

Prof. Marcus Ennes
Prof. Felipe Garcia

Química geral

UNIDADE 17: Leis ponderais e volumétricas

A No ano de 1785 foi criada, pelo químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794), uma das leis mais famosas da ciência, a lei de Lavoisier ou Lei de conservação das massas. Seu enunciado, “na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”, é tão verdadeiro e objetivo que atravessa o tempo e ressoa até hoje da mesma maneira.

Os experimentos que levaram Lavoisier à elaboração da lei envolviam pesar as substâncias antes e depois de uma reação química. Por diversas vezes havia formação ou consumo de gases, e conseqüente variação da massa inicial, o que inicialmente era explicado pela teoria do flogisto, uma teoria antiga, com raízes na alquimia. Porém os experimentos conduzidos pelo cientista francês em sistemas fechados provaram que a massa antes e depois de uma reação era conservada, ou seja, a matéria não é destruída ou criada, apenas sofre transformações.

Alguns anos após os experimentos de Lavoisier, em 1797, outro químico francês, Joseph Louis Proust (1754-1826), observou em experimentos envolvendo substâncias simples que as massas dos reagentes e produtos obedeciam à uma proporção fixa, bem como a composição das substâncias em termos de seus elementos. Com isso enunciou a chamada lei das proporções fixas, também chamada de lei de Proust.

Já no século XIX, em 1803, o mesmo químico que viria poucos anos depois elaborar uma teoria atômica, o inglês John Dalton (1766-

1844), enunciou uma lei, chamada de lei de Dalton ou lei das proporções múltiplas, que era baseada na lei de Proust, e dizia acerca da composição proporcional entre os elementos, para formar as substâncias.

As três leis, de Lavoisier, Proust e Dalton, tornaram-se conhecidas como “leis ponderais”, ou seja, leis que relacionam as massas nas substâncias e reações químicas.

Um ano antes de Dalton elaborar sua lei, o químico francês Joseph Gay-Lussac, que também realizava experimentos envolvendo gases, viria a elaborar duas leis. A primeira lei dizia sobre as proporções volumétricas constantes entre reagentes e produtos, em reações gasosas realizadas à mesma temperatura e pressão. Esta lei ficou conhecida como lei das proporções volumétricas. A segunda lei falava sobre a relação entre pressão e temperatura para um gás de volume constante, e ficou conhecida como lei de Charles, devido a participação do também francês Jacques Charles (1746-1823).



Leis Ponderais

Na química, há certos tipos de leis que regem a dinâmica da ocorrência das reações químicas. Temos as leis chamadas de ponderais (Lavoisier, Proust e Dalton) e as leis volumétricas (Gay Lussac). As leis volumétricas analisam as reações químicas do ponto de vista volumétrico, o que é geralmente útil para se trabalhar com sistemas gasosos, enquanto as leis ponderais analisam os processos do ponto de vista das quantidades em termos de massa.

As leis ponderais, desenvolvidas ao longo do século XVIII e XIX, servem como base para o estudo do cálculo estequiométrico, e foram fundamentais para o desenvolvimento de boa parte da química moderna.

Lei de Lavoisier (conservação das massas)

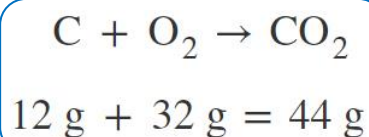
A primeira lei é atribuída ao químico francês Antoine Laurent Lavoisier, e tem como base uma frase muito difundida: **“Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma”**. De uma forma mais prática, a lei diz que, quando aferida em um sistema fechado, a massa total dos reagentes será igual à massa total dos produtos formados.

Esta lei foi deduzida a partir de experimentos nos quais Lavoisier realizava reações em sistema fechado de calcinação (submissão de materiais à temperaturas elevadas, onde ocorre uma decomposição térmica) e observava a alteração sofrida na massa do sistema. Lavoisier notou que ao queimar certos tipos de reagentes a massa obtida ao final era maior que a inicial, o que possibilitou a dedução da existência do oxigênio como substância.

O cientista francês percebeu que o gás que queimava era o oxigênio, e que na queima, este elemento combinava-se com outros presentes nos reagentes para formar os produtos. Podemos expressar a lei da seguinte maneira:

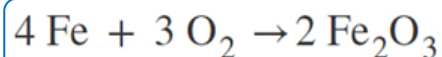
$$\Sigma \text{massa reagentes} = \Sigma \text{massa produtos}$$

Observe a aplicação desta lei dentro de uma reação química:



Nesta reação estão reagindo 1 mol de carbono (massa molar = 12 g/mol) e 1 mol de oxigênio molecular (massa molar = 32 g/mol), enquanto são formados 1 mol de dióxido de carbono (massa molar = 44 g/mol). Assim, pode-se observar que a soma das massas dos reagentes é igual à massa total do produto formado.

Em um segundo exemplo, observe a reação de oxidação do ferro, presente no aço:



Em termos de massa, teremos:

$$\begin{array}{c} 4 \cdot 56 \text{ g Fe} + 3 \cdot 32 \text{ g O}_2 = 2 \cdot 160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \\ 224 \text{ g Fe} + 96 \text{ g O}_2 = 320 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \end{array}$$

Note que para que a lei seja observada os coeficientes estequiométricos, que no caso são 4, 2 e 3, são necessários. Desta forma podemos concluir que para que a lei de Lavoisier seja observada, deve-se sempre utilizar as equações químicas devidamente balanceadas.

Lei de Proust (proporções fixas)

A segunda lei a ser estudada é a Lei de Proust, ou lei das proporções fixas. Esta, afirma que **“uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa”**. A percepção neste caso foi atribuída ao químico francês Joseph Louis Proust, também a partir da observação de reações químicas em sistemas fechados. Proust notou que, em uma mesma reação química, a relação entre as massas dos

reagentes e produtos formados obedecia sempre a uma proporção definida. Como um primeiro exemplo para observação dessa lei, teremos a reação de formação da água (H₂O):

Reação	$H_2 + 1/2 O_2 \rightarrow H_2O$
Massas	$2 \text{ g} + 16 \text{ g} = 18 \text{ g}$
Massas ÷2	$1 \text{ g} + 8 \text{ g} = 9 \text{ g}$

Neste caso a proporção em massa entre hidrogênio e oxigênio é 1:8. Podemos concluir desta forma que dentro desta mesma proporção temos diversos outros valores de massa, como 0,5 g de hidrogênio para 4 g de oxigênio, ou 0,4 g de hidrogênio para 3,2 g de oxigênio, bem como diversos outros valores de massa de água formada, que em sua composição sempre terá 11,1% (1/8) de hidrogênio e 88,9% (7/8) de oxigênio. Sendo assim da mesma forma que a lei de Lavoisier, a lei de proust também necessita da equação química balanceada para que possa ser observada.

Lei de Dalton (proporções múltiplas)

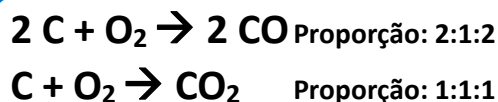
A terceira lei que estudaremos é a lei das proporções múltiplas ou lei de Dalton. Enunciada pelo químico e físico inglês John Dalton a partir da realização de experimentos com enfoque na massa dos reagentes e produtos, o enunciado para esta lei é **“quando dois elementos formam duas ou mais substâncias compostas diferentes, se a massa de um deles permanecer fixa a do outro irá variar segundo uma relação de números inteiros e pequenos”**. Ou seja, o mesmo conjunto de elementos pode se combinar, em proporções diferentes, gerando substâncias diferentes.

Exemplificando podemos utilizar os óxidos de carbono, CO (monóxido de carbono) e CO₂ (dióxido de carbono) nos quais a massa de

carbono é mantida e apenas a massa de oxigênio varia:

m _{carbono}	m _{oxigênio}	Substância
12 g	16 g	CO
12 g	32 g	CO ₂

Note que a massa de carbono é mantida fixa enquanto a massa de oxigênio varia em uma relação de número inteiro. Assim, teremos as duas equações químicas a seguir:



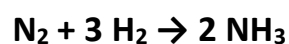
Outro exemplo são os óxidos de nitrogênio:

m _{nitrogênio}	m _{oxigênio}	Substância
28 g	16 g	N ₂ O
28 g	32 g	N ₂ O ₂
28 g	48 g	N ₂ O ₃
28 g	64 g	N ₂ O ₄

Neste caso a massa de nitrogênio é mantida fixa, enquanto a massa de oxigênio também varia de acordo com uma relação de números inteiros.

Lei de Gay-Lussac (lei das proporções volumétricas)

A lei de Gay-Lussac ou lei das proporções volumétricas enuncia que **“os volumes de substâncias gasosas que reagem e são produzidas em uma reação química, realizada à temperatura e pressão constantes, apresentam entre si uma relação de números inteiros”**. Exemplificando, observe a reação de produção da amônia, a partir dos gases hidrogênio e nitrogênio, em um sistema totalmente gasoso:



A leitura básica pode ser feita como: 1 mol de gás nitrogênio reage com 3 mol de gás hidrogênio, formando 2 mol de amônia, ou seja, a proporção entre o número de mols das substâncias é 1:3:2. Sabendo que todos os componentes da reação encontram-se no estado gasoso, podemos substituir o termo “mol” pelo termo “volume”, passando a interpretar a relação entre os volumes das substâncias. Desta forma, mantidas as condições de temperatura e pressão, qualquer que seja o valor de volume de uma das substâncias, as outras irão sempre seguir a proporção inicial, 1:3:2. Substituindo por um valor numérico, por exemplo, se a reação ocorrer com 10 litros de N_2 , serão necessários 30 litros de H_2 , e produzidos 20 litros de NH_3 , seguindo a proporção inicial.

NOTAS:

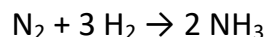


ATIVIDADES PROPOSTAS

1) A ideia do atomismo remonta à Antiga Grécia, mas foram as leis das combinações químicas que ofereceram provas empíricas da divisibilidade da matéria. Joseph Louis Proust (1754-1826), químico e farmacêutico francês, deu uma extraordinária contribuição ao estabelecer uma dessas leis que permite

- ajustar os coeficientes de uma equação química.
- calcular o equivalente de uma espécie química.
- diferenciar uma mistura de uma substância.
- prever as proporções dos componentes de uma mistura de gases.

2) Com base nas Leis de Lavoisier e de Proust, determine os valores de a, b, c, d, e e, respectivamente, observando os experimentos realizados para a reação a seguir.



EXP.	N_2	H_2	NH_3	EXCESSO
I	28,0 g	a	34,0g	0,0 g
II	b	12,0 g	c	0,0 g
III	57,0 g	12,0 g	d	e

- 3,0; 56,0; 68,0; 68,0; 1,0.
- 6,0; 34,0; 48,0; 69,0; 0,0.
- 3,0; 14,0; 17,0; 69,0; 0,0.
- 6,0; 56,0; 68,0; 68,0; 1,0.
- 6,0; 34,0; 69,0; 69,0; 1,0.

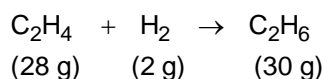
3) O óxido de cálcio (CaO), cal virgem, reage com o dióxido de carbono (CO_2) produzindo o carbonato de cálcio ($CaCO_3$). Em um laboratório de química, foram realizados vários experimentos cujos resultados estão expressos na tabela a seguir:

Exp.	Massa de CaO (g)	Massa de CO_2 (g)	Massa de $CaCO_3$ (g)
I	5,6	X	10,0
II	Y	22,0	50,0
III	56,0	44,0	Z

Com base na lei de Lavoisier e nos experimentos realizados, conclui-se que

- a) $\frac{Y}{X} = 5$
- b) $X \cdot Y < Z$
- c) $\frac{Z}{5,6} = X \cdot 3,5$
- d) $\frac{56}{Y} \cdot \frac{22}{44} = 1$

4) Observe a equação química a seguir:



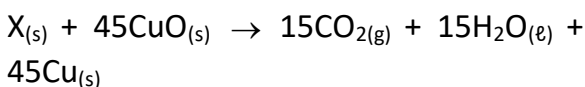
A comparação entre as massas do produto e dos reagentes relaciona-se à Lei de

- a) Böhr.
- b) Dalton.
- c) Lavoisier.
- d) Rutherford.

5) Suponha que quando se aquece uma amostra de esponja de aço composta exclusivamente por ferro (Fe), em presença de oxigênio do ar, ela entra em combustão formando como único produto o óxido de ferro III. Logo, se 50 g de esponja de aço forem aquecidas e sofrerem combustão total, a massa do produto sólido resultante será

- a) menor do que 50 g, pois na combustão forma-se também $\text{CO}_{2(g)}$.
- b) menor do que 50 g, pois o óxido formado é muito volátil.
- c) igual a 50 g, pois a massa se conserva nas transformações químicas.
- d) maior do que 50 g, pois o ferro é mais denso do que o oxigênio.
- e) maior do que 50 g, pois átomos de oxigênio se ligam aos de ferro.

6) A análise elementar de um hidrocarboneto X pode ser feita por meio da reação de oxidação, conforme a equação



Assim sendo, é CORRETO afirmar que, para o hidrocarboneto X, a proporção entre átomos de carbono e átomos de hidrogênio, NESSA ORDEM, é de

- a) 1 : 1.
- b) 1 : 2.
- c) 1 : 3.
- d) 2 : 3.

7) Considerando a formação de água a partir da combinação de hidrogênio e oxigênio em condições adequadas, a proporção **CORRETA**, em gramas, entre essas substâncias é, respectivamente, igual a

- a) 18, 4, 16
- b) 320, 40, 360
- c) 18, 2, 32
- d) 45, 5, 40

8) Imagine que, em uma balança de pratos, conforme mostra a Figura 01, nos recipientes I e II, foram colocadas quantidades iguais de um mesmo sólido: palha de ferro ou carvão. Foi ateado fogo à amostra contida no recipiente II. Depois de cessada a queima, o arranjo tomou a disposição da Figura 02.

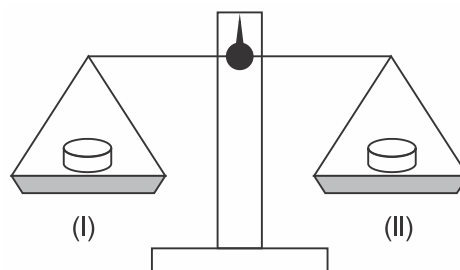


Figura 01

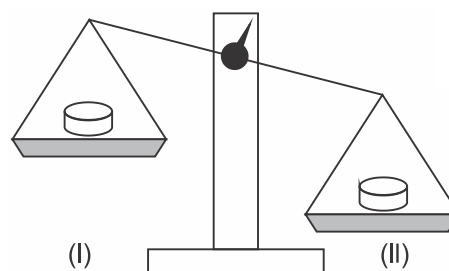
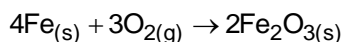
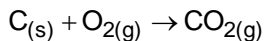


Figura 02

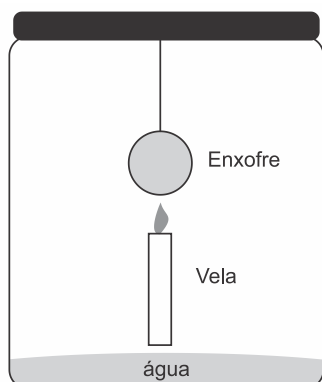
As equações para as reações envolvidas são apresentadas a seguir.



Considerando o resultado do experimento (Figura 02), marque a alternativa que explica corretamente o que aconteceu.

- O sólido contido nos dois recipientes é carvão, e, quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, pois o carvão reagiu com o oxigênio do ar e transformou-se em CO_2 .
- O recipiente I continha carvão, e o recipiente II, palha de ferro. Quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, já que na reação ocorreu a incorporação de oxigênio do ar no produto formado (Fe_2O_3).
- O sólido contido nos dois recipientes é palha de ferro, e, quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, já que na reação ocorreu a incorporação de oxigênio do ar no produto formado (Fe_2O_3).
- O recipiente I continha palha de ferro, e o recipiente II, carvão. Quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais pesado, pois o carvão reagiu com o oxigênio do ar e transformou-se em CO_2 .
- O sólido contido nos dois recipientes é carvão, e quando cessada a queima, o recipiente II ficou mais leve, pois o carvão reagiu com o oxigênio do ar e transformou-se em CO_2 .

9) O esquema seguinte mostra um experimento que ocorre em duas etapas: a combustão (reação com O_2) do enxofre e a reação do produto obtido com a água presente no recipiente. Assim, produz-se ácido sulfúrico (H_2SO_4), o que pode ser confirmado pelo aumento da acidez do meio.



Considere que, ao final de dois experimentos análogos, foram obtidos os dados registrados na tabela seguinte.

Exp.	massa dos reagentes (g)			massa do produto (g)
	S_8	O_2	H_2O	H_2SO_4
I	0,32	0,48	X	0,98
II	1,28	Y	0,72	Z

A análise desses dados permite afirmar, corretamente, que

- $Y / X < 4$
- $Z < (X + Y)$
- $Y / 0,48 = X / 0,72$
- $0,72 / X = Z / 0,98$

10) Dalton, em 1803, considerava o peso atômico como o peso de um átomo em relação ao peso do hidrogênio.

Muitos valores por ele encontrados estavam errados, pela utilização de proporções erradas dos átomos nas moléculas. Dalton considerava que a fórmula da água seria HO e não H_2O e que seriam necessários 5,5 gramas de oxigênio para cada grama de hidrogênio em sua formação. A tabela a seguir mostra, em A, os valores que ele encontrou; em B estão indicados os valores que encontraria se utilizasse as proporções corretas.

Elemento	Peso Atômico	
	A	B
Carbono	4,3	8,6
Hidrogênio	1,0	1,0
Nitrogênio	4,2	12,6
Oxigênio	5,5	11,0

De acordo com a tabela, pode-se concluir que, para Dalton, as fórmulas do anidrido carbônico e da amônia seriam, respectivamente:

- CO_2 e NH
- CO_2 e NH_2
- CO e NH_3
- CO e NH_4

11) Um estudante de química promoveu algumas reações obtendo os resultados de acordo com a tabela abaixo.

1 vol. de hidrogênio + 1 vol. de cloro \longrightarrow 2 vol. de gás clorídrico

2 vol. de hidrogênio + 1 vol. de oxigênio \longrightarrow 2 vol. de vapor d'água

3 vol. de hidrogênio + 1 vol. de nitrogênio \longrightarrow 2 vol. de amoníaco

Os resultados apresentados ilustram uma lei dos gases que foi elaborada por

- Gay-Lussac e interpretada corretamente por Amedeo Avogadro.
- Amedeo Avogadro e interpretada corretamente por Gay-Lussac.
- Robert Boyle e interpretada corretamente por Boyle-Mariotte.
- Boyle-Mariotte e interpretada corretamente por Robert Boyle.

12) Os volumes dos gases que reagem ou que se formam, quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão, guardam entre si uma relação de números pequenos e inteiros. Este é o enunciado da Lei de:

- Dalton
- Gay - Lussac
- Clapeyron
- Amagat

13) 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

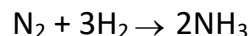
- 2 volumes.
- 3 volumes.
- 5 volumes.
- 8 volumes.
- 9 volumes.

14) Na síntese de 1,5 litros de amônia, ocorrida a pressão e temperatura constantes, o volume total dos gases que reagem, em litros, é igual a:

Dados: $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$

- 4,50
- 3,00
- 1,50
- 0,75
- 2,00

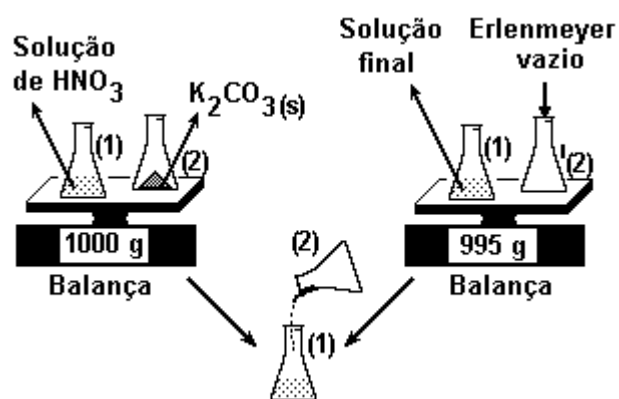
15) Considere a reação em fase gasosa:



Fazendo-se reagir 4 litros de N_2 com 9 litros de H_2 em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

- os reagentes estão em quantidades estequiométricas.
- o N_2 está em excesso.
- após o término da reação, os reagentes serão totalmente convertidos em amônia.
- a reação se processa com aumento do volume total.
- após o término da reação, serão formados 8 litros de NH_3 .

16) Querendo verificar a Lei de Conservação das Massas (Lei de Lavoisier), um estudante realizou a experiência esquematizada a seguir:



Terminada a reação, o estudante verificou que a massa final era menor que a massa inicial. Assinale a alternativa que explica o ocorrido:

- a Lei de Lavoisier só é válida nas condições normais de temperatura e pressão.
- a Lei de Lavoisier não é válida para reações em solução aquosa.
- de acordo com a Lei de Lavoisier, a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes, quando estes se encontram no mesmo estado físico.

d) para que se verifique a Lei de Lavoisier é necessário que o sistema seja fechado, o que não ocorreu na experiência realizada.

e) houve excesso de um dos reagentes, o que invalida a Lei de Lavoisier.

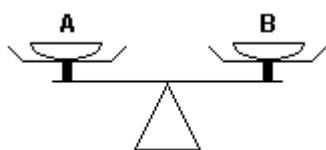
17) Numa viagem, um carro consome 10kg de gasolina. Na combustão completa deste combustível, na condição de temperatura do motor, formam-se apenas compostos gasosos. Considerando-se o total de compostos formados, pode-se afirmar que os mesmos

- a) não têm massa.
- b) pesam exatamente 10kg.
- c) pesam mais que 10kg.
- d) pesam menos que 10kg.
- e) são constituídos por massas iguais de água e gás carbônico.

18) De acordo com a Lei de Lavoisier, quando fizemos reagir completamente, em ambiente fechado, 1,12 g de ferro com 0,64 g de enxofre, a massa, em g, de sulfeto de ferro obtida será de: (Fe = 56; S = 32)

- a) 2,76.
- b) 2,24.
- c) 1,76.
- d) 1,28.
- e) 0,48.

19) 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 palha 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

20) 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

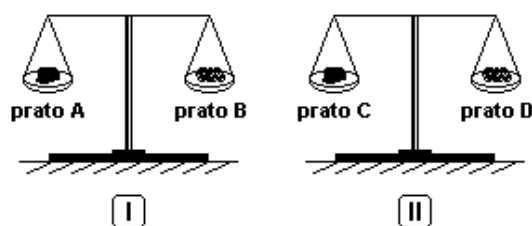
Estes resultados mostram que:

- 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.

21) "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

22) Quando 32g de enxofre reagem 32g de oxigênio apresentando como único produto o dióxido de enxofre, podemos afirmar, obedecendo a Lei de Lavoisier, que a massa de dióxido de enxofre produzida é:

- a) 32 g
- b) 64 g
- c) 16 g
- d) 80 g
- e) 96 g

23) A fórmula do gás sulfídrico é H_2S . Portanto, em qualquer amostra pura desse gás, há:

- a) 1g de hidrogênio para 16g de enxofre.
- b) 2g de hidrogênio para 1g de enxofre.
- c) 100 átomos de hidrogênio para 200 átomos de enxofre.
- d) 2 átomos de hidrogênio para cada 1 átomo de enxofre.
- e) 20% de hidrogênio em massa.

24) 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.

25) A transformação do ozônio em oxigênio comum é representada pela equação: $2 O_3 \rightarrow 3 O_2$. Quando 96g de ozônio se transformam completamente, a massa de oxigênio comum produzida é igual a:

Dado: $O = 16u$

- a) 32g
- b) 48g
- c) 64g
- d) 80g
- e) 96g



GABARITOS

1) C

2) D

3) D

4) C

5) E

6) B

7) D

8) C

9) D

10) A

11) A

12) B

13) C

14) B

15) B

16) D

17) C

18) C

19) D

20) B

21) A

22) B

23) D

24) C

25) E