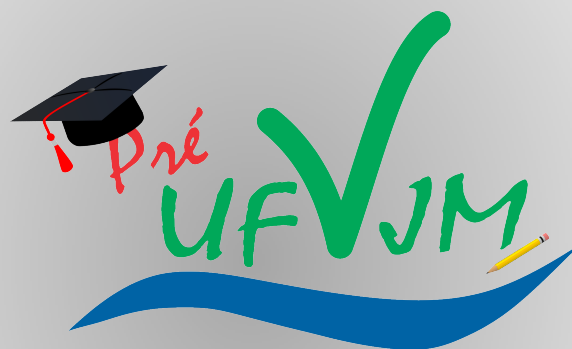

Universidade Federal dos Vales do Jequitinhonha e Mucuri
Instituto de Engenharia, Ciência e Tecnologia
Avenida Manoel Bandejas, 460, Janaúba - MG - Brasil
www.ufvjm.edu.br



Idealizadora e Coordenadora
Profa. Dra. Patrícia Nirlane da Costa Souza

Vice-Coordenador
Prof. Dr. Thiago de Lima Prado



Corpo editorial

Editor Chefe

Prof. Dr. Thiago de Lima Prado

Coordenadores

Daniel Pereira Ribeiro
Vagner Carvalho Fernandes

Editores na Área de Física

Prof. Dr. Jean Carlos Coelho Felipe
Prof. Dr. Fabiano Alan Serafim Ferrari
Prof. Dr. Thiago de Lima Prado
Prof. Dr. Ananias Borges Alencar

Colaboradores em Física

Hudson Vinícios Tavares Mineiro
Vitor Bruno de Sá
Francelly Emilly Lucas
Mariana Tainná Silva Souza
Mathaus Henrique da Silva Alves
Daniel Pereira Ribeiro
Deybson Lucas Romualdo Silva

Editores na Área de Matemática

Prof. Msc. Carlos Henrique Alves Costa
Prof. Msc. Edson do Nascimento Neres Júnior
Prof. Msc. João de Deus Oliveira Junior
Prof. Msc. Fabrício Figueredo Monção
Prof. Msc. Patrícia Teixeira Sampaio

Colaboradores em Matemática

David Miguel Soares Junior
Farley Adriani Batista Caldeira
Hudson Vinícios Tavares Mineiro
Jhonatan do Amparo Madureira
Josimar Dantas Botelho
Lucimar Soares Dias
Matheus Correia Guimarães
Thiago Silva
Vitor Bruno de Sá
Vitor Hugo Souza Leal

Editores na Área de Biologia

Profa. Dra. Patrícia Nirlane da Costa Souza
Prof. Dr. Max Pereira Gonçalves
Profa. Estefânia Conceição Apolinário

Colaboradores em Biologia

Mathaus Henrique da Silva Alves
Jordana de Jesus Silva
Anny Mayara Souza Santos
Tarcísio Michael Ferreira Soares
Gabriel Antunes de Souza
Joselândio Correa Santos
Matheus Jorge Santana Versiani

Editores na Área de Química

Prof. Dr. Prof. Dr. Luciano Pereira Rodrigues
Prof. Dr. Luiz Roberto Marques Albuquerque
Profa. Dra. Karla Aparecida Guimarães Gusmão

Colaboradores em Química

Deybson Lucas
Juliano Antunes de Souza
Lucimar Soares Dias
Luiz Gustavo
Vagner Carvalho Fernandes
Nailma de Jesus Martins
Karine Silva
Paulo Silva
Kahmmelly Mathildes Pimenta Coelho

Capítulo 1

Química

Seção 1.1

Representação das transformações químicas.

Subseção 1.1.1

FÓRMULAS QUÍMICAS

Fórmula química representa o número e o tipo de átomos que constituem uma molécula. Os tipos de fórmulas são: molecular, eletrônica e estrutural plana.

Molecular: Fórmula molecular é a combinação de símbolos químicos e índices que expressam os números reais dos átomos de cada elemento presente em uma molécula. Exemplos: H_2O (água), CO_2 (gás carbônico).

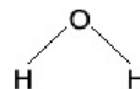
Eletrônica: Essa fórmula indica os elétrons da camada de valência de cada átomo e a formação dos pares eletrônicos, e também os elementos e o número de átomos envolvidos. É conhecida também como fórmula de Lewis. Na fórmula de Lewis, cada par de elétron compartilhado representa uma ligação química covalente em que os elétrons se encontram na região da eletrosfera que é comum a cada par de átomos que estão unidos.

Exemplo:



Estrutural: Conhecida também como fórmula estrutural de Couper. Esse é o tipo de apresentação detalhada de

como os átomos de uma molécula estão ligados entre si. Por exemplo, a molécula de água, onde dois átomos de Hidrogênio se unem a um átomo de Oxigênio.

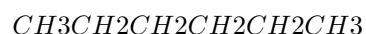


Na fórmula estrutural além de fornecer o número de átomos ligados, pode-se observar também como eles estão ligados entre si.

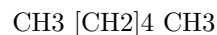
Indica as ligações entre os elementos, cada par de elétrons entre os átomos é representado por um traço.

Fórmula Condensada: Nesse tipo de fórmula as ligações entre os átomos não são representadas. Exemplo de fórmula condensada:

Hexano: (C_6H_{14})



No entanto, se algum índice se repetir deve-se colocá-lo entre colchetes e indicar quantas vezes ele aparece na fórmula:



DETERMINAÇÃO DE FÓRMULAS

De modo mais detalhado, podemos usar três métodos para encontrar a fórmula molecular das substâncias: por meio da fórmula percentual ou centesimal, por meio da fórmula mínima ou empírica e pelo cálculo direto.

Fórmula percentual ou centesimal: indica as porcentagens em massa no átomo das substâncias.

Fórmula mínima: indica a menor proporção, em números inteiros, dos átomos da substância.

Fórmula molecular: indica o número real de átomos na substância.

- Fórmula Percentual

A fórmula percentual é importante, pois ela é o ponto de partida para determinar as outras fórmulas químicas dos compostos. A fórmula usada para calcular essa porcentagem é:

$$\text{Porcentagem em massa do elemento} = \frac{\text{massa do elemento na amostra}}{\text{massa total da amostra}} \cdot 100\%$$

Uma maneira de encontrar a fórmula percentual é através da fórmula molecular da substância.

Por exemplo, partindo-se da fórmula molecular do ácido acético ($C_2H_4O_2$) é possível determinar sua composição centesimal. Deve-se conhecer também as massas atômicas: H=1; C=12; O=16.

$$C_2H_4O_2 \begin{cases} C = 2 \cdot 12 = 24 \\ H = 4 \cdot 1 = 4 \\ O = 2 \cdot 16 = 32 \\ \hline MM = 60 \end{cases}$$

Portanto, uma molécula de ácido acético, de massa 60 u, é formada por 24 u de carbono, 4 u de hidrogênio e 32 u de oxigênio. O cálculo da composição centesimal fica:

$$\begin{array}{l} 60\mu \longrightarrow 100\% \\ 24\mu \longrightarrow x \\ \hline x = 40\% \text{ de carbono} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 60\mu \longrightarrow 100\% \\ 4\mu \longrightarrow y \\ \hline y = 6,67\% \text{ de hidrogênio} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 60\mu \longrightarrow 100\% \\ 32\mu \longrightarrow z \\ \hline z = 53,33\% \text{ de oxigênio} \end{array}$$

Concluindo, podemos dizer que em cada 100 g de ácido acético encontramos 40 g de carbono, 6,67 g de hidrogênio e 53,33 g de oxigênio.

- Fórmula Mínima

Indica os elementos que formam a substância e a proporção

em número de átomos ou em mols de átomos desses elementos expressa em números inteiros e menores possíveis.

A determinação da fórmula mínima de uma substância pode ser feita de duas maneiras:

I. A partir das massas dos elementos que se combinam para formar a substância.

Como foi visto no módulo anterior:

$$7,5 \text{ de uma substância } x \begin{cases} \text{carbono: } 3,0 \text{ g} \\ \text{hidrogênio: } 0,5 \text{ g} \\ \text{oxigênio: } 4,0 \text{ g} \end{cases}$$

substância $x = C_2H_4O_2$

Sabendo-se que:

$$n = m/M,$$

poderemos fazer diretamente o cálculo usando as massas obtidas na análise elementar:

$$\begin{array}{l} C = \frac{40}{12} = 3,33 : 3,3 = 1 \\ H = \frac{6,7}{1} = 6,7 : 3,3 = 2 \\ O = \frac{53,3}{16} = 3,33 : 3,3 = 1 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} C \\ H \\ O \end{array}} \right\} \begin{array}{l} \text{fórmula} \\ \text{mínima} \end{array} : CH_2O$$

Após o cálculo da quantidade em mols, como não conseguimos os menores números inteiros possíveis, dividimos todos os números pelo menor deles.

Observação – Caso ainda não seja conseguida a sequência de números inteiros, devemos multiplicar todos os números por um mesmo valor.

II. A partir da composição centesimal.

$$\text{substância } x \begin{cases} C = 40\% \text{ em massa} \\ H = 6,7\% \text{ em massa} \\ O = 53,3\% \text{ em massa} \end{cases}$$

Concluimos que em 100g da substância x ($C_2H_4O_2$) encontramos: 40g de carbono, 6,7g de hidrogênio e 53,3 g de oxigênio. O cálculo da fórmula mínima deve ser feito da seguinte maneira.

- Fórmula Molecular

Indica os elementos e o número de átomos de cada elemento em 1 molécula ou em 1 mol de moléculas de substância.

$$\left. \begin{array}{l} C = \frac{40}{12} = 3,33 : 3,3 = 1 \\ H = \frac{6,7}{1} = 6,7 : 3,3 = 2 \\ O = \frac{53,3}{16} = 3,3 : 3,3 = 1 \end{array} \right\} \text{fórmula mínima : } CH_2O$$

Para o cálculo da fórmula molecular é necessário que se conheça inicialmente a massa molecular, que no caso é 180, e seguir um dos dois caminhos:

I. Partindo da fórmula mínima

Fórmula mínima	Massa molecular	Cálculos	Fórmula molecular
CH ₂ O	180	Considerando-se a fórmula molecular: (CH ₂ O) _n Então: (CH ₂ O) _n = C _n H _{2n} O _n Somando-se as massas atômicas multiplicadas por n de cada elemento, obtém-se massa molecular 180 12n + 2n + 16n = 180 30n = 180 n = 6	Onde: C _n H _{2n} O _n para n = 6 ficamos com: C₆H₁₂O₆

II. Partindo da composição centesimal

Fórmula percentual	Massa molecular	Cálculos da massa em gramas	Cálculos da quantidade em mols	Fórmula molecular
C _{40%} H _{6,7%} O _{53,3%}	180	100 g → 40 g de C 180 g → x x = 72 g	n = $\frac{72}{12} = 6$	C₆H₁₂O₆
		100 g → 6,7 g de H 180 g → y y = 12 g	n = $\frac{12}{1} = 12$	
		100 g → 53,3 g de O 180 g → z z = 96 g	n = $\frac{96}{16} = 6$	

EXERCÍCIOS

1. A análise de uma substância desconhecida revelou a seguinte composição centesimal: 62,1% de carbono, 10,3% de hidrogênio e 27,5% de oxigênio. Pela determinação experimental de sua massa molar, obteve-se o valor 58,0 g/mol. É correto concluir que se trata de um composto orgânico de fórmula molecular: (Massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16).

- C₃H₆O₂.
- CH₆O₂.
- C₂H₂O₂.
- C₂H₄O₂.
- C₃H₆O.

2. A combustão realizada a altas temperaturas é um dos fatores da poluição do ar pelos óxidos de nitrogênio, causadores de afecções respiratórias. A análise de 0,5 mol de um desses óxidos apresentou 7,0 g de nitrogênio e 16 g de oxigênio. Qual a sua fórmula

molecular?

- N₂O₅
- N₂O₃
- N₂O
- NO₂
- NO

3. A fórmula mínima da glicose, do ácido acético, do ácido láctico e do formaldeído é exatamente a mesma: CH₂O. Sabendo que as suas massas molares são dadas por: 180 g/mol, 60 g/mol, 90 g/mol e 30 g/mol, qual é a fórmula molecular de cada uma dessas substâncias, respectivamente?

- C₄H₁₂O₂, C₃H₆O₂, C₂H₂O₂ e CH₂O.
- C₆H₁₈O₆, C₂H₈O₂, C₄H₁₂O₂ e CH₂O.
- C₆H₁₂O₆, C₂H₄O₂, C₃H₆O₃ e CH₂O.
- C₃H₆O₃, C₆H₁₂O₆, C₂H₂O₂ e CH₂O.
- CH₂O, C₄H₁₂O₂, C₂H₄O₂ e C₆H₁₂O₆.

4. A decomposição de carnes e peixes pela ação de bactérias resulta na formação de uma substância chamada cadaverina. O odor dessa substância é bem desagradável. Sua fórmula percentual é C = 58,77% H = 13,81% N = 27,40% e sua massa molar é igual a 102 g/mol. Determine a forma molecular da cadaverina.

- C₅H₁₄N₂.
- C₅H₇N₂.
- C₁₀H₂₈N₄.
- C₂H₇N.
- C₄H₁₄N₂.

5. Os átomos dos elementos relacionados a seguir estabelecem entre si ligação(ões) covalente(s) para adquirir estabilidade. Forneça para cada caso a fórmula molecular, a estrutural e a eletrônica (de Lewis) das substâncias obtidas. Dados: 1H, 7N, 16S, 17Cl, 35Br, 53I.

- Hidrogênio e bromo;
- Cloro e enxofre;
- Nitrogênio e iodo.

6. Os elementos nitrogênio, carbono, oxigênio e flúor estão situados, respectivamente, nas famílias IVA, VA, VIA, VIIA da tabela periódica. Com base nessas informações, represente as fórmulas estruturais das seguintes substâncias:

- NF₃
- CF₄

a CO_2

7. A fórmula do composto e o tipo de ligação que ocorre quando se combinam átomos dos elementos químicos Ba ($Z=56$) e Cl ($Z=17$) são, respectivamente:
- $BaCl$ e covalente normal.
 - Ba_2Cl e dativa.
 - $BaCl$ e iônica.
 - Ba_2Cl_2 e covalente normal.
 - $BaCl_2$ e iônica.
8. Os átomos dos elementos se ligam uns aos outros através de ligações simples, dupla ou tripla, procurando atingir uma situação de maior estabilidade, e o fazem de acordo com a sua valência (capacidade de um átomo ligar-se a outros), conhecida através de sua configuração eletrônica. Assim, verifica-se que os átomos das moléculas H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 estão ligados de acordo com a valência de cada um na alternativa:
- $N \equiv N$, $O = O$, $Cl - Cl$, $H - H$
 - $H - H$, $N = N$, $O - O$, $Cl = Cl$
 - $N \equiv N$, $O - O$, $H = H$, $Cl = Cl$
 - $H - H$, $O \equiv O$, $N - N$, $Cl = Cl$
 - $Cl - Cl$, $N = N$, $H = H$, $O \equiv O$
9. Ao realizar a preparação de 55,6g de uma substância sólida e branca, certo químico constatou que precisou combinar 8,28g de fósforo, com cloro. Determine a fórmula mínima ou empírica desse composto, dadas as massas molares em g/mol: P= 30,97, Cl= 35,46.
10. A vitamina C, cujo nome químico é ácido L-ascórbico ou simplesmente ácido ascórbico, é um agente redutor muito importante, sendo utilizada principalmente na indústria de alimentos como conservante de certos alimentos. Por exemplo, a laranja contém vitamina C; costuma-se, então, adicionar suco de laranja em saladas de frutas, para impedir a oxidação de frutas como a maçã. Determinado laboratório preparou vitamina C e calculou que em uma amostra havia 40,9% de carbono, 4,58% de hidrogênio e 54,5% de oxigênio. Considerando que essa amostra tinha exatamente 100 gramas, qual é a fórmula mínima da vitamina C? (Massas molares em g/mol: C = 12,01; H = 1,008 e O = 16,00).
11. O esmalte dos dentes contém um mineral chamado hidroxiapatita - $Ca_5(PO_4)_3OH$. Os ácidos presentes na boca, ao reagirem com a hidroxiapatita, provocam o desgaste do esmalte, originando as cáries. Atualmente, com o objetivo de prevenção contra as cáries,

os dentifícios apresentam em suas fórmulas o fluoreto de cálcio. Este é capaz de reagir com a hidroxiapatita, produzindo a fluorapatita - $Ca_5(PO_4)_3F$ - uma substância que adere ao esmalte, dando mais resistência aos ácidos produzidos, quando as bactérias presentes na boca metabolizam os restos de alimentos. Com base nas fórmulas mínimas das duas substâncias, pode-se afirmar que o percentual de fósforo nos compostos é, aproximadamente:

(a) 0,18% (b) 0,60% (c) 6,00% (d) 18,50% (e) 74,0%

12. Na Antártida, certo cientista brasileiro estuda a ação dos gases do tipo clorofluorcarbono (CFC) sobre a camada de ozônio. Usando um balão-sonda, coletou uma amostra de ar estratosférico, da qual isolou um desses gases. Na análise de composição da substância isolada, detectou 31,4% de flúor (F) e 58,7% de cloro (Cl). A partir desses dados, concluiu que a fórmula mínima do composto é:

(a) CF_2Cl
 (b) CF_2Cl_2
 (c) $CFCl_2$
 (d) $CFCl$

Subseção 1.1.2

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÃO QUÍMICA

A estequiometria de uma reação química é de suma importância por informar o reagente limitante, a massa e volume (no caso de gases) finais dos produtos, a quantidade de reagentes que deve ser adicionada para que determinada quantidade de produto seja obtido, dentre outros dados. Portanto, o balanceamento de equações químicas deve ser feita sempre que se deseja retirar alguma informação acerca de uma reação fornecida.

Para que o balanceamento de reações químicas seja feito de maneira correta, deve-se atentar para os seguintes princípios:

1) **Lei de conservação da massa:** Essa lei indica que a soma das massas de todos os reagentes deve ser sempre igual à soma das massas de todos os produtos (princípio de Lavoisier).

2) **Lei das proporções definidas:** Os produtos de uma reação são dotados de uma relação proporcional de massa com os reagentes. Assim, se 12g de carbono reagem com 36g de oxigênio para formar 48g de dióxido de carbono, 6g

de carbono reagem com 18g de oxigênio para formar 24g de dióxido de carbono.

3) **Proporção atômica:** De maneira análoga à lei das proporções definidas, os coeficientes estequiométricos devem satisfazer as atomicidades das moléculas de ambos os lados da equação. Portanto, são necessárias 3 moléculas de oxigênio (O_2) para formar 2 moléculas de ozônio.

Deve-se lembrar que, de acordo com a IUPAC, os coeficientes estequiométricos devem ser os menores valores inteiros possíveis.

Os métodos de balanceamento são:

Método das tentativas

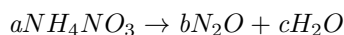
Como o nome já sugere, consiste na escolha de números arbitrários de coeficientes estequiométricos. Assim, apesar de mais simples, pode se tornar a forma mais trabalhosa de balancear uma equação.

Método algébrico

Utiliza-se de um conjunto de equações, onde as variáveis são os coeficientes estequiométricos. Sendo que, essas equações podem ser solucionadas por substituição, escalonamento ou por matrizes (através de determinantes).

Exemplo: $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$

Passo 1: Identificar os coeficientes.



Passo 2: Igualar as atomicidades de cada elemento respeitando a regra da proporção atômica. Assim, deve-se multiplicar a atomicidade de cada elemento da molécula pelo coeficiente estequiométrico identificado anteriormente.

Para o nitrogênio: $2a = 2b$ (pois existem 2 átomos de N na molécula NH_4NO_3)

Para o hidrogênio: $4a = 2c$

Para o oxigênio: $3a = b + c$

Ou seja, o número de átomos de cada elemento deve ser igual no lado dos reagentes e no lado dos produtos.

Passo 3: Resolver o sistema de equações

Se $2a = 2b$, tem-se que $a = b$.

Se $4a = 2c$, tem-se que $2a = c$.

Portanto, atribuindo-se o valor arbitrário 2 para o coeficiente a, tem-se:

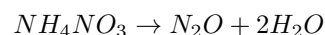
$a = 2$, $b = 2$, $c = 4$.

Mas, como os coeficientes devem ser os menores valores inteiros possíveis:

$a = 1$, $b = 1$, $c = 2$.

Passo 4: Substituir os valores obtidos na equação original

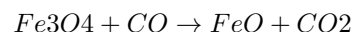
$1NH_4NO_3 \rightarrow 1N_2O + 2H_2O$, ou simplesmente,



Método redox

Baseia-se nas variações dos números de oxidação dos átomos envolvidos de modo a igualar o número de elétrons cedidos com o número de elétrons ganhos. Se no final do balanceamento redox faltar compostos a serem balanceados, deve-se voltar para o método das tentativas e completar com os coeficientes restantes.

Exemplo:



Passo 1: Identificar os átomos que sofrem oxirredução e calcular as variações dos respectivos números de oxidação.

Sabendo-se que o Nox do oxigênio é -2 para todos os compostos envolvidos. O Nox do Ferro varia de +8/3 para +2. E, o Nox do carbono de +2 para +4.

Portanto, o ferro se reduz e o carbono se oxida.

$\Delta Fe = 8/3 - 2 = 2/3$ (variação de Nox do ferro)

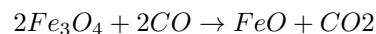
$\Delta C = 4 - 2 = 2$ (variação de Nox do carbono)

Passo 2: Multiplicar a variação de Nox pela respectiva atomicidade no lado dos reagentes e atribuir o valor obtido como o coeficiente estequiométrico da espécie que sofreu processo reverso. Assim, o número obtido pela multiplicação da variação de Nox do ferro pela sua atomicidade deve ser atribuído como o coeficiente estequiométrico da molécula de CO.

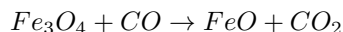
Para o ferro: $2/3 \cdot 3 = 2$

Para o carbono: $2 \cdot 1 = 2$

Portanto, o coeficiente do Fe_3O_4 é igual a 2, e o coeficiente do CO também.



Simplificando-se os coeficientes para os menores valores inteiros possíveis, tem-se:



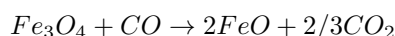
Passo 3: Acrescentar os coeficientes restantes

Para completar o balanceamento, pode-se realizar o mesmo procedimento utilizado no lado dos reagentes (multiplicando a variação de Nox pela atômica do elemento na molécula) ou realizar o método de tentativas.

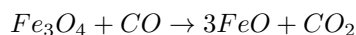
A primeira opção é a mais viável, embora para equações mais simples (como a indicada como exemplo) possa ser utilizado o segundo método. O fato é que ambos os métodos devem levar à mesma resposta final.

Como a atômica do carbono no CO_2 é igual a 1, multiplicando-se pela variação do Nox 2, obtém-se o coeficiente 2 para o FeO . Do mesmo modo, sendo a variação de Nox do ferro igual a $2/3$, multiplicando-se pela atômica 1 na molécula de FeO , obtém-se o coeficiente $2/3$ para o CO_2 .

Agora, basta balancear o lado dos produtos:

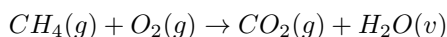


Como os coeficientes devem ser os menores valores inteiros possíveis, deve-se multiplicar a equação por $3/2$ a fim de retirar o coeficiente fracionário do CO_2 :



EXERCÍCIOS

- Toda reação de combustão envolve a presença de gás oxigênio (comburente) e um combustível que é queimado. Quando o combustível é um composto orgânico, a reação completa sempre produz gás carbônico e água. Abaixo temos a equação química que representa a reação de combustão completa do gás metano:



Indique a alternativa que traz os menores coeficientes que tornam essa equação corretamente balanceada:

- 1, 1/2, 1/2, 1
- 1, 2, 1, 4
- 2, 1, 1, 2
- 1, 2, 1, 2
- 13, 13/2, 13/2, 6

- A equação corretamente balanceada é:

- $2Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
- $2Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$



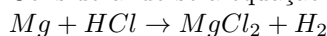
- $4Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
- $Fe + 3O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
- $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$

- A equação



- A reação não está balanceada.
- Há maior quantidade de átomos de alumínio nos produtos que nos reagentes.
- Os coeficientes que ajustam a equação são: 2, 3, 1 e 3.
- A massa dos reagentes não é igual a dos produtos.

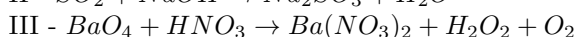
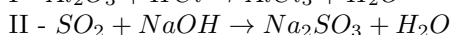
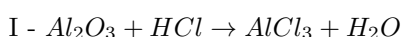
- Considerando-se a equação química não balanceada



e admitindo-se, num balanceamento, o coeficiente 6 (seis) para cada produto, o coeficiente de cada reagente será, respectivamente:

- 3 e 6.
- 6 e 6.
- 6 e 12.
- 12 e 6.
- 12 e 12.

- (UFSM-RS) Considere as equações:

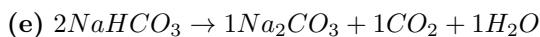


A seqüência correta dos coeficientes dos reagentes e produtos necessários para o balanceamento estequiométrico dessas equações é:

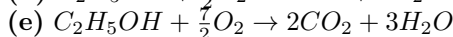
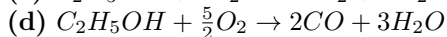
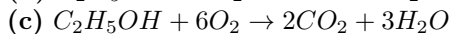
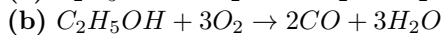
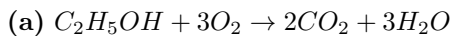
- 6,3,3,2 / 1,2,1,1 / 2,1,2,2,2
- 1,6,2,3 / 2,1,1,1 / 1,1,2,1,1
- 1,3,3,2 / 2,1,2,2 / 1, 2,1,1,1
- 6,1,2,3 / 2,1,2,2 / 2,1,2,2,2
- 1,6,2,3 / 1,2,1,1 / 1, 2,1,1,1

- Qual das equações abaixo está balanceada de forma incorreta:

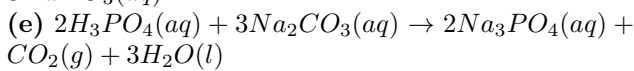
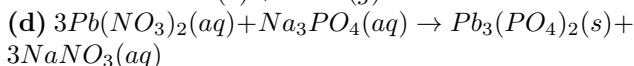
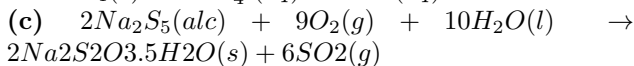
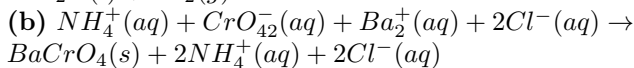
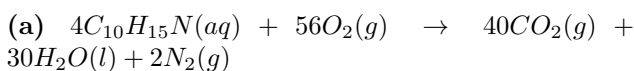
- $1KClO_4 \rightarrow 1KCl + 2O_2$
- $2Fe + 3H_2SO_4 \rightarrow 1Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2$
- $1C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow 12C + 11H_2O$
- $2C_2H_4O + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$



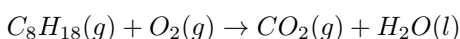
7. A reação balanceada da combustão completa do etanol nos motores automotivos é



8. Equações químicas balanceadas seguem o princípio da conservação da massa e simbolizam as mudanças qualitativa e quantitativa que ocorre em uma reação química. Assinale a alternativa cujo balanceamento da equação química está correto.



9. Considere a reação de combustão completa de 285 g de octano com oxigênio em excesso, representada pela equação abaixo não balanceada.

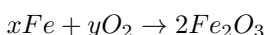


Se o rendimento é de 100%, a massa de gás carbônico produzida, em gramas, é, aproximadamente, igual a
Dados:

$$MM(C_8H_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

$$MM(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$$

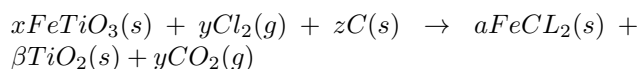
- (a) 110
(b) 220
(c) 440
(d) 660
(e) 880



10. Na reação de oxidação do ferro, mostrada acima, equilibrando-se corretamente a reação no lado esquerdo, qual o número de mols O_2 de oxigênio necessário para reagir completamente com uma amostra que contenha 16 mols de Ferro (Fe)?

- (a) 16
(b) 12
(c) 8
(d) 4
(e) 3

11. O dióxido de titânio é amplamente utilizado como pigmento. Uma das reações utilizadas para sua produção é a clorinação de um mineral de titânio (ilmenita), cuja equação é a seguinte:



Considerando as contribuições de Lavoisier, assinale a opção que apresenta um conjunto de valores dos coeficientes x, y, z, a, β e y, respectivamente, que tornam essa equação balanceada.

- (a) 2, 2, 2, 2, 1, 1
(b) 1, 2, 1, 2, 1, 1
(c) 2, 2, 1, 2, 2, 1
(d) 2, 2, 2, 2, 2, 3
(e) 1, 2, 2, 1, 3, 1, 1

Subseção 1.1.3

LEIS PONDERAIS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Na Química, as leis ponderais incluem a “Lei de Proust” e a “Lei de Lavoisier”. Ambas contribuíram para o avanço da Química como ciência de forma que introduziram o método científico.

As Leis Ponderais foram postuladas no século XVIII, sendo essenciais para os estudos da estequiometria e de outras teorias que foram postuladas posteriormente. Elas estão relacionadas com as massas dos elementos químicos dentro das reações químicas.

Lei de Lavoisier :

A Lei de Lavoisier é chamada de “Lei de Conservação das Massas” e foi introduzida pelo químico francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Seu enunciado é:

“A soma das massas das substâncias reagentes em um recipiente fechado é igual à soma das massas dos produtos da reação”. Note que a famosa frase “Na natureza nada se cria, nada se forma, tudo se transforma” está inspirada na Lei da Conservação das Massas de Lavoisier, posto que o químico descobriu que nas reações químicas, os elementos não desaparecem, ou seja, são eles rearranjados

e transformados em outros.

A experiência realizada por Lavoisier ocorreu na transformação do Mercúrio (Hg) em contato com o Oxigênio (O_2) formando o Óxido de Mercúrio II (HgO).

Assim, Lavoisier fez vários experimentos analisando as massas dos reagentes e dos produtos nas reações químicas, o que o levou a constatar que as massas dos elementos envolvidos, após reagirem são, constantes, ou seja, a reação possui a mesma massa inicial. Observe que a Lei de Lavoisier é aplicada para as reações químicas que ocorrem em recipientes fechados.

Exemplo: 2 gramas de gás hidrogênio reagem com 16 gramas de gás oxigênio produzindo 18 gramas de água.

M reagentes = m produtos
Hidrogênio + Oxigênio = Água $2g + 16g = 18g$

Lei de Proust:

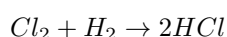
A Lei de Proust é chamada de “Lei das Proporções Constantes” e foi postulada pelo químico francês Joseph Louis Proust (1754-1826). Seu enunciado é:

“Uma determinada substância composta é formada por substâncias mais simples, unidas sempre na mesma proporção em massa”.

Da mesma maneira, Proust realizou uma série de experimentos e constatou que as massas dos elementos envolvidos nas reações químicas são proporcionais. Isso explica a massa dos elementos químicos e sua proporcionalidade. Ou seja, determinadas substâncias sempre reagem com outras a partir de uma proporção definida das massas envolvidas.

Observe que as massas dos elementos envolvidos podem se alterar, no entanto, a proporção entre elas será sempre a mesma. Assim, se a massa de um elemento da reação química é duplicada, os outros também são. Isso explica o processo de balanceamento das reações químicas e os cálculos estequiométricos.

Exemplo da lei de Proust



Em um primeiro experimento, utilizamos 71 g de Cl_2 com 2 g de H_2 , obtendo 73 g de HCl . Já em um segundo experimento, utilizamos 142g de Cl_2 com 4 g de H_2 , formando 146 g de HCl . Por fim, em um terceiro experimento, utilizamos 213 g de Cl_2 com 6 g de H_2 , formando 219g de HCl , como na tabela a seguir:

De acordo com as proporções constantes da Lei de Proust, quando relacionamos (dividimos) as massas dos reagentes de cada experimento, percebemos que, para formar ácido

clorídrico, a proporção é sempre de 2 para 71:

1ª: 2/71

2ª: 4/142, simplificados por 2, resultam em 2/71

3ª: 6/213, simplificados por 3, resultam em 2/71

EXERCÍCIOS

1. Quando 96 g de ozônio se transformam completamente, a massa de oxigênio comum produzida é igual a:

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

2. Uma das alternativas para diminuir a quantidade de dióxido de carbono liberada para a atmosfera consiste em borbulhar esse gás em solução aquosa de hidróxido de sódio. A reação que ocorre pode ser representada da seguinte forma:

Dióxido de carbono + hidróxido de sódio \rightarrow Carbonato de sódio + água.

Sabendo que 44 g de dióxido de carbono reagem com o hidróxido de sódio, formando 106 g de carbonato de sódio e 18 g de água, qual é a massa de hidróxido de sódio necessária para que o gás carbônico seja totalmente consumido?

- (a) 20 g.
- (b) 62 g.
- (c) 80 g.
- (d) 106 g.
- (e) 112 g.

3. A análise elementar de um dos óxidos de nitrogênio apresentou porcentagens, em massa, de 37% para o nitrogênio e 63% para o oxigênio. O composto de nitrogênio analisado corresponde à fórmula:

Dados: Massas molares $N = 14g.mol^{-1}$,
 $O = 16g.mol^{-1}$

- (a) N_2O
- (b) NO
- (c) NO_2
- (d) N_2O_3
- (e) N_2O_5

4. A partir do fruto de uma palmeira conhecida como Dendezeiro pode ser extraído um óleo capaz de substituir o óleo diesel nos motores a combustão. Uma substância que pode ser isolada deste óleo é a estearina ($C_{57}H_{110}O_6$). Considere a reação de combustão total da estearina, balanceada com

os menores coeficientes inteiros, produzindo dióxido de carbono e água. A soma destes coeficientes é igual a:

- (a) 389
- (b) 387
- (c) 275
- (d) 229
- (e) 112

5. O gás de cozinha, tão indispensável no cotidiano dos moradores de centros urbanos, pode ser oriundo do gás natural, fonte de metano ou, ainda, do petróleo, do qual é obtido o Gás Liquefeito de Petróleo (GLP), que contém, principalmente, propano e butano. Comparando a combustão completa de 1 mol de butano com a combustão completa de 4 mols de metano, conclui-se que a quantidade de

- (a) oxigênio necessária é igual nos dois casos.
- (b) oxigênio necessária é menor, no caso da combustão de 1 mol de butano.
- (c) oxigênio necessária é maior, no caso da combustão de 1 mol de butano.
- (d) água formada é igual nos dois casos.
- (e) água formada é maior, no caso da combustão de 1 mol de butano.

6. Atribui-se ao químico francês *Joseph Louis Proust* (1754 - 1826) a investigação sistemática sobre a composição de numerosas substâncias. Os resultados de suas pesquisas levaram-no à formulação da Lei das Proporções Definidas, também chamada Lei de Proust. Essa Lei é traduzida por qual enunciado?

- (a) Os volumes de duas substâncias gasosas que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto, guardam uma razão constante de números inteiros e pequenos para o produto em questão.
- (b) Há uma razão constante entre as massas de duas ou mais substâncias que reagem entre si, para dar origem a um determinado produto.
- (c) Há uma razão de números inteiros e pequenos entre as diferentes massas de uma substância S1 que, separadamente, reagem com a mesma massa de outra substância S2
- (d) Quando duas substâncias gasosas reagem entre si para originar um produto também gasoso, o volume do produto guarda sempre uma razão simples com os volumes dos gases reagentes.
- (e) Em um sistema fechado, a massa total permanece constante, independente das reações químicas nele processadas.

7. Na síntese de um composto orgânico foram empregados 1,2 g de carbono, 0,2 mol de hidrogênio e

$1,81 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio. A fórmula mínima do composto em questão é:

Dados: C=12; H= 1 e O = 16

- (a) $(CHO)_n$
- (b) $(C_2H_3O)_n$
- (c) $(C_3H_4O)_n$
- (d) $(CH_2O_3)_n$
- (e) $(C_2HO_2)_n$

Subseção 1.1.4

GRANDEZAS QUÍMICAS

A medida de uma grandeza é feita por comparação com uma grandeza da mesma espécie, escolhida como unidade de medida.

Massa atômica

A União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) estabeleceu como padrão de massas atômicas o átomo de carbono-12. A massa de 1/12 do isótopo carbono-12 é chamada de unidade de massa atômica. Logo, a massa atômica é o número que indica quantas vezes um átomo de um determinado elemento químico é mais pesado que 1/12 do isótopo carbono-12.

Para se calcular a massa atômica de um elemento químico, deve-se levar em consideração a composição isotópica do elemento e os números de massa de cada isótopo.

Massa molecular

É soma das massas dos átomos que formam a molécula.

Mol

O mol sempre indica :quantidade, massa e volume.

A quantidade é um número muito grande que foi determinado experimentalmente, o Número de Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$). Assim como existe a dúzia, existe o Número de Avogadro. Se a dúzia indica 12 unidades de qualquer coisa, o Número de Avogadro indica $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades de qualquer coisa. Neste caso, é usado para quantificar átomos, moléculas, íons e tantas outras partículas subatômicas, muito pequenas.

O mol também indica massa. É a mesma massa que encontramos na Tabela Periódica, porém em gramas (g). portanto um mol de uma substância é igual à sua massa atômica.

O mol indica volume nas CNTP, que quer dizer condições normais de temperatura e pressão. A temperatura deve ser

$0^{\circ}C$ ou $273K$ e a pressão 1 atm. Se estas condições forem satisfeitas, um mol de um gás será 22,4L. Esta constante é para gases. Se o gás não estiver nas CNTP, pode se calcular através da seguinte fórmula para gases ideais:

$$P.V = n.R.T$$

Onde:

P=pressão(atm)

V=volume(L)

n=mols

R=constante de Clapeyron = $0,082atm.L/mol.K$

T = temperatura (K)

Constantes e conversões úteis:

Constante de Clapeyron:

$R = 0,082atm.L/mol.K$

$R = 8,314/mol.K$

$R = 1,987cal/mol.K$

Número de Avogadro: $6,02.10^{23}$

Pressão:

$1atm = 760mmHg = 101325Pa$

$1Torr = 1mmHg$

Volume: $1mL = 1cm^3$

$1dm^3 = 1L = 1000mL$

Massa: $1000Kg = 1ton$

$1Kg = 1000g$

Comprimento: $1nm = 1.10^{-9}m$

Fórmula para cálculo do número de mols (n):

$$n = m/MM$$

Onde:

n = número de mols m = massa (g) MM = massa molar (g/mol)

EXERCÍCIOS

1. Sabendo que a massa atômica do magnésio é igual a 24 u, determine a massa, em gramas, de um átomo desse elemento. (Dado: Número de Avogadro = $6,0.10^{23}$).

(a) 24 g.

(b) 4,0 g.

(c) $24 \cdot 10^{-23}$ g.

(d) $4,0 \cdot 10^{23}$ g.

(e) $4,0 \cdot 10^{-23}$ g.

2. Considere um copo que contém 180 mL de água. Determine, respectivamente, o número de mol de

moléculas de água, o número de moléculas de água e o número total de átomos (Massas atômicas = H = 1,0; O = 16; Número de Avogadro = $6,0x10^{23}$; densidade da água = $1,0$ g/mL).

(a) 10 mol, $6,0x10^{24}$ moléculas de água e 18.10^{24} átomos.

(b) 5 mol, $6,0x10^{24}$ moléculas de água e 18.10^{24} átomos.

(c) 10 mol, $5,0x10^{23}$ moléculas de água e 15.10^{24} átomos.

(d) 18 mol, $6,0x10^{24}$ moléculas de água e $18x10^{24}$ átomos.

(e) 20 mol, $12x10^{24}$ moléculas de água e 36.10^{24} átomos.

3. Os microprocessadores atuais são muito pequenos e substituíram enormes placas contendo inúmeras válvulas. Eles são organizados de forma que apresentem determinadas respostas ao serem percorridos por um impulso elétrico. Só é possível a construção de dispositivos tão pequenos devido ao diminuto tamanho dos átomos. Sendo estes muito pequenos, é impossível contá-los. A constante de Avogadro - e não o número de Avogadro - permite que se calcule o número de entidades - átomos, moléculas, formas unitárias, etc. - presentes em uma dada amostra de substância. O valor dessa constante, medido experimentalmente, é igual a $6,02x10^{23}mol^{-1}$. Com relação ao assunto, julgue os seguintes itens.

(01) A constante de Avogadro é uma grandeza, sendo, portanto, um número ($6,02.10^{23}$) multiplicado por uma unidade de medida (mol^{-1}).

(02) A constante de Avogadro, por ser uma grandeza determinada experimentalmente, pode ter seu valor alterado em função do avanço tecnológico.

(03) Massas iguais de diferentes elementos químicos contêm o mesmo número de átomos.

(04) Entre os elementos químicos, o único que, em princípio, não está sujeito a uma variação de massa atômica é o isótopo do carbono de massa 12,00 u.

4. (Fuvest-SP) A tabela abaixo apresenta o mol, em gramas, de várias substâncias:
Tabela com mol de substâncias

Substância	Au	HCl	O ₃	C ₅ H ₁₂	H ₂
Mol(g)	197	36,5	48	72	18

Comparando massas iguais dessas substâncias, a que apresenta maior número de moléculas é:

(a) Au

(b) HCl

(c) O₃

- (d) C_5H_{10}
 (e) H_2O

5. O soro fisiológico é uma solução aquosa de $NaCl$ a 0,9%. Sabendo que as massas atômicas aproximadas do Na e do Cl correspondem respectivamente a $23g.mol^{-1}$ e a $35,5g.mol^{-1}$, assinale a alternativa que apresenta as massas, em gramas, de íons Na^+ e Cl^- em 100 mL do soro fisiológico.

- (a) 5,5 g de Na^+ e 3,5 g de Cl^-
 (b) 3,5 g de Na^+ e 5,5 g de Cl^-
 (c) 0,035 g de Na^+ e 0,055 g de Cl^-
 (d) 0,35 g de Na^+ e 0,55 g de Cl^-
 (e) 0,55 g de Na^+ e 0,35 g de Cl^-

6. Um átomo de ouro (Au) possui número atômico 79, e seu isótopo estável tem número de massa 197. Lembrando que a massa de um próton vale $1,67x10^{-27}kg$, que a massa de um nêutron vale $1,68x10^{-27}kg$, que a massa do elétron vale $9,11x10^{-31}kg$ e que o átomo possui o mesmo número de elétrons e de prótons, o valor aproximado para a massa do átomo de ouro é, em kg,

- (a) $1x10^{-24}$
 (b) $3x10^{-25}$
 (c) $3x10^{-27}$
 (d) $8x10^{-29}$
 (e) $1x10^{-30}$

7. Lagoas onde são despejadas grandes quantidades de esgoto sofrem com a proliferação de cianobactérias. Esses micro-organismos produzem cianotoxinas que podem envenenar pessoas. A ingestão de 4 mg de uma toxina de massa molar $415g.mol^{-1}$ pode levar uma pessoa à morte. O número de moléculas dessa toxina que corresponde à dose citada corresponde, aproximadamente, a:

- (a) $6x10^{23}$
 (b) $3x10^{21}$
 (c) $2x10^{20}$
 (d) $2x10^{19}$

8. O etanol, ao reagir com o oxigênio, dependendo das condições impostas à reação, pode originar gás carbônico e água, etanal e água, ou, ainda, ácido etanoico e água. Ao reagir estequiometricamente 40 kg de oxigênio com o etanol dando origem ao etanal, o número de mols de etanal formado será igual a:

- (a) $1,25x10^3$
 (b) $2,5x10^3$

- (c) $5x10^3$
 (d) $6,25x10^3$
 (e) $7,5x10^3$

Subseção 1.1.5

CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

A estequiometria nos permite calcular a quantidade exata de reagentes que é preciso para se obter uma determinada quantidade de produto em uma reação química. Ao realizar uma reação química é difícil obter no produto a mesma quantidade presente nos reagentes, ou seja, o rendimento teórico é sempre maior que o rendimento real.

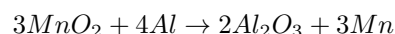
Para estes cálculos, pode seguir alguns passos:

1. fazer o balanceamento da equação química (acertar os coeficientes estequiométricos);
2. fazer contagem de mol de cada substância;
3. ler no problema o que pede;
4. relacionar as grandezas;
5. calcular com regra de três (proporção).

É sempre importante relacionar as substâncias que tem dados e a substância que se deseja calcular alguma grandeza.

EXERCÍCIOS

1. Para se obter manganês metálico, muito utilizado em diversos tipos de aços resistentes, o dióxido de manganês reage com o alumínio metálico, segundo a equação:



Supondo rendimento de 100% para essa reação, a massa de dióxido de manganês necessária para se obter 5 toneladas de manganês metálico é aproximadamente:

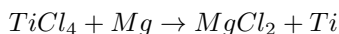
- (a) 2 toneladas
 (b) 3 toneladas
 (c) 4 toneladas
 (d) 8 toneladas
 (e) 9 toneladas

2. Coletou-se água no rio Tietê, na cidade de São Paulo. Para oxidar completamente toda a matéria orgânica contida em 1,00L dessa amostra, microrganismos consumiram 48,0mg de oxigênio(O_2). Admitindo que a matéria orgânica possa ser representada por $C_6H_{10}O_5$ e sabendo que sua oxidação completa produz

CO_2 e H_2O , qual a massa da matéria orgânica por litro da água do rio? (Dados: H = 1, C = 12 e O = 16.)

- (a) 20,5 mg.
- (b) 40,5 mg.
- (c) 80,0 mg.
- (d) 160 mg.
- (e) 200 mg.

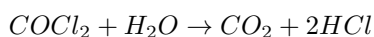
3. Dada a equação:



Considere que essa reação foi iniciada com 9,5g de $TiCl_4$. Supondo-se que tal reação seja total, a massa de titânio obtida será, aproximadamente:
($Ti = 48g/mol$, $TiCl_4 = 190g/mol$)

- (a) 1,2g
- (b) 2,4g
- (c) 3,6g
- (d) 4,8g
- (e) 7,2g

4. Fosgênio, $COCl_2$, é um gás venenoso. Quando inalado, reage com a água nos pulmões para produzir ácido clorídrico (HCl), que causa graves danos pulmonares, levando, finalmente, à morte: por causa disso, já foi até usado como gás de guerra. A equação química dessa reação é:



Se uma pessoa inalar 198 mg de fosgênio, a massa de ácido clorídrico, em gramas, que se forma nos pulmões, é igual a:

- (a) $1,09 \cdot 10^{-1}$.
- (b) $1,46 \cdot 10^{-1}$.
- (c) $2,92 \cdot 10^{-1}$.
- (d) $3,65 \cdot 10^{-2}$.
- (e) $7,30 \cdot 10^{-2}$.

5. $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

O volume de CO_2 , medido a $27^\circ C$ e $1atm.$, produzido na combustão de 960,0 g de metano, é:

- (a) 60,0 L
- (b) 1620,0 L
- (c) 1344,0 L
- (d) 1476,0 L

(e) 960,0 L

Dados:

massa molar do $CH_4 = 16,0g/mol$

constante universal dos gases: $R = 0,082atm.L/mol.K$

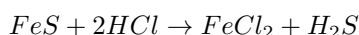
6. Qual é a quantidade de matéria de gás oxigênio necessária para fornecer 17,5 mol de água, $H_2O(v)$, na queima completa do acetileno, $C_2H_2(g)$?

- (a) 43,75 mol
- (b) 2 mol
- (c) 17,5 mol
- (d) 35 mol
- (e) 27,2 mol

7. Quantas moléculas de água, $H_2O(v)$, são obtidas na queima completa do acetileno $C_2H_2(g)$, ao serem consumidas $3,0 \cdot 10^{24}$ moléculas de gás oxigênio?

- (a) $120 \cdot 10^{24}$
- (b) $0,12 \cdot 10^{23}$
- (c) $12 \cdot 10^{24}$
- (d) $1,2 \cdot 10^{23}$
- (e) $1,2 \cdot 10^{24}$

8. Em um aparelho de Kipp foram colocados 352 gramas de sulfeto de ferro (II) sobre o qual foram adicionados um total de 219 gramas de ácido clorídrico, para reagirem segundo a equação:



A massa máxima de gás sulfídrico que pode ser obtida nesse procedimento é:

Dados: Massas molares $H = 1g.mol^{-1}$,
 $S = 32g.mol^{-1}$, $Cl = 35,5g.mol^{-1}$ $Fe = 56g.mol^{-1}$

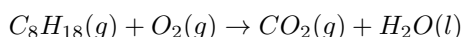
- (a) 68 g
- (b) 102 g
- (c) 136 g
- (d) 204 g (e) 571 g

9. O sulfato de alumínio é frequentemente utilizado como floculante na purificação de água potável e nos resíduos de tratamento de água de esgoto. Pode ser produzido segundo a equação química não balanceada: $Al(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(s) + H_2(g)$. Com base nessa informação, e sabendo que a massa molar do alumínio = 27 g/mol e a massa molar do sulfato de alumínio = 342 g/mol, a massa de sulfato de alumínio

que será formada a partir de 10,0g de alumínio é

- (a) 63,3 g
- (b) 65,5 g
- (c) 60,0 g
- (d) 58,5 g
- (e) 62,5 g

10. Considere a reação de combustão completa de 285 g de octano com oxigênio em excesso, representada pela equação abaixo não balanceada.



Se o rendimento é de 100%, a massa de gás carbônico produzida, em gramas, é, aproximadamente, igual a

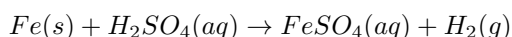
Dados:

$$MM(C_8H_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

$$MM(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$$

- (a) 110
- (b) 220
- (c) 440
- (d) 660
- (e) 880

11. Certa porção de raspas de ferro foi acrescentada a 100 mL de solução aquosa 3 mol/L de ácido sulfúrico, ocorrendo a reação representada por:



Ao término da reação, o ácido foi totalmente consumido, sobrando ferro sem reagir. A solução resultante passou por um processo controlado de evaporação, obtendo-se o sal hidratado $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. A massa do sal hidratado obtida deve ter sido, em gramas, aproximadamente igual a

- (a) 61.
- (b) 83.
- (c) 99.
- (d) 28.
- (e) 40.

12. Fósforo branco, que possui fórmula molecular P_4 , queima na presença do ar atmosférico para dar o composto A, no qual a porcentagem em massa de oxigênio é de 56,4%. O espectro de massa fornece a massa de A igual a $284 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Assinale a alternativa que contém a correta fórmula molecular de A.

Dados: $P = 31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

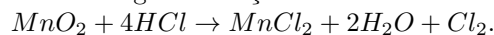
- (a) P_2O_3
- (b) P_2O_7
- (c) P_3O_5
- (d) P_4O_{10}
- (e) P_5O_{10} .

13. Em uma unidade de produção de H_2 , uma corrente de 17400 kg/h de gás natural (composição volumétrica: 90% de CH_4 e 10% de C_2H_6) é misturada com vapor d'água de tal forma que a razão entre a quantidade de matéria de vapor e a quantidade de matéria total de carbono seja equivalente a 3. A vazão mássica da corrente de vapor é

Dados: Massas molares: $H = 1 \text{ kg/kmol}$; $C = 12 \text{ kg/kmol}$; $O = 16 \text{ kg/kmol}$

- (a) 50 000 kg/h
- (b) 52 200 kg/h
- (c) 54 000 kg/h
- (d) 57 400 kg/h
- (e) 59 400 kg/h

14. O gás cloro pode ser preparado em laboratório por meio da seguinte reação:



Admitindo-se uma pureza de 87% para o dióxido de manganês e um rendimento de reação de 90%, a massa de MnO_2 , em g, necessária para produzir 20,16L de gás cloro, medidos a $0^\circ C$ e 1atm, é

(Dados: Massas molares em g/mol: Mn = 55; O = 16; H = 1; Cl = 35,5; Volume molar a $0^\circ C$ e 1atm = 22,4L)

- (a) 100
- (b) 120
- (c) 140
- (d) 160
- (e) 180