

**CEJA** >>

**CENTRO DE EDUCAÇÃO**  
de JOVENS e ADULTOS

**CIÊNCIAS DA  
NATUREZA**

e suas **TECNOLOGIAS** >>

**Química**

**Fascículo 4**

**Unidades 9 e 10**

**Edição revisada 2016**

GOVERNO DO ESTADO DO RIO DE JANEIRO

Governador  
**Sergio Cabral**

Vice-Governador  
**Luiz Fernando de Souza Pezão**

---

SECRETARIA DE ESTADO DE CIÊNCIA E TECNOLOGIA

---

Secretário de Estado  
**Gustavo Reis Ferreira**

---

SECRETARIA DE ESTADO DE EDUCAÇÃO

---

Secretário de Estado  
**Wilson Risolia**

---

FUNDAÇÃO CECIERJ

---

Presidente  
**Carlos Eduardo Bielschowsky**

---

FUNDAÇÃO 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**

Imagem 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](http://www.sxc.hu/browse.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.

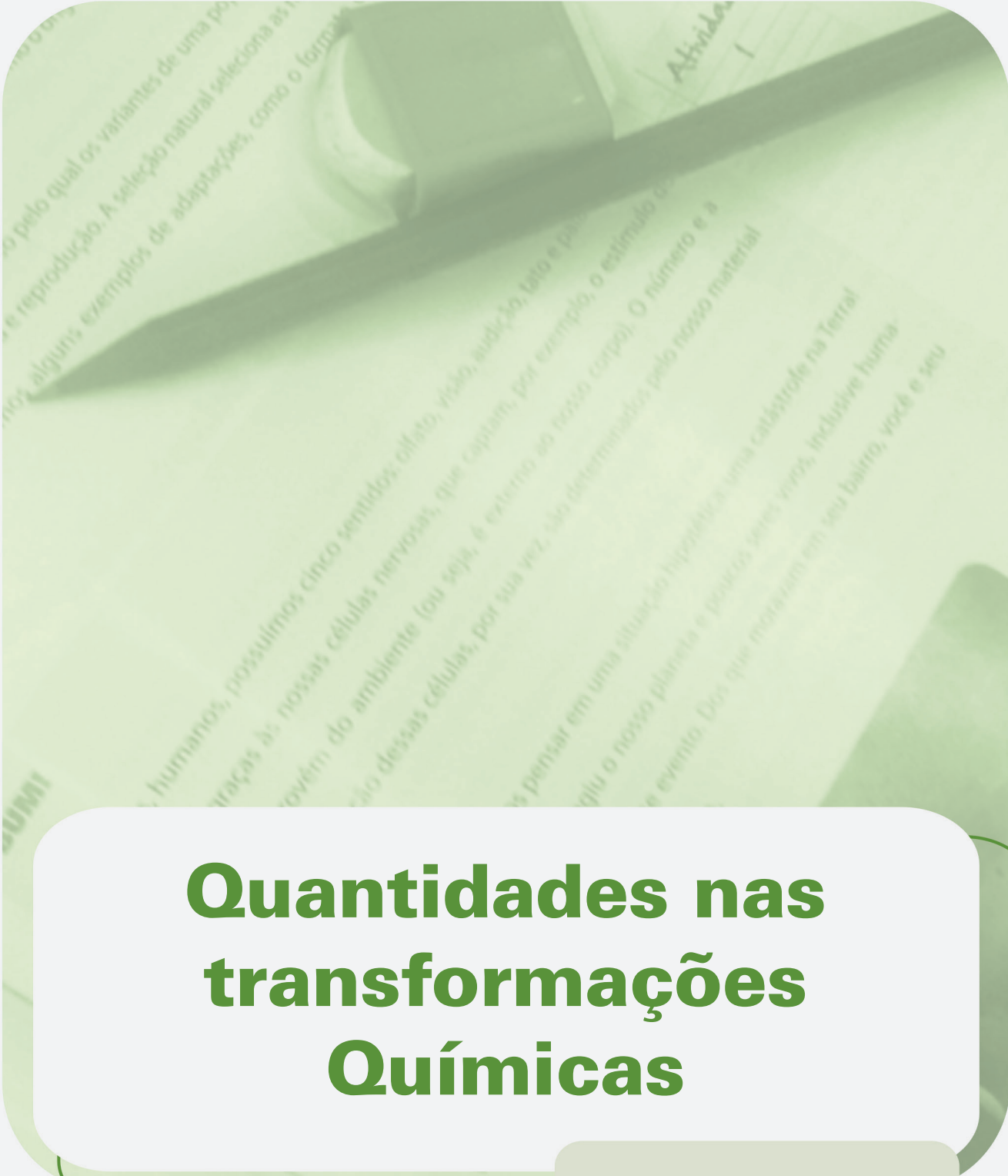
Você também pode postar as suas dúvidas nos fóruns de dúvida. Lembre-se que o fórum não é uma ferramenta síncrona, ou seja, seu professor pode não estar online no momento em que você postar seu questionamento, mas assim que possível irá retornar com uma resposta para você.

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..

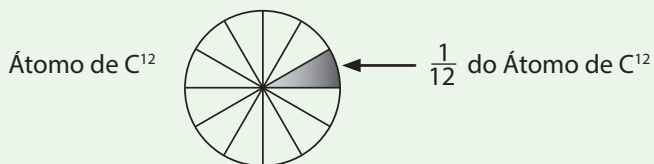
Como você estudou na Unidade "Elementos Químicos: os ingredientes do nosso mundo!", o que caracteriza um elemento químico e seus átomos é o seu número atômico (Z) e não seu número de massa (A). Prova disso é a existência de átomos com massas diferentes, porém pertencentes a um mesmo elemento químico. 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 <sup>12</sup>	C <sup>13</sup>	C <sup>14</sup>
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 <sup>12</sup>	C <sup>13</sup>	C <sup>14</sup>
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 CO<sub>2</sub> (gás carbônico) em um recipiente, podemos dizer que existe uma grande probabilidade de que 11 moléculas de CO<sub>2</sub> possuirão o C<sup>13</sup> e as outras restantes apresentarão o C<sup>12</sup> 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 (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>).

A consequência disso é que estas onze moléculas (aquelas 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 C<sup>13</sup> 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 (10 setilhões ou 10 x 10<sup>24</sup>) 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:

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

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.

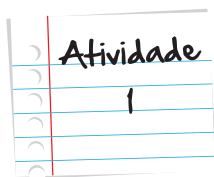
Observe o caso do elemento carbono, cujas ocorrências dos  $C^{12}$  e  $C^{13}$  são, respectivamente, 98,9% e 1,1% (iremos desconsiderar o  $C^{14}$  neste cálculo, uma vez que sua ocorrência é próxima a zero). Para calcularmos a massa representativa, de todos os átomos de carbono que existem na Natureza, teremos de multiplicar estas ocorrências pelos seus respectivos pesos, conforme descrito a seguir:

$$\frac{(12 \times 98,9) + (13 \times 1,1)}{100}$$

Ocorrência do  $C^{12}$   
Ocorrência do  $C^{13}$   
Soma das ocorrências (Sempre igual a 100%)

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.



### 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

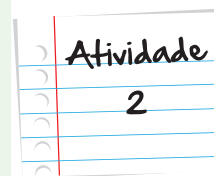
3º Bimestre: 8,0

4º Bimestre: 7,5

Anote 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?



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

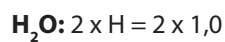
Oxigênio	8	3,5
	O	16,0

Carbono	6	2,5
	C	12,0

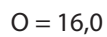
Os valores das massas atômicas destes elementos encontram-se na parte de baixo do quadrado. Logo, podemos afirmar que os valores de massa para as moléculas de água ( $H_2O$ ) e de gás carbônico ( $CO_2$ ) serão, respectivamente:

▪ **18u**

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



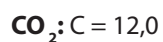
+



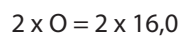
Então:  $2,0 + 16,0 = 18,0 \text{ u}$

▪ **44u** ( $12,0 + 16,0 \times 2$ )

Para o  $\text{CO}_2$ , a ideia é a mesma.

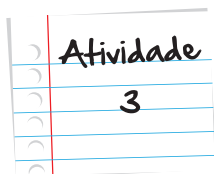


+



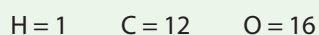
Então:  $12,0 + 32,0 = 44,0 \text{ u}$

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:



a.  $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}$  (molécula que promove o odor de amêndoa)

b.  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  (Sacarose - molécula de açúcar presente na cana de açúcar)

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:

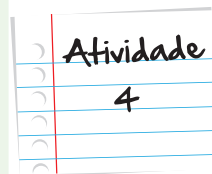
Ca = 40,0 u

Cl = 35,5 u

H = 1,0 u

O = 16,0 u

Anote 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. Obcecado 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.



Figura 1: Retrato de Amedeo Avogadro

Fonte: [http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Avogadro\\_Amedeo.jpg](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  $C^{12}$  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  $C^{12}$  contém uma quantidade enorme de átomos, algo em torno de 600.000.000.000.000.000.000 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  $C^{12}$  que corresponde a aproximadamente  $6 \times 10^{23}$  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  $6 \times 10^{23}$ .

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>

**ponto:ciência**  
várias experiências, um só lugar

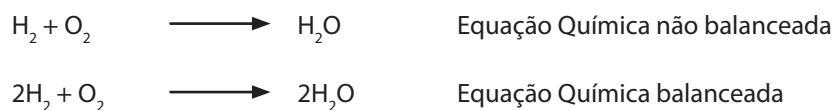
Multimídia

## Seção 4

# Continuamos a medir pequenas quantidades – aprimorando o conceito de mol

Durante o seu dia a dia, comumente, você utiliza grandezas 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.

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 ( $2 \text{ H}_2$ ) e uma molécula de oxigênio ( $\text{O}_2$ ). 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  $\text{C}^{12}$  correspondem a 1 mol de  $\text{C}^{12}$ ? E que, em 1 mol, nós temos  $6 \times 10^{23}$  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

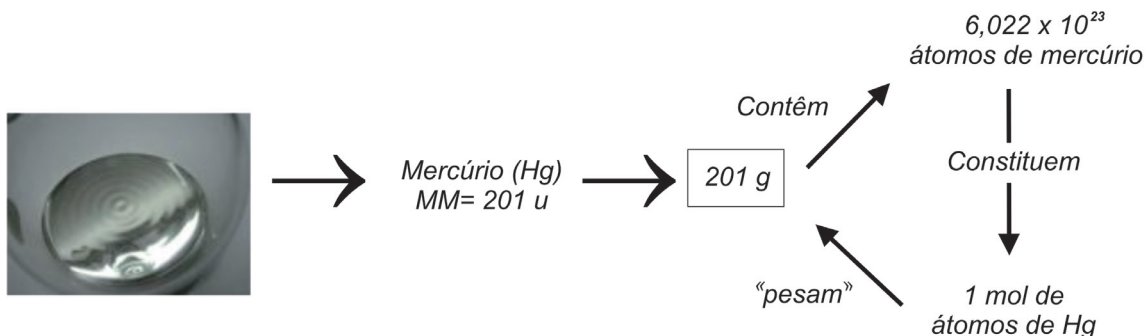
### Quantidade de matéria

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 kilogramas de água ou 100 mol de água.

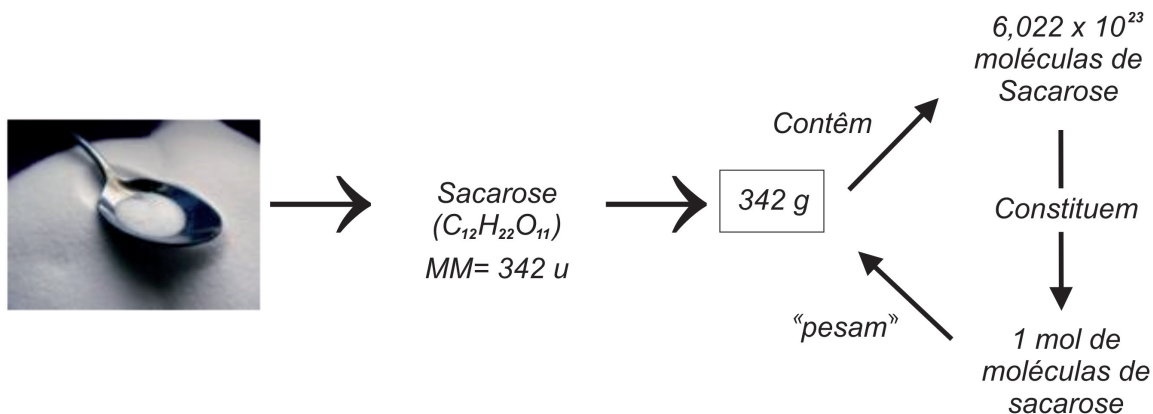


Observe o esquema abaixo que representa diversas formas de apresentação da matéria:

**Esquema 1:**



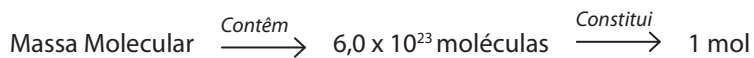
**Esquema 2:**



**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:



## 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,*

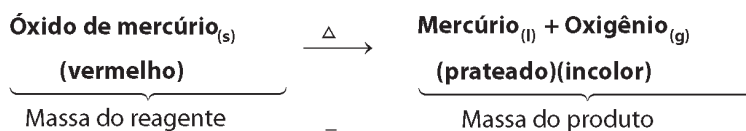
*Seu filho, um incêndio devastador."*

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

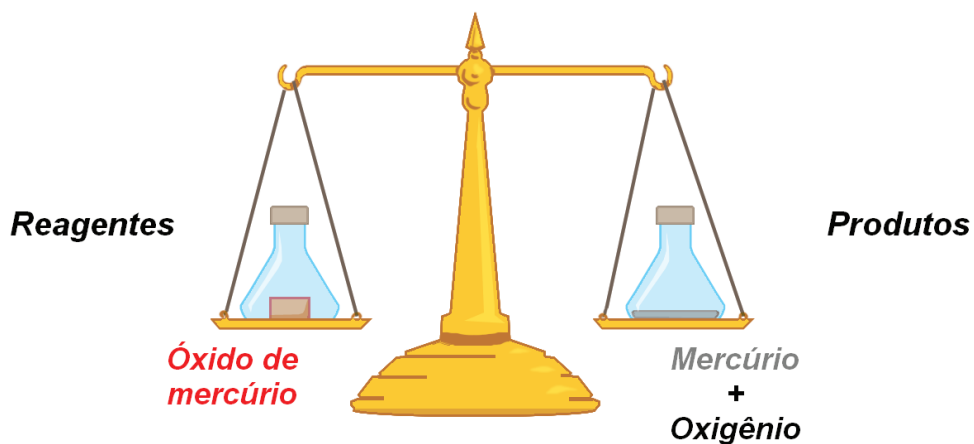
Dois eventos foram importantes para o desenvolvimento da Química: a descoberta de que a água não era um elemento, por Lavoisier; e a sua obtenção, através da reação entre os gases oxigênio e hidrogênio! Os trabalhos de Lavoisier foram tão importantes que alguns o consideram o "pai da química". Dentre 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:

**Importante**

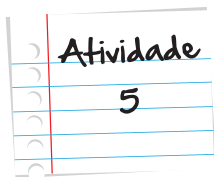
#### **Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier**

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.

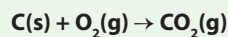
#### **Ponderais**

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](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.

$$\frac{\text{Massa de Hidrogênio}}{\text{Massa de Oxigênio}} = \frac{1 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{16 \text{ g}} = \frac{3 \text{ g}}{24 \text{ g}} = \frac{11,1 \text{ g}}{88,9 \text{ g}}$$

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

**Exemplo2:**

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:

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

Diagram illustrating the simplification of the ratio  $\frac{120}{48} = \frac{5}{2}$ . A blue arrow above the fraction points from 120 to 5, labeled  $\div 24$ . A blue arrow below the fraction points from 48 to 2, labeled  $\div 24$ .

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

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

Diagram illustrating the simplification of the ratio  $\frac{40}{16} = \frac{5}{2}$ . A blue arrow above the fraction points from 40 to 5, labeled  $\div 8$ . A blue arrow below the fraction points from 16 to 2, labeled  $\div 8$ .

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	<b>X g</b>
2ª Experiência	<b>Y g</b>		<b>Z g</b>	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  $0^{\circ}\text{C}$  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  $6 \times 10^{23}$ . 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.



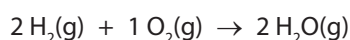
## Seção 8

# 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.

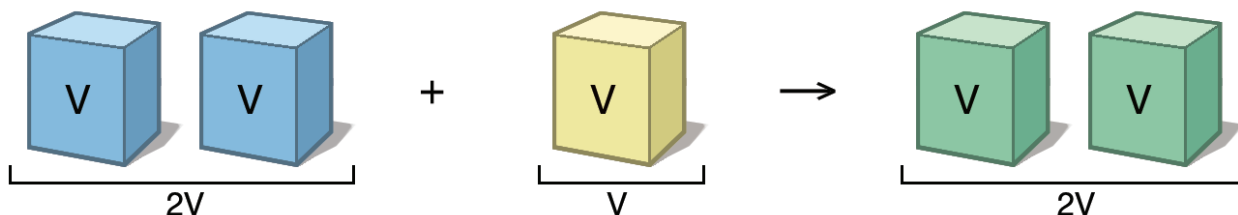
Nas mesmas condições de pressão e temperatura, os volumes dos gases participantes de uma reação química têm entre si uma relação de números inteiros e pequenos. Vejamos a relação que existe entre estes componentes:

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:



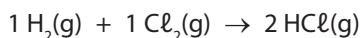
Podemos dizer que 2 volumes de hidrogênio, reagem com 1 volume de oxigênio, produzindo 2 volumes de vapor de água, e por isso a proporção entre os volumes seria: **2:1:2**.

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

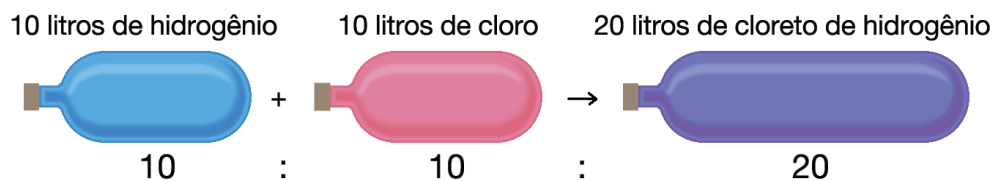


Isto acontece porque o volume dos gases está associado aos coeficientes que equilibram uma equação! Como a soma dos coeficientes dos reagentes é igual a três e do produto é igual a 2, podemos afirmar que existirá uma diminuição do volume deste sistema de acordo com o andamento da reação.

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.



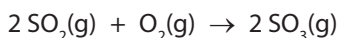
Isto significa que os volumes de um sistema onde ocorre uma reação química não precisam ser necessariamente conservados, podendo aumentar, diminuir ou até mesmo permanecerem constantes. Esta variação dependerá exclusivamente dos coeficientes de balanceamento da equação química que representam este processo 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 ( $\text{SO}_3$ ) é um gás utilizado na fabricação do ácido sulfúrico e um dos principais responsáveis pelo efeito estufa. Para produzir 30 L de  $\text{SO}_3$ , quantos litros de gás oxigênio ( $\text{O}_2$ ) e de dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ), precisaremos?



A proporção entre os coeficientes é de:

$$2 : 1 : 2$$

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

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

Logo, a proporção entre os volumes será de:

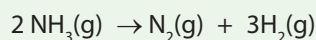
$$\frac{30}{15} : \frac{15}{15} : \frac{30}{15}$$

$$2 : 1 : 2$$

Precisaremos, então, de 15 L de  $\text{O}_2$  e de 30 L de  $\text{SO}_2$ .

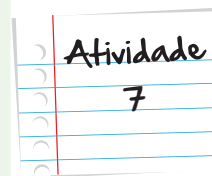
## Quanto será produzido?

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



A decomposição de 500L de amônia ( $\text{NH}_3$ ) produzirá quantos litros de gás nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) e de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ), nas mesmas condições de pressão e temperatura?

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 C<sup>12</sup>.
- 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.sbq.org.br/qn/qnol/1993/vol16n3/v16\\_n3\\_%20\(14\).pdf](http://quimicanova.sbq.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.sbq.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:

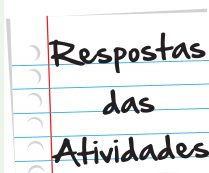
$$\begin{aligned} \text{Média} &= \frac{(7 \times 1) + (6 \times 2) + (8 \times 3) + (7,5 \times 4)}{1 + 2 + 3 + 4} = \frac{7 + 12 + 24 + 30}{10} \\ &= \frac{73}{10} = 7,3 \end{aligned}$$

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.

### Atividade 2

Podemos afirmar que a ocorrência percentual do B<sup>10</sup> é igual a 20% (1 átomo em cinco representa 20% do total de átomos, certo?). Já a ocorrência do B<sup>11</sup> 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 Amêndoa –  $C_7H_6O$

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:

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

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

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

#### Atividade 5

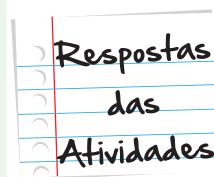
Pela lei de conservação das massas ou Lei de Lavoisier, sabemos que quando uma reação ocorre em um sistema fechado, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes. Sendo assim, temos que:

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

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

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

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



### 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

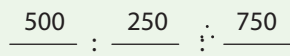
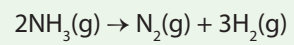
A proporção entre reagentes e produtos na reação de obtenção da amônia é:

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

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.

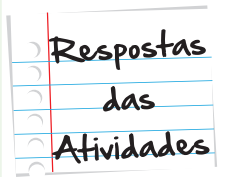


$$\text{Amônia} = \frac{500 \text{ L}}{x} = 2 \quad x = 250 \text{ L}$$



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 <sub>2</sub> ) / % 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<sub>2</sub>, 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  $\text{SO}_2$ , 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 ( $\text{CaCO}_3$ ). 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:

% Sílica na região 1 = 0,97%

Massa minério = 200 toneladas

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

Observe a regra de três abaixo:

100 g de Calcário \_\_\_\_\_ 60 g de Sílica

? \_\_\_\_\_ 1,94 toneladas

Massa de Calcário = 3,23 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:

Vazão = 30000 L/s

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

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

Massa de flúor =  $(1,08 \times 10^8) \times (1,5 \times 10^{-3}) = 162000$  g ou 162 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 –  $\text{HNO}_3$
- Ácido carbônico –  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- Ácido sulfúrico –  $\text{H}_2\text{SO}_4$

## 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

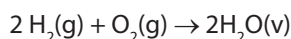
Pela fórmula química da água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e da água oxigenada (peróxido de hidrogênio -  $\text{H}_2\text{O}_2$ ) você pode perceber que a única diferença entre as duas substâncias é a presença de um átomo de oxigênio a mais, no  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Isso acarreta a formação de uma substância 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:

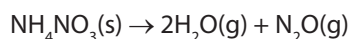


Em relação a essa transformação:

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

### Exercício 5 – Adaptado de UFPB – 2010

O gás hilariante ( $\text{N}_2\text{O}$ ) 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 ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ), conforme a reação a seguir:



Determine a massa de nitrato de amônio que deve ser utilizada para produzir 88 g de gás  $\text{N}_2\text{O}$  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  $\text{N}_2\text{O}$  e 72 g de água, a quantidade de nitrato de amônio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) 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

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

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

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

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



