

Leis das Reações Químicas - Prof. Flokinho



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.”

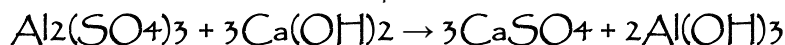
“A massa total de um sistema fechado não varia, qualquer que seja a reação química que aí venha a ocorrer.”

“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:



$$342 \text{ g} + 222 \text{ g} = 408 \text{ g} + 156 \text{ g}$$

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:

Experimento	hidrogênio (g)	oxigênio (g)	água (g)
I	10	80	
II	2		
III		8	
IV			3,6

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

Óxido	Massa de nitrogênio	Massa de oxigênio
N ₂ O	28 g	16 g
NO	14 g	16 g
NO ₂	14 g	32 g
N ₂ O ₃	28 g	48 g
N ₂ O 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 ₂ O	28 g	16 g
NO	14 g × 2 = 28 g	16 g × 2 = 32 g
NO ₂	14 g × 2 = 28 g	32 g × 2 = 64 g
N ₂ O ₃	28 g	48 g
N ₂ O 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 Benjamín 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		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:

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

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.

EXERCÍCIOS

1. (FEI-SP) Completando-se a tabela abaixo, sabendo que o ácido, a base e o sal das duas reações são os mesmos, calcule os valores de X, Y, Z e W.

Antes da Reação			Depois da Reação			
Reação	Base	Ácido	Sal	Água	Ácido	Base
1ª	40,0g	100,0g	71,0g	X	51,0g	-
2ª	Y	Z	21,3g	W	-	6,0g

2. (Mackenzie-SP) Adicionando-se 4,5 g de gás hidrogênio a 31,5 g de gás nitrogênio originam-se 25,5 g de amônia, sobrando ainda nitrogênio que não reagiu. Para se obter 85 g de amônia, a quantidade de hidrogênio e de nitrogênio necessária é, respectivamente:

- a) 15,0 g e 70,0 g. b) 10,6 g e 74,4 g. c) 13,5 g e 71,5 g. d) 1,5 g e 83,5 g. e) 40,0 g e 45,0 g.

3. (Unesp-SP) Duas amostras de carbono puro de massa 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 estes 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 de oxigênio.

4. (ITA-SP) São feitas as seguintes afirmações a respeito das contribuições do pesquisador francês A. L. Lavoisier (1743-1794) para o desenvolvimento da ciência:

- I) Desenvolvimento de um dos primeiros tipos de calorímetros.
II) Participação na comissão responsável pela criação do sistema métrico de medidas.
III) Proposta de que todos os ácidos deveriam conter pelo menos um átomo de oxigênio.
IV) Escolha do nome oxigênio para o componente do ar atmosférico indispensável para respiração humana.
V) Comprovação experimental da conservação de massa em transformações químicas realizadas em sistemas fechados.

Qual das opções a seguir contém a(s) afirmação(ões) correta(s)?

- a) I, II, III, IV e V. b) Apenas I, II e IV. c) Apenas II e III. d) Apenas IV e V. e) Apenas V.

5. 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?



6. Em uma experiência verificou-se que a decomposição de 2 L do composto $AsCl_x$ gasoso produziu As sólido e 3 L de Cl_2 gasoso. Qual o valor de x ?

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

7. O quociente entre as massas de dois elementos "A" e "B", que reagem exatamente entre si originando o composto "AB", é igual a 0,75. Misturando-se 24,0 g de "A" e 40,0 g de "B", ao término da reação, verifica-se que:

- A) Houve a formação de 64,0 g de "AB".
 B) Houve a formação de 56,0 g de "AB", com excesso de 8,0 g de "A".
 C) 80% de massa de "B" reagiram completamente com 24,0 g de "A".
 D) 16,0 g de "A" reagem integralmente com 40,0 g de "B".
 E) Não há reação, porque as massas postas em contato não são estequiométricas.

8. Determine as incógnitas abaixo, sabendo que todos os volumes gasosos foram 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

9. (UEL-PR) Provoca-se reação da mistura formada por 10,0 g de hidrogênio e 500 g de cloro. Após a reação, constata-se a presença de 145 g de cloro remanescente, junto com o produto obtido. A massa, em gramas, da substância formada é:

- a) 155 b) 290 c) 365 d) 490 e) 510

10. 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 (C=12; H=1; F=19)

11. 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.

12. (UNIFESP) Iodo e flúor formam uma série de compostos binários que apresentam em suas análises as seguintes composições:

- a) Qual a conclusão que pode ser extraída desses resultados com relação às massas de flúor que se combinam com uma certa massa fixa de iodo? Demonstre essa conclusão.
 b) É possível deduzir, usando apenas os dados fornecidos para o composto A, que sua fórmula mínima é IF? Justifique sua resposta.

Composto	% massa de iodo	% massa de flúor
A	87,0	13,0
B	69,0	31,0
C	57,0	43,0

GABARITO : 1) X=18g; Y=18g; Z=14,7g; W=5,4g; 2) A; 3) a) $1/9 = 3,66/32,94 = 0,11$; b) 27,3%C e 72,7%O; 4) D; 5) a) 2/25; b) 8g; 6) C; 7) C; 8) X=0,8L; Y= 1,6L; Z=9,2mL; T=0,3mL de A; 9) C; 10) $C_2H_4F_2$; 11) $C_2H_6N_2O_2$; 12) é impossível pois é necessário utilizar a massa atômica dos elementos Iodo e Fluor.