

 **OBJETIVO**

ITA
Química
Livro do Professor

3

Actínidos
Outros metais
Não-Metais
Gases nobres

Sólidos

25 Mn Manganês 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934
43 Ru Ródio 101.07	44 Rh Ródio 102.90550	45 Pd Paládio 106.42	46 Ag Prata 107.8682
75 Re Rênio 186.207	76 Os Ósmio 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platina 195.084

50 Sn Estanho 118.710	51 Sb Antimônio 121.757	52 Te Telúrio 127.603	53 I Iodo 126.905
82 Pb Chumbo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Poloônio [209]	85 At Astato [210]

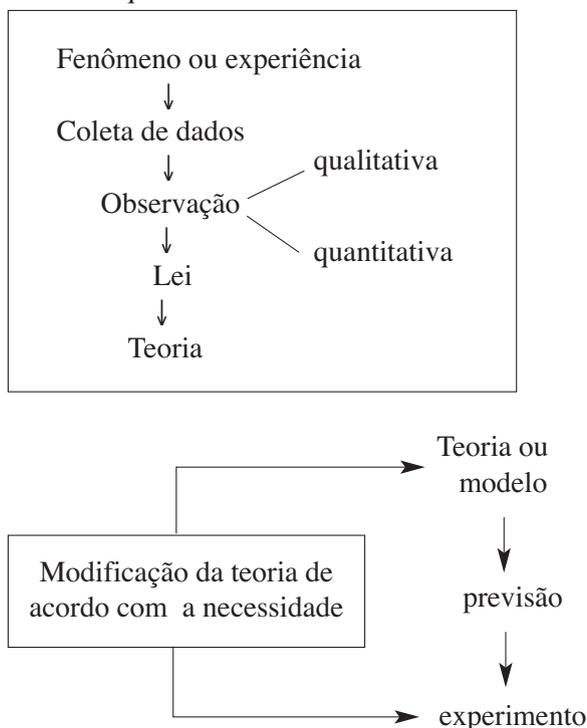


MÓDULOS 9 E 10

Método Científico

1. Como se faz a ciência

Para a criação de uma teoria ou modelo, devemos conhecer o método científico que pode ser fundamentado em um esquema básico:



2. Método científico seguindo os passos de Lavoisier e Dalton

Preocupado em utilizar observações quantitativas, Lavoisier tinha a balança como um de seus principais instrumentos em atividades experimentais.

Por volta de 1774, Lavoisier realizou experiências com reações químicas em sistema fechado e pesava antes e depois da reação acontecer. Algumas observações citadas por Lavoisier:

- Ao passar uma faísca elétrica na mistura dos gases hidrogênio e oxigênio, ocorre a formação de água líquida. Temos uma observação qualitativa.

- Quando 2 gramas de hidrogênio reagem com 16 gramas de oxigênio, verifica-se a formação de 18 gramas de água. Temos uma observação quantitativa. massa inicial = 18g; massa final = 18g

Conclusão

Observação é a descrição de um fenômeno ou experiência. Pode ser qualitativa (não envolve dados numéricos) ou quantitativa (apresenta dados numéricos e provém de medidas usando aparelhos).

Os estudos experimentais realizados por Lavoisier levaram-no a concluir que, numa reação química que se processe num sistema fechado, a massa permanece constante, isto é uma lei.

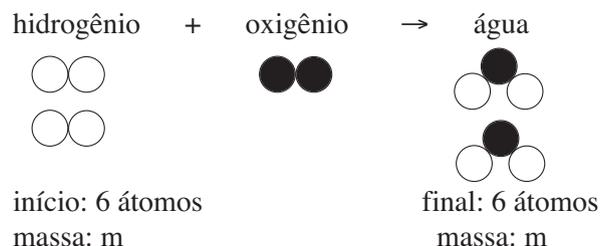
Portanto, lei é uma generalização baseada em observações, mas não dá uma explicação para a sua ocorrência.

Lei de Lavoisier “Numa reação química que ocorre em sistema fechado, a massa total antes da reação é igual à massa total após a reação”.

Dalton foi o primeiro cientista a tentar explicar a lei de Lavoisier, por meio da sua teoria atômica.

Os elementos químicos constituintes das substâncias são formados por partículas esféricas, maciças e indivisíveis chamadas de átomos.

Em uma reação química, a quantidade de átomos permanece constante, porém trocam de parceiros para produzir novas substâncias.



Conclusão

Teoria é a explicação de uma lei.

Uma teoria pode ser abandonada em favor de uma outra teoria que seja mais completa e correta. As teorias não são eternas.

Quando a observação de um sistema é impossível (por exemplo: sistema atômico) ou quando ele não pode ser visualizado de uma forma direta (por exemplo: objeto dentro de uma caixa-preta), a teoria é denominada modelo, que nada mais é do que uma analogia.

Um exemplo bem conhecido é o Modelo de Dalton, que compara o átomo com uma bola de bilhar. Faz-se uso de algo que se conhece (bolinha) para entender aquilo que não se enxerga (átomo).

Um modelo pode ser abandonado em favor de um outro modelo que seja mais completo e correto.

3. A teoria do flogístico

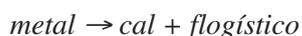
A teoria do flogístico (ou flogisto) foi criada por Georg Ernst Stahl (1660-1734). Nessa teoria o flogístico pode ser considerado como fogo fixado na matéria.

Até as últimas décadas do século XVIII, as combustões eram explicadas pela teoria do flogístico, segundo a qual os corpos combustíveis teriam na sua constituição um elemento chamado flogístico. Este, no momento da combustão, abandonaria o corpo, alterando dessa maneira as suas propriedades.



G. E. Stahl, o criador da Teoria do Flogístico.

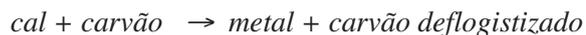
Assim, na combustão de um metal forma-se a cal liberando o flogístico.



Dessa maneira, o metal seria constituído pela sua cal e pelo flogístico.

O carvão teria grande quantidade de flogístico, sendo praticamente flogístico puro.

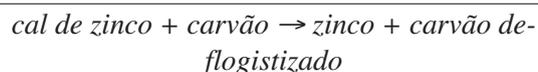
Na reação de uma cal com carvão, o flogístico seria transferido deste para a cal, regenerando o metal (cal mais flogístico).



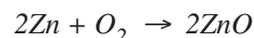
Queimando o zinco, forma-se a cal de zinco e libera-se o flogístico:



Na reação de cal de zinco com carvão, regenera-se o zinco:



Sabemos hoje que a calcinação do zinco consiste na combinação do mesmo com oxigênio, formando óxido de zinco:



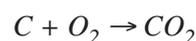
Aquecendo a cal de zinco (óxido de zinco) com carvão, formam-se zinco e gás carbônico:



A queima do carvão produz carvão deflogistizado e liberação do flogístico:



Sabemos hoje que ocorre combinação do carbono com oxigênio, formando gás carbônico:



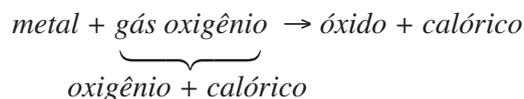
4. A teoria antiflogística de Lavoisier

Com a descoberta do gás oxigênio (“ar vital”) por Priestley, Lavoisier apresentou a teoria segundo a qual, na combustão, haveria uma incorporação do princípio que forma o oxigênio aos princípios que constituem o combustível. Dessa maneira, tornava-se possível explicar o aumento de massa que ocorria em certas combustões.

Fazendo experiências em sistemas fechados, evitando assim o escape de gases, Lavoisier comprovou a sua hipótese da conservação da massa.

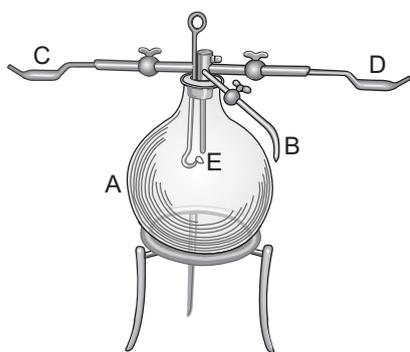
Como explicar a liberação de energia nas combustões? Lavoisier admitiu a matéria formada por princípios ou elementos, havendo um elemento imponderável chamado de calórico. Desta maneira, o gás oxigênio seria formado por dois princípios: oxigênio e calórico.

Na combustão de um metal, o princípio oxigênio seria incorporado formando o óxido, e o princípio calórico seria libertado.



Lavoisier fez experiências sobre a combustão do hidrogênio formando água, demonstrando que esta é uma substância composta de dois princípios: hidrogênio e oxigênio.

Lavoisier verificou que são necessárias 85 partes em massa de oxigênio e 15 partes em massa de hidrogênio para formar 100 partes em massa de água. Sabemos hoje que os valores corretos são 88,9 partes de oxigênio para 11,1 partes de hidrogênio em massa.



Acima está esquematizado o equipamento usado por Lavoisier para a experiência de combustão do hidrogênio formando água.

– Retira-se o ar do balão de vidro (A), ligando-se uma bomba de vácuo ao tubo (B).

– Pesa-se o balão (m1).

– Através do tubo (C), introduz-se de forma controlada o gás oxigênio.

– Através do tubo (D), introduz-se o gás hidrogênio.

– Através de um sistema (E), provoca-se uma faísca elétrica que inicia a combustão.

– Determina-se a massa do balão (m2), agora contendo água líquida. A diferença (m2 – m1) nos dá a massa de água formada. Pesando-se os gases antes da combustão, verifica-se que a massa antes da transformação é igual à massa após a transformação.

Exercícios

Foto Objetivo Mídia

1.



amarelo brilhante

escuro

Líquido incolor

1. A vela é cilíndrica.
2. Seu comprimento inicial é cerca de 12 cm.
3. Seu diâmetro é igual a 1,8 cm.
4. A vela queima, diminuindo de 2,0 cm por hora.
5. A vela é feita de material sólido.
6. A vela tem um pavio feito de três fios enrolados.
7. A vela queimando emite luz e calor.
8. A altura da chama é da ordem de 2,5 cm.
9. A chama da vela treme quando é atingida por correntes de ar.

10. A vela queimando produz fumaça.
11. O pavio é branco no ponto que emerge da vela, mas, da base da chama até quase a extremidade, é preto.
12. À medida que a vela diminui, o pavio também diminui.

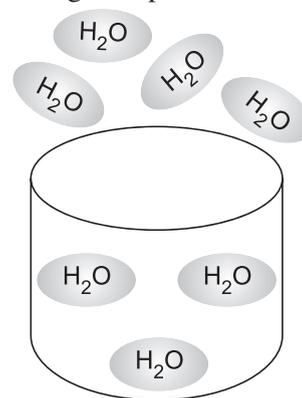
Classificar as observações citadas acima como

- I. Qualitativa
- II. Quantitativa

RESOLUÇÃO:

- | | | | |
|------|-------|-------|-------|
| 1) I | 2) II | 3) II | 4) II |
| 5) I | 6) II | 7) I | 8) II |
| 9) I | 10) I | 11) I | 12) I |

2. (UFMG) – A figura representa a evaporação da água.



Temos:

- a) um modelo.
- b) uma observação qualitativa.
- c) uma observação quantitativa.

RESOLUÇÃO:

Resposta: A

3. Julgue os itens:

- 1) Um modelo é uma representação exata de um fenômeno, sendo, assim, definitivo.
- 2) Quando observamos a formação de 18g de sal de cozinha, numa reação de neutralização, esta observação é estritamente qualitativa.
- 3) Primeiro faz-se uma observação qualitativa para, assim, fazer uma quantitativa.

RESOLUÇÃO:

Correto: somente 3

4. Um estudante estava pesquisando um fenômeno e queria seguir corretamente as etapas do método científico. Em qual das sequências abaixo estão citadas, em ordem correta porém não necessariamente consecutiva, quatro etapas que ele teria seguido?

- a) Experimentação, observação, formulação de leis e criação de teoria.
- b) Criação de teoria, formulação de leis, experimentação e observação.
- c) Experimentação, levantamento de hipóteses, criação de teoria e observação.
- d) Levantamento de hipóteses, organização de dados, observação e formulação de leis.
- e) Observação, criação de teoria, formulação de leis e organização de dados.

RESOLUÇÃO:

Resposta: A

5. Desde o início Lavoisier adotou uma abordagem moderna da Química. Esta era sintetizada por sua fé na balança.

Do ponto de vista de método científico, essa frase traduz a relevância que Lavoisier atribuía a

- a) teorias.
- b) modelos.
- c) hipóteses.
- d) experimentos.

RESOLUÇÃO:

Resposta: D

6. O que é menos importante na realização de um experimento?

- a) A possibilidade de repeti-lo frequentemente.
- b) O uso de bons aparelhos de medição.
- c) A existência de explicações para o fenômeno.
- d) A coleta e a seleção dos dados obtidos.
- e) A participação de observadores qualificados e bem treinados.

RESOLUÇÃO:

Resposta: C

7. A investigação química é uma atividade humana que tem grande influência na sociedade. Com relação a essa atividade e suas características, julgue os itens a seguir.

- 1) Os modelos científicos desenvolvidos pelo método científico usado em Química possuem limitações e não explicam todos os fenômenos.
- 2) Acabar com o problema mundial da fome é uma decisão de competência dos químicos, pois somente eles podem dedicar a maior parte do seu tempo no desenvolvimento de novas tecnologias que aumentem a produtividade agrícola.
- 3) Para a preservação da saúde dos indivíduos, deveria ser proibido o uso de produtos químicos nos alimentos.

RESOLUÇÃO:

Correto somente 1

MÓDULOS 11 E 12

Determinação Experimental de Massas Atômicas e Massas Moleculares

1. Método das massas equivalentes (ME)

Massa equivalente de um elemento é a massa que reage com 8g de oxigênio (padrão).

Exemplos

Sabe-se que 12g de carbono reagem com 32g de oxigênio.

Carbono	Oxigênio
12g	32g
x	8g

$\therefore x = 3g$

A massa equivalente do carbono será 3g.

Valência é o poder de combinação de um átomo.

Exemplo

Carbono tem valência = 4

A massa atômica (MA) pode ser calculada pela equação:

$$MA = ME \times \text{valência}$$

Por exemplo

	ME	Valência	MA
Cloro	35,5	1	$35,5 \times 1 = 35,5$
Oxigênio	8	2	$8 \times 2 = 16$
Enxofre	16	2	$16 \times 2 = 32$
Alumínio	9	3	$9 \times 3 = 27$
Carbono	3	4	$3 \times 4 = 12$

2. Método de Dulong e Petit

Esse método é restrito a elemento no estado sólido e é um método aproximado.

O produto da massa atômica de um elemento pelo seu calor específico, no estado sólido, é constante e vale aproximadamente 6.

$$MA \times c \cong 6$$

O calor específico (c) é definido, na Física, como sendo a quantidade de calor necessária para aquecer, de 1°C, a massa de 1 grama de uma dada substância.

Por exemplo:

	c(cal/g°C)	MA . c \cong 6	Valor atual MA
Alumínio	0,215	$MA = \frac{6}{0,215} = 28$	27
Ferro	0,11	$MA = \frac{6}{0,11} = 54$	56
Cobre	0,092	$MA = \frac{6}{0,092} = 65$	63,5

3. Método de Canizzaro

Canizzaro imaginou um processo conhecido como Método do Máximo Divisor Comum (MDC) e que consiste no seguinte:

- determinar a massa molecular de vários compostos gasosos, por exemplo, pela densidade.
- determinar a massa de cada elemento, que aparece na massa molecular.
- calcular o MDC das massas de cada elemento, assim encontradas.

Por exemplo:

Compostos gasosos (ou vaporizados)	Massa Molecular	Massa de cada elemento na massa molecular do composto		
		C	H	Cl
metano (CH ₄)	16	12	4	—
etano (C ₂ H ₆)	30	24	6	—
benzeno (C ₆ H ₆)	78	72	6	—
clorofórmio (CHCl ₃)	119,5	12	1	106,5
Tetracloroeto de carbono (CCl ₄)	154	12	—	142

Dizia então Cannizzaro – mesmo que as fórmulas dos compostos não sejam conhecidas, em qualquer fórmula só poderá existir um número inteiro de átomos, seja de C, seja de H, seja de Cl.

Portanto, as massas 12, 24, 72, 12, 12, de C encontradas nas várias moléculas, só poderão ser múltiplos exatos da massa de um átomo de carbono, portanto, a massa atômica do carbono será o MDC de 12, 24, 72, 12, 12 – que é 12.

Analogamente, a massa atômica do hidrogênio será o MDC de 4; 6; 6; 1 – que é 1.

E a massa atômica do cloro – o MDC de 106,5 e 142 que é 35,5.

4. Determinação da massa molecular utilizando a equação PV = n R T

$$PV = n R T$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

P = pressão do gás

V = volume do recipiente

m = massa do gás

M = massa molar do gás

T = temperatura na escala Kelvin

R = constante universal dos gases (valor é fornecido).

Medindo-se P, V, m e T, calcula-se M.

Exercícios

1. Sabe-se que 8,22g de manganês combinam-se com 4,8g de oxigênio. Determine a massa atômica do manganês, sabendo-se que o seu calor específico é 0,11cal/g°C.

RESOLUÇÃO:

Usando a regra de Dulong e Petit:

$$MA \cdot c \cong 6$$

$$MA \cong \frac{6}{0,11} \cong 54,5$$

Cálculo da massa equivalente do manganês:

oxigênio	manganês
4,8g	8,22g
8g	x

∴ x = 13,7g

Sabemos: MA = ME · valência

Valência: 1, 2, 3,
MA = 13,7 · 1 = 13,7

$$MA = 13,7 \cdot 2 = 27,4$$

$$MA = 13,7 \cdot 3 = 41,1$$

$$MA = 13,7 \cdot 4 = 54,8$$

Concluimos que a massa atômica do manganês é 54,8.

2. Um óxido metálico apresenta 25% de oxigênio em massa. O calor específico do metal é 0,26 cal/g°C. Calcular a massa atômica desse metal.

RESOLUÇÃO:

Dulong-Petit: MA · c ≅ 6 ∴ MA ≅ $\frac{6}{0,26} \cong 23,0$

Cálculo da massa equivalente do metal

oxigênio	metal
25%	75%
8g	x

x ≅ 24

Sabemos que MA = ME · valência

Valência: 1, 2, 3 ...

$$MA = 24 \cdot 1 = 24$$

Concluimos que a massa atômica do metal é 24.

3. Determinar a massa atômica do elemento X, pelo método de Cannizaro, a partir dos seguintes dados:

composto	porcentagem de X no composto	massas moleculares dos compostos
A	82,35%	17
B	25,92%	108
C	46,66%	30
D	97,67%	43

RESOLUÇÃO:

$$\text{Em A} \left\{ \begin{array}{l} 100\% \text{ do composto} \text{ — } 82,35\% \text{ de X} \\ 17\text{g do composto} \text{ — } m_1 \end{array} \right\} m_1 = 14\text{g de X}$$

$$\text{Em B} \left\{ \begin{array}{l} 100\% \text{ do composto} \text{ — } 25,92\% \text{ de X} \\ 108\text{g do composto} \text{ — } m_2 \end{array} \right\} m_2 = 28\text{g de X}$$

$$\text{Em C} \left\{ \begin{array}{l} 100\% \text{ do composto} \text{ — } 46,66\% \text{ de X} \\ 30\text{g do composto} \text{ — } m_3 \end{array} \right\} m_3 = 14\text{g de X}$$

$$\text{Em D} \left\{ \begin{array}{l} 100\% \text{ do composto} \text{ — } 97,67\% \text{ de X} \\ 43\text{g do composto} \text{ — } m_4 \end{array} \right\} m_4 = 42\text{g de X}$$

O máximo divisor comum dos valores achados – 14, 28, 14 e 42 – é o próprio 14, que, conseqüentemente, é a massa atômica do elemento X.

4. Um elemento X, quando analisado, produziu os seguintes dados:

- em 0,28g do 1º composto, de massa molecular 16, há 0,21g de X.
- em 0,88g do 2º composto, de massa molecular 44, há 0,72g de X.
- em 0,77g do 3º composto, de massa molecular 154, há 0,06g de X.
- em 0,24g do 4º composto, de massa molecular 72, há 0,20g de X.

Determine a massa atômica de X.

RESOLUÇÃO:

$$\begin{array}{r} 1^\circ \text{ composto: } 0,28\text{g} \text{ ————— } 0,21\text{g} \\ \quad \quad \quad 16 \text{ ————— } x \\ \therefore x = 12 \end{array}$$

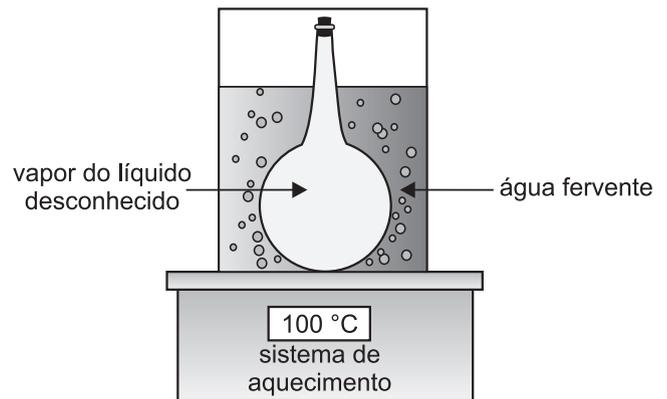
$$\begin{array}{r} 2^\circ \text{ composto: } 0,88\text{g} \text{ ————— } 0,72\text{g} \\ \quad \quad \quad 44 \text{ ————— } y \\ \therefore y = 36 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 3^\circ \text{ composto: } 0,77\text{g} \text{ ————— } 0,06\text{g} \\ \quad \quad \quad 154 \text{ ————— } z \\ \therefore z = 12 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 4^\circ \text{ composto: } 0,24\text{g} \text{ ————— } 0,20\text{g} \\ \quad \quad \quad 72 \text{ ————— } t \\ \therefore t = 60 \end{array}$$

O MDC dos valores achados – 12, 36, 12, 60 – é o próprio 12 que, conseqüentemente, é a massa atômica do elemento X.

5. Para determinar a massa molar de uma substância desconhecida, porém líquida, pura e com ponto de ebulição inferior a 100 °C, pode-se utilizar uma técnica que consiste em introduzir a amostra em um bulbo de Dumas e submetê-lo a aquecimento em banho-maria.



Um experimento nesse procedimento forneceu os seguintes resultados: massa de vapor = 1,0 g; volume do bulbo = 410 cm³; pressão = 1 atm e temperatura = 90°C. Considere R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K⁻¹. Calcule a massa molar da substância.

RESOLUÇÃO:

Cálculo da quantidade em mol do gás:

$$\left. \begin{array}{l} PV = nRT \\ P = 1 \text{ atm} \\ V = 410 \text{ cm}^3 = 0,41 \text{ L} \\ T = 90^\circ\text{C} = 363 \text{ K} \end{array} \right\} \Rightarrow 1 \cdot 0,41 = n \cdot 0,082 \cdot 363 \Rightarrow n = \frac{5}{363} \text{ mol}$$

Cálculo da massa molar do gás:

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{n} \Rightarrow M = \frac{1\text{g}}{\frac{5}{363} \text{ mol}} = \frac{363}{5} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M = 72,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

exercícios-tarefa

❑ Módulos 9 e 10 – Método Científico

1. Julgue as frases abaixo, corrigindo aquelas que forem **incorretas**.

I. Na pesquisa científica, primeiro faz-se uma organização de dados e depois realiza-se a experimentação.

Resposta: _____

II. Teoria é a explicação de uma lei.

Resposta: _____

III. Uma teoria é feita após uma observação.

Resposta: _____

IV. Um carro gasta 1 litro de gasolina por cada 10km rodados. Trata-se de uma observação qualitativa.

Resposta: _____

2. Uma generalização relativa a um grande número de fatos cinéticos é:

a) lei b) hipótese c) teoria d) modelo

Leia os itens a seguir para responder as questões 3 e 4.

A respeito de uma vela queimando, aparecem afirmativas numeradas de I a IV.

I. A vela ao queimar emite luz e calor.

II. O pavio é feito de 3 tiras de barbante retorcidas.

III. A vela queima produzindo CO_2 e H_2O .

IV. A chama começa uns 3mm acima da extremidade da vela.

3. Quais das afirmativas podem ser consideradas observações quantitativas?

a) apenas II b) II e III c) apenas IV
d) I, II, III e) II e IV

4. Quais afirmativas podem ser consideradas teorias, e não observações?

a) apenas IV b) apenas III c) II e III
d) I, II, III e) I e IV

❑ Módulos 11 e 12 – Determinação Experimental de Massas Atômicas e Massas Moleculares

1. O calor específico de um metal X é 0,22 cal/g e seu óxido encerra 47% de oxigênio. A massa atômica do metal X é:

a) 29 b) 23 c) 39 d) 27

2. Descobriu-se um novo elemento X. A análise de quatro de seus compostos mostrou que o número de gramas do elemento X existente em um mol de cada composto é:

Composto	I	II	III	IV
gramas de X	160	240	160	320

Qual é a massa atômica mais provável do elemento X?

a) 80 b) 160 c) 240 d) 320

3. Pela Regra de Dulong e Petit os isótopos devem ter o mesmo valor para o calor específico. Certo ou errado?

resolução dos exercícios-tarefa

■ MÓDULOS 9 E 10

1) I. Errada
II. Correta
III. Correta
IV. Errada

2) A 3) E 4) B

■ MÓDULOS 11 E 12

1) D 2) A

3) Errado.
Isótopos: átomos com o mesmo número atômico e diferentes números de massa. Os isótopos têm propriedades físicas diferentes.