



Aula 00 – Introdução à Química

ITA 2021

Professor Thiago Cardoso

Sumário

Apresentação do Curso	4
<i>Apresentação do Professor</i>	4
<i>Vale a pena estudar no ITA?</i>	7
<i>Estatísticas do ITA</i>	8
<i>Cronograma e Metodologia</i>	10
Apresentação da Aula	15
<i>Introdução à Química nas Provas do ITA</i>	16
1. Definições Fundamentais	16
1.1. <i>Átomo</i>	16
1.1.1. Íons	18
1.2. <i>Elemento Químico</i>	20
1.3. <i>Grandezas Físicas Importantes</i>	23
1.4.1. Massa.....	24
1.4.2. Volume.....	26
1.4.3. Densidade	27
1.4.3. Pressão.....	29
2. Substâncias Químicas	32
2.1. <i>Substâncias Simples e Compostas</i>	33
2.1.1. Alotropia	34
2.1.2. Atomicidade.....	39
2.2. <i>Substâncias Puras</i>	40
2.2.1. Composição Fixa	40
2.2.2. Propriedades Fixas.....	43
2.2.3. Curva de Aquecimento	45
2.3. <i>Transformações Físicas e Químicas</i>	46
3. Misturas	55
3.1. <i>Misturas Homogêneas</i>	57
3.1.1. Solubilidade	60
3.1.2. Regras Básicas de Solubilidade	62
3.1.3. Extração	64
3.2. <i>Curva de Aquecimento de Misturas</i>	65
3.2.1. Misturas Azeotrópicas e Eutéticas.....	67
3.3. <i>Misturas Heterogêneas</i>	70
3.3.1. Dispersões Coloidais	73
3.4. <i>Métodos de Separação de Misturas Heterogêneas</i>	76
3.4.1. Catação	76
3.4.2. Peneiração	77
3.4.3. Levigação	78
3.4.4. Sifonação	79
3.4.5. Flotação	80
3.4.6. Dissolução Fracionada	81
3.4.7. Decantação	82
3.4.8. Centrifugação	83
3.5. <i>Métodos de Separação de Misturas Homogêneas</i>	83
3.5.1. Evaporação	84



3.5.2. Destilação Simples	85
3.5.3. Destilação Fracionada.....	86
3.5.4. Fusão Fracionada.....	87
4. Materiais de Laboratório	98
4.1. Regras de Segurança em Laboratórios	98
4.2. Vidrarias	98
4.3. Equipamentos de Porcelana.....	100
4.4. Outros Equipamentos.....	101
5. Método Científico	103
5.1. A Primeira Noção de Átomo.....	103
5.2. Método de Descartes	104
5.3. Elementos do Método Científico	105
Lista de Questões Propostas	109
Lista de Questões Comentadas	124
Referências.....	144
Considerações Finais.....	146



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**.

A Física foi a primeira matéria que me chamou a atenção. Eu estudava pelo Tópicos da Física. Eu percebi que eu progredia muito mais rápido lendo um material escrito de qualidade e resolvendo muitas questões do que simplesmente assistindo às aulas.

Além do mais, naquele livro, as questões mais difíceis sempre vinham daquele vestibular, sempre acompanhadas pela sigla **ITA**.

Meu pai que, na época era cabo do Exército, sempre me deu o maior apoio para estudar para esse vestibular.

No entanto, naquela época, era muito caro estudar para o ITA. Os únicos colégios da cidade que preparavam para o vestibular eram caríssimos.

Em 2004, eu ouvi falar pela primeira vez das Olimpíadas. Na época, esse tipo de competição era pouco divulgado. E a primeira que tive notícia foi a Olimpíada de Química. Naquela época, eu ainda era 1º ano, e eu resolvi topar o desafio.

Na minha escola, não havia aulas específicas para a Olimpíada. Mas eu já havia aprendido que estudar por materiais escritos era o que me faria ter sucesso.

Meu pai comprou vários livros para mim no Sebo da cidade e eu me dediquei a estudar para a Olimpíada. Chegava inclusive a faltar várias aulas do colégio apenas para me dedicar a essa missão.

Em 2005, eu fui o primeiro colocado do estado na olimpíada, conquistando uma menção honrosa. Esse título chamou a atenção de colégios e eu fui convidado a estudar nos maiores colégios da cidade com bolsa integral.

Em 2006, tive sucesso e conquistei a Medalha de Prata na Olimpíada Norte-Nordeste de Química, que é extremamente concorrida, sendo o primeiro medalhista do meu estado por um depois de um período de 10 anos.

Nesse ano, eu também conquistei a Medalha de Ouro na Olimpíada Brasileira de Matemática das Escolas Públicas e a Medalha de Bronze na Olimpíada Brasileira de Física.

Ainda no final de 2006, eu fui **aprovado** no disputado vestibular de **Medicina** da Universidade de Pernambuco. Assim que conquistei esse resultado, toda a minha família queria que eu fizesse Medicina, diziam que eu teria o futuro garantido.

Porém, o que eu realmente queria era passar no ITA. Eu queria viver a experiência de morar sozinho muito novo e estudar em uma das mais conceituadas faculdades do país.



Então, eu surpreendi a todos da família e resolvi **abandonar a vaga** na faculdade de Medicina. Aquela decisão me colocou em 2007 numa extrema pressão: eu me sentia obrigado a passar no ITA.

E, em 2006, eu não passei no ITA porque tinha levado corte em Física. Não tínhamos acesso nem ao gabarito da prova nem às nossas notas, mas eu já estimava pelo gabarito extraoficial dos cursinhos que eu teria levado corte nessa matéria.

E olha só o que aconteceu. Apesar de ter estudado muito em 2007, eu levei corte em Física novamente.

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.

Outro ponto interessante que eu queria comentar com vocês é sobre a minha aprovação no IME. Como muito dos candidatos ao ITA, eu também estudei para o IME e tinha esse instituto como uma opção, caso eu não conseguisse a tão sonhada vaga no ITA.

Quando eu saí da prova de Física do IME, eu senti muita insegurança. E isso piorou muito depois do gabarito extra-oficial dos cursinhos. Segundo eles, eu não tinha conseguido acertar **nenhuma questão completa**.

Eu resolvi não me deixar abalar e fiz a melhor prova de Química possível naquele dia.

Tempos depois, veio o resultado e a **minha surpreendente nota de Física: 5,70**. Eu tirei a melhor nota de Matemática do Brasil (8,60) e a segunda melhor nota de Química (7,40). Com isso, eu conquistei a 6ª colocação na Reserva.

Instituto Militar de Engenharia
Resultado Preliminar do Exame de Escolaridade 2008/2009
CACFG/RESERVA

Data: 01/12/2008

Pág.: 1 de 3

Relação dos Aprovados - Por Classificação

Insc.	Sigilo	Nome	Classif	Média	Obj	Mat	Fis	Qui	Port	Ing	Local
17967	020761	ALEX ATSUSHI TAKEDA	1º	8,360	9,25	7,80	8,10	8,00	8,75	10,00	SÃO JOSÉ DOS CAMPOS
17291	020961	THOMAS FERREIRA DE LIMA	2º	8,005	9,25	8,10	7,70	7,40	7,10	9,20	SÃO JOSÉ DOS CAMPOS
02260	027456	VICTOR LEAL VITOR	3º	7,760	8,50	7,60	8,00	6,50	7,50	9,80	RIO DE JANEIRO
17931	026717	WILSON CAMARA MARRIEL	4º	7,630	8,75	8,30	8,20	6,50	7,75	5,50	RIO DE JANEIRO
02170	027316	MARIANA GEORGES MONTEIRO DE CARVALHO	5º	7,515	8,00	7,50	7,80	6,30	8,95	7,50	RIO DE JANEIRO
17456	023211	THIAGO FERNANDO CARDOSO DA SILVA	6º	7,475	7,75	8,60	5,70	7,40	6,70	8,30	RECIFE
02348	025820	JONATHAN CORREIA CARVALHOSA	7º	7,485	7,25	7,60	8,00	7,30	7,00	7,00	RIO DE JANEIRO
16281	022468	RIAN KOJA	8º	7,325	9,50	6,20	7,10	6,90	7,35	9,80	SÃO PAULO
04275	026224	GUILHERME RODRIGUES CARVALHO DE SOUZA	9º	7,235	8,25	6,20	7,20	6,90	8,00	9,30	RIO DE JANEIRO
02477	025429	LUIZ GUSTAVO MUNIZ DO NASCIMENTO	10º	7,190	9,00	6,90	5,90	6,70	8,00	9,00	RIO DE JANEIRO
19140	020833	FELIPE FERREIRA VILLAR COELHO	11º	7,185	9,00	6,10	7,50	6,20	7,55	9,60	SÃO JOSÉ DOS CAMPOS
17087	022630	BRUNO OLIVEIRA ALVES FERREIRA	12º	7,170	8,25	6,40	7,50	6,80	6,05	9,60	BRASÍLIA
02580	021854	IGOR RODRIGUES BARROSO	13º	7,105	8,50	6,90	8,20	6,50	6,15	6,30	FORTALEZA
02513	021925	ORLANDO ALENCAR LUSTOSA NETO	14º	7,055	8,25	6,10	8,00	7,30	6,20	7,20	FORTALEZA

Eu pedi acesso à correção de prova só para saber como eu tinha tirado essa nota tão alta de Física. Eu descobri que, de fato, eu não tinha ganhado a pontuação integral de nenhuma questão. Porém, eu também não tive nenhuma questão zerada.

Eu escrevi algo em todas as questões e recebi pontos por isso. Fui recebendo 0,3 em uma, 0,5 em outra, 0,7 em outra e o somatório dessas pontuações foi uma nota razoável: 5,70.



Por isso, eu sempre digo aos meus alunos:

“Jamais deixe uma questão discursiva em branco. Escreva tudo o que você sabe sobre ela, porque isso pode lhe render pontos valiosos.”

Treine as questões discursivas e sempre escreva algo relevante nelas.

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.



Por exemplo, eu trabalhei no Casdinho como Professor de Português por 4 anos, que era um cursinho preparatório voluntário mantido pelos alunos do ITA para o Colégio Engenheiro Juarez Wanderley, que é uma escola de Ensino Médio mantida pela Embraer.

Trata-se de um vestibular bastante concorrido, mas, durante o período em que trabalhei no Casdinho, tivemos índices de aprovação semelhantes aos dos grandes cursos preparatórios da cidade. No meu último ano (2012), tivemos 25 aprovados em 200 vagas.

Onde você já viu alunos ainda na faculdade desempenharem um papel tão relevante?

E é justamente por essa excelência que a instituição é enxergada pelo mercado de trabalho. Os alunos do ITA têm fama de serem excelentes profissionais em consultorias, bancos de investimentos e muitas outras áreas, além da Engenharia.

No ITA, acontecem uma ou duas palestras de grandes empresas por semana. Eles se deslocam geralmente de São Paulo a São José dos Campos para apresentar a empresa e recrutar alunos do ITA.

O meu primeiro estágio foi no Banco BBM, na área de Tesouraria. Aos 20 anos, eu ganhei um flat no Botafogo e um bom salário para trabalhar em uma empresa que tinha planos de carreira excepcionais.

E eu olhava para os meus amigos. Quem tinha essa sorte aos 20 anos?

Foi aí que eu comecei a perceber como valeu a pena tanta dedicação e esforço para fazer ITA.

Quando eu me formei, eu recebi ofertas de emprego de todos os setores que você pode imaginar, mas optei por seguir a minha grande paixão: a educação. Hoje em dia, trabalho como professor e sou extremamente realizado por isso.

Estatísticas do ITA

A prova do ITA é bastante concorrida não em número de candidatos-vaga, mas sim em nível do concorrentes.

No vestibular de 2018, inscreveram-se 11.135 candidatos, sendo:

- 4.463 optantes pela carreira militar (40,1%);
- 5.011 não optantes (45,0%);
- 1.661 treineiros (14,9%) que são aqueles alunos que ainda estão no 1º ou 2º anos do Ensino Médio;
- 2.575 mulheres (23,1%);

Em 2018, o curso preferido dos inscritos foi o de Engenharia Aeroespacial com 2.721 inscritos.

Curso	Candidatos
Engenharia Aeroespacial	2.721
Engenharia Aeronáutica	2.444
Engenharia Civil-Aeronáutica	922



Curso	Candidatos
Engenharia de Computação	2.058
Engenharia Eletrônica	1.009
Engenharia Mecânica-Aeronáutica	1.981

A média de corte para as vagas ordinárias foi de 7,3375. Para as vagas privativas, que são reservadas a candidatos que passaram por alguma escola militar, como a AFA, foi de 7,0700.

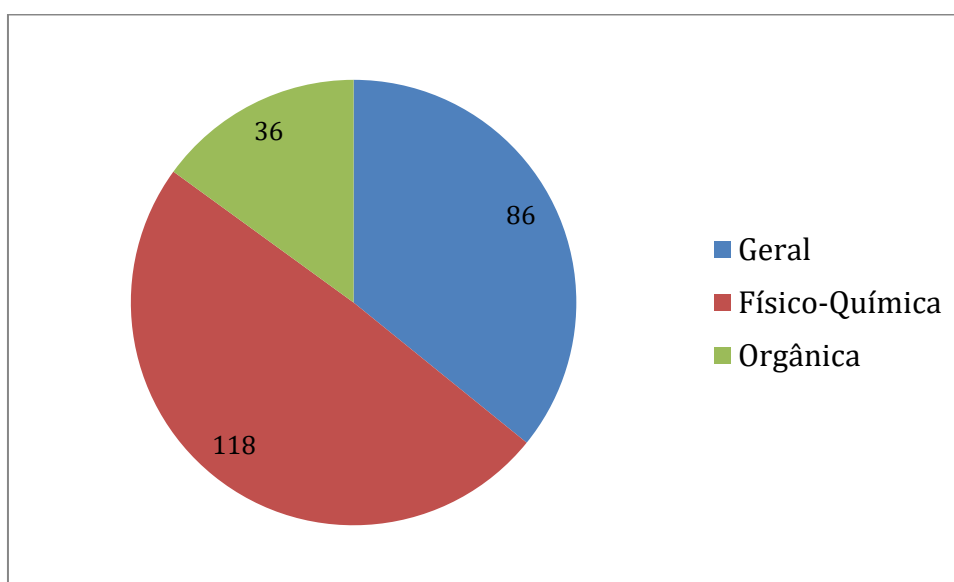
As notas médias dos aprovados nas disciplinas foram:

Matéria	Nota Média dos Convocados
Física	7,7132
Português	7,6575
Inglês	8,0318
Matemática	7,7068
Química	7,3973
Média Geral (sem inglês)	7,6187

Perceba que você não precisa fechar a prova. Você precisa ficar próximo de um 7,5. Essa informação faz toda a diferença na sua preparação.

O edital do ITA é muito extenso, porém, você pode se dar muito bem, se souber **priorizar** o que é mais importante.

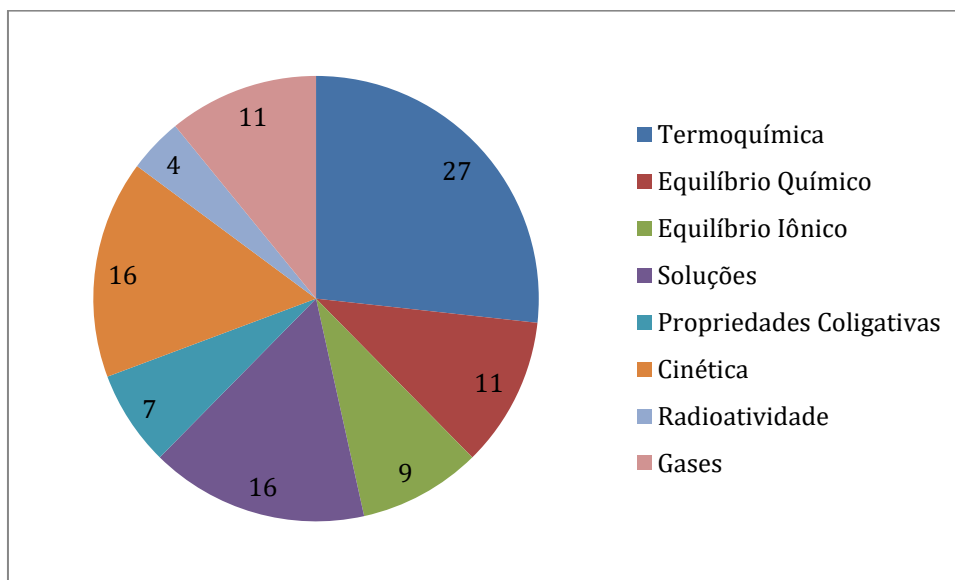
Agora, vamos avaliar os principais assuntos que são cobrados no vestibular. Nas últimas 8 provas aplicadas pelo ITA, tivemos uma predominância notável de questões de Físico-Química, que respondeu por 49% das questões cobradas.



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.



Cronograma e Metodologia

O nosso curso preparatório para o ITA e IME terá um curso completo em **pdf**, um material de leitura completo e extenso, bastante rico em questões. Esse material é dividido em quatro frentes:

- **Química Geral:** estuda a matéria nos termos mais próximos do átomo. Estuda o átomo e suas combinações, como ligações químicas, moléculas, cristais e interações intermoleculares;
- **Físico-Química:** é o ramo que possui maior conexão com a Física. Estuda a energia envolvida em transformações químicas, a velocidade dessas transformações e o rendimento de reações.
- **Química Inorgânica:** estuda a composição, as propriedades e as reações da matéria inorgânica. De maneira rápida, podemos conceituar que a matéria inorgânica não possui carbono na sua composição.
- **Química Orgânica:** estuda a composição, as propriedades e as reações da matéria orgânica. De maneira rápida, podemos conceituar que a matéria orgânica é aquela que possui carbono na sua composição. Mais adiante, veremos que algumas substâncias, embora contenham carbono, são classificadas como substâncias inorgânicas.

O nosso material em pdf é autossuficiente, o que significa que você não precisará de nenhum outro material para estudar para o certame.

Já aconteceu de você travar em uma questão difícil e não saber como resolvê-la? Já aconteceu com você de passar dias tentando resolver uma questão e depois descobrir que foi um simples erro de gabarito?

É exatamente por isso que, no nosso material escrito, **todas as questões encontram-se devidamente comentadas** alternativa por alternativa. Isso fará toda a diferença na sua preparação.



Você deve tentar resolver as questões sozinho primeiramente. Se você não conseguir, leia a resolução para entender como se faz. Depois, você terá mais munição para fazer as questões mais complicadas.

Esse material foi elaborado a partir de uma extensa bibliografia que contempla obras de autores consagrados como: J.D. Lee, John B. Russell, John C. Kotz, T. W. Solomons, Catherine Housecroft, Francis Carey e Peter Atkins.

Eu extraí desses livros tudo o que eu acredito ser relevante para a prova do ITA, de modo que você não precise perder tempo lendo materiais de nível muito avançado. Tempo é muito precioso na sua preparação, pois sabemos que as outras matérias também serão cobradas em nível altíssimo.

Além disso, teremos simulados com resoluções em vídeo. Serão muitas questões inéditas para você treinar e você terá todas

Esse material será composto por pelo menos 23 aulas bastante longas com muita teoria e exercícios resolvidos. Ao longo desse material, você encontrará **todas as questões** dos últimos 10 anos de vestibular do ITA e do IME resolvidas.

Também vamos te preparar com uma abordagem forte em Química Descritiva. Você, com certeza, já deve ter visto aquela questão que pediu a cor de um reagente. E é um dos assuntos favoritos do ITA. Ou, ainda, sabemos que sempre caem questões cobrando, por exemplo, “qual o material utilizado para construir para-brisas de aviões?”

Nós vamos estudar as reações químicas em detalhes. Vamos aprender os reagentes, como eles se comportam, mostrar as suas colorações.

E será justamente por meio dessas seções que você aprenderá dicas valiosas dessa área da Química, sempre por meio de exemplos e aplicações práticas, de modo muito semelhante ao que é cobrado na prova. Creio que, dessa maneira, é mais fácil aprender esses tópicos tão específicos.

Teremos também um grande número de questões inéditas, elaboradas por mim, que eu marcarei como banca **TFC**.

O nosso curso também terá um fórum de dúvidas e uma comunidade no Telegram comigo e com aprovados no último vestibular. Serão fontes para você tirar todas as suas dúvidas. Você terá espaço para fazer perguntas que teria vergonha de fazer em sala de aula e também terá o espaço para fazer perguntas avançadas.

A seguir, temos o nosso cronograma de aulas. Para fins didáticos, adotei a divisão da matéria em três frentes: Química Geral e Inorgânica, Físico-Química e Química Orgânica. No entanto, atendendo as necessidades do seu certame extremamente rigoroso, é muito comum que o mesmo pdf entrelace duas ou mais dessas frentes.

Considerando que a prova do ITA acontece normalmente no início de Dezembro, você terá todo o material necessário para o ITA com antecedência de 2 semanas para o vestibular.

ESTRATÉGIA VESTIBULARES

NOME E ANO DO VESTIBULAR: ITA 2020



PROFESSOR: Thiago Cardoso			
MATÉRIA: Química			
OBSERVAÇÃO:			
Aula 0	Introdução à Química 1. Introdução à Química: Conceitos, objetivos e ramos. Método Científico. 3. Misturas heterogêneas, colóides e soluções: conceitos e critérios de identificação; métodos de separação das fases e dos componentes; critérios de pureza.	Até 29/11/2019	Química I (Geral)
Aula 1	Átomos e Moléculas 5. Átomos e moléculas: partículas fundamentais e modelos atômicos; principais métodos de determinação de massas atômicas e massas moleculares;	Até 12/12/2019	Química I (Geral)
Aula 2	Radioatividade 5. Radioatividade: Origem e propriedade das principais radiações. Lei de deslocamento radioativo. Velocidade de desintegração e constantes radioativas. Transmutações elementares naturais. Fissão e fusão nuclear. Usos dos isótopos radioativos.	Até 24/12/2020	Química I (Geral)
Aula 3	Classificações Periódicas 4. Elementos químicos: símbolos; propriedades e classificações periódicas; substâncias químicas simples e compostas e suas representações por fórmulas;	Até 13/01/2020	Química I (Geral)
Aula 4	Ligações Iônicas e Metálicas 7. Ligações químicas: os casos extremos (iônica, covalente e metálica) e casos Intermediários	Até 26/01/2020	Química I (Geral)
Aula 5	Ligações Covalentes 7. Ligações Químicas: polaridade e momento dipolar das moléculas. 8. solubilidade em água de sólidos, líquidos e gases;	Até 08/02/2020	Química I (Geral)
Aula 6	Funções Inorgânicas: Ácidos e Bases 13. Ácidos e bases: Conceitos, nomenclatura e classificação; propriedades de suas soluções	Até 21/02/2020	Química II (Inorgânica)



	aquosas; processos de obtenção das substâncias mais usadas.		
Aula 7	Funções Inorgânicas: Sais e Óxidos 13. Sais e óxidos: Conceitos, nomenclatura e classificação; propriedades de suas soluções aquosas; processos de obtenção das substâncias mais usadas.	Até 29/02/2020	Química II (Inorgânica)
Aula 8	Estequiometria 6. Estequiometria e o Número de Avogadro; 9. Reações químicas: equação química e balanceamento, cálculos estequiométricos;	Até 13/02/2020	Química II (Inorgânica)
Aula 9	Soluções 8. Soluções: maneiras de expressar concentrações; tipos de soluções; condutividade elétrica de soluções; Propriedades Coligativas	Até 10/04/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 10	Gases 2. Matéria: propriedades do estado gasoso	Até 23/04/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 11	Termoquímica 11. Termoquímica: energia interna (calor e trabalho); variações de entalpia; lei de Hess;	Até 06/05/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 12	Introdução à Química Orgânica e Isomeria 15. Introdução à Química Orgânica: conceito, funções orgânicas e grupos funcionais; séries homólogas; 15. Isomeria de cadeia, funcional, geométrica e óptica (quiralidade).	Até 19/05/2020	Química IV (Orgânica)
Aula 13	Cinética Química 12. Cinética química: efeito da temperatura e dos catalisadores, enzimas e inibidores.	Até 01/06/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 14	Hidrocarbonetos Saturados 23. Hidrocarbonetos: Divisão. Nomenclatura. Processos de obtenção, reações e propriedades dos hidrocarbonetos mais importantes. Petróleo: composição e fracionamento. Destilação seca da hulha.	Até 14/06/2020	Química IV (Orgânica)



Aula 15	Equilíbrio Químico 10. Equilíbrio químico: conceito; constantes de equilíbrio; princípio de Le Chatelier.	Até 27/06/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 16	Hidrocarbonetos Insaturados 23. Hidrocarbonetos: Divisão. Nomenclatura. Processos de obtenção, reações e propriedades dos hidrocarbonetos mais importantes.	Até 10/07/2020	Química IV (Orgânica)
Aula 17	Equilíbrio Iônico 10. Equilíbrio químico: conceito; constantes de equilíbrio; princípio de Le Chatelier. – Parte II – em meio aquoso	Até 23/07/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 18	Funções Oxigenadas 16. Alcoóis, éteres, aldeídos e cetonas, fenóis: classificação, nomenclatura e propriedades; processos de obtenção das substâncias mais usadas.	Até 05/08/2020	Química IV (Orgânica)
Aula 19	Eletroquímica 14. Eletroquímica: conceitos de catodo, anodo e polaridade de eletrodos; potenciais de eletrodo; leis de Faraday; série ordenada de pares redox; equação de Nernst; baterias primárias e secundárias; corrosão.	Até 18/08/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 20	Ácidos Carboxílicos Funções Nitrogenadas ácidos carboxílicos e aminas: classificação, nomenclatura e propriedades; processos de obtenção das substâncias mais usadas.	Até 31/08/2020	Química IV (Orgânica)
Aula 21	Polímeros e Bioquímica 17. Proteínas, carboidratos, gorduras e polímeros naturais: ocorrência e principais usos. 18. Polímeros sintéticos: correlação entre estrutura e propriedades; principais métodos de obtenção e principais usos.	Até 13/09/2020	Química III (Físico-Química)
Aula 22	Sólidos e Líquidos	Até 03/10/2020	Química II (Inorgânica)



	2. Matéria: propriedades dos estados sólido e líquido; sólidos amorfos e cristalinos		
Aula 23	Química Descritiva 4. Elementos químicos: fontes, principais processos de obtenção e propriedades das substâncias simples mais utilizadas.	Até 31/10/2020	Química II (Inorgânica)
Aula 24	Química Descritiva – Parte II 4. Elementos químicos: fontes, principais processos de obtenção e propriedades das substâncias simples mais utilizadas.	Até 16/11/2020	Química II (Inorgânica)

Apresentação da Aula

Caros Alunos, sejam bem-vindos à nossa primeira aula do curso de Química.

A Química é a ciência que estuda a matéria e suas transformações. Por conta disso, está presente em muito dos fenômenos do dia a dia, como a dissolução de um comprimido efervescente e o funcionamento das pilhas e bateria.

No campo profissional, seus conhecimentos são utilizados em um grande número de indústrias e ciências. A Indústria Química visa a gerar produtos para outras indústrias, como é o caso das siderúrgicas, que dependem de reações químicas para transformar o minério de ferro em ferro e aço.

Já a Indústria Farmacêutica está sempre à caça de novos medicamentos para propor tratamentos a um grande número de doenças. A Indústria de Alimentos, por sua vez, precisa da Química para a melhoria da conservação e das propriedades fisiológicas dos alimentos.

A pesquisa por fontes de energia mais limpas e eficientes também é um tema de muito interesse a essa ciência, como é o caso da Energia Nuclear. Atualmente, muitos países, como a França, têm a energia nuclear na sua matriz energética. No Brasil, tem-se a Usina de Angra de Reis e outros projetos, como os Submarinos Nucleares.

Até mesmo outras áreas do conhecimento dependem de conhecimentos químicos para se processar. É o caso da Engenharia Eletrônica, que utiliza a corrosão para a produção de placas de circuito impresso, das Engenharias Aeroespacial e a Aeronáutica, que estudam a síntese de propelentes e materiais aerodinâmicos, e da Engenharia Mecânica, que estuda soldagem.



Introdução à Química nas Provas do ITA

A prova do ITA, por sua vez, 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. Você aprenderá mais detalhes sobre a estrutura do átomo no capítulo específico sobre esse assunto.

O fundamental que você precisa saber agora sobre o átomo é que ele é composto por um núcleo de carga positiva envolto por uma nuvem de elétrons com carga negativa, denominada eletrosfera. O núcleo contém dois tipos de partículas: os prótons de carga positiva e os nêutrons que são partículas neutras.



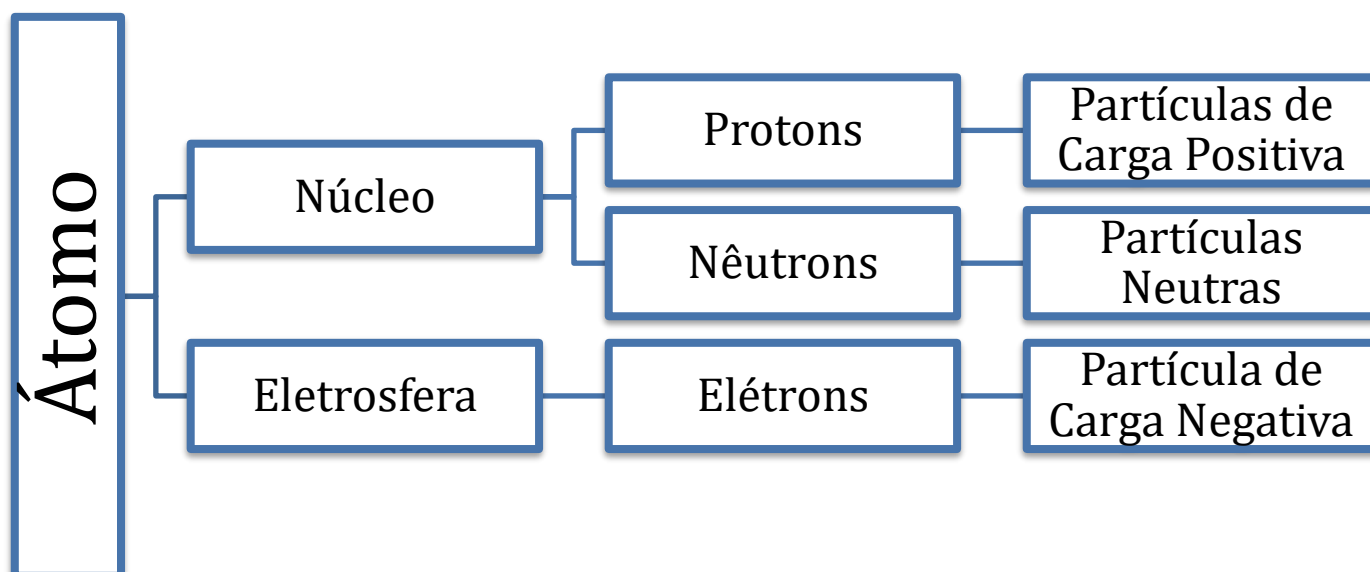


Figura 1: Estrutura Básica do Átomo

Um átomo possui dimensões muito pequenas. Por isso, você deverá se acostumar com duas unidades bastante utilizadas para tratar as medidas atômicas e moleculares. São elas:

- **Picometro (pm):** $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$;
- **Ångstrom (Å):** $1 \text{ Å} = 100 \text{ pm} = 10^{-10} \text{ m}$.

Nesse livro digital, preferimos utilizar o picometro, pois é a unidade mais utilizada nas questões de prova. Porém, é interessante que você saiba relação entre as duas unidades: $1 \text{ Å} = 100 \text{ pm}$.

O menor átomo conhecido é o átomo de hidrogênio, que possui 53 pm de raio. Os raios atômicos variam entre 62 pm (hélio) e 520 pm (césio).

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;



Não confunda **número de massa** com **massa atômica**, cuja definição será vista no Capítulo sobre Estequiometria.

O número de massa é um número adimensional que corresponde simplesmente à soma do número de prótons com o número de nêutrons. Ele é bastante importante para representar o átomo da seguinte forma:



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:

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} C$$



CURIOSIDADE

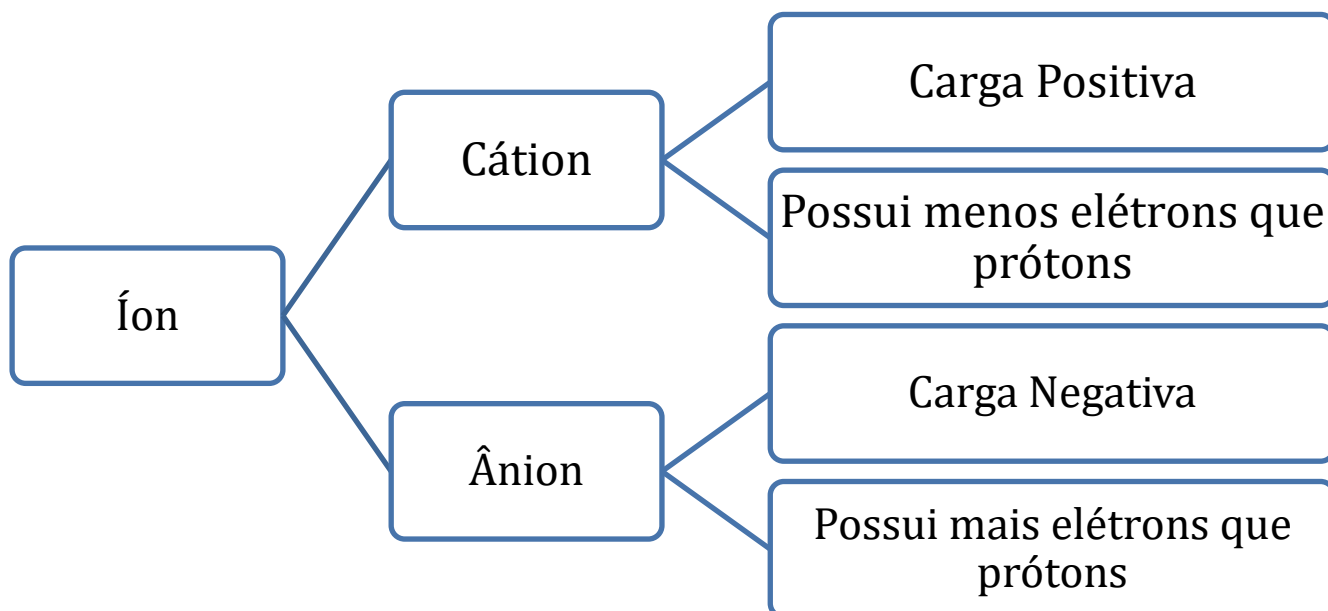
A carga elétrica fundamental foi determinada por Robert Millikan em um experimento com minúsculas gotas de óleo. Ele concluiu que as cargas dessas gotículas eram sempre múltiplas do valor de $1,602 \cdot 10^{-19} C$. Esse experimento será visto nesse curso no Capítulo sobre Modelos Atômicos

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 de um íon deve ser **sempre expressa** na sua representação. Tendo em vista que a carga do próton e a carga do elétron são iguais, a carga do íon pode ser expressa como a diferença entre o número de prótons e de elétrons na espécie química. Vejamos alguns exemplos:

$$\text{carga} = \text{prótons} - \text{elétrons}$$

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

Átomo	Número Atômico	Número de Elétrons	Carga
1_1H	1	1	0
${}^1_1H^+$	1	0	+1
${}_{26}Fe$	26	26	0
${}_{26}Fe^{2+}$	26	24	+2
${}_{26}Fe^{3+}$	26	23	+3
${}_{17}Cl$	17	17	0
${}_{17}Cl^-$	17	18	-1
${}_{16}S$	16	16	0
${}_{16}S^{2-}$	16	18	-2



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
Nitrogênio	7
Bromo	35
Césio	55
Chumbo	82

Perceba que a quantidade de prótons sozinha é que determina o elemento químico a que pertence um átomo qualquer. Portanto, átomos de um mesmo elemento químico **podem** apresentar diferentes números de massa, nêutrons e elétrons.

Dois átomos que pertencem ao mesmo elemento químico, mas possuem diferentes números de massa são denominados **isótopos**. Os isótopos se diferenciam entre si pelo número de **nêutrons** presentes no seu núcleo. Vamos anotar uma definição para esse conceito.

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

Por exemplo, todas as espécies a seguir pertencem ao mesmo elemento químico, denominado hidrogênio.



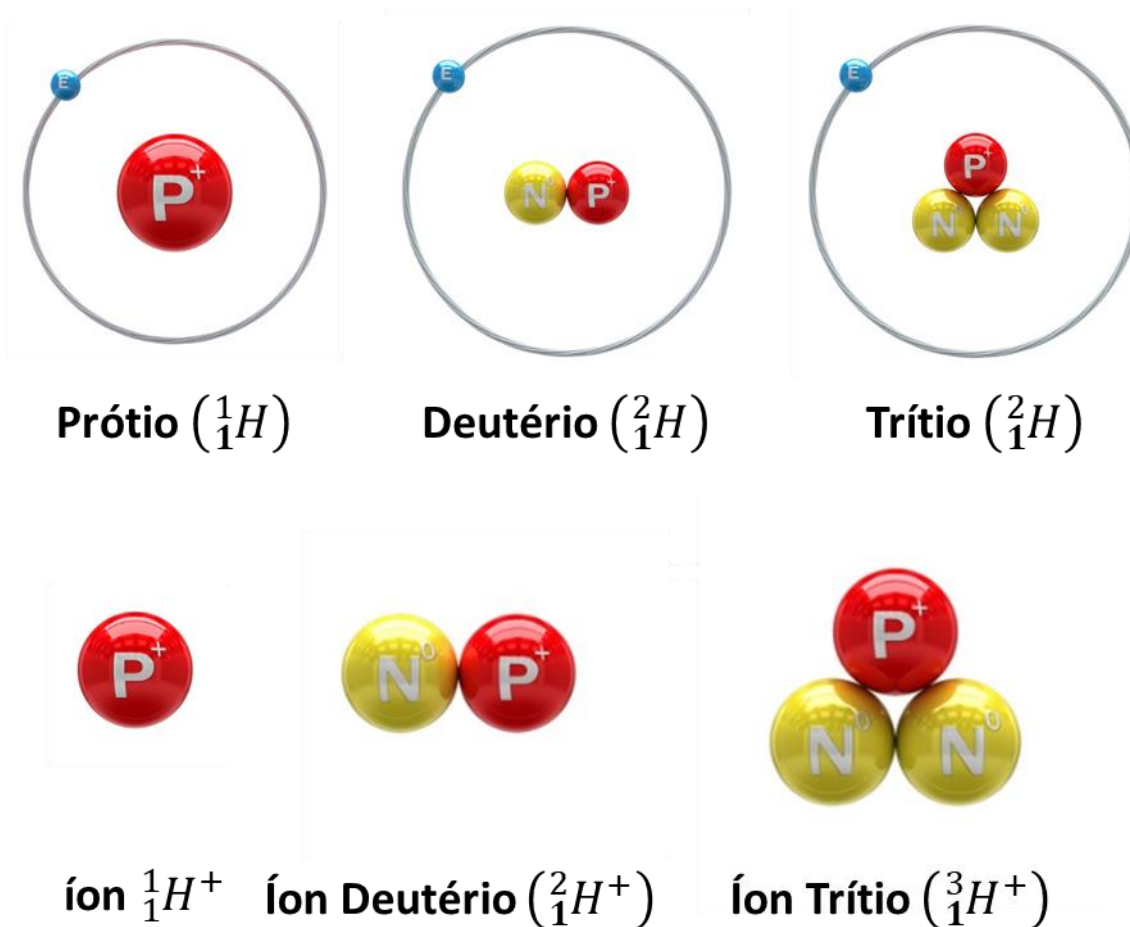


Figura 2: Isótopos do Hidrogênio

Observe, ainda, que o prótio (1_1H) e o íon prótio (${}^1_1H^+$) pertencem ao mesmo isótopo. Essas duas espécies químicas pertencem ao mesmo elemento químico e apresentam o **mesmo número de nêutrons**. A diferença entre eles está no número de elétrons.

Os isótopos do hidrogênio são bastante especiais, tanto é que merecem nomenclaturas especiais: prótio, deutério e trítio. Por vezes, os dois últimos são representados por símbolos especiais, respectivamente: deutério (D) e trítio (T), mas isso não muda o fato de que pertencem ao mesmo elemento químico.

Vale ressaltar, ainda, que o prótio é o isótopo mais comum do hidrogênio, sendo encontrado em mais de 99% dos átomos desse elemento químico.

A nomenclatura mais comum dos isótopos é simplesmente representar o número de massa após o nome do elemento químico.

A Figura 3, por sua vez, mostra os isótopos do hélio, que são conhecidos simplesmente como hélio-3, hélio-4 e hélio-5.

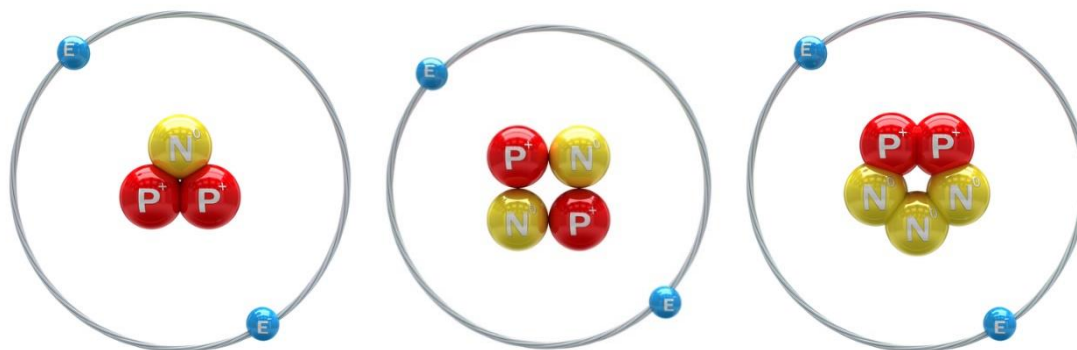


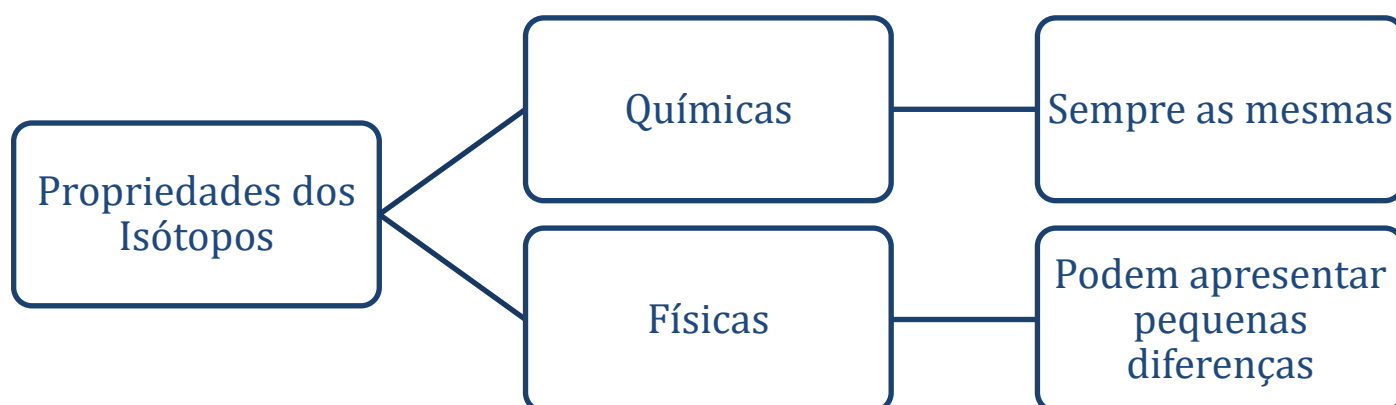
Figura 3: Isótopos do Hélio



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.

Para você não se esquecer, vamos resumir esse quadro em um esquema.



O caso mais interessante em relação a diferenças de propriedades físicas entre dois isótopos é a água pesada, que é a água deuterada pura (D_2O).

A água comum já contém pequenas quantidades de D_2O misturadas. Em 1933, Gilbert Lewis isolou a primeira amostra de água pesada, que é ligeiramente mais pesada que a água comum.

Entre as aplicações da água pesada, estão a captura de neutrinos (partículas subatômicas) e a redução de velocidade de nêutrons em reatores de fissão nuclear, que é a técnica utilizada para a produção de energia nuclear. Nesse processo, é fundamental reduzir a velocidade dos nêutrons para que provoquem a fissão ao colidir com os núcleos. Na tabela a seguir, temos uma comparação entre as propriedades da água comum e da água pesada.

Tabela 4: Propriedades da Água Pesada

Propriedade	Água Comum	Água Pesada
Ponto de Fusão	0,00	3,81
Densidade	0,9999 (277K)	1,1056 (293K)
	7,00	7,43

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**.

1.3.1. Massa

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



Figura 4: Massas

É bem mais fácil – requer menos força – levantar o bloco da esquerda (mais leve) que levantar o bloco da direita (mais pesado).

No SI, a unidade-padrão da massa é o quilograma (kg). Historicamente, o quilograma é definido como sendo igual à massa do *International Prototype Kilogram (IPK)*, que é um protótipo construído de irídio e platina com 39 milímetros de diâmetro e 39 milímetros de altura. Vale destacar que é muito próxima da massa de um litro de água à temperatura ambiente de 25°C.



Figura 5: Ilustração do International Prototype Kilogram (IPK)

Esse protótipo encontra-se sob a guarda do Escritório Internacional de Pesos e Medidas (BIPM), construído em 1879.

O grande problema dessa definição é que o objeto em questão não é imutável. Ele absorve partículas de poeira do ar e, quando é limpo, perde pequenas quantidades de material.



Em novembro de 2018, na 26ª CGPM (Conferência Geral sobre Pesos e Medidas), a definição de quilograma foi atualizada.

O quilograma, símbolo kg, passou a ser definido **a partir da Constante de Planck**, que é uma das constantes fundamentais da natureza. Portanto, a partir de agora, você deverá assinalar que o quilograma está relacionado com essa constante, não mais com o IPK.

Essa nova definição começou a ser utilizada em 20 de Maio de 2019.

Sendo mais exato, um quilograma passou a ser a quantidade de massa necessária para que o valor numérico da Constante de Planck seja $h = 6,62607015 \cdot 10^{-34}$ J.s (Joules multiplicado por segundo).

É importante não confundir os conceitos de massa e peso.

O peso é o resultado da interação entre a massa de um objeto e a gravidade a que ele está submetido. Da Física, temos que o peso é igual ao produto da massa pela gravidade local.

$$P = mg$$

Enquanto a massa de um corpo é sua característica, o seu peso também é influenciado pela gravidade a que ele está sujeito. Na superfície da Terra, a gravidade varia ligeiramente – atinge valores de $9,79 \text{ m/s}^2$ no equador até $9,82 \text{ m/s}^2$ nos polos, uma variação de 0,3%. Por conta disso, há



ligeiras variações no peso dos corpos em diversos pontos diferentes. Ou seja, o seu peso em Recife (cidade mais próxima do Equador) é ligeiramente menor que o seu peso em Oslo (mais próxima dos polos).

É importante destacar que **a balança mede o peso, não a massa**, de um objeto ou de uma pessoa. Ela exibe a massa, pois faz a conta dividindo o peso encontrado pela gravidade.



Existem pequenas diferenças de gravidade entre dois pontos com latitudes distintas na superfície da Terra. E, na época das explorações de minas de ouro no Brasil e em outros países da América do Sul, eram feitas duas pesagens: uma na retirada da mina na América do Sul e outra na entrega ao rei na Europa.

Como a balança registra o peso do objeto, ela registrava também pequenas diferenças entre o peso do mesmo objeto na América do Sul e na Europa. Por conta disso, muitos escravos foram acusados injustamente de furto de ouro.

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.

1.3.2. 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 6.

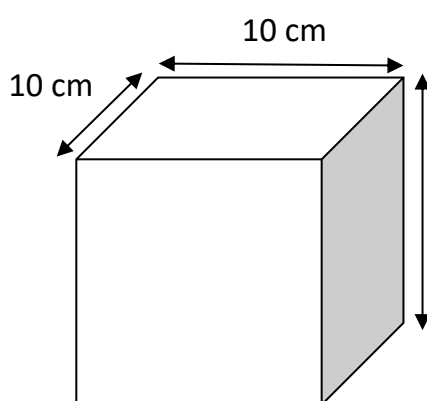


Figura 6: Definição do Litro

Os gases são um importante exemplo para diferenciar volume de massa. Uma massa qualquer de gás pode ocupar todo o volume que lhe for disponibilizado.

Pense, por exemplo, no gás contido em um balão de festa. Se esse balão tiver 1 litro, o gás no seu interior vai ocupar o volume de 1 litro. Porém, se você estourar o balão, o gás rapidamente vai se espalhar por toda a sala, ocupando todo o volume disponível.

Sendo assim, uma amostra de gás pode ocupar qualquer volume que lhe seja oferecido. O volume de uma amostra de gás, portanto, não é uma característica da amostra. Em vez disso, ele depende do recipiente que o contém.

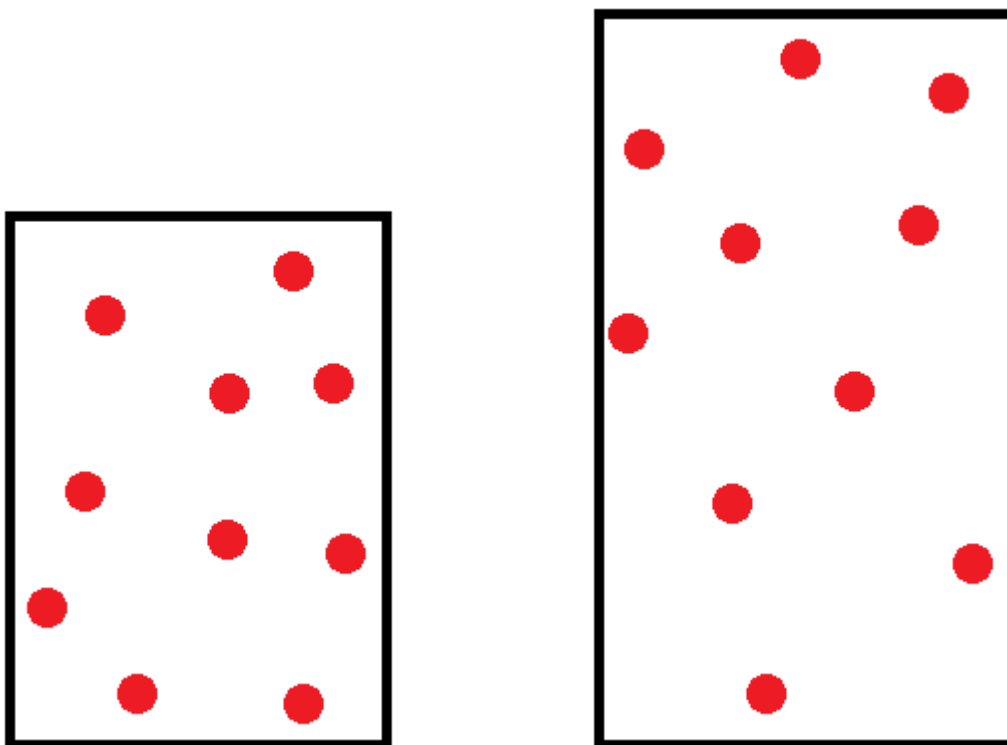


Figura 7: Gases num Balão: independentemente da massa de gás, o gás sempre ocupa todo o volume do recipiente que o contém

1.3.3. Densidade

No caso de sólidos e líquidos, o volume e a massa carregam uma importante relação entre si. A massa de uma amostra de água é proporcional ao seu volume.

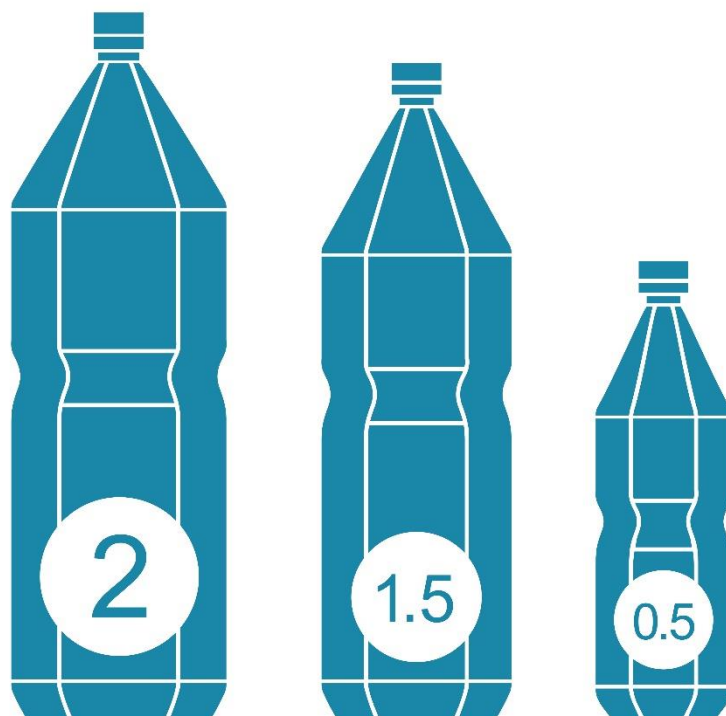


Figura 8: Garrafas de Água: a razão entre massa e volume é sempre constante a uma dada temperatura para qualquer sólido ou líquido.

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 9: Béquer com Areia, Água e Óleo

Na Figura 9, 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.



Um líquido só flutua no outro se os dois não forem miscíveis. Ao misturar água ($1,0 \text{ g/cm}^3$) e álcool ($0,8 \text{ g/cm}^3$), os dois formam uma solução. Porém, o óleo de cozinha ($0,92 \text{ g/cm}^3$) é insolúvel tanto na água como no álcool. Ele flutua na água e afunda no álcool.

Como o volume aumenta com a temperatura devido ao fenômeno da dilatação térmica, a densidade normalmente diminui com a temperatura.

A densidade também é função do estado físico. No caso de sólidos, a densidade costuma ser menor, porque o estado sólido apresenta maior número de forças intermoleculares. Por consequência, uma mesma massa é aglutinada num volume menor que o caso de líquidos.

1.3.3. Pressão

A pressão diz respeito à distribuição de uma força aplicada sobre uma área. É definida matematicamente pela razão entre a força que comprime a superfície (ou força normal à superfície)

e sua área. A força no plano da superfície – isto é, a força que a arrasta – não interessa para cálculo de pressão.

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

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.

Uma boa ilustração para você compreender o conceito de Pressão é a Lei de Pascal, que será estudada na Física. A Lei de Pascal serve de base para a construção do macaco hidráulico.

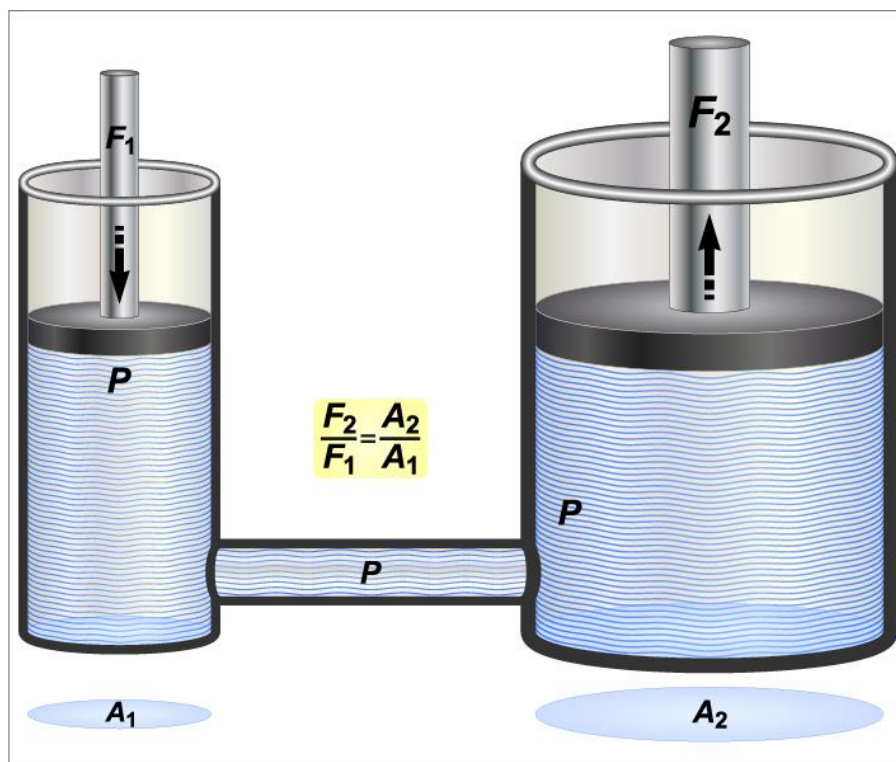


Figura 10: Definição de Pressão

De acordo com a Lei de Pascal, em um vaso comunicante, a pressão é uniforme numa mesma altura de líquido. A Figura 10 ilustra o funcionamento de um macaco hidráulico. Suponha que, de um lado, temos um cilindro de área 10 cm^2 (raio = $1,78 \text{ cm}$) e do outro lado um cilindro com área de 1000 cm^2 (raio = $17,8 \text{ cm}$).

Do lado direito (ou lado 2), podemos colocar um objeto bastante pesado, como um automóvel de 1000 kg . Na Física, você aprenderá que basta multiplicar a massa de um objeto por 10 para chegar ao seu peso em Newtons. Portanto, o peso do automóvel será de 10000 N .

Do outro lado, precisaremos fazer apenas um esforço bem menor.

$$\frac{F_1}{A_1} = \frac{F_2}{A_2} \therefore F_1 = \frac{F_2 A_1}{A_2} = \frac{10000 \cdot 10}{1000} = 100N$$

A força de 100N equivale à força necessária para erguer um objeto de 10 kg (basta dividir por 10). Portanto, fomos capazes de erguer um objeto de 1000 kg fazendo apenas a força necessária para erguer um objeto de 10 kg.

Além disso, o dispositivo que permite esse aumento de força é pequeno. Basta construir um cilindro de 10 cm² e outro de 1000 cm² de área.

Na Química, uma das aplicações mais importantes do conceito de pressão é o conceito de pressão de um gás e a pressão de vapor.

Nesse caso, a pressão do gás é definida como a pressão que o gás exerce nas paredes do recipiente que o contém.



Figura 11: Cilindros de Gás e Manômetro para medida da Pressão

A pressão é medida pelo **manômetro**, que está fotografado na Figura 11 logo acima dos cilindros de gás, e suas unidades mais importantes são:

- **Pascal (Pa):** é a unidade utilizada no SI. $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$.
- **Atmosfera (atm):** é definida como a exata quantidade $1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$. É o valor utilizado nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP). Vale observar que a pressão atmosférica ao nível do mar é muito próxima desse valor.
- **Milímetros de Mercúrio (mmHg):** é definida como a exata quantia $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$. Essa grandeza veio de observações do físico Evangelista Torricelli. Torricelli criou o barômetro de mercúrio para observar e medir o peso do ar. Seu barômetro consistia em mergulhar um tubo de vidro em um recipiente contendo mercúrio e fechado em apenas uma das extremidades. O líquido no interior do tubo sobe ou desce conforme a pressão atmosférica. Ao nível do mar, observa-se que a coluna mede aproximadamente 760 mm (76 cm ou 0,76m) em relação à superfície do líquido.

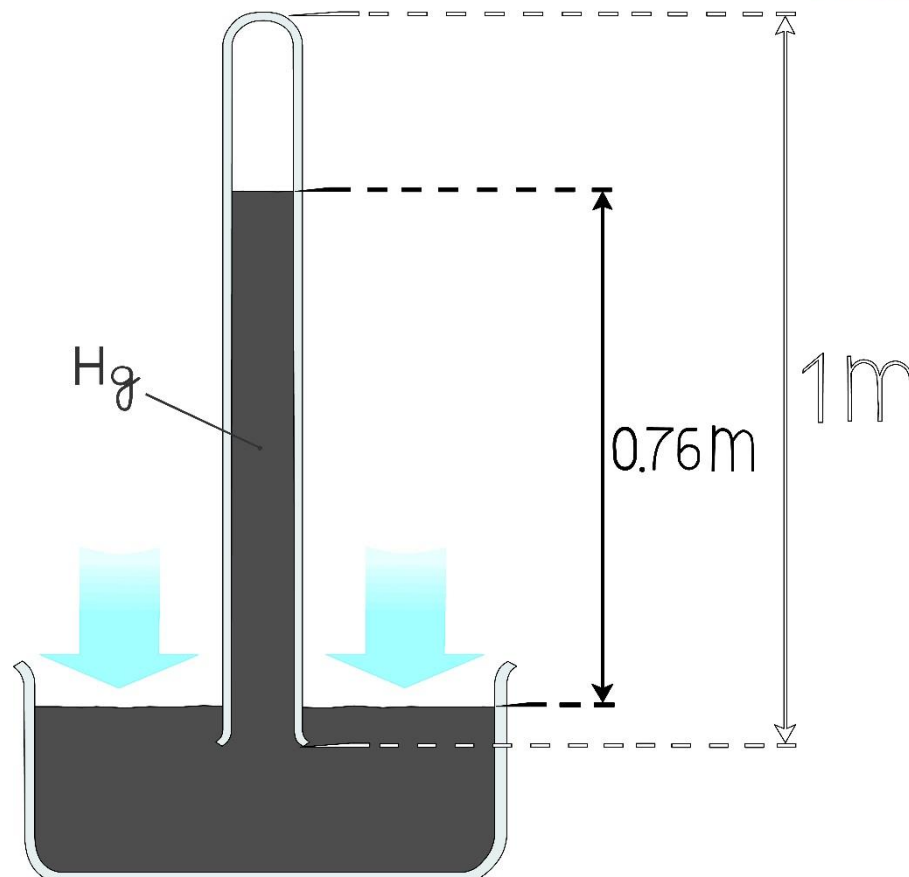


Figura 12: Experimento de Torricelli

- **Bar:** corresponde a exatamente 100 000 Pascals (10^5 Pa). Esse valor é muito próximo ao da pressão atmosférica padrão, que é definido como 101 325 Pa.
- **Psi:** baseada no Sistema de Inglês de Pesos e Medidas, é definida como uma libra-força aplicada a uma área de uma polegada quadrada. Essa unidade é pouco utilizada na química, portanto, você não precisará saber a sua definição, mas é bastante utilizada no dia a dia para sistemas hidráulico e pneumáticos. Pode-se utilizar a relação $1 \text{ bar} = 14,5 \text{ Psi}$.
Dessa maneira, quando você regular um pneu de carro com uma pressão de 33 psi, você está utilizando uma pressão de aproximadamente $2,27 \text{ bar} = 2,24 \text{ atm}$. Trata-se, portanto, de uma pressão um pouco superior ao dobro da pressão atmosférica ao nível do mar.

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.

A água destilada – ou água pura –, por exemplo, é uma substância química. Ela é formada por moléculas H_2O – dois átomos de hidrogênio ligados a um átomo de oxigênio. Essa composição é rigorosamente a mesma em qualquer lugar do Universo.



Por outro lado, a água mineral – que é uma mistura – não apresenta composição constante. Em outras palavras, é possível que a água mineral de uma Fonte A seja diferente da água mineral extraída de uma Fonte B, localizada em outra cidade.

Essa diferença pode se refletir, por exemplo, nas suas propriedades físicas. Vejamos o que acontece quando comparamos dois rótulos de água mineral de fabricantes diferentes.

TIRAR FOTOS DE RÓTULOS DE ÁGUA MINERAL

É possível que as composições das águas minerais obtidas de fontes diferentes sejam diferentes, porque a água mineral não é uma substância pura, mas sim uma mistura.

Porém, se fizermos o processo de destilação em duas amostras diferentes de água mineral, de modo a obter **água pura**, chegaremos a duas amostras de água pura **exatamente iguais** em sua composição. A água pura é formada simplesmente por moléculas H_2O . 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.

Não haverá absolutamente nenhuma diferença do ponto de vista químico entre duas amostras de água extraídas de locais diferentes.

Exploraremos mais ainda o conceito de Substância na Seção sobre Substância Pura.

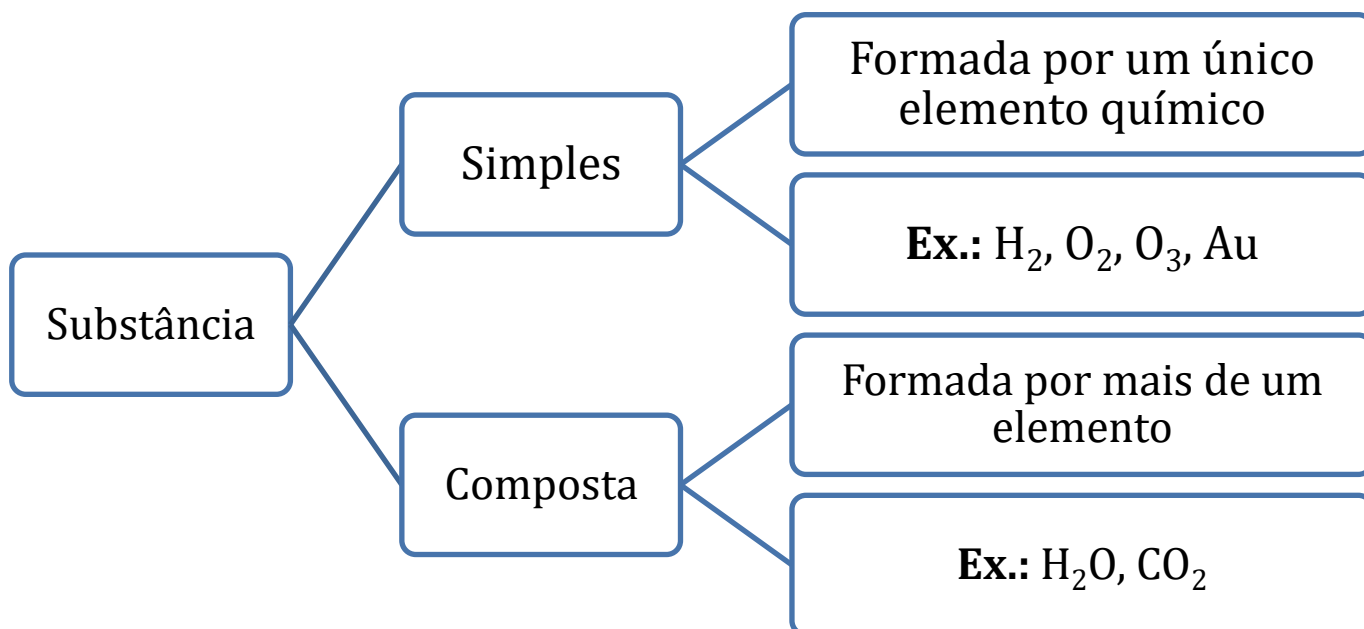
2.1. Substâncias Simples e Compostas

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).

Trata-se de dois conceitos simples, porém, importantes. Logo, convém esquematizar para você não se esquecer deles.





Portanto, não caia no erro de confundir os conceitos de “composto” e “substância química”. É muito comum vermos algumas pessoas chamarem “o composto oxigênio” referindo-se à molécula O_2 . Porém, o O_2 não é um composto, mas sim uma substância simples. Muito cuidado.

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).

O oxigênio (O) forma duas substâncias simples diferentes: o oxigênio molecular (O_2) e o ozônio (O_3).

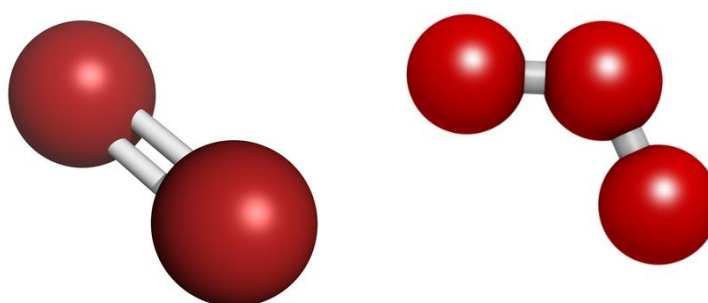


Figura 13: Moléculas de Oxigênio Molecular e Ozônio

Dentre essas, o oxigênio molecular é a molécula mais estável.

O ozônio somente se forma na presença de correntes elétricas ou de radiação ultravioleta por meio da reação.

A presença de corrente elétrica ou de radiação UV é capaz de quebrar a molécula de oxigênio em dois átomos de **oxigênio nascente**.

Os átomos de oxigênio nascente são radicais livres extremamente reativos. Eles podem reagir com praticamente qualquer molécula que encontrem pela sua frente.

Quando encontram uma molécula de oxigênio, eles reagem formando ozônio.

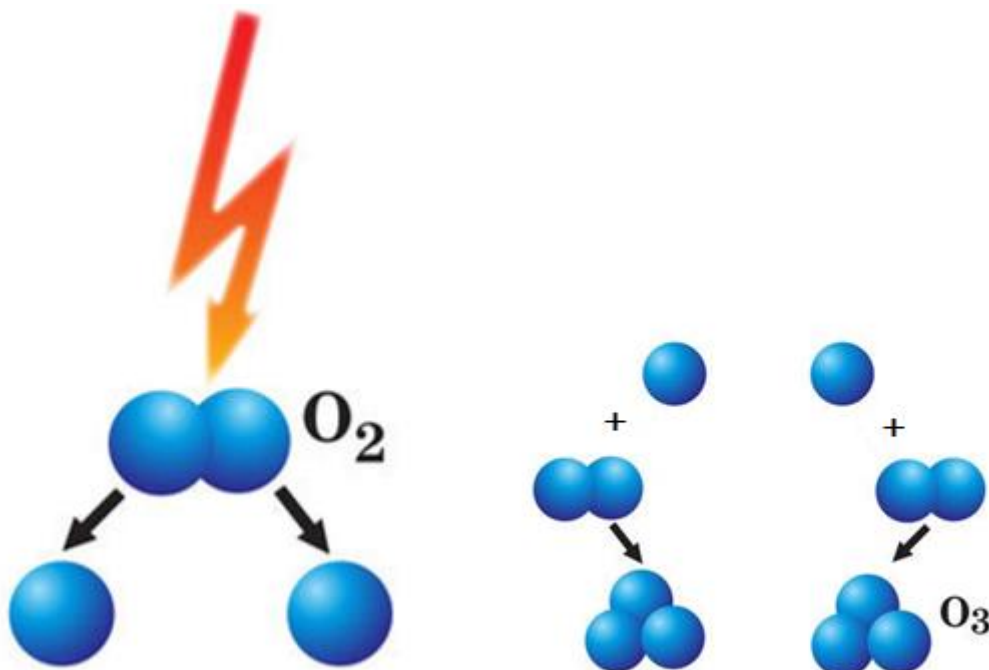
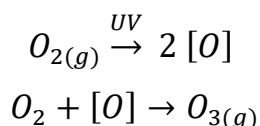


Figura 14: Formação de Ozônio a partir de Oxigênio Molecular mediante a ação de Raios UV

As reações mostradas no mecanismo de formação do ozônio a partir do oxigênio molecular podem ser representadas.



Repare que o oxigênio molecular e o ozônio se diferenciam pela atomicidade, ou seja, pelo número de átomos presentes nas suas moléculas.

Um caso interessante de alotropia é o do enxofre que forma dois sólidos de estruturas cristalinas diferentes.

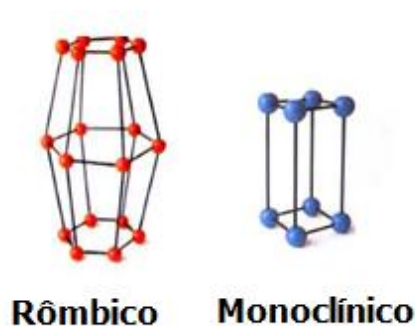


Figura 15: Estruturas dos Sólidos de Enxofre Rômbico e Monoclínico

Ambos são formados por moléculas S_8 , porém, o arranjo dessas moléculas é diferente. No enxofre rômico, que é a forma mais comum e estável, as moléculas estão mais espaçadas, formando um espaço maior. Por outro lado, no enxofre monoclinico, as moléculas são mais apertadas, formando pequenas agulhas bem finas.

Pelas estruturas mostradas, é fácil ver que as moléculas de enxofre rômico ocupam um volume maior.

É interessante observar que, por volta de 95°C , ocorre conversão do enxofre rômico em monoclinico, que passa a ser a forma alotrópica mais estável. Por conta disso, os dois alótropos apresentam a mesma temperatura de ebulição.

Molécula	Temperatura de Fusão	Temperatura de Ebulição
Enxofre Rômico	$112,8^\circ\text{C}$	$444,6^\circ\text{C}$
Enxofre Monoclinico	119°C	$444,6^\circ\text{C}$



Ao se tentar ferver o enxofre rômico, ele primeiro se transformará em enxofre monoclinico. A substância que efetivamente passará ao estado gasoso é o enxofre monoclinico. É por isso que ambas as formas alotrópicas apresentam a mesma temperatura de ebulição.

Outro ponto é que o enxofre rômico é a forma alotrópica mais estável à temperatura ambiente de 25°C . Em geral, quando dizemos que uma forma alotrópica é mais estável que a outra, estamos tomando como referência essa temperatura.

Mais um caso importante a saber é o do fósforo, que pode se apresentar na fórmula de moléculas de fósforo branco (P_4) ou de fósforo vermelho, que é um polímero do fósforo branco, usualmente representado por P_{4n} ou simplesmente por P_n .

A molécula do fósforo branco é formada por quatro átomos de fósforo que estão dispostos nos vértices de um tetraedro.

O fósforo vermelho é formado quebrando uma ligação do tetraedro para que ele possa se ligar ao tetraedro vizinho. Sua estrutura é formada, portanto, pela repetição de várias unidades estruturais do fósforo branco. Por isso, é denominado um **polímero**.

Existe, ainda, o fósforo preto que é formado por um arranjo tridimensional em que os átomos de fósforo se organizam formando vários hexágonos.

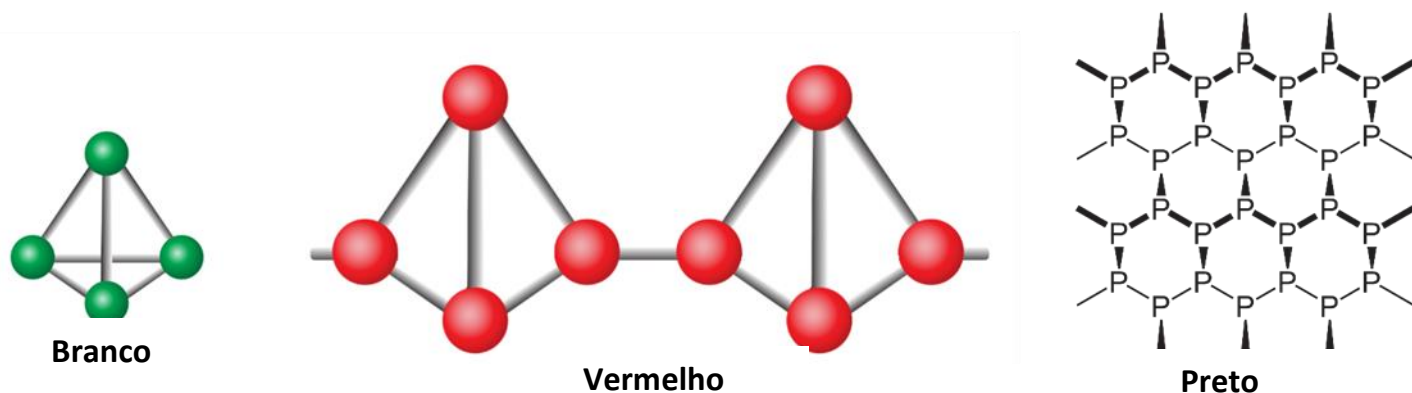


Figura 16: Alótropos do Fósforo

A molécula de fósforo branco é instável, porque as ligações formam ângulos de 60° entre si. Com isso, os pares de elétrons dessas ligações estão bastante próximos e se repelem, fenômeno conhecido como **tensão angular**.

Parte dessa tensão é aliviada no fósforo vermelho, que é o resultado da quebra parcial das ligações do fósforo branco e da formação de um polímero linear. Portanto, o fósforo vermelho é mais estável que o fósforo branco.

Na estrutura de fósforo preto, por sua vez, praticamente toda a tensão angular é aliviada. Portanto, essa forma é a mais estável entre as três.

Essa polimerização faz que o fósforo vermelho seja mais estável – você aprenderá o porquê quando estudarmos **Tensão Angular em Ligações Químicas**. Por hora, você precisa saber que o fósforo vermelho é mais estável que o fósforo branco.

Um último caso de alotropia muito importante que você precisa saber é o carbono. O carbono normalmente forma macromoléculas, das quais se destacam o grafite, o diamante e os fulerenos.

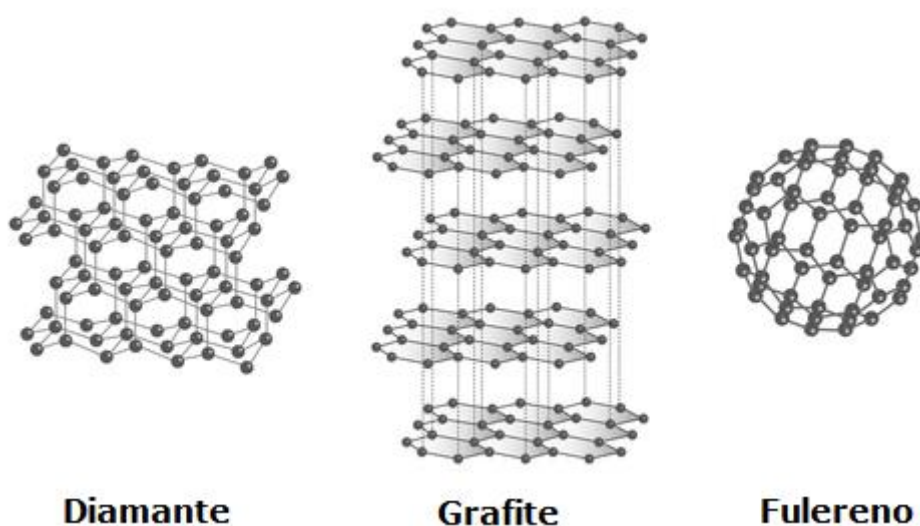


Figura 17: Alótropos do Carbono

Os fulerenos mais conhecidos são formados por moléculas que possuem 60 átomos de carbono. Formam uma interessante geometria molecular criando um poliedro fechado.

O grafite é formado por vários planos separados entre si. Cada um desses planos é formado por átomos de carbono ligados por anéis hexagonais.

Já o diamante é formado por um cristal cúbico de face centrada em que cada átomo é o centro de um tetraedro, cujos vértices são quatro átomos de carbono. Cada um desses quatro átomos de carbono também será o centro de um tetraedro, cujos vértices são formados por outros quatro átomos de carbono. E, assim, a estrutura vai crescendo.

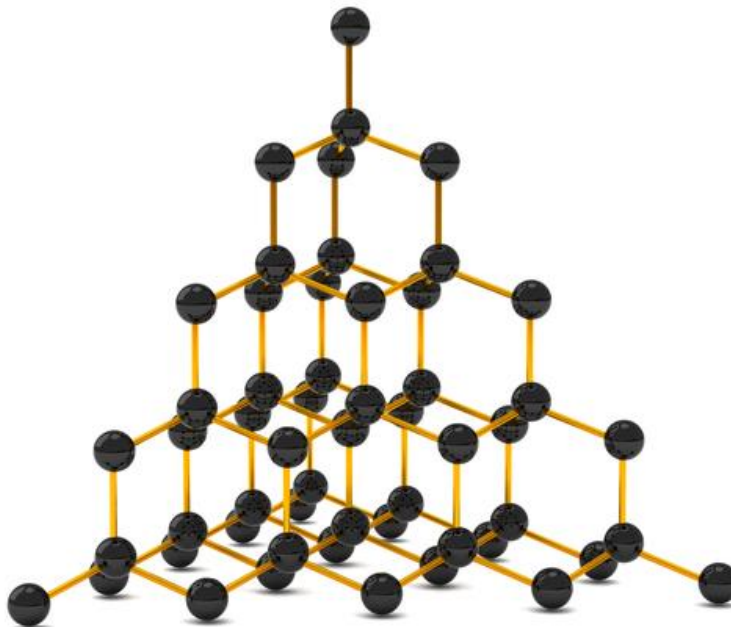


Figura 18: Disposição Básica dos Átomos de Carbono no Diamante

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.

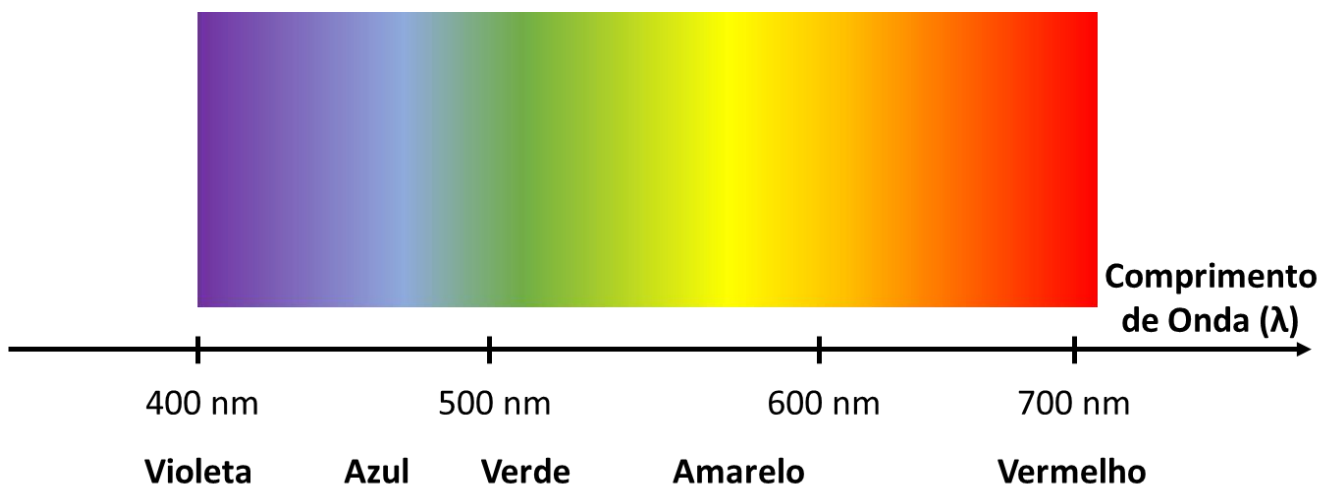
Tabela 5: Elementos e Formas Alotrópicas mais Estáveis

Elemento	Alótropos	Alótropo mais Estável
Oxigênio	Oxigênio e Ozônio	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)



O ozônio forma a Camada de Ozônio na estratosfera. Essa camada é conhecida por filtrar radiações ultravioleta provenientes do sol.

A radiação ultravioleta é classificada em três categorias conforme o seu comprimento de onda. Os raios UV-A abrangem o comprimento de onda de 320 a 400 nm, os raios UV-B abrangem o comprimento de onda de 280 nm a 320 nm e os raios UV-C, de 100 a 280 nm. É interessante observar que o espectro visível vai de 400 a 700 nm.



De acordo com a Equação de Planck, que será vista no Capítulo sobre Modelos Atômicos, quanto menor o comprimento de onda, maior a energia da radiação, portanto, também será maior o seu poder de penetração.

Esse é o perigo associado aos raios ultra-violeta. Como eles apresentam menor comprimento de onda, a energia que esses raios carregam é grande e eles podem causar maiores danos, como câncer de pele e queimaduras corporais.

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 O₂, F₂ e H₂.
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 (O₃) e existem moléculas triatômicas que são substâncias compostas (H₂O e CO₂)

E, assim, por diante. Por exemplo, a molécula de fósforo branco (P₄) é tetratômica, a molécula de enxofre (S₈) é octatômica.

Tabela 6: Principais Prefixos Gregos

Número	Prefixo	Número	Prefixo
1	Mono	6	Hexa
2	Di	7	Hepta
3	Tri	8	Octa
4	Tetra	9	Nona
5	Penta	10	Deca

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.

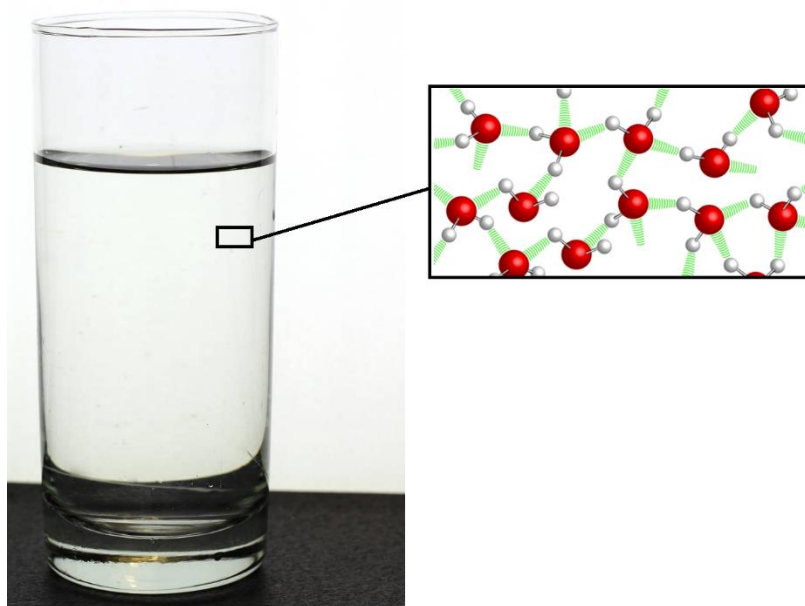


Figura 19: Amostra de Água com suas Moléculas

Como ilustrado na Figura 19, ao longo de toda a amostra de água, tem-se as mesmas unidades estruturais quimicamente iguais entre si.

São as moléculas H_2O que são formadas por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Essa mesma estrutura se repetirá ao longo de toda a amostra pesquisada.

Olhando atentamente para a estrutura da água, notamos as moléculas H_2O que são as unidades estruturais do material. Essas moléculas estão ligadas entre si por meio de **interações intermoleculares**, marcadas em verde.

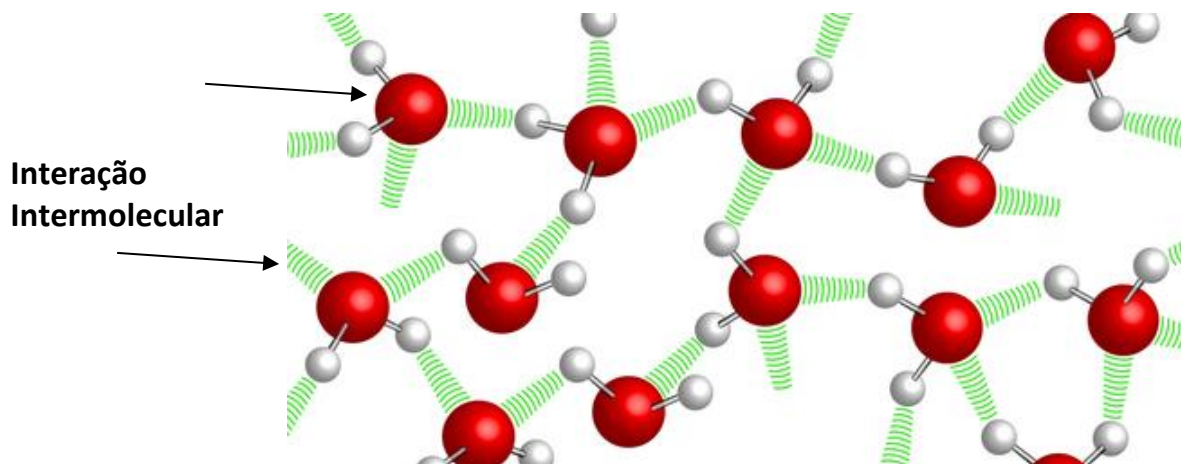


Figura 20: Estrutura da Água Líquida

É interessante observar que, quando temos uma amostra de água parcialmente congelada, são visíveis duas fases distintas: o gelo representa uma fase sólida e a água representa a fase líquida.

Porém, a água e o gelo são a mesma substância, porque **as unidades estruturais que os compõem** são exatamente iguais.

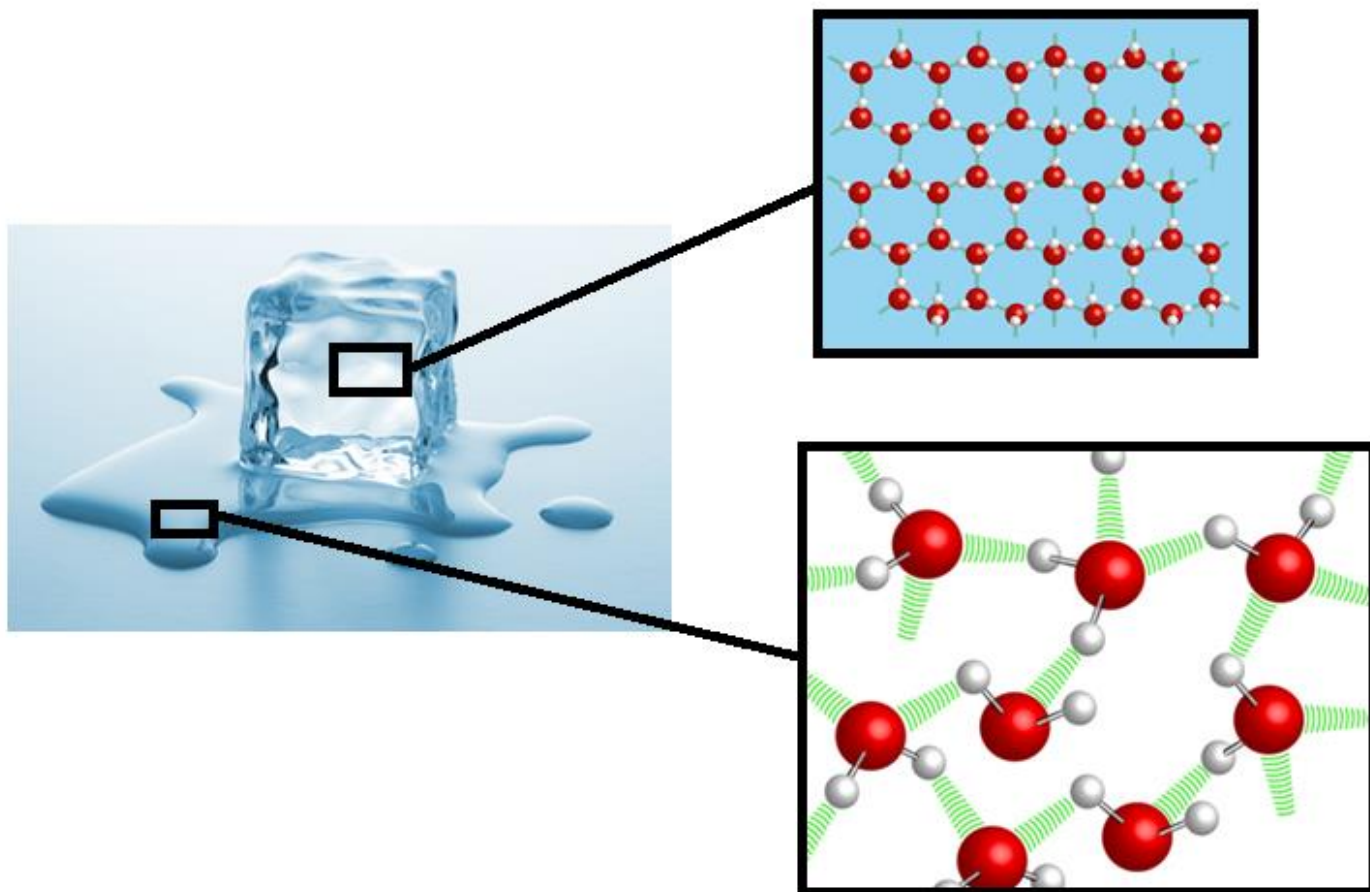


Figura 21: Gelo Derretendo e a Formação de Moléculas

Perceba que o gelo também é formado pelas mesmas unidades estruturais que compõem a água: as moléculas H_2O .

O que diferencia o gelo da água é apenas o modo como essas moléculas estão ligadas entre si. No gelo, as estruturas são hexagonais, bem mais regulares, do que o que acontece na água líquida.

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**.

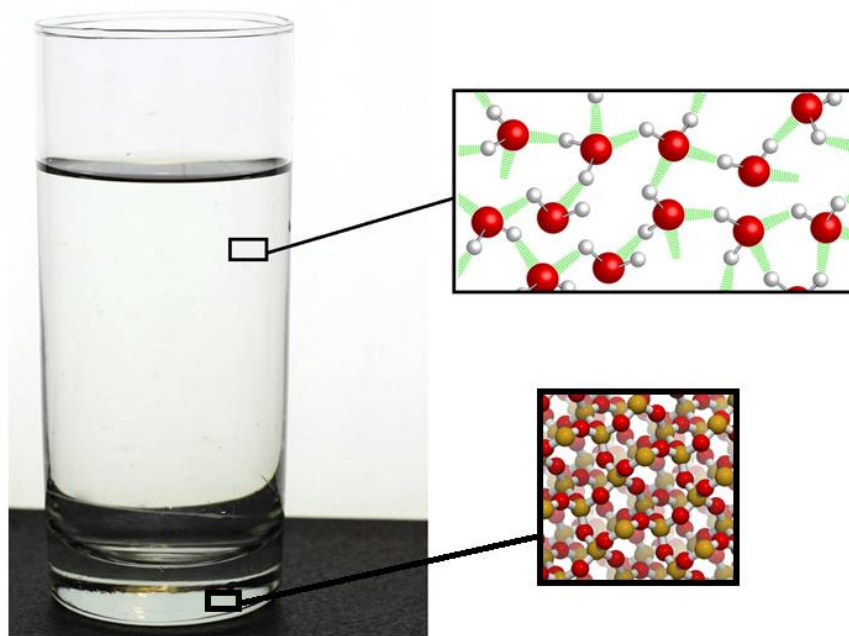


Figura 22: A água e o vidro possuem unidades estruturais diferentes

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.

Sendo assim, as propriedades físicas e químicas das substâncias são universais.



A ordem em que se escreve os elementos em uma fórmula química não importa. É bastante comum, por exemplo, escrever a água como HOH – inclusive, essa é a minha representação favorita, você entenderá o porquê nos capítulos de Reações Orgânicas e Inorgânicas.

Sendo assim, não estranhe se encontrar a mesma molécula escrita de formas diferentes.

2.2.2. Propriedades Fixas

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

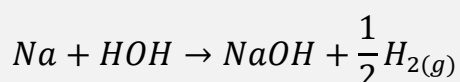
Quando falamos em mesmas propriedades físicas, estamos nos referindo **às grandezas intensivas**, ou seja, aquelas que não dependem do tamanho da amostra.

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.

As propriedades físicas em relação a outras substâncias também permanecem inalteradas. Por exemplo, se tomarmos uma amostra de açúcar, a sua solubilidade será a mesma em qualquer amostra de água.

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. Não é possível que uma amostra de água reaja com sódio metálico de uma forma diferente de outra amostra.

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.

Se deixarmos uma amostra de glicose inalterada, ou seja, sem reagir com nenhuma outra substância, ela conservará todas as suas propriedades físicas e químicas.



É muito comum dizermos que um alimento estragou.

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

Quando deixamos um alimento estragar, o que ocorre são ações de bactérias que, por meio de suas enzimas, provocam alterações nas unidades estruturais que compõem o material, portanto, a produção de novas substâncias químicas.

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.

Agora, vamos estudar um dos pontos mais importantes e cobrados a respeito de substâncias puras e misturas: a curva de aquecimento.

2.2.3. Curva de Aquecimento

Quando aquecemos uma substância pura desde o estado sólido até o estado gasoso, ela passará por mudanças de estado físico.

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



TOME NOTA!

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 .

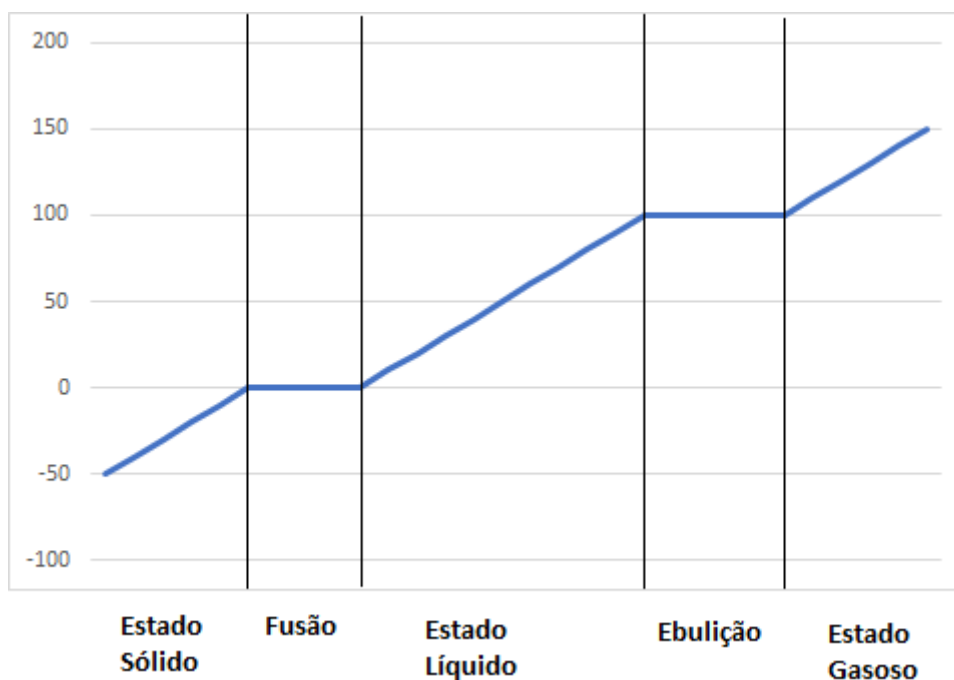


Figura 23: Curva de Aquecimento da Água Pura

A curva de aquecimento com esse padrão é decorrente do fato que a água pura **deve apresentar propriedades fixas**. Portanto, o mero aquecimento não altera o ponto de fusão ou de ebulição de uma amostra de água pura.

É diferente, no entanto, a curva de aquecimento de uma mistura de água e cloreto de sódio. Nesse caso, a mistura não apresentará ponto de fusão nem de ebulição constantes.

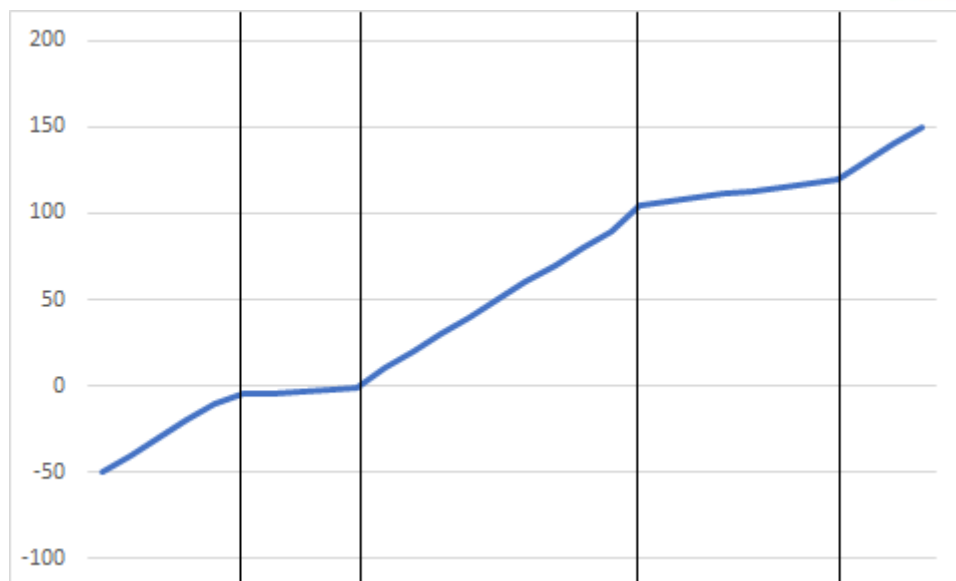
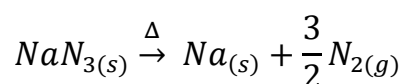


Figura 24: Curva de Aquecimento de uma Mistura de Água e Cloreto de Sódio

É importante destacar, ainda, que **nem todas as substâncias puras apresentam a curva de aquecimento completa**, porque muitas delas se decompõem antes de entrar em ebulição.

Esse fenômeno é bastante comum com macromoléculas, como é o caso do diamante. Mas também pode acontecer com substâncias menores, como o azoteto de sódio (NaN_3) que se decompõe em sódio metálico e gás nitrogênio quando aquecido.



Caso você ainda não esteja acostumado com essa notação, o triângulo ou Delta (Δ) acima da seta de reação química indica que a reação ocorre mediante aquecimento.

2.3. Transformações Físicas e Químicas

Uma transformação é um processo qualquer que altere a composição ou as propriedades de um determinado material.

Por exemplo, quando aquecemos uma jarra de água, estamos fazendo uma transformação. É uma transformação porque alteramos propriedades do material, por exemplo, a temperatura.

Devemos saber diferenciar as transformações físicas das transformações químicas.

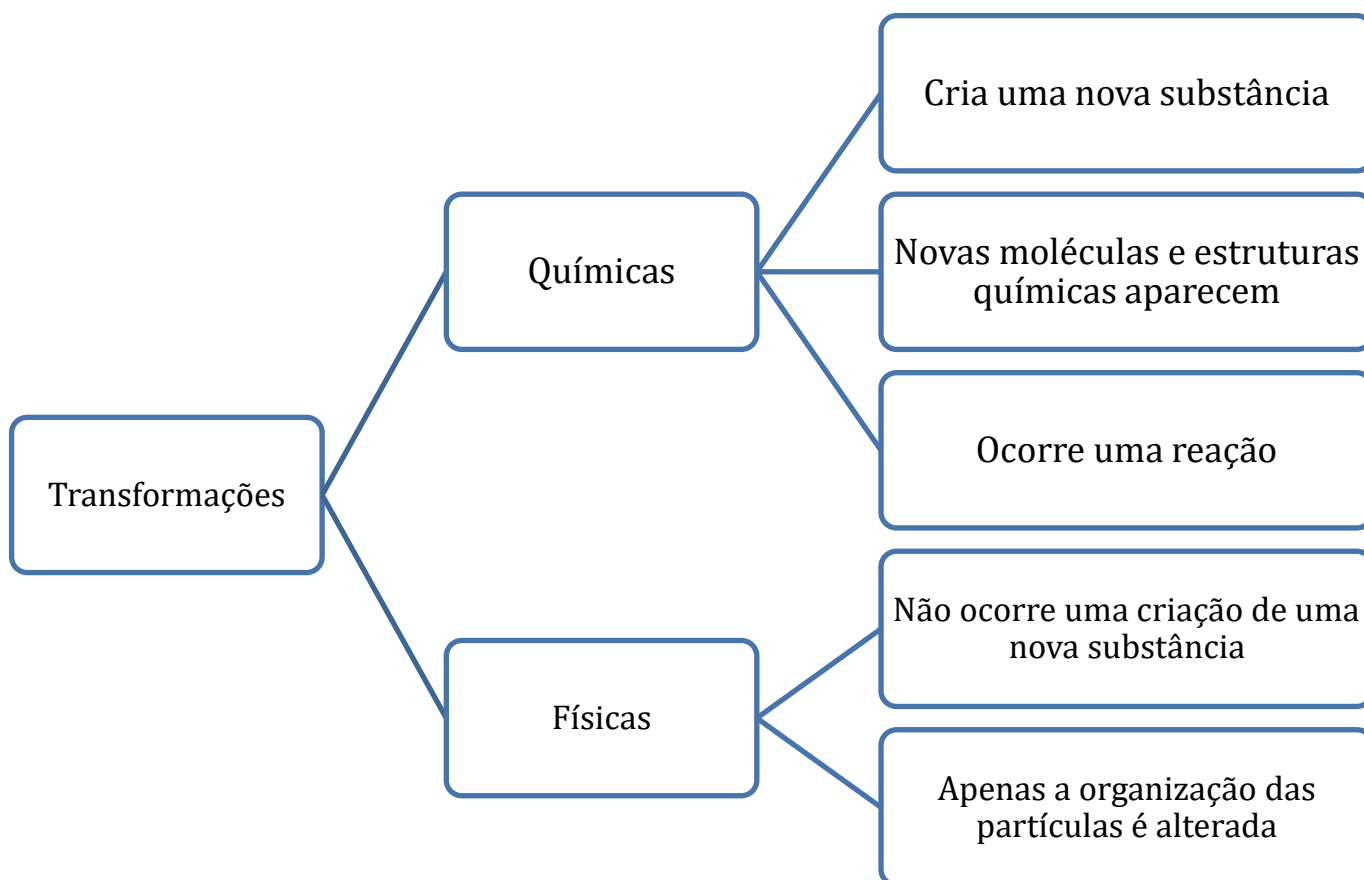


TOME NOTA!

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.

Portanto, o conceito de **substância** está bem na raiz da diferença entre transformação física e química.



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.

Nesse caso, a água (H_2O), que se encontra no estado líquido, congelará e passará para a forma de gelo, que é água no estado sólido. Se deixarmos o gelo fora da geladeira, ele vai se fundir, retornando ao estado líquido.

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**.

Como vimos na Figura 21, a água e o gelo são a mesma substância em estados físicos diferentes. Eles são a mesma substâncias, porque são formados pela mesma unidade estrutural – ou seja, moléculas H_2O . O que varia da água para o gelo é apenas a organização das unidades estruturais.

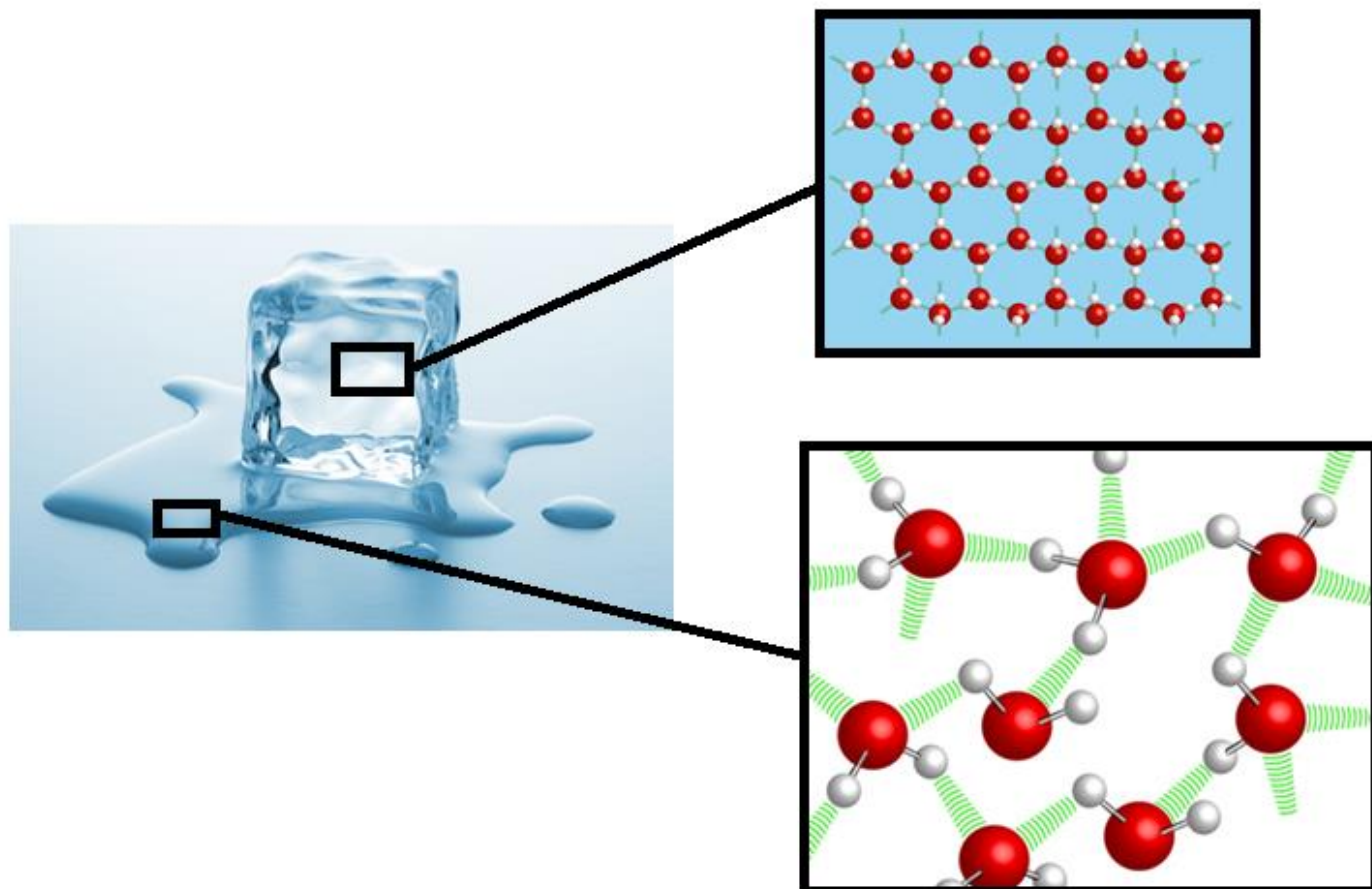


Figura 25: Gelo Derretendo e a Formação de Moléculas

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.

Portanto, só devemos falar de **transformação química**, quando tiver acontecido realmente uma **reação**.

Tome cuidado, pois existem conceitos clássicos a respeito de transformações físicas e químicas, porém, tais conceitos foram superados e **não devem ser mais utilizados**.

De acordo com o conceito clássico, uma transformação física é reversível. Já uma transformação química é irreversível.

A motivação para esses conceitos é que quando resfriamos a água até que ela se transforme em gelo, podemos fazer o processo inverso. Ou seja, podemos transformar a água em gelo, mas também podemos reverter a transformação, fazendo o gelo voltar a ser água.

Por outro lado, quando queimamos gasolina, ela se torna outras substâncias completamente diferentes: dióxido de carbono e água. Essas substâncias jamais voltariam a ser o material original.

No entanto, considere uma esfera de vidro. Pegue um martelo e quebre o cristal. Ocorreu apenas uma transformação física, certo? É uma transformação física, porque não foi criada nenhuma substância nova. O vidro estava organizado na forma de um cristal e depois foi quebrado e transformado em cacos. Porém, os cacos continuam sendo da mesma substância, que é o vidro.



Figura 26: Transformação Física Irreversível

No entanto, esse processo é mesmo reversível?

A minha resposta seria que não, pois é praticamente impossível que o cristal quebrado venha a se recompor e se tornar um cristal igual ao original.

Dessa maneira, nem toda transformação física é reversível.

Por outro lado, as transformações químicas nem sempre são irreversíveis. Considere, por exemplo, a combustão do hidrogênio.

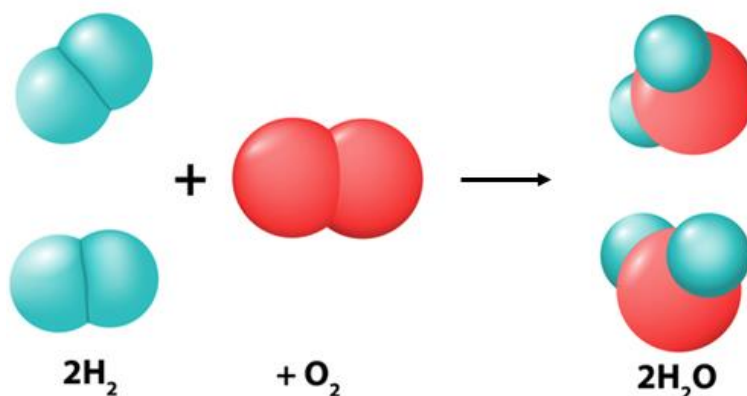
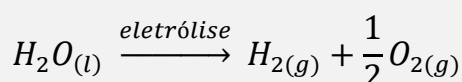


Figura 27: Formação de Água a partir de Hidrogênio e Oxigênio

No entanto, essa transformação pode ser revertida por meio de uma técnica conhecida como **eletrólise**. A eletrólise será estudada no Capítulo de Eletroquímica e é um dos principais métodos de síntese do hidrogênio utilizado como combustível.

Na eletrólise, a reação é revertida e a molécula de água é quebrada em hidrogênio e oxigênio.



Dessa maneira, podemos afirmar que a combustão do hidrogênio, que é, sem dúvidas, uma reação química, é reversível.

Portanto, nem todos os processos químicos são irreversíveis.



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**.

Primeiramente, vamos diferenciar a dissolução da diluição.

A dissolução consiste em misturar um material solúvel com a água. Por outro lado, a diluição consiste em misturar água a uma solução já pronta. Com isso, aumenta-se o teor do solvente e reduz-se a concentração do soluto.

Claramente, a diluição é um processo físico. Nesse curso, trataremos também **a dissolução como um processo físico**.

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

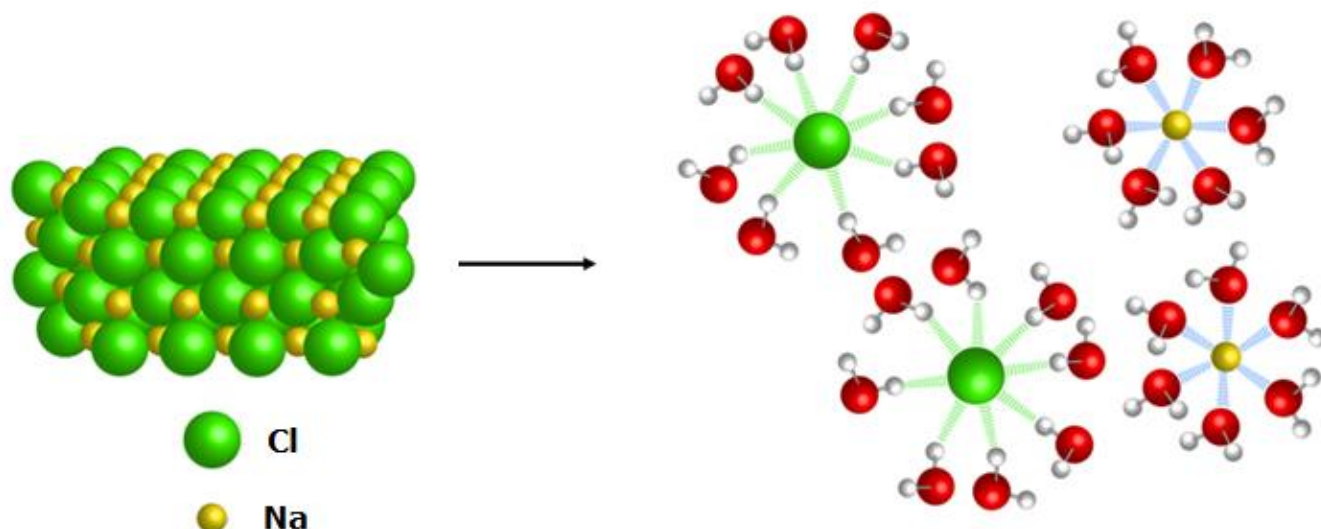


Figura 28: Dissolução de um Cristal Iônico (adaptado)

Observe, portanto, que nenhuma nova substância foi formada. O cloreto de sódio continua sendo formado por íons Na^+ e Cl^- . Apenas o que aconteceu foi a **mudança na organização** desses íons.

Antes, eles estavam organizados no cristal. Depois, eles passaram a estar dispersos entre as moléculas de água. Mas os próprios íons Na^+ e Cl^- ainda estão presentes e continuam caracterizando a substância cloreto de sódio.



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. (UNESP – 2015 – Conhecimentos Gerais)

Alguns historiadores da Ciência atribuem ao filósofo pré-socrático Empédocles a Teoria dos Quatro Elementos. Segundo essa teoria, a constituição de tudo o que existe no mundo e sua transformação se dariam a partir de quatro elementos básicos: fogo, ar, água e terra. Hoje, a química tem outra definição para elemento: o conjunto de átomos que possuem o mesmo número atômico. Portanto, definir a água como elemento está quimicamente incorreto, porque trata-se de

- a) uma mistura de três elementos.
- b) uma substância simples com dois elementos.
- c) uma substância composta com três elementos.
- d) uma mistura de dois elementos.
- e) uma substância composta com dois elementos.

Comentários

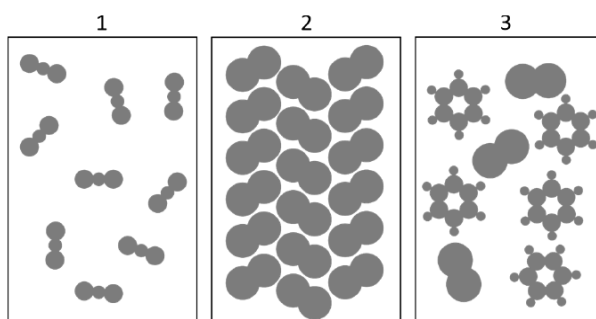
A água (H_2O) não é um elemento químico, mas sim uma substância composta por dois elementos: hidrogênio (H) e oxigênio (O).

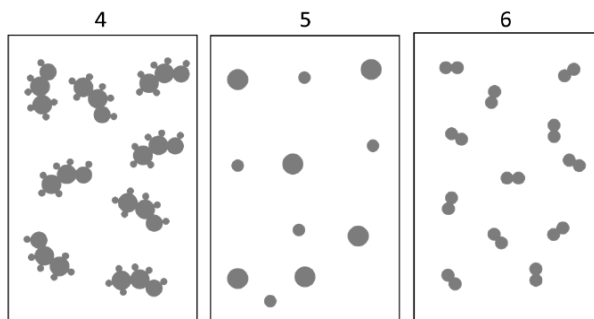
A água não é uma mistura, por isso, estão erradas as letras A e D. Não é substância simples, por isso, está errada a letra B. E é uma substância triatômica, mas são apenas dois elementos, por isso, está errada a letra C.

Gabarito: E

4. (FUVEST/SP – 2018 – 1ª Fase)

Considere as figuras pelas quais são representados diferentes sistemas contendo determinadas substâncias químicas. Nas figuras, cada círculo representa um átomo, e círculos de tamanhos diferentes representam elementos químicos diferentes.



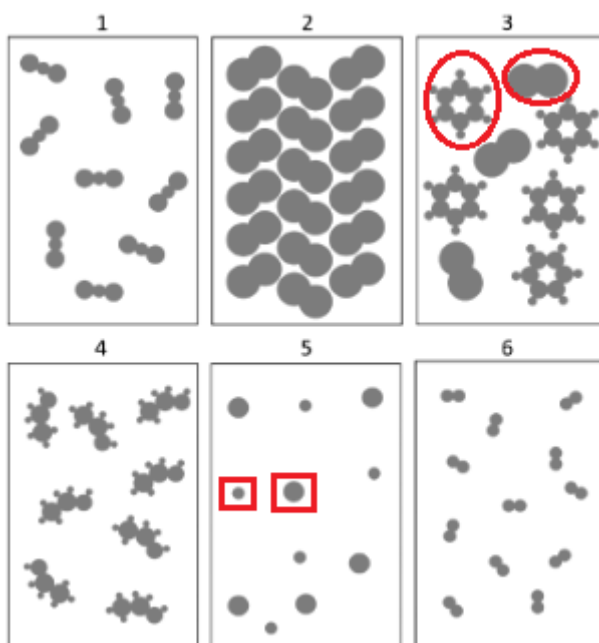


A respeito dessas representações, é correto afirmar que os sistemas

- a) 3, 4 e 5 representam misturas.
- b) 1, 2 e 5 representam substâncias puras.
- c) 2 e 5 representam, respectivamente, uma substância molecular e uma mistura de gases nobres.
- d) 6 e 4 representam, respectivamente, uma substância molecular gasosa e uma substância simples.
- e) 1 e 5 representam substâncias simples puras.

Comentários

Uma substância pura é aquela que apresenta composição constante. Nos materiais 3 e 5, podemos enxergar claramente a presença de dois tipos diferentes de moléculas, que estão destacados em vermelho.



Dessa forma, os materiais 3 e 5 são misturas. Os demais materiais, por sua vez, são substâncias puras porque possuem a mesma composição em toda a sua estrutura.

A letra A está errada, porque 4 não é uma mistura, mas sim uma substância pura. A letra B está errada, porque 5 não é uma substância pura.

A letra C é interessante. De fato, 2 é uma substância pura molecular; já a substância 5 é uma mistura de duas substâncias puras. Como sabemos, os gases nobres são as únicas substâncias que se apresentam normalmente na forma de átomos isolados. Portanto, a letra C está correta e é o gabarito da questão.

A letra D está errada, porque 4 é uma substância composta. A letra E está errada porque 1 é uma substância composta e 5 é uma mistura.

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.

Em alguns casos, as misturas são resultado de impurezas e muitas vezes são indesejadas no material. Por exemplo, a água tratada que chega nas torneiras pode vir contaminada com metais pesados ou com amônia. Para evitar esse tipo de problema, existem várias técnicas de separação de misturas que serão estudadas nessa seção.

Porém, em alguns casos, algumas substâncias são misturadas de propósito para garantir propriedades especiais.

Por exemplo, o ouro praticamente puro é bastante utilizado como ativo financeiro na forma de barras. Porém, como o ouro é muito mole, não serve para a fabricação de joias, pois elas se desmanchariam nas mãos. A propósito, se você morder uma barra de ouro puro, seu dente ficará nela gravado.

O ouro puro é denominado ouro 24 k ou 24 quilates. O quilate, na verdade, é uma medida de pureza utilizada especificamente para esse metal.

Na produção de joias, é comum se adicionar metais como prata e cobre a fim de aumentar a dureza e a resistência da joia a impactos. Dessa forma, a joia não amassa com facilidade.

Quando a joia é formada por ouro 18 quilates, tem-se que a peça é composta por 18 partes de ouro e 6 partes de outros metais, totalizando 24 partes. A pureza pode ser calculada pela razão entre as partes de ouro e o total da joia.

$$P = \frac{18}{24} = 0,75 = 75\%$$

Portanto, o ouro 18 quilates tem pureza de 75%.



Por sua vez, a joia de ouro 16 quilates é formada 16 partes de ouro e 8 partes de outros metais, totalizando 24 partes. Nesse caso, a pureza do ouro é de 67% aproximadamente, que pode ser calculada de maneira semelhante. Vejamos:

$$P = \frac{16}{24} \cdot 100\% = \frac{2}{3} \cdot 100\% = 66,67\%$$

Além disso, a impureza adicionada modifica a coloração da peça. A prata geralmente reforça a coloração amarela clara, o cobre dá uma tonalidade rosa e o paládio é usado para deixar a cor do ouro mais branca. Comercialmente, existem três colorações famosas de ouro:

- **Ouro Amarelo:** é formado por uma liga entre ouro, prata e cobre. É o ouro mais comum e conhecido. É importante a precisa de cobre para que o ouro não fique claro demais.
- **Ouro Branco:** é formado por uma liga metálica entre ouro e paládio.
- **Ouro Rosa:** é formado por uma liga metálica entre ouro, prata e cobre, com teor maior de cobre.

Outro caso interessante a respeito de impurezas é o diamante. O diamante pode ser produzido a partir do grafite mediante aquecimento e altas pressões. No entanto, o diamante artificial não é tão valorizado quanto o natural. Em geral, é utilizado apenas em aplicações mais simples que exploram a sua elevada dureza, como o corte de vidro e brocas de dentistas.

O diamante natural é bem mais bonito que o diamante artificial devido à presença de impurezas. Quando contaminado por boro, o diamante adquire uma coloração azulada e elevadíssimo valor comercial. O recorde histórico de preço de venda de um diamante azul foi de pouco mais de US\$50 milhões.

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.

É interessante observar que uma mesma substância pode se apresentar em duas fases diferentes. É o caso de uma jarra de água e gelo. Nesse caso, a mesma substância aparece na fase líquida e na fase sólida.



Figura 29: Uma jarra com água líquida e vários cubos de gelo separados é um sistema bifásico

Cuidado para não afirmar que existem várias fases de gelo somente porque os cubos estão separados. Lembre-se que **a fase pode ser descontínua.**

3.1. Misturas Homogêneas

Uma mistura homogênea é um material que contém **uma única fase.**

Quando duas substâncias se misturam, formando uma mistura homogênea, diz-se que aconteceu uma **dissolução** de uma substância em outra.

Existem algumas categorias interessantes de misturas homogêneas que são bastante importantes de conhecer:

- **Misturas de Gases:** toda mistura de gases é homogênea.
- **Soluções:** são misturas homogêneas líquidas. É o caso da água mineral.

De maneira geral, as soluções são **transparentes.** Se uma amostra qualquer líquida não for transparente ou apresentar uma aparência leitosa, turva, é bastante provável que não seja uma solução, mas sim uma mistura heterogênea.

- **Ligas Metálicas:** são misturas homogêneas formadas por diversos metais ou por não-metais dispersos em metais, como o ouro 18 quilates.

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.

Isso significa que, em qualquer ponto que fizemos uma coleta de uma amostra de água, encontraremos exatamente essa concentração desses dois minerais.

Podemos fazer a coleta na superfície, no meio ou no fundo que a água conterà exatamente a mesma composição.



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



Como ainda não vimos os métodos de separação de misturas, você pode não saber o que é uma decantação ou uma centrifugação. Por isso, vamos esclarecer:

- **Decantação:** consiste em simplesmente deixar uma amostra de material descansando. O meu nobre colega, Professor Gabriel Prazeres, também professor de Química do Estratégia, conta uma história de quando era criança sobre o assunto.

Ele tinha um baldinho de areia, na forma de um peixe. Ele gostava de coletar água da praia com o baldinho-peixe, mas ele nunca gostou da areia da praia. Todas as vezes, ele entrava no mar e, com cuidado, coletava um pouco de água. Ele sempre tinha muito cuidado para evitar que qualquer grão de areia entrasse no baldinho. Ele saía todo feliz todas as vezes que saía da água com o baldinho cheio de água, sem nenhuma areia.

Porém, horas depois, vinha a decepção. O jovem Gabriel descobria que, depois de algumas horas, o balde tinha areia depositada no fundo.

Ele pensava, então, que não tinha sido cuidadoso o suficiente. Limpava o balde e depois andava um pouco mais para o fundo do mar. Afundava o baldinho com cuidado sempre observando se nenhum grão de areia entraria.

De novo, ele saía todo feliz quando via que encheu o balde de água e que ele estava limpo de areia.

Porém, horas depois, vinha a decepção novamente. O balde tinha areia depositada no fundo.

Não importava quantas vezes e quanto cuidado o jovem Gabriel tivesse. Depois de algumas horas, o baldinho-peixe tinha areia no fundo.

O que acontecia?

Na verdade, o mar é um ambiente bastante revolto. As ondas são muito fortes e intensas. Com isso, parte da areia do fundo se mistura na água o tempo inteiro.

Porém, a água e a areia, na verdade, não são miscíveis. Elas formam uma mistura heterogênea. Portanto, basta deixar a mistura descansando por algum tempo que a areia vai se depositar no fundo do recipiente. Esse processo é conhecido como **decantação**.

Você pode fazer isso também. Pegue um copo de água e um pouco de areia. A seguir, pegue uma colher e mexa bem. Você vai ver que parte da areia se mistura na água.

Porém, temos o primeiro forte indicativo de que aquilo não é uma mistura homogênea. Quando você misturar a água na areia, você notará uma aparência **turva**, ou seja, a água com areia **não é transparente**.

Portanto, a água e areia não formam uma mistura homogênea, mas sim heterogênea. Sendo assim, basta deixá-la descansar por algum tempo que a areia se depositará no fundo do recipiente.

- **Centrifugação:** é um método mais acelerado de decantação. Consiste em agitar violentamente a mistura por meio de uma **centrífuga**.

É um processo geralmente realizado com misturas biológicas, como o sangue.

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.

Outra característica muito comum das misturas homogêneas, em especial, as líquidas e gasosas, é que elas geralmente são **transparentes**. Existem muitas exceções a essa regra, principalmente entre as misturas homogêneas sólidas, como as ligas metálicas. Porém, é bastante comum que as misturas homogêneas sejam transparentes.

Por muito tempo, se dizia que as misturas homogêneas eram aquelas que apresentavam uma única fase. Uma fase é cada porção que apresenta aspecto visual uniforme.

Por exemplo, ao se misturar água, sal, areia e óleo, forma-se uma mistura com três fases distintas. Na fase inferior, tem-se a areia depositada no fundo do recipiente; na fase intermediária, tem-se uma mistura homogênea formada por água e o sol; no topo, tem-se uma terceira fase formada por óleo.



Figura 30: Béquer com Água, Sal, Areia e Óleo

A mistura da Figura 30 é uma mistura heterogênea, pois é formada por várias fases que podem ser distinguidas a olho nu.

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 heterogênea é o fato de que ele **não é transparente**, mas sim opaco e, por vezes, até turvo.

A Figura 31 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 31: 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.

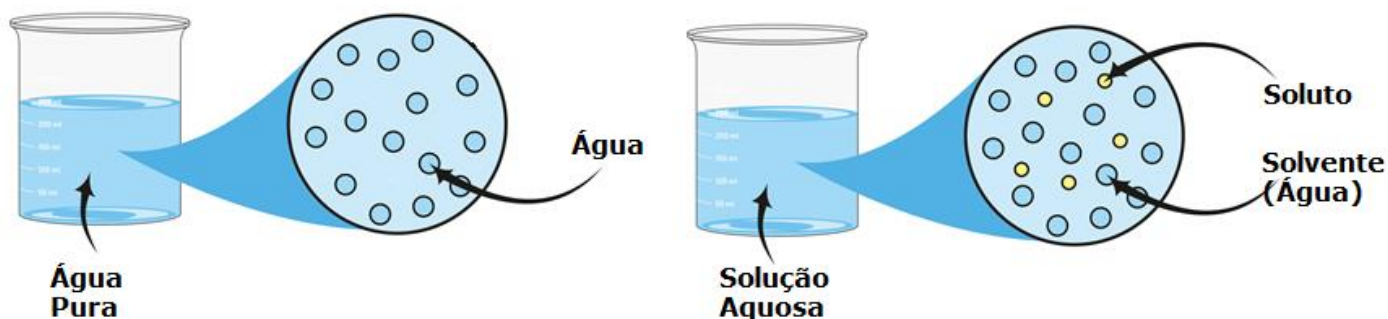


Figura 32: Representação das Moléculas em uma Solução (adaptada)

A água é historicamente considerada o solvente universal, pois é muito abundante na Terra e é capaz de dissolver um grande número de substâncias.

Porém, quando estudarmos Química Orgânica, veremos que não é bem assim e que a água não é tão bom solvente para substâncias orgânicas. Mesmo assim, o apelido de “solvente universal” ainda é utilizado por alguns autores.

Utilizamos vários tipos de água no nosso dia a dia, porém, ela raramente se encontra pura – a água pura é chamada destilada.

A água destilada – muitas vezes, chamada de água deionizada ou de osmose reversa – é utilizada em laboratórios clínicos, tanto para a preparação de soluções como para a limpeza dos equipamentos em geral. Também é utilizada em aquários para equilibrar a salinidade.

A água mineral não é pura, mas sim uma solução que contém sais minerais. Os sais minerais são essenciais à nossa alimentação.

A água potável, que utilizamos na torneira, recebe, ainda, de substâncias para a sua limpeza, como hipoclorito, popularmente conhecido como cloro.



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.

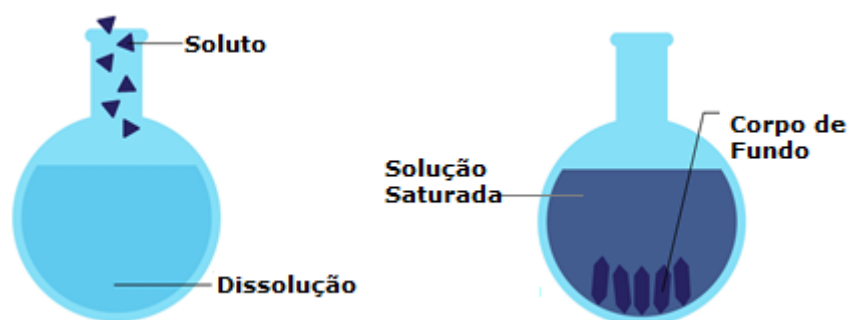


Figura 33: Solução Saturada de Cloreto de Sódio com corpo de fundo (adaptada)

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).

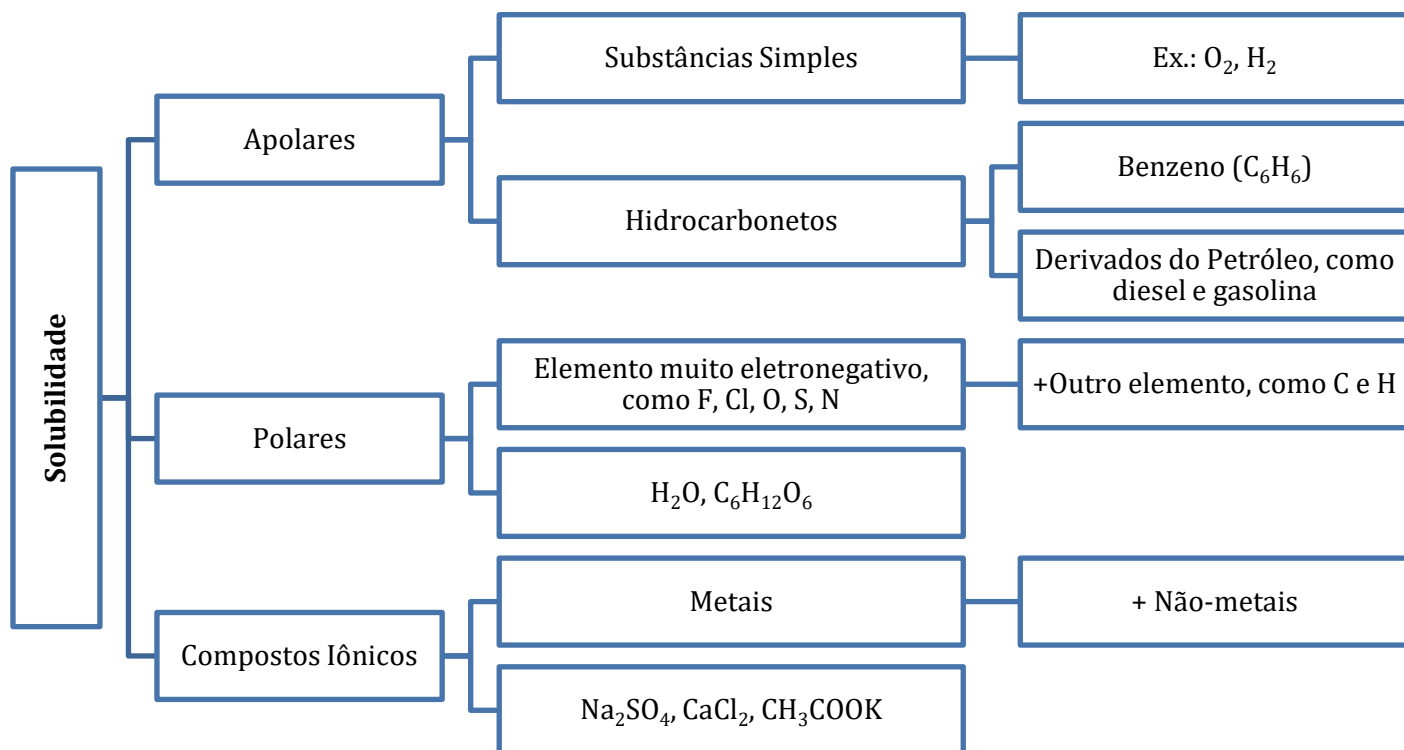


Figura 34: Regras Básicas de Polaridade

O esquema mostrado na Figura 34 não é, de maneira nenhuma, um ensinamento sobre polaridade. Veremos regras mais claras para determinar a polaridade de uma substância em capítulos posteriores.

Veremos que há várias exceções a esse quadro. Mas, por enquanto, você pode utilizar esse quadro somente para resolver as questões desse capítulo. Então, não vá imprimi-lo pensando que ele é um resumo sobre polaridade. Combinado?

De maneira geral, os compostos apolares são solúveis em outros compostos apolares. Por exemplo, a gasolina é solúvel em benzeno.

Já os compostos polares podem dissolver outros compostos polares. Por exemplo, a água pode dissolver acetona (C₃H₆O), etanol (C₂H₆O) e o açúcar de cozinha (sacarose) com facilidade.

A água também é capaz de dissolver muitos compostos iônicos. Por exemplo, o cloreto de sódio (NaCl) que é o principal componente do sal de cozinha é bastante solúvel em água. Vale notar que é pouco solúvel em outros compostos polares, como acetona e etanol.

Algumas substâncias são consideradas intermediárias entre polar e apolar. O etanol (C₂H₆O) é uma delas, porque apresenta tanto o átomo de oxigênio como uma cadeia carbônica – vários átomos de carbono e hidrogênio. Por isso, o etanol é capaz de se dissolver tanto em água (solvente polar) como em gasolina (solvente apolar).

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.

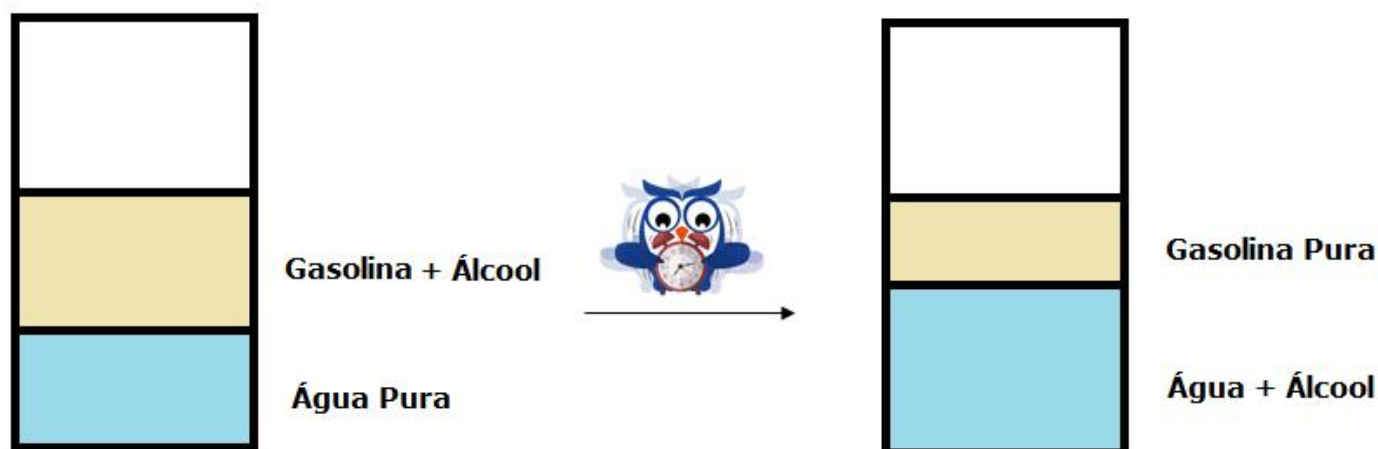


Figura 35: Extração do Álcool da Gasolina

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.

Um fato importante a se comentar para a construção da Figura 35 é que a gasolina é menos densa tanto que a água como que o álcool. Portanto, a gasolina flutua tanto sobre a água pura como na mistura de água e álcool.

Tabela 7: Densidades da Água, Etanol e Gasolina

Material	Densidade
Gasolina	0,72 a 0,75 g/mL
Etanol	0,79 g/mL
Água	1,00 g/mL

É muito importante que você preste atenção às densidades, pois as questões de prova costumam exigir que você saiba dizer qual material em uma amostra flutua.

3.2. Curva de Aquecimento de Misturas

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

O álcool é mais volátil que a água, isto é, ele passa com mais facilidade para o estado de vapor. O ponto de ebulição normal da água pura é de 100°C e o do álcool puro é de 78°C. O ponto de ebulição inicial da mistura de água e álcool é geralmente um valor intermediário entre os dois.



Porém, 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.

Por exemplo, se estamos evaporando uma mistura de água e álcool com 10% de álcool, depois de alguns minutos podemos ter uma mistura de 12% de álcool no vapor. Depois de mais algum tempo, podemos observar 15% de álcool no vapor. E, assim, sucessivamente.

Como o líquido passou a apresentar um teor maior de água, é natural esperar que a sua temperatura de ebulição aumente.

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.

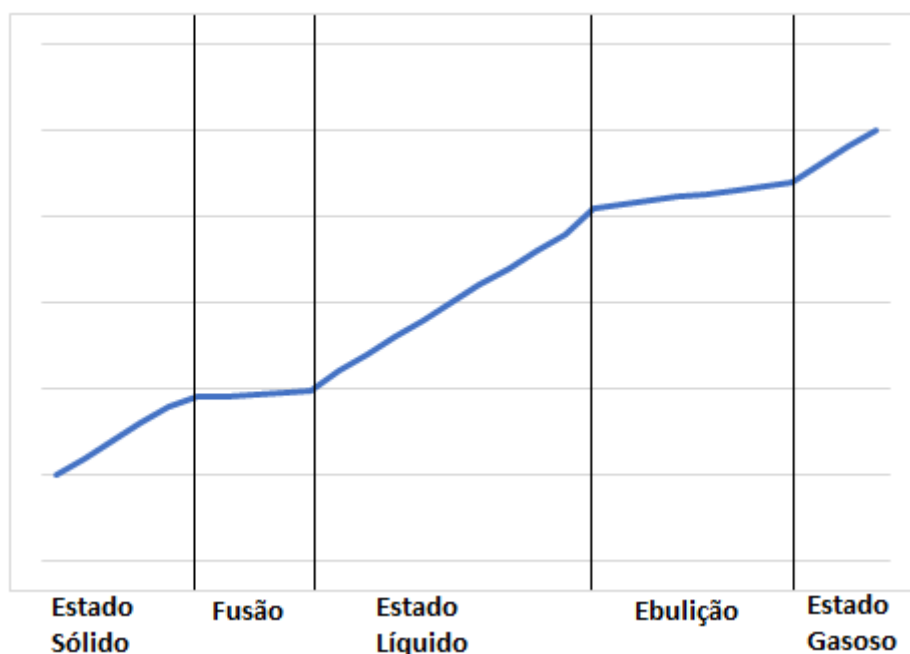


Figura 36: Curva de Aquecimento de uma Mistura de Água e Cloreto de Sódio

Por outro lado, nas misturas heterogêneas, é bastante comum observar as substâncias que compõem o material realizando suas mudanças de estado em temperaturas diferentes. É normal, portanto, ver vários pontos de fusão e ebulição, sendo um para cada uma das substâncias que compõem a mistura heterogênea.

Por exemplo, considere uma mistura heterogênea composta por água e benzeno, ambas no estado líquido. A água pura entra em ebulição a 100°C, enquanto o benzeno puro entra em ebulição a 80°C. A curva de aquecimento dessa mistura apresentará o seguinte formato.

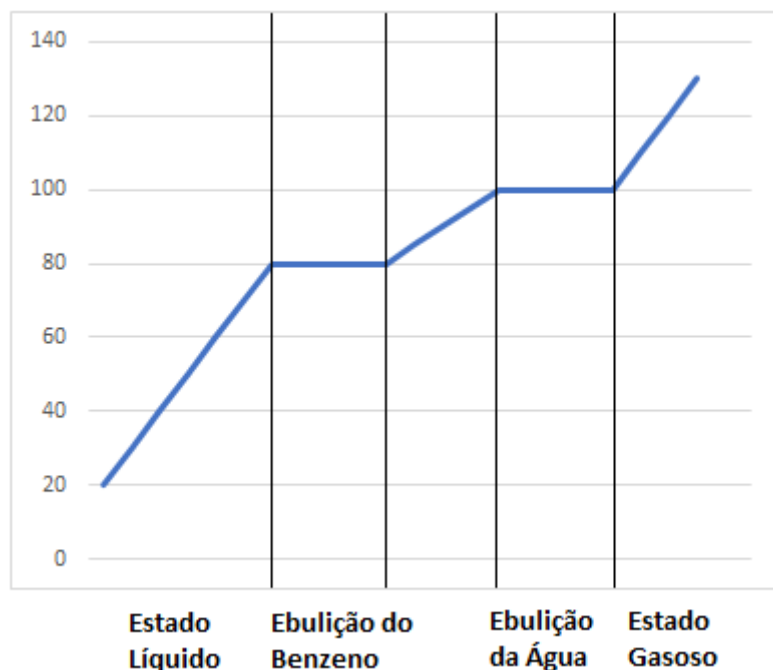


Figura 37: Curva de Aquecimento de uma Mistura Heterogênea

É preciso ter cuidado para não confundir a Figura 37 com a curva de aquecimento de uma substância pura. No caso de uma substância pura, deve-se ter um único ponto de fusão e um único ponto de ebulição. No caso de uma mistura heterogênea, o que se observou foram dois pontos de ebulição diferentes.

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.

Por conta disso, não ocorre o efeito comentado na seção anterior, e a mistura entra em ebulição com a sua composição mantida constante. Dessa forma, a própria temperatura de ebulição da mistura é **também constante**. Esse caso particular é denominado **mistura azeotrópica ou azeótropo**.



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

Existem duas classificações interessantes de saber sobre as misturas azeotrópicas:

- **Azeótropos de Ebulição Mínima:** são a maioria dos azeótropos. Nesse caso, o ponto de ebulição da mistura azeotrópica é inferior a qualquer ponto de ebulição observado em outras

misturas dos dois materiais. É o caso da mistura de álcool 96% em água. Essa mistura entra em ebulição a cerca de $78,2^{\circ}\text{C}$, que é inferior tanto ao ponto de ebulição da água pura (100°C) como ao ponto de ebulição do álcool puro ($78,4^{\circ}\text{C}$).

- **Azeótropos de Ebulição Máxima:** nesse caso, o ponto de ebulição da mistura azeotrópica é superior a qualquer ponto de ebulição observado em outras mistura das duas substâncias. É o caso da mistura de acetona 20% em clorofórmio, que ferve a 65°C , um pouco acima dos pontos de ebulição da acetona pura (56°C) e do clorofórmio puro (61°C).

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

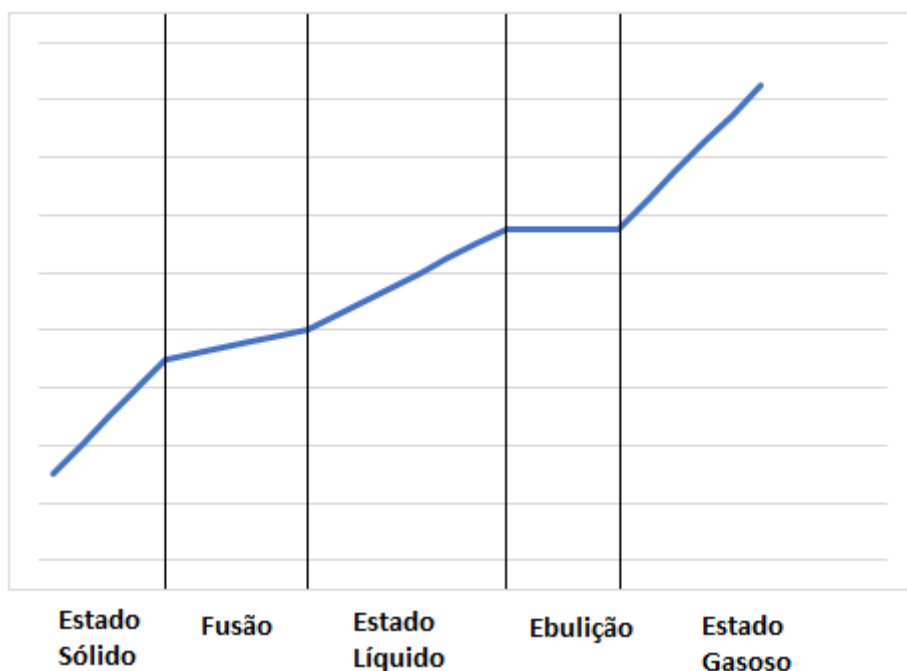


Figura 38: Curva de Aquecimento de uma Mistura Azeotrópica

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.

Como ilustra a Figura 39, a solda funde uniformemente, característica de misturas eutéticas.



Figura 39: A Solda é uma Mistura Eutética

A solda apresenta ponto de fusão (183°C) inferior aos seus componentes isolados – Sn (232°C) e Pb (327°C). Trata-se de um eutético de fusão mínima.

A seguir, temos a curva de aquecimento de uma mistura eutética. Note que o ponto de fusão é constante.

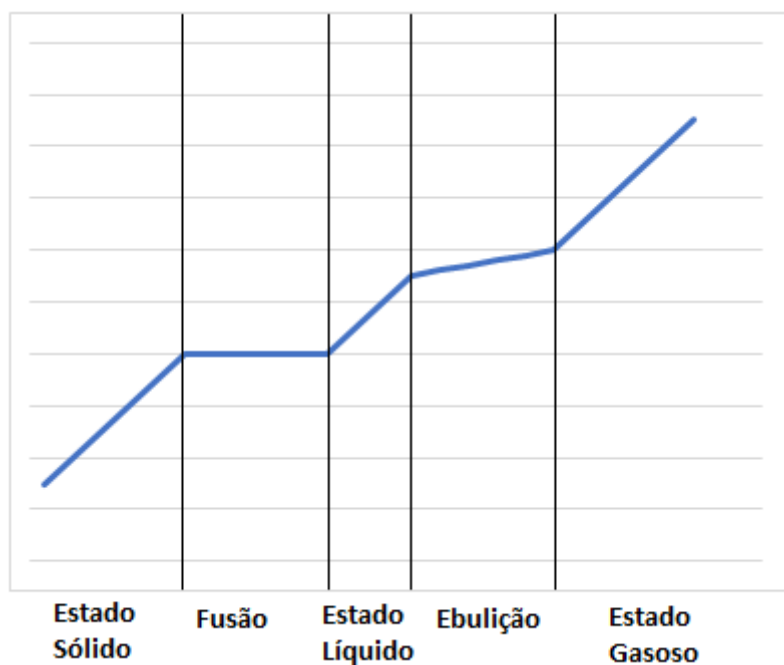


Figura 40: Curva de Aquecimento de uma Mistura Eutética

É importante destacar que **não é possível** que uma mistura seja eutética e azeotrópica ao mesmo tempo.

3.3. Misturas Heterogêneas

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

Quando as partículas dispersas são relativamente pequenas, de tamanho médio de 1 a 100 nm, são denominadas **dispersões**. Essas partículas podem ser constituídas por milhares de átomos agregados ou macromoléculas.

Algumas dispersões são relativamente estáveis, não sofrendo sedimentação, nem podendo ser separadas por filtração comum. Além disso, elas podem apresentar visualmente uma aparência homogênea, como o leite e o sangue.



Embora visualmente o leite apresente uma única fase, um dos maiores indicativos de que o leite não é uma solução é que ele **não é transparente**.

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. Visualmente, é possível ver o outro lado do material, mas não com clareza e facilidade.

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.

As dispersões se tornam mais opacas à medida que o agente disperso atinge um grau de concentração mais elevado.

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

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.



Figura 41: A madeira é uma suspensão sólida



Um indicativo muito forte de uma suspensão é a palavra **turvidez**.

Uma solução aquosa é normalmente transparente. Se aparecer alguma referência a que ela ficou turva, certamente foi formada uma substância insolúvel que está se precipitando.

Enquanto a substância insolúvel não se precipita, ela permanece dispersa, formando uma suspensão turva.

Dessa maneira, podemos esquematizar.

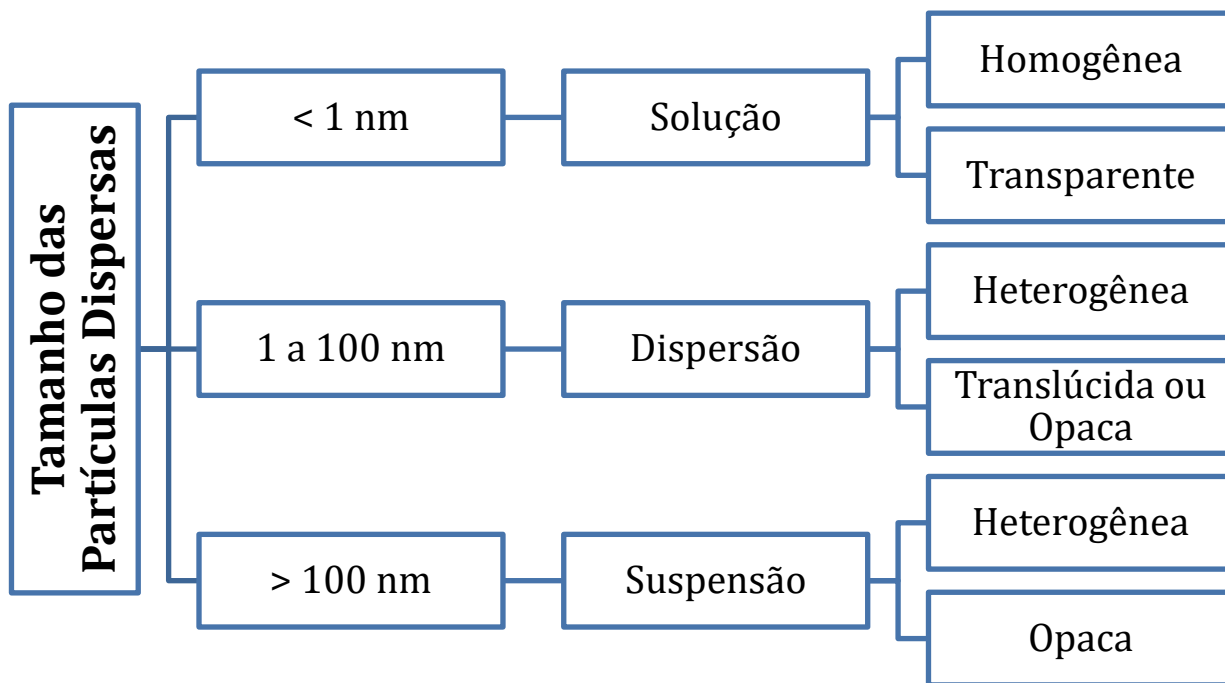


Figura 42: Classificação das Misturas de acordo com o tamanho das partículas dispersas

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.

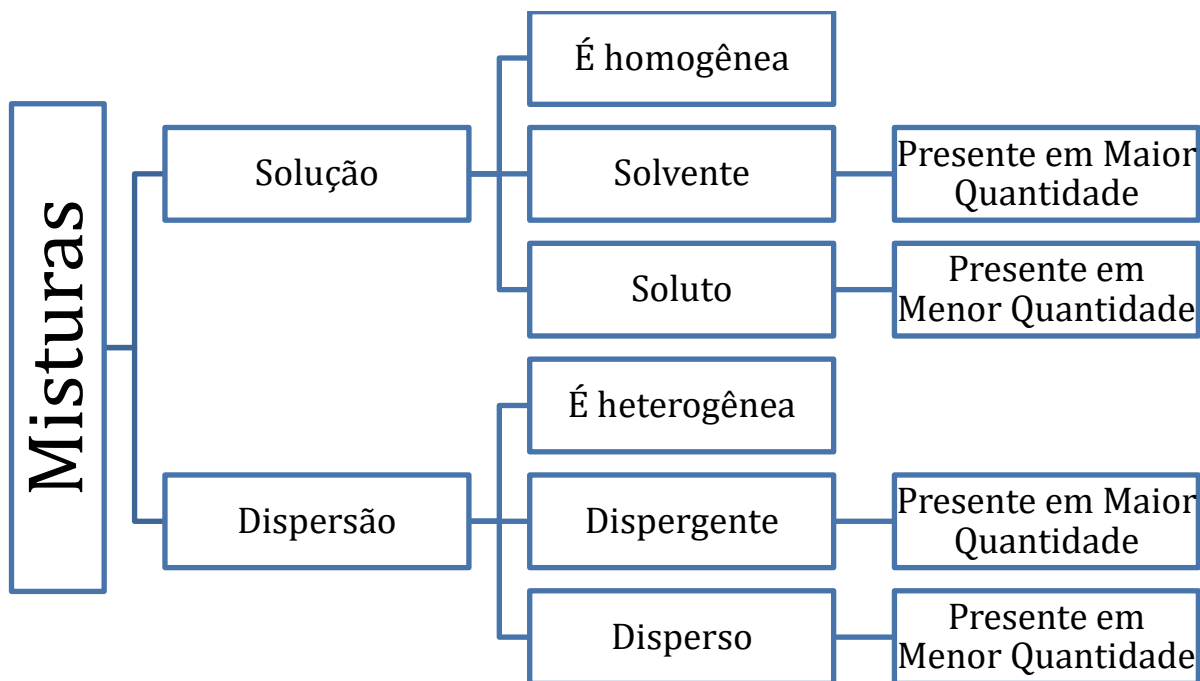


Figura 43: Classificação dos Componentes das Soluções e Dispersões Coloidais



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 44: Exemplos de Sol: Leite Condensado e Safira

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



Figura 45: Exemplo de Gel: Gelatina

Note que há uma semelhança interessante entre os sóis e os géis, pois ambos apresentam sólidos em sua composição. A diferença entre eles reside no papel que esse componente desempenha na estrutura.

No sol, o sólido é o disperso. No gel, o sólido é o dispersante.

Além disso, é muito comum a possibilidade de se transformar um sol em um gel e vice-versa. Por conta disso, esses dois tipos de colóides são classificados como **reversíveis**.

Por exemplo, ao se dissolver a gelatina na água fervendo, ela imediatamente se apresenta como um sol, porque o meio dispersante é a água, que é líquida. Quando resfriada, a gelatina se transforma em um gel, pois o meio dispersante passa a ser a própria massa sólida.

- **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 46: Exemplos de Emulsão: Maionese e Creme Hidratante

É muito comum se dizer que “água e óleo não se misturam”, porém, isso não é verdade. E um bom exemplo disso é a maionese. Nesse caso, a clara de ovo é utilizada como emulsificante para facilitar a mistura entre esses dois líquidos.

Porém, o que jamais acontece é água e óleo formarem misturas homogêneas. O que acontece em uma mistura dessas duas substâncias é a formação de uma emulsão, que é uma dispersão coloidal ou uma mistura heterogênea.

Portanto, se aparecer em questão de prova: “é possível misturar água e óleo, formando misturas heterogêneas”, o enunciado estará correto.

- **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 47: 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 48: 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.



A Formação das Neblinas

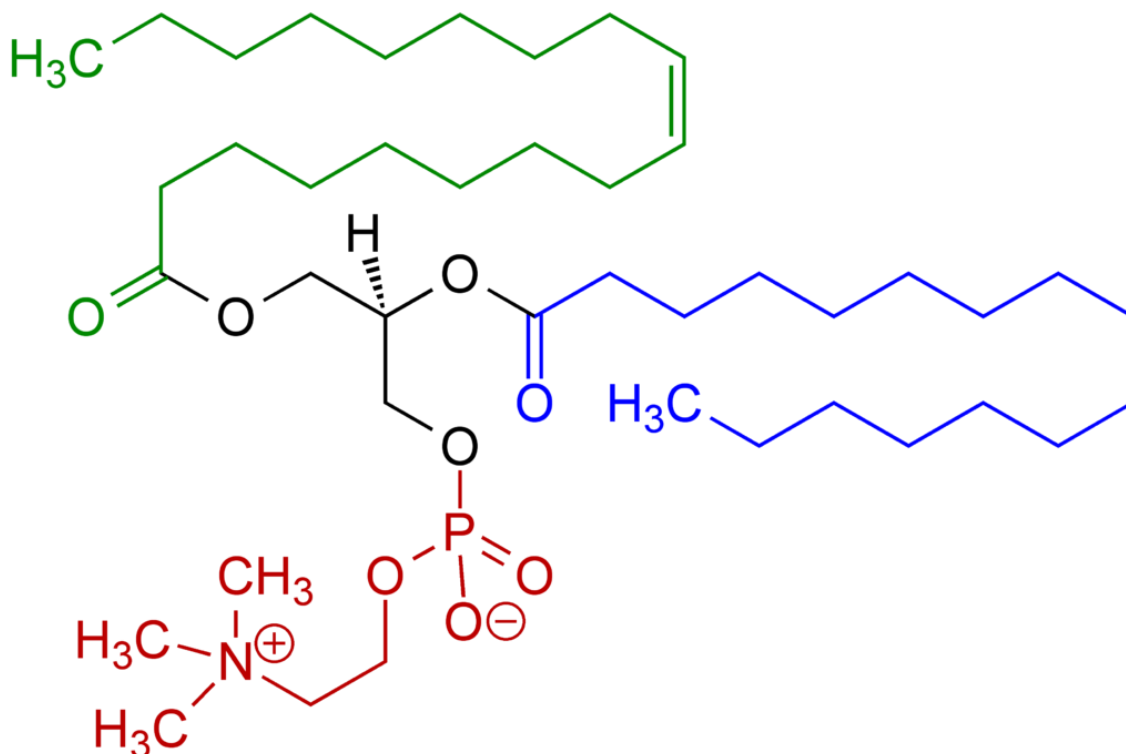
A neblina é formada pela suspensão de minúsculas gotículas de água numa camada de ar. É mais comum em lugares frios e úmidos, porque decorre da condensação do vapor d'água próximo ao solo.

Maionese

Os ingredientes principais da maionese são ovo, óleo de oliva, suco de limão, vinagre e sal, aos quais podem ser adicionados alguns temperos, como alho ou pimenta do reino. O ovo e o suco de limão são predominantemente formados por água, portanto, não se misturariam com o óleo.

Pode-se misturar água e óleo com o auxílio de um liquidificador. Nesse caso, formam-se gotas de óleo, que ficam espalhadas na água por algum tempo. No entanto, gradativamente o óleo e a água se separam.

Porém, a gema do ovo contém lecitina, que apresenta a estrutura da figura a seguir. A lecitina apresenta uma longa cadeia de carbonos (representada como o zigue-zague), que é apolar, portanto interage com o óleo. Mas, essa substância também apresenta parte bastante polar, destacada em azul, que interage com a água. Dessa forma, a lecitina consegue facilitar a emulsão. Por isso, é denominada *emulsificante*.



Coca-Cola com Leite

Um experimento muito interessante que você pode fazer em casa é o de colocar um pouco de leite de uma garrafa de Coca-Cola.

Ao fazer isso, o leite provocará a perda da coloração do refrigerante. Isso acontece porque o corante se misturará na caseína do leite e abandonará a bebida.

Esse experimento mostra que o refrigerante **não é uma mistura homogênea**, mas sim uma emulsão.

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 49: Catação de Grãos de Feijão

Embora seja um método bem simples, a catação encontra inúmeras aplicações. Por exemplo, na indústria de reciclagem, é necessário fazer a separação manual dos tipos de materiais a serem processados. É por isso que existem as lixeiras diferenciadas para metais, plásticos, vidros e orgânicos.

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.

Por exemplo, suponha que tenhamos um solo, que é formado por vários tipos de areia. Desejamos extrair os grãos mais finos de aproximadamente 1 mm de diâmetro.

Para isso, basta usar uma peneira que tenha um pouco mais de 1mm. Com isso, os grãos finos vão cair pela peneira e podem ser recolhidos embaixo.

Na culinária, utiliza-se bastante a peneiração não só para separar grãos dos materiais, mas também para reduzir o tamanho dos grãos. É muito comum que alguns ingredientes, como a farinha de trigo, com a umidade, acabem engrossando o que prejudicaria o sabor e a textura do alimento a ser preparado.

Para fazer a redução da granulação dos ingredientes, é comum esfregá-los na peneira.



Figura 50: 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 51: Levigação na Extração do Ouro nas Minas de Garimpo

Alguns garimpeiros utilizam mercúrio em vez da água para fazer a levigação do ouro. Esse processo é popularmente chamado de **churragem**. O mercúrio tem a propriedade de se unir facilmente a outros metais, formando **amalgamas**. O amálgama é simplesmente uma liga metálica em que o mercúrio é o principal componente.

Ao aplicar o mercúrio na água, os pequenos grãos de ouro se juntam com facilidade, formando grãos maiores, que podem ser extraídos com mais facilidade.

A seguir, é fácil separar o mercúrio do ouro devido às diferenças de propriedades físicas. O mercúrio tem um ponto de ebulição consideravelmente baixo em relação a outros metais, cerca de 357 °C. A título de comparação, o ponto de fusão do ouro é de 1064°C e o ponto de ebulição é de 2700 °C.

Por isso, basta utilizar um maçarico que isso possibilitará que o mercúrio evapore, separando-se do ouro coletado.

A etapa final da churragem é bastante perigosa para o garimpeiro, tendo em vista que o mercúrio é um metal muito tóxico e, ao maçaricar o amálgama, o trabalhador poderá aspirar vapores do metal.

Esse procedimento é também bastante tóxico para a vida aquática, porque o mercúrio se acumula nos lagos e rios.

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.

Pense, por exemplo, que tenhamos uma mistura de água e mercúrio. Por ser mais denso, o mercúrio afunda na água e ocupa a parte de baixo do recipiente. Se desejamos separar os dois materiais, podemos aspirar toda a água para um recipiente externo.

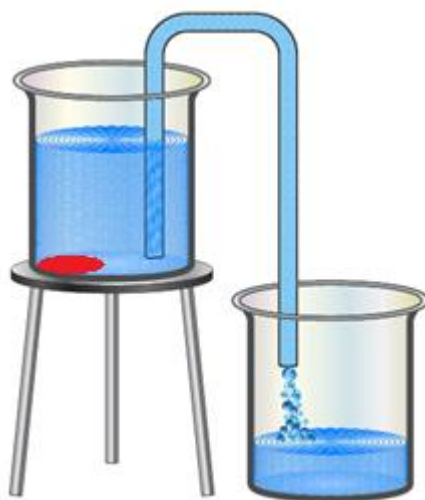


Figura 52: Exemplo de Sifonação

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

Porém, é também possível fazer a sifonação aspirando o material mais pesado. Um caso interessante é quando se limpa o fundo de um aquário. Nesse caso, deseja-se remover vestígios de ração e fezes de peixes que se depositam sobre a areia do fundo.

Para isso, aspira-se os vestígios que se deseja remover, mas eles geralmente vêm envolvidos tanto por areia como por água.



Figura 53: Aspiração do Solo de um Aquário

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 que o pó de madeira flutuará sobre a superfície da água.

Feita essa separação, fica fácil separar os dois componentes originais. Para isso, basta sifonar a mistura de água e pó de madeira. Depois, em dois recipientes separados, precisamos apenas fazer a água vaporizar.

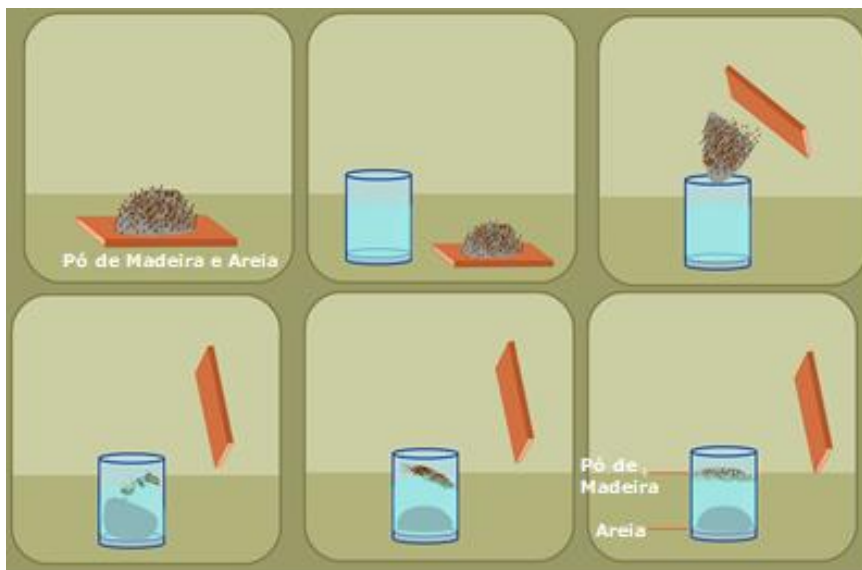


Figura 54: Exemplo de Flotação de uma Mistura de Areia e Pó de Madeira

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.

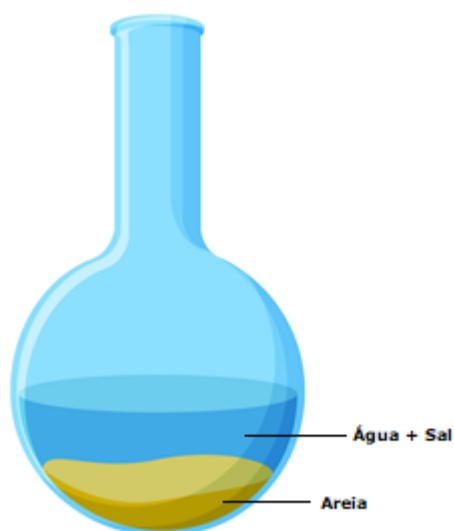


Figura 55: Dissolução Fracionada de uma Mistura de Sal e Areia

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.

Decantação de Vinhos

Os taninos são compostos orgânicos pertencentes à função fenol – estudaremos mais adiante no livro de Química Orgânica. Eles estão presentes nos frutos verdes, nas sementes, no caule e nos espinhos e servem de proteção à parreira e aos frutos, quando ainda verdes.

Nos vinhos, principalmente os tintos, são responsáveis pelo sabor amargo, seco. Entre as uvas tintas com maior teor de taninos, estão a Cabernet Sauvignon e a Tannat. Do outro lado, estão a Merlot e a Pinot Noir.

Os taninos são fundamentais para que um vinho seja capaz de envelhecer. Quando o vinho é armazenado em barris de carvalho, que fornece uma constante oxigenação, os taninos se acalmam, tornam-se aveludados, deixando o vinho com mais estrutura.

Porém, em vinhos jovens, aqueles com menos de três anos de barris de carvalho, o tanino encontra-se muito presente, provocando um sabor bastante amargo. No aspecto visual, o vinho adquire coloração intensa com as bordas tendendo a roxo. Para isso, existe a decantação.

Na decantação de vinhos jovens, o líquido é separado de seus sedimentos, compostos por taninos. Além disso, ajuda-se o processo de aeração do vinho, o que aconteceria naturalmente num barril de carvalho. Assim, o vinho acelera sua maturação, perde o excesso de tancidade – por consequente, o excesso de sabor amargo – e um pouco de teor alcóolico.

A decantação do vinho é importante quando ele é um vinho de média guarda, isto é, feito para ser tomado entre 5 e 8 anos de garrafa. Os vinhos mais jovens também podem se beneficiar da decantação, dado que, muitas vezes, para acelerar seu lançamento no mercado, eles são retirados muito cedo dos barris de carvalho. Por outro lado, decantar um vinho maduro com mais de 15 anos de garrafa pode ser danoso, pois os taninos já foram bastante amaciados, e não mais protegem a bebida da oxigenação.



Figura 56: Decantador de Vinhos

Referências: [1] [2] [3]



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 proteínas. A principal proteína do plasma é a albumina, que desempenha um papel importante na manutenção da pressão osmótica do sangue.

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.

Na análise do sangue, é importante separar essas duas porções. Para isso, utiliza-se uma centrífuga que provoca um movimento de rotação em uma amostra de sangue.

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



Figura 57: 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.

Mesmo assim, em muitos casos, é possível ainda aproveitar as diferenças de propriedades físicas entre as substâncias que constituem a mistura.

Em alguns casos, no entanto, os métodos apresentados nessa seção não são suficientes e é necessário recorrer a reações químicas.

3.5.1. Evaporação

É particularmente útil na separação de sólidos de líquidos. Consiste em deixar o líquido evaporar. Esse processo é mais eficiente a temperaturas mais elevadas, em que o líquido apresenta maior pressão de vapor.

Por exemplo, o sal marinho é extraído das salinas de maneira fácil. Basta deixar a água evaporar ao sol.

Não é necessário atingir a temperatura de ebulição da substância para que a evaporação aconteça. Veremos as fundamentações teóricas para isso quando estudarmos os Vapores e a Segunda Lei da Termodinâmica no Capítulo sobre Gases.

É importante observar que a água e o sal têm pontos de fusão e ebulição bastante diferentes. Vejamos os pontos de fusão dos principais sais constituintes da água do mar.

Substância	Ponto de Fusão
Água	100° C (ebulição)
Cloreto de Sódio (NaCl)	801°C
Carbonato de Sódio (Na ₂ CO ₃)	851°C
Cloreto de Cálcio (CaCl ₂)	772°C
Bicarbonato de Magnésio (MgHCO ₃)	540°C

Note que a água tem muito mais facilidade de passar para o estado de vapor do que os sais que constituem a água do mar. Por isso, ela evapora, mas os sais não.

É assim que se pode produzir o sal marinho.

O fator mais importante para controlar a taxa de evaporação é a **área de contato entre a água e o ar**. Quanto maior for essa área de contato por volume de água, mais rápida será a evaporação.

Vale notar que a razão entre a área de contato e o volume de água é igual ao inverso da profundidade do recipiente. Por isso, as plantas de extração de sal são construídas de modo a serem muito rasas para facilitar a evaporação da água.





Figura 58: Planta de Extração de Sal em uma Salina

A evaporação da água é também um problema em aquários marinhos. À medida que a água evapora, a salinidade da água do aquário aumenta.

A salinidade é geralmente medida pelo índice de refração da água – assunto que você verá com o seu professor de Física Óptica. O índice de refração da água pura é tomado como referência e terá o valor de 1,000.

O índice de refração ideal para a água de um aquário é de cerca de 1,024. À medida que a água evapora, a salinidade aumenta, podendo atingir valores próximos de 1,030, que seriam danosos aos peixes e corais.

Para isso, é necessário fazer a reposição de água destilada no aquário. Como somente moléculas de H_2O evapora, é interessante que a água de reposição também seja pura.

Ainda sobre o tema, podemos comentar que aquários mais profundos observarão uma taxa menor de evaporação, por isso, terão a salinidade mais estável. Isso acontece porque, nesses sistemas, a área de contato entre a água e o meio externo é menor em relação ao seu volume total.

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.

Suponha que desejamos obter água destilada (pura) a partir da água do mar.

Para isso, além da etapa de evaporação, é preciso passar o vapor por um condensador que vai depositar líquido em um pote recipiente.

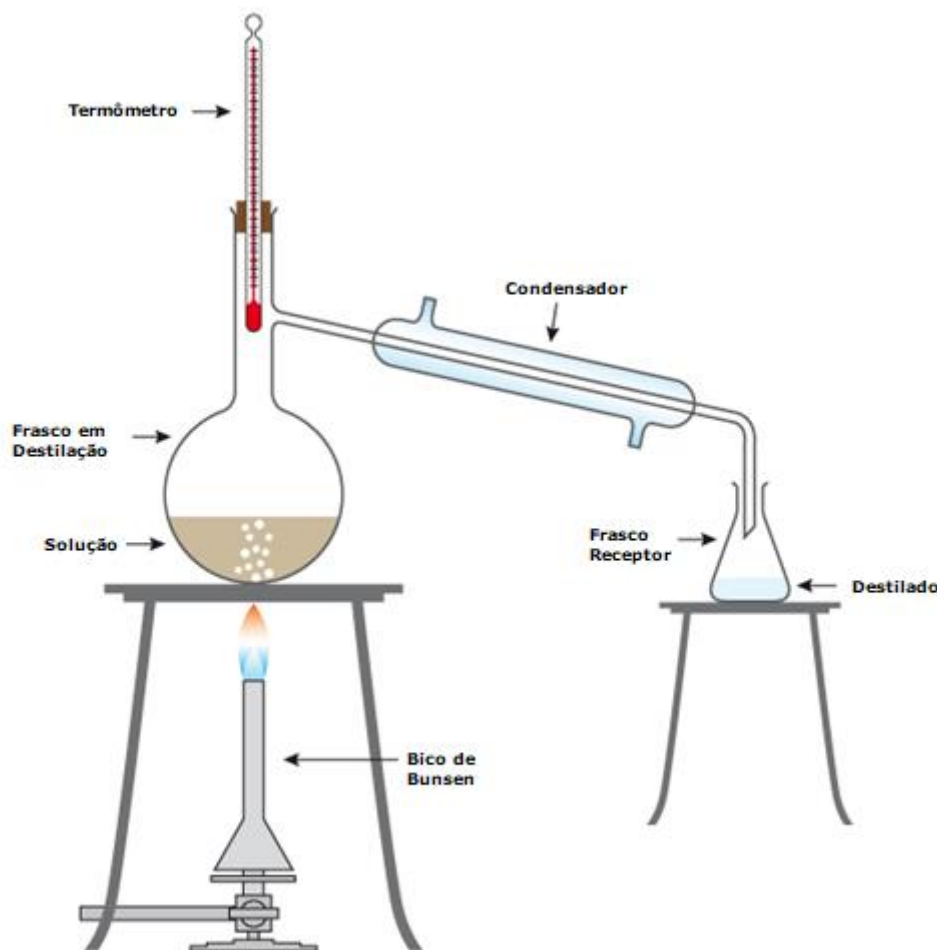


Figura 59: Esquema da Destilação Simples

A Figura 59 mostra um esquema com vários aparelhos de laboratório, como o bico de Bunsen, que serve para aquecer soluções e o balão de fundo redondo, que serve para armazenar a solução a ser aquecida.

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

A destilação fracionada é, na verdade, uma melhoria à destilação simples que tem por objetivo tornar a destilação mais rápida no caso de misturas de dois líquidos.

Por exemplo, quando temos uma mistura de água e álcool, os pontos de ebulição são muito mais próximos do que os pontos de ebulição da água e do sal. Por isso, a destilação simples da mistura água e álcool seria muito lenta.

É importante observar que o álcool é mais volátil que a água, pois seu ponto de ebulição é de 78°C. Quando fazemos uma destilação, o vapor terá um teor maior de álcool do que de água.

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.

A destilação é o processo químico utilizado para obter bebidas com teor alcóolico superior a 11%.

Por meio da destilação, é possível obter diversas misturas com teor alcóolico mais elevado, como a vodka (40%) e o absinto (acima de 50%). No entanto, não é possível obter um teor alcóolico superior por meio apenas da destilação.

Por exemplo, o álcool de limpeza não é álcool puro, mas sim uma mistura 96% de álcool em água. Não é possível purificá-lo completamente por meio somente de destilação, seja simples ou fracionada.

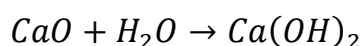
Por que acontece isso?



O álcool de limpeza não é puro, porque a mistura de álcool 96% é azeotrópica. Nas misturas azeotrópicas, a composição do vapor é exatamente igual à composição do líquido. Portanto, não é mais possível separá-la por destilação.

No entanto, em algumas aplicações comerciais, precisa-se do álcool realmente puro, como é o caso do álcool combustível. Nesse caso, como poderíamos fazer a separação?

A técnica mais utilizada consiste em misturar cal virgem (CaO) à mistura. Esse composto reage somente com a água formando um composto iônico insolúvel em álcool.



Como o hidróxido de cálcio é insolúvel em álcool, ele precipita, isto é, se deposita no fundo do recipiente, restando apenas o álcool puro na parte superior.

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.

Convém observar que, da mesma forma que acontece com o processo de destilação fracionada, em alguns casos, não é possível separar a liga metálica pela fusão fracionada devido à formação de uma mistura eutética. Um caso importante desse tipo de mistura que já foi comentado é a solda.





5. (FGV/SP)

Uma mistura de açúcar, areia e sal de cozinha é tratada com água destilada em excesso. Quantas fases existirão no sistema ao final?

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

Comentários

O sal de cozinha e o açúcar se dissolverão em água. No entanto, a areia precipitará ao fundo, formando uma segunda fase.

Gabarito: D

6. (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

7. (TFC – 2019 – Inédita)

Ao se misturar os gases oxigênio (O_2) e ozônio (O_3), obtém-se:

- a) Uma substância pura.
- b) Uma mistura homogênea.
- c) Uma mistura heterogênea.
- d) Uma mistura homogênea que sempre será azeotrópica.
- e) Não é possível prever com antecedência.

Comentários

Ao se misturar os dois gases citados, obtém-se uma mistura homogênea, tendo em vista que toda mistura de gases é homogênea

Gabarito: C

8. (UEPG/PR – 2017 – Janeiro)

Supondo que a concentração das misturas a seguir está abaixo do índice de saturação, identifique exemplos de misturas homogêneas e assinale o que for correto.

- 01. Mistura de água e sacarose.
- 02. Mistura de água e cloreto de sódio.
- 04. Mistura de água e álcool etílico.
- 08. 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, $1 + 2 + 4 = 7$.

Gabarito: 07

9. (UCB/DF – 2017)

A água é uma substância essencial à vida, mas também essencial no cotidiano da atividade industrial e comercial da sociedade, porque o respectivo uso vai além do consumo humano, e



abarcam a utilização em áreas como o saneamento e a produção de diversos produtos industriais. Acerca desse bem universal, assinale a alternativa correta.

- a) A água é um elemento da natureza, assim como a terra, o fogo e o ar.
- b) A água é uma mistura composta de dois elementos químicos, o hidrogênio e o oxigênio.
- c) A água é uma substância simples contendo três átomos.
- d) A água é uma substância composta formada por dois elementos químicos, o hidrogênio e o oxigênio.
- e) A água potável é exemplo de material definido como substância pura e composta.

Comentários

Caso você já tenha ouvido falar da teoria dos elementos de Aristóteles, saiba que ela não tem mais aplicação. Portanto, a letra A está errada. A água não é um elemento químico, mas sim uma substância composta formada por dois elementos: hidrogênio e oxigênio. Esse fato elimina também a letra C, que diz que a água é substância simples.

A água não é uma mistura, mas sim uma substância pura, por isso, a letra B está errada.

A água potável, por sua vez, não é água pura, porque contém sais minerais nela dissolvidos.

Gabarito: D

10. (UERJ – 2016 – 1ª Fase)

Cosméticos de uso corporal, quando constituídos por duas fases líquidas imiscíveis, são denominados óleos bifásicos. Observe na tabela as principais características de um determinado óleo bifásico.

Fase	Solvente	Volume (mL)	Massa (g)
aquosa	água	30,0	30,0
orgânica	solvente orgânico apolar	70,0	56,0

Para diferenciar as duas fases, originariamente incolores, é adicionado ao óleo um corante azul de natureza iônica, que se dissolve apenas na fase em que o solvente apresenta maior afinidade pelo corante. Essa adição não altera as massas e volumes das fases líquidas.

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.

$$d_{AQ} = \frac{30}{30} = 1g/mL$$

$$d_{ORG} = \frac{56}{70} = 0,8g/mL < 1g/mL$$

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

Sendo assim, no fundo do recipiente, temos a fase de volume menor e mais colorida. Exatamente como está ilustrado na letra D.

A letra A erra, porque a fase aquosa e colorida é menor, não maior que a fase orgânica. A letra B erra, porque a fase aquosa é menor e afunda. A letra C erra, porque a fase aquosa afunda, não flutua.

Gabarito: D

11. (UEA/AM – 2016)

Desinfetante de amplo uso nas residências, a água sanitária é um exemplo de:

- a) substância simples.
- b) substância composta.
- c) substância pura.
- d) mistura heterogênea.



e) mistura homogênea.

Comentários

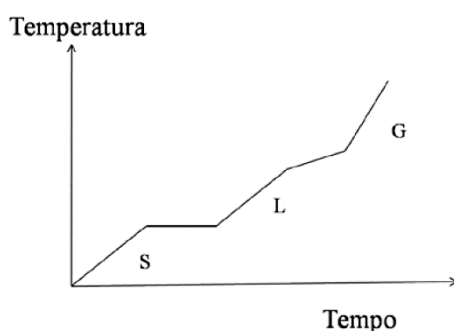
A água sanitária é uma solução aquosa de hipoclorito de sódio (um sal). Trata-se, portanto, de uma mistura homogênea, já que o sal é solúvel na água.

Um bom indicativo de que a água sanitária é, de fato, homogênea é que, visualmente, o material é transparente.

Gabarito: E

12. (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

13. (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

14. (UEFS/BA – 2017)

Considere uma amostra sólida que apresenta ponto de fusão constante e coloração amarela uniforme. Dissolve somente parte do sólido com adição de água e após fundir totalmente, com aquecimento contínuo, entra em ebulição com temperatura variável.

Com base nessa informação, é correto afirmar que essa amostra

- a) é uma substância pura.
- b) é uma substância composta.
- c) é uma mistura homogênea.
- d) é uma substância pouco solúvel em água.
- e) ao entrar em ebulição, ocorreu a sublimação da substância.

Comentários

Como o sólido não é uniformemente solúvel em água e entra em ebulição com temperatura variável, ele não apresenta suas propriedades físicas uniformes, portanto, é uma mistura, não uma substância pura. Portanto, a letra A está errada. Uma substância composta é necessariamente pura, portanto a letra B também está errada.

Como apresenta ponto de fusão constante, pode-se concluir que é uma mistura homogênea eutética. Uma mistura eutética é necessariamente homogênea, porque, nas misturas heterogêneas, os pontos de fusão dos componentes da mistura é separado. Logo, a letra C está correta.

Não podemos afirmar se é pouco ou muito solúvel em água. O que acontece é que o sólido é uma mistura homogênea, na qual um dos sólidos é solúvel e o outro não é solúvel em água. Portanto, a letra D está errada.

Por fim, não ocorreu sublimação na amostra, pois a sublimação é a passagem direta do estado sólido para o gasoso.



Gabarito: C

15. (UEM/PR – 2017 – Janeiro)

Assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) descrição correta do número de fases e da homogeneidade para as diferentes misturas descritas.

01. Uma mistura no estado líquido que contém 1 g de açúcar, 1 g de NaCl, 1000 mL de água e 10 mL de álcool etílico constitui um sistema homogêneo e monofásico.

02. Uma mistura sólida composta por 3 açúcares, sacarose, frutose e galactose, é um sistema homogêneo e monofásico.

04. Uma mistura no estado líquido de volumes iguais de água, álcool etílico e acetona forma um sistema heterogêneo e trifásico.

08. Volumes iguais de água e cicloexano formam uma mistura heterogênea e bifásica no estado líquido e uma mistura homogênea no estado gasoso.

16. Um copo de água com 5 cubos de gelo formam um sistema heterogêneo com 6 fases.

Comentários

Vamos analisar cada um dos itens.

01 – Todas as substâncias presentes no sistema são solúveis em água, portanto, o sistema final será homogêneo e monofásico. Item correto.

02 – Os três cristais diferentes não se misturam, portanto, o sistema será trifásico. Item errado.

04 – As três substâncias são completamente miscíveis, portanto, o sistema será homogêneo. Todo sistema homogêneo é monofásico, não trifásico como afirmar o item. Item errado.

08 – A água e o cicloexano não se misturam, portanto, o sistema será heterogêneo e bifásico – uma fase é água líquida e outra fase é o cicloexano. Item correto.

16 – A mistura é, de fato, heterogênea, porém, apresenta apenas duas fases. Uma fase é água e outra fase é gelo. Uma fase não precisa ser contínua. Item errado.

Gabarito: 09

16. (UCB/DF – 2017)

Acerca da definição e classificação dos materiais e das substâncias químicas, assinale a alternativa correta.

a) A gasolina consiste em substância composta que é retirada da destilação fracionada do petróleo.



- b) O etanol é um material que, nas condições ambientes, isto é, na temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm, está no estado gasoso.
- c) A água potável é um material que consiste na mistura de substâncias, em que o componente majoritário é a substância composta H₂O.
- d) O ar que respiramos é um exemplo de substância composta.
- e) A sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) é uma substância simples formada por átomos de carbono, oxigênio e hidrogênio.

Comentários

Vamos analisar cada um dos itens.

- a) A letra está errada, porque a gasolina é uma mistura, não uma substância pura. De fato, a destilação fracionada do petróleo é uma das técnicas mais importantes na separação das diversas substâncias que constituem esse mineral.
- b) A letra b está errada porque o etanol é líquido à temperatura ambiente
- c) A letra c está certa, porque, de fato, a água potável contém sais minerais, portanto, não é uma substância pura, mas sim uma mistura.
- d) O ar que respiramos é uma mistura, não uma substância.
- e) A sacarose é uma substância composta, portanto essa letra está errada.

Gabarito: C

17. (UCB/DF – 2017 – adaptada)

Sabendo que as fórmulas químicas da água, etanol, benzeno e ácido sulfúrico são, respectivamente, H₂O, C₂H₆O, C₆H₆ e H₂SO₄.

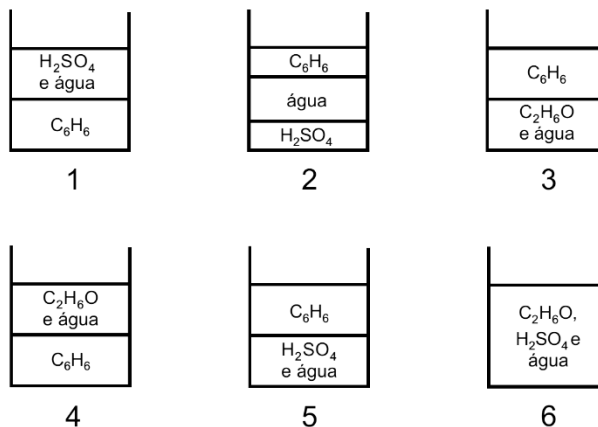
Dados:

Substância	P. F. (°C)	P. E. (°C)	densidade a 20°C (g/cm ³)	solubilidade (g/100 g de água)
Água	0	100	1,0	—
Etanol	-114	78,4	0,79	∞
Benzeno	5,5	80	0,9	insolúvel
Ácido sulfúrico	10	337	1,84	∞

∞ – infinito

Em um caderno foram registrados esquemas de béqueres contendo misturas formadas por três das substâncias apresentadas na tabela acima.





Entre as representações do caderno, as únicas que não podem ser obtidas experimentalmente, a 20 °C, são

- a) 1, 3 e 6.
- b) 2, 4 e 5.
- c) 2, 5 e 6.
- d) 1 e 4.
- e) 1 e 2.

Comentários

Vamos analisar cada uma dos sistemas.

No sistema 1, o benzeno está no fundo do recipiente. Tal situação é impossível, tendo em vista que ele apresenta densidade menor que a mistura de ácido sulfúrico em água. A situação que ocorreria experimentalmente está mostrada no sistema 5.

O sistema 2 também é impossível, porque o ácido sulfúrico é infinitamente solúvel em água, logo ele se misturaria facilmente, não podendo ficar separado.

Os sistemas 3 são possíveis, porque o etanol se mistura na água e essa solução não interage com o benzeno. Como o benzeno apresenta densidade intermediária entre o etanol e a água, é possível produzir tanto uma solução em que o benzeno afunde como uma solução em que o benzeno flutue.

Por fim, o sistema 6 é possível, porque etanol, ácido sulfúrico e água são bastante miscíveis entre si, logo, sempre formam misturas homogêneas.

Portanto, apenas os sistemas 1 e 2 são impossíveis.

Gabarito: E



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;
- No caso de sofrer queimaduras com ácidos, jamais tente neutralizá-lo com uma base. As bases fortes são tão perigosas e podem causar queimaduras tão danosas como os ácidos. **Em caso de acidentes com ácidos, lave o local com muita água corrente**, por exemplo, em um chuveiro ou mangueira de incêndio.
- 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**, principalmente quando nele ocorrem reações químicas. Muitas reações ocorrem com desprendimento de gases, como amônia e hidrogênio, cujo contato com a pele ou os olhos pode ser perigoso à saúde. Outras reações podem ser bastante explosivas, podendo projetar produtos químicos para fora do recipiente;
- As tomadas de equipamentos elétricos devem ser sinalizadas com as voltagens adequadas;
- Nunca deixe equipamentos elétricos ligados na ausência de pessoal;
- No caso de incêndios com equipamentos elétricos, deve-se utilizar o extintor de gás carbônico;
- Em caso de acidente, procure imediatamente o responsável pelo setor.

Agora, vamos conhecer rapidamente os principais materiais.

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.



Uma substância bastante particular que reage quimicamente com o vidro é o ácido fluorídrico (HF). Para armazenar essa substância, deve-se utilizar recipientes plásticos ou de vidro cobertos internamente por uma camada de parafina.



De maneira geral, não se deve utilizar vidrarias para armazenar soluções de ácidos e bases muito fortes, porque elas podem reagir pouco a pouco com o vidro. Nesse caso, deve-se preferir recipientes de plástico.

Muitas peças são feitas em vidro borossilicato, que agrega resistência térmica ao equipamento.

Para armazenar substâncias sensíveis à luz, como a água oxigenada, pode-se utilizar tanto o vidro escurecido como recipientes de plástico.

<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.</p> <p>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>Proveta</p> <p>É um instrumento graduado que se destina a medições de volumes de líquidos.</p> 


<p>Muitas vezes, utiliza-se um <i>pipetador</i> para aspirar o líquido. Também é comum o uso de pipetas eletrônicas.</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

Dois núcleos isômeros são aqueles formados pela mesma quantidade de prótons e nêutrons, porém, possuem energias diferentes.

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


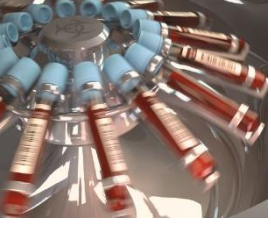
<p>Cadinho</p> <p>É um pote refratário, resistente a temperaturas elevadas que se usa para o aquecimento a seco de diversas substâncias.</p>	<p>Almofariz e Pistilo</p> <p>Utensílio para moer e misturar amostras de reagentes sólidos.</p>
---	--

<p>Os fabricados de carbeto de silício resistem a temperaturas de 2000°C e podem ser utilizado inclusive para fundir amostras metálicas.</p>	
<p>Funil de Büchner</p> <p>É usado em filtrações à vácuo junto com um kitasato e uma trompa de vácuo.</p> 	

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>



18. (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

19. (ITA – 1988)

Acetato de n-butila (P.E. = 126,5 °C) pode ser preparado aquecendo-se, durante várias horas, uma mistura de álcool n-butílico (P.E. = 117,7 °C) e ácido acético (P.E. = 118,1 °C), usando como catalisador ácido sulfúrico: o material apropriado para realizar essa experiência é:

- a) Becher, bureta, tripé, tela com amianto e bico de Bunsen.
- b) Frasco de Kitasato, funil de Büchner, proveta, balão e condensador.
- c) Balão de fundo redondo, tela com amianto, suporte com garras, mufas e anel, bico de Bunsen e condensador.
- d) Frasco de Erlenmeyer, suporte com garras, tela com amianto, funil de Büchner.
- e) Balão, banho de gelo e sal, filtro para separar os cristais formados, bico de Bunsen.

Comentários



Como será necessário aquecimento, deve-se utilizar o bico de Bunsen com uma tela de amianto para aquecer a mistura que pode ser armazenada, por exemplo, pelo balão de fundo redondo.

Como o produto formado é menos volátil que os reagentes, pode-se utilizar um condensador para coletar a mistura de reagentes.

Gabarito: C

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.

Nessa época, a busca pela realidade se dava principalmente por reflexões. Em muitos casos, uma reflexão era tida como verdadeira quando conseguia convencer um número significativo de pessoas.

Aristóteles relatou o pensamento de Demócrito como:

"o movimento pressupõe o vazio, no qual a matéria se desloca, mas, se a matéria se dividisse em partes sempre menores infinitamente no vazio, ela não teria consistência, nada poderia se formar porque nada poderia surgir da diluição sempre cada vez mais infinitamente profunda da matéria no vazio. Daí concluiu que, para explicar a existência do mundo tal como o conhecemos, a divisão da matéria não pode ser infinita, isto é, que há um limite indivisível, o átomo." (Onfray, 2008)

No entanto, a noção de atomismo de Leucipo e Demócrito foi abandonada devido à proposição de Aristóteles sobre os cinco elementos, que, segundo ele, constituiriam todo o Universo:



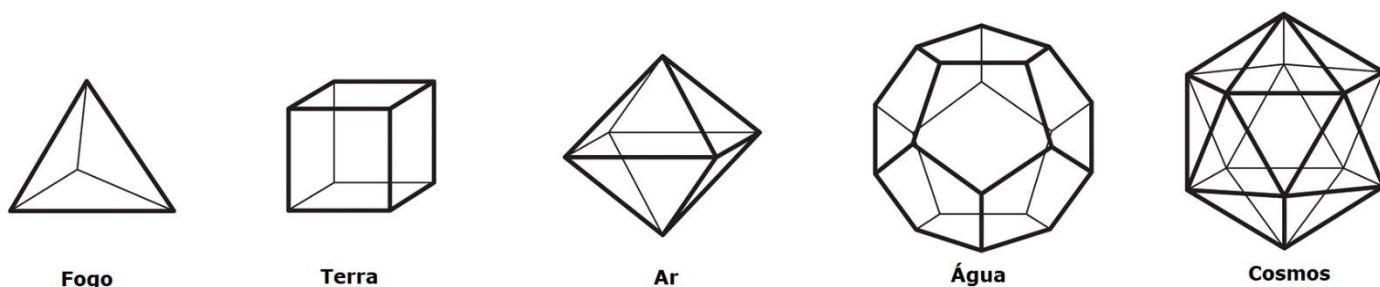


Figura 60: Cinco Elementos de Aristóteles

O grande problema dessa forma de se buscar a realidade é a **ausência de verificabilidade**.

Uma vez que uma afirmação era tida como verdadeira, ela não poderia ser testada e verificada. Não havia um método para comprovar se aquela teoria realmente explicava a realidade.

O raciocínio de Aristóteles sobre os Cinco Elementos fazia sentido na sua época e foi mais aceito que o raciocínio de Demócrito. Porém, a ciência não pode crescer com base apenas em fazer sentido.

5.2. Método de Descartes

O filósofo René Descartes foi o primeiro a introduzir a necessidade de constantemente **duvidar sistematicamente**.

Descartes defendia que os nossos sentidos e nossas crenças constantemente nos afastam da realidade e que isso pode também influenciar a ciência.

Na psicologia, essa atitude é conhecida como **viés de confirmação**. O viés de confirmação é uma tendência que nós temos de sempre interpretar os fatos, de modo a confirmar os nossos pensamentos anteriores.

Pense, por exemplo, que se está em discussão a existência de Deus. Duas pessoas lançam os seguintes argumentos.

A: Deus existe, porque muitos fatos acontecem e não podem ser explicados pela ciência. São verdadeiros milagres.

B: Um milagre é apenas um fato que tem uma baixa probabilidade de ocorrência. No entanto, quando observamos uma grande quantidade de eventos, a probabilidade de observá-lo pelo menos uma vez cresce.

Suponha que ambas as pessoas tenham presenciado um acidente em que um carro tenha atropelado um pedestre, mas que, por sorte, esse pedestre tenha sobrevivido, porque ele ficou embaixo do carro, de modo que nenhuma das rodas passou por cima dele. O que diriam as duas pessoas sobre esse evento?

A: Ele sobreviveu, porque recebeu o livramento divino. A imensa maioria das pessoas que é atropelada daquela forma morre, mas ele recebeu um milagre.
B: Ele teve sorte, pois a chance de ser atropelado e não se machucar é pequena, mas existe. Não se trata de um milagre. Simplesmente, a lei das probabilidades agiu a seu favor.

Perceba que é bastante natural que as pessoas apliquem o viés de confirmação, de modo a usar a realidade apenas para confirmar suas crenças anteriores.

Mas, Descartes foi o primeiro a inaugurar 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 com base na **falseabilidade**. Uma teoria é tida como verdadeira quando foi submetida a vários experimentos com o propósito de invalidá-la, mas ela c

Descartes se baseou na Geometria para propor a ideia de que é possível quebrar um problema complexo da realidade em diversos problemas mais simples.

Por exemplo, na situação do atropelamento, seria possível analisar alguns pontos:

- A que velocidade estava passando o carro quando o pedestre foi atropelado?
- Qual a altura do chassi do veículo? Será que cabia uma pessoa deitada debaixo dele?

Ao quebrar um problema mais complexo em problemas mais simples, a Ciência consegue abranger e explicar mais fatos da realidade.

5.3. Elementos do Método Científico

O método científico é baseado em observações e experimentos.

As observações (ou fatos) são extraídas da realidade. Podem ser feitas a olho nu ou com o auxílio de instrumentos apropriados.

Os experimentos, por sua vez, são simulações feitas em condições controladas com o objetivo de eliminar fatores que poderiam mascarar o resultado.

Pense, por exemplo, em um experimento sobre a gravidade. O objetivo desse experimento é mostrar que a gravidade que age sobre todos os corpos é a mesma. Galileu conjecturou que, na ausência de resistência do ar, se uma pena e uma bala de canhão fossem largadas de uma mesma altura, elas levariam exatamente o mesmo para atingir o chão.

Para realizar esse experimento, seria necessário **criar uma condição controlada**, por exemplo, uma sala em que praticamente todo o ar fosse retirado, de modo a reduzir a praticamente eliminar a resistência do ar.

A propósito, esse experimento já foi realizado e, de fato, a bala de canhão e a pena caíram no mesmo tempo.

A partir das observações e experimentos, pretende-se conjecturar uma **lei**. As leis são regras propostas com o objetivo de explicar o comportamento comum de observações e experimentos.



Uma vez criada a lei, ela não é tida como absoluta, mas sim é sujeita a novos experimentos com o objetivo de falseá-la. Se a lei não for coerente com o experimento, ela é falseada. Se a lei for coerente com o experimento, ela não pode ser falseada.

Cuidado, pois um experimento jamais confirma uma lei. No máximo, o experimento não a torna falsa.

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.

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.

Agora considere a queima de magnésio ao ar atmosférico. Considere que tenhamos num recipiente 240g de magnésio puro para ser queimado ao ar livre.

Depois da queima, constata-se que, ao pesar a amostra, obtém-se uma massa de aproximadamente 400g de um pó branco. Sendo assim, o sólido do recipiente aumentou em massa. Como isso é possível tendo em vista a Lei de Lavoisier?

Já pensou na resposta?

Use seu espírito de cientista.

Acontece que a reação não ocorreu em sistema fechado, portanto a Lei de Lavoisier não pode ser aplicada.

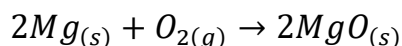
Ao realizar esse mesmo experimento em um recipiente fechado contendo ar atmosférico, verificamos que a massa do recipiente não se altera, como previsto pela Lei de Lavoisier. A massa de sólido aumenta para os mesmos 400g, no entanto, a massa de ar atmosférico se reduz em 160g.



Figura 61: Magnésio no Estado Sólido

Hoje em dia, o resultado desse experimento é bem mais fácil de se compreender tendo em vista a reação envolvida:





No recipiente aberto, o oxigênio do ar é absorvido pelo magnésio, provocando o aumento da massa de sólido. Porém, houve uma redução na massa de gás, pois oxigênio foi consumido. É por isso que, se o recipiente estiver fechado, a massa do recipiente se conserva.



TOME NOTA!

É importante destacar que as leis apenas relatam os fenômenos naturais, mas não buscam uma explicação para eles. As explicações para os fenômenos naturais são formadas a partir das teorias.

A teoria é um conhecimento científico racional com base em leis conhecidas experimentalmente. O objetivo de uma teoria é explicar tais leis e prever outras.

A teoria pode se basear em postulados, que são sentenças tidas como verdadeiras sem necessidade de demonstração. São afirmações plausíveis, apresentadas como um consenso inicial. Vale ressaltar que os postulados podem ser derrubados com o tempo.

Como exemplo, tem-se a Teoria Atômica de Dalton. Dalton postulou que os átomos eram esferas maciças, indivisíveis, indestrutíveis e que uma reação química consistia no rearranjo de átomos.

Com esses postulados, ele forneceu uma explicação plausível para a Lei de Lavoisier – veremos no Capítulo sobre Estrutura dos Átomos que Dalton também pretendia explicar a Lei de Proust.

O objetivo da teoria é formar um modelo. Um modelo teórico é uma **aproximação da realidade** que é utilizado para formular novas hipóteses sobre o comportamento dos objetos em outros fenômenos naturais que ainda não haviam sido investigados em experimentos.

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

Por exemplo, o Modelo Atômico de Dalton foi muito útil para explicar as propriedades reacionais de uma série de compostos hoje conhecidos.

Vale ressaltar que, quando se derruba uma teoria, ela não perde sua importância. Por exemplo, hoje em dia, sabemos que os átomos são formados por uma eletrosfera e pelo núcleo, porém rotineiramente o representamos exatamente como na Teoria de Dalton, porque ela é útil para explicar as propriedades que queremos tratar, como geometria molecular e muitas reações químicas.

A Figura 62 mostra a representação pau-e-bola, muito comum quando se estuda Geometria Molecular. Nela, os átomos são representados por esferas maciças, exatamente como proposta no Modelo Atômico de Dalton. Apesar de a Química já ter avançado, esse modelo ainda é suficientemente útil para descrever uma geometria molecular.



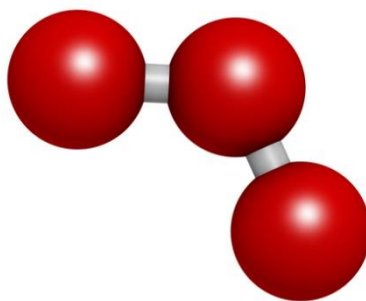


Figura 62: Representação Pau-e-Bola da Molécula de Ozônio

No entanto, não seria possível utilizar o Modelo de Dalton para explicar um processo radioativo. Nesse caso, recorreremos a um modelo mais avançado que trate de prótons e nêutrons no núcleo. A Figura 63 representa a fissão nuclear de um átomo de urânio. É impossível compreender esse processo sem tratar a subdivisão do núcleo atômico.

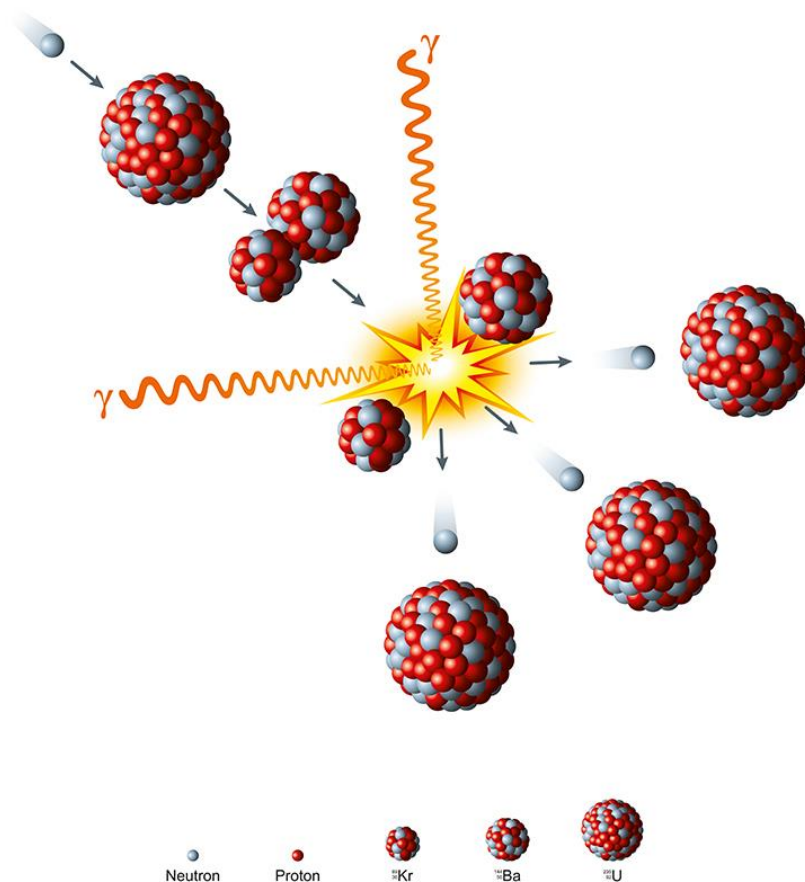


Figura 63: Fissão Nuclear do Urânio

Portanto, os modelos teóricos possuem certo escopo de aplicação. O modelo atômico de Dalton pode ser válido para explicar o comportamento da matéria em reações químicas, mas não é válido para explicar o comportamento da matéria nos processos radioativos.

Agora, vamos sintetizar os passos do Método Científico que aprendemos.

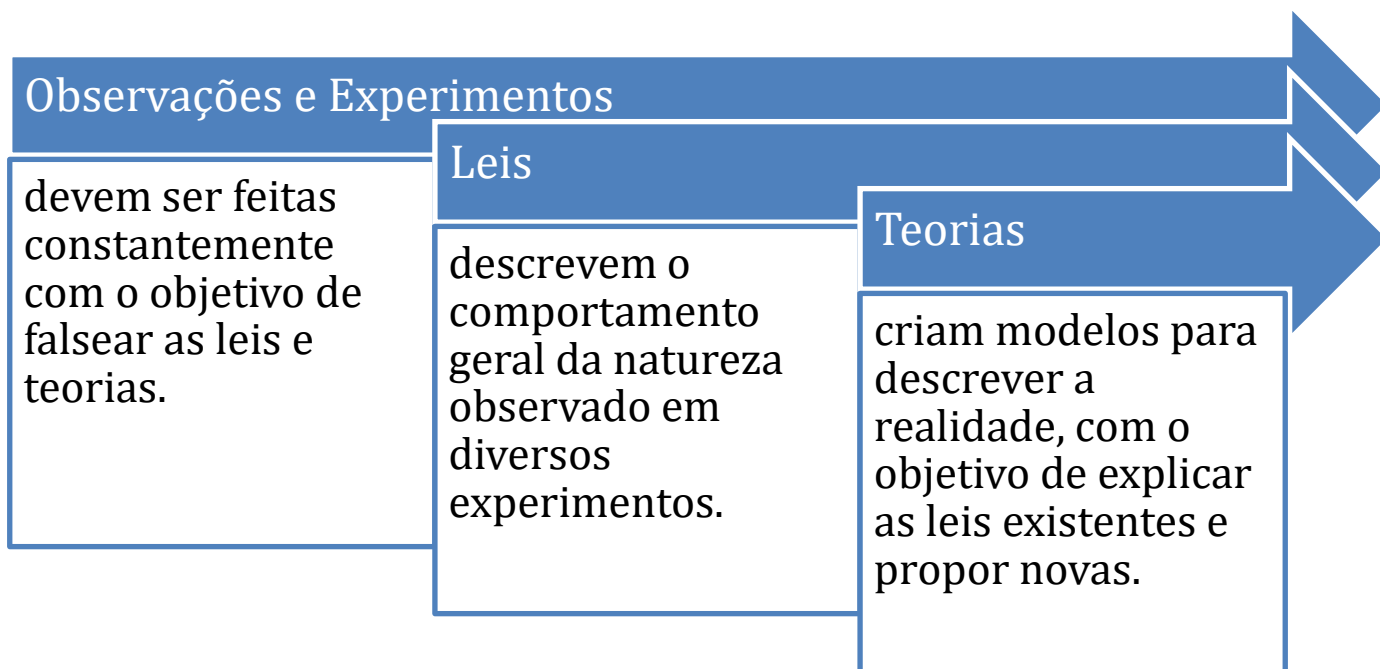


Figura 64: Passos do Método Científico

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

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 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
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.

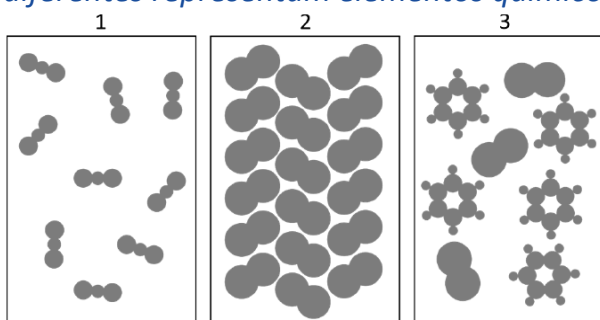
3. (UNESP – 2015 – Conhecimentos Gerais)

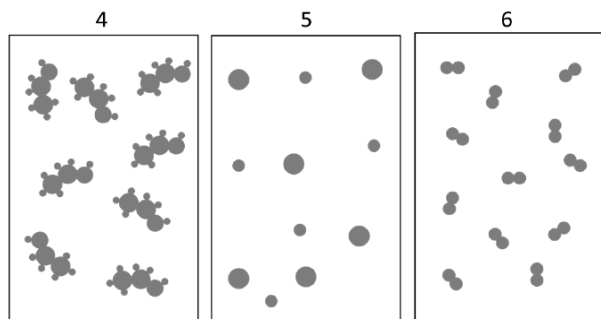
Alguns historiadores da Ciência atribuem ao filósofo pré-socrático Empédocles a Teoria dos Quatro Elementos. Segundo essa teoria, a constituição de tudo o que existe no mundo e sua transformação se dariam a partir de quatro elementos básicos: fogo, ar, água e terra. Hoje, a química tem outra definição para elemento: o conjunto de átomos que possuem o mesmo número atômico. Portanto, definir a água como elemento está quimicamente incorreto, porque trata-se de

- a) uma mistura de três elementos.
- b) uma substância simples com dois elementos.
- c) uma substância composta com três elementos.
- d) uma mistura de dois elementos.
- e) uma substância composta com dois elementos.

4. (FUVEST/SP – 2018 – 1ª Fase)

Considere as figuras pelas quais são representados diferentes sistemas contendo determinadas substâncias químicas. Nas figuras, cada círculo representa um átomo, e círculos de tamanhos diferentes representam elementos químicos diferentes.





A respeito dessas representações, é correto afirmar que os sistemas

- a) 3, 4 e 5 representam misturas.
- b) 1, 2 e 5 representam substâncias puras.
- c) 2 e 5 representam, respectivamente, uma substância molecular e uma mistura de gases nobres.
- d) 6 e 4 representam, respectivamente, uma substância molecular gasosa e uma substância simples.
- e) 1 e 5 representam substâncias simples puras.

5. (FGV/SP)

Uma mistura de açúcar, areia e sal de cozinha é tratada com água destilada em excesso. Quantas fases existirão no sistema ao final?

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

6. (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.

7. (TFC – 2019 – Inédita)

Ao se misturar os gases oxigênio (O_2) e ozônio (O_3), obtém-se:

- a) Uma substância pura.
- b) Uma mistura homogênea.
- c) Uma mistura heterogênea.
- d) Uma mistura homogênea que sempre será azeotrópica.
- e) Não é possível prever com antecedência.

8. (UEPG/PR – 2017 – Janeiro)

Supondo que a concentração das misturas a seguir está abaixo do índice de saturação, identifique exemplos de misturas homogêneas e assinale o que for correto.

01. Mistura de água e sacarose.



- 02. Mistura de água e cloreto de sódio.
- 04. Mistura de água e álcool etílico.
- 08. Mistura de água e azeite de oliva.

9. (UCB/DF – 2017)

A água é uma substância essencial à vida, mas também essencial no cotidiano da atividade industrial e comercial da sociedade, porque o respectivo uso vai além do consumo humano, e abarca a utilização em áreas como o saneamento e a produção de diversos produtos industriais. Acerca desse bem universal, assinale a alternativa correta.

- a) A água é um elemento da natureza, assim como a terra, o fogo e o ar.
- b) A água é uma mistura composta de dois elementos químicos, o hidrogênio e o oxigênio.
- c) A água é uma substância simples contendo três átomos.
- d) A água é uma substância composta formada por dois elementos químicos, o hidrogênio e o oxigênio.
- e) A água potável é exemplo de material definido como substância pura e composta.

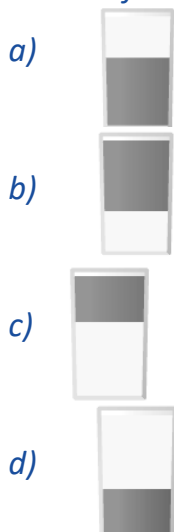
10. (UERJ – 2016 – 1ª Fase)

Cosméticos de uso corporal, quando constituídos por duas fases líquidas imiscíveis, são denominados óleos bifásicos. Observe na tabela as principais características de um determinado óleo bifásico.

Fase	Solvente	Volume (mL)	Massa (g)
aquosa	água	30,0	30,0
orgânica	solvente orgânico apolar	70,0	56,0

Para diferenciar as duas fases, originariamente incolores, é adicionado ao óleo um corante azul de natureza iônica, que se dissolve apenas na fase em que o solvente apresenta maior afinidade pelo corante. Essa adição não altera as massas e volumes das fases líquidas.

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



11. (UEA/AM – 2016)

Desinfetante de amplo uso nas residências, a água sanitária é um exemplo de:

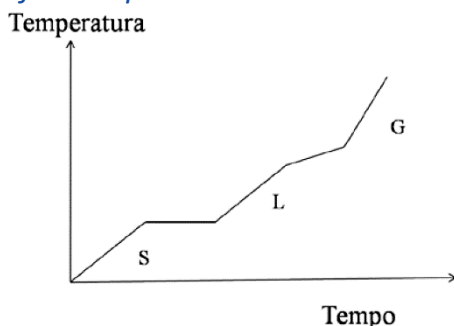
- a) substância simples.
- b) substância composta.
- c) substância pura.
- d) mistura heterogênea.



e) *mistura homogênea.*

12. (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.*

13. (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.

14. (UEFS/BA – 2017)

Considere uma amostra sólida que apresenta ponto de fusão constante e coloração amarela uniforme. Dissolve somente parte do sólido com adição de água e após fundir totalmente, com aquecimento contínuo, entra em ebulição com temperatura variável. Com base nessa informação, é correto afirmar que essa amostra



- a) é uma substância pura.
- b) é uma substância composta.
- c) é uma mistura homogênea.
- d) é uma substância pouco solúvel em água.
- e) ao entrar em ebulição, ocorreu a sublimação da substância.

15. (UEM/PR – 2017 – Janeiro)

Assinale a(s) alternativa(s) que apresenta(m) descrição correta do número de fases e da homogeneidade para as diferentes misturas descritas.

- 01. Uma mistura no estado líquido que contém 1 g de açúcar, 1 g de NaCl, 1000 mL de água e 10 mL de álcool etílico constitui um sistema homogêneo e monofásico.
- 02. Uma mistura sólida composta por 3 açúcares, sacarose, frutose e galactose, é um sistema homogêneo e monofásico.
- 04. Uma mistura no estado líquido de volumes iguais de água, álcool etílico e acetona forma um sistema heterogêneo e trifásico.
- 08. Volumes iguais de água e ciclohexano formam uma mistura heterogênea e bifásica no estado líquido e uma mistura homogênea no estado gasoso.
- 16. Um copo de água com 5 cubos de gelo formam um sistema heterogêneo com 6 fases.

16. (UCB/DF – 2017)

Acerca da definição e classificação dos materiais e das substâncias químicas, assinale a alternativa correta.

- a) A gasolina consiste em substância composta que é retirada da destilação fracionada do petróleo.
- b) O etanol é um material que, nas condições ambientes, isto é, na temperatura de 25 °C e pressão de 1 atm, está no estado gasoso.
- c) A água potável é um material que consiste na mistura de substâncias, em que o componente majoritário é a substância composta H₂O.
- d) O ar que respiramos é um exemplo de substância composta.
- e) A sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) é uma substância simples formada por átomos de carbono, oxigênio e hidrogênio.

17. (UCB/DF – 2017 – adaptada)

Sabendo que as fórmulas químicas da água, etanol, benzeno e ácido sulfúrico são, respectivamente, H₂O, C₂H₆O, C₆H₆ e H₂SO₄.

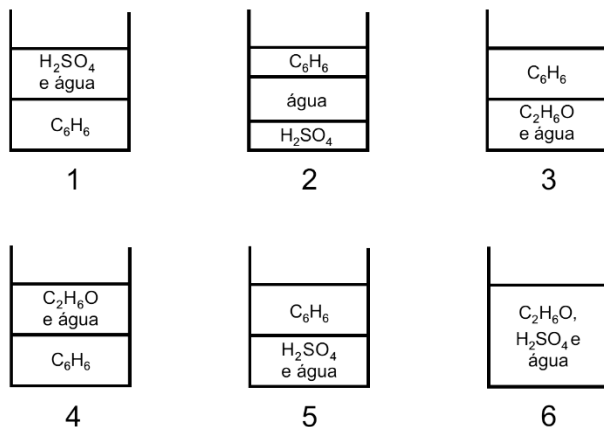
Dados:

Substância	P. F. (°C)	P. E. (°C)	densidade a 20°C (g/cm ³)	solubilidade (g/100 g de água)
Água	0	100	1,0	—
Etanol	-114	78,4	0,79	∞
Benzeno	5,5	80	0,9	insolúvel
Ácido sulfúrico	10	337	1,84	∞

∞ – infinito

Em um caderno foram registrados esquemas de béqueres contendo misturas formadas por três das substâncias apresentadas na tabela acima.





Entre as representações do caderno, as únicas que não podem ser obtidas experimentalmente, a 20 °C, são

- 1, 3 e 6.
- 2, 4 e 5.
- 2, 5 e 6.
- 1 e 4.
- 1 e 2.

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

- Vidro.
- Alumínio.
- Zinco.
- Ferro.
- Poliéster.

19. (ITA – 1988)

Acetato de *n*-butila (P.E. = 126,5 °C) pode ser preparado aquecendo-se, durante várias horas, uma mistura de álcool *n*-butílico (P.E. = 117,7 °C) e ácido acético (P.E. = 118,1 °C), usando como catalisador ácido sulfúrico: o material apropriado para realizar essa experiência é:

- Becher, bureta, tripé, tela com amianto e bico de Bunsen.
- Frasco de Kitasato, funil de Büchner, proveta, balão e condensador.
- Balão de fundo redondo, tela com amianto, suporte com garras, mufas e anel, bico de Bunsen e condensador.
- Frasco de Erlenmeyer, suporte com garras, tela com amianto, funil de Büchner.
- Balão, banho de gelo e sal, filtro para separar os cristais formados, bico de Bunsen.

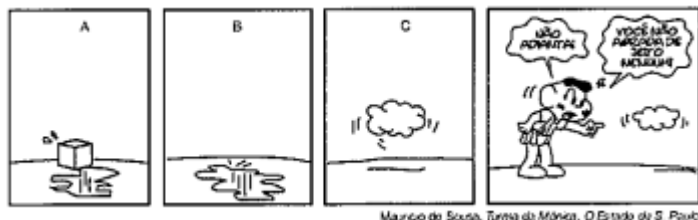
20. (ITA – 2018)

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

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

Observe a sequência de quadrinhos abaixo.





De acordo com os quadrinhos acima, é correto afirmar que as mudanças de estados físicos apresentadas na sequência $A \rightarrow B$ e $B \rightarrow C$ são, respectivamente:

- a) Fusão e condensação.
- b) Sublimação e liquefação.
- c) Liquefação e vaporização.
- d) Solidificação e condensação.
- e) Fusão e vaporização.

22. (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.

Considere os fenômenos cotidianos apresentados a seguir:

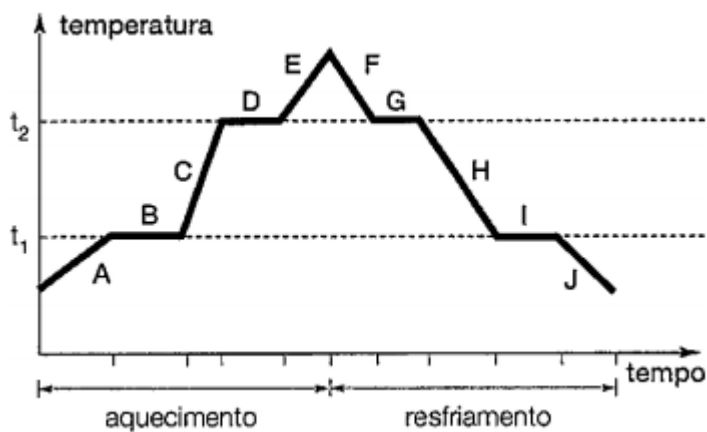
- I – Uma bolinha de naftalina esquecida no guarda-roupas.
- II – Um pote contendo água colocado no congelador.
- III – Uma toalha molhada estendida no varal.
- IV – O derretimento de uma bola de sorvete.

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

- a) I – evaporação; II – solidificação; III – fusão; IV – sublimação.
- b) I – sublimação; II – congelamento; III – evaporação; IV – liquefação.
- c) I – fusão; II – sublimação; III – evaporação; IV – solidificação.
- d) I – sublimação; II – solidificação; III – evaporação; IV – fusão.
- e) I – evaporação; II – sublimação; III – fusão; IV – solidificação.

Análise o gráfico abaixo, que representa o aquecimento e o resfriamento de uma substância.





Sobre esse gráfico, é correto afirmar que:

- Em A e J, há sistemas bifásicos.
- Em E e F, coexistem substâncias nos estados sólido e líquido.
- Em B, há a liquefação da substância.
- Se trata de uma substância pura.
- Entre t_1 e t_2 coexistem três estados físicos.

25. (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:

- É homogêneo.
- É monofásico.
- É uma solução sólida.
- É uma substância simples.
- Funde a uma temperatura constante.

Das afirmações feitas, estão **CORRETAS**:

- apenas I e II
- apenas I, II e III.
- apenas II, III e IV.
- apenas IV e V.
- todas.

26. (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:

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

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

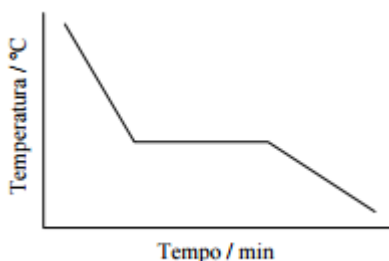
- I.
- I, IV e V
- II.



- d) III e V
- e) Nenhuma das afirmações está correta.

27. (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.

Em Xangai, uma loja especializada em café oferece uma opção diferente para adoçar a bebida. A chamada *sweet little rain* consiste em uma xícara de café sobre a qual é pendurado um algodão-doce, material rico em sacarose, o que passa a impressão de existir uma nuvem pairando sobre o café, conforme ilustrado na imagem.



Disponível em <https://www.boredpanda.com/>.

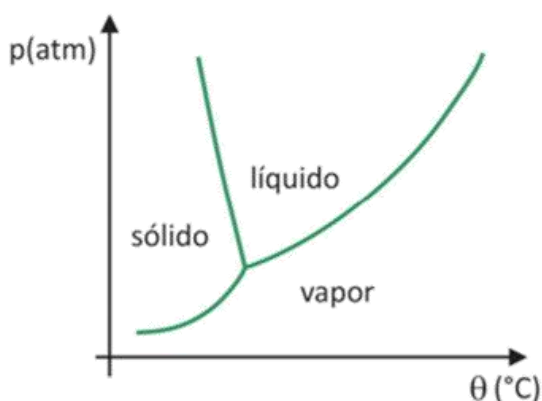
O café quente é então adicionado na xícara e, passado um tempo, gotículas começam a pingar sobre a bebida, simulando uma chuva doce e reconfortante. A adição de café quente inicia o processo descrito, pois

- a) a temperatura do café é suficiente para liquefazer a sacarose do algodão-doce, fazendo com que este goteje na forma de sacarose líquida.
- b) o vapor de água que sai do café quente irá condensar na superfície do algodão-doce, gotejando na forma de água pura.
- c) a sacarose que evapora do café quente condensa na superfície do algodão-doce e goteja na forma de uma solução de sacarose em água.

- d) o vapor de água encontra o algodão-doce e solubiliza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.
- e) o vapor de água encontra o algodão-doce e vaporiza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.

Note e adote: Temperatura de fusão da sacarose à pressão ambiente = 186 °C; Solubilidade da sacarose a 20 °C = 1,97 kg/L de água.

Em supermercados, é comum encontrar alimentos chamados de liofilizados, como frutas, legumes e carnes. Alimentos liofilizados continuam próprios para consumo após muito tempo, mesmo sem refrigeração. O termo “liofilizado”, nesses alimentos, refere-se ao processo de congelamento e posterior desidratação por sublimação da água. Para que a sublimação da água ocorra, é necessária uma combinação de condições, como mostra o gráfico de pressão por temperatura, em que as linhas representam transições de fases.



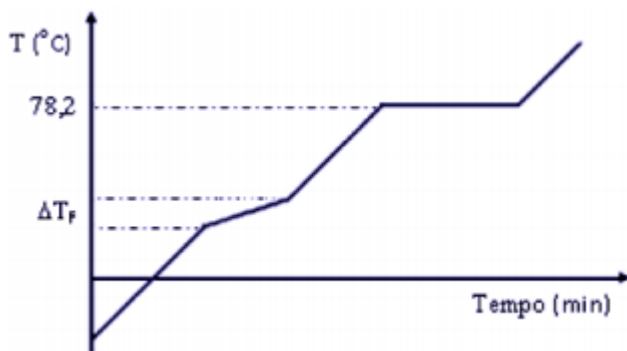
Apesar de ser um processo que requer, industrialmente, uso de certa tecnologia, existem evidências de que os povos pré-colombianos que viviam nas regiões mais altas dos Andes conseguiam liofilizar alimentos, possibilitando estocá-los por mais tempo. Assinale a alternativa que explica como ocorria o processo de liofilização natural:

- a) A sublimação da água ocorria devido às baixas temperaturas e à alta pressão atmosférica nas montanhas.
- b) Os alimentos, após congelados naturalmente nos períodos frios, eram levados para a parte mais baixa das montanhas, onde a pressão atmosférica era menor, o que possibilitava a sublimação.
- c) Os alimentos eram expostos ao sol para aumentar a temperatura, e a baixa pressão atmosférica local favorecia a solidificação.
- d) As temperaturas eram baixas o suficiente nos períodos frios para congelar os alimentos, e a baixa pressão atmosférica nas altas montanhas possibilitava a sublimação.
- e) Os alimentos, após congelados naturalmente, eram prensados para aumentar a pressão, de forma que a sublimação ocorresse.

30. (UPE – SSA 1ª Fase – 2005)

A curva mostrada no gráfico a seguir representa um processo de aquecimento constante, submetido a uma amostra de um determinado líquido. Ele é um dos principais produtos do beneficiamento de uma cultura agrícola, cultivada há séculos, no Litoral e na Zona da Mata de Pernambuco.





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

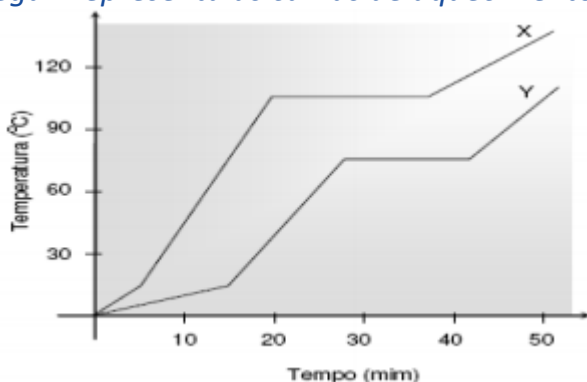
- I. Trata-se de uma mistura azeotrópica.
- II. Constitui-se em uma substância pura, polar e oxigenada.
- III. É obtido por um procedimento que envolve uma coluna de destilação.

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.

31. (COVEST – UFPE – 2010 – 1ª Fase)

Um técnico recebeu duas substâncias sólidas desconhecidas para serem analisadas. O gráfico a seguir representa as curvas de aquecimento das amostras dessas substâncias.



Analisando o gráfico, é correto afirmar que:

- a) X e Y são substâncias puras.
- b) o ponto de fusão da substância X é maior que 115 °C.
- c) nas temperaturas de fusão de X ou de Y, têm-se misturas de sólido e de líquido.
- d) o ponto de ebulição das amostras X e Y é o mesmo.
- e) sob pressão de 1 atm, a amostra X poderia ser água pura.

32. (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).

33. (ITA – 2006)

Considere as informações abaixo:

- $PbCrO_{4(s)}$ é um sólido amarelo que é solúvel em água quente.
- $AgCl_{(s)}$ forma um cátion de prata solúvel em solução aquosa de NH_3 .
- O sólido branco $PbCl_{2(s)}$ é solúvel em água quente, mas os sólidos brancos $AgCl_{(s)}$ e $Hg_2Cl_{2(s)}$ não o são.
- Uma solução aquosa contendo o cátion de prata do item b), quando acidulada com HCl , forma o sólido $AgCl_{(s)}$.
- $Hg_2Cl_{2(s)}$ forma uma mistura insolúvel contendo $Hg_{(l)}$, que tem cor prata, e $HgNH_2Cl_{(s)}$, 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.

34. (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.

35. (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.

36. (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 $60^\circ C$. A seguir, continuou-se o aquecimento do material e notou-se que ele passou a apresentar ponto de ebulição constante e igual a $125^\circ C$. O referido material é uma substância pura ou uma mistura? Justifique a sua resposta e explique

37. (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.



Gabarito

- | | | | |
|-----|----|-----|------------|
| 1. | B | 20. | discursiva |
| 2. | C | 21. | E |
| 3. | E | 22. | E |
| 4. | C | 23. | D |
| 5. | D | 24. | D |
| 6. | C | 25. | A |
| 7. | C | 26. | E |
| 8. | 07 | 27. | B |
| 9. | D | 28. | D |
| 10. | D | 29. | D |
| 11. | E | 30. | A |
| 12. | E | 31. | C |
| 13. | A | 32. | discursiva |
| 14. | C | 33. | discursiva |
| 15. | 09 | 34. | discursiva |
| 16. | C | 35. | discursiva |
| 17. | E | 36. | Mistura |
| 18. | E | 37. | discursiva |
| 19. | C | | |



Lista de Questões Comentadas

20. (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.

Sendo assim, temos alguns exemplos interessantes.

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

Alguns comentários que podemos fazer.

O isopor consiste em poliestireno expandido. O termo expandido se relaciona com o fato de que moléculas de ar estão presas no interior da estrutura do polímero. O ar no interior do poliestireno diminui bastante a condutividade térmica do material, por isso, ele é considerado um dos melhores isolantes térmicos existentes.

Quando olhamos para o céu, podemos ver nuvens justamente porque existem gotas de líquido dispersas no ar. O ar, como bem sabemos, é invisível. Por isso, são as gotas de água que tornam as nuvens visíveis.

Por fim, a fuligem ou negro de fumo é uma fumaça preta que vemos sendo liberada no escapamento de veículos antigos ou com motor desregulado. O carbono grafite é liberado como parte da combustão incompleta do combustível (etanol, gasolina ou diesel).

Se estamos vendo a fumaça preta, necessariamente existe um pouco de grafite sendo liberado na combustão. Se não houvesse grafite, os gases monóxido de carbono (CO) e dióxido de carbono (CO₂) seriam invisíveis, como o ar.

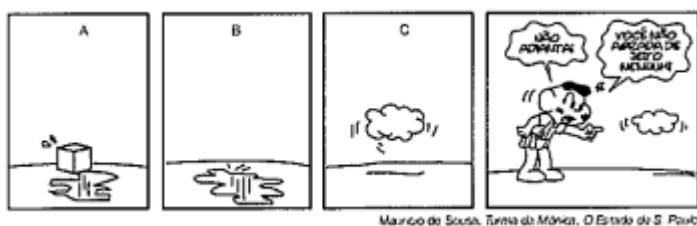
Como Responder no Caderno de Provas do ITA

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

Gabarito: discursiva

21. (CPAEAM – 2019)

Observe a sequência de quadrinhos abaixo.

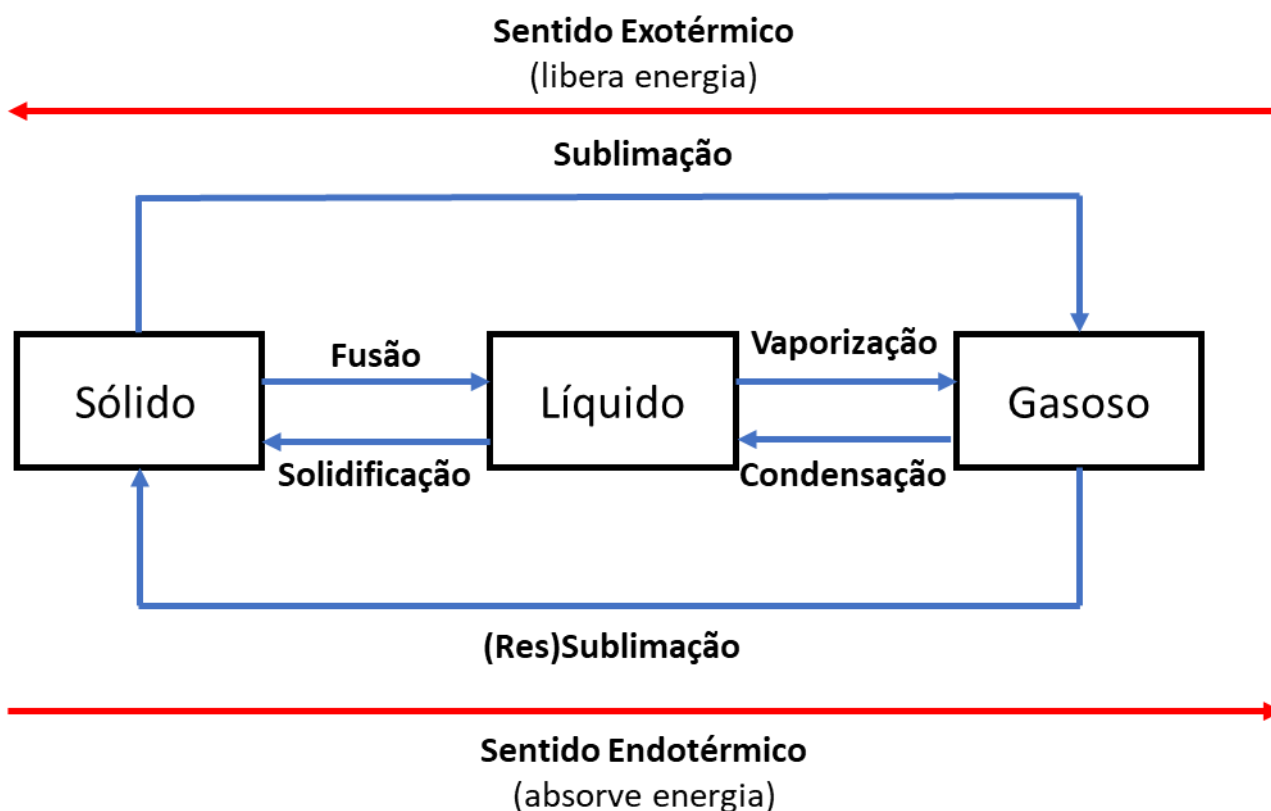


De acordo com os quadrinhos acima, é correto afirmar que as mudanças de estados físicos apresentados na sequência A → B e B → C são, respectivamente:

- a) Fusão e condensação.
- b) Sublimação e liquefação.
- c) Liquefação e vaporização.
- d) Solidificação e condensação.
- e) Fusão e vaporização.

Comentários:

É uma questão que trata as mudanças de estado físico de uma substância. Vamos relembrar o diagrama.



Do quadrinho A para o quadrinho B, a água passa do estado sólido para o estado líquido. Portanto, ela sofreu uma fusão.

Do quadrinho B para o quadrinho C, a água passou do estado líquido para o estado de vapor. Portanto, ela sofreu vaporização.

Gabarito: E

22. (IME – 2012 – 1ª Fase)

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

- como toda solução, possui uma única fase, sendo, portanto, homogêneo.
- possui, no mínimo, três fases.
- assemelha-se a uma suspensão, diferindo pelo fato de necessitar um tempo mais longo para precipitar suas partículas.
- 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.
- 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

23. (CPAEM – 2017)

Considere os fenômenos cotidianos apresentados a seguir:

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

II – Um pote contendo água colocado no congelador.

III – Uma toalha molhada estendida no varal.

IV – O derretimento de uma bola de sorvete.

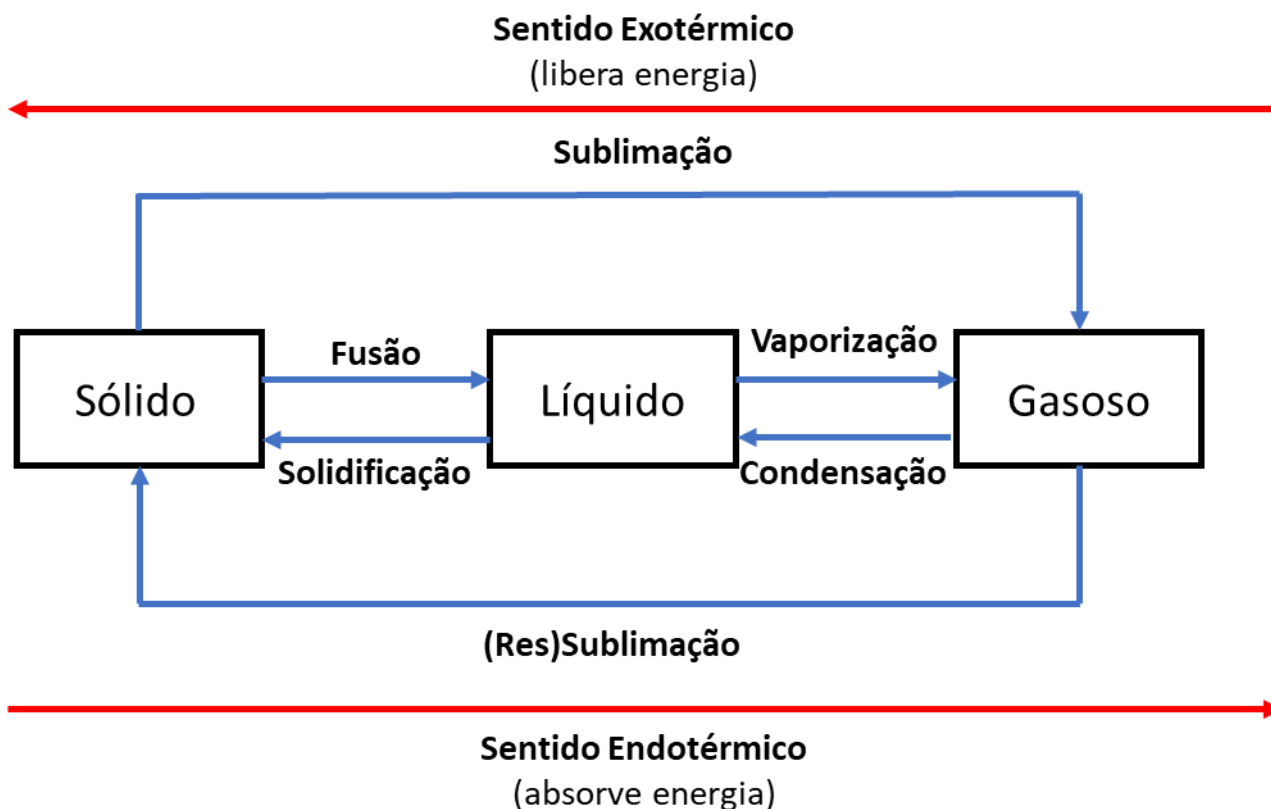
Supondo que cada caso seja observado por tempo o bastante para que todos evidenciam alterações na matéria, marque a opção que relaciona corretamente o fenômeno ao nome da mudança de estado físico.

- a) I – evaporação; II – solidificação; III – fusão; IV – sublimação.
- b) I – sublimação; II – congelamento; III – evaporação; IV – liquefação.
- c) I – fusão; II – sublimação; III – evaporação; IV – solidificação.
- d) I – sublimação; II – solidificação; III – evaporação; IV – fusão.
- e) I – evaporação; II – sublimação; III – fusão; IV – solidificação.

Comentários:

Vamos analisar as mudanças de estado oferecidas no enunciado, não nos esquecendo do diagrama de mudanças de estado.





I – A naftalina é inicialmente sólida e vai passando para o estado gasoso. Portanto, trata-se de uma sublimação.

II – No congelador, a água vira gelo. Portanto, ela passa do estado líquido para o estado sólido. Logo, ela sofre uma solidificação.

III – Quando a toalha molhada está estendida no varal, o líquido passa para o estado de vapor, abaixo da temperatura de ebulição. Nesse caso, a água sofre evaporação, não ebulição.

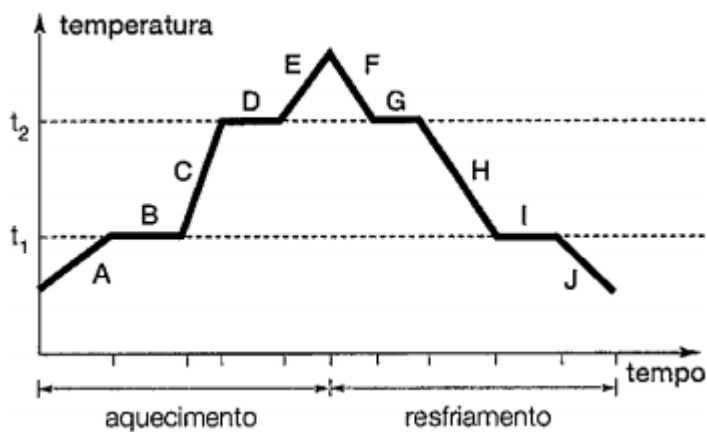
IV – A bola de sorvete encontra-se inicialmente no estado sólido. Ao derreter, ela passa para o estado líquido. Portanto, ela sofre fusão.

Gabarito: D

24. (Colégio Naval – 2019)

Analise o gráfico abaixo, que representa o aquecimento e o resfriamento de uma substância.



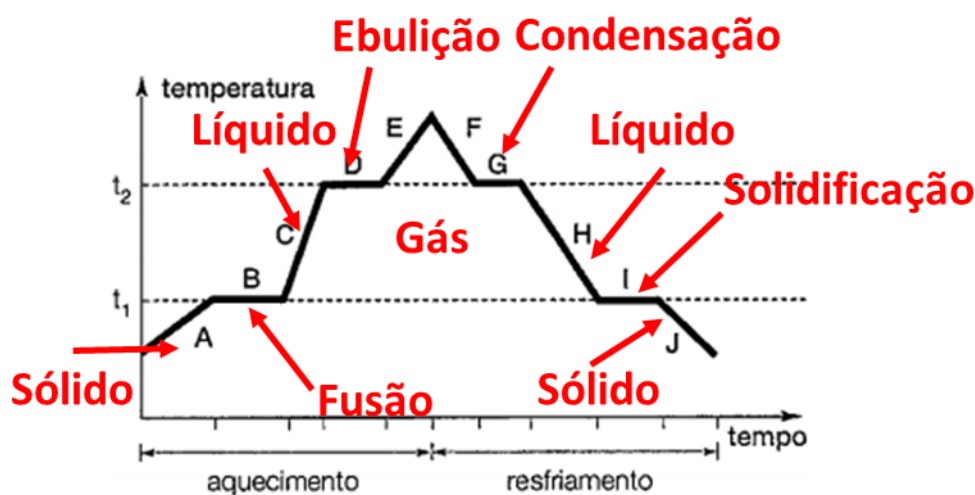


Sobre esse gráfico, é correto afirmar que:

- a) Em A e J, há sistemas bifásicos.
- b) Em E e F, coexistem substâncias nos estados sólido e líquido.
- c) Em B, há a liquefação da substância.
- d) Se trata de uma substância pura.
- e) Entre t_1 e t_2 coexistem três estados físicos.

Comentários:

Vamos identificar as regiões no gráfico.



Com base nisso, vamos analisar as afirmações.

- a) Em A, existe unicamente o sólido, portanto, não é um sistema bifásico. Afirmação errada.
- b) Em E e F, encontra-se apenas o gás. Portanto, não existe nem o sólido nem o líquido. Afirmação errada.
- c) Em B, ocorre a fusão, e não a liquefação da substância. Afirmação errada.

- d) A substância é pura, porque apresenta temperatura de fusão e temperatura de ebulição constantes. Afirmação correta.
- e) Entre t_1 e t_2 , existe apenas o líquido. Afirmação errada.

Gabarito: D

25. (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



26. (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).

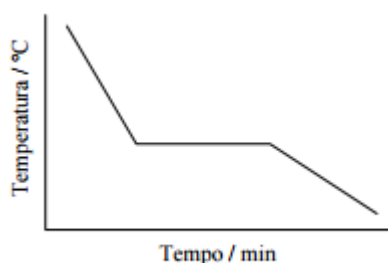
Portanto, nenhuma das afirmações está correta.

Gabarito: E

27. (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



28. (FUVEST – 2020 – 1ª Fase)

Em Xangai, uma loja especializada em café oferece uma opção diferente para adoçar a bebida. A chamada *sweet little rain* consiste em uma xícara de café sobre a qual é pendurado um algodão-doce, material rico em sacarose, o que passa a impressão de existir uma nuvem pairando sobre o café, conforme ilustrado na imagem.



Disponível em <https://www.boredpanda.com/>.

O café quente é então adicionado na xícara e, passado um tempo, gotículas começam a pingar sobre a bebida, simulando uma chuva doce e reconfortante. A adição de café quente inicia o processo descrito, pois

- a) a temperatura do café é suficiente para liquefazer a sacarose do algodão-doce, fazendo com que este goteje na forma de sacarose líquida.
- b) o vapor de água que sai do café quente irá condensar na superfície do algodão-doce, gotejando na forma de água pura.
- c) a sacarose que evapora do café quente condensa na superfície do algodão-doce e goteja na forma de uma solução de sacarose em água.
- d) o vapor de água encontra o algodão-doce e solubiliza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.
- e) o vapor de água encontra o algodão-doce e vaporiza a sacarose, que goteja na forma de uma solução de sacarose em água.

Note e adote: Temperatura de fusão da sacarose à pressão ambiente = 186 °C; Solubilidade da sacarose a 20 °C = 1,97 kg/L de água.

Comentários

Questão muito interessante.

Como a temperatura de fusão da sacarose é muito elevada (186 °C), sendo maior do que a temperatura de ebulição da água (100 °C), o vapor de água não é capaz de fundir a sacarose.

O que vai acontecer é que, ao tocar a sacarose do algodão doce, o vapor de água vai se condensar. A sacarose, então, é solúvel na água líquida. Portanto, a sacarose pode se dissolver na água líquida.



A gota de água, portanto, na verdade, contém uma solução de sacarose, por isso, o sabor adocicado.

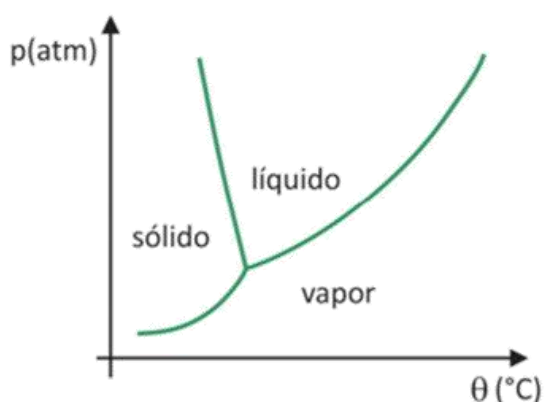
Vejam os erros das demais alternativas.

- a) Como a temperatura de fusão da sacarose é muito elevada, o café não conseguirá fazê-la passar para o estado líquido. Afirmação errada.
- b) A gota de água cai na forma de uma solução de sacarose, não de água pura. Afirmação errada.
- c) Não é a sacarose que evapora do café, mas sim a água. Afirmação errada.
- d) Exatamente isso. Afirmação correta.
- e) A sacarose não se vaporiza, ela apenas se dissolve na água. Afirmação errada.

Gabarito: D

29. (FUVEST – 2020 – 1ª Fase)

Em supermercados, é comum encontrar alimentos chamados de liofilizados, como frutas, legumes e carnes. Alimentos liofilizados continuam próprios para consumo após muito tempo, mesmo sem refrigeração. O termo “liofilizado”, nesses alimentos, refere-se ao processo de congelamento e posterior desidratação por sublimação da água. Para que a sublimação da água ocorra, é necessária uma combinação de condições, como mostra o gráfico de pressão por temperatura, em que as linhas representam transições de fases.



Apesar de ser um processo que requer, industrialmente, uso de certa tecnologia, existem evidências de que os povos pré-colombianos que viviam nas regiões mais altas dos Andes conseguiam liofilizar alimentos, possibilitando estocá-los por mais tempo. Assinale a alternativa que explica como ocorria o processo de liofilização natural:

- a) A sublimação da água ocorria devido às baixas temperaturas e à alta pressão atmosférica nas montanhas.
- b) Os alimentos, após congelados naturalmente nos períodos frios, eram levados para a parte mais baixa das montanhas, onde a pressão atmosférica era menor, o que possibilitava a sublimação.
- c) Os alimentos eram expostos ao sol para aumentar a temperatura, e a baixa pressão atmosférica local favorecia a solidificação.



- d) As temperaturas eram baixas o suficiente nos períodos frios para congelar os alimentos, e a baixa pressão atmosférica nas altas montanhas possibilitava a sublimação.
- e) Os alimentos, após congelados naturalmente, eram prensados para aumentar a pressão, de forma que a sublimação ocorresse.

Comentários

De acordo com o enunciado, o procedimento de liofilização requer a sublimação da água. Olhando o diagrama de fases da substância, concluímos que a sublimação acontece somente a **pressões inferiores à do ponto triplo**. Vejamos no Diagrama de Fases fornecido.



Como mostrado anteriormente, em altas pressões, a água sólida não sublima. Em vez disso, ela se funde (passa para o estado líquido) e, posteriormente, vaporiza (passa do estado líquido para o estado de vapor).

Dessa forma, concluímos que, para observar a sublimação da água, os povos pré-colombianos devem levar o material para regiões com menor pressão atmosférica.

Em relação às camadas da atmosfera, sabemos que, quanto maior a altitude, menor a pressão atmosférica. Portanto, é nas camadas mais altas da montanha em que pode ocorrer a sublimação da água.

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

- a) Nas montanhas, existe baixa pressão atmosférica. É justamente isso o que facilita a sublimação da água. Afirmação errada.
- b) O único erro está em afirmar que os alimentos deveriam ser levados para a parte mais baixa da montanha. A sublimação da água acontece nas partes mais elevadas, onde a pressão atmosférica é menor.
- c) A baixa pressão atmosférica facilita a sublimação, não a solidificação, que é a transformação de líquido em sólido. Outro ponto é que o que caracteriza a liofilização é a sublimação da água, portanto, essa não pode ser uma explicação para o processo. Afirmação errada.

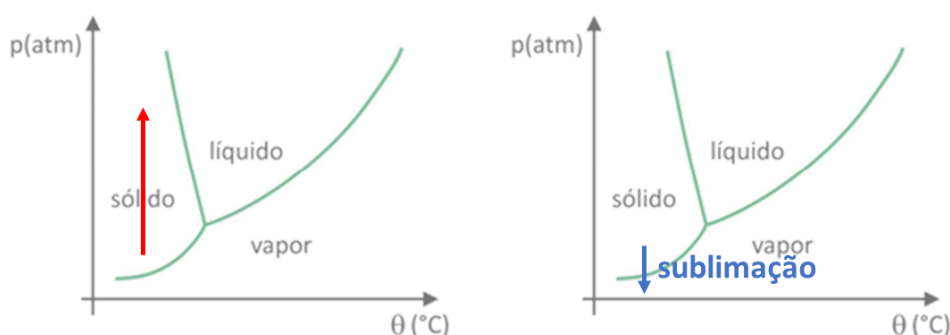
Porém, é interessante observar que a água é uma exceção. É uma das poucas substâncias que é capaz de se solidificar pelo aumento da pressão. Isso acontece, porque o seu

diagrama de fases é inclinada para a esquerda, ao contrário da maioria das outras substâncias.



A despeito disso, o processo de liofilização é caracterizado pela sublimação, não pela solidificação da água.

- d) Exatamente isso.
- e) Quanto maior a pressão sobre o sólido, mais difícil será a sublimação, como mostrado pela seta vermelha. Vejamos.



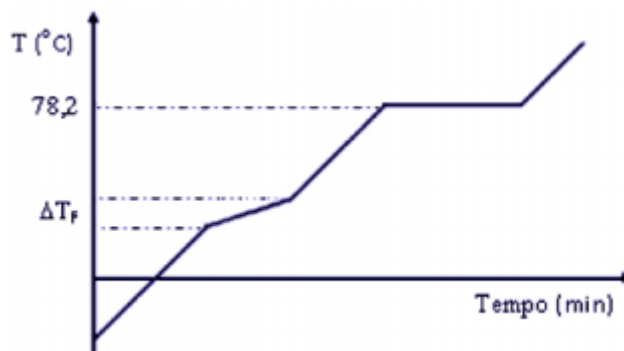
A sublimação poderia acontecer, se a pressão sobre o sólido fosse reduzida, como mostrado pelo gráfico com a seta azul. Afirmação errada.

Gabarito: D

30. (UPE – SSA 1ª Fase – 2005)

A curva mostrada no gráfico a seguir representa um processo de aquecimento constante, submetido a uma amostra de um determinado líquido. Ele é um dos principais produtos do beneficiamento de uma cultura agrícola, cultivada há séculos, no Litoral e na Zona da Mata de Pernambuco.





Em relação a esse produto, 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.

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 - Como o produto é uma mistura azeotrópica, ele não pode ser obtido por destilação simples nem por destilação fracionada. Item errado.

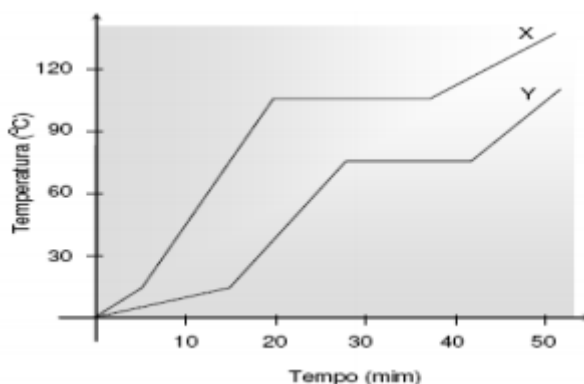
Portanto, somente o item I está correto.

Gabarito: A

31. (COVEST – UFPE – 2010 – 1ª Fase)



Um técnico recebeu duas substâncias sólidas desconhecidas para serem analisadas. O gráfico a seguir representa as curvas de aquecimento das amostras dessas substâncias.



Analisando o gráfico, é correto afirmar que:

- a) X e Y são substâncias puras.
- b) o ponto de fusão da substância X é maior que 115 °C.
- c) nas temperaturas de fusão de X ou de Y, têm-se misturas de sólido e de líquido.
- d) o ponto de ebulição das amostras X e Y é o mesmo.
- e) sob pressão de 1 atm, a amostra X poderia ser água pura.

Comentários

Analisando as curvas de aquecimento, podemos perceber que X e Y não apresentam pontos de fusão constante, portanto, não podem ser substâncias puras. Logo, as letras A e E estão erradas.

Um ponto que devemos perceber dos gráficos é que eles já se iniciam na fusão de ambos os materiais, tendo em vista que só temos 4 ramos do gráfico, e não 5 como é o que acontece na curva de aquecimento completa. Faltou justamente a parte exclusivamente sólido.

Conscientes desse detalhe, podemos visualizar que o ponto de fusão da substância X começa em 0°C e vai até abaixo de 30°C, portanto, a letra B está errada.

Podemos ver que as misturas X e Y fervem a uma temperatura de ebulição constante, portanto, são misturas azeotrópicas. Seus pontos de ebulição são diferentes, sendo que o de X é superior a 90°C, enquanto que o de Y é inferior a 90°C. Logo, a letra D está errada.

Por fim, na temperatura de fusão, realmente se encontram os estados sólido e líquido em equilíbrio. Essa é a definição dessa temperatura e, portanto, a letra C está correta e é o nosso gabarito.

Gabarito: C

32. (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

33. (ITA – 2006)

Considere as informações abaixo:

- $\text{PbCrO}_{4(s)}$ é um sólido amarelo que é solúvel em água quente.
- $\text{AgCl}_{(s)}$ forma um cátion de prata solúvel em solução aquosa de NH_3 .
- 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.
- Uma solução aquosa contendo o cátion de prata do item b), quando acidulada com HCl , forma o sólido $\text{AgCl}_{(s)}$
- $\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)}$ 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.

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 ($\text{HgNH}_2\text{Cl}_{(s)} + \text{Hg}_{(l)}$) 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

34. (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:

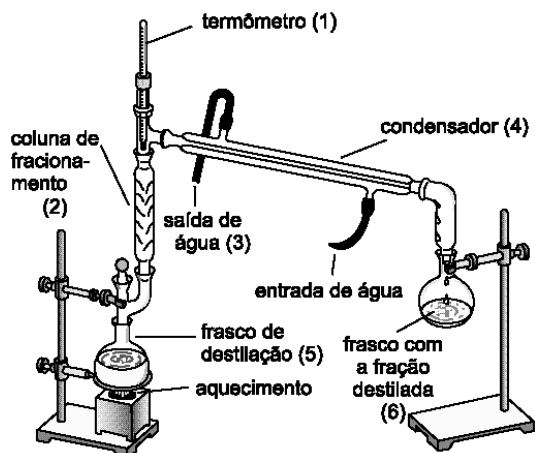
- A justificativa para o fato da concentração de álcool etílico comercial ser 95,6 % (m/m).
- O esquema da aparelhagem utilizada e a função de cada um dos componentes desta aparelhagem.
- Os reagentes utilizados na obtenção do álcool etílico absoluto.
- As equações químicas balanceadas para as reações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

Comentários

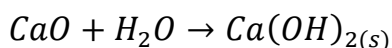
O álcool etílico comercial é uma mistura azeotrópica, portanto, não pode ser separada pelos processos de destilação simples ou fracionada. Para se aumentar o teor de álcool no produto, são necessários processos mais sofisticados de separação de misturas.

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

35. (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

36. (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

37. (ITA – 1994)

Descreva como se pode preparar NH₃ 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.

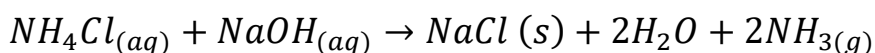


Obs.: Como ainda não vimos Reações Inorgânicas, caso você desconheça as reações de obtenção da amônia, podemos dar como exemplo a alcalinização de uma solução de um sal de amônio.



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



Referências

- [1] J. F. Clemente, “Decantar Vinhos. O que é, quando e por que fazê-lo?,” *Falando de Vinhos*, 2009.
- [2] P. Wolffenbüttel, “O que é tanino?,” *Sobre Vinho*, 2013.
- [3] D. Williams e E. Viotti, *Curso Essencial de Vinhos*, Publifolha, 2013.
- [4] H. Fritszch, *Quarks: The Stuff of Matter*, Penguin, 1983, pp. 164-168.
- [5] Designua, “Shutterstock,” [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-vector/electromagnetic-spectrum-different-types-radiation-by-469352255>. [Acesso em 25 Julho 2019].
- [6] general-fmv, “Shutterstock,” [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-illustration/alpha-decay-157734560>. [Acesso em 25 Julho 2019].
- [7] Designua, “Shutterstock,” [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-illustration/penetrating-power-various-types-radiation-comparison-387647296>. [Acesso em 2 Abril 2019].
- [8] general-fmv. [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-illustration/atomic-particles-magnetic-field-3d-illustration-1046529460>. [Acesso em 2 Abril 2019].
- [9] “general-fmv,” Shutterstock, [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-illustration/electron-positron-annihilation-156889412>. [Acesso em 2 Abril 2019].
- [10] D. McLean, Shutterstock, [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-photo/blue-gloved-hand-holds-radiation-meter-1150736708>. [Acesso em 2 Abril 2019].
- [11] P. H. Furian, Shutterstock, [Online]. Available: <https://www.shutterstock.com/pt/image-vector/nuclear-fission-uranium-atom-radioactive-decay-147596591>. [Acesso em 2 Abril 2019].
- [12] Wikipédia, [Online]. Available: [https://pt.wikipedia.org/wiki/Albert_Einstein#/media/Ficheiro:Albert_Einstein_\(Nobel\).png](https://pt.wikipedia.org/wiki/Albert_Einstein#/media/Ficheiro:Albert_Einstein_(Nobel).png). [Acesso em 25 Julho 2019].
- [13] “Wikipédia,” [Online]. Available: https://pt.wikipedia.org/wiki/Glenn_Theodore_Seaborg#/media/Ficheiro:Glenn_Seaborg_-_1964.jpg. [Acesso em 25 Julho 2019].



- [14] “Wikipédia,” [Online]. Available: https://pt.wikipedia.org/wiki/Frederick_Soddy#/media/Ficheiro:Frederick_Soddy.jpg. [Acesso em 2 Abril 2019].
- [15] “SóQ,” [Online]. Available: <https://www.soq.com.br/biografias/chadwick/>. [Acesso em 14 Março 2019].



Considerações Finais



Chegamos ao final da nossa primeira aula sobre Introdução à Química. Essa foi a primeira de muitas do nosso curso. Espero que você tenha ficado animado para encarar a sua preparação.

Nessa aula, em que abordamos os tópicos que servem como fundamento indispensável para que você possa galgar novos passos no sentido de aprender mais sobre essa matéria espetacular.

Sugiro que você leia esse material e entenda esse material, em especial, os casos particulares que comentamos ao longo dele. Não deixe passar nenhum detalhe despercebido.

Não hesite em entrar em contato pelo Fórum de Dúvidas. Suas dúvidas são muito importantes não só para você, mas também para mim, pois elas me ajudam a melhorar esse material.

Também se sinta livre para falar sobre o que você gostou desse curso e o que você não gostou, pois nós buscaremos melhorar.

Bons estudos para você e até a nossa próxima aula.

