapa:

a) 1 o número de moléculas reagentes é igual ao número de moléculas formadas.

b) 2 a massa de reagentes é diferente da massa de produtos formados.

c) 1 há dois reagentes e dois produtos, todos no mesmo estado físico.

d) 1 ocorre reação de síntese, enquanto na 2 ocorre análise.

e) 2 ocorre reação de análise, enquanto na 2 ocorre síntese.

19. (FMJ SP/2014) Considerando que a constante de Avogadro é igual 6×10^{23} mol^{-1}, calcula-se que o número de átomos de platina presente em cada miligrama desse metal é cerca de Dados: Pt =195 u

A) 6×10^{20}.

B) 1×10^{18}.

C) 1×10^{20}.

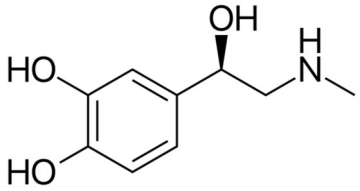
D) 6×10^{18}.

E) 3×10^{18}.

20. (UFPR 2017) Em momentos de estresse, as glândulas suprarrenais secretam o hormônio adrenalina, que, a partir da aceleração dos batimentos cardíacos, do aumento da pressão arterial e da contração ou relaxamento de músculos, prepara o organismo para a fuga ou para a defesa.

Dados – M (g moL-1): H = 1; C = 12; N = 14; O = 16

Qual é o valor da massa molar (em g moL^{-1}) desse composto?



A) 169

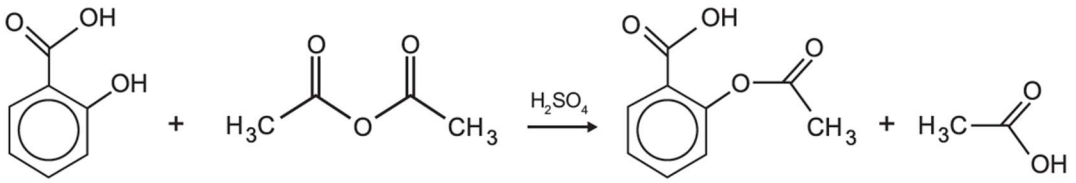
B) 174

C) 177

D) 183

E) 187

21. (ENEM 2017) O ácido acetilsalicílico, AAS (massa molar igual a 180 g/mol), é sintetizado a partir da reação do ácido salicílico (massa molar igual a 138 g/mol) com anidrido acético, usando-se ácido sulfúrico como catalisador, conforme a equação química:



Ácido salicílico | Anidrido acético | Ácido acetilsalicílico | Ácido acético

Após a síntese, o AAS é purificado e o rendimento final é de aproximadamente 50%. Devido às suas propriedades farmacológicas (antitérmico, analgésico, anti-inflamatório e antitrombótico), o AAS é utilizado como medicamento na forma de comprimidos, nos quais se emprega tipicamente uma massa de 500 mg dessa substância.

Uma indústria farmacêutica pretende fabricar um lote de 900 mil comprimidos, de acordo com as especificações do texto. Qual é a massa de ácido salicílico, em kg, que deve ser empregada para esse fim?

A) 293

B) 345

C) 414

D) 690

E) 828

22. (ENEM 2013) Os densímetros instalados nas bombas de combustível permitem averiguar se a quantidade de água presente no álcool hidratado está dentro das especificações determinadas pela Agência Nacional do Petróleo (ANP). O volume máximo permitido de água no álcool é de 4,9%. A densidade da água e do álcool anidro são de 1,00 g/cm^3 e 0,80 g/cm^3, respectivamente.

Disponível em: http://nxt.anp.gov.br. Acesso em: 5 dez. 2011 (adaptado).

A leitura no densímetro que corresponderia à fração máxima permitida de água é mais próxima de

A) 0,20 g/cm^3.

B) 0,81 g/cm^3.

C) 0,90 g/cm^3.

D) 0,99 g/cm^3.

E) 1,80 g/cm^3.

23. (Instituto AOCP - Técnico de Laboratório - CASAN - 2016) De acordo com a seguinte reação $N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$, podemos afirmar que são necessários quantos gramas de N_2 para a obtenção de 204g de NH_3 ? (Massa molar N=14; H=1)

a) 168

b) 172

c) 185

d) 194

e) 202

24. (ENEM 2014) Em um experimento, foram separados três recipientes A, B e C, contendo 200 mL de líquidos distintos: o recipiente A continha água, com densidade de 1,00 g/mL; o recipiente B, álcool etílico, com densidade de 0,79 g/mL; e o recipiente C, clorofórmio, com densidade de 1,48 g/mL. Em cada um desses recipientes foi adicionada uma pedra de gelo, com densidade próxima a 0,90 g/mL.

No experimento apresentado, observou-se que a pedra de gelo

A) flutuou em A, flutuou em B e flutuou em C.

B) flutuou em A, afundou em B e flutuou em C.

C) afundou em A, afundou em B e flutuou em C.

D) afundou em A, flutuou em B e afundou em C.

E) flutuou em A, afundou em B e afundou em C.

25. (ENEM 2016 - PPL) O descarte do óleo de cozinha na rede de esgotos gera diversos problemas ambientais. Pode-se destacar a contaminação dos cursos-d'água, que tem como uma das consequências a formação de uma película de óleo na superfície, causando danos à fauna aquática, por dificultar as trocas gasosas, além de diminuir a penetração dos raios solares no curso hídrico.

Disponível em: http://revistagalileu.globo.com. Acesso em: 3 ago. 2012 (adaptado).

Qual das propriedades dos óleos vegetais está relacionada aos problemas ambientais citados?

A) Alta miscibilidade em água

B) Alta reatividade com a água.

C) Baixa densidade em relação á água

D) Baixa viscosidade em relação à água.

E) Alto ponto de ebulição em relação à água.

26. (UNESP 2016/2) Considere amostras de 1 g de cada uma das seguintes substâncias: eteno (C_2H_4), monóxido de carbono (CO) e nitrogênio (N_2). Essas três amostras

A) apresentam a mesma quantidade, em mol, de moléculas.

B) apresentam a mesma quantidade, em mol, de átomos.

C) apresentam ligações covalentes polares.

D) são de substâncias isômeras.

E) são de substâncias simples.

27. (ENEM 2014) O álcool comercial (solução de etanol) é vendido na concentração de 96%, em volume. Entretanto, para que possa ser utilizado como desinfetante, deve-se usar uma solução alcoólica na concentração de 70%, em volume. Suponha que um hospital recebeu como doação um lote de 1 000 litros de álcool comercial a 96%, em volume, e pretende trocá-lo por um lote de álcool desinfetante.

Para que a quantidade total de etanol seja a mesma nos dois lotes, o volume de álcool a 70% fornecido na troca deve ser mais próximo de

A) 1042 L.

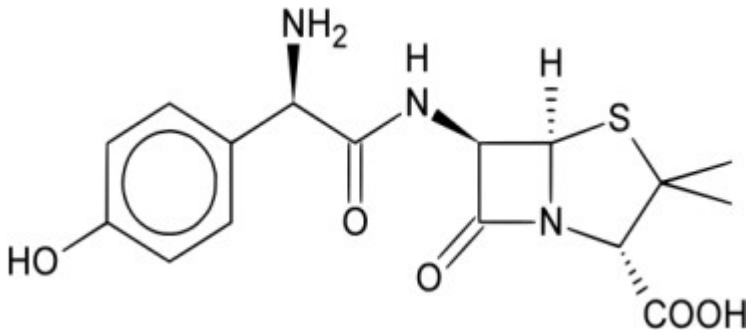
B) 1371 L.

C) 1428 L.

D) 1632 L.

E) 1700 L.

28. (Unifenas 2018) A amoxilina é um fármaco indicado no combate a várias infecções. Trata-se de um dos antibióticos mais receitados pela medicina no Brasil. Isso porque os seus resultados são bem positivos, rápidos e causam poucos efeitos colaterais. Sua fórmula estrutural é dada a seguir.



Suponha que a dosagem da amoxilina seja de 2.10^{-7} mol/kg/dia. Considerando que uma pessoa que pesa 60 quilogramas recebe esse fármaco em três doses iguais por dia, que massa em miligramas, de amoxilina deve estar presente em cada dose ministrada ao paciente? Dados: Massas molares C=12g/mol, N=14g/mol, O=16g/mol, H=1g/mol, S=32g/mol.

A) 4,38.

B) 0,01.

C) 2,34.

D) 1,46.

E) 3,15.

29. (UPE 2018) Diversos povos africanos apresentavam uma relação especial com os metais, sobretudo o ferro, e, assim, muito do conhecimento que chegou ao Brasil sobre obtenção e forja tinha origem nesse continente. Entre os negros do período colonial, os ferreiros, com seus martelos e bigornas, desempenhavam importante papel político e financeiro. Supondo que mestre ferreiro Taú trabalhava com hematita (Fe_2O_3), quantos quilogramas de ferro aproximadamente seriam produzidos a partir de 500kg do minério, admitindo uma pureza de 85% do mineral?
$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2\ Fe_{(l)} + 3\ CO_{2(g)}$
Dados: C = 12g/mol; O = 16g/mol; Fe = 56g/mol

A) 175kg

B) 350kg

C) 297kg

D) 590kg

E) 147kg

30. (ENEM 2015) O acúmulo de plásticos na natureza pode levar a impactos ambientais negativos, tanto em ambientes terrestres quanto aquáticos. Uma das formas de minimizar esse problema é a reciclagem, para a qual é necessária a separação dos diferentes tipos de plásticos. Em um processo de separação foi proposto o seguinte procedimento:

I. Coloque a mistura de plásticos picados em um tanque e acrescente água até a metade da sua capacidade.

II. Mantenha essa mistura em repouso por cerca de 10 minutos.

III. Retire os pedaços que flutuaram e transfira-os para outro tanque com uma solução de álcool.

IV. Coloque os pedaços sedimentados em outro tanque com solução de sal e agite bem.

Qual propriedade da matéria possibilita a utilização do procedimento descrito?

A) Massa.

B) Volume.

C) Densidade.

D) Porosidade.

E) Maleabilidade.

31. (CESGRANRIO - Técnico de Operação Júnior - Petrobras - 2011)

$$2\ HC\ell + CaCO_3 \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O + CO_2$$

Qual a massa, em gramas, de água que é produzida na reação do ácido clorídrico com 50 g de carbonato de cálcio, conforme o processo químico mostrado acima?

(Dados: mH = 1u, mCl = 35,5u, mCa = 40u, mO = 16u, mC = 12u)

a) 1,0

b) 9,0

c) 18,0

d) 100,0

e) 180,0

32. (PUC Camp SP/2013) Na superfície de Marte, o gás predominante é o metano, CH_4. Cada metro cúbico desse gás, nas condições ambientais do planeta Marte, contém 0,35 mol de moléculas, o que corresponde a um número de moléculas igual a:

Dado: Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}\ mol^{-1}$, C = 12 H = 1

A) $1,2 \times 10^{23}$

B) $2,1 \times 10^{23}$

C) $1,2 \times 10^{24}$.

D) $6,0 \times 10^{24}$

E) $1,2 \times 10^{25}$

33. (ENEM 2013) O brasileiro consome em média 500 miligramas de cálcio por dia, quando a quantidade recomendada é o dobro. Uma alimentação balanceada é a melhor decisão para evitar problemas no futuro, como a osteoporose, uma doença que atinge os ossos. Ela se caracteriza pela diminuição substancial de massa óssea, tornando os ossos frágeis e mais suscetíveis a fraturas.

Disponível em: www.anvisa.gov.br. Acesso em 1 ago. 2012. (adaptado.)

Considerando-se o valor de $6 \times 10^{23}\ mol^{-1}$ para a constante de Avogadro e a massa molar do cálcio igual a 40 g/mol, qual a quantidade mínima diária de átomos de cálcio a ser ingerida para que uma pessoa supra suas necessidades

A) $7,5 \times 10^{21}$

B) $1,5 \times 10^{22}$

C) $7,5 \times 10^{23}$

D) $1,5 \times 10^{25}$

E) $4,8 \times 10^{25}$

34. (UNIOESTE-MEDICINA-2013) Ao se colocar um cubo de gelo em agua, este flutua devido

A) as forças repulsivas existentes entre as moléculas da agua e as moléculas do gelo.

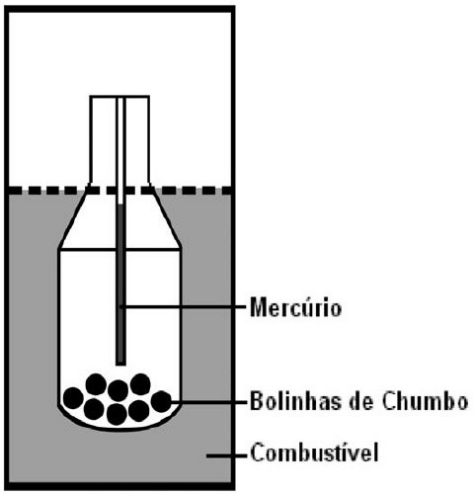
B) ao gelo ser apolar.

C) a menor densidade do gelo em relação a densidade da agua.

D) ao gelo ser uma forma alotrópica da agua.

E) todas as respostas anteriores.

35. (ENEM 2010) Com a frequente adulteração de combustíveis, além de fiscalização, há necessidade de prover meios para que o consumidor verifique a qualidade do combustível. Para isso, nas bombas de combustível existe um densímetro, semelhante ao ilustrado na figura. Um tubo de vidro fechado fica imerso no combustível, devido ao peso das bolinhas de chumbo colocadas no seu interior. Uma coluna vertical central marca a altura de referência, que deve ficar abaixo ou no nível do combustível para indicar que sua densidade está adequada. Como o volume do líquido varia com a temperatura mais que o do vidro, a coluna vertical é preenchida com mercúrio para compensar variações de temperatura.



De acordo com o texto, a coluna vertical de mercúrio, quando aquecida,

A) indica a variação da densidade do combustível com a temperatura.

B) mostra a diferença de altura da coluna a ser corrigida.

C) mede a temperatura ambiente no momento do abastecimento.

D) regula a temperatura do densímetro de acordo com a do ambiente.

E) corrige a altura de referência de acordo com a densidade do líquido.

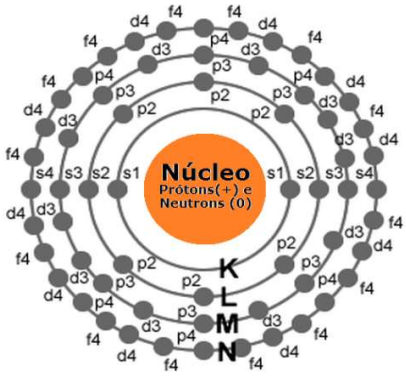
5- PRINCIPAIS PONTOS DA AULA

NOÇÕES INICIAIS DE QUÍMICA

Conceitos iniciais (não os decore, compreenda-os)**:**

- **Química** é a ciência que estuda a matéria, avaliando suas propriedades, composição e estrutura. Além disso, a química avalia as transformações sofridas pela matéria e o fluxo (movimento) de energia envolvida nesses processos.
- **Matéria** é tudo que apresenta massa e volume, ocupando, portanto, um lugar no espaço. Exemplos: um pedaço de madeira, areia, certa quantidade de sal de cozinha (cloreto de sódio), certa quantidade de água e tecidos vivos como o corpo humano.
- **Átomo** é a unidade fundamental da matéria.
- **Estrutura do átomo**: o átomo apresenta um núcleo positivo que é constituído de partículas positivas (prótons) e partículas neutras (nêutrons). Os elétrons (partículas negativas) estão em constante movimento na eletrosfera (região em torno do núcleo). Esses elétrons estão situados em orbitais eletrônicos (s, p, d e f) de camadas (níveis) eletrônicas denominadas K, L, M, N, O, P e Q. A estabilização dos átomos é possível pela contraposição de forças de repulsão e atração.

Representação geral do átomo

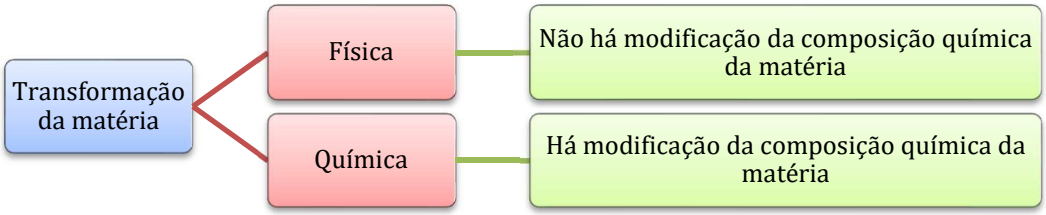


- **Elemento químico:** conjunto de átomos que apresentam o mesmo número de prótons (número atômico). Desta forma, o átomo de um elemento químico é diferente do átomo de outro elemento. Por exemplo, o elemento Ferro apresenta átomos com número atômico 26, os quais são diferentes dos átomos do elemento cobre que apresenta 29 prótons.
- **Molécula:** formada pela combinação de, pelo menos, dois átomos, que podem ser de um mesmo elemento ou elementos diferentes. Em geral, é a menor estrutura que guarda as propriedades de uma substância pura.
- **Composição química** de um material corresponde aos elementos químicos e às moléculas acompanhadas de suas respectivas proporções. Por exemplo, o ouro (Au) 22 quilates é constituído de 91,6% de ouro e os 8,4% restantes corresponde a outros metais; ao passo que o ouro 18 quilates é constituído de apenas 75% de ouro. Note que, mesmo que estejam presentes os mesmos elementos, o ouro 22 quilates e o 18 quilates

apresentam composição química diferente, pois a proporção dos diferentes átomos é diferente.

TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

Transformação da matéria é qualquer modificação da matéria, a qual pode ocorrer por meio de um ou mais processos. A transformação da matéria também é conhecida como **fenômeno**, que pode ser um **fenômeno físico**, quando não se altera a composição da matéria, ou **fenômeno químico**, em que há alteração da composição química da matéria.



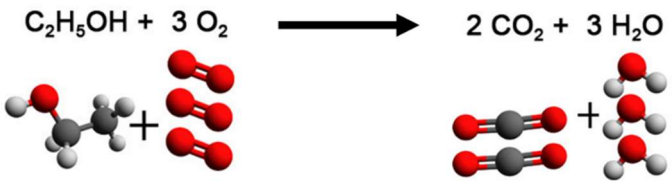
Exemplos de fenômenos físicos: utilizar uma fibra para produção de roupas; quebrar um copo de vidro; amassar uma folha de papel; dissolução de açúcar em água.

Exemplos de fenômenos químicos: reações de combustão em geral; cozimento de alimentos; e formação de ferrugem sobre a superfície de peças de ferro.

Durante um fenômeno químico, os átomos que estão combinados (ligados), formando moléculas, são rearranjados formando novas combinações ou novas moléculas. As moléculas ou átomos isolados antes do fenômeno químico são chamados de **REAGENTES** e as substâncias formadas são **PRODUTOS**. Tomemos como exemplo a transformação química abaixo:

$$AB + CD \rightarrow AC + BD$$

Exemplo prático desse rearranjo de átomos (combustão do etanol, C_2H_5OH):



ENERGIA ASSOCIADA A TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

Energia interna: é a quantidade total de trabalho que um sistema[5] pode realizar. Um gás comprimido possui uma elevada energia interna, pois pode empurrar um pistão (que é um tipo de trabalho), enquanto um gás não comprimido não possui tal capacidade, apresentando menor energia interna. Do mesmo modo, uma mola comprimida e uma bateria carregada possuem maior energia interna, respectivamente, que uma mola não comprimida e uma bateria descarregada.

A molécula apresenta energia armazenada em sua composição química, mais especificamente em suas ligações interatômicas (entre átomos). Essa energia é chamada de **energia química**. Durante uma reação química, as ligações interatômicas podem ser quebradas, liberando essa energia química do sistema (molécula) para a vizinhança.

Essa energia envolvida na transformação da matéria pode ser aproveitada de diferentes maneiras, podendo se transformar em energia elétrica, energia cinética, energia térmica, energia mecânica.

EVIDÊNCIAS DE TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

As principais evidências dos fenômenos físicos são:

1. Alteração de tamanho, formato ou apresentação.
2. Mudança de estado físico.
3. Solubilização ou dissolução de uma substância em outra.
4. Condução de energia elétrica e energia térmica.

As principais evidências dos fenômenos químicos são:

1. Mudança de cor.
2. Liberação de energia na forma de calor, luz, corrente elétrica
3. Formação de um sólido
4. Liberação de gás (efervescência: aparecimento de bolhas em um líquido).
5. Liberação de fumaça.

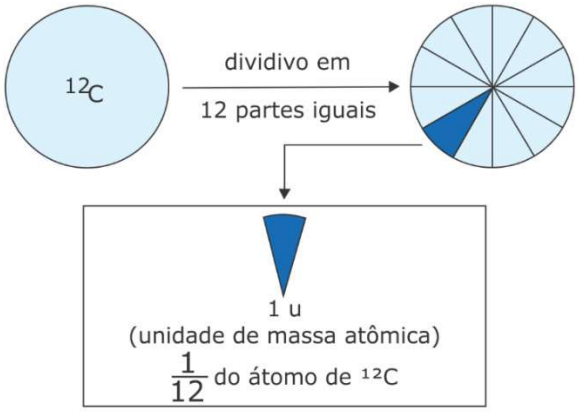
TEORIA ATÔMICO-MOLECULAR (ASPECTOS QUANTITATIVOS)

Massa atômica: soma dos prótons (Z) e nêutrons (N), desconsiderando a massa do elétron por ser desprezível perto da massa do átomo.

$$A = Z + N$$

[5] Sistema: é a parte do mundo em que estamos interessados. Pode ser, por exemplo, o béquer em que ocorre uma reação ou o cilindro em que está contido um gás comprimido.

Unidade de massa atômica (u): corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C. Em massa, corresponde a $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g que é a massa aproximada de um próton ou de um nêutron.



Como localizar na tabela periódica o número atômico (Z) e a massa atômica (A)?



Para encontrar o número de nêutrons (N) é bem fácil, basta subtrair, do valor arredondado de A, o Z. No caso do flúor, temos N = 19 – 9 = 10 nêutrons.

Massa atômica da tabela periódica: corresponde à média ponderada da massa atômica de todos os seus isótopos, que são átomos com o mesmo número de prótons ou número atômico (Z), mas com diferente massa atômica (A), também conhecida por número de massa. Ex:

$$A_{carbono} \cong \frac{12 \times 99\% + 13 \times 1\%}{100\%} \cong 12{,}01u$$

Massa molecular (M): soma das massas atômicas (A) dos átomos que a constituem. Ex:

$C_6H_{12}O_6$ (glicose): $MM = 6 \times A_C + 12 \times A_H + 6 \times A_O = 180{,}156u$

Teoria de Dalton:

- O primeiro postulado apenas propõe o conceito de átomo como uma unidade indivisível da matéria.
- O segundo postulado aborda a massa atômica (A) como propriedade que caracteriza ou individualiza cada elemento.
- O terceiro postulado apresenta a formação de moléculas a partir da união de átomos.

Lei de Lavoisier, (também conhecida como Lei da Conservação das Massas): diz que a massa dos produtos é igual a soma das massas dos reagentes (você deve se lembrar da frase de Lavoisier "Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma"). Ex:

> 10g de A reagindo completamente com 20g de B produz 30g do composto AB, por meio da reação A + B → AB. A massa do produto corresponde à soma da massa dos reagentes.

Lei de Proust (também conhecida como Lei das proporções definidas): diz que uma substância composta (moléculas, compostos iônicos ou ligas metálicas) é formada por átomos sempre unidos em uma mesma proporção em massa. Ex:

> A molécula de água (H_2O), 2g de hidrogênio (H) se une com 16g de oxigênio (O) para formar 18g de H_2O. Se aumentarmos para 4g de hidrogênio [ou seja, dobrarmos], a massa de O aumentará proporcionalmente para 32g [também dobra], formando 36g de H_2O, respeitando, desta forma, a proporção inicial definida

Número de Avogadro (NA): determinado experimentalmente e corresponde ao número de átomos presentes em 12g do isótopo 12 do carbono e o resultado foi:

$$NA = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Isso quer dizer que **em 12g do Carbono12 há $6,022.10^{23}$ átomos que corresponde a 1 mol**.

> **Mol** é uma unidade de medida muito utilizada na química, o qual corresponde a $6,022.10^{23}$ de alguma coisa [ou melhor, de qualquer coisa].

Número de mols (n): também conhecido como **quantidade de matéria**, corresponde a quanto mols existem em uma dada massa (m) e pode ser calculado por meio da seguinte relação:

$$n = \frac{m}{M}$$

Informações a serem memorizadas:

Número de Avogadro: $6,022.10^{23}$
Mol é uma unidade de medida que reúne $6,022.10^{23}$ unidades (unitárias) de qualquer coisa
Número de mols = quantidade de matéria
Massa molar (M) é a massa que reúne $6,022.10^{23}$ de átomo, molécula ou composto. É expresso em $g.mol^{-1}$

O valor numérico de massa molecular (MM) e massa molar (M) são idênticos. A diferença é que aquela é medida em "u" e esta em $g.mol^{-1}$.
1 mol ou $6{,}022.10^{23}$ moléculas de qualquer gás sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L, chamado **volume molar**, nas CNTP.

GRANDEZAS, MASSA, VOLUME E DENSIDADE

Relações úteis para unidades de massa:

1 ton (tonelada) = 1000 Kg
1 kg = 1000 g
1 g = 1000 mg (miligrama)
1 mg = 1000 µg (micrograma)

Relações úteis entre unidades de medida de volume:

1 m^3 = 1000 dm^3 (decímetro cúbico) = 1000 L (litro)
1 dm^3 = 1 L = 1000 cm^3 (centímetro cúbico) = 1000 mL
1 cm^3 = 1 mL = 1000 µL (microlitro)

A **densidade (d)**, também chamada **massa específica**, é a relação entre a massa (m) e volume (V) de um dado corpo:

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

A unidade de densidade no SI (Sistema Internacional de Medida) é kg/m^3 ($kg.m^{-3}$). Outras unidades usuais são g/cm^3, g/mL, kg/dm^3 e kg/L. As duas primeiras e as duas últimas são equivalentes entre si, pois **1 cm^3 corresponde a 1mL e 1dm^3 corresponde a 1L (MEMORIZE ESSAS RELAÇÕES)**.

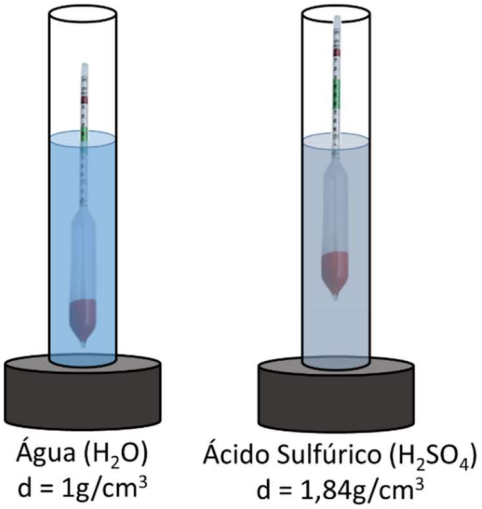
Da análise da fórmula da densidade (d = m/V), notamos que densidade é diretamente proporcional à massa (m). Isto significa que, quanto maior a massa em um volume fixo, maior será a densidade do material. Por outro lado, na mesma fórmula, notamos que densidade é inversamente proporcional ao volume (V). Sendo assim, considerando uma massa fixa, quanto maior o volume de um objeto, menor será a sua densidade.

A água quando aquecida, entre 0 e 4°C, contrai-se e não dilata como acontece com todas as outras substâncias. Esse fenômeno é conhecido como **comportamento anômalo da água**. Essa "anomalia" é responsável pelo gelo (água sólida) flutuar na superfície de lagos em regiões muito frias, em que a água líquida está em temperatura entre 0 e 4°C

Densímetro: um instrumento de laboratório destinado a medir a densidade (massa específica) de líquidos. Seu revestimento é fabricado em vidro e seu interior pode ser dividido em duas partes:



Exemplo do uso do densímetro:



6 – GABARITO

GABARITO

1	A
2	E
3	D
4	B
5	E
6	D
7	B
8	B
9	C
10	E
11	E
12	E
13	C
14	C
15	A
16	C
17	C
18	C

19	E
20	D
21	D
22	B
23	A
24	B
25	C
26	A
27	B
28	D
29	C
30	C
31	B
32	B
33	B
34	C
35	E

ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE:
PIRATARIA É CRIME.

Mas é sempre bom revisar o porquê e como você pode ser prejudicado com essa prática.

1. 

Professor investe seu tempo para elaborar os cursos e o site os coloca à venda.

2. 

Pirata divulga ilicitamente (grupos de rateio), utilizando-se do anonimato, nomes falsos ou laranjas (geralmente o pirata se anuncia como formador de "grupos solidários" de rateio que não visam lucro).

3. 

Pirata cria alunos fake praticando falsidade ideológica, comprando cursos do site em nome de pessoas aleatórias (usando nome, CPF, endereço e telefone de terceiros sem autorização).

4. 

Pirata compra, muitas vezes, clonando cartões de crédito (por vezes o sistema anti-fraude não consegue identificar o golpe a tempo).

5. 

Pirata fere os Termos de Uso, adultera as aulas e retira a identificação dos arquivos PDF (justamente porque a atividade é ilegal e ele não quer que seus fakes sejam identificados).

6. 

Pirata revende as aulas protegidas por direitos autorais, praticando concorrência desleal e em flagrante desrespeito à Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/98).

7. 

Concurseiro(a) desinformado participa de rateio, achando que nada disso está acontecendo e esperando se tornar servidor público para exigir o cumprimento das leis.

8. 

O professor que elaborou o curso não ganha nada, o site não recebe nada, e a pessoa que praticou todos os ilícitos anteriores (pirata) fica com o lucro.



Deixando de lado esse mar de sujeira, aproveitamos para agradecer a todos que adquirem os cursos honestamente e permitem que o site continue existindo.