

CEJA >>

CENTRO DE EDUCAÇÃO
de JOVENS e ADULTOS

CIÊNCIAS DA NATUREZA

e suas TECNOLOGIAS >>

Química

Fascículo 4
Unidades 9 e 10

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador

Wilson Witzel

Vice-Governador

Claudio Castro

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA, TECNOLOGIA E INOVAÇÃO

Secretário de Estado

Leonardo Rodrigues

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

Secretário de Estado

Pedro Fernandes

FUNDAÇÃO CECIERJ

Presidente

Gilson Rodrigues

PRODUÇÃO DO MATERIAL CEJA (CECIERJ)

Coordenação Geral de
Design Instrucional

Cristine Costa Barreto

Elaboração

Claudio Costa Vera Cruz

Jéssica Vicente

Atividade Extra

Andrea Borges

Clóvis Valério Gomes

Revisão de Língua Portuguesa

Paulo César Alves

Ana Cristina Andrade dos Santos

Coordenação de Design Instrucional

Flávia Busnardo

Paulo Vasques Miranda

Design Instrucional

Aline Beatriz Alves

Coordenação de Produção

Fábio Rapello Alencar

Capa

André Guimarães de Souza

Projeto Gráfico

Andreia Villar

Imagen da Capa e da Abertura das Unidades

[http://www.sxc.hu/browse.](http://www.sxc.hu/browse.phtml?f=download&id=1381517)

phtml?f=download&id=1381517

Diagramação

Equipe Cederj

Ilustração

Bianca Giacomelli

Clara Gomes

Fernando Romeiro

Jefferson Caçador

Sami Souza

Produção Gráfica

Verônica Paranhos

Sumário

Unidade 9 | Quantidades nas transformações Químicas 5

Unidade 10 | A Química tem solução! 45

Prezado(a) Aluno(a),

Seja bem-vindo a uma nova etapa da sua formação. Estamos aqui para auxiliá-lo numa jornada rumo ao aprendizado e conhecimento.

Você está recebendo o material didático impresso para acompanhamento de seus estudos, contendo as informações necessárias para seu aprendizado e avaliação, exercício de desenvolvimento e fixação dos conteúdos.

Além dele, disponibilizamos também, na sala de disciplina do CEJA Virtual, outros materiais que podem auxiliar na sua aprendizagem.

O CEJA Virtual é o Ambiente virtual de aprendizagem (AVA) do CEJA. É um espaço disponibilizado em um site da internet onde é possível encontrar diversos tipos de materiais como vídeos, animações, textos, listas de exercício, exercícios interativos, simuladores, etc. Além disso, também existem algumas ferramentas de comunicação como chats, fóruns.

Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

Para acessar o CEJA Virtual da sua unidade, basta digitar no seu navegador de internet o seguinte endereço:
<http://cejarj.cecierj.edu.br/ava>

Utilize o seu número de matrícula da carteirinha do sistema de controle acadêmico para entrar no ambiente. Basta digitá-lo nos campos “nome de usuário” e “senha”.

Feito isso, clique no botão “Acesso”. Então, escolha a sala da disciplina que você está estudando. Atenção! Para algumas disciplinas, você precisará verificar o número do fascículo que tem em mãos e acessar a sala correspondente a ele.

Bons estudos!

Quantidades nas transformações Químicas

Fascículo 4
Unidade 9

Quantidades nas transformações Químicas

Para início de conversa...

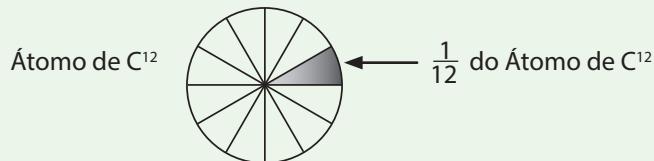
Como você estudou na Unidade "Elementos Químicos: os ingredientes do nosso mundo!", o que caracteriza um elemento químico e seus átomos é o seu número atômico (Z) e não seu número de massa (A). Prova disso é a existência de átomos com massas diferentes, porém pertencentes a um mesmo elemento químico. O carbono, por exemplo, apresenta-se na natureza na forma de três átomos diferentes, como descritos a seguir:

Tabela 1: Características dos três diferentes átomos de carbono existentes na natureza.

Átomo	C^{12}	C^{13}	C^{14}
Massa	12 u	13 u	14 u
Nêutrons	6	7	8
Prótons	6	6	6
Elétrons	6	6	6

u (Unidade de Massa Atômica)

É uma unidade que representa a massa atômica dos elementos. É determinada como $1/12$ da massa do átomo de carbono, que possui número de massa (A) equivalente a 12.



Através de diversos estudos e experimentos, os cientistas conseguiram determinar as quantidades percentuais relativas destes átomos na Natureza. Observe a Tabela 2, que descreve estes dados:

Tabela 2: Ocorrências na natureza dos três diferentes átomos de carbono

Átomo	C ¹²	C ¹³	C ¹⁴
Ocorrência percentual	98,9%	1,1%	Próximo a zero

O fato de esses diferentes átomos de carbono pertencerem ao mesmo elemento químico significa que, apesar de possuírem diferentes massas, irão reagir da mesma maneira. Ou seja, formarão, em uma reação química, compostos iguais, independentes de sua massa. Por exemplo, se tivermos 1000 moléculas de CO₂ (gás carbônico) em um recipiente, podemos dizer que existe uma grande probabilidade de que 11 moléculas de CO₂ possuirão o C¹³ e as outras restantes apresentarão o C¹² em sua composição. Tanto um quanto o outro tipo de C poderá reagir com outras moléculas como a da água. Neste caso, formarão um produto, chamado de ácido carbônico (H₂CO₃).

A consequência disso é que estas onze moléculas (aqueles que carregam o carbono 13 na sua fórmula) serão um pouco mais pesadas que as outras 989. Na verdade, elas possuirão um nêutron a mais.

Mas talvez você esteja pensando que “esta quantidade de C¹³ é muito pequena e não deve causar grande diferença”, estou certo? Bem, se tratarmos de uma pequena amostra como essa, isso está correto. No entanto, se lidarmos com milhões e milhões destas moléculas, esta diferença deixa de ser pequena para ser relevante.

Pode não parecer, mas na maioria das vezes lidamos com quantidades enormes de átomos e moléculas. Para se ter uma ideia, um copo de água de 300 mL apresenta algo em torno de 10.000.000.000.000.000.000.000.000 (10 setilhões ou 10×10^{24}) moléculas de água!

Nas transformações químicas, presentes no nosso dia a dia, é fundamental que possamos prever as quantidades, seja em massa ou volume, necessárias para a produção de um determinado composto. Por exemplo, um atleta precisa comer um número “X” de alimentos (ou seja, uma dada massa de comida) para que seu corpo produza um número “Y” de energia, usada em suas atividades esportivas. Tal produção se dá através de diversas reações químicas que ocorrem dentro e fora de suas células.

A determinação destes números “X” e “Y” pode ser prevista através de cálculos químicos os quais serão apresentados a você nesta unidade.

Objetivos de aprendizagem

- Reconhecer a importância dos diferentes tipos de átomos, pertencentes a um mesmo elemento químico no cálculo de massa atômica.
- Diferenciar massa atômica e número de massa.
- Aplicar o balanço de massas de acordo com as leis de Lavoisier e Proust
- Aplicar o balanço de volumes gasosos de acordo com as leis de Gay-Lussac.

Seção 1

Massa atômica e número de massa.

Você sabe qual é a diferença?

Anteriormente, você viu que a utilização do número de massa para representar a massa de um elemento não é adequada, uma vez que ele pode ser composto por vários átomos diferentes. Sendo assim, para calcularmos a média da massa de uma quantidade qualquer de um composto químico, usamos a média ponderada.

A média ponderada é calculada através do somatório das multiplicações entre valores e pesos, divididos pelo somatório dos pesos.

Um caso clássico é quando o aluno faz uma prova com peso 2 e um teste com peso 1. Como o peso da prova é maior será ele que irá contribuir mais significativamente para a média do aluno.

Por exemplo, um aluno que tirou 8 na prova e 5 no teste, terá média igual a 7. Observe o cálculo:

$$\text{Média} = \frac{(8 \times 2) + (5 \times 1)}{3}$$

Peso da prova → (8 x 2) + (5 x 1) → Peso do teste
3 → Soma dos pesos

Média = 7

A média ponderada, portanto, permite o cálculo da massa média dos átomos que constituem um elemento químico. Esta massa média é chamada de massa atômica.

Para o caso dos elementos químicos, podemos considerar que cada átomo deste elemento contribui de acordo com a sua ocorrência na natureza e por isso, estas ocorrências equivalem aos seus pesos.

Observe o caso do elemento carbono, cujas ocorrências dos C¹² e C¹³ são, respectivamente, 98,9% e 1,1% (iremos desconsiderar o C¹⁴ neste cálculo, uma vez que sua ocorrência é próxima a zero). Para calcularmos a massa representativa, de todos os átomos de carbono que existem na Natureza, teremos de multiplicar estas ocorrências pelos seus respectivos pesos, conforme descrito a seguir:

$$\begin{array}{c} \text{Ocorrência do C}^{12} \\ \nearrow \\ (12 \times 98,9) + (13 \times 1,1) \longrightarrow \text{Ocorrência do C}^{13} \\ \hline 100 \longrightarrow \text{Soma das ocorrências} \\ \text{(Sempre igual a 100%)} \end{array}$$

O resultado desta conta será igual a aproximadamente 12,01 u. Este valor será a massa média do átomo (ou simplesmente massa atômica) pertencente ao elemento químico carbono. Observe que são estes valores numéricos que aparecem na tabela periódica.

A unidade u que você vê acima é equivalente a massa de um próton ou de um nêutron uma vez que, conforme vimos na unidade "Use protetor solar!", suas massas são iguais.

Atividade

Aplicando a média ponderada

Na escola de Arlindo, a média anual é calculada de acordo com os princípios da média ponderada. Considerando que o peso das notas esteja relacionado ao bimestre em questão (ou seja: 1º bimestre tem peso 1, o 2º tem peso 2 e assim em diante), determine a média anual de Arlindo, sabendo que as notas em Química foram iguais a:

1º Bimestre: 7,0

2º Bimestre: 6,0

3º Bimestre: 8,0

4º Bimestre: 7,5

Above suas
respostas em
seu caderno

Calculando a massa atômica de um elemento

Na Natureza, de cada 5 átomos de boro, 1 tem número de massa igual a 10 u e 4 têm número de massa igual a 11 u. Com base nestes dados, qual o valor numérico da massa atômica do boro, expressa em u?

Atividade

2

Anote suas
respostas em
seu caderno

Seção 2

O coletivo de átomos: Moléculas!

Agora sabemos que a massa de um elemento químico é denominada de massa atômica. Os valores de massa atômica estão, para todos os elementos químicos conhecidos, descritos na tabela Periódica.

Na Natureza, os elementos encontram-se, normalmente, na forma de substâncias sejam elas simples (H_2 e O_2 , por exemplo) ou compostas (H_2O e CO_2 , por exemplo). Dizemos que combinações de átomos formam moléculas e que a massa de uma molécula é a soma das massas dos elementos que a constitui. As figuras abaixo são transcrições dos elementos químicos hidrogênio, oxigênio e carbono, todos tirados da tabela periódica.

Hidrogênio	1	2,1
	H	
	1,0	

Oxigênio	8	3,5
	O	
	16,0	

Carbono	6	2,5
	C	
	12,0	

Os valores das massas atômicas destes elementos encontram-se na parte de baixo do quadrado. Logo, podemos afirmar que os valores de massa para as moléculas de água (H_2O) e de gás carbônico (CO_2) serão, respectivamente:

■ **18u**

Para chegar a esse resultado, temos de somar as massas dos átomos presentes na molécula, como a seguir:



+

$O = 16,0$

Então: $2,0 + 16,0 = 18,0$ u

■ **44u** ($12,0 + 16,0 \times 2$)

Para o CO₂, a ideia é a mesma.

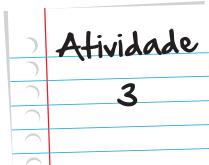


+

$2 \times O = 2 \times 16,0$

Então: $12,0 + 32,0 = 44,0$ u

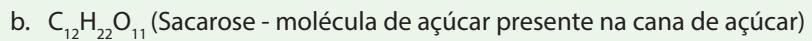
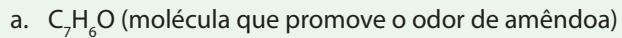
Estes valores, então, são denominados massas moleculares!



Calcule a massa molecular

Considerando as massas atômicas dos elementos H, C e O, calcule a massa molecular das seguintes substâncias:

$$H = 1 \quad C = 12 \quad O = 16$$



Above a yellow sticky note tab:
Anote suas
respostas em
seu caderno

Qual a massa do sal hidratado?

"Um composto hidratado é todo aquele que possui moléculas de água (H_2O) em sua composição. A expressão "sal hidratado" indica um composto sólido que possui quantidades bem definidas de moléculas de H_2O , associadas aos íons de sal. Por isso, a massa molecular de um sal hidratado deve sempre englobar moléculas de H_2O ."

Com base na informação acima, calcule a massa molecular, expressa em unidade de massa atômica, do cloreto de cálcio dihidratado ($CaCl_2 \cdot 2H_2O$)?

Dados as massas atômicas:

$$Ca = 40,0 \text{ u}$$

$$Cl = 35,5 \text{ u}$$

$$H = 1,0 \text{ u}$$

$$O = 16,0 \text{ u}$$

Above suas
respostas em
seu caderno

Seção 3 Amedeo Avogadro – Contando grãos de areia

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro, conde de Quaregna e Cerreto, foi um advogado e físico italiano. Obscuro pela contagem dos átomos recém propostos por Dalton, Avogadro contribuiu fortemente para o avanço dos processos que possibilitavam a medição das quantidades de átomos e moléculas.



Amedeo Avogadro

Figura 1: Retrato de Amedeo Avogadro

Fonte: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Avogadro_Amedeo.jpg

Seus trabalhos permitiram associar a massa de uma amostra de átomos a uma determinada quantidade destes.

Graças a Avogadro e aos cientistas que continuaram o seu trabalho, sabemos hoje que o número de átomos presentes em uma amostra de 0,012 kg de C¹² é dado por uma constante física denominada de constante de Avogadro (N_A). Atualmente, esta constante possui o valor de $6,02214179 \times 10^{23}$.

Isto significa que 0,012 kg (ou seja, 12 gramas!) de uma amostra de C¹² contém uma quantidade enorme de átomos, algo em torno de 600.000.000.000.000.000.000.000 átomos.

Este número é, nos dias atuais, denominado **mol** e ele define uma quantidade de átomos. Tal medida é análoga à dúzia, que define doze unidades de qualquer coisa (como, por exemplo, de ovos). No entanto, para lidarmos com unidades infinitamente pequenas utilizamos mol, por outro lado usamos a dúzia, o quilograma, o litro para definirmos quantidades de objetos grandes, tais como laranjas e peras.

Mol

O mol é definido como a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares (mol, moléculas, íons etc.) quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de C¹² que corresponde a aproximadamente 6×10^{23} unidades.

Você concorda que não é adequado falarmos de um mol de laranjas. Até porque, para você ter uma ideia, esta quantidade daria para cobrir todo o planeta Terra de laranjas ou peras, por vários e vários metros de altura!

Pelo mesmo motivo, também não é adequado falarmos de uma dúzia de átomos, uma vez que é impossível medir tal quantidade nas reações químicas do nosso dia a dia ou na Indústria. Isso ocorre em função de não podermos medir as massas destas amostras nem com a mais sensível das balanças!

Existe uma coisa muito curiosa sobre a constante de Avogadro que fez com ela fosse amplamente aceita por toda a comunidade científica mundial. Ela é uma ferramenta importante no **balanço de massas** de uma reação química.

Balanço de massas

Procedimento que possibilita o cálculo das massas, envolvidas em qualquer processo de transformação, seja ele físico ou químico.

Acontece que sempre que pegamos o valor numérico da massa atômica de um determinado átomo e trocamos a unidade u pela unidade grama, obtemos um punhado de átomos. Apesar de 1 mol equivaler ao gigantesco número de 600.000.000.000.000.000.000 átomos, saiba que todos eles cabem na palma da sua mão!

O mesmo acontece quando pegamos um punhado de moléculas. A diferença entre átomos e moléculas é que ao invés de usarmos a massa atômica, devemos utilizar a massa molecular. Conforme vimos na Seção 2, esta é a soma das massas atômicas que constituem uma molécula.

Portanto, podemos dizer que para qualquer substância ou elemento, uma massa, em gramas, numericamente igual à massa molecular (MM), contém exatamente $6,022 \times 10^{23}$ moléculas ou aproximadamente igual a 6×10^{23} .

Observe os exemplos abaixo:



Mercúrio (Hg)
Massa Molecular = 201 u



Em 201 g de mercúrio
existem $6,022 \times 10^{23}$ átomos

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:HGmer.JPG> – Dennis "S.K"



Sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
Massa Molecular = 342 u



Em 342 g de sacarose existem
 $6,022 \times 10^{23}$ moléculas

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/1071033> - Jade Gordon

Qual a quantidade de massa, contida em 1 mol?

Antes mesmo de lhe direcionar ao *link* eu vou responder à pergunta acima: Depende da substância! Para cada substância química, haverá um determinado valor de massa que compõe 1 mol. Quer ver como isso acontece?

Vá no *link* a seguir e leia sobre o número que chamamos de mol. Nele você encontrará a descrição de um experimento que permite a visualização de quantidades iguais, em mol, de diferentes substâncias. Não deixe de assistir ao vídeo que está dentro deste arquivo!

<http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/15573/Moldecadacoisa.pdf?sequence=1>



Multimídia



Seção 4

Continuamos a medir pequenas quantidades – aprimorando o conceito de mol

Durante o seu dia-a-dia, comumente, você utiliza grandes matemáticas para expressar **quantidades de matéria**, como por exemplo: 1 kg de batata, 1 litro de leite, 1 dúzia de bananas. Na Química, também é preciso trabalhar com um valor fixo que represente as quantidades de partículas existentes em uma determinada amostra. Isso porque as reações químicas processam-se em proporções de acordo com as suas unidades.

Quantidade de matéria

Uma das sete grandezas fundamentais convencionadas pelo Sistema Internacional (SI) e que define uma determinada porção de matéria. Por exemplo, uma garrafa de volume interno igual a 1,8 L contém 1,8 quilogramas de água ou 100 mol de água.

Por exemplo, como você viu na unidade "Caminhando pela estrada que investiga do quê somos feitos", Dalton concluiu que, para formar duas moléculas de água ($2 \text{ H}_2\text{O}$), ele precisava de duas moléculas de hidrogênio (2 H_2) e uma molécula de oxigênio (O_2). É importante você perceber que para descobrir a proporção desta reação é necessário que saibamos montar a equação química balanceada que representa esta transformação, conforme visto na Unidade "Transformando a matéria - reações químicas".



Podemos afirmar então que a obtenção de 2 mol de água (36 g) se dá a partir da reação de 2 mol de hidrogênio (4 g) e 1 mol de oxigênio (32 g).

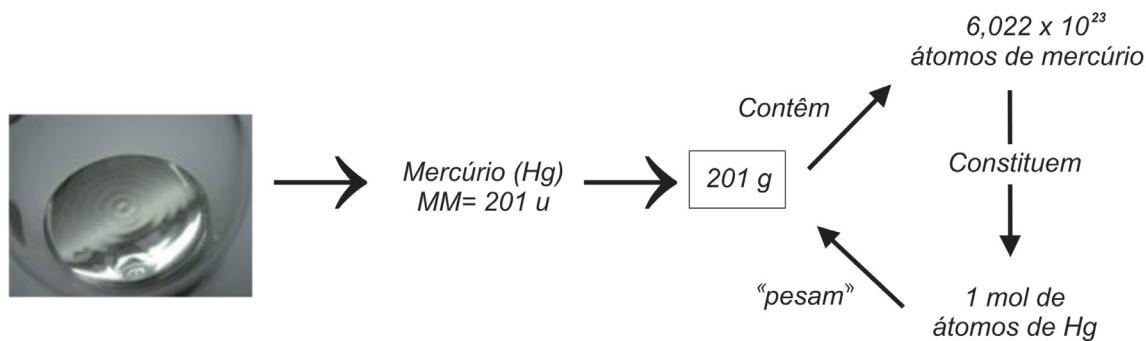
Já ficou claro para você o que exatamente a unidade de medida que chamamos de mol é capaz de quantificar? Então, voltemos ao que vimos lá na Seção 3. Lembra que estudamos que 12 g de C^{12} correspondem a 1 mol de C^{12} ? E que, em 1 mol, nós temos 6×10^{23} unidades do elemento que estamos medindo?

Sendo assim, a partir desta relação, podemos concluir, então, que:

1 mol de átomos	É a quantidade de substância que contém	6 $\times 10^{23}$ átomos
1 mol de moléculas		6 $\times 10^{23}$ moléculas
1 mol de fórmulas		6 $\times 10^{23}$ fórmulas
1 mol de íons		6 $\times 10^{23}$ íons
1 mol de elétrons		6 $\times 10^{23}$ elétrons
1 mol de cadeiras		6 $\times 10^{23}$ cadeiras

Observe o esquema abaixo que representa diversas formas de apresentação da matéria:

Esquema 1:



Esquema 2:

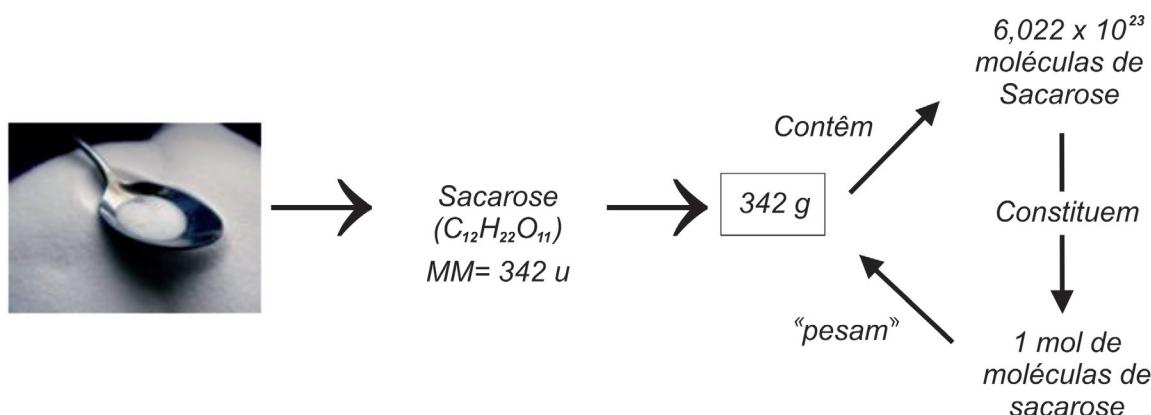


Figura 2: Representação da matéria, utilizando diversas grandezas químicas (mol, massa e número de moléculas)

Fonte: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:HGmer.JPG>; <http://www.sxc.hu/photo/1071033>.

De uma maneira geral, temos a seguinte relação entre estas grandezas químicas:

$$\text{Massa Molecular} \xrightarrow{\text{Contém}} 6,0 \times 10^{23} \text{ moléculas} \xrightarrow{\text{Constitui}} 1 \text{ mol}$$

Seção 5

Antoine Laurent Lavoisier – O Pai da Química

"Havia Benjamin Pantier e sua esposa.

Boas em si mesmas, mas o mal para o outro:

Ele oxigênio, ela hidrogênio,

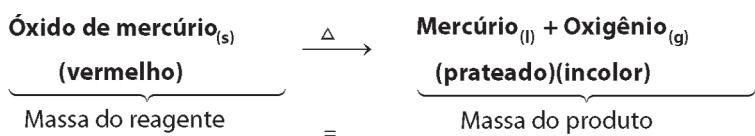
Seu filho, um incêndio devastador."

(Tradução de um fragmento de um poema de Emily Dickson, publicado em 1850, época em que as descobertas químicas estavam em "ebulição")

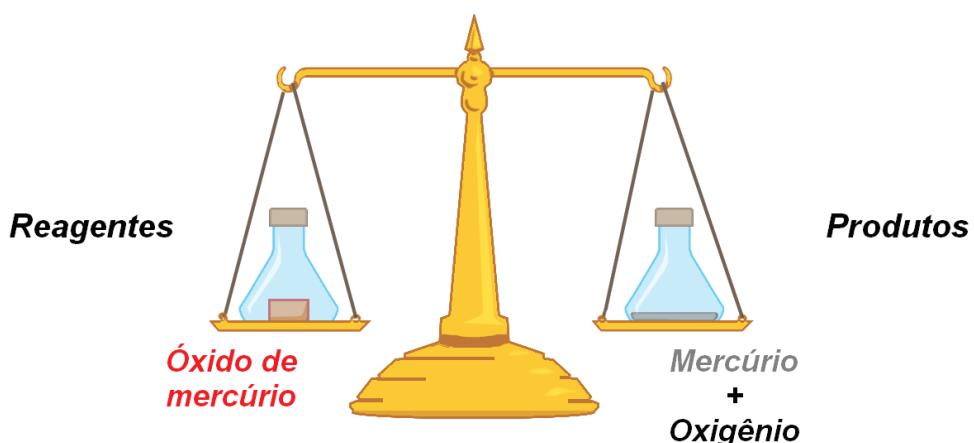
Dois eventos foram importantes para o desenvolvimento da Química: a descoberta de que a água não era um elemento, por Lavoisier; e a sua obtenção, através da reação entre os gases oxigênio e hidrogênio! Os trabalhos de Lavoisier foram tão importantes que alguns o consideram o "pai da química". Dentre suas contribuições, a mais conhecida é a LEI DA CONSERVAÇÃO DAS MASSAS enunciada após a realização de inúmeros experimentos (reações químicas), ocorridos em recipientes fechados.

Lavoisier realizou um experimento com óxido de mercúrio o qual, antes de ser submetido ao aquecimento, teve sua massa determinada. Em seguida, ele foi colocado em um *pote de vidro fechado e aquecido*, observando-se a formação de dois produtos: mercúrio e oxigênio. Esses, ao final da reação, também tiveram suas massas identificadas.

Ao analisar os valores destas massas, Lavoisier verificou que não houve perda e ganho de massa durante a transformação química, isto é, as massas mantiveram-se constantes!



Ao escolher recipientes fechados, Lavoisier eliminou dúvidas sobre a possível entrada e saída de gás no sistema. Isso porque o gás tende a evaporar e sair do sistema, o que poderia "enganar" o resultado final.



Então, Lavoisier pôde concluir que a massa final de um recipiente fechado, após a ocorrência de uma reação química é sempre igual à massa inicial do sistema. Pois não há a possibilidade de absorção ou liberação de gases durante a reação química.

Sendo assim, ele enunciou a Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier:



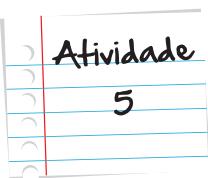
Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier

Quando uma reação química é realizada em um recipiente fechado, a massa total dos produtos é igual à massa total dos reagentes.

Essa foi a primeira das leis das combinações químicas ou leis **ponderais** e, a partir dela, outras foram surgindo para explicar as regularidades que ocorrem nas combinações químicas.

Ponderais

Ponderal significa massa.



Quanto é consumido quando queimamos uma determinada quantidade de carvão?

A queima do carvão também pode ser representada pela equação:



Sabe-se que 12 g de carvão, ao reagir com uma determinada quantidade de gás oxigênio, em um sistema fechado, produz 44 g de gás carbônico. Com base nessas informações, calcule a massa utilizada de gás oxigênio na reação.

Anote suas respostas em seu caderno

Vamos experimentar a Lei da conservação das massas!

Vá no *link* abaixo e assista a uma excelente simulação de algumas reações químicas com foco na conservação da matéria:

http://condigital.ccead.puc-rio.br/condigital/index.php?option=com_content&view=article&id=116&Itemid=91



Seção 6 Joseph Louis Proust – Proporções constantes

Em 1799, Joseph Louis Proust descobriu que toda reação química ocorre entre quantidades fixas. Por exemplo, ao formar água a partir dos gases oxigênio e hidrogênio, Proust descobriu que 2 g de hidrogênio reagem 16 g de oxigênio, formando 18 g de água. Se refizermos esta reação com 4 g (o dobro da quantidade anterior) de hidrogênio a quantidade de oxigênio a ser consumida será de 32 g. Isto significa que a água é formada por uma quantidade fixa de elementos químicos que pode ser expressa em termos percentuais, conforme descrito abaixo:

Assim, por exemplo, no caso da água, temos:

Água	→	Hidrogênio	+	Oxigênio
100%		11,1%		88,9%
100g		11,1 g		88,9 g
Proporção		1	:	8

A composição da água apresentará sempre uma mesma relação entre as massas de hidrogênio e oxigênio, qualquer que seja a massa de água considerada. Ou seja, na formação de água, deveremos combinar hidrogênio e oxigênio na proporção de 1 para 8 em massa.

Portanto, se reagirmos 1 grama de hidrogênio com 8 de oxigênio, obteremos 9 de água:

	Hidrogênio + Oxigênio → Água		
Proporção	1	:	8 : 9
Experiência A	1 g		8 g 9 g
Experiência B	2 g		16 g 18 g
Experiência C	3 g		24 g 27 g

Dividindo a massa de hidrogênio pela massa de oxigênio de cada uma dessas experiências, chegamos a uma mesma fração.

$$\frac{\text{Massa de Hidrogênio}}{\text{Massa de Oxigênio}} = \frac{1 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{16 \text{ g}} = \frac{3 \text{ g}}{24 \text{ g}} = \frac{11,1 \text{ g}}{88,89 \text{ g}}$$

Esses dados mostram-nos que a proporção entre os elementos que compõem a água permanece constante, ou seja, em qualquer um dos casos acima a razão entre massa de hidrogênio e massa de oxigênio é 0,125.

Em função desses resultados, Proust enunciou a seguinte lei ponderal, conhecida como lei das proporções constantes:

Lei da Proporção Constante ou Lei de Proust

A composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem na Natureza.



Porém lembre-se, que essa lei foi desenvolvida a partir de experimentos realizados com quantidades de matéria possíveis de serem “pesadas” nas balanças existentes na época. Ou seja, eram observações realizadas em nível macroscópico. Ainda não existia nenhuma explicação para os fatos relacionados à composição da matéria em nível microscópico.

Relembrando um pouco de Matemática...

A razão entre dois números a e b é a relação $\frac{a}{b}$, onde a e b são números reais, sendo b diferente de 0. Dessa forma, concluímos que razão é uma fração, a qual é utilizada no intuito de comparar grandezas. A razão pode ser representada por uma fração, um número na forma decimal, uma porcentagem ou até mesmo por uma divisão. Por exemplo:

$$3 : 5 = \frac{3}{5} = 0,6 = 60\%$$

$$1 : 10 = \frac{1}{10} = 0,1 = 10\%$$

Exemplo 1:

Em uma turma de preparatório para o vestibular, o número de mulheres é igual a 50 e o número de homens é 40. Determine a razão entre o número de homens e o número de mulheres.

Solução:

Temos 40 homens para 50 mulheres, então: $\frac{40}{50}$ que simplificado (nesse caso, ambos os números divididos por 10) fica $\frac{4}{5}$. Concluímos, então, que a cada cinco mulheres existem quatro homens.

A proporção entre duas razões iguais, portanto, é um valor que exprime uma relação matemática. Veja o próximo exemplo.





Saiba Mais

Exemplo 2:

Rogério e Jéssica passeiam com seus cachorros. Rogério pesa 120 kg, e seu cão, 40 kg. Jéssica, por sua vez, pesa 48 kg, e seu cão, 16 kg. Observe a razão entre o peso do casal:

$$\frac{120 \text{ kg}}{48 \text{ kg}} = \frac{5}{2}$$

÷ 24
÷ 24

Observe, agora, a razão entre o peso dos cachorros:

$$\frac{40 \text{ kg}}{16 \text{ kg}} = \frac{5}{2}$$

÷ 8
÷ 8

Verificamos que as duas razões são iguais. Nesse caso, podemos afirmar que a igualdade $\frac{120 \text{ kg}}{48 \text{ kg}} = \frac{40}{16}$ é uma proporção.

Atividade
6

Aplicando a Lei de Conservação das Massas

O açúcar comum, quando submetido ao aquecimento, pode se transformar em carvão. Foram realizados dois experimentos, cujos dados constam da tabela a seguir:

	Açúcar	→	Carvão +	Água
1ª Experiência	342 g		144 g	X g
2ª Experiência	Y g		Z g	99 g

Com base no que você aprendeu sobre proporção, determine os valores de X, Y e Z.

Anote suas respostas em seu caderno

Seção 7

Volume Molar

Você já sabe a relação que existe entre a quantidade de átomos/moléculas, a massa e o mol. Mas como podemos relacionar estas quantidades com volume?

Assim como cada grão de arroz ocupa um determinado volume, as substâncias químicas, sólidas ou líquidas, iguais em quantidade, ocupam diferentes volumes. Mas, CUIDADO! Essa analogia não pode ser aplicada aos gases!

Em relação a eles, medidas experimentais observaram que o volume ocupado por um mol de qualquer gás, na temperatura de 0°C e pressão de 1 atm, é igual a 22,4 L. Este volume, então, é definido como volume molar (V_m).

As condições de temperatura e pressão descritas acima são denominadas condições normais de temperatura e pressão (CNTP).

Volume Molar

É o volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura.



Em condições idênticas de temperatura e pressão, o volume ocupado por um gás é diretamente proporcional à sua quantidade de substância, ou seja, ao seu número de mol. Assim, se dobrarmos seu número de mols (n), seu volume também irá dobrar. Portanto, a relação entre o volume e o número de mols é constante.

Relembre que, em um mol de qualquer gás, o número de moléculas é sempre 6×10^{23} . Este, nas mesmas condições de pressão e temperatura, ocupará sempre o mesmo volume.

O volume molar de um gás depende das condições em que ele se encontra. Assim, quando nos referimos ao volume molar, é muito importante especificarmos a temperatura e a pressão em questão.

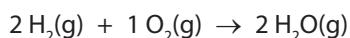
Seção 8

Lei volumétrica de Gay-Lussac

Uma das maiores contribuições de Gay-Lussac à Química foi sua Lei da Combinação de Volumes, publicada em 1808, e baseada numa série de experimentos. Um deles envolvia a reação entre o gás hidrogênio e o gás oxigênio, cujo produto é a água.

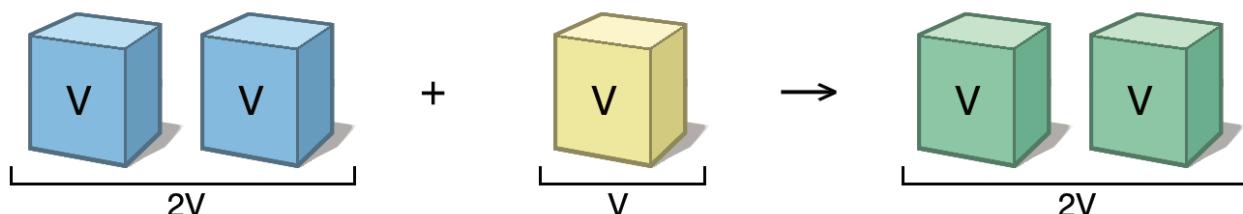
Nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos gases participantes de uma reação química têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos. Vejamos a relação que existe entre estes componentes:

Para formação de 1 mol de vapor de água, é preciso reagir 2 mols de gás hidrogênio com 1 mol de gás oxigênio, isto é:



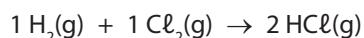
Podemos dizer que 2 volumes de hidrogênio, reagem com 1 volume de oxigênio, produzindo 2 volumes de vapor de água, e por isso a proporção entre os volumes seria: 2:1:2.

2 volumes de hidrogênio reagem com 1 volume de oxigênio produzindo 2 volumes de vapor de água

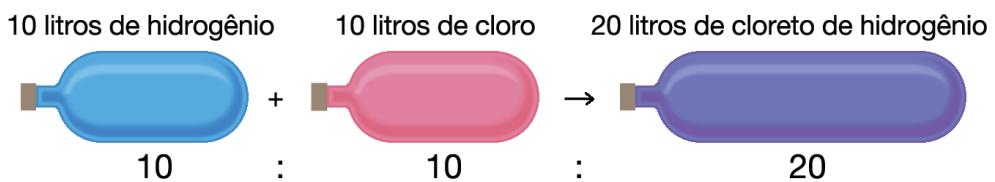


Isto acontece porque o volume dos gases está associado aos coeficientes que equilibram uma equação! Como a soma dos coeficientes dos reagentes é igual a três e do produto é igual a 2, podemos afirmar que existirá uma diminuição do volume deste sistema de acordo com o andamento da reação.

Vamos analisar agora a reação de síntese do gás cloreto de hidrogênio, a partir do gás hidrogênio e do gás cloro.



Ao utilizarmos 10 litros de hidrogênio, com 10 litros de cloro obteremos 20 litros de cloreto hidrogênio. Isto acontece também por causa dos coeficientes de balanceamento da equação. Observe que neste caso este sistema não apresentará variação de volume.



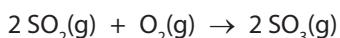
Isto significa que os volumes de um sistema onde ocorre uma reação química não precisam ser necessariamente conservados, podendo aumentar, diminuir ou até mesmo permanecerem constantes. Esta variação dependerá exclusivamente dos coeficientes de平衡amento da equação química que representam este processo de transformação.

Lei Volumétrica de Gay-Lussac

Nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos gases participantes de uma reação química têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos.



Conhecendo essa Lei, observe esse exemplo. O trióxido de enxofre (SO_3) é um gás utilizado na fabricação do ácido sulfúrico e um dos principais responsáveis pelo efeito estufa. Para produzir 30 L de SO_3 , quantos litros de gás oxigênio (O_2) e de dióxido de enxofre (SO_2), precisaremos?



A proporção entre os coeficientes é de:

$$2 : 1 : 2$$

Trabalhando com a Lei Volumétrica de Gay-Lussac, teremos que:

$$\text{SO}_3 = \frac{30 \text{ L}}{x} = 2 \quad \therefore \quad x = 15 \text{ L}$$

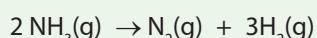
Logo, a proporção entre os volumes será de:

$$\begin{aligned} &\frac{30}{15} : \frac{15}{15} : \frac{30}{15} \\ &2 : 1 : 2 \end{aligned}$$

Precisaremos, então, de 15 L de O_2 e de 30 L de SO_2 .

Quanto será produzido?

A reação de decomposição da amônia pode ser representada pela equação:



A decomposição de 500L de amônia (NH_3) produzirá quantos litros de gás nitrogênio (N_2) e de gás hidrogênio (H_2), nas mesmas condições de pressão e temperatura?

Atividade

7

Anote suas
respostas em
seu caderno

Nesta unidade, observamos que medindo a massa de uma amostra, através de uma balança precisa, podemos calcular a quantidade de átomos ou moléculas existentes nela. Além disso, vimos que as massas e volumes de substâncias envolvidas em uma reação química podem ser previstas através de cálculos que seguem determinadas Leis. Estas Leis podem ser do tipo "ponderal" ou do tipo "volumétrico" e elas auxiliam na previsão das massas (Leis ponderais) ou dos volumes (Leis volumétricas).

Mas afinal, por que entender esses cálculos é importante? A resposta a essa pergunta não é muito simples... Pense comigo, ao misturarmos uma substância com outra, você acha que ao final teremos o quê? Isso mesmo, uma nova substância! E essas misturas estão presentes em todas as áreas de nossa vida. Desde o remédio que tomamos até os produtos de limpeza que usamos em nossa casa. Mas, para que eles realizem seu propósito, é preciso que as substâncias estejam nas quantidades corretas. Na próxima unidade, falaremos também das quantidades das substâncias, mas nas misturas homogêneas. Até lá!

Resumo

- A massa atômica é calculada através da média ponderada da massa média dos átomos que constituem um elemento químico.
- A massa molecular corresponde ao somatório das massas atômicas de cada átomo que constitui a molécula.

- Mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades (mol, moléculas, íons, etc.) elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de C¹².
- Para qualquer substância molecular, existem $6,022 \times 10^{23}$ moléculas em uma massa, em gramas, numericamente igual à massa molecular (MM).
- Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier é determinada quando uma reação química é realizada em um recipiente fechado, a massa total dos produtos é igual à massa total dos reagentes.
- Lei da Proporção Constante ou Lei de Proust é determinada quando a composição química das substâncias compostas é sempre constante, não importando qual a sua origem.
- Volume Molar é o volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura.
- Lei Volumétrica de Gay-Lussac é determinada nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos gases participantes de uma reação química têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

Veja ainda...

- O Princípio da conservação das massas, de Lavoisier, é um tema muito importante da Química. Se você quiser se aprofundar mais, aqui vai uma boa dica de leitura que requer disposição, pois não é um material fácil, mas é rico em informação: [http://quimicanova.sbn.org.br/qn/qnol/1993/vol16n3/v16_n3 %20\(14\).pdf](http://quimicanova.sbn.org.br/qn/qnol/1993/vol16n3/v16_n3 %20(14).pdf)
- Um excelente artigo que trata das idas e vindas históricas relacionadas ao conceito de mol pode ser encontrado na edição eletrônica da revista Química Nova na Escola.
<http://qnesc.sbn.org.br/online/qnesc01/atual.pdf>

Referências

Livros

- QUÍMICA, G. D. P. E. E. **Interações e Transformações**. V.3 – Livro do Professor : Edusp; 2002
- QUÍMICA, G. D. P. E. E. **Interações e Transformações**. V.3 – Livro do Aluno : Edusp; 2002
- BRAGA, Marco; GUERRA, Andréia & REIS, José Cláudio. **Breve História da Ciência**
- FONSECA, Martha Reis Marques da. **Química**: Físico-Química. São Paulo: FTD, 2007. 408 p.

- USBERCO, João; SALVADOR, Edgar. **Eletroquímica**. In: _____. *Química*. 5 ed. Reform. São Paulo: Saraiva, 2002. 672p. uni. 14.
- PERUZZO, F.M. CANTO, E. L.: **Química na abordagem do cotidiano**. Volume único. 2.ed. São Paulo. Moderna ed. 2002.
- SANTOS, W. MÓL, G.: **Química Cidadã**. 1.ed. São Paulo. Nova Geração ed. 2010.

Atividade 1

Para o cálculo da média ponderada, devemos lançar os dados na fórmula, como a seguir:

$$\begin{aligned}\text{Média} &= \frac{(7 \times 1) + (6 \times 2) + (8 \times 3) + (7,5 \times 4)}{1 + 2 + 3 + 4} = \frac{7 + 12 + 24 + 30}{10} \\ &= \frac{73}{10} = 7,3\end{aligned}$$

A média de Arlindo é 7,3. Observe que a nota mais importante para Arlindo é a do quarto bimestre, em função do seu peso.

**Respostas
das
Atividades**

Atividade 2

Podemos afirmar que a ocorrência percentual do B¹⁰ é igual a 20% (1 átomo em cinco representa 20% do total de átomos, certo?). Já a ocorrência do B¹¹ é igual a 80%, uma vez que a soma das ocorrências dos átomos de um elemento químico deverá ser sempre igual a 100%. Com isso, podemos calcular a massa atômica do boro, conforme a fórmula:

$$\text{Massa atômica} = \frac{(10 \times 20) + (11 \times 80)}{100} = 10,8 \text{ u}$$

Atividade 3

Sabemos que a massa molecular é soma das massas atômicas dos elementos que constituem a molécula, então temos que:

- a. Odor de Amêndoа – C_7H_6O

Esta molécula é constituída pelos seguintes átomos:

- 7 átomos de carbono
- 6 átomos de hidrogênio
- 1 átomo de oxigênio

Então, a massa molecular será dada por:

$$\text{Massa Molecular } C_7H_6O = (7 \times 12) + (6 \times 1) + (1 \times 16)$$

$$\text{Massa Molecular } C_7H_6O = 84 + 6 + 16$$

$$\text{Massa Molecular } C_7H_6O = 106 \text{ u}$$

- b. Sacarose – $C_{12}H_{22}O_{11}$

Já a molécula da sacarose é constituída por:

- 12 átomos de carbono
- 22 átomos de hidrogênio
- 11 átomos de oxigênio

Sendo assim, temos que:

$$\text{Massa Molecular } C_{12}H_{22}O_{11} = (12 \times 12) + (22 \times 1) + (11 \times 16)$$

$$\text{Massa Molecular } C_{12}H_{22}O_{11} = 144 + 22 + 176$$

$$\text{Massa Molecular } C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ u}$$

Atividade 4

Para calcularmos a massa molecular deste sal, temos que levar em consideração a quantidade de moléculas de água existentes. Como o nosso sal é dihidratado, isso significa que ele possui duas moléculas de água, ou seja, 4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio.

Sendo assim, a molécula do cloreto de cálcio dihidratado, é constituída pelos seguintes átomos:

- 1 átomo de cálcio
- 2 átomos de cloro
- 4 átomos de hidrogênio
- 2 átomos de oxigênio

Logo, temos que:

$$\text{Massa Molecular } \text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = (1 \times 40) + (2 \times 35,5) + (4 \times 1) + (2 \times 16)$$

$$\text{Massa Molecular } \text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 40 + 71 + 4 + 32$$

$$\text{Massa Molecular } \text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 147 \text{ u}$$

Respostas
das
Atividades

Atividade 5

Pela lei de conservação das massas ou Lei de Lavoisier, sabemos que quando uma reação ocorre em um sistema fechado, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes. Sendo assim, temos que:

$$\text{Massa carvão} + \text{Massa gás oxigênio} = \text{Massa do gás carbônico}$$

$$12 \text{ g} + \text{Massa gás oxigênio} = 44 \text{ g}$$

$$\text{Massa gás oxigênio} = 44 \text{ g} - 12 \text{ g}$$

$$\text{Massa gás oxigênio} = 32 \text{ g}$$

Atividade 6

Para determinarmos o valor de **X**, teremos de aplicar a Lei da conservação das massas. Sendo assim, temos:

$$\text{Massa Açúcar} = \text{Massa Carvão} + \text{Massa da Água}$$

$$342 \text{ g} = 144 \text{ g} - X$$

$$X = 342 - 144$$

$$\mathbf{X = 198 \text{ g}}$$

Ao analisarmos a massa de água, entre o primeiro e o segundo experimento, observamos que estes possuem uma razão equivalente a 2.

$$\frac{198 \text{ g}}{99 \text{ g}} = 2$$

Aplicando a Lei da Proporção Constante, poderemos descobrir os valores de **Y** e de **Z**.

$$\frac{342 \text{ g}}{Y} = 2 \quad \therefore Y = \frac{342}{2} \quad \therefore Y = 171 \text{ g}$$

$$\frac{144 \text{ g}}{Z} = 2 \quad \therefore Z = \frac{144}{2} \quad \therefore Z = 72 \text{ g}$$

Atividade 7

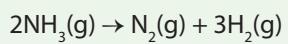
A proporção entre reagentes e produtos na reação de obtenção da amônia é:

$$\mathbf{2 : 1 : 3}$$

Aplicando a Lei volumétrica de Gay-Lussac, poderemos calcular quantos de litros de gás nitrogênio e hidrogênio será obtido na decomposição de 500 L de amônia.

Respostas
das
Atividades

$$\text{Amônia} = \frac{500 \text{ L}}{x} = 2 \quad x = 250 \text{ L}$$



$$2 : 1 : 3$$

$$\frac{500}{250} : \frac{250}{250} \therefore \frac{750}{250}$$

Volume de gás nitrogênio = 250 L

Volume de gás hidrogênio = 750 L

O que perguntam por aí?

Questão 1 (ENEM 2001)

O ferro pode ser obtido a partir da hematita, minério rico em óxido de ferro, pela reação com carvão e oxigênio. A tabela a seguir apresenta dados da análise de minério de ferro (hematita) obtido de várias regiões da Serra de Carajás.

Minério da região	Teor de enxofre (S) / % em massa	Teor de ferro (Fe) / % em massa	Teor de sílica (SiO_2) / % em massa
1	0,019	63,5	0,97
2	0,020	68,1	0,47
3	0,003	67,6	0,61

Fonte: ABREU, S . F. Recursos minerais do Brasil. vol. 2. São Paulo: Edusp, 1973

No processo de produção do ferro, dependendo do minério utilizado, forma-se mais ou menos SO_2 , um gás que contribui para o aumento da acidez da chuva. Considerando esse impacto ambiental e a quantidade de ferro produzida, pode-se afirmar que seria mais conveniente o processamento do minério da (s) região (ões):

- a. 1, apenas.
- b. 2, apenas.
- c. 3, apenas.
- d. 1 e 3, apenas.
- e. 2 e 3, apenas.

Gabarito: Letra C

Comentário:

O minério da região (3) é o que apresenta menor quantidade de enxofre, que é o elemento químico que dará origem ao SO_2 , além de ter um teor de ferro próximo do da região (2), tornando-se, portanto, o recomendado.

Questão 2 (ENEM 2001)

Utilize o enunciado da questão 1 para a resolução da questão 2.

No processo de produção do ferro, a sílica é removida do minério por reação com calcário (CaCO_3). Sabe-se, teoricamente (cálculo estequiométrico), que são necessários 100 g de calcário para reagir com 60 g de sílica.

Dessa forma, pode-se prever que, para a remoção de toda a sílica presente em 200 toneladas do minério na região 1, a massa de calcário necessária é, aproximadamente, em toneladas, igual a:

- a. 1,9
- b. 3,2
- c. 5,1
- d. 6,4
- e. 8,0

Gabarito: Letra B

Comentário:

Dados:

$$\% \text{ Sílica na região 1} = 0,97\%$$

$$\text{Massa minério} = 200 \text{ toneladas}$$

$$\text{Logo, a massa de sílica} = 200 \times (0,97/100) = 1,94 \text{ toneladas}$$

Observe a regra de três abaixo:

$$100 \text{ g de Calcário} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 60 \text{ g de Sílica}$$

$$? \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1,94 \text{ toneladas}$$

$$\text{Massa de Calcário} = 3,23 \text{ toneladas (aproximadamente 3,2)}$$

Questão 3 (ENEM 2000)

Determinada Estação trata cerca de 30.000 litros de água por segundo. Para evitar riscos de fluorose, a concentração máxima de fluoretos nessa água não deve exceder a cerca de 1,5 miligrama por litro de água. A quantidade máxima dessa espécie química que pode ser utilizada com segurança, no volume de água tratada em uma hora, nessa Estação, é:

a. 1,5 kg.

b. 4,5 kg.

c. 96 kg.

d. 124 kg.

e. 162 kg.

Gabarito: Letra E

Comentário:

Cálculo estequiométrico => Dados:

$$\text{Vazão} = 30000 \text{ L/s}$$

$$\text{Concentração máxima} = 1,5 \text{ mg/L ou } 1,5 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$\text{Vazão da água em 1 h} = 30.000 \times 3600 \text{ L} = 1,08 \times 10^8$$

$$\text{Massa de flúor} = (1,08 \times 10^8) \times (1,5 \times 10^{-3}) = 162000 \text{ g ou } 162 \text{ Kg}$$

Atividade extra

Exercício 1 – Cecierj - 2013

Calcule a massa molecular dos ácidos a seguir, considerando as seguintes massas atômicas: H = 1, C = 12, N = 14, O = 16 e S = 32

- Ácido nítrico – HNO_3
- Ácido carbônico – H_2CO_3
- Ácido sulfúrico – H_2SO_4

Exercício 2 – Cecierj - 2013

Pense um pouco sobre as seguintes informações:

- Quando aquecido, o metal ferro reage com o oxigênio atmosférico formando um óxido sobre a superfície metálica. Verifica-se que a massa resultante é maior que a massa do metal inicial.
- Quando um pedaço de carvão é queimado, a massa da quantidade de cinzas obtida é menor que a massa de carvão inicial.

Explique a ocorrência da variação de massa nas transformações ocorridas.

OBS: lembre-se que o sistema é aberto.

Exercício 3 – Cecierj - 2013

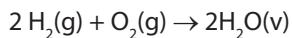
Pela fórmula química da água (H_2O) e da água oxigenada (peróxido de hidrogênio - H_2O_2) você pode perceber que a única diferença entre as duas substâncias é a presença de um átomo de oxigênio a mais, no H_2O_2 . Isso acarreta a formação de uma substância completamente diferente, certo? Afinal você não pode beber água oxigenada!

Considerando a Lei da Proporção Constante de Proust e que a proporção entre as massas de oxigênio e de hidrogênio na água é igual a 8, qual será a proporção entre as massas desses átomos na água oxigenada?

Exercício 4 – Cecierj - 2013

Experimentalmente, verifica-se que dois volumes de gás hidrogênio reagem com 1 volume de gás oxigênio para produzir dois volumes de vapor de água.

Veja a seguir a equação química que representa este processo:

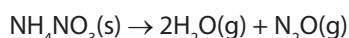


Em relação a essa transformação:

- a. Calcule o volume de gás hidrogênio necessário para produzir 10 L de água.
- b. Determine o volume de água produzido pela reação de 4 L de gás oxigênio com gás hidrogênio suficiente.
- c. Nessa reação, ocorre alteração do volume do sistema?

Exercício 5 – Adaptado de UFPB – 2010

O gás hilarante (N_2O) é utilizado em alguns consultórios odontológicos assim, como em alguns procedimentos cirúrgicos em hospitais. Uma maneira de produzir este gás consiste na decomposição térmica do nitrato de amônio (NH_4NO_3), conforme a reação a seguir:



Determine a massa de nitrato de amônio que deve ser utilizada para produzir 88 g de gás N_2O e 72 g de água.

Exercício 6 – Adaptado de UFRRJ – 2006

O magnésio é um mineral essencial na síntese de proteínas e no transporte de energia no corpo humano.

Dado o valor da Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$, determine o número de átomos existentes em 2 mol de magnésio (Mg).

Gabarito

Exercício 1 – Cecierj - 2013

a. $\text{HNO}_3 = 63$

b. $\text{H}_2\text{CO}_3 = 62$

c. $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$

Exercício 2 – Cecierj - 2013

a. O oxigênio presente no ar atmosférico participa da reação química.

b. A massa é menor devido aos gases produzidos na reação.

Exercício 3 – Cecierj - 2013

Como a quantidade de oxigênio é o dobro, a relação entre as massas de oxigênio e de hidrogênio será 16.

Exercício 4 – Cecierj - 2013

a. 10 L

b. 8 L

c. Sim. Antes da reação teremos 3 volumes de substâncias no estado gasoso, sendo que após a reação só teremos 2 volumes.

Exercício 5 – Adaptado de UFPB – 2010

Pela Lei da Conservação da Massa, se foram produzidos 88 g de N_2O e 72 g de água, a quantidade de nitrato de amônio (NH_4NO_3) que sofreu decomposição será de:

$$72 \text{ g} + 88 \text{ g} = 160 \text{ g}$$

Exercício 6 – Adaptado de UFRRJ – 2006

Se: 1 mol de Mg \rightarrow $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos de Mg

2 mol de Mg \rightarrow x

$$\text{Então: } 6,0 \times 10^{23} \times 2 = 1 \times \\ 12 \times 10^{23} = 1 \times$$

$$x = 12 \times 10^{23} \\ 1$$

$$x = 12 \times 10^{23} = 1,2 \times 10^{24} \text{ átomos de Mg}$$

Até
breve!

A Química tem solução!

Fascículo 4

Unidade 10

A Química tem solução!

Para início de conversa...

Você sabe o que uma barra de aço, os fluidos do seu corpo (como o sangue e a urina) e um remédio antigripal têm em comum? Todos eles são soluções! E uma solução nada mais é do que uma mistura homogênea de substâncias químicas. Você lembra o que é uma mistura homogênea, certo? Mas caso não, releia a unidade "Planeta Terra ou Planeta Água?".

E qual a importância de estudar as soluções? Porque elas são comuns na natureza e são fundamentais em processos industriais, e nas áreas médica e científica. Nesse contexto, é fundamental identificar e quantificar as substâncias que compõem uma solução.

Um exemplo disso é a propriedade das ligas metálicas (como o aço). Algumas delas, tais como a maleabilidade e a resistência à corrosão, dependem de como é a mistura dos diversos metais que compõem a liga. A variação na quantidade de carbono no aço influencia diretamente na sua dureza.

Já as variações nas concentrações das substâncias que compõem o sangue ou a urina dão aos médicos pistas valiosas sobre a saúde de um paciente. Por outro lado, um medicamento, como o antigripal, é uma mistura de vários componentes, cujas quantidades irão definir o efeito do remédio no corpo do paciente.

Devido à importância do conhecimento da quantidade de material, dissolvido em uma solução, é que em várias ocasiões as soluções são analisadas **quantitativamente**.

Quantitativamente

Descrição numérica das propriedades de uma substância, de um sistema ou um processo.

Imagina se o médico, ao fazer o acompanhamento de um paciente, prescrevesse uma dose de um medicamento que está abaixo do valor mínimo para que seja obtido algum efeito benéfico? O tratamento seria ineficiente, podendo ocasionar a piora no seu quadro clínico ou até mesmo a sua morte!



Figura 1: Comprimidos são manipulados de forma a exercerem determinada função em nosso organismo.

Fonte: <http://www.sxc.hu/photo/391471> - Adam Ciesielski

Nesta unidade, nós iremos aprender como, em nosso dia a dia, manipulamos as soluções para que elas nos beneficiem.

Objetivos da aprendizagem

- Conceituar soluções e solubilidade;
- Caracterizar os diferentes tipos de soluções;
- Correlacionar a influência da temperatura na solubilidade de uma substância;
- Conhecer as diferentes unidades de concentração;
- Determinar a concentração de diferentes soluções.

Seção 1

O que são soluções?

Na Natureza, somos rodeados por sistemas, formados por mais de uma substância, as chamadas misturas, sendo as misturas homogêneas, denominadas soluções.

Como disse, uma solução é uma mistura de duas ou mais substâncias que existem em uma única fase, podendo esta ser classificada como gasosa, sólida ou líquida. Na Tabela 1, são listados os exemplos mais comuns destas soluções.

Tabela 1: Exemplos de soluções

Tipo de Solução	Exemplo	Componentes
Sólida	Amálgama	Mercúrio e outros metais
Líquida	Água do mar	H_2O , $NaCl$, $MgCl_2$, outros sais
Gasosa	Ar atmosférico	N_2 , O_2 , outros gases

Fonte: Jéssica Vicente

Diferentes combinações de sólidos, líquidos e gases atuam como solvente ou soluto. O soluto é o componente de uma solução que é **dissolvido** no solvente, e é geralmente presente em menor quantidade. O solvente é o componente em que o soluto é dissolvido e é geralmente presente em uma maior concentração.

As soluções mais comuns são aquelas cujo solvente é um líquido, sendo denominadas soluções aquosas, quando a água é o solvente.

Por exemplo, quando misturamos 10 g de álcool com 90 g de água, a água é o solvente. Se a proporção entre os componentes for invertida, a água passa a ser o soluto. Porém, se a água e o álcool estiverem em quantidades iguais, a decisão passa a ser **arbitrária** e sem importância.

Mas há casos em que dissolvemos uma grande quantidade de um material no outro. Por exemplo, quando misturamos muito açúcar em um pequenino copo de água e obtemos uma solução homogênea. Quem é o soluto e quem o solvente?

Uma forma simples de identificar o soluto e o solvente é a partir da observação do aspecto físico da solução. O solvente sempre será a substância que possui o mesmo estado físico da solução. No exemplo anterior, como a solução é líquida, o solvente será a água. A Figura 2 é uma representação ilustrativa dos componentes de uma solução aquosa.

Dissolver

diluir ou solubilizar completamente uma substância num solvente.

Arbitrária

escolha baseada no julgamento individual ou preferência pessoal.

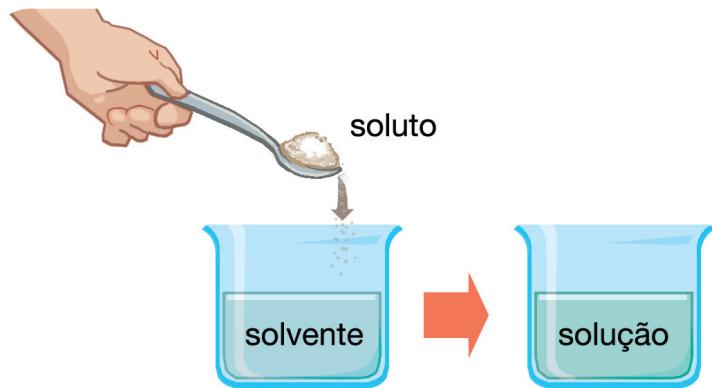
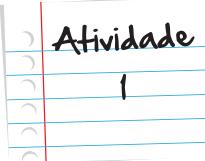


Figura 2: Componentes de uma solução: o soluto e o solvente.

Educação é bom e até o Meio Ambiente gosta...



Leia parte da reportagem de 26/02/2010 do jornal O Globo:

“

Cerca de três toneladas de peixes amanheceram mortos na Lagoa Rodrigo de Freitas, na Zona Sul do Rio, nesta sexta-feira. Foram encontrados savelhas, corvinas, tilápias, baranas (tipo de robalo) e bagres.

Segundo o biólogo Mario Moscatelli, provavelmente está faltando oxigênio na água da Lagoa. Ele acredita que a mortandade de peixes pode ter relação com o lançamento de esgoto na praia do Leblon.

”

Fonte: <http://oglobo.globo.com/rio/lagoa-rodrigo-de-freitas-tem-mortandade-de-peixes-3048224#ixzz1zg2jvNXN>

Até aqui, você aprendeu que estamos a todo momento em contato com diversas soluções químicas. Para onde quer que olhemos, temos exemplos de soluções e alguns desses casos são os esgotos, os mares e os oceanos.

Sabendo que esses três são exemplos de soluções aquosas de diversas substâncias, incluindo sais (como o cloreto de sódio) e gases (como o oxigênio), responda:

- a. Na água dos oceanos, quem é(são) o(s) solvente(s) e o(s) soluto(s)?
- b. Qual a relação entre lançamento de resíduos na lagoa e a mortandade de peixes?



Above a yellow sticky note tab, the text reads: "Anote suas respostas em seu caderno".

Seção 2: Por que as substâncias misturam-se?

Por que será que conseguimos dissolver o açúcar na água e ao tentarmos dissolver o óleo de cozinha nesta mesma água, isso não acontece? Por que será que os mecânicos utilizam gasolina para limpar a graxa de suas mãos? Por que, ao tomarmos banho, usamos sabonete?

As respostas a perguntas simples do nosso cotidiano são facilmente obtidas a partir de alguns conceitos básicos da ciência. Nestas observações, nós temos de levar em conta uma regra simples que diz: "semelhante dissolve semelhante". Isto significa que um solvente dissolverá um soluto se eles tiverem polaridades semelhantes. Ou seja, solventes polares tendem a dissolver solutos polares, enquanto que, solventes não polares tendem a dissolver solutos não polares (ou apolares).

Tanto as moléculas do açúcar quanto as da água são polares. Isso permite que a força de atração entre elas seja grande. Consequentemente, a solução composta por essas substâncias é homogênea.

Forças similares não existem em misturas gordura-água. Isso porque essas substâncias possuem polaridades diferentes e por isso necessitamos, por exemplo, utilizar um sabonete para removermos a gordura da nossa pele.

Sabões e detergentes têm essa característica, graças a sua estrutura molecular. Eles possuem em suas moléculas regiões polares e apolares, as quais fazem com que essas substâncias sejam capazes de remover a gordura. Para ilustrar melhor essa questão, observe a **Figura 3**.

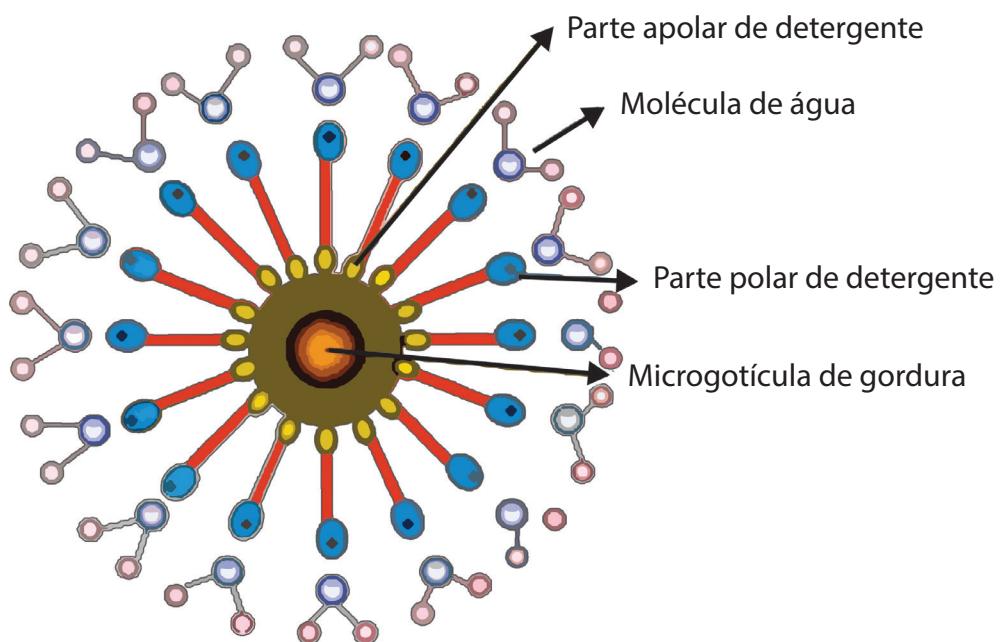


Figura 3: Representação da estrutura formada na solubilização de uma gota de gordura por moléculas de um sabão ou detergente. A parte polar do sabão interage com as moléculas de água (também polar), enquanto que sua parte apolar interage com a gordura (que é apolar).

Ao afirmarmos que duas substâncias misturam-se, estamos nos referindo ao termo solubilidade. Esta é definida como a quantidade máxima de uma substância que se dissolve em uma dada quantidade de solvente a uma temperatura específica.

Importante

Solubilidade refere-se a propriedade de uma substância ser solúvel ou ser capaz de se dissolver em uma solução.

Com uma experiência bem simples, você pode ter mais informações sobre o processo de solubilização. O que acontece se tentamos dissolver cada vez mais açúcar em um copo de suco de fruta?

Geralmente, adicionamos duas ou três colheres de açúcar e agitamos o suco para auxiliar na sua solubilização. Porém, o açúcar sempre será dissolvido à medida que aumentamos a sua quantidade? Caso você tente realizar isso, irá descobrir que há uma quantidade limite de açúcar que você adicionará sem que tenha um depósito no fundo do copo. E como podemos saber quanto de açúcar devemos colocar no copo para que seja totalmente dissolvida? Através das curvas de solubilidade!

Todo soluto tem uma capacidade máxima de solubilização em um solvente. Esse limite é medido através da massa de soluto que se dissolve em uma quantidade (massa ou volume) de solvente. Tal quantidade máxima é denominada coeficiente de solubilidade. Depois de alcançar esse limite, não será possível dissolver mais o soluto na solução. Neste ponto, a solução é denominada saturada.

A solução com quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade é denominada *solução insaturada* ou *não saturada*. Já uma solução supersaturada é a que contém uma quantidade de soluto superior ao coeficiente de solubilidade a uma dada temperatura. Por ser instável, a mínima perturbação em uma solução supersaturada faz com que o excesso de soluto dissolvido precipite e a solução torna-se saturada com presença de soluto não dissolvido, chamado de corpo de fundo.

Normalmente, são formadas soluções supersaturadas ao aquecer uma solução saturada que tenha corpo de fundo. Após aquecer essa solução até que todo o soluto dissolva, um resfriamento lento até a temperatura inicial pode permitir a obtenção de uma solução supersaturada, desde que o soluto não tenha precipitado.

O conceito de solução saturada está diretamente relacionada com o de solubilidade. Consequentemente, não há sentido em falar sobre solubilidade entre o álcool e a água, já que essas duas substâncias misturam-se em todas as proporções e nunca formam soluções saturadas.

É importante salientar que todas as substâncias possuem um certo grau de solubilidade. A saturação ocorre em altas quantidades para solutos muito solúveis e a baixas quantidades para solutos pouco solúveis. Não há substância que não possua algum grau de solubilidade. Neste caso, o termo insolúvel costuma ser utilizado para substâncias muito pouco solúveis.

A química do refrigerante



Você já parou para pensar no quanto estamos em contato com a química das soluções? Já percebeu que todos os refrigerantes quando abertos liberam gás? Esse gás é o dióxido de carbono e o processo de dissolução deste gás na água é chamado carbonatação. Para entender isso, dê uma olhada nesse vídeo:

<http://pontociencia.org.br/experimentos-interna.php?experimento=269&PILULAS+DE+CIENCIA+O+GAS+NOS+REFRIGERANTES#top>

Como vimos no vídeo, a fim de permitir que mais gás seja dissolvido na água, esta é esfriada até próximo a sua temperatura de congelamento. Quando ocorre um aumento na temperatura ou diminuição da pressão, a solubilidade do gás diminui.

É o que ocorre quando uma bebida gaseificada é aberta. A diminuição da pressão faz com que o gás saia da solução, sob a forma de bolhas. Como o gás é mais leve do que o líquido, logo que ele sai da solução, carrega consigo uma pequena quantidade de líquido até a saída do recipiente. É como se o líquido estivesse bloqueando o caminho do gás e este empurra o que está na sua frente até a saída.

Sendo assim, explique resumidamente por que consideramos o refrigerante uma solução supersaturada nos primeiros segundos após a garrafa ou a latinha ser aberta.

Above suas
respostas em
seu caderno

Seção 3

A Temperatura e a solubilidade

A temperatura é um dos fatores ambientais que mais influenciam os seres vivos. Um exemplo são os organismos aquáticos, os quais utilizam o oxigênio dissolvido na água. O grau de solubilidade do gás na água é menor, conforme o aumento da temperatura. O teor de oxigênio na água cai pela metade, quando a temperatura da água sobe de 0 para 30° C.

A maioria das substâncias dissolve-se mais depressa em elevadas temperaturas. Contudo, como podemos ver na Figura 4, há casos na qual a solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

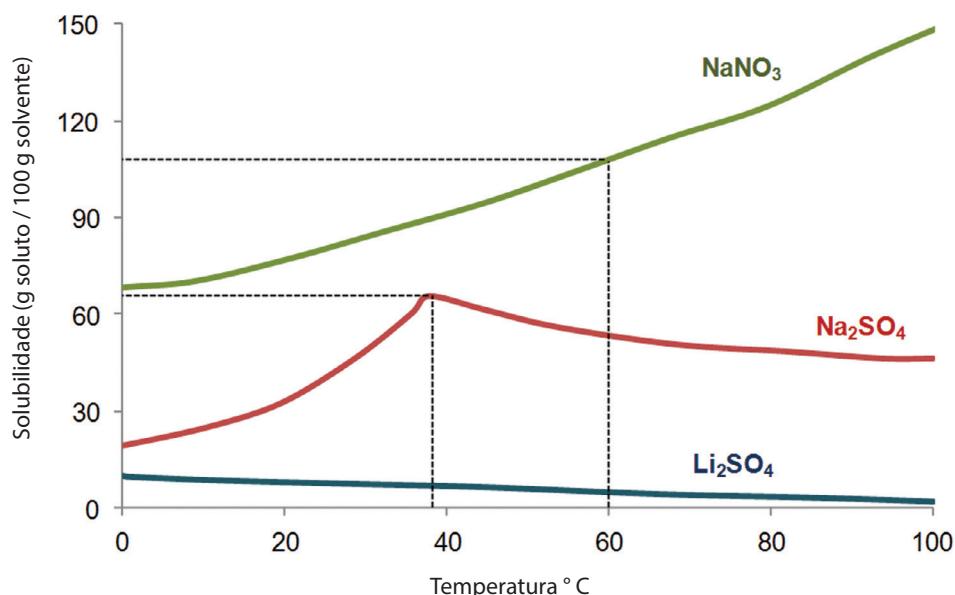


Figura 4: Ilustração gráfica do efeito da temperatura na solubilidade de alguns sais em água.

Ao observarmos o gráfico, podemos obter algumas informações. Por exemplo, o nitrato de sódio (NaNO_3) possui a 60° C um coeficiente de solubilidade de cerca de 110 g em 100 g de solvente. A solução em questão é saturada. Já o sulfato de lítio (Li_2SO_4) é um sólido que se apresenta menos solúvel quando é exposto à temperaturas elevadas do que a baixas temperaturas, enquanto que o sulfato de sódio (Na_2SO_4) apresenta um comportamento misto, aumentando a sua solubilidade até cerca de 40° C, mas decrescendo a partir deste valor.

Uma solução supersaturada é um exemplo da influência da temperatura na solubilidade. Como você já leu, ela contém uma quantidade de soluto maior do que o seu limite de solubilidade. Essas soluções podem ser preparadas a partir do resfriamento de soluções saturadas preparadas a elevadas temperaturas. Se deixar a solução resfriar lentamente, à temperatura ambiente e sem agitação, uma solução supersaturada é formada. Ela, porém, é instável.

Se adicionarmos um pequeno cristal da substância da solução ou até mesmo produzirmos um pequeno distúrbio, podemos “destruir” a supersaturação. Esses eventos são suficientes para que o que está acima do limite de solubilidade deposte-se no fundo do recipiente e uma solução saturada seja novamente obtida.



Multimídia

Congelando água em poucos segundos



Como congelar água em um segundo (remake)

Um efeito muito interessante que ocorre em soluções supersaturadas é a cristalização da solução quando algum fator externo interfere em seu equilíbrio. Para que você possa visualizar esse fenômeno, não deixe de assistir ao vídeo do link a seguir. E preste bastante atenção na explicação, ok?

http://www.youtube.com/watch?annotation_id=annotation_821736&feature=iv&src_vid=MKwlNj8clZw&v=7d4GhLCHQ20

Um exemplo prático para as soluções supersaturadas são as compressas instantâneas, quentes ou frias, normalmente utilizadas pelos atletas para primeiros socorros de problemas musculares. Esses dispositivos são feitos a partir de uma bolsa de água dentro de outra bolsa, contendo algum sal, ou vice-versa. Ao pressionar firmemente a bolsa interna, o sal é solubilizado e uma solução supersaturada é criada.

No caso da solução de acetato de sódio, uma pequena perturbação acarreta no aumento da temperatura do pacote até aproximadamente o ponto de fusão do sal (neste caso, 58° C). Esse efeito é utilizado em “soluções instantâneas quentes”. Já a solução de nitrato de amônio é utilizado para compressas frias instantâneas. Neste processo, a temperatura dessa solução cai para cerca de 5° C.

Resolvendo um problema...

Você está em um laboratório e decide realizar um experimento para saber a resposta de um problema de Química. Você tem uma solução, contendo 28,0 g de nitrato de potássio (KNO_3) dissolvidos em 50,0 g de água a 30° C. Sabendo que a solubilidade do nitrato de potássio é de 40,0 g/100 g de água, nessa mesma temperatura, a solução formada será saturada, insaturada ou supersaturada? Explique o porquê da sua conclusão.

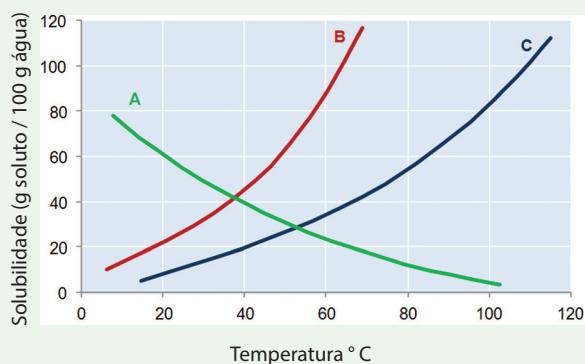
Atividade

3

Anote suas
respostas em
seu caderno

Graficamente falando...

O gráfico representa as curvas de solubilidade de três substâncias diferentes representadas por A, B e C:



Atividade

4

Com base no diagrama acima, responda:

- Qual das substâncias diminui sua solubilidade com o aumento da temperatura?
- Qual a quantidade máxima de A que se consegue dissolver em 100 g de H_2O a 20° C?
- Considerando apenas as substâncias B e C, qual é a mais solúvel em água?
- Qual é a massa de C que satura 500 g de água a 100° C?

Anote suas
respostas em
seu caderno

Seção 4

Unidades de concentração

Como mensurar as relações existentes entre as quantidades de soluto por solvente ou solução? Há diversas maneiras de expressar essas grandezas. Quando estudamos as soluções, devemos ser capazes de conhecer sua composição, ou seja, a quantidade relativa dos componentes presentes.

O termo concentração é utilizado para definir a correlação entre a quantidade de um componente com outro ou com a quantidade total de solução, ou matematicamente falando:

$$\frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solvente}} \quad \text{ou} \quad \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solução}}$$

A concentração de mol/L, ou em quantidade de matéria, é de longe a unidade mais utilizada, dentre as descritas na **Tabela 2**. Quando mencionamos que a concentração de uma solução aquosa de permanganato de potássio (KMnO_4) é 0,1 mol/L, por exemplo, estamos afirmando que existe 0,1 mol (15,8 g) do sal dissolvido em um litro de solução. Esse cálculo em gramas você aprendeu na unidade "Quantidades nas transformações químicas", referente à massa molecular.

É possível calcular a quantidade de matéria (n) contida numa determinada massa (m) de uma substância, cuja massa molecular é M, a partir da relação:

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

Denomina-se n como número de mols. Assim, o valor de n para uma amostra contendo 7,3 g de cloreto de sódio ($M = 58,4$), mais conhecido como sal de cozinha será:

$$n = \frac{7,3}{58,4} = 0,125 \text{ mol}$$

Quando a quantidade (em massa ou volume) de soluto é muito pequena, o teor é expresso em partes por milhão. Essa é mais uma unidade de concentração. Por exemplo, um teor em massa de 0,0001 % é comumente expresso como 1 ppm (0,000001 parte de um quilo de amostra).

Tabela 2: Unidades de Concentração

Tipo de medida	Unidade	Observação
concentração em quantidade de matéria	mol/L	mols de soluto por litro de solução
concentração comum	g/L	massa do soluto em gramas por litro de solução
partes por milhão (por massa)	ppm (por massa)	massa do componente em miligramas por quilograma de amostra
partes por milhão (por volume)	ppm (por volume)	volume em microlitros (0,001 ml) por litro de amostra

Fonte: Jéssica Vicente

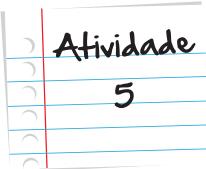
Onde fazer as soluções?

Como podemos preparar uma solução de um volume de solução conhecido? Isto é possível utilizando algum recipiente volumétrico, do qual é conhecido a sua capacidade em volume. O frasco mais utilizado para tal propósito é o balão volumétrico, como na figura a seguir. Para preparar uma solução, uma quantidade conhecida de soluto é dissolvida em um solvente. Essa solução é então transferida para o balão volumétrico. Uma marcação no “pescoço” do frasco é a indicação de até onde devemos completar o frasco com o solvente.



Fonte: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Volumetric_flasks.jpg – Nuno Nogueira

Quanto beber?



O álcool etílico é um dos principais componentes em bebidas alcoólicas. A sua absorção pelo organismo interfere na concentração da glicose no sangue, podendo acarretar, em casos extremos, a hipoglicemias (valores de glicose no sangue abaixo do limite recomendado). Os efeitos do álcool no sangue variam de acordo com a quantidade absorvida pelo corpo, como mostrado na tabela.

Álcool no sangue (g/L)	Efeito
< 0,16	Sem efeitos aparentes
0,20 – 0,30	Falsa noção de velocidade e distância
0,30 – 0,50	Início de risco de acidente
0,50 -0,80	Euforia. Risco de acidente aumentado em quatro vezes
1,50 – 3,00	Visão dupla
3,00 – 5,00	Embriaguez profunda
> 5,00	Coma, podendo levar à morte

Claudio marcou um encontro com os amigos em um bar. Após consumir bebidas alcoólicas, teimou em conduzir o seu veículo. Ao chegar próximo de sua residência, foi abordado em uma blitz da 'Lei Seca'. Ao realizar o teste do bafômetro, foi encontrada uma concentração de álcool no sangue equivalente a 400 ppm (em massa). Claudio tinha condições de dirigir? Qual o efeito do álcool nessa concentração? Considere $1\text{L} \approx 1\text{kg}$.

Above suas
respostas em
seu caderno

Seção 5

Diluindo para resolver...

Imagine você tendo de preparar um suco de fruta a partir de outro suco já pronto na sua geladeira. O suco está "forte" demais? O que fazer? Simples! Dilua o suco e faça outro! Mas qual deve ser a quantidade de suco a ser utilizada? É o que vamos descobrir!

Um problema comum ao trabalharmos com soluções é a necessidade de converter a sua concentração, diminuindo-a. O que você acha que ocorre com o número de mols de soluto? Aumenta? Diminui?

Temos de ter em mente que, nesse processo de diluição, o volume da solução aumenta, mas a quantidade de soluto permanece inalterada. Em outras palavras, o número de mols de soluto na solução é a mesma antes e após a diluição. O que muda é que a quantidade de soluto por volume de solução diminui.

Já que o número de mols não altera com a diluição, podemos calcular o valor da concentração da solução diluída através da fórmula utilizada para calcular a concentração em mol/L:

$$\text{Concentração} = \frac{\text{número de mols}}{\text{volume (L)}}$$

Como mencionado anteriormente, o número de mols tanto da solução concentrada quanto na diluída permanece igual, ou seja,

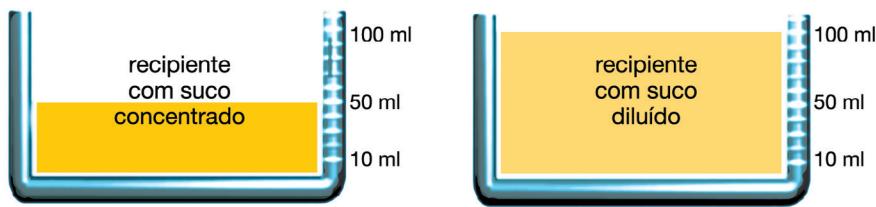
$$(\text{número de mols})_{\text{solução concentrada}} = (\text{número de mols})_{\text{solução diluída}}$$

$$(\text{Concentração} \times \text{Volume})_{\text{solução concentrada}} = (\text{Concentração} \times \text{Volume})_{\text{solução diluída}}$$

O volume pode ter qualquer unidade, desde que as unidades dos dois lados da equação sejam as mesmas. O mesmo princípio pode ser utilizado no cálculo da concentração. Nós podemos utilizar ppm, g/L ou qualquer outra unidade de concentração que expresse massa ou mols por unidade de solução ou solvente.

Outra forma de preparamos soluções é diluindo uma parcela da solução de concentração conhecida com o acréscimo de solvente até que uma concentração final e um volume desejado sejam alcançados. Como sabemos a concentração inicial e a parcela retirada da solução, podemos determinar facilmente a concentração da nova solução.

Na **Figura 5** está representado um esquema de como é feita uma diluição, utilizando um suco de frutas como exemplo.



$$C_i = \frac{m_i}{V_i}$$

$$m_i = C_i V_i$$

Juntando os dois segundos membros das equações, ficamos com

$$C_f = \frac{m_i}{V_f}$$

$$m_i = C_f V_f$$

$$\boxed{C_i V_i = C_f V_f}$$

Figura 5: Como diluir uma solução (no caso um suco) a partir de dados conhecidos como: concentração e volume.

Que tal experimentar?



Agora que você aprendeu sobre diluição de soluções, que tal colocar esta teoria em prática? Para isso, você irá precisar de materiais simples como copos descartáveis, um suco de fruta bem “forte” e água.

A partir da solução de suco de fruta, transfira a quantidade de 1 mL de suco para quatro copinhos descartáveis diferentes e numere cada copinho. Adicione 10 mL de água no copinho numerado como (1). No copinho (2) adicione 20 mL de água. No copinho (3) e (4), adicione 50 e 100 mL, respectivamente.

Da solução inicial (suco de fruta) serão obtidas quatro soluções de concentrações diferentes, ou seja, soluções diluídas. Observe o resultado e descreva o que você observou no experimento.

Anote suas respostas em seu caderno

Seção 6

Misturando tudo!

Assim como visto inicialmente nesta unidade, as misturas de soluções também estão bastante presentes no nosso dia a dia. São atos cotidianos que acabam passando despercebidos por nós mesmos que praticamos a ação de "misturar".

Ao acordarmos e sentarmos para tomar nosso café da manhã, misturamos café com leite, ou até mesmo em um simples encontro com os amigos, misturamos o suco de limão com cachaça para fazermos uma caipirinha. Este ato de misturar as soluções é também muito comum em laboratórios, onde a análises de produtos exigem dos químicos uma variedade muito grande de soluções e suas misturas.

Quando misturamos soluções de mesmo soluto, porém de concentrações diferentes, obtemos uma nova solução de concentração intermediária a das soluções misturadas.

Ao fazermos um suco de fruta, imaginemos que um copo contenha um suco "fraco" e outro um suco mais "forte". O suco resultante da mistura entre os dois teria concentração intermediária.

O que ocorre na realidade é que a quantidade de soluto presente na solução resultante será igual à soma das quantidades de soluto existentes nas soluções originais.

Na **Figura 6**, está representado um esquema geral de uma mistura de soluções.

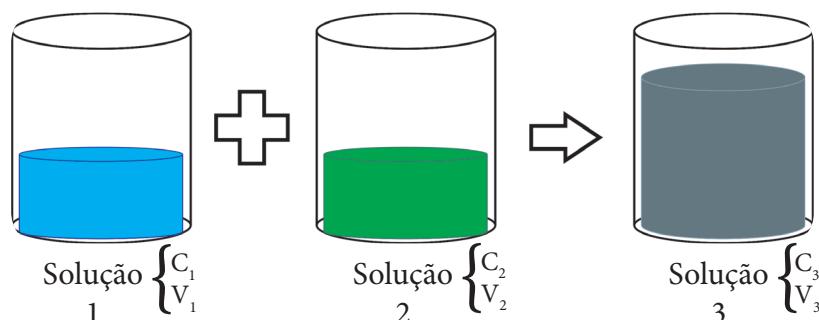


Figura 6: Esquema ilustrativo de uma mistura de soluções. A concentração final é determinada pela fórmula: $C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_3 \cdot V_3$

Pronto! Já temos nosso suco de fruta prontinho para beber.

Olhe ao seu redor e perceba a quantidade de soluções químicas que você utiliza por dia e que inconscientemente passaram a ser necessárias no nosso cotidiano. Em atividades simples, como escovar os dentes, utilizamos uma solução. Para tomar banho, utilizamos outra solução. Ao fazer um refresco, utilizamos mais uma solução. Enfim, conhecer os diferentes tipos de soluções e entender o conceito delas é muito importante.

Conhecer e correlacionar as influências de alguns fatores na solubilidade de uma solução ajuda você a entender porque uma solução aquecida pode solubilizar uma substância de forma mais rápida ou lenta. Ao colocar o seu conhecimento em prática, você é capaz de fazer suas próprias soluções, bem como diluí-las, misturá-las, enfim, trabalhá-las.

O Fascículo 4 termina por aqui, mas nosso estudo da Química, não. Você deve estar percebendo que os conteúdos estão ficando mais complexos, no entanto, também mais interessantes. O tema da próxima unidade fará você perceber o quanto a Química está presente no nosso dia a dia, pois trabalharemos conceitos como calor e temperatura; bem como discutiremos sobre a obtenção de energia a partir de processos químicos, algo tão importante e presente em nossas vidas, não é verdade? Nos encontraremos por lá, não perca!

Resumo

- No nosso cotidiano, estamos cercados por sistemas formados por mais de uma substância, as chamadas misturas. Uma solução é uma mistura de duas ou mais substâncias que existem em uma única fase, ou seja, é uma mistura homogênea.
- Uma solução é composta de soluto e solvente, onde o soluto é a substância em menor quantidade.
- O fato de duas ou mais substâncias se misturarem ou não depende do fator ‘solubilidade’. Esta é definida como a quantidade máxima de uma substância que se dissolve em uma dada quantidade de solvente a uma determinada temperatura.
- A quantidade máxima de soluto capaz de se dissolver totalmente numa determinada quantidade de solvente é denominado coeficiente de solubilidade.
- A solução insaturada é aquela na qual o soluto dissolvido não atingiu o valor de seu coeficiente de solubilidade, enquanto que uma solução saturada atingiu este valor. Ambas as soluções são estáveis. Uma solução supersaturada possui uma quantidade de soluto dissolvido superior ao máximo permitido, tornando-a instável.
- A concentração de uma solução é uma forma de expressarmos a relação soluto/solução ou soluto/solvente. A unidade mais utilizada é a concentração em quantidade de matéria (mol / L).
- A diluição de uma solução consiste em diminuir a concentração da solução inicial pela adição de mais solventes. Nesse procedimento, a massa do soluto permanece inalterada.

Veja ainda..

Aprenda um pouco mais sobre os conceitos de soluções neste artigo da revista Química Nova na Escola:

Link: qnesc.sbn.org.br/online/qnesc28/09-AF-1806.pdf

Referências

- Whitten, K. W.; Gailey, K. D.; Davis, R. E.; **General Chemistry with Qualitative Analysis; Saunders College Publishing.** Orlando – Florida; Third edition; 1988.
- Kotz, J. C.; Purcell, K. F.; **Chemistry & Chemical reactivity;** Saunders College Publishing; Orlando – Florida; Second edition; 1991.
- Brescia, F.; Arents, J.; Meislisch, H.; Turk, A.; **General Chemistry;** Harcourt Brace Jovanovich International Edition; Fifth edition; 1988.
- Urbesco, J.; Salvador, E.; **Química – Físico-química;** volume 2; 10^a edição; São Paulo: Saraiva, 2005. 512p.
- Urbesco, J.; Salvador, E.; **Conekte Química – Físico-química;** volume 2; 1^a edição; São Paulo: Saraiva, 2011. 461p.
- Peruzzo, F. M.; Canto, E. L.; **Química 2: Química na abordagem do cotidiano;** volume 2; 5^a edição; São Paulo: Moderna, 2009. 488p.

Respostas
das
Atividades

Atividade 1

- a. Os mares e oceanos são soluções de gases e sais (solutos) dissolvidos em água (solvente).
- b. Um dos fatores que o descarte indevido de resíduos nesses locais ocasionam é a reação entre esses resíduos e o gás oxigênio acarretando na diminuição da quantidade de gás oxigênio nas águas, e consequentemente a morte dos peixes.

Atividade 2

O gás carbônico é colocado no refrigerante, aplicando-se uma grande pressão sobre o líquido, o que acarreta um aumento da solubilidade do gás. Logo, é possível dissolver uma quantidade muito maior do que o que se dissolveria na pressão atmosférica. O gás carbônico está formando uma solução supersaturada.

Ao se abrir a garrafa, diminuímos a pressão dentro dela e, por isso, observamos a saída de algumas bolhas de gás. Mas essa saída não ocorre de uma só vez. Nos instantes iniciais, é formada uma solução supersaturada e, por ser instável, o gás dissolvido que está acima do coeficiente de solubilidade é liberado. Após todo o gás excedente sair do refrigerante, a solução torna-se saturada e, consequentemente, estável.

Atividade 3

Se a solubilidade do nitrato de potássio é de 40,0 g em 100 g de água, primeiro calcula-se a quantidade de nitrato de potássio que pode saturar em 50,0 g de água. Então teremos:

$$40,0 \text{ g de KNO}_3 \quad | \quad 100,0 \text{ g de água}$$

$$\times \quad | \quad 50,0 \text{ g de água}$$

$$x = 20,0 \text{ g de KNO}_3$$

Como a solução possui 28,0 g de KNO₃, ou seja, acima do coeficiente de solubilidade, dizemos que a solução formada é supersaturada.

Atividade 4

- Substância A, pois é a única curva descendente o que indica que sua solubilidade diminui com o aumento da temperatura.
- A 20º C é possível dissolver 60 g de A em 100 g de água.
- A substância B é a mais solúvel em qualquer temperatura, pois se observarmos o gráfico, percebemos que a curva de B está sempre acima da curva de C.
- Em 100º C:

80 g de C _____ 100 g de água

x _____ 500 g de água

$$x = 400 \text{ g de C.}$$

Atividade 5

Como a concentração utilizada para estimar o efeito do álcool do sangue é g/L, inicialmente precisamos converter a unidade de concentração encontrada no teste do bafômetro feito pelo Claudio. A unidade ppm (em massa) é equivalente a miligramas de soluto por quilograma de solução, temos

$$\frac{400 \text{ mg de álcool etílico}}{\text{kg de solução}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} = \frac{400 \text{ mg de álcool etílico}}{\text{kg de solução}}$$

No enunciado foi solicitado que considerássemos 1 quilograma equivalente a litro. Assim, o teor de álcool em g/L encontrado pelo teste foi de

$$\frac{0,4 \text{ g de álcool etílico}}{\text{kg de solução}} = \frac{0,4 \text{ g de álcool etílico}}{\text{L de solução}}$$

Esse valor (0,4 g/L) está dentro da faixa 0,30 – 0,50 mostrada na tabela. O efeito causado pelo álcool nessa faixa de concentração indica risco do condutor causar algum acidente de trânsito, ou seja, Claudio não tinha condições de estar conduzindo o veículo.

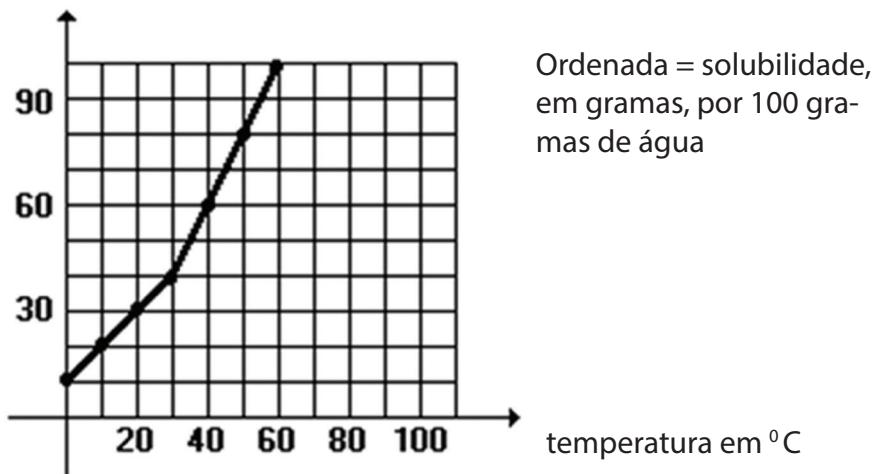
Atividade 6

Ao observar o experimento com o suco de fruta, você irá perceber a variação das cores de cada solução, demonstrando de forma simples as diferentes concentrações de cada solução feita nos copinhos descartáveis.

O que perguntam por aí?

Questão 1 (Cesgranrio-RJ)

A curva de solubilidade de um sal hipotético é:



A quantidade de água necessária para dissolver 30 gramas do sal a 35°C será, em gramas:

- a. 45
- b. 60
- c. 75
- d. 90
- e. 105

Gabarito:

50 gramas _____ 100 gramas de água

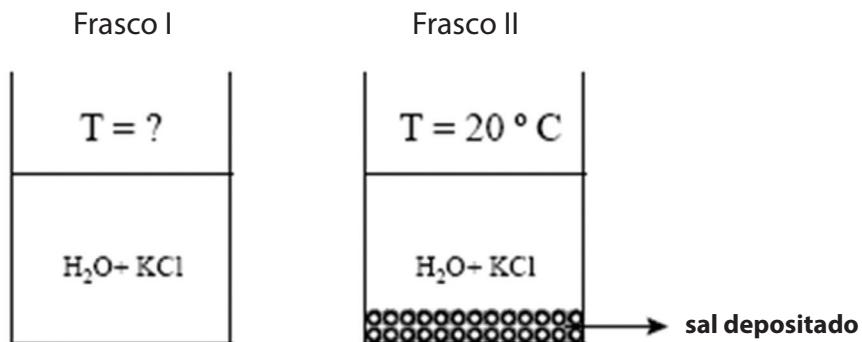
30 gramas _____ x

$$x = 60 \text{ gramas de água (Letra B)}$$

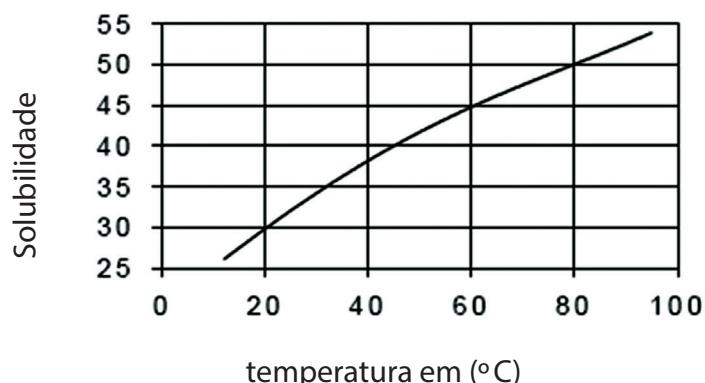
Comentários: Ao analisarmos o gráfico, observamos que a 35°C a solubilidade do sal é de aproximadamente 50 g em 100 gramas de água. Se queremos dissolver 30 g do sal, então serão necessários 60 g de água.

Questão 2 (UFRJ)

Os frascos a seguir contêm soluções saturadas de cloreto de potássio (KCl) em duas temperaturas diferentes. Na elaboração das soluções foram adicionados, em cada frasco, 400 mL de água e 200 g de KCl .



O diagrama a seguir representa a solubilidade do KCl em água, em gramas de soluto / 100 mL de H_2O , em diferentes temperaturas.



- Determine a temperatura da solução do frasco I.
- Sabendo que a temperatura do frasco II é de 20°C , calcule a quantidade de sal (KCl) depositado no fundo do frasco.

Gabarito comentado:

a. 200 g de KCl _____ 400 mL de água

x _____ 100 mL de água

$$x = 50 \text{ g de KCl}$$

Observando o gráfico temos que para uma solubilidade de 50 g/100 g de água, a temperatura é de 80° C.

b. 30 g de KCl _____ 100 mL de água

x _____ 400 mL de água

$$x = 120 \text{ g de KCl}$$

Logo: 200 g – 120 g = 80 g de KCl depositado no fundo do frasco.

Questão 3 (Unicamp -SP)

Evapora-se totalmente o solvente de 250 mL de uma solução aquosa de cloreto de magnésio (MgCl_2) de concentração 8,0 g/L. Quantos gramas de soluto são obtidos?

a. 8,0

b. 6,0

c. 4,0

d. 2,0

e. 1,0

Gabarito: Letra D**Comentário:** Como a concentração (C) é calculada a partir da equação:

$$C = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

temos:

$$8,0 \text{ g/L} = \frac{\text{massa}}{0,25 \text{ L}} \quad \text{massa} = 8,0 \times 0,25 = 2,0 \text{ g}$$

Logo, a massa de cloreto de magnésio presente na solução é de 2,0 g.

Atividade extra

Questão 1 - Cecierj - 2013

O brometo de potássio (KBr), substância usada como remédio antiepileptico para cães e gatos, apresenta a seguinte tabela de solubilidade:

Temperatura (° C)	30	50	70
g de brometo de potássio/100g de água	70	80	90

Considere essas informações e responda às questões abaixo.

- Qual a massa de brometo de potássio necessária para saturar 100 g de água a 50° C?
- Qual a massa de brometo de potássio necessária para saturar 200 g de água a 70° C?
- Uma solução foi preparada, a 30° C, dissolvendo-se 20 g de brometo de potássio em 100 g de água. Essa solução é saturada ou insaturada? Justifique a sua resposta.

Questão 2 – Cecierj - 2013

O etanol utilizado como combustível possui concentração de 93% volume por volume. Determine o volume de etanol presente em:

- a. 100 mL
- b. 1 L

Questão 3 – Adaptada de Cesgranrio - RJ

Em um exame laboratorial, foi recolhida uma amostra de sangue, sendo o plasma separado dos eritrócitos, ou seja, deles isolado antes que qualquer modificação feita na concentração de gás carbônico.

Sabendo-se que a concentração de $\text{CO}_2(\text{g})$, neste plasma, foi de 0,025 mol/L, qual será a quantidade de CO_2 , em mols, presente em dois litros de plasma?

Questão 4 – Adaptado de UFF – 2008

O cloreto de sódio, popularmente conhecido como sal de cozinha, é uma substância largamente utilizada. Imagine que você dissolveu 50 g de NaCl em 2 litros de água. Se você tivesse de representar a concentração de NaCl na solução preparada, em g/L, o valor encontrado seria:

- a. 25.
- b. 50.
- c. 100.
- d. 250.

Questão 5 – Adaptado de UFRJ – 2005

Considere uma xícara com 0,200 L de leite, ao qual se acrescentaram 0,02 mol de açúcar comum.

Qual será a concentração, expressa em mol/L, da solução formada?

- a. 0,684
- b. 0,500
- c. 0,250
- d. 0,100

Questão 6 – Adaptado de UFFRJ – 2005

O nitrato de prata (AgNO_3) apresenta amplo emprego na química analítica e na indústria em geral. Em um laboratório, um analista tem um tubo de ensaio com 50 mL de solução 0,3 mol/L de nitrato de prata (AgNO_3).

Qual a concentração que a solução de nitrato de prata passará a ter, se o analista completar o volume da solução até 150 mL com água destilada?

- a. 0,01
- b. 0,03
- c. 0,05
- d. 0,10

Questão 7 – Adaptado de UFPE – 2006

A embalagem de um herbicida para ser usado em hortaliças indica que devem ser dissolvidos 500 g do mesmo, para cada 5 litros de água para preparar uma solução 100 g/L. Por engano, um agricultor ao invés de adicionar 5 litros, adicionou 25 litros de água.

Qual foi a concentração obtida pelo agricultor, após o seu engano?

Como o agricultor pode resolver a situação?

Gabarito

Questão 1

- a. 80 g
- b. 180 g
- c. Será insaturada, pois a quantidade de soluto dissolvida é menor que a solubilidade de brometo de potássio 30° C.

Questão 2

- a. 93 mL
- b. 930 mL

Questão 3

0,050 mol.

Questão 4

- A B C D
- -
 -
 -

Questão 5

- A B C D
- -
 -
 -

Questão 6

- A B C D
-

Questão 7

Ao adicionar 25 litros de água, o agricultor preparou uma solução 20 g/L.

Uma das formas para resolver a questão seria adicionar mais soluto (o herbicida) até que a concentração fosse de 100 g/L ou aquecer a mistura para evaporar a água adicionada por engano.



