

Leis das Reações Químicas

Introdução

As Leis das Reações Químicas, deduzidas de forma empírica por cientistas como Lavoisier, Proust e Dalton, nos permitem calcular quantidades de substâncias presentes nas reações, bem como estabelecer relações matemáticas entre as quantidades. Estas leis foram formuladas antes mesmo de se conhecer teorias sobre ligações químicas e estrutura eletrônica e serviram de base para a Teoria Atômica Clássica. São elas:

- Leis ponderais — aquelas que se referem às massas das substâncias;
- Leis volumétricas — aquelas que se referem aos volumes dos gases.

Leis ponderais

Lei de Lavoisier

Publicada pelo químico francês Antoine Laurent de Lavoisier, em 1789, no "Tratado Elementar de Química" e também chamada de Lei da Conservação da Massa ou Lei da Conservação da Matéria. Esta lei afirma que:

"Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma."

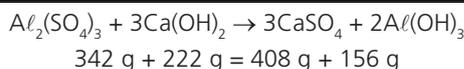
"A massa total de um sistema fechado não varia, qualquer que seja a reação química que aí venha a ocorrer."

"Numa reação química, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos."

Os dois últimos enunciados não se aplicam às reações nucleares, nas quais ocorre conversão de massa em energia, segundo a equação de Einstein ($\Delta E = \Delta m \cdot c^2$). Estas reações, curiosamente, estão de acordo com o primeiro enunciado da Lei de Lavoisier, apesar da Teoria da Relatividade de Einstein ter surgido apenas do início do séc. XX.

- Exemplo:

Observe a conservação da massa na reação química entre o sulfato de alumínio e o hidróxido de cálcio:



A soma das massas de reagentes é igual à soma das massas de produtos, ou seja, 564 g.

Lei de Proust

Formulada em 1801, pelo químico francês Joseph Louis Proust, é também chamada de Lei das Proporções Definidas, Fixas ou Constantes. A lei de Proust estabelece que:

"Em uma determinada reação química, realizada em diversas experiências, a proporção entre as massas dos reagentes ou produtos é constante."

"Uma determinada substância pura composta, independente de sua procedência, apresenta sempre a mesma composição em massa dos elementos constituintes."

A Lei de Proust permite a determinação da composição centesimal de uma substância e o cálculo estequiométrico.

- Exemplo:

Observe a proporção constante entre as massas de ferro e enxofre que se combinam em três experimentos para produzir sempre sulfeto ferroso:

	Fe	+ S	→ FeS	Proporção em massa
1º experimento	56,0 g	32,0 g		56,0 : 32,0 = 1,75 : 1,00
2º experimento	47,6 g	27,2 g		47,6 : 27,2 = 1,75 : 1,00
3º experimento	81,2 g	46,4 g		81,2 : 46,4 = 1,75 : 1,00

O valores numéricos em cada proporção foram divididos pelo menor deles, resultando sempre na proporção de 1,75:1,00.

Compostos não estequiométricos:

É um fato experimentalmente comprovado a existência da variação do número relativo de átomos em sólidos iônicos como o óxido de zinco, o sulfeto cuproso, e outros. Assim, a composição do sulfeto cuproso pode variar de $Cu_{1,7}S$ a Cu_2S . Os exemplos mais característicos desses compostos não estequiométricos se encontram nos sulfetos e óxidos dos metais de transição. Essa variação é possível em vista da existência de lacunas no retículo cristalino do sólido, sem modificação da estrutura cristalina. Desse modo, a variação da composição não afeta as propriedades químicas, porém interfere em certas propriedades físicas, elétricas e ópticas, que são sensíveis à composição das substâncias. Outro exemplo é o óxido de titânio (TiO) que pode ser preparado na proporção de 1:1 e também em uma proporção variando de 0,69:1 a 0,75:1 em relação ao oxigênio fixado em 1. Compostos desse tipo não obedecem à Lei de Proust.

Lei de Dalton

Formulada em 1803, pelo químico, físico e meteorologista inglês John Dalton, é também chamada Lei das Proporções Múltiplas. A Lei de Dalton diz que:

"Quando dois elementos químicos formam vários compostos, fixando-se a massa de um dos elementos, as massas do outro variam numa proporção de números inteiros e, em geral, pequenos."

- Exemplo:

Podem-se observar a Lei de Dalton nos óxidos de nitrogênio listados a seguir:

Óxido	Massa de nitrogênio	Massa de oxigênio
N_2O	28 g	16 g
NO	14 g	16 g
NO_2	14 g	32 g
N_2O_3	28 g	48 g
N_2O_5	28 g	80 g

Se a massa de nitrogênio for fixada em 28 g, teremos a seguinte tabela de dados:

Óxido	Massa de nitrogênio	Massa de oxigênio
N_2O	28 g	16 g
NO	$14 \text{ g} \times 2 = 28 \text{ g}$	$16 \text{ g} \times 2 = 32 \text{ g}$
NO_2	$14 \text{ g} \times 2 = 28 \text{ g}$	$32 \text{ g} \times 2 = 64 \text{ g}$
N_2O_3	28 g	48 g
N_2O_5	28 g	80 g

Assim, as massas de oxigênio formam a proporção:

$$16 : 32 : 64 : 48 : 80 = 1 : 2 : 4 : 3 : 5$$

Lei de Richter

Formulada em 1791 pelo químico alemão Jeremias Benjamin Richter, e antigamente chamada de Lei de Richter-Wenzel-Berzelius, é a Lei das Proporções Recíprocas ou Lei dos Equivalentes. A Lei de Richter estabelece que:

“Se com uma determinada massa de um elemento químico reagem separadamente diferentes massas de outros dois elementos, quando estes reagirem entre si, o farão na mesma proporção mássica ou então numa proporção de números inteiros e pequenos em relação a esta.”

• Exemplo:

Combinando dois a dois os elementos carbono, hidrogênio e oxigênio, podem-se obter os seguintes dados:

Oxigênio 8 g	+	Hidrogênio 1 g	→	Água 9 g
Oxigênio 8 g	+	Carbono 3 g	→	Gás carbônico 11 g
Hidrogênio 1 g	+	Carbono 3 g	→	Produto 4 g de metano
1 g	+	4 g	→	5 g de etano

Note que, sendo o oxigênio o elemento de referência, a combinação entre hidrogênio e carbono ocorre na proporção esperada (1:3, no metano) ou numa outra proporção (1:4, no etano). Essas duas proporções em massa formam uma razão de números inteiros pequenos:

$$\frac{1:4}{1:3} = \frac{1}{4} \cdot \frac{3}{1} = \frac{3}{4} = 3:4$$

Leis volumétricas de Gay-Lussac

Formuladas em 1808, pelo físico e químico francês Joseph Louis Gay-Lussac, serviram para a consolidação da Teoria Atômica Clássica, afirmam que:

“Quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão os volumes dos **reagentes** gasosos em uma reação química formam entre si uma proporção de números inteiros e pequenos.”

“Quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, os volumes dos **produtos** gasosos em uma reação química formam com os reagentes gasosos uma proporção de números inteiros e pequenos.”

• Exemplo:

Observe a relação entre os volumes gasosos medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão para os participantes da reação a seguir:

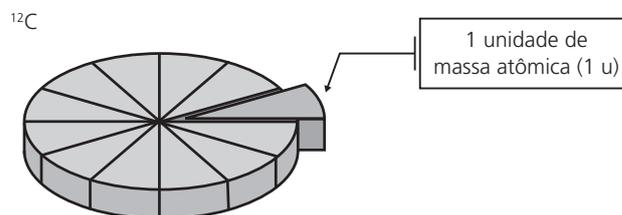
	$N_{2(g)}$	$+ 3H_{2(g)}$	$\rightarrow 2NH_{3(g)}$	Proporção em volume
1º experimento	10 L	30 L	20 L	$10 : 30 : 20 = 1 : 3 : 2$
2º experimento	18 mL	54 mL	36 mL	$18 : 54 : 36 = 1 : 3 : 2$
3º experimento	7,5 m ³	22,5 m ³	15,0 m ³	$7,5 : 22,5 : 15,0 = 1 : 3 : 2$

Os valores numéricos em cada proporção foram divididos pelo menor deles, resultando sempre na proporção de 1:3:2. Note que essa proporção coincide com os coeficientes da equação química balanceada.

Grandezas Químicas

Unidade de massa atômica

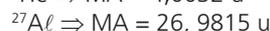
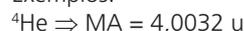
A unidade de massa atômica (**u**), que corresponde à fração de 1/12 do isótopo mais comum do carbono, o ¹²C, é o padrão usado atualmente para medir as massas dos átomos e moléculas.



Massa atômica de um átomo

Indica quantas vezes o átomo é mais “pesado” que a unidade de massa atômica, ou seja, é a massa do átomo medida em **u**.

• Exemplos:



Massa atômica de um elemento

A massa atômica do elemento é determinada calculando-se a média ponderada das massas atômicas dos isótopos desse elemento, utilizando-se como pesos as abundâncias relativas desses isótopos na natureza.

• Exemplo:

O zinco apresenta na natureza 4 isótopos:

Isótopo	⁶⁴ Zn	⁶⁶ Zn	⁶⁷ Zn	⁶⁸ Zn
Ocorrência	50,4%	27,2%	4,6%	17,8%

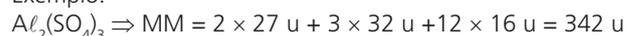
Considerando as massas atômicas desses isótopos aproximadamente iguais aos números de massa, a massa atômica do elemento zinco é dada por:

$$\text{MA} = \frac{50,4 \cdot 64 \text{ u} + 27,2 \cdot 66 \text{ u} + 4,6 \cdot 67 \text{ u} + 17,8 \cdot 68 \text{ u}}{100} = 65,4 \text{ u}$$

Massa molecular

É determinada pela soma das massas atômicas dos elementos constituintes. No caso das substâncias iônicas usa-se o mesmo raciocínio, mas o termo empregado é **massa-fórmula**.

• Exemplo:



Número de avogadro, mol e massa molar

Como vimos, a massa atômica de um elemento é a massa média dos isótopos do elemento. Se medirmos valores em gramas, que sejam numericamente iguais aos valores de massa atômica expressa, na unidade **u**, teremos para qualquer elemento químico um número fixo de átomos. Esse número é aproximadamente igual a $6,02 \times 10^{23}$ átomos. Se fizermos o mesmo com uma substância molecular, medindo uma massa em gramas numericamente igual à sua massa molecular expressa na unidade de massa atômica (**u**), teremos para qualquer substância molecular um número fixo de moléculas igual a $6,02 \times 10^{23}$.

Por exemplo, a massa atômica do ferro é igual a 55,8 u. Se medirmos 55,8 g de ferro, teremos nessa massa $6,02 \times 10^{23}$ átomos de ferro. Da mesma forma, se medirmos 18,0 g de água, cuja massa molecular é 18,0 u, teremos $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água.

O número $6,02 \times 10^{23}$ é chamado de número de Avogadro ou constante de Avogadro, e é a quantidade que corresponde a 1 mol.

$$N_0 = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

A massa do elemento contendo 1 mol de átomos ou da substância molecular contendo 1 mol de moléculas é chamada de massa molar (**M**), a qual é expressa em gramas por mol (g/mol).

• Exemplos:

Ferro: $M = 55,8 \text{ g/mol}$

Água: $M = 18,0 \text{ g/mol}$

Antigamente, os termos átomo-grama (atg), íon-grama, molécula-grama e fórmula-grama eram usados para designar, respectivamente, as massas de 1 mol de átomos, 1 mol de íons, 1 mol de uma substância molecular e 1 mol de uma substância iônica.

A determinação precisa do número de Avogadro pode ser conseguida por numerosos métodos. Estão relacionados a seguir alguns métodos que classicamente serviram para identificar esse número.

- O primeiro cálculo do número de Avogadro foi realizado por Loschmidt (1865) com base na teoria cinética dos gases, a partir do diâmetro provável das moléculas de um gás, e do seu "caminho livre". O resultado obtido foi $N_0 = 6 \times 10^{23}$.
- Em 1899, Lorde Rayleigh, interpretando a cor azul do céu como resultante da difração da luz solar pelas moléculas dos gases contidos no ar atmosférico, desenvolveu uma teoria que permitiu encontrar $N_0 = 6,03 \times 10^{23}$.
- Einstein (1905) e Svedberg (1912), a partir do estudo das trajetórias descritas por pequeníssimas partículas em suspensão num líquido (movimento browniano), obtiveram como resultado $N_0 = 6,08 \times 10^{23}$.
- Em 1909, Perrin, aplicando ao movimento browniano os princípios da teoria cinética dos gases, determinou o número de Avogadro a partir da diferente distribuição numa suspensão aquosa, em função da altura, de pequeníssimos grãos de resina vegetal. Encontrou $N_0 = 6,09 \times 10^{23}$.
- A partir da Teoria Quântica de Planck (1900) sobre a radiação emitida por um corpo negro, encontrou-se $N_0 = 6,2 \times 10^{23}$.
- Em 1912, Millikan, após determinar a carga de um elétron, pelo conhecido método da gota de óleo, obteve o valor $N_0 = 6,03 \times 10^{23}$.
- Rutherford e Geiger (1908) determinaram o número de Avogadro pela contagem do número de partículas alfa emitidas, num dado intervalo de tempo, na desintegração de uma substância radioativa. Encontraram $N_0 = 6,14 \times 10^{23}$.
- Pela observação e interpretação da estrutura fina das linhas espectrais, Sommerfeld (1916) obteve $N_0 = 6,08 \times 10^{23}$.
- A difração, por um cristal, de raios-X de comprimento de onda conhecido, permitiu a Compton (1922) e outros encontrar $N_0 = 6,022 \times 10^{23}$. Além desses métodos, e outros, o uso do espectrógrafo de massa permite determinar a massa (*m*) de um átomo de um elemento cuja massa molar é conhecida (*M*). O quociente *M/m* identifica o número de Avogadro.

Observação:

Lei de Dulong-Petit

Foi proposta em 1819, pelos físico-químicos franceses Pierre Louis Dulong e Alexis Thérèse Petit. A Lei de Dulong-Petit estabelece que:

"O calor específico de uma substância cristalina, multiplicado pelo seu peso atômico, resulta num valor aproximadamente constante".

Sabe-se que este valor é 6,4 cal/mol, que é o calor molar da substância. Usando os conceitos atuais, podemos estabelecer que o valor aproximado da massa molar de um elemento pode ser calculada a partir de seu calor específico pela relação:

$$M \cong \frac{6,4 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}}{c}$$

Sendo:

M = massa molar, medida em g/mol

c = calor específico, dado em $\text{cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

$6,4 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ = valor aproximado do calor molar do elemento.

Quantidade de matéria

Este é o termo usado para designar quantas vezes a massa molar de uma determinada espécie está presente numa massa qualquer da mesma. A quantidade de matéria é expressa na unidade **mol**.

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

Sendo:

n = quantidade de matéria

m = massa da espécie química

M = massa molar

Volume molar de gases

Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP, 1 atm e 0 °C), 1 mol de qualquer gás ideal ocupa um volume de 22,4 L.

$$\bar{V} = 22,4 \text{ L/mol} \text{ (para gases ideais em CNTP)}$$

Recentemente a IUPAC alterou a pressão das condições normais para 1 bar. Para as condições normais *p* = 1 bar e *T* = 273,15 K, o volume molar dos gases ideais é igual a 22,71 L/mol.

Hipótese de avogadro

Formulada em 1811, pelo físico italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro, é também conhecida como Princípio de Avogadro ou Lei de Avogadro. A hipótese de Avogadro estabelece que:

"Volumes iguais de gases quaisquer, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm sempre o mesmo número de moléculas".

• Exemplos:

- Em um volume de 22,4 L de um gás ideal, medido a 1 atm e 0 °C, existem sempre $6,02 \times 10^{23}$ moléculas (1 mol), independentemente de qual seja o gás ideal.
- Em um volume de 44,8 L de um gás ideal, medido a 1 atm e 0 °C, existem sempre $12,04 \times 10^{23}$ moléculas (2 mol), independentemente de qual seja o gás ideal.



Exercícios de Fixação

01. Colocou-se para reagir ácido clorídrico com hidróxido de sódio em 3 experiências distintas, obtendo-se sempre cloreto de sódio e água. Obtiveram-se os seguintes dados:

	ácido clorídrico	+ hidróxido de sódio	→ cloreto de sódio	+ água
1ª experiência	2,920 g	3,200 g	4,680 g	1,440 g
2ª experiência	0,438 g	0,480 g	0,702 g	0,216 g
3ª experiência	0,365 g	0,400 g	0,585 g	0,180 g

Verificar se os dados estão de acordo com a Lei de Proust.

02. Reagindo-se nitrogênio e oxigênio entre si podem-se obter vários óxidos. Algumas experiências foram realizadas, reagindo-se totalmente os elementos, obtendo-se a seguinte tabela:

	nitrogênio	+ oxigênio
1º óxido	11,20 g	12,80 g
2º óxido	28,00 g	64,00 g
3º óxido	5,60 g	9,60 g
4º óxido	11,20 g	32,00 g

Demonstrar que estes dados estão de acordo com a Lei de Dalton.

03. Sabendo que em cada experimento abaixo os elementos reagiram totalmente, demonstre que os dados estão de acordo com a Lei de Richter.

	nitrogênio	oxigênio	hidrogênio
1ª experiência	1,40 g	4,80 g	–
2ª experiência	0,42 g	–	0,09 g
3ª experiência	–	20,00 g	2,50 g

04. Determine as incógnitas abaixo, sabendo que todos os volumes gasosos formam medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura:

	gás A	+ gás B	→ gás C	+ excesso
1ª experiência	3 L	2 L	4 L	–
2ª experiência	1,2 L	x	y	–
3ª experiência	7,2 mL	4,6 mL	z	t

05. O manganês forma um óxido que contém 77,44% desse elemento. Poderá existir outro óxido que contenha 49,52% de manganês? Em caso afirmativo, quais as possíveis fórmulas dos dois óxidos?
06. Efetue os cálculos:
- Qual a massa de nitrogênio em 25,6 g de hidrazina (N_2H_4)?
 - Qual a massa de oxigênio em $1,204 \times 10^{25}$ moléculas de SO_3 ?
 - Qual a massa de fósforo em 50 mol de P_4O_{10} ?
 - Qual a massa de flúor em 44,8 cm^3 de SF_2 em CNTP?
 - Qual a massa de carbono em 114 litros de gasolina (C_8H_{18}), cuja densidade é 0,8 g/mL?

07. Em uma pessoa adulta, com massa de 70,0 kg, há 1,6 kg de cálcio. Qual seria a massa desta pessoa, em kg, se a natureza houvesse, ao longo do processo evolutivo, escolhido o bário em lugar do cálcio?

08. Para evitar a propagação de doenças como o cólera, a água para beber é desinfetada pela adição de cloro (Cl_2) na razão mínima de 0,20 mg/kg de água. Para obter essa água clorada, quantas moléculas de água são necessárias, aproximadamente, para cada molécula de cloro?

09. Por meio do espectrógrafo de massa se pode determinar que a massa de 1 átomo de ouro é igual a $3,27 \times 10^{-25}$ kg. A densidade do ouro é igual a 19,32 g/cm³. Calcule:

Dado: $\sqrt[3]{4} = 1,6$

A) O volume molar do ouro.

B) O raio atômico do ouro, em nanômetros.

10. O cálcio cristaliza no sistema cúbico de faces centradas com densidade de 1,55 g/cm³. Sabendo-se que a aresta da célula unitária é 0,555 nm, mostre, indicando os cálculos, como obter o número de Avogadro.



Exercícios Propostos

01. Quando um objeto de ferro enferruja ao ar, sua massa aumenta. Quando um palito de fósforo é aceso, sua massa diminui. Essas observações violam a Lei da Conservação das Massas? Justifique sua resposta.

02. Duas amostras de carbono puro de massas 1,00 g e 9,00 g foram completamente queimadas ao ar. O único produto formado nos dois casos, o dióxido de carbono gasoso, foi totalmente recolhido, e as massas obtidas foram 3,66 g e 32,94 g, respectivamente. Utilizando esses dados:

A) Demonstre que nos dois casos a Lei de Proust é obedecida.

B) Determine a composição do dióxido de carbono, expressa em porcentagem em massa de carbono e oxigênio.

03. Complete a tabela abaixo, sabendo que o ácido, a base e o sal das duas reações são os mesmos:

	Antes da reação		Depois da reação			
	Base	Ácido	Sal	Água	Ácido	Base
Primeira reação	40,0 g	100,0 g	71,0 g		51,0 g	–
Segunda reação			21,3 g			6,0 g

04. Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), o iniciador da Química moderna, realizou, por volta de 1775, vários experimentos. Em um deles aqueceu 100 g de mercúrio em presença do ar, dentro de um recipiente de vidro fechado, obtendo 54 g de óxido vermelho de mercúrio, tendo ficado ainda sem reagir 50 g de mercúrio. Pergunta-se:

A) qual a razão entre a massa de oxigênio e a de mercúrio que reagiram?

B) qual a massa de oxigênio que seria necessária para reagir com todo o mercúrio inicial?

Cálculos de Fórmulas

Fórmula centesimal ou percentual

Indica a proporção em massa, expressa em porcentagens, dos elementos que constituem uma substância. Pode ser calculada através das massas molares da substância e dos elementos constituintes.

• Exemplo:
A determinação da composição centesimal do sulfato de alumínio, $Al_2(SO_4)_3$, pode ser feita do seguinte modo:
Massa molar do $Al_2(SO_4)_3 = (2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16)$ g/mol = 342 g/mol

$$\%Al = \frac{2 \cdot 27 \text{ g}}{342 \text{ g}} \cdot 100\% = 15,8\%$$

$$\%S = \frac{3 \cdot 32 \text{ g}}{342 \text{ g}} \cdot 100\% = 28,1\%$$

$$\%O = 100\% - 15,8\% - 28,1\% = 56,1\%$$

A fórmula centesimal do sulfato de alumínio é:
 $Al_{15,8\%}S_{28,1\%}O_{56,1\%}$.

Fórmula mínima e fórmula molecular

A fórmula mínima indica a menor proporção, em número de átomos, entre os elementos que compõem uma substância. Já a fórmula molecular indica a quantidade verdadeira dos átomos formadores da molécula da substância.

• Exemplos:

Fórmula molecular	Fórmula mínima
H_2O_2	HO
$Na_2S_4O_6$	NaSO ₃
$C_2H_4O_2$	CH ₂ O
$C_6H_{12}O_6$	CH ₂ O
K_2CO_3	K_2CO_3

Cálculo da fórmula mínima ou empírica

(A) Através da composição percentual ou das massas:

- 1º) Considerar 100 g da substância, para que as massas de cada elemento sejam numericamente iguais às porcentagens.
- 2º) Dividir essas massas pelas respectivas massas molares, obtendo os números de mols.
- 2º) Dividir pelo menor valor encontrado para encontrar uma proporção mínima.
- 3º) Multiplicar por algum número para obter valores inteiros os menores possíveis.

• Exemplo:

O resorcinol é uma substância orgânica com a seguinte composição em massa: 65,45% de carbono, 5,45% de hidrogênio e os 29,10% restantes de oxigênio. A fórmula mínima do resorcinol pode ser determinada calculando-se o número de mols de cada elemento presente em 100g da substância:

Gabarito – Exercícios Propostos

01	02	03	04	05	06	07	08	09	10
*	*	*	*	C	C	*	*	*	*
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
*	*	*	*	*	*	*	*	*	*

* 01: Não. Apenas foram realizadas em sistema aberto.

02: A) 1,00 : 2,66 = 9,00 : 23,94;

B) 27,32% de C e 72,68% de O.

03:

	Antes da reação		Depois da reação			
	Base	Ácido	Sal	Água	Ácido	Base
Primeira reação	40,0 g	100,0 g	71,0 g	18,0 g	51,0 g	–
Segunda reação	18,0 g	14,7 g	21,3 g	5,4 g	–	6,0 g

04: A) 2/25

B) 8 g

07: $3,8 \times 10^5$ g

08: 37 g

09: $8,43 \times 10^{26}$

10: $2,2 \times 10^5$ g

11: A) 5×10^{17}

B) 18400 m³

12: $1,5 \times 10^{11}$

13: 77,5% de ³⁵X e 22,5% de ³⁷X

14: A) 0,75 g B) 7×10^{20} e 12×10^{20}

15: Deve ser confiscada ($1,7 \times 10^{-3}$ g/kg)

16: A) $5,7 \times 10^{-22}$ g B) 28,5 vezes

C) $5,28 \times 10^{22}$ D) $2,4 \times 10^{24}$

E) $2,4 \times 10^{-22}$

17: 4×10^{-15} g

18: Demonstração.

19: Demonstração.

20: Demonstração

Anotações



$$n(\text{C}) = \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} \cdot 65,45 \text{ g} = 5,45 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ g}} \cdot 5,45 \text{ g} = 5,45 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} \cdot 29,10 \text{ g} = 1,82 \text{ mol}$$

A proporção em mols no resorcinol é:

$$5,45 \text{ mol C} : 5,45 \text{ mol H} : 1,82 \text{ mol O}$$

Dividindo cada termo da proporção pelo menor deles (1,82 mol), encontramos:

$$3 \text{ mol C} : 3 \text{ mol H} : 1 \text{ mol O}$$

Então, a fórmula mínima ou empírica do resorcinol é $\text{C}_3\text{H}_3\text{O}$.

(B) Outras situações:

A composição da substância pode ser dada em termos de quantidade de matéria (números de mols), dos números de átomos e dos volumes de gases. Em todos estes casos, devemos encontrar as quantidades em mols dos elementos presentes em 1 mol da substância. Assim sendo, deveremos efetuar as seguintes operações matemáticas:

Número de átomos do elemento	÷	$6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	=	Número de mols
Volume de gás em CNTP	÷	22,4 L/mol	=	Número de mols
Massa do elemento	÷	Massa molar	=	Número de mols

• Exemplo:

Suponha que analisando uma amostra de um material formado apenas por C, H e N encontramos $4,2 \times 10^{24}$ átomos de carbono e 21 g de hidrogênio, e que essa amostra produz 39,2 L de nitrogênio gasoso em CNTP. Determinando os números de mols de cada elemento podemos chegar à fórmula mínima da substância.

$$n(\text{C}) = \frac{1 \text{ mol}}{6,0 \times 10^{23} \text{ átomos}} \cdot 4,2 \times 10^{24} \text{ átomos} = 7,0 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ g}} \cdot 21 \text{ g} = 21 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}) = \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{22,4 \text{ L}} \cdot 39,2 \text{ L} = 3,5 \text{ mol}$$

A proporção em mols na amostra é:

$$7 \text{ mol C} : 21 \text{ mol H} : 3,5 \text{ mol N}$$

Dividindo cada termo da proporção pelo menor deles (3,5 mol), encontramos:

$$2 \text{ mol C} : 6 \text{ mol H} : 1 \text{ mol N}$$

Então, a fórmula mínima ou empírica da substância é $\text{C}_2\text{H}_6\text{N}$.

Cálculo da fórmula molecular

Somente é possível conhecer a fórmula molecular se soubermos a massa molecular. Assim, a fórmula molecular pode ser obtida de duas maneiras:

(A) Através da fórmula mínima:

Uma vez obtida a fórmula mínima, seus índices são multiplicados por um fator **f** calculado assim:

$$f = \frac{M}{M_{\text{fm}}}$$

Sendo: M = massa molar (massa da fórmula molecular em g/mol)

M_{fm} = massa da fórmula mínima em g/mol

(B) Através da composição percentual:

1º) Calculamos a massa de cada elemento contida na massa molar utilizando os percentuais em massa.

2º) Dividimos os valores obtidos pelas massas molares dos elementos encontrando os números de mols, os quais representam os índices da fórmula molecular.

• Exemplo:

O ácido tartárico é uma substância de massa molecular igual a 150 u e com a seguinte composição em massa: 32% de carbono, 4% de hidrogênio e 64% de oxigênio. A fórmula molecular do ácido tartárico pode ser determinada a partir da fórmula mínima ou diretamente pela massa molar.

Calculando-se o número de mols de cada elemento presente em 100 g da substância:

$$n(\text{C}) = \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} \cdot 32 \text{ g} = 2,67 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ g}} \cdot 4 \text{ g} = 4 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} \cdot 64 \text{ g} = 4 \text{ mol}$$

A proporção em mols no ácido tartárico é:

$$2,67 \text{ mol C} : 4 \text{ mol H} : 4 \text{ mol O}$$

Dividindo cada termo da proporção pelo menor deles (2,67 mol), encontramos:

$$1 \text{ mol C} : 1,5 \text{ mol H} : 1,5 \text{ mol O}$$

Multiplicando-se todos os valores por 2, obtemos uma proporção de números inteiros:

$$2 \text{ mol C} : 3 \text{ mol H} : 3 \text{ mol O}$$

Então, a fórmula mínima ou empírica do ácido tartárico é $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3$, cuja massa molar é:

$$M_{\text{fm}} = (2 \times 12 + 3 \times 1 + 3 \times 16) \text{ g/mol} = 75 \text{ g/mol}$$

O fator de correção da fórmula é:

$$f = \frac{150}{75} = 2$$

Multiplicando-se os índices da fórmula mínima por esse fator, obtemos a fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$.

De outro modo, essa fórmula molecular pode ser obtida calculando-se as massas e números de mols de cada elemento em 1 mol (150 g) de ácido tartárico:

$$m(\text{C}) = 150 \text{ g} \cdot 32\% = 48 \text{ g} \Rightarrow n(\text{C}) = \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} \cdot 48 \text{ g} = 4 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}) = 150 \text{ g} \cdot 4\% = 6 \text{ g} \Rightarrow n(\text{H}) = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ g}} \cdot 6 \text{ g} = 6 \text{ mol}$$

$$m(\text{O}) = 150 \text{ g} - 48 \text{ g} - 6 \text{ g} = 96 \text{ g} \Rightarrow n(\text{O}) = \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} \cdot 96 \text{ g} = 6 \text{ mol}$$

Concluimos, também desse modo, que a fórmula molecular do ácido tartárico é $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$.



Exercícios de Fixação

- Calcular a composição centesimal do fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
Dados: O=16; P=31; Ca=40
- O ácido acético é constituído de 40,0% de carbono, 6,7% de hidrogênio e 53,3% de oxigênio em massa. Qual a fórmula mínima desse ácido.
- Foi feita uma análise de uma amostra de certo composto orgânico constatando-se a presença de 72,0 g de carbono. Verificou-se também que essa mesma amostra continha $1,806 \times 10^{24}$ átomos de oxigênio e produzia 67,2 L de hidrogênio gasoso em CNTP. Qual a fórmula mínima do composto?
- Certa substância apresenta 40,0% de carbono, 13,3% de hidrogênio e o restante de nitrogênio, em massa, sendo sua massa molar igual a 60 g/mol. Encontre sua fórmula molecular.
Dados: C=12; H=1; N=14
- Um composto cuja massa molar é 97 g/mol apresenta 24,74% de carbono em massa, $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio e 11,2 L de Cl_2 medido em CNTP, sendo estes dois últimos valores referentes a 1/2 mol da substância. Escreva sua fórmula molecular.



Exercícios Propostos

- Encontre a fórmula molecular de uma substância cuja massa molar é 42 g/mol e cuja fórmula centesimal é $\text{C}_{85,71\%}\text{H}_{14,29\%}$.
- Uma amostra de um gás de cor castanha, um dos principais poluentes do ar, contém 2,34 g de N e 5,34 g de O. Qual a fórmula mínima do composto?
- Qual a fórmula empírica de um composto formado de 43,7% de P e 56,3% de O, em massa?
- A penicilina G, um antibiótico largamente utilizado, tem fórmula $\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_4\text{S}$. Qual a porcentagem de carbono na penicilina G?
- Um composto cuja fórmula-grama é 80 g encerra 35% de nitrogênio, 60% de oxigênio e 5% de hidrogênio. Se o composto em questão for um sal de amônio, qual será sua fórmula iônica?

- Determine a fórmula molecular de um óxido de fósforo que apresenta 43,6% de fósforo, 56,4% de oxigênio (% em massa) e massa molecular 284?
- As substâncias indicadas abaixo são de grande importância como fertilizantes porque fornecem nitrogênio. Indique qual delas é potencialmente a mais rica fonte desse elemento.
 - ureia, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.
 - nitrato de amônio, NH_4NO_3 .
 - sulfato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
 - guanidina, $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$.
 - nitrato de potássio, KNO_3 .
- Uma argila apresenta 45% de sílica e 10% de umidade. Se secarmos completamente essa argila, o teor de sílica será:
 - 90%
 - 50%
 - 45%
 - 55%
 - 100%
- Ferritas são compostos com propriedades magnéticas e utilizados em componentes eletrônicos. A análise química de uma ferrita forneceu os resultados: Mg = 12%, Fe = 56%, O = 32%. Determine a fórmula mínima da ferrita.
- Uma substância que contém somente Kr e F fornece, por aquecimento, 45 mL de $\text{Kr}_{(g)}$ e 90 mL de $\text{F}_{2(g)}$, nas mesmas condições de temperatura e pressão. Qual a fórmula mínima da substância?
- Certa massa de uma substância desconhecida é formada por 16,8 g de carbono, $2,53 \times 10^{24}$ átomos de hidrogênio e 15,7 L de nitrogênio gasoso medido em CNTP. Sabendo que a massa molecular dessa substância é 116 u, determine sua fórmula molecular.
- Hidroquinona, um composto químico usado em alguns tipos de revelação fotográfica, contém 65,45% de carbono, 5,49% de hidrogênio e 29,06% de oxigênio em massa. A molécula desse composto possui massa de $1,83 \times 10^{-22}$ g. Determine a fórmula molecular da hidroquinona.
- Sabe-se que 0,1000 g de álcool etílico, que contém apenas carbono, hidrogênio e oxigênio, reagiu completamente com oxigênio para dar os produtos CO_2 e H_2O . Estes produtos foram recolhidos separadamente e pesados. Encontrou-se 0,1910 g de CO_2 e 0,1172 g de H_2O . Qual a fórmula empírica do álcool?
- Uma amostra de 1,35 g de uma substância contendo carbono, hidrogênio, nitrogênio e oxigênio foi queimada e produziu 0,810 g de H_2O e 1,32 g de CO_2 . Em uma reação separada, todo o nitrogênio contido em 0,735 g da substância produziu 0,284 g de NH_3 . Determine a fórmula molecular da substância, sabendo que sua massa molecular é 90 u.
- Em um determinado experimento, 8,25 g de um fluoreto de alquila gasoso foram queimados originando 11,00 g de gás carbônico. Em outro experimento, 13,20 g da mesma substância liberaram todo o flúor na forma gasosa, tendo sido obtidos 4,48 L de F_2 em CNTP. Determine a fórmula molecular do fluoreto de alquila, sabendo ainda que sua molécula tem massa de $1,096 \times 10^{-25}$ kg

Gabarito – Exercícios Propostos				
01	02	03	04	05
*	*	*	*	*
06	07	08	09	10
*	D	B	*	*
11	12	13	14	15
*	*	*	*	*

- * 01: C_3H_6
- 02: NO_2
- 03: P_2O_5
- 04: 57,5%
- 05: NH_4NO_3
- 06: P_4O_{10}
- 09: $MgFe_2O_4$
- 10: KrF_4
- 11: $C_4H_{12}N_4$
- 12: $C_6H_6O_2$
- 13: C_2H_6O
- 14: $C_2H_6N_2O_2$
- 15: $C_2H_4F_2$

OLIMPIADAS BRASILEIRA E CEARENSE DE MATEMÁTICA - 2011

FARIAS BRITO

1º LUGAR NA OLIMPIADA CEARENSE
1º LUGAR NA OLIMPIADA BRASILEIRA

O MAIOR NÚMERO DE MEDALHAS DE OURO
FERNANDO LIMA • LUCCA SIAUDZIONIS • MATEUS CARIOCA • FELIPE BRANDÃO

O MAIOR NÚMERO DE MEDALHAS

ESCOLAS	TOTAL DE MEDALHAS
FARIAS BRITO	31
ESCOLA B	14
ESCOLA C	05
ESCOLA D	04
ESCOLA E	02
ESCOLA F	01

E MAIS:
Um professor FB medalhista de ouro na Olimpíada Brasileira de Matemática - Nível Universitário
DAVI LOPES – EX-ALUNO FB

FARIAS BRITO. BICAMPEÃO DO ENEM NO CEARÁ.

1º DO BRASIL NO IME.

ORGANIZAÇÃO EDUCACIONAL **FARIAS BRITO**
LIGUES PARA TODOS O NÍVELS.
WWW.FARIASBRITO.COM.BR