Estratégia Concursos

Aula 00

Química p/ Petrobras (Técnico de Operação Júnior) - 2021 - Pré-Edital

Autor:
Diego Souza

17 de Agosto de 2020

Sumário

Introdução à Química e noções sobre reações 1
1 - Considerações Iniciais 9
2 - Noções iniciais de Química 9
2.1 - Química, evolução do homem e cotidiano 9
2.2 - Química, matéria, composição, átomos e moléculas 13
2.3 - Transformação da matéria, fenômenos físicos e químicos e reações químicas 21
2.4- Energia associada a transformações da matéria (Termoquímica) 25
2.5 - Evidências de transformações da matéria 26
3 - Aspectos quantitativos das transformações químicas 29
3.1 - Massa atômica 29
3.2 - Massa atômica da tabela periódica 32
3.4- As Leis de Lavoisier e de Proust e a Teoria de Dalton 37
3.6- Grandezas, massa, volume e densidade 44
4 - Classificação das reações 50
4.1- Reação de Síntese (de adição) 51
4.2- Reação de decomposição (de análise) 51
4.3- Reação de descolamento (de simples troca) 52
4.4- Reação de dupla-troca (de combinação) 53
Questões Comentadas 56
Lista de Questões da Aula 78
Gabarito 89
Principais Pontos da Aula 90

APRESENTAÇÃO DO CURSO

Olá, pessoal! Tudo joia?

Meu nome é **Diego Souza**, Professor de Química, e logo mais dedicarei um espaço para uma breve apresentação. Foi com muita satisfação e entusiasmo que aceitei o convite do Estratégia para lançar este curso para o concurso da **PM-PR e CBM-PR**. Edital lançado e prova já em fevereiro, no dia 28.

Vale lembrar que **a disponibilidade e a escolha dos materiais são fatores limitantes na preparação para esse tipo de concurso**. Se considerarmos a diversidade de conteúdos e a contextualização dessa prova, notamos que as informações relevantes para uma boa preparação estão espalhadas em diferentes livros. Nosso curso supera essa dificuldade, pois foi concebido para focalizar o 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 ABREVIAR SUA JORNADA ATÉ A APROVAÇÃO.

O nosso curso consistirá de:

a) **Curso escrito (em PDF) composto por 23 aulas**, além dessa aula demonstrativa, nas quais abordarei a teoria e as aplicações de cada tema previsto no edital, além de cerca de 680 resoluções de questões comentadas;
b) **Vídeo aulas**, nas quais discuto de maneira didática a teoria das aulas e resolvo vários exercícios;
c) **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.

Se você está começando do zero o estudo da química ou tem dificuldade em se organizar, seguem algumas DICAS DE ESTUDO iniciais para sua preparação:

- **Não estude na ordem do edital!** O conteúdo programático do edital não foi estruturado em uma ordem de complexidade e pré-requisitos. Nosso curso foi estruturado em uma ordem de complexidade, iniciando com aspectos mais introdutórios que vão ajudando a construir todo o conhecimento necessário durante as aulas, de forma mais natural, didática e tranquila.
- **Dedique cerca de 10 horas semanais ao estudo da QUÍMICA**: 8 horas para o estudo de duas apostilas por semana e 2 horas para revisão dos conteúdos já estudados. Após 3 meses de estudo você terá concluído nosso curso. Daí em diante, dedique cerca de 4 horas semanais para revisão do conteúdo e resolução de exercícios.
- **Utilize ferramentas de revisão rápida:** esquemas, tabelas, resumos e mapas mentais. Essas ferramentas estão disponíveis em nosso curso completo.
- Para otimizar seu tempo: **resolva mais exercícios dos tópicos menos conceituais** e resolva menos exercícios dos tópicos mais conceituais, conforme vamos orientando no decorrer das aulas.

APRESENTAÇÃO PESSOAL

Por fim, resta uma breve apresentação pessoal. Como já adiantei, meu nome é **Diego Souza**! Sou Doutor em Química pela Universidade Federal de Goiás, atuo como professor de Química no Estratégia Concursos e exerço o cargo de Perito Criminal da Polícia Civil do Distrito Federal (PCDF).

Além da minha esposa Nayara, irmãos, sobrinhas e pais, outra **grande paixão** minha é lecionar aqui no **Estratégia Concursos**, o que perceberão pela dedicação e pela preocupação com seu aprendizado, depositados em todas as aulas. Por isso, contem comigo sempre que precisarem, seja pelo fórum dos cursos ou pelas redes sociais. Será um prazer respondê-los e ajudá-los.

Estou envolvido com concursos públicos há cerca de 11 anos, conciliei os dois últimos anos de faculdade com meu primeiro cargo público de assistente administrativo. 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).

Quanto à atividade de professor, leciono exclusivamente Química para concursos e vestibulares. Desde que fui convidado para compor a equipe do Estratégia Concursos, em maio de 2018, já fui responsável por cerca de 100 cursos na área de Química.

Deixarei abaixo meus contatos para quaisquer dúvidas ou sugestões. Pelo Instagram e Facebook divulgo dicas, novidades, mapas mentais e dicas sobre química. Por lá e também pelo fórum, terei enorme prazer em orientá-los da melhor forma possível até sua aprovação.

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

CRONOGRAMA DE AULAS

Vejamos a distribuição das aulas:

Aulas	Química p/ PM e CBM-PR	Data de entrega
Aula 00 (demo)	3.3.1.1 Aspectos macroscópicos da Química: Evidências das reações químicas. Reação química e sua representação simbólica, equação química, reagentes e produtos. Leis Ponderais de Lavoisier e Proust. 3.3.1.7 Unidades e grandezas em Química: Quantidade de matéria (mol).	25/10/2020
Aula 01	3.3.1.2 Estrutura da matéria e teoria atômica: Evolução dos modelos atômicos. Modelos atômicos de Rutherford e de Bohr. Partículas elementares: próton, nêutron e elétron. Número atômico, número de massa, elemento químico, isótopos, massa atômica e massa molecular. Configuração eletrônica dos elementos. Níveis de energia e transições eletrônicas (segundo o modelo atômico de Bohr).	29/10/2020
Aula 02	3.3.1.3 Classificação periódica e propriedades dos elementos e seus compostos: Princípios de ordenação e localização dos elementos. Períodos, grupos e subgrupos. Elementos representativos. Configuração eletrônica do átomo e posição na classificação periódica. Características de metais, semimetais e ametais. Propriedades periódicas e suas variações (raio atômico, raio iônico, energia de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividade).	02/11/2020
Aula 03	3.3.1.4 Ligação química: Ligação iônica. Ligação covalente. Ligação em metais. Estruturas e fórmulas de Lewis para a ligação covalente em compostos orgânicos e inorgânicos. Eletronegatividade; caráter iônico, caráter covalente e polaridade das ligações químicas. Geometria molecular e polaridade de moléculas. 3.3.1.3 Classificação periódica e propriedades dos elementos e seus compostos: carga formal. 3.3.1.8 Soluções, propriedades coligativas e forças intermoleculares: Forças intermoleculares. Efeito das forças intermoleculares nas constantes físicas dos compostos orgânicos e inorgânicos (temperatura de fusão e de ebulição). (parte 1)	06/11/2020

Aula 04	3.3.1.4 Ligação química: Ligação iônica. Ligação covalente. Ligação em metais. Estruturas e fórmulas de Lewis para a ligação covalente em compostos orgânicos e inorgânicos. Eletronegatividade; caráter iônico, caráter covalente e polaridade das ligações químicas. Geometria molecular e polaridade de moléculas. 3.3.1.3 Classificação periódica e propriedades dos elementos e seus compostos: carga formal. 3.3.1.8 Soluções, propriedades coligativas e forças intermoleculares: Forças intermoleculares. Efeito das forças intermoleculares nas constantes físicas dos compostos orgânicos e inorgânicos (temperatura de fusão e de ebulição). (parte 2)	10/11/2020
Aula 05	3.3.1.5 Ácidos e bases: Teorias ácido-base de Arrhenius, Bronsted-Lowry e de Lewis. Reações de neutralização. Caráter ácido e básico de compostos inorgânicos e orgânicos (acidez relativa de álcoois, ácidos carboxílicos, fenóis e basicidade de aminas). Nomenclatura IUPAC e vulgar de ácidos, bases, sais e óxidos mais comuns. 3.3.1.3 Classificação periódica e propriedades dos elementos e seus compostos: Cátions, ânions.	14/11/2020
Aula 06	3.3.1.2 Estrutura da matéria e teoria atômica: Principais transformações nucleares artificiais e naturais.	18/11/2020
Aula 07	3.3.1.12 Eletroquímica: Célula galvânica, célula eletrolítica, pilhas. Reações de oxidação e redução. Potencial padrão de redução e previsão da espontaneidade de reações. Cálculo da força eletromotriz padrão em células eletroquímicas. 3.3.1.3 Classificação periódica e propriedades dos elementos e seus compostos: Número de oxidação.	22/11/2020
Aula 08	3.3.1.6 Estequiometria química: Cálculos estequiométricos. Massa molar. Balanceamento de reações químicas: por tentativa e íon elétron. Fórmula mínima e fórmula molecular. (parte 1)	26/11/2020
Aula 09	3.3.1.6 Estequiometria química: Cálculos estequiométricos. Massa molar. Balanceamento de reações químicas: por tentativa e íon elétron. Fórmula mínima e fórmula molecular. (parte 2)	30/11/2020
Aula 10	3.3.1.7 Unidades e grandezas em Química: Principais unidades e grandezas utilizadas na Química. Sistema Internacional (SI) e conversão de unidades.	04/12/2020

Aula 11	3.3.1.8 Soluções, propriedades coligativas e forças intermoleculares: Solução, solvente, soluto, fase, solução saturada e insaturada. Coloides. O processo de dissolução e a solubilidade dos compostos orgânicos e inorgânicos. Curvas de solubilidade. Efeito da concentração de soluto sobre a temperatura de fusão e ebulição, pressão de vapor e pressão osmótica dos solventes. 3.3.1.7 Unidades e grandezas em Química: Unidades de concentração.	08/12/2020
Aula 12	3.3.1.1 Aspectos macroscópicos da Química: Compostos químicos, suas misturas e a presença em materiais mais complexos. Alguns métodos de separação (filtração, decantação, destilação, cristalização, cromatografia em papel). (parte 1)	12/12/2020
Aula 13	3.3.1.1 Aspectos macroscópicos da Química: Compostos químicos, suas misturas e a presença em materiais mais complexos. Alguns métodos de separação (filtração, decantação, destilação, cristalização, cromatografia em papel). (parte 2)	16/12/2020
Aula 14	3.3.1.9 Termoquímica: Entalpia e Lei de Hess. Entropia. Energia livre de Gibbs. 3.3.1.1 Aspectos macroscópicos da Química: Equação geral dos gases ideais.	20/12/2020
Aula 15	3.3.1.10 Equilíbrio químico: Equilíbrio químico e constante de equilíbrio. Fatores que influenciam o deslocamento do equilíbrio de uma reação e princípio de Le Chatelier. Constante de autoionização da água, pH e pOH. Equilíbrios ácido-base e de precipitação. Constantes de dissociação de ácidos e bases. Hidrólise. Produto de solubilidade. Soluções-tampão.	24/12/2020
Aula 16	3.3.1.11 Cinética química: Velocidade de reação, lei de velocidade, ordem de reação e molecularidade. Fatores que alteram a velocidade das reações químicas (concentração das substâncias, pressão, temperatura, estado de agregação, catalisadores). Teoria das colisões. Teoria do estado de transição e energia de ativação. Relação entre lei de velocidade e mecanismo de reação (conceito de etapa lenta). Velocidade inicial e a determinação da ordem dos reagentes.	28/12/2020

Aula 17	3.3.1.13 Estrutura dos compostos de carbono: Cadeias de carbono: Caracterização e representação da estrutura através de notação em bastão. Classificação de cadeias carbônicas. Reconhecimento, caracterização, estrutura eletrônica (estrutura de Lewis), nomenclatura e representação espacial de estruturas saturadas e insaturadas, lineares, ramificadas e cíclicas (incluindo aromáticos). Hibridização do carbono, modelo dos orbitais e ligação covalente.	01/01/2021
Aula 18	3.3.1.13 Estrutura dos compostos de carbono: Conceituação de grupamento funcional. Reconhecimento, representação (notação em bastão) e nomenclatura (IUPAC) de compostos orgânicos alifáticos e aromáticos e das seguintes funções: hidrocarbonetos, derivados halogenados, álcoois, éteres, aldeídos, cetonas, fenóis, ácidos carboxílicos e seus derivados (ésteres, sais de ácidos, anidridos, halogenetos de ácidos, amidas), aminas, nitrilas e compostos de função mista. Nomenclatura vulgar de compostos de uso corrente. (parte 1)	05/01/2021
Aula 19	3.3.1.13 Estrutura dos compostos de carbono: Conceituação de grupamento funcional. Reconhecimento, representação (notação em bastão) e nomenclatura (IUPAC) de compostos orgânicos alifáticos e aromáticos e das seguintes funções: hidrocarbonetos, derivados halogenados, álcoois, éteres, aldeídos, cetonas, fenóis, ácidos carboxílicos e seus derivados (ésteres, sais de ácidos, anidridos, halogenetos de ácidos, amidas), aminas, nitrilas e compostos de função mista. Nomenclatura vulgar de compostos de uso corrente. 3.3.1.8 Soluções, propriedades coligativas e forças intermoleculares: Influência da cadeia carbônica na solubilidade dos compostos orgânicos e na temperatura de fusão e de ebulição dos compostos orgânicos. (parte 2)	09/01/2021
Aula 20	3.3.1.14 Isomeria em compostos orgânicos: Caracterização e representação de isômeros constitucionais e estereoisômeros. Diastereoisômeros (isômeros geométricos) e enantiômeros. Conceito de quiralidade. Relação entre quiralidade e plano de simetria e atividade óptica.	13/01/2021

Aula 21	3.3.1.15 Ocorrência e obtenção de compostos orgânicos e suas propriedades principais: Ocorrência natural e sintética, relação entre estrutura e propriedades físicas e químicas. Polímeros sintéticos e naturais. Proteínas. Carboidratos.	17/01/2021
Aula 22	3.3.1.15 Ocorrência e obtenção de compostos orgânicos e suas propriedades principais: reações de obtenção e de transformação das seguintes funções: hidrocarbonetos (saturados, insaturados e aromáticos), derivados halogenados, álcoois, éteres, aldeídos, cetonas, fenóis, ácidos carboxílicos e seus derivados (ésteres, sais de ácidos, anidridos, halogenetos de ácidos, amidas) e aminas. (parte 1)	21/01/2021
Aula 23	3.3.1.15 Ocorrência e obtenção de compostos orgânicos e suas propriedades principais: reações de obtenção e de transformação das seguintes funções: hidrocarbonetos (saturados, insaturados e aromáticos), derivados halogenados, álcoois, éteres, aldeídos, cetonas, fenóis, ácidos carboxílicos e seus derivados (ésteres, sais de ácidos, anidridos, halogenetos de ácidos, amidas) e aminas. (parte 2)	25/01/2021

Essa é a distribuição dos assuntos ao longo do curso. Eventuais ajustes poderão ocorrer, especialmente por questões didáticas. De todo modo, sempre que houver alterações no cronograma acima, vocês serão previamente informados, justificando-se.

INTRODUÇÃO À QUÍMICA E NOÇÕES SOBRE REAÇÕES

1 - Considerações Iniciais

Nesta aula, vamos dar início ao estudo da **QUÍMICA**. Hoje vamos apresentar seus conceitos bem iniciais, 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, classificação de reações e alguns aspectos quantitativos relacionados.

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!

2 - Noções iniciais de Química

2.1 - 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 acender 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.

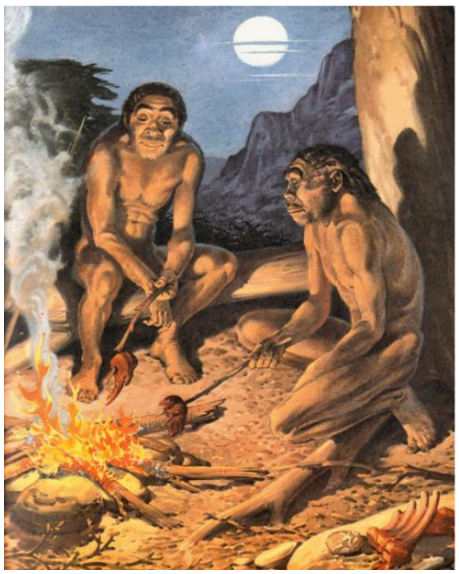
Do atrito entre duas pedras chispam faíscas e, assim, o homem pode ter aprendido a produzir o fogo, que até então só ocorria de forma natural por meio de raios. A produção do fogo foi uma das maiores revoluções já realizadas, não pelo invento em si, mas pelas suas consequências [eu diria benéficas] para 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 são liberados 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 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.

[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.

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 do 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.


edition.cnn.com (2018)

Plataforma de petróleo atual


www.noticiasdotrecho.com.br (2018)

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 têm 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 em reações e processos químicos. Além disso, toda a 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 enxergando 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.

2.2 - 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 as colorações 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.


meuquintaltemvida.wordpress.com (2018)

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

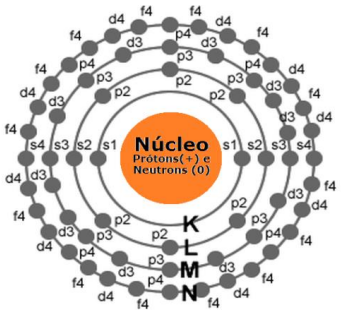
A partir dos exemplos acima, notamos como a **composição química** é importante para diferenciar os diferentes materiais (matéria). Mas o que seria essa tal composição química?... Pessoal, aqui vou divergir do normalmente adotado em livros e já vou introduzir o conceito de átomo, elemento químico e moléculas. 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.



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 subníveis 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. Vale lembrar que o átomo é eletricamente neutro, ou seja, a quantidade de cargas positivas é igual à quantidade de cargas negativas (número de prótons é igual ao de elétrons). Quando há uma variação na quantidade de elétrons essa igualdade chega ao fim e forma-se um novo sistema eletricamente carregado, ao qual damos o nome de **íons**.

Representação geral do átomo

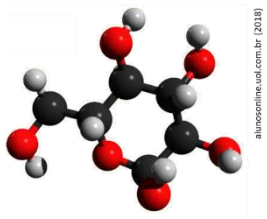


Elemento químico: conjunto de átomos que apresentam o mesmo número de prótons (número atômico). Desta forma, o átomo de um elemento químico é diferente do átomo de outro elemento. Por exemplo, o elemento Ferro apresenta átomos com número atômico 26, os quais são diferentes dos átomos do elemento cobre 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 é encontrada na natureza e alguns outros criados artificialmente.

Molécula: formada pela combinação de, em geral, pelo menos, dois átomos, que podem ser de um mesmo elemento ou elementos diferentes. **Cuidado!** Há molécula monoatômica, que é o caso dos gases nobres que, por apresentarem alta estabilidade sozinhos, apresentam-se na natureza na forma de átomos isolados, ex: hélio (He), argônio (Ar), xenônio (Xe), criptônio (Kr) e radônio (Rb). 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).

Substância: é um material com propriedades conhecidas, definidas e que praticamente não sofrem variação a temperatura e pressão constante. Seguindo essa linha de pensamento, podemos concluir que cada substância apresenta propriedades específicas. Isto é, substâncias diferentes jamais apresentaram as mesmas propriedades específicas.

Vale lembrar que, quando mencionamos apenas substância, subtende-se que estamos nos referindo a uma substância pura. Cabe aqui outra consideração, agora sobre os átomos. 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 por isso o solo não composto de uma única substância, mas sim de uma **mistura**. 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.

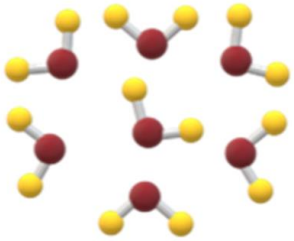
Agora que entendemos o que é substância, vamos explorar suas subdivisões. Uma substância pode ser classificada como **simples** ou **composta**.



Substâncias simples são constituídas somente por átomos de um mesmo elemento químico. O oxigênio (O_2), por exemplo, é uma substância simples, pois é composto por dois átomos de oxigênio. Vale lembrar que podemos ter substâncias simples que são monoatômica (formada por um único átomo), ou seja, apresentam-se como átomos isolados, a exemplo dos gases nobres. Se pensarmos nos átomos como sendo esferas, o desenho abaixo representa uma substância simples formada por dois átomos iguais.



Substâncias compostas são constituídas por átomos de diferentes elementos químicos. A água (H_2O), por exemplo, é uma substância composta, pois é formada dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio. Abaixo temos a representação de uma substância composta, formada por dois átomos de um elemento (cor amarela) e um átomo de outro elemento (cor vermelha)



Tranquilo esse entendimento, não é mesmo?! Agora que você entendeu o que são substâncias, fica fácil entender o que são misturas.

Misturas consistem na combinação de duas ou mais substâncias sem que haja alteração das moléculas ou íons que as compõem.

Com o perdão da redundância, **misturas** são obtidas pela mistura de pelo menos duas substâncias, **sem que haja reação química entre elas**, ou seja, sendo preservado a composição química de cada substância. Para ficar ainda mais claro, devemos lembrar que uma mistura pode ser separada nas substâncias químicas isoladas que a compõe.

Pela própria definição, podemos perceber que as misturas estão bastante presentes na nossa rotina. Por exemplo, na simples ação de adicionar açúcar na água para fazer aquele saboroso cafezinho da tarde, estamos preparando uma mistura.

Uma peculiaridade das misturas é que elas não apresentam as mesmas propriedades que as substâncias que as compõe. Quando misturamos água e cloreto de sódio (principal componente do sal de cozinha), por exemplo, essa mistura apresentará diferentes propriedades como densidade, ponto de fusão e ebulição do que a água e o cloreto de sódio. Por conta disso, nem todas as propriedades das misturas são bem definidas. Além disso, as propriedades de uma mistura, diferente de uma substância, podem variar a uma mesma pressão e temperatura.

Uma mistura pode ser classificada entre mistura **homogênea** e mistura **heterogênea**.



Misturas homogêneas são formadas por uma única fase, ou seja, não se nota a olho nu diferenças visuais na mistura. Por exemplo, a mistura de água e açúcar. Após a dissolução do açúcar, só conseguimos visualizar a fase representada pela água.

Misturas heterogêneas são formadas por mais de uma fase, isto é, a olho nu podemos notar diferenças visuais na mistura. Por exemplo, a mistura de água e óleo. Esses dois compostos não se solubilizam e assim é possível observar as fases referente a água e ao óleo. Fique atento ao caso do leite, embora pareça uma mistura homogênea, com um pouco de ampliação da imagem, é possível perceber pequenas gotículas de óleo que não se misturam à solução aquosa do leite. Portanto, o leite é uma mistura heterogênea.

Vale reforçar que fase é cada porção visível do sistema. A presença de diferentes fases é notada pela descontinuidade do material, ou seja, é formada uma interface (divisão) entre as fases. Na mistura homogênea isso não ocorre, pois é como se estivéssemos observando uma substância pura, por exemplo, água e sal nos parece só água (figura da esquerda). Já em misturas heterogêneas, temos, necessariamente mais de uma fase e, por isso, podem ser classificadas em: ***(i)* bifásica** se apresentar duas fases (ex: água e óleo); ***(ii)* trifásica** se apresentar três fases (ex: granito que é a mistura de quartzo, feldspato e mica); e ***(iii)* polifásica** se apresentar mais de três fases.



Mistura homogênea: água e sal.



Mistura heterogênea bifásica (sistema bifásica): água e óleo.



Mistura heterogênea trifásica (sistema trifásico): óleo, água e areia.



Cuidado com peguinhas! Em um copo com água líquida e água sólida (gelo), embora haja apenas uma substância, temos um sistema bifásico, já que os estados sólido e líquido constituem o sistema e, portanto, há uma interface de separação das duas fases presentes.

Você deve estar pensando, "que professor cruel", em, já na primeira aula, introduzir tantos assuntos basilares da química: átomo, elemento químico, molécula, substância e misturas. É que precisamos ser objetivos para otimizar seu tempo de estudo. Mas, como colher de chá, preparei o mapa mental abaixo a partir do qual vocês poderão revisar todos esses conceitos de maneira sintética e completa. Lembre-se, mais importante que decorá-los, é compreendê-los.



(Marinha - EAM - 2016) A qual das espécies abaixo corresponde ao conceito de elemento químico?

A) Substância.

B) Molécula.

C) íon.

D) Mistura.

E) Átomo.

Comentários

Letra A: incorreta. Substância é um material com propriedades conhecidas, definidas e que praticamente não sofrem variação a temperatura e pressão constante. Embora possamos ter substâncias constituídas de um único tipo de átomo, a exemplo dos gases nobres, a maioria das substâncias são constituídas e moléculas e compostos iônicos.

Letra B: incorreta. Em uma molécula pode ter mais de um elemento químico e, por isso, não existe uma relação direta entre os dois conceitos. Por exemplo, a molécula de glicose $C_6H_{12}O_6$ é constituída de três elementos químicos diferentes: carbono, hidrogênio e oxigênio.

Letra C: incorreta. Íon corresponde a uma espécie carrega eletricamente, podendo apresentar carga positiva ou carga negativa. O íon pode ser atômico (formado por um único tipo de átomo), mas pode ser

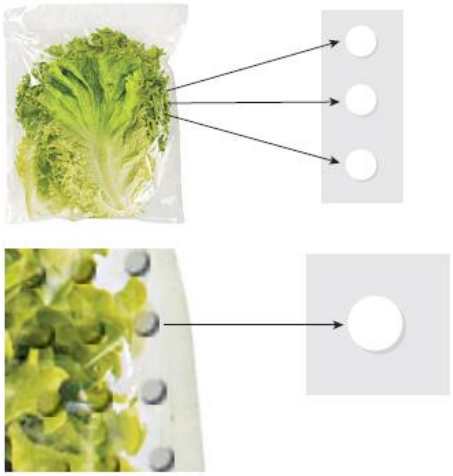
composto por um conjunto de átomos, a exemplo do íon sulfato SO_4^{2-}, o qual apresenta átomo de enxofre, de oxigênio e carga 2-.

Letra D: incorreta. Mistura é a combinação de duas ou mais substâncias, não guardando, portanto, relação direta com o conceito de átomo.

Letra E: correta. Conforme estudamos, elemento químico corresponde a um conjunto de átomos que apresentam o mesmo número de prótons (número atômico). Sendo assim, dentre os conceitos apresentados, elemento químico é o único que tem relação direta com o conceito de átomo, embora não seja exatamente sinônimos.

Resposta: letra E

(UERJ - 2019) Novas tecnologias de embalagens visam a aumentar o prazo de validade dos alimentos, reduzindo sua deterioração e mantendo a qualidade do produto comercializado. Essas embalagens podem ser classificadas em Embalagens de Atmosfera Modificada Tradicionais (MAP) e Embalagens de Atmosfera Modificada em Equilíbrio (EMAP). As MAP são embalagens fechadas que podem utilizar em seu interior tanto gases como He, Ne, Ar e Kr, quanto composições de CO_2 e O_2 em proporções adequadas. As EMAP também podem utilizar uma atmosfera modificada formada por CO_2 e O_2 e apresentam microperfurações na sua superfície, conforme ilustrado abaixo.



Adaptado de exclusive.multibriefs.com.

Dentre os gases citados no texto, aquele que corresponde a uma substância composta é simbolizado por:

A) Kr

B) O_2

C) He

D) CO_2

Comentários

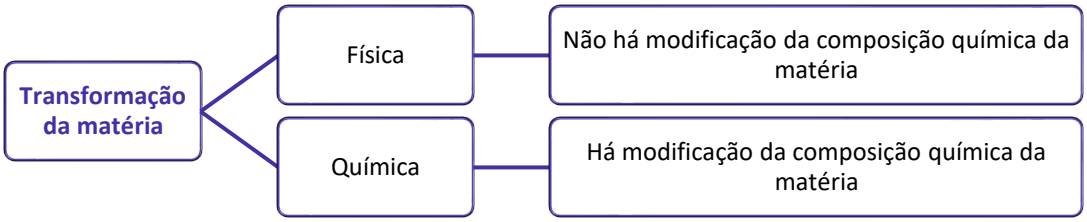
Vimos anteriormente que **substâncias compostas** são constituídas por átomos de diferentes elementos químicos. Dentre os gases citados no texto, a única substância composta é o CO_2 pois ele é constituído por um átomo de carbono e dois de oxigênio. Portanto, a LETRA D é a alternativa correta.

Resposta: letra D

2.3 - Transformação da matéria, fenômenos físicos e químicos e reações químicas

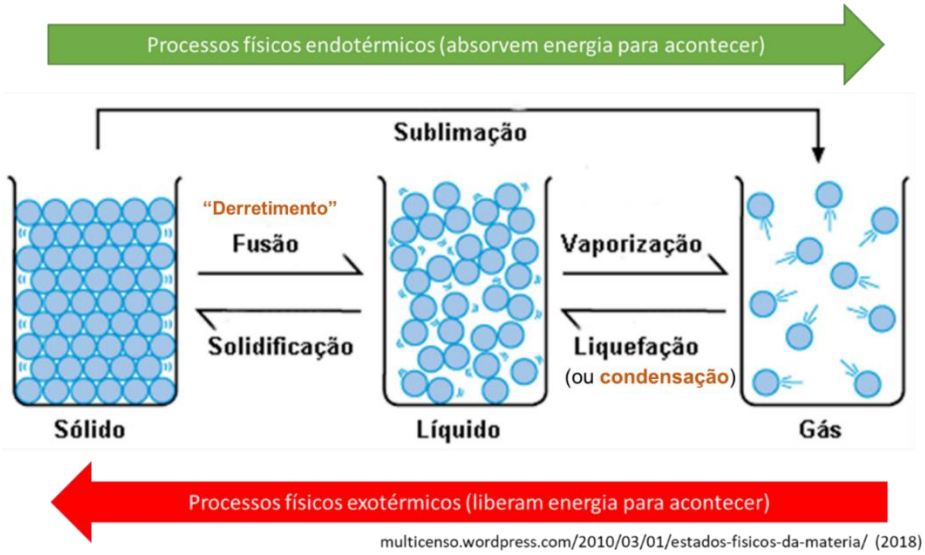
Transformação da matéria é qualquer modificação da matéria, a qual pode ocorrer por meio de um ou mais processos. A transformação da matéria também é conhecida como **fenômeno**, que pode ser um **fenômeno físico**, quando não se altera a composição da matéria, ou **fenômeno químico**, em que há alteração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

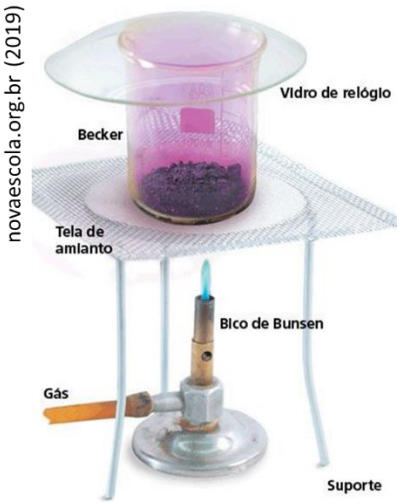
Os mesmos conceitos em forma de tabela:

Mudança de estado	Fenômeno físico
Sólido → Líquido	Fusão ou "derretimento"
Líquido → Sólido	Solidificação
Líquido → Gasoso	Vaporização ou ebulição
Gasoso → Líquido	Condensação ou liquefação
Sólido → Gasoso (sem passar pelo estado líquido)	Sublimação
Gasoso → Sólido (sem passar pelo estado líquido)	Sublimação *ou* Ressublimação

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 adiantando 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.



(Marinha - Colégio Naval - 2017) Ao aquecer o iodo num béquer coberto com o vidro de relógio, após certo tempo observa-se que seus vapores ficaram roxos.



Esse fenômeno é uma mudança de estado físico chamada

A) liquefação.

B) fusão.

C) sublimação.

D) solidificação.

E) ebulição.

Comentários

A passagem direta de uma substância, nesse caso o iodo, diretamente do estado sólido para o estado gasoso é denominado sublimação.

Resposta: letra C

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.

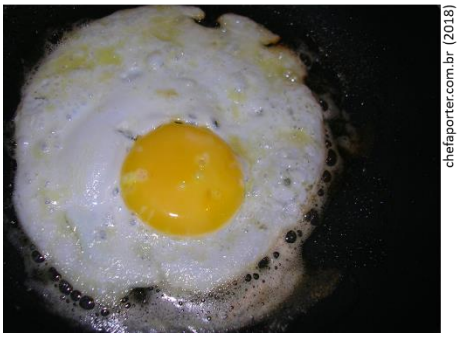
Ao **utilizar uma fibra para produção de roupas**, ocorre um fenômeno físico porque, embora a apresentação visual da matéria se modifique, sua composição química não é modificada. **Quebrar um copo de vidro**, **amassar uma folha de papel** também são fenômenos físicos pelo mesmo motivo. A **dissolução 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). Se liga que, em muitos desses processos, temos a mudança de cor associada à ocorrência da reação química.







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 microscópico, ou seja: *o que acontece a nível de átomos ou moléculas para resultar em uma modificação química?*



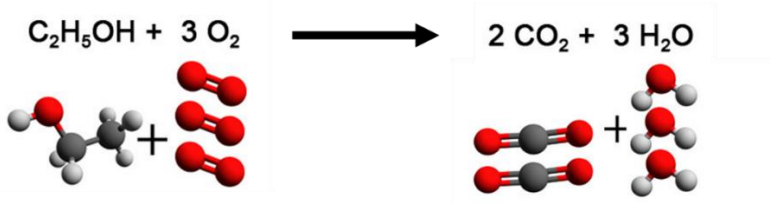
Durante um fenômeno químico, os átomos que estão combinados (ligados), formando moléculas, são rearranjados formando novas combinações ou novas moléculas. Abro um parêntese para adiantar-lhe que os átomos podem se arranjar em compostos que não são moléculas, mas não entraremos nesse mérito agora. O que 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 havia 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).



2.4- 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.

[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.

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 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.*

2.5 - 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 efervescentes.
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.



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.



(Marinha - Colégio Naval - 2017) Considere os seguintes processos:

I- Atração do ferro pelo ímã.

II- Combustão da gasolina.

III- Desaparecimento de bolinhas de naftalina.

IV- Enferrujamento de um prego.

São processos químicos somente

A) I e II.

B) I e III.

C) II e III.

D) II e IV.

E) III e IV.

Comentários

De início, vale lembrar que, nos processos químicos, ocorre a alteração da composição química dos materiais, o que resulta na modificação de suas propriedades iniciais. Além disso, vale lembrar as principais evidências de fenômenos químicos: mudança de cor; liberação de energia; formação de sólido; liberação de gás; e liberação de fumaça. Essas evidências nos ajudam naqueles casos que ainda possam parecer duvidosos. Dito isso, vamos à classificação dos itens:

Item I: processo físico. Não há modificação da composição química nem do ferro e nem do imã.

Item II: processo químico. Nas combustões em geral ocorre liberação de energia na forma de calor e de luz, que são evidências de fenômenos químicos. No caso específico da gasolina que corresponde a uma coleção de hidrocarbonetos (compostos orgânicos constituídos somente por carbono e hidrogênio), suas moléculas ao reagir com o oxigênio (O_2) atmosférico forma gás carbônico (CO_2) e água.

Item III: processo físico. É o item que mais pode gerar dúvidas, pois alguns alunos poderiam pensar que a naftalina reagiu com o oxigênio por exemplo. No entanto, sabemos que, no processo de desaparecimento da naftalina, não há liberação de energia na forma de calor. Portanto, temos, nesse caso, a sublimação da naftalina, ou seja, passagem direta do estado sólido para o líquido, o que resulta em seu desaparecimento a olho nu.

Item IV processo químico. A formação de ferrugem corresponde na transformação do ferro metálico, na presença de oxigênio atmosférico, em óxido de ferro III (Fe_2O_3), o que é evidenciado pela mudança de cor.

Resposta: letra D

3 - 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, a exemplo da tão cobrada estequiometria.

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 (passar do meio aquoso para a forma sólida) 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.

Nos cálculos estequiométricos, que estudaremos em aulas futuras, as quantidades são expressas em massa, número de íons, átomos e/ou moléculas e número de mols. Vamos então começar a entender esses conceitos quantitativos.

3.1 - 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.

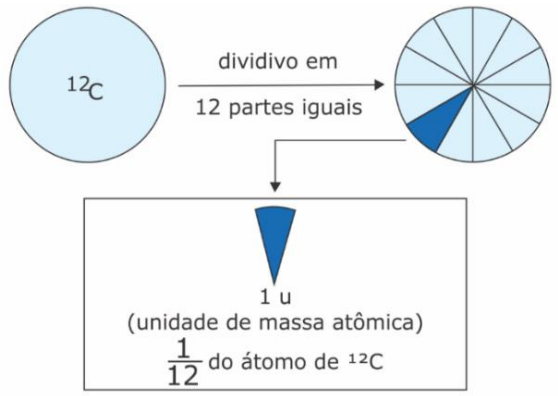
$$A = Z + N$$

Desse 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[3] 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?

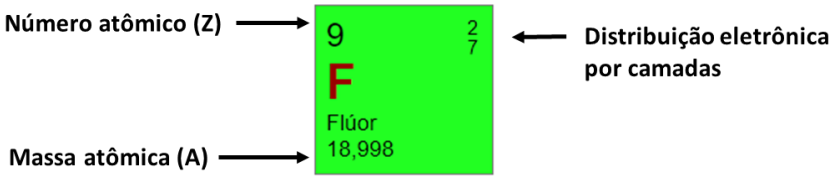
> Porque era conveniente já que esse átomo possui número atômico 6 (6 prótons) e número de nêutrons também 6. Considerando que ele possui 6 prótons e 6 nêutrons, temos que seu núcleo é constituído de 12 partículas. Considerando ainda que a massa dos elétrons é desprezível, então, ao convencionarmos "u" (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. Se você ainda não tem muita intimidade com a Tabela Periódica, não de preocupe, pois aprofundaremos em seu estudo em aula posterior.

Na tabela periódica, já vimos que são fornecidos A e Z. Para encontrar o número de nêutrons (N) é bem fácil, basta subtrair, do valor arredondado de A, o Z, já que, conforme vimos, A = Z + N. No caso do flúor, temos

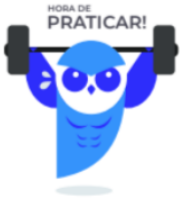
[3] Isótopos são átomos com o mesmo número de prótons ou número atômico (Z).

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.



Fique atento! Ao ser informado fora da tabela periódica, a massa atômica (A) é apresentada, em geral, na parte superior e o número atômico (Z), na parte inferior, conforme ilustrado abaixo também para o Flúor. Para não confundir, lembre-se que, a exceção do hidrogênio em que A = Z, a massa atômica (A) será sempre maior que o número atômico (Z).

$$^{19}_{9}F$$



(Marinha - CAP - 2016) Acredita-se que o átomo seja composto de duas regiões, um núcleo minúsculo compreendendo toda a carga positiva e uma região extranuclear onde estão distribuídos os elétrons. Então é correto afirmar que o número de massa de um átomo é igual

A) à soma do número de prótons e nêutrons presentes no núcleo do átomo.

B) à soma do número total de elétrons e nêutrons.

C) à soma do número total de prótons e elétrons.

D) ao número de prótons no núcleo.

E) ao número de nêutrons no núcleo.

Comentários

Como o elétron é 1836 vezes mais leve que prótons e nêutrons, podemos desprezar sua massa para o cálculo da massa do átomo. Portanto, a massa atômica (A) corresponde à soma dos prótons (Z) e nêutrons (N):

$$A = Z + N$$

Portanto, LETRA A é a alternativa correta.

Resposta: letra A

(Oficial - PM-MA - 2017) Sabendo que o número atômico do carbono é igual a 6, julgue o item que se segue:

Um átomo neutro do isótopo de carbono-12, no estado fundamental, apresenta, em seu núcleo, 6 prótons e 6 nêutrons; além disso, apresenta 6 elétrons na região extranuclear.

Comentários

O número 12, após o nome do elemento, representa a massa (A) desse isótopo. O enunciado informa ainda que seu número atômico (Z) é 6, o que também poderia ser verificado na tabela periódica caso não fosse informado. Conhecendo, A e Z, podemos encontrar o número de nêutrons (N) por meio da relação abaixo:

$$A = Z + N$$

$$12 = 6 + N$$

$$N = 6 \text{ neutrôns}$$

Sabendo que o átomo é eletronicamente neutro, podemos afirmar que o seu número de prótons (Z, número atômico), 6, é igual ao número de elétrons. Não se esqueça, prótons e nêutrons são as partículas que estão no núcleo e os elétrons estão em constante movimento na eletrosfera. Item CERTO.

Resposta: certo

3.2 - 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, apesar de possuir mesmo Z, 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:

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

3.3 - Massa molecular

Os átomos podem se ligar formando moléculas (isso já vimos). A **massa molecular** (MM) é, portanto, 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, conceito que estudaremos mais adiante, deve-se utilizar o termo **massa fórmula (MF)** em substituição à **massa molecular (MM)**. Por exemplo, o NaCℓ, que é composto por espécies com carga ($Na^+C\ell^-$), apresenta MF 58,5u, que é a soma das massas atômicas do sódio e do cloro (Note que a fórmula 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. Beleza?!



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.

3.4 - Contagem de átomos em fórmulas moleculares

Algo que pode parecer um pouco trivial, mas que pode, em alguns casos, gerar confusão no cálculo da massa molecular ou em exercícios de estequiometria é a contagem do número de átomos de uma dada substância química. Essa é uma habilidade imprescindível para estudarmos balanceamento de reações, por exemplo. Por isso, vamos a uma rápida e suficiente abordagem do tema.

Já vimos que o índice (aquele número menor que fica na parte inferior à direita dos átomos) indica o número de átomos. Desta forma, temos que em:

$CaCl_2$: 1 átomo de cálcio e 2 átomos de cloro;

C_2H_5OH: 2 carbonos, 6 (5+1) hidrogênios e 1 oxigênio;

$C_6H_{12}O_6$: 6 C, 12 H e 6 O.

Até aqui, tranquilidade total, certo? E se eu te perguntasse: *quantos átomos de cada elemento existem no composto* $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$*?*



Xiii, já entendi! Complicou, né? Pois bem, temos que ter bastante segurança para responder a esse tipo de questão. Acertar ou não acertar balanceamento e quaisquer outros exercícios de estequiometria dependerá disso. Vamos a um caso mais simples para depois responder à questão que lhe deixou confuso.

$Fe_2(SO_4)_3$ (sulfato de ferro III)

A quantidade de ferro no compostos acima é bem fácil de encontrar pelo índice: 2 átomos. E quanto ao restantes dos elementos, S e O? Entenda que o SO_4 está entre parênteses e que o subíndice 3 do lado de fora está multiplicando tudo que está dentro dos parênteses. Desta forma, podemos dizer que temos 3 x SO_4. O índice do enxofre é 1 [pois está omitido] x 3, do lado de fora, resulta em 3 átomos de enxofre. O índice do O é 4 x 3, do lado de fora, resulta em 12 átomos. Podemos pensar na fórmula do composto como uma equação matemática, na qual devemos aplicar a propriedade distributiva quando há um número multiplicando do lado de fora, conforme ilustrado abaixo:



Desta forma, temos que em $Fe_2(SO_4)_3$: 2 Fe, 3 S e 12 O. Vamos a outros exemplos apenas para praticar (não se preocupe com nomenclatura de compostos químicos na aula de hoje):

Sulfato de Amônio - $(NH_4)_2SO_4$: 1 N, 4x2 H, 1 S e 4 O → 1 N, 8 H, 1 S e 4 O;

Cianeto de Ferro II - $Fe(CN)_2$: 1 Fe, 2x1 C e 2x1 N → 1 Fe, 2 C e 2 N;

Sulfato de cobre pentahidratado - $CuSO_4.5H_2O$: 1 Cu, 1 S, 4 O, 5x2 H e 5x1 O → 1Cu, 1 S, 4 O, 10 H e 5 O.

Observação: as moléculas que aparecem na frente de alguns compostos são chamadas **água de hidratação** e correspondem a água presentes no cristal daquele composto. Nesse caso, devemos usar a propriedade distributiva também: 5.(H_2O) = 5x2 H e 5O.

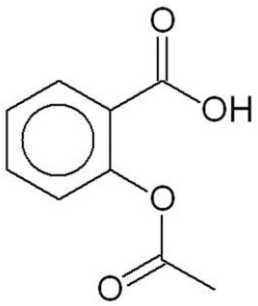
Como não podia faltar, vamos agora contar os átomos em compostos com composição mais complexa, inclusive aquela que havia perguntado e você fez cara de desentendido:

$KC\ell.MgCl_2.6H_2O$: 1K, (1+2)Cl, 1Mg, 6x2 H e 6O → 1K, 3Cℓ, 1Mg, 12H e 6O;

$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$: (4+3)Fe, 3x6 C e 3x6 N → 7 Fe, 18C e 18N;

$CuSO_4.4NH_3.H_2O$: 1Cu, 1S, (4+1)O, 4N e (4x3+2)H → 1Cu, 1S, 5O, 4N e 14H.

Você vai se deparar também com fórmulas estruturais de moléculas orgânicas, constituída essencialmente por carbonos e outros átomos em menor quantidade. No estudo da orgânica, vamos ver como desenhar essas estruturas e a partir delas encontrar os respectivos nomes dessas substâncias. Mas já queria introduzir essa ideia no contexto de fórmula molecular. Tomemos como exemplo a substância orgânica chamada **ácido acetilsalicílico (AAS)** que eu particularmente consumo muito por conta das recorrentes dores de cabeça, já que o AAS é um fármaco analgésico. Sua estrutura está representada abaixo:

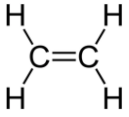


E agora, como encontrar sua fórmula molecular a partir de sua estrutura?

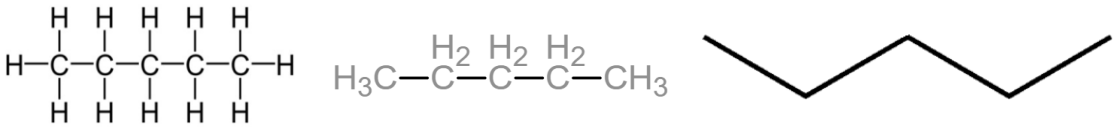
Já lhe adianto que é possível saber quais elementos compõe a molécula, o número de átomos presentes em sua constituição e, também, as proporções entre eles.

Como ainda não estudamos **química orgânica** (química dos compostos orgânicos). Adianto aqui algumas informações úteis para um melhor entendimento da questão levantada:

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 monovalentes via de regra.



A estrutura dos compostos orgânicos pode ser representada 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);

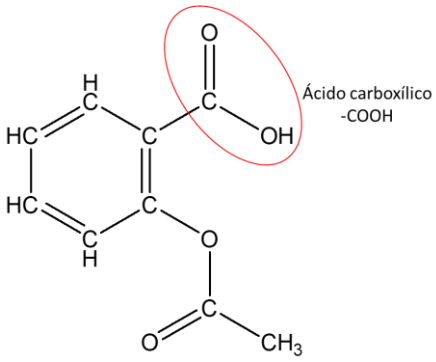
Na representação **do meio**, embora sejam apresentados todos os átomos envolvidos, simplifica-se ao omitir a ligações entre C e H;

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). Os demais átomos que podem se ligar ao carbono, a exemplo de nitrogênio (N) e oxigênio (O), não serão omitidos na notação em bastão.

Dito isso, voltemos à interpretação da 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 do AAS: $C_8O_2H_7COOH$

Sanada qualquer dúvida inicial sobre contagem de átomos em moléculas e compostos químicos, vamos praticar.



(Aspirante - CBM-RO - 2014) A tabela periódica fornece os valores das massas atômicas dos elementos expressos em u. De posse desses valores e da fórmula molecular, pode-se calcular facilmente a massa molar das substâncias; basta, para isso, multiplicar o índice de cada elemento na fórmula pela sua respectiva massa atômica, em seguida somar os valores encontrados e expressá-los em g/mol. Dadas as massas atômicas: H = 1, C = 12, O = 16 e N = 14, qual substância apresenta maior massa molar?

A) N_2

B) H_2O

C) C_2H_6O

D) CH_4N_2O

E) CH_4

Comentários

A massa molecular (MM) é a soma das massas atômicas (A) dos átomos que a compõe. Portanto, basta encontrarmos a MM para todas as substâncias apresentadas e identificar a de maior massa molar.

Letra A - N_2: $MM = 2xA_N = 2x14 = 28u$

Letra B - H_2O: $MM = 2x1 + 1x16 = 18u$

Letra C - C_2H_6O: $MM = 2x12 + 6x1 + 16 = 46u$

Letra D - CH_4N_2O: $MM = 1x12 + 4x1 + 2x14 + 16 = 60u$

Letra E - CH_4: $MM = 1x12 + 4x1 = 16u$

Como se vê, a substância apresentada na LETRA D apresenta a maior massa molar.

Resposta: letra D

3.4- 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. Talvez você se lembre da famosa 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.

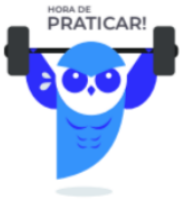
- ✓ $HC\ell + NaOH \rightarrow NaC\ell + H_2O$ (Reação de neutralização entre ácido e base fortes). Nessa reação, ocorre apenas um rearranjo dos átomos.

Por fim,

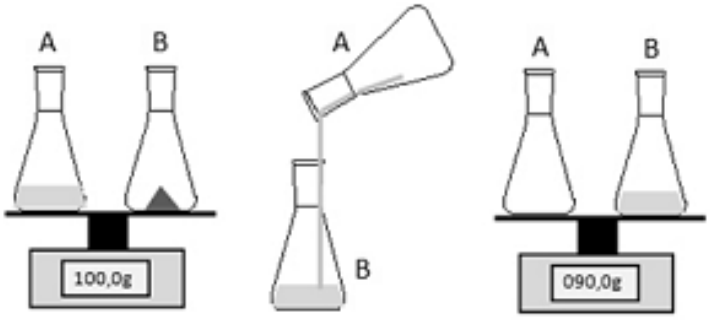
A **Lei de Proust**, também conhecida como **Lei das proporções definidas**, diz que uma substância composta (moléculas, compostos iônicos ou ligas metálicas) é formada por átomos sempre unidos em uma mesma proporção em massa.

Tomemos como exemplo 1 mol 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. Mais adiante em nosso curso, 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 e farei uma rápida explicação quando algum conceito ainda não discutido aparecer, sem prejuízo à discussão mais aprofundada na respectiva aula.



(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 à 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:

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

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

(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

(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].



Se você ainda acha obscuro o conceito de mol, pense no seguinte: você sabe que uma dúzia de ovos contém 12 unidades. Então, podemos encarar a dúzia como uma unidade de medida. Comprar 5 dúzias de ovos, por exemplo, corresponde a comprar 60 unidades de ovos. Uma dezena de veículos, por exemplo, é a reunião de 10 carros. Tranquilo até aqui, não é mesmo?

Vamos imaginar que precisássemos de uma unidade de medida que reunisse um número de unidades muitíssimo maior que 12, no caso da dúzia, ou 10, no caso de uma dezena. Imagine que essa quantidade fosse $6,022.10^{23}$ unidades. Pronto! Essa nova unidade de medida (que podemos entender facilmente de forma análoga à dúzia e à dezena) é o mol.



Por exemplo, enquanto uma dúzia de ovos contém 12 unidades, um mol de ovos contém $6,022.10^{23}$ unidades. Na verdade, esse número é tão grande que nem existiria galinhas o suficiente para botar tantos ovos. Mas o conceito é simples. 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 absurdamente grande de átomos ou moléculas para se obter uma massa macroscópica em gramas. *Entendeu?*

A massa correspondente a 1 mol de um dado átomo, molécula ou composto é denominada **massa molar (M)**. Na prática, se reunirmos $6{,}022.10^{23}$ unidades 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 de laboratório, 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:

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



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 6,022.10²³ moléculas de qualquer gás (substância gasosa) sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L** nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP) – 0ºC e 1 atm. Esse volume fixo é denominado **volume molar**.

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



Número de Avogadro: 6,022.10²³
Mol é uma unidade de medida que reúne 6,022.10²³ unidades (unitárias) de qualquer coisa
"Número de mols" é sinônimo de "quantidade de matéria"
Massa molar (M) é a massa que reúne 6,022.10²³ 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 está em g.mol⁻¹.
1 mol ou 6,022.10²³ moléculas de qualquer gás sempre apresenta o mesmo volume de 22,4 L, chamado **volume molar**, nas CNTP.

3.6- 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. Quilograma 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.

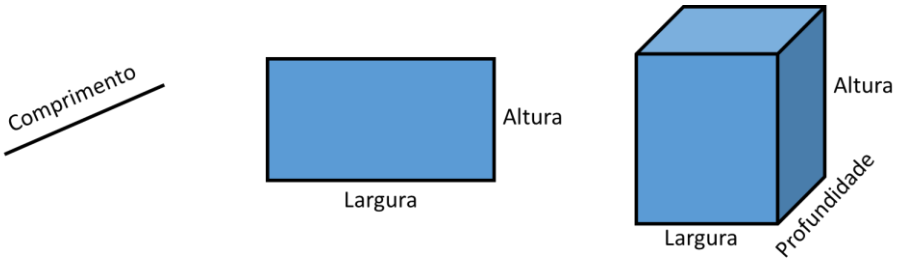
Grandeza	Unidade do SI	Símbolo
Massa	Quilograma	Kg
Temperatura	Kelvin	K
Tempo	Segundo	s
Comprimento ou distância	Metro	m
Área	Metro quadrado	m^2 (m x m)
Volume	Metro cúbico	m^3 (m x m x m)

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 pode 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, encontramos 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:

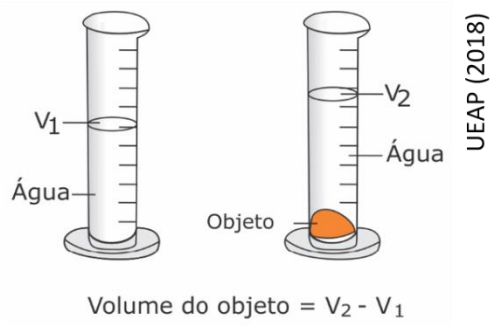
1 m^3 = 1000 dm^3 (decímetro cúbico) = 1000 L (litro)
1 dm^3 = 1 L = 1000 cm^3 (centímetro cúbico) = 1000 mL
1 cm^3 = 1 mL = 1000 µL (microlitro)

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 conceitualmente equivalentes entre si, pois **1 cm^3 corresponde a 1mL e 1dm^3 corresponde a 1L** (**MEMORIZE ESSAS RELAÇÕES**). Do ponto de vista numérico, todas as 4 unidades de densidade se equivalem, pois, se pegarmos, por exemplo, g/cm^3 e multiplicarmos por 1000 o numerador e denominador, não modificaremos o seu resultado, e obteremos 1000g/1000cm^3 que correspondem a 1kg/dm^3.

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 $V_2 - V_1$.



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.



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 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.



(Marinha - Colégio Naval - 2016) Qual é a massa (expressa em gramas) de uma amostra com volume de 3 mL de álcool etílico, e cujo valor de sua densidade, nas condições de temperatura e pressão em que se encontra, é de 0,79 g/mL?

A) 0,26

B) 2,37

C) 2,73

D) 3,79

E) 8,78

Comentários

Questão de simples aplicação da fórmula da densidade, como segue:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 0,79 g.mL^{-1} = \frac{m}{3,0\ mL} \rightarrow m = 2,37 g$$

Resposta: letra B



Dilatação anômala de materiais

Existes substâncias que, em certa faixa de temperatura, desobedece a essa regra geral: o exemplo mais clássico é 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 o e 4ºC, contrai-se e não dilata como acontece e é esperado para maioria esmagadora de todas as substâncias. Esse fenômeno é conhecido como **dilatação anômala** ou, no caso da água, **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 o e 4ºC, pois nessas condições a água apresenta densidade maior que a densidade do gelo. Isso é o que permite, por exemplo, existir vida aquática em locais extremamente gelados, a exemplo do polo norte. Vale ressaltar que a dilatação anômala não é exclusividade da água, outras substâncias também apresentam esse comportamento incomum, a exemplo dos elementos químicos **gálio**, o **germânio**, o **bismuto** e o **antimônio**.



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:

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

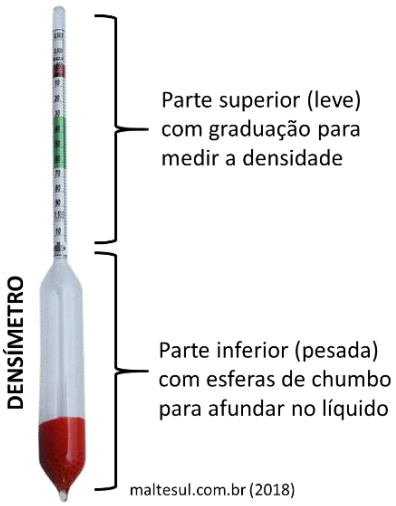
Assim, ao medir 53,3 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado, teremos o corresponde a 1 mol desse ácido ou $6{,}022.10^{23}$ moléculas.



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 o 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.

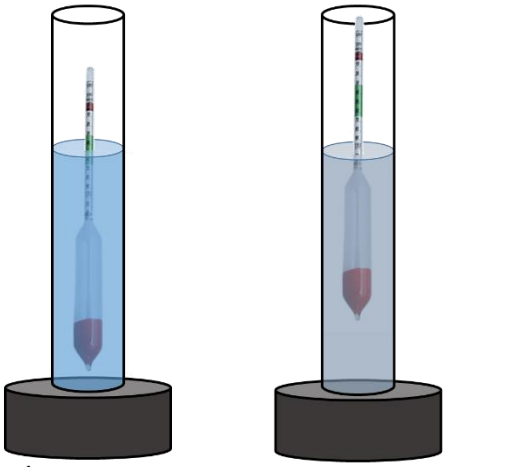


Sua utilização é tão simples como 2 mais 2 são quatro. Para tanto, realiza-se a seguinte sequência:

i) coloca-se o líquido de interesse em um recipiente, em geral, utiliza-se uma proveta;
ii) insere com cuidado o densímetro no interior do líquido (com cuidado para que ele não choque no fundo do recipiente, pois pode quebrar);
iii) aguarda-se a estabilização do densímetro, evitando que ele encoste nas paredes do recipiente; e

iv) 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.

4 - Classificação das reações

Um outro aspecto basilar sobre as **transformações químicas (reações químicas)**, é sabermos classificá-las. De início, vale lembrar que há diversas maneiras de se classificar as reações químicas, podendo ser considerado, para tanto, o número de reagentes, produtos, a presença ou não de substâncias simples, dentre outros aspectos.

Aqui vamos nos concentrar em classificar as **reações inorgânicas** (aquelas que envolve compostos inorgânicos), as quais podem ser:

1. de síntese ou de adição;
2. de decomposição ou de análise;
3. de descolamento ou simples-troca; ou
4. de dupla troca ou de combinação.

Vamos entender em mais detalhes cada uma delas

4.1- Reação de Síntese (de adição)

Ocorre quando dois ou mais reagentes se unem para formar um único produto:

$$A + B \longrightarrow AB$$

As reações de síntese se subdividem em totais e parciais:

- **Síntese total:** quando o produto se origina apenas de substância simples. No exemplo abaixo: Mg e O_2 são substâncias simples, já que são formadas cada uma por único elemento químico

$$2\ Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ MgO_{(s)}$$

- **Síntese parcial:** quando o produto se origina de, pelos menos, uma substância composta (aquelas constituídas de mais de um elemento químico). Ex:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$

4.2- Reação de decomposição (de análise)

A reação de decomposição corresponde ao caminho inverso da reação de síntese. Esse tipo de reação ocorre quando há a formação de dois ou mais produtos a partir de um único regente.

$$AB \longrightarrow A + B$$

Esse tipo de reação também pode ser total ou parcial:

- **Decomposição total:** nas situações em que os produtos da decomposição sejam apenas substâncias simples.
- **Decomposição parcial:** nas situações em que pelos menos um dos produtos da decomposição sejam substâncias compostas.

As reações de decomposição podem ocorrer por fatores externos e, nesses casos, recebem nomes específicos, vejamos:

Pirólise: "pir" vem do grego pyrós=fogo e lise significa quebra. Sendo assim, a pirólise é a decomposição de compostos a partir de seu aquecimento (Δ). Ex.:

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$ (*nesse caso, a decomposição foi parcial*)

Obs: a reação acima também é classificada como calcinação que é a decomposição térmica tipicamente de carbonatos e hidratos.

Fotólise: decomposição por ação da luz.

$$2\ H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{luz} 2\ H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$ (*nesse caso, a decomposição foi parcial*)

Eletrólise: decomposição por meio da ação (passagem) de uma corrente elétrica.

$$2\,H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{corrente elétrica}} 2\,H_{2(g)} + O_{2\,(g)}$$ (*nesse caso, a decomposição foi total*)

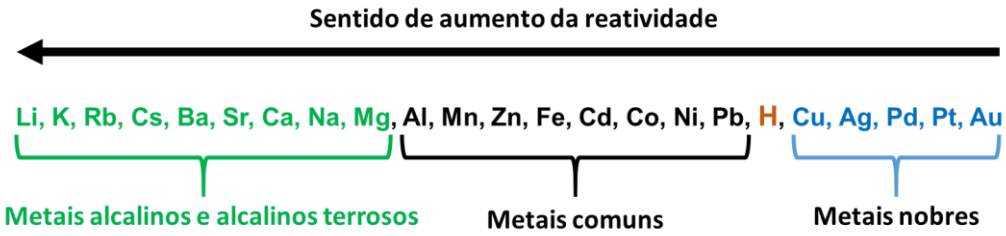
Essa última reação é muito importante para sua prova, pois ela tem sido vista como uma alternativa para obtenção de um combustível, no caso o gás hidrogênio (H_2), com potencial de substituição dos combustíveis fósseis, os quais tem gerados transtornos ambientais com agravamento do aquecimento global.

4.3- Reação de descolamento (de simples troca)

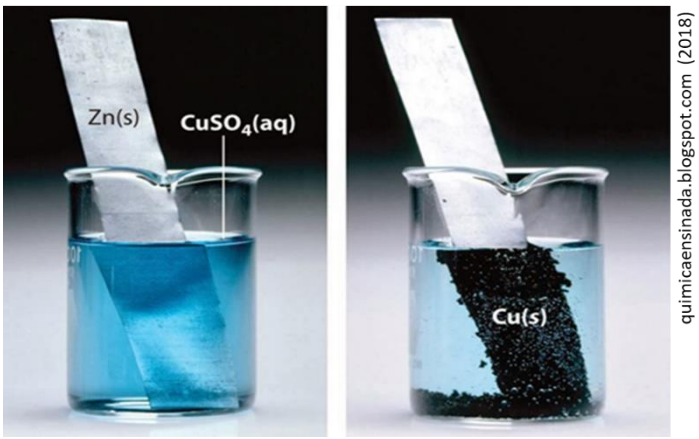
A reação de deslocamento ocorre quando uma substância simples (geralmente um metal) reage com uma substância composta, formando outra substância simples (geralmente outro metal) e outra substância composta.

$$A + BC \rightarrow AC + B$$ (Reatividade: A > B)

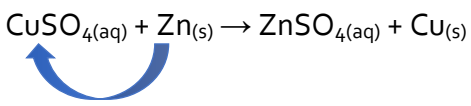
Essa reação só ocorre se a reatividade de A, a substância simples inicial, for maior que a reatividade de B, a substância simples final. Por esse motivo, vale a pena memorizar a sequência abaixo, que lhe ajudará a definir se uma dada reação de deslocamento irá ou não ocorrer.



A reação que ocorre ao mergulharmos uma placa de zinco (Zn) em uma solução de sulfato de cobre ($CuSO_4$) é um bom exemplo da reação de descolamento.



Como podemos consultar na sequência de reatividade dos metais, o cobre (Cu) é um metal mais nobre que o zinco (Zn), ou seja, ele é menos reativo e tende a ficar sozinho. Ou analisando de outro modo, o Zn é mais reativo que Cu.



$$CuSO_{4(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$$

Deste modo, ocorre um troca entre os metais participantes do sistema, obtendo como produto o cobre metálico e sulfato de zinco. Como a solução de sulfato de cobre é azulada e a solução de sulfato de zinco não é, então, nota-se uma diminuição da coloração azul a medida que a reação se desenvolve.

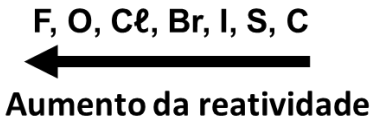
Ao adicionarmos um placa de zinco em uma solução de sulfata de cobre (coloração azul), ocorre a formação de uma solução de sulfato de zinco (incolor). O zinco descola os íons de cobre (Cu^{2+}) e este se deposita na placa de zinco como cobre metálico. A placa de zinco por sua vez é consumida, liberando íons de Zn^{2+} em solução.

> É importante reforçar que, se a reatividade do elemento da substância simples for menor que a do elemento presente na substância composta, a reação não ocorrerá.

Ex.

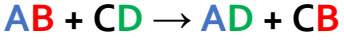
$$Pb_{(s)} + ZnSO_4 \rightarrow \text{reação não acontece}$$

Por fim, lembro ainda que, para descobrir se uma dada reação irá ou não ocorrer, pode ser útil conhecer a ordem de reatividade dos ametais:



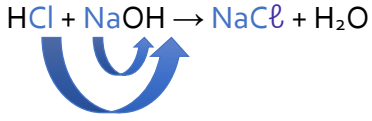
4.4- Reação de dupla-troca (de combinação)

Por fim, vamos falar da reação de dupla troca. Ela ocorre quando duas substâncias compostas reagem para formar outras duas substâncias compostas. Nesse caso, cátions e ânions são substituídos mutuamente.



$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$

Um exemplo específico desse tipo de reação é a **reação de neutralização** entre ácidos e bases, a qual iremos estudar de forma mais aprofundada em outro encontro. Ex:



$$HCl + NaOH \rightarrow NaC\ell + H_2O$$



(CESGRANRIO - Operador Júnior - Petroquímica Suape - 2011) O primeiro explosivo utilizado em larga escala foi a nitroglicerina. Pela estequiometria da reação representada abaixo, um mol de nitroglicerina pode gerar quase 300 litros de gás nas condições normais de temperatura e pressão.

$$C_3H_5(NO_3)_{3(l)} \rightarrow 7\ H_{2(g)} + 3\ NO_{2(g)} + 3\ CO_{(g)}$$

Essa reação química é identificada como:

a) dupla-troca

b) simples-troca

c) combustão

d) adição

e) decomposição

Comentários

Na equação química representada na questão, podemos perceber que um único reagente ($C_3H_5(NO_3)_{3(l)}$) está formando três diferentes produtos ($H_{2(g)}$; $NO_{2(g)}$; $CO_{(g)}$). Esse tipo de reação é conhecido como **reação de decomposição ou reação de análise**.

Resposta: letra E

(Exército - EsPECEx - 2011) O quadro a seguir relaciona ordem, equação química e onde as mesmas ocorrem:

Ordem	Equação Química	Ocorrem
I	$3\ Ca(OH)_{2(aq)} + Al_2(SO_4)_{3(s)} \longrightarrow 2\ Al(OH)_{3(s)} + 3\ Ca(SO_4)_{(aq)}$	Tratamento de água
II	$2\ Mg_{(s)} + 1O_{2(g)} \longrightarrow 2\ MgO_{(s)}$	Flash fotográfico
III	$Zn_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	Ataque do ácido clorídrico a lâminas de zinco
IV	$NH_4HCO_{3(s)} \longrightarrow CO_{2(g)} + NH_{3(g)} + H_2O_{(1)}$	Fermento químico

As equações químicas I, II, III e IV correspondem, nessa ordem, aos seguintes tipos de reação:

A) I-síntese; II-análise; III-deslocamento e IV-dupla troca

B) I-dupla troca; II-síntese; III-deslocamento e IV-análise

C) I-análise; II-síntese; III-deslocamento e IV-dupla troca

D) I-síntese; II-análise; III-dupla troca e IV-deslocamento

E) I-deslocamento; II-análise; III-síntese e IV-dupla troca

Comentários:

I- Dupla troca. Duas substâncias compostas estão reagindo para formar outras duas substâncias compostas.

II- Síntese (adição). Dois ou mais reagentes estão se unindo para formar um único produto

III- Simples troca (deslocamento). Reação de uma substância simples com uma substância composta, formando outra substância simples.

IV- Análise (decomposição). Formação de três produtos a partir de um único regente.

A sequência correta é, portanto, apresentada na LETRA B.

Resposta: letra B



QUESTÕES COMENTADAS

1. (VUNESP - Perito Criminal da PCSP - 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.

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

2. (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

3. (Marinha - EAM - 2015) Considere uma certa quantidade de água, inicialmente no estado sólido. Aquecendo gradativamente de forma homogênea toda essa quantidade de água, ela passa para o estado líquido e, mantendo-se o mesmo regime de aquecimento, a mesma passa do estado líquido para o gasoso. Sobre as propriedades da água nos referidos estados físicos e sobre os processos de mudança de estado físico pode-se afirmar que:

A) o processo de mudança do estado sólido para o estado líquido chama-se fusão.

B) o processo de mudança do estado sólido para o estado líquido chama-se liquefação.

C) a densidade da água no estado sólido é maior que no estado líquido.

D) o processo de mudança do estado líquido para o estado gasoso chama-se condensação.

E) no processo de mudança no estado sólido para o estado líquido, a água perde calor.

Comentários

Vamos revisar todos as mudanças de estado físico e o fluxo de energia envolvida.

De líquido para sólido → **solidificação → libera energia (exotérmico).**

De gasoso para líquido → **condensação ou liquefação → libera energia (exotérmico).**

De sólido para líquido → **fusão ou "derretimento" → absorve energia (endotérmico).**

De líquido para gasoso → **vaporização ou ebulição → absorve energia (endotérmico).**

Portanto, a **alternativa A** é a única alternativa correta.

Resposta: letra A

4. (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

5. (Marinha - Colégio Naval - 2016) Qual é a massa (expressa em gramas) de uma amostra com volume de 3 mL de álcool etílico, e cujo valor de sua densidade, nas condições de temperatura e pressão em que se encontra, é de 0,79 g/mL?

A) 0,26

B) 2,37

C) 2,73

D) 3,79

E) 8,78

Comentários

Questão de simples aplicação da fórmula da densidade, como segue:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 0,79 g.mL^{-1} = \frac{m}{3,0\ mL} \rightarrow m = 2,37g$$

Resposta: letra B

6. (Marinha - EAM - 2016) Considere os fenômenos cotidianos apresentados a seguir:

I - Uma bolinha de naftalina esquecida no guarda-roupas.

II - Um pote contendo água colocado no congelador.

III - Uma toalha molhada estendida no varal.

IV - O derretimento de uma bola de sorvete.

Supondo que cada caso seja observado por tempo o bastante para que todos evidenciem alterações na matéria, marque a opção que relaciona corretamente o fenômeno ao nome da mudança de estado físico.

A) I - Evaporação; II - Solidificação; III - Fusão; IV - Sublimação.

B) I - Sublimação; II - Congelamento; III - Evaporação; IV - Liquefação.

C) I - Fusão; II - Sublimação; III - Evaporação; IV - Solidificação.

D) I - Sublimação; II - Solidificação; III - Evaporação; IV - Fusão.

E) I - Evaporação; II - Sublimação; III - Fusão; IV - Solidificação.

Comentários

I - De sólido para gasoso → sublimação.

II – De líquido para sólido → solidificação.

III – De líquido para gasoso → evaporação.

IV – De sólido para líquido → fusão.

Resposta: letra D

7. (CESPE - Aspirante - CBM-DF - 2016) Dez mil litros de uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) vazaram de um caminhão-tanque e o corpo de bombeiros foi acionado para neutralizada o ácido CaO. Considerando a situação hipotética descrita no texto e sabendo que a solução apresentava densidade igual a 1,89 g/mL e concentração igual a 98% massa/massa, julgue o item que se segue:

A quantidade de matéria de H_2SO_4 derramada é superior a 190.000 mol.

Comentários

Conhecemos o volume de ácido sulfúrico (H_2SO_4) derramado, 10 mil litros, e precisamos converter esse valor para mols. Como é nossa primeira aula, sugiro fazermos esse cálculo em duas etapas: (*i*) converter volume em massa pela fórmula da densidade; (*ii*) converter a massa obtida na etapa anterior em número de mols.

(*i*) Conversão de volume em massa pela fórmula da densidade:

Antes de aplicar os valores na fórmula da densidade, devemos notar que a densidade se encontra em g/mL e o volume em litros. Podemos converter um o outro, mas, nesse caso, é mais producente converter o volume 10.000 litros que corresponde a 10.000.000 mL. Agora podemos aplicar na fórmula como segue:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 1,89 g.mL^{-1} = \frac{m}{10.000.000\ mL} \rightarrow m = 1,89.10^7 g$$

(*ii*) Conversão da massa obtida na etapa anterior em número de mols (n):

De início, precisamos encontrar a massa molar (M) do H_2SO_4. Lembre-se, a forma de se calcular massa molecular (MM) e M é a mesma, diferindo apenas a unidade de medida.

$$MM(H_2SO_4) = 2 \cdot (A_H) + A_S + 4 \cdot A_O \cong 2 \cdot 1,0 + 32,0 + 2 \cdot 16,0 \cong 98\ g.mol^{-1}$$

Agora podemos aplicar na fórmula do número mols:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow n = \frac{1,89.10^7 g}{98\ g.mol^{-1}} \rightarrow n = 1,93.10^5\ mol$$

Ainda trabalharemos o conceito de concentração e pureza em aulas futuras, mas precisamos notar nesse exercício que a pureza do H_2SO_4 é de 98%, ou seja, 2% do volume derramado não corresponde ao ácido, mas sim a outras substâncias como a água. Sendo assim, precisamos corrigir o número de mols acima, por meio de uma regra de três, como segue:

$1,93.10^5$ mol _____ 100%

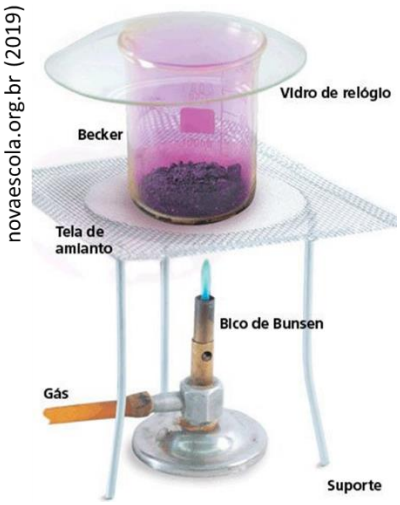
x _____ 98%

$x = 1,89.10^5$ mol

Como o número de mols é inferior a 190.000 mol ($1{,}9.10^5$ mol), então o **item está errado**.

Resposta: errado

8. (Marinha - Colégio Naval - 2017) Ao aquecer o iodo num béquer coberto com o vidro de relógio, após certo tempo observa-se que seus vapores ficaram roxos.



Esse fenômeno é uma mudança de estado físico chamada

A) liquefação.

B) fusão.

C) sublimação.

D) solidificação.

E) ebulição.

Comentários

A passagem direta de uma substância, nesse caso o iodo, diretamente do estado sólido para o estado gasoso é denominado sublimação.

Resposta: letra C

9. (Marinha - Colégio Naval - 2013) Qual é a massa (expressa em gramas) de uma amostra de um solvente líquido e puro, com volume de 3 mL e cuja densidade absoluta é de aproximadamente 0,78 g/mL?

A) 0, 26

B) 0, 38

C) 2, 21

D) 2, 34

E) 3,85

Comentários

Mais uma questão de aplicação direta da fórmula da densidade:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 0,78 g.mL^{-1} = \frac{m}{3,0\ mL} \rightarrow m = 2,34 g$$

Resposta: letra D

10. (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.

Comentários

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.

$$\underbrace{\text{reagente A} + \text{reagente B}}_{50\ g} \rightarrow \underbrace{\text{reagente C} + \text{reagente D}}_{50g}$$

Resposta: letra C

11. (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.

Comentários

Para resolução dessa questão iremos jugar cada alternativa.

Letra A: incorreta. Na etapa 1, podemos perceber que existem três 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.

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

$$\underbrace{2\ g + 40\ g}_{42\ g} \quad \underbrace{24\ g + 18\ g}_{42\ g}$$

$$42\ g = 42\ g$$

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

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

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

12. (Marinha - EAM - 2013) Assinale a opção que apresenta o gás atmosférico que se comporta como comburente nas reações de combustão.

A) Hélio.

B) Neônio.

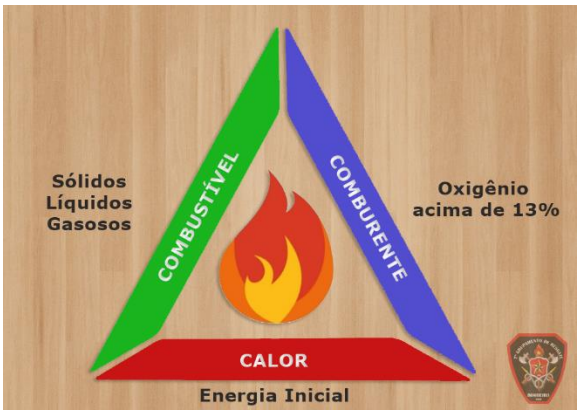
C) Oxigênio.

D) Carbônico.

E) Nitrogênio.

Comentários

Estudamos que a combustão é um tipo processo químico e que libera energia na forma do calor. No entanto, para responder tal questão, precisamos compreender os personagens necessário para se iniciar uma combustão, conhecidos como triângulo do fogo, representado no desenho abaixo.



Podemos citar álcool, gasolina, madeira, etc como exemplos de combustíveis. O principal comburente é o oxigênio atmosférico, gabarito da nossa questão. Por fim, vale mencionar que é necessária uma energia inicial para o desencadeamento do fogo. Isso porque podemos ter álcool em contato com o oxigênio do ar sem ocorrer a combustão, sendo necessário para iniciá-la uma faísca ou um aquecimento inicial.

Resposta: letra C

13. (Exército - EsPCEx - 2011) Abaixo são fornecidos os resultados das reações entre metais e sais.

$FeSO_{4(aq)} + Ag_{(s)} \rightarrow$ não ocorre a reação

$2\ AgNO_{3(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow Fe(NO_3)_{2(aq)} + 2\ Ag_{(s)}$

$3\ Fe(SO_4)_{(aq)} + 2\ Al_{(s)} \rightarrow Al_2(SO_4)_{3(aq)} + 3\ Fe_{(s)}$

$Al_2(SO_4)_{3(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow$ não ocorre a reação

De acordo com as reações acima equacionadas, a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos em questão é:

A) Al, Fe e Ag.

B) Ag, Fe e Al.

C) Fe, Al e Ag.

D) Ag, Al e Fe.

E) Al, Ag e Fe.

Comentários

As reações de substituição só ocorrem se a substância sozinha, nesse caso o metal no estado sólido (Ex: $Ag_{(s)}$ e $Fe_{(s)}$), apresentar maior reatividade que o átomo que se deseja substituir na substância composta (Ex: $FeSO_{4(aq)}$ e $AgNO_{3(aq)}$). Sabendo disso, podemos deduzir a ordem reatividade dos metais a partir dos resultados observados em cada uma das reações. Veja:

Se a 1ª reação não ocorre, então Ag é menos reativo que Fe, o que é confirmado pela ocorrência da 2ª reação; e

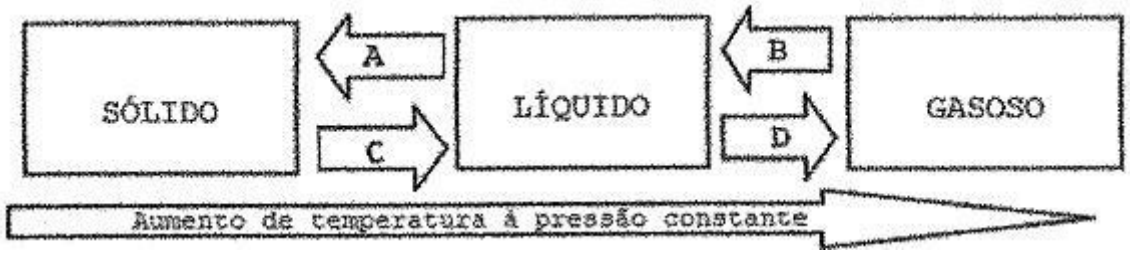
Se a 3ª reação ocorre, então Aℓ é mais reativo que Fe, o que é confirmada pela não ocorrência da 4ª reação.

Sendo assim, temos a seguinte ordem decrescente de reatividade:

Aℓ > Fe > Ag

Resposta: letra A

14. (Marinha – EAM - 2012) Observe o diagrama das mudanças de estados físicos da matéria representado abaixo.



Assinale a opção que apresenta o fenômeno correspondente às letras A, B, C e D, nesta ordem.

A) Sublimação, fusão, ebulição e solidificação.

B) Solidificação, ebulição, liquefação e sublimação.

C) Solidificação, condensação, fusão e vaporização

D) Condensação, liquefação, fusão e ressublimação.

E) Ressublimação, condensação, liquefação e calefação.

Comentários

Fenômeno A: de líquido para sólido → **solidificação.**

Fenômeno B: de gasoso para líquido → **condensação ou liquefação.**

Fenômeno C: de sólido para líquido → **fusão ou "derretimento".**

Fenômeno D: de líquido para gasoso → **vaporização ou ebulição.**

Resposta: letra C

15. (Exército - EsPCEx - 2008) Fila de Reatividade dos Ametais, em ordem decrescente de reatividade:

$$F > C\ell > Br > I > S$$

Analisando a Fila de Reatividade acima, a equação que representa a reação química que ocorre espontaneamente é:

A) $I_{2(s)} + NaBr_{(aq)} \longrightarrow NaI_{(aq)} + Br_{2(g)}$

B) $I_{2(s)} + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow NaI_{(aq)} + C\ell_{2(g)}$

C) $F_{2(g)} + CaBr_{2(aq)} \longrightarrow CaF_{2(aq)} + Br_{2(l)}$

D) $S_{8(s)} + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow Na_2S_{(aq)} + C\ell_{2(g)}$

E) $S_{8(s)} + NaBr_{(aq)} \longrightarrow Na_2S_{(aq)} + Br_{2(g)}$

Comentários

É informado no próprio enunciado a ordem de reatividade. Portanto, basta verificar, em cada uma das reações, do lado esquerdo da reação (reagentes) qual dos ametais está como substância simples e é mais reativo que o ametal presente na substância composta.

Para ilustrar, iniciemos nossa análise pela alternativa A:

$I_{2(s)} + NaBr_{(aq)} \longrightarrow NaI_{(aq)} + Br_{2(g)}$

Do lado esquerdo, o iodo na forma de substância simples (formada por apenas um tipo de átomo) é menos reativo que bromo (Br) presente em NaBr. Portanto, essa reação não ocorre espontaneamente (sem ação de influência externa).

A **alternativa C** é única alternativa em que o ametal da substância simples é mais reativo que o da substância composta.

$F_{2(g)} + CaBr_{2(aq)} \longrightarrow CaF_{2(aq)} + Br_{2(l)}$

Isso porque o flúor (F) é mais reativo que o Br.

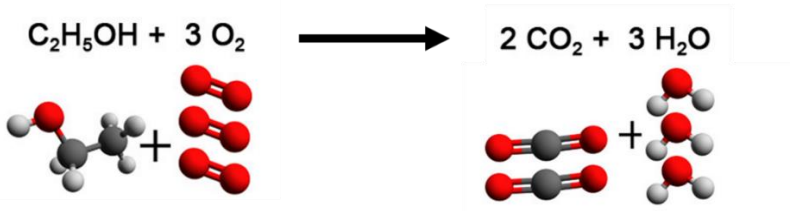
Resposta: letra C

16. (CESPE - Soldado - CBM-AL - 2017) Com relação a reações químicas e a substâncias, julgue o item subsequente:

Nas reações químicas, os átomos se reorganizam para formar os produtos.

Comentários

Durante um fenômeno químico, os átomos que estão combinados (ligados), formando moléculas, são rearranjados formando novas combinações ou novas moléculas, conforme ilustrado na reação de combustão do álcool etílico abaixo:



Resposta: certo

17. (IBFC - PM-MG - 2015) O gelo flutua na água porque sua densidade é menor, o que permite concluir que a densidade da água diminui com sua mudança de fase. Assinale a alternativa correta em relação à mudança de densidade dos materiais quando mudam de fases.

A) Essa diminuição de densidade ao se solidificar, embora incomum, não é exclusiva apenas da água.

B) Nos materiais no estado sólidos, a distância entre os átomos ou moléculas é sempre maior de que no estado líquido.

C) Substâncias sólidas cristalinas serão sempre menos densas no estado sólido do que no estado líquido.

D) O gelo flutua na água devido mais ao efeito da tensão superficial da água do que à densidade propriamente dita.

Comentários

Letra A: correta. A diminuição de densidade ao se solidificar é conhecida como **dilatação anômala** ou, no caso da água, **comportamento anômalo da água**. Embora seja incomum, esse comportamento também é observado nos elementos químicos gálio, o germânio, o bismuto e o antimônio.

Letra B: incorreta. Via de regra, no estado sólido as moléculas ficam mais próximas entre si, fazendo com que uma determinada massa de substância ocupe um volume menor, ou seja, resulte em uma densidade maior, já que volume e densidade são inversamente proporcionais.

Letra C: incorreta. Conforme explicado na alternativa anterior.

Letra D: incorreta. A dilatação anômala da água faz com que, entre o e 4ºC, a densidade da água no estado sólido (gelo) seja menor que a da água líquida e é isso que permite o gelo flutuar em água.

Resposta: letra A

18. (FUNCAB - CBM-AC - 2015) Uma reação de dupla troca é apresentada na alternativa:

A) $C + O_2 \rightarrow CO_2$

B) $2\ H2O \rightarrow 2H_2 + O_2$

C) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

D) $NaC\ell + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgC\ell$

E) $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$

Comentários

A reação de dupla troca ocorre quando duas substâncias compostas reagem para formar outras duas substâncias compostas. É representada pela equação genérica:

$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$

Dentre as opções, a **alternativa D** é a única que obedece a essa representação geral, conforme ilustrado em cores abaixo:

$$NaC\ell + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgC\ell$$

Resposta: letra D

19. (CONSULPLAN - Aspirante - CBM-SC - 2015) Em uma bancada de um laboratório de química, foi encontrada uma proveta contendo 200 ml de H_2O. Calcule o número de mol de moléculas de água, o número de moléculas de água e o número total de átomos. (*Considere: massas atômicas = H = 1,0; O = 16; número de avogadro = 6,0 . 10^{23}; densidade da água = 1,0 g/ml.*)

A) 10 mol de moléculas de água; 6,66 .10^{23} moléculas de água; e, 18,0.10^{23} átomos.

B) 20 mol de moléculas de água; 6,66 .10^{23} moléculas de água; e, 18,0.10^{24} átomos

C) 10,10 mol de moléculas de água; 6,0.10^{24} moléculas de água; e, 18,8.10^{23} átomos.

D) 11,11 mol de moléculas de água; 6,66.10^{24} moléculas de água; e, 19,98.10^{24} átomos.

Comentários

Como a densidade da água é 1g/mL, então 200 mL de água corresponde a 200g. O primeiro passo para encontrarmos o número de mols é calcular a massa molar da água, como segue:

$M(H_2O) = 2xA_H + 1xA_O = 2x1 + 1x16 = 18$ g/mol

Aplicando o valor encontrado na formula do número de mols (n), temos:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow n = \frac{200g}{18} \rightarrow n = 11{,}11 \text{ mol}$$

Os cálculos apresentados até aqui já são suficientes para encontrar a alternativa correta, pois a alternativa D é a única que apresenta 11,11 mols. No entanto, vamos explorar mais a questão, e encontrar o número de moléculas e átomos também solicitados.

Podemos encontrar o número de moléculas por meio da regra de três abaixo:

1 mol _____ $6{,}0.10^{23}$ moléculas

11,11 mol_____x

x = $6{,}66.10^{24}$ moléculas

Para o cálculo do número de átomos, devemos lembrar que cada molécula de água (H_2O) é composta por 3 átomos (2H e 1O). A partir dessa informação, podemos estruturar a seguinte regra de três:

1 molécula _____ 3 átomos

$6{,}68.10^{24}$ moléculas _____y

y = $19{,}99.10^{24}$ átomos

Resposta: letra D

20. (FUNCAB - Aspirante - CBM-RO - 2014) A tabela periódica fornece os valores das massas atômicas dos elementos expressos em u. De posse desses valores e da fórmula molecular, pode-se calcular facilmente a massa molar das substâncias; basta, para isso, multiplicar o índice de cada elemento na fórmula pela sua respectiva massa atômica, em seguida somar os valores encontrados e expressá-los em g/mol. Dadas as massas atômicas: H = 1, C = 12, O = 16 e N = 14, qual substância apresenta maior massa molar?

A) N_2

B) H_2O

C) C_2H_6O

D) CH_4N_2O

E) CH_4

Comentários

A massa molecular (MM) é a soma das massas atômicas (A) dos átomos que a compõe. Portanto, basta encontrarmos a MM para todas as substâncias apresentadas e identificar a de maior massa molar.

Letra A - N_2: MM = $2xA_N = 2x14 = 28u$

Letra B - H_2O: MM = $2x1 + 1x16 = 18u$

Letra C - C_2H_6O: MM = $2x12 + 6x1 + 16 = 46u$

Letra D - CH_4N_2O: MM = $1x12 + 4x1 + 2x14 + 16 = 60u$

Letra E - CH_4: MM = $1x12 + 4x1 = 16u$

A maior massa é observada, portanto, na alternativa D.

Resposta: letra D

21. (FUNCAB - Soldado - PM-MT - 2014) Uma das etapas do tratamento das águas para consumo residencial consiste na adição sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio, essa etapa é conhecida como floculação, pois forma "flocos" gelatinosos insolúveis em água que vão "agarrando" as partículas que estão sendo arrastadas pela água.

Abaixo é mostrada a reação entre essas duas substâncias.

$Al_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ CaSO_4$

Como pode ser classificada essa reação?

A) adição

B) dupla-troca

C) análise

D) simples-troca

E) combustão

Comentários

Na reação apresentada no enunciado, temos duas substâncias compostas reagindo e formando duas outras duas substâncias compostas, do lado dos produtos, o que configura uma reação de dupla troca, **alternativa B**. Segue paralelo em cores entre a representação genérica de uma reação de dupla troca e a reação do enunciado:

$$\mathbf{AB + CD \rightarrow AD + CB}$$

$$A\ell_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ A\ell(OH)_3 + 3\ CaSO_4$$

Resposta: letra B

22. (CESPE - Oficial - PM-MA - 2017) Sabendo que o número atômico do carbono é igual a 6, julgue o item que se segue:

Um átomo neutro do isótopo de carbono-12, no estado fundamental, apresenta, em seu núcleo, 6 prótons e 6 nêutrons; além disso, apresenta 6 elétrons na região extranuclear.

Comentários

O número 12, após o nome do elemento, representa a massa (A) desse isótopo. O enunciado informa ainda que seu número atômico (Z) é 6, o que também poderia ser verificado na tabela periódica caso não fosse informado. Conhecendo, A e Z, podemos encontrar o número de nêutrons (N) por meio da relação abaixo:

A = Z + N

12 = 6 + N

N = 6 neutrôns

Sabendo que o átomo é eletronicamente neutro, podemos afirmar que o seu número de prótons (Z, número atômico), 6, é igual ao número de elétrons, ou seja, o **item certo**. Não se esqueça, prótons e nêutrons são as partículas que estão no núcleo e os elétrons estão em constante movimento na eletrosfera.

Resposta: certo

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

Comentários

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:

$M_{(N_2)}$ = 28 g/mol

$M_{(NH_3)}$ = 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 x 2 = 34 g de NH_3

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

28 g de N_2		34g NH_3
X		204 g

X = **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. (ISAE - Aspirante - PM-AM - 2011) O sódio tem número atômico igual a 11 e número de massa igual a 23. Assim, o número de prótons, o de nêutrons e o de elétrons em um átomo de sódio são respectivamente:

A) 11, 23, 11;

B) 11, 11, 23;

C) 23, 11, 11;

D) 11, 12, 11.

Comentários

Não se esqueça que número atômico (Z) é sinônimo de número de prótons, que, nesse caso, é igual a **11**. Se a massa (A) corresponde à soma dos prótons (Z) e nêutrons (N), então:

A = Z + N

23 = 11 + N

N = **12**

Por fim, considerando que o átomo é neutro, então número de elétrons é igual ao número de prótons, **11**. Portanto, a sequência para o gabarito é 11, 12 e 11.

Resposta: letra D

25. (ISAE - Aspirante - PM-AM - 2011) Assinale a opção que apresenta substâncias em ordem crescente de suas massas moleculares.

A) H_2S ; HNO_2 ; $HC\ell$; H_2SO_3 ;

B) H_2S ; C_3H_8 ; HNO_2 ; H_2SO_4 ;

C) H_2O ; H_2SO_3 ; C_4H_{10} ; $HC\ell$;

D) HNO_2 ; H_2O ; H_2S ; H_2SO_4 .

Comentários

A massa molecular (MM) é a soma da massa dos átomos que a compõe. Portanto, basta encontrarmos a MM para todas as substâncias apresentadas e ranqueá-las em ordem crescente. Nesses casos, ou será fornecido as massas atômicas (A) de cada elemento ou será necessário consultar a tabela periódica que pode ser fornecida no verso da última página de sua prova. Vamos aos cálculos:

Ácido sulfídrico - H_2S:

$MM = 2xA_H + 1xA_S \rightarrow MM = 2x1u + 1x32u$ **= 34u (u: unidade de massa atômica)**

Ácido nitroso - HNO_2:

$MM = 1xA_H + 1xA_S + 2xA_O \rightarrow MM = 1x1 + 1x32 + 2x16$ **= 47u**

Ácido clorídrico - $HC\ell$:

MM = 1x1 + 1x35,5 = 36,5u

Ácido sulfuroso - H_2SO_3:

MM = 2x1 + 1x32 + 3x16 = 82u

Ácido sulfúrico - H_2SO_4:

MM = 2x1 + 1x32 + 4x16 = 98u

Butano - C_4H_{10}:

MM = 4x12 + 10.1 = 58u

Propano - C_3H_8:

MM = 3x12 + 8x1 = 44u

Água – H_2O:

MM = 2x1 + 16 = 18u

A ordem crescente de massa atômica é, portanto:

$$H_2O < H_2S < HC\ell < C_3H_8 < HNO_2 < C_4H_{10} < H_2SO_3 < H_2SO_4$$

Resposta: letra B

26. (FUNCAB - Aspirante - CBM-RO – 2014) O suor humano apresenta quantidades razoáveis de cloreto de sódio. Há, também, traços de ácido lático, entre outras substâncias. Quando tocamos algum objeto, deixamos nele nossas impressões digitais, que são impregnadas de suor e, portanto, impregnadas de cloreto de sódio. Para visualizar essas impressões, uma das maneiras é borrifar uma solução de nitrato de prata nos objetos analisados. Isso leva à formação de precipitado de cloreto de prata (reação I) que, por posterior fotólise, leva à formação de prata metálica, que revela as linhas da impressão digital na form a de um sólido de cor prateada (reação II). Observe as reações abaixo:

I: $NaC\ell_{(s)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + AgC\ell_{(s)}$

II: $2AgC\ell(s) \rightarrow 2\ Ag_{(s)} + C\ell_{2(g)}$

As reações apresentadas são classificadas, respectivamente, como:

A) simples troca e síntese.

B) dupla troca e decomposição.

C) síntese e simples troca.

D) decomposição e análise.

E) dupla troca e simples troca.

Comentários

I: Dupla troca. Duas substâncias compostas do lado dos reagentes e também do lado dos produtos.

II: Análise (decomposição). Duas substâncias obtidas (produtos) a partir de um único reagente.

Resposta: letra B

27. **(FSADU - Aspirante - CBM-GO - 2010) O Carbonato de Cálcio, cuja fórmula química é $CaCO_3$, é muito difundido na natureza e consiste em um sólido branco que é muito pouco solúvel na água. Dentre suas principais propriedades químicas, quando é aquecido forma CaO (cal viva), com desprendimento de CO_2 (gás carbônico), de acordo com a seguinte reação: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$. Esta é uma reação conhecida por:**

A) Síntese.

B) Oxirredução.

C) Análise.

D) Deslocamento.

E) Ônica.

Comentários

Observe que temos do lado esquerdo, dos reagentes, apenas uma substância e, do lado direito (produtos), duas substâncias, o que configura uma **reação de decomposição** ou **de análise**, **alternativa C**, que pode ser representada como segue:

$$AB \rightarrow A + B$$

Veja a comparação em cores da representação geral acima com a reação do enunciado:

$$CaOCO_2 \rightarrow CaO + CO_2$$

Resposta: letra C

28. **(CESPE - Soldado - CBM-ES - 2011) Embora o peróxido de hidrogênio (H_2O_2) não seja considerado um radical livre, ele é responsável, direta ou indiretamente, por diversas patologias. Em termos químicos, esse óxido é fracamente reativo, porém exerce papel deletério no organismo, por ser capaz de transpor facilmente membranas celulares e gerar o radical hidroxil (•OH), seja por meio de exposição à luz ultravioleta (equação I), seja por interação com metais de transição, como o ferro, por meio do processo conhecido como reação de fenton (equação II)**

$$H_2O_2 \xrightarrow{UV} 2\ {}^{\bullet}OH \qquad (I)$$

$$Fe^{2+} + H_2O_2 \rightarrow Fe^{3+} + {}^{\bullet}OH + {}^{-}OH \qquad (II)$$

Química Nova, vol. 33, n.º 10, 2010, p. 2202-10 (com adaptações).

Considerando as informações acima, julgue o item a seguir.

A equação I é um exemplo de reação química de decomposição, dado que representa a reação que forma o radical hidroxil por meio da exposição do peróxido de hidrogênio à luz ultravioleta.

Comentários

A reação de decomposição ou de análise corresponde ao caminho inverso da reação de síntese. Esse tipo de reação ocorre quando há a formação de dois ou mais produtos a partir de um único regente como acontece na reação I, mesmo que sejam formados dois produtos iguais [2 radicais hidroxil •OH]. A referida é um decomposição do tipo específico fotólise, ou seja, decomposição por ação da luz.

Resposta: certo

29. (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

Comentários

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 $CaCO_3$.

$M_{(CaCO_3)} = 40+12+3x16 = 100$ g/mol

100 g de $CaCO_3$		18g H_2O
50 g		X

$X = 9,0g\ H_2O$

Resposta: letra B

LISTA DE QUESTÕES DA AULA

1. (VUNESP - Perito Criminal da PCSP - 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.

2. (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

3. **(Marinha - EAM - 2015) Considere uma certa quantidade de água, inicialmente no estado sólido. Aquecendo gradativamente de forma homogênea toda essa quantidade de água, ela passa para o estado líquido e, mantendo-se o mesmo regime de aquecimento, a mesma passa do estado líquido para o gasoso. Sobre as propriedades da água nos referidos estados físicos e sobre os processos de mudança de estado físico pode-se afirmar que:**

A) o processo de mudança do estado sólido para o estado líquido chama-se fusão.

B) o processo de mudança do estado sólido para o estado líquido chama-se liquefação.

C) a densidade da água no estado sólido é maior que no estado líquido.

D) o processo de mudança do estado líquido para o estado gasoso chama-se condensação.

E) no processo de mudança no estado sólido para o estado líquido, a água perde calor.

4. **(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

5. **(Marinha - Colégio Naval - 2016) Qual é a massa (expressa em gramas) de uma amostra com volume de 3 mL de álcool etílico, e cujo valor de sua densidade, nas condições de temperatura e pressão em que se encontra, é de 0,79 g/mL?**

A) 0,26

B) 2,37

C) 2,73

D) 3,79

E) 8,78

6. **(Marinha - EAM - 2016) Considere os fenômenos cotidianos apresentados a seguir:**

I - Uma bolinha de naftalina esquecida no guarda-roupas.

II - Um pote contendo água colocado no congelador.

III - Uma toalha molhada estendida no varal.

IV - O derretimento de uma bola de sorvete.

Supondo que cada caso seja observado por tempo o bastante para que todos evidenciem alterações na matéria, marque a opção que relaciona corretamente o fenômeno ao nome da mudança de estado físico.

A) I - Evaporação; II - Solidificação; III - Fusão; IV - Sublimação.

B) I - Sublimação; II - Congelamento; III - Evaporação; IV - Liquefação.

C) I - Fusão; II - Sublimação; III - Evaporação; IV - Solidificação.

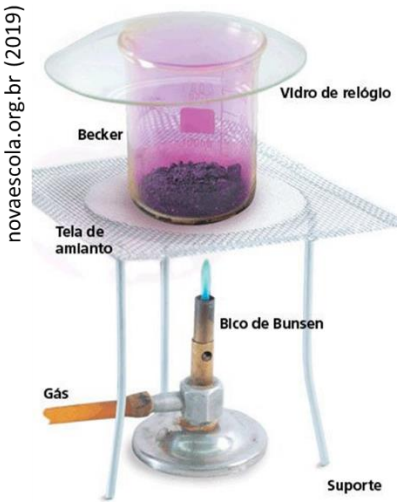
D) I - Sublimação; II - Solidificação; III - Evaporação; IV - Fusão.

E) I - Evaporação; II - Sublimação; III - Fusão; IV - Solidificação.

7. **(CESPE - Aspirante - CBM-DF - 2016) Dez mil litros de uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) vazaram de um caminhão-tanque e o corpo de bombeiros foi acionado para neutralizada o ácido CaO. Considerando a situação hipotética descrita no texto e sabendo que a solução apresentava densidade igual a 1,89 g/mL e concentração igual a 98% massa/massa, julgue o item que se segue:**

A quantidade de matéria de H_2SO_4 derramada é superior a 190.000 mol.

8. **(Marinha - Colégio Naval - 2017) Ao aquecer o iodo num béquer coberto com o vidro de relógio, após certo tempo observa-se que seus vapores ficaram roxos.**



Esse fenômeno é uma mudança de estado físico chamada

A) liquefação.

B) fusão.

C) sublimação.

D) solidificação.

E) ebulição.

9. (Marinha - Colégio Naval - 2013) Qual é a massa (expressa em gramas) de uma amostra de um solvente líquido e puro, com volume de 3 mL e cuja densidade absoluta é de aproximadamente 0,78 g/mL?

A) 0, 26

B) 0, 38

C) 2, 21

D) 2, 34

E) 3,85

10. (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.

11. (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.

12. (Marinha - EAM - 2013) Assinale a opção que apresenta o gás atmosférico que se comporta como comburente nas reações de combustão.

A) Hélio.

B) Neônio.

C) Oxigênio.

D) Carbônico.

E) Nitrogênio.

13. (Exército - EsPCEx - 2011) Abaixo são fornecidos os resultados das reações entre metais e sais.

$FeSO_{4(aq)} + Ag_{(s)} \rightarrow$ não ocorre a reação

$2\ AgNO_{3(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow Fe(NO_3)_{2(aq)} + 2\ Ag_{(s)}$

$3\ Fe(SO_4)_{(aq)} + 2\ Al_{(s)} \rightarrow Al_2(SO_4)_{3(aq)} + 3\ Fe_{(s)}$

$Al_2(SO_4)_{3(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow$ não ocorre a reação

De acordo com as reações acima equacionadas, a ordem decrescente de reatividade dos metais envolvidos em questão é:

A) Al, Fe e Ag.

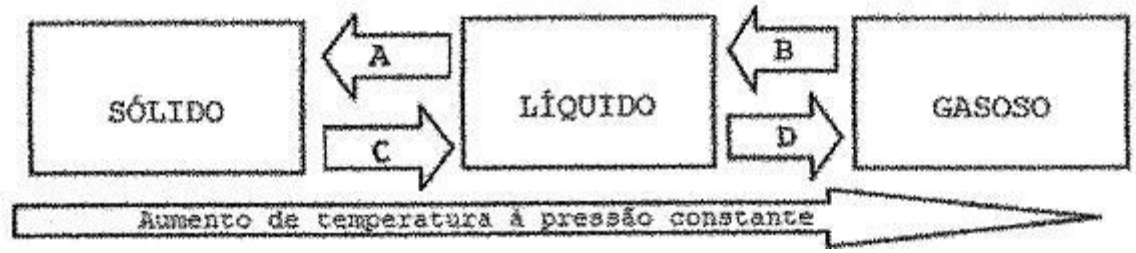
B) Ag, Fe e Al.

C) Fe, Al e Ag.

D) Ag, Al e Fe.

E) Al, Ag e Fe.

14. (Marinha – EAM - 2012) Observe o diagrama das mudanças de estados físicos da matéria representado abaixo.



Assinale a opção que apresenta o fenômeno correspondente às letras A, B, C e D, nesta ordem.

A) Sublimação, fusão, ebulição e solidificação.

B) Solidificação, ebulição, liquefação e sublimação.

C) Solidificação, condensação, fusão e vaporização

D) Condensação, liquefação, fusão e ressublimação.

E) Ressublimação, condensação, liquefação e calefação.

15. (Exército - EsPCEx - 2008) Fila de Reatividade dos Ametais, em ordem decrescente de reatividade:

$$F > C\ell > Br > I > S$$

Analisando a Fila de Reatividade acima, a equação que representa a reação química que ocorre espontaneamente é:

A) $I_{2(s)} + NaBr_{(aq)} \longrightarrow NaI_{(aq)} + Br_{2(g)}$

B) $I_{2(s)} + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow NaI_{(aq)} + C\ell_{2(g)}$

C) $F_{2(g)} + CaBr_{2(aq)} \longrightarrow CaF_{2(aq)} + Br_{2(l)}$

D) $S_{8(s)} + NaC\ell_{(aq)} \longrightarrow Na_2S_{(aq)} + C\ell_{2(g)}$

E) $S_{8(s)} + NaBr_{(aq)} \longrightarrow Na_2S_{(aq)} + Br_{2(g)}$

16. (CESPE - Soldado - CBM-AL - 2017) Com relação a reações químicas e a substâncias, julgue o item subsequente:

Nas reações químicas, os átomos se reorganizam para formar os produtos.

17. (IBFC - PM-MG - 2015) O gelo flutua na água porque sua densidade é menor, o que permite concluir que a densidade da água diminui com sua mudança de fase. Assinale a alternativa correta em relação à mudança de densidade dos materiais quando mudam de fases.

A) Essa diminuição de densidade ao se solidificar, embora incomum, não é exclusiva apenas da água.

B) Nos materiais no estado sólidos, a distância entre os átomos ou moléculas é sempre maior de que no estado líquido.

C) Substâncias sólidas cristalinas serão sempre menos densas no estado sólido do que no estado líquido.

D) O gelo flutua na água devido mais ao efeito da tensão superficial da água do que à densidade propriamente dita.

18. (FUNCAB - CBM-AC - 2015) Uma reação de dupla troca é apresentada na alternativa:

A) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

B) $2\ H2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$

C) $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$

D) $NaC\ell + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgC\ell$

E) $Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu$

19. (CONSULPLAN - Aspirante - CBM-SC - 2015) Em uma bancada de um laboratório de química, foi encontrada uma proveta contendo 200 ml de H_2O. Calcule o número de mol de moléculas de água, o número de moléculas de água e o número total de átomos. (*Considere: massas atômicas = H = 1,0; O = 16; número de avogadro = 6,0 . 10^{23}; densidade da água = 1,0 g/ml.*)

A) 10 mol de moléculas de água; 6,66 .10^{23} moléculas de água; e, 18,0.10^{23} átomos.

B) 20 mol de moléculas de água; 6,66 .10^{23} moléculas de água; e, 18,0.10^{24} átomos

C) 10,10 mol de moléculas de água; 6,0.10^{24} moléculas de água; e, 18,8.10^{23} átomos.

D) 11,11 mol de moléculas de água; 6,66.10^{24} moléculas de água; e, 19,98.10^{24} átomos.

20. (FUNCAB - Aspirante - CBM-RO - 2014) A tabela periódica fornece os valores das massas atômicas dos elementos expressos em u. De posse desses valores e da fórmula molecular, pode-se calcular facilmente a massa molar das substâncias; basta, para isso, multiplicar o índice de cada elemento na fórmula pela sua respectiva massa atômica, em seguida somar os valores encontrados e expressá-los em g/mol. Dadas as massas atômicas: H = 1, C = 12, O = 16 e N = 14, qual substância apresenta maior massa molar?

A) N_2

B) H_2O

C) C_2H_6O

D) CH_4N_2O

E) CH_4

21. (FUNCAB - Soldado - PM-MT - 2014) Uma das etapas do tratamento das águas para consumo residencial consiste na adição sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio, essa etapa é conhecida como floculação, pois forma "flocos" gelatinosos insolúveis em água que vão "agarrando" as partículas que estão sendo arrastadas pela água.

Abaixo é mostrada a reação entre essas duas substâncias.

$Al_2(SO_4)_3 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ CaSO_4$

Como pode ser classificada essa reação?

A) adição

B) dupla-troca

C) análise

D) simples-troca

E) combustão

22. (CESPE - Oficial - PM-MA - 2017) Sabendo que o número atômico do carbono é igual a 6, julgue o item que se segue:

Um átomo neutro do isótopo de carbono-12, no estado fundamental, apresenta, em seu núcleo, 6 prótons e 6 nêutrons; além disso, apresenta 6 elétrons na região extranuclear.

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. (ISAE - Aspirante - PM-AM - 2011) O sódio tem número atômico igual a 11 e número de massa igual a 23. Assim, o número de prótons, o de nêutrons e o de elétrons em um átomo de sódio são respectivamente:

A) 11, 23, 11;

B) 11, 11, 23;

C) 23, 11, 11;

D) 11, 12, 11.

25. (ISAE - Aspirante - PM-AM - 2011) Assinale a opção que apresenta substâncias em ordem crescente de suas massas moleculares.

A) H_2S ; HNO_2 ; $HC\ell$; H_2SO_3 ;

B) H_2S ; C_3H_8 ; HNO_2 ; H_2SO_4 ;

C) H_2O ; H_2SO_3 ; C_4H_{10}; $HC\ell$;

D) HNO_2 ; H_2O ; H_2S ; H_2SO_4 .

26. (FUNCAB - Aspirante - CBM-RO – 2014) O suor humano apresenta quantidades razoáveis de cloreto de sódio. Há, também, traços de ácido lático, entre outras substâncias. Quando tocamos algum

objeto, deixamos nele nossas impressões digitais, que são impregnadas de suor e, portanto, impregnadas de cloreto de sódio. Para visualizar essas impressões, uma das maneiras é borrifar uma solução de nitrato de prata nos objetos analisados. Isso leva à formação de precipitado de cloreto de prata (reação I) que, por posterior fotólise, leva à formação de prata metálica, que revela as linhas da impressão digital na form a de um sólido de cor prateada (reação II). Observe as reações abaixo:

I: $NaC\ell_{(s)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + AgC\ell_{(s)}$

II: $2AgC\ell(s) \rightarrow 2\ Ag_{(s)} + C\ell_{2(g)}$

As reações apresentadas são classificadas, respectivamente, como:

A) simples troca e síntese.

B) dupla troca e decomposição.

C) síntese e simples troca.

D) decomposição e análise.

E) dupla troca e simples troca.

27. (FSADU - Aspirante - CBM-GO - 2010) O Carbonato de Cálcio, cuja fórmula química é $CaCO_3$, é muito difundido na natureza e consiste em um sólido branco que é muito pouco solúvel na água. Dentre suas principais propriedades químicas, quando é aquecido forma CaO (cal viva), com desprendimento de CO_2 (gás carbônico), de acordo com a seguinte reação: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$. Esta é uma reação conhecida por:

A) Síntese.

B) Oxirredução.

C) Análise.

D) Deslocamento.

E) Ônica.

28. (CESPE - Soldado - CBM-ES - 2011) Embora o peróxido de hidrogênio (H_2O_2) não seja considerado um radical livre, ele é responsável, direta ou indiretamente, por diversas patologias. Em termos químicos, esse óxido é fracamente reativo, porém exerce papel deletério no organismo, por ser capaz de transpor facilmente membranas celulares e gerar o radical hidroxil (•OH), seja por meio de exposição à luz ultravioleta (equação I), seja por interação com metais de transição, como o ferro, por meio do processo conhecido como reação de fenton (equação II)

$$H_2O_2 \xrightarrow{UV} 2\ {}^{\bullet}OH \qquad (I)$$

$$Fe^{2+} + H_2O_2 \rightarrow Fe^{3+} + {}^{\bullet}OH + {}^{-}OH \qquad (II)$$

Química Nova, vol. 33, n.º 10, 2010, p. 2202-10 (com adaptações).

Considerando as informações acima, julgue o item a seguir.

A equação I é um exemplo de reação química de decomposição, dado que representa a reação que forma o radical hidroxil por meio da exposição do peróxido de hidrogênio à luz ultravioleta.

29. (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

GABARITO

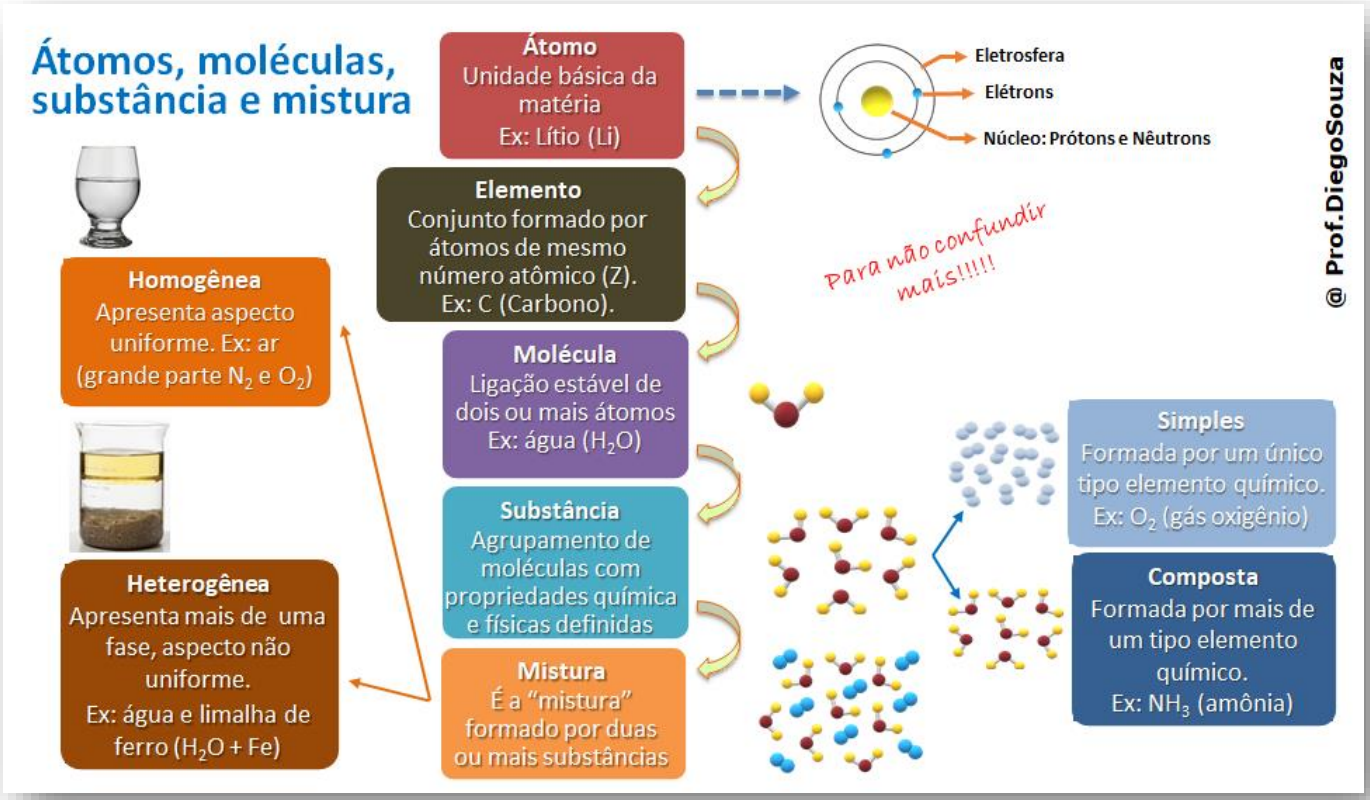


1	B
2	E
3	A
4	E
5	B
6	D
7	Errado
8	C
9	D
10	C
11	C
12	C
13	A
14	C
15	C
16	Certo
17	A
18	D
19	D
20	D
21	B
22	Certo
23	A
24	D
25	B
26	B
27	C
28	Certo
29	B

PRINCIPAIS PONTOS DA AULA

Noções iniciais de química

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



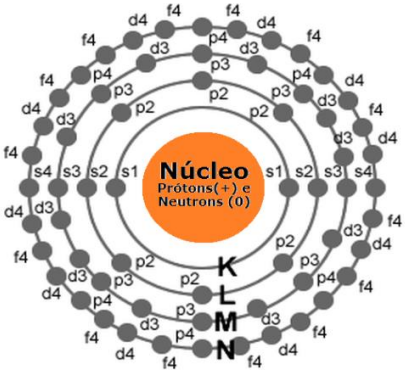
Química é a ciência que estuda a matéria, avaliando suas propriedades, composição e estrutura. Além disso, a química avalia as transformações sofridas pela matéria e o fluxo (movimento) de energia envolvida nesses processos.

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. **Cuidado!** Há molécula monoatômica, que é o caso dos gases nobres que, por apresentarem alta estabilidade sozinhos, apresentam-se na natureza na forma de átomos isolados, ex: hélio (He), argônio (Ar), xenônio (Xe), criptônio (Kr) e radônio (Rb).

Substância: são materiais com propriedades conhecidas, definidas e que praticamente não sofrem variação a temperatura e pressão constante. Seguindo essa linha de pensamento, podemos concluir que cada substância apresenta propriedades específicas. Isto é, substâncias diferentes jamais apresentaram as mesmas propriedades específicas.

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.

Substâncias simples são constituídas somente por átomos de um mesmo elemento químico. O oxigênio (O_2), por exemplo, é uma substância simples, pois é composto por dois átomos de oxigênio. Vale lembrar que podemos ter substâncias simples que são monoatômica (formada por um único átomo), ou seja, apresentam-se como átomos isolados, a exemplo dos gases nobres.

Substâncias compostas são constituídas por átomos de diferentes elementos químicos. A água (H_2O), por exemplo, é uma substância composta, pois é formada dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio.

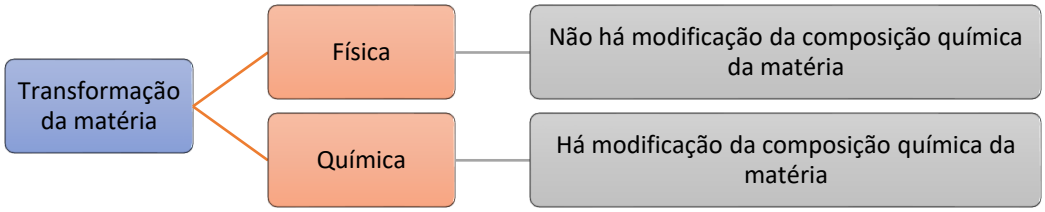
Misturas consistem na combinação de duas ou mais substâncias sem que haja alteração das moléculas ou íons que as compõem.

Misturas homogêneas são formadas por uma única fase, ou seja, não se nota a olho nu diferenças visuais na mistura. Por exemplo, a mistura de água e açúcar. Após a dissolução do açúcar, só conseguimos visualizar a fase representada pela água.

Misturas heterogêneas são formadas por mais de uma fase, isto é, a olho nu podemos notar diferenças visuais na mistura. Por exemplo, a mistura de água e óleo. Esses dois compostos não se solubilizam e assim é possível observar as fases referente a água e ao óleo. Fique atento ao seguinte peguinha, o leite é uma mistura heterogênea e não homogênea como parece ser a olho nu.

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.



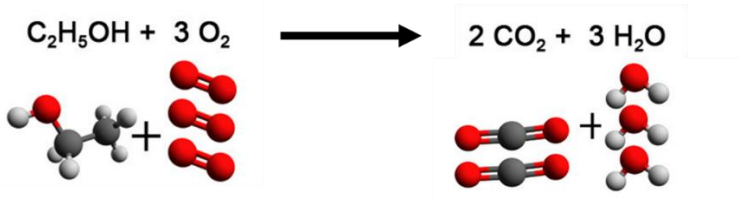
Exemplos de fenômenos físicos: utilizar uma fibra para produção de roupas; quebrar um copo de vidro; amassar uma folha de papel; dissolução de açúcar em água.

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[4] 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)

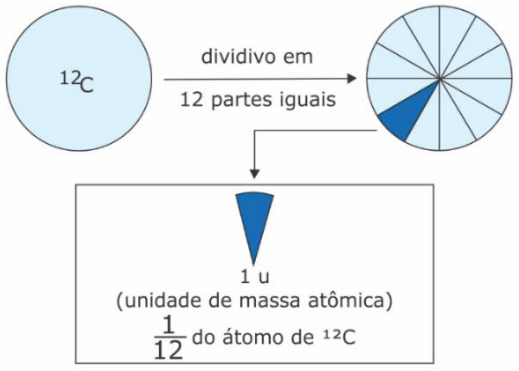
Massa atômica: soma dos prótons (Z) e nêutrons (N), desconsiderando a massa do elétron por ser desprezível perto da massa do átomo.

$$A = Z + N$$

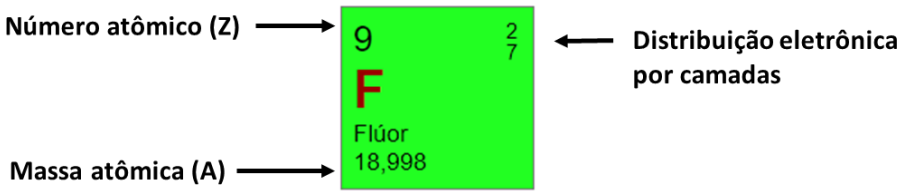
Unidade de massa atômica (u): corresponde a $\frac{1}{12}$ da massa do ^{12}C. Em massa, corresponde a $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g que é a massa aproximada de um próton ou de um nêutron.

---

[4] 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.



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" é sinônimo de "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

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)

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)**.

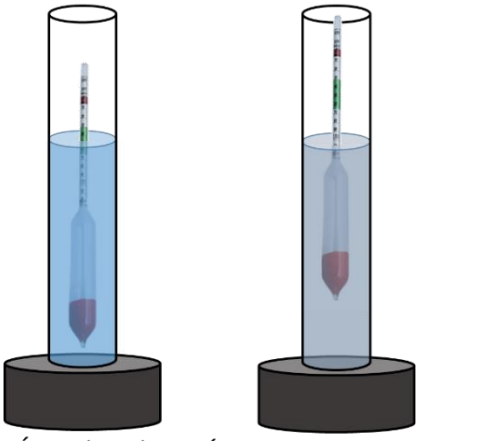
> Da análise da fórmula da densidade (d = m/V), notamos que densidade é diretamente proporcional à massa (m). Isto significa que, quanto maior a massa em um volume fixo, maior será a densidade do material. Por outro lado, na mesma fórmula, notamos que densidade é inversamente proporcional ao volume (V).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

A água quando aquecida, entre o e 4ºC, 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 o e 4ºC

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:



Classificação das reações

As reações inorgânicas podem ser:

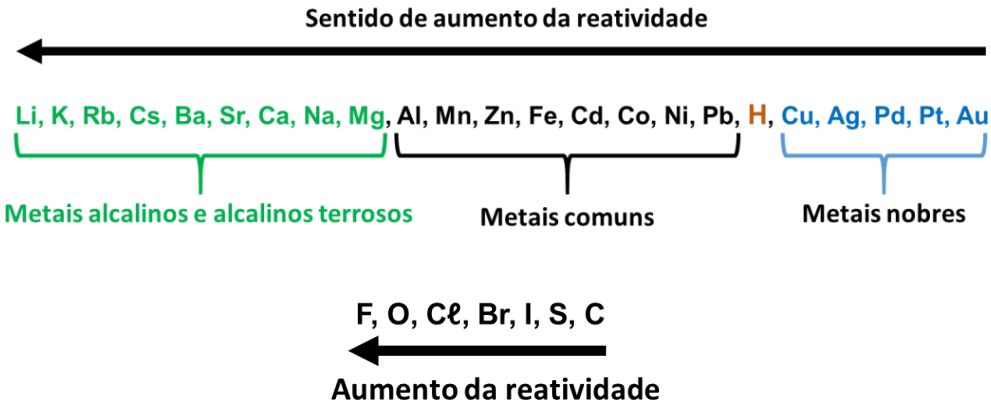
i) de **síntese** ou de **adição**: pode ser total ou parcial.
A + B → AB

ii) de **decomposição** ou **de análise**: também pode ser total ou parcial. Exemplos desse tipo de reação: pirólise, fotólise e eletrólise.
AB → A + B

iii) de **descolamento** ou **simples-troca**.
A + BC → AC + B (Reatividade: A > B)

iv) de **dupla troca** ou **de combinação**.
AB + CD → AD + CB

Para prever a ocorrência das reações, devemos lembrar da ordem de reatividade entre metais e entre alguns ametais, como segue:



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.