



COLÉGIO SÃO JOÃO BOSCO
JUAZEIRO DO NORTE-CE

Nome: _____ Nº: _____ Série: **1º ano E.M**

Professor: **Denis de Castro Oliveira** Data: ____/____/____ Nota: _____

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 em 1789, no "Tratado Elementar de Química" e também chamada de **Lei da Conservação da Massa** ou **Lei da Conservação da Matéria**, afirma que:

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

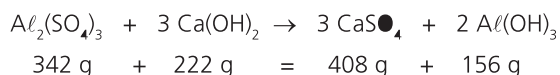
"A massa total de um sistema fechado não varia, qualquer que seja a reação química que venha a ocorrer."

"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 de a Teoria da Relatividade de Einstein ter surgido apenas no início do século 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 e também chamada de **Lei das Proporções Definidas, Fixas ou Constantes**, 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

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

Lei de Dalton

Formulada em 1803 e também chamada **Lei das Proporções Múltiplas**, 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

Leis volumétricas de Gay-Lussac

Formuladas em 1808 e tendo servido 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:

	$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$			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 m³	22,5 m³	15,0 m³	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.



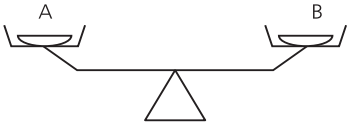
Exercícios de Fixação

- (Fatec) A queima de uma amostra de palha de aço produz um composto pulverulento de massa
A) menor que a massa original da palha de aço.
B) igual à massa original da palha de aço.
C) maior que a massa original da palha de aço.
D) igual à massa de oxigênio do ar que participa da reação.
E) menor que a massa de oxigênio do ar que participa da reação.
- (Mackenzie) Na reação dada pela equação $A + B \rightarrow C$, a razão entre as massas de A e B é 0,4. Se 8 g de A forem adicionados a 25 g de B, após a reação verificar-se-á
A) a formação de 28 g de C, havendo excesso de 5 g de A.
B) um excesso de 4,8 g de A e consumo total da massa de B colocada.
C) a formação de 20 g de C, havendo excesso de 13 g de B.
D) o consumo total das massas de A e B colocadas.
E) um excesso de 5 g de B e consumo total da massa de A colocada.
- (UEL) 46,0 g de sódio reagem com 32,0 g de oxigênio, formando peróxido de sódio. Quantos gramas de sódio são necessários para se obter 156 g de peróxido de sódio?
A) 23,0
B) 32,0
C) 69,0
D) 78,0
E) 92,0
- (UEL) 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
- (Mackenzie)
 - Quando exposto ao ar, um anel de prata escurece;
 - Quando tocada pela chama de um isqueiro, uma folha de papel escurece e posteriormente transforma-se em cinzas, vapor de água e gás.

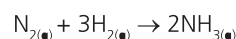
- A respeito das transformações I e II acima, é incorreto afirmar que
- ocorre oxidação em ambas.
 - na (I), ao escurecer, o anel tem a sua massa aumentada.
 - na (II), ocorre a combustão do papel.
 - na (II), o gás carbônico é um dos produtos da transformação do papel.
 - somente numa dessas transformações, a Lei de Lavoisier (Lei da Conservação da Massa) é obedecida.



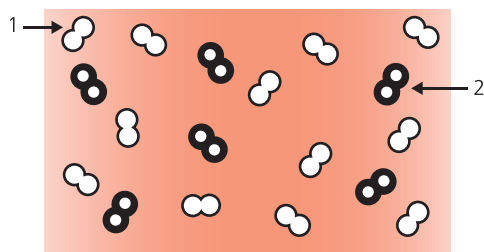
Exercícios Propostos

- (Fuvest) Lavoisier, no "Traité Élémentaire de Chimie" (1789), cujo segundo centenário de publicação é celebrado este ano (1989), afirma que a proporção entre as massas de oxigênio e hidrogênio que entram na composição de 100 partes de água é 85:15. Hoje sabemos que essa proporção é aproximadamente:
A) 67 : 33
B) 80 : 20
C) 87 : 13
D) 89 : 11
E) 91 : 9
- (Fuvest) Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar de papel. Após cada combustão, observou-se


	com papel	com papel de aço
A)	A e B no mesmo nível	A e B no mesmo nível
B)	A abaixo de B	A abaixo de B
C)	A acima de B	A acima de B
D)	A acima de B	A abaixo de B
E)	A abaixo de B	A e B no mesmo nível
- (Ufes) Num sistema a uma determinada pressão e temperatura, dois gases, A e B, inodoros e incolores, reagem entre si na proporção de 1 volume de A para 3 volumes de B, gerando 2 volumes de um gás irritante, C. Quando 3 volumes do gás A e 6 volumes do gás B forem submetidos às mesmas condições, o volume final do sistema será
A) 2 volumes.
B) 3 volumes.
C) 5 volumes.
D) 8 volumes.
E) 9 volumes.
- (Fatec) Amônia é matéria-prima fundamental na fabricação de produtos importantes, como fertilizantes, explosivos, antibióticos e muitos outros. Na indústria, em condições apropriadas, a síntese da amônia se realiza a partir de nitrogênio e hidrogênio gasosos, como mostra a equação

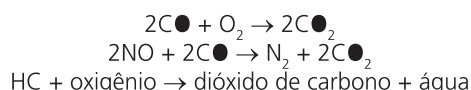


Considerando que nitrogênio e hidrogênio foram colocados para reagir em quantidades tais como na figura, onde 1 representa H_2 e 2 representa N_2 , e supondo rendimento de 100% pode-se afirmar que

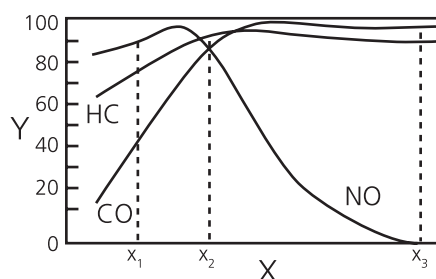


- A) nitrogênio e hidrogênio estão em proporções estequiométricas.
 B) hidrogênio foi colocado em excesso.
 C) nitrogênio é o reagente limitante.
 D) hidrogênio é o reagente limitante.
 E) ambos os reagentes estão em excesso.

05. (Fuvest) Os automóveis movidos à gasolina, mesmo que utilizem uma relação ar/combustível adequada, produzem substâncias poluentes, tais como hidrocarboneto não queimado (HC), CO e NO. Atualmente, os automóveis são equipados com catalisadores que promovem as transformações dos referidos poluentes gasosos, conforme as seguintes equações:



O gráfico abaixo dá a porcentagem de poluentes transformados (Y), em função da porcentagem de oxigênio (X) presente na mistura do combustível com ar.



Logo, se a porcentagem de oxigênio na mistura for

- I. x_1 , a porcentagem de HC transformado será menor que a de CO transformado;
 II. x_2 , a soma das quantidades de HC, CO e NO, nos gases de escape, será menor do que aquela obtida se a porcentagem de oxigênio for x_1 ou x_3 ;
 III. x_3 , restará menos CO, para transformar NO em N_2 , do que se a porcentagem de oxigênio for x_1 .

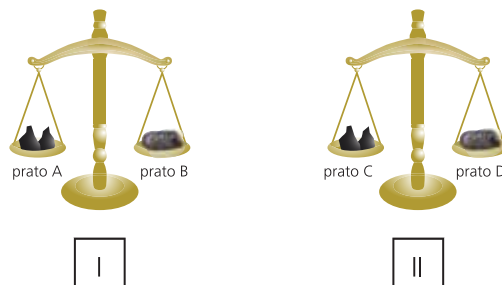
É, pois, correto o que se afirma

- A) em I, apenas.
 B) em II, apenas.
 C) em III, apenas.
 D) em II e III, apenas.
 E) em I, II e III, apenas.

06. (Uerj) "Na natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma". Esse enunciado é conhecido como Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier. Na época em que foi formulado, sua validade foi contestada, já que na queima

de diferentes substâncias era possível observar aumento ou diminuição de massa. Para exemplificar esse fenômeno, considere as duas balanças idênticas I e II mostradas na figura a seguir. Nos pratos dessas balanças, foram colocadas massas idênticas de carvão e de esponja de aço, assim distribuídas:

- pratos A e C: carvão;
 – pratos B e D: esponja de aço.



A seguir, nas mesmas condições reacionais, foram queimados os materiais contidos em B e C, o que provocou desequilíbrio nos pratos das balanças. Para restabelecer o equilíbrio, serão necessários procedimentos de adição e retirada de massas, respectivamente, nos seguintes pratos

- A) A e D
 B) B e C
 C) C e A
 D) D e B
 E) A e B

07. (UFSCar) Durante uma aula de laboratório, um estudante queimou ao ar diferentes massas iniciais $m(i)$ de esponja de ferro. Ao final de cada experimento, determinou também a massa final resultante $m(f)$. Os resultados obtidos estão reunidos na tabela a seguir.

Experimento N°	Massa inicial $m(i)$ (g)	Massa final $m(f)$ (g)	Relação $m(f)/m(i)$
1	0,980	1,18	1,204
2	0,830	1,00	1,205
3	1,05	1,26	1,200
4	1,11	1,34	1,207

Admitindo que em todos os experimentos a queima foi completa, o estudante fez as três afirmações seguintes.

- I. A Lei da Conservação da Massa não foi obedecida, pois a massa final encontrada para o sistema em cada experimento é sempre maior que sua massa inicial;
 II. O aumento de massa ocorrido em cada experimento se deve à transformação de energia em massa, tendo se verificado a conservação da soma (massa + energia) do sistema;
 III. A relação constante obtida entre a massa final e a massa inicial do sistema $[m(f)/m(i)]$, em cada experimento realizado, permite afirmar que, dentro do erro experimental, os dados obtidos estão de acordo com a Lei das Proporções Definidas.

Dentre as afirmações apresentadas, o estudante acertou

- A) I, apenas.
 B) II, apenas.
 C) III, apenas.
 D) I e II, apenas.
 E) I, II e III.

08. (UFV) Arseneto de gálio (GaAs) é um semicondutor usado em *lasers* para leitoras de CDs. Um vendedor ofereceu um lote de arseneto de gálio a uma indústria por um preço muito bom. Antes de adquiri-lo, o químico responsável pegou uma amostra do arseneto de gálio comercial e determinou as percentagens (em massa) de arsênio e de gálio, encontrando, respectivamente, 48,5% e 48,2% (m/m). Qual foi o parecer do químico sobre a qualidade da amostra?
- A) A amostra contém somente arseneto de gálio.
 B) A amostra contém quantidades iguais de arsênio e de gálio.
 C) A amostra contém duas vezes mais gálio do que arsênio.
 D) A amostra contém mais arsênio do que deveria se estivesse pura.
 E) A amostra contém algum outro ânion além do arseneto.

09. (Unesp) Foram analisadas três amostras (I, II e III) de óxidos de enxofre, procedentes de fontes distintas, obtendo-se os seguintes resultados:

Amostra	Massa de enxofre (g)	Massa de oxigênio (g)	Massa da amostra (g)
I	0,32	0,32	0,64
II	0,08	0,08	0,16
III	0,32	0,48	0,80

Estes resultados mostram que

- A) as amostras I, II e III são do mesmo óxido.
 B) apenas as amostras I e II são do mesmo óxido.
 C) apenas as amostras II e III são do mesmo óxido.
 D) apenas as amostras I e III são do mesmo óxido.
 E) as amostras I, II e III são de óxidos diferentes.
10. (Unesp) Numa viagem, um carro consome 10 kg de gasolina. Na combustão completa deste combustível, na condição de temperatura do motor, formam-se apenas compostos gasosos. Considerando-se o total de compostos formados, pode-se afirmar que os mesmos
- A) não têm massa.
 B) pesam exatamente 10 kg.
 C) pesam mais que 10 kg.
 D) pesam menos que 10 kg.
 E) são constituídos por massas iguais de água e gás carbônico.

Oxigênio 8 g	+	Hidrogênio 1 g	→	Água 9 g
Oxigênio 8 g	+	Carbono 3 g	→	Gás carbônico 11 g
Hidrogênio 1 g 1 g	+	Carbono 3 g 4 g	→	Produto 4 g de metano 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 (4 : 3).

Professor Sérgio Matos



Fique de Olho

• A Lei de Richter

Formulada em 1791 e antigamente chamada de Lei de Richter-Wenzel-Berzelius, é mais uma das leis ponderais, sendo conhecida como a **Lei das Proporções Recíprocas** ou **Lei dos Equivalentes**. A Lei de Richter estabelece que:

“Se com uma determinada massa de um elemento químico reagirem 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, pode-se obter os seguintes dados: