

CURSO INTENSIVO 2022

ITA - 2022

Química

Prof. Thiago





Sumário

APRESENTAÇÃO DO CURSO	4
Apresentação do Professor	4
Vale a pena estudar no ITA?	5
Estatísticas do ITA	6
Introdução à Química nas Provas do ITA	7
1. DEFINIÇÕES FUNDAMENTAIS	7
1.1. Átomo	7
1.1.1. Íons	9
1.2. Elemento Químico	9
1.3. Grandezas Físicas Importantes	11
1.4.1. Massa	11
1.4.2. Volume	12
1.4.3. Densidade	12
1.4.3. Pressão	13
1.4. Propriedades da Matéria	13
1.4.1. Propriedades Gerais	13
1.4.2. Propriedades Específicas	15
2. SUBSTÂNCIAS QUÍMICAS	16
2.1. Substâncias Simples e Compostas	16
2.1.1. Alotropia	16
2.1.2. Atomicidade	17
2.2. Substâncias Puras	17
2.2.1. Composição Fixa	17
2.2.2. Propriedades Fixas	19
2.2.3. Curva de Aquecimento	20
2.3. Transformações Físicas e Químicas	21
3. MISTURAS	24
3.1. Misturas Homogêneas	24
3.1.1. Solubilidade	25
3.1.2. Regras Básicas de Solubilidade	27
3.1.3. Extração	29
3.2. Curva de Aquecimento de Misturas	29
3.2.1. Misturas Azeotrópicas e Eutéticas	30
3.3. Misturas Heterogêneas	31
Aula 00 - Introdução à Química	2



3.3.1. Dispersões Coloidais	33
3.4. Métodos de Separação de Misturas Heterogêneas	35
3.4.1. Catação	35
3.4.2. Peneiração	35
3.4.3. Levigação	36
3.4.4. Sifonação	37
3.4.5. Flotação	37
3.4.6. Dissolução Fracionada	38
3.4.7. Decantação	38
3.4.8. Centrifugação	39
3.5. Métodos de Separação de Misturas Homogêneas	39
3.5.1. Evaporação	39
3.5.2. Destilação Simples	40
3.5.3. Destilação Fracionada	41
3.5.4. Fusão Fracionada	41
4. MATERIAIS DE LABORATÓRIO	46
4.1. Regras de Segurança em Laboratórios	46
4.2. Vidrarias	47
4.3. Equipamentos de Porcelana	48
4.4. Outros Equipamentos	49
5. MÉTODO CIENTÍFICO	50
5.1. A Primeira Noção de Átomo	50
5.2. Método de Descartes	51
5.3. Elementos do Método Científico	51
6. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS	52
6.1 - Gabarito	62
8. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS	63

Apresentação do Curso

Olá, futuro iteano, eu sou o Professor Thiago Cardoso, natural de Recife, formado em Engenharia Eletrônica pelo ITA em 2013. Eu vou acompanhar vocês na matéria de Química.

Antes de apresentar o curso, gostaria de falar um pouco sobre a minha história.

Apresentação do Professor

Eu nasci em Recife e o que mais despertou meu interesse pelo ITA foi o **desafio**.

Naquela época, o resultado do ITA saía no melhor dia possível: 30 de Dezembro. E por que eu digo que é o melhor dia?

Porque eu fiquei triste, chorei no dia 30 de Dezembro, mas o dia seguinte era 31 de Dezembro: réveillon, final do ano e o dia das promessas.

O dia em que prometemos como vamos melhorar no ano seguinte.

E o que eu prometi para mim mesmo foi que **eu vou passar no ITA em 2008**. E eu ia adotar uma estratégia diferente. Percebi que o meu grande erro em 2007 foi de estudar muito Matemática e Química que eram as minhas matérias favoritas, mas acabei ignorando Física.

Eu decidi que, em 2008, eu estudaria **muito forte** a matéria de Física, que era a minha principal dificuldade.

E o dia 1º de Janeiro de 2008 foi o dia mais importante para a minha aprovação.

Vou te contar uma coisa sobre mim: ao contrário da maioria dos iteanos, eu sempre gostei de dormir cedo. E, mesmo que eu durma tarde, eu acordo cedo no dia seguinte.

Por isso, eu acho o dia 1º de Janeiro o pior dia do ano, o dia mais chato. Todo mundo acorda tarde, depois do meio-dia, e eu acordo muito cedo.

Mas, aquele 1º de Janeiro de 2008 foi diferente. Eu tinha resolvido que ia passar no ITA e resolvi começar naquele dia, no primeiro dia do ano.

E resolvi começar pelo assunto que eu mais detestava: Interferência Construtiva e o Experimento de Huygens. Naquele dia, eu estudei, aprendi as demonstrações e fiz dezenas de exercícios sobre o assunto mais tenebroso da Física para mim.

E foi assim por todo o dia.

Em 2008, eu estudei no dia 1º de Janeiro, eu estudei aos Sábados, eu estudei aos Domingos, eu estudei nos feriados, eu estudei no meu aniversário. Eu estudei em **absolutamente todos os dias** entre o dia 1º de Janeiro e o dia da prova do ITA.

Em 2008, eu estudei 342 dias. Suponha que a maioria dos meus concorrentes tenha folgado aos Domingos e feriados. Só aí eles teriam perdido cerca de 60 dias – o que dá **17,5%** dos meus dias de estudo.

Não que eu fosse máquina. É claro que tirava alguns momentos para descansar. Mas, se eu tivesse marcado um cinema à tarde com meus amigos, tenha certeza que eu acordaria cedo para estudar a manhã toda.

Algumas pessoas falam da importância de relaxar e descansar. Mas, eu gosto de parafrasear Fernando Pessoa:

*“Quem quer passar além do Bojador
Tem que passar além da dor.” (Fernando Pessoa)*

Acredito que o altíssimo nível de dedicação que eu realmente dediquei ao ITA em 2008 foi o que fez a diferença para a minha aprovação.

Até 2007, eu tinha muito a mentalidade de “estudar por lazer”, ou seja, de estudar as matérias que eu mais gostava quando eu tinha vontade de estudar.

Em 2008, eu levei a sério o plano de passar no ITA. Eu realmente me comprometi a fazer tudo o que fosse necessário para ter sucesso no vestibular.

Alguns meses depois, saiu o famoso listão do ITA. Na minha época, era o listão mais interessante que já vi na vida. O ITA não divulgava suas notas, sua classificação. Nada. O listão do ITA era formado unicamente pelo nome dos aprovados. E lá estava o meu nome.

RODRIGO AMORIM RUIZ
RODRIGO PEREIRA DE LEMOS
RODRIGO ZAUNER
TACIO GUARDI TAVARES
THALES ERNESTO SOLOMON DE MELLO NETO
THIAGO FERNANDO CARDOSO DA SILVA
THIAGO ORDONHO ARAUJO
THOMAS FERREIRA DE LIMA
TITO FIDELES DA SILVA
ULISSES PEREIRA SAMPAIO
VICTOR ARAUJO ABRANTES DE ANDRADE
VICTOR LEAL VITOR
YURI OLIVEIRA SILVA

Vale a pena estudar no ITA?

E, sim, a faculdade é difícil. E você deve se perguntar: será que vale a pena?

E eu digo que sim. Valeu muito a pena.

O ITA tem um grande diferencial que você não encontrará em nenhuma outra faculdade do país e talvez seja muito difícil encontrar no mundo. Eu gosto de chamá-lo de **Efeito H8**.

O Efeito H8 tem suas origens no altíssimo nível intelectual dos alunos que entram naquela instituição.

Algo que une os iteanos é uma **profunda curiosidade intelectual**. Os iteanos, em geral, gostam de aprender e se desenvolvem muito bem nessa arte.

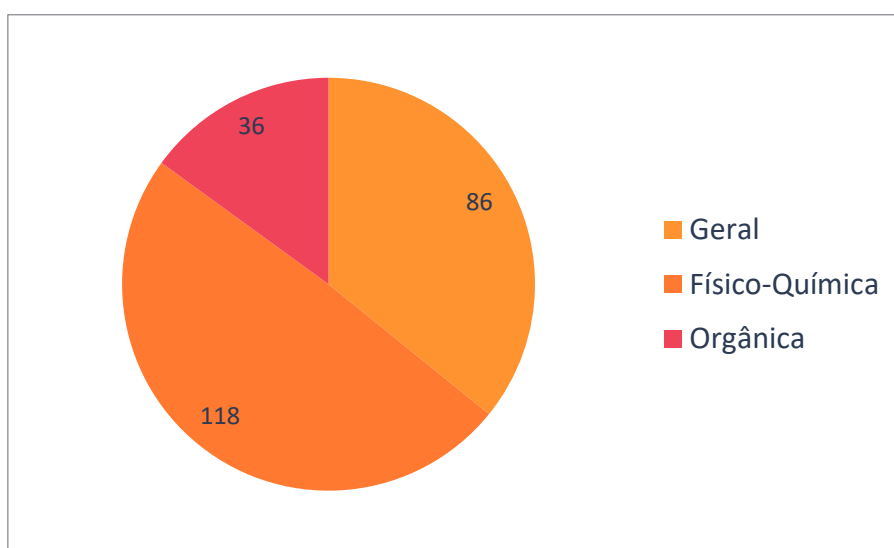
E o H8 é o alojamento gratuito oferecido pela Força Aérea em que praticamente todos os alunos moram juntos. É no H8 que você terá a oportunidade de conviver 24 horas por dia com pessoas de altíssimo nível. E, assim, você vai aprender muito com elas.

Dizem que você é a média das 5 pessoas com quem você mais convive. E, no ITA, essa média será muito alta.

A palavra chave de tudo o que eu vivi e aprendi naquela instituição foi **excelência**. O ITA é um instituto de pessoas que buscam insistentemente a excelência em todas as áreas da sua vida.

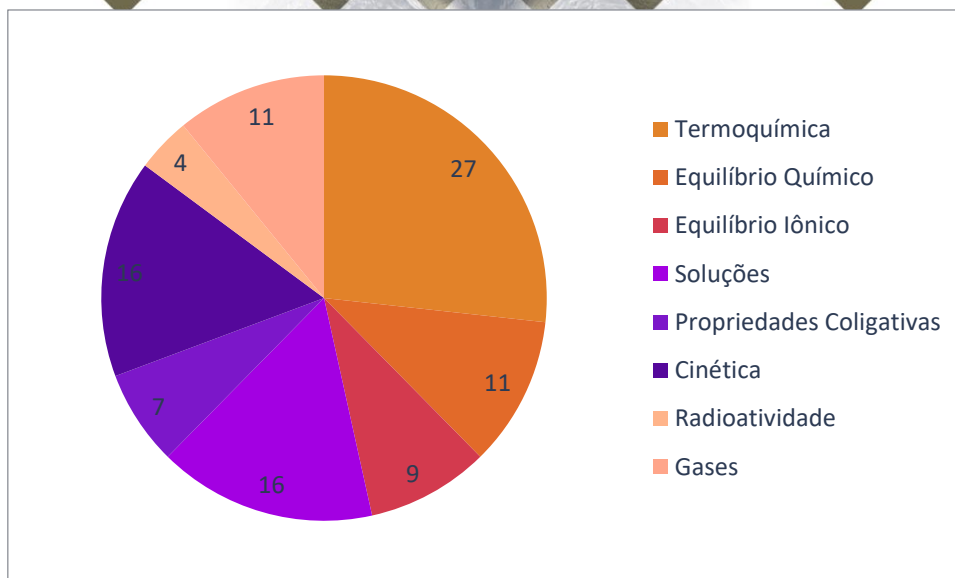
Estatísticas do ITA

Agora, vamos avaliar os principais assuntos que são cobrados no vestibular. Nas últimas 8 provas aplicadas pelo ITA, tivemos uma predominância notável de questões de Físico-Química, que respondeu por 49% das questões cobradas.



É justamente por isso que daremos uma atenção bem especial a Físico-Química que é a parte da matéria mais importante para a sua aprovação.

Em Físico-Química, destaca-se o tópico “Termoquímica”, com 27 questões cobradas nos últimos 8 anos. Uma incrível média de mais de 3 questões por ano. Ou seja, é um assunto quase certo na prova.



Introdução à Química nas Provas do ITA

A prova do ITA gosta de cobrar alguns detalhes bem específicos sobre os métodos de separação de misturas, alotropia, heterogeneidade e dispersões coloidais. Portanto, você precisará ler com bastante atenção esse material especificamente para essa prova.

É importante destacar que a maioria das questões desse assunto no ITA foram em vestibulares antigos, anteriores ao ano 2000. Porém, nos últimos anos, apareceram algumas questões pontuais desse assunto.

De qualquer forma, também vale destacar que esse assunto constitui a base de muitos outros e que você precisará dos conceitos aqui tratados para compreender todo o restante da matéria.

1. Definições Fundamentais

Aqui, vamos estudar alguns conceitos essenciais que lhe guiarão ao longo dos nossos estudos.

1.1. Átomo

O átomo é a unidade básica da matéria. O modelo que trataremos aqui é o átomo composto por um núcleo de carga positiva envolto por uma nuvem de elétrons com carga negativa, denominada eletrosfera.

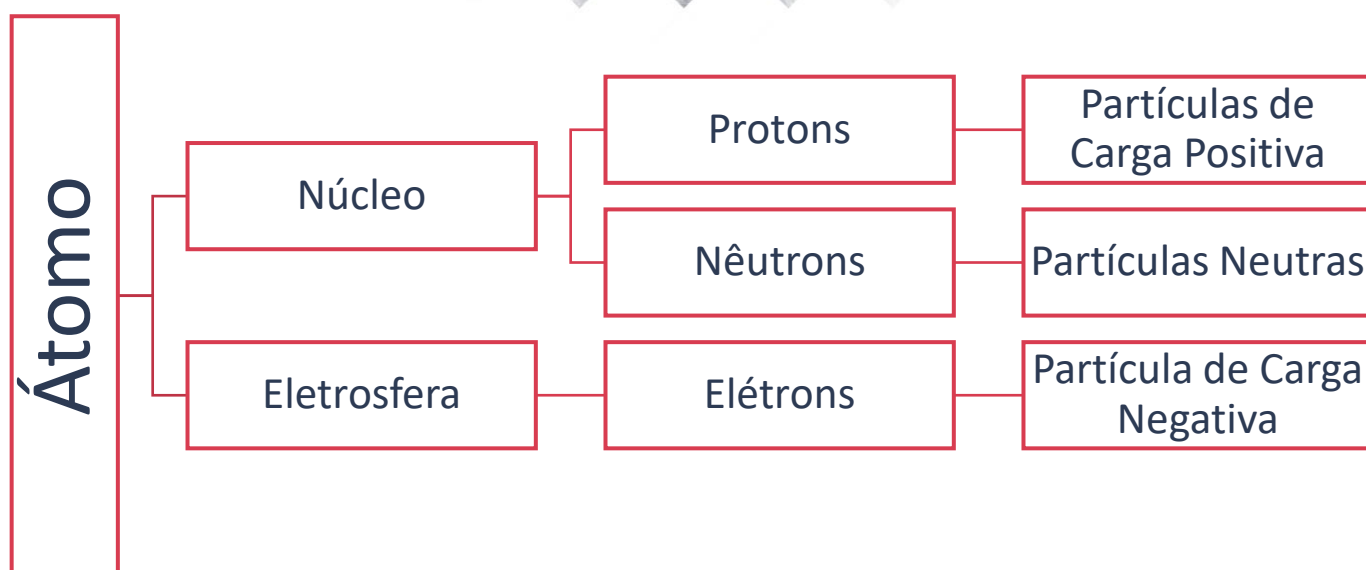


Figura 1: Estrutura Básica do Átomo

Duas grandezas importantes relacionadas ao núcleo atômico são:

- **Número Atômico (Z):** número de prótons no núcleo;
- **Número de Massa (A):** é a soma do número de prótons com o número de nêutrons;

O número de massa é a soma do número de prótons com o número de nêutrons. A forma mais comum de representar um elemento químico é a seguinte.



Nessa representação usual, são indicados:

- **no canto inferior esquerdo:** o número atômico do elemento;
- **no canto superior esquerdo:** o número de massa do átomo.

O número de nêutrons pode ser obtido como a diferença entre o número de massa e o número atômico.

Tabela 1: Átomos e seus respectivos números atômico, de massa e de nêutrons

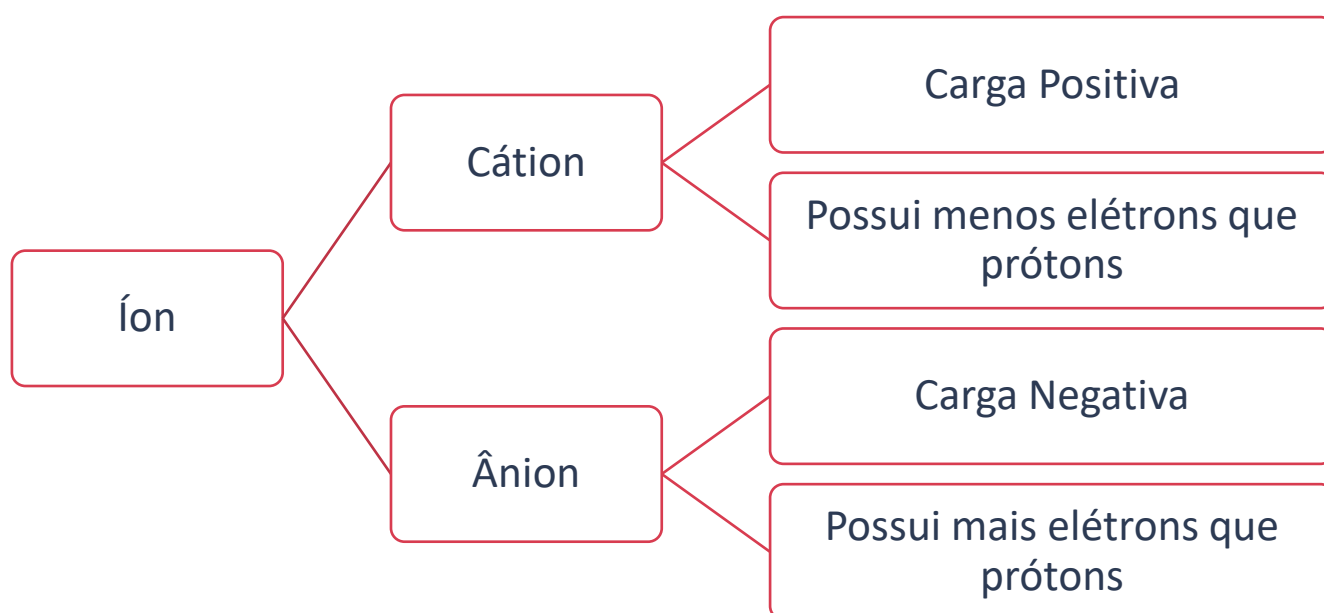
Átomo	Número Atômico	Número de Massa	Número de Nêutrons
1_1H	1	1	0
4_2He	2	4	2
${}^{55}_{25}Mn$	25	55	30
${}^{206}_{82}Pb$	82	206	124

Outro ponto importante a saber é que a carga dos prótons e a carga dos elétrons é igual em módulo e corresponde à Carga Fundamental:

$$e = 1,602.10^{-19} C$$

1.1.1. Íons

Um conceito que devemos aprender é que **o átomo é necessariamente eletricamente neutro**. Em outras palavras, a carga total de um átomo é nula, portanto, **o número de prótons é igual ao número de elétrons**. Se houver desbalanço de cargas, a espécie química será um **íon**. Existem dois tipos de íons:



A carga é igual à diferença entre o número de prótons e o número de nêutrons nele presente.s Ela deve ser **sempre expressa** na sua representação.

Tabela 2: Átomos e seus respectivos números atômico, de massa e de nêutrons

Átomo	Número Atômico	Número de Elétrons	Carga
${}^1_1\text{H}$	1	1	0
${}^1_1\text{H}^+$	1	0	+1
${}_{26}\text{Fe}$	26	26	0
${}_{26}\text{Fe}^{2+}$	26	24	+2
${}_{26}\text{Fe}^{3+}$	26	23	+3

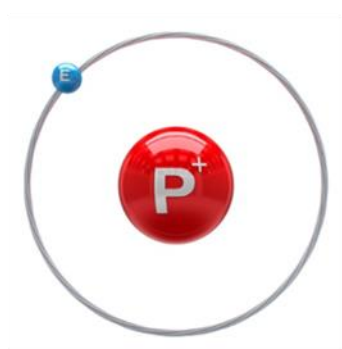
1.2. Elemento Químico

O elemento químico é o conjunto de todos os átomos que apresentam **o mesmo número atômico**, ou seja, o mesmo número de prótons. A seguir, temos alguns exemplos de elementos químicos:

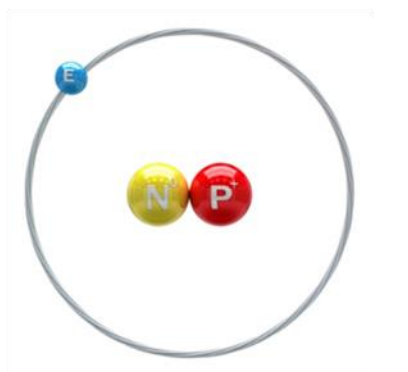
Tabela 3: Exemplos de Elementos Químicos

Elemento Químico	Número Atômico
Hidrogênio	1
Hélio	2
Carbono	6
Oxigênio	8
Césio	55
Chumbo	82

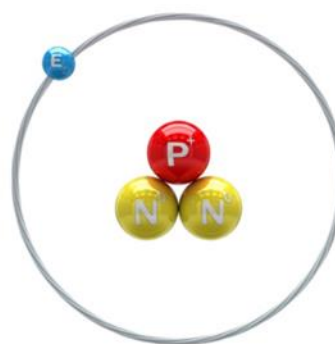
Dois átomos são **isótopos** quando apresentam o mesmo número atômico, mas diferenciam-se pelo número de nêutrons.



Prótio (${}^1_1\text{H}$)



Deutério (${}^2_1\text{H}$)



Trítio (${}^3_1\text{H}$)

Figura 2: Isótopos do Hidrogênio



Os isótopos de um mesmo elemento químico apresentam, em geral, **as mesmas propriedades químicas**. Ou seja, participam das mesmas reações químicas, da mesma forma.

Porém, as substâncias formadas por isótopos diferentes podem apresentar pequenas variações em suas **propriedades físicas**, como densidade e ponto de fusão e ebulição. Isso acontece porque apresentam massas ligeiramente diferentes.

1.3. Grandezas Físicas Importantes

O primeiro ponto que devemos tomar conhecimento é a respeito de classificação das grandezas relacionadas a uma substância. São duas categorias:

- **Grandezas Extensivas:** são aquelas cujo valor numérico depende da quantidade de matéria presente na amostra daquela substância. Como exemplo, pode-se citar: massa, volume.

Pense, por exemplo, em um pote recipiente com água líquida. O volume de 1L de água líquida tem uma massa de aproximadamente 1 kg. Quando você duplica a quantidade de água nesse recipiente, o volume ocupado pela água passará a 2L e a sua massa também aumentará para 2 kg.

- **Grandezas Intensivas:** são aquelas cujo valor numérico não depende da quantidade de matéria presente na amostra. Um dos melhores exemplos é a densidade de sólidos e líquidos.

A densidade é calculada pela razão massa por volume.

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

A densidade da água líquida é característica da substância. Uma jarra com 1 litro de água tem densidade de 1 kg/L que pode ser calculada da seguinte forma, lembrando-nos que esse volume apresenta a massa de 1 kg.

$$d = \frac{1 \text{ kg}}{1 \text{ L}} = 1 \text{ kg/L}$$

Para uma jarra com 2 litros de água, que apresenta massa de 2kg, pode ser calculada por:

$$d = \frac{2 \text{ kg}}{2 \text{ L}} = 1 \text{ kg/L}$$

Perceba, portanto, que a densidade da água **não depende da quantidade de matéria**. É uma característica da substância, não da amostra. Por isso, **a densidade é uma grandeza intensiva**.

1.4.1. Massa

A massa é uma grandeza física que mede a inércia de um corpo, isto é, a dificuldade de impor-lhe uma aceleração.

A quantidade de matéria, por sua vez, é outra importante grandeza química que está relacionada ao número de partículas – átomos ou moléculas – que compõem o sistema. A quantidade de matéria normalmente é medida em **número de mols**.

O mol será mais adequadamente definido no Capítulo sobre Estequiometria.

1.4.2. Volume

O volume é a quantidade de espaço ocupada por um corpo. A unidade básica de volume é o litro, que é o volume de um cubo de arestas de 1 dm (10 cm), que é ilustrado na Figura 3.

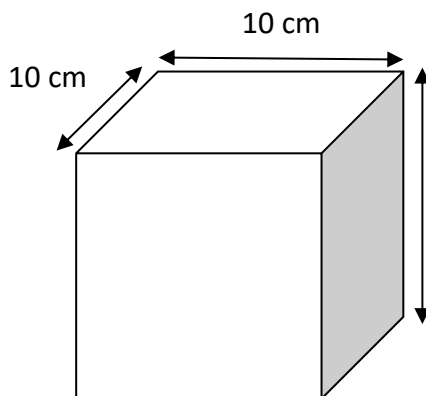


Figura 3: Definição do Litro

1.4.3. Densidade

A razão entre a massa e o volume de sólidos e líquidos é constante e depende apenas da temperatura e da natureza do material. Essa razão é denominada **densidade**.

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

A grande importância da densidade para o nosso estudo é que **o material de menor densidade flutua sobre o material mais denso**.



Figura 4: Béquer com Areia, Água e Óleo

Na Figura 4, a areia apresenta a maior densidade, por isso fica no fundo do recipiente. O óleo, por sua vez, apresenta menor densidade que a água, por isso, flutua sobre ela.



1.4.3. Pressão

A pressão diz respeito à distribuição de uma força aplicada sobre uma área.

$$P = \frac{F_N}{A}$$

Pense no seguinte experimento: a pessoa A empurra uma mesa de cima para baixo com a palma da mão; uma pessoa B empurra uma agulha de cima para baixo com a mesma força. Qual das duas sentirá mais dor?

Certamente, a pessoa B, porque, embora a força seja mesma, a área é bem diferente. A força da agulha é distribuída numa minúscula área da mão, correspondente à área da cabeça da agulha. Sendo assim, a pressão da agulha é bem maior que a pressão da mesa.

A pressão da agulha é tão grande que pode romper a pele. A mesma situação dificilmente ocorreria empurrando uma mesa.

1.4. Propriedades da Matéria

Existem duas categorias de propriedades que devemos aprender:

- **Propriedades Gerais:** são características comuns a toda e qualquer porção de matéria.
- **Propriedades Específicas:** são propriedades características de um determinado material e podem ser utilizadas para identificar uma substância. É importante destacar que o seu valor numérico depende apenas da substância, e não da quantidade de matéria presente na amostra. Portanto, são grandezas intensivas.

1.4.1. Propriedades Gerais

Como mostramos na introdução, as propriedades gerais são comuns a toda e qualquer porção de matéria. Nesse capítulo, vamos estudar oito: inércia, massa, extensão, impenetrabilidade, compressibilidade, elasticidade, divisibilidade e descontinuidade.

Algumas dessas propriedades podem até ser medidas, porém, a sua medida não fornece nenhuma noção sobre que tipo de substância pode ser.

- **Inércia:** de acordo com a Primeira Lei de Newton, os corpos tendem a se manter em repouso ou em movimento retilíneo uniforme.

- **Massa:** a massa é uma medida da inércia de um corpo, já estudada anteriormente. Vale ressaltar que a massa é uma propriedade geral, porque, ao determinar, por exemplo, uma massa de 1 kg, não temos nenhuma pista de qual seria a substância correspondente;
- **Extensão:** todo corpo ocupa um lugar no espaço. A quantidade de espaço ocupada pelo corpo, ou seja, suas dimensões físicas – comprimento, largura, profundidade, área ou até mesmo o volume.
- **Impenetrabilidade:** dois corpos não podem ocupar simultaneamente o mesmo lugar no espaço.
- **Divisibilidade:** todos os corpos podem ser divididos em porções menores, sem alterarem a sua constituição.
- **Compressibilidade:** quando sujeitos a uma pressão externa, os corpos sofrem uma redução de volume. Essa propriedade é particularmente vista no caso de gases, que se moldam facilmente ao tamanho do recipiente que os contém.

Os sólidos e líquidos, em geral, são tratados como *incompressíveis*, porém, na realidade, o correto seria dizer que eles são *bem menos compressíveis do que os gases*. Um bom exemplo de um material compressível é a suspensão de um carro, que nada mais é do que uma mola que tem por objetivo absorver impactos mecânicos.

- **Elasticidade:** quando sujeitos a uma tração externa, os corpos sofrem aumento de volume. É o caso da mola. Analogamente, os gases são facilmente elásticos.
- **Descontinuidade:** toda matéria é descontínua. Macroscopicamente, temos a sensação de que uma barra de ferro é contínua.

Porém, se fôssemos capazes de enxergá-la com um microscópio capaz de ver os átomos ali presentes, enxergaríamos alguma descontinuidade. Por exemplo,

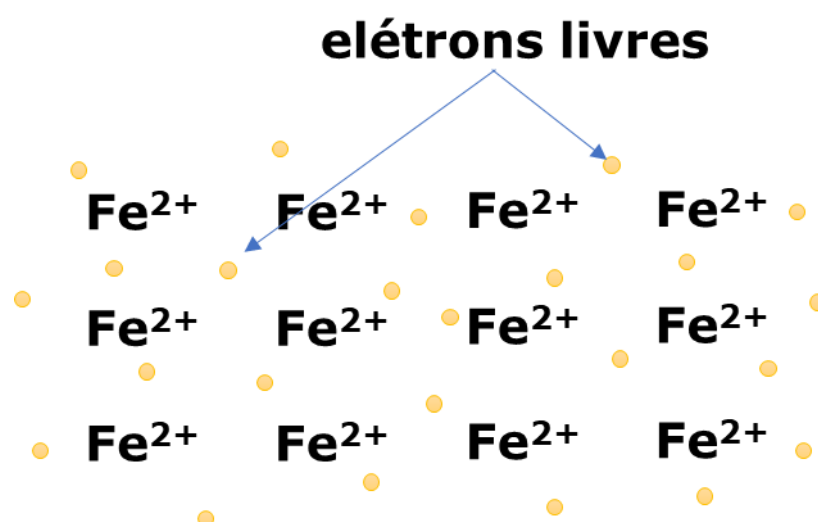


Figura 5: Descontinuidade observada na Barra de Ferro

1.4.2. Propriedades Específicas

São **grandezas intensivas** que caracterizam um certo tipo de material. Dentre elas, podemos citar:

- **Propriedades Físicas:** ponto de fusão, ponto de ebulição, massa específica;
- **Propriedades Químicas:** estão relacionadas com a reatividade química da substância;
- **Propriedades Organolépticas:** estão relacionadas com a interação da substância com os sentidos humanos. Como exemplo, podemos citar: cor, sabor, cheiro, brilho etc.

Tome cuidado com a observação de que essas grandezas físicas são intensivas. Portanto, são características que **não dependem** da quantidade de matéria.

Um exemplo interessante de propriedade específica é a dureza.

A dureza é definida como a resistência que uma superfície tem de ser riscado por outro material. Na Química, sofrer um risco significa sofrer deformações.

Quando dois materiais se atritam, o material menos duro sofrerá desgaste, perdendo matéria. Por exemplo, o metal constituinte da faca é mais duro que um pedaço de carne. Portanto, ao atritar a superfície da carne com a faca, a carne sofrerá uma deformação, no caso, ela será cortada.

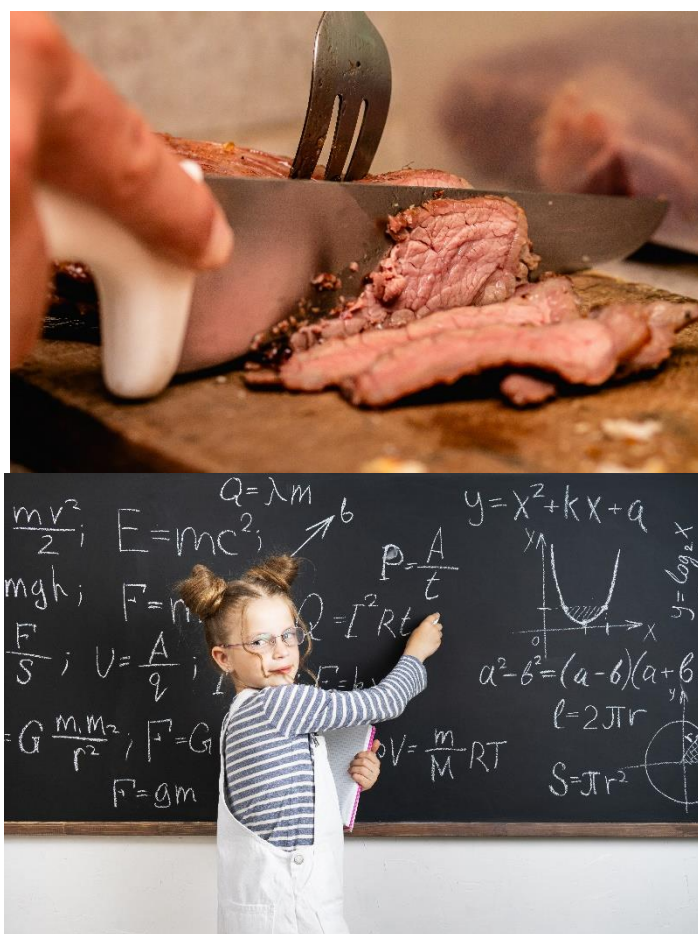


Figura 6: Exemplos de Materiais com Durezas Diferentes

Outro exemplo interessante é o caso de escrever em um quadro negro com um giz. Embora comumente dizemos que o quadro *foi riscado* ou que *riscamos o quadro com o giz*, na verdade, esse dizer está incorreto no sentido químico.

2. Substâncias Químicas

Uma substância química é um material que possui:

- **Composição constante:** a composição de uma substância deve ser rigorosamente a mesma em qualquer lugar do Universo.
- Apresenta propriedades físicas e químicas bem definidas e uniformes ao longo de toda a sua estrutura.

Em outras palavras, se tivermos uma amostra de água pura, ela apresentará rigorosamente a mesma densidade, o mesmo pH, o mesmo ponto de fusão e ebulição, a mesma condutividade elétrica, reagirá da mesma forma etc.

2.1. Substâncias Simples e Compostas

Preste atenção às próximas linhas.

- **Substância Simples:** é formada por **um único elemento químico**. É o caso do hidrogênio (H_2), do oxigênio (O_2), do ozônio (O_3) e do ouro metálico (Au).
- **Substância Composta ou Composto:** é formado por **mais de um elemento químico**. É o caso da água (H_2O) e do dióxido de carbono (CO_2).

2.1.1. Alotropia

Em muitos casos, **um mesmo elemento químico** pode formar **várias substâncias simples**. Essa propriedade é chamada de **alotropia**. É interessante conhecermos os quatro principais casos, que envolvem o oxigênio (O), o enxofre (S), o carbono (C) e o fósforo (P).

Vamos agora resumir os quatro casos de alotropia que vimos e trazer o alótropo mais estável para que você não se esqueça na hora da sua prova.

Tabela 4: Elementos e Formas Alotrópicas mais Estáveis

Elemento	Alótropos	Alótropo mais Estável
Oxigênio	Oxigênio (O_2) e Ozônio (O_3)	Oxigênio molecular (O_2)
Enxofre	Enxofre rômico e monoclinico	Enxofre rômico (S_8)
Fósforo	Fósforo branco, vermelho e preto	Fósforo preto (P)

Carbono

Diamante, grafite e fulerenos

Grafite (C)

2.1.2. Atomicidade

A atomicidade de uma molécula diz respeito ao número de átomos presentes nela. Uma molécula pode ser:

- **Monoatômica:** quando é formada por apenas um átomo isolado. É o caso dos gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn;

Os gases nobres são os únicos elementos da tabela periódica que são normalmente encontrados na forma de átomos isolados ou moléculas monoatômicas.

- **Diatômica:** quando a molécula é formada por dois átomos.

É interessante observar que existem algumas moléculas diatômicas que são substâncias simples, como O_2 , F_2 e H_2 .

E que existem algumas moléculas diatômicas que são substâncias compostas, como HCl e CO.

- **Triatômica:** quando a molécula é formada por três átomos. Analogamente, existem moléculas triatômicas que são substâncias simples (O_3) e existem moléculas triatômicas que são substâncias compostas (H_2O e CO_2)

E, assim, por diante. Por exemplo, a molécula de fósforo branco (P_4) é tetraatômica, a molécula de enxofre (S_8) é octaatômica.

2.2. Substâncias Puras

Uma substância **é pura** quando apresenta as seguintes características:

- composição fixa, formada por unidades estruturais quimicamente iguais entre si;
- propriedades físicas e químicas invariantes, como densidade, pontos de fusão e ebulição;

Agora, vamos analisar isoladamente cada uma das características apontadas a fim de entender melhor essas definições.

2.2.1. Composição Fixa

Considere uma amostra de água.

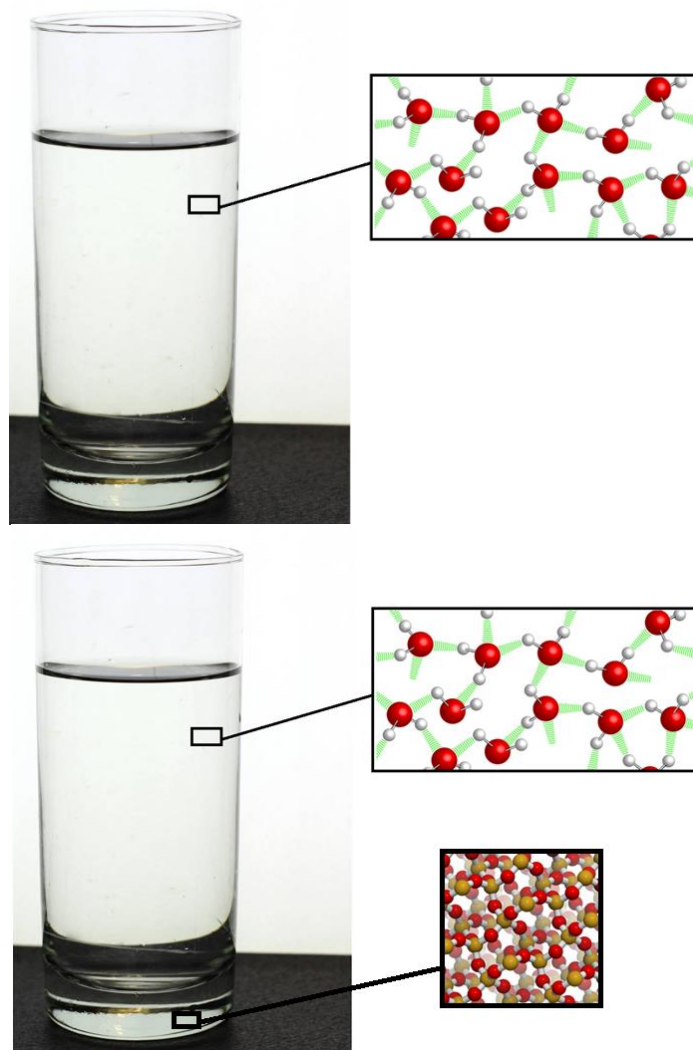


Figura 7: Amostra de Água e Vidro com suas unidades estruturais

Como ilustrado na Figura 7, ao longo de toda a amostra de água, tem-se as mesmas unidades estruturais quimicamente iguais entre si.

Por outro lado, considere uma amostra de água em um copo de vidro. A água e o vidro são substâncias diferentes, porque apresentam **unidades estruturais diferentes**.

Como a estrutura da água e do vidro são diferentes entre si, eles são **substâncias diferentes**.

Além disso, a composição fixa significa que uma substância qualquer terá **exatamente a mesma composição** em qualquer lugar do Universo.

A água, seja aqui ou em Marte, será sempre formada por moléculas de H_2O que são formadas por duas moléculas de hidrogênio e uma molécula de oxigênio. Portanto, as propriedades físicas e químicas das substâncias são universais.

2.2.2. Propriedades Fixas

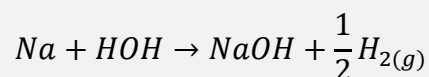
Apresentar propriedades fixas significa que qualquer amostra de água pura apresentará exatamente as mesmas propriedades físicas e químicas.

Quando falamos em mesmas propriedades físicas, estamos nos referindo às **grandezas intensivas**, ou seja, aquelas que não dependem do tamanho da amostra.

Isso significa que, se tomarmos uma amostra de água pura da sua casa e outra vinda de Marte e colocarmos as duas amostras no mesmo espaço, elas terão as mesmas densidades, os mesmos pontos de fusão e ebulição. E, por aí, vai.

Quando falamos em mesmas propriedades químicas, estamos nos referindo às reações de que a substância participa.

Por exemplo, uma reação muito conhecida da água é a sua reação direta com sódio metálico. O sódio metálico reage com a água formando hidróxido de sódio e liberando gás hidrogênio.



O fato é que essa reação se verificará com qualquer amostra de água pura e com qualquer amostra de sódio metálico puro.

Portanto, **as propriedades físicas e químicas de uma substância pura são fixas.**

Outro ponto importante é que uma substância pura não perde suas propriedades físicas e químicas somente com o transcorrer do tempo. Em outras palavras, a substância pura não envelhece e não estraga com o tempo.

ESCLARECENDO!



É muito comum dizermos que um alimento estragou.

Isso acontece porque ocorrem **reações químicas**, que transformam um conjunto de substâncias em outras substâncias.

Por exemplo, o vinho azeda como resultado da conversão do etanol (C₂H₆O) presente na bebida em ácido acético (C₂H₄O₂). Houve, portanto, alteração na composição do material, com formação de uma nova substância química.

2.2.3. Curva de Aquecimento

Vamos anotar a principal característica do aquecimento de uma substância pura?



No aquecimento de uma substância pura, a temperatura permanece constante durante as mudanças de estado físico.

Pense, por exemplo, que temos um cubo de gelo puro a -50°C e vamos aquecê-lo até 150°C . Nesse aquecimento, a água passará por duas mudanças de estado físico: passará do estado sólido para o estado líquido (fusão) por volta de 0°C e passará do estado líquido para o gasoso (ebulição) por volta de 100°C .

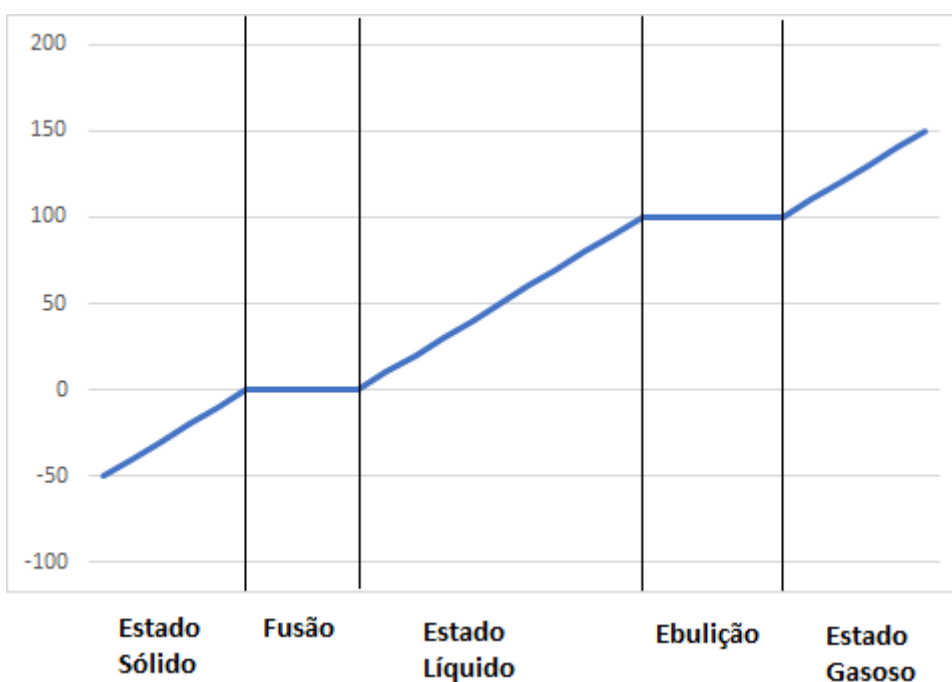


Figura 8: Curva de Aquecimento da Água Pura

2.3. Transformações Físicas e Químicas



Uma transformação física é aquela que ocorre sem a criação de uma nova substância. Nessas transformações, as substâncias permanecem as mesmas, podendo-se modificar sua temperatura, estado físico ou aparência. Não ocorrem, portanto, alterações nas ligações entre os átomos que compõem o material.

Em uma transformação química, necessariamente uma nova substância é gerada. Ocorre alterações nas ligações entre os átomos que compõem aquele material.

Como exemplo de transformações físicas, tem-se: o mero aquecimento e as mudanças de estado físico. Pense, por exemplo, quando colocamos uma amostra de água no congelador.

A água e o gelo são apenas estados físicos diferentes da mesma substância. Por isso, os processos de fusão e solidificação **são meras transformações físicas**.

Por outro lado, um exemplo de transformação química é o que acontece quando queimamos gasolina no motor do carro a fim de gerar energia para que o veículo se movimente.

A gasolina é composta principalmente por isooctano (C_8H_{18}) que é uma substância líquida. Quando queimada, esse material é convertido em dióxido de carbono (CO_2) e água (H_2O). O dióxido de carbono e a água são substância completamente diferentes do isooctano, por isso, se diz que houve uma transformação química na matéria.



Sendo assim, **marque errado** se houver alguma questão de prova que apresente os enunciados como os seguintes:

“Toda transformação química é irreversível”

“As transformações físicas são aquelas que são reversíveis”

O caso mais comum de confusão entre os alunos em relação à classificação entre transformação física ou química **é a dissolução**. Vamos deixar claro que **a dissolução é um processo físico**.

No caso da dissolução, é necessário quebrar o cristal do cloreto de sódio, misturando os íons separadamente à água.

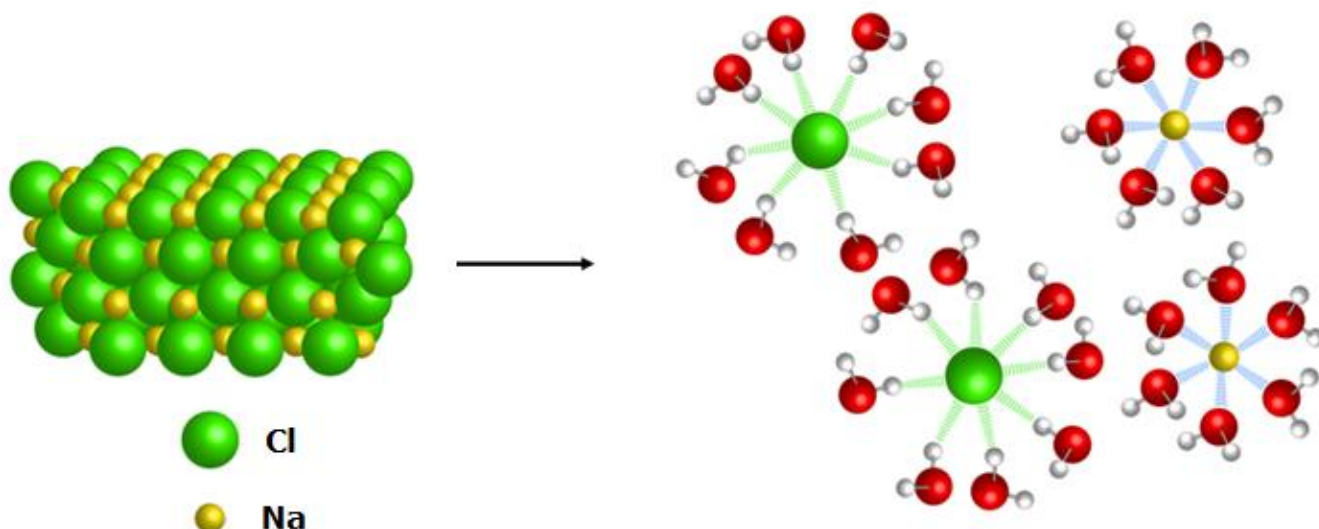


Figura 9: Dissolução de um Cristal Iônico (adaptado)

Embora tenha havido alteração na estrutura cristalina do cloreto de sódio nesse processo, não houve a formação de uma nova substância. O que aconteceu foi a formação de uma nova mistura. Dessa maneira, se nenhuma nova substância foi formada, o processo é físico.



1. (TFC – 2019 – Inédita)

Assinale a alternativa que apresenta exclusivamente compostos:

- a) O_3 , H_2O , He, CO
- b) HF, H_2O , Na_3Bi , CO
- c) O_3 , H_2O , CO_2 , Na_2O_2
- d) He, Ne, Ar, Kr, Xe
- e) O_2 , F_2 , Cl_2O_7 , H_2O



Comentários

Os compostos ou substâncias compostas são aquelas formadas por mais de um elemento químico. Portanto, podemos dizer que:

- a) O_3 e He são substâncias simples, porque são formadas por um único elemento químico cada.
- b) Todas as substâncias são compostos, pois são formadas por dois elementos químicos. Portanto, a letra “b” está correta.
- c) Novamente o O_3 é uma substância simples, portanto, essa letra está errada.
- d) Todas as substâncias apresentadas são substâncias simples, portanto, essa letra está errada.
- e) O_2 e F_2 são substâncias simples, portanto, essa letra está errada.

Gabarito: B

2. (TFC – 2019 – Inédita)

Dadas as seguintes substâncias puras, indique quais delas são **biatômicas**:

I – He

II – O_2

III – CO

IV – CO_2

a) Apenas II.

b) Apenas I e II.

c) Apenas II e III.

d) Apenas III e IV.

e) Apenas II, III e IV.

Comentários

Assertiva I - O hélio (He) é uma substância uniatômica, portanto I está errada.

Assertiva II - O oxigênio molecular (O_2) tem dois átomos. É, portanto, uma substância simples biatômica. Portanto, II está errada.

O monóxido de carbono (CO) tem dois átomos de elementos diferentes. É, portanto, uma substância composta biatômica.

O dióxido de carbono (CO_2) tem três átomos de dois elementos químicos diferentes. É, portanto, uma substância composta triatômica.

Sendo assim, são biatômicas apenas II e III. No caso, O_2 e CO .

Gabarito: C

3. Misturas

Uma mistura é um material formado por várias substâncias puras. Na natureza, é praticamente impossível encontrar as substâncias totalmente purificadas. Portanto, a maior parte dos materiais que lidamos no dia a dia são misturas.

Agora, prestemos atenção ao importante conceito de fase.



Uma fase é um pedaço de material que apresenta a mesma composição e as mesmas propriedades físicas e químicas em toda a sua extensão, **podendo ser descontínua**.

Costuma-se dizer que **a fase é microscopicamente homogênea**, o que significa que não basta ser visualmente homogênea, mas precisa apresentar uniformidade de composição e de propriedades.

A fase pode ser descontínua, o que significa que vários cubos de gelo separados formam uma única fase.

3.1. Misturas Homogêneas

Uma mistura homogênea é formada pela **dissolução** de uma substância em outra. A mistura final apresenta a mesma composição e as mesmas propriedades em toda a sua extensão, não sendo possível distinguir as duas substâncias.

Por exemplo, a água do meu aquário é uma mistura homogênea formada, entre outras coisas, por 1400 mg/L de magnésio e 420 mg/L de cálcio.

Um ponto importante sobre as misturas homogêneas é que elas não se decompõem pela mera decantação ou por centrifugação.

Por exemplo, quando você pega um pouco de água potável da torneira e bate no liquidificador, que funcionará como uma centrífuga, ela permanecerá estável, não sofrerá nenhum tipo de decomposição.

Por outro lado, se você misturar um pouco de areia nessa água, inicialmente ela ficará turva, pois formará uma mistura heterogênea. Ao deixar o copo de água e areia descansar, a areia toda decantará, deixando acima somente a água e compostos nela dissolvidos.

Porém, é bastante comum que uma mistura heterogênea não apresente fases que possam ser distinguidas meramente a olho nu. Um exemplo muito conhecido é o sangue.

Um forte indicativo de que o sangue não é uma mistura homogênea é o fato de que ele **não é transparente**, mas sim opaco e, por vezes, até turvo.

A Erro! Fonte de referência não encontrada. compara um tubo de ensaio de sangue a alguns tubos de ensaio com diversas soluções salinas coloridas. Observe que as soluções salinas são coloridas, porém todas são transparentes. Enquanto isso, o sangue, mistura heterogênea, não é transparente.



Figura 10: Comparação entre o Sangue e Diversas Soluções

3.1.1. Solubilidade

As soluções são o principal caso de mistura homogênea. Quando falamos que “a água dissolve cloreto de sódio”, estamos falando que a água e o cloreto de sódio formam uma solução.

Em uma solução, tem-se duas categorias de substâncias:

- **Solvente:** é a substância que aparece em maior concentração na solução;
- **Soluto:** é a substância que aparece em menor concentração na solução.

Em uma solução, o soluto está uniformemente disperso pelo solvente.

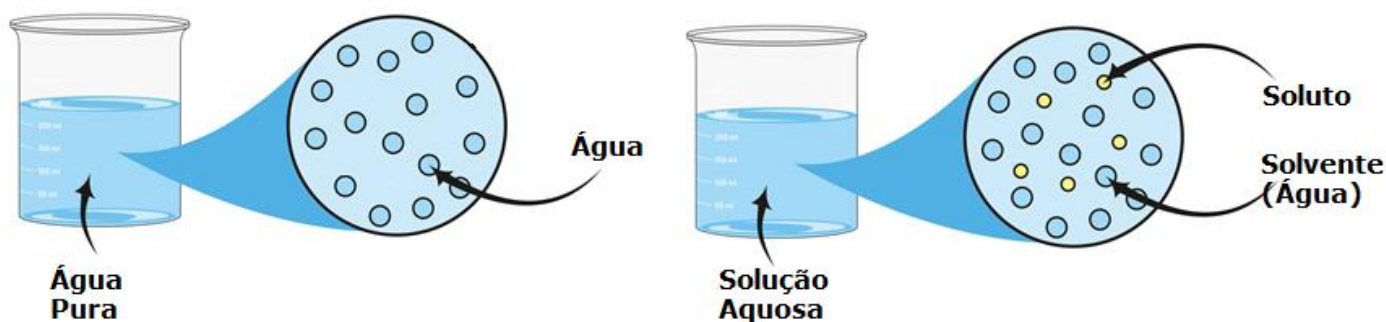


Figura 11: Representação das Moléculas em uma Solução (adaptada)



O coeficiente de solubilidade (ou simplesmente, solubilidade) é a quantidade máxima de soluto que se pode dissolver em uma determinada quantidade de solvente, formando uma solução estável.

Por exemplo, a solubilidade do cloreto de sódio em água é de 35,6 g/100 mL. Isso significa que, em 100 mL de água, é possível dissolver 35,6 g de cloreto de sódio. Também significa que, em 1 L de água, é possível dissolver 356 g de cloreto de sódio.

A solução que contém exatamente essa proporção de soluto é denominada **saturada**.

Se, por acaso, tentarmos dissolver 400 g de cloreto de sódio em 1 L de água, o que acontecerá?

Consegue imaginar essa situação?

O que vai acontecer é que não será possível dissolver tudo.

O máximo que se consegue dissolver de cloreto de sódio em 1 L de água é a quantia de 356 g. O restante permanecerá na forma sólida e se depositará no fundo do recipiente, como corpo de fundo.

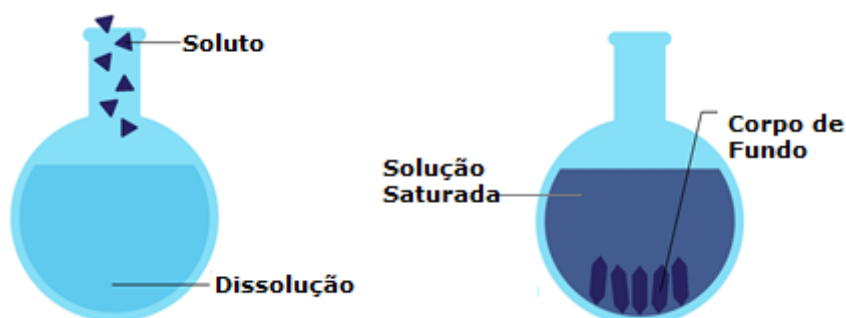


Figura 12: Solução Saturada de Cloreto de Sódio com corpo de fundo (adaptada)

A presença de corpo de fundo é um forte indicativo de que a solução acima está saturada.

3.1.2. Regras Básicas de Solubilidade

Nesse capítulo, não vamos nos aprofundar nesse assunto. No entanto, você precisa ter em mente algumas regras básicas para identificar se determinadas misturas serão homogêneas ou heterogêneas. Portanto, se você já tem o conhecimento sobre Solubilidade, você já pode passar para a próxima seção desse material.

Por hora, o que você precisa saber é que, de maneira geral, **semelhante dissolve semelhante**. Para isso, classificaremos as substâncias em dois grupos:

- **Apolares:** são as substâncias simples, como O_2 , H_2 , e os hidrocarbonetos, que são os compostos formados unicamente por carbono e hidrogênio, como o benzeno (C_6H_6) e o cicloexano (C_6H_{12}). Os compostos provenientes do petróleo, como o diesel e a gasolina se encaixam nessa categoria;
- **Polares:** possuem elementos de eletronegatividades diferentes. Normalmente, possuem átomos de halogênios (F, Cl, Br, I), oxigênio, enxofre ou nitrogênio ligados a outros elementos menos eletronegativos, como carbono, fósforo e hidrogênio. Por exemplo, água (H_2O), sacarose ($C_6H_{12}O_6$) e etanol ou álcool etílico (C_2H_6O).
- **Compostos iônicos:** são formados por metais e não-metais. Por exemplo, sulfato de sódio (Na_2SO_4), cloreto de cálcio ($CaCl_2$) e acetato de potássio (CH_3COOK).

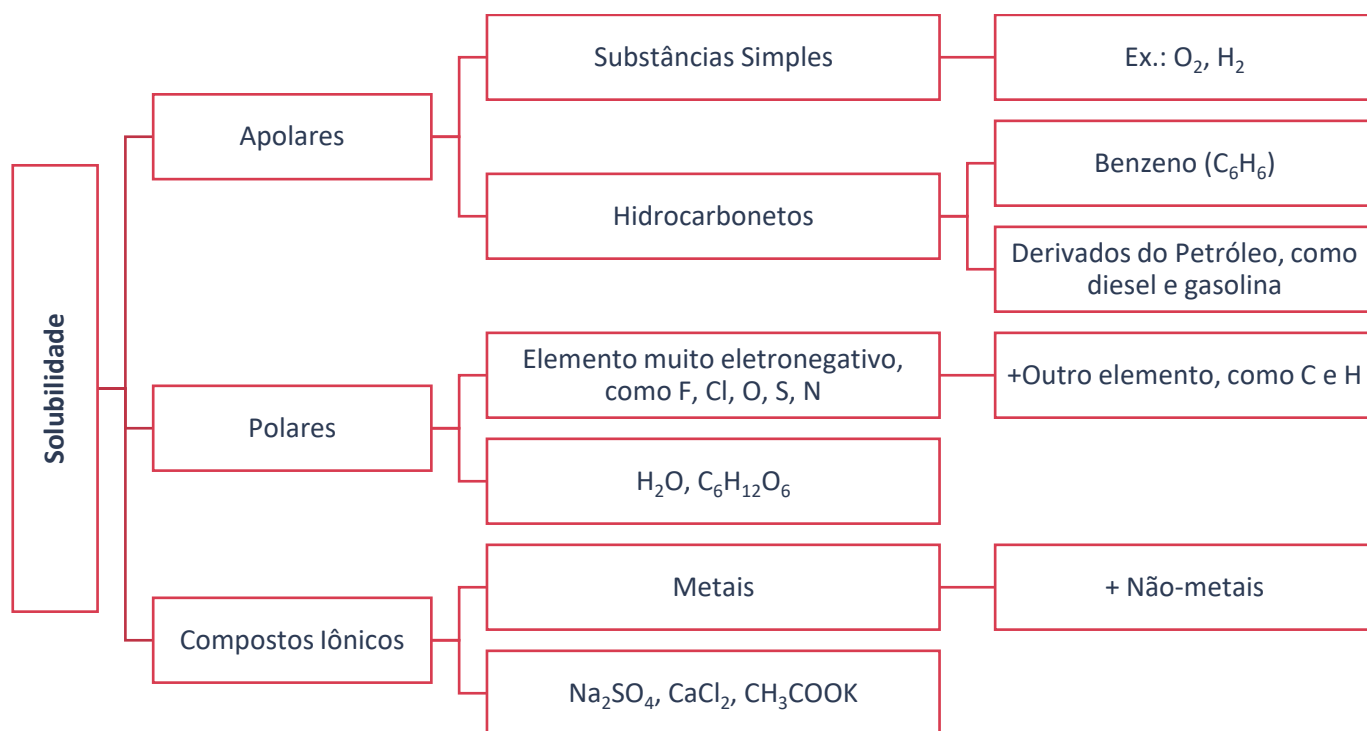


Figura 13: Regras Básicas de Polaridade

Vamos treinar algumas misturas. Eu vou citar algumas e você diz se são homogêneas ou heterogêneas. Combinado?



1. Água e glicose ($C_6H_{12}O_6$)
2. Água e gasolina
3. Etanol e gasolina
4. Etanol e cloreto de sódio
5. Água, etanol e gasolina

E aí, pensou?

Vou esperar você terminar. Tá certo?

Não leia a resposta antes de tentar fazer.

Já terminou?

Vamos lá, então.

1. A água e a glicose formam uma mistura homogênea, pois são substâncias polares.
2. A água e a gasolina formam uma mistura heterogênea, não se misturam, não se dissolvem, pois a água é polar e a gasolina é apolar.
3. O etanol se dissolve em gasolina, pois, como vimos, ele é um composto intermediário entre polar e apolar, portanto, essa mistura é homogênea.
4. O etanol não é capaz de dissolver o cloreto de sódio, que é um composto iônico, portanto, a mistura é heterogênea.
5. Por fim, a mistura água, etanol e gasolina é heterogênea, porque a água e a gasolina não se misturam.

Essa quinta mistura é bem interessante, não acha? O etanol é capaz de se dissolver tanto em água como em gasolina. Porém, os três juntos não conseguem se dissolver. Vamos explorá-la um pouco mais?

3.1.3. Extração

A extração é um processo físico que explora diferenças de solubilidade de um mesmo composto em dois solventes diferentes.

Por exemplo, a gasolina utilizada nos postos do Brasil tem um teor médio de 27,5% de etanol.

A pergunta agora é: será que é possível remover o álcool da mistura, transformando-a em gasolina pura?

A resposta é que sim. Para isso, basta realizar **a extração do álcool** por meio da adição de água destilada.

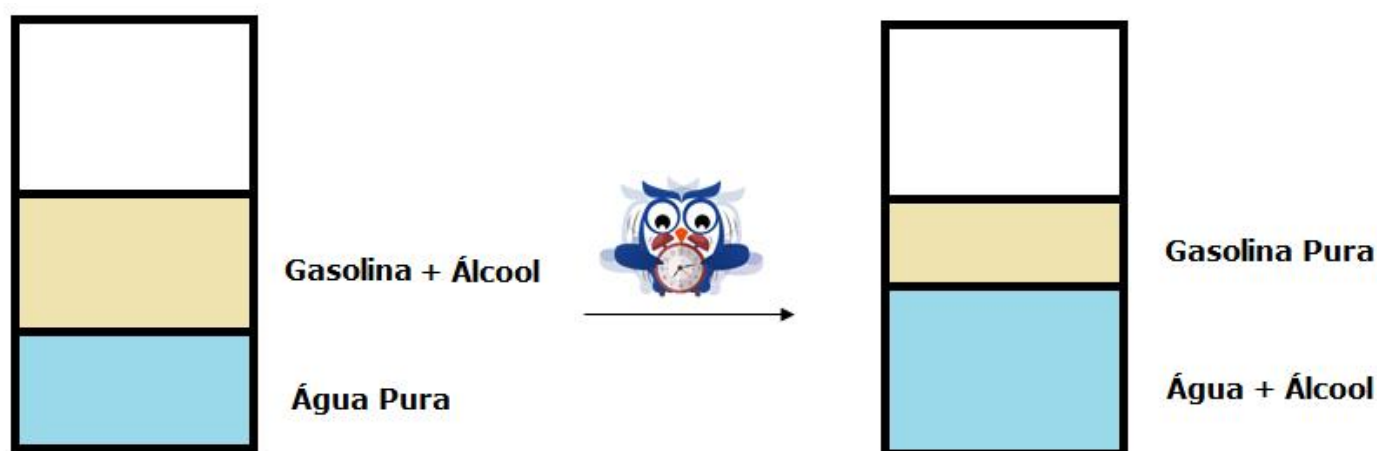


Figura 14: Extração do Álcool da Gasolina

A água é capaz de extrair praticamente todo o álcool da mistura, deixando a gasolina praticamente pura. Isso acontece porque as interações do etanol com a água são muito mais fortes do que as interações do etanol com a gasolina – veremos no Capítulo sobre Forças Intermoleculares.

3.2. Curva de Aquecimento de Misturas

Pense, por exemplo, em uma mistura formada por água e álcool etílico.

Como o álcool é mais volátil, à medida que a solução é aquecida, **mais álcool evapora do que água**. Por isso, a composição do vapor **é diferente** da composição do líquido. O líquido ficou com um teor maior de água.

À medida que a evaporação da mistura prossegue, o álcool vai passando primeiro para o estado de vapor. Com isso, a curva de aquecimento passa a apresentar o seguinte formato.

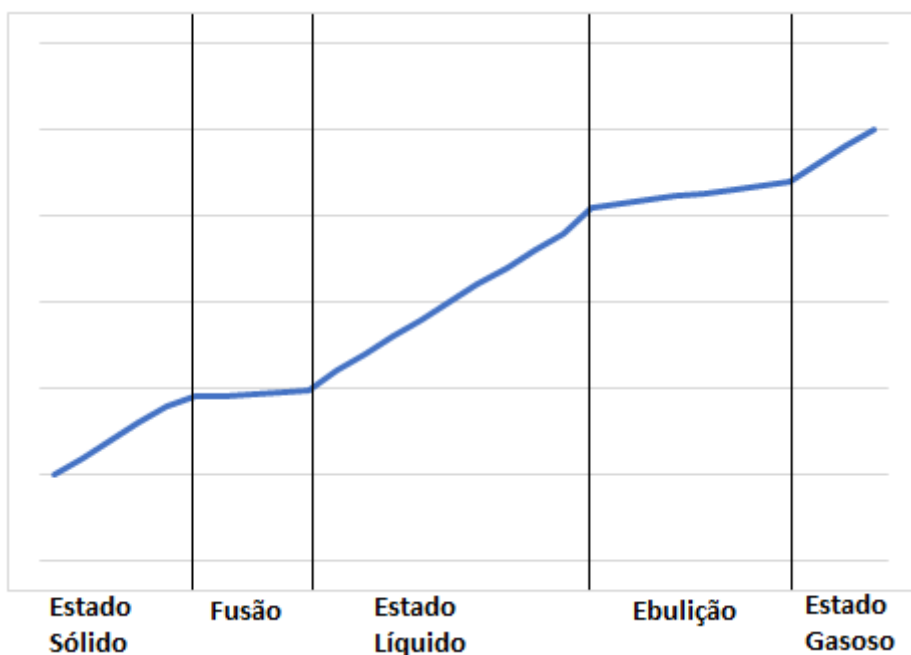


Figura 15: Curva de Aquecimento de uma Mistura de Água e Cloreto de Sódio

3.2.1. Misturas Azeotrópicas e Eutéticas

São casos particulares das misturas homogêneas.

Quando se evapora uma mistura de água e álcool com 96% de álcool, a composição do vapor é também de 96% de álcool.

ESCLARECENDO!



A mistura azeotrópica apresenta ponto de ebulição constante, porque a composição do líquido é exatamente igual à composição do vapor.

A curva de aquecimento de uma mistura azeotrópica tem o seguinte formato, em que o ponto de ebulição é constante.

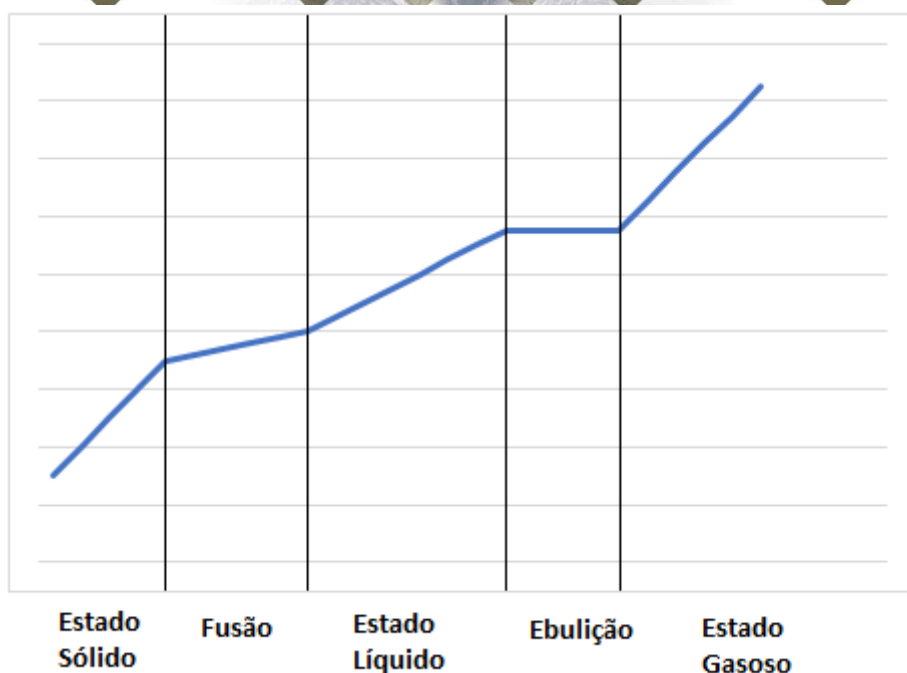


Figura 16: Curva de Aquecimento de uma Mistura Azeotrópica

Já as misturas eutéticas apresentam ponto de fusão constante, porque a composição do sólido e do líquido são iguais. O caso mais conhecido é a solda, que é uma mistura eutética formada por chumbo e estanho.

3.3. Misturas Heterogêneas

As misturas heterogêneas são classificadas **de acordo com o tamanho das partículas** que estão dispersas.

De maneira geral, as dispersões são translúcidas, o que significa que a luz atravessa o material, mas não com facilidade, de modo que sua trajetória não é regular. Pense, por exemplo, que você está tentando visualizar alguma coisa por trás de um copo de gelatina. Você até consegue ver, mas não tão nitidamente.

No caso do leite, tem-se proteínas dispersas em água, que é denominada **agente dispersante ou dispersgente**.

Quando a misturas é formada por partículas dispersas maiores que as partículas das dispersões coloidais, elas são denominadas **suspensões**. As suspensões são visualmente heterogêneas, sendo possível observar o disperso a olho nu. São exemplos de suspensões: a água com areia, a madeira, o granito.

De maneira geral, as suspensões são opacas ou turvas, ou seja, a luz não é capaz de atravessar esse tipo de material. Quando agitamos areia na água, a água fica turva e não conseguimos mais enxergar através dela.

ESCLARECENDO!

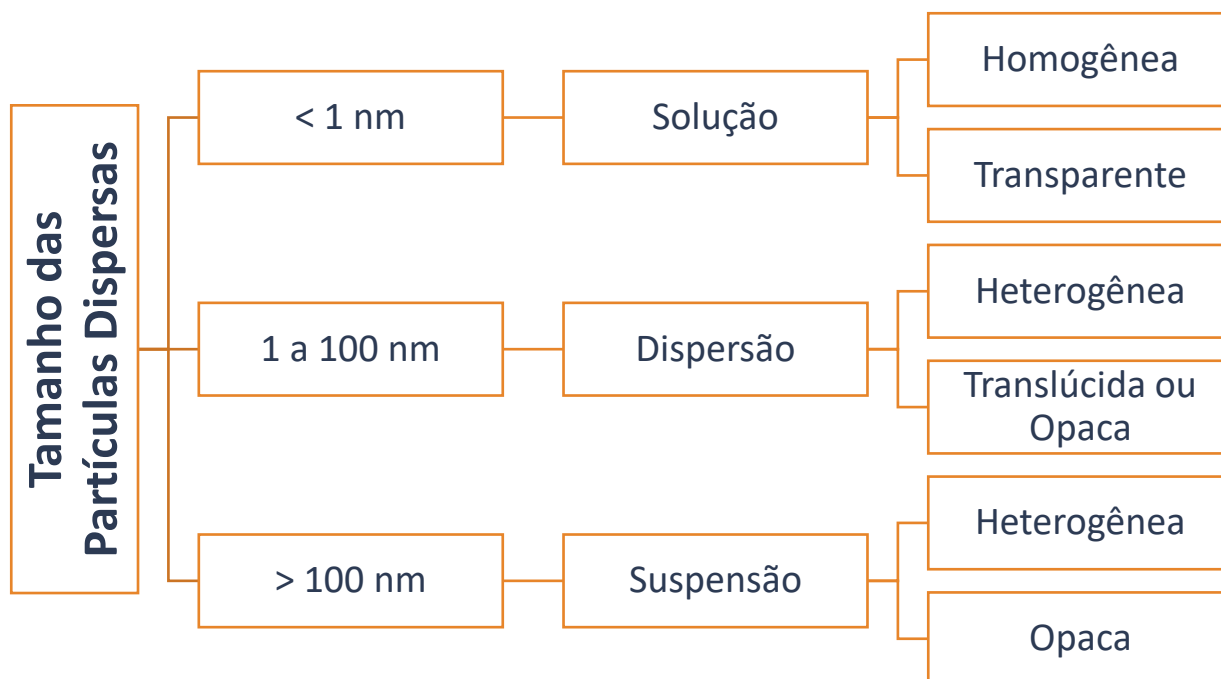


Figura 17: Classificação das Misturas de acordo com o tamanho das partículas dispersas

É importante você reparar a mudança de termos que acontece entre a mistura homogênea e a mistura heterogênea. A mistura homogênea é chamada de **solução**. A mistura heterogênea é chamada de **dispersão**. Os termos solvente e soluto são substituídos por dispersgente e disperso.

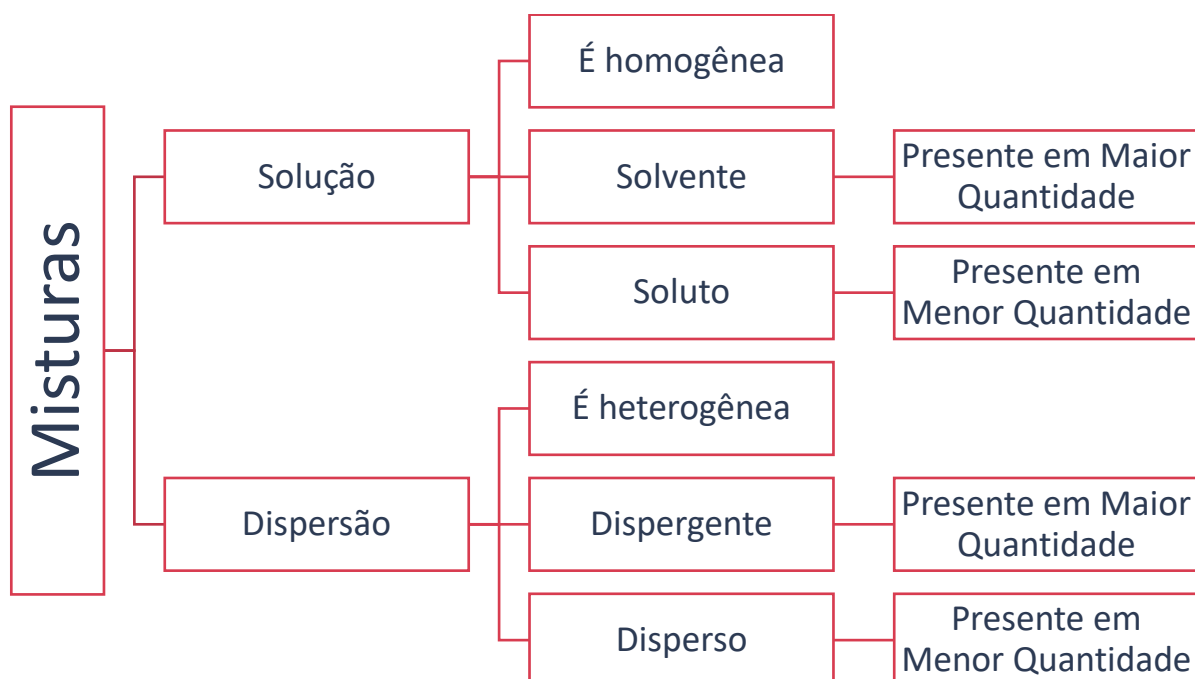


Figura 18: Classificação dos Componentes das Soluções e Dispersões Coloidais

3.3.1. Dispersões Coloidais

Por ser o principal caso de interesse no estudo de misturas heterogêneas, vamos estudar algumas das principais classificações das dispersões coloidais.

- **Sol:** é o resultado da dispersão de partículas sólidas em um líquido ou em outro sólido – nesse caso, é também denominado de sol sólido. Exemplos: leite condensado e safira.



Figura 19: Exemplos de Sol: Leite Condensado e Safira

- **Gel:** é o resultado da dispersão de partículas líquidas em um sólido. Exemplo: gelatina.



Figura 20: Exemplo de Gel: Gelatina

- **Emulsão:** dispersão coloidal entre dois líquidos imiscíveis. Nesse caso, podem ser utilizados emulsificantes que facilitam a interação dos dois líquidos. Exemplo: maionese e cremes hidratantes.



Figura 21: Exemplos de Emulsão: Maionese e Creme Hidratante

- **Espuma:** é o resultado da dispersão de gases em um líquido (espuma líquida) ou em um sólido (espuma sólida). Exemplos: espuma de sabão em água (líquida) e pedra-pomes (sólida).



Figura 22: Exemplos de Espuma: Sabão e Pedra-Pomes

- **Aerossol:** dispersão de partículas sólidas ou líquidas em um gás. Exemplos: fumaça (carbono sólido disperso no ar) e neblina (gotas de água dispersas no ar).



Figura 23: Exemplos de Aerossol: Fumaça e Neblina

Note que há uma diferença interessante entre os aerossóis e as espumas. Nas espumas, o gás é o agente disperso; nos aerossóis, o gás é o agente dispersante.

3.4. Métodos de Separação de Misturas Heterogêneas

Como as misturas heterogêneas não apresentam as mesmas propriedades em toda a sua extensão, esses métodos tendem a ser mais simples. Consistem geralmente em explorar as diferenças de propriedades do próprio material.

3.4.1. Catação

Consiste na separação manual de dois sólidos. Para efetuar o método de catação, as partículas dos sólidos devem ser distinguíveis a olho nu.

No dia a dia, o exemplo mais comum de uso de catação é separar os grãos de feijão estragados dos grãos de feijão próprios para consumo.



Figura 24: Catação de Grãos de Feijão

3.4.2. Peneiração

A peneiração se aproveita da diferença de granulação entre dois sólidos ou mesmo entre um sólido e um líquido.

Utiliza-se uma peneira cujos espaços sejam de tamanho intermediário entre os dois sólidos que se deseja separar.

Na culinária, utiliza-se bastante a peneiração não só para separar grãos dos materiais, mas também para reduzir o tamanho dos grãos.



Figura 25: A peneiração é um método muito usado na culinária

A peneiração também está envolvida na remoção do bagaço dos sucos, sendo fundamental para a produção da biomassa.

3.4.3. Levigação

É um método de separação de sólidos de densidades diferentes. Nesse caso, utiliza-se uma corrente de água passando por uma rampa ou bacia de madeira para separá-los. O sólido menos denso é arrastado pela água, enquanto que o mais denso fica depositado no fundo.

Por conta disso, é muito utilizado para separar metais pesados, como o ouro. A parte de menor densidade, geralmente composta por terra, é arrastada pela água, enquanto que a parte mais densa, o ouro, fica depositada no fundo do recipiente.



Figura 26: Levigação na Extração do Ouro nas Minas de Garimpo



3.4.4. Sifonação

A sifonação é um método de separação geralmente usado para separar um líquido e um sólido ou dois líquidos imiscíveis.

Nessas misturas, o líquido menos denso geralmente flutua e está na parte de cima. Esse líquido é o que normalmente é aspirado.

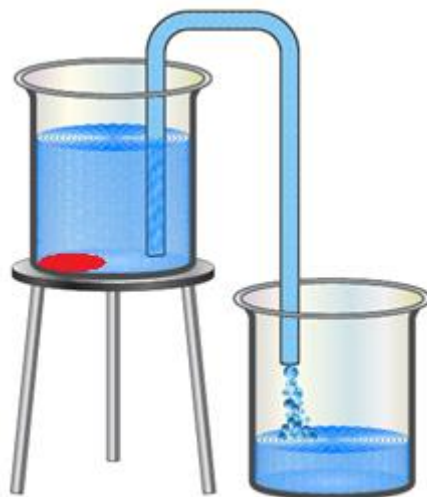


Figura 27: Exemplo de Sifonação

Em geral, a parte intermediária entre os dois líquidos é descartada para evitar uma mistura indesejada.

3.4.5. Flotação

A flotação tem por objetivo separar dois materiais de densidades diferentes. Para isso, utiliza-se um líquido de densidade intermediária entre os dois e que seja imiscível com ambos os materiais.

Por exemplo, suponha que desejamos separar uma mistura de areia e pó de madeira. Para atingir esse objetivo, podemos misturar os dois materiais na água. Como a areia é mais densa que a água, mas o pó de madeira é menos denso, o que acontecerá é que a areia se depositará no fundo de recipiente, enquanto o pó de madeira flutuará sobre a superfície da água.



Figura 28: Exemplo de Flotação de uma Mistura de Areia e Pó de Madeira

3.4.6. Dissolução Fracionada

É um processo muito parecido com a flotação, porém, explora a diferença entre solubilidades de dois materiais.

Por exemplo, se temos uma mistura formada por sal e areia, podemos separar os dois materiais, aproveitando-nos do fato que o sal se dissolve em água, mas a areia não.

Basta acrescentar água na mistura e agitar. O sal se dissolverá na água. Já a areia se depositará no fundo do recipiente.

3.4.7. Decantação

Também conhecida como sedimentação, consiste em esperar o sólido (ou líquido) disperso num líquido cair naturalmente ao fundo do recipiente.

Um dos fatores mais importantes na decantação é a densidade. O sólido ou líquido mais denso é que cairá ao fundo do recipiente.

Por exemplo, se agitarmos uma mistura de água e areia, é natural que a areia acabe se dispersando pela água. Porém, com o tempo, a areia decantará, se depositará no fundo do recipiente e os dois materiais se separam.

3.4.8. Centrifugação

A centrifugação é uma técnica para acelerar o processo de decantação de uma mistura.

Por exemplo, o sangue é formado basicamente pelo plasma e pelos elementos figurados.

O plasma sanguíneo é uma solução aquosa constituída por água, sais minerais e proteína. Os elementos figurados são as células mais importantes do sangue – hemácias (também chamadas de glóbulos vermelhos ou eritrócitos), leucócitos (também chamados de glóbulos brancos) e plaquetas.

Devido à rotação, a porção dos elementos figurados se separa e decanta no fundo de recipiente.



Figura 29: Processo de Centrifugação do Sangue (esquerda) e duas amostras de sangue, uma antes e outra após a centrifugação (direita)

3.5. Métodos de Separação de Misturas Homogêneas

As misturas homogêneas são mais complicadas de separar, pois elas apresentam propriedades uniformes ao longo de toda a sua extensão.

3.5.1. Evaporação

O sal marinho é extraído das salinas de maneira fácil. Basta deixar a água evaporar ao sol. A água evapora, mas o sal não.



Figura 30: Planta de Extração de Sal em uma Salina

3.5.2. Destilação Simples

A destilação segue o mesmo princípio da evaporação, porém, nesse caso, o que se deseja obter é o próprio líquido.

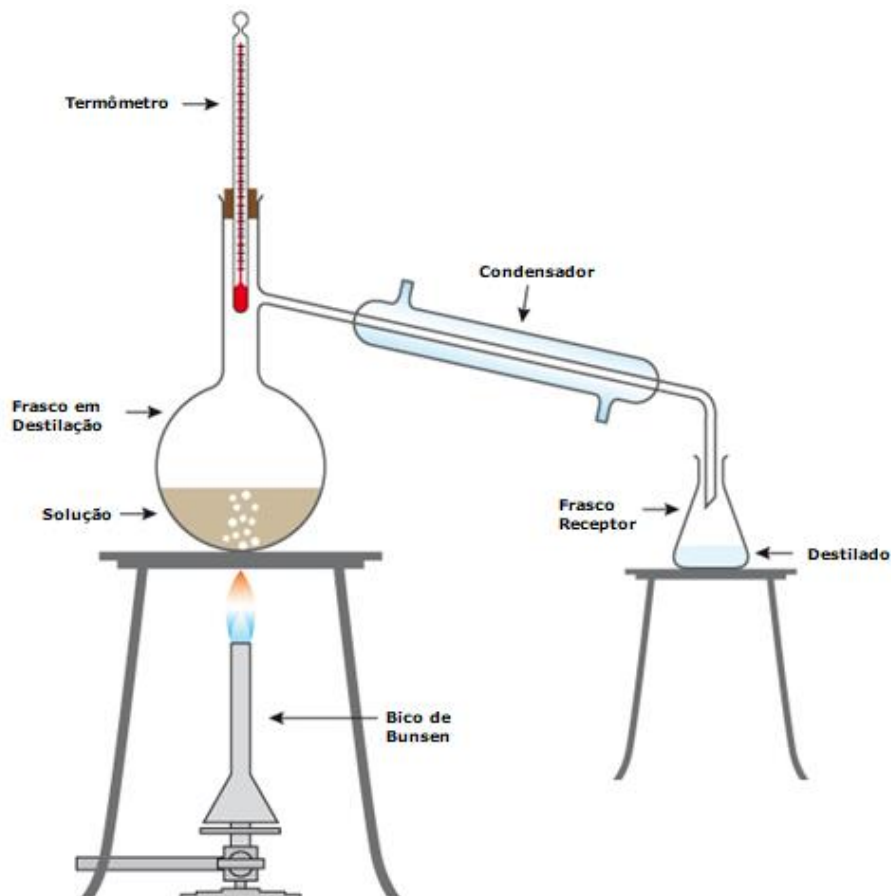


Figura 31: Esquema da Destilação Simples

A vantagem desse método é que permite obter tanto o líquido como o sólido, no caso, tanto a água como o sal. No caso da simples evaporação, o líquido é perdido.

3.5.3. Destilação Fracionada

Para facilitar a destilação, utiliza-se uma **coluna de fracionamento**, que cria várias regiões de equilíbrio líquido-vapor, levando a uma série de pequenas destilações sucessivas. À medida que o vapor percorre a coluna de fracionamento, o teor do líquido mais volátil – no caso, o álcool – aumenta.

3.5.4. Fusão Fracionada

A fusão fracionada é um processo muito semelhante à destilação, porém, é feita quando se deseja separar uma mistura de dois sólidos, como uma liga metálica.

Por exemplo, o bronze é uma liga formada pelo cobre e pelo estanho, cujos pontos de fusão são, respectivamente, 1008°C e 231°C .

Para separar os dois elementos, podemos aquecer a liga acima da temperatura de fusão do estanho. Desse modo, ele passará para o estado líquido. Podemos, por exemplo, deixá-lo escorrer completamente, deixando somente o cobre na peça sólida.



3. (TFC – 2019 – Inédita)

A mistura formada por 96% de álcool e 4% de água é azeotrópica. Com base nisso, pode-se afirmar que:

- a) Não pode ser separada por destilação simples, apenas por destilação fracionada.
- b) Congela a uma temperatura de fusão constante.
- c) Quando evapora, a composição do vapor é 96% de álcool e 4% de água.
- d) Quando passa por fusão fracionada, o teor de álcool na mistura original aumenta.
- e) À medida que a mistura é aquecida, o seu ponto de ebulição aumenta, porque o álcool evapora mais rápido que a água.

Comentários

A mistura azeotrópica, por definição, é aquela, cujo vapor possui a mesma composição do líquido (letra C está certa). Por conta disso, a mistura apresentará ponto de ebulição constante (letra E está errada) e não pode ser separada por destilação, nem por destilação simples nem por destilação fracionada (letra A está errada).

Além disso, não existe uma mistura que seja eutética e azeotrópica ao mesmo tempo, portanto, se ela tem ponto de fusão constante, necessariamente, terá ponto de ebulição variante (letra B está errada).

Por fim, se por acaso for feita uma fusão fracionada, a água passará mais rápido ao estado de sólido por ser menos volátil que o álcool. Por conta disso, o sólido a ser coletado é mais rico em água do que a mistura original. Sendo assim, a fusão fracionada contribuiria para diminuir o teor de álcool.

Gabarito: C

4. (TFC – Inédita)

Qual das misturas a seguir é heterogênea?

- a) Mistura de água e sacarose.
- b) Mistura de água e cloreto de sódio.
- c) Mistura de água e álcool etílico.
- d) Mistura de água e azeite de oliva.

Comentários

A água é capaz de dissolver a sacarose, o cloreto de sódio e o álcool etílico, mas não dissolve o azeite de oliva.

Portanto, somente a mistura de água e azeite é heterogênea.

Gabarito: D

5. (TFC – Inédita)

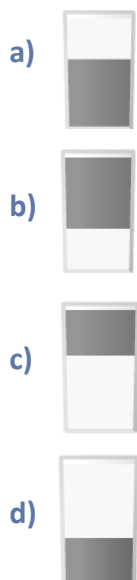
Os óleos bifásicos são bastante utilizados como cosméticos.

Fase	Solvente	Volume (mL)	Massa (g)
aquosa	água	40,0	40,0
orgânica	solvente orgânico apolar	80,0	64,0



As duas fases são originariamente incolores. Porém, é possível diferenciá-las com o uso de um corante azul de natureza iônica, que se dissolve em apenas uma das fases.

As duas fases líquidas do óleo bifásico podem ser representadas pelo seguinte esquema:



Comentários

O óleo bifásico é formado por duas fases imiscíveis. A fase mais densa se depositará no fundo do recipiente.

Primeiramente, devemos saber que o óleo é de natureza iônica, portanto, ele tenderá a se dissolver **na fase aquosa**, não na fase orgânica. Como se pode ver, a fase aquosa tem o menor volume (30 mL). Portanto, a fase aquosa é a fase menor e colorida.

Agora, vamos calcular as densidades de ambas as fases.

$$d_{AQ} = \frac{40}{40} = 1,0 \text{ g/mL}$$

$$d_{ORG} = \frac{70}{80} = 0,875 \text{ g/mL} < 1 \text{ g/mL}$$

A fase aquosa é também mais densa, portanto, ela se depositará no fundo do recipiente.

Portanto, a fase aquosa apresenta três características importantes:

- Ela tem um volume menor.
- Ela é colorida, pois o corante se dissolveu nela;
- Ela é mais densa, portanto, se deposita no fundo do recipiente.

Com base nisso, vamos analisar as afirmações propostas pelo enunciado.

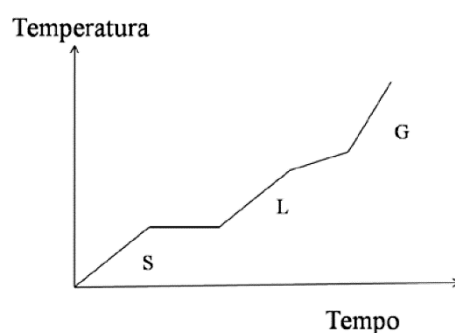


- a) A fase aquosa é menor, não maior que a fase orgânica. Afirmação errada.
- b) A fase aquosa é menor e afunda. Afirmação errada.
- c) A fase afunda, não flutua. Afirmação errada.
- d) Exatamente isso. A fase aquosa é menor, colorida e se localiza no fundo do recipiente. Afirmação correta. É o nosso gabarito.

Gabarito: D

6. (ITA – 2012)

A figura representa a curva de aquecimento de uma amostra, em que S, L e G significam, respectivamente, sólido, líquido e gasoso. Com base nas informações da figura é CORRETO afirmar que a amostra consiste em uma



- a) substância pura.
- b) mistura coloidal.
- c) mistura heterogênea.
- d) mistura homogênea azeotrópica.
- e) mistura homogênea eutética.

Comentários

Podemos notar, pela Curva de Aquecimento, que o material em apreço possui ponto de fusão constante, mas não possui ponto de ebulição constante.

Portanto, o material não pode ser uma substância pura, mas sim uma mistura, logo a letra A está errada.

O material não pode ser uma mistura heterogênea, porque esse tipo de mistura apresenta um ponto de fusão e ebulição separados para cada uma de suas substâncias. Portanto, também não pode ser

uma mistura coloidal, já que todas as misturas coloidais são heterogêneas. Portanto, as letras B e C estão erradas.

Trata-se, portanto, de uma mistura homogênea. Como apresenta ponto de fusão constante, ela é eutética (letra E). As misturas azeotrópicas são aquelas que apresentam o ponto de ebulição constante, não o ponto de fusão.

Gabarito: E

7. (ITA – 1996)

Qual das opções abaixo contém a associação CORRETA dos procedimento de laboratório, listados na coluna superior, com suas respectivas denominações, listadas na coluna inferior?

1. Adição de 20 mL de água a uma solução aquosa saturada em cloreto de sódio e contendo um grande excesso de sal sedimentado, tal que ainda permaneça precipitado após a adição de mais solvente.
2. Adição de 20 mL de água a uma solução aquosa não saturada em cloreto de sódio.
3. Retirada de fenol, solúvel em água e em éter etílico, de uma solução aquosa, por agitação com uma porção de éter etílico seguida por separação da fase orgânica da fase aquosa.
4. Dissolver glicose em água e a esta solução juntar etanol para que surjam novamente cristais de glicose.
5. Adição de 20 mL de água a nitrato de potássio cristalino.

- a. Dissolução
- b. Extração
- c. Diluição
- d. Recristalização

- a) 1a ; 2c ; 3b ; 4d ; 5a.
- b) 1c ; 2c ; 3a ; 4b ; 5a.
- c) 1a ; 2a ; 3a ; 4d ; 5c.
- d) 1c ; 2a ; 3b ; 4b ; 5c.
- e) 1a ; 2a ; 3c ; 4d ; 5c.

Comentários

O aluno não deve confundir dissolução com diluição. A dissolução consiste em pegar uma substância que não estava dissolvida e dissolver em um solvente qualquer. Já a diluição consiste em pegar uma solução já dissolvida e adicionar mais solvente, reduzindo a concentração do soluto.

No procedimento 1, a adição de água permite que parte do sal precipitado se dissolva. Trata-se, portanto, de uma dissolução parcial. Item 1a.

No procedimento 2, o sal já estava dissolvido e o que aconteceu foi apenas a redução na sua concentração. Item 2c.

O procedimento 3 consiste na extração do fenol por meio de éter etílico como segundo solvente. Item 3b.

No procedimento 4, os cristais de glicose se formam novamente. Houve, portanto, uma recristalização. Item 4d.

O procedimento 5 consiste em dissolver um sal solúvel em água. Trata-se, portanto, de outra dissolução. Item 5a.

Gabarito: A

4. Materiais de Laboratório

Essa seção visa a apresentar os principais materiais utilizados em laboratório. Eles podem ser classificados em três categorias:

- Vidrarias;
- Equipamentos de Porcelana;
- Outros equipamentos.

4.1. Regras de Segurança em Laboratórios







Os laboratórios químicos são fontes potenciais de risco à saúde, dada a quantidade de reagentes e produtos tóxicos comumente utilizados. Sendo assim, é importante o manuseio cauteloso de todo e qualquer frasco ou equipamento de laboratório contendo produtos químicos. Entre as regras mais importantes, podemos citar:

- Sempre utilizar óculos de segurança;
- Não comer, beber ou fumar no laboratório;
- Nunca levar as mãos aos olhos ou à boca em um laboratório;
- **Nunca pipetar nenhum produto com a boca.** Utilize sempre a pera de sucção ou pipetador;

- Os béqueres e outros frascos devem ser **sempre segurados pela lateral** ou pelo fundo, nunca pelas bordas. As bordas podem se quebrar facilmente se utilizadas como pontos de apoio;
- Nunca olhar um recipiente diretamente pela vertical;
- Nunca deixe equipamentos elétricos ligados na ausência de pessoal;

4.2. Vidrarias

As vidrarias são equipamentos de uso geral em experimentos químicos. Prefere-se o vidro porque ele é transparente, resistente ao calor e por ser praticamente inerte, ou seja, raramente participa de reações químicas.

<p>Béquer</p> <p>É um recipiente de muitos usos. Pode ser utilizado para a dissolução de sólidos, preparação de reações e aquecimentos de soluções líquidas.</p> 	<p>Erlenmeyer (Balão)</p> <p>Recipiente de vidro que apresenta uma parede em forma de cone invertido para evitar que o líquido em seu interior espirre para fora. É principalmente utilizado em titulação de soluções, mas pode ser usado para misturar produtos e prepara soluções.</p> 
<p>Balão Volumétrico</p> <p>É um frasco graduado, isto é, que marca o volume de líquido ao longo de sua extensão. Por isso, é utilizado no preparo de soluções com volumes precisos e pré-fixados.</p> 	<p>Balão de Fundo Chato</p> <p>Esse recipiente é bastante utilizado em destilações e em reações com liberações de gases. Pode ser apoiado sob superfícies planas, ao contrário do balão de fundo redondo.</p> 
<p>Pipeta</p> <p>É um instrumento de medição precisa de pequenos volumes de líquido. Podem ser volumétricas, que só contém um traço final, ou graduadas.</p> <p>Muitas vezes, utiliza-se um <i>pipetador</i> para aspirar o líquido. Também é comum o uso de pipetas eletrônicas.</p> 	<p>Proveta</p> <p>É um instrumento graduado que se destina a medições de volumes de líquidos.</p> 

<p>Bureta</p> <p>É um instrumento de medida precisa de volumes de líquidos. Possui uma torneira para permitir o escoamento do líquido.</p> <p>É bastante utilizada em titulações.</p>	<p>Tubo de Ensaio</p> <p>É um recipiente utilizado para a observação de reações químicas em meio líquido e em pequenos volumes ou ainda para o estudo de propriedades de líquidos. Pode ser aquecida diretamente no bico de Bunsen.</p>
<p>Funil de Decantação</p> <p>É utilizado para separa líquidos imiscíveis de densidades diferentes.</p>	<p>Bastão de Vidro</p> <p>Utilizado para agitar soluções.</p>
<p>Kitasato</p> <p>É utilizado junto com o funil de Büchner para filtrações a vácuo.</p>	<p>Condensador</p> <p>É utilizado em destilações para condensar vapores gerados pelo aquecimento do líquido.</p>

4.3. Equipamentos de Porcelana

São muito úteis, em especial, nas reações envolvendo aquecimento, pois a porcelana tem resistência muito superior ao vidro a altas temperaturas.

<p>Cadinho</p> <p>É um pote refratário, resistente a temperaturas elevadas que se usa para o aquecimento a seco de diversas substâncias.</p> <p>Os fabricados de carbeto de silício resistem a temperaturas de 2000°C e podem ser utilizado inclusive para fundir amostras metálicas.</p>	<p>Almofariz e Pistilo</p> <p>Utensílio para moer e misturar amostras de reagentes sólidos.</p>
<p>Funil de Büchner</p>	

É usado em filtrações à vácuo junto com um kitasato e uma trompa de vácuo.



4.4. Outros Equipamentos

O pósitron é conhecido também como partícula beta positiva, representado por ${}_{+1}^0\beta$.

Vamos listar agora mais alguns equipamentos que são frequentemente utilizados em laboratório.

<p>Bico de Bunsen</p> <p>É um bico de gás, que é utilizado para aquecer materiais não-inflamáveis. Sua chama pode atingir 1500°C.</p> <p>Muitas vezes, pode-se utilizar uma pinça de madeira para segurar tubos de ensaio.</p>	<p>Trompa de Vácuo</p> <p>Utilizada para provocar vácuo.</p> <p>Costuma ser usada em filtrações a vácuo juntamente com o kitassato e o funil de Buchner.</p>
<p>Centrífuga</p> <p>Provoca a rotação dos tubos de ensaio nela colocados. As partículas mais densas, por inércia, são arremessadas para o fundo do tubo.</p> <p>É bastante utilizada para acelerar a sedimentação de sólidos suspensos em líquidos.</p>	<p>Estufa</p> <p>Utiliza para a secagem de substâncias sólidas.</p>
<p>Tela de Amianto</p> <p>Tela metálica que serve para distribuir o calor uniformemente durante o aquecimento de recipientes de vidro.</p>	<p>Pisseta</p> <p>É um recipiente de plástico, normalmente contém água destilada. É utilizada para enxaguar e descontaminar equipamentos de laboratório em geral.</p>



**8. (ITA – 1996)**

Qual das opções abaixo contém um material melhor indicado para constituir recipientes utilizados na armazenagem de soluções concentradas de hidróxido de sódio?

- a) Vidro.
- b) Alumínio.
- c) Zinco.
- d) Ferro.
- e) Poliéster.

Comentários

O hidróxido de sódio muito concentrado reage lentamente com o vidro, portanto, ele não pode ser armazenado em vidrarias. Por isso, deve-se preferir os recipientes de plástico, como o poliéster.

Recipientes metálicos também não devem ser usados para esse material, porque, como veremos no Capítulo de Ácidos e Bases, o hidróxido de sódio também pode reagir com metais.

Gabarito: E

5. Método Científico

A Química é uma ciência, o que significa que ela segue o chamado **Método Científico**. Para entender a importância desse método, vamos contar um pouco da história dessa ciência antes de o Método Científico ter sido desenvolvido. Vale lembrar que esse trecho da história da Química é bastante cobrado em provas, portanto, é interessante que você o conheça.

5.1. A Primeira Noção de Átomo

As primeiras referências ao conceito de atomismo e seus átomos são encontrados na Índia Antiga e remontam ao Século VI a.C. As escolas Nyaya e Vaisheshika desenvolveram teorias sobre como os átomos se combinavam para formar objetos mais complexos.

No Ocidente, o atomismo apareceu pela primeira vez no Século V a.C por meio dos filósofos Leucipo e Demócrito. Demócrito foi discípulo e sucessor de Leucipo, e não se sabe exatamente o que foi proposto por um ou por outro.

5.2. Método de Descartes

O filósofo René Descartes inaugurou a necessidade de examinar a racionalidade e a justificação das informações que são recebidas. Aceitar apenas aquilo for indubitável. Por isso, o conhecimento científico deve ser **verificável** e se manter em constante revisão e questionamento.

O conhecimento científico evolui pela **falseabilidade**. Quanto mais tentativas de falsear uma lei forem realizadas e ela resistir, mais confiável ela se torna. No entanto, é bastante possível que leis muito antigas venham a ser derrubadas por novos experimentos no futuro.

5.3. Elementos do Método Científico

Uma lei é composta basicamente por dois elementos:

Hipótese: é uma condição para a aplicabilidade da lei. Se a hipótese não for obedecida, a lei não pode ser aplicada.

Tese: é o que se quer provar. É a consequência de uma lei. Quando a tese já foi provada, pode-se chamar de regra.

Sempre que o aluno observar uma lei, ele deve atentar às **condições** de que ele trata. Por exemplo, considere a Lei da Conservação das Massas de Lavoisier.

Enunciado: Em uma reação química, em sistema fechado, a soma das massas dos produtos é igual à soma das massas dos reagentes.

Hipótese: Reação química ocorre em um sistema fechado

Regra: A soma das massas dos produtos é igual à soma das massas dos reagentes.

A grande importância da teoria é quando ela **consegue prever o comportamento da matéria** em experimentos que não haviam sido executados anteriormente.

Por aqui, finalizamos a nossa teoria e agora você terá uma bateria de exercícios.

6. Lista de Questões Propostas

CONSTANTES

Constante de Avogadro (N_A)	$= 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	$= 9,65 \times 10^4 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	$= 22,4 \text{ L (CNTP)}$
Carga elementar	$= 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	$= 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	$= 9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	$= 6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	$= 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	$= 2,72$

DEFINIÇÕES

Pressão: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia: $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0°C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar ; concentração das soluções $= 1 \text{ mol L}^{-1}$ (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em mol L^{-1}

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

1. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Assinale a alternativa que apresenta exclusivamente compostos:

- a) O₃, H₂O, He, CO
- b) HF, H₂O, Na₃Bi, CO
- c) O₃, H₂O, CO₂, Na₂O₂
- d) He, Ne, Ar, Kr, Xe
- e) O₂, F₂, Cl₂O₇, H₂O

2. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Dadas as seguintes substâncias puras, indique quais delas são biatômicas:

- I – He
- II – O₂
- III – CO
- IV – CO₂

- a) Apenas II.



- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II e III.
- d) Apenas III e IV.
- e) Apenas II, III e IV.

3. (TFC – 2019 – INÉDITA)

A mistura formada por 96% de álcool e 4% de água é azeotrópica. Com base nisso, pode-se afirmar que:

- a) Não pode ser separada por destilação simples, apenas por destilação fracionada.
- b) Congela a uma temperatura de fusão constante.
- c) Quando evapora, a composição do vapor é 96% de álcool e 4% de água.
- d) Quando passa por fusão fracionada, o teor de álcool na mistura original aumenta.
- e) À medida que a mistura é aquecida, o seu ponto de ebulição aumenta, porque o álcool evapora mais rápido que a água.

4. (TFC – INÉDITA)

Qual das misturas a seguir é heterogênea?

- a) Mistura de água e sacarose.
- b) Mistura de água e cloreto de sódio.
- c) Mistura de água e álcool etílico.
- d) Mistura de água e azeite de oliva.

5. (TFC – INÉDITA)

Os óleos bifásicos são bastante utilizados como cosméticos.

Fase	Solvente	Volume (mL)	Massa (g)
aquosa	água	40,0	40,0
orgânica	solvente orgânico apolar	80,0	64,0

As duas fases são originariamente incolores. Porém, é possível diferenciá-las com o uso de um corante azul de natureza iônica, que se dissolve em apenas uma das fases.

As duas fases líquidas do óleo bifásico podem ser representadas pelo seguinte esquema:

a)





b)



c)

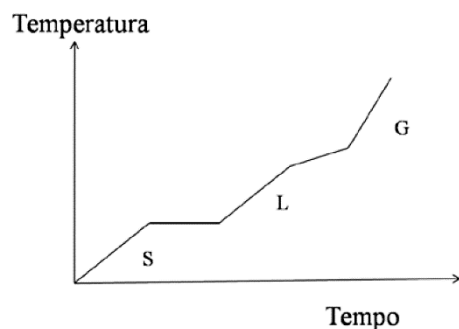


d)



6. (ITA – 2012)

A figura representa a curva de aquecimento de uma amostra, em que S, L e G significam, respectivamente, sólido, líquido e gasoso. Com base nas informações da figura é CORRETO afirmar que a amostra consiste em uma



- substância pura.
- mistura coloidal.
- mistura heterogênea.
- mistura homogênea azeotrópica.
- mistura homogênea eutética.

7. (ITA – 1996)

Qual das opções abaixo contém a associação CORRETA dos procedimento de laboratório, listados na coluna superior, com suas respectivas denominações, listadas na coluna inferior?

- Adição de 20 mL de água a uma solução aquosa saturada em cloreto de sódio e contendo um grande excesso de sal sedimentado, tal que ainda permaneça precipitado após a adição de mais solvente.
- Adição de 20 mL de água a uma solução aquosa não saturada em cloreto de sódio.
- Retirada de fenol, solúvel em água e em éter etílico, de uma solução aquosa, por agitação com uma porção de éter etílico seguida por separação da fase orgânica da fase aquosa.
- Dissolver glicose em água e a esta solução juntar etanol para que surjam novamente cristais de glicose.



5. Adição de 20 mL de água a nitrato de potássio cristalino.

- a. Dissolução
 - b. Extração
 - c. Diluição
 - d. Recristalização
- a) 1a ; 2c ; 3b ; 4d ; 5a.
- b) 1c ; 2c ; 3a ; 4b ; 5a.
- c) 1a ; 2a ; 3a ; 4d ; 5c.
- d) 1c ; 2a ; 3b ; 4b ; 5c.
- e) 1a ; 2a ; 3c ; 4d ; 5c.

8. (ITA – 1996)

Qual das opções abaixo contém um material melhor indicado para constituir recipientes utilizados na armazenagem de soluções concentradas de hidróxido de sódio?

- a) Vidro.
- b) Alumínio.
- c) Zinco.
- d) Ferro.
- e) Poliéster.

9. (IME – 2012 – 1ªFASE)

Sobre um sol, também chamado por muitos de solução coloidal, pode-se afirmar que:

- a) como toda solução, possui uma única fase, sendo, portanto, homogêneo.
- b) possui, no mínimo, três fases.
- c) assemelha-se a uma suspensão, diferindo pelo fato de necessitar um tempo mais longo para precipitar suas partículas.
- d) é ao mesmo tempo uma solução e uma suspensão, porque, embora forme uma fase única, deixado tempo suficientemente longo, formam-se duas fases, precipitando-se uma delas.
- e) possui duas fases, sendo, portanto, heterogêneo.

10. (ITA – 2000)

O fato de um sólido, nas condições ambientes, apresentar um único valor de massa específica em toda sua extensão é suficiente para afirmar que este sólido:

- I. É homogêneo.



II. É monofásico.

III. É uma solução sólida.

IV. É uma substância simples.

V. Funde a uma temperatura constante.

Das afirmações feitas, estão CORRETAS:

- a) apenas I e II
- b) apenas I, II e III.
- c) apenas II, III e IV.
- d) apenas IV e V.
- e) todas.

11. (ITA – 1998)

Nas condições ambientes, misturam-se 100 mL de n-hexano (C_6H_{14}) com 100 mL de n-heptano (C_7H_{16}). Considere as seguintes afirmações em relação ao que irá ocorrer:

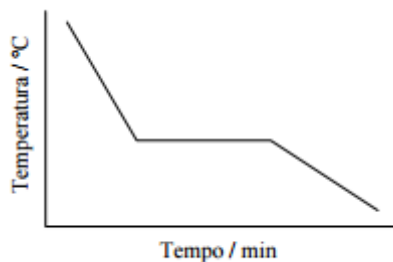
- I. Formação de uma mistura bifásica.
- II. Produção de um polímero com fórmula mínima $C_{13}H_{30}$
- III. Formação de uma mistura homogênea de vários hidrocarbonetos com cadeias menores.
- IV. Produção de um polímero com fórmula mínima $C_{13}H_{28}$ e liberação de H_2 gasoso.
- V. Produção de efeito térmico comparável àquele produzido na formação de 100 mL de C_6H_{14} a partir de $H_2(g)$ e C(grafite).

Qual das opções abaixo contém apenas a(s) afirmação(ões) CORRETA(S)?

- a) I.
- b) I, IV e V
- c) II.
- d) III e V
- e) Nenhuma das afirmações está correta.

12. (ITA – 2005)

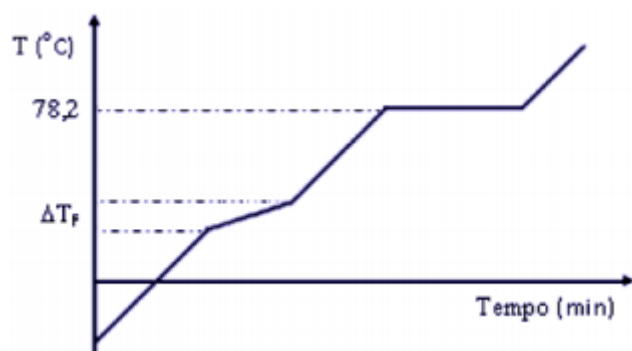
Assinale a opção que contém a afirmação ERRADA relativa à curva de resfriamento apresentada abaixo.



- a) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura eutética.
- b) A curva pode representar o resfriamento de uma substância sólida, que apresenta uma única forma cristalina.
- c) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura azeotrópica.
- d) A curva pode representar o resfriamento de um líquido constituído por uma substância pura.
- e) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura líquida de duas substâncias que são completamente miscíveis no estado sólido.

13. (TFC – INÉDITA)

O beneficiamento do mosto do açúcar em uma usina produz um material que, quando aquecido, produz a seguinte curva de aquecimento:



Em relação a esse material, são feitas as considerações a seguir:

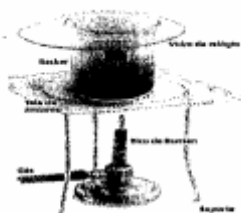
- I. Trata-se de uma mistura azeotrópica.
- II. Constitui-se em uma substância pura, polar e oxigenada.
- III. É obtido por um procedimento que envolve uma coluna de destilação.

Dentre essas características disponibilizadas para o produto em questão, apenas está CORRETO o que se afirma em:

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

14. (COLÉGIO NAVAL – 2017)

Ao aquecer o iodo num béquer coberto com o vidro de relógio, após certo tempo, observa-se que seus vapores ficam roxos.



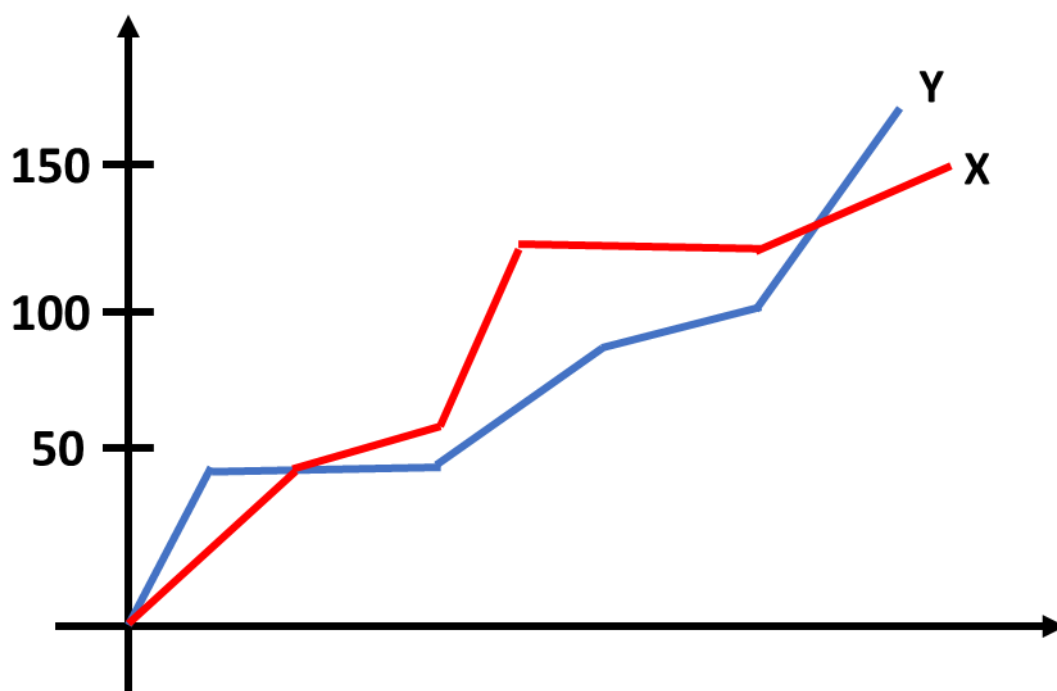
Aquecimento do iodo

Esse fenômeno é uma mudança de estado físico chamada:

- a) Liquefação.
- b) Fusão.
- c) Sublimação.
- d) Solidificação.
- e) Ebulição.

15. (TFC – INÉDITA – DESAFIO)

Ao aquecer um determinado material em laboratório, notou-se o seguinte comportamento da temperatura em função do tempo.



Analisando o gráfico, é correto afirmar que:

- a) X e Y podem ser substâncias puras.
- b) o ponto de fusão da substância X é maior que 100 °C.
- c) As amostras X e Y são misturas azeotrópicas.
- d) o ponto de ebulição das amostras X e Y é o mesmo.
- e) A amostra X é uma mistura azeotrópica, enquanto Y é uma mistura eutética.

16. (ITA – 2018)

Para cada uma das dispersões coloidais de natureza definida na tabela abaixo, cite um exemplo prático, explicitando quais são o dispersgente e o disperso. Copie e complete a tabela no caderno de respostas.

Dispersão coloidal	Natureza	Exemplo	Dispersgente	Disperso
Espuma sólida	Polímero			
Espuma líquida	Produto alimentício			
Aerossol líquido	Fenômeno natural			
Aerossol sólido	Fenômeno artificial			

17. (ITA – 2006)

Um copo contém uma mistura de água, acetona, cloreto de sódio e cloreto de prata. A água, a acetona e o cloreto de sódio estão numa mesma fase líquida, enquanto que o cloreto de prata se encontra numa fase sólida. Descreva como podemos realizar, em um laboratório de química, a separação dos componentes desta mistura. De sua descrição devem constar as etapas que você empregaria para realizar esta separação, justificando o(s) procedimento(s) utilizado(s).

18. (ITA – 2006)

Considere as informações abaixo:

- a) $\text{PbCrO}_{4(s)}$ é um sólido amarelo que é solúvel em água quente.
- b) $\text{AgCl}_{(s)}$ forma um cátion de prata solúvel em solução aquosa de NH_3 .
- c) O sólido branco $\text{PbCl}_{2(s)}$ é solúvel em água quente, mas os sólidos brancos $\text{AgCl}_{(s)}$ e $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)}$ não o são.
- d) Uma solução aquosa contendo o cátion de prata do item b), quando acidulada com HCl , forma o sólido $\text{AgCl}_{(s)}$.
- e) $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)}$ forma uma mistura insolúvel contendo $\text{Hg}_{(l)}$, que tem cor prata, e $\text{HgNH}_2\text{Cl}_{(s)}$, que é preto, em solução aquosa de NH_3 .

Uma amostra sólida consiste em uma mistura de cloretos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+} . Apresente uma sequência de testes experimentais para identificar os íons Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+} presentes nesta amostra.

19. (ITA – 2003)

Considere as informações

Descreva um processo que possa ser utilizado na preparação de álcool etílico absoluto, 99,5 % (m/m), a partir de álcool etílico comercial, 95,6 % (m/m). Sua descrição deve conter:

Considere as informações abaixo:



- a) A justificativa para o fato da concentração de álcool etílico comercial ser 95,6 % (m/m).
- b) O esquema da aparelhagem utilizada e a função de cada um dos componentes desta aparelhagem.
- c) Os reagentes utilizados na obtenção do álcool etílico absoluto.
- d) As equações químicas balanceadas para as reações químicas envolvidas na preparação do álcool etílico absoluto.
- e) Sequência das etapas envolvidas no processo de obtenção do álcool etílico absoluto.

20. (ITA – 1994)

Descreva o procedimento experimental, os raciocínios e os cálculos que você empregaria para determinar a densidade de um pedaço de metal com um formato complicado.

21. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Um determinado material sólido não homogêneo, apresentava claras diferenças de propriedades ao longo de sua estrutura. Ele foi aquecido a partir do estado sólido, verificou-se que ele apresentava ponto de fusão constante e igual a 60°C. A seguir, continuou-se o aquecimento do material e notou-se que ele passou a apresentar ponto de ebulição constante e igual a 125°C. O referido material é uma substância pura ou uma mistura? Justifique a sua resposta e explique

22. (ITA – 1994)

Descreva como se pode preparar NH_3 gasoso, em pequena escala, a partir de substâncias freqüentemente disponíveis em laboratórios de química. Sua resposta deve conter uma descrição do procedimento experimental, deve vir acompanhada de uma figura da aparelhagem utilizada e das equações balanceadas das reações envolvidas no processo de preparação.

Obs.: Como ainda não vimos Reações Inorgânicas, caso você desconheça as reações de obtenção da amônia, podemos dar como exemplo a alcalinização de uma solução de um sal de amônio.





6.1 - Gabarito

1. B
2. C
3. C
4. D
5. D
6. E
7. A
8. E
9. E
10. A
11. E

12. B
13. D
14. C
15. E
16. discursiva
17. discursiva
18. discursiva
19. discursiva
20. discursiva
21. Mistura
22. discursiva

8. Lista de Questões Comentadas

9. (IME – 2012 – 1ª Fase)

Sobre um sol, também chamado por muitos de solução coloidal, pode-se afirmar que:

- a) como toda solução, possui uma única fase, sendo, portanto, homogêneo.
- b) possui, no mínimo, três fases.
- c) assemelha-se a uma suspensão, diferindo pelo fato de necessitar um tempo mais longo para precipitar suas partículas.
- d) é ao mesmo tempo uma solução e uma suspensão, porque, embora forme uma fase única, deixado tempo suficientemente longo, formam-se duas fases, precipitando-se uma delas.
- e) possui duas fases, sendo, portanto, heterogêneo.

Comentários

O sol é um colóide formado pela dispersão de um sólido em líquido. É o caso do leite condensado, que é uma dispersão de açúcar em nata.

A letra A erra, porque o sol não é homogêneo. A letra B erra, porque o sol não precisa necessariamente de três – são pelo menos, duas. A letra C erra porque o sol é uma dispersão, não uma suspensão.

A letra D erra, porque o sol não é nem uma solução nem uma suspensão, mas uma dispersão. Não há formação de fase única e, além disso, o sol é estável, não se decompondo espontaneamente por mera decantação.

A letra E está simples e correta. Possui no mínimo duas fases, portanto, é um sistema heterogêneo.

Gabarito: E

10. (ITA – 2000)

O fato de um sólido, nas condições ambientes, apresentar um único valor de massa específica em toda sua extensão é suficiente para afirmar que este sólido:

- I. É homogêneo.
- II. É monofásico.
- III. É uma solução sólida.
- IV. É uma substância simples.
- V. Funde a uma temperatura constante.



Das afirmações feitas, estão CORRETAS:

- a) apenas I e II
- b) apenas I, II e III.
- c) apenas II, III e IV.
- d) apenas IV e V.
- e) todas.

Comentários

A massa específica (ou densidade) é uma propriedade física. Portanto, quando um sólido apresenta um único valor para esse parâmetro em toda a sua propriedade, tem-se que ele é um material homogêneo ou monofásico (são sinônimos). Portanto, os itens I e II estão corretos.

Homogeneidade é característica tanto de substâncias puras como de misturas homogêneas, portanto, não podemos afirmar se o referido sólido é mesmo uma solução (mistura homogênea), portanto, o item III está errado, nem que é uma substância pura, ainda mais simples, como afirma o item IV, que também está errado.

Por fim, o sólido pode ser uma mistura homogênea, mas não necessariamente eutética, portanto, o item V está errado.

Sendo assim, os itens I e II estão corretos; e os demais estão errados.

Gabarito: A

11. (ITA – 1998)

Nas condições ambientes, misturam-se 100 mL de n-hexano (C_6H_{14}) com 100 mL de n-heptano (C_7H_{16}). Considere as seguintes afirmações em relação ao que irá ocorrer:

- I. Formação de uma mistura bifásica.
- II. Produção de um polímero com fórmula mínima $C_{13}H_{30}$
- III. Formação de uma mistura homogênea de vários hidrocarbonetos com cadeias menores.
- IV. Produção de um polímero com fórmula mínima $C_{13}H_{28}$ e liberação de H_2 gasoso.
- V. Produção de efeito térmico comparável àquele produzido na formação de 100 mL de C_6H_{14} a partir de $H_2(g)$ e C(grafite).

Qual das opções abaixo contém apenas a(s) afirmação(ões) CORRETA(S)?

- a) I.



- b) I, IV e V
- c) II.
- d) III e V
- e) Nenhuma das afirmações está correta.

Comentários

As duas substâncias são completamente miscíveis entre si. Ambas são hidrocarbonetos apolares, de composição muito parecida.

Portanto, ao se misturar as duas substâncias, uma mistura homogênea será formada.

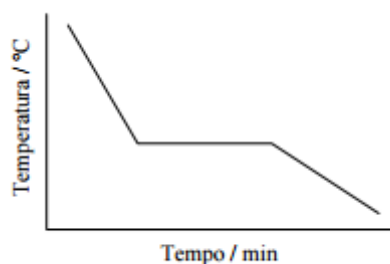
Não ocorre, portanto, a formação de uma mistura heterogênea (item I está errado), nem se observará nenhuma reação química (itens II a V estão errados).

Portanto, nenhuma das afirmações está correta.

Gabarito: E

12. (ITA – 2005)

Assinale a opção que contém a afirmação ERRADA relativa à curva de resfriamento apresentada abaixo.



- a) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura eutética.
- b) A curva pode representar o resfriamento de uma substância sólida, que apresenta uma única forma cristalina.
- c) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura azeotrópica.
- d) A curva pode representar o resfriamento de um líquido constituído por uma substância pura.
- e) A curva pode representar o resfriamento de uma mistura líquida de duas substâncias que são completamente miscíveis no estado sólido.

Comentários

É importante observar que o gráfico de resfriamento apresenta uma única região característica de mudança de estado, que é a região de temperatura constante. O gráfico não trata, portanto, de duas mudanças de estado, que seriam necessárias para caracterizar uma substância pura.

As misturas eutéticas e azeotrópicas apresentam, respectivamente, ponto de fusão e ebulição constante.

Como o gráfico ilustrado apresenta uma única mudança de estado, é bastante possível que esteja se referindo ao resfriamento de uma mistura azeotrópica passando do estado gasoso para o estado líquido ou o resfriamento de uma mistura eutética passando do estado líquido para o estado sólido. Portanto, as letras A e C estão certas.

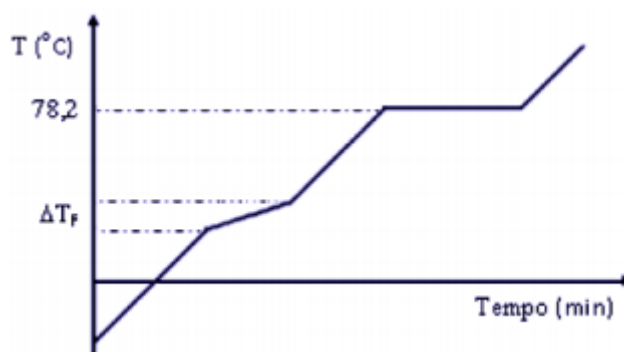
É também plenamente possível que seja uma substância pura líquida sofrendo fusão e passando para o estado sólido ou mesmo de uma mistura líquida eutética. Portanto, as letras D e E estão certas.

No entanto, esse gráfico não pode representar o resfriamento de uma substância sólida com uma única forma cristalina, pois, quando resfriado, esse sólido não pode passar por nenhuma mudança de estado.

Gabarito: B

13. (TFC – Inédita)

O beneficiamento do mosto do açúcar em uma usina produz um material que, quando aquecido, produz a seguinte curva de aquecimento:



Em relação a esse material, são feitas as considerações a seguir:

- I. Trata-se de uma mistura azeotrópica.
- II. Constitui-se em uma substância pura, polar e oxigenada.
- II. É obtido por um procedimento que envolve uma coluna de destilação.



Dentre essas características disponibilizadas para o produto em questão, apenas está **CORRETO** o que se afirma em:

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

Comentários

Vamos analisar cada um dos itens separadamente:

I – Como o ponto de fusão não é constante, o gráfico em apreço não pode representar uma substância pura. Trata-se, portanto, de uma mistura. Como essa mistura apresenta ponto de ebulição constante, ela é uma mistura azeotrópica. Item correto.

II – Como explicado no item anterior, o produto em questão não pode ser uma substância pura, porque não apresenta ponto de fusão constante. Item errado.

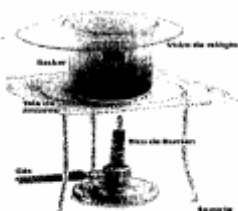
III – A mistura azeotrópica é o produto final da destilação. Portanto, esse material pode ser obtido pela destilação, só não pode ser purificado. Item correto.

Portanto, somente os itens I e III estão corretos.

Gabarito: D

14. (Colégio Naval – 2017)

Ao aquecer o iodo num béquer coberto com o vidro de relógio, após certo tempo, observa-se que seus vapores ficam roxos.



Aquecimento do iodo

Esse fenômeno é uma mudança de estado físico chamada:

- a) Liquefação.
- b) Fusão.
- c) Sublimação.
- d) Solidificação.
- e) Ebulição.

Comentários:

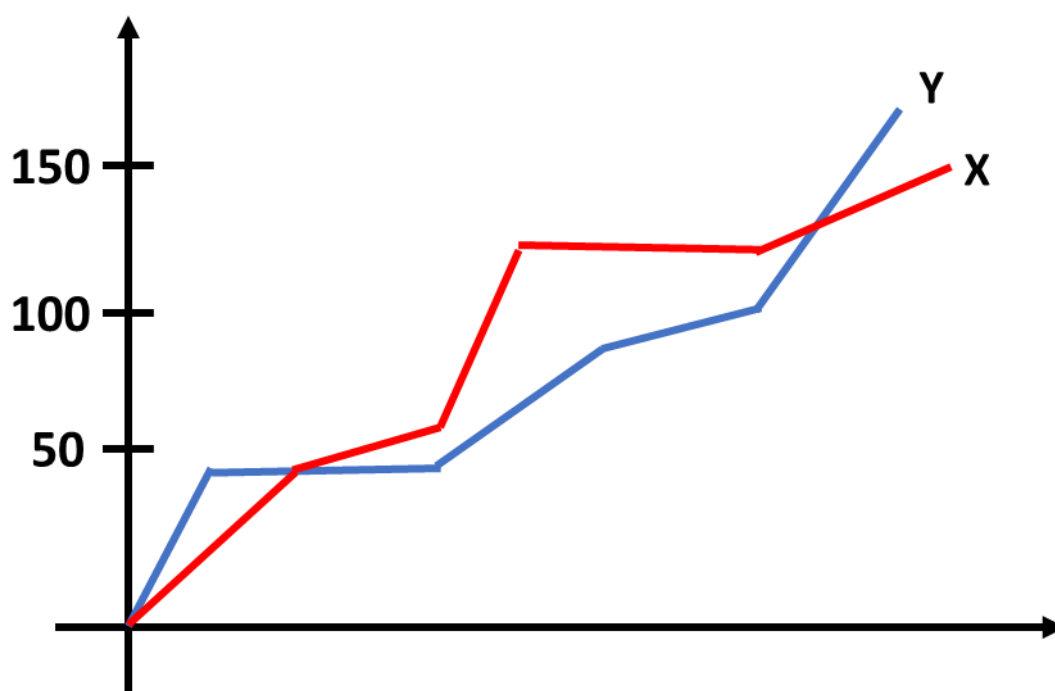
O aluno deve saber que o iodo é sólido à temperatura ambiente.

O aquecimento fará que o iodo entre em sublimação, passando para o estado gasoso. Porém, quando o iodo entra em contato com uma superfície ligeiramente mais frio, como o vidro, ele sofre ressublimação, retornando ao estado sólido.

A cor roxa, portanto, se deve à sublimação do vapor de iodo, retornando ao estado de sólido.

Gabarito: C**15. (TFC – Inédita – DESAFIO)**

Ao aquecer um determinado material em laboratório, notou-se o seguinte comportamento da temperatura em função do tempo.



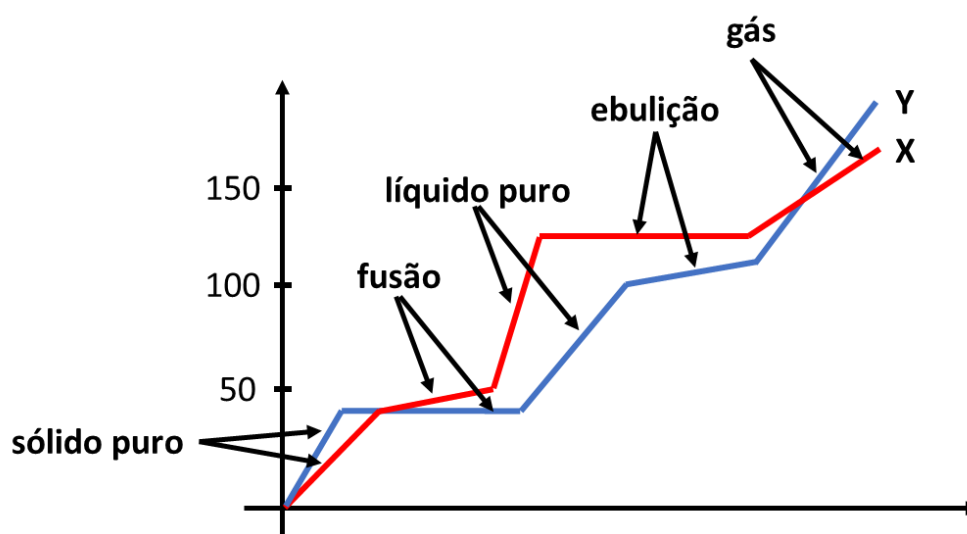
Analisando o gráfico, é correto afirmar que:

- a) X e Y podem ser substâncias puras.

- b) o ponto de fusão da substância X é maior que 100 °C.
- c) As amostras X e Y são misturas azeotrópicas.
- d) o ponto de ebulição das amostras X e Y é o mesmo.
- e) A amostra X é uma mistura azeotrópica, enquanto Y é uma mistura eutética.

Comentários

Vamos analisar as regiões da curva de aquecimento dos materiais X e Y.



Observe que:

- X apresenta ponto de ebulição constante, mas apresenta ponto de fusão variável. Logo, X é uma mistura eutética.
- Y apresenta ponto de fusão constante, mas ponto de ebulição variável. Logo, Y é uma mistura azeotrópica.

Com base nisso, vamos analisar as afirmações propostas no enunciado.

a) X e Y não podem ser substâncias puras em hipótese nenhuma, porque uma substância pura deve apresentar **tanto** o ponto de fusão **como** o ponto de ebulição constantes. Não basta que somente um deles seja constante. Afirmação errada.

b) Em primeiro lugar, X é uma mistura eutética. Portanto, jamais se poderia falar da “substância X”. Além disso, o seu ponto de fusão, como mostrado no gráfico é em torno de 50 °C, muito abaixo de 100 °C. Afirmação errada.

c) Como visto, apenas Y é azeotrópica. Por sua vez, X é uma mistura eutética. Afirmação errada.

d) O ponto de ebulição de X é bem superior ao ponto de ebulição de Y. Afirmação errada.

e) Exatamente isso.

Gabarito: E

16. (ITA – 2018)

Para cada uma das dispersões coloidais de natureza definida na tabela abaixo, cite um exemplo prático, explicitando quais são o dispersgente e o disperso. Copie e complete a tabela no caderno de respostas.

Dispersão coloidal	Natureza	Exemplo	Dispersgente	Disperso
Espuma sólida	Polímero			
Espuma líquida	Produto alimentício			
Aerossol líquido	Fenômeno natural			
Aerossol sólido	Fenômeno artificial			

Comentários

Primeiramente, devemos diferenciar a espuma do aerossol. A espuma é formada pela dispersão de um gás dentro de um sólido (espuma sólida) ou de um líquido (espuma líquida). Por outro, o aerossol é formado pela dispersão de um sólido (aerossol sólido) ou de um líquido (aerossol líquido) dentro de um gás. No caso do aerossol, a substância predominante é o gás.

Dispersão Coloidal	Natureza	Exemplo	Dispersgente	Disperso
Espuma sólida	Polímero	Isopor	Poliestireno	Ar
Espuma líquida	Produto alimentício	Chantilly	Creme de Leite	Ar
Aerossol líquido	Fenômeno natural	Nuvem ou Neblina	Ar	Água
Aerossol sólido	Fenômeno artificial	Fuligem	Ar	Carbono Grafite

Gabarito: discursiva

17. (ITA – 2006)

Um copo contém uma mistura de água, acetona, cloreto de sódio e cloreto de prata. A água, a acetona e o cloreto de sódio estão numa mesma fase líquida, enquanto que o cloreto de prata se encontra numa fase sólida. Descreva como podemos realizar, em um laboratório de química, a

separação dos componentes desta mistura. De sua descrição devem constar as etapas que você empregaria para realizar esta separação, justificando o(s) procedimento(s) utilizado(s).

Comentários

Primeiramente, pode-se fazer uma filtração comum, retendo o cloreto de prata sólido no filtro.

O filtrado é uma solução aquosa contendo cloreto de sódio e acetona. Como a acetona é mais volátil que a água, ela pode ser separada da mistura por destilação lenta e a frio.

A destilação deve ser realizada a uma temperatura de ebulição inferior à da mistura para garantir que o vapor tenha um teor maior em acetona do que a mistura.

É importante observar que o destilado não conterá cloreto de sódio, mas apenas uma mistura de água e acetona com teores cada vez maiores de acetona à medida que novas destilações são feitas.

A seguir, pode-se fazer uma nova destilação para separar a água do sal.

Gabarito: discursiva

18. (ITA – 2006)

Considere as informações abaixo:

- a) $\text{PbCrO}_{4(s)}$ é um sólido amarelo que é solúvel em água quente.
- b) $\text{AgCl}_{(s)}$ forma um cátion de prata solúvel em solução aquosa de NH_3 .
- c) O sólido branco $\text{PbCl}_{2(s)}$ é solúvel em água quente, mas os sólidos brancos $\text{AgCl}_{(s)}$ e $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)}$ não o são.
- d) Uma solução aquosa contendo o cátion de prata do item b), quando acidulada com HCl , forma o sólido $\text{AgCl}_{(s)}$
- e) $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)}$ forma uma mistura insolúvel contendo Hg(l) , que tem cor prata, e $\text{HgNH}_2\text{Cl}_{(s)}$, que é preto, em solução aquosa de NH_3 .

Uma amostra sólida consiste em uma mistura de cloretos de Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+} . Apresente uma sequência de testes experimentais para identificar os íons Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+} presentes nesta amostra.

Comentários

Primeiramente, pode-se aproveitar da solubilidade do PbCrO_4 em água quente. Para isso, deve-se transferir a mistura sólida para um béquer, acrescentar água destilada e ferver. Então, fazemos uma filtração com o líquido ainda quente (filtração a quente).

O filtrado deve ser resfriado. A formação de um sólido branco PbCl_2 identifica o íon Pb^{2+} .

O resíduo da filtração deve ser lavado com água quente e acrescenta-se K_2CrO_4 à água de lavagem fria até que não se forme mais sólido amarelo. Com isso, eliminamos o íon Pb^{2+} do resíduo.

A seguir, acrescenta-se solução de NH_3 ao resíduo.

A formação de um precipitado preto ($HgNH_2Cl_{(s)} + Hg_{(l)}$) identifica o íon Hg_2^{2+} .

Filtra-se novamente e se acidula o filtrado com HCl . A formação de um sólido branco identifica o íon Ag^+ .

Gabarito: discursiva

19. (ITA – 2003)

Considere as informações

Descreva um processo que possa ser utilizado na preparação de álcool etílico absoluto, 99,5 % (m/m), a partir de álcool etílico comercial, 95,6 % (m/m). Sua descrição deve conter:

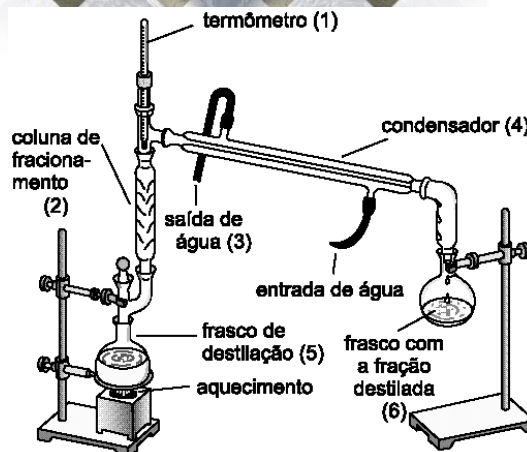
Considere as informações abaixo:

- A justificativa para o fato da concentração de álcool etílico comercial ser 95,6 % (m/m).
- O esquema da aparelhagem utilizada e a função de cada um dos componentes desta aparelhagem.
- Os reagentes utilizados na obtenção do álcool etílico absoluto.
- As equações químicas balanceadas para as reações químicas envolvidas na preparação do álcool etílico absoluto.
- Sequência das etapas envolvidas no processo de obtenção do álcool etílico absoluto.

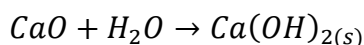
Comentários

O álcool etílico comercial é uma mistura azeotrópica, portanto, não pode ser separada pelos processos de destilação simples ou fracionada. Para se aumentar o teor de álcool no produto, são necessários processos mais sofisticados de separação de misturas.

Deve ser utilizado um aparelho de destilação com uma coluna de fracionamento, um condensador e um bico de Bunsen para aquecer a água.



Para se obter o álcool absoluto, deve-se adicionar cal virgem (CaO). A cal virgem reage com a água, formando um precipitado insolúvel em álcool.



O hidróxido de cálcio precipita. O álcool pode ser filtrado. Porém, como ainda é possível que algum hidróxido de cálcio esteja dissolvido, é mais conveniente fazer uma nova destilação, que produzirá o álcool praticamente puro como destilado.

Gabarito: discursiva

20. (ITA – 1994)

Descreva o procedimento experimental, os raciocínios e os cálculos que você empregaria para determinar a densidade de um pedaço de metal com um formato complicado.

Comentários

Um modo muito simples de medir o volume de um metal qualquer é mergulhando-o em água. Como o metal não se dissolve em água, o volume final vai ser muito próximo da soma dos dois volumes.

Para fazer as medidas de volume antes e depois, é interessante ter um equipamento que permita a medida de volumes com precisão, como uma proveta bem graduada.

Como o metal é uma substância pura ou, no máximo, uma liga, não é necessário medir o volume da peça inteira. Pode-se cortar um pequeno pedaço e mergulhar em 20 mL de água armazenado numa proveta de 50 mL.

É interessante usar volumes pequenos de água, pois, quanto menor a proveta, mais bem graduada ela será.

Colocamos 20 mL de água na proveta e também pesamos com uma balança obtendo a massa inicial (m_0). A seguir, mergulhamos o metal na água, medimos o volume final (V) e medimos a massa final (m).

Para calcular a densidade do metal, basta usar a relação:


$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m - m_0}{V - 20}$$

Gabarito: discursiva

21. (TFC – 2019 – Inédita)

Um determinado material sólido não homogêneo, apresentava claras diferenças de propriedades ao longo de sua estrutura. Ele foi aquecido a partir do estado sólido, verificou-se que ele apresentava ponto de fusão constante e igual a 60°C. A seguir, continuou-se o aquecimento do material e notou-se que ele passou a apresentar ponto de ebulição constante e igual a 125°C. O referido material é uma substância pura ou uma mistura? Justifique a sua resposta e explique

Comentários

O material referido não pode ser uma substância pura, porque falha em uma das primeiras características, que é de apresentar propriedades uniformes ao longo de sua estrutura.

Sendo assim, só pode ser uma mistura. Em geral, as misturas apresentam ponto de fusão e ebulição não constantes.

Porém, é possível que se tenha uma mistura eutética que, ao ser aquecida, sofre uma reação química, de modo que uma das substâncias componentes se transforma na outra. Sendo assim, ao ser aquecida, ela passa a ser uma substância pura e, portanto, apresenta ponto de ebulição constante.

Um caso interessante em que isso acontece é com o par de moléculas de enxofre rômico e monoclinico. Ao ser aquecido, o enxofre rômico se converte em monoclinico.

Sendo assim, ao imaginar uma mistura eutética entre os dois alótropos do enxofre, quando ela fosse aquecida, ela se transformaria numa substância pura. Portanto, apresentaria, também o ponto de ebulição constante.

Gabarito: Mistura

22. (ITA – 1994)

Descreva como se pode preparar NH_3 gasoso, em pequena escala, a partir de substâncias freqüentemente disponíveis em laboratórios de química. Sua resposta deve conter uma descrição do procedimento experimental, deve vir acompanhada de uma figura da aparelhagem utilizada e das equações balanceadas das reações envolvidas no processo de preparação.

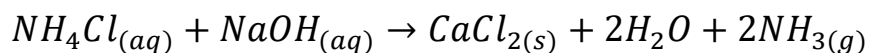
Obs.: Como ainda não vimos Reações Inorgânicas, caso você desconheça as reações de obtenção da amônia, podemos dar como exemplo a alcalinização de uma solução de um sal de amônio.





Comentários

A amônia pode ser obtida em pequena escala em laboratório a partir da adição de bases fortes a sais de amônio.



Para isso, precisa-se de um recipiente para armazenar os reagentes, como um balão de fundo chato ou redondo, um tubo de vidro de ângulo 45° e um recipiente coletor de amônia, por exemplo, outro balão.

Pode-se utilizar um bico de Bunsen e uma tela de amianto para aquecer a mistura e fazer que a amônia se desprenda do sistema mais rapidamente.

Quando o sistema é aquecido, a reação entre o cloreto de amônio e o hidróxido de sódio acontece e somente a amônia escapa do recipiente.

Esse gás vai atravessar o tubo de vidro e chegar ao recipiente coletor.

Gabarito: discursiva
