

Eletrônico



Estratégia
CONCURSOS

Aula

Conhecimentos Específicos (Plano de Química) p/ IF-Baiano (Téc em Laboratório e Biologia) Pós-Edital

Professor: Diego Souza

1- DISPERSOES E CONCEITOS INICAIS	4
1.1- Soluções Verdadeiras	5
1.2- Soluções Coloidais	6
1.3- Suspensões	8
2- SOLUÇÕES VERDADEIRAS	10
2.1- Coeficiente de Solubilidade	13
2.2- Concentração das Soluções	17
2.3 - Diluições	28
2.4- Mistura de Soluções de Mesmo Solute	30
3- BATERIA DE QUESTÕES RESOLVIDAS.....	31
4- LISTA DE QUESTÕES DA AULA	56
5- PRINCIPAIS PONTOS DA AULA	72
6- GABARITO	74



Olá, futuros Técnicos de Laboratório (Área: Biologia) do IFBaiano

É com enorme alegria e entusiasmo que damos início ao nosso curso “**Química p/ Técnico em laboratório (Área: Biologia) do IFBaiano**”. Tenho um carinho especial por esse tipo de concurso porque trabalhei quase 4 anos como técnico em química, 2 anos na Universidade Estadual de Goiás como técnico e outros 2 na EMBRAPA. Só para constar, cursei curso técnico em química industrial no SENAI. Voltando a falar do trabalho na **IFBaiano**, considero o trabalho dentro das universidades e dos institutos federais ideal para quem procura estabilidade e ao mesmo tempo se desenvolver profissionalmente, seja cursando graduação, mestrado, doutorado ou participando de pesquisas realizadas na própria universidade.

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

Vamos falar rapidamente sobre a sua preparação e de como nosso curso poderá ser determinante nessa etapa pós edital até o dia da prova. **A disponibilidade e a escolha dos materiais são fatores limitantes na preparação para esse tipo de concurso.** Os conteúdos cobrados são de diversas áreas da química. As informações relevantes para sua aprovação estão espalhadas em dezenas de livros e em artigos científicos. Algumas literaturas apresentam aprofundamentos



teóricos demasiados em temas que são cobrados apenas de maneira aplicada. Os principais autores da área não fazem conexão entre o conteúdo abordado e as rotinas de laboratório, o que também tem sido cobrado em provas.

Nosso curso supera essas dificuldades e foi concebido para ser seu **ÚNICO MATERIAL DE ESTUDO**. **Contempla todos temas do conhecimento específico para Técnico da IFBaiano**. Durante as aulas, não trago informações a mais e nem a menos do que o necessário, focalizando seu tempo de estudo e sua energia naquilo que é estritamente necessário. Apresento esquemas, tabelas e resumos que abreviam o seu tempo de aprendizagem e, principalmente, de **REVISÃO**. Ademais, nosso curso conecta o conteúdo à aplicabilidade na área experimental. Tudo isso para **POTENCIALIZAR SEU APRENDIZADO e POTENCIALIZAR SUAS CHANCES DE APROVAÇÃO**.

O nosso curso consistirá de:

- Curso escrito (em PDF) composto por 07 aulas**, nas quais abordarei a teoria e as aplicações de cada tema abordado, além de cerca de **220** resoluções de questões comentadas;
- Fórum de dúvidas**: um importante canal de comunicação entre os estudantes e os professores. Por ele, passarei explicações detalhadas a respeito das dúvidas que surgirem.

Atenção! Este curso é completo em PDF. Algumas vídeo-aulas poderão ser disponibilizadas como complemento no período de vigência do curso, sempre que for possível gravá-las, pois o foco principal será a entrega das aulas em PDF conforme cronograma.

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

Aulas	Química para Técnico em Laboratório/Biologia	Data de entrega
Aula 00 (demo)	3. Preparação de soluções e reagentes. Princípios fundamentais para o preparo de soluções e reagentes. Volumetria: preparo de soluções, reagentes e outros meios usados em laboratório. Diluições e unidades de medidas laboratoriais. PARTE 01: conceitual.	15/07/2019
Aula 01	3. Preparação de soluções e reagentes. Princípios fundamentais para o preparo de soluções e reagentes. Conceito de pH. Volumetria: preparo de soluções, reagentes e outros meios usados em laboratório. Diluições e unidades de medidas laboratoriais. PARTE 01: experimental.	20/07/2019
Aula 02	1. Noções de biossegurança em laboratório. Boas práticas. Equipamentos de proteção de segurança individual e coletiva. Armazenamento e descarte de materiais químicos.	25/07/2019
Aula 03	2. Materiais de laboratório. Identificação de vidraria, equipamentos e demais utensílios. Lavagem e esterilização de vidraria. Limpeza e higiene do laboratório. 3. Obtenção de água destilada e deionizada. Conservação de materiais em geladeira e freezer.	30/07/2019
Aula 04	3. Conhecimento de química geral: ácidos, bases, tampões. Conceito de pH.	04/08/2019



Aula 05	6. Uso e funcionamento de outros equipamentos de laboratório. Balança comum e analítica, pHmetro, estufa, autoclave, capela, centrífuga, micropipetadores, agitadores magnéticos e ultrassom. 3. Pesagem de substâncias sólidas.	09/08/2019
Aula 06	8. Controle de qualidade. Uso de padrões e calibradores; procedimentos pré-analíticos; procedimentos operacionais padrão (POPs); controle interno de qualidade, registros.	14/08/2019

Vale lembrar que, diferentemente do que acontece com matérias do conhecimento básico (português, raciocínio lógico, direito administrativo, direito constitucional, etc), em química, não temos uma vasta disponibilidade de provas e questões. **Por isso, recorro a exercícios de concursos de bancas diversas**, selecionando sempre aqueles mais pertinentes para fixação do seu aprendizado. Para tanto, incluiremos um ou outro exercício mais antigo cuja pertinência e aderência ao tema da aula justifiquem sua inclusão no material. Beleza?!

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

Prof. Diego Souza



Instagram: @Prof.DiegoSouza

Facebook: Prof. Diego Souza



1- DISPERSÕES E CONCEITOS INICIAIS

Vamos, então, dar início à nossa aula?

Estamos em um universo repleto de misturas. O sangue que corre em nossas veias, por exemplo, é uma mistura de plasma, hemácias, leucócitos e plaquetas.

No café da manhã, o leite que você bebe é formado por água, várias gotículas de gordura e proteína. Se na sua casa a mesa for de granito, ali também há uma mistura de quatro minerais. Até o ar que respiramos é uma mistura de gases!

O assunto da aula de hoje está intimamente ligado às misturas. Vamos estudar as soluções verdadeiras, soluções coloidais e as suspensões. Ao final dessa aula, você será capaz de distinguir uma da outra e verá como elas fazem parte do nosso dia-a-dia.

Sem mais demora, vamos iniciar nosso conteúdo de hoje. Desejo-lhe uma boa aula e lembre-se de me procurar pelo fórum caso fique com alguma dúvida. Bons estudos!

Observe as duas imagens abaixo. À esquerda, temos uma **mistura homogênea**, aquela formada por uma única fase, composta de água e sal de cozinha (NaCl , cloreto de sódio). Já do lado direito, temos um copo com uma água turva com aspecto meio barrento. Temos, nesse caso, uma **mistura heterogênea**, pois percebemos a presença de mais de uma fase: a fase aquosa e uma fase sólida formada por partículas suspensas e uma parte do material sólido já se encontra no fundo.



www.123rf.com (2019)



www.tuasauade.com (2019)

Sabemos que o NaCl é um composto iônico sólido da mesma forma que as sujidades presentes no copo da direita também são sólidas. Por isso, há algo em comum entre elas e, por isso, ambas misturas acima recebem o nome de **dispersão**.

Dispersão é um sistema composto por um disperso e um dispersante. A substância que está, em geral, em menor quantidade e que se encontra ao longo de uma outra substância é chamada **disperso**. Por outro lado, a substância, na qual o disperso se encontra, é chamada **dispersante**. Podemos generalizar e dizer que toda mistura é uma dispersão.



Aplicando esses conceitos aos exemplos acima, temos que, no primeiro caso, o NaCl é o disperso e a água é o dispersante. Já no segundo caso, o material particulado marrom é o disperso e a água é o dispersante. Veremos mais adiante que dispersão pode se formar também no estado sólido e gasoso.

Tranquilo até aqui, pessoal? Beleza! Já vimos o que torna o conteúdo dos dois copos acima em dispersão. No entanto, olhando para ambos copos, notamos que há muita diferença entre o seu conteúdo. Por isso, é intuitivo pensar que as dispersões são subdivididas e, de fato, são. As dispersões podem ser **soluções verdadeiras**, **soluções coloidais** e **suspensões**, as quais se diferenciam principalmente pelo diâmetro das partículas dispersas como segue:

Tipos de dispersão	Diâmetro das partículas do disperso
Soluções verdadeiras	De 0 a 1 nm
Soluções coloidais	De 1 a 1.000 nm
Suspensões	Maior que 1.000 nm

nm (nanometro) corresponde a 10^{-9} m

Se deixarmos uma suspensão em repouso, suas partículas (disperso) que são relativamente grandes vão decantar (sedimentar) para o fundo do recipiente de acordo com desenho abaixo. Há casos também em que as partículas sólidas vão para superfície caso sua densidade seja menor que a do dispersante como acontece no processo de separação floculação.



interna.coceducacao.com.br (2019)

No outro extremo, se deixarmos uma solução em repouso, suas partículas são tão pequenininhas que nunca vão decantar. Vale lembrar que essas partículas são tão pequenas que é impossível enxergá-las, mesmo usando um ultramicroscópio. Com isso, começamos a enxergar as diferenças práticas entre os três tipos de solução. Vamos agora falar, em mais detalhes, sobre cada tipo de dispersão.

1.1- SOLUÇÕES VERDADEIRAS

De maneira bem direta, início com três conceitos basilares:

- **Solução é a mistura homogênea (uma única fase) entre um soluto e um solvente.**
- **Soluto** é a substância em **menor quantidade** e que será dissolvida no meio.



- **Solvente** é a substância em **maior quantidade** na qual o soluto estará dissolvido.

Correlacionando com o conceito de dispersão, já que solução verdadeira ou simplesmente solução também é um tipo de dispersão, temos que o **soluto corresponde ao disperso e solvente, ao dispersante**. Tranquilo, não é mesmo?

A fim de ilustrar os três conceitos ditos acima, vamos para um exemplo clássico de solução: a mistura entre sal e água. Após misturar uma pequena quantidade de sal em água, temos uma mistura visivelmente uniforme contendo uma única fase, ou seja, a **solução**.

O sal se apresenta em menor quantidade e está disperso na água e o chamamos, assim, de **soluto**, enquanto a água está em maior quantidade e é o meio no qual o sal está dissolvido, ou seja, é o **solvente**. Se formos parar para pensar, fazemos muitas soluções no cotidiano, a exemplo da preparação do suco em pó, não é verdade?

Por ser um exemplo clássico, o caso acima também traz uma dúvida clássica: *Só temos a água de solvente?*

Não! A água é um solvente universal, mas não é o único. Temos os solventes orgânicos também, como: hexano, etanol, benzeno, tolueno, acetona, entre outros. Vale ressaltar inclusive que solutos não dissolvem em água e se dissolvem em outros solventes, a exemplo dos solventes orgânicos.

Além disto, é importante dizer que a solução não se limita ao estado líquido, podendo ser **sólida** como uma aliança de ouro - liga de ouro e cobre, e **gasosa** como o gás de cozinha ou o próprio ar atmosférico que é uma mistura de gases.

Como se vê, as soluções estão muito presentes em nosso dia-a-dia. Várias bebidas, produtos de limpeza, medicamentos se apresentam na forma de soluções. Além disso, as soluções se fazem presentes nos organismos vivos. O ser humano, por exemplo, é composto, em sua maioria, por água, a qual dissolve milhares de substâncias diferentes. O suco gástrico, liberado no estômago para ajudar na digestão de proteínas, é um exemplo de solução contendo ácido clorídrico.

Em aplicações industriais e laboratoriais, as soluções também se fazem presente. Grande parte das reações laboratoriais e processos industriais ocorrem em soluções aquosas.

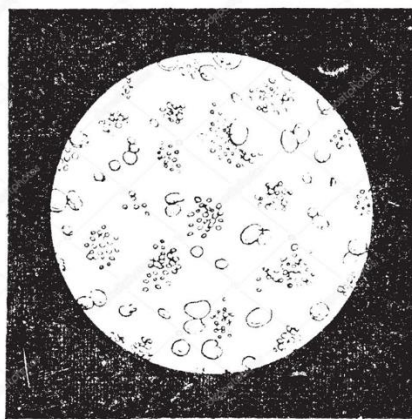
1.2- SOLUÇÕES COLOIDAIS

Solução Coloidal é a mistura heterogênea (mais de uma fase) entre um disperso e um dispersante.

O conceito de solução coloidal, ou coloide, foi proposto pelo químico escocês Thomas Graham. Há muitos exemplos de coloides que utilizamos no nosso dia-a-dia como, por exemplo, o leite, a gelatina e a neblina.



Aqui devemos ter cuidado porque visualmente colóides podem se parecer com soluções por apresentar visualmente um aspecto uniforme. Tomemos como exemplo o leite, que quando homogeneizado, tem aspecto branco uniforme, o que poderia nos levar ao erro e achar que se trata de uma solução. Isso pode ser elucidado utilizando um microscópio, através do qual é possível observar microgotículas de gordura que estão separados e dispersos na parte aquosa do leite, conforme ilustrado na imagem abaixo.



br.depositphotos.com (2019)

Sabemos que, soluções coloidais, o disperso apresenta tamanho entre 1 e 1.000 nm, maior que as encontradas em soluções, e, por isso, apresentam a capacidade de sedimentar ou de flutuar, a depender da densidade. No entanto, como as partículas são maiores, mas não tão maiores como em uma suspensão, essa sedimentação é lenta. Para exemplificar, ainda falando do leite, veja na figura abaixo o que acontece após 24 horas de repouso: a parte aquosa do leite fica no fundo e a gordura, que é menos densa que a água, migra para parte superior.



probioticosbrasil.wixsite.com (2019)

Como a sedimentação em soluções coloidais é lenta, uma maneira de diferenciá-la mais rapidamente de uma solução verdadeira é por meio da centrifugação. Ao centrifugar uma suspensão coloidal, aceleramos (“forçamos”) a separação das fases, em que a parte mais densa migra para o fundo e a parte menos densa vai para a superfície.

Outra maneira de diferenciar soluções coloidais de soluções verdadeiras é por meio da filtração. Esse processo de separação retém o disperso da solução coloidal, mas não é capaz de reter o disperso de uma solução verdadeira.



As soluções coloidais são classificadas em¹:

Tipos de soluções coloidais	Disperso	Dispersante	Exemplos
Aerossol	Sólido ou líquido	Gasoso	Fumaça oriunda de queima, nevoeiro, umidificador de ar.
Espuma	Gás	Líquido ou sólido	Chantilly, clara de neve, pedra-pome
Emulsão	Líquido	Líquido	Leite, manteiga e maionese
Sol	Sólido	Líquido ou sólido	Tintas e sangue
Gel	Líquido	Sólido	Apresenta textura gelatinosa e elástica. Ex: gel para cabelo, gelatina e geléia de frutas.

1.3- SUSPENSÕES

As **suspensões também são misturas heterogêneas formadas por um disperso e um dispersante**. A diferença é o tamanho do disperso, que nas suspensões é maior que nas soluções coloidais. Por esse motivo, as suspensões se sedimentam mais rapidamente e o disperso pode ser observado (notado) a olho nu, como o conteúdo daquele copo que continha água com material suspenso, no início do capítulo. O disperso pode ser separado com a utilização de um papel de filtro comum.

Assim como acontece com as soluções coloidais, as suspensões podem ter suas fases mais rapidamente separadas por meio de centrifugação.

A tabela abaixo apresenta um resumo das características das suspensões, soluções coloidais e soluções verdadeiras.

¹ Fonte: Coloides e dispersões coloidais. Disponível em: <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/coloides-ou-dispersoes-coloidais.htm>. Acesso em 20 mar. 2019.





TOME NOTA!

Suspensão	Solução Coloidal	Solução Verdadeira
As partículas do disperso podem ser observadas a olho nu ou com ajuda de um microscópio comum.	As partículas do disperso só podem ser observadas em um ultramicroscópio.	As partículas do soluto não podem ser observadas nem com auxílio de um ultramicroscópio.
As partículas do disperso apresentam diâmetro maior que 1000 nm^2 . Essas partículas consistem em grandes aglomerados de átomos, íons e moléculas.	As partículas do disperso apresentam diâmetro entre 1 e 1000 nm . Essas partículas consistem em aglomerados de átomos, íons e moléculas.	As partículas do soluto apresentam diâmetro menor que 1 nm . As partículas consistem em átomos, íons e moléculas.
O disperso pode ser separado do dispersante com o uso de um filtro comum. Sofrem sedimentação espontânea, caso a densidade seja maior que a do dispersante (pode ser acelerado com o uso de uma centrífuga comum).	O disperso pode ser separado do dispersante com o uso de um ultrafiltro e sofrem sedimentação pelo uso de uma centrífuga.	O soluto não pode ser separado do solvente por nenhum processo mecânico, apenas por processos físicos como a destilação.
As partículas são muito grandes e não se movimentam pela ação de campo elétrico.	Todas as partículas possuem mesma carga e, por isso, migram para o mesmo polo.	Se as espécies presentes forem molecular, não conduz corrente elétrica. Quando as espécies são iônicas, conduz corrente elétrica. Os cátions migram para o polo negativo e os ânions, para o polo positivo.

² 1 nm (nanômetro) é igual a 10^{-9} m .

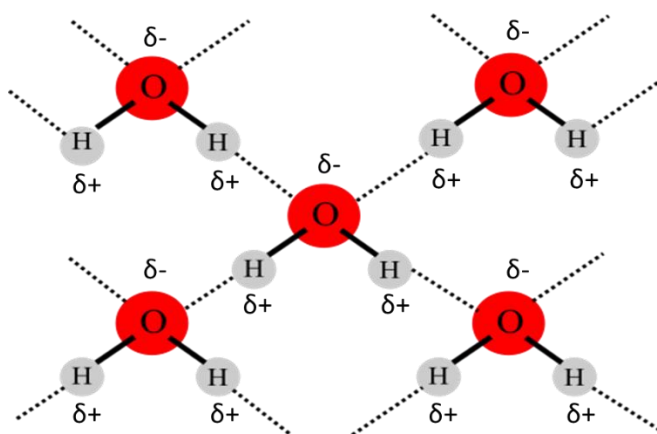


2- SOLUÇÕES VERDADEIRAS



Imagino que esteja se perguntando: por que as misturas de determinadas substâncias resultam na formação de uma solução (mistura heterogênea) e já a mistura de outras resulta em misturas heterogêneas como soluções coloidais e suspensões? De imediato, podemos incorrer no erro de achar que a diferença se resume ao tamanho da partícula, o que não é de tudo verdade.... Se pegarmos um cubo de açúcar ou um cubo de sal de cozinha e colocar dentro de um copo com água, mesmo estando em um tamanho considerável, o sólido irá se dissolver e formará a solução. Então, a pergunta que fica é: que propriedades físico químicas permitem um sólido se dissolver em um solvente? Essa é uma questão que vocês precisam realmente entender. Não que isso seja algo difícil de entender, pelo contrário. No entanto, prefiro explicar isso com bastante calma, de forma bem tranquila, para que não fique nenhuma dúvida.

Como vamos usar a água como exemplo, vamos iniciar lembrando algumas de suas características. Devido a grande diferença de eletronegatividade entre o hidrogênio e o oxigênio, haverá a formação de polos parcialmente **negativos** e **positivos** bastante significativos. Logo, a atração entre as moléculas de água será muito intensa, do tipo **ponte de hidrogênio**, conforme ilustrado abaixo. Em termos de densidade de elétrons, podemos dizer que há a formação de polo negativo sobre o oxigênio porque os elétrons das ligações covalentes (O-H) estão muito mais deslocados para o oxigênio do que para o hidrogênio. Os hidrogênios que, por sua vez, ficam com menor densidade eletrônica, apresentam-se como polos positivos.



Representação das ligações de hidrogênio na molécula de água

Vamos imaginar a mistura de duas substâncias moleculares, sendo que uma delas é a água (o solvente). Na água pura há várias moléculas de água unidas por pontes de hidrogênio (lembrando que a água é uma molécula polar). Quando misturamos a água com uma outra substância molecular, as pontes de hidrogênio nas moléculas de água se rompem e passam a existir pontos de polaridade. Se a outra substância (soluto) for polar, nela também haverá pontos de polaridade e a água e essa substância formarão uma solução. Os polos positivos de uma molécula serão atraídos pelos polos

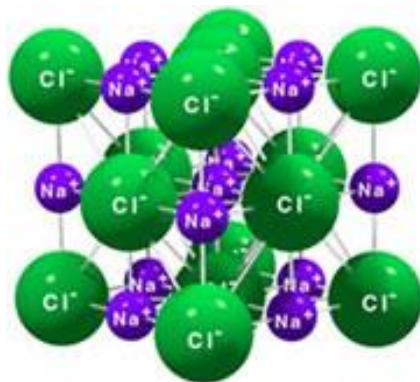


negativos da outra. Se na outra substância (soluto) não houver pontos de polaridade, as moléculas de água se unirão novamente por ponte de hidrogênio e não será formada uma solução. É o caso, por exemplo, de misturas heterogêneas.

É isso que acontece quando misturamos água e gasolina. Como a gasolina é uma molécula apolar, não existem os “pontos de polaridade” e não é possível a interação entre as moléculas de água e gasolina. Daí vem a expressão: **semelhante dissolve semelhante**. Obviamente que a gasolina pode formar solução com outras substâncias também apolares ou que, pelo menos, apresentam uma certa apolaridade como é o caso do álcool etílico que se mistura tanto com água quanto com gasolina.

Já sabemos que sal de cozinha (NaCl) se dissolve em água, não é mesmo?! Mas o que acontece a nível molecular e a nível atômico durante o processo de dissolução? Para responder a essa importante pergunta, precisamos conhecer a estrutura da água [o que acabamos de falar] e a estrutura dos compostos iônicos.

O arranjo dos compostos iônicos é formado por uma grande quantidade de íons que se alternam entre **cátion** e **ânion**, denominado de **retículo cristalino**, os quais se mantêm unidos graças às atrações eletrostáticas (forças de atração) entre espécies com cargas de sinais opostos. O cloreto de sódio (NaCl), por exemplo, está organizado na forma de um cubo, alternando entre o cátion sódio (Na^+) e o ânion cloreto (Cl^-), como apresentado abaixo:



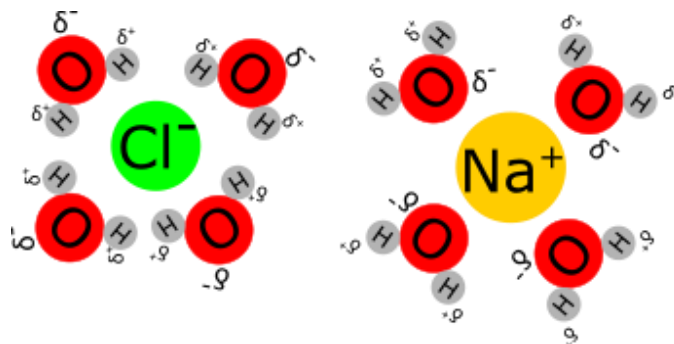
Retículo cristalino do cloreto de sódio³

Agora vamos relacionar a estrutura da água com o sólido cristalino acima. Na água, há polos com cargas parcialmente positivas e um polo com carga parcialmente negativa. No retículo cristalino, há cargas positivas e negativas. Então, é intuitivo pensar que ocorrerá forças de atração entre polos da água e espécies iônicas do sal NaCl . Graças aos polos bem definidos da água e sua maior quantidade em relação ao soluto, ela consegue romper as interações entre o Na^+ e o Cl^- , quebrando a seu retículo cristalino, liberando os íons para o meio aquoso. Dizemos, portanto, que os íons, agora livres, passam para o meio aquoso e recebem a seguinte nomenclatura $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ e o $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$.

A região da molécula de água de carga positiva será atraída pelo íon de carga negativa (Cl^-) e a região de carga negativa pelo íon de carga positiva (Na^+). Esse processo chama-se **solvatação** dos

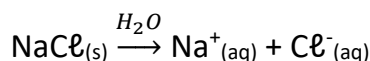
³ Fonte: Cloreto de sódio. Disponível em: <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br/quimica/cloreto-sodio.htm>. Acessado em: 22 dez. 2018.

íons pela água. O esquema a seguir apresenta a atração entre os íons e a água. Fique atento a orientação das cargas da água em relação aos íons, ao solvatar, por exemplo, o Cl^- , as moléculas de água são posicionadas de modo que seus polos positivos ficam voltados para o íon.



Esse tipo de interação chama-se **interação íon dipolo** e é bastante intensa devido a atração eletrostática (atração entre cargas) entre os íons e as cargas presentes nas moléculas polares, a exemplo da molécula de H_2O . Por isso, essa força será ainda mais intensa que a **ligação de hidrogênio**. Conforme já estudamos, é justamente devido a presença de íons livres, o quais podem se movimentar, que é possível conduzir eletricidade em uma solução iônica.

Por fim, podemos notar que a dissolução de um composto iônico em meio aquoso pode ser expressa na forma de reação como segue:



Os subscritos (s) e (aq) correspondem, respectivamente, ao **estado sólido** e **em meio aquoso**. Para não ter dúvida de que entendeu, vamos usar outro exemplo, o sulfato de sódio (Na_2SO_4), composto de cátions sódio, Na^+ , e ânions sulfato, SO_4^{2-} , que é um ânion bivalente (carga -2). Nesse caso, para contrabalancear a carga de cada sulfato, são necessários dois sódios, o que já é demonstrado pelo subíndice 2 do sódio na fórmula Na_2SO_4 . Portanto, podemos representar a sua dissolução da seguinte forma:



Ufa! Foi um pouco demorado, mas acho que você entendeu porque água e gasolina não forma uma solução e porque água e compostos iônicos tendem a formar soluções.

Mais acima você viu que uma solução pode ser líquida, sólida ou gasosa. Esse tipo de classificação leva em consideração a sua fase de agregação de agregação do solvente, independente da fase de agregação. Sendo assim, nesse tipo de classificação, as soluções podem ser:

- **Solução líquida:** solvente líquido;
- **Solução sólida:** solvente sólido; e
- **Solução gasosa:** solvente no estado gasoso.



Também podemos classificar as soluções levando em consideração a condução de corrente elétrica, o que é dependente das características do soluto. Nesse caso, teremos dois tipos de solução:

- **Solução molecular ou não-eletrolítica:** o soluto são moléculas e não conduzem corrente elétrica detectável por aparelhos comuns.
- **Solução iônica ou eletrolítica:** o soluto são íons e conduzem corrente elétrica detectável por aparelhos comuns. A intensidade da corrente depende da concentração dos íons em solução.

Uma outra possível classificação das soluções é com relação a concentração de soluto em solução. Uma solução pode ser diluída ou concentrada.

- **Solução diluída:** pouco soluto em relação ao solvente. Considera-se soluções pouco diluídas àquelas com concentração menor que 0,1 mol/L.
- **Solução concentrada:** muito soluto em relação ao solvente. Considera-se soluções concentradas àquelas com concentração maior que 0,1 mol/L⁴.

2.1- COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

O coeficiente de solubilidade é uma medida muito útil quando trabalhamos com soluções.

O **coeficiente de solubilidade** expressa a quantidade máxima que um soluto se dissolve totalmente em uma quantidade padrão de solvente (100 g, 1000 g, 100 mL, 1 L), em determinada temperatura.

Perceba que o coeficiente de solubilidade está vinculado a uma temperatura. Por exemplo, para a dissolução de nitrato de potássio, KNO_3 , o coeficiente de solubilidade (expresso em g de $\text{KNO}_{3(s)}/100 \text{ g de H}_2\text{O}_{(l)}$) é 31,6 g a 20°C, mas sobe para 63,9 g a 40°C. Isso quer dizer que, a uma temperatura mais elevada, é possível dissolver mais do sal em água.

Por outro lado, se analisarmos uma solução cujo soluto é gasoso e o solvente é líquido, perceberemos que o coeficiente de solubilidade do gás no líquido diminui à medida que se aumenta a temperatura. Se aquecermos coca-cola, ela perderá seu gás mais rapidamente, não é mesmo? Isso ocorre devido a diminuição da solubilidade do gás em líquido, a temperaturas mais elevadas. É por isso também que se deve ter muito cuidado com os efluentes lançados nos nossos rios, pois caso tenham temperatura elevada e aumentem a temperatura do corpo hídrico, haverá uma diminuição na concentração de gás oxigênio dissolvido nesse meio, o que levará a morte de peixes [lembro que os peixes precisam do oxigênio dissolvido nas águas para sobreviver].

A pressão também influencia a solubilidade dos gases em líquidos. O aumento da pressão aumenta a solubilidade do gás. É por isso que muitos gases são transportados em cilindros com pressões maiores que a atmosférica, os chamados cilindros de alta pressão ou vasos de pressão.

⁴ O valor maior ou menor que 0,1 mol/L não é um parâmetro rigoroso.



Por exemplo, o acetileno (C_2H_2) é transportado dissolvido em acetona (CH_3COCH_3). Sob 1 atm, o coeficiente de solubilidade do acetileno é 27 g de $C_2H_{2(g)}/1$ L de $CH_3COCH_{3(l)}$, já sob pressão de 12 atm o coeficiente de solubilidade aumenta para 320, o que torna interessante o transporte desses gases sob pressões maiores devido a economia de espaço.

Quando analisamos soluções cujo soluto é sólido ou líquido e o solvente é líquido, percebemos que a pressão não exerce influência na solubilidade. Já a temperatura tanto poderá aumentar quanto diminuir o coeficiente de solubilidade, portanto, deve-se analisar caso por caso.

- Se na dissolução houver absorção de energia (dissolução endotérmica), o coeficiente de solubilidade aumenta com o aumento da temperatura.
- Se na dissolução houver liberação de energia (dissolução exotérmica), o coeficiente de solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

Entenderemos melhor o efeito da temperatura sobre os processos químicos quando estudarmos equilíbrio químico.

Alguns coeficientes de solubilidade são muito pequenos, por exemplo, o coeficiente de solubilidade do cloreto de prata em água é 0,014 g/L. Isto quer dizer que se consegue dissolver apenas 0,014g em 1000 mL de solução. Nesses casos, quando o coeficiente é próximo a zero, dizemos que a substância é insolúvel ou praticamente insolúvel naquele solvente. Se o soluto e o solvente forem líquidos, dizemos que eles são imiscíveis como no exemplo da água e gasolina, e água e óleo.

Há casos em que o contrario ocorre, o coeficiente de solubilidade é infinito e dizemos que as duas substâncias são totalmente miscíveis.

Soluções Insaturadas, Saturadas e Supersaturadas.

Há uma classificação importante das soluções que se fundamenta no valor do coeficiente de solubilidade. Essa classificação depende da relação quantidade de soluto e quantidade de solvente em uma determinada temperatura. Se ocorrer mudança de temperatura a classificação poderá mudar. Vamos analisar uma por uma.

- **Soluções Insaturadas: são soluções em que a quantidade do soluto é inferior ao coeficiente de solubilidade naquela temperatura.** Por exemplo, você viu acima que o coeficiente de solubilidade do KNO_3 em água é 31,6 g de $KNO_{3(s)}/100$ g de $H_2O_{(l)}$ a $20^\circ C$. Se prepararmos, a $20^\circ C$, uma solução com quantidade inferior a 31,6 g de KNO_3 dissolvidos em 100 g de H_2O teremos uma solução insaturada. Em suma, podemos dizer que a solução insaturada é aquela que suporta dissolver mais soluto.
- **Soluções Saturadas: são soluções em que a quantidade do soluto é igual ao coeficiente de solubilidade naquela temperatura.** Ainda usando o exemplo do KNO_3 em água, teremos uma solução saturada se, a $20^\circ C$, prepararmos uma solução com exatamente 31,6 g de KNO_3 dissolvidos em 100 g de H_2O . Em suma, podemos dizer que a solução saturada é aquela que, em tese, não suportaria dissolver mais soluto.
- **Solução Supersaturada: são soluções em que a quantidade do soluto é superior ao coeficiente de solubilidade naquela temperatura.** O coeficiente de solubilidade do KNO_3 a $40^\circ C$ é 63,9 g de $KNO_{3(s)}/100$ g de $H_2O_{(l)}$. Se prepararmos, a $40^\circ C$, uma solução



com 63,9 g de KNO_3 dissolvidos em 100 g de H_2O , teremos uma solução saturada. Quando a temperatura desse sistema diminuir, o coeficiente de solubilidade também diminuirá e teremos uma solução supersaturada. A 20°C , por exemplo, haverá 32,3 g (63,9 g – 31,6 g) a mais de KNO_3 que o máximo que ele consegue dissolver. Uma característica das soluções supersaturadas é a alta instabilidade. Se o sistema for submetido a qualquer perturbação ou, se for adicionado uma pequena quantidade de KNO_3 (chamado de germen de cristalização), a quantidade de soluto em excesso precipitará e o líquido sobrenadante será uma solução saturada com corpo de fundo ou corpo de chão, o qual é sólido.



01 - (Adaptado de UFAM - 2018) As soluções podem ser classificadas de acordo com a quantidade de soluto presente nas mesmas. A temperatura tem uma influência significativa nesta classificação, mas também no coeficiente de solubilidade de um determinado soluto. Como seria classificada uma solução de um determinado soluto que apresenta um coeficiente de solubilidade hipotético de 15g soluto / 100 g de H_2O (27°C), quando em um copo de 100 mL for adicionado 15,5g de tal soluto? Considere que o volume de água é de 100 mL e a temperatura ambiente é de 27°C . ($d = 1 \text{ g/mL}$).

- A) saturada
- B) insolúvel
- C) insaturada
- D) supersaturada
- E) saturada com corpo de fundo

Comentário: o coeficiente de solubilidade foi dado em g do soluto/ g do solvente e a questão pede a classificação da solução dissolvida em um copo de 100 mL. Nas condições ambientes fornecidas, a densidade da água é 1 g/mL e, por isso, 100 mL de H_2O corresponderá a 100 g. Caso o valor da densidade fosse diferente de 1, poderíamos utilizar a fórmula da densidade para converter volume em massa.

O enunciado afirma que foram adicionados 15,5 g de soluto em 100 mL de H_2O , ou seja, 15,5 g de soluto em 100 g de H_2O . O coeficiente de solubilidade, na temperatura dada, é 15 g de soluto/100 g de H_2O , isto é, inferior à quantidade adicionada. Concluímos que foi adicionado mais soluto que a capacidade do solvente em solubilizá-lo, portanto, a solução é saturada com corpo de fundo, pois os 0,5 g adicionados além da capacidade de solubilização não serão solubilizados e se depositarão no fundo do recipiente.

Resposta: letra E

Conhecer os coeficientes de solubilidade em diferentes temperaturas também pode auxiliar no processo de purificação de substâncias por um processo chamado precipitação fracionada ou cristalização fracionada. Esse processo é baseado na diferença de solubilidade entre as substâncias. Àquelas que apresentam menor coeficiente de solubilidade são mais



facilmente removidas por precipitação que àquelas que apresentam maior coeficiente de solubilidade. Essa separação pode ser promovida pela evaporação da água, por meio da variação de temperatura ou por meio da adição de um agente precipitante. Esta última possibilidade será melhor detalhada em nossa aula sobre equilíbrio. Para ficar mais claro, vamos a um exemplo.



02 - (ENEM 2010 – PPL) Devido ao seu alto teor de sais, a água do mar é imprópria para o consumo humano e para a maioria dos usos da água doce. No entanto, para a indústria, a água do mar é de grande interesse, uma vez que os sais presentes podem servir de matérias-primas importantes para diversos processos. Nesse contexto, devido a sua simplicidade e ao seu baixo potencial de impacto ambiental, o método da precipitação fracionada tem sido utilizado para a obtenção dos sais presentes na água do mar.

Tabela 1: Solubilidade em água de alguns compostos presentes na água do mar a 25 °C

SOLUTO	FÓRMULA	SOLUBILIDADE g/kg de H ₂ O
Brometo de sódio	NaBr	$1,20 \times 10^3$
Carbonato de cálcio	CaCO ₃	$1,30 \times 10^{-2}$
Cloreto de sódio	NaCl	$3,60 \times 10^2$
Cloreto de magnésio	MgCl ₂	$5,41 \times 10^2$
Sulfato de magnésio	MgSO ₄	$3,60 \times 10^2$
Sulfato de cálcio	CaSO ₄	$6,80 \times 10^{-1}$

Pitombo, L.R.M.; Marcondes, M.E.R.; GEPEC. Grupo de pesquisa em Educação em Química. **Química e Sobrevivência: Hidrosfera Fonte de Materiais**. São Paulo: Edusp, 2005 (adaptado).

Suponha que uma indústria objetiva separar determinados sais de uma amostra de água do mar a 25 °C, por meio da precipitação fracionada. Se essa amostra contiver somente os sais destacados na tabela, a seguinte ordem de precipitação será verificada:

- A) Carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.
- B) Brometo de sódio, cloreto de magnésio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, sulfato de cálcio e, por último, carbonato de cálcio.
- C) Cloreto de magnésio, sulfato de magnésio e cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio e, por último, brometo de sódio.



D) Brometo de sódio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio e, por último, cloreto de magnésio.

E) Cloreto de sódio, sulfato de magnésio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

Comentários: o primeiro sal a precipitar é o que tem o menor coeficiente de solubilidade. Dos sais apresentados, o carbonato de cálcio apresenta o menor valor, logo, ele será o primeiro a precipitar. Depois irá precipitar o segundo sal com menor solubilidade, o sulfato de cálcio. O próximo sal a precipitar será o cloreto de sódio ou o sulfato de magnésio (ambos apresentam solubilidade iguais). O quinto menor valor de coeficiente de solubilidade é do sal cloreto de magnésio. O último sal a precipitar é o brometo de sódio, que, entre todos os sais da tabela, apresenta o maior coeficiente de solubilidade.

Resposta: letra A

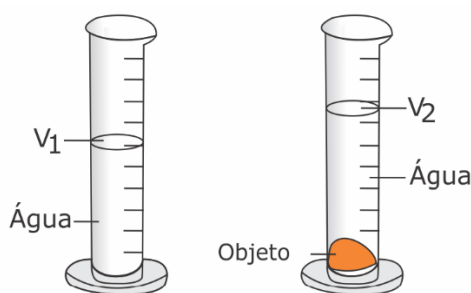
2.2- CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

Dois conceitos muito utilizados em soluções são **densidade** e **concentração**. Embora tenham alguma semelhança, são totalmente distinguíveis.

A densidade (d) é a relação entre a massa (m) e volume (V) de um dado corpo:

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

A unidade de densidade no SI (Sistema Internacional de Medida) é kg/m^3 (kg.m^{-3}). Outras unidades usuais são g/cm^3 , g/mL , kg/dm^3 e kg/L . As duas primeiras e as duas últimas são equivalentes entre si, pois **1 cm^3 corresponde a 1mL e 1 dm^3 corresponde a 1L (MEMORIZE ESSAS RELAÇÕES)**. Como se vê, a densidade pode ser medida para líquidos, sólidos e gás. Veja o exemplo na figura abaixo. Podemos medir o volume de uma pedra, inserindo-a em uma proveta graduada com um volume V_1 de água. Em seguida, o menisco subirá para um volume V_2 , sendo o volume da pedra $V_2 - V_1$.



$$\text{Volume do objeto} = V_2 - V_1 \quad 5$$

⁵ Adaptado de UEAP, apostila do curso LABORATÓRIO DE RESISTÊNCIA DE MATERIAIS.

A massa (m) da pedra pode ser pesada em uma balança analítica e a densidade obtida pela relação m/V . Agora que está claro a ideia de densidade, podemos falar de concentração sem o risco de confusão entre os dois conceitos.

A concentração é a relação entre a massa (m) de soluto e o volume total da solução (V), que depende principalmente da quantidade de solvente:

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

Ao fazer um suco de saquinho, você poderá seguir a orientação do rótulo e diluir o pó em 1L de água, mas há quem goste dele mais “forte” e, por isso, utiliza apenas 0,5 L de água. Nessa situação, o pó é o **soluto** e a água é o **solvente**, os quais, quando misturados, resultam no suco que é a **solução**. Em 1L, seria obtida uma **solução diluída** e em 0,5L, uma **solução concentrada** de suco.



Existem diferentes tipos de concentração, que estão esquematizadas na Tabela abaixo. Todas elas são importantes para a resolução de variados exercícios que envolvem cálculos estequiométricos.

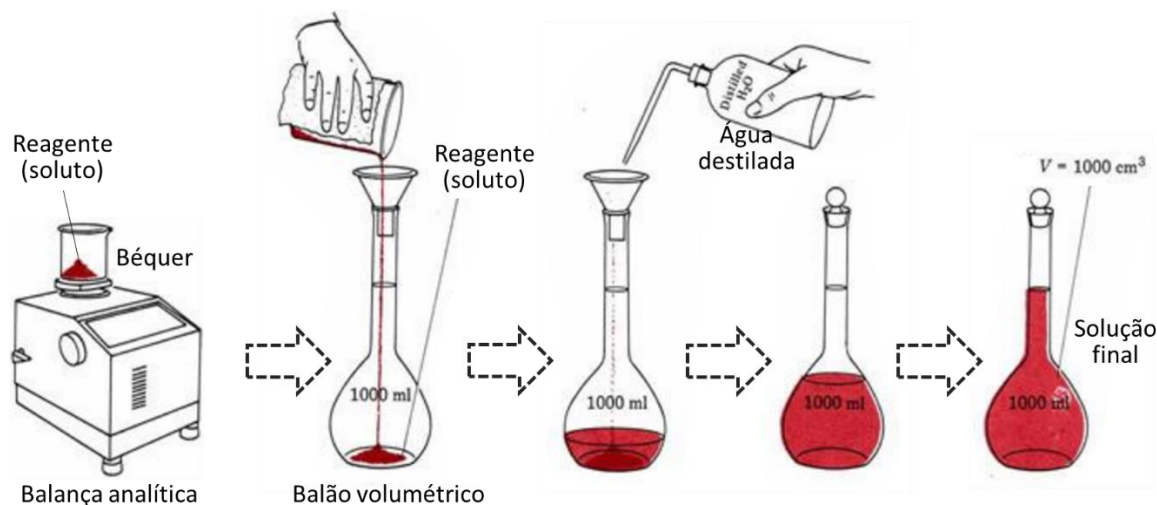
Tipo de concentração	Fórmula	Unidades usuais
Concentração comum (C): relação entre a massa (m) de soluto e o volume total da solução (V).	$C = \frac{m}{V}$	g/L, mg/L, $\mu\text{g/mL}$, $\mu\text{g/L}$.
Título (T) em massa: um tipo de concentração que indica relação massa/massa (m/m), ou seja, uma fração. Também pode ser expressa em porcentagem ou quantas unidades de massa do soluto está presente em 100 unidades de massa da solução.	$T = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}}$ $T = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \cdot 100 = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}} \cdot 100$	%, o T será adimensional caso não seja multiplicado por 100.

Título (T) em volume: concentração volume/volume (v/v) em porcentagem ou quantas unidades de volume do soluta está presente em 100 unidades de volume da solução.	$T = \frac{V_{\text{soluta}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{V_{\text{soluta}}}{V_{\text{soluta}} + V_{\text{solvente}}}$ $T = \frac{V_{\text{soluta}}}{V_{\text{solução}}} \cdot 100 = \frac{V_{\text{soluta}}}{V_{\text{soluta}} + V_{\text{solvente}}} \cdot 100$	Adimensional %
Molaridade ou concentração molar (M): número de mols (n) (quantidade de matéria) do soluto presentes em 1L de solução.	$M = \frac{n}{V}, \text{ já que } n = \frac{m}{MM}$ Podemos substituir a 2ª eq. na 1ª eq. e obter: $M = \frac{m}{MM \times V}$	mol/L que corresponde ao termo molar (M), o qual está em desuso.
Fração molar (X): relação entre o número de mols do soluto ou do solvente e o número de mols totais. Por exemplo, se X para um dado soluto é 0,2, podemos dizer que 20% dos mols presentes são do soluto ou que 1 a cada 5 mols presentes são do soluto.	Considerando uma solução com apenas um soluto e um solvente, X para o soluta pode ser escrito como: $X = \frac{n_{\text{soluta}}}{n_{\text{totais}}} = \frac{n_{\text{soluta}}}{n_{\text{soluta}} + n_{\text{solvente}}}$ Caso haja mais que dois constituintes presentes na solução, então: $X = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_3}$	É adimensional e varia entre 0,0 (substância ausente) até 1,0 (substância pura).

Para entender na prática como se prepara uma solução, vamos imaginar que desejamos preparar 1,0 L (1000 cm³) de solução aquosa (em água) de um soluto sólido de cor vermelha. Acompanhe os passos correlacionando com a imagem abaixo:

1. Pesar a quantidade de reagente (soluta) necessário em uma balança analítica;
2. Transferir quantitativamente (sem perda de massa) para um balão de 1000 cm³;
3. Adicionar uma certa quantidade de água e agitar a mistura até que ocorra a dissolução do soluto em água;
4. Completar o volume com água. Esse procedimento recebe o nome de “aferir o menisco”, já que o menisco é a marcação (linha) no pescoço do balão que indica o volume final. Quando a água alcança o menisco, devemos interromper a adição de água;
5. Fechar o balão e homogeneizar a solução, virando de desvirando o balão de ponta cabeça várias vezes. Desta forma, obtém a solução final.





6

O Ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado possui densidade $1,84\text{g}/\text{cm}^3$ e massa molar $98\text{g}/\text{mol}$. Caso quiséssemos preparar uma solução $1\text{mol}/\text{L}$, em tese, bastaria pesar 98g , o equivalente a 1mol , solubilizar em água e completar o volume para $1,0\text{L}$, utilizando balão volumétrico. Entretanto, não é muito viável pesar o H_2SO_4 por ele ser um reagente no estado líquido a temperatura ambiente. O mais comum é medirmos o volume dos reagentes líquidos. Para o H_2SO_4 , é recomendável a utilização de uma proveta (não é aconselhável a utilização de pipeta volumétrica, pois se trata de um líquido viscoso). Nesses casos devemos utilizar a densidade tabelada para converter a massa desejada em volume, como segue:

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



Antes de começarmos os exercícios também destaco que você pode encontrar concentração sendo expressa em **ppm** e **ppb**.

A concentração em **ppm** indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução e a concentração em **ppb** indica quantas partes do soluto existem em um bilhão de partes da solução.

São unidades pouco utilizadas, mas ainda aplicadas para soluções aquosas. Vamos entender melhor essas as unidades:

⁶ Adaptado de Preparação Laboratorial de Soluções. Disponível em: https://aprender.ead.unb.br/pluginfile.php/327505/mod_resource/content/1/d27960PJ03AE05SE.pdf. Acesso em 22 mar. 2019.



- ✓ Se misturarmos 1 mg de sal em 1kg de açúcar (arredondando a massa total para 1kg), temos: 1mg de sal em 1000g totais ou 1mg de sal em 1.000.000mg totais. Dizemos, então, que a concentração do sal é 1 ppm. Ou seja, uma parte de sal para 1 milhão de partes totais.
- ✓ Por analogia, se tivéssemos 1µg para os mesmos 1kg de açúcar, a concentração seria de 1ppb.

Obs: Lembrando que 1 kg corresponde a 1000g; 1g corresponde a 1000mg (miligrama) e 1mg corresponde a 1000µg (micrograma).

E a pergunta que fica é: *Por que, então, se utiliza ppm e ppb para soluções aquosas se não é usual pesar água em laboratório?*

Porque a densidade da água é 1g/cm^3 ou g/mL a 25°C . Isso significa que 1 litro de água possui a massa de 1kg, ou 1mL pesa 1g. A adição do soluto à água modifica sua densidade. Entretanto, em soluções aquosas diluídas, essa modificação é insignificante, e é adequado aproximarmos a densidade da solução para densidade da água, 1g/cm^3 .

Dessa forma, para uma solução de Na (sódio) 1mg/L , podemos reescrever da seguinte forma:

$$\text{Na } 1\text{mg/L} \rightarrow \text{Na } 1\text{mg/kg} \rightarrow \text{Na } 1\text{ppm}$$

Portanto, para soluções aquosas diluídas, temos que:

$$\text{mg/L} = \text{ppm}$$

$$\mu\text{g/L} = \text{ppb}$$

03 - (ENEM 2012 - PPL) O quadro apresenta o teor de cafeína em diferentes bebidas comumente consumidas pela população.

Bebida	Volume (mL)	Quantidade média de cafeína (mg)
Café expresso	80,0	120
Café filtrado	50,0	35
Chá preto	180,0	45
Refrigerante de cola	250,0	80
Chocolate quente	60,0	25

Da análise do quadro conclui-se que o menor teor de cafeína por unidade de volume está presente no

- A) café expresso.
- B) café filtrado.
- C) chá preto.
- D) refrigerante de cola.
- E) chocolate quente.



Comentários: O exercício pede a menor concentração de cafeína por unidade de volume, para isso determinaremos a concentração comum para todas as bebidas apresentadas. Para calcular a concentração comum basta dividirmos a massa do soluto (que no caso é a cafeína) pelo volume total da solução (que o exercício fornece na segunda coluna), ou seja, $C = m/V$

Letra A:

$$C = 120 \text{ mg}/80 \text{ mL}$$

$$C = 1,5 \text{ mg/mL}$$

Letra B:

$$C = 35 \text{ mg}/50 \text{ mL}$$

$$C = 0,7 \text{ mg/mL}$$

Letra C:

$$C = 45 \text{ mg}/180 \text{ mL}$$

$$C = 0,25 \text{ mg/mL}$$

Letra D:

$$C = 80 \text{ mg}/250 \text{ mL}$$

$$C = 0,32 \text{ mg/mL}$$

Letra E:

$$C = 25 \text{ mg}/60 \text{ mL}$$

$$C = 0,416 \text{ mg/mL}$$

Como se vê, o menor teor de cafeína foi encontrado no chá preto, letra C.

Resposta: letra C

04 - (ENEM 2016 – 2ª aplicação) O soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) comumente utilizada para higienização ocular, nasal, de ferimentos e de lentes de contato. Sua concentração é 0,90% em massa e densidade igual a 1,00 g/mL.

Qual massa de NaCl , em grama, deverá ser adicionada à água para preparar 500 mL desse soro?

- A) 0,45
- B) 0,90
- C) 4,50
- D) 9,00
- E) 45,00



Comentário: como a concentração fornecida foi em massa, ou seja, foi fornecido o título, 0,90%, precisamos converter 500 mL de soro para massa. Nesse caso, a conversão é simples, já que sua densidade é 1,00 g/mL. Portanto, 500 mL corresponde a 500 g. Agora, basta inserir os dados fornecidos na equação do Título (T) para encontrar a massa de soluto em 500g de solução, veja:

$$T = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}} \cdot 100$$

$$0,9\% = \frac{m_{\text{solute}}}{500\text{g}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{solute}} = 4,5\text{g}$$

Resposta: letra C

05 - (ENEM 2015 – PPL) O vinagre vem sendo usado desde a Antiguidade como conservante de alimentos, bem como agente de limpeza e condimento. Um dos principais componentes do vinagre é o ácido acético (massa molar 60 g/mol), cuja faixa de concentração deve se situar entre 4% a 6% (m/v). Em um teste de controle de qualidade foram analisadas cinco marcas de diferentes vinagres, e as concentrações de ácido acético, em mol/L, se encontram no quadro.

Amostra	Concentração de ácido acético (mol/L)
1	0,007
2	0,070
3	0,150
4	0,400
5	0,700

RIZZON, L. A. **Sistema de produção de vinagre.**
Disponível em: www.sistemasdeproducao.cnptia.embrapa.br.
Acesso em: 14 ago. 2012 (adaptado).

A amostra de vinagre que se encontra dentro do limite de concentração tolerado é a:

- A) 1.
- B) 2.
- C) 3.
- D) 4.
- E) 5.

Comentários: o enunciado afirma que a faixa de concentração do ácido acético deve se situar entre 4% a 6% (m/v). Você sabe interpretar esses valores? Vamos lá!

4% (m/v): há 4 g de ácido acético/100 mL de vinagre;



6% (m/v): há 6 g de ácido acético/100 mL de vinagre.

Vamos “melhorar” esses valores. Se convertermos o volume de mililitros para litros teremos que a faixa de concentração deve se situar entre 40g/L e 60 g/L. Nós não poderemos nos basear na concentração em g/L porque as concentrações das amostras estão em mol/L. Por isso, podemos converter essas concentrações para mol/L, como segue:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de ácido acético} \text{ ----- } 60 \text{ g de ácido acético} \\ X \text{ mol de ácido acético} \text{ ----- } 40 \text{ g de ácido acético} \\ X = 0,66 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de ácido acético} \text{ ----- } 60 \text{ g de ácido acético} \\ Y \text{ mol de ácido acético} \text{ ----- } 60 \text{ g de ácido acético} \\ Y = 1 \text{ mol} \end{array}$$

A faixa de concentração do ácido acético em mol/L deve ser entre 0,66 a 1 mol/L. A única amostra que se encontra nessa faixa é a amostra 5.

Você também poderia resolver essa questão determinando a porcentagem (m/v) para cada uma das amostras. Nesse caso você encontrará 0,042%, 0,42%, 0,9%, 2,4% e 4,2%, respectivamente.

Resposta: letra E

06 - (UFSCar-2002) O flúor tem um papel importante na prevenção e controle da cárie dentária. Estudos demonstram que, após a fluoretação da água, os índices de cáries nas populações têm diminuído. O flúor também é adicionado a produtos e materiais odontológicos. Suponha que o teor de flúor em determinada água de consumo seja 0,9 ppm (partes por milhão) em massa. Considerando a densidade da água 1 g/mL, a quantidade, em miligramas, de flúor que um adulto ingere ao tomar 2 litros dessa água, durante um dia, é igual a

- a) 0,09.
- b) 0,18.
- c) 0,90.
- d) 1,80.
- e) 18,0.

Comentários: a concentração 1ppm corresponde a 1 mg/L para soluções aquosas diluídas, logo, se o teor de flúor deve ser 0,9 ppm, equivale a uma concentração de 0,9 mg/L.

O volume de água é igual a 2 L, logo o total de flúor nesse volume é:

$$\begin{array}{l} 0,9 \text{ mg de flúor} \text{ ----- } 1 \text{ L de água} \\ X \text{ mg de flúor} \text{ ----- } 2 \text{ L de água} \\ X = 1,8 \text{ mg de flúor} \end{array}$$



Poderíamos resolver a questão utilizando a fórmula da concentração comum (C), como segue:

$$C = \frac{m}{V} \rightarrow 0,9 \text{ mg.L}^{-1} = \frac{m}{2 \text{ L}} \rightarrow m = 1,8 \text{ mg de Flúor}$$

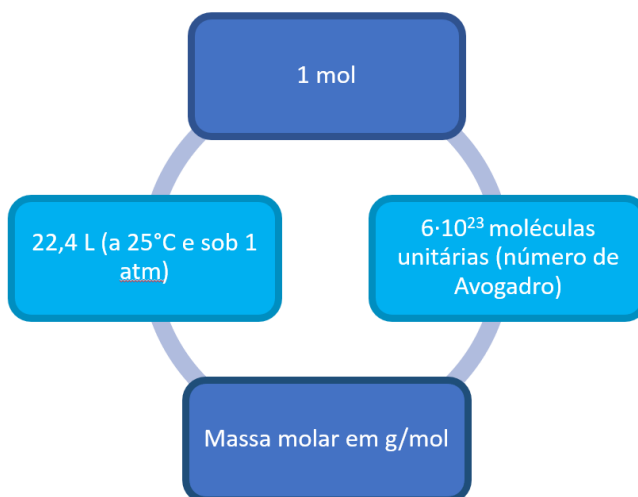
Resposta: Letra D

Em aulas passadas, nós abordamos o assunto estequiometria. Alguns exercícios que envolvem concentração exigem o conhecimento de estequiometria.

Toda vez que o foco do exercício for concentrações de soluções, massas, volumes, etapas de diluição de uma solução, número de mols, pureza, dentre outros termos relacionados à medição de substâncias, o exercício será de estequiometria ou Teoria Atômico-Molecular. Para resolver esse tipo de exercício, siga as seguintes orientações básicas:

- 1. Caso envolva uma reação, baseie-se na equação química devidamente balanceada.** Em muitos casos, a equação química balanceada é fornecida, já em outros, você deverá balancear;
- 2. Aplique as relações da Teoria Atômico-Molecular (massa molecular);**
- 3. Para toda relação que não houver fórmula pré-definida ou que você não se lembrar da fórmula, aplique a REGRA DE TRÊS.**

O esquema abaixo será muito útil para você acertar ao montar as regras de três, já que relaciona o número de Avogadro, mol, massa molar e volume molar do gás ideal:



7

⁷ Adaptado de manualdaquimica.uol.com.br. Acesso em 04 de dez. 2018.



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

Conhecido ou fornecido:	1 mol	Contém: $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades (átomos ou moléculas espécies).	Que possui uma dada MM (calculada, usando tabela periódica).	E se for gás, ocupará um volume de 22,4 L.
Destacando apenas os valores (1ª linha da regra de três).	1 mol	$6,022 \cdot 10^{23}$	MM	22,4
2ª linha da regra de três.	x mols	y unidades	z (g/mol)	k litros
Resolução:	É necessário conhecer dois valores da 1ª linha. Posicione um dos valores fornecidos pelo enunciado abaixo do valor correspondente na 1ª linha. O outro valor será o objetivo (resolução) do exercício. aplique uma letra e multiplique cruzado. Por exemplo: 100 g de água corresponde a quantos mols? $\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de H}_2\text{O} & & 18 \text{ g (MM)} \\ x & \swarrow \quad \searrow & \\ & 100 \text{ g} & \end{array}$ $x = 5,56 \text{ mols}$ DICA: verifique sempre se a unidade de cima corresponde à unidade da linha de baixo.			



07 - (ENEM 2015) A hidroponia pode ser definida como uma técnica de produção de vegetais sem necessariamente a presença de solo. Uma das formas de implementação é manter as plantas com suas raízes suspensas em meio líquido, de onde retiram os nutrientes essenciais. Suponha que um produtor de rúcula hidropônica precise ajustar a concentração do íon nitrato (NO_3^-) para 0,009 mol/L em um tanque de 5 000 litros e, para tanto, tem em mãos uma solução comercial nutritiva de nitrato de cálcio 90 g/L. As massas molares dos elementos N, O e Ca são iguais a 14 g/mol, 16 g/mol e 40 g/mol, respectivamente.

Qual o valor mais próximo do volume da solução nutritiva, em litros, que o produtor deve adicionar ao tanque?

- A) 26
- B) 41
- C) 45
- D) 51
- E) 82

Comentário: o primeiro passo para resolvermos o exercício é escrever a equação de dissociação do nitrato de cálcio e para isso você precisa conhecer a sua fórmula molecular.



Caso você não conheça fórmula molecular use o seguinte raciocínio. O nitrato de cálcio é um sal formado pelo cátion cálcio e pelo ânion nitrato. A fórmula do ânion está no enunciado, a do cátion é Ca^{2+} (o cátion pertence ao grupo 2 ou família 2A da tabela periódica). Logo, o nitrato de cálcio é formado por $\text{Ca}^{2+} + \text{NO}_3^-$, então, sua fórmula molecular é $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

A equação de dissociação é:



Pela equação podemos ver que 1 mol de nitrato de cálcio (solução nutritiva) fornece 2 mols de nitrato. O enunciado afirma que o produtor de rúcula precisa de 0,009 mol de nitrato, logo, a quantidade de nitrato de cálcio necessária será:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ -----} 2 \text{ mols de } \text{NO}_3^- \\ X \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ -----} 0,009 \text{ mol de } \text{NO}_3^- \end{array}$$

Se resolvêssemos essa equação acima, necessitaríamos de resolver outra regra de três para converter o número de mols encontrado em massa. Por isso, vamos pensar em estratégias para diminuir o número de passos dos cálculos. Nesse caso, no lugar de “1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ” podemos substituir pela massa molar desse composto, já que são equivalentes. Desta forma, o X encontrado já será em gramas. Utilizando as massas molares dos átomos apresentada no enunciado, temos: MM do nitrato de cálcio = $40 + (2 \times 14) + (6 \times 16) = 164 \text{ g/mol}$. Reescrevendo a regra de três acima, temos:

$$\begin{array}{l} 164 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ -----} 2 \text{ mols de } \text{NO}_3^- \\ X \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ -----} 0,009 \text{ mol de } \text{NO}_3^- \\ X = 0,738 \text{ g} \end{array}$$

Essa é a massa de nitrato de cálcio necessária para 1 L, porém o exercício informa que o tanque é de 5000 L, logo a massa necessária é:

$$\begin{array}{l} 0,738 \text{ g -----} 1 \text{ L} \\ Z \text{ g -----} 5000 \text{ L} \\ Z = 3.690 \text{ g} \end{array}$$

O produtor tem em mãos uma solução comercial cuja concentração é 90 g/L. Logo, o volume a ser adicionado no tanque será:

$$\begin{array}{l} 90 \text{ g -----} 1 \text{ L} \\ 3690 \text{ g -----} A \text{ L} \\ A = 41 \text{ L} \end{array}$$

Resposta: letra B



2.3 - DILUIÇÕES

Nas rotinas de qualquer laboratório, a diluição de soluções é um procedimento frequente. Via de regra, prepara-se uma solução mais diluída a partir de uma solução mais concentrada, seguindo os dois passos seguintes (correlacione os passos com a figura que segue):

- Retira-se uma alíquota (quantidade determinada de volume) de uma solução mais concentrada;
- Transfere-se a alíquota para um balão volumétrico e completa-se o volume com água deionizada ou água destilada, obtendo, assim, uma solução diluída.

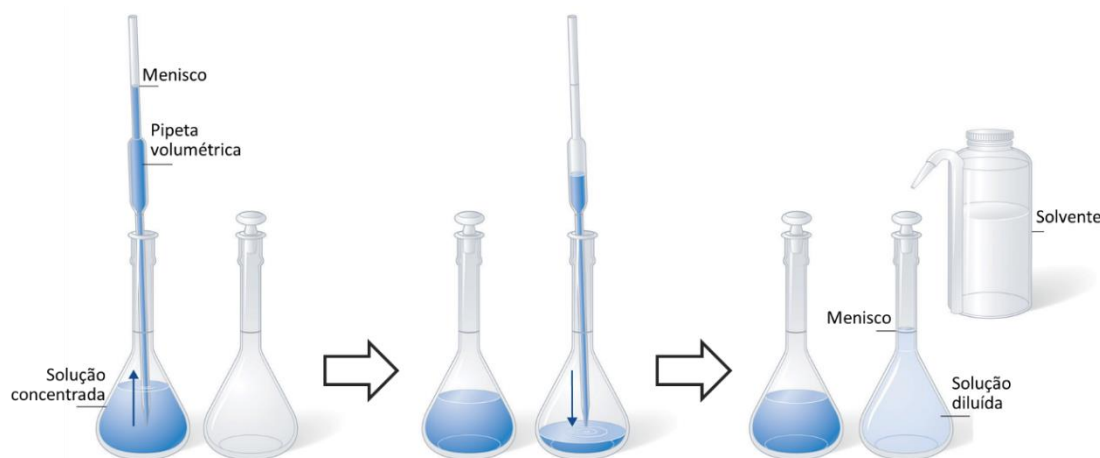


Ilustração da diluição de uma solução concentrada para obter uma solução diluída⁸

A fórmula abaixo é incrivelmente útil em diluições, pois relaciona as concentrações e volumes da solução inicial (concentrada) e a solução final ou desejada (diluída).

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 ,$$

em que C_1 é a concentração da solução inicial e V_1 é o volume que deve ser retirado da solução inicial para se obter V_2 da solução desejada a uma concentração C_2 . Acho que, aplicando a fórmula em um caso prático, ficará mais fácil de entender, não é mesmo?

Vamos lá! Imagine que há disponível uma solução de NaCl 1000 mg.L⁻¹ e que a partir dela desejamos obter 100,0 mL de uma solução de concentração 7,5 mg.L⁻¹. Aplicando a equação acima, temos:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$1.000 \text{ mg.L}^{-1} \cdot V_1 = 7,5 \text{ mg.L}^{-1} \cdot 100,0 \text{ mL}$$

$$V_1 = 0,75 \text{ mL}$$

⁸ Adaptado de Dilute solution. Fonte: <http://keywordsuggest.org/gallery/832407.html>. Acessado em 22 mar. 2019.

Ou seja, precisamos retirar 0,75 mL da solução concentrada, transferir quantitativamente (sem perdas) para um balão volumétrico de 100,0mL e completar o volume para obter uma solução com concentração 7,5 mg.L⁻¹.

DICA: Ao utilizar a fórmula $C_1V_1=C_2V_2$, caso a mesma unidade de medida esteja situada em lados opostos, não é necessário realizar a sua transformação. Isto é, V_1 e V_2 devem possuir a mesma unidade de medida, independente da unidade da concentração. Por outro lado, C_1 e C_2 devem possuir a mesma unidade de medida, independente da unidade do volume.

Por exemplo, imagine que as concentrações estejam em mg/L, mas ambos volumes estejam em mL. Nesse caso, não é necessário transformar mL para L. Apenas tenha cuidado, as unidades em lados opostos precisam ser iguais para se anularem. Ok?!



08- (FADESP - 2018). Para preparar um tacacá saboroso, deve-se adicionar Cloreto de sódio na medida certa ao tucupi. Em sua primeira experiência na cozinha, uma aspirante a tacacazeira adiciona 35,1 g desse sal em 3 L de tucupi, mas percebe que está “muito salgado” e adiciona tucupi até alcançar uma concentração de 0,05 mols de NaCl por L de tucupi. A quantidade de tucupi adicionada foi de

Obs.: Massas molares em g·mol⁻¹: Na = 23 e Cl = 35,5.

- a) 6 L.
- b) 3 L.
- c) 2 L.
- d) 9 L.
- e) 12 L.

Comentários: primeiro, temos que calcular a concentração de NaCl no tucupi salgado. Convertendo a massa molar para número de mols e, em seguida, calculando a molaridade, temos:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de NaCl} & \text{---} & 58,5 \text{ g} \\ & \text{---} & \\ x & \text{---} & 35,1 \text{ g} \end{array}$$
$$x = 0,6 \text{ mol de NaCl}$$

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

$$M = \frac{0,6 \text{ mol}}{3\text{L}}$$

$$M = 0,2 \text{ mol/L}$$



Para que o tucupi torne menos salgado, a aspirante a tacacazeira faz uma diluição. Desta forma, vamos empregar a fórmula da diluição para resolver o problema.

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$
$$0,2 \text{ mol.L}^{-1} \cdot 3 \text{ L} = 0,05 \text{ mol.L}^{-1} \cdot V_2$$
$$V_2 = 12 \text{ L}$$

Aqui temos um peguinha. Perceba que no exercício é pedido a quantidade de tucupi adicionado e a fórmula nos dá o volume final da solução, ou seja, o volume inicial de tucupi mais o que foi adicionado posteriormente. Assim, para que encontrar o valor o volume acrescentado, basta subtrair o volume final pelo inicial. $12 - 3 = 9 \text{ L}$.

Resposta: letra D

2.4- MISTURA DE SOLUÇÕES DE MESMO SOLUTO

Se misturarmos duas soluções, S1 e S2, que diferem na concentração, mas possuem o mesmo soluto e o mesmo solvente, então, a quantidade de soluto na nova solução será igual a quantidade de soluto em S1 + quantidade de soluto em S2. A quantidade de soluto pode ser a massa ou número de mols. Sabemos ainda que o número de mols (n) pode ser obtido pelo produto entre concentração molar (C) e o volume (V). Sendo assim, podemos obter o número de mols da solução resultante ($n = C \cdot V$) como sendo:

$$C \cdot V = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

Em que C_1 , C_2 e V_1 , V_2 correspondem, respectivamente, aos volumes e concentrações das soluções iniciais.



09 - (UNESC - 2018) Mistura-se 200,0 mL de NaOH 0,5 M com 300,0 mL de NaOH 1,0 M. Considerando que o volume total de solução após a mistura é 500,0 mL, a concentração de hidróxido de sódio na solução resultante é: (Dado: H = 1u; O = 16u; Na = 23u)

- A) 7,2 M.
- B) 26,7 M.
- C) 30,0 M.
- D) 12,5 M.
- E) 0,8 M.

Comentários: O enunciado relata a mistura de duas soluções de NaOH. A primeira apresenta concentração 0,5 M ou 0,5 mol/L e o volume empregado foi 200 mL. A segunda solução empregada apresenta concentração 1 M ou 1 mol/L e o volume empregado foi 300 mL. A



solução final apresenta volume igual a 500 mL. Deseja-se saber a concentração da solução resultante. Podemos empregar a fórmula

$$C \cdot V = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

Observe que a concentração está em mol/L e os volumes em mL, logo teremos que converter de mL para L.

$$C \cdot 0,5 \text{ L} = 0,5 \text{ mol.L}^{-1} \cdot 0,2 \text{ L} + 1,0 \text{ mol.L}^{-1} \cdot 0,3 \text{ L}$$

$$C = 0,8 \text{ mol.L}^{-1} \text{ ou } 0,8 \text{ M}$$

Resposta: letra E



3- BATERIA DE QUESTÕES RESOLVIDAS

10- (ENEM 2016) Para cada litro de etanol produzido em uma indústria de cana-de-açúcar são gerados cerca de 18 L de vinhaça que é utilizada na irrigação das plantações de cana-de-açúcar, já que contém teores médios de nutrientes N, P e K iguais a 357 mg/L, 60 mg/L e 2.034 mg/L, respectivamente.

SILVA, M. A. S.; GRIEBELER, N. P.; BORGES, L. C. Uso de vinhaça e impactos nas propriedades do solo e lençol freático. Revista Brasileira de Engenharia Agrícola e Ambiental, n. 1, 2007 (adaptado).

Na produção de 27.000 L de etanol, a quantidade total de fósforo, em kg, disponível na vinhaça será mais próxima de

- A) 1.
- B) 29.
- C) 60.
- D) 170.
- E) 1000.

Comentários: é afirmado no enunciado que, na produção de 1 L de etanol, são gerados 18 L de vinhaça. Para determinar quantos L de vinhaça são gerados a partir da produção de 27.000 L de etanol, basta montarmos uma regra de três

1L de etanol -----18 L de vinhaça

27.000 L de etanol -----X L de vinhaça

X = 486.000 L de vinhaça gerados



O exercício também afirma que na vinhaça a concentração de fósforo (P) é 60 mg/L, logo 1 L de vinhaça apresenta 60 mg de P. Para determinar a concentração de fósforo em 486.000 L podemos montar outra regra de três

1 L de vinhaça ----- 60 mg de P

486.000 L de vinhaça----- Y mg de P

$$Y = 29.160.000 \text{ mg de P}$$

Ainda não chegamos a resposta final, pois encontramos a quantidade de fósforo em g e o exercício pede em kg. Para converter de mg para kg, devemos dividir por 1.000.000.

Quantidade total de fósforo = $29.160.000 / 1.000.000 = 29,16 \text{ kg}$ ou arredondando 29 kg.

Resposta: letra B

11 - (FAMERP - 2017) A mistura conhecida como soro fisiológico é um exemplo de _____, na qual o _____ é a água e o _____ é o _____ de sódio.

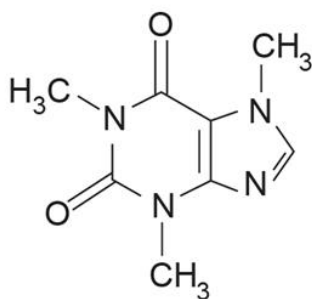
As lacunas do texto são, correta e respectivamente, preenchidas por:

- A) solução – solvente – soluto – cloreto.
- B) solução – solvente – soluto – bicarbonato.
- C) solução – soluto – solvente – cloreto.
- D) suspensão – solvente – soluto – bicarbonato.
- E) suspensão – soluto – solvente – cloreto.

Comentários: o soro fisiológico é um exemplo de solução em que temos água e cloreto de sódio. O cloreto de sódio é o soluto (menor quantidade) e a água é o solvente.

Resposta: letra A

12 - (ENEM 2015 – PPL) A cafeína é um alcaloide, identificado como 1,3,7-trimetilxantina (massa molar igual a 194 g/mol), cuja estrutura química contém uma unidade de purina, conforme representado. Esse alcaloide é encontrado em grande quantidade nas sementes de café e nas folhas de chá-verde. Uma xícara de café contém, em média, 80 mg de cafeína.



MARIA, C. A. B.; MOREIRA, R. F. A. Cafeína: revisão sobre métodos de análise. *Química Nova*, n. 1, 2007 (adaptado).

Considerando que a xícara descrita contém um volume de 200 mL de café, a concentração, em mol/L, de cafeína nessa xícara é mais próxima de:



- A) 0,0004.
- B) 0,002.
- C) 0,4.
- D) 2.
- E) 4.

Comentários: de acordo com o enunciado, a concentração de cafeína numa xícara de 200 mL é 80 mg/200 mL. Para facilitar nossos cálculos mais a frente (observe que é pedida a concentração em mol/L) vamos transformar esses valores para g/L.

80 mg corresponde a 0,08 g e 200 mL corresponde a 0,2 L. Logo a concentração é 0,08g/0,2 L, ou seja, 0,4 g/L. A massa molar da cafeína é 194 g/mol, logo, temos que:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de cafeína} & \text{-----} & 194 \text{ g de cafeína} \\ X \text{ mol de cafeína} & \text{-----} & 0,4 \text{ g de cafeína} \\ & & X = 0,002 \text{ mol de cafeína} \end{array}$$

Logo, 0,4 g/L de cafeína corresponde a 0,002 mol/L de cafeína.

Resposta: letra B

13 - (ENEM 2012) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCl (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas.

A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCl tem, como consequência, a

- A) adsorção de íons Na^+ sobre a superfície da célula.
- B) difusão rápida de íons Na^+ para o interior da célula.
- C) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
- D) transferência de íons Na^+ da célula para a solução.
- E) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

Comentário: considerando que na célula humana há 0,15 mol/L de NaCl, se essa célula for colocada em uma solução 0,20 mol/L de NaCl (mais concentrada), haverá passagem espontânea de solvente (água) do meio menos concentrado (ou seja, da célula) para o mais concentrado (a solução).

Letra A: incorreta. A osmose é a passagem de solvente através de membranas semipermeáveis (nesse caso a parede celular), logo, não haverá adsorção de íons.

Letra B: incorreta. A parede celular (membrana semipermeável) impede a difusão dos íons Na^+ para o interior da célula.

Letra C: incorreta. Haverá aumento da concentração no interior da célula, visto que na osmose as moléculas de água passarão do interior da célula para a solução externa.

Letra D: incorreta. A membrana semipermeável permite a passagem do solvente e não do soluto.



Resposta: letra E

14. - (ENEM 2014 – PPL) Em um caso de anemia, a quantidade de sulfato de ferro(II) (FeSO_4 , massa molar igual a 152 g/mol) recomendada como suplemento de ferro foi de 300 mg/dia. Acima desse valor, a mucosa intestinal atua como barreira, impedindo a absorção de ferro. Foram analisados cinco frascos de suplemento, contendo solução aquosa de FeSO_4 , cujos resultados encontram-se no quadro.

Frasco	Concentração de sulfato de ferro(II) (mol/L)
1	0,02
2	0,20
3	0,30
4	1,97
5	5,01

Se for ingerida uma colher (10 mL) por dia do medicamento para anemia, a amostra que conterá a concentração de sulfato de ferro(II) mais próxima da recomendada é a do frasco de número

- A) 1.
- B) 2.
- C) 3.
- D) 4.
- E) 5.

Comentários: a dose recomendada é de 300 mg/dia e deseja-se que essa dose seja alcançada em 10 mL de medicamento. A concentração de sulfato de ferro II deve ser:

$$C = m/v$$

$$C = 300 \text{ mg} / 10 \text{ mL} \rightarrow C = 0,3 \text{ g} / 0,010 \text{ L} \rightarrow C = 30 \text{ g/L}$$

A MM do sulfato de ferro II é 152 g/mol. A partir dessa informação podemos determinar quantos mols há em 30 g.

1 mol de sulfato de ferro II ----- 152 g de sulfato de ferro II

X mol de sulfato de ferro II ----- 30 g de sulfato de ferro II

$$X = 0,197 \text{ mol de sulfato de ferro II}$$

Logo, 30 g/L corresponde a 0,197 mol/L. A amostra 2 é a que apresenta a concentração mais próxima a 0,197 mol/L.

Resposta: letra B

15 - (PUC - RS-2006) O Ministério da Saúde recomenda, para prevenir as cáries dentárias, 1,5 ppm (mg/L) como limite máximo de fluoreto em água potável. Em estações de tratamento de água de pequeno porte, o fluoreto é adicionado sob forma do sal flúor silicato de sódio (Na_2SiF_6 ; MM = 188g/mol). Se um químico necessita fazer o tratamento de 10000 L de água, a quantidade do sal,



em gramas, que ele deverá adicionar para obter a concentração de fluoreto indicada pela legislação será, aproximadamente, de

- A) 15,0
- B) 24,7
- C) 90,0
- D) 148,4
- E) 1500,0

Comentários: O exercício afirma que a concentração de íons fluoreto indicada é 1,5 ppm ou 1,5 mg/L. O volume de água a ser tratado é 10000 L. Primeiro vamos verificar quanto de fluoreto é necessário para esse volume:

1,5 mg de fluoreto ----- 1 L de água

X mg de fluoreto ----- 10000 L de água

$X = 15000 \text{ mg} = 15 \text{ g}$ de íons fluoreto necessário para um volume de 10000 L

Ainda não chegamos ao nosso gabarito, pois o exercício pede a quantidade, em gramas, de sal a ser adicionado. Sabemos que é necessário 15 g de íons fluoreto e que a fonte desses íons é o sal. A massa molar do sal é 188 g/mol (informação dada pelo enunciado), desse total, quanto é fluoreto? Precisaremos consultar a tabela periódica.

Na tabela periódica a massa do flúor é 19 g/mol, como o Na_2SiF_6 apresenta 6 átomos de flúor a contribuição será de

$\text{MM F} = 19 \times 6 = 114 \text{ g/mol}$

A partir dessa informação podemos montar a seguinte relação:

114 g de fluoreto ----- em 188 g de sal

15 g de fluoreto ----- Y g de sal

$Y = 24,7 \text{ g}$ de sal necessários.

Resposta: Letra B

16 - (ENEM 2014 – PPL) A água potável precisa ser límpida, ou seja, não deve conter partículas em suspensão, tais como terra ou restos de plantas, comuns nas águas de rios e lagoas. A remoção das partículas é feita em estações de tratamento, onde $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em excesso e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ são adicionados em um tanque para formar sulfato de cálcio e hidróxido de alumínio. Esse último se forma como flocos gelatinosos insolúveis em água, que são capazes de agregar partículas em suspensão. Em uma estação de tratamento, cada 10 gramas de hidróxido de alumínio é capaz de carregar 2 gramas de partículas. Após decantação e filtração, a água límpida é tratada com cloro e distribuída para as residências. As massas molares dos elementos H, O, Al, S e Ca são, respectivamente, 1 g/mol, 16 g/mol, 27 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol.

Considerando que 1 000 litros da água de um rio possuem 45 gramas de partículas em suspensão, a quantidade mínima de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que deve ser utilizada na estação de tratamento de água, capaz de



tratar 3 000 litros de água de uma só vez, para garantir que todas as partículas em suspensão sejam precipitadas, é mais próxima de

- A) 59 g.
- B) 493 g.
- C) 987 g.
- D) 1480 g.
- E) 2960 g.

Comentários: primeiro vamos entender o que o exercício pede. No processo de tratamento de água, o sulfato de alumínio reage com o hidróxido de cálcio e leva a formação do hidróxido de alumínio. O hidróxido de alumínio é o responsável pela remoção de partículas em suspensão e sabe-se que 10 g do hidróxido de alumínio remove 2 gramas de partículas. O exercício pede quanto se deve adicionar de sulfato de alumínio para promover a remoção de partículas em 3.000 litros de água.

Primeiro vamos determinar a quantidade de partículas a serem removidas:

1.000 L de água do rio ----- 45 de partículas em suspensão

3.000 L de água do rio----- X partículas em suspensão

$$X = 135 \text{ gramas de partículas em suspensão}$$

Agora vamos determinar quanto de hidróxido de alumínio será necessário para remover as 135 gramas de partículas

10 g de hidróxido de alumínio----- 2 g de partículas removidas

Y g de hidróxido de alumínio ----- 135 g de partículas removidas

$$Y = 675 \text{ g de hidróxido de alumínio}$$

Vamos calcular a MM do hidróxido de alumínio e do sulfato de alumínio:

$$MM \text{ Al(OH)}_3 = MM \text{ do Al} + (3 \times MM \text{ do O}) + (3 \times MM \text{ do H})$$

$$MM \text{ Al(OH)}_3 = 27 + (3 \times 16) + (3 \times 1)$$

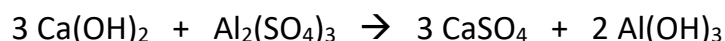
$$MM \text{ Al(OH)}_3 = 78 \text{ g/mol}$$

$$MM \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = (MM \text{ do Al} \times 2) + (MM \text{ do S} \times 3) + (MM \text{ do O} \times 12)$$

$$MM \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = (27 \times 2) + (32 \times 3) + (16 \times 12)$$

$$MM \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g/mol}$$

A reação que acontece entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio pode ser representado pela equação:



Aqui, quero lhe ensinar um jeito bem direto de resolver cálculos estequiométricos. A ideia é montarmos apenas uma regra de três que chegue diretamente à resposta desejada. Para tanto, faça o seguinte, **monte a regra de três sem pensar inicialmente nas unidades. Coloque tudo que precisa**



nela e também a resposta que deseja. Vejamos, da reação balanceada temos que 1 mol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ forma 2 mols de $\text{Al}(\text{OH})_3$. Dessa relação montamos a primeira linha da nossa regra de três. Vimos que serão necessários 675 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ e queremos saber a massa correspondente de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que será necessária. Desse questionamento, montamos a segunda linha da regra de três, veja:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad \text{_____} \quad 2 \text{ mols de } \text{Al}(\text{OH})_3 \\ \text{massa de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad \text{_____} \quad 675 \text{ g de } \text{Al}(\text{OH})_3 \end{array}$$

Beleza até aqui?! **Note na regra de três que há dois problemas:**

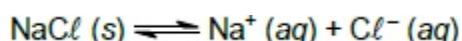
- do lado esquerdo, em cima temos mol e em baixo queremos encontrar uma massa; e
- do lado direito, em cima temos mol e em baixo massa em gramas.

Para resolver tais problemas, podemos substituir na linha de cima o mol, de cada lado, pelas respectivas massas molares, já que 1 mol = Massa Molar. Fazendo isso, obtemos a regra de três que nos fornecerá diretamente a massa de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ desejada:

$$\begin{array}{l} 1 \cdot 342 \text{ g de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad \text{_____} \quad 2 \cdot 78 \text{ g de } \text{Al}(\text{OH})_3 \\ \text{massa de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \quad \text{_____} \quad 675 \text{ g de } \text{Al}(\text{OH})_3 \\ \text{massa} = 1480 \text{ g de sulfato de alumínio} \end{array}$$

Resposta: Letra D

17 - (UNESP - 2018) Sob temperatura constante, acrescentou-se cloreto de sódio em água até sobrar sal sem se dissolver, como corpo de fundo. Estabeleceu-se assim o seguinte equilíbrio:



Mantendo a temperatura constante, foi acrescentada mais uma porção de NaCl (s) . Com isso, observa-se que a condutibilidade elétrica da solução sobrenadante _____, a quantidade de corpo de fundo _____ e a concentração de íons em solução _____.

As lacunas do texto devem ser preenchidas, respectivamente, por:

- A) não se altera – aumenta – aumenta
- B) não se altera – não se altera – não se altera
- C) não se altera – aumenta – não se altera
- D) aumenta – diminui – aumenta
- E) diminui – aumenta – aumenta

Comentários: como a temperatura foi mantida constante, não houve alteração no coeficiente de solubilidade, logo, a quantidade de sal acrescentada não foi solubilizada, mas sim precipitada compondo o corpo de fundo. Se não houve solubilização de mais sal, não houve aumento na concentração de íons no meio aquoso e a condutibilidade elétrica se mantém inalterada.

Resposta: letra C

18 - (ENEM 2013) A varfarina é um fármaco que diminui a agregação plaquetária, e por isso é utilizada como anticoagulante, desde que esteja presente no plasma, com uma concentração



superior a 1,0 mg/L. Entretanto, concentrações plasmáticas superiores a 4,0 mg/L podem desencadear hemorragias. As moléculas desse fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Em um medicamento, a varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de 3,0 mg/mL. Um indivíduo adulto, com volume sanguíneo total de 5,0 L, será submetido a um tratamento com solução injetável desse medicamento.

Qual é o máximo volume da solução do medicamento que pode ser administrado a esse indivíduo, pela via intravenosa, de maneira que não ocorram hemorragias causadas pelo anticoagulante?

- A) 1,0 mL
- B) 1,7 mL
- C) 2,7 mL
- D) 4,0 mL
- E) 6,7 mL

Comentários: o enunciado afirma que as moléculas são dissolvidas no plasma e que o plasma representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Se o indivíduo adulto apresenta um volume de sangue igual a 5,0 L, logo, a quantidade de plasma será 3 L (60% de 5L).

A concentração máxima de varfarina para que não haja hemorragia é 4,0 mg/L e o volume total no meio é 3 L, logo a massa máxima do fármaco será:

$$C = \frac{m}{V} \rightarrow 4,0 \text{ mg.L}^{-1} = \frac{m}{3 \text{ L}} \rightarrow m = 12 \text{ mg}$$

A concentração de varfarina é 3,0 mg/mL. Se a massa máxima de varfarina que pode ser recebida pelo paciente é 12 mg, o volume máximo a ser aplicado é:

$$C = \frac{m}{V} \rightarrow 3,0 \text{ mg.mL}^{-1} = \frac{12 \text{ mg}}{V} \rightarrow V = 4 \text{ mL}$$

Resposta: letra D

19 - (ENEM 2015 - PPL) A obtenção de sistemas coloidais estáveis depende das interações entre as partículas dispersas e o meio onde se encontram. Em um sistema coloidal aquoso, cujas partículas são hidrofílicas, a adição de um solvente orgânico miscível em água, como etanol, desestabiliza o coloide, podendo ocorrer a agregação das partículas preliminarmente dispersas.

A desestabilização provocada pelo etanol ocorre porque

- A) a polaridade da água no sistema coloidal é reduzida.
- B) as cargas superficiais das partículas coloidais são diminuídas.
- C) as camadas de solvatação de água nas partículas são diminuídas.
- D) o processo de miscibilidade da água e do solvente libera calor para o meio.
- E) a intensidade dos movimentos brownianos das partículas coloidais é reduzida.



Comentários: no sistema coloidal aquoso, há as moléculas de água que apresentam dipolo negativo e positivo e as partículas coloidais que apresentam carga. Essas partículas entram em solução sendo envolvidas por várias moléculas de água, ou seja, ocorre a solvatação dos íons presentes nesse coloide. Ao adicionar etanol nesse meio, ocorre uma diminuição da camada de solvatação de água nas partículas coloidais, pois o etanol assim como a água é polar, logo, haverá interação entre as moléculas de água e de etanol.

Resposta: letra C

20 - (ENEM 2011) Certas ligas estanho-chumbo com composição específica formam um estético simples, o que significa que uma liga com essas características se comporta como uma substância pura, com um ponto de fusão definido, no caso 183 °C. Essa é uma temperatura inferior mesmo ao ponto de fusão dos metais que compõem esta liga (o estanho puro funde a 232 °C e o chumbo puro a 320 °C), o que justifica sua ampla utilização na soldagem de componentes eletrônicos, em que o excesso de aquecimento deve sempre ser evitado. De acordo com as normas internacionais, os valores mínimo e máximo das densidades para essas ligas são de 8,74 g/mL e 8,82 g/mL, respectivamente. As densidades do estanho e do chumbo são 7,3 g/mL e 11,3 g/mL, respectivamente.

Um lote contendo 5 amostras de solda estanho-chumbo foi analisado por um técnico, por meio da determinação de sua composição percentual em massa, cujos resultados estão mostrados no quadro a seguir.

Amostra	Porcentagem de Sn (%)	Porcentagem de Pb (%)
I	60	40
II	62	38
III	65	35
IV	63	37
V	59	41

Disponível em: <http://www.eletrica.ufpr.br>.

Com base no texto e na análise realizada pelo técnico, as amostras que atendem às normas internacionais são

- A) I e II.
- B) I e III.
- C) II e IV.
- D) III e V.
- E) IV e V.

Comentários: para solucionar esse exercício precisamos calcular a densidade de cada uma das amostras, ou seja, precisamos calcular a densidade das ligas. Mas como a determinaremos? A



densidade da liga é a soma da contribuição de densidade de cada um desses metais e essa contribuição depende diretamente da concentração de cada um deles na liga. Vamos aos cálculos!

Amostra I: Na amostra I, a concentração de Sn é 60% (concentração foi dada em título em massa, isso quer dizer que há 60 unidades de massa de Sn em 100 unidades de massa da liga) e a de Pb é 40%.

Contribuição do Sn:

$$\frac{60}{100} \times 7,3 \frac{g}{mL} = 4,38 \frac{g}{mL}$$

Contribuição do Pb:

$$\frac{40}{100} \times 11,3 \frac{g}{mL} = 4,52 \frac{g}{mL}$$

Densidade da amostra I:

$$\text{Densidade da amostra I} = 4,38 + 4,52 = 8,9 \text{ g/mL}$$

Como a densidade máxima é 8,82 g/mL, a amostra I não atende às normas internacionais.

Amostra II: a concentração de Sn é 62% e a de Pb é 38%.

Contribuição de Sn:

$$\frac{62}{100} \times 7,3 \frac{g}{mL} = 4,526 \frac{g}{mL}$$

Contribuição do Pb:

$$\frac{38}{100} \times 11,3 \frac{g}{mL} = 4,294 \frac{g}{mL}$$

Densidade da amostra II:

$$\text{Densidade da amostra II} = 4,526 + 4,294 = 8,82 \text{ g/mL}$$

A amostra II atende as normas internacionais, já que a densidade máxima é 8,82 g/mL.

Amostra III: A concentração de Sn é 65% e a de Pb é 35%.

Contribuição de Sn:

$$\frac{65}{100} \times 7,3 \frac{g}{mL} = 4,745 \frac{g}{mL}$$

Contribuição do Pb:

$$\frac{35}{100} \times 11,3 \frac{g}{mL} = 3,955 \frac{g}{mL}$$

Densidade da amostra II

$$\text{Densidade da amostra III} = 4,745 + 3,955 = 8,70 \text{ g/mL}$$

A amostra III não atende as normas internacionais, já que a densidade mínima é 8,74 g/mL.

Amostra IV: A concentração de Sn é 63% e a de Pb é 37%.



Contribuição de Sn:

$$\frac{63}{100} \times 7,3 \frac{g}{mL} = 4,599 \frac{g}{mL}$$

Contribuição do Pb:

$$\frac{37}{100} \times 11,3 \frac{g}{mL} = 4,181 \frac{g}{mL}$$

Densidade da amostra IV:

$$\text{Densidade da amostra IV} = 4,599 + 4,181 = 8,78 \text{ g/mL}$$

A amostra IV atende as normas internacionais, já que a densidade encontra-se entre 8,74 g/mL e 8,82 g/mL.

Amostra V: A concentração de Sn é 59% e a de Pb é 41%.

Contribuição de Sn:

$$\frac{59}{100} \times 7,3 \frac{g}{mL} = 4,307 \frac{g}{mL}$$

Contribuição do Pb:

$$\frac{41}{100} \times 11,3 \frac{g}{mL} = 4,633 \frac{g}{mL}$$

Densidade da amostra V:

$$\text{Densidade da amostra V} = 4,307 + 4,633 = 8,94 \text{ g/mL}$$

A amostra V não atende as normas internacionais, já que a densidade máxima é 8,82 g/mL.

As amostras que atendem às normas internacionais são: amostra II e IV.

Resposta: letra C

21 - (ENEM 2011) Todos os organismos necessitam de água e grande parte deles vive em rios, lagos e oceanos. Os processos biológicos, como respiração e fotossíntese, exercem profunda influência na química das águas naturais em todo o planeta. O oxigênio é ator dominante na química e na bioquímica da hidrosfera. Devido a sua baixa solubilidade em água (9,0 mg/l a 20 °C) a disponibilidade de oxigênio nos ecossistemas aquáticos estabelece o limite entre a vida aeróbica e anaeróbica. Nesse contexto, um parâmetro chamado Demanda Bioquímica de Oxigênio (DBO) foi definido para medir a quantidade de matéria orgânica presente em um sistema hídrico. A DBO corresponde à massa de O₂ em miligramas necessárias para realizar a oxidação total do carbono orgânico em um litro de água.

BAIRD, C. Química Ambiental. Ed. Bookmam, 2005 (adaptado).

Dados: Massas molares em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

Suponha que 10 mg de açúcar (fórmula mínima CH₂O e massa molar a 30 g/mol) são dissolvidos em um litro de água; em quanto a DBO será aumentada?

A) 0,4 mg de O₂/litro



- B) 1,7 mg de O₂/litro
- C) 2,7 mg de O₂/litro
- D) 9,4 mg de O₂/litro
- E) 10,7 mg de O₂/litro

Comentários: O enunciado afirma que a DBO corresponde à massa de O₂ necessária para realizar a oxidação total do carbono orgânico em 1 L de água, logo podemos determinar o aumento da DBO ao calcularmos quanto de oxigênio é necessário para oxidar 10 mg de açúcar. Vamos lá!

Primeiro precisamos escrever a equação que representa a oxidação do açúcar.



Perceba que é 1 mol de O₂ para reagir com 1 mol de CH₂O

MM do O₂: 16 x 2 = 32 g/mol

MM do CH₂O: 12 + (2 x 1) + 16 = 30 g/mol

Como a massa do açúcar e as alternativas estão em mg, vamos converter esses valores para mg:

MM do O₂ = 32.000 mg/mol

MM do CH₂O = 30.000 mg/mol

Você se lembra que na equação vimos que 1 mol de O₂ reagem com 1 mol de CH₂O? Podemos, então, fazer a seguinte relação

32.000 mg de O₂ ----- reagem com 30.000 mg de CH₂O

X mg de O₂ -----reagem com 10 mg de CH₂O

$$X = 10,7 \text{ mg de O}_2$$

Logo, o aumento da DBO será de 10,7 mg de O₂/L

Resposta: letra E

22 -(ENEM 2017) Uma das estratégias para conservação de alimentos é o salgamento, adição de cloreto de sódio (NaCl), historicamente utilizado por tropeiros, vaqueiros e sertanejos para conservar carnes de boi, porco e peixe.

O que ocorre com as células presentes nos alimentos preservados com essa técnica?

- A) O sal adicionado diminui a concentração de solutos em seu interior.
- B) O sal adicionado desorganiza e destrói suas membranas plasmáticas.
- C) A adição de sal altera as propriedades de suas membranas plasmáticas.
- D) Os íons Na⁺ e Cl⁻ provenientes da dissociação do sal entram livremente nelas.
- E) A grande concentração de sal no meio extracelular provoca a saída de água de dentro delas.

Comentários: ao salgar a carne, a concentração de sal (solute) do lado de fora das células da carne é maior do que a concentração do lado de dentro (que permanece igual). A membrana plasmática



age como uma membrana semipermeável permitindo que a água (solvente) que está no interior das células passe para o meio exterior, por osmose. Por isso, nosso gabarito é a letra E.

Letra A: incorreta. O sal não irá alterar a concentração de solutos no interior das células.

Letra B e letra C: incorretas. O sal não irá alterar a membrana plasmática dessas células.

Letra D: incorreta. Não há livre movimentação de íons porque a membrana plasmática age como uma membrana semipermeável, logo há passagem apenas do solvente.

Resposta: letra E

23 - (ENEM 2017 – 2ª Aplicação) A horticultura tem sido recomendada para a agricultura familiar, porém as perdas são grandes devido à escassez de processos compatíveis para conservar frutas e hortaliças. O processo, denominado desidratação osmótica, tem se mostrado uma alternativa importante nesse sentido, pois origina produtos com boas condições de armazenamento e qualidade semelhante a matéria-prima.

GOMES, A. T.; CEREDA, M. P.; VILPOUX, O. Desidratação osmótica: uma tecnologia de baixo custo para o desenvolvimento da agricultura familiar. **Revista Brasileira de Gestão e Desenvolvimento Regional**, n. 3, set.-dez. 2007 (adaptado).

Esse processo para conservar os alimentos remove a água por

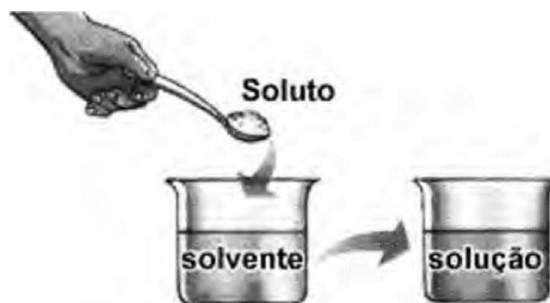
- A) aumento do ponto de ebulição do solvente.
- B) passagem do soluto através de uma membrana semipermeável.
- C) utilização de solutos voláteis, que facilitam a evaporação do solvente.
- D) aumento da volatilidade do solvente pela adição de solutos ao produto.
- E) pressão gerada pela diferença de concentração entre o produto e a solução.

Comentários: a osmose ocorre quando há um meio menos concentrado e um mais concentrado. Essa diferença de concentração entre os dois meios gera uma pressão que promove a passagem espontânea do solvente do meio menos concentrado para o mais concentrado, através de uma membrana permeável somente ao solvente. Gabarito é a letra E.

Resposta: letra E

24 - (ENEM 2010) Ao colocar um pouco de açúcar na água e mexer até a obtenção de uma só fase, prepara-se uma solução. O mesmo acontece ao se adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. Uma substância capaz de dissolver o soluto é denominada solvente; por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal e para várias outras substâncias. A figura a seguir ilustra essa citação.





Disponível em: www.sobiologia.com.br. Acesso em: 27 abr. 2010.

Suponha que uma pessoa, para adoçar seu cafezinho, tenha utilizado 3,42 g de sacarose (massa molar igual a 342 g/mol) para uma xícara de 50 mL do líquido. Qual é a concentração final em mol/L de sacarose nesse cafezinho?

- A) 0,02
- B) 0,2
- C) 2
- D) 200
- E) 2000

Comentários: é pedido no exercício a concentração em mol/L, então, é conveniente convertermos os 50 mL para L (50 mL = 0,050 L). Se foram adicionados 3,42 g de sacarose (soluta) em 0,050 L do líquido (solvente), podemos afirmar que a concentração comum dessa solução é:

$$C = \frac{3,42 \text{ g}}{0,050 \text{ L}} = 68,4 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Agora precisamos converter a unidade g/L para mol/L. Para isso precisamos conhecer a massa molar da sacarose. O exercício afirma que a MM da sacarose é 342 g/mol, logo, temos que:

1 mol de sacarose ----- 342 g de sacarose

X mol de sacarose ----- 68,4 g de sacarose

X = 0,2 mol de sacarose

Uma concentração de 68,4 g/L equivale a 0,2 mol/L.

Resposta: letra B

25 - (ENEM 2009) O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado, até o limite de 96% em massa.

Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol/água com concentração 20% em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado 96% em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa

A) de 0%.



- B) de 8,0%.
C) entre 8,4% e 8,6%.
D) entre 9,0% e 9,2%.
E) entre 13% e 14%.

Comentários: primeiro vamos determinar quanto de etanol está presente na mistura inicial etanol/água. São 800 kg de mistura com concentração 20% em massa. Logo a quantidade total de etanol é:

$$m_{\text{inicial de etanol}} = 800 \text{ kg} \cdot \frac{20}{100} = 160 \text{ kg de etanol}$$

160 kg é a massa inicial de etanol. Para sabermos quanto de resíduo foi gerado, precisamos conhecer quanto de etanol foi produzido ao final do processo de destilação. O enunciado afirma que foram produzidos 100 kg de álcool hidratado com uma concentração de 96% em massa.

$$m_{\text{final de etanol}} = 100 \text{ kg} \cdot \frac{96}{100} = 96 \text{ kg de etanol}$$

A diferença entre a massa inicial e a massa final é a massa de etanol no resíduo gerado pela destilação

$$\text{resíduo de etanol} = 160 - 96 = 64 \text{ kg de etanol}$$

Essa massa de 64 kg equivale a quanto de etanol no resíduo? Primeiro precisamos saber quanto de resíduo foi produzido? O enunciado afirma que antes da destilação havia uma mistura etanol/água com 800 kg e que no final foi produzido 100 kg de etanol/água. Logo, o total de resíduo produzido é:

$$\text{resíduo produzido} = 800 \text{ kg} - 100 \text{ kg} = 700 \text{ kg}$$

Sabemos que desses 700 kg de resíduo 64 kg é de etanol, logo

$$700 \text{ kg de resíduo} \text{ ----- } 100\% \text{ do resíduo}$$

$$64 \text{ kg de etanol} \text{ ----- } X\% \text{ do resíduo}$$

$$X = 9,14\%$$

Dos 700 kg de resíduo, 9,14% é etanol.

Resposta: letra D

26 - (ENEM 2016 – 2ª aplicação) Os métodos empregados nas análises químicas são ferramentas importantes para se conhecer a composição dos diversos materiais presentes no meio ambiente. É comum, na análise de metais presentes em amostras ambientais, como água de rio ou de mar, a adição de um ácido mineral forte, normalmente o ácido nítrico (HNO_3), com a finalidade de impedir a precipitação de compostos pouco solúveis desses metais ao longo do tempo.

Na ocorrência de precipitação, o resultado da análise pode ser subestimado, porque

A) ocorreu passagem de parte dos metais para uma fase sólida.



- B) houve volatilização de compostos dos metais para a atmosfera.
C) os metais passaram a apresentar comportamento de não metais.
D) formou-se uma nova fase líquida, imiscível com a solução original.
E) os metais reagiram com as paredes do recipiente que contém a amostra.

Comentários: quando ocorre a precipitação do metal, parte dele (que não se solubilizou no solvente) cristaliza e assenta no fundo do recipiente. Dessa forma, ao se medir a concentração desses metais na água, haverá uma concentração menor, pois, a fração cristalizada ou precipitada não será contabilizada. Sendo assim, nosso gabarito é a letra A.

Letra B: incorreta. Na precipitação não ocorre volatilização de solvente ou de soluto.

Letra C: incorreta. Na precipitação os elementos presentes não “se transformam” em outros elementos, logo, os metais presentes continuam a ter suas propriedades de metais.

Letra D: incorreta. Não é formada uma nova fase líquida e sim uma fase sólida.

Letra E: incorreta. Não há reação entre os metais e as paredes da vidraria.

Resposta: letra A

27 - (UERJ - 2019) Para a remoção de um esmalte, um laboratório precisa preparar 200 mL de uma solução aquosa de propanona na concentração de 0,2 mol/L. Admita que a densidade da propanona pura é igual a 0,8 kg/L.

Nesse caso, o volume de propanona pura, em mililitros, necessário ao preparo da solução corresponde a:

- A) 2,9
B) 3,6
C) 5,8
D) 6,7

Comentários: precisaremos conhecer a massa molar da propanona, a qual tem fórmula molecular C_3H_6O , que pode ser calculada como segue:

$$MM\ C_3H_6O = (3 \times 12) + (6 \times 1) + 16 = 58\ g/mol$$

Se a solução tem volume igual a 200 mL (0,2 L. Precisamos converter para litros, pois a concentração é dada em mol/L) e concentração 0,2 mol/L, o número de mols necessários para prepara-la é:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow 0,2 = \frac{n}{0,2} \rightarrow n = 0,04\ mol\ de\ propanona$$

Precisamos de 0,04 mol de propanona para preparar a solução, mas a qual massa esse valor corresponde? Usando a massa molar temos:

1 mol de propanona ----- 58 g de propanona

0,04 mol de propanona ----- X g de propanona



X = 2,32 g de propanona

2,32g de propanona é a massa necessária para preparar a solução, mas o exercício pede o volume de propanona em mL. Para determinarmos esse valor podemos usar a densidade da propanona. Não se esqueça que a densidade foi dada em kg, então precisamos converter 2,32 g para kg. Podemos realizar essa conversão por meio da fórmula da densidade ou por regra de três. Vamos, dessa vez, utilizar regra de três:

0,8 kg de propanona ----- 1 L de propanona

0,00232 kg de propanona----- Y L de propanona

$$Y = 0,0029 \text{ L}$$

0,0029 L corresponde a 2,9 mL. Essa é a nossa resposta!

Resposta: letra A

28 - (UPE – 2018) Soluções aquosas de ácido cítrico ($\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$) são muito utilizadas pela indústria alimentícia para corrigir variações de pH. Determinada fábrica compra soluções de ácido cítrico de um único fornecedor, para serem utilizadas em seus processos. A concentração da solução deve ficar entre $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ e $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$. No entanto, o laboratório de controle de qualidade da fábrica começou a desconfiar de um dos lotes dessa matéria-prima. Um conjunto de testes realizados pelo laboratório indicou ser necessário o uso de 18,0 mL de NaOH 0,102 M para neutralizar 20,0 mL da solução de ácido cítrico desse lote.

Considerando o resultado do teste, nesse lote,

- A) as soluções de ácido cítrico estão menos concentradas que a variação estipulada.
- B) as soluções de ácido cítrico estão mais concentradas do que deveriam.
- C) a concentração da matéria-prima está no limite inferior tolerável.
- D) a concentração da matéria-prima está no limite superior tolerável.
- E) a concentração das soluções é de $0,125 \text{ mol.L}^{-1}$.

Comentários: o conjunto de testes foi realizado a partir de uma reação de neutralização entre o hidróxido de sódio e o ácido cítrico. Para neutralizar 1 mol de cátions hidrogênio (H^+) é necessário 1 mol de ânions hidróxido (OH^-). O ácido cítrico apresenta 3 hidrogênios ionizáveis, isso significa que são necessários 3 íons hidróxido para neutralizá-lo. Podemos montar uma relação para essa reação

1 mol de ácido cítrico ----- 3 mols de hidróxido de sódio necessários

Foi utilizado 18 mL de NaOH 0,102 M (mol/L). Vamos determinar quantos mols foram usados na reação. Teremos que converter mL para L.

$$M = \frac{n}{V} \quad \rightarrow \quad 0,102 = \frac{n}{0,018} \quad \rightarrow \quad n = 0,001836 \text{ mol de NaOH}$$

Para determinar quanto de ácido cítrico reage com 0,001836 mol de NaOH faremos:

1 mol de ácido cítrico ----- 3 mols de hidróxido de sódio

X mol de ácido cítrico ----- 0,001836 mol de hidróxido de sódio



X = 0,000612 mol de ácido cítrico

São necessário 0,000612 mol de ácido cítrico para reagir com 0,001836 e hidróxido de sódio. O enunciado afirma que foi empregado um volume de 20 mL de ácido cítrico. Agora basta determinar a concentração molar

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow M = \frac{0,000612 \text{ mol}}{0,020 \text{ L}} \rightarrow M = 0,0306 \text{ mol/L}$$

O enunciado diz que a concentração da solução de ácido cítrico deve ficar entre 0,10 mol/L e 0,15 mol/L. Encontramos que a concentração do ácido cítrico é 0,0306 mol/L, ou seja, abaixo do valor estipulado. Logo são incorretas as letras B, C e D. A letra E também é incorreta, pois a concentração da solução é 0,0306 mol/L

Resposta: letra A

29 - (ENEM 2016 – 2ª aplicação) A bauxita é o minério utilizado na fabricação do alumínio, a qual apresenta Al_2O_3 (alumina) em sua composição. Após o trituração e lavagem para reduzir o teor de impurezas, o minério é misturado a uma solução aquosa de NaOH (etapa A). A parte sólida dessa mistura é rejeitada e a solução resultante recebe pequenos cristais de alumina, de onde sedimenta um sólido (etapa B). Esse sólido é aquecido até a obtenção de um pó branco, isento de água e constituído unicamente por alumina. Finalmente, esse pó é aquecido até sua fusão e submetido a uma eletrólise, cujos produtos são o metal puro fundido (Al) e o gás carbônico (CO_2).

SILVA FILHO, E. B.; ALVES, M. C. M.; DA MOTTA, M. Lama vermelha da indústria de beneficiamento de alumina: produção, características, disposição e aplicações alternativas. Revista Matéria, n. 2, 2007.

Nesse processo, as funções das etapas A e B são, respectivamente,

- A) oxidar a alumina e outras substâncias e reduzir seletivamente a alumina.
- B) solubilizar a alumina e outras substâncias e induzir a precipitação da alumina.
- C) solidificar as impurezas alcalinas e deslocar o equilíbrio no sentido da alumina.
- D) neutralizar o solo ácido do minério e catalisar a reação de produção da alumina.
- E) romper as ligações químicas da alumina e diminuir o calor de formação do alumínio.

Comentários: na etapa A, o minério com impurezas é misturado a uma solução aquosa de NaOH. Nessa reação, a alumina é solubilizada e as impurezas precipitam como corpo de fundo. Na etapa B, a solução resultante recebe cristais de alumina e um sólido branco sedimenta (alumina), o que nos faz entender que a solução gerada após a etapa A, é insaturada e os cristais de alumina agem como germen de cristalização para provocar a precipitação da alumina.

Resposta: letra B

30 - (Mackenzie – 2018/2) Em uma embalagem de 2 L de água sanitária, facilmente encontrada em supermercados, encontra-se a seguinte informação:

O teor de cloro ativo do produto varia de 2 % a 2,5 % (m/V)

Essa solução pode ser utilizada para tratamento de água de piscina nas concentrações de 1,0 a 2,0 mg de cloro ativo por litro; sendo que, acima de 2,0 mg de cloro ativo por litro, a água se torna



irritante aos olhos. Em duas piscinas (A e B), de capacidades volumétricas diferentes, foram adicionados 2 L de água sanitária a cada uma delas. Desta forma, ocorreu a diluição da água sanitária na água contida em cada piscina, conforme descrito na tabela abaixo.

	Piscina A	Piscina B
Volume total de solução após a diluição	100000 L	25000 L

Sendo assim, foram feitas as seguintes afirmações.

- I. Há de 20 a 25 g de cloro ativo por litro dessa solução comercial.
- II. Na piscina A, a solução formada após a diluição seria irritante aos olhos do usuário dessa piscina.
- III. Na piscina B, a solução formada após a diluição seria adequada ao tratamento de água.

Das afirmações realizadas,

- A) nenhuma é correta.
- B) são corretas, apenas, I e II.
- C) são corretas, apenas, II e III.
- D) são corretas, apenas, I e III.
- E) todas são corretas.

Comentários:

AFIRMATIVA I: correta. O enunciado afirma que a concentração de cloro ativo por litro de solução comercial varia entre 2% a 2,5% (m/V). Logo:

$$2\% \text{ (m/V)} = 2\text{g}/100 \text{ mL}$$

$$2,5\% \text{ (m/V)} = 2,5 \text{ g}/100 \text{ mL}$$

Sabemos quanto há de cloro em 100 mL, para descobrirmos quanto há em 1 L (1000 mL) basta montarmos uma regra de três

$$\begin{array}{l} 2 \text{ g de cloro} \text{ ----- } 100 \text{ mL de cloro} \\ X \text{ g de cloro} \text{ ----- } 1000 \text{ mL de cloro} \\ X = 20 \text{ g} \\ 2,5 \text{ g de cloro} \text{ ----- } 100 \text{ mL de cloro} \\ Y \text{ g de cloro} \text{ ----- } 1000 \text{ mL de cloro} \\ Y = 25 \text{ g} \end{array}$$

Logo, há de 20 a 25 g de cloro ativo nessa solução comercial.

AFIRMATIVA II: incorreta. A solução será irritante aos olhos se apresentar concentração 2 mg/L. Considerando que a concentração de cloro ativo seja 20g/L podemos determinar a concentração de



cloro ativo na piscina usando a fórmula de diluição. O volume da piscina é 100.000 L e foram adicionados 2 L de água sanitária.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$20 \text{ g.L}^{-1} \times 2 \text{ L} = C_2 \times 100.000 \text{ L}$$

$$C_2 = 0,0004 \text{ g.L}^{-1}$$

0,0004 g/L corresponde a 0,4 mg/L. Se consideramos a concentração de cloro ativo igual a 25 g/L, a maior possível, a concentração da solução na piscina será 0,5 mg/L. Logo, a solução formada após a diluição não será irritante aos olhos, pois é menor que 2mg/L.

AFIRMATIVA III: correta. Para determinarmos a concentração da solução formada após a diluição na piscina B, usaremos a fórmula de diluição. Considerando a concentração de cloro ativo como sendo 20 g/L na solução comercial, temos:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$20 \text{ g.L}^{-1} \cdot 2 \text{ L} = C_2 \cdot 25.000 \text{ L}$$

$$C_2 = 0,0016 \text{ g.L}^{-1} \text{ ou } 1,6 \text{ mg/L}$$

Considerando a concentração de cloro ativo como sendo 25g/L na solução comercial, temos:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$25 \text{ g.L}^{-1} \times 2 \text{ L} = C_2 \times 25.000 \text{ L}$$

$$C_2 = 0,0020 \text{ g.L}^{-1} \text{ ou } 2,0 \text{ mg/L}$$

A concentração de cloro na solução diluída (na piscina) varia entre 1,6 mg/L a 2,0 mg/L. Esses valores estão na faixa recomendada para tratamento.

Resposta: letra D

31 - (UNESC - 2018) Quando uma base é adicionada à água, de acordo com Arrhenius, ela sofre o fenômeno da dissociação iônica. Considerando que o grau de dissociação de uma determinada base XOH em solução a 0,01mol/L é de 5%, qual a concentração de íons OH⁻ nessa solução?

- A) 0,05mol/L
- B) $5,00 \times 10^{-4}$ mol/L
- C) $5,00 \times 10^2$ mol/L
- D) $1,00 \times 10^{-5}$ mol/L
- E) $1,00 \times 10^3$ mol/L

Comentários: quando a base XOH é adicionada à água, ocorre a dissociação nas espécies X⁺ e OH⁻. Se apenas 5% dissociam em uma solução com concentração 0,01 mol/L e 1 mol de XOH dissocia 1 mol de OH⁻, temos:

$$\text{Concentração de íons OH}^{-} = 0,01 \cdot \frac{5}{100} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$



Resposta: letra B

32 - (UEFS - 2018) Certa solução aquosa antisséptica, usada para desinfecção de feridas da pele, contém gliconato de clorexidina na concentração de 10 mg/mL. Expressa em porcentagem (m/V), a concentração dessa solução é igual a

- A) 0,01%.
- B) 0,1%.
- C) 1%.
- D) 10%.
- E) 100%.

Comentários: sabemos que quando uma solução apresenta concentração X% (m/V) é o mesmo que dizer que a concentração da solução é X g/100 mL.

A solução de gliconato de clorexidina apresenta concentração 10 mg/mL. Primeiro precisamos converter 10 miligramas para gramas e depois determinar quantas gramas de gliconato de clorexidina há em 100 mL.

10 mg = 0,010 g. Logo a concentração é 0,010 g/mL.

Agora podemos utilizar a fórmula da concentração comum para encontrar qual a massa de gliconato de clorexidina em 100 mL, como segue:

$$C = \frac{m}{V} \rightarrow 0,010 \text{ g.mL}^{-1} = \frac{m}{100 \text{ mL}} \rightarrow m = 1 \text{ g}$$

Como se vê, a concentração 0,010 g/mL de gliconato de clorexidina equivale a 1g/100 mL de gliconato de clorexidina, logo, a concentração em % (m/V) é igual a 1%.

Resposta: letra C

33 - (ENEM 2016 - PPL) Adicionar quantidades de álcool à gasolina, diferentes daquelas determinadas pela legislação, é uma das formas de adulterá-la. Um teste simples para aferir a quantidade de álcool presente na mistura consiste em adicionar uma solução salina aquosa à amostra de gasolina sob análise.

Essa metodologia de análise pode ser usada porque o(a)

- a) água da solução salina interage com a gasolina da mistura, formando duas fases, uma delas de álcool puro.
- b) álcool contido na gasolina interage com a solução salina, formando duas fases, uma delas de gasolina pura.
- c) gasolina da mistura sob análise interage com a solução salina, formando duas fases, uma delas de álcool puro.
- d) água da solução salina interage com o álcool da mistura, formando duas fases, uma delas de gasolina com o sal.



Comentários: na solução salina, existem moléculas de água e íons presentes em solução. A água e o etanol são polares, enquanto a gasolina é uma molécula apolar. A partir daí, já podemos concluir que a interação ocorrerá entre a solução salina e o álcool, já que semelhante dissolve semelhante. As moléculas de etanol estabelecem ligações do tipo ponte de hidrogênio com a água, ao passo que os íons são solvatados pela água. Dessa forma, separa-se a gasolina e é formada duas fases, uma de gasolina pura e outra formada pela interação do álcool com a solução aquosa.

Resposta: letra B

34 - (UFRR - 2018) Para estudar os efeitos da cafeína na execução de exercícios físicos, um grupo de estudantes de Ciências do Esporte da Universidade de Northumbria, no Reino Unido, decidiu fazer um experimento: dois voluntários deveriam ingerir, cada um, 0,3 g de cafeína. No entanto, o estudo quase se transformou em tragédia quando um erro de cálculo na dosagem da substância levou os dois estudantes ao hospital.

Para calcular a dosagem para cada estudante, funcionários da universidade utilizaram a calculadora de um telefone celular, mas erraram ao digitar as casas decimais. Cada estudante ingeriu 30 g de cafeína dissolvidos em suco de laranja - o equivalente a 300 xícaras de café.

Os dois jovens sofreram violentos efeitos colaterais. Ambos precisaram fazer tratamento de diálise, mas se recuperaram. Segundo a universidade, o experimento foi realizado sem a supervisão adequada.

Texto adaptado de <http://g1.globo.com/ciencia-e-saude/noticia/erro-decalculo-em-experimento-deixa-2-estudantes-de-ciencia-na-uti-porexcesso-de-cafeina.ghtml> Acesso em 15 de abril de 2017.

Sabendo que a massa de cafeína ($C_8H_{10}O_2N_4$) foi dissolvida em 100 mL de suco de laranja, a concentração de cafeína ingerida por cada estudante foi aproximadamente de:

- A) $0,65 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- B) $0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- C) $1,55 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- D) $6,47 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- E) $2,17 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Comentários: foram ingeridas 30 gramas de cafeína em 100 mL de suco de laranja, logo, a concentração de cafeína ingerida é:

$$C = \frac{30 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = \frac{30 \text{ g}}{0,1 \text{ L}} = 300 \frac{\text{g}}{\text{L}} \text{ de cafeína}$$

Para convertermos esse valor para concentração molar, precisamos determinar a massa molar, como segue:

MM $C_8H_{10}O_2N_4$ = (8 x MM do carbono) + (10 x MM do hidrogênio) + (2 x MM do oxigênio) + (4 x MM do nitrogênio)

MM $C_8H_{10}O_2N_4$ = (8 x 12) + (10 x 1) + (2 x 16) + (4 x 14)

MM $C_8H_{10}O_2N_4$ = 194 g/mol



Agora podemos calcular quantos mols de cafeína estão presentes em 300 g de cafeína

1 mol de cafeína ----- 194 g de cafeína

X mol de cafeína ----- 300 g de cafeína

$$X = 1,55 \text{ mol de cafeína}$$

Chegamos a nossa resposta, uma concentração de cafeína igual a 300 g/L equivale a 1,55 mol/L ou 1,55 mol L⁻¹.

Resposta: letra C

35 - (UEFS - 2018) O coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio (NaCl) em água, a 20 °C, é cerca de 36 g/100 g. A fração em mol do soluto em uma solução aquosa saturada a essa temperatura é aproximadamente

A) 0,1.

B) 0,2.

C) 0,3.

D) 0,4.

E) 0,5.

Comentários: se a solução é saturada significa que a quantidade do soluto é igual ao coeficiente de solubilidade naquela temperatura. O enunciado pede a fração molar. Sabemos que a fração molar é:

$$X = \frac{n \text{ soluto}}{n \text{ soluto} + n \text{ solvente}}$$

em que o denominador corresponde ao número de mols totais.

Sabemos que o soluto é o NaCl e o solvente é a H₂O. Como a fórmula pede o número de mol, precisaremos da massa molar do NaCl e da H₂O. Em seguida, determinaremos quantos mols há em 36 g de NaCl e em 100 g de H₂O.

$$\text{MM NaCl} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM H}_2\text{O} = (2 \times 1) + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

1 mol de NaCl ----- 58,5 g de NaCl

A mol de NaCl ----- 36 g de NaCl

$$A = 0,62 \text{ mol de NaCl}$$

1 mol de H₂O ----- 18 g de H₂O

B mol de H₂O ----- 100 g de H₂O

$$B = 5,56 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$X = \frac{n \text{ soluto}}{n \text{ soluto} + n \text{ solvente}} \rightarrow X = \frac{0,62}{0,62 + 5,56} = 0,1$$



Resposta: letra A

36 - (SLMANDIC - 2018) O volume de solução aquosa de NaOH a 20% (m/V), necessário para preparar 400 mL de uma solução de concentração igual a 0,5 mol/L, é igual a

(Massas molares em g/mol: Na = 23; O = 16; H = 1.)

- A) 10 mL.
- B) 20 mL.
- C) 30 mL.
- D) 40 mL.
- E) 50 mL.

Comentários: a solução a ser preparada tem concentração 0,5 mol/L e volume igual a 400 mL. Essa solução será preparada a partir de uma solução com concentração igual a 20%. Vale lembrar que estamos interessados em saber qual volume precisamos tirar da solução com concentração 20%.

De início, vamos igualar as unidades passando a concentração de % para mol/L. Uma solução 20% apresenta 20 g/ 100 mL. Convertendo mL para L teremos 200 g/L (= 20g/0,1L). Para determinar quantos mols há em 200 g, precisaremos da massa molar do NaOH.

$$\text{MM NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol de NaOH} \text{ ----- } 40 \text{ g de NaOH}$$

$$X \text{ mol de NaOH} \text{ ----- } 200 \text{ g de NaOH}$$

$$X = 5 \text{ mols de NaOH}$$

Logo, a concentração da solução 20% é 5 mols/L. Agora podemos substituir os valores na fórmula de diluição:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$5 \text{ mol.L}^{-1} \cdot V_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1} \cdot 400 \text{ mL}$$

$$V_1 = 40 \text{ mL}$$

Resposta: letra D

37- (CESMAC Medicina - 2018) O lítio não é muito abundante no universo porque não é favorecido nas reações nucleares que produzem os elementos nas estrelas. Os compostos de lítio são utilizados em cerâmicas, lubrificantes e em medicina. Pequenas doses diárias de carbonato de lítio, Li_2CO_3 , foram reconhecidas como efetivas no tratamento de distúrbios maníaco-depressivos. Determine a concentração em mol.L^{-1} de uma solução de carbonato de lítio que contém 60,0 g desse sal em 2.000 mL de solução.

Dados:

Massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Li = 7; C = 12; O = 16.

- A) 0,405 mol.L^{-1}



- B) $0,513 \text{ mol.L}^{-1}$
C) $0,587 \text{ mol.L}^{-1}$
D) $0,648 \text{ mol.L}^{-1}$
E) $0,712 \text{ mol.L}^{-1}$

Comentários: é afirmado no enunciado que há 60 g de carbonato de lítio em uma solução de 2000 mL, logo, a concentração é

$$C = \frac{60g}{2000mL} \rightarrow C = \frac{60g}{2L} \rightarrow C = 30 \text{ g/L}$$

Para encontrar a concentração molar, precisamos conhecer a massa molar do carbonato de lítio.

MM do $\text{Li}_2\text{CO}_3 = (2 \times 7) + 12 + (3 \times 16) = 74 \text{ g/mol}$

1 mol de Li_2CO_3 ----- 74 g de Li_2CO_3

X mol de Li_2CO_3 ----- 30 g de Li_2CO_3

X = 0,405 mol de Li_2CO_3

Uma concentração de carbonato de lítio igual a 30 g/L equivale a uma concentração molar de $0,405 \text{ mol L}^{-1}$.

Resposta: letra A



Fim de aula! A seguir, temos a lista de enunciados de todos os exercícios dessa aula, os quais poderá utilizar para treinar seus conhecimentos. Ao final desta aula, apresento esquemas com os principais pontos que estudamos hoje. Bons estudos e até o nosso próximo encontro! Abraço!

Prof. Diego Souza

Instagram: @Prof.DiegoSouza

Facebook: Prof. Diego Souza



4- LISTA DE QUESTÕES DA AULA

01 - (UFAM - 2018) As soluções podem ser classificadas de acordo com a quantidade de soluto presente nas mesmas. A temperatura tem uma influência significativa nesta classificação, mas também no coeficiente de solubilidade de um determinado soluto. Como seria classificada uma solução de um determinado soluto que apresenta um coeficiente de solubilidade hipotético de 15g soluto / 100 g de H₂O (27 °C), quando em um copo de 100 mL for dissolvido 15,5g de tal soluto? Considere que o volume de água é de 100 mL e a temperatura ambiente é de 27°C. (d = 1 g/mL).

- A) saturada
- B) insolúvel
- C) insaturada
- D) supersaturada
- E) saturada com corpo de fundo

02 - (ENEM 2010 – PPL) Devido ao seu alto teor de sais, a água do mar é imprópria para o consumo humano e para a maioria dos usos da água doce. No entanto, para a indústria, a água do mar é de grande interesse, uma vez que os sais presentes podem servir de matérias-primas importantes para diversos processos. Nesse contexto, devido a sua simplicidade e ao seu baixo potencial de impacto ambiental, o método da precipitação fracionada tem sido utilizado para a obtenção dos sais presentes na água do mar.

Tabela 1: Solubilidade em água de alguns compostos presentes na água do mar a 25 °C

SOLUTO	FÓRMULA	SOLUBILIDADE g/kg de H ₂ O
Brometo de sódio	NaBr	$1,20 \times 10^3$
Carbonato de cálcio	CaCO ₃	$1,30 \times 10^{-2}$
Cloreto de sódio	NaCl	$3,60 \times 10^2$
Cloreto de magnésio	MgCl ₂	$5,41 \times 10^2$
Sulfato de magnésio	MgSO ₄	$3,60 \times 10^2$
Sulfato de cálcio	CaSO ₄	$6,80 \times 10^{-1}$

Pitombo, L.R.M.; Marcondes, M.E.R.; GEPEC. Grupo de pesquisa em Educação em Química. **Química e Sobrevivência: Hidrosfera** Fonte de Materiais. São Paulo: Edusp, 2005 (adaptado).



Suponha que uma indústria objetiva separar determinados sais de uma amostra de água do mar a 25 °C, por meio da precipitação fracionada. Se essa amostra contiver somente os sais destacados na tabela, a seguinte ordem de precipitação será verificada:

- A) Carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.
- B) Brometo de sódio, cloreto de magnésio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio, sulfato de cálcio e, por último, carbonato de cálcio.
- C) Cloreto de magnésio, sulfato de magnésio e cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio e, por último, brometo de sódio.
- D) Brometo de sódio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de sódio e sulfato de magnésio e, por último, cloreto de magnésio.
- E) Cloreto de sódio, sulfato de magnésio, carbonato de cálcio, sulfato de cálcio, cloreto de magnésio e, por último, brometo de sódio.

03 - (ENEM 2012 - PPL) O quadro apresenta o teor de cafeína em diferentes bebidas comumente consumidas pela população.

Bebida	Volume (mL)	Quantidade média de cafeína (mg)
Café expresso	80,0	120
Café filtrado	50,0	35
Chá preto	180,0	45
Refrigerante de cola	250,0	80
Chocolate quente	60,0	25

Da análise do quadro conclui-se que o menor teor de cafeína por unidade de volume está presente no

- A) café expresso.
- B) café filtrado.
- C) chá preto.
- D) refrigerante de cola.
- E) chocolate quente.

04 - (ENEM 2016 – 2ª aplicação) O soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl) comumente utilizada para higienização ocular, nasal, de ferimentos e de lentes de contato. Sua concentração é 0,90% em massa e densidade igual a 1,00 g/mL.

Qual massa de NaCl, em grama, deverá ser adicionada à água para preparar 500 mL desse soro?

- A) 0,45



- B) 0,90
- C) 4,50
- D) 9,00
- E) 45,00

05 - (ENEM 2015 – PPL) O vinagre vem sendo usado desde a Antiguidade como conservante de alimentos, bem como agente de limpeza e condimento. Um dos principais componentes do vinagre é o ácido acético (massa molar 60 g/mol), cuja faixa de concentração deve se situar entre 4% a 6% (m/v). Em um teste de controle de qualidade foram analisadas cinco marcas de diferentes vinagres, e as concentrações de ácido acético, em mol/L, se encontram no quadro.

Amostra	Concentração de ácido acético (mol/L)
1	0,007
2	0,070
3	0,150
4	0,400
5	0,700

RIZZON, L. A. **Sistema de produção de vinagre.**
Disponível em: www.sistemasdeproducao.cnptia.embrapa.br.
Acesso em: 14 ago. 2012 (adaptado).

A amostra de vinagre que se encontra dentro do limite de concentração tolerado é a:

- A) 1.
- B) 2.
- C) 3.
- D) 4.
- E) 5.

06 - (UFSCar-2002) O flúor tem um papel importante na prevenção e controle da cárie dentária. Estudos demonstram que, após a fluoretação da água, os índices de cáries nas populações têm diminuído. O flúor também é adicionado a produtos e materiais odontológicos. Suponha que o teor de flúor em determinada água de consumo seja 0,9 ppm (partes por milhão) em massa. Considerando a densidade da água 1 g/mL, a quantidade, em miligramas, de flúor que um adulto ingere ao tomar 2 litros dessa água, durante um dia, é igual a

- a) 0,09.
- b) 0,18.
- c) 0,90.
- d) 1,80.



e) 18,0.

07 - (ENEM 2015) A hidroponia pode ser definida como uma técnica de produção de vegetais sem necessariamente a presença de solo. Uma das formas de implementação é manter as plantas com suas raízes suspensas em meio líquido, de onde retiram os nutrientes essenciais. Suponha que um produtor de rúcula hidropônica precise ajustar a concentração do íon nitrato (NO_3^-) para $0,009 \text{ mol/L}$ em um tanque de 5 000 litros e, para tanto, tem em mãos uma solução comercial nutritiva de nitrato de cálcio 90 g/L . As massas molares dos elementos N, O e Ca são iguais a 14 g/mol , 16 g/mol e 40 g/mol , respectivamente.

Qual o valor mais próximo do volume da solução nutritiva, em litros, que o produtor deve adicionar ao tanque?

- A) 26
- B) 41
- C) 45
- D) 51
- E) 82

08 - (FADESP - 2018). Para preparar um tacacá saboroso, deve-se adicionar Cloreto de sódio na medida certa ao tucupi. Em sua primeira experiência na cozinha, uma aspirante a tacacazeira adiciona $35,1 \text{ g}$ desse sal em 3 L de tucupi, mas percebe que está “muito salgado” e adiciona tucupi até alcançar uma concentração de $0,05 \text{ mols de NaCl por L de tucupi}$. A quantidade de tucupi adicionada foi de

Obs.: Massas molares em $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $\text{Na} = 23$ e $\text{Cl} = 35,5$.

- a) 6 L.
- b) 3 L.
- c) 2 L.
- d) 9 L.
- e) 12 L.

09 - (UNESC - 2018) Mistura-se $200,0 \text{ mL}$ de $\text{NaOH } 0,5 \text{ M}$ com $300,0 \text{ mL}$ de $\text{NaOH } 1,0 \text{ M}$. Considerando que o volume total de solução após a mistura é $500,0 \text{ mL}$, a concentração de hidróxido de sódio na solução resultante é: (Dado: $\text{H} = 1\text{u}$; $\text{O} = 16\text{u}$; $\text{Na} = 23\text{u}$)

- A) $7,2 \text{ M}$.
- B) $26,7 \text{ M}$.
- C) $30,0 \text{ M}$.



D) 12,5 M.

E) 0,8 M.

10- (ENEM 2016) Para cada litro de etanol produzido em uma indústria de cana-de-açúcar são gerados cerca de 18 L de vinhaça que é utilizada na irrigação das plantações de cana-de-açúcar, já que contém teores médios de nutrientes N, P e K iguais a 357 mg/L, 60 mg/L e 2.034 mg/L, respectivamente.

SILVA, M. A. S.; GRIEBELER, N. P.; BORGES, L. C. Uso de vinhaça e impactos nas propriedades do solo e lençol freático. Revista Brasileira de Engenharia Agrícola e Ambiental, n. 1, 2007 (adaptado).

Na produção de 27.000 L de etanol, a quantidade total de fósforo, em kg, disponível na vinhaça será mais próxima de

A) 1.

B) 29.

C) 60.

D) 170.

E) 1000.

11 - (FAMERP - 2017) A mistura conhecida como soro fisiológico é um exemplo de _____, na qual o _____ é a água e o _____ é o _____ de sódio.

As lacunas do texto são, correta e respectivamente, preenchidas por:

A) solução – solvente – soluto – cloreto.

B) solução – solvente – soluto – bicarbonato.

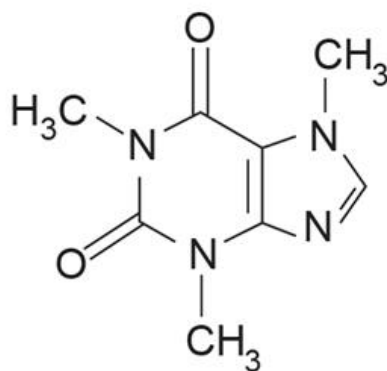
C) solução – soluto – solvente – cloreto.

D) suspensão – solvente – soluto – bicarbonato.

E) suspensão – soluto – solvente – cloreto.

12 - (ENEM 2015 – PPL) A cafeína é um alcaloide, identificado como 1,3,7-trimetilxantina (massa molar igual a 194 g/mol), cuja estrutura química contém uma unidade de purina, conforme representado. Esse alcaloide é encontrado em grande quantidade nas sementes de café e nas folhas de chá-verde. Uma xícara de café contém, em média, 80 mg de cafeína.





MARIA, C. A. B.; MOREIRA, R. F. A. Cafeína: revisão sobre métodos de análise. *Química Nova*, n. 1, 2007 (adaptado).

Considerando que a xícara descrita contém um volume de 200 mL de café, a concentração, em mol/L, de cafeína nessa xícara é mais próxima de:

- A) 0,0004.
- B) 0,002.
- C) 0,4.
- D) 2.
- E) 4.

13 - (ENEM 2012) Osmose é um processo espontâneo que ocorre em todos os organismos vivos e é essencial à manutenção da vida. Uma solução 0,15 mol/L de NaCl (cloreto de sódio) possui a mesma pressão osmótica das soluções presentes nas células humanas.

A imersão de uma célula humana em uma solução 0,20 mol/L de NaCl tem, como consequência, a

- A) adsorção de íons Na^+ sobre a superfície da célula.
- B) difusão rápida de íons Na^+ para o interior da célula.
- C) diminuição da concentração das soluções presentes na célula.
- D) transferência de íons Na^+ da célula para a solução.
- E) transferência de moléculas de água do interior da célula para a solução.

14. - (ENEM 2014 – PPL) Em um caso de anemia, a quantidade de sulfato de ferro(II) (FeSO_4 , massa molar igual a 152 g/mol) recomendada como suplemento de ferro foi de 300 mg/dia. Acima desse valor, a mucosa intestinal atua como barreira, impedindo a absorção de ferro. Foram analisados cinco frascos de suplemento, contendo solução aquosa de FeSO_4 , cujos resultados encontram-se no quadro.



Frasco	Concentração de sulfato de ferro(II) (mol/L)
1	0,02
2	0,20
3	0,30
4	1,97
5	5,01

Se for ingerida uma colher (10 mL) por dia do medicamento para anemia, a amostra que conterá a concentração de sulfato de ferro(II) mais próxima da recomendada é a do frasco de número

- A) 1.
- B) 2.
- C) 3.
- D) 4.
- E) 5.

15 - (PUC - RS-2006) O Ministério da Saúde recomenda, para prevenir as cáries dentárias, 1,5 ppm (mg/L) como limite máximo de fluoreto em água potável. Em estações de tratamento de água de pequeno porte, o fluoreto é adicionado sob forma do sal flúor silicato de sódio (Na_2SiF_6 ; MM = 188g/mol). Se um químico necessita fazer o tratamento de 10000 L de água, a quantidade do sal, em gramas, que ele deverá adicionar para obter a concentração de fluoreto indicada pela legislação será, aproximadamente, de

- A) 15,0
- B) 24,7
- C) 90,0
- D) 148,4
- E) 1500,0

16 - (ENEM 2014 – PPL) A água potável precisa ser límpida, ou seja, não deve conter partículas em suspensão, tais como terra ou restos de plantas, comuns nas águas de rios e lagoas. A remoção das partículas é feita em estações de tratamento, onde $\text{Ca}(\text{OH})_2$ em excesso e $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ são adicionados em um tanque para formar sulfato de cálcio e hidróxido de alumínio. Esse último se forma como flocos gelatinosos insolúveis em água, que são capazes de agregar partículas em suspensão. Em uma estação de tratamento, cada 10 gramas de hidróxido de alumínio é capaz de carregar 2 gramas de partículas. Após decantação e filtração, a água límpida é tratada com cloro e distribuída para as residências. As massas molares dos elementos H, O, Al, S e Ca são, respectivamente, 1 g/mol, 16 g/mol, 27 g/mol, 32 g/mol e 40 g/mol.

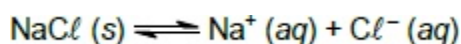
Considerando que 1 000 litros da água de um rio possuem 45 gramas de partículas em suspensão, a quantidade mínima de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que deve ser utilizada na estação de tratamento de água, capaz de



tratar 3 000 litros de água de uma só vez, para garantir que todas as partículas em suspensão sejam precipitadas, é mais próxima de

- A) 59 g.
- B) 493 g.
- C) 987 g.
- D) 1480 g.
- E) 2960 g.

17 - (UNESP - 2018) Sob temperatura constante, acrescentou-se cloreto de sódio em água até sobrar sal sem se dissolver, como corpo de fundo. Estabeleceu-se assim o seguinte equilíbrio:



Mantendo a temperatura constante, foi acrescentada mais uma porção de NaCl (s). Com isso, observa-se que a condutibilidade elétrica da solução sobrenadante _____, a quantidade de corpo de fundo _____ e a concentração de íons em solução _____.

As lacunas do texto devem ser preenchidas, respectivamente, por:

- A) não se altera – aumenta – aumenta
- B) não se altera – não se altera – não se altera
- C) não se altera – aumenta – não se altera
- D) aumenta – diminui – aumenta
- E) diminui – aumenta – aumenta

18 - (ENEM 2013) A varfarina é um fármaco que diminui a agregação plaquetária, e por isso é utilizada como anticoagulante, desde que esteja presente no plasma, com uma concentração superior a 1,0 mg/L. Entretanto, concentrações plasmáticas superiores a 4,0 mg/L podem desencadear hemorragias. As moléculas desse fármaco ficam retidas no espaço intravascular e dissolvidas exclusivamente no plasma, que representa aproximadamente 60% do sangue em volume. Em um medicamento, a varfarina é administrada por via intravenosa na forma de solução aquosa, com concentração de 3,0 mg/mL. Um indivíduo adulto, com volume sanguíneo total de 5,0 L, será submetido a um tratamento com solução injetável desse medicamento.

Qual é o máximo volume da solução do medicamento que pode ser administrado a esse indivíduo, pela via intravenosa, de maneira que não ocorram hemorragias causadas pelo anticoagulante?

- A) 1,0 mL
- B) 1,7 mL
- C) 2,7 mL
- D) 4,0 mL



E) 6,7 mL

19 - (ENEM 2015 - PPL) A obtenção de sistemas coloidais estáveis depende das interações entre as partículas dispersas e o meio onde se encontram. Em um sistema coloidal aquoso, cujas partículas são hidrofílicas, a adição de um solvente orgânico miscível em água, como etanol, desestabiliza o coloide, podendo ocorrer a agregação das partículas preliminarmente dispersas.

A desestabilização provocada pelo etanol ocorre porque

- A) a polaridade da água no sistema coloidal é reduzida.
- B) as cargas superficiais das partículas coloidais são diminuídas.
- C) as camadas de solvatação de água nas partículas são diminuídas.
- D) o processo de miscibilidade da água e do solvente libera calor para o meio.
- E) a intensidade dos movimentos brownianos das partículas coloidais é reduzida.

20 - (ENEM 2011) Certas ligas estanho-chumbo com composição específica formam um estético simples, o que significa que uma liga com essas características se comporta como uma substância pura, com um ponto de fusão definido, no caso 183 °C. Essa é uma temperatura inferior mesmo ao ponto de fusão dos metais que compõem esta liga (o estanho puro funde a 232 °C e o chumbo puro a 320 °C), o que justifica sua ampla utilização na soldagem de componentes eletrônicos, em que o excesso de aquecimento deve sempre ser evitado. De acordo com as normas internacionais, os valores mínimo e máximo das densidades para essas ligas são de 8,74 g/mL e 8,82 g/mL, respectivamente. As densidades do estanho e do chumbo são 7,3 g/mL e 11,3 g/mL, respectivamente.

Um lote contendo 5 amostras de solda estanho-chumbo foi analisado por um técnico, por meio da determinação de sua composição percentual em massa, cujos resultados estão mostrados no quadro a seguir.

Amostra	Porcentagem de Sn (%)	Porcentagem de Pb (%)
I	60	40
II	62	38
III	65	35
IV	63	37
V	59	41

Disponível em: <http://www.eletrica.ufpr.br>.

Com base no texto e na análise realizada pelo técnico, as amostras que atendem às normas internacionais são

- A) I e II.



- B) I e III.
- C) II e IV.
- D) III e V.
- E) IV e V.

21 - (ENEM 2011) Todos os organismos necessitam de água e grande parte deles vive em rios, lagos e oceanos. Os processos biológicos, como respiração e fotossíntese, exercem profunda influência na química das águas naturais em todo o planeta. O oxigênio é ator dominante na química e na bioquímica da hidrosfera. Devido a sua baixa solubilidade em água (9,0 mg/l a 20 °C) a disponibilidade de oxigênio nos ecossistemas aquáticos estabelece o limite entre a vida aeróbica e anaeróbica. Nesse contexto, um parâmetro chamado Demanda Bioquímica de Oxigênio (DBO) foi definido para medir a quantidade de matéria orgânica presente em um sistema hídrico. A DBO corresponde à massa de O_2 em miligramas necessárias para realizar a oxidação total do carbono orgânico em um litro de água.

BAIRD, C. Química Ambiental. Ed. Bookmam, 2005 (adaptado).

Dados: Massas molares em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

Suponha que 10 mg de açúcar (fórmula mínima CH_2O e massa molar a 30 g/mol) são dissolvidos em um litro de água; em quanto a DBO será aumentada?

- A) 0,4 mg de O_2 /litro
- B) 1,7 mg de O_2 /litro
- C) 2,7 mg de O_2 /litro
- D) 9,4 mg de O_2 /litro
- E) 10,7 mg de O_2 /litro

22 - (ENEM 2017) Uma das estratégias para conservação de alimentos é o salgamento, adição de cloreto de sódio ($NaCl$), historicamente utilizado por tropeiros, vaqueiros e sertanejos para conservar carnes de boi, porco e peixe.

O que ocorre com as células presentes nos alimentos preservados com essa técnica?

- A) O sal adicionado diminui a concentração de solutos em seu interior.
- B) O sal adicionado desorganiza e destrói suas membranas plasmáticas.
- C) A adição de sal altera as propriedades de suas membranas plasmáticas.
- D) Os íons Na^+ e Cl^- provenientes da dissociação do sal entram livremente nelas.
- E) A grande concentração de sal no meio extracelular provoca a saída de água de dentro delas.



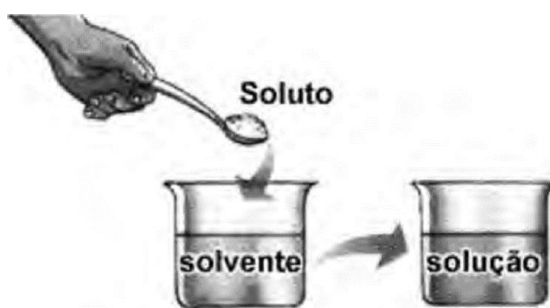
23 - (ENEM 2017 – 2ª Aplicação) A horticultura tem sido recomendada para a agricultura familiar, porém as perdas são grandes devido à escassez de processos compatíveis para conservar frutas e hortaliças. O processo, denominado desidratação osmótica, tem se mostrado uma alternativa importante nesse sentido, pois origina produtos com boas condições de armazenamento e qualidade semelhante a matéria-prima.

GOMES, A. T.; CEREDA, M. P.; VILPOUX, O. Desidratação osmótica: uma tecnologia de baixo custo para o desenvolvimento da agricultura familiar. **Revista Brasileira de Gestão e Desenvolvimento Regional**, n. 3, set.-dez. 2007 (adaptado).

Esse processo para conservar os alimentos remove a água por

- A) aumento do ponto de ebulição do solvente.
- B) passagem do soluto através de uma membrana semipermeável.
- C) utilização de solutos voláteis, que facilitam a evaporação do solvente.
- D) aumento da volatilidade do solvente pela adição de solutos ao produto.
- E) pressão gerada pela diferença de concentração entre o produto e a solução.

24 - (ENEM 2010) Ao colocar um pouco de açúcar na água e mexer até a obtenção de uma só fase, prepara-se uma solução. O mesmo acontece ao se adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. Uma substância capaz de dissolver o soluto é denominada solvente; por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal e para várias outras substâncias. A figura a seguir ilustra essa citação.



Disponível em: www.sobiologia.com.br. Acesso em: 27 abr. 2010.

Suponha que uma pessoa, para adoçar seu cafezinho, tenha utilizado 3,42 g de sacarose (massa molar igual a 342 g/mol) para uma xícara de 50 mL do líquido. Qual é a concentração final em mol/L de sacarose nesse cafezinho?

- A) 0,02
- B) 0,2
- C) 2
- D) 200
- E) 2000



25- (ENEM 2009) O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado, até o limite de 96% em massa.

Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol/água com concentração 20% em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado 96% em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa

- A) de 0%.
- B) de 8,0%.
- C) entre 8,4% e 8,6%.
- D) entre 9,0% e 9,2%.
- E) entre 13% e 14%.

26- (ENEM 2016 – 2ª aplicação) Os métodos empregados nas análises químicas são ferramentas importantes para se conhecer a composição dos diversos materiais presentes no meio ambiente. É comum, na análise de metais presentes em amostras ambientais, como água de rio ou de mar, a adição de um ácido mineral forte, normalmente o ácido nítrico (HNO_3), com a finalidade de impedir a precipitação de compostos pouco solúveis desses metais ao longo do tempo.

Na ocorrência de precipitação, o resultado da análise pode ser subestimado, porque

- A) ocorreu passagem de parte dos metais para uma fase sólida.
- B) houve volatilização de compostos dos metais para a atmosfera.
- C) os metais passaram a apresentar comportamento de não metais.
- D) formou-se uma nova fase líquida, imiscível com a solução original.
- E) os metais reagiram com as paredes do recipiente que contém a amostra.

27- (UERJ - 2019) Para a remoção de um esmalte, um laboratório precisa preparar 200 mL de uma solução aquosa de propanona na concentração de 0,2 mol/L. Admita que a densidade da propanona pura é igual a 0,8 kg/L.

Nesse caso, o volume de propanona pura, em mililitros, necessário ao preparo da solução corresponde a:

- A) 2,9
- B) 3,6
- C) 5,8
- D) 6,7



28- (UPE – 2018) Soluções aquosas de ácido cítrico ($\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$) são muito utilizadas pela indústria alimentícia para corrigir variações de pH. Determinada fábrica compra soluções de ácido cítrico de um único fornecedor, para serem utilizadas em seus processos. A concentração da solução deve ficar entre $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ e $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$. No entanto, o laboratório de controle de qualidade da fábrica começou a desconfiar de um dos lotes dessa matéria-prima. Um conjunto de testes realizados pelo laboratório indicou ser necessário o uso de $18,0 \text{ mL}$ de $\text{NaOH } 0,102 \text{ M}$ para neutralizar $20,0 \text{ mL}$ da solução de ácido cítrico desse lote.

Considerando o resultado do teste, nesse lote,

- A) as soluções de ácido cítrico estão menos concentradas que a variação estipulada.
- B) as soluções de ácido cítrico estão mais concentradas do que deveriam.
- C) a concentração da matéria-prima está no limite inferior tolerável.
- D) a concentração da matéria-prima está no limite superior tolerável.
- E) a concentração das soluções é de $0,125 \text{ mol.L}^{-1}$.

29- (ENEM 2016 – 2ª aplicação) A bauxita é o minério utilizado na fabricação do alumínio, a qual apresenta Al_2O_3 (alumina) em sua composição. Após o tritramento e lavagem para reduzir o teor de impurezas, o minério é misturado a uma solução aquosa de NaOH (etapa A). A parte sólida dessa mistura é rejeitada e a solução resultante recebe pequenos cristais de alumina, de onde sedimenta um sólido (etapa B). Esse sólido é aquecido até a obtenção de um pó branco, isento de água e constituído unicamente por alumina. Finalmente, esse pó é aquecido até sua fusão e submetido a uma eletrólise, cujos produtos são o metal puro fundido (Al) e o gás carbônico (CO_2).

SILVA FILHO, E. B.; ALVES, M. C. M.; DA MOTTA, M. Lama vermelha da indústria de beneficiamento de alumina: produção, características, disposição e aplicações alternativas. Revista Matéria, n. 2, 2007.

Nesse processo, as funções das etapas A e B são, respectivamente,

- A) oxidar a alumina e outras substâncias e reduzir seletivamente a alumina.
- B) solubilizar a alumina e outras substâncias e induzir a precipitação da alumina.
- C) solidificar as impurezas alcalinas e deslocar o equilíbrio no sentido da alumina.
- D) neutralizar o solo ácido do minério e catalisar a reação de produção da alumina.
- E) romper as ligações químicas da alumina e diminuir o calor de formação do alumínio.

30- (Mackenzie – 2018/2) Em uma embalagem de 2 L de água sanitária, facilmente encontrada em supermercados, encontra-se a seguinte informação:

O teor de cloro ativo do produto varia de 2% a $2,5 \%$ (m/V)

Essa solução pode ser utilizada para tratamento de água de piscina nas concentrações de $1,0$ a $2,0 \text{ mg}$ de cloro ativo por litro; sendo que, acima de $2,0 \text{ mg}$ de cloro ativo por litro, a água se torna irritante aos olhos. Em duas piscinas (A e B), de capacidades volumétricas diferentes, foram



adicionados 2 L de água sanitária a cada uma delas. Desta forma, ocorreu a diluição da água sanitária na água contida em cada piscina, conforme descrito na tabela abaixo.

	Piscina A	Piscina B
Volume total de solução após a diluição	100000 L	25000 L

Sendo assim, foram feitas as seguintes afirmações.

- I. Há de 20 a 25 g de cloro ativo por litro dessa solução comercial.
- II. Na piscina A, a solução formada após a diluição seria irritante aos olhos do usuário dessa piscina.
- III. Na piscina B, a solução formada após a diluição seria adequada ao tratamento de água.

Das afirmações realizadas,

- A) nenhuma é correta.
- B) são corretas, apenas, I e II.
- C) são corretas, apenas, II e III.
- D) são corretas, apenas, I e III.
- E) todas são corretas.

31- (UNESC - 2018) Quando uma base é adicionada à água, de acordo com Arrhenius, ela sofre o fenômeno da dissociação iônica. Considerando que o grau de dissociação de uma determinada base XOH em solução a 0,01mol/L é de 5%, qual a concentração de íons OH^- nessa solução?

- A) 0,05mol/L
- B) $5,00 \times 10^{-4}$ mol/L
- C) $5,00 \times 10^2$ mol/L
- D) $1,00 \times 10^{-5}$ mol/L
- E) $1,00 \times 10^3$ mol/L

32- (UEFS - 2018) Certa solução aquosa antisséptica, usada para desinfecção de feridas da pele, contém gliconato de clorexidina na concentração de 10 mg/mL. Expressa em porcentagem (m/V), a concentração dessa solução é igual a

- A) 0,01%.
- B) 0,1%.
- C) 1%.
- D) 10%.
- E) 100%.



33- (ENEM 2016 - PPL) Adicionar quantidades de álcool à gasolina, diferentes daquelas determinadas pela legislação, é uma das formas de adulterá-la. Um teste simples para aferir a quantidade de álcool presente na mistura consiste em adicionar uma solução salina aquosa à amostra de gasolina sob análise.

Essa metodologia de análise pode ser usada porque o(a)

- a) água da solução salina interage com a gasolina da mistura, formando duas fases, uma delas de álcool puro.
- b) álcool contido na gasolina interage com a solução salina, formando duas fases, uma delas de gasolina pura.
- c) gasolina da mistura sob análise interage com a solução salina, formando duas fases, uma delas de álcool puro.
- d) água da solução salina interage com o álcool da mistura, formando duas fases, uma delas de gasolina com o sal.

34- (UFRR - 2018) Para estudar os efeitos da cafeína na execução de exercícios físicos, um grupo de estudantes de Ciências do Esporte da Universidade de Northumbria, no Reino Unido, decidiu fazer um experimento: dois voluntários deveriam ingerir, cada um, 0,3 g de cafeína. No entanto, o estudo quase se transformou em tragédia quando um erro de cálculo na dosagem da substância levou os dois estudantes ao hospital.

Para calcular a dosagem para cada estudante, funcionários da universidade utilizaram a calculadora de um telefone celular, mas erraram ao digitar as casas decimais. Cada estudante ingeriu 30 g de cafeína dissolvidos em suco de laranja - o equivalente a 300 xícaras de café.

Os dois jovens sofreram violentos efeitos colaterais. Ambos precisaram fazer tratamento de diálise, mas se recuperaram. Segundo a universidade, o experimento foi realizado sem a supervisão adequada.

Texto adaptado de <http://g1.globo.com/ciencia-e-saude/noticia/erro-decalculo-em-experimento-deixa-2-estudantes-de-ciencia-na-uti-porexcesso-de-cafeina.ghtml> Acesso em 15 de abril de 2017.

Sabendo que a massa de cafeína ($C_8H_{10}O_2N_4$) foi dissolvida em 100 mL de suco de laranja, a concentração de cafeína ingerida por cada estudante foi aproximadamente de:

- A) $0,65 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- B) $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- C) $1,55 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- D) $6,47 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- E) $2,17 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$



35- (UEFS - 2018) O coeficiente de solubilidade do cloreto de sódio (NaCl) em água, a 20°C , é cerca de 36 g/100 g. A fração em mol do soluto em uma solução aquosa saturada a essa temperatura é aproximadamente

- A) 0,1.
- B) 0,2.
- C) 0,3.
- D) 0,4.
- E) 0,5.

36 - (SLMANDIC - 2018) O volume de solução aquosa de NaOH a 20% (m/V), necessário para preparar 400 mL de uma solução de concentração igual a 0,5 mol/L, é igual a

(Massas molares em g/mol: Na = 23; O = 16; H = 1.)

- A) 10 mL.
- B) 20 mL.
- C) 30 mL.
- D) 40 mL.
- E) 50 mL.

37- (CESMAC Medicina - 2018) O lítio não é muito abundante no universo porque não é favorecido nas reações nucleares que produzem os elementos nas estrelas. Os compostos de lítio são utilizados em cerâmicas, lubrificantes e em medicina. Pequenas doses diárias de carbonato de lítio, Li_2CO_3 , foram reconhecidas como efetivas no tratamento de distúrbios maníaco-depressivos. Determine a concentração em mol.L^{-1} de uma solução de carbonato de lítio que contém 60,0 g desse sal em 2.000 mL de solução.

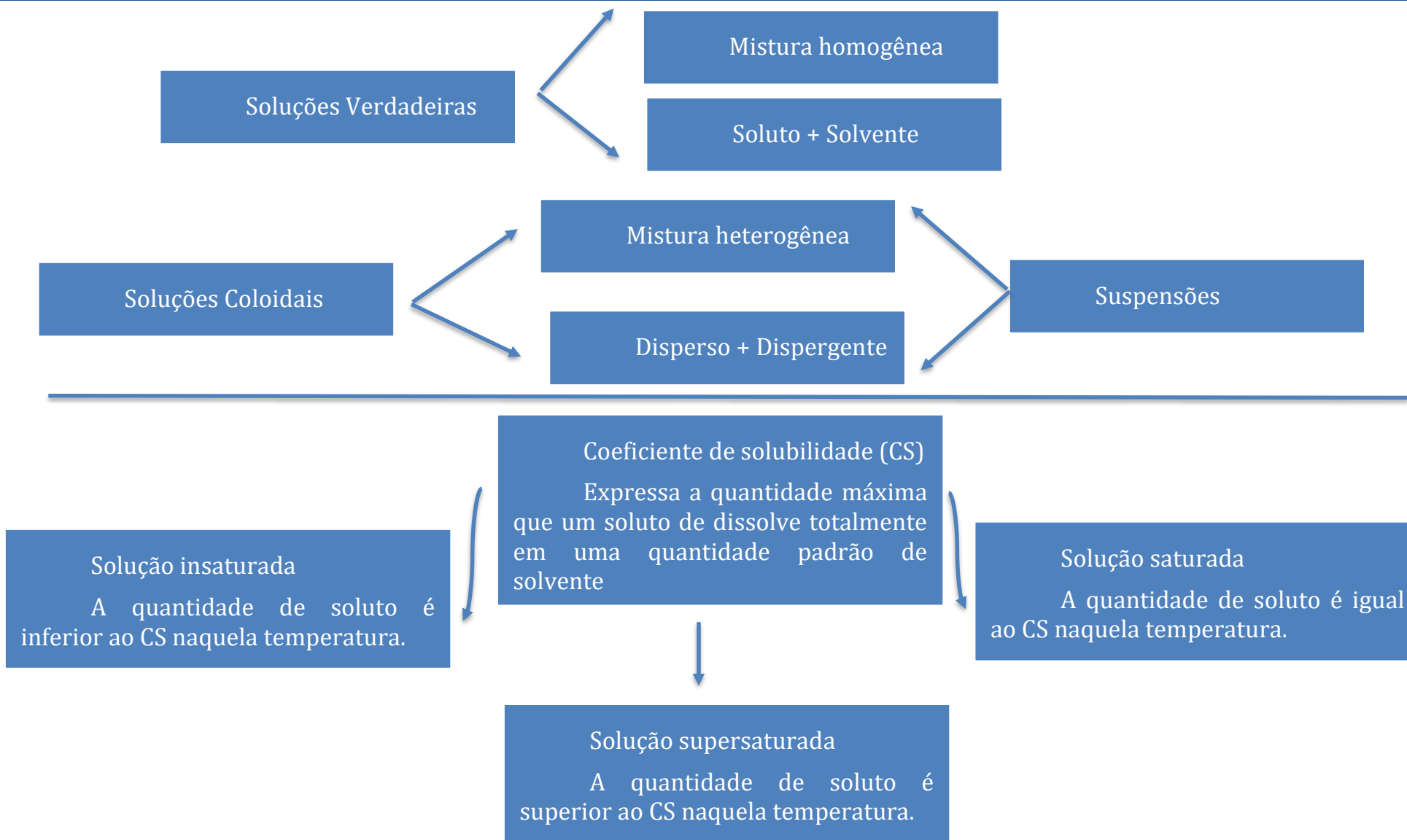
Dados:

Massas molares em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Li = 7; C = 12; O = 16.

- A) 0,405 mol.L^{-1}
- B) 0,513 mol.L^{-1}
- C) 0,587 mol.L^{-1}
- D) 0,648 mol.L^{-1}
- E) 0,712 mol.L^{-1}



5- PRINCIPAIS PONTOS DA AULA



Tipo de concentração		
Concentração comum (C):	$C = \frac{m}{V}$	g/L, mg/L, µg/mL, µg/L.
Título (T) em massa:	$T = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solução}}} \cdot 100 = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}}} \cdot 100$	%, o T será adimensional caso não seja multiplicado por 100.
Título (T) em volume:	$T = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}} \cdot 100 = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solute}} + V_{\text{solvente}}} \cdot 100$	%
Molaridade ou concentração molar (M):	$M = \frac{n}{V}, \text{ já que } n = \frac{m}{MM}$ $M = \frac{m}{MM \times V}$	mol/L que corresponde ao termo molar (M), o qual está em desuso.
Fração molar (X):	$X = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{totais}}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$ Caso haja mais que dois constituintes presentes na solução, então: $X = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_3}$	É adimensional e varia entre 0,0 (substância ausente) até 1,0 (substância pura).



6- GABARITO



01	E
02	A
03	C
04	C
05	E
06	D
07	B
08	D
09	E
10	B
11	A
12	B
13	E
14	B
15	B
16	D

17	C
18	D
19	C
20	C
21	E
22	E
23	E
24	B
25	D
26	A
27	A
28	A
29	B
30	D
31	B
32	C

33	B
34	C
35	A
36	D
37	A



ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE: PIRATARIA É CRIME.

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



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



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



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



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



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



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



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



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



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