

MÓDULO 1



Conceitos Básicos

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

Conteúdos

Acerca deste Módulo	1
Como está estruturado este Módulo.....	1
Habilidades de aprendizagem	3
Necessita de ajuda?	3
Lição 1	5
Introdução ao Estudo da Química.....	5
Introdução.....	5
Química como Ciência	5
História	6
Relação entre Química e outras ciências	8
Importância da Química na Sociedade	9
Resumo da lição.....	10
Actividades	11
Avaliação	11
Lição 2	12
Propriedades da matéria.....	12
Introdução.....	12
Matéria, corpo e objecto	12
Resumo da lição.....	14
Actividades	15
Avaliação	16
Lição 3	17
Métodos de Separação de Misturas Heterogéneas.....	17
Introdução.....	17
Métodos de separação de misturas	17
Misturas Heterogéneas	18
Resumo da lição.....	22
Actividades	23
Avaliação	24
Lição 4	25
Símbolos Químicos, Compostos e Fórmulas.....	25
Introdução.....	25
Elemento Químico.....	26
Símbolo químico	26
Conceito de Substância	28

Resumo da lição.....	32
Actividades	33
Avaliação	33
Lição 5	34
Fenómenos Físicos e Químicos (Reacções químicas)	34
Introdução.....	34
Fenómenos.....	34
Reacção Química.....	35
Equação química	36
Tipos de Reacções Químicas.....	37
Resumo da lição.....	40
Actividades	41
Avaliação	42
Lição 6	43
Massa Atómica e Molecular, sua determinação	43
Introdução.....	43
Massa atómica	43
Massa molecular (Mm)	46
Resumo da lição.....	48
Actividades	49
Avaliação	50
Lição 7	51
Lei de Avogadro	51
Introdução.....	51
Mole. Número de avogadro.....	51
Lei de avogadro	54
Resumo da lição.....	55
Actividades	56
Avaliação	57
Lição 8	58
Massa Molar e Volume Molar de um Gás.....	58
Introdução.....	58
Massa molar (m).....	58
Volume molar (v_m)	59
Resumo da lição.....	61
Actividades	62
Avaliação	63
Lição 9	64
Leis Ponderais: Lei de Lavoisier, Lei de Proust e Acerto de Equações Químicas	64
Introdução.....	64

Leis ponderais.....	64
Resumo da lição.....	70
Actividades	71
Avaliações.....	72
Lição 10	75
<hr/>	
Cálculos Estequiométricos.....	75
Introdução.....	75
Leis ponderais.....	75
Resumo da lição.....	78
Actividades	79
Avaliações.....	80
Soluções Módulo 1	82
<hr/>	
Lição 1	82
Lição 2	82
Lição 3	83
Lição nº 4	83
Lição nº 5	84
Lição nº 6	85
Lição nº 7	85
Lição nº 8	85
Lição nº 9	86
Lição nº 10	87
Módulo 1 de Química	88
<hr/>	
Teste Preparação de Final de Módulo.....	88
Introdução.....	88
Soluções do teste de preparação Módulo 1	94



Acerca deste Módulo

MÓDULO 1

Como está estruturado este Módulo

A visão geral do curso

Este curso está dividido por módulos autoinstrucionais, ou seja, que vão ser o seu professor em casa, no trabalho, na machamba, enfim, onde quer que você deseja estudar.

Este curso é apropriado para você que já concluiu a 7ª classe mas vive longe de uma escola onde possa frequentar a 8ª, 9ª e 10ª classes, ou está a trabalhar e à noite não tem uma escola próxima onde possa continuar os seus estudos, ou simplesmente gosta de ser auto didacta e é bom estudar a distância.

Neste curso a distância não fazemos a distinção entre a 8ª, 9ª e 10ª classes. Por isso, logo que terminar os módulos da disciplina estará preparado para realizar o exame nacional da 10ª classe.

O tempo para concluir os módulos vai depender do seu empenho no auto estudo, por isso esperamos que consiga concluir com todos os módulos o mais rápido possível, pois temos a certeza de que não vai necessitar de um ano inteiro para concluí-los.

Ao longo do seu estudo vai encontrar as actividades que resolvemos em conjunto consigo e seguidamente encontrará a avaliação que serve para ver se percebeu bem a matéria que acaba de aprender. Porém, para saber se resolveu ou respondeu correctamente às questões colocadas, temos as resposta no final do seu módulo para que possa avaliar o seu despenho. Mas se após comparar as suas respostas com as que encontrar no final do módulo, tem sempre a possibilidade de consultar o seu tutor no Centro de Apoio e Aprendizagem – CAA e discutir com ele as suas dúvidas.

No Centro de Apoio e Aprendizagem, também poderá contar com a discussão das suas dúvidas com outros colegas de estudo que possam ter as mesmas dúvidas que as suas ou mesmo dúvidas bem diferentes que não tenha achado durante o seu estudo mas que também ainda tem.

Conteúdo do Módulo

Cada Módulo está subdividido em Lições. Cada Lição inclui:

- Título da lição.
- Uma introdução aos conteúdos da lição.
- Objectivos da lição.
- Conteúdo principal da lição com uma variedade de actividades de aprendizagem.
- Resumo da Lição.
- Actividades cujo objectivo é a resolução conjunta consigo estimado aluno, para que veja como deve aplicar os conhecimentos que acaba de adquerir.
- Avaliações cujo objectivo é de avaliar o seu progresso durante o estudo.
- Teste de preparação de Final de Módulo. Esta avaliação serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA.

Habilidades de aprendizagem



Estudar à distância é muito diferente de ir a escola pois quando vamos a escola temos uma hora certa para assistir as aulas ou seja para estudar. Mas no ensino a distância, nós é que devemos planejar o nosso tempo de estudo porque o nosso professor é este módulo e ele está sempre muito bem disposto para nos ensinar a qualquer momento. Lembre-se sempre que “ *o livro é o melhor amigo do homem*”. Por isso, sempre que achar que a matéria esta a ser difícil de perceber, não desanime, tente parar um pouco, reflectir melhor ou mesmo procurar a ajuda de um tutor ou colega de estudo, que vai ver que irá superar toas as suas dificuldades.

Para estudar a distância é muito importante que planeie o seu tempo de estudo de acordo com a sua ocupação diária e o meio ambiente em que vive.

Necessita de ajuda?



Ajuda

Sempre que tiver dificuldades que mesmo após discutir com colegas ou amigos achar que não está muito claro, não tenha receio de procurar o seu tutor no CAA, que ele vai lhe ajudar a supera-las. No CAA também vai dispor de outros meios como livros, gramáticas, mapas, etc., que lhe vão auxiliar no seu estudo.



Lição 1

Introdução ao Estudo da Química

Introdução

Caro estudante, actualmente é difícil imaginar a vida sem a Química. Nós, mesmo sem saber, usamos conhecimentos, mecanismos e processos da Química no nosso dia a dia.

Só para citar alguns exemplos: você ao acordar de manhã antes de ir para a escola, serviço ou outros afazeres, precisa de água, sabão, pasta dentífrica, toalha, etc. Tudo isso é feito de substâncias químicas. Se sentar-se à mesa para um pequeno almoço ter lá, por exemplo, o pão, bolo, biscoito, mandioca ou outro alimento, açúcar, café, chá, margarina, queijo, talheres, chávenas, pratos etc., são também substâncias químicas.

Você sabe muito bem, que a maior parte dessas substâncias não estariam lá sem os conhecimentos de Química.

Como você pode ver, mesmo os meios de transporte são feitos de substâncias químicas, e alguns locomovem-se graças à reacções químicas que ocorrem dentro do motor.

O vestuário, os cadernos, livros e pastas que você usa são feitos de substâncias químicas e segundo processos químicos.

Enumere objectos ou artigos da sua escola ou do seu serviço que não foram feitos de substâncias químicas, ou que no seu processo de produção não entrou nenhum processo químico. Você é capaz!

Ao concluir esta Lição você será capaz de:

- Descrever a Química como ciência;
- Identificar a relação existente entre a Química e as outras ciências;
- Mencionar a importância da Química na sociedade.



Objectivos

Química como Ciência

Prezado estudante, existem várias formas de definir Química, mas, todas elas com o mesmo significado. Se você está recordado, nas classes

anterior aprendeu que a Química é uma ciência que estuda as substâncias e suas transformações.

Eis algumas definições:

A **Química** estuda as substâncias, sua origem, suas propriedades, aplicações, a utilidade ou problemas que possam trazer à humanidade.

Química é o estudo das interações das substâncias químicas e com a energia baseado nas estruturas dos átomos, moléculas e outros tipos de agregações.

Química (do egípcio *kēme* (chem), significando "terra") é a ciência que trata das substâncias da natureza, dos elementos que a constituem, de suas características, propriedades combinatórias, processos de obtenção, suas aplicações e sua identificação.

Estuda a maneira que os elementos se ligam e reagem entre si, bem como, a energia desprendida ou absorvida durante estas transformações.

Como notou, nestas três definições contém elementos comuns que vão ajudar você a compreender melhor a química como ciência.

Mas afinal o que está a acontecer? Como eram chamados os primeiros químicos? Quem foram os primeiros homens a estudarem a Química? Veja o texto a seguir

História

Os primeiros passos

A história da Química está intrinsecamente ligada ao desenvolvimento do homem, já que abarca todas as transformações de matérias e as teorias correspondentes. A ciência Química surge no século *XVII* a partir dos estudos de Alquimia populares entre muitos dos cientistas da época. Considera-se que os princípios básicos da Química se recolhem pela primeira vez na obra do cientista britânico Robert Boyle: *The Sceptical Chymist (1661)*. A Química, como tal, começa a ser explorada um século mais tarde com os trabalhos do francês Antoine Lavoisier e as suas descobertas em relação ao Oxigénio, à lei da conservação da massa e à refutação da teoria do flogisto como teoria da combustão.

Caro estudante, como é que Antoine Lavoisier e Robert Boyle racionalizaram os vários conhecimentos empíricos obtidos nas suas experiências?

A racionalização da Química

Um ponto crucial no desenvolvimento da Química como ciência foi a racionalização dos conhecimentos empíricos obtidos, procurando criar leis racionais e simplificar de forma coerente as informações obtidas. O princípio de conservação da massa e o entendimento da influência da composição da atmosfera nos experimentos, ambos amplamente



disseminados a partir dos trabalhos de Antonie Lavoisier no final do século XVIII, permitiram que os experimentos se tornassem cada vez mais rigorosos e precisos, em oposição ao carácter qualitativo das experimentações alquimistas.

Você percebeu que a partir desse momento, a medição de massas assume um carácter fundamental na história da Química, tendo sido esse o principal impulsor para o desenvolvimento da balança a partir da época de Lavoisier, tendo ele próprio construído os equipamentos mais precisos desse período.

A hipótese atomística

Uma das maiores vitórias da Química, devido ao uso de balanças nos experimentos, foi sem dúvida, a do John Dalton. Esse cientista inglês ficou intrigado com o facto de que, ao decompor qualquer substância em seus constituintes mais simples, as razões entre as massas das diversas substâncias obtidas podem ser sempre escritas a partir de números inteiros de pequeno valor, ocorrendo frequentemente razões do tipo 1:2, 2:3, 5:2, etc.

Com base nesse curioso dado experimental, Dalton propôs, em 1881, um modelo para a constituição da matéria: tais dados seriam facilmente explicados se toda a matéria fosse constituída de Lições indivisíveis, nomeadas de átomo (do grego, indivisível). Tal conceito, cuja primeira descrição provinha do Filósofo grego Demócrito, agora surgia, naturalmente, de medidas quantitativas rigorosas.

Você ficou claro que John Dalton e Demócrito contribuíram grandemente no desenvolvimento da química. Assim, surgiu a necessidade de racionalizar a matéria.

A racionalização da matéria

A teoria atomística de Dalton teve importantes repercussões. Baseado em dados experimentais, um cientista francês chamado Joseph Proust já tinha proposto formalmente o conceito de que toda substância tinha uma composição constante e homogénea. Assim, a Água, por exemplo, independentemente da sua origem, era sempre composta pela mesma proporção de dois gases: Oxigénio e Hidrogénio. Juntando esse conceito e seus postulados atomísticos, Dalton organizou de forma racional as diversas substâncias conhecidas, criando uma tabela de substâncias que seriam formadas por apenas mesmo tipo de átomos, e substâncias que eram formadas por uma combinação característica de átomos diferentes.

Assim, tanto a Grafite como os gases Hidrogénio e Oxigénio, por exemplo, eram formados apenas por um tipo de átomos, enquanto que outras substâncias, como a Água, eram formadas pela combinação de dois ou mais átomos. Nesse caso, dos elementos Hidrogénio e Oxigénio (As dificuldades de obter certos dados com uma precisão razoável levaram Dalton a propor erroneamente para a água à fórmula HO , em vez de H_2O). Apesar das dificuldades experimentais, Dalton propôs fórmulas certas para diversos compostos conhecidos na época, tendo seu trabalho revolucionado de forma definitiva o entendimento da matéria.

À medida que o tempo foi passando os conhecimentos foram avolumando daí a necessidade de química ter uma linguagem própria e universal.

A Química tem linguagem própria

Caro estudante, assim como há a pauta de música, a linguagem dos números, etc., a Química, como qualquer outra ciência, utiliza uma linguagem própria, “A Linguagem química”, com seus sinais (a sua maneira de escrever, representar, etc.) e seu léxico (a sua maneira de ler e interpretar) e possui ferramentas próprias. Porém, ela também usa ferramentas de outras ciências.

Como vê a química apesar de ter linguagem própria ela relaciona-se com outras ciências.

Relação entre Química e outras ciências

Muitas vezes a Química usa:

- conceitos de Matemática e de Física,
- Métodos de Desenho para representar aparelhos e aparelhagens,
- A informática (computação) para efectuar cálculos complexos e para armazenar e sistematizar a imensa quantidade de dados e informação sobre os compostos químicos,
- A Língua como veículo de comunicação,
- A História para descrever factos e acontecimentos passados,
- A Geografia para situar e localizar as fontes das substâncias, etc.

Você ficou claro sobre a relação existente entre a Química e outras ciências.

Caro estudante, agora lê com muita atenção o método de pesquisa da química como ciência experimental.

A Química como uma Ciência Experimental

Assim como acontece com as outras ciências naturais (Física, Biologia, etc.), a Química baseia-se na observação de factos (fenómenos) da natureza. Mais, a pesquisa química envolve a execução de experiências em laboratório e uma cuidadosa observação e interpretação dos resultados, os quais são publicados em revistas especializadas. Estas experiências devem ser descritas com precisão para que os outros cientistas possam reproduzi-las e chegar às mesmas conclusões. Caso contrário esses resultados não serão aceites. Assim, uma grande preocupação com as experiências é a sua reprodutibilidade.



Se uma experiência química se preocupa apenas em entender melhor um facto da natureza, temos uma *pesquisa pura*. Mas, se a pesquisa estiver voltada a resolver um problema prático, trata-se de uma *pesquisa aplicada*. Muitas vezes uma pesquisa pura fornece elementos para futuras pesquisas aplicadas. Por exemplo, a pesquisa química descobriu o elemento Silício e numa pesquisa aplicada, em conjunto com a Física, a Engenharia produziu células fotoquímicas ou fotoelétricas (os chamados painéis solares) que servem para fornecer corrente eléctrica a casa, hospitais, etc.

Estimado estudante, qual é importância da Química na sociedade?

Importância da Química na Sociedade

É isso mesmo, você está certo, a Química tem um carácter aplicado. Muitas vezes, para a resolução de um problema prático é necessário que ela actue em conjunto com outras ciências:

- Com a Engenharia, a Química proporciona outros materiais como por exemplo, os vidros, as cerâmicas, os plásticos, os supercondutores, as células fotoquímicas, as pilhas e baterias de automóveis, etc.;
- Com a Medicina, uma das maiores beneficiárias das investigações químicas, anualmente são descobertas centenas de novas substâncias que podem actuar como medicamentos.

Todas estas aplicações são apenas uma parte do que existe em termos de avanço científico e tecnológico ligado à Química. Nenhum progresso é possível, nesses e noutros campos, sem a aplicação dos conceitos básicos da Química.

Muitas vezes ouve-se falar de frases e conceitos como “pão sem químicos”, “adubos sem químicos”, “pomadas de pele sem químicos”, etc. Será que essas expressões querem dizer que os produtos a que se referem não contêm produtos químicos? Você não concorda com estas frases e conceitos, pois, não pode ser verdade! Tudo o que existe na natureza é constituído por substâncias químicas. Os adubos naturais e os adubos químicos têm os mesmos elementos químicos de que as plantas necessitam para se desenvolverem. A diferença é a maneira de obtenção: enquanto o adubo natural vem de excrementos e restos de animais e vegetais (especialmente estes), o adubo químico é produzido numa indústria química. O mesmo acontece com os outros produtos.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A Química é uma ciência que estuda as substâncias e suas transformações;

A Química, como ciência, tem relação com as outras ciências, como a Biologia, a Física, a Engenharia, a Medicina, etc.;

- A Química tem uma linguagem própria, chamada “Linguagem química”;
- A Química tem um carácter experimental e para que o resultado de uma experiência seja aceite ela deve ser reprodutível;
- Uma pesquisa pode ser pura ou aplicada;
- A Química tem um carácter aplicado, pois, fornece teorias, métodos e procedimentos para o avanço das outras ciências e para a produção de bens de uso da humanidade;
- Tudo o que existe na natureza é constituído por substâncias químicas, que por sua vez são constituídas por elementos químicos.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

1. Qual é o objecto de estudo da Química?
2. Dê um exemplo da relação entre a Química e a engenharia.

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. A Química estuda as substâncias e suas transformações.
2. A Química descobriu o Silício e a Engenharia com os conhecimentos da Química, produziu a célula fotoelétrica usada para fornecer energia eléctrica para casas, escolas, hospitais, etc.

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

Avaliação



Avaliação

1. Explique a importância da Química para a sociedade.
2. Porquê se diz que a Química é uma ciência experimental?
3. Seria possível estudar a Química sem a intervenção das outras ciências? Justifique!
4. Pode-se afirmar que a Química intervém em todos os sectores da vida e da Indústria? Justifique!

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 2

Propriedades da matéria

Introdução

A Química é a ciência que estuda a constituição da matéria, sua estrutura interna, as relações entre os diversos tipos de materiais encontrados na natureza, além de determinar suas propriedades, sejam elas físicas – como, por exemplo, cor, ponto de fusão, densidade, etc. – ou químicas, que são as transformações de uma substância em outra.

Ao concluir esta aula você será capaz de:



Objectivos

- *Descrever* as propriedades gerais da matéria;
- *Descrever* as propriedades específicas da matéria;

Matéria, corpo e objecto

Chamamos **matéria** a tudo que existe na natureza, tem massa, ocupa lugar no espaço e pode, portanto, de alguma forma, ser medido. Por exemplo: madeira, Alumínio, Ferro, ar, etc.

Corpo é uma porção limitada da matéria (que tem uma determinada forma) e **objecto** é um corpo fabricado para um determinado fim. Os corpos e os objectos são constituídos de substâncias.

Resumindo, podemos dizer que o Ferro é matéria, uma barra de Ferro é um corpo e um protão de Ferro é um objecto.

Propriedades da Matéria

A matéria apresenta várias propriedades que são classificadas em gerais, funcionais e específicas.



Propriedades Gerais da Matéria

São comuns a toda e qualquer espécie de matéria, independentemente da substância de que ela é feita. As principais são: massa, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade e elasticidade.

- **Massa** - Todos os corpos possuem massa.
- **Extensão** - Todos os corpos ocupam lugar no espaço.
- **Impenetrabilidade** - Dois corpos não ocupam, ao mesmo tempo, um mesmo lugar no espaço.
- **Divisibilidade** - Os corpos podem ser divididos em partes cada vez menores.
- **Compressibilidade** - Os corpos possuem a propriedade de poder diminuir de tamanho, sob a ação de forças externas.
- **Elasticidade** - Os corpos possuem a propriedade de voltar à forma e volume originais, cessada a causa que os deformou.

Propriedades Funcionais da Matéria

São propriedades observadas somente em determinados grupos de matéria. Esses grupos são chamados funções químicas, e as principais são: ácidos, bases, sais e óxidos que serão estudados oportunamente.

Propriedades Específicas da Matéria

São propriedades que permitem identificar uma determinada espécie de matéria. Dentre as propriedades específicas, podemos citar:

- **Propriedades físicas:** ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade.
- **Propriedades organolépticas:** odor, sabor.
- **Propriedades químicas:** reações químicas.
- **Ponto de Fusão (P.F.):** é a temperatura constante na qual um sólido se transforma num líquido.
- **Ponto de Ebulição (P.E.):** é a temperatura constante na qual um líquido passa para o estado gasoso.
- **Densidade (d ou ρ):** É a relação entre massa (em gramas) de uma amostra de matéria e o volume (geralmente em cm^3), ocupado por esta amostra.

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

d = densidade (g/cm^3)
 m = massa (g)
 V = volume (cm^3)

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- **Matéria** é tudo o que existe na natureza, que tem massa, ocupa lugar no espaço e pode ser medido;
- **Corpo** é uma porção limitada da matéria;
- **Objecto** é um corpo fabricado para um determinado fim;
- A matéria tem propriedades *gerais*, *funcionais* e *específicas*;
- As propriedades gerais da matéria são *massa*, *extensão*, *impenetrabilidade*, *divisibilidade*, *compressibilidade* e *elasticidade*;
- As propriedades específicas da matéria podem ser *físicas*, *organolépticas* e *químicas*:
 - ✓ As propriedades físicas são: ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade;
 - ✓ As propriedades organolépticas são: odor, sabor;
 - ✓ As propriedades químicas: *reações químicas*;
- Ponto de fusão é a temperatura constante na qual um sólido se transforma num líquido;
- Ponto de ebulição é a temperatura constante na qual um líquido passa para o estado gasoso.
- Densidade é a relação entre massa (em gramas) de uma amostra de matéria e o volume (geralmente em cm³) ocupado por esta amostra.



Actividades



Actividades

1. O que é matéria?

R: *Matéria é tudo o que existe na natureza, tem massa, ocupa lugar no espaço e pode, ser medido. Por exemplo: madeira, Alumínio, Ferro, ar, etc.*

2. Mencione as propriedades gerais da matéria?

R: *As propriedades gerais da matéria são: massa, extensão, impenetrabilidade, divisibilidade, compressibilidade e elasticidade.*

3. Quais são as propriedades específicas da matéria?

R: Existem três grupos de propriedades específicas da matéria, que são:

- ✓ **Propriedades físicas:** ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade;
- ✓ **Propriedades organolépticas:** odor, sabor;
- ✓ **Propriedades químicas:** reações químicas.

4. A densidade do Ouro é de $19,3 \text{ g/cm}^3$. Determine:

- a) O volume ocupado por uma pulseira de Ouro de 150 g de massa;

Dados:	Fórmula:	Resolução:
$\rho = 19,3 \text{ g/cm}^3$	$\rho =$	$v =$
$m = 150 \text{ g}$		$v = \frac{150 \text{ g}}{19,3 \text{ g/cm}^3} = 7,772 \text{ cm}^3$
$v = ?$		

R: Uma pulseira de Ouro de 150 g massa ocupa um volume de $7,772 \text{ cm}^3$.

- b) A massa de um cubo de Ouro de 500 cm^3 de volume.

Dados:	Fórmula:	Resolução:
$\rho = 19,3 \text{ g/cm}^3$		$m = \rho \cdot v$
$v = 500 \text{ cm}^3$	$\rho = \frac{m}{v}$	$m = 19,3 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3$
$m = ?$		$m = 9650 \text{ g}$

R: A massa de um cubo de Ouro de 500 cm^3 de volume é de 9650 g .

Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

- Explique as seguintes propriedades da matéria:
 - Impenetrabilidade;
 - Compressibilidade;
 - Divisibilidade;
- Qual é a diferença entre corpo e objecto?
- Sabendo que a densidade do Mercúrio é de $13,6 \text{ g/cm}^3$, determine:
 - A massa de um litro de Mercúrio;
 - O volume ocupado por 1 Kg de Mercúrio.



Lição 3

Métodos de Separação de Misturas Heterogêneas

Introdução

Caro estudante, na lição anterior você aprendeu a importância da Química para a sociedade. Nesta lição você vai estudar diferentes tipos de misturas, matéria, substâncias e métodos de separação de misturas.

Mistura é a associação de duas ou mais substâncias diferentes cujas moléculas permanecem inalteradas, isto é, não há reação química entre elas.

As misturas são preparadas juntando substâncias. Numa mistura, cada substância mantém as suas propriedades individuais. Desta forma é possível separar e recuperar as substâncias das misturas. Porém, é necessário ter em conta o tipo de mistura para aplicar um determinado método para a sua separação. Assim, existem métodos para separar misturas heterogêneas e homogêneas.

Ao concluir esta Lição você será capaz de:



Objectivos

- *Mencionar* os métodos de separação de misturas heterogêneas;
- *Identificar* os diferentes tipos de misturas;
- *Descrever* os procedimentos para separar os componentes de misturas heterogêneas.

Métodos de separação de misturas

Prezado estudante, uma pessoa ao se levantar de manhã, coou o café, adoçou-o com açúcar, em seguida, separou o feijão das pedrinhas. Foi ao quintal, lavou as roupas e as colocou para secar ao sol. Resolveu, a seguir limpar a sala usando um aspirador de pó. Quais as misturas heterogêneas bifásicas e quais os métodos de separação que você pode identificar no texto, quando a pessoa realiza essas actividades? Ao longo do texto as suas dúvidas serão dissipadas.

Ora vejamos, as misturas podem ser homogêneas e heterogêneas.

Misturas Heterogêneas

Caro estudante, para a separação de misturas heterogêneas, utiliza processos mecânicos. Normalmente, esses processos não exigem mudança de estado físico.

Levitação

Caro estudante, **levitação** é um processo usado para separar as fases da mistura entre dois sólidos. É utilizado quando os componentes da mistura apresentam densidades diferentes, sendo que o de menor densidade é arrastado por uma corrente de líquido. Exemplo: A separação pelos garimpeiros, do ouro com cascalho. Passa-se pela mistura, uma corrente de água e esta arrasta o mais leve.

Filtração Simples

É o processo de separação das fases de uma mistura heterogênea (sólido-líquido ou sólido-gasoso) por meio de uma superfície porosa denominada filtro. Este retém a fase sólida na sua superfície, permitindo somente a passagem da fase líquida ou gasosa.

Exemplo 1: Água e areia.

A areia fica retida no papel de filtro e é denominada **resíduo**. A água que atravessa o filtro é o **filtrado**.

Exemplo 2: Sólido e gás.

A filtração é o processo de separação utilizado no aspirador de pó. O ar e a poeira são aspirados e passam pelo filtro chamado **saco de poeira**. As partículas sólidas da poeira ficam retidas no filtro e o ar sai.

A mistura é lançada sobre um filtro, o qual permite somente a passagem do componente gasoso.

Filtração à Pressão Reduzida ou Filtração a Vácuo

É utilizada para acelerar o processo de filtração quando a mistura sólido-líquida é muito pastosa (como é o caso da mistura água e farinha de trigo) ou quando o líquido tem alta viscosidade.

A trompa de água produz rarefação do ar no interior do kitassato, fazendo com que o líquido do funil de Büchner seja sugado, atravessando rapidamente o papel de filtro, acelerando assim a filtração.



Dissolução Fraccionada

É um processo utilizado para separar dois ou mais sólidos. Consiste em tratar a mistura com um solvente que dissolva apenas um dos componentes. Em seguida filtra-se e, por evaporação do solvente, recupera-se o componente sólido dissolvido.

Exemplo: Sal e areia

Imantação ou Separação Magnética

É o processo utilizado para separar misturas sólido-sólido, quando um dos componentes é atraído por um íman.

Exemplo: Mistura de limalha de Ferro e Enxofre.

Decantação

É o processo usado para separar as fases de misturas heterogéneas constituídas por um sólido e um líquido, por líquidos imiscíveis (não se misturam) ou por sólido em um gás.

Caro estudante, agora presta atenção aos exemplos de separação de misturas que se seguem.

Exemplo 1: Mistura água/areia

Ao deixarmos a mistura heterogénea sólido-líquido em repouso, lentamente o componente sólido (mais denso), pela acção da gravidade, deposita-se no fundo do frasco, ocorrendo a sedimentação. Quando a sedimentação do componente sólido for completa, inclina-se o recipiente para escoar a fase líquida (decantação).

Centrifugação

É um processo usado para acelerar a decantação da fase mais densa de uma mistura heterogénea constituída por um componente sólido e outro líquido. Esse método consiste em submeter a mistura a um movimento de rotação intenso de tal forma que o componente mais denso se deposite no fundo do recipiente. Podemos acelerar a sedimentação fazendo uso de uma centrífuga.

Em laboratórios clínicos, a parte sólida do sangue (hemácias, plaquetas e glóbulos brancos) é separada da parte líquida (soro ou plasma) através de centrífugas. Nela, o sangue gira em alta velocidade e o material mais denso se deposita rapidamente.

Exemplo 2: Água e óleo

Para separar (decantar) dois ou mais líquidos imiscíveis de densidades diferentes, utilizamos o funil de decantação ou funil de bromo, ou ainda funil de separação (figura ao lado). A mistura é deixada em repouso

dentro do funil. O líquido mais denso fica em baixo. Em seguida abrimos a torneira, deixando escoar o líquido de maior densidade. Quando a superfície de separação atinge a torneira, esta é fechada, separando assim as duas fases.

Exemplo 3: Gás + poeira

Corresponde a um sistema com duas aberturas onde a mistura é introduzida num sistema em zigue-zague, onde as partículas sólidas ao encontrarem os obstáculos perdem velocidade depositando-se no fundo do recipiente.

Peneiração

Método utilizado para separar misturas heterogêneas de sólidos, onde o tamanho da partícula é o responsável pela separação, ou seja, utiliza-se uma peneira que permite que alguns sólidos pequenos passem, e uma pequena quantidade de partículas grandes fica retida na peneira que separa através do seu tamanho, ou melhor do tamanho da malha da peneira. É usada para separar sólidos constituintes de partículas de dimensões diferentes. São usadas peneiras que tenham malhas diferentes.

Catação

Os grãos ou fragmentos de um dos componentes são catados com as mãos ou com uma pinça. Nos locais em que há colecta selectiva de lixo, é preciso separar plásticos, papéis, vidros, e metais, já que cada um terá um destino diferente nas usinas de reciclagem. Esta forma de separar misturas é utilizada também para separar feijões bons dos carunchos e pedrinhas. Esse processo manual de separação é chamado de catação.

Ventilação

É usado para separar componentes de densidades muito diferentes. A casca do arroz também é separada do grão por ventilação, só que com o uso de máquinas especiais que produzem correntes de ar, passa-se pela mistura uma corrente de ar e este arrasta o mais leve.

Destilação fraccionada

Quando os componentes de uma solução forem líquidos, poderão ser separados através da destilação fraccionada. Componentes do petróleo, por exemplo, podem ser separados aplicando este método. A mesma técnica é usada para separar os componentes do ar atmosférico.



Resumo de principais métodos de separação de misturas:

Método	Tipo de mistura	Natureza da mistura	Exemplos	Aparelhos utilizados
Filtração	Heterogénea	Sólido-líquido Sólido-gasoso	Areia + água Poeira + ar	Funil e filtro Aspirador de pó
Filtração à vácuo	Heterogénea	Sólido-líquido onde a filtração comum é lenta	Farinha + água	Funil de Bucher Kitassato Trompa de água
Centrifugação	Heterogénea	Sólido-líquido	Separação da nata do leite	Centrífugas
Decantação	Heterogénea	Sólido-líquido Líquido-líquido	Areia + água Óleo + água	Béquer ou funil de decantação (funil de bromo)
Dissolução fraccionada	Heterogénea	Sólido-sólido	Sal + água	Béquer, funil e filtro
Destilação simples	Homogénea	Sólido-líquido	Sal + água	Balão de destilação Condensador Bico a gás para o aquecimento e tela de amianto
Destilação fraccionada	Homogénea	Líquido-líquido	Separação dos componentes do petróleo	Balão, colunas de fraccionamento e condensador

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu:

- As propriedades da matéria (gerais, funcionais e específicas);
- Classificação da matéria;
- Que toda mistura pode ser separada.
- Que existem vários métodos de separação de misturas, dependendo do seu tipo.
- Para a separação de misturas heterogêneas, utilizamos processos mecânicos que não exigem mudança de estado físico;
- Os métodos de separação de misturas heterogêneas são: Levigação, Filtração Simples, Filtração à Pressão Reduzida ou Filtração a Vácuo, Dissolução Fraccionada, Separação Magnética e Decantação.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

1. Como procederia para separar uma mistura de sal e água?
2. Qual é a diferença entre a filtração simples e a filtração a vácuo?

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. Trataria a mistura com água que dissolve apenas o sal e não a areia. Deixava repousar para sedimentar o sal e decantava a mistura resultante para separar a areia da solução do sal. Em seguida filtraria e, por evaporação da água, recuperaria o sal dissolvido.
2. R: A filtração simples é filtração à pressão normal. A filtração a vácuo é usada para acelerar o processo de filtração quando a mistura sólido-líquida é muito pastosa (como é o caso da mistura água e farinha de trigo) ou quando o líquido tem alta viscosidade. Uma trompa de água produz rarefacção do ar no interior do kitassato, fazendo com que o líquido do funil de Büchner seja sugado, atravessando rapidamente o papel de filtro, acelerando assim a filtração.

Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Enumere os métodos de separação para misturas heterogéneas.
2. É possível separar uma mistura de sal fino refinado branco e açúcar fino refinado branco? Explique!
3. Observe os seguintes factos:
 - I. Uma pedra de naftalina deixada no armário
 - II. Uma vasilha com água deixada no frigorífico
 - III. Uma vasilha com água deixada no fogo
 - IV. O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido

Nesses factos estão relacionados correctamente os seguintes fenómenos:

- a. () I. Sublimação II. Solidificação III. Evaporação IV. Fusão
 - b. () I. Sublimação II. Solidificação III. Fusão IV. Evaporação
 - c. () I. fusão, II. Sublimação, III. Evaporação, IV. Solidificação
 - d. () I. evaporação, II. Solidificação, III. Fusão, IV. Sublimação
4. Observe a tabela que apresenta as temperaturas de fusão e de ebulição de algumas substâncias.

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
I	-117,3	78,5
II	-93,9	65,0
III	801	1,413
Iv	3.550	4.827
v	-95	110,6

Em relação as estados físicos das substâncias, a alternativa correcta é:



- a) () é sólido a 25 °C c. () III é líquido a 1.000°C
b) () é líquido a 80 °C d. () é gasoso a 3.500 °C

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 4

Símbolos Químicos, Compostos e Fórmulas

Introdução

Caro estudante, você sabe que cada ciência tem a sua linguagem técnica. Assim como há a pauta de música, a linguagem dos números, etc., a

Química, como qualquer outra ciência utiliza uma linguagem própria, “A Linguagem química”. A íntima ligação existente entre o domínio dessa linguagem e o conhecimento da Química torna-se evidente quando se formulam os mais diversificados fenômenos mediante símbolos químicos. Como qualquer língua, a linguagem química tem os seus símbolos e a sua sintaxe. Aprendendo-os estaremos a dar os primeiros passos para este reino colorido, fascinante e encantado da Química.



Objectivos

Ao concluir esta Lição você será capaz de:

- Representar, correctamente, os símbolos químicos dos elementos;
- Escrever, correctamente, as fórmulas químicas dos compostos;
- Explicar o significado do símbolo químico e da fórmula química;
- *Distinguir* um composto de uma mistura..

Elemento Químico

Elemento químico é um conjunto de átomos da mesma espécie, isto é, com o mesmo número atómico (com o mesmo número de prótons no núcleo). É o conjunto formado por um único tipo de átomos, ou seja, formado por átomos iguais entre si.

Como temos 115 tipos de átomos diferentes, temos 115 elementos químicos diferentes. Os nomes e símbolos dos elementos encontram-se tabelados.

Símbolo químico

Os elementos são representados pelo seu símbolo.

Símbolo químico é uma representação abreviada de um elemento químico. O símbolo químico de um elemento é universal.

Cada elemento químico recebe um nome e um símbolo. O símbolo é derivado do nome do elemento em latim ou grego. Em princípio, é representado por uma letra maiúscula. Existindo vários elementos com a mesma letra inicial, utiliza-se mais uma letra do nome (a segunda, a terceira ou a quarta), agora minúscula.

Veja alguns elementos da tabela periódica com a letra C:



Elemento	Carbono	Cálcio	Cádmio	Cloro	Cromo	Césio	Cério	Cobre	Cobalto
Símbolo	C	Ca	Cd	Cl	Cr	Cs	Ce	Cu	Co

Observe que o símbolo pode representar tanto o elemento como o átomo do elemento.

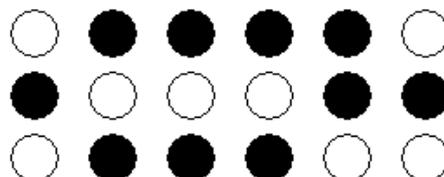
	Um átomo de X
Representação de um átomo de X: X	
Representação de dois átomos de X: 2X	

Em geral, os átomos não se encontram isolados, mas se agrupam, formando moléculas.

Dois átomos de X reúnem-se e formam uma molécula de X denominada molécula diatômica : X_2	
Três átomos de X reúnem-se e formam uma molécula de X denominada molécula triatômica : X_3	
Um átomo de X reúne-se com um átomo de Y e forma uma molécula de XY.	

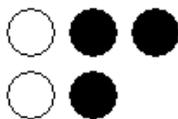
De acordo com o que vimos até aqui, molécula é uma reunião (um conjunto) de átomos ligados entre si, que podem ser iguais ou diferentes.

Observe o sistema a seguir:



Quantos átomos temos no sistema? Tem 18, pois é a contagem das esferas que temos no sistema.

Quantos elementos químicos diferentes? 5, pois basta ver que as cores são diferentes. Dessa forma, cada tipo de átomo representa um elemento químico.



Temos então um sistema com 18 átomos, distribuídos em cinco elementos químicos diferentes.

Conceito de Substância

Substância é um conjunto formado por átomos de elementos específicos iguais ou diferentes entre si, em proporções específicas, definido de propriedades específicas (Densidade, Ponto de Fusão e de Ebulição constantes, Impenetrabilidade) e uma composição química.

Existem substâncias puras e misturas. Por outro lado, as substâncias puras podem ser simples ou compostas.

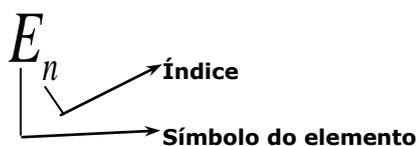
Substância pura

Substância pura é um material formado por moléculas iguais entre si (um só tipo de moléculas constitui a substância pura).

As substâncias são representadas por fórmulas.

A **fórmula** é a representação gráfica da molécula de uma substância. Os números que aparecem na fórmula são chamados de índices e indicam quantos átomos de cada elemento químico estão presentes na molécula. Quando o índice for igual a 1, ele não precisará ser mencionado (não é escrito) porque um (1) é neutro na multiplicação.

Para as suas fórmulas escreve-se o símbolo do elemento (a primeira letra do nome do elemento em grego ou latim, às vezes com a segunda, terceira ou quarta letra em minúscula) e o índice (que indica o número de átomos do elementos na molécula).

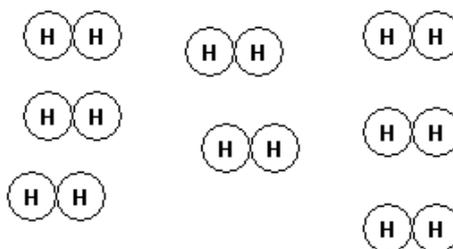


Exemplos: Ouro Au ; Ferro: Fe ; Cobre: Cu ; Gás Hidrogénio: H_2 .

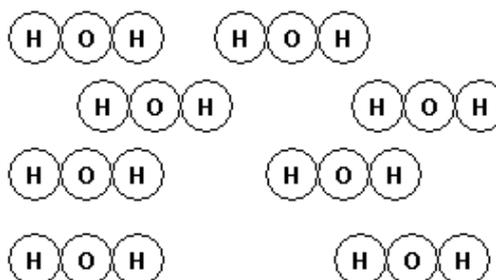
Veja só os exemplos:



- **Oito** moléculas de gás Hidrogénio (H_2). Podemos representar por $8 H_2$. Observe que todas as oito moléculas são iguais.

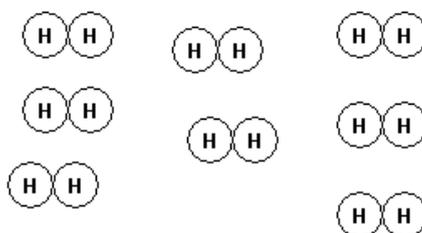


- **Oito** moléculas de água (H_2O). Podemos representar por $8 H_2O$. Observe que todas as oito moléculas são iguais, apesar de haver dois elementos diferentes entre si.



É errado dizer que numa molécula de água existem uma molécula H_2 e um átomo de O . O correcto é dizer que numa molécula H_2O existem dois átomos de H e um de O , conforme o desenho acima.

Substância simples é formada por um único elemento químico (um só tipo de átomo na molécula). Podemos observar que a sua fórmula apresenta somente uma letra maiúscula. Veja: H_2 , N_2 , O_2 , O_3 , P_4 , S_8 , He , etc.



Substância simples e alotropia

Os elementos podem ter variedades alotrópicas.

Alotropia é o fenómeno em que um mesmo elemento químico (átomos de mesmo número atómico, Z) forma duas ou mais substâncias simples diferentes. Cada uma dessas formas é uma variedade alotrópica.

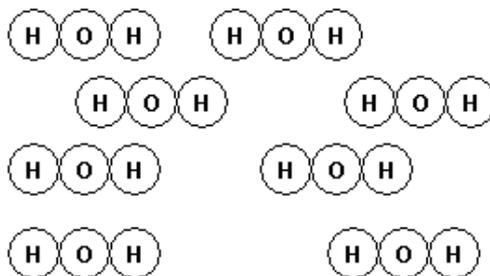
Exemplos:

- Carbono (*C*): Diamante (C_n) e Grafite (C_n)
- Oxigênio (*O*): Oxigênio (O_2) e Ozono (O_3)
- Fósforo (*P*): Fósforo branco (P_4) e Fósforo vermelho (P_n)
- Enxofre (*S*): Enxofre rômboico (S_8) e Enxofre monoclinico (S_8)

Quanto ao número de átomos na molécula, as substância simples podem ser:

- moléculas monoatômicas: gases nobres (*Ne*, *Ar*, *Kr*, *Xe* e *Rn*)
- moléculas diatômicas: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2
- moléculas triatômicas: O_3
- moléculas tetratômicas: P_4
- moléculas octatômicas: S_8
- moléculas gigantes (poliatômicas): P_n , C_n , todos os metais (Na_n , Ca_n , Ag_n).

Substância composta ou composto é formada por átomos de mais de um elemento químico (mais de um tipo de átomos na molécula), numa proporção determinada de átomos. Podemos observar que a sua fórmula apresenta mais de uma letra maiúscula. Veja: H_2O , N_2O , CO_2 , HNO_3 , P_2O_5 , C_2H_5OH , etc.



A sua fórmula é escrita da seguinte maneira: $A_a B_b C_c D_d \dots$ onde *A*, *B*, *C*, *D*, ..., são os símbolos dos elementos que constituem os compostos, com os índices *a*, *b*, *c*, *d*, ..., respectivamente.

Exemplos: Cloreto de sódio, $NaCl$; Água: H_2O , Metano: CH_4 ; Glicose, $C_6H_{12}O_6$.

Quanto ao número de elementos na molécula, as substância compostas podem ser:

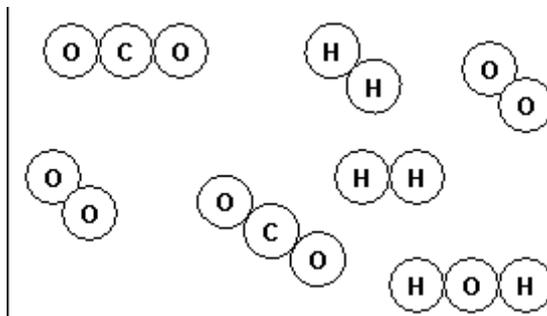
- moléculas binárias: KCl , Na_2O , Fe_2S_3 , NH_3 , etc.
- moléculas ternárias: H_2SO_4 , KNO_3 , $Ba(OH)_2$, etc.



- moléculas quaternárias: $NaHPO_3$, $(NH_4)_2CO_3$, etc.

Mistura

Mistura: Apresenta mais de uma espécie de moléculas. No exemplo abaixo, temos moléculas de CO_2 , O_2 , H_2 e H_2O .



Deve-se observar que elemento químico tem, como representação, o **símbolo**.

Substância pura (simples ou composta) tem, como representação, a **fórmula**. Uma substância simples metálica é representada por seu símbolo. No entanto, a mistura não tem representação específica. Normalmente é indicada pelos seus componentes.

Significado qualitativo e quantitativo das Fórmulas Químicas

Fórmula química é uma representação (notação) simbólica (gráfica da substância) que traduz a composição qualitativa e quantitativa dos compostos, quer dizer, indica quais os átomos estão ligados e em que proporção.

As **fórmulas químicas** têm um significado qualitativo e um significado quantitativo.

Exemplo 1: $CaCO_3$ - Carbonato de cálcio

Significado quantitativo: Carbonato de cálcio, formado por Cálcio, Carbono e Oxigênio.

Significado quantitativo: A molécula de **Carbonato de cálcio** é formada por **um átomo de cálcio, um de Carbono e três átomos de Oxigênio**.

Significado qualitativo e quantitativo: Uma molécula de Carbonato de cálcio formada por um átomo de cálcio, um de Carbono e três átomos de Oxigênio.

Nas fórmulas, os números escrito à esquerda são coeficientes e indicam o número de moléculas da substância.

Exemplo 2: $5H_3PO_4$ – Ácido fosfórico

Significado qualitativo e quantitativo: Cinco moléculas de Ácido fosfórico, cada uma constituída por três átomos de Hidrogénio, um átomo de Fósforo e quatro átomos de Oxigénio.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A Química tem uma linguagem própria, a linguagem química;
- O átomo é a Lição fundamental da matéria;
- Um conjunto de átomos da mesma espécie é elemento químico;
- O elemento químico é caracterizado pelo seu número atômico e representado pelo respectivo símbolo;
- Uma substância é um conjunto formado por átomos de elementos específicos, em proporções específicas, definido por propriedades específicas e uma composição química;
- As substâncias podem ser simples ou compostas e são representadas por fórmulas;
- As fórmulas químicas têm um significado qualitativo e um significado quantitativo.

Agora vamos realizar, conjuntamente, as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

1. O que é elemento químico?
2. Dê um o significado das seguintes fórmulas:



Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

1. A Elemento químico é um conjunto de átomos com o mesmo número atómico.
2. a) Três moléculas de Nitrato de potássio, cada uma constituída por um átomo de Potássio, um de Nitrogénio e três átomos de Oxigénio;
b) Duas moléculas de Flúor, cada uma constituída por dois átomos de Flúor, e seis moléculas de Cloreto de potássio, cada uma constituída por um átomo de Potássio e um de Cloro.

Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Dê o conceito de substância.
2. Classifique as seguintes substâncias quanto à constituição:
a) P_4 ; b) CaO ; c) Ne ; d) $(NH_4)_2CO_3$; e) $Ca(HCO_3)_2$; f) Cu .
3. Diga o significado qualitativo e quantitativo das seguintes fórmulas:
a) $5P_4$; b) $4CaO$; c) $2Ne$; d) $(NH_4)CO_3$; e) $3Ca(HCO_3)_2$; f) Cu .

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 5

Fenómenos Físicos e Químicos (Reacções químicas)

Introdução

Estimado estudante, a Química estuda as substâncias, sua origem, sua constituição, suas propriedades, aplicações, a utilidade ou problemas que possam trazer à humanidade, suas transformações e as leis que regem essas transformações.

As transformações experimentadas pelas substâncias podem alterar as substâncias na sua essência, formando-se novas substâncias, ou podem alterar apenas a sua forma ou maneira de existência, como o estado físico, mantendo a sua essência.

Ao concluir esta Lição você será capaz de:



Objectivos

- *Identificar* os fenómenos físicos e químicos;
- *Descrever* as condições para a ocorrência das reacções químicas;
- *Escrever* uma reacção química;
- *Interpretar* uma reacção química;
- *Identificar* os tipos de reacções químicas.

Fenómenos

Chamamos fenómeno, a toda alteração sofrida por um sistema.

Os fenómenos podem ser:

Físico, quando a transformação não altera a identidade química da substância (ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, etc.).

Exemplo: Transformação de barra metálica em fios.

Outros exemplos: Dilatação dos corpos, queda dos corpos, elasticidade, mudança de estado físico, etc.



Químico, quando a transformação altera a identidade química das substâncias. São as chamadas reacções químicas.

Exemplos: A queima do gás de cozinha, a digestão dos alimentos, etc.

Nota: Um fenómeno químico é uma reacção química.

Reacção Química

Caro estudante, uma **reacção química** é uma transformação da matéria na qual ocorrem mudanças qualitativas na composição química de uma ou mais substâncias reagentes, resultando em um ou mais produtos.

Você deve saber que algumas reacções ocorrem somente sob determinadas circunstâncias (ex: fornecimento de calor, presença de luz ou electricidade).

Outras reacções são acompanhadas por indicações externas. Algumas manifestações que mostram (indicam) que uma reacção química está a ocorrer são: *saída de gases de tubo de escapes de carros, formação de precipitado, mudança de cor e alterações de calor*.

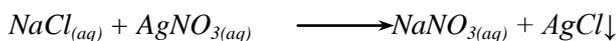
Portanto, uma reacção química envolve mudanças nas conectividades entre os átomos ou iões, na geometria das moléculas das espécies reagentes ou ainda na interconversão entre dois tipos de isómeros.

Outro aspecto importante que você deve fixar sobre uma reacção química é a **conservação da massa e o número de espécies químicas microscópicas** (átomos e iões) presentes antes e depois da reacção. Essas leis de conservação manifestam-se macroscopicamente sob a forma das leis de *Lavoisier*, de *Proust* e de *Dalton*. De facto, essas leis, no modelo atómico de Dalton, justificariam-se pelas leis de conservação acima indicadas e pelo facto de os átomos apresentarem valências bem definidas.

Ao conjunto das características e relações quantitativas dos números de espécies químicas presentes numa reacção dá-se o nome de **estequiometria**.

Resumidamente, pode-se afirmar que uma reacção química é uma transformação da matéria em que pelo menos uma ligação química é criada ou desfeita.

Um exemplo de uma reacção química é (ambos reagentes em solução aquosa):



A reacção química apenas envolve mudanças nas electrosferas, por isso, a quantidade e os tipos de átomos são os mesmos nos reagentes e produtos mas, na reacção nuclear, são libertadas partículas subatómicas, o que causa redução da sua massa. Este facto está relacionado com a existência de elementos isóbaros, isótonos e isótopos entre si.

Para representar uma reacção química usa-se a equação química.

Equação química

Uma equação química é uma representação gráfica de uma reacção química. Nela, representam-se as substâncias reagentes e produtos, as suas qualidades e quantidades, bem como o sentido da transformação. Portanto, tem um significado qualitativo e quantitativo.

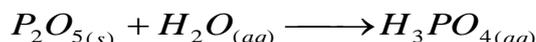
Para escrever uma equação seguem-se três passos:

Considere, por exemplo a dissolução de Pentóxido de difósforo em Água

1. Conhecer os reagentes e produtos e escrever o esquema da reacção (equação por palavras), separando os reagentes e, também os produtos pelo sinal + e os reagentes dos produtos por uma seta que indica o sentido em que a reacção decorre:



2. Substituir as palavras no esquema pelas respectivas fórmulas das substâncias e acrescentar os seus estados físicos, na medida do possível:

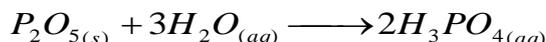


Os estados físicos (ou as qualidades) são escritos abreviadamente, dentro de parêntesis curvos, com a mesma altura e mesmo tamanho que os índices.

Alguns estados (qualidades) mais usados são:

Estado (qualidade)	Abreviatura	Estado (qualidade)	Abreviatura
Sólido	s	Metálico	m
Líquido	l	Aquoso	aq
Gasoso	g	concentrado	conc
Cristalino	cr	Diluído	dil

Acertar (balancear) a equação, para cumprir com a Lei da Conservação da Massa (Lei de Lavoisier).



Agora pode-se dizer o **significado qualitativo e quantitativo desta equação**: Uma mole de Pentóxido de difósforo, no estado sólido, reage com três moles de água, no estado líquido, formando duas moles de Ácido fosfórico em solução aquosa.



Tipos de Reacções Químicas

Reacção de Síntese ou Combinação Directa

É a reacção onde duas ou mais substâncias se combinam directamente para formar um novo composto químico.



Isto é, *Ferro* + *Enxofre* \longrightarrow *Sulfeto de ferro (II)*

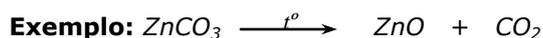
Outros exemplos:



Reacção de Decomposição

É a reacção onde um composto químico se quebra ou (decompõe $\xrightarrow{\text{⚡}}$) em duas ou mais substâncias.

Se a decomposição requer uma fonte de calor (T), a mesma é chamada **decomposição térmica** (*termólise*), se requer energia luminosa ($h\nu$) é chamada **decomposição fotónica**, (*fotólise*) e se requer energia eléctrica, é chamada **decomposição eléctrica** (*electrólise*).



isto é,

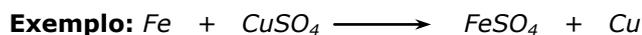
Carbonato de zinco $\xrightarrow{(+\text{Calor})}$ *Óxido de zinco + Dióxido de carbono*

Outros exemplos:



Reacção de simples troca

É a reacção onde um elemento substitui outro em um composto químico para produzir um novo composto e o elemento deslocado.



isto é,

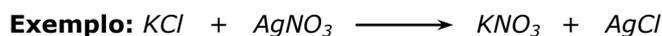


Outros exemplos:

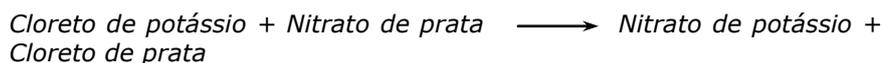


Reacção de dupla troca

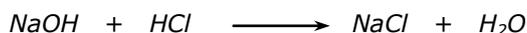
É a reacção onde dois compostos químicos trocam seus radicais para formar dois novos compostos.



isto é,



Outros exemplos:

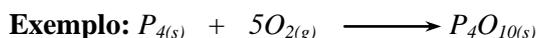


Reacções redox

São reacções que ocorrem com transferência de electrões. As reacções redox podem ser:

Reacções de combinação ou de síntese

Consideram-se redox, as reacções em que um elemento se combina com outros elementos e/ou compostos, formando um novo composto.

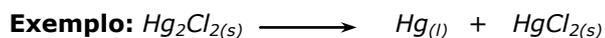


Nesta categoria incluem-se também todas as combustões, uma vez que traduzem a reacção de um elemento ou composto com o Oxigénio elementar.



Reacções de dismutação

São reacção redox que envolve elementos que podem existir sob a forma de vários estados de oxidação (pelo menos três). Assim quando o elemento se encontra no estado de oxidação médio, na mesma reacção é simultaneamente oxidado e reduzido.



O Mercúrio reduz-se e oxida-se, como se pode verificar pelos números de oxidação do mesmo nas diferentes moléculas:

No $Hg_2Cl_2 \Rightarrow n.o.(Hg) = +1$ e $Hg \Rightarrow n.o.(Hg) = 0$;
no $HgCl_2 \Rightarrow n.o.(Hg) = +2$.

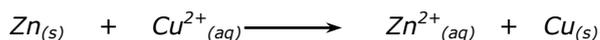
Reacções de deslocamento

São reacções em que um átomo ou ião de um elemento é substituído por outro átomo ou ião de outro composto presente na reacção. Para melhor compreender o mecanismo deste tipo de reacção observe-se a seguinte representação onde o átomo *A* é deslocado:

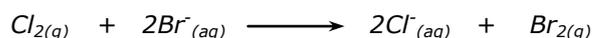


Neste exemplo o Sódio (*Na*) desloca o Hidrogénio (*H*) da H_2O .

Nesta categoria incluem-se todas as reacções de deslocação de metais



ou de halogénios



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Um fenómeno é toda alteração sofrida por um sistema;
- Existem fenómenos físicos (que não alteram a identidade química da substância) e fenómenos químicos (que alteram a identidade química da substância);
- Um fenómeno químico é uma reacção química;
- Uma reacção química é representada através de uma equação química;
- Os tipos importantes de reacções químicas são: Reacção de Síntese ou Combinação Directa, Reacção de Decomposição, Reacção de Simples Troca, Reacção de Dupla Troca e Reacções Redox (que podem ser de Combinação ou Síntese, de Dismutação e de Deslocamento ou Deslocação).

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades

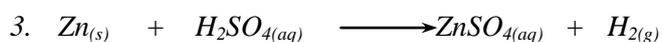


Actividades

1. O que é um fenómeno?
2. Diferencie fenómenos físicos de químicos!
3. Escreva a equação da reacção entre o Zinco metálico e o Ácido sulfúrico aquoso, formando-se Sulfato de zinco aquoso e Hidrogénio gasoso.

Passemos então a resolução da actividade proposta.

1. Um fenómeno é toda alteração sofrida por um sistema.
2. R: Fenómenos físicos são aqueles que não alteram a identidade química da substância enquanto os fenómenos químicos são aqueles que alteram a identidade química da substância.



Resolveu correctamente os exercícios, prossiga com o estudo do seu módulo resolvendo avaliação a seguir, cujas soluções encontram-se no fim do módulo. Atenção, não é para consultar antes de resolver!

Avaliação



Avaliação

Agora resolva, no seu caderno, as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Enumere os tipos principais de reacções químicas.
2. Dê exemplos de dois fenómenos físicos e dois fenómenos químicos.
3. Entre os fenómenos seguintes, diga quais são físicos e quais são químicos:
 - a) A queima da lenha;
 - b) O derreter do gelo;
 - c) A digestão dos alimentos;
 - d) O partir de um copo de vidro;
 - e) A dissolução do açúcar em água quente;
 - f) A corrosão de um metal.
4. Escreva as equações das reacções seguintes:
 - a) O Ferro metálico reage com o Oxigénio do ar formando o sólido Óxido de ferro (III);
 - b) O metal Zinco reage com o Ácido clorídrico aquoso formando Cloreto de zinco em solução e libertando o gás Hidrogénio;

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 6

Massa Atômica e Molecular, sua determinação

Introdução

Caro estudante, na lição anterior você estudou os fenômenos que ocorrem na natureza.

Já definimos anteriormente que a matéria é tudo aquilo que tem massa e ocupa espaço, independentemente do que foi criado pelo homem. Ora, se a matéria é constituída por átomos e moléculas é obvio que esta tem massa.

Ao concluir esta Lição você será capaz de:

- Determinar a massa atômica relativa de um elemento,
- *Determinar* a massa molecular relativa de um composto.

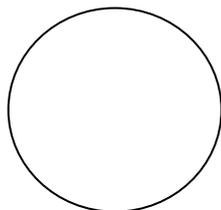


Objectivos

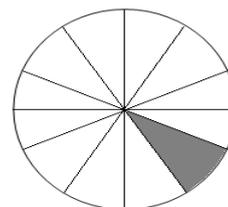
Massa atômica

Caro estudante, quando se pretende exprimir massas muito pequenas usa-se como termo de comparação o miligrama, mas para o átomo, o miligrama é grande.

O padrão actual de medidas de massas dos átomos é o **isótopo de carbono** que pesa 12 u.m.a. (Lições de massa atômica). O átomo padrão escolhido foi dividido em 12 partes iguais e a cada uma dessas partes atribuiu-se um valor arbitrário de massa equivalente a 1 u.m.a e a isso chamou-se **Lição de massa atômica** (u.m.a). Portanto, a Lição de medida será u.m.a, correspondendo a $\frac{1}{12}$ da massa do átomo do isótopo de carbono 12.



Átomo de carbono 12 (12 u.m.a)



Unidade de massa átomo (área sublinhada)

Como o átomo padrão foi dividido em 12 partes iguais, é evidente que o isótopo de carbono ($^{12}_6\text{C}$) terá a massa de 12 u.m.a., portanto:

$$u.m.a = \frac{1}{12} \text{ da massa do átomo de Carbono 12}$$

Para uma melhor compreensão sugerimos a você uma leitura atenciosa nos exemplos que se seguem.

Exemplo: Se verificamos que a massa atômica do elemento cálcio é 40 u.m.a, isto significa que 1 átomo de Ca “pesa” 40 vezes mais que $\frac{1}{12}$ do átomo de carbono.

A massa atômica é o nº que indica quantas vezes um determinado átomo é mais pesado que $\frac{1}{12}$ do isótopo 12 do carbono.

Assim, se a massa do oxigênio é 16, significa que um só átomo de oxigênio tem uma massa 16 vezes maior que $\frac{1}{12}$ do isótopo 12 do carbono.

$$16 \text{ u.m.a} = 16 \times \frac{1}{12} \text{ do isótopo 12 do Carbono}$$

Como se sabe, as massas dos átomos já foram determinadas. Contudo, às vezes existem, para um mesmo elemento, vários átomos que se denominam isótopos. Como estes apresentam as mesmas propriedades, usa-se não a massa de um determinado isótopo, mas a massa do elemento, que é a média aritmética das massas de todos os isótopos.

**Exemplo: 1.**

Considere o elemento Oxigênio constituído pelos isótopos.



Átomo	Massa	Porcentagem
^{16}O	15,9949	99,76%
^{17}O	16,9990	0,04%
^{18}O	17,999	0,20%

Logo:

A massa do elemento Oxigênio é a média aritmética das massas dos isótopos em referência.

$$m = \frac{(15,9949 \times 99,76) + (16,9990 \times 0,04) + (17,999 \times 0,20)}{100}$$

$$m = 15,9994 \approx 16$$

Exemplo: 2

Sabe-se que a massa de um elemento X é igual ao triplo da massa do isótopo 12 do carbono. Qual é a massa desse elemento?

Resolução:

$$m_x = 3 \times 12 \text{ u.m.a.}$$

$$m_x = 36 \text{ u.m.a.}$$

R: A massa do elemento X é de 36 u.m.a.

Então pode-se conceituar:

Massa atômica de um elemento: é a massa do átomo desse elemento expressa em u.m.a.

N.B: Estimado estudante, você não precisa de memorizar As massas atômicas porque se encontram em tabeladas (veja o livro de tabelas de Mat, Fis, Química, pag. 35).

Massa atômica relativa (Ar)

É a relação entre a massa do átomo do elemento em causa e $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono.

Exemplo:

$$Ar(O) = \frac{\text{massa de 1 átomo de Oxigênio}}{\frac{1}{12} \times \text{massa de Carbono}}$$

$$Ar(O) = \frac{2,67 \times 10^{-23} \text{ g}}{\frac{1}{12} \times 2 \cdot 10^{-23} \text{ g}}$$

$$Ar(O) = 16$$

N.B: A massa atômica relativa não tem Lições.

Massa molecular (Mm)

É o nº que indica quantas vezes uma molécula é mais pesada que $\frac{1}{12}$ de massa do átomo de carbono 12 ou seja, é a soma das massas atômicas relativas de todos os átomos que constituem a molécula e está expressa em u.m.a.

Para calcular a massa de uma molécula é necessário conhecer os átomos que a constituem, sendo a massa atômica relativa, tendo em conta a quantidade de átomos de cada elemento.

Em suma, pode-se afirmar que a massa molecular é a massa da molécula expressa em u.m.a.

Na prática, para obter a massa molecular de uma substância, basta somar as massas atômicas dos elementos constituintes da molécula.

Exemplo:

Determinar a massa molecular de H_2SO_4 , sabendo que as massas atômicas relativas em u.m.a. são respectivamente (H =1, S =32 e O =16).

**Resolução:**

$$\begin{aligned}Mm &= 2. \text{Ar (H)} + 1. \text{Ar (s)} + 4. \text{Ar (O)} \\ &= 2.1 + 1.32 + 4.16 \\ &= 98 \text{ u.m.a.}\end{aligned}$$

Outros exemplos:

$$Mm \text{ de } O_2 = 2. \text{Ar (O)} = 2.16 = 32 \text{ u.m.a.}$$

$$Mm \text{ de } H_2O = 2. \text{Ar (H)} + 1. \text{Ar (O)} = 18 \text{ u.m.a.}$$

Massa molecular relativa (Mr)

É a relação entre a massa molecular da substância e $\frac{1}{12}$ da massa de Carbono.

$$Mr = \frac{\text{Massa molecular do Carbono}}{\frac{1}{12} \text{ da massa de átomo de Carbono}}$$

Exemplo:

$$Mr (\text{CO}) = \frac{2.10^{-23} + 2,67.10^{-23}}{\frac{1}{12} \times 2.10^{-23}}$$

$$Mr (\text{CO}) = 28,02.$$

Conhecendo as massas atômicas relativas dos elementos que constituem uma molécula, pode-se calcular o valor da sua massa molecular.

Exemplo:

Molécula Ca(OH)_2

$$\begin{aligned}\text{Ar (Ca)} &= 40 \\ \text{(O)} + 2. \text{Ar (H)}\end{aligned}$$

$$\text{Ar (O)} = 16$$

$$\text{Ar (H)} = 1$$

$$Mr = 1. \text{Ar (ca)} + 2. \text{Ar}$$

$$= 1.40 + 2.16 + 2.1$$

$$= 74 \text{ u.m.a.}$$

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A massa atômica de um elemento é a massa do átomo desse elemento, expressa em u.m.a.
- A massa atômica relativa é a relação entre a massa do átomo do elemento em causa e $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de Carbono. Isto é:

$$A_r = \frac{\text{massa de 1 átomo do elemento}}{\frac{1}{12} \text{ da massa do átomo de carbono}}$$

- Massa molecular é a massa da molécula, expressa em u.m.a.
- Para obter a massa molecular de uma substância, basta somar as massas atômicas dos elementos constituintes da molécula.
- A massa molecular relativa (Mr) traduz o nº de vezes que a massa da molécula dessa substância é superior à massa de $\frac{1}{12}$ do átomo de Carbono -12. Isto é:

$$M_r = \frac{\text{Massa molecular do composto}}{\frac{1}{12} \text{ da massa do Carbono}}$$

- Os valores das massas atômicas encontram-se tabelados (tabelas Mat, Fis e Química).

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



Actividades



Actividades

1. Estabeleça a diferença entre a massa atómica e a massa molecular.
2. Calcule a massa Molecular relativa de:
a) HCl b) Na₂O
3. Determinar a massa atómica relativa do elemento cobre.

Passemos, então, à resolução da actividade proposta.

1. *Massa atómica é a massa do átomo de um elemento químico, expressa em u.m.a enquanto a massa molecular é a massa da molécula expressa em u.m.a.*
2. $Mr \text{ HCl} = 1. Ar(\text{H}) + 1. Ar(\text{Cl})$ $Mr \text{ Na}_2\text{O} = 2. Ar(\text{Na}) + 1. Ar(\text{O})$
 $Mr \text{ HCl} = 1. 1 + 1. 35,5$ $Mr \text{ Na}_2\text{O} = 2. 23 + 1. 16$
 $Mr \text{ HCl} = 36,5 \text{ u.m.a.}$ $Mr \text{ Na}_2\text{O} = 62 \text{ u.m.a.}$

$$Ar(\text{Cu}) = \frac{\text{Massa do átomo de Cobre}}{\frac{1}{12} \text{ da massa do átomo de Carbono}}$$

$$Ar(\text{Cu}) = \frac{2.10.10^{-22} \text{ g}}{\frac{1}{12} . 1,0055^{-23} \text{ g}}$$

$$Ar(\text{Cu}) = 63,5$$

Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Diferencie a massa atômica relativa da massa molecular relativa.
2. Em que Lições é expressa a massa molecular?
3. Consultando a tabela de Mat, Fis, Química pag 35, diga quais os valores das massas atômicas dos elementos: Mg, Selénio, Bromo, Chumbo, Estrôncio, Bário, Alumínio, Nitrogénio.
4. Calcule as massas moleculares dos compostos abaixo:
 - a) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
 - b) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 - c) Al_2S_3
 - d) $\text{Fe}(\text{OH})_3$,
 - e) H_2O_2
 - f) HMnO_4

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Depois de ter resolvido com sucesso as avaliações, passemos para a lição que se segue.

Lição 7

Lei de Avogadro

Introdução

Caro estudante, no nosso dia-a-dia conhece várias Lições que exprimem quantidade de certos produtos. Por exemplo, quando se fala de uma dúzia de ovos, entende-se que a quantidade é doze; centena é cem; dezena é dez, etc.

Na Química usa-se o conceito de Lição da quantidade de substância – mole.

Ao concluir esta Lição você será capaz de:



Objectivos

- Reconhecer a mole como grandeza da quantidade de substância;
- *Enunciar* a lei de Avogadro,
- Relacionar a quantidade de uma substância e o nº de partículas nela presentes;
- *Aplicar* a Lei de Avogadro na determinação do nº de partículas existentes de uma substância.

Mole. Número de avogadro.

Para exprimir a quantidade de substância química, os Químicos usam o conceito de Lição de quantidade de substância, designada por mole/ mol.

Mole/mol

É a quantidade de substância que contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas (moléculas, átomos, iões, electrões e outras Lições de estrutura).

Ao nº $6,02 \times 10^{23}$ chama-se **Nº de Avogadro** (N_A).

Para cálculos práticos usa-se o nº de Avogadro que é igual a $6,02 \times 10^{23}$. Pode-se dizer que 1 (uma) mol de uma substância contém $6,02 \times 10^{23}$ Lições estruturais dessa substância, isto é:

1 mol de substância $\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$ partículas.

Exemplos:

1 mol de H_2 contém $6,02 \times 10^{23}$ átomos de H_2 .

1 mol de HNO_3 contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de HNO_3 .

1 mol de $NaCl$ contém $6,02 \times 10^{23}$ íons de $NaCl$.

A massa de uma mole de uma substância é numericamente igual à massa molecular dessa substância expressa em gramas.

Exemplos:

A massa molecular de H_2SO_4 é:

$$Mr = 2 \cdot Ar(H) + 1 \cdot Ar(S) + 4 \cdot Ar(O) = 98 \text{ u.m.a.}$$

1 mol de H_2SO_4 tem massa igual a 98_g .

Acrescenta-se que para substâncias diatômicas, simples e compostas, a massa molar é igual à massa molecular do elemento ou composto respectivo, em gramas.

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} = 22,4L \text{ (nas CNTP)}$$

$$1 \text{ mol de } N_2 = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} = 28_g = 22,4L \text{ (CNTP)}$$

$$1 \text{ mol de } O_2 = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 32_g = 22,4L \text{ (CNTP)}$$

$$1 \text{ mol de } H_2O = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 18_g = 22,4L \text{ (CNTP)}$$

Conclusões:

- $6,02 \times 10^{23}$ átomos de qualquer elemento têm a massa igual à massa atômica expressa em gramas.
- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de qualquer substância têm a massa igual à massa molecular expressa em gramas.

Exemplo:

1. Um recipiente contendo 54_g de água, quantas moléculas de água há nesse recipiente?

É tão fácil, caro estudante! Veja a resolução abaixo.

**Dados****Resolução**

$$1^\circ \text{ H} = 1\text{u.m.a}$$

$$1\text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 18\text{g} \quad (2 \cdot 1 + 1 \cdot 16)$$

$$\text{O} = 16\text{u.m.a}$$

$$2^\circ 1\text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 18\text{g}$$

$$3^\circ 1\text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 6,02 \times 10^{23}\text{ moléculas}$$

$$X\text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 54\text{g}$$

$$3\text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow X$$

$$X = \frac{1\text{ mol} \times 54\text{g}}{18\text{g}}$$

$$X = \frac{3\text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23}}{1\text{ mol}}$$

$$X = 3\text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$X = 18,06 \times 10^{23}\text{ moléculas}$$

4º Resposta: Em 54g de água existem $18,06 \times 10^{23}$ moléculas

Caro estudante, viu como foi fácil compreender a resolução. Agora leia o exemplo a seguir.

2. Num balão contendo 4,8kg de oxigênio, quantos átomos de oxigênio lá existem, sabendo que $\text{O} = 16\text{ u.m.a.}$?

$$1^\circ 4,8\text{kg de O}_2 = 4,8 \cdot 10^3\text{g}$$

$$2^\circ 1\text{ mol de O}_2 \longrightarrow 32\text{g}$$

$$3^\circ 1\text{ mol de O}_2 \longrightarrow 6,02 \times 10^{23}$$

$$X\text{ mol de O}_2 \longrightarrow 4,8 \cdot 10^3\text{g}$$

$$1,5 \cdot 10^2 \longrightarrow X$$

$$X = \frac{4800\text{g} \cdot 1\text{mol}}{32\text{g}}$$

$$X = \frac{1,5 \cdot 10^2 \cdot 6,02 \times 10^{23}}{1\text{mol}}$$

$$X = 150\text{ mol de O}_2$$

$$X = 9,03 \times 10^{23}\text{ átomos de O}_2$$

Ou

$$X = 1,5 \times 10^2\text{ mol de O}_2$$

4º Resposta: Em 4,8kg de O_2 existem $9,03 \cdot 10^{23}$ átomos

Aqui não foi preciso muita ginástica para resolver, pois você aplicou o seu saber e pronto tudo resolvido. Força! Vamos prosseguir com nosso estudo.

Lei de Avogadro

Esta lei diz o seguinte:

“Volumes iguais de quaisquer gases, nas mesmas condições normais de temperaturas e pressão (CNTP), contêm o mesmo n° de partículas”.

Exemplo:

$$1 \text{ mol de } \text{N}_2 \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} = 22,4\text{L}$$

$$1 \text{ mol de } \text{H}_2 \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} = 22,4\text{L}$$

$$1 \text{ mol de } \text{NH}_3 \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} = 22,4\text{L}$$

$$1 \text{ mol de } \text{CO}_2 \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} = 22,4\text{L}$$

$$1 \text{ mol de } \text{O}_2 \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas} = 22,4\text{L}$$

Prezado estudante, agora presta atenção ao exemplo que se segue:

Exemplo 1

Qual o número de moléculas existentes em 33,6 litros de Oxigênio?

Resolução

1° 1 mol de moléculas, isto é $6,02 \times 10^{23}$ moléculas ocupam o volume de 22,4 litros.

$$2^\circ \quad 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \longrightarrow 22,4\text{l}$$

$$X \text{ moléculas} \longrightarrow 33,6\text{l}$$

$$X = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 33,6\text{l}}{22,4\text{l}}$$

$$X = 9,03 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2$$

3° Resposta: Em 33,6 litros de Oxigênio existem $9,03 \times 10^{23}$ moléculas de O_2

Você deve ter notado que neste tipo de exercício precisa de aparecer a resposta em forma de comentário.



Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Mole/mol é a Lição de quantidade de substância e exprime a quantidade de substância que contém $6,02 \times 10^{23}$ partículas (molécula/ átomo, iões, electrões)
- Ao nº $6,02 \times 10^{23}$ chama-se **número de Avogadro**.
- 1mol de substância = $6,23 \times 10^{23}$ partículas = massa em grama = 22,4litros (nas CNTP).
- **A Lei de Avogadro** diz que: - volumes iguais de quaisquer gases medidas nas mesmas condições de temperatura e pressão, contém o mesmo nº de partículas.
- Volume de qualquer gás nas CNTP é de 22,4 litros.

Agora vamos realizar, conjuntamente, as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

- Quantas moles há em:
 - 1,8g de H_2O
 - 56g de N_2
- Dispõe-se de 67,2 litros de H_2 e 67,2 litros de NH_3 ; nas CNTP.
 - Calcule o número de átomos correspondente a cada volume de substância dada.
 - Que conclusões se podem tirar?

Passemos então, à resolução da actividade proposta.

$$1. \quad a) \quad 1 \text{ mol de } H_2O \longrightarrow 18g \qquad b) \quad 1 \text{ mol de } N_2 \longrightarrow 28g$$

$$X \text{ mol de } H_2O \longrightarrow 1,8g \qquad X \text{ mol de } N_2 \longrightarrow 56g$$

$$X = \frac{1 \text{ mol} \times 1,8g}{18g}$$

$$X = \frac{1 \text{ mol} \times 56g}{28g}$$

$$X = 0,1 \text{ mol de } H_2O$$

$$X = 2 \text{ mol de } N_2$$

$$2. \quad a) \quad 67,2 \text{ litros de } H_2$$

$$1^\circ \quad 1 \text{ mol de } H_2 \longrightarrow 18g \qquad 2^\circ \quad 1 \text{ mol de } H_2 \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$X \text{ mol de } H_2 \longrightarrow 67,2 \text{ litros} \qquad 3 \text{ mol de } H_2 \longrightarrow X$$

$$X = \frac{1 \text{ mol} \times 67,2 \text{ litros}}{22,4 \text{ litros}}$$

$$X = \frac{3 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}}$$

$$X = 3 \text{ mol de } H_2$$

$$X = 18,06 \times 10^{23} \text{ átomos de } H_2$$

$$67,2 \text{ litros de } NH_3$$

$$1^\circ \quad 1 \text{ mol de } NH_3 \longrightarrow 22,4 \text{ litros} \qquad 2^\circ \quad 1 \text{ mol de } NH_3 \longrightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$X \text{ mol de } NH_3 \longrightarrow 67,2 \text{ litros} \qquad 3 \text{ mol de } NH_3 \longrightarrow X$$

$$X = 3 \text{ mol de } NH_3$$

$$X = 18,06 \times 10^{23} \text{ átomos de } NH_3$$

b) Volumes iguais de bases diferentes nas mesmas CNTP;

contêm o mesmo número de átomos – Lei de Avogadro.



Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Quantos gramas de dióxido de Carbono (CO_2) são necessários para ocupar o volume de 56 litros nas CNTP, sabendo que:
 $\text{C} = 12 \text{ u.m.a}$ e $\text{O} = 16 \text{ u.m.a}$
2. Qual o número de moléculas existentes em 336 litros de gás Oxigénio, nas CNTP?
3. Calcule o número de átomos que há em:
 - a) 0,50 moles de Potássio
 - b) 23,0g de Sódio
 - c) 0,50 g de Oxigénio
 - d) 0,25 moles de moléculas de Cloro
4. Qual é o volume ocupado por $5,01 \times 10^{23}$ moléculas de gás monóxido de carbono?
5. Quantas moléculas existem em:
 - a. 2 moles de Dióxido de enxofre.
 - b. 0,4 moles de Trióxido de dinitrogenio.
 - c. 60g de Monóxido de Carbono.
6. Quantas moléculas há em 34g de NH_3 ?
7. Quantas moléculas de há em 1g de H_2O ?

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 8

Massa Molar e Volume Molar de um Gás

Introdução

Como é do seu conhecimento, caro estudante que a matéria é constituída por átomos e moléculas e é obvio que esta tem massa. No entanto, vários são os tipos de massa a considerar na Química sendo uma delas a massa correspondente a uma mole de substância quer seja líquida, sólida ou gasosa. De forma similar é considerado também o volume ocupado por uma mole de uma substância Química gasosa nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

Ao concluir esta Lição você será capaz de:



Objectivos

- Definir os conceitos massa molar e volume molar.
- *Explicar a* massa molar de uma substância.
- Descrever o volume molar de uma substância.
- *Determinar* o volume molar de uma substância a partir da massa, volume e número de partículas dadas.

Massa molar (m)

A massa molar é a massa correspondente a **uma mole** dessa substância.

Isto é **1mol de substância** → **M**

Ou seja, a massa molar é a razão entre a massa de substância (m) e o número de moles (n) dessa substância.

A massa molar é expressa em gramas/mol (g/l).

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{onde: } M - \text{massa molar, expressa em g/l.}$$

m – massa da substância, expressa em g.

n – nº de mole, expressa em mol.

**Exemplos:**

1. Quantas moles há em 1,8g de H₂O

Resolução:

$$1^{\circ} m = 1,8g \quad 2^{\circ} M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18g \quad 4^{\circ} n = \frac{m}{M}$$

$$n = ? \quad 3^{\circ} M = \frac{m}{n} \quad n = \frac{1,8g}{18g/mol}$$

$$n = 0,1mol$$

5^o **Resposta:** Em 18g de H₂O há 0,1mol.

2. Quantos gramas existem em 0,3moles de CO₂?

Resolução:

$$1^{\circ} m = ? \quad 2^{\circ} M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 44g/mol$$

$$n = 0,3moles \quad 4^{\circ} m = M.n$$

$$3^{\circ} M = \frac{m}{n} \quad m = 44g/mol \times 0,3mol$$

$$m = 13,2g$$

5^o **Resposta:** 0,3 moles de CO₂ que correspondem a 13,2g

Volume molar (v_m)

Entende-se por volume molar, o **volume ocupado por uma mole de um gás nas CNTP**.

O volume molar de qualquer substância gasosa nas CNTP (0°C e 1 atm) é de aproximadamente 22,4 litros, conforme demonstrado experimentalmente.

Portanto temos:

O volume de qualquer gás nas CNTP, é de 22,4 litros

$$V_m = \frac{V}{n} \quad \text{onde: } V_m - \text{Volume molar (l/mol)}$$

V – Volume (l)

n – n^o de moles (mol)

Exemplo:

Moléculas	Massa molar (g/mol)	Volume nas CNTP (l)
N ₂	28	22,4
NH ₃	17	22,4
O ₂	32	22,4

Exercícios

1. Quantos gramas de Dióxido de Carbono (CO₂) são necessários para repor o volume de 56 litros nas CNTP?

Dados

C = 12 u.m.a

O₂ = 16 u.m.a.

Resolução

1º $m - ?$

2º $V_m = \frac{V}{n}$

3º $n = \frac{V}{V_m}$

4º $M = \frac{m}{n}$

$V = 56L$

$n = \frac{56 \text{ litros}}{22,4l / mol}$

$V_m = 22,4L$

$n = 2,5L$

5º $m = M.n$

6º $M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 44g/mol$

7º $m = M.n$

$m = 44g/mol.2,5mol$

$m = 110g$

8º **Resposta:** Serão necessários 110g de CO₂.



2. Qual é o nº de moléculas existentes em 33,6 litros de Hidrogénio nas CNTP.

Resolução:

1º mol de H_2 \longrightarrow 22,4litros 2º 1mol de H_2 \longrightarrow $6,02 \cdot 10^{23}$ moles

X \longrightarrow 33,6litros

31,5mol de H_2 \longrightarrow X

$$X = \frac{1\text{mol} \cdot 33,6\text{l}}{22,4\text{l}}$$

$$X = \frac{1,5\text{mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}}{1\text{mol}}$$

$$X = 1,5\text{mol de } H_2$$

$$X = 9,03 \cdot 10^{23} \text{ mol.}$$

3º **Resposta:** Em 33,6litros de Hidrogénio há $9,03 \times 10^{23}$ moles.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- A massa molar é a massa correspondente a uma mole duma substância e é dada em g/mol.

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

- O volume molar é o volume ocupado por qualquer gás nas CNTP.
- O volume molar de qualquer gás nas CNTP é igual a 22,4 litros

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Atividades



Atividades

1. Calcule o volume ocupado por 84g de CO nas CNTP. (C = 12 u.m.a ; O = 16 u.m.a).

$$1^{\circ} 1\text{mol de CO} \longrightarrow 28\text{g}$$

$$X \longrightarrow 84\text{g}$$

$$X = \frac{1\text{mol} \cdot 84\text{g}}{28\text{g}}$$

$$X = 3\text{mol de CO}$$

$$2^{\circ} 1\text{mol de CO} \longrightarrow 22,4\text{l}$$

$$3\text{mol de CO} \longrightarrow X$$

$$X = \frac{3\text{mol} \cdot 22,4\text{l}}{1\text{mol}}$$

$$X = 67,2\text{litros de CO}$$

Resposta: 84g de CO ocupam o volume de 67,2litros nas CNTP.

2. Qual o volume ocupado por $3,01 \cdot 10^{23}$ átomos de NH_3 nas CNTP.

Resolução:

$$1^{\circ} 1\text{mol de NH}_3 \longrightarrow 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \quad 2^{\circ} 1\text{mol de NH}_3 \longrightarrow 22,4\text{l}$$

$$X \text{ de NH}_3 \longrightarrow 3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \quad 0,5\text{mol de NH}_3 \longrightarrow X$$

$$X = \frac{1\text{mol} \times 3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}$$

$$X = 0,5\text{mol de NH}_3$$

$$X = \frac{0,5\text{mol} \times 22,4\text{l}}{1\text{mol}}$$

$$X = 11,2 \text{ Litros de NH}_3$$

3° Resposta: O volume ocupado por $3,01 \times 10^{23}$ átomos de NH_3 é de 11,2 litros nas CNTP.

Passemos, então, à resolução dos exercícios propostos.



Avaliação



Avaliação

Agora resolva no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso.

1. Qual é o volume ocupado nas CNTP por 84g de gás Nitrogénio?
2. Quantas gamas de gás carbónico são necessários para ocupar o volume de 78,4 litros nas CNTP?
3. Quantas moles estão contidos em 1g de H_2O ?
4. Qual é a massa molar de 1 mol de Alumínio, sabendo que tem massa atómica igual a 27g.
5. Quantas gramas há em :
 - a) 3mol de enxofre
 - b) 0,2mol de MgO
6. Qual o volume ocupado por $5,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de gás Hidrogénio nas CNTP.
7. Dispõe-se de 3,65g de Cloreto de hidrogénio (HCl). Calcule:
 - a) O nº de moles.
 - b) O nº de moléculas.
 - c) O volume ocupado por essa massa nas CNTPDados: H = 1 u.m.a , Cl = 35,6 u.m.a

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!

Lição 9

Leis Ponderais: Lei de Lavoisier, Lei de Proust e Acerto de Equações Químicas

Introdução

Caro estudante, depois de você estudar os cálculos de massa e volume das substâncias, veja agora as Leis ponderais que tratam das relações entre as massas dos reagentes e a massa dos produtos em qualquer reação química.

A partir do séc. XVIII, essas Leis experimentais lançaram as bases de todo o cálculo estequiométrico. Elas foram comprovadas experimentalmente.

Ao concluir esta Lição você será capaz de:



Objectivos

- *Enunciar* a Lei de Lavoisier
- *Enunciar* a Lei de Proust
- Relacionar a Lei de Lavoisier e o acerto de equações química.
- *Acertar* equações químicas pelo método de tentativas.

Leis ponderais

Estas Leis tratam das relações entre as massas dos reagentes e a dos produtos numa dada reação química.

1. Lei de Lavoisier (Lei de conservação de massa).

O Cientista Francês **Antoine Laurent Lavoisier** (1743 – 1794) realizou a partir de 1775 os experimentos que lhe permitiram publicar em 1789 o tratado elementar de Química. É nessa obra que ele divulga sua Lei, a **Lei de Conservação de massa**.

**A Lei de Lavoisier ou Lei de Conservação de massa, diz o seguinte:**

A soma da massa dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos em qualquer reacção química.

Esquemáticamente temos:**Pela Lei de Lavoisier:**

$$mA + mB = nC + mD$$

Exemplos:

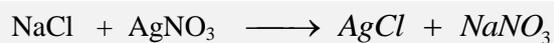
1.1. Pesando-se 16g de Enxofre e misturando-os com 65g de Zinco, obtém-se 81g de Sulfureto de Zinco.

Equação Química

$$65g \quad 16g \quad 81g$$

$$\text{Soma: } 65 + 16 = 81g$$

1.2. A reacção de 58,5g de Cloreto de Sódio com 170g de Nitrato de prata forma 143,5g de Cloreto de prata e 85g de Nitrato de Sódio.

Equação Química:

$$58,5g \quad 170g \quad 143,5g \quad 85g$$

$$\text{Soma: } 58,5 + 170 = 143,5 + 85$$

$$228,5\text{g} = 228,5\text{g}$$

2. Lei de Proust (Lei das Proporções Constantes).

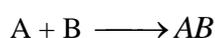
O Cientista **Joseph Louis Proust** (1754 – 1826) enunciou em 1797, a **Lei das proporções constantes**, também chamada Lei das proporções definidas.

A Lei de Proust ou Lei das proporções constantes diz o seguinte:

A proporção com que determinados elementos químicos reagem para formar um composto é constante.

Assim, um composto é sempre formado pelos mesmos elementos, combinados na mesma proporção, independentemente do processo de obtenção. A Lei de Proust estende-se às proporções com que reagentes e produtos participam numa reacção.

Esquematicamente temos:



$$\text{Pela Lei de Proust: } \frac{mA}{m'A} = \frac{mB}{m'B} = \frac{mAB}{m'AB}$$

Exemplos:



1. Tomemos a análise (decomposição) do sulfureto ferroso através de diversas massas iniciais, obtendo os seus elementos constituintes:

	Sulfureto de ferro	→	Enxofre	+	ferro
1º Experiência	123,2g		44,8g		78,4g
2º Experiência	88,0g		32,0g		56,0g
3º Experiência	66,0g		24,0g		42,0g
4º Experiência	44,0g		16,0g		28,0g
5º Experiência	11,0g		4,0g		7,0g

- Ao decompor 123,2g de Sulfureto de ferro, obtemos 44,8g de Enxofre e 78,4g de ferro (1º experiência). A porção entre as massas de ferro e de enxofre é $\frac{78,4}{44,8} = 1,75$
- Ao decompor 88,0g de Sulfureto de ferro, obtemos 32,0g de enxofre e 56,0g de ferro (2º experiência). A proporção entre as massas de ferro e de enxofre é $\frac{56,0}{32,0} = 1,75g$

Observando a proporção entre as massas de ferro e de enxofre até à 5ª experiência, chegaremos à seguinte conclusão: o valor que seja da quantidade do sulfureto de ferro decomposto, a proporção entre as massas de ferro e de enxofre obtida será sempre igual a 1,75.

$$\frac{78,4}{44,8} = \frac{56,0}{32,0} = \frac{42,0}{24,0} = \frac{28,0}{16,0} = \frac{7,0}{4,0} = 1,75 \quad \frac{m_A}{m_B} = \text{Constnte}$$

Observe que também há uma proporção definida entre as massas de sulfureto de ferro e as massas de qualquer um dos produtos obtidos:

$$\frac{m_{AB}}{m_A} = \text{Const} \quad \frac{m_{AB}}{m_B} = \text{Const}$$

Proporção entre o sulfureto de ferro e o enxofre:

$$\frac{123,2}{44,8} = \frac{88,0}{32,0} = \frac{66,0}{24,0} = \frac{44,0}{16,0} = \frac{11,0}{4,0} = 2,75$$

$$\frac{132,2}{78,4} = \frac{88,0}{56,0} = \frac{66,0}{24,0} = \frac{44,0}{16,0} = \frac{11,0}{4,0} = 1,75$$

Isso permite-nos prever, dada uma certa massa de um dos elementos, qual a massa do outro necessário à reacção ou qual a massa de produto formado na reacção. Há, portanto, sempre uma proporção definida em massa entre os elementos, quando eles se combinam.

2.2. Dados das experiências feitas e resultados

	2 Mg _(s)	+ O _{2(g)}	→ 2 MgO _(g)
1ª Experiência	60g	40g	100g
2ª Experiência	18g	12g	30g
3ª Experiência	6g	4g	10g

Portanto temos:

Para se preparar 100g de MgO são necessários 60g de Mg e 40g de O₂ (1ª experiência). A Proporção entre as massas de Mg e O₂ que se combinam

$$\text{é: } \frac{60g}{40g} = \frac{3}{2}$$

Acerto de equações químicas

As equações químicas servem para representar, de uma forma abreviada, uma reacção química. Denominam-se **coeficientes estequiométricos** os números que precedem as fórmulas de cada um dos reagentes e produtos e indicam o nº de moles que participam na reacção química. Acertar os coeficientes duma reacção química significa, por meio de cifras postas à frente de moléculas, balancear (igualar) o número de átomos participantes de ambas as partes da equação química.



Para acertar uma equação química é aconselhável seguir os seguintes processos:

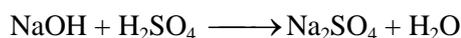
1º Acertar os átomos de metais.

2º Acertar os átomos de não metais que sejam diferentes do Hidrogénio e Oxigénio.

3º Acertar os átomos de Hidrogénio.

4º Controlar ou conferir o número de átomos de Oxigénio.

Exemplo:



1. Acertar os átomos de metais.

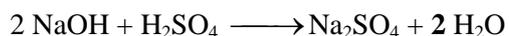
O metal presente nesta reacção é o sódio (**Na**), pois temos dois átomos de **Na** nos produtos e necessitamos de igual número de átomos nos reagentes e assim colocamos o coeficiente **2** na molécula de NaOH.



2. Acertar os **átomos de não-metais** diferentes de **H** e **O**.

O **não-metal** diferente de H e O presente na nossa equação é o **enxofre (S)**. Segundo a equação química, o número deste está igual em ambos os membros da equação química.

3. Acertar os **átomos de Hidrogénio (H)**. Segundo a equação química, temos nos reagentes **4 átomos de H** e necessitamos de igual número nos produtos. Assim colocamos o **coeficiente 2** na molécula de água.



4. Controlar o número de átomos de **Oxigénio (O)**. Assim temos:

Seis (6) átomos de **O** nos reagentes e seis (6) átomos de **O** nos produtos da reacção. Deste modo, a equação química está acertada, pois temos o

número igual de átomos, tanto nos reagentes como nos produtos da reacção química.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- As **leis ponderais** tratam das relações entre as massas dos reagentes e as dos produtos numa reacção química.
- A **lei de Lavoisier** ou **lei de conservação de massa**, diz que:

Numa reacção química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma da massa dos produtos.

- A **lei de Proust** ou **lei das proporções constantes**, diz que: A proporção com que determinados elementos químicos reagem para formar um composto é constante.
- Para acertar uma equação química, pelo método de tentativas é necessário seguir 4 passos:
 - ✓ Acertar os átomos de metais,
 - ✓ Acertar os átomos de não metais que sejam diferentes de Hidrogénio e Oxigénio.
 - ✓ Acertar os átomos de Hidrogénio
 - ✓ Controlar o nº de átomos de Oxigénio

Agora vamos realizar, conjuntamente, as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.



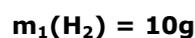
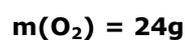
Actividades



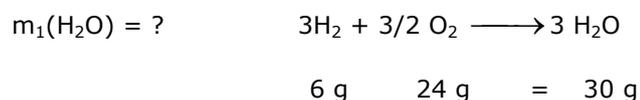
Actividades

1. Sabe-se que 6,0 g de Hidrogénio reagem totalmente com 24 g de Oxigénio, produzindo água. Qual será a quantidade de água que se pode obter quando se utiliza 10 g de Hidrogénio em reacção com uma quantidade suficiente de Oxigénio?

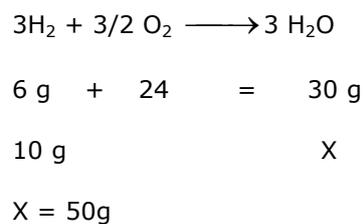
Resolução



2° Com base na Lei de Lavoisier, calcula-se a massa de H_2O obtida.



3° Agora pretende-se saber a massa de água quando se utilizam 10 g de Hidrogénio (Lei de Proust)



Resposta: A partir de 10 g de Hidrogénio formam-se 50 g de água.

Passemos, então, à resolução dos exercícios propostos.

Avaliações

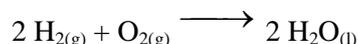


Avaliações

Agora resolve no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso

1. Sabe-se que 120g de Carbono se combinam com gás Hidrogénio para formar 150g de Metano.
 - a) Qual é a massa de Metano formada a partir de 6g de Hidrogénio?
 - b) Qual é a massa de Metano formada a partir de 4,8g de Carbono?

2. Quando o H_2 reage com o O_2 para formar H_2O , verifica-se que:

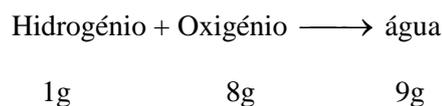


Calcule as massas de H_2 e O_2 necessárias para formarem 36g de H_2O .

3. Queimando-se 60g de C forma-se 220g de CO_2 . Qual é a massa de O_2 que interveio na reacção.
4. Na reacção de Obtenção de Oxido de Magnésio, qual é a massa obtida ao reagirem completamente 360g de Magnésio?
5. Sabe-se que a relação entre as massas de Magnésio e de Oxigénio que se combinam para formar Oxido de magnésio é de respectivamente 3:2.

Calcule a massa de Oxigénio que reage com 144g de Magnésio. Em seguida, calcule a massa do Óxido de magnésio formado.

6. Quando o Hidrogénio reage com o Oxigénio para formar água verifica-se que:



Calcule as massas de Hidrogénio e Oxigénio para formar 36g de água.

7. O Ferro e Enxofre reagem formando FeS . A proporção fixa das massas dos reagentes é 7:4, respectivamente.
 - a) Quantos gramas de Fe são necessários para reagirem com 32g de S e quantos gramas de FeS se formam após a reacção?



- b) Quantos gramas de S podem reagir com 84g de Fe?
- c) Quantas gramas de Fe e S são necessários para formar 99g de FeS?
8. Escreva e acerte as equações das reacções químicas:
- Alumínio reage Iodo, formando Iodeto de Alumínio.
 - Nitrato de Chumbo (II) decompõe-se em Óxido de Chumbo (II), Dióxido de Nitrogénio e Oxigénio.
 - Monóxido de Nitrogénio e água são produtos da reacção entre Amoníaco e Oxigénio.
 - Combustão do Sódio, originando Óxido de Sódio
 - Potássio reage com Enxofre, formando Sulfureto de Potássio.
 - Hidróxido de Cálcio reage com Sulfeto de Alumínio, formando Sulfeto de Cálcio e Hidróxido de Alumínio.
9. Acerte as equações químicas seguintes:
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \longrightarrow \text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$
 - $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{NaCl}$
 - $\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
 - $\text{Fe}(\text{CO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Agora compare as suas soluções com as que lhe apresentamos no final do módulo. Sucessos!



Lição 10

Cálculos Estequiométricos

Introdução

Caro estudante, você poderá calcular a massa, o volume, o número de moles, o número de moléculas, etc, de uma substância em função de algum valor referente a outra substância dessa reacção.

Os cálculos estequiométricos partem do estabelecimento de equações balanceadas.

Nenhum processo químico, seja no laboratório, seja na indústria pode dispensar os cálculos estequiométricos.

Ao concluir esta lição você será capaz de:

- Resolver exercícios que envolvem a massa, volume e quantidade de substância.



Objectivos

Leis ponderais

Cálculos estequiométricos

Estimado estudante, os **cálculos estequiométricos** são aqueles que envolvem as quantidades de reagentes e produtos numa reacção química. Por conseguinte, **estequiometria** é a parte da química que trata dos cálculos de massa, volume, número de moles, concentração, etc. aplicados às reacções químicas.

Nesta lição, você vai aplicar as leis até agora estudadas.

Os cálculos de quantidades exactas, definidas como cálculos estequiométricos, possuem muitas aplicações na indústria e no laboratório, por exemplo, para a determinação do rendimento de um processo industrial; o grau de pureza da matéria-prima, o volume de gás passa pela chaminé, etc. Estes são os exemplos de questões para as quais o cálculo estequiométrico oferece respostas.

Caro estudante, para você resolver problemas de estequiometria, que envolvem reacções químicas, deve seguir os passos abaixo:

1. Escrever a equação química da reacção.
2. Acertar os coeficientes, pois estes indicarão a relação em moles.
3. Escrever as massas das substâncias envolvidas no problema, de acordo com a tabela de massas atómicas.
4. Estabelecer a proporção.
5. Fazer a devida conversão das Lições, se necessário.
6. Calcular o volume em causa (x).

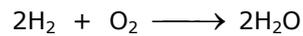
Exemplo.

1. Considere a formação da água, a partir de H_2 e O_2 .
 - a) Qual é o número de moles de água formado a partir de 5 moles de O_2 ?
 - b) Qual é a massa de H_2O formada a partir de 16 g de H_2 ?
 - c) Qual é o volume de O_2 medido nas CNTP, necessário para reagir com 32 g de H_2 ?
 - d) Qual é o número de moléculas de água formado a partir de 22,4 litros de H_2 , medidos nas CNTP.

Resolução:



a) Equação Química



1 mol de O₂ → 2 mol de H₂O (2º a equação química).

5 moles de O₂ → X

$$X = \frac{5\text{ moles} \times 2\text{ moles}}{1\text{ mol}} = 10 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

b) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

4g de H₂ → 36g de H₂O.

16g de H₂ → X

$$X = \frac{16\text{g} \times 36}{4\text{g}} = 144\text{g de H}_2\text{O}$$

c) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

4g de H₂ → 22,4l de O₂

32g de H₂ → X

$$X = \frac{32\text{g} \times 22,4\text{l}}{4\text{g}} = 179,2\text{l de O}_2$$

d) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

22,4 litros de H₂ → 2 6,02 x 10²³ moléculas.

224 litros H₂ → X

$$X = \frac{22,4 \text{ litros} \times 2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{2 \times 22,2 \text{ litros}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

2. Determine a massa de Dióxido de Carbono que se obtém quando se utilizam 5,6litros de gás metano nas CNTP, conforme a equação:



1º Acerto de equação



2º $22,4\text{litros de CH}_4 \longrightarrow 44\text{g de CO}_2$

$5,6\text{litros de CH}_4 \longrightarrow X$

$$X = \frac{5,6 \text{ litros} \times 44 \text{ g}}{22,4 \text{ litros}} = 11 \text{ g de CO}_2$$

3º **Resposta:** São obtidos 11 g de CO₂

Já viu, caro estudante como foi fácil, tendo em conta que você tem conhecimento sobre a matéria das classes anteriores. Prossiga resolvendo os exercícios que se seguem.

Resumo da lição



Resumo

Nesta lição você aprendeu que:

- Os cálculos estequiométricos envolvem cálculos de massa, volume e n° de moles, etc numa dada reacção química.
- Para resolver problemas de estequiometria, regra geral, seguem-se os passos abaixo:
 - ✓ Conhecer a equação representativa da reacção química.
 - ✓ Aplicar cálculos de proporções, como regras de três simples, lembrando que a proporção entre os coeficientes é uma proporção entre moléculas. Por sua vez, esta proporção é a que existe entre moles das substâncias.

Agora vamos realizar conjuntamente as actividades que se seguem para que possa aprender como usar o conhecimento que acaba de adquirir.

Actividades



Actividades

1. Pretende-se saber a quantidade de minério de Ferro (Fe_2O_3) que é necessário para produzir 1kg de Fe, seguindo a equação química:



Resolução

$$1^\circ \quad 1 \text{ mol de Fe} \longrightarrow 56 \text{ g}$$

$$X \longrightarrow 1000 \text{ g}$$

$$X = \frac{1000 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} = 17,86 \text{ moles de Fe}$$



$$1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow 2 \text{ mol de Fe}$$

$$X \longrightarrow 17,86 \text{ moles}$$

$$X = \frac{17,86 \text{ mol} \times 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 8,93 \text{ moles de Fe}_2\text{O}_3$$

$$3^\circ \quad 1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow 160 \text{ g}$$

$$8,93 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \longrightarrow X$$

$$X = \frac{8,93 \text{ mol} \times 160 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1429 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

4° **Resposta:** Para Produzir 1kg de ferro são necessários 1,429kg de Fe_2O_3

Passemos, então, à resolução dos exercícios propostos.

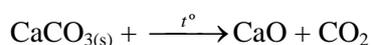
Avaliações



Avaliações

Agora resolve no seu caderno as actividades que lhe propomos para que possa avaliar o seu progresso

1. Calcule a massa de ZnCl_2 que se produziu a partir da reacção de 10g de Zn com HCl.
2. Quantos gramas de ZnCl_2 podem se formar a partir de 10g de Zn e 5g de HCl?
3. 2,8g de Monóxido de Carbono reagem com Óxido de ferro (III), formando-se Ferro e Dióxido de Carbono.
 - a) Qual é a massa de Fe_2O_3 que se forma?
 - b) Quantos litros de CO_2 se obtêm nas CNTP?
 - c) Quantos moles de Ferro são obtidos.
4. Quantos moles de Ferro se podem produzir a partir de 50kg de Óxido de Ferro (III) puro, quando o Óxido de Ferro (III) reage com coque (Carbono) em alto forno, para produzir Monóxido de Carbono e Ferro fundido.
5. O Mármore pode ser decomposto em calviva e gás carbónico, segundo a equação de reacção abaixo:



Mármore calviva gás carbónico

- a) Qual é a massa de Calviva que se obtêm da decomposição de 1000g de Mármore.
 - b) Calcule o volume de gás carbónico liberto nas CNTP
6. Dada a equação de reacção seguinte:





- a) Acerte a equação química. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) Calcule o volume de Oxigénio necessário para produzir 9g de H_2O .
- c) Quantas moléculas de CO_2 obtém a partir de 67,2litros de O_2 .
- d) Qual a massa de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ necessária para formar 11,2litros de CO_2 nas CNTP?

Soluções Módulo 1

Lição 1

1. A Química é importante para a sociedade porque está ligada à produção de muitos produtos ou materiais utilizados pelas fábricas que são úteis à sociedade ou para o aumento da produção agrícola, desde alimentos, roupas, objectos de uso doméstico, carteiras, tintas, medicamentos, artigos de higiene e beleza, herbicidas, insecticidas, etc.
2. A Química é uma ciência experimental porque se baseia na observação de factos (fenómenos) da natureza, envolvendo a execução de experiências em laboratório seguida de uma cuidadosa observação e interpretação dos resultados que são publicados.
3. Não, porque a Química precisa de ferramentas das outras ciências para se apoiar e fundamentar as suas teorias, para fazer representações, quantificações, meios e veículos de comunicação, etc.
4. Sim! Porque tudo o que existe na natureza é constituído por substâncias químicas. As outras indústrias utilizam substâncias químicas na sua laboração ou produção e, em pelo menos numa das fases de produção intervêm processos químicos.

Lição 2

1.
 - a) Impenetrabilidade: dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar no espaço ao mesmo tempo.
 - b) Compressibilidade: Os corpos possuem a propriedade de poder diminuir de tamanho, sob a acção de forças externas.
 - c) Divisibilidade: Os corpos podem ser divididos em partes cada vez menores.
2. Corpo é uma porção limitada da matéria (que tem uma determinada forma) e objecto é um corpo fabricado para um determinado fim.
3. a)

Dados	Fórmula	Resolução
-------	---------	-----------



$\rho = 13,6 \text{ g/cm}^3$ $v = 1,0 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3$ $m = ?$	$\rho = \frac{m}{v}$	$m = \rho \cdot v$ $m = 13,6 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3$ $= 13600 \text{ g} = 13,6 \text{ Kg}$
--	----------------------	--

R: 1 litro de Mercúrio pesa 13,6Kg.

b)

Dados	Fórmula	Resolução
$\rho = 13,6 \text{ g/cm}^3$ $m = 1,0 \text{ Kg} = 1000 \text{ g}$ $v = ?$	$\rho = \frac{m}{v}$	$v = \frac{m}{\rho}$ $v = \frac{1000 \text{ g}}{13,6 \text{ g/cm}^3}$ $v = 73,5294 \text{ cm}^3$

R: 1 Kg de Mercúrio ocupa um volume de 73,5294 cm³.

Lição 3

1. Levigação, Filtração Simples, Filtração à Pressão Reduzida ou Filtração a Vácuo, Dissolução Fraccionada, Separação Magnética e Decantação.

2. Sim! Por dissolução fraccionada. O açúcar dissolve-se em álcool e o sal não. 1^ª) Adicionar álcool e agitar (o açúcar dissolve-se e o sal não); 2^ª) decantar a mistura, secar o sal molhado, por vaporização; 3^ª) destilar a solução de açúcar em álcool.

3. a; 4. c

Lição nº 4

1. **Substância:** É um conjunto formado por átomos de elementos específicos iguais ou diferentes entre si, em proporções específicas, definido de propriedades específicas (densidade, Ponto de Fusão e de Ebulição constantes, impenetrabilidade) e uma composição química.

2.

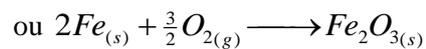
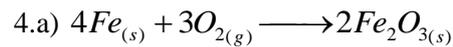
- a) P_4 : Tetratômica;
- b) CaO : Binária;
- c) Ne : Monoatômica;
- d) $(NH_4)_2CO_3$: Quaternária;
- e) $Ca(HCO_3)_2$: Quaternária;
3. a) $5P_4$: Cinco moléculas de Fósforo, cada uma constituída por quatro átomos de Fósforo;
- b) $4CaO$: Quatro moléculas de Óxido de cálcio, cada uma constituída por um átomo de Cálcio e um de Oxigénio;
- c) $2Ne$: Dois átomos de Néon;
- d) $(NH_4)_2CO_3$: Uma molécula de Carbonato de amônio, constituída por dois átomos de Nitrogénio (Azoto), oito de Hidrogénio e três de Oxigénio;
- e) $3Ca(HCO_3)_2$: Três moléculas de Hidrogenocarbonato (Bicarbonato) de cálcio, cada uma constituída por um átomo de Cálcio, dois átomos de Hidrogénio, dois de Carbono e seis de Oxigénio.
- f) Cu : Uma molécula de Cobre constituída por muitos átomos.

Lição nº 5

1. Reacção de Síntese ou Combinação Directa, Reacção de Decomposição, Reacção de Simples Troca, Reacção de Dupla Troca, Reacções Redox
2. Fenómenos físicos: Pode se citar qualquer processo de transformação de substâncias que não altere as propriedades das substâncias, como por exemplo, o derreter do gelo, o rasgar papel, o pilar o milho, o desfiar um tecido, rachar lenha, serrar madeira ou um metal, etc.

Fenómenos químicos: Pode se citar qualquer processo de transformação que altere as propriedades das substâncias, como por exemplo, a queima do papel, da lenha, do carvão ou gás, o enferrujamento do Ferro, a digestão dos alimentos, etc

3. a) Fenómeno químico; b) Fenómeno físico;
- c) Fenómeno químico; d) Fenómeno físico;
- e) Fenómeno físico; f) Fenómeno químico.



Lição nº 6

1. Massa atômica relativa é a relação entre a massa atômica do elemento em causa e 1/12 da massa do átomo de carbono e massa molecular relativa é a relação entre a massa molecular da substância e 1/12 da massa de carbono.
2. A massa molecular é expressa em u.m.a.
3. Mg = 24; Se = 79 ;Br = 80 ; Pb = 207; Sr = 88 ; Ba = 137; Al = 27 e N = 14
4. (Sol: a) 126 uma, b) 132 uma, c) 150 uma, d) 107 uma, e) 34 uma, f) 120 uma)

Lição nº 7

1. 110g;
2. $9,03 \times 10^{24}$,
3. a) $3,01 \cdot 10^{23}$; b) $6,02 \cdot 10^{23}$ c) $9,4 \cdot 10^{21}$ d) $1,505 \cdot 10^{23}$
4. 18,6 l
5. a) $12,04 \cdot 10^{23}$ b) $2,408 \cdot 10^{23}$; c) $12,88 \cdot 10^{23}$;
6. $12,04 \cdot 10^{23}$;
7. $3,31 \cdot 10^{23}$

Lição nº 8

1. 67,2 l
2. 154 g
3. 0,055 moles
4. 27 g/mol
5. a) 96g b) 8g
6. 18,6 l
7. a) 0,1 mol b) $6,02 \cdot 10^{22}$ c) 2,24 l

Lição nº 9

1. a) 450 g ; b) 18 g;
2. 4 g de H₂ e 32 g de O₂;
3. 160 g;
4. 600 g;
5. 96 g e 120 g ;
6. 4 g e 32 g;
7. a) 56 g e 171g ; b) 48 g; c) 56,6 g e 32,3 g;
8. a) $2\text{Al} + \text{I}_2 \longrightarrow 2\text{AlI}_3$
b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbO} + 2\text{NO}_2 + 1/2\text{O}_2$
c) $2\text{NH}_3 + 5/2\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO} + 3\text{H}_2\text{O}$
d) $2\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}$
e) $2\text{K} + \text{S} \longrightarrow \text{K}_2\text{S}$
f) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Al}_2\text{S}_3 \longrightarrow 3\text{CaS} + 2\text{Al}(\text{OH})_3$
9. a) $2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \longrightarrow 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$
b) $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + 6\text{NaCl}$
c) $2\text{C}_6\text{H}_{14} + 19\text{O}_2 \longrightarrow 12\text{CO}_2 + 14\text{H}_2\text{O}$
d) $\text{Zn} + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
e) $2\text{Fe}(\text{CO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{CO}_2$



Lição nº 10

1. 20,9 g;
20,9 g e 18,6 g;
a) 5,3 g; b) 2,24 l ; c) 0,066 mol
625 mol ;
5.a) 560 g; b) 224 l ;
6. a) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
b) 11,2 l; c) $12,04 \times 10^{23}$ l; d) 10,6 g

Módulo 1 de Química

Teste Preparação de Final de Módulo

Introdução

Este teste, querido estudante, serve para você se preparar para realizar o Teste de Final de Módulo no CAA. Bom trabalho!

1. Observe os seguintes factos:
 - V. Uma pedra de naftalina deixada no armário
 - VI. Uma garrafa com água no congelador
 - VII. Uma garrafa com água no fogo
 - VIII. O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido

Nesses factos estão relacionados correctamente os seguintes fenómenos:

- e. I. Sublimação II. Solidificação III. Evaporação IV. Fusão
 - f. I. Sublimação II. Solidificação III. Fusão IV. Evaporação
 - g. I. fusão, II. Sublimação, III. Evaporação, IV. Solidificação
 - h. I. evaporação, II. Solidificação, III. Fusão, IV. Sublimação
2. Observe a tabela que apresenta as temperaturas de fusão e de ebulição de algumas substâncias.

Substância	Temperatura de fusão (°C)	Temperatura de ebulição (°C)
I	-117,3	78,5
II	-93,9	65,0
III	801	1,413
Iv	3.550	4.827
v	-95	110,6

Em relação aos estados físicos das substâncias, a alternativa correcta é:



- a. () é sólido a 25 °C c. () III é líquido a 1.000°C
b. () é líquido a 80 °C d. () é gasoso a 3.500 °C
3. Densidade é uma propriedade definida pela relação:
a. () massa/pressão c. () massa/temperatura
b. () massa/volume d. () pressão/temperatura
4. Em condições ambientais, a densidade do mercúrio é de aproximadamente 13g/cm³. A massa desse metal, da qual um garimpeiro do Distrito de Sussundenga- Manica, necessita para encher completamente um frasco de meio litro de capacidade é de:
a. () 2.600 g b. () 3.200 g c. () 4.800 g d. () 6.500 g
5. Um vidro contém 200 cm³ de mercúrio de densidade 13,6 g/cm³. A massa de mercúrio contido no vidro é:
a. () 0,80 kg b. () 0,68 Kg c. () 2,72 Kg d. () 27,2 Kg
6. É característica da substância pura:
a. () ser solúvel em água
b. () ter constantes físicas definidas
c. () ter ponto de fusão e ponto de ebulição variáveis
d. () sofrer combustão
7. Num tubo graduado **A** adicionou-se água, óleo de cozinha e álcool etílico, nessa ordem. Em um tubo **B** adicionou-se álcool etílico, água e óleo de cozinha, nessa ordem. O número de fases nos tubos A e B são, respectivamente: (dados: densidade de água > densidade óleo > densidade álcool).
a. () 3 e 3 b. () 2 e 2 c. () 2 e 3 d. () 3 e 2
8. Considere os sistemas materiais abaixo indicados:

Sistema	Componentes
I	Água e óleo
II	Areia e álcool

III	Água e sal de cozinha
IV	Água e álcool
V	CO ₂ e O ₂

Assinale a alternativa que apresenta apenas sistemas homogéneos.

- a. () somente I e II b. () somente I e II
c. () somente III e IV d. () somente III, IV e V
9. Nas condições normais, quais das substâncias formam misturas heterogéneas?
- a. () gasolina e querosene b. () acetona e clorofórmio
c. () gasolina e água d. () etanol e metanol

10. Assinale a alternativa onde encontramos uma substância pura, uma mistura homogénea e uma mistura heterogénea.

- a. () açúcar, água doce, água do mar
b. () Leite, sumo de laranja, feijoadá
c. () Água destilada, água potável, água e gelo
d. () vinagre, vinho, álcool etílico e água
11. De uma mistura heterogénea de dois líquidos imiscíveis e de densidades diferentes pode-se obter os líquidos puros através de:
- I. Sublimação II. Decantação III. Filtração
- a. () I é correcta b. () II é correcta
c. () III é correcta d. () I e II são correctas

12. Enumere a segunda coluna de acordo com a primeira, escolhendo, em seguida, a opção correspondente à numeração correcta, de cima para baixo

**Mistura
separação**

1. Oxigénio e nitrogénio
2. Óleo e água
3. Álcool e água
4. Ferro e enxofre
5. Ar e poeira

Principais métodos de

- () Destilação
() Filtração
() Separação magnética
() Decantação
() liquefação



- a. () 1-4-5-2-3 b. () 1-5-4-3-2
c. () 3-5-4-2-1 d. () 3-2-4-5-1
13. Para separar convenientemente uma mistura de areia, sal de cozinha, gasolina e água, a sequência de processos mais indicada é:
- a. () Decantação, catação e destilação
b. () filtração, decantação e destilação
c. () Filtração, filtração e decantação
d. () filtração, catação e destilação
14. Num acampamento, todo o sal de cozinha foi derramada na areia. As pessoas recuperaram o sal realizando, sucessivamente, as operações de:
- a. () Dissolução, filtração e evaporação
b. () Fusão, decantação e sublimação
c. () Liquefacção, filtração e vaporização
d. () Diluição, sedimentação e vaporização
15. Fenómeno químico é aquele que altera a natureza da matéria, isto é, aquele no qual ocorre uma reacção química. Baseado nessa afirmação, analise as proposições abaixo e ondique (F) para fenómeno Físico e (Q) para fenómeno Químico.
- a. () a combustão de gasolina nos motores dos automóveis
b. () a precipitação de chuvas
c. () a queima do gás de cozinha
d. () a formação do gelo dentro de uma geleira
e. () a formação da ferrugem sobre uma peça de ferro
f. () a respiração animal
16. O exame de um dado material apresenta os seguintes resultados:
- Aparência: homogénea, incolor, transparente.
Ponto de ebulição à pressão ambiente: 147 °C
Análise química: composição constante

A partir desses dados, assinale (V) para as afirmações verdadeiras e (F) para as afirmações falsas. O material

- a. pode ser uma mistura homogênea ou heterogênea
 - b. pode ser uma mistura homogênea ou uma substância pura
 - c. é uma substância pura simples
 - d. pode ser uma substância pura simples ou composta
 - e. é uma mistura azeotrófica
17. A água natural, após decantação, filtração e tratamento com agentes bactericidas, torna-se água potável. A água potável é:
- a. Substância pura e composta
 - b. mistura homogênea
 - c. composto orgânico
 - d. substância pura simples
18. Calcule o número de átomos que há em: (assinale com X a resposta certa).

1º. 0,50 moles de Potássio.

- a. $3,01 \cdot 10^{23}$
- b. $3,02 \cdot 10^{23}$
- c. $3,04 \cdot 10^{23}$
- d. $3,54 \cdot 10^{23}$

2º. 0,50 g de Oxigênio.

- a. $9,6 \cdot 10^{21}$
- b. $8,4 \cdot 10^{21}$
- c. $9,4 \cdot 10^{21}$
- d. $9,0 \cdot 10^{21}$

19. Quantas moléculas há em 34 g de NH_3 ? (Assinale com X a opção certa)

- a. $11,4 \cdot 10^{23}$
- b. $10,4 \cdot 10^{23}$
- c. $9,8 \cdot 10^{23}$
- d. $12,04 \cdot 10^{23}$

20. Quantas moles estão contidas em 1g de H_2O ? (Assinale com X a opção certa).

- a. 0,55 moles
- b. 0,055 moles



c. () 0,5 moles

d. () 0,005 moles.

21. Qual o volume ocupado por $5,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de gás Hidrogénio nas CNTP. (Assinale com X)

a. () 18,6 l

b. () 18,7 l

c. () 18,4 l

d. () 18,06 l

22. Sabe-se que a relação entre as massas de Magnésio e de Oxigénio que se combinam para formar Óxido de magnésio é de respectivamente 3:2. Calcule a massa de Oxigénio que reage com 144g de Magnésio e a massa do Óxido de magnésio formado. (Assinale com X a resposta certa).

a. () 69 g e 102 g

b. () 96 g e 120 g

c. () 96 g e 102 g

d. () 120 g e 96 g

23. Quantos gramas de $ZnCl_2$ podem se formar a partir de 10g de Zn e 5g de HCl? (Assinale com X a opção certa).

a. () 20,9 g e 18,6 g;

b. () 29,0 g e 16,8 g

c. () 20,9 g e 16,8 g

d. () 18,9 g e 18,6 g

Soluções do teste de preparação Módulo 1

1. (a) 2. (c) 3. (b) 4. (d) 5. (c) 6. (b) 7. (c) 8. (d) 9. (c) 10. (a) 11. (b)
12. (c) 13. (b) 14. (a) 15. a. (Q) b. (F) c. (Q) d. (F) e. (Q) f. (Q)
16. a. (F) b. (V) c. (F) d. (V) e. (F) 17. (b) 18.1 .(a) 18.2. (c) 19. (d) 20.
(b) 21. (a) 22. (b) 23. (a)