



# ITA 2023



## ESTEQUIOMETRIA

AULA 08

Estequiometria

Prof. Thiago Cardoso





# Sumário

<b>Apresentação da Aula</b>	<b>5</b>
<b>Estequiometria nas Provas do ITA</b>	<b>5</b>
<b>1. Conceitos Básicos</b>	<b>5</b>
<b>1.1. Molécula</b>	<b>5</b>
<b>1.2. Massa Atômica</b>	<b>9</b>
1.2.1. Massa do Elemento Químico	10
1.2.2. Mol	11
<b>2. Fórmula Molecular</b>	<b>13</b>
<b>2.1. Massa Molar</b>	<b>15</b>
<b>2.2. Relação entre Massa e Quantidade de Matéria</b>	<b>16</b>
<b>2.3. Volume Molar</b>	<b>17</b>
<b>3. Fórmula Mínima</b>	<b>17</b>
<b>3.1. Massa de Fórmula</b>	<b>20</b>
<b>3.2. Relação entre Fórmula Molecular e Fórmula Mínima</b>	<b>22</b>
<b>3.3. Teor Elementar</b>	<b>23</b>
<b>3.4. Análise Centesimal</b>	<b>29</b>
<b>3.5. Análise de Combustão</b>	<b>30</b>
<b>4. Equações Químicas</b>	<b>32</b>
<b>4.1. Proporção Estequiométrica</b>	<b>32</b>
4.1.1. Proporção em Massa	34
<b>4.2. Reações de Combustão</b>	<b>35</b>
<b>4.3. Balanceamento pelo Método das Tentativas</b>	<b>37</b>
<b>4.4. Balanceamento pelo Método Algébrico</b>	<b>38</b>
<b>5. Leis Ponderais</b>	<b>39</b>
<b>5.1. Lei da Conservação das Massas</b>	<b>39</b>
5.1.1. Lei da Lavoisier Elementar	45
<b>5.2. Lei da Composição Definida</b>	<b>49</b>
5.2.1. Reagente Limitante	50
5.2.2 – Combustões Incompletas	54
<b>5.3. Lei das Proporções Múltiplas</b>	<b>57</b>



<b>6. Imperfeições nas Reações</b>	<b>58</b>
<b>6.1. Pureza</b>	<b>59</b>
<b>6.2. Rendimento de Reação</b>	<b>60</b>
<b>7. Lista de Questões Propostas</b>	<b>62</b>
<b>8. Gabarito</b>	<b>82</b>
<b>9. Lista de Questões Comentadas</b>	<b>83</b>
<b>10. Considerações Finais</b>	<b>135</b>





## Siga minhas redes sociais!



*Prof. Thiago Cardoso*



*@thiagofernando.pe*



## Apresentação da Aula

Estequiometria vem do grego *stoikheion* (elemento) + *metron* (medida).

É a parte da Química que estuda a distribuição dos elementos em uma reação química. Sua aplicação mais importante é calcular a quantidade de uma substância que é formada ou consumida em uma reação química.

Como é essencial saber o quanto se pode produzir de uma determinada substância ou o quanto se precisa colocar de um determinado reagente, as medidas de massa se tornam importantes em praticamente todas as áreas da Química.

Por hora, nós vamos nos concentrar nas reações de rendimento total ou 100%. Nesse tipo de reação, **os reagentes são completamente consumidos até que algum deles se esgote.**

Futuramente, no assunto de Equilíbrio Químico, é que tornaremos a falar das reações que não possuem rendimento total.

### Estequiometria nas Provas do ITA

Estequiometria é um assunto relativamente frequente nas provas do ITA.

Essa prova já cobrou praticamente todos os aspectos desse assunto com muita variedade e criatividade. Você vai precisar treinar bastante.

Além disso, o conceito de balancear equações que será aprendido nesse capítulo é cobrado em praticamente todas as questões de Físico-Química que envolvem reações. É muito raro o examinador te fornecer uma equação química balanceada.

Vale notar que é muito comum também que a parte de Estequiometria esteja misturada em questões de conteúdos mais adiante, como Reações Inorgânicas, Gases e Termoquímica. Então, os conceitos desse capítulo são extremamente importantes para o seu progresso.

Recomendo que você preste bastante atenção nessa aula, não só porque é um dos assuntos mais frequentes em provas de Química, mas também porque é um assunto indispensável para aprender Físico-Química, em especial, a parte de Equilíbrio Químico.

Gostaria também de sugerir que você prestasse muita atenção ao tópico de Reagente Limitante, pois é assunto que, de maneira geral, traz muitas dificuldades aos alunos.

## 1. Conceitos Básicos

Nessa seção, apresentaremos alguns conceitos que são extremamente importantes para o estudo da estequiometria.

Falaremos sobre os conceitos de molécula, massa e mol.

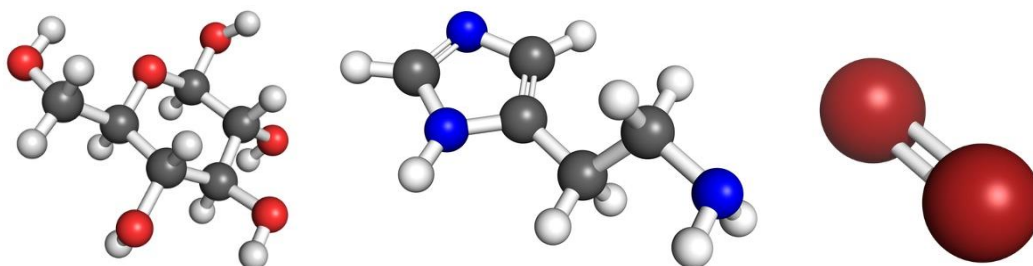
### 1.1. Molécula

Preste bastante atenção, pois essa é uma definição chave na Química.



Uma molécula é um **conjunto bem definido e limitado** de átomos unidos por ligações químicas covalentes.

Vamos apresentar alguns exemplos de substâncias moleculares.



Glicose ( $C_6H_{12}O_6$ )

Histamina ( $C_5H_9N_3$ )

Oxigênio ( $O_2$ )

Figura 1: Exemplos de Moléculas

No interior de uma molécula, as ligações químicas entre os átomos **são muito mais fortes** que as ligações intermoleculares, que são interações de natureza elétrica entre duas moléculas vizinhas.

Vejamos, por exemplo, o que acontece na molécula de água.

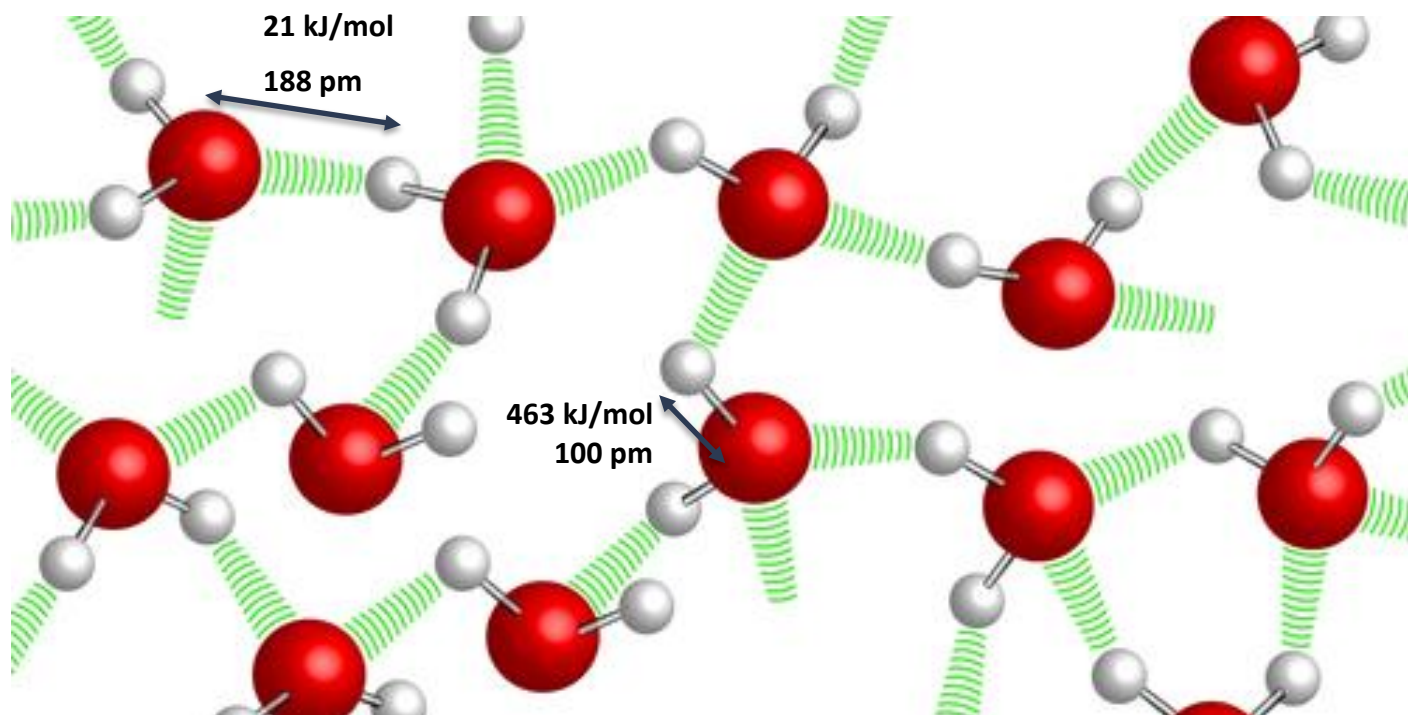


Figura 2: Ligação Intermolecular e Ligação Química na Estrutura da Água

Na molécula de água, a ligação química O–H no interior da molécula mede 100 pm (ou 1 Å), enquanto que a ligação intermolecular O...H mede 180 pm (ou 1,8 Å). Note, portanto, que a distância entre os átomos O – H de uma mesma molécula é menor que a distância entre dois átomos O...H de moléculas diferentes.

Além disso, a energia de ligação química O–H é muito mais intensa que a energia de ligação intermolecular. São 463 kJ/mol da ligação química contra 21 kJ/mol da ligação intermolecular.



Por esses dois motivos, podemos dizer que **a molécula de água é um conjunto pequeno, bem definido e limitado** formada apenas por três átomos, sendo dois de hidrogênio e um de oxigênio.



Por muito tempo, se definiu moléculas como a menor porção da substância que apresentava as mesmas propriedades que o material inteiro. Porém, essa definição não deve ser aceita.

Um fato importante que você precisa saber é que **nem todas as substâncias são formadas por moléculas**. O conceito de molécula exclui as substâncias formadas por ligações iônicas e metálicas.

Tomemos como exemplo o cristal de cloreto de sódio (NaCl). Esse cristal pode ser entendido da seguinte forma:

- Tome um átomo de cloro como centro;
- Em volta do átomo de cloro, existem seis átomos de sódio: um logo acima, um para baixo, um para a esquerda, outro para a direita, um na frente e outro atrás.
- Em volta de cada um desses átomos de sódio, existem também seis átomos de cloro: um logo acima, um para baixo, um para a esquerda, outro para a direita, um na frente e outro atrás.
- Em volta de cada um desses átomos de cloro, existem também seis átomos de sódio. E, assim, por diante.

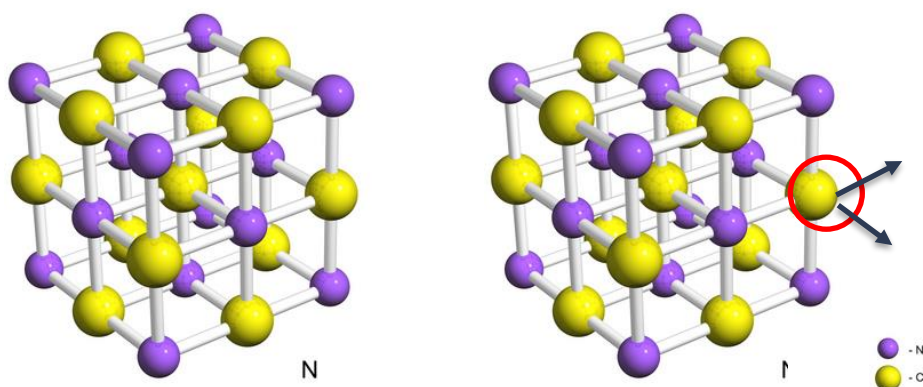


Figura 3: O cloreto de sódio não é uma molécula

A estrutura do cloreto de sódio cresce indefinidamente. Por exemplo, no caso átomo de cloro circulado em vermelho, só somos capazes de enxergar quatro átomos de sódio vizinhos. No entanto, existem outros dois átomos de sódio vizinhos, um do lado direito e outro para a frente, que não foram representados na Figura 3.

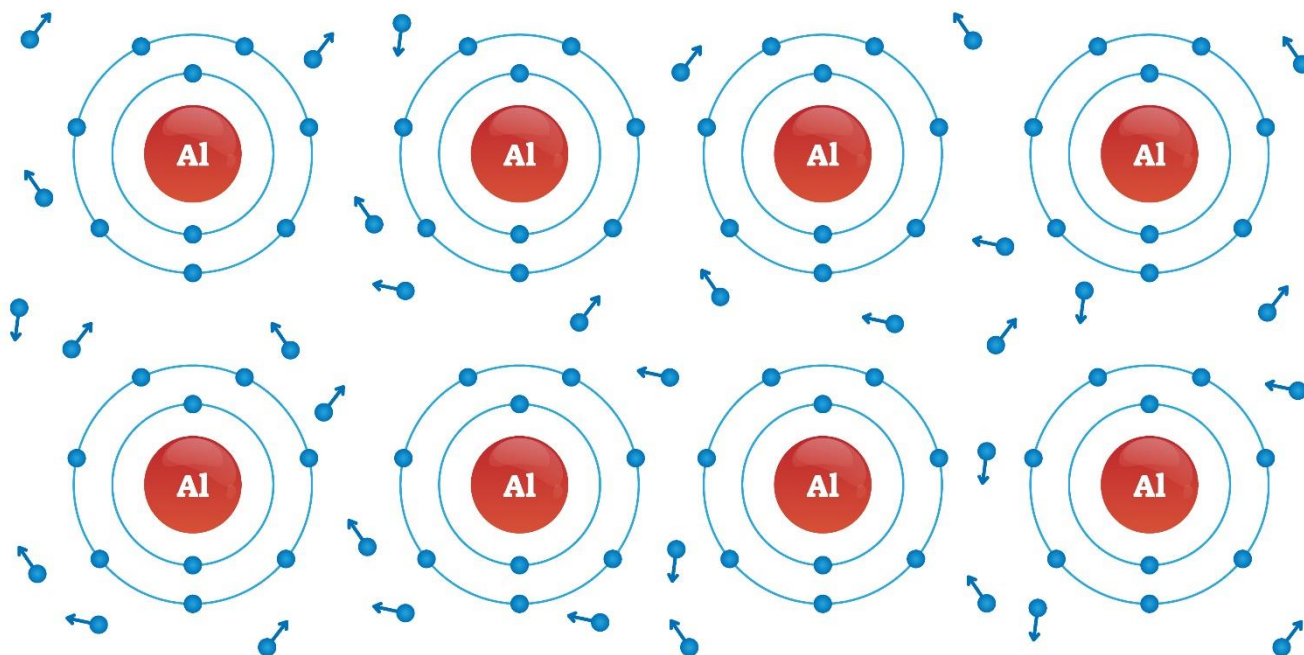
Não é possível representar toda a estrutura desse composto, porque seu cristal cresce indefinidamente. Não existe, portanto, um limite teórico de número de átomos para o tamanho desse cristal.

Por não ser um conjunto limitado de átomos, o cloreto de sódio não é formado por moléculas. No entanto, é sim uma substância, pois podemos reconhecer uma unidade estrutural que se repete.

No caso de um metal, o modelo mais comum para a ligação **é o mar de elétrons**. Por esse modelo, os metais seriam formados por uma rede de átomos. Cada átomo se ioniza, perdendo elétrons e se



transformando em um cátion. Os elétrons ficam livres, dispersos pela rede do material. Tomemos, como exemplo, o alumínio.



*Figura 4: Modelo do Mar de Elétrons para o Alumínio*

Assim como o que acontece no cloreto de sódio, a rede do alumínio pode crescer indefinidamente. Também não há um limite para o número de átomos que dela podem fazer parte.

É bastante possível ter novos átomos por todas as direções, fazendo que o metal cresça.

O caso mais emblemático de substância que não é formada por moléculas são **os sólidos covalentes**. Esses materiais são formados também por ligações covalentes, mas não são moléculas.

ESCLARECENDO!



Os sólidos covalentes são formados por um conjunto **ilimitado** de átomos unidos por ligações covalentes.

O exemplo mais citado de sólido covalente é o diamante.



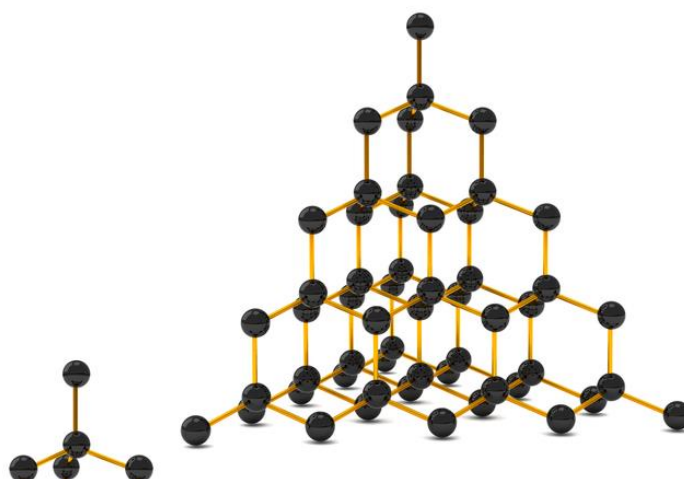


Figura 5: Estrutura do Diamante

No canto inferior esquerdo da Figura 5, deixamos uma célula unitária do cristal, que é a unidade estrutural que se repetirá constantemente em toda a sua estrutura.

Nessa célula unitária, tem-se um átomo de carbono que ocupa o centro de um tetraedro, cujos vértices são formados por outros quatro átomos de carbono.

Cada um desses átomos será também o centro de um tetraedro, cujos vértices são quatro átomos de carbono. Cada um desses quatro átomos também será o centro de um tetraedro, cujos vértices são outro quatro átomos de carbono. E, assim, a estrutura vai crescendo indefinidamente.

Também não existe um limite para o número de átomos que compõem a estrutura do material. Por isso, o diamante também não é formado por moléculas, mas é sim uma estrutura ilimitada.



Tome bastante cuidado com a confusão linguística. Embora as moléculas sejam formadas por ligações covalentes, elas não são compostos covalentes.

Os compostos covalentes são formados por um número ilimitado de ligações covalentes, enquanto que as moléculas são limitadas.

Por fim, gostaria de dizer que não é conveniente dizer que os compostos iônicos, metálicos e covalentes seriam infinitos, porque não existe nada infinito. Em algum momento, a estrutura do diamante acaba. Dessa forma, é preferível dizer que a estrutura do material é ilimitada.

## 1.2. Massa Atômica

Os átomos e moléculas possuem massa. No entanto, eles são tão pequenos que as unidades convencionais de medidas são ruins para expressá-la numericamente. Por exemplo, a massa do hidrogênio é aproximadamente  $1,674 \cdot 10^{-27}$  kg.



Sendo assim, é conveniente utilizar uma unidade de medida que seja de ordem de grandeza compatível com a massa de um átomo.

Para esse papel, definiu-se a unidade de massa atômica (u ou UMA), que corresponde a 1/12 da massa do carbono-12.

Por consequência, o carbono-12 é o único elemento da tabela periódica que possui a sua massa atômica exatamente igual ao seu número de massa.

Os demais elementos e os demais isótopos do carbono não possuem a sua massa exatamente igual ao número de massa, porém, esses números tendem a ser bem próximos. Por exemplo, a massa atômica do hidrogênio-1 é de 1,00782504u.

A massa atômica de um isótopo é normalmente muito próxima do seu número de massa. Em geral, o desvio é inferior a 1%. Dessa forma, se não for fornecida a massa atômica de um elemento ou isótopo qualquer, considere-a como sendo aproximadamente igual ao seu número de massa.

### 1.2.1. Massa do Elemento Químico

Trata-se de uma das informações mais importantes a respeito de um elemento químico. Tão relevante que essa informação é uma das principais que aparecem na tabela periódica.

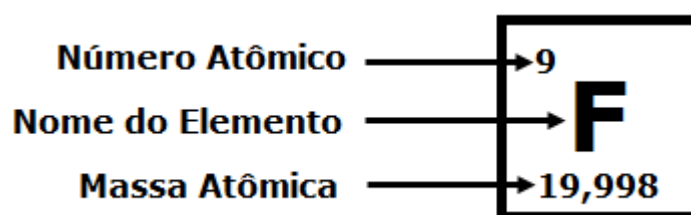


Figura 6: Representação Geral de um Elemento Químico

O flúor apresenta um único isótopo estável natural, que é o flúor-19. Nesse caso, a sua massa atômica é igual à massa desse próprio isótopo.

Alguns elementos, como o hidrogênio apresentam vários isótopos naturais, porém um deles é predominante.

Tabela 1: Abundância Relativa dos Isótopos do Hidrogênio

Isótopo	Abundância	Massa Atômica
Hidrogênio-1 (prótio)	99,98%	1,008
Hidrogênio-2 (deutério)	0,02%	2,014
Hidrogênio-3 (trítio)	Traços	3,016

Perceba que as massas atômicas de cada um dos isótopos do hidrogênio têm um desvio inferior a 1% em relação ao seu número de massa. É por isso que, normalmente, fazemos

A massa do elemento hidrogênio deve ser calculada como a **média ponderada** das massas dos isótopos que o constituem.

$$M_H = 0,9998 \cdot 1,008 + 0,0002 \cdot 2,014 + 0 \cdot 3,016 \cong 1,008$$



Outro exemplo interessante é o elemento cloro, que apresenta dois isótopos estáveis predominantes.

*Tabela 2: Abundância Relativa dos Isótopos do Cloro*

Isótopo	Abundância
Cloro-35	75,8%
Cloro-37	24,2%

A massa atômica do elemento do elemento cloro é calculada como a média aritmética ponderada entre as massas desses dos isótopos.

$$M_{Cl} = 0,758.35 + 0,242.37 = 26,53 + 8,96 = 35,49 u \cong 35,5 u$$

A massa atômica do cloro é, portanto, aproximadamente 35,5 u.

## 1.2.2. Mol

O mol é a unidade utilizada para expressar a quantidade de matéria na Química.

Como ilustração, podemos pensar em laranjas. Suponha que você é um plantador que está vendendo um carregamento de uma quantidade muito grande de laranjas.

Apesar de serem muitas laranjas, você precisa informar o número de laranjas que estão sendo vendidas para receber o valor a ser pago por elas.

No entanto, não seria uma ideia inteligente contar uma a uma a quantidade de laranjas que estão saindo da sua fazenda, porque você teria tantas laranjas que a contagem levaria vários dias de trabalho de muitos funcionários. Qual a solução, então?

No comércio de produtos agrícolas, o que normalmente se faz é armazenar as laranjas em caixas. Por exemplo, caixas de 50 kg. Em vez de contar o número de frutas, conta-se o número de caixas.

Dessa forma, você pode vender 200 caixas de laranjas. Em vez de contar um imenso número, você só precisou contar as 200 caixas, o que é um trabalho bem mais fácil.

Na Química, acontece a mesma situação.

O número de átomos ou moléculas em um sistema qualquer é uma quantidade tão absurdamente grande que não faz sentido contá-los.

O que se faz é utilizar a mesma ideia das caixas de laranja. Na Química, as caixas se chamam **mol** ou **mole**.



*Um mol é a quantidade de substância de um sistema que contém tantas entidades elementares quanto são os átomos contidos em 0,012 quilograma de carbono-12.*



Essa definição é ligeiramente complicada, mas vamos tentar facilitar para você.

Um átomo de carbono-12 tem a massa de 12 u. Um mol de átomos de carbono-12 tem a massa de 12 g.

De forma semelhante, acontecerá com os demais elementos. Um átomo de hidrogênio-1 tem a massa de 1,008u. Um mol de átomos de hidrogênio-1 tem a massa de 1,008 g.

Vejamos mais alguns exemplos.

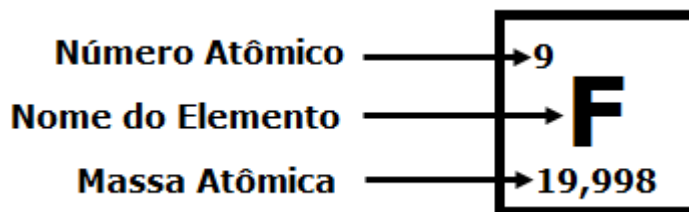
*Tabela 3: Relação entre a Unidade de Massa Atômica e o Mol*

Elemento ou Isótopo	Massa de uma Unidade	Massa de um Mol
<b>Cloro</b>	35,5 u	35,5 g
<b>Oxigênio</b>	16 u	16 g
<b>Flúor</b>	19 u	19 g
<b>Chumbo-206</b>	206 u	206 g

Eu recomendo que você adote a seguinte definição de mol.

Um mol é o fator de conversão que transforma 1 u em 1 g.

Dessa maneira, quando vemos a massa atômica de um elemento químico. Por exemplo, a do flúor.



O valor fornecido é 19,998 u para um único átomo de flúor, mas também se aplica 19,998 g para um mol de átomos de flúor.

Dessa maneira, é semelhante escrever:

$$M = 19,998 \text{ u} = 19,998 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

As massas atômicas ou molares dos elementos podem ser obtidas diretamente da tabela periódica, podem ser fornecidas no início das provas ou diretamente cada questão.

**No caso da Prova do ITA**, as massas molares dos elementos são fornecidas logo no início da prova numa folha de dados.



Tabela 4: Como são fornecidas as massas molares dos elementos na Prova do ITA

**Massas Molares**

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Ni	28	58,69
O	8	16,00	Cu	29	63,55
F	9	19,00	Zn	30	65,38
S	16	32,06	Br	35	79,90

A quantidade exata de átomos em 1 mol de átomos é dada pelo **Número de Avogadro**, que é um número adimensional.

$$N_{AV} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

É relativamente comum aparecer em questões de prova situações em que você precisará converter o número de mols em número de moléculas.

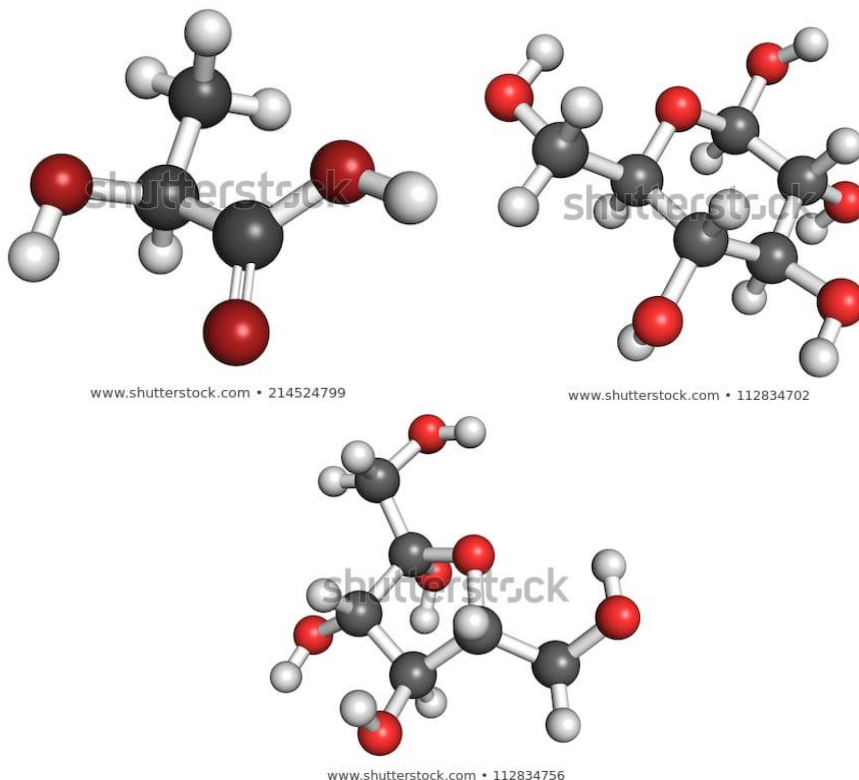
Por exemplo, 1 mol de moléculas equivale a  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas. Para outra quantidade molar, a conversão pode ser feita simplesmente multiplicando pelo Número de Avogadro. Por exemplo, quantas moléculas existem em 3,5 mols?

$$n = 3,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 21,07 \cdot 10^{23} \cong 2,1 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

## 2. Fórmula Molecular

A fórmula molecular indica o **número exato** de elementos numa molécula de um composto qualquer.

Vejamos as moléculas de ácido láctico, glicose e frutose.



Nas três moléculas, podemos proceder à contagem dos átomos de cada elemento.

- Na molécula de ácido láctico, tem-se 3 átomos de carbono, 6 átomos de hidrogênio e 3 átomos de oxigênio. Portanto, a sua fórmula molecular é  $C_3H_6O_3$ .
- Na molécula de glicose, tem-se 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio. Portanto, a sua fórmula molecular é  $C_6H_{12}O_6$ .
- Na molécula de frutose, também se tem 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio. Portanto, a sua fórmula molecular também é  $C_6H_{12}O_6$ .

Tabela 5: Fórmulas Moleculares de Diversos Compostos

Composto	Fórmula Molecular
Água	$H_2O$
Ácido Fluorídrico	$HF$
Ácido Láctico	$C_3H_6O_3$
Glicose	$C_6H_{12}O_6$
Frutose	$C_6H_{12}O_6$

Um fato importante é que a fórmula molecular **não é suficiente para determinar o composto**. É possível que vários compostos diferentes apresentem a mesma fórmula molecular. É o caso da glicose e da frutose.

Além disso, muitas substâncias, como os sólidos covalentes, os metais e os compostos iônicos, não são formados por moléculas. Portanto, essas substâncias não apresentam fórmula molecular.



## 2.1. Massa Molar

A massa molar de uma substância molecular representa a massa de um mol de moléculas daquela substância.

Para qualquer substância, a massa molar pode ser calculado como a **soma das massas molares** dos elementos que a constituem.

Por exemplo, consideremos as massas molares fornecidas na Tabela 6.

*Tabela 6: Massas Molares de Elementos Fornecidas para Exemplos de Cálculo de Massas*

Elemento	Número Atômico	Massa Molar (g/mol)
<b>H</b>	1	1
<b>C</b>	6	12
<b>N</b>	7	14
<b>O</b>	8	16

Vamos treinar o cálculo de massas molares de algumas substâncias.



- 1) **Água:**  $H_2O$
- 2) **Etanol:**  $C_2H_6O$
- 3) **Glicose:**  $C_6H_{12}O_6$
- 4) **Nicotina:**  $C_{10}H_{14}N_2$
- 5) **Ftalimida:**  $C_8H_5O_2N$

E aí, já tentou fazer por conta própria?

Organize as suas contas. Pense bem.

Já fez?

Então, vamos lá.

- 1) A molécula de água é formada por 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Portanto, basta somar as massas molares de cada elemento.

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

- 2) A molécula de etanol é  $C_2H_6O$ , portanto, é formada por 2 átomos de carbono, 6 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio.



$$M_{C_2H_6O} = 2.12 + 6.1 + 1.16 = 24 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

- 3) A molécula de glicose é  $C_6H_{12}O_6$ , portanto, é formada por 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio.

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 6.12 + 12.1 + 6.16 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol}$$

- 4) A molécula de nicotina é  $C_{10}H_{14}N_2$ , portanto, é formada por 10 átomos de carbono, 14 átomos de hidrogênio e 2 átomos de nitrogênio. Agora, devemos somar as massas.

$$M_{C_{10}H_{14}N_2} = 10.12 + 14.1 + 2.14 = 120 + 14 + 28 = 162 \text{ g/mol}$$

- 5) A molécula de ftalimida é  $C_8H_5O_2N$ , portanto, é formada por 8 átomos de carbono, 5 átomos de hidrogênio, 2 átomos de oxigênio e 1 átomo de nitrogênio. Agora, devemos somar as massas.

$$M_{C_8H_5O_2N} = 8.12 + 5.1 + 2.16 + 1.14 = 96 + 5 + 32 + 14 = 147 \text{ g/mol}$$

Rigorosamente, há uma sutil diferença entre 180 u e 180 g/mol. Podemos dizer que a massa de uma molécula de glicose é igual a 180 u. Já a massa de um mol de moléculas de glicose é igual a 180 g.

## 2.2. Relação entre Massa e Quantidade de Matéria

Essa é uma relação muito útil e simples que o aluno deve ter em mente para resolver muitos problemas de Estequiometria.

A massa atômica fornecida pela Tabela Periódica nos indica a massa de um 1 mol. Se queremos saber a massa de 2 mols, devemos multiplicá-la por 2. Se queremos saber a massa de 3 mols, devemos multiplicá-la por 3. E, assim, por diante, se quisermos saber a massa de n mols, devemos multiplicar a massa molar por n.

$$m = n \cdot M$$

Nessa expressão, temos que a massa da substância é igual ao número de mols presentes daquela substância na amostra vezes a massa de um mol.

Porém, mais importante que essa relação é extrair o número de mols presentes de uma substância a partir da massa da amostra.

Em termos práticos, é fácil medir a massa de um material. Como as massas molares são tabeladas, podemos obter o número de mols presentes na amostra pela conta.

$$m = n \cdot M$$

$$\therefore n = \frac{m}{M}$$

Para você não esquecer, podemos escrever essa importante relação em português.





$$\text{número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{massa molar da substância}}$$

### 2.3. Volume Molar

Uma hipótese muito interessante elaborada por Avogadro e que serviu para estabelecer as bases do conceito de mol é que **1 mol de qualquer gás ocupa o mesmo volume, quando submetido às mesmas condições de temperatura e pressão.**

Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), que correspondem a 0 °C e 1 atm, o volume molar é igual a 22,4 litros.

Isso significa que 1 mol de qualquer gás ocupa 22,4 litros, quando submetido a essas condições de temperatura e pressão. Não importa aqui a natureza do gás: oxigênio, vapor de água ou gás natural ocupam exatamente o mesmo volume molar.

A hipótese de Avogadro também é válida para misturas de gases. Por exemplo, se tomarmos o volume de 22,4 litros de atmosfera, que é mistura composta por diversos gases, nas condições normais de temperatura e pressão, teremos exatamente 1 mol de partículas.

Assim, podemos estabelecer uma relação muito importante entre número de mols de gás e o volume ocupado pelo gás:

$$V_{gás} = n_{gás} \cdot V_{molar}$$

Assim, o volume ocupado por 2 mols de oxigênio nas CNTP é igual a 44,8 litros – que corresponde ao dobro de 22,4 litros. O volume ocupado por 5 mols de oxigênio nas CNTP é igual a:

$$V_{gás} = 5 \cdot 22,4 = 112 \text{ L}$$

Vale notar que o volume depende das condições de temperatura e pressão. Portanto, em outras condições, teremos volumes molares diferentes. Desse modo, o enunciado da questão deve te fornecer esses dados.

## 3. Fórmula Mínima

Também chamada de **fórmula empírica**, a fórmula mínima **indica a proporção** do número de átomos dos elementos em uma substância química qualquer.

A palavra chave desse conceito é *proporção*.

Como as substâncias químicas apresentam uma composição fixa, é sempre possível apontar uma proporção entre os seus elementos.

Vejam, por exemplo, o cristal da sílica (dióxido de silício).

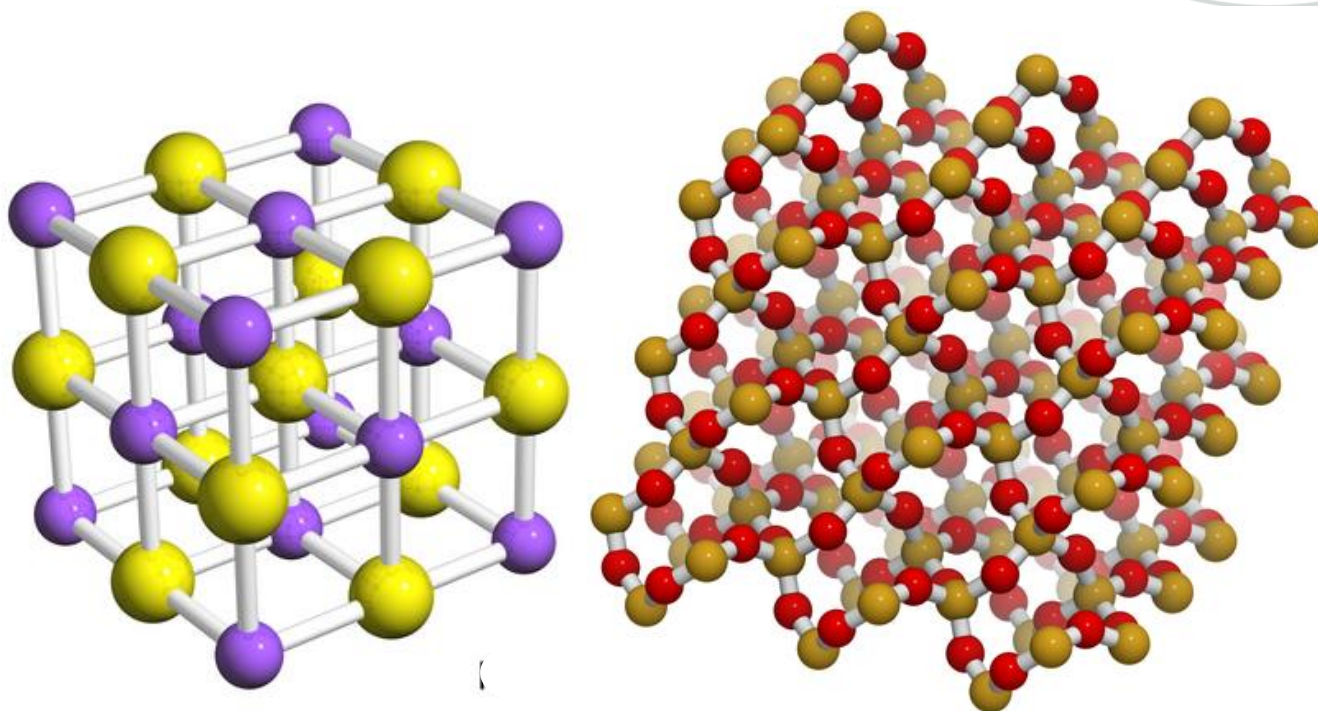


Figura 7: Estruturas do Cloreto de Sódio (NaCl) e do Dióxido de Silício (SiO<sub>2</sub>)

Nas estruturas mostradas na Figura 7, podemos visualizar que, para cada átomo de sódio no cristal de NaCl, existe um átomo de cloro. Por isso, a proporção entre esses dois elementos no cloreto de sódio é de 1:1. É por isso que esse composto apresenta fórmula mínima NaCl.

Note que a fórmula mínima NaCl não significa que um átomo de sódio está ligado a um átomo de cloro. Não é isso, pois, como já havíamos apresentado anteriormente, cada átomo de sódio tem outros seis átomos de cloro à sua volta.

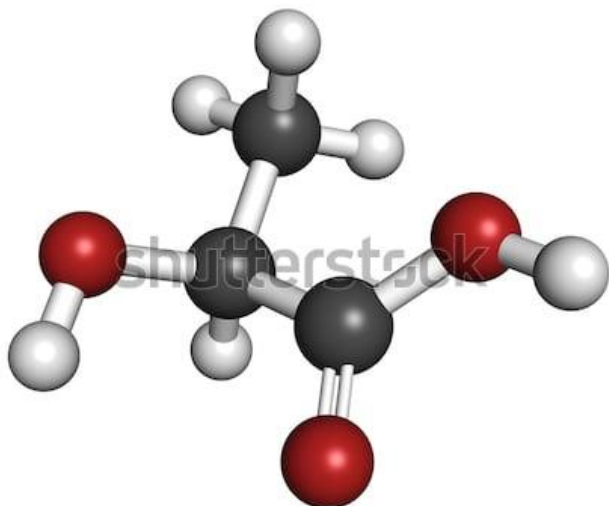
A fórmula mínima não traz nenhuma informação sobre a forma como estão ligados os átomos. Diz apenas que, para cada átomo de sódio, existe um átomo de cloro na estrutura do NaCl.

Ainda na mesma figura, note que, na estrutura do dióxido de silício, para cada um átomo de Silício (em marrom), existem dois átomos de oxigênio (em vermelho).

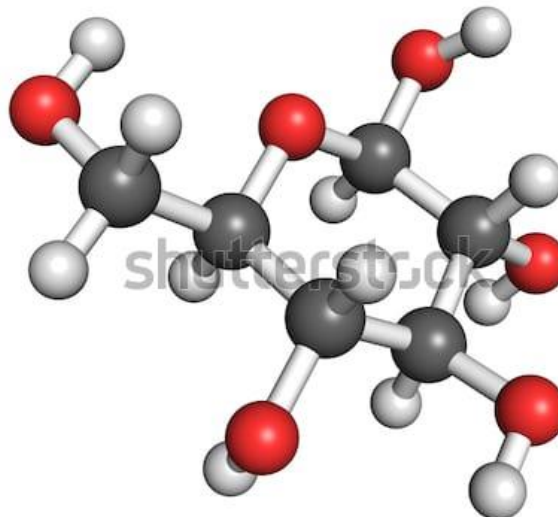
É por isto que a fórmula mínima da sílica é SiO<sub>2</sub>.

O coeficiente “2” no elemento de oxigênio indica a proporção de átomos desse elemento na estrutura do composto.

A fórmula mínima também pode ser obtida para estruturas moleculares. Um caso interessante envolve as moléculas de ácido láctico e glicose.



www.shutterstock.com • 214524799



www.shutterstock.com • 112834702

Tanto o ácido láctico como a glicose são moléculas e, por isso, podemos contar diretamente o número de átomos de cada elemento:

- Na molécula de ácido láctico, tem-se 3 átomos de carbono, 6 átomos de hidrogênio e 3 átomos de oxigênio. Tem-se, portanto, uma proporção 3:6:3, que pode ser simplificada para 1:2:1.
- Na molécula de glicose, tem-se 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 6 átomos de oxigênio. Tem-se, portanto, uma proporção 6:12:6, que também pode ser simplificada para 1:2:1.

Dessa forma, em ambas as moléculas, tem-se a proporção de átomos dos elementos seguindo a proporção um átomo de carbono para dois átomos de hidrogênio para um átomo de oxigênio (1:2:1). Sendo assim, se pode dizer que a fórmula mínima de ambos os compostos é  $\text{CH}_2\text{O}$ .

Concluimos que é plenamente possível que compostos diferentes apresentem a mesma fórmula mínima.

No caso de uma substância simples, a fórmula mínima é apenas o elemento que a constitui. Por exemplo, a fórmula mínima do diamante é simplesmente C, porque o diamante é formado unicamente por grafite.

Composto	Fórmula Molecular	Fórmula Mínima
Água	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}$
Ácido Fluorídrico	$\text{HF}$	$\text{HF}$
Ácido Láctico	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	$\text{CH}_2\text{O}$
Glicose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{CH}_2\text{O}$
Frutose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{CH}_2\text{O}$
Hélio	$\text{He}$	$\text{He}$
Cloreto de Sódio	–	$\text{NaCl}$
Grafite	–	$\text{C}$
Diamante	–	$\text{C}$



<b>Ferro</b>	–	<i>Fe</i>
--------------	---	-----------

É importante não confundir conceitos. Não se pode dizer que o ferro (Fe) é formado por átomos isolados nem que é uma substância monoatômica, porque o ferro não é formado por moléculas e a fórmula “Fe” é a sua fórmula mínima.

Por outro lado, no caso do gás nobre Hélio, ele realmente se apresenta na forma de átomos isolados ou de moléculas monoatômicas. Portanto, a fórmula “He” se refere à sua fórmula molecular que, no caso, é igual à fórmula mínima.

### 3.1. Massa de Fórmula

Analogamente à massa molar, pode-se calcular a massa de fórmula. Para aprender a lidar com a massa de fórmula, vamos considerar as massas molares de mais alguns elementos.

*Tabela 7: Massas Molares de Elementos Fornecidas para Exemplos de Cálculo de Massas*

Elemento	Número Atômico	Massa Molar (g/mol)
<b>H</b>	1	1
<b>C</b>	6	12
<b>N</b>	7	14
<b>O</b>	8	16
<b>Na</b>	11	23
<b>Mg</b>	12	24
<b>Si</b>	14	28
<b>Cl</b>	17	35,5
<b>K</b>	19	39
<b>Ca</b>	20	40



- 1) Cloreto de Sódio: NaCl
- 2) Sílica: SiO<sub>2</sub>
- 3) Cloreto de Magnésio: MgCl<sub>2</sub>
- 4) Carbonato de Cálcio: CaCO<sub>3</sub>



E aí, já tentou fazer por conta própria?

Organize as suas contas. Pense bem.

Já fez?

Então, vamos lá.

- 1) A fórmula de cloreto de sódio é formada por 1 átomos de sódio e 1 átomo de cloro. Portanto, basta somar as massas molares de cada elemento.

$$M_{NaCl} = 1.23 + 1.35,5 = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

Essa massa de fórmula significa que 1 mol de fórmulas de NaCl tem a massa de 58,5 g. Não podemos dizer que 1 mol de moléculas de NaCl, porque essa substância não é molecular. Lembre-se que 1 mol de fórmulas de NaCl é constituído por 1 mol de átomos de sódio (Na) e 1 mol de átomos de cloro (Cl).

- 2) A fórmula da sílica é formada por 1 átomo de silício e 2 átomos de oxigênio. Façamos o mesmo procedimento do item anterior.

$$M_{SiO_2} = 1.28 + 2.16 = 28 + 32 = 60 \text{ g/mol}$$

Novamente, não podemos falar que 1 mol de moléculas de sílica, pois esse composto não é molecular. Porém, podemos dizer que 1 mol de fórmulas de sílica tem a massa de 60 g. Nessa quantidade de matéria, encontram-se 1 mol de átomos de silício e 2 mols de oxigênio devido à estequiometria do sólido covalente.

- 3) A fórmula de cloreto de magnésio é formada por 1 átomo de magnésio e 2 átomos de cloro. Façamos o mesmo procedimento do item anterior.

$$M_{MgCl_2} = 1.24 + 2.35,5 = 24 + 71 = 95 \text{ g/mol}$$

- 4) A fórmula do carbonato de cálcio é formada por 1 átomo de cálcio, 1 átomo de carbono e 3 átomos de oxigênio. Portanto, basta somar as massas molares de cada elemento.

$$M_{CaCO_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 40 + 12 + 48 = 100 \text{ g/mol}$$





É importante reparar a diferença de linguagem entre quando falamos sobre a massa da fórmula molecular e a massa da fórmula mínima.

Quando falamos que a massa molar da glicose (substância molecular) é 180 g/mol, queremos dizer que 1 mol de **moléculas** de glicose tem a massa de 180 g.

Por outro lado, quando dizemos que a massa molar do cloreto de sódio (substância não-molecular) é 58,5 g/mol, queremos dizer que 1 mol de **fórmulas** de cloreto de sódio tem a massa de 58,5 g.

É muito comum você ouvir falar em uma solução aquosa 0,1 mol/L de cloreto de magnésio ( $MgCl_2$ ). Esse modo de falar significa que a solução é formada 0,1 mol de fórmulas de cloreto de magnésio por 1 L de solução. Significa, ainda, que existem 0,1 mol/L de átomos de magnésio (Mg) e 0,2 mol/L de átomos de cloro (Cl) na solução.

### 3.2. Relação entre Fórmula Molecular e Fórmula Mínima

No caso de substâncias moleculares, a **fórmula molecular é sempre um múltiplo da fórmula mínima**.

Tomemos como exemplo o ácido láctico e a glicose, que são duas substâncias diferentes que apresentam a mesma fórmula mínima, mas diferentes fórmulas moleculares. A fórmula mínima dessas duas substâncias é  $CH_2O$ .

Se a fórmula mínima de uma substância molecular é  $CH_2O$ , podemos estabelecer que a sua fórmula molecular é um múltiplo.

Tabela 8: Relação entre Fórmulas Mínima e Molecular

Fórmula Mínima	Fórmula Molecular	Exemplos	
$CH_2O$	$C_nH_{2n}O_n$	Ácido Láctico (n = 3) $C_3H_6O_3$	Glicose (n = 6) $C_6H_{12}O_6$
$CH_2$	$C_nH_{2n}$	Etileno (n = 2) $C_2H_4$	Propeno (n = 3) $C_3H_6$



#### 1. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Por meio de espectrometria de massas, mostrou-se que a massa molar do ácido ascórbico, principal componente da vitamina C, era igual a 176 g. Sabendo-se que a sua fórmula mínima é  $C_3H_4O_3$ , qual é a fórmula molecular dessa substância?

#### Comentários

A massa da fórmula mínima do ácido ascórbico é:



$$M_{C_3H_4O_3} = 3.12 + 4.1 + 3.16 = 36 + 4 + 48 = 88 \text{ g/mol}$$

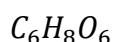
Como a fórmula molecular é um múltiplo da fórmula mínima, podemos afirmar que a sua massa molar é também um múltiplo da massa da fórmula mínima.

$$M = n.88$$

$$176 = n.88$$

$$\therefore n = \frac{176}{88} = 2$$

Dessa maneira, a fórmula molecular corresponde ao dobro da fórmula mínima ( $n = 2$ ). Basta, portanto, multiplicar os coeficientes da fórmula mínima por 2.

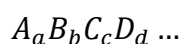


**Gabarito:**  $C_6H_8O_6$

### 3.3. Teor Elementar

Ao lidar com uma fórmula mínima, podemos determinar o percentual em massa que determinado elemento ocupa em uma amostra de uma substância qualquer.

Para isso, perceba que a fórmula mínima traz a proporção molar entre os elementos que compõem aquele composto. Para entender o que isso significa, considere uma expressão genérica.



Essa fórmula mínima indica uma proporção molar, o que, em termos de equações, significa:

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d} = \dots = n$$

$$\frac{\text{número de mols do elemento}}{\text{coeficiente estequiométrico}} = \text{número de mols de fórmulas na amostra}$$

A equação acima nos diz que o número de mols de cada elemento dividido pelo seu respectivo coeficiente estequiométrico é igual ao número de mols de fórmulas presentes na amostra.

Para entender essa relação, vamos a um exemplo.

#### 2. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

**Em uma amostra de cloreto de magnésio ( $MgCl_2$ ), tem-se uma quantidade de 0,1 mol de átomos de magnésio (Mg). Quantos mols de cloro existem nessa amostra? E quantas fórmulas existem nessa amostra?**

#### Comentários

A fórmula mínima indica que, em 1 mol de fórmulas de  $MgCl_2$ , encontram-se 1 mol de átomos de magnésio (Mg) e 2 mols de átomos de cloro (Cl).

$$\frac{n_{Mg}}{1} = \frac{n_{Cl}}{2} = n$$

Como a fórmula molecular é um múltiplo da fórmula mínima, podemos afirmar que a sua massa molar é também um múltiplo da massa da fórmula mínima.

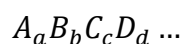


$$\frac{0,1}{1} = \frac{n_{Cl}}{2} \therefore n_{Cl} = 0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ mol}$$

$$\frac{0,1}{1} = n = 0,1 \text{ mol}$$

**Gabarito: 0,2 mol; 0,1 mol**

Porém, o teor elementar que realmente nos interessa é dado em percentuais de massa. Para isso, devemos utilizar a conversão de número de mols em massa.



Para isso, devemos notar que a massa ocupada pelo elemento A em 1 mol de fórmulas desse composto é igual ao produto de sua massa elementar pelo seu respectivo coeficiente estequiométrico.

Vejam os exemplos para facilitar.



Determine o teor em massa de cada um dos elementos nas substâncias a seguir.

- 1) **Água:**  $H_2O$
- 2) **Cloreto de Sódio:**  $NaCl$
- 3) **Carbonato de Cálcio:**  $CaCO_3$
- 4) **Glicose:**  $C_6H_{12}O_6$

E aí, já tentou fazer por conta própria?

Organize as suas contas. Pense bem.

Já fez?

Então, vamos lá.

- 1) A molécula de água é formada por 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Já calculamos a massa molar dessa substância anteriormente.

$$M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Em 1 mol de moléculas de água, temos a massa de 18 g. Pela estequiometria da molécula, temos também 2 mols de átomos de hidrogênio. Podemos calcular a massa referente a eles.

$$m_H = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}$$

O teor em massa de hidrogênio pode ser calculado pela razão.

$$\%H = \frac{\text{porção de hidrogênio}}{\text{massa total}} = \frac{2}{18} = 0,1111 \cong 11,11\%$$





Como a molécula é formada apenas por hidrogênio e oxigênio, o teor em massa de oxigênio é o que falta para dar 100%.

$$\%O = 100\% - 11,11\% = 88,89\%$$

Podemos fazer a determinação do teor em massa de cada elemento, se notarmos uma interessante forma de destrinchar a fórmula molecular.

$M_{H_2O} =$	<b>2.1</b>	+	<b>1.16</b>	<b>= 18 g/mol</b>
	Porção de Hidrogênio		Porção de Oxigênio	Total

$$\%H = \frac{\text{porção de hidrogênio}}{\text{massa total}} = \frac{2.1}{2.1 + 1.16} = \frac{2}{18} = 0,1111 \cong 11,11\%$$

$$\%O = \frac{\text{porção de oxigênio}}{\text{massa total}} = \frac{1.16}{2.1 + 1.16} = \frac{16}{18} = 0,8889 \cong 88,89\%$$

Sendo assim, a composição mássica da água é 11,11% de hidrogênio e 88,89% de oxigênio.

- 2) A fórmula (lembre-se que não podemos dizer molécula) de cloreto de sódio é formada por 1 átomo de sódio (Na) e 1 átomo de cloro (Cl). Vamos utilizar o mesmo esquema que utilizamos anteriormente, destrinchando o cálculo da massa de fórmula.

$M_{NaCl} =$	<b>1.23</b>	+	<b>1.35,5</b>	<b>= 58,5 g/mol</b>
	Porção de Sódio (Na)		Porção de Cloro (Cl)	Total

Agora, podemos determinar o teor em massa de cada elemento no composto.

$$\%Na = \frac{\text{porção de sódio}}{\text{massa total}} = \frac{1.23}{1.23 + 1.35,5} = \frac{23}{58,5} = 0,393 \cong 39,3\%$$

$$\%O = \frac{\text{porção de oxigênio}}{\text{massa total}} = \frac{1.35,5}{1.23 + 1.35,5} = \frac{35,5}{58,5} = 0,607 \cong 60,7\%$$

- 3) Analogamente, a fórmula (lembre-se que não podemos dizer molécula) de carbonato de cálcio é formada por 1 átomo de cálcio (Ca), 1 átomo de carbono (C) e 3 átomos de oxigênio (O). Vamos utilizar o mesmo esquema que utilizamos anteriormente, destrinchando o cálculo da massa de fórmula.



$M_{CaCO_3} =$	1.40	+	1.12	+	3.16	$= 100 \text{ g/mol}$
	Porção de Cálcio (Ca)		Porção de Carbono (C)		Porção de Oxigênio (O)	Total

Agora, podemos determinar o teor em massa de cada elemento no composto.

$$\%Ca = \frac{\text{porção de cálcio}}{\text{massa total}} = \frac{1.40}{1.40 + 1.12 + 3.16} = \frac{40}{100} = 0,40 \cong 40\%$$

$$\%C = \frac{\text{porção de carbono}}{\text{massa total}} = \frac{1.12}{1.40 + 1.12 + 3.16} = \frac{12}{100} = 0,12 \cong 12\%$$

$$\%O = \frac{\text{porção de oxigênio}}{\text{massa total}} = \frac{3.16}{1.40 + 1.12 + 3.16} = \frac{48}{100} = 0,48 \cong 48\%$$

4) Por fim, a molécula de glicose é  $C_6H_{12}O_6$ . Vamos destrinchá-la.

$M_{C_6H_{12}O_6} =$	6.12	+	12.1	+	6.16	$= 180 \text{ g/mol}$
	Porção de Carbono (C)		Porção de Hidrogênio (H)		Porção de Oxigênio (O)	Total

Agora, podemos determinar o teor em massa de cada elemento no composto.

$$\%C = \frac{\text{porção de carbono}}{\text{massa total}} = \frac{6.12}{6.12 + 12.1 + 6.16} = \frac{72}{180} = 0,40 \cong 40,0\%$$

$$\%H = \frac{\text{porção de hidrogênio}}{\text{massa total}} = \frac{12.1}{6.12 + 12.1 + 6.16} = \frac{12}{180} = 0,067 \cong 6,7\%$$

$$\%O = \frac{\text{porção de oxigênio}}{\text{massa total}} = \frac{6.16}{6.12 + 12.1 + 6.16} = \frac{96}{180} = 0,533 \cong 53,3\%$$



### 3. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Analise a tabela, que mostra a composição de alguns minerais de ferro.



Mineral	Composição	Massa molar (g/mol)
<b>Goethita</b>	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	178
<b>Hematita</b>	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	160
<b>Pirita</b>	$\text{FeS}_2$	120
<b>Siderita</b>	$\text{FeCO}_3$	116

Dados: Massas Molares: Fe = 56 g/mol, C = 12 g/mol, O = 16 g/mol, S = 32 g/mol

Os minerais que apresentam maior e menor porcentagem em massa de ferro são, respectivamente,

- hematita e pirita.
- goethita e hematita.
- hematita e siderita.
- goethita e pirita.
- pirita e siderita.

### Comentários

Para se calcular o teor de ferro em cada minério, devemos aplicar a seguinte razão.

$$\%Fe = \frac{\text{porção de Fe}}{\text{massa total do minério}}$$

Para a goethita, temos:

$$\%Fe = \frac{2.56}{178} = \frac{112}{178} \cong 0,63 = 63\%$$

Para a hematita, temos:

$$\%Fe = \frac{2.56}{160} = \frac{112}{160} \cong 0,70 = 70\%$$

Para a pirita, temos:

$$\%Fe = \frac{1.56}{120} = \frac{56}{120} \cong 0,47 = 47\%$$

Por fim, para a siderita, temos:

$$\%Fe = \frac{1.56}{116} = \frac{56}{116} \cong 0,48 = 48\%$$

Portanto, a hematita possui o maior teor de ferro e a pirita possui o menor.

Para intensificar o seu treinamento, poderíamos também calcular as massas molares dos minérios cobrados. Embora tenham sido fornecidas nessa questão, é bastante comum que as questões de prova exijam seu cálculo.

$$M_{\text{goethita}} = 2.56 + 3.16 + 2.1 + 1.16 = 112 + 48 + 2 + 16 = 178$$

$$M_{\text{hematita}} = 2.56 + 3.16 = 112 + 48 = 160$$



$$M_{pirita} = 1.56 + 2.32 = 56 + 64 = 120$$

$$M_{siderita} = 1.56 + 1.12 + 3.16 = 56 + 12 + 48 = 116$$

No caso dessa questão, o aluno também poderia responder sem fazer nenhuma conta, o que te daria muita velocidade na hora da prova. Para isso, o aluno deve ter em mente a expressão:

$$\%Fe = \frac{\text{porção de Fe}}{\text{massa total do minério}}$$

Perceba que o teor de ferro é diretamente proporcional ao número de átomos de ferro presentes na fórmula e inversamente proporcional à massa total do minério. Sendo assim, podemos analisar esses dois fatores.

Veja que a goethita e a hematita possuem 2 átomos de ferro por fórmula, enquanto que a pirita e a siderita possuem apenas 1 átomo de ferro. As massas molares da pirita e da siderita realmente são menores, porém, são maiores que a metade das massas molares da goethita e da hematita. Portanto, estes dois últimos minérios apresentam maior teor de ferro do que aqueles dois últimos.

Entre a goethita e a hematita, a hematita possui menor massa molar e a mesma quantidade de átomos de ferro por fórmula, portanto, terá o maior teor de ferro.

Entre a pirita e a siderita, a pirita possui maior massa molar e a mesma quantidade de átomos de ferro por fórmula, portanto, terá o menor teor de ferro.

**Gabarito: A**

---

#### 4. (PUC Camp / SP – 2017)

Analise a tabela, que mostra a composição de alguns minerais de ferro.

Fertilizantes do tipo NPK possuem proporções diferentes dos elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Uma formulação comum utilizada na produção de pimenta é a NPK 4-30-16, que significa 4% de nitrogênio total, 30% de  $P_2O_5$  e 16% de  $K_2O$ , em massa.

Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100 g desse fertilizante é de, aproximadamente,

Dados:

Massas molares ( $g \cdot mol^{-1}$ )

O = 16,0

P = 31,0

- a) 0,25.
- b) 0,33.
- c) 0,42.
- d) 0,51.
- e) 0,68.



## Comentários

É importante observar que o elemento fósforo somente está presente no  $P_2O_5$ . Portanto, para calcular o número de mols de fósforo presente no fertilizante, primeiramente, devemos calcular a massa de  $P_2O_5$  nele presente, que é 30% da massa total.

$$m_{P_2O_5} = 0,30 \cdot 100 = 30 \text{ g}$$

O número de mols de  $P_2O_5$  é dado pela razão entre a massa e a massa molar. Primeiramente, então, calcularemos a massa molar do óxido.

$$M_{P_2O_5} = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 62 + 80 = 142$$

$$n_{P_2O_5} = \frac{\text{massa de } P_2O_5}{\text{massa molar de } P_2O_5} = \frac{m_{P_2O_5}}{M_{P_2O_5}} = \frac{30}{142} \cong 0,21 \text{ mol}$$

Devemos observar que existem 2 átomos de fósforo em cada molécula de  $P_2O_5$ , portanto, o número de mols de fósforo é o dobro.

$$n_P = 2 \cdot n_{P_2O_5} = 2 \cdot 0,21 = 0,42 \text{ mol}$$

**Gabarito: C**

## 3.4. Análise Centesimal

Também conhecida como análise de massa, é uma das técnicas mais utilizadas em laboratório para a determinação da **fórmula mínima** de um composto.

Consiste em determinar os percentuais de massa que cada elemento ocupa no composto. Por exemplo, a nicotina é composta em massa por:

- 74,1% de carbono;
- 17,3% de nitrogênio;
- 8,6% de hidrogênio

Além disso, deve-se considerar as massas atômicas: N = 14 u, C = 12 u, H = 1 u.

Com base nesses dados, qual é a fórmula mínima da substância?

Como a substância é formada por apenas esses três elementos, sua fórmula mínima deve ser no formato  $C_cH_hO_o$ , cujos coeficientes devem ser determinados.

Um ponto importante que o aluno deve saber é que a **fórmula mínima representa** uma proporção entre o número de átomos, ou seja, **uma proporção molar**.

No entanto, os problemas desse gênero normalmente fornecem uma proporção em massa. Por isso, será necessário fazer a conversão entre massa e número de mols. Já vimos que o fator responsável por essa conversão é a massa molar.

Vamos lá, então. Em uma amostra de 100 g de nicotina, tem-se: 74,4 g de carbono, 17,3 g de nitrogênio e 8,6 g de hidrogênio. Agora, vamos calcular o número de mols de cada um dos elementos presentes na amostra.

$$C: \frac{74,4}{12} = 6,175 \text{ mol}$$



$$H: \frac{8,6}{1} = 8,6 \text{ mol}$$

$$N: \frac{17,3}{14} = 1,24 \text{ mol}$$

Como desejamos obter uma proporção entre os números de mols de cada elemento, podemos dividir pelo número de mols encontrado:

$$C: \frac{6,175}{1,24} = 4,98 \approx 5$$

$$H: \frac{8,6}{1,24} = 6,94 \approx 7$$

$$N: \frac{1,24}{1,24} = 1$$

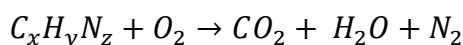
Dessa forma, concluímos que a nicotina apresenta uma proporção de  $C_5H_7N_1$ . O índice 1 pode ser omitido, portanto, escrevemos simplesmente  $C_5H_7N$ .

### 3.5. Análise de Combustão

É muito comum, no caso de compostos orgânicos, realizar a análise centesimal depois de queimar uma amostra do material.

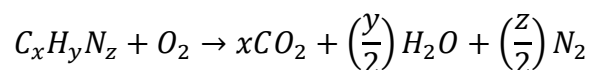
Essa técnica facilita bastante, porque os produtos das combustões desses compostos são facilmente separáveis e identificáveis. Normalmente, são produzidos dióxido de carbono ( $CO_2$ ) e água ( $H_2O$ ). Ocasionalmente, se produz nitrogênio gasoso ( $N_2$ ) e dióxido de enxofre ( $SO_2$ ).

Uma dica muito interessante é que os coeficientes da fórmula mínima podem ser obtidos diretamente pela razão entre os números de mols dos produtos formados. Vejamos um caso geral de uma molécula desconhecida de fórmula mínima  $C_xH_yN_z$ .



Podemos balancear os elementos componentes da molécula a ser queimada com facilidade.

- Como existem x mols de carbono no lado dos reagentes, devem existir x mols no lado dos produtos. Portanto, precisamos do coeficiente x  $CO_2$ .
- Da mesma forma, como existem y mols de hidrogênio no lado dos reagentes, devem existir y mols no lado dos produtos, portanto, precisamos do coeficiente y/2  $H_2O$  – já que cada molécula de água possui dois hidrogênios.
- Por fim, se existem z mols de nitrogênio no lado dos reagentes, devem existir z mols no lado dos produtos, portanto, precisamos do coeficiente z/2  $N_2$ .



Agora, podemos observar que os números de mols dos produtos devem seguir à proporção dada pelos coeficientes estequiométricos, que são, respectivamente, x, y/2 e z/2. Portanto, temos:

$$\frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{y/2}$$



Com base nisso, podemos determinar a razão entre os coeficientes do carbono e do hidrogênio na molécula investigada. Melhor entender isso com um exemplo.



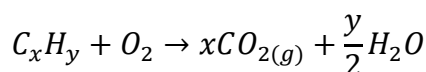
## 5. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

A queima completa de um composto formado apenas por carbono e hidrogênio resultou numa mistura de gás carbônico e água com proporção em massa de 64,7% de gás carbônico. Determine a fórmula mínima desse composto.

Dadas as massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16.

### Comentários

Primeiramente, vamos escrever a equação genérica de uma combustão de um composto formado unicamente por carbono e hidrogênio.



A massa molar dos produtos é:

$$CO_2: 1.12 + 2.16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$H_2O: 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

Em 100g do produto da combustão completa, temos 64,7g de gás carbônico e 35,3g de água. Precisamos transformar essa proporção em massa em número de mols. Para isso, devemos dividir pela massa molar.

$$(x) - n_{CO_2}: \frac{64,7}{44} = 1,47 \text{ mol}$$

$$\left(\frac{y}{2}\right) - n_{H_2O}: \frac{35,3}{18} = 1,96 \text{ mol}$$

Simplificando pelo menor índice, temos:

$$x = \frac{1,47}{1,47} = 1$$

$$\frac{y}{2} = \frac{1,96}{1,47} = 1,33$$

Nesse caso, o índice da água não deu inteiro. No entanto, podemos transformar esse índice em inteiro multiplicando por 3:

$$x = 1.3 = 3$$

$$\frac{y}{2} = 3.1,33 \cong 4 \therefore y = 2.4 = 8$$

Sendo assim, temos que a fórmula mínima do hidrocarboneto é  $C_3H_8$ .

Esse hidrocarboneto é o propano, um derivado do petróleo que está entre os componentes do gás liquefeito de petróleo (GLP) ou gás de cozinha. É um gás inodoro, por isso costuma-se adicionar impurezas



com odor forte para que seja possível identificar quando ocorrer um vazamento numa residência. Além disso, o propano também é utilizado como propulsor de aerossóis.

**Gabarito:** C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>

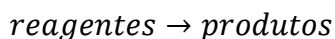


A análise centesimal e a análise de combustão somente trazem informações sobre a fórmula mínima, não sendo suficientes para determinar a fórmula molecular do composto.

## 4. Equações Químicas

Uma reação química consiste num rearranjo de átomos que provoca uma transformação na composição da matéria. Uma reação é composta por reagentes e produtos. Os reagentes são os componentes do estágio inicial da mistura que reagem entre si (ou se combinam) para formar os produtos, que são os componentes do estágio final.

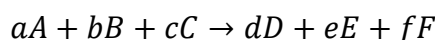
A equação química explicita os reagentes e os produtos e a proporção em que eles se combinam ou se formam. Tem a seguinte forma geral:



A seta  $\rightarrow$  deve ser interpretada como “produz” ou “se combinam para formar”.

### 4.1. Proporção Estequiométrica

Uma equação química virá na seguinte forma geral.



Nessa expressão genérica, os reagentes são as substâncias A, B e C que estão do lado esquerdo da seta; os produtos são as substâncias D, E e F que estão do lado direito da seta; e os termos  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$ ,  $e$ ,  $f$  são os **coeficientes estequiométricos**.

O Princípio da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier estabelece que os elementos químicos não podem ser criados ou destruídos em uma reação química. Quando os coeficientes estequiométricos são escolhidos de tal forma que o número de mols de todos os elementos envolvidos na reação é preservado, ou seja, é igual tanto nos reagentes como nos produtos, a reação química é dita **balanceada**.

Aprenderemos daqui a pouco métodos para balancear uma reação química. Mas, por hora, **você precisa aprender o significado dos coeficientes estequiométricos** quando a equação química já está balanceada.





TOME  
NOTA!



Os coeficientes estequiométricos em uma equação balanceada indicam a proporção molar da porção dos reagentes que **efetivamente reagem em uma reação química**.

Esse conceito é bastante importante, pois os reagentes podem ser misturados em basicamente qualquer proporção. Porém, **o que reage sempre reage na proporção estequiométrica**.

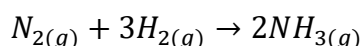
Isso significa que podemos escrever:

$$-\frac{\Delta n_A}{a} = -\frac{\Delta n_B}{b} = -\frac{\Delta n_C}{c} = \frac{\Delta n_D}{d} = \frac{\Delta n_E}{e} = \frac{\Delta n_F}{f}$$

O sinal negativo indica apenas os reagentes são consumidos na reação, logo o seu número de mols diminui. Já os produtos são formados na reação, logo o seu número de mols aumenta. Esse sinal costuma ser omitido. Não há problema de omitir, se você se lembrar quais são os reagentes e quais são os produtos.

Com base nisso, uma das ferramentas mais úteis que você precisa aprender para a Química é **tabela estequiométrica**. Essa tabela indica a quantidade inicial dos reagentes e produtos que foram misturados, o quanto reagiu e o quanto ficou ao final.

Considere, por exemplo, a reação balanceada de formação da amônia a partir de nitrogênio e hidrogênio.



Os coeficientes estequiométricos mostram que a reação ocorre sempre na proporção 1:3:2. Ou seja, 1 mol de nitrogênio reage com 3 mols de hidrogênio para formar 2 mols de amônia.

Se, por acaso, reagir 2 mols de nitrogênio, a proporção será mantida. Reagirão 6 mols de hidrogênio e serão formados 4 mols de amônia.

Se reagir 0,5 mol de nitrogênio, a proporção também será mantida, portanto, também reagirão 1,5 mol de hidrogênio, formando 1 mol de amônia.

Em linhas gerais, podemos equacionar:

$$\frac{\Delta N_2}{1} = \frac{\Delta H_2}{3} = \frac{\Delta NH_3}{2}$$

Suponha que tenhamos misturado 6 mol de nitrogênio, 10 mol de hidrogênio e 1 mol de amônia e que apenas 30% do hidrogênio tenha reagido.

De posse dessas informações, podemos calcular o quanto reagiu de nitrogênio e o quanto foi formado de amônia.

A porção de hidrogênio que reagiu foi 30% dos 10 mol, portanto, 3 mol.

$$\frac{\Delta N_2}{1} = \frac{\Delta H_2}{3} \therefore \frac{\Delta N_2}{1} = \frac{3}{3} \therefore \Delta N_2 = 1 \text{ mol}$$

$$\frac{\Delta N_2}{1} = \frac{\Delta NH_3}{2} \therefore \frac{1}{1} = \frac{\Delta NH_3}{2} \therefore \Delta NH_3 = 2 \text{ mol}$$



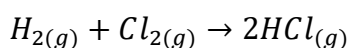
Com base nessas informações, podemos construir a seguinte tabela.

*Tabela 9: Tabela Estequiométrica*

	$N_{2(g)}$	+ 3 $H_{2(g)}$	→	2 $NH_{3(g)}$	
<b>Início</b>	6 mol	10 mol		1 mol	
<b>Reage (forma)</b>	- 1 mol	-3 mol		+2 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	<b>5 mol</b>	<b>7 mol</b>		<b>3 mol</b>	

A fim de fixar melhor, vamos ver mais um exemplo.

Considere um sistema reacional em que se produz cloreto de hidrogênio por meio da seguinte reação balanceada.



Quanto de hidrogênio é necessário para produzir 3 mol de HCl?

Para responder a essa pergunta, devemos utilizar a proporção molar garantida pelos coeficientes estequiométricos.

$$\frac{\Delta H_2}{1} = \frac{\Delta HCl}{2}$$

$$\therefore \Delta H_2 = \frac{3}{2} = 1,5 \text{ mol}$$

Portanto, o consumo de hidrogênio foi de 1,5 mol.

### 4.1.1. Proporção em Massa

Os coeficientes estequiométricos indicam diretamente a proporção molar entre o que reagiu. Mas é também possível adaptar essa relação para tratar a proporção mássica.

Para atingir esse propósito, basta lembrar que o número de mols de um elemento qualquer em uma amostra é igual à razão entre a massa da amostra e a massa molar.

$$\text{número de mols de } X = \frac{\text{massa de } X}{\text{massa molar de } X} \text{ ou } n = \frac{m}{M}$$

Procedendo à substituição, pode-se escrever que:

$$-\frac{\Delta m_A}{a \cdot M_A} = -\frac{\Delta m_B}{b \cdot M_B} = -\frac{\Delta m_C}{c \cdot M_C} = \frac{\Delta m_D}{d \cdot M_D} = \frac{\Delta m_E}{e \cdot M_E} = \frac{\Delta m_F}{f \cdot M_F}$$

Na maioria das vezes, no entanto, é mais fácil converter a massa em número de mols para fazer as contas. Vejamos um exemplo.



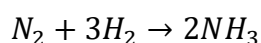
## 6. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Determine a massa de nitrogênio que deve ser utilizada para produzir 34 g de amônia.

Dados: H = 1, N = 14

### Comentários

Primeiramente, vamos calcular as massas molares das substâncias envolvidas na reação.



$$M_{N_2} = 2.14 = 28g/mol$$

$$M_{H_2} = 2.1 = 2 g/mol$$

$$M_{NH_3} = 1.14 + 3.1 = 17 g/mol$$

O número de mols de amônia que foram produzidos pode ser calculado a partir da massa molar.

$$n_{NH_3} = \frac{\text{massa de amônia}}{\text{massa molar da amônia}} = \frac{m_{NH_3}}{M_{NH_3}} = \frac{34}{17} = 2mol$$

Agora, podemos aplicar a proporção estequiométrica para calcular o número de mols de nitrogênio envolvida nessa produção de 2 mols de amônia.

$$\frac{n_{N_2}}{1} = \frac{n_{NH_3}}{2} \therefore n_{N_2} = \frac{2}{2} = 1 mol$$

Agora, basta multiplicar pela massa molar para chegar à massa de nitrogênio envolvida no processo.

$$m_{N_2} = \text{número de mols} \cdot \text{massa molar} = 1.28 = 28 g$$

**Gabarito: 28 g**

## 4.2. Reações de Combustão

As reações de combustão são muito importantes com inúmeras aplicações práticas. Sua principal característica é **a grande liberação de energia**, por isso, são utilizadas tanto para cozinhar comida no fogão como para mover veículos motorizados, desde carros de passeio a foguetes.

Dada a sua importância, esse é o primeiro tipo de reação química que vamos abordar nesse curso.

As combustões são, mais precisamente, reações de oxirredução – portanto, somente nesse capítulo, abordaremos o conceito mais preciso – que envolvem dois reagentes básicos: o combustível e o comburente.



Por enquanto, o comburente será a espécie química que doa um elemento muito eletronegativo, que, na maioria dos casos, será o oxigênio.

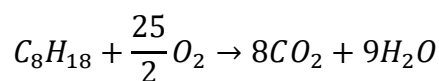
Já o combustível é a substância que será desintegrada. Todos os elementos da substância combustível são separados e receberão a maior quantidade de oxigênio possível. Vejamos os principais exemplos.

Tabela 10: Alguns Elementos e seu Produto na Combustão

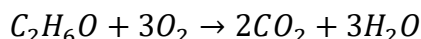
Elemento	Resultado da Combustão
<b>C</b>	CO <sub>2</sub>
<b>H</b>	H <sub>2</sub> O
<b>Mg</b>	MgO

Vejamos, agora, alguns exemplos de combustões químicas.

- **Combustão do Iso-octano** (principal componente da gasolina)



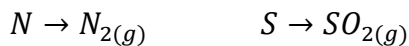
- **Combustão do Etanol:**



Há, porém, duas importantes exceções que caem bastante em prova.

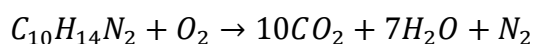


Quando se queima um composto com nitrogênio e/ou enxofre, esses elementos se convertem, respectivamente, em nitrogênio gasoso (N<sub>2</sub>) e dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>).

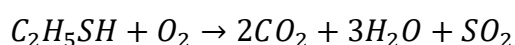


Vejamos alguns exemplos para fixar.

- **Combustão da nicotina:** C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>N<sub>2</sub>



- **Combustão da mercaptana:** C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>SH



O químico Lavoisier, considerado o pai da Química Moderna, foi um dos grandes pesquisadores sobre a combustão. Em 1783, ele conseguiu decompor uma amostra de água em dois gases, aos quais denominou *hidrogênio* e *oxigênio*. Para isso, ele atravessou vapor d'água sobre ferro incandescente e conseguiu armazenar os dois gases obtidos em recipientes diferentes.



Na época, ainda vigorava a reflexão de Aristóteles, que dizia que a água seria um elemento fundamental, portanto, impossível de se decompor.

A decomposição da água por Lavoisier foi um dos grandes marcos que pôs fim à ideia dos cinco elementos de Aristóteles que manteve a Química atrasada por mais de 2 mil anos.

Lavoisier também deu uma grande contribuição à Estequiometria, que será estudada mais adiante, com a Lei da Conservação das Massas, que foi uma das bases para o primeiro modelo atômico moderno.

Vamos, agora, falar do Balanceamento de Equações.

### 4.3. Balanceamento pelo Método das Tentativas

O método das tentativas pode ser utilizado para balancear equações simples. Consiste em balancear isoladamente cada um dos elementos.

É um método muito útil para balancear reações mais simples por ser prático e rápido.

A melhor forma de aprendê-lo é por meio de um exemplo.

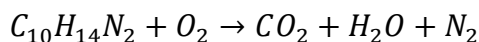


## 7. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

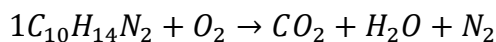
Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ( $C_{10}H_{14}N_2$ ).

### Comentários

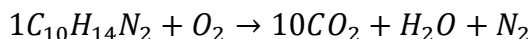
A combustão completa da nicotina consiste na reação com o oxigênio com quebra total da molécula, levando o carbono a  $CO_2$ , o hidrogênio a  $H_2O$  e o nitrogênio a  $N_2$  – muito cuidado com essa pegadinha. O nitrogênio sempre se converte em nitrogênio gasoso nas combustões.



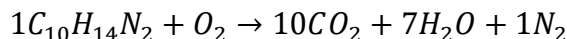
Escolhemos a substância com o maior número de elementos, que, no caso, é a nicotina. A ela atribuímos o coeficiente 1.



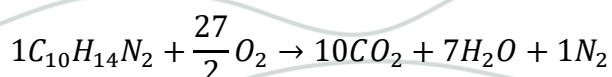
De um lado, temos 10 carbonos. Então, do outro, temos que ter 10 carbonos, portanto.



Devemos fazer o mesmo para o hidrogênio e para o nitrogênio:

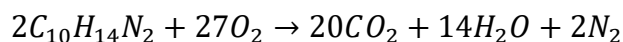


Finalmente, para balancear o oxigênio, temos 27 do lado direito. Portanto, precisamos de 27 no lado esquerdo. Sendo assim, a equação balanceada é:





Muitas vezes, é indesejável deixar coeficientes fracionários, por isso, podemos multiplicar a equação por 2 para eliminar as frações.

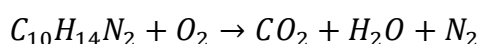


**Gabarito:**  $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$

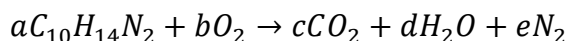
#### 4.4. Balanceamento pelo Método Algébrico

No método algébrico, atribui-se incógnitas aos coeficientes das equações. Então, utiliza-se a conservação dos elementos para estabelecer relações entre essas incógnitas.

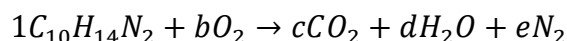
Por exemplo, suponha que você queira balancear a reação de combustão da nicotina ( $C_{10}H_{14}N_2$ ) pelo método algébrico.



O primeiro passo é criar incógnitas para os coeficientes de cada uma das substâncias envolvidas na reação, tanto reagentes como produtos.



Em algum momento, você precisará dar um número arbitrário para algum dos coeficientes. Em geral, sugerimos que você dê o número 1 para a maior molécula presente na reação. Nesse caso, é a própria nicotina.



A seguir, você deve montar as equações de balanceamento de cada elemento individualmente, impondo que o número de átomos de cada elemento deve ser igual em ambos os lados da reação.

Esse método, na realidade, não é muito diferente do Método das Tentativas. É apenas uma forma mais organizada de fazer o balanceamento.

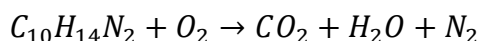
A melhor forma de entender é por meio de um exemplo.

### 8. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

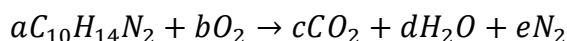
**Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ( $C_{10}H_{14}N_2$ ) pelo Método Algébrico.**

#### Comentários

A combustão completa da nicotina consiste na reação com o oxigênio com quebra total da molécula, levando o carbono a  $CO_2$ , o hidrogênio a  $H_2O$  e o nitrogênio a  $N_2$  – muito cuidado com essa pegadinha. O nitrogênio sempre se converte em nitrogênio gasoso nas combustões.



Agora, vamos associar uma incógnita a cada uma das substâncias que participam da reação.



Agora, vamos utilizar o princípio de que os elementos não podem ser criados nem destruídos. Portanto, o número de mols de carbono no lado dos reagentes deve ser igual ao número de mols de carbono no lado dos produtos. E, assim, por diante.

$$C: 10a = c$$



$$H: 14a = 2d$$

$$N: 2a = 2e$$

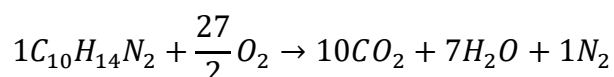
$$O: 2b = 2c + d$$

Chegamos a várias equações. Podemos agora atribuir um valor arbitrário ao coeficiente a, por exemplo,  $a = 1$ . Desse modo, teremos:

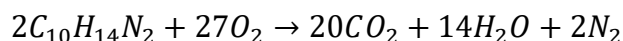
$$c = 10; d = 7; e = 1$$

$$b = \frac{2 \cdot 10 + 7}{2} = \frac{27}{2}$$

Chegamos, portanto, à seguinte equação balanceada.



Para eliminar os coeficientes fracionários, podemos multiplicar a equação por 2.



**Gabarito:**  $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$

## 5. Leis Ponderais

*Ponderal* significa “relacionado a massa”. As Leis Ponderais começaram a ser estudadas no Século XVIII, e permanecem até hoje como a base da Estequiometria.

Elas buscam a explicar o comportamento e a distribuição da massa dos elementos em uma reação química.

Atualmente, essas leis podem soar óbvias, tendo em vista o conhecimento químico que nós adquirimos. Porém, na época de sua proposição, elas sofreram forte ceticismo da comunidade científica, foram tidas como duvidosas por muito tempo.

Vale lembrar que elas foram propostas em uma época em que não se tinha nem o mesmo um conceito de átomo e não existia a noção de fórmulas químicas.

### 5.1. Lei da Conservação das Massas

A Lei de Conservação das Massas (ou Lei de Lavoisier) é resumida pela célebre frase de Lavoisier: “Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.”

Porém, é muito importante que você conheça também o seu enunciado original, que é o seguinte:



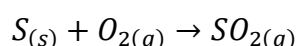
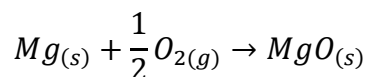
Em um sistema fechado, a massa dos reagentes é igual à massa dos produtos.



Na época, a grande confusão a respeito da Lei de Lavoisier dizia respeito ao fato de falar de sistema fechado. Os cientistas da época já haviam observado dois fatos:

- O magnésio metálico é um sólido cinza que, se queimado ao ar, se transforma num sólido branco de massa maior que o sólido original.
- O enxofre é um sólido amarelo que, se queimado ao ar, perde grande parte de sua massa.

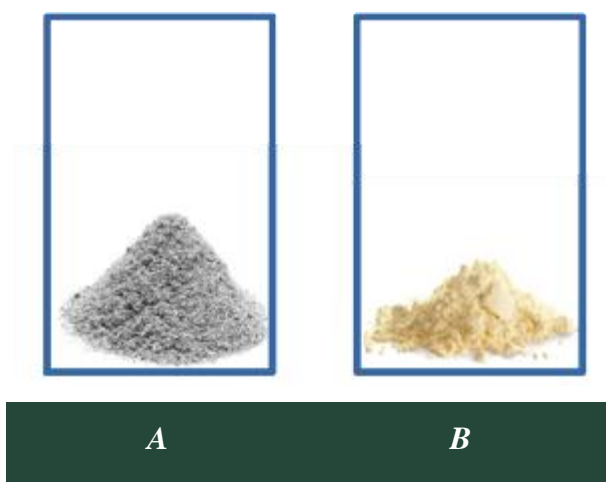
Atualmente, é fácil compreender por que uma amostra de magnésio aumenta de massa quando queimada, enquanto que uma amostra de enxofre reduz sua massa. Basta observar as equações das reações químicas correspondentes.



Sendo assim, no caso do magnésio, o oxigênio atmosférico é absorvido e forma o óxido de magnésio, que também é sólido. No caso do enxofre, o produto é um gás, portanto o sólido perde massa. No entanto, na época de Lavoisier, não se tinha conhecimento sobre essas reações químicas.

Lavoisier sugeriu, então, que a reação se processasse em sistema fechado. Para isso, deve-se utilizar dois recipientes: um recipiente A contendo magnésio e ar atmosférico e um recipiente B contendo enxofre e ar atmosférico.

Suponha que, no recipiente A, foram misturados 192 g de magnésio em pó puro e 128 g de oxigênio puro; e que, no recipiente B, foram misturados 160g de enxofre em pó puro e 160 g de oxigênio puro.



*Figura 8: Amostras de Magnésio e Enxofre*

Nesse caso, após o aquecimento, em ambos os recipientes, a massa permanece constante. É importante lembrar **que a massa dos sólidos varia, porém, a massa do sistema permanece constante**. Experimentalmente o que se observa nos experimentos.

*Tabela 11: Lei de Lavoisier nos Experimentos com Magnésio e Enxofre*

	Recipiente A		Recipiente B	
	Inicial	Final	Inicial	Final
Magnésio ou Enxofre	192g	0g	160g	0g

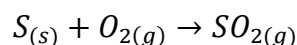
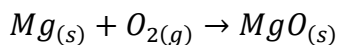




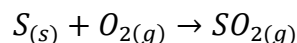
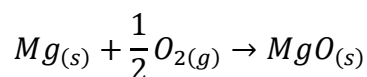
Oxigênio (gás)	128g	0g	160g	0g
<b>Massa dos Reagentes</b>	<b>320g</b>	<b>0g</b>	<b>320g</b>	<b>0g</b>
Óxido de Magnésio (sólido)	0g	320g	0g	0g
Dióxido de Enxofre (gás)	0g	0g	0g	320g
<b>Massa dos Produtos</b>	<b>0g</b>	<b>320g</b>	<b>0g</b>	<b>320g</b>
<b>Massa do Sistema = massa dos reagentes + massa dos produtos</b>	<b>320g</b>	<b>320g</b>	<b>320g</b>	<b>320g</b>
Massa de Sólido	192g	320g	160g	0g
Massa de Gás	128g	0g	160g	320g
<b>Massa de Sólido + Massa de Gás</b>	<b>320g</b>	<b>320g</b>	<b>320g</b>	<b>320g</b>

Essas observações podem ser facilmente previstas levando em consideração as equações químicas balanceadas para as reações já conhecidas para a combustão do magnésio e do enxofre.

A combustão desses materiais consiste nas suas reações com o oxigênio presente no ar.



Essas reações podem ser facilmente balanceadas, colocando apenas um coeficiente na molécula de oxigênio.



Vamos fazer a análise molar da reação para a combustão do magnésio.

Para isso, primeiramente, devemos obter a quantidade de mols de magnésio e oxigênio que foram inicialmente misturadas. Para isso, consideraremos as massas elementares  $Mg = 24$ ,  $O = 16$ . Portanto, a massa do composto  $MgO$  será 40.

$$n_{Mg} = \frac{m_{Mg}}{M_{Mg}} = \frac{192}{24} = 8 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{128}{2 \cdot 16} = 4 \text{ mol}$$

De posse desses dados e da equação balanceada, podemos montar a tabela estequiométrica.



*Tabela 12: Análise Molar da Combustão do Magnésio*

	$\text{Mg}_{(s)}$	$+ \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$\text{MgO}_{(s)}$	
<b>Início</b>	8 mol	4 mol		0 mol	
<b>Reage (forma)</b>	8 mol	4 mol		8 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	<b>0 mol</b>	<b>0 mol</b>		<b>8 mol</b>	

Levando em conta as massas molares das substâncias envolvidas, podemos calcular as massas correspondentes às quantidades de matéria obtidas na tabela estequiométrica.

$$m_{MgO} = n_{MgO} \cdot M_{MgO} = 8 \cdot 40 = 320 \text{ g}$$

*Tabela 13: Análise Molar da Combustão do Magnésio*

	$\text{Mg}_{(s)}$	$+ \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$	$\rightarrow$	$\text{MgO}_{(s)}$	
<b>Início</b>	8 mol (192 g)	4 mol (128 g)		0 mol (320 g)	
<b>Reage (forma)</b>	8 mol (192 g)	4 mol (128 g)		8 mol (320 g)	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	<b>0 mol (0 g)</b>	<b>0 mol (0 g)</b>		<b>8 mol (320 g)</b>	

Notamos, portanto, que a previsão teórica da Tabela 13 explica bem as observações experimentais obtidas na Tabela 11. No início da reação, tem-se 192 g de um sólido (magnésio) e 128 g de um gás (oxigênio). A massa inicial dos reagentes é de 320 g.

Ao término da reação, os reagentes são consumidos dando lugar a 320 g de um sólido (óxido de magnésio).

Façamos a mesma análise agora para a combustão do enxofre.

Primeiramente, podemos obter a quantidade de mols de enxofre e oxigênio que foram postos a reagir. Para isso, vamos utilizar as massas molares  $O = 16$ ,  $S = 32$ .

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{160}{2 \cdot 16} = 5 \text{ mol}$$

$$n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{160}{32} = 5 \text{ mol}$$



Tabela 14: Análise Molar da Combustão do Enxofre

	$S_{(s)}$	$+ O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$SO_{2(g)}$	
<b>Início</b>	5 mol	5 mol		0 mol	
<b>Reage (forma)</b>	5 mol	5 mol		5 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	<b>0 mol</b>	<b>0 mol</b>		<b>5 mol</b>	
<b>Massa</b>	<b>0 g</b>	<b>0 g</b>		<b>320 g</b>	

A massa molar do dióxido de enxofre ( $SO_2$ ) pode ser calculada seguindo a técnica que já conhecemos.

$$M_{SO_2} = 1.32 + 2.16 = 32 + 32 = 64$$

Com base nessa massa molar, podemos calcular a massa de  $SO_2$  que foi obtida no experimento, já que o número de mols obtido já havia sido previsto na tabela estequiométrica da reação.

$$m_{SO_2} = n_{SO_2} \cdot M_{SO_2} = 5.64 = 320g$$



## 9. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O aspartame é um aditivo alimentar utilizado para substituir o açúcar comum. Ele é cerca de 200 vezes mais doce que a sacarose. É formado quimicamente uma combinação do aminoácido fenil-alanina, ácido aspártico e metanol.

Um mol de aspartame ( $C_{14}H_{18}N_2O_5$ ) reage com dois mols de água produzindo um mol de ácido aspártico ( $C_4H_7NO_4$ ), um mol de metanol ( $CH_4O$ ) e um mol do aminoácido denominado fenil-alanina. Determine a massa de fenil-alanina produzida a partir de 588 g de aspartame.

### Comentários

Primeiramente, devemos calcular o número de mols de aspartame presentes na amostra. Esse número é dado pela razão entre essa massa e a massa molar da substância. Então, primeiramente, precisamos da massa molar.

$$M_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 14.12 + 18.1 + 2.14 + 5.16 = 168 + 18 + 28 + 80 = 294 \text{ g/mol}$$

Agora, calculemos o número de mols de aspartame.

$$n_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = \frac{m_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{M_{C_{14}H_{18}N_2O_5}} = \frac{588}{294} = 2 \text{ mol}$$



Os examinadores costumam trabalhar os números para facilitar suas contas. Sendo assim, quando você conseguir simplificar frações desse jeito é um sinal de que você está no caminho certo. Tem que haver algum motivo para ele ter fornecido 588, e não 600, não acha?

Agora, podemos calcular o número de mols de cada uma das espécies reagentes e dos demais produtos pela estequiometria da reação.

$$\frac{n_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{2} \therefore n_{H_2O} = 2 \cdot n_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 2 \cdot 2.2 = 4.4 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{1} = \frac{n_{C_4H_7NO_4}}{1} \therefore n_{C_4H_7NO_4} = 1.1 = 1 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{1} = \frac{n_{CH_4O}}{1} \therefore n_{CH_4O} = 1.1 = 1 \text{ mol}$$

A massa de cada uma dessas substâncias pode ser calculada multiplicando-se o número de mols pela respectiva massa molar. Portanto, precisamos calcular primeiramente as massas molares das substâncias envolvidas.

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$M_{C_4H_7NO_4} = 4.12 + 7.1 + 1.14 + 4.16 = 48 + 7 + 14 + 64 = 133 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{CH_4O} = 1.12 + 4.1 + 1.16 = 12 + 4 + 16 = 32 \text{ g/mol}$$

Agora, calculemos as massas de cada uma das substâncias envolvidas na reação.

$$m_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 588 \text{ g}$$

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} = 4.18 = 72 \text{ g}$$

$$m_{C_4H_7NO_4} = n_{C_4H_7NO_4} \cdot M_{C_4H_7NO_4} = 2.133 = 266 \text{ g}$$

$$m_{CH_4O} = n_{CH_4O} \cdot M_{CH_4O} = 2.32 = 64 \text{ g}$$

Com base nisso, podemos montar a tabela estequiométrica em massa da reação. A massa faltante corresponde exatamente à fenil-alanina.

	$C_{14}H_{18}N_2O_5$	+ 2 $H_2O$	→	$C_4H_7NO_4$	+ $CH_4O$	+ Fenil-Alanina	Total
<b>Início</b>	588 g	72 g		0 g	0 g	0 g	660 g
<b>Reage (forma)</b>	588 g	72 g		266 g	64 g	<i>m</i>	
<b>Final</b>	0 g	0 g		266 g	64 g	<i>m</i>	<i>m</i> + 330 g

Pela Lei de Lavoisier, a massa no início da reação deve ser igual à massa no final da reação.

$$660 = m + 164 \therefore m = 660 - 330 = 330 \text{ g}$$

**Gabarito: 330 g**



### 5.1.1. Lei da Lavoisier Elementar

A lei de Lavoisier é também válida **para cada um dos elementos individualmente**. Isso significa que a massa de um elemento X nos produtos deve ser igual à massa desse mesmo elemento X nos reagentes.

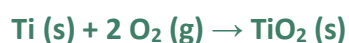
Considere, por exemplo, a reação de combustão não-balanceada do etanol.



---

#### 10. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Uma amostra de 12 g de titânio é queimada ao ar com produção de óxido de titânio (IV) com consumo de 8 g de oxigênio por meio da seguinte reação:



Assinale a alternativa que indica a massa de  $\text{TiO}_2$  que pode ser produzida a partir da reação de combustão total com 100% de rendimento dessa amostra de titânio.

Dados: Ti = 48 g/mol; O = 16 g/mol

- a) 8 g
- b) 12 g
- c) 16 g
- d) 20 g
- e) 24 g

#### Comentários

Pela Lei da Conservação das Massas, temos:

$$m_{\text{TiO}_2} = m_{\text{Ti}} + m_{\text{O}_2}$$
$$m_{\text{TiO}_2} = 12 + 8 = 20$$

**Gabarito: D**

---



### 11. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O álcool etílico é muito utilizado como combustível em veículos. Sua reação de combustão pode ser equacionada da seguinte forma:



Sabendo que uma amostra de 9,2 kg de etanol produz 17,6 kg de  $\text{CO}_2$  e 10,8 kg de água, assinale a alternativa que indica a massa de oxigênio necessária para essa combustão:

- a) 3,2 kg
- b) 9,6 kg
- c) 12 kg
- d) 19,2 kg
- e) 25,4 kg

#### Comentários

Pela Lei da Conservação das Massas, a massa do produto é igual à massa dos reagentes.

$$m_{\text{etanol}} + m_{\text{O}_2} = m_{\text{CO}_2} + m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$9,2 + m_{\text{O}_2} = 17,6 + 10,8$$

$$\therefore m_{\text{O}_2} = 17,6 + 10,8 - 9,2 = 19,2 \text{ kg}$$

**Gabarito: D**

---

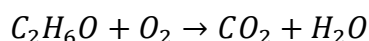
### 12. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Uma massa de 920 g de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) sofre combustão total diante do ar atmosférico. Calcule a massa de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que é formada nessa reação.

Dados: H = 1, C = 12, O = 16.

#### Comentários

A reação não-balanceada para a combustão do etanol é dada por.



Pela Lei de Lavoisier, podemos dizer que a massa de carbono nos reagentes é igual à massa de carbono nos produtos.

Essa massa pode ser calculada facilmente a partir do teor mássico.

$$m_{\text{C,antes}} = m_{\text{C,depois}}$$

$$(\%C) \cdot m_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = (\%C) \cdot m_{\text{CO}_2}$$

O teor de carbono no etanol pode ser calculado por:



$$\%C_{\text{etanol}} = \frac{\text{porção do carbono}}{\text{massa total do } C_2H_6O} = \frac{2.12}{2.12 + 6.1 + 1.16} = \frac{24}{24 + 6 + 16} = \frac{24}{46}$$

$$\%C_{CO_2} = \frac{\text{porção do carbono}}{\text{massa total do } CO_2} = \frac{1.12}{1.12 + 2.16} = \frac{12}{12 + 32} = \frac{12}{44}$$

Agora, basta colocar os valores obtidos nas equações selecionadas.

$$(\%C) \cdot m_{C_2H_6O} = (\%C) \cdot m_{CO_2}$$

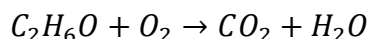
$$\frac{24}{46} \cdot 920 = \frac{12}{44} \cdot m_{CO_2}$$

$$24 \cdot 20 = \frac{3}{11} \cdot m_{CO_2}$$

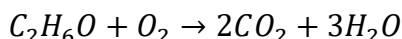
$$\therefore m_{CO_2} = \frac{24 \cdot 20 \cdot 11}{3} = 8 \cdot 20 \cdot 11 = 1760 \text{ g}$$

A Lei de Lavoisier permite resolver esse tipo de problema envolvendo massa de um elemento químico de maneira rápida, sem precisar balancear a equação. Por isso, eu recomendaria que você aprendesse a fazer assim, pois vai lhe ajudar em muitas questões de prova.

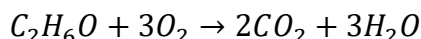
Uma alternativa para resolver essa questão seria começar balanceando.



Do lado dos reagentes, temos dois átomos de carbono, portanto, precisamos de  $2CO_2$  nos produtos para equilibrar. Analogamente, temos 6 átomos de hidrogênio, portanto, precisamos de 6 hidrogênios nos produtos para equilibrar. Como a molécula de água tem dois átomos de hidrogênio, o coeficiente a ser utilizado é  $3H_2O$ .



Faltou somente balancear o oxigênio. Como temos 7 átomos nos produtos e já temos 1 átomo nos reagentes na molécula de etanol, precisamos de mais 6.



Podemos, agora, montar a tabela estequiométrica para a reação. Mas, para isso, precisamos determinar o número de mols de etanol presentes na amostra. No caso, é importante observar que pouco importa a massa de oxigênio na questão.

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} = \frac{920}{2.12 + 6.1 + 1.16} = \frac{920}{46} = 20 \text{ mol}$$

	$C_2H_6O$	+ $3O_{2(g)}$	→	$2CO_{2(g)}$	+ $3H_2O$
<b>Início</b>	20 mol			0 mol	0 mol
<b>Reage (forma)</b>	20 mol			40 mol	60 mol
<b>Final</b>	<b>0 mol</b>			<b>40 mol</b>	<b>60 mol</b>
<b>Massa</b>	<b>0 g</b>			<b>m</b>	

A massa de  $CO_2$  produzida na reação pode ser calculada a partir da massa molar dessa substância e do número de mols obtido pela tabela estequiométrica.

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$



$$\therefore m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M_{CO_2} = 40.44 = 1760 \text{ g}$$

Para fins de treinar, podemos completar a tabela estequiométrica. Podemos calcular a massa que reagiu de oxigênio atmosférico e também a massa forma de água.

$$M_{O_2} = 2.16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\therefore m_{O_2} = n_{O_2} \cdot M_{O_2} = 60.32 = 1920 \text{ g}$$

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$\therefore m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} = 60.18 = 1080 \text{ g}$$

Para a construção dessa tabela, consideraremos que havia uma quantidade muito grande para ser medida de oxigênio na sala. Marcaremos a quantidade inicial de gás oxigênio com uma interrogação.

	$C_2H_6O$	+ $3O_{2(g)}$	→	$2CO_{2(g)}$	+ $3H_2O$
<b>Início</b>	20 mol	?		0 mol	0 mol
<b>Reage (forma)</b>	20 mol	60 mol		40 mol	60 mol
<b>Final</b>	<b>0 mol</b>	<b>? – 60 mol</b>		<b>40 mol</b>	<b>60 mol</b>
<b>Massa</b>	<b>0 g</b>	<b>? – 1920g</b>		<b>1760 g</b>	<b>1080 g</b>

Houve, portanto, consumo de 920 g de etanol e 1920 g de oxigênio. Portanto, foram consumidos 2840 g de reagentes.

Do lado dos produtos, houve produção de 1760 g de dióxido de carbono e 1080 g de água, portanto, foi produzido o total de 2840 g de reagentes.

Como a massa consumida dos produtos é igual à massa produzida dos reagentes, houve conservação da massa global do sistema, portanto, a reação seguiu a Lei de Lavoisier.

**Gabarito: 1760 g**

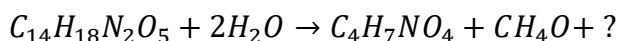
### 13. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O aspartame é um aditivo alimentar utilizado para substituir o açúcar comum. Ele é cerca de 200 vezes mais doce que a sacarose. É formado quimicamente uma combinação do aminoácido fenil-alanina, ácido aspártico e metanol.

Um mol de aspartame ( $C_{14}H_{18}N_2O_5$ ) reage com dois mols de água produzindo um mol de ácido aspártico ( $C_4H_7NO_4$ ), um mol de metanol ( $CH_4O$ ) e um mol do aminoácido denominado fenil-alanina. Determine a fórmula molecular da fenil-alanina.

#### Comentários

Primeiramente, podemos escrever a reação envolvida.



Podemos determinar a fórmula molecular da fenil-alanina, notando que temos 14 átomos de carbono do lado dos reagentes e apenas 5 mols no lado dos produtos. Portanto, faltam ainda 9 mols.





Temos 22 mols de hidrogênio no lado dos reagentes (18 no aspartame e 4 na água) e apenas 11 mols do dos produtos (7 no ácido aspártico e 4 no metanol). Portanto, faltam ainda 11 mols de hidrogênio.

Temos 2 mols de nitrogênio nos reagentes e apenas 1 no produto, faltando, portanto, 1 mols de nitrogênio. E temos 7 mols de oxigênio nos reagentes e 5 mols de oxigênio nos produtos, faltando, portanto, 2 mols desse elemento.

Os átomos faltantes devem compor um mol de fenil-alanina, portanto, a fórmula molecular dessa substância é  $C_9H_{11}NO_2$ .

**Gabarito:**  $C_9H_{11}NO_2$

## 5.2. Lei da Composição Definida

O químico francês Joseph Louis Proust estudou a composição de diversas substâncias, como a água, a urina, o ácido fosfórico e o alúmen. Com base nas suas observações, ele formulou a seguinte lei:



### Lei de Proust:

Toda substância pura é composta por elementos que aparecem sempre na mesma proporção independentemente da origem dessa substância.

O grande mérito de Proust foi ter formulado essa lei numa época em que era difícil purificar substâncias e que as balanças de medida não tinham a precisão disponível atualmente.

Atualmente, essa lei pode ser entendida com base na fórmula mínima de cada substância. A água sempre apresenta fórmula mínima  $H_2O$ , portanto apresenta 16g de oxigênio para cada 2g de hidrogênio, ou seja, proporção 1/8. Naturalmente, essa proporção independe da origem da substância. Então, se pesarmos diferentes amostras com diferentes massas de água, chegaremos à seguinte tabela.

Tabela 15: Composição Elementar da Água

Experimento	Água	Hidrogênio	Oxigênio	Proporção
1	18g	2g	16g	1/8
2	36g	4g	32g	1/8
3	72g	8g	64g	1/8

O interessante da Lei da Composição Definida é que ela indica que o hidrogênio e o oxigênio somente podem se combinar na proporção 1:8 para formar água. Essa proporção é chamada **proporção estequiométrica**.

Mas, o que acontece se misturarmos esses dois gases fora da proporção estequiométrica? Por exemplo, o que acontece se misturarmos 2g de hidrogênio e 32g de oxigênio?

Para entender isso, precisamos compreender o importante conceito de reagente limitante.



## 5.2.1. Reagente Limitante



**Reagente Limitante** é aquele que foi adicionado em proporção menor que a característica da reação. Por isso, ele é completamente consumido na reação.

Considere um recipiente contendo 2g de hidrogênio e 32g de oxigênio. Sabendo que eles se combinam na proporção 1/8 para formar água. Para consumir 2g de hidrogênio, precisamos de 16g de oxigênio – menos do que o recipiente possui.

No entanto, para consumir 32g de oxigênio, precisamos de 4g de hidrogênio. Sendo assim, **o hidrogênio é o reagente limitante**. Não existe hidrogênio suficiente para consumir o oxigênio da mistura.

Então, 2g de hidrogênio reagem com 16g de oxigênio formando 18g de água. Os demais 16g de oxigênio ficam em excesso. Costuma-se dizer também que o oxigênio é o reagente em excesso.

Podemos fazer a análise molar dessa reação. Para isso, precisamos calcular as quantidades de mols existentes nas porções iniciais dos reagentes.

$$n_{H_2} = \frac{\text{massa de } H_2}{\text{massa molar de } H_2} = \frac{2}{2.1} = 1 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{32}{2.16} = 1 \text{ mol}$$

Para montar a tabela estequiométrica, devemos nos lembrar que **os reagentes sempre reagem e os produtos sempre são formados na proporção estequiométrica**. Portanto, a linha que marca o que reage ou é formado sempre segue essa proporção.

	$H_{2(g)}$	$+ \frac{1}{2} O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$H_2O_{(g)}$	
<b>Início</b>	1 mol	1 mol		0 mol	
<b>Reage (forma)</b>	1 mol	0,5 mol		1 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	<b>0 mol</b>	<b>0,5 mol</b>		<b>1 mol</b>	
<b>Massa</b>		<b>16 g</b>		<b>18 g</b>	

Podemos verificar, ainda, que a Lei da Conservação das Massas de Lavoisier é obedecida, porque a massa total no início da reação é igual à massa total ao final da reação.

	$H_{2(g)}$	$+ \frac{1}{2} O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$H_2O_{(g)}$	<b>Massa Total</b>
<b>Início</b>	2 g	32 g		0g	34 g



<b>Final</b>	0 g	16 g		18 g	34 g
--------------	-----	------	--	------	------

Analisaremos, agora, outra situação em que são misturados 4 g de hidrogênio a 16 g de oxigênio. Para fazer a análise molar, comecemos calculando as quantidades de mols inicialmente existentes nessas porções iniciais.

$$n_{H_2} = \frac{\text{massa de } H_2}{\text{massa molar de } H_2} = \frac{4}{2.1} = 2 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{16}{2.16} = 0,5 \text{ mol}$$

Agora, montemos a tabela estequiométrica da reação, lembrando-nos que a linha que indica a **quantidade que reagiu ou foi formada sempre segue a proporção estequiométrica**. Sim, eu estou sendo repetitivo para que você não se esqueça desse importante conceito.

	$H_{2(g)}$	$+ \frac{1}{2} O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$H_2O_{(g)}$	
<b>Início</b>	2 mol	0,5 mol		0 mol	
<b>Reage (forma)</b>	1 mol	0,5 mol		1 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	<b>1 mol</b>	<b>0 mol</b>		<b>1 mol</b>	
<b>Massa</b>	<b>2 g</b>	<b>0 g</b>		<b>18 g</b>	

Nesse caso, também podemos observar que a Lei de Lavoisier foi obedecida.

	$H_{2(g)}$	$+ \frac{1}{2} O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$H_2O_{(g)}$	Massa Total
<b>Início</b>	4 g	16 g		0 g	20 g
<b>Final</b>	2 g	0 g		18 g	20 g

Nesse segundo experimento, **o reagente limitante é o oxigênio**. Nele, tem-se 4g de hidrogênio e 16g de oxigênio. Para consumir 4g de hidrogênio, é necessário 32 g de oxigênio, porém só existem 16g. Por isso, o oxigênio foi integralmente consumido na reação.



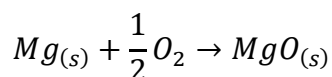
#### 14. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Calcule a quantidade de óxido de magnésio (MgO) formado a partir de uma mistura de 60 g de magnésio e 20 g de oxigênio.

Dados: O = 16, Mg = 24.

#### Comentários

Primeiramente, devemos calcular a proporção estequiométrica da reação entre o magnésio e o oxigênio. Para isso, consideremos a reação.



Não podemos, ainda, aplicar a Lei de Lavoisier, porque não sabemos qual dos reagentes foi completamente consumido na reação. Porém, podemos agora determinar a proporção estequiométrica.

Para isso, note que a massa molar da molécula de O<sub>2</sub> é 32 g/mol, pois é igual 2.16 = 32.

	Mg	+ 1/2 O <sub>2(g)</sub>	→	MgO
<b>Massa Correspondente</b>	24 g	16 g		40 g

A proporção estequiométrica de magnésio e oxigênio é 24 gramas de magnésio para 16 gramas de oxigênio, ou, mais simplesmente, 24:16 ou ainda 3:2. Sendo assim, vamos calcular o oxigênio necessário para consumir 60g de magnésio:

$$\frac{60}{x} = \frac{3}{2} \therefore x = \frac{2 \cdot 60}{3} g = 40 g$$

Como o recipiente contém 20 g de oxigênio, o oxigênio está em falta, portanto, é o reagente limitante. Sendo assim, ele é integralmente consumido na reação.

Agora, podemos calcular as massas envolvidas de magnésio, oxigênio e óxido de magnésio com base nas proporções estequiométricas.

	Mg	+ 1/2 O <sub>2(g)</sub>	→	MgO
<b>Proporção Estequiométrica</b>	24 g	16 g		40 g
<b>Massa Envolvida</b>		20 g		

Agora, basta aplicar a proporção para o óxido de magnésio.



$$\frac{m_{MgO}}{40} = \frac{m_{O_2}}{16}$$

$$\frac{m_{Mg}}{40} = \frac{20}{16} \therefore m_{Mg} = \frac{20 \cdot 40}{16} = 50 \text{ g}$$

Podemos fazer o mesmo para o magnésio.

$$\frac{m_{Mg}}{24} = \frac{m_{O_2}}{16}$$

$$\frac{m_{Mg}}{24} = \frac{20}{16} \therefore m_{Mg} = \frac{20 \cdot 24}{16} = 30 \text{ g}$$

Considero esse recurso de utilizar a proporção estequiométrica tanto em massa como em número de mols muito importante, pois economizará tempo precioso na hora da sua prova.

Outro modo de fazer a questão é utilizando a proporção em número de mols. Para isso, você poderia utilizar a tabela estequiométrica em número de mols. Para isso, primeiramente, devemos calcular o número de mols dos reagentes iniciais que foram lançados na reação.

$$n_{Mg} = \frac{\text{massa de Mg}}{\text{massa molar de Mg}} = \frac{60}{24} = 2,5 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{20}{2 \cdot 16} = \frac{20}{32} = 0,625 \text{ mol}$$

Para saber qual dos dois reagentes está em excesso, podemos calcular a quantidade de magnésio que seria necessária para consumir todo o oxigênio.

$$\frac{n_{Mg}}{1} = \frac{n_{O_2}}{1/2}$$

$$\frac{n_{Mg}}{1} = \frac{0,625}{1/2} \therefore n_{O_2} = \frac{2}{1} \cdot 0,625 = 1,25 \text{ mol}$$

Como existe mais magnésio (2,5 mol) do que o necessário, o magnésio está em excesso, portanto, o oxigênio é o reagente limitante da reação. Logo, todo o oxigênio será consumido.

	Mg	+ 1/2 O <sub>2(g)</sub>	→	MgO	
<b>Início</b>	2,5 mol	0,625 mol		0 mol	
<b>Reage (forma)</b>	1,25 mol	0,625 mol		1,25 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
<b>Final</b>	1,25 mol	0 mol		1,25 mol	

Podemos calcular, agora, tanto a massa de magnésio que sobrou na reação como a massa de óxido de magnésio que foi produzida.

Para isso, vamos obter a massa molar do óxido de magnésio.

$$M_{MgO} = 1.24 + 1.16 = 40 \text{ g/mol}$$

$$m_{MgO} = n_{MgO} \cdot M_{MgO} = 1,25 \cdot 40 = 50 \text{ g}$$

Analogamente, podemos fazer a conta para a massa de magnésio que sobrou na reação.

$$m_{Mg} = n_{Mg} \cdot M_{Mg} = 1,25 \cdot 24 = 30 \text{ g}$$



Os resultados encontrados foram coerentes com os resultados que já haviam sido encontrados pela outra forma de resolver o problema.

Você pode usar qualquer uma das ferramentas da Estequiometria que você aprendeu nesse curso que julgar mais conveniente para lidar com a questão na hora da prova.

**Gabarito: 50 g**

## 5.2.2 – Combustões Incompletas

Uma importante exceção à regra dos Reagentes Limitantes são as Combustões Incompletas dos compostos orgânicos.

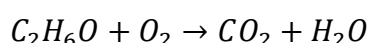
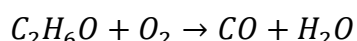
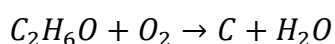
Uma combustão completa é aquela realizada em **quantidade insuficiente de oxigênio**. Portanto, o oxigênio é o reagente limitante.

Nesse caso, o composto orgânico em excesso não ficará em sobra, mas sim, será queimado parcialmente. A combustão incompleta pode produzir certo teor de monóxido de carbono (CO). Se a quantidade de oxigênio for menor ainda, será produzido carbono grafite (C), também conhecido nesse caso como *fuligem* ou *negro de fumo*.

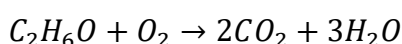
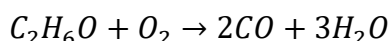
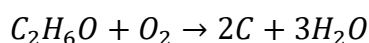
A combustão incompleta é sempre um perigo, pois o monóxido de carbono (CO) é tóxico ao ser humano. A fuligem, por sua vez, se aspirada, pode se acumular nos pulmões, causando dificuldade de respiração.

Do ponto de vista da Engenharia, a combustão incompleta é também desperdício de combustível, pois a máxima liberação de energia ocorre na combustão completa, que sempre libera dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>).

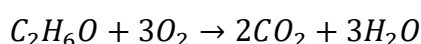
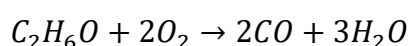
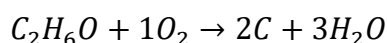
É possível calcular a quantidade de cada produto liberado na combustão de um composto orgânico. Por exemplo, considere as três reações de combustões para o etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O).



Podemos balancear as três equações facilmente notando que, do lado dos reagentes, temos 2 mols de carbono e 6 mols de hidrogênio. Portanto, precisamos da mesma quantidade do lado dos produtos, logo, os coeficientes 2 (C, CO ou CO<sub>2</sub>) e 3 H<sub>2</sub>O.



Agora, basta balancear o oxigênio do lado dos reagentes.



Com base na proporção molar de oxigênio em relação ao etanol combustível, podemos determinar os compostos de carbono que serão produzidos.

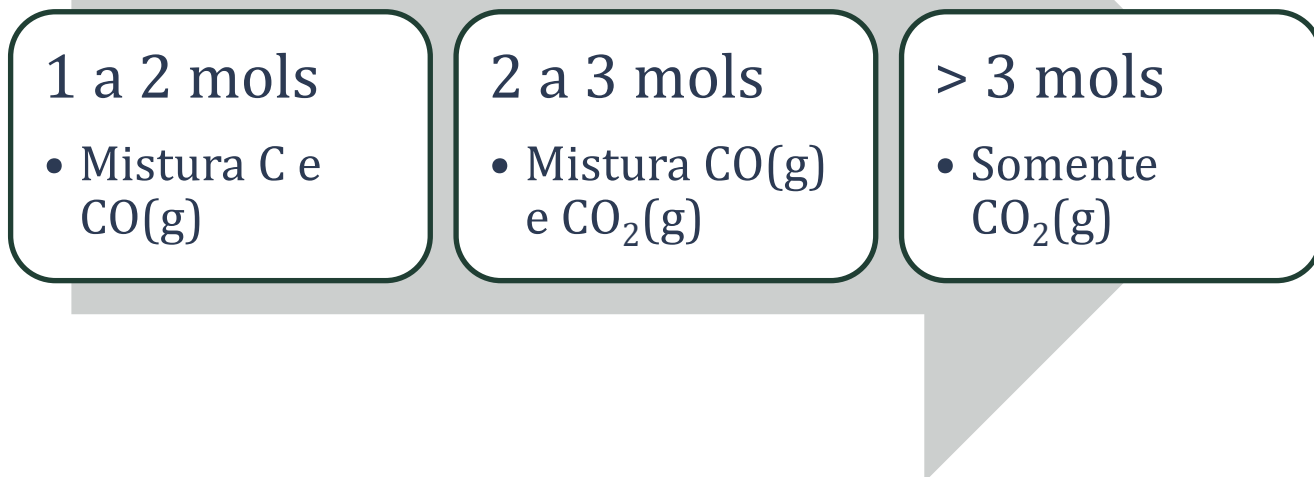
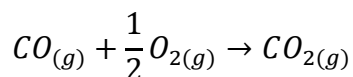
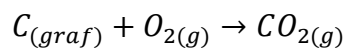


Figura 9: Compostos de Carbono Liberados na Combustão do Etanol em Função da Quantidade de Oxigênio no Sistema Reacional

É bastante comum vermos fumaça preta ser liberada de veículos antigos. Essa fumaça é formada pela dispersão de partículas de carbono grafite (C) no ar.

A fim de evitar que o escapamento de veículos libere fumaça tóxica para a atmosfera, é comum a utilização de catalisadores. Os catalisadores ajudam a converter o carbono grafite e o monóxido de carbono em  $\text{CO}_2$ .



### 15. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Queima-se 1 mol de um determinado óleo combustível de fórmula molecular  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ . Determine:

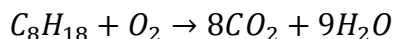
- A equação balanceada da combustão completa e da combustão incompleta, gerando monóxido de carbono e água como produtos.
- A massa de oxigênio que deve ser utilizada na mistura para que, no produto final, haja quantidades iguais de  $\text{CO}$  e  $\text{CO}_2$ .
- Determine a composição final da mistura se a massa de oxigênio presente for de 320 g.



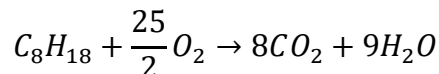
d) Em relação ao experimento do item c, crie uma tabela mostrando as massas final e inicial de cada espécie química. A Lei da Conservação das Massas é obedecida?

### Comentários

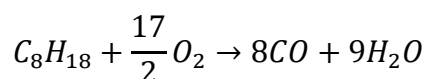
a) A equação da combustão completa é:



Balaceando os oxigênios:



Já a equação da combustão incompleta é:



b) Sendo assim, para que haja quantidades dos gases CO e CO<sub>2</sub>, é preciso que ambas as combustões ocorram nas mesmas proporções. Isto é, meio mol do óleo deve ser queimado de acordo com a equação I e meio mol deve ser queimado de acordo com a equação II. Portanto, a massa de oxigênio necessária será:

$$n_{O_2} = 0,5 \frac{25}{2} + 0,5 \frac{17}{2} = 10,5 \text{ mol}$$

Agora, podemos obter a massa de oxigênio multiplicando pela massa molar.

$$M_{O_2} = 2.16 = 32$$

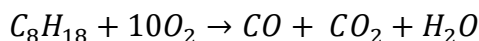
$$m_{O_2} = 10,5.32 = 336g$$

c) e d) Podemos calcular o número de mols de O<sub>2</sub> presentes na mistura.

$$n_{O_2} = \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{320}{32} = 10 \text{ mol}$$

Essa quantidade molar é inferior aos 25/2 (ou 12,5) mol que seriam necessários para a combustão completa, porém, é superior aos 17/2 (ou 8,5) que seriam necessários para produzir o CO. Portanto, será formada uma mistura de CO e CO<sub>2</sub>.

Para calcular quanto de cada substância será formado, podemos utilizar coeficientes incógnitas nas quantidades CO e CO<sub>2</sub> a serem produzidas.



Mas, antes de colocar os coeficientes incógnitas, podemos observar que o hidrogênio só está presente nos produtos na forma de H<sub>2</sub>O, portanto, o coeficiente deve ser necessariamente 9 H<sub>2</sub>O.



Os coeficientes a e b podem ser balanceados pela conservação do carbono e do oxigênio.

$$C: 8 = a + b$$

$$O: 10.2 = a + 2.b + 9 \therefore 20 - 9 = a + 2b$$

Chegamos, portanto, a um sistema com duas equações e duas incógnitas.

$$a + b = 8$$

$$a + 2b = 11$$





Podemos subtrair a primeira equação da segunda, chegando a:

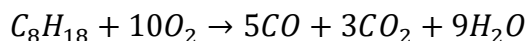
$$b = 11 - 8 = 3$$

Substituindo o parâmetro encontrado na primeira equação, temos:

$$8 = a + b$$

$$8 = a + 3 \therefore a = 8 - 3 = 5$$

Dessa maneira, a equação balanceada com os coeficientes determinados é:



Sendo assim, a proporção molar entre CO(g) e CO<sub>2</sub>(g) produzidos é de 5:3.

Podemos obter as massas finais da mistura, mas, para isso, primeiro precisamos calcular as massas molares.

$$M_{CO} = 1.12 + 1.16 = 28 \text{ g/mol}$$

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$M_{C_8H_{18}} = 8.12 + 18.1 = 114 \text{ g/mol}$$

Portanto, as massas finais dos produtos formados são:

$$m_{CO} = 5.28 = 140 \text{ g}$$

$$m_{CO_2} = 3.44 = 132 \text{ g}$$

$$m_{H_2O} = 9.18 = 162 \text{ g}$$

Note que a Lei da Conservação das Massa é obedecida:

Espécie Química	Massa Inicial	Massa Final
<b>C<sub>8</sub>H<sub>18</sub></b>	114 g	0 g
<b>O<sub>2</sub></b>	320 g	0 g
<b>CO</b>	0 g	140 g
<b>CO<sub>2</sub></b>	0 g	132 g
<b>H<sub>2</sub>O</b>	0 g	162g
<b>Total</b>	434 g	434 g

**Gabarito: discursiva**

### 5.3. Lei das Proporções Múltiplas

Essa lei, também conhecida como Lei de Dalton, é baseada na Lei da Composição Definida. Apresenta o seguinte enunciado.



TOME  
NOTA!



Dois elementos se combinam para formar um composto numa razão de pequenos números inteiros.

Por exemplo, carbono e oxigênio se combinam para formar monóxido de carbono (CO) e dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), mas não formam compostos como CO<sub>1,25</sub>, C<sub>7</sub>O<sub>20</sub>. O nitrogênio é outro exemplo de elemento que se combina de formas diferentes com o oxigênio formando diferentes óxidos.

*Tabela 16: Proporção de Massa nos Óxidos de Nitrogênio*

Óxido	Nitrogênio	Oxigênio
<b>N<sub>2</sub>O</b>	28g	16g
<b>NO, N<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>	28g	32g
<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	28g	48g
<b>NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>	28g	64g
<b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	28g	80g

Em todos os óxidos, a proporção é sempre de pequenos números inteiros.

A Lei de Dalton, em linhas gerais, diz que as moléculas são pequenas, formadas por poucos átomos. Atualmente, são conhecidas exceções a essa regra, como os compostos orgânicos, que podem apresentar moléculas grandes, até bem maiores que a nicotina, mostrada anteriormente.

No entanto, essa lei foi muito importante para que fossem desvendadas a partir da análise elementar as primeiras fórmulas químicas de uma grande diversidade de compostos.

## 6. Imperfeições nas Reações

Embora as leis de Lavoisier e Proust sejam válidas, é preciso ter atenção a dois fatos:

- Os materiais não são 100% puros;
- O rendimento de reação não é 100%.

Por serem limitações comuns na vida real, também aparecem com bastante frequência em provas.

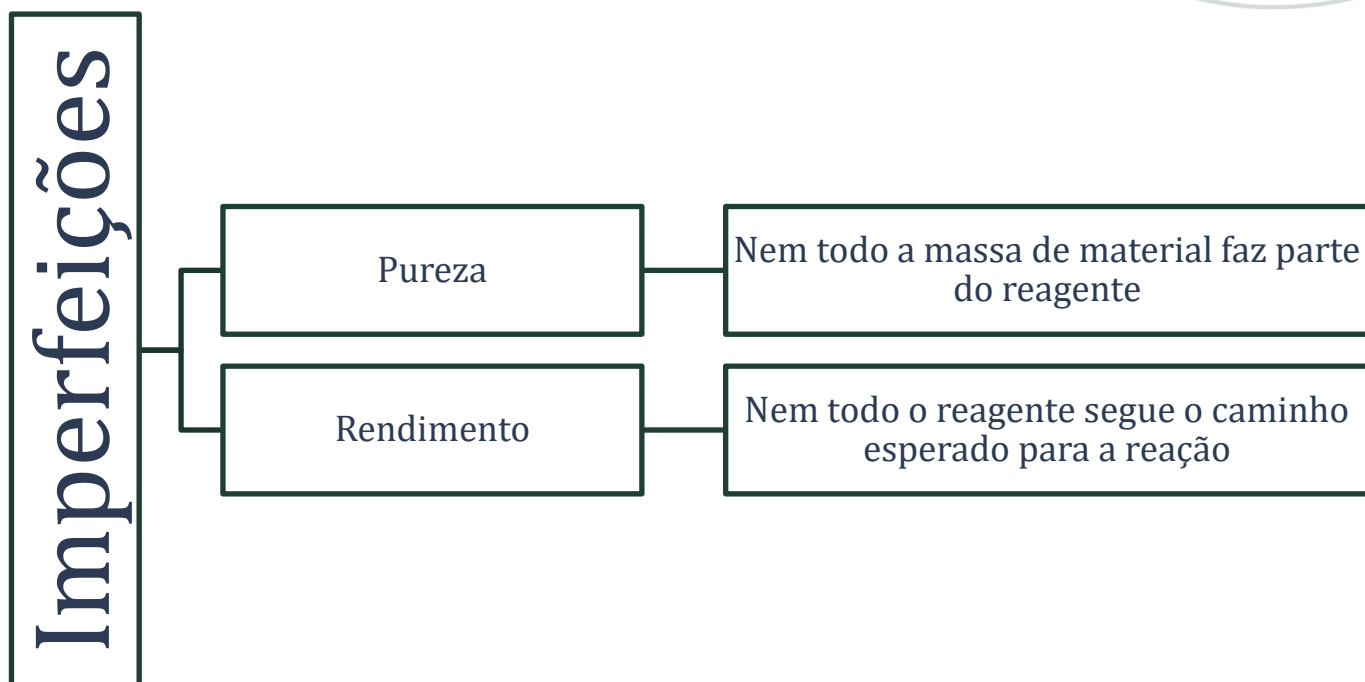


Figura 10: Imperfeições

## 6.1. Pureza

Na natureza, é muito raro que os materiais sejam encontrados como substâncias completamente puras. Eles sempre estarão associados a outras substâncias.

Pense, por exemplo, em uma amostra de minério de ferro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). A principal fonte desse minério são os vulcões que expõem o ferro das camadas inferiores da Terra, onde o elemento ferro é bastante abundante.

Porém, não só o ferro, mas muitos outros materiais são expelidos e acabam se misturando ao minério. Por conta disso, é muito raro encontrar esse material extremamente puro.

A pureza de um material é dada pela razão entre a massa que realmente existe da substância desejada pela massa total do material. Ela é geralmente determinada em laboratório por meio de várias reações químicas.

$$\text{pureza} = \frac{\text{massa da substância desejada}}{\text{massa total do material}}$$

A conta mais comum de ser pedida em questões de prova é a inversa. Geralmente, é fornecida a pureza do material.

Por exemplo, suponha que tenhamos uma amostra de 500 g de minério de ferro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) com pureza de 40%. Qual é a massa real de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  presente nesse material?

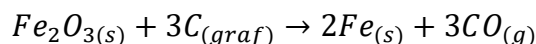
Para resolver esse tipo de problema, basta multiplicar a massa do minério pela sua pureza.

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,40 \cdot 500 = 200 \text{ g}$$



## 6.2. Rendimento de Reação

Considere agora que a massa de 200 g de  $Fe_2O_3$  seja misturada com carvão para extrair o ferro metálico. Essa reação é bastante comum em usinas siderúrgicas.



Teoricamente, o máximo de ferro que seria possível extrair da massa de  $Fe_2O_3$  corresponde ao teor desse elemento no composto, que corresponde a:

$$\%Fe = \frac{2.56}{2.56 + 3.16} = \frac{112}{112 + 48} = \frac{112}{160} \cong 0,70 = 70\%$$

$$m_{Fe} = 0,70.200 = 140 \text{ g}$$

Essa máxima quantidade corresponde à proporção estequiométrica e seria obtida caso o rendimento da reação fosse realmente de 100%.

Porém, na vida real, existem várias imperfeições, entre elas:

- Algumas reações chegam ao estado de equilíbrio, em que nem todo o reagente é consumido. Portanto, inerentemente possuem rendimento inferior a 100%;
- Como os reagentes nem sempre estão puros, outras reações concorrentes podem acontecer em menor escala, diminuindo a quantidade de produto formado;
- O meio em que a reação acontece pode ocasionar perdas. Por exemplo, parte do ferro pode escorrer e se acumular nas bandejas em que é feita a reação.

Por conta desses fatores, é muito comum que o rendimento das reações seja inferior a 100%. O rendimento deve ser calculado como a razão entre a quantidade do produto que realmente foi obtida e a máxima quantidade teórica.

$$\text{Rendimento} = \frac{\text{massa de produto obtida na realidade}}{\text{massa de produto teoricamente possível}}$$



Cuidado! A máxima quantidade teoricamente possível deve levar em conta os reagentes limitantes.

Ou seja, suponha que tenha sido misturada apenas 27 g de carvão à amostra de 200 g de  $Fe_2O_3$ . Nesse caso, a máxima quantidade de ferro teoricamente possível é 84/1, g.

Vejamos a conta. Os números de mols de carvão e de  $Fe_2O_3$  presentes no sistema reacional são:

$$n_C = \frac{\text{massa de carvão}}{\text{massa molar de carvão}} = \frac{27}{12} = 2,25 \text{ mol}$$

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{\text{massa de } Fe_2O_3}{\text{massa molar de } Fe_2O_3} = \frac{200}{2.56 + 3.48} = \frac{200}{160} = 1,25 \text{ mol}$$

Tomando a razão com os coeficientes estequiométricos:

$$\frac{n_C}{3} = \frac{2,25}{3} = 0,75 \text{ mol}$$



$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1,25}{1} = 1,25 \text{ mol}$$

Como  $0,75 < 1,25$ , o carvão é o reagente limitante, pois foi misturado em menor proporção do que seria necessário para consumir 1,25 mol de  $Fe_2O_3$ .

Dessa maneira, o máximo número de mols de ferro que seria possível obter é:

$$\frac{n_{Fe}}{2} = \frac{n_C}{3} \therefore n_{Fe} = \frac{2}{3} \cdot n_C = \frac{2}{3} \cdot 2,25 = 1,50 \text{ mol}$$

A massa de ferro teoricamente possível é:

$$m_{Fe} = 1,50 \cdot 56 = 84 \text{ g}$$



## 7. Lista de Questões Propostas

### CONSTANTES

Constante de Avogadro ( $N_A$ )	= $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	= $9,65 \times 10^4 \text{ } ^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	= 22,4 L (CNTP)
Carga elementar	= $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	= $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	= $9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	= $6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	= $3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	= 2,72

### DEFINIÇÕES

Pressão: 1 atm = 760 mmHg =  $1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$  = 760 Torr = 1,01325 bar

Energia: 1 J = 1 N m =  $1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0°C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25 °C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar; concentração das soluções =  $1 \text{ mol L}^{-1}$  (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em  $\text{mol L}^{-1}$

### MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55



O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

**1. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Por meio de espectrometria de massas, mostrou-se que a massa molar do ácido ascórbico, principal componente da vitamina C, era igual a 176 g. Sabendo-se que a sua fórmula mínima é  $C_3H_4O_3$ , qual é a fórmula molecular dessa substância?

**2. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Em uma amostra de cloreto de magnésio ( $MgCl_2$ ), tem-se uma quantidade de 0,1 mol de átomos de magnésio (Mg). Quantos mols de cloro existem nessa amostra? E quantas fórmulas existem nessa amostra?

**3. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Analise a tabela, que mostra a composição de alguns minerais de ferro.

Dados: Massas Molares: Fe = 56 g/mol, C = 12 g/mol, O = 16 g/mol, S = 32 g/mol

Os minerais que apresentam maior e menor porcentagem em massa de ferro são, respectivamente,

- hematita e pirita.
- goethita e hematita.
- hematita e siderita.
- goethita e pirita.
- pirita e siderita.

**4. (PUC Camp / SP – 2017)**

Analise a tabela, que mostra a composição de alguns minerais de ferro.



Fertilizantes do tipo NPK possuem proporções diferentes dos elementos nitrogênio (N), fósforo (P) e potássio (K). Uma formulação comum utilizada na produção de pimenta é a NPK 4-30-16, que significa 4% de nitrogênio total, 30% de  $P_2O_5$  e 16% de  $K_2O$ , em massa.

Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100 g desse fertilizante é de, aproximadamente,

Dados:

Massas molares ( $g \cdot mol^{-1}$ )

O = 16,0

P = 31,0

a) 0,25.

b) 0,33.

c) 0,42.

d) 0,51.

e) 0,68.

5. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

A queima completa de um composto formado apenas por carbono e hidrogênio resultou numa mistura de gás carbônico e água com proporção em massa de 64,7% de gás carbônico. Determine a fórmula mínima desse composto.

Dadas as massas atômicas: C = 12, H = 1, O = 16.

6. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Determine a massa de nitrogênio que deve ser utilizada para produzir 34 g de amônia.

Dados: H = 1, N = 14

7. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ( $C_{10}H_{14}N_2$ ).

8. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ( $C_{10}H_{14}N_2$ ) pelo Método Algébrico.

9. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

O aspartame é um aditivo alimentar utilizado para substituir o açúcar comum. Ele é cerca de 200 vezes mais doce que a sacarose. É formado quimicamente uma combinação do aminoácido fenil-alanina, ácido aspártico e metanol.

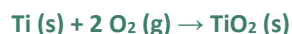
Um mol de aspartame ( $C_{14}H_{18}N_2O_5$ ) reage com dois mols de água produzindo um mol de ácido aspártico ( $C_4H_7NO_4$ ), um mol de metanol ( $CH_4O$ ) e um mol do aminoácido denominado fenil-alanina. Determine a massa de fenil-alanina produzida a partir de 588 g de aspartame.

10. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)





Uma amostra de 12 g de titânio é queimada ao ar com produção de óxido de titânio (IV) com consumo de 8 g de oxigênio por meio da seguinte reação:



Assinale a alternativa que indica a massa de  $\text{TiO}_2$  que pode ser produzida a partir da reação de combustão total com 100% de rendimento dessa amostra de titânio.

Dados: Ti = 48 g/mol; O = 16 g/mol

- a) 8 g
- b) 12 g
- c) 16 g
- d) 20 g
- e) 24 g

**11. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

O álcool etílico é muito utilizado como combustível em veículos. Sua reação de combustão pode ser equacionada da seguinte forma:



Sabendo que uma amostra de 9,2 kg de etanol produz 17,6 kg de  $\text{CO}_2$  e 10,8 kg de água, assinale a alternativa que indica a massa de oxigênio necessária para essa combustão:

- a) 3,2 kg
- b) 9,6 kg
- c) 12 kg
- d) 19,2 kg
- e) 25,4 kg

**12. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Uma massa de 920 g de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) sofre combustão total diante do ar atmosférico. Calcule a massa de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) que é formada nessa reação.

Dados: H = 1, C = 12, O = 16.

**13. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

O aspartame é um aditivo alimentar utilizado para substituir o açúcar comum. Ele é cerca de 200 vezes mais doce que a sacarose. É formado quimicamente uma combinação do aminoácido fenil-alanina, ácido aspártico e metanol.

Um mol de aspartame ( $\text{C}_{14}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_5$ ) reage com dois mols de água produzindo um mol de ácido aspártico ( $\text{C}_4\text{H}_7\text{NO}_4$ ), um mol de metanol ( $\text{CH}_4\text{O}$ ) e um mol do aminoácido denominado fenil-alanina. Determine a fórmula molecular da fenil-alanina.

**14. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**



Calcule a quantidade de óxido de magnésio (MgO) formado a partir de uma mistura de 60 g de magnésio e 20 g de oxigênio.

Dados: O = 16, Mg = 24.

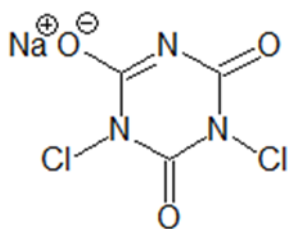
**15. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Queima-se 1 mol de um determinado óleo combustível de fórmula molecular  $C_8H_{18}$ . Determine:

- A equação balanceada da combustão completa e da combustão incompleta, gerando monóxido de carbono e água como produtos.
- A massa de oxigênio que deve ser utilizada na mistura para que, no produto final, haja quantidades iguais de CO e  $CO_2$ .
- Determine a composição final da mistura se a massa de oxigênio presente for de 320 g.
- Em relação ao experimento do item c, crie uma tabela mostrando as massas final e inicial de cada espécie química. A Lei da Conservação das Massas é obedecida?

**16. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

Considerando a estrutura do dicloro isocianurato de sódio mostrada a seguir e sabendo que sua densidade é igual 0,7 g/mL.



Julgue os seguintes itens:

- O teor de cloro presente no composto é de aproximadamente 32%.
- Um comprimido de 1 mg de dicloro isocianurato contém mais de  $4 \cdot 10^{-3}$  mol do composto.
- Um comprimido de 1 mL com densidade igual a 0,7 g/mol e pureza de 88% de dicloro isocianurato conterá aproximadamente 0,12 g de nitrogênio.

Está(ão) CORRETAS:

- Nenhuma das afirmações.
- Apenas I e II.
- Apenas I e III.
- Apenas II e III.
- Todas as afirmações.

**17. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**



Um experimento realizado nas aulas práticas de uma escola militar é pautado na reação entre uma palha de aço com massa igual a 50 gramas e atmosfera com ar atmosférico em excesso. Após o aquecimento, observa-se uma reação química em sistema fechado.

A respeito do experimento, um aluno fez as seguintes observações:

- I – A reação da palha de aço com o oxigênio é uma reação de oxidorredução.
- II – A palha de aço é o agente redutor.
- III – A massa do produto sólido formado será igual a 50 gramas, devido à Lei da Conservação das Massas.
- IV – O produto sólido formado é um óxido básico.

Das afirmações acima, está(ão) ERRADA(S):

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

#### 18. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um jovem tenente ativista pelo meio ambiente precisa fazer o deslocamento da base militar do EsPCEx, em Campinas, para a cidade de Foz do Iguaçu, que se localiza a 1000 km de distância.

Para comparecer ao evento em Foz do Iguaçu, ele tem duas opções: pode viajar de avião ou viajar no seu carro 1.0. Ele optará pelo meio de transporte que proporcionar o menor consumo de combustível em massa por quilômetro e por passageiro percorrido.

Em voo de cruzeiro, um avião de passageiros, com capacidade para 200 pessoas, tem velocidade de cruzeiro igual a 800 km/h. Nessa situação, ele consome 2200 kg/h de querosene aeronáutico, o que equivale a 44 tanques de um carro popular 1.0.

Por outro lado, um veículo 1.0 com 4 pessoas viaja em uma estrada a 100 km/h, situação em que consome aproximadamente 15 km/L de gasolina, cuja densidade é igual a 0,75 g/cm<sup>3</sup>.

Dessa forma, o Tenente optará pelo:

- a) avião, pois ele consome cerca de 10% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.
- b) avião, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.
- c) indiferente, pois a diferença de consumo é inferior a 10%.
- d) carro, pois ele consome cerca de 20% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.
- e) carro, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.

#### 19. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)



O balling é uma das técnicas mais importantes de manutenção dos níveis adequados de parâmetros, como o cálcio em um aquário marinho. Os corais consomem continuamente o cálcio fornecido pelo balling para a construção dos seus esqueletos de carbonato de cálcio.

Um aquário consome 11,1 mL por dia de uma solução aquosa 20 g/L de cloreto de cálcio. Supondo que 80% do cálcio consumido no aquário seja pelos corais para a construção do seu esqueleto calcário, determine a quantidade de esqueleto construída em um dia nesse aquário:

- a) 80 mg
- b) 120 mg
- c) 160 mg
- d) 200 mg
- e) 240 mg

### 20. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um comprimido efervescente é formado por uma mistura de carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e ácido cítrico ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ ), que é um triácido, colocado em excesso. Quando esse comprimido é dissolvido em água, ocorrerá uma reação química, com liberação de  $\text{CO}_2$ .



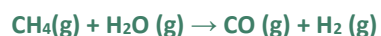
Supondo que o comprimido contenha 2,12 g de carbonato de sódio, assinale a alternativa que indica o volume aproximado de  $\text{CO}_2$  liberado na reação:

Dado: Volume molar =  $22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a) 150 mL
- b) 210 mL
- c) 280 mL
- d) 360 mL
- e) 450 mL

### 21. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O gás d'água consiste em uma mistura de monóxido de carbono e hidrogênio. É também conhecido como gás azul, em virtude da cor da chama de sua combustão. Ele pode ser obtido a partir de uma corrente de vapor de água sobre metano a quente, por meio da seguinte equação não balanceada:



Em um reator foram dispostos 80 g de metano e 160 g de vapor de água. Admitindo-se a reação entre tenha rendimento igual a 100 % da reação e as limitações de reagentes, a massa de hidrogênio produzida é de:

- a) 5 g
- b) 10 g
- c) 15 g



d) 25 g

e) 30 g

## 22. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um jovem tenente ativista pelo meio ambiente precisa fazer o deslocamento da base militar do EsPCEx, em Campinas, para a cidade de Foz do Iguaçu, que se localiza a 1000 km de distância.

Para comparecer ao evento em Foz do Iguaçu, ele tem duas opções: pode viajar de avião ou viajar no seu carro 1.0. Ele optará pelo meio de transporte que proporcionar o menor consumo de combustível em massa por quilômetro e por passageiro percorrido.

Em voo de cruzeiro, um avião de passageiros, com capacidade para 200 pessoas, tem velocidade de cruzeiro igual a 800 km/h. Nessa situação, ele consome 2200 kg/h de querosene aeronáutico, o que equivale a 44 tanques de um carro popular 1.0.

Por outro lado, um veículo 1.0 com 4 pessoas viaja em uma estrada a 100 km/h, situação em que consome aproximadamente 15 km/L de gasolina, cuja densidade é igual a 0,75 g/cm<sup>3</sup>.

Dessa forma, o Tenente optará pelo:

a) avião, pois ele consome cerca de 10% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.

b) avião, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.

c) indiferente, pois a diferença de consumo é inferior a 10%.

d) carro, pois ele consome cerca de 20% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.

e) carro, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.

## 23. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O balling é uma das técnicas mais importantes de manutenção dos níveis adequados de parâmetros, como o cálcio em um aquário marinho. Os corais consomem continuamente o cálcio fornecido pelo balling para a construção dos seus esqueletos de carbonato de cálcio.

Um aquário consome 11,1 mL por dia de uma solução aquosa 20 g/L de cloreto de cálcio. Supondo que 80% do cálcio consumido no aquário seja pelos corais para a construção do seu esqueleto calcário, determine a quantidade de esqueleto construída em um dia nesse aquário:

a) 80 mg

b) 120 mg

c) 160 mg

d) 200 mg

e) 240 mg

## 24. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um comprimido efervescente é formado por uma mistura de carbonato de sódio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) e ácido cítrico (C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>7</sub>), que é um triácido, colocado em excesso. Quando esse comprimido é dissolvido em água, ocorrerá uma reação química, com liberação de CO<sub>2</sub>.



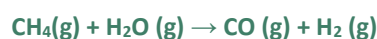
Supondo que o comprimido contenha 2,12 g de carbonato de sódio, assinale a alternativa que indica o volume aproximado de  $\text{CO}_2$  liberado na reação:

Dado: Volume molar =  $22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a) 150 mL
- b) 210 mL
- c) 280 mL
- d) 360 mL
- e) 450 mL

### 25. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O gás d'água consiste em uma mistura de monóxido de carbono e hidrogênio. É também conhecido como gás azul, em virtude da cor da chama de sua combustão. Ele pode ser obtido a partir de uma corrente de vapor de água sobre metano a quente, por meio da seguinte equação não balanceada:



Em um reator foram dispostos 80 g de metano e 160 g de vapor de água. Admitindo-se a reação entre tenha rendimento igual a 100 % da reação e as limitações de reagentes, a massa de hidrogênio produzida é de:

- a) 5 g
- b) 10 g
- c) 15 g
- d) 25 g
- e) 30 g

### 26. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Os ventos solares são o resultado da emissão contínua de partículas carregadas provenientes da coroa solar. Exemplos desses efeitos são as caudas de cometas, que têm a sua orientação definida pela direção do vento solar. Na superfície da Terra, os ventos solares carregam aproximadamente 500 milhões de átomos de hidrogênio por  $\text{cm}^2$  por segundo. Considerando que esse fluxo seja mantido constante e que a área da cidade de Campinas seja igual a  $800 \text{ km}^2$ , determine a massa aproximada de hidrogênio que incidirá sobre essa cidade no intervalo de 1 ano:

Dado:  $N_A = 6,0 \cdot 10^{23}$

- a) 1 kg
- b) 2 kg
- c) 3 kg
- d) 4 kg
- e) 5 kg

**27. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

Uma amostra de 50 g de brometo de potássio foi tratada com peróxido de hidrogênio em meio ácido produzindo 20 g de um líquido castanho. Determine a pureza da amostra de iodeto de potássio:

- a) 40%
- b) 50%
- c) 60%
- d) 70%
- e) 80%

**28. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

A água comum é formada por dois átomos de hidrogênio leve ( $^1\text{H}$ ), enquanto a água pesada é formada por dois átomos de deutério ( $^2\text{H}$  ou  $^2\text{D}$ ). Uma das aplicações mais conhecidas da água pesada é no processo de fissão nuclear, em que ela é utilizada para frear nêutrons. A respeito desses dois materiais, pode-se afirmar que:

- a) São substâncias diferentes e apresentam propriedades físico-químicas diferentes.
- b) Como são a mesma substância química, possuem propriedades físicas e químicas estritamente iguais.
- c) Embora sejam a mesma substância química, existem leves diferenças nas suas propriedades físicas.
- d) Os átomos  $^1\text{H}$  e  $^2\text{H}$  são isóbaros.
- e) Os átomos  $^1\text{H}$  e  $^2\text{H}$  se diferenciam pela sua eletrosfera e pela sua capacidade de formar ligações químicas.

**29. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

O ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) é um líquido viscoso, inodor e incolor e um poderoso agente oxidante, sendo o segundo ácido mais fabricado e consumido indústria, perdendo apenas para o ácido sulfúrico.

Esse ácido é produzido industrialmente a partir da oxidação da amônia, por meio de um processo conhecido como Processo de Ostwald. Na primeira etapa, a amônia é oxidada por aquecimento, na presença de oxigênio, com um catalisador formado por uma mistura de platina e ródio.



O segundo estágio é realizado em um aparelho de absorção contendo água. Primeiramente, o



O óxido nítrico (NO) participa das etapas II e III em processo cíclico, sendo continuamente misturado com oxigênio e água.

Assinale a alternativa que apresenta a máxima quantidade de ácido nítrico que pode ser produzida a partir de 340 kg de amônia:

- a) 340 kg
- b) 630 kg
- c) 1020 kg



d) 1260 kg

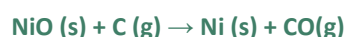
e) 1700 kg

**30. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

O níquel é extraído de minas na forma de pentlandita, que é composto essencialmente por sulfeto de níquel ( $\text{Ni}_2\text{S}_3$ ). Esse minério sofre ustulação, que consiste na reação com excesso de oxigênio, que provoca a redução parcial do níquel.



O óxido de níquel (II) pode ser reduzido diante de carvão:



Determine a quantidade de níquel que deve ser utilizada para tratar uma amostra de 250 kg de pentlandita com 85,6% de pureza, supondo que o rendimento da reação seja de 90%:

a) 106 kg

b) 118 kg

c) 131 kg

d) 159 kg

e) 178 kg

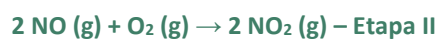
**31. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

O ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) é um líquido viscoso, inodor e incolor e um poderoso agente oxidante, sendo o segundo ácido mais fabricado e consumido indústria, perdendo apenas para o ácido sulfúrico.

Esse ácido é produzido industrialmente a partir da oxidação da amônia, por meio de um processo conhecido como Processo de Ostwald. Na primeira etapa, a amônia é oxidada por aquecimento, na presença de oxigênio, com um catalisador formado por uma mistura de platina e ródio.



O segundo estágio é realizado em um aparelho de absorção contendo água. Primeiramente, o



O óxido nítrico (NO) participa das etapas II e III em processo cíclico, sendo continuamente misturado com oxigênio e água.

Assinale a alternativa que apresenta a máxima quantidade de ácido nítrico que pode ser produzida a partir de 340 kg de amônia:

a) 340 kg

b) 630 kg

c) 1020 kg

d) 1260 kg





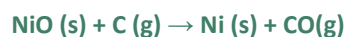
e) 1700 kg

**32. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

O níquel é extraído de minas na forma de pentlandita, que é composto essencialmente por sulfeto de níquel ( $\text{Ni}_2\text{S}_3$ ). Esse minério sofre ustulação, que consiste na reação com excesso de oxigênio, que provoca a redução parcial do níquel.



O óxido de níquel (II) pode ser reduzido diante de carvão:



Determine a quantidade de níquel que deve ser utilizada para tratar uma amostra de 250 kg de pentlandita com 85,6% de pureza, supondo que o rendimento da reação seja de 90%:

a) 106 kg

b) 118 kg

c) 131 kg

d) 159 kg

e) 178 kg

**33. (UPE-SSA1-2014)**

Um ourives recorreu a um químico para determinar o teor de ouro numa amostra que ele tinha certeza de que havia sido adulterada apenas com pirita ( $\text{FeS}$ ). Para atender à solicitação, o químico utilizou 1,0g da amostra, fazendo-a reagir com HCl em excesso. O gás produzido na reação foi totalmente coletado em um recipiente contendo solução de nitrato de chumbo,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . O precipitado de sulfeto de chumbo ( $\text{PbS}$ ) formado foi coletado e pesou 1,195g. Qual a porcentagem de ouro na amostra?

Dados: Massas atômicas (u) – H = 1; N = 14; O = 16; S = 32; Cl = 35,5; Fe = 56; Au = 197; Pb = 207.

a) 24%

b) 44%

c) 56%

d) 62%

e) 88%

**34. (IME – 2008)**

O osso humano é constituído por uma fase mineral e uma fase orgânica, sendo a primeira correspondente a cerca de 70% da massa óssea do ser humano. Dentre os minerais conhecidos, a hidroxiapatita,  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ , é o mineral de estrutura cristalina e estequiometria mais próxima à dos nanocristais constituintes da fase mineral dos tecidos ósseos.

Considere que os átomos de cálcio estão na fase mineral dos tecidos ósseos e que o esqueleto de um indivíduo corresponde a um terço do seu peso. Calcule o percentual em massa de cálcio numa pessoa e o número de átomos de cálcio em uma pessoa de 60 kg é:

Dados: O = 16, Mg = 24.

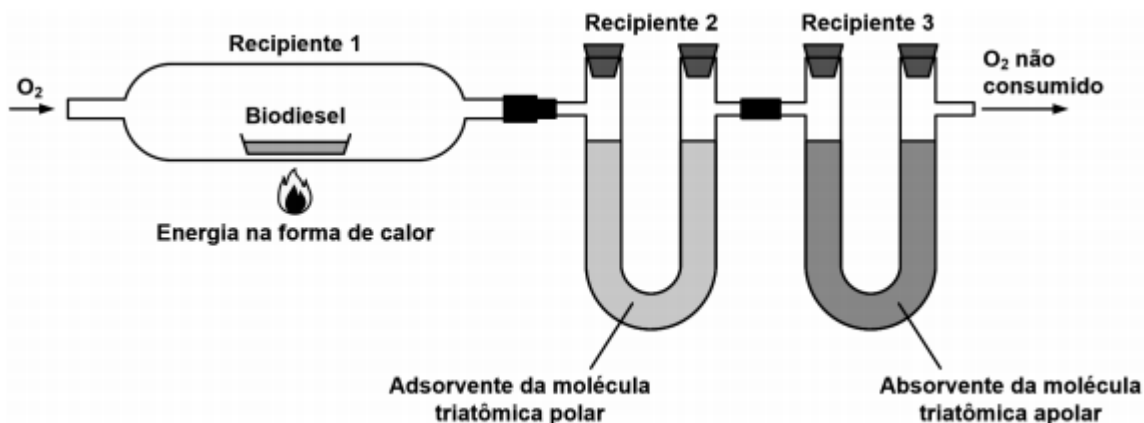


**35. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)**

Uma amostra de 0,50g de um hidrocarboneto (composto formado por apenas carbono e hidrogênio) foi queimada na presença de oxigênio obtendo-se 1,65g de dióxido de carbono e 0,45g de água. Determine o percentual de carbono em massa no hidrocarboneto.

**36. (IME – 2016 – 1ª Fase)**

Uma amostra de 59,6 g de biodiesel ( $C_xH_yO_z$ ) passa por um processo de combustão completa no recipiente 1 conforme a representação a seguir.



Nesse processo, foram admitidos 264,0 g de oxigênio, sendo rejeitados na forma de oxigênio não consumido, 88,0 g. Observou-se ainda que, no recipiente 2, um acréscimo de massa de 68,4 g e, no recipiente 3, um acréscimo de massa de 167,2 g.

A alternativa que apresenta a fórmula molecular do biodiesel compatível com as informações apresentadas anteriormente é:

(Massas molares: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol)

- a)  $C_{20}H_{36}O_2$
- b)  $C_{19}H_{38}O_2$
- c)  $C_{16}H_{28}O$
- d)  $C_{19}H_{28}O_4$
- e)  $C_{16}H_{22}O_4$

**37. (Olimpíada Norte-Nordeste de Química – 2006 – adaptada)**

Um composto orgânico A contém apenas C, H e O. A combustão completa de 0,749g de A produz 1,124g de dióxido de carbono e 0,306 g de água. A massa molar do composto A, determinada por espectrometria de massas, é 176 g/mol.

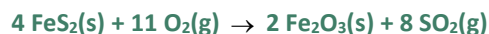
- a) Determine a fórmula empírica de A.
- b) Determine a fórmula molecular de A.

**38. (Fac. Israelita de C. da Saúde Albert Einstein – 2018)**

A pirita ( $FeS_2$ ) é encontrada na natureza agregada a pequenas quantidades de níquel, cobalto, ouro e cobre. Os cristais de pirita são semelhantes ao ouro e, por isso, são chamados de ouro dos tolos. Esse minério é utilizado industrialmente para



a produção de ácido sulfúrico. Essa produção ocorre em várias etapas, sendo que a primeira é a formação do dióxido de enxofre, segundo a equação a seguir.



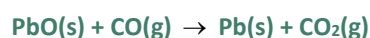
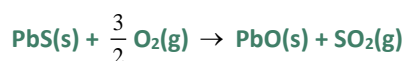
Na segunda etapa, o dióxido de enxofre reage com oxigênio para formar trióxido de enxofre e, por fim, o trióxido de enxofre reage com água, dando origem ao ácido sulfúrico.

Sabendo que o minério de pirita apresenta 92% de pureza, calcule a massa aproximada de dióxido de enxofre produzida a partir de 200 g de pirita.

- a) 213,7 g.
- b) 196,5 g.
- c) 512,8 g.
- d) 17,1 g.

**39. (Mackenzie – 2018 – Janeiro)**

A partir de um minério denominado galena, rico em sulfeto de chumbo II (PbS), pode-se obter o metal chumbo em escala industrial, por meio das reações representadas pelas equações de oxirredução a seguir, cujos coeficientes estequiométricos encontram-se já ajustados:



Considerando-se uma amostra de 717 kg desse minério que possua 90 % de sulfeto de chumbo II, sendo submetida a um processo que apresente 80 % de rendimento global, a massa a ser obtida de chumbo será de, aproximadamente,

Dados: massas molares ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) S = 32 e Pb = 207

- a) 621 kg.
- b) 559 kg.
- c) 447 kg.
- d) 425 kg.
- e) 382 kg.

**40. (ITA – 2007)**

Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado ( $\text{BaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

- a) o número de mols de cloreto de bário,
- b) o número de mols de água e
- c) a fórmula molecular do sal hidratado.

**41. (ITA – 2016)**

Considere que 20 g de tiosulfato de potássio com pureza de 95% reagem com ácido clorídrico em excesso, formando 3,2 g de um sólido de coloração amarela. Assinale a alternativa que melhor representa o rendimento desta reação.

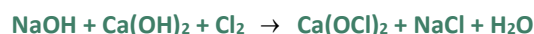
Dados: Massas Molares: K = 39, S = 32, O = 16

- a) 100%
- b) 95%
- c) 80%
- d) 70%
- e) 65%

Dica: Caso você tenha dificuldade em determinar a equação envolvida nessa reação, consulte a dica na seção de comentários. Se você estiver lendo esse material em pdf, basta apertar CTRL + botão esquerdo do mouse para chegar lá.

**42. (UNIFOR/CE – 2018 – Janeiro)**

O hipoclorito de cálcio,  $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ , é usado como um alvejante químico, sendo produzido a partir de hidróxido de sódio, hidróxido de cálcio e cloro de acordo com a equação não balanceada:



Para a produção de 143 toneladas do hipoclorito de cálcio, usaremos aproximadamente as seguintes quantidades, em toneladas, de hidróxido de sódio, hidróxido de cálcio e cloro, respectivamente:

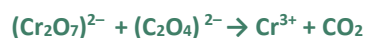
- a) 40, 37 e 71.
- b) 40, 74 e 71.
- c) 80, 37 e 71.
- d) 40, 74 e 142.
- e) 80, 74 e 142.

**43. (IME – 2008)**

Dispõe-se de uma mistura sulfonítrica de composição mássica igual a 60% de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 11,2% de  $\text{HNO}_3$  e 28,8% de  $\text{H}_2\text{O}$ . A 1000 kg dessa mistura são adicionados 100 kg de uma solução de  $\text{HNO}_3$  88% (em massa) e 200 kg de uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  60% (em massa). Calcule a composição mássica da mistura sulfonítrica final.

**44. (ITA – 2010)**

A seguinte reação não-balanceada e incompleta ocorre em meio ácido:



A soma dos coeficientes estequiométricos da reação completa e balanceada é igual a:

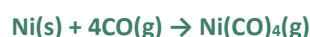
- a) 11.
- b) 22.



- c) 33.
- d) 44.
- e) 55.

**45. (UPE – SSA 1° ano – 2016)**

A fabricação de determinadas moedas exige o uso de níquel com elevada pureza. Para obtê-lo, pode-se utilizar o processo Mond. Desenvolvido por Ludwig Mond, em 1899, consiste inicialmente no aquecimento do óxido de níquel, produzindo níquel metálico, que deve ser purificado. Numa segunda etapa, o níquel impuro é colocado em uma atmosfera de monóxido de carbono,, a um temperatura de cerca de 50°C e pressão de 1 atm, formando um composto volátil e altamente inflamável, chamado tetracarbonilníquel, de acordo com a equação química:



As impurezas permanecem em estado sólido, e o níquel pode ser recuperado, posteriormente, pela decomposição desse gás, que ocorre a 240°C

Uma fábrica produz 314 kg de moedas de níquel puro por semana, a partir de 400 kg de níquel impuro. Qual a massa aproximada de monóxido de carbono, usada semanalmente, por essa fábrica?

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Ni = 58,7 g/mol;

**46. (ITA – 2011)**

Quando aquecido ao ar, 1,65g de um determinado elemento X forma 2,29g de um óxido de fórmula  $\text{X}_3\text{O}_4$ . Das alternativas, assinale a opção que identifica o elemento X.

- a) Antimônio
- b) Arsênio
- c) Ouro
- d) Manganês
- e) Molibdênio

**47. (IME – 2014 – adaptada)**

Em 19,9g de um sal de cálcio  $\text{Ca}_3\text{X}_2$ , encontra-se 0,15 mol desse elemento. Qual a massa molar do ânion que forma esse sal?

Dado: Ca = 40 g/mol

- a) 139 g/mol
- b) 278 g/mol
- c) 63,3 g/mol
- d) 126,6 g/mol
- e) 95 g/mol

**48. (IME – 2014)**



Um hidreto gasoso tem fórmula empírica  $XH_3$  (massa molar de  $X = 13\text{g/mol}$ ) e massa específica  $6,0\text{ g/L}$  numa dada condição de temperatura e pressão. Sabendo-se que, nas mesmas temperatura e pressão,  $1,0\text{L}$  de  $O_2$  gasoso tem massa de  $3,0\text{g}$ , pode-se afirmar que a fórmula molecular do hidreto é:

Dica: Para resolver a questão, o aluno deve saber que se duas amostras de gás estão na mesma temperatura e pressão e ocupam o mesmo volume, então eles possuem o mesmo número de mols de gases.

- a)  $X_{0,5}Y_{1,5}$
- b)  $XH_3$
- c)  $X_4H_{12}$
- d)  $X_2H_6$
- e)  $X_6H_{18}$

#### 49. (ITA – 2005)

Vidro de janela pode ser produzido por uma mistura de óxido de silício, óxido de sódio e óxido de cálcio, nas seguintes proporções (% m/m): 75, 15 e 10, respectivamente.

Os óxidos de cálcio e de sódio são provenientes da decomposição térmica de seus respectivos carbonatos.

Para produzir  $1,00\text{ kg}$  de vidro, quais são as massas de óxido de silício, carbonato de sódio e carbonato de cálcio que devem ser utilizadas? Mostre os cálculos e as equações químicas balanceadas de decomposição dos carbonatos.

#### 50. (IME – 2011)

Sabendo que  $18,0\text{g}$  de um elemento  $X$  reagem exatamente com  $7,75\text{g}$  de oxigênio para formar um composto de fórmula  $X_2O_5$ , a massa de um mol de  $X$  é:

- a)  $99,2\text{ g}$
- b)  $92,9\text{ g}$
- c)  $74,3\text{ g}$
- d)  $46,5\text{ g}$
- e)  $18,6\text{ g}$

#### 51. (IBMEC SP INSPER – 2017 – Janeiro)

A hidroxiapatita é um mineral constituído pelos íons cálcio, fosfato e hidróxido e tem fórmula unitária  $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$ . Ela é o principal constituinte dos ossos e dentes. Não se dissolve em água, porém reage com ácido clorídrico (HCl) concentrado que neutraliza o hidróxido e, com o fosfato, forma  $H_3PO_4$ .

O pão francês, que é o pãozinho vendido regularmente nas padarias de São Paulo, tem em sua composição diversos nutrientes. Cada unidade de  $50\text{ g}$  de pão francês tem  $10\text{ mg}$  de cálcio. Essa massa de cálcio é suficiente para originar a quantidade máxima, em mol, de hidroxiapatita igual a

- a)  $1,0 \times 10^{-3}$ .
- b)  $2,5 \times 10^{-2}$ .
- c)  $1,0 \times 10^{-5}$ .



d)  $2,5 \times 10^{-3}$ .

e)  $2,5 \times 10^{-5}$ .

**52. (IME – 2013)**

A reação de 124g de fósforo branco (P) com uma solução de ácido nítrico gera óxido nítrico e 98g de ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ). Sabendo que o rendimento da reação é 100%, determine o grau de pureza do fósforo.

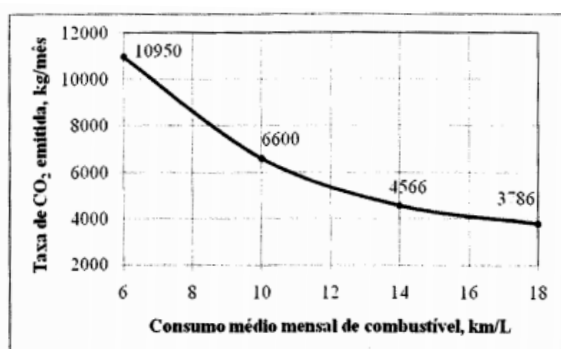
**53. (IME – 2004)**

Uma forma de sintetizar óxido nítrico em meio aquoso é reagir nitrito de sódio com sulfato ferroso e ácido sulfúrico, produzindo, além do óxido nítrico, sulfato férrico e bissulfato de sódio.

Partindo de 75,0 g de nitrito de sódio, 150,0g de ácido sulfúrico e 152,0 g de sulfato ferroso e tendo a reação 90% de rendimento, determine a massa de óxido nítrico obtida.

**54. (IME – 2011)**

A taxa de emissão de dióxido de carbono em função do consumo médio de certo combustível em um carro de testes é apresentada a seguir:



Para um consumo médio de 10 km/L, a massa total mensal de combustível consumida é 2175 kg. Dentre as opções abaixo, pode-se afirmar que a fórmula mínima do combustível testado é:

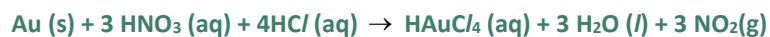
- a)  $CH_4$
- b)  $C_3H_8$
- c)  $C_2H_5$
- d)  $C_7H_{16}$
- e)  $C_4H_9$

**55. (UERJ – 2017 – 1ª Fase)**

Durante a Segunda Guerra Mundial, um cientista dissolveu duas medalhas de ouro para evitar que fossem confiscadas pelo exército nazista. Posteriormente, o ouro foi recuperado e as medalhas novamente confeccionadas.

As equações balanceadas a seguir representam os processos de dissolução e de recuperação das medalhas.

**Dissolução**



Recuperação



Admita que foram consumidos 252 g de  $\text{HNO}_3$  para a completa dissolução das medalhas.

Nesse caso, a massa, de  $\text{NaHSO}_3$ , em gramas, necessária para a recuperação de todo o ouro corresponde a:

- a) 104
- b) 126
- c) 208
- d) 252

**56. (ITA – 2003)**

Uma mistura de azoteto de sódio,  $\text{NaN}_3$ (c), e de óxido de ferro (III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ (c), submetida a uma centelha elétrica reage muito rapidamente produzindo, entre outras substâncias, nitrogênio gasoso e ferro metálico. Na reação entre o azoteto de sódio e o óxido de ferro (III) misturados em proporções estequiométricas, a relação (em mol/mol)  $\text{N}_2$ (g)/ $\text{Fe}_2\text{O}_3$ (c) é igual a:

- a) 1/2
- b) 1
- c) 3/2
- d) 3
- e) 9

**57. (IME – 2010)**

Em um recipiente fechado, queima-se propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) com 80% da quantidade estequiométrica de ar. Admitindo que não haja hidrocarbonetos após a combustão, que todos os produtos estejam na fase gasosa e que a composição volumétrica do ar seja uma parte de  $\text{O}_2$  e quatro partes de  $\text{N}_2$ , calcule a porcentagem molar de  $\text{CO}_2$  no recipiente após a combustão.

- a) 4,35%
- b) 4,76%
- c) 5,26%
- d) 8,70%
- e) 14,28%

**58. (ITA – 2001)**

A calcinação de 1,42g de uma mistura sólida constituída de  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{MgCO}_3$  produziu um resíduo sólido que pesou 0,76g e um gás. Com essas informações, qual das opções a seguir é a relativa à afirmação CORRETA?

- a) borbulhando o gás liberado nessa calcinação em água destilada contendo fenolftaleína, com o passar do tempo, a solução irá adquirir uma coloração rósea.





- b) a coloração de uma solução aquosa, contendo fenolftaleína, em contato com o resíduo sólido é incolor.
- c) o volume ocupado pelo gás liberado devido à calcinação da mistura, nas CNTP, é de 0,37L.
- d) a composição da mistura sólida inicial é de 70% (m/m) de  $\text{CaCO}_3$  e 30% (m/m) de  $\text{MgCO}_3$ .
- e) o resíduo sólido é constituído pelos carbetos de cálcio e magnésio



## 8. Gabarito

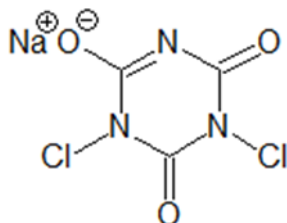
1.  $C_6H_8O_6$
2. 0,2 mol; 0,1 mol
3. A
4. C
5.  $C_3H_8$
6. 28 g
7.  $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$
8.  $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$
9. 330 g
10. D
11. D
12. 1760 g
13.  $C_9H_{11}NO_2$
14. 50 g
15. discursiva
16. B
17. D
18. C
19. C
20. E
21. E
22. C
23. C
24. E
25. E
26. B
27. C
28. C
29. D
30. A
31. D
32. A
33. C
34. 9,33%;  $8,4 \cdot 10^{25}$
35. 90%
36. B
37. a)  $C_3H_4O_3$ ; b)  $C_6H_8O_6$
38. B
39. C
40. a) 0,005 mol  $BaCl_2$ ; b) 0,01 mol  $H_2O$ ; c)  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$
41. A
42. E
43. 55,38%; 14,38%; 29,23%
44. C
45. 600 kg
46. D
47. A
48. C
49. 750 g de  $SiO_2$ ; 179 g de  $CaCO_3$ ; 256 g de  $Na_2CO_3$
50. B
51. E
52. 25%
53. 27 g
54. C
55. C
56. E
57. A
58. D



## 9. Lista de Questões Comentadas

### 16. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Considerando a estrutura do dicloro isocianurato de sódio mostrada a seguir e sabendo que sua densidade é igual 0,7 g/mL.



Julgue os seguintes itens:

I – O teor de cloro presente no composto é de aproximadamente 32%.

II – Um comprimido de 1 mg de dicloro isocianurato contém mais de  $4 \cdot 10^{-3}$  mol do composto.

III – Um comprimido de 1 mL com densidade igual a 0,7 g/mol e pureza de 88% de dicloro isocianurato conterá aproximadamente 0,12 g de nitrogênio.

Está(ão) CORRETAS:

- a) Nenhuma das afirmações.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) Todas as afirmações.

### Comentários

Para esses itens, é interessante calcular a massa molar do dicloro isocianurato de sódio.

A sua fórmula molecular já foi obtida  $C_3Cl_2N_3NaO_3$ . Portanto, sua massa molar pode ser obtida como a soma das massas molares dos seus elementos.

$$M_{C_3Cl_2N_3NaO_3} = 3 \cdot 12 + 2 \cdot 35,5 + 3 \cdot 14 + 1 \cdot 23 + 3 \cdot 16 = 220 \text{ g/mol}$$

I – O teor de cloro no composto pode ser obtido como a razão entre a massa presente de cloro em uma molécula e a massa molar.

$$\%Cl = \frac{2 \cdot 35,5}{220} = \frac{71}{220} \cong 0,32 = 32\%$$

Afirmação correta.

II – Para calcular o número de mols presentes na massa de 1 mg do composto, basta dividir a massa pela massa molar.



$$n = \frac{m}{M} = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{220} = 0,0045 \cdot 10^{-3} = 4,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

Na verdade, é bem menor que  $4 \cdot 10^{-3}$ . Afirmação correta.

III – Primeiramente, vamos calcular a massa do comprimido a partir de seu volume e densidade.

$$m = dV = 0,7 \cdot 1 = 0,7 \text{ g}$$

Considerando que a pureza é igual a 88%, podemos calcular a massa de dicloro isocianurato de sódio presente no comprimido.

$$m_{C_3Cl_2N_3NaO_3} = 0,88 \cdot 0,7 = 0,616 \text{ g}$$

Agora, podemos calcular o número de mols do composto, dividindo pela massa molar.

$$n_{C_3Cl_2N_3NaO_3} = \frac{m_{C_3Cl_2N_3NaO_3}}{M_{C_3Cl_2N_3NaO_3}} = \frac{0,616}{220} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Considerando que cada molécula do composto apresenta 3 átomos de nitrogênio, podemos obter a massa de nitrogênio presente como:

$$n_N = 3 \cdot n_{C_3Cl_2N_3NaO_3} = 3 \cdot 2,8 \cdot 10^{-3} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_N = 14 \cdot 8,4 \cdot 10^{-3} = 120 \cdot 10^{-3} = 0,12 \text{ g}$$

**Gabarito: B**

---

### 17. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um experimento realizado nas aulas práticas de uma escola militar é pautado na reação entre uma palha de aço com massa igual a 50 gramas e atmosfera com ar atmosférico em excesso. Após o aquecimento, observa-se uma reação química em sistema fechado.

A respeito do experimento, um aluno fez as seguintes observações:

I – A reação da palha de aço com o oxigênio é uma reação de oxidorredução.

II – A palha de aço é o agente redutor.

III – A massa do produto sólido formado será igual a 50 gramas, devido à Lei da Conservação das Massas.

IV – O produto sólido formado é um óxido básico.

Das afirmações acima, está(ão) ERRADA(S):

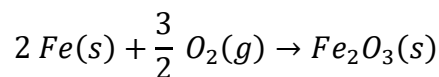
- a) Apenas I.
- b) Apenas I e II.
- c) Apenas II e III.
- d) Apenas III e IV.
- e) Apenas IV.



## Comentários

Questão muito interessante. Vamos analisar as informações.

I – A reação entre o ferro e o oxigênio produz o óxido de ferro (III) –  $Fe_2O_3$ .



Realmente, o ferro se oxida e o oxigênio se reduz. Portanto, trata-se de uma reação de oxidorredução. Afirmação correta.

II – Como o ferro se oxida, realmente ele é o agente redutor. Afirmação correta.

III – Não podemos confundir conceitos aqui. A Lei da Conservação das Massas vale para a massa total do recipiente. Portanto, a massa de  $Fe_2O_3$  é igual às somas das massas de ferro e de oxigênio presentes no sistema.

$$m_{Fe_2O_3} = m_{Fe} + m_{O_2}$$

Portanto, a massa de óxido de ferro (III) será maior que a massa da palha de aço, ou seja, será maior que 50 gramas. Afirmação incorreta.

IV –  $Fe_2O_3$  é um óxido anfótero. Afirmação incorreta.

Como a questão pediu as incorretas, III e IV estão incorretas. Fique de olho nas pegadinhas.

## Gabarito: D

### 18. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um jovem tenente ativista pelo meio ambiente precisa fazer o deslocamento da base militar do EsPCEX, em Campinas, para a cidade de Foz do Iguaçu, que se localiza a 1000 km de distância.

Para comparecer ao evento em Foz do Iguaçu, ele tem duas opções: pode viajar de avião ou viajar no seu carro 1.0. Ele optará pelo meio de transporte que proporcionar o menor consumo de combustível em massa por quilômetro e por passageiro percorrido.

Em voo de cruzeiro, um avião de passageiros, com capacidade para 200 pessoas, tem velocidade de cruzeiro igual a 800 km/h. Nessa situação, ele consome 2200 kg/h de querosene aeronáutico, o que equivale a 44 tanques de um carro popular 1.0.

Por outro lado, um veículo 1.0 com 4 pessoas viaja em uma estrada a 100 km/h, situação em que consome aproximadamente 15 km/L de gasolina, cuja densidade é igual a 0,75 g/cm<sup>3</sup>.

Dessa forma, o Tenente optará pelo:

- avião, pois ele consome cerca de 10% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.
- avião, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.
- indiferente, pois a diferença de consumo é inferior a 10%.
- carro, pois ele consome cerca de 20% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.
- carro, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.



## Comentários

Primeiramente, vamos calcular o consumo do avião.

Em 1 hora, o avião voará 800 km. Como sabemos, em 1 hora, o avião consumirá 2200 kg de combustível. Dessa forma, o consumo de combustível por quilômetro é:

$$\frac{2200}{800} = 2,75 \frac{kg}{km} = 2750 g/km$$

Considerando a presença de 200 passageiros, o consumo por quilômetro por passageiro do avião é:

$$c = \frac{2750}{200} = 13,75 g.km^{-1}.pas^{-1}$$

Agora, vamos ao cálculo do consumo do carro. Como o carro é capaz de andar 15 km com 1 litro de combustível, para andar 1 km, ele precisará de 1/15 L. A massa de combustível necessária pode ser calculada pela densidade, observando que 1 L = 1000 cm<sup>3</sup>.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = dV = 0,75 \cdot \frac{10^3}{15} = 50 g$$

Considerando que o carro transportará 4 pessoas, o consumo de combustível por passageiro e por quilômetro será.

$$c = \frac{50}{1,4} = 12,5 g.km^{-1}.pas^{-1}$$

Logo, a diferença entre os consumos ponderados pela quantidade de passageiros nos dois meios de transporte é pequena, inferior a 10%.

**Gabarito: C**

## 19. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O balling é uma das técnicas mais importantes de manutenção dos níveis adequados de parâmetros, como o cálcio em um aquário marinho. Os corais consomem continuamente o cálcio fornecido pelo balling para a construção dos seus esqueletos de carbonato de cálcio.

Um aquário consome 11,1 mL por dia de uma solução aquosa 20 g/L de cloreto de cálcio. Supondo que 80% do cálcio consumido no aquário seja pelos corais para a construção do seu esqueleto calcário, determine a quantidade de esqueleto construída em um dia nesse aquário:

- a) 80 mg
- b) 120 mg
- c) 160 mg
- d) 200 mg
- e) 240 mg



## Comentários

Questão muito interessante. Vamos analisar as informações. Para calcular a quantidade de cálcio, temos que achar a quantidade de cloreto consumida por dia. Daí, vem:

$$C = \frac{m}{V}$$

$$20 = \frac{m}{11,1 \cdot 10^{-3}}$$

$$m = 20 \cdot 11,1 \cdot 10^{-3} = 0,222 \text{ g de } CaCl_2$$

Contudo,  $CaCl_2$ : 111 g/mol e Ca: 40 g/mol. Logo, podemos calcular a porcentagem de cálcio no cloreto. Temos:

$$\% = \frac{M_{Ca}}{M_{CaCl_2}} = \frac{40}{111}$$

Daí:

$$\frac{40}{111} = \frac{m_{Ca}}{m}$$

$$\frac{40}{111} = \frac{m_{Ca}}{0,222}$$

$$m_{Ca} = 0,222 \cdot \frac{40}{111} = 0,08 \text{ g de Ca}$$

Dessa massa de cálcio, 80% foi, efetivamente, convertida em esqueleto calcário. Logo:

$$m_{reagente} = 0,8 \cdot 0,08 = 0,064 \text{ g}$$

Perceba que todo esse cálcio reagente aparecerá na forma de  $CaCO_3$  a fim de formar o esqueleto. Logo, podemos calcular a porcentagem de cálcio no carbonato ( $CaCO_3$ : 100 g/mol):

$$\frac{M_{Ca}}{M_{CaCO_3}} = \frac{40}{100} = 0,4$$

Logo, a massa de esqueleto formada em um dia é:

$$\frac{m_{reagente}}{m_{esqueleto}} = 0,4$$

$$m_{esqueleto} = \frac{m_{reagente}}{0,4} = \frac{0,064}{0,4} = 0,16 \text{ g} = 160 \text{ mg}$$

**Gabarito: C**



**20. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

Um comprimido efervescente é formado por uma mistura de carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e ácido cítrico ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ ), que é um triácido, colocado em excesso. Quando esse comprimido é dissolvido em água, ocorrerá uma reação química, com liberação de  $\text{CO}_2$ .



Supondo que o comprimido contenha 2,12 g de carbonato de sódio, assinale a alternativa que indica o volume aproximado de  $\text{CO}_2$  liberado na reação:

Dado: Volume molar =  $22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a) 150 mL
- b) 210 mL
- c) 280 mL
- d) 360 mL
- e) 450 mL

**Comentários**

Primeiramente, vamos calcular as massas molares. Para isso, basta somar as massas dos elementos químicos presentes no enunciado.

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2.23 + 1.12 + 3.16 = 106 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 1.12 + 2.16 = 44 \text{ g/mol}$$

Vejamos que a proporção estequiométrica entre  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (106 g/mol) e o  $\text{CO}_2$  (44 g/mol) é de 1:1. Daí, vem:

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n_{\text{CO}_2}$$

Podemos calcular o número de mols de carbonato de sódio envolvidos na reação como a razão entre a massa da amostra e a massa molar do composto iônico.

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{2,12}{106} = 0,02 \text{ mols de CO}_2$$

Como o volume molar é 22,4 L, concluímos:

<i>mols de CO<sub>2</sub></i>	<i>V</i>
1	22,4
0,02	<i>V</i>





$$V = 22,4 \cdot 0,02 = 0,448 \text{ L} = 448 \text{ mL} \cong 450 \text{ mL}$$

Gabarito: E

### 21. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O gás d'água consiste em uma mistura de monóxido de carbono e hidrogênio. É também conhecido como gás azul, em virtude da cor da chama de sua combustão. Ele pode ser obtido a partir de uma corrente de vapor de água sobre metano a quente, por meio da seguinte equação não balanceada:

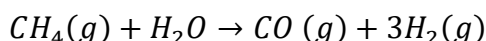


Em um reator foram dispostos 80 g de metano e 160 g de vapor de água. Admitindo-se a reação entre tenha rendimento igual a 100 % da reação e as limitações de reagentes, a massa de hidrogênio produzida é de:

- a) 5 g
- b) 10 g
- c) 15 g
- d) 25 g
- e) 30 g

### Comentários

Vamos balancear a reação. Para isso, notemos que apenas o hidrogênio está desbalanceado. Temos 6 átomos à esquerda, nos reagentes. Logo, precisamos de 3 H<sub>2</sub> nos produtos para balancear.



Primeiramente, vamos calcular as massas molares. Para isso, basta somar as massas dos elementos químicos presentes nas fórmulas.

$$M_{\text{CH}_4} = 1.12 + 4.1 = 12 + 4 = 16 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

Agora, podemos calcular o número de mols de cada um dos reagentes.

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{80}{16} = 5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{180}{18} = 10 \text{ mol}$$

Notemos, portanto, que há um excesso de água. Portanto, a reação acontecerá até acabar o metano, que é o reagente limitante. Portanto, a reação consumirá 5 mols de metano. O número de mols de hidrogênio produzidos é dado pela proporção estequiométrica.



$$\frac{n_{CH_4}}{1} = \frac{n_{H_2}}{3}$$

$$\therefore n_{H_2} = 3 \cdot n_{CH_4} = 3 \cdot 5 = 15 \text{ mol}$$

Por fim, a massa produzida de gás hidrogênio pode ser obtida como o produto do número de mols pela massa molar.

$$m_{H_2} = n_{H_2} \cdot M_{H_2} = 15 \cdot 2 = 30 \text{ g}$$

**Gabarito: E**

## 22. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um jovem tenente ativista pelo meio ambiente precisa fazer o deslocamento da base militar do EsPCEX, em Campinas, para a cidade de Foz do Iguaçu, que se localiza a 1000 km de distância.

Para comparecer ao evento em Foz do Iguaçu, ele tem duas opções: pode viajar de avião ou viajar no seu carro 1.0. Ele optará pelo meio de transporte que proporcionar o menor consumo de combustível em massa por quilômetro e por passageiro percorrido.

Em voo de cruzeiro, um avião de passageiros, com capacidade para 200 pessoas, tem velocidade de cruzeiro igual a 800 km/h. Nessa situação, ele consome 2200 kg/h de querosene aeronáutico, o que equivale a 44 tanques de um carro popular 1.0.

Por outro lado, um veículo 1.0 com 4 pessoas viaja em uma estrada a 100 km/h, situação em que consome aproximadamente 15 km/L de gasolina, cuja densidade é igual a 0,75 g/cm<sup>3</sup>.

Dessa forma, o Tenente optará pelo:

- avião, pois ele consome cerca de 10% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.
- avião, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do carro.
- indiferente, pois a diferença de consumo é inferior a 10%.
- carro, pois ele consome cerca de 20% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.
- carro, pois ele consome cerca de 50% do combustível por quilômetro e por passageiro do avião.

### Comentários

Primeiramente, vamos calcular o consumo do avião.

Em 1 hora, o avião voará 800 km. Como sabemos, em 1 hora, o avião consumirá 2200 kg de combustível. Dessa forma, o consumo de combustível por quilômetro é:

$$\frac{2200}{800} = 2,75 \frac{\text{kg}}{\text{km}} = 2750 \text{ g/km}$$

Considerando a presença de 200 passageiros, o consumo por quilômetro por passageiro do avião é:

$$c = \frac{2750}{200} = 13,75 \text{ g} \cdot \text{km}^{-1} \cdot \text{pas}^{-1}$$



Agora, vamos ao cálculo do consumo do carro. Como o carro é capaz de andar 15 km com 1 litro de combustível, para andar 1 km, ele precisará de 1/15 L. A massa de combustível necessária pode ser calculada pela densidade, observando que 1 L = 1000 cm<sup>3</sup>.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = dV = 0,75 \cdot \frac{10^3}{15} = 50 \text{ g}$$

Considerando que o carro transportará 4 pessoas, o consumo de combustível por passageiro e por quilômetro será.

$$c = \frac{50}{1,4} = 12,5 \text{ g} \cdot \text{km}^{-1} \cdot \text{pas}^{-1}$$

Logo, a diferença entre os consumos ponderados pela quantidade de passageiros nos dois meios de transporte é pequena, inferior a 10%.

**Gabarito: C**

### 23. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O balling é uma das técnicas mais importantes de manutenção dos níveis adequados de parâmetros, como o cálcio em um aquário marinho. Os corais consomem continuamente o cálcio fornecido pelo balling para a construção dos seus esqueletos de carbonato de cálcio.

Um aquário consome 11,1 mL por dia de uma solução aquosa 20 g/L de cloreto de cálcio. Supondo que 80% do cálcio consumido no aquário seja pelos corais para a construção do seu esqueleto calcário, determine a quantidade de esqueleto construída em um dia nesse aquário:

- a) 80 mg
- b) 120 mg
- c) 160 mg
- d) 200 mg
- e) 240 mg

#### Comentários

Questão muito interessante. Vamos analisar as informações. Para calcular a quantidade de cálcio, temos que achar a quantidade de cloreto consumida por dia. Daí, vem:

$$C = \frac{m}{V}$$

$$20 = \frac{m}{11,1 \cdot 10^{-3}}$$

$$m = 20 \cdot 11,1 \cdot 10^{-3} = 0,222 \text{ g de CaCl}_2$$

Contudo, CaCl<sub>2</sub>: 111 g/mol e Ca: 40 g/mol. Logo, podemos calcular a porcentagem de cálcio no cloreto. Temos:



$$\% = \frac{M_{Ca}}{M_{CaCl_2}} = \frac{40}{111}$$

Daí:

$$\frac{40}{111} = \frac{m_{Ca}}{m}$$

$$\frac{40}{111} = \frac{m_{Ca}}{0,222}$$

$$m_{Ca} = 0,222 \cdot \frac{40}{111} = 0,08 \text{ g de Ca}$$

Dessa massa de cálcio, 80% foi, efetivamente, convertida em esqueleto calcário. Logo:

$$m_{reagente} = 0,8 \cdot 0,08 = 0,064 \text{ g}$$

Perceba que todo esse cálcio reagente aparecerá na forma de  $\text{CaCO}_3$  a fim de formar o esqueleto. Logo, podemos calcular a porcentagem de cálcio no carbonato ( $\text{CaCO}_3$ : 100 g/mol):

$$\frac{M_{Ca}}{M_{CaCO_3}} = \frac{40}{100} = 0,4$$

Logo, a massa de esqueleto formada em um dia é:

$$\frac{m_{reagente}}{m_{esqueleto}} = 0,4$$

$$m_{esqueleto} = \frac{m_{reagente}}{0,4} = \frac{0,064}{0,4} = 0,16 \text{ g} = 160 \text{ mg}$$

**Gabarito: C**

#### 24. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

Um comprimido efervescente é formado por uma mistura de carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e ácido cítrico ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ ), que é um triácido, colocado em excesso. Quando esse comprimido é dissolvido em água, ocorrerá uma reação química, com liberação de  $\text{CO}_2$ .



Supondo que o comprimido contenha 2,12 g de carbonato de sódio, assinale a alternativa que indica o volume aproximado de  $\text{CO}_2$  liberado na reação:

Dado: Volume molar =  $22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a) 150 mL
- b) 210 mL
- c) 280 mL
- d) 360 mL
- e) 450 mL



### Comentários

Primeiramente, vamos calcular as massas molares. Para isso, basta somar as massas dos elementos químicos presentes no enunciado.

$$M_{Na_2CO_3} = 2.23 + 1.12 + 3.16 = 106 \text{ g/mol}$$

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 44 \text{ g/mol}$$

Vejamos que a proporção estequiométrica entre  $Na_2CO_3$  (106 g/mol) e o  $CO_2$  (44 g/mol) é de 1:1. Daí, vem:

$$n_{Na_2CO_3} = n_{CO_2}$$

Podemos calcular o número de mols de carbonato de sódio envolvidos na reação como a razão entre a massa da amostra e a massa molar do composto iônico.

$$n_{CO_2} = n_{Na_2CO_3} = \frac{2,12}{106} = 0,02 \text{ mols de } CO_2$$

Como o volume molar é 22,4 L, concluímos:

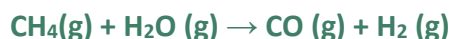
<i>mols de CO<sub>2</sub></i>	<i>V</i>
1	22,4
0,02	<i>V</i>

$$V = 22,4 \cdot 0,02 = 0,448 \text{ L} = 448 \text{ mL} \cong 450 \text{ mL}$$

**Gabarito: E**

### 25. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O gás d'água consiste em uma mistura de monóxido de carbono e hidrogênio. É também conhecido como gás azul, em virtude da cor da chama de sua combustão. Ele pode ser obtido a partir de uma corrente de vapor de água sobre metano a quente, por meio da seguinte equação não balanceada:



Em um reator foram dispostos 80 g de metano e 160 g de vapor de água. Admitindo-se a reação entre tenha rendimento igual a 100 % da reação e as limitações de reagentes, a massa de hidrogênio produzida é de:

- a) 5 g
- b) 10 g
- c) 15 g

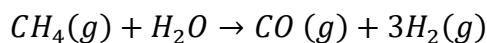


d) 25 g

e) 30 g

**Comentários**

Vamos balancear a reação. Para isso, notemos que apenas o hidrogênio está desbalanceado. Temos 6 átomos à esquerda, nos reagentes. Logo, precisamos de 3 H<sub>2</sub> nos produtos para balancear.



Primeiramente, vamos calcular as massas molares. Para isso, basta somar as massas dos elementos químicos presentes nas fórmulas.

$$M_{CH_4} = 1.12 + 4.1 = 12 + 4 = 16 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

Agora, podemos calcular o número de mols de cada um dos reagentes.

$$n_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}} = \frac{80}{16} = 5 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{180}{18} = 10 \text{ mol}$$

Notemos, portanto, que há um excesso de água. Portanto, a reação acontecerá até acabar o metano, que é o reagente limitante. Portanto, a reação consumirá 5 mols de metano. O número de mols de hidrogênio produzidos é dado pela proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{CH_4}}{1} = \frac{n_{H_2}}{3}$$

$$\therefore n_{H_2} = 3 \cdot n_{CH_4} = 3 \cdot 5 = 15 \text{ mol}$$

Por fim, a massa produzida de gás hidrogênio pode ser obtida como o produto do número de mols pela massa molar.

$$m_{H_2} = n_{H_2} \cdot M_{H_2} = 15 \cdot 2 = 30 \text{ g}$$

**Gabarito: E**



**26. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

Os ventos solares são o resultado da emissão contínua de partículas carregadas provenientes da coroa solar. Exemplos desses efeitos são as caudas de cometas, que têm a sua orientação definida pela direção do vento solar. Na superfície da Terra, os ventos solares carregam aproximadamente 500 milhões de átomos de hidrogênio por  $\text{cm}^2$  por segundo. Considerando que esse fluxo seja mantido constante e que a área da cidade de Campinas seja igual a  $800 \text{ km}^2$ , determine a massa aproximada de hidrogênio que incidirá sobre essa cidade no intervalo de 1 ano:

Dado:  $N_A = 6,0 \cdot 10^{23}$

- a) 1 kg
- b) 2 kg
- c) 3 kg
- d) 4 kg
- e) 5 kg

**Comentários:**

O enunciado forneceu a taxa de átomos de hidrogênio que atingem a cidade por unidade de área e de tempo (500 milhões de átomos por  $\text{cm}^2$  por segundo). Chamemos essa taxa de  $I$ . O número total de átomos de hidrogênio que chegariam à cidade pode ser obtido como o produto da taxa pela área e pelo tempo de 1 ano.

Observe que a área foi dada em  $\text{km}^2$ . Como a taxa foi dada em  $\text{cm}^2$ , podemos converter  $1 \text{ km} = 10^4 \text{ cm}$ , portanto,  $1 \text{ km}^2 = 10^8 \text{ cm}^2$ .

Para o tempo de 1 ano, podemos convertê-lo em segundos, considerando que 1 ano tem 365 dias. Cada dia tem 24 horas. Cada hora tem 60 minutos. E cada minuto tem 60 segundos. Portanto, 1 ano seria igual a  $365 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60$  segundos.

$$N = IAt = (500 \cdot 10^6) \cdot (800 \cdot 10^8) \cdot (365 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60)$$

$$N = (5 \cdot 10^8) \cdot (8 \cdot 10^{10}) \cdot (365 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60)$$

Podemos organizar os termos:

$$N = IAt = (5 \cdot 8 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60) \cdot 10^{8+10}$$

$$N = IAt = (1261440000) \cdot 10^{8+10}$$

$$N = IAt = (1,26 \cdot 10^9) \cdot 10^{8+10}$$

$$N = 1,26 \cdot 10^{9+8+10} = 1,26 \cdot 10^{27} = 12,6 \cdot 10^{26}$$

Agora, vamos calcular o número de mols de hidrogênio que atingirão a cidade de Campinas.

$$n = \frac{12,6 \cdot 10^{26}}{6 \cdot 10^{23}} = 2,1 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

A massa de hidrogênio obtida será igual ao produto do número de mols pela massa molar.

$$m = n \cdot M = 2,1 \cdot 10^3 \cdot 1 \text{ g} = 2,1 \text{ kg}$$

**Gabarito: B**



**27. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

Uma amostra de 50 g de brometo de potássio foi tratada com peróxido de hidrogênio em meio ácido produzindo 20 g de um líquido castanho. Determine a pureza da amostra de iodeto de potássio:

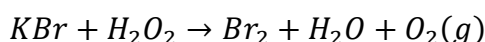
- a) 40%
- b) 50%
- c) 60%
- d) 70%
- e) 80%

**Comentários:**

No brometo de potássio (KBr), o bromo tem o número de oxidação igual a  $-1$ . O líquido castanho produzido é o bromo líquido ( $Br_2$ ), em que o não-metal apresenta número de oxidação igual a  $0$ . Portanto, o bromo sofreu redução, passando de  $-1$  a  $0$ .

Dessa forma, o peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ) deve se oxidar. Portanto, o oxigênio, que apresenta nox  $-1$  em  $H_2O_2$ , deve se oxidar a oxigênio gasoso ( $O_2$ ), em que apresenta nox  $0$ .

Chegamos, portanto, à seguinte reação química não balanceada.



Nem é preciso balancear a equação. Precisamos apenas notar que todo o bromo nos reagentes aparecerá como bromo nos produtos. Logo, pela Lei da Conservação das Massas, podemos escrever:

$$m_{Br}^{antes} = m_{Br}^{depois}$$

A massa do bromo em KBr pode ser calculada pelo produto entre o teor de bromo e a massa de KBr. De forma análoga, a massa do bromo em  $Br_2$  pode ser calculada pelo teor de bromo em  $Br_2$  e a massa de  $Br_2$ .

$$(\%Br). m_{KBr} = (\%Br). m_{Br_2}$$

Note que o teor de bromo em  $Br_2$  é igual a  $100\%$ . Portanto, podemos escrever:

$$\left( \frac{80}{80 + 39} \right) \cdot 50 = m_{Br_2} = \frac{4000}{119} \cong 33,6 \text{ g}$$

Porém, a massa de bromo obtida, de fato, foi apenas  $20 \text{ g}$ .

$$pureza = \frac{20}{33,6} \cong 0,60 = 60\%$$

**Gabarito: C**



**28. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

A água comum é formada por dois átomos de hidrogênio leve ( $^1_1\text{H}$ ), enquanto a água pesada é formada por dois átomos de deutério ( $^2_1\text{H}$  ou  $^2_1\text{D}$ ). Uma das aplicações mais conhecidas da água pesada é no processo de fissão nuclear, em que ela é utilizada para frear nêutrons. A respeito desses dois materiais, pode-se afirmar que:

- a) São substâncias diferentes e apresentam propriedades físico-químicas diferentes.
- b) Como são a mesma substância química, possuem propriedades físicas e químicas estritamente iguais.
- c) Embora sejam a mesma substância química, existem leves diferenças nas suas propriedades físicas.
- d) Os átomos  $^1_1\text{H}$  e  $^2_1\text{H}$  são isóbaros.
- e) Os átomos  $^1_1\text{H}$  e  $^2_1\text{H}$  se diferenciam pela sua eletrosfera e pela sua capacidade de formar ligações químicas.

**Comentários**

Observe que os átomos de deutério ( $^2_1\text{H}$ ) são mais pesados que o hidrogênio leve ( $^1_1\text{H}$ ), mas pertencem ao mesmo elemento químico. Com base nisso, podemos analisar as afirmações.

- a) Tanto  $\text{H}_2\text{O}$  como  $\text{D}_2\text{O}$  são a mesma substância, porque são formadas rigorosamente pelos mesmos átomos do mesmo elemento. Afirmação incorreta.
- b) Embora sejam a mesma substância química, como as moléculas  $\text{D}_2\text{O}$  são mais pesadas, elas apresentam propriedades físicas ligeiramente diferentes. Afirmação incorreta.
- c) É isso mesmo. Afirmação correta.
- d) Os dois átomos são isótopos, pois possuem o mesmo número de prótons. Afirmação incorreta.
- e) A diferença entre os dois átomos reside no núcleo, não na eletrosfera. Afirmação incorreta.

**Gabarito: C****29. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)**

O ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) é um líquido viscoso, inodor e incolor e um poderoso agente oxidante, sendo o segundo ácido mais fabricado e consumido indústria, perdendo apenas para o ácido sulfúrico.

Esse ácido é produzido industrialmente a partir da oxidação da amônia, por meio de um processo conhecido como Processo de Ostwald. Na primeira etapa, a amônia é oxidada por aquecimento, na presença de oxigênio, com um catalisador formado por uma mistura de platina e ródio.



O segundo estágio é realizado em um aparelho de absorção contendo água. Primeiramente, o



O óxido nítrico (NO) participa das etapas II e III em processo cíclico, sendo continuamente misturado com oxigênio e água.



Assinale a alternativa que apresenta a máxima quantidade de ácido nítrico que pode ser produzida a partir de 340 kg de amônia:

- a) 340 kg
- b) 630 kg
- c) 1020 kg
- d) 1260 kg
- e) 1700 kg

### Comentários

Embora a questão tenha dado um longo caminho, o aluno não precisa entender e trabalhar com essa grande quantidade de reações.

Considerando que todo o nitrogênio proveniente da amônia se encontrará no ácido nítrico ao final da reação, podemos impor pela Lei da Conservação das Massas que:

$$m_N^{antes} = m_N^{depois}$$

As massas de nitrogênio podem ser calculadas como o produto entre o teor de nitrogênio na espécie química e a massa da espécie química. Para isso, vamos determinar os teores de nitrogênio na amônia (NH<sub>3</sub>) e no ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>).

$$(\%N)_{NH_3} = \frac{1.14}{1.14 + 3.1} = \frac{14}{17}$$

$$(\%N)_{HNO_3} = \frac{1.14}{1.1 + 1.14 + 3.1} = \frac{14}{63}$$

Agora, vamos substituir: a massa de hidrogênio na amônia é igual ao teor de nitrogênio

$$(\%N)_{NH_3} \cdot m_{NH_3} = (\%N)_{HNO_3} \cdot m_{HNO_3}$$

$$\frac{14}{17} \cdot 340 = \frac{14}{63} \cdot m_{HNO_3}$$

$$\therefore m_{HNO_3} = \frac{63}{14} \cdot \frac{14}{17} \cdot 340 = 63.20 = 1260 \text{ kg}$$

**Gabarito: D**

### 30. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O níquel é extraído de minas na forma de pentlandita, que é composto essencialmente por sulfeto de níquel (Ni<sub>2</sub>S<sub>3</sub>). Esse minério sofre ustulação, que consiste na reação com excesso de oxigênio, que provoca a redução parcial do níquel.



O óxido de níquel (II) pode ser reduzido diante de carvão:



Determine a quantidade de níquel que deve ser utilizada para tratar uma amostra de 250 kg de pentlandita com 85,6% de pureza, supondo que o rendimento da reação seja de 90%:



- a) 106 kg
- b) 118 kg
- c) 131 kg
- d) 159 kg
- e) 178 kg

### Comentários

Mais uma vez, o aluno não precisa prestar atenção nessa grande quantidade de reações que foram fornecidas. Basta usar a Lei da Conservação das massas, impondo que a massa de níquel se conserva.

Vale notar que, nesse caso específico, temos um rendimento de 90%. Portanto, a massa de níquel produzida deve ser reduzida. Ela deve ser igual a 90% do máximo que poderia ser obtido.

$$m_{Ni} = 0,90. (\%Ni). m_{Ni_2S_3}$$

A massa do sulfeto de níquel ( $Ni_2S_3$ ) pode ser obtida a partir da pureza do minério.

$$m_{Ni_2S_3} = 0,856.250 = 214 \text{ kg}$$

Agora, vamos voltar à massa de níquel e usar o teor de níquel, que pode ser obtido como a razão entre a parte da fórmula que se refere somente ao níquel e a massa total da fórmula.

$$m_{Ni} = 0,90. \left( \frac{2.59}{2.59 + 3.32} \right) . m_{Ni_2S_3}$$

$$m_{Ni} = 0,90. \left( \frac{118}{214} \right) . 214 = 0,90.118 = 106,2 \text{ kg}$$

**Gabarito: A**

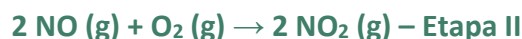
### 31. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O ácido nítrico ( $HNO_3$ ) é um líquido viscoso, inodor e incolor e um poderoso agente oxidante, sendo o segundo ácido mais fabricado e consumido indústria, perdendo apenas para o ácido sulfúrico.

Esse ácido é produzido industrialmente a partir da oxidação da amônia, por meio de um processo conhecido como Processo de Ostwald. Na primeira etapa, a amônia é oxidada por aquecimento, na presença de oxigênio, com um catalisador formado por uma mistura de platina e ródio.



O segundo estágio é realizado em um aparelho de absorção contendo água. Primeiramente, o



O óxido nítrico (NO) participa das etapas II e III em processo cíclico, sendo continuamente misturado com oxigênio e água.

Assinale a alternativa que apresenta a máxima quantidade de ácido nítrico que pode ser produzida a partir de 340 kg de amônia:

- a) 340 kg
- b) 630 kg



- c) 1020 kg
- d) 1260 kg
- e) 1700 kg

### Comentários

Embora a questão tenha dado um longo caminho, o aluno não precisa entender e trabalhar com essa grande quantidade de reações.

Considerando que todo o nitrogênio proveniente da amônia se encontrará no ácido nítrico ao final da reação, podemos impor pela Lei da Conservação das Massas que:

$$m_N^{antes} = m_N^{depois}$$

As massas de nitrogênio podem ser calculadas como o produto entre o teor de nitrogênio na espécie química e a massa da espécie química. Para isso, vamos determinar os teores de nitrogênio na amônia ( $NH_3$ ) e no ácido nítrico ( $HNO_3$ ).

$$(\%N)_{NH_3} = \frac{1.14}{1.14 + 3.1} = \frac{14}{17}$$

$$(\%N)_{HNO_3} = \frac{1.14}{1.1 + 1.14 + 3.1} = \frac{14}{63}$$

Agora, vamos substituir: a massa de hidrogênio na amônia é igual ao teor de nitrogênio

$$(\%N)_{NH_3} \cdot m_{NH_3} = (\%N)_{HNO_3} \cdot m_{HNO_3}$$

$$\frac{14}{17} \cdot 340 = \frac{14}{63} \cdot m_{HNO_3}$$

$$\therefore m_{HNO_3} = \frac{63}{14} \cdot \frac{14}{17} \cdot 340 = 63.20 = 1260 \text{ kg}$$

**Gabarito: D**

### 32. (Estratégia Militares – TFC – Inédita)

O níquel é extraído de minas na forma de pentlandita, que é composto essencialmente por sulfeto de níquel ( $Ni_2S_3$ ). Esse minério sofre ustulação, que consiste na reação com excesso de oxigênio, que provoca a redução parcial do níquel.



O óxido de níquel (II) pode ser reduzido diante de carvão:



Determine a quantidade de níquel que deve ser utilizada para tratar uma amostra de 250 kg de pentlandita com 85,6% de pureza, supondo que o rendimento da reação seja de 90%:

- a) 106 kg
- b) 118 kg
- c) 131 kg
- d) 159 kg



e) 178 kg

### Comentários

Mais uma vez, o aluno não precisa prestar atenção nessa grande quantidade de reações que foram fornecidas. Basta usar a Lei da Conservação das massas, impondo que a massa de níquel se conserva.

Vale notar que, nesse caso específico, temos um rendimento de 90%. Portanto, a massa de níquel produzida deve ser reduzida. Ela deve ser igual a 90% do máximo que poderia ser obtido.

$$m_{Ni} = 0,90. (\%Ni). m_{Ni_2S_3}$$

A massa do sulfeto de níquel ( $Ni_2S_3$ ) pode ser obtida a partir da pureza do minério.

$$m_{Ni_2S_3} = 0,856.250 = 214 \text{ kg}$$

Agora, vamos voltar à massa de níquel e usar o teor de níquel, que pode ser obtido como a razão entre a parte da fórmula que se refere somente ao níquel e a massa total da fórmula.

$$m_{Ni} = 0,90. \left( \frac{2.59}{2.59 + 3.32} \right). m_{Ni_2S_3}$$

$$m_{Ni} = 0,90. \left( \frac{118}{214} \right). 214 = 0,90.118 = 106,2 \text{ kg}$$

**Gabarito: A**

### 33. (UPE-SSA1-2014)

Um ourives recorreu a um químico para determinar o teor de ouro numa amostra que ele tinha certeza de que havia sido adulterada apenas com pirita ( $FeS$ ). Para atender à solicitação, o químico utilizou 1,0g da amostra, fazendo-a reagir com  $HCl$  em excesso. O gás produzido na reação foi totalmente coletado em um recipiente contendo solução de nitrato de chumbo,  $Pb(NO_3)_2$ . O precipitado de sulfeto de chumbo ( $PbS$ ) formado foi coletado e pesou 1,195g. Qual a porcentagem de ouro na amostra?

Dados: Massas atômicas (u) – H = 1; N = 14; O = 16; S = 32; Cl = 35,5; Fe = 56; Au = 197; Pb = 207.

- a) 24%
- b) 44%
- c) 56%
- d) 62%
- e) 88%

### Comentários

Nessa questão, o aluno tem um atalho. Basta entender que o enxofre só pode ter partido da pirita ( $FeS$ ) e que todo o enxofre presente nesse minério foi absorvido para o sulfeto de chumbo.

Sendo assim, a massa de enxofre presente no minério é igual à massa de enxofre presente no sulfeto de chumbo, que pode ser calculada multiplicando o teor de enxofre pela massa do precipitado.

$$m_S = \%S. m_{PbS}$$



O teor de enxofre no PbS é:

$$\%S = \frac{\text{porção de S}}{\text{massa total}} = \frac{1.32}{1.32 + 1.207} = \frac{32}{239}$$

Dessa forma, a massa de enxofre envolvida na reação é:

$$m_S = \frac{32}{239} \cdot 1,195 = 32.0,005 = 0,16 \text{ g}$$

Note que, sempre que temos alguns números estranhos como 1,195, é bastante provável que eles sejam cortados. O examinador costuma calibrar os números. Essa é uma boa dica para você saber se está no caminho certo.

A massa de enxofre presente na pirita também pode ser calculada da mesma forma: é igual ao teor de enxofre na pirita multiplicado pela massa de pirita presente no minério, que é desconhecida.

$$m_S = \%S \cdot m_{FeS}$$

O teor de enxofre em FeS é calculado de forma semelhante ao que foi feito anteriormente.

$$\%S = \frac{\text{porção de S}}{\text{massa total}} = \frac{1.32}{1.32 + 1.56} = \frac{32}{88}$$

Podemos, assim, calcular a massa de pirita existente no minério.

$$m_S = \%S \cdot m_{FeS}$$

$$0,16 = \frac{32}{88} \cdot m_{FeS}$$

$$\therefore m_{FeS} = \frac{88 \cdot 0,16}{32} = \frac{88 \cdot 0,01}{2} = 0,44 \text{ g}$$

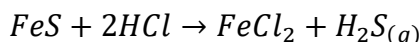
Como a massa total do minério é de 1,0g, a diferença corresponde à massa de ouro.

$$m_{Au} = 1,0 - 0,44 = 0,56 \text{ g}$$

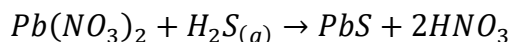
Dessa forma, a pureza do ouro no minério é calculada pela razão entre a massa de ouro presente no minério e a massa total do minério.

$$\text{pureza} = \frac{0,56}{1} = 0,56 = 56\%$$

O ouro não reage com HCl, porém a pirita reage:



O ácido sulfídrico foi coletado pela solução de nitrato de chumbo:



Observe que, pela estequiometria da reação:

$$\frac{n_{PbS}}{1} = \frac{n_{H_2S}}{1} = \frac{n_{FeS}}{1}$$

Portanto:

$$n_{PbS} = \frac{m_{PbS}}{M} = \frac{1,195}{207 + 32} = 0,005 \text{ mol}$$

$$n_{FeS} = 0,005 \text{ mol}$$

Sendo assim, a massa de pirita na amostra é:

$$m_{FeS} = 0,005 \cdot (56 + 32) = 0,440 \text{ g}$$



A massa de ouro corresponde a:

$$1,0g = m_{FeS} + m_{Au}$$

$$\therefore m_{Au} = 1,0 - 0,440g = 0,560g$$

Portanto, a pureza do ouro da amostra é:

$$pureza = \frac{0,560}{1} = 56\%$$

Explorando um pouco mais o problema, podemos multiplicar a pureza por 24 para descobrir o teor em quilates do minério.

$$q = 0,56 \cdot 24 = 13,4 k$$

**Gabarito: C**

### 34. (IME – 2008)

O osso humano é constituído por uma fase mineral e uma fase orgânica, sendo a primeira correspondente a cerca de 70% da massa óssea do ser humano. Dentre os minerais conhecidos, a hidroxiapatita,  $Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2$ , é o mineral de estrutura cristalina e estequiometria mais próxima à dos nanocristais constituintes da fase mineral dos tecidos ósseos.

Considere que os átomos de cálcio estão na fase mineral dos tecidos ósseos e que o esqueleto de um indivíduo corresponde a um terço do seu peso. Calcule o percentual em massa de cálcio numa pessoa e o número de átomos de cálcio em uma pessoa de 60 kg é:

Dados: O = 16, Mg = 24.

#### Comentários

Como o esqueleto corresponde a cerca de 1/3 da massa de uma pessoa, se ela tem 60 kg, seu esqueleto pesa 20 kg. Dessa massa, 70% corresponde à fase mineral, que é constituída basicamente por hidroxiapatita, portanto a massa de hidroxiapatita é igual a 14 kg.

A porcentagem em massa do cálcio nesse composto é:

$$\%Ca = \frac{\text{massa de cálcio}}{\text{massa da } Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2} = \frac{10 \cdot 40}{10 \cdot 40 + 6 \cdot (1 \cdot 31 + 4 \cdot 16) + 2 \cdot (16 + 1)} = \frac{400}{400 + 6 \cdot 95 + 34}$$

$$\therefore \%Ca = \frac{400}{1004} \cong 40\%$$

Portanto, uma pessoa de 60 kg contém uma massa de cálcio de referente a 40% do peso do seu esqueleto. Essa massa pode ser calculada como mostrado a seguir.

$$m_{Ca} = 0,40 \cdot 14 = 5,6 kg$$

O percentual em massa de cálcio nessa pessoa deve ser calculado comparando a massa de cálcio obtida pela massa total da pessoa, que é 60 kg.

$$\%Ca_{corpo} = \frac{5,6}{60} = 9,33\%$$

Para obter o número de átomos de cálcio, primeiramente, devemos calcular o número de mols, que é obtido dividindo-se essa massa pela massa molar do elemento.



$$n_{Ca} = \frac{m_{Ca}}{M_{Ca}} = \frac{5600}{40} = 140 \text{ mol}$$

A seguir, podemos converter o número de mols em número de átomos, multiplicando pelo número de Avogadro:

$$N_{Ca} = 140 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 840 \cdot 10^{23} = 8,4 \cdot 10^{25}$$

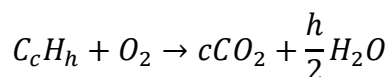
**Gabarito: 9,33%; 8,4.10<sup>25</sup>**

### 35. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Uma amostra de 0,50g de um hidrocarboneto (composto formado por apenas carbono e hidrogênio) foi queimada na presença de oxigênio obtendo-se 1,65g de dióxido de carbono e 0,45g de água. Determine o percentual de carbono em massa no hidrocarboneto.

#### Comentários

Escreveremos o hidrocarboneto como  $C_cH_h$



A massa de carbono no hidrocarboneto pode ser obtida como o produto entre o teor de carbono no composto e a massa total do hidrocarboneto.

$$m_{\text{carbono antes}} = \%C \cdot 0,50$$

O percentual de carbono no dióxido de carbono é dado por:

$$\%C = \frac{\text{porção de carbono}}{\text{massa total de } CO_2} = \frac{1 \cdot 12}{1 \cdot 12 + 2 \cdot 16} = \frac{12}{12 + 32} = \frac{12}{44}$$

Analogamente, a massa de carbono no dióxido de carbono é igual ao produto entre o teor de carbono no  $CO_2$  e a massa total de  $CO_2$  liberada.

$$m_{\text{carbono depois}} = \frac{12}{44} \cdot 1,65$$

Devido à Lei da Conservação das Massas, a massa de carbono deve se conservar, portanto:

$$m_{\text{carbono antes}} = m_{\text{carbono depois}}$$

$$\%C \cdot 0,50 = \frac{12}{44} \cdot 1,65$$

$$\%C = \frac{12 \cdot 1,65}{44 \cdot 0,50} = \frac{12 \cdot 1,65}{22} = \frac{6 \cdot 1,65}{11} = 6,0,15 = 0,9 = 90\%$$

O teor de carbono no hidrocarboneto é igual a 90%. Porém, poderíamos ir além e descobrir a fórmula mínima desse hidrocarboneto. Para isso, basta escrever a expressão do teor de carbono.

$$\%C = \frac{\text{porção de carbono}}{\text{massa total de } C_cH_h} = \frac{12c}{12c + 1 \cdot h} = \frac{12c}{12c + h}$$

$$\frac{12c}{12c + h} = 0,9 = \frac{9}{10}$$

Podemos usar as propriedades da razão e proporção.





$$\frac{12c}{h} = \frac{9}{10-9} = \frac{9}{1}$$

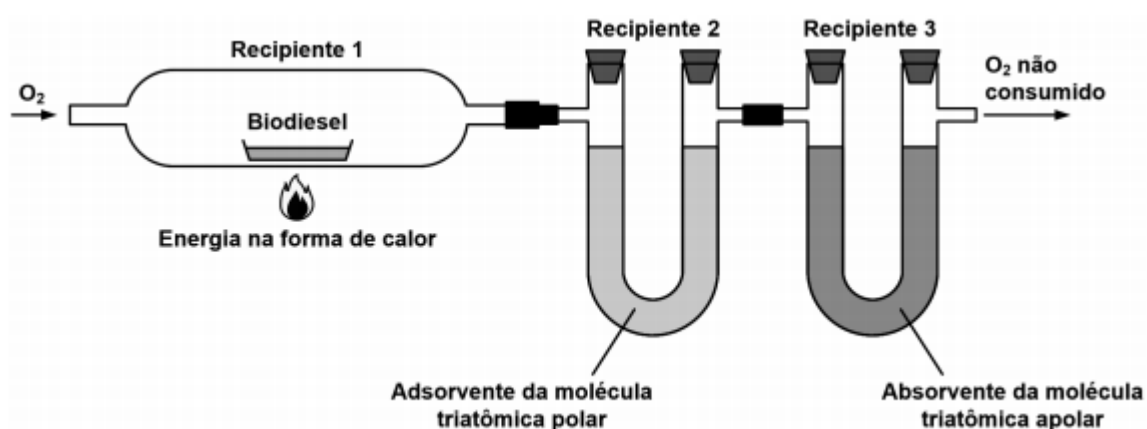
$$\therefore \frac{c}{h} = \frac{9}{12} = \frac{3}{4}$$

Encontramos a proporção entre carbono e hidrogênio. Agora, podemos fazer  $c = 3$  e teremos  $h = 4$ . Portanto, a fórmula mínima do hidrocarboneto é  $C_3H_4$ .

**Gabarito: 90%**

### 36. (IME – 2016 – 1ª Fase)

Uma amostra de 59,6 g de biodiesel ( $C_xH_yO_z$ ) passa por um processo de combustão completa no recipiente 1 conforme a representação a seguir.



Nesse processo, foram admitidos 264,0 g de oxigênio, sendo rejeitados na forma de oxigênio não consumido, 88,0 g. Observou-se ainda que, no recipiente 2, um acréscimo de massa de 68,4 g e, no recipiente 3, um acréscimo de massa de 167,2 g.

A alternativa que apresenta a fórmula molecular do biodiesel compatível com as informações apresentadas anteriormente é:

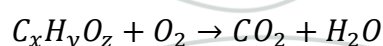
(Massas molares: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol)

- a)  $C_{20}H_{36}O_2$
- b)  $C_{19}H_{38}O_2$
- c)  $C_{16}H_{28}O$
- d)  $C_{19}H_{28}O_4$
- e)  $C_{16}H_{22}O_4$

### Comentários

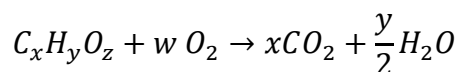
Note que a prova do IME cometeu uma imprecisão, porque as análises de combustão dão subsídio apenas para revelar a fórmula mínima do composto, não sendo capazes de revelar a fórmula molecular. Mas, você não vai brigar com a questão, não é mesmo?

A combustão completa do biodiesel libera dióxido de carbono ( $CO_2$ ) e água ( $H_2O$ ).





Balaceando a equação, temos:



Interpretando o enunciado, temos que o recipiente 2 absorveu a massa de água, que é polar, enquanto que o recipiente 3 absorveu a massa de dióxido de carbono, que é apolar.

Dessa maneira, temos que a massa absorvida de água foi de 68,4 g e que a massa absorvida de CO<sub>2</sub> foi de 167,2 g. Podemos, então, calcular os números de mols referentes a essas massas. Basta dividir pela massa molar. Então, primeiramente, calculemos as massas molares.

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44$$

Agora, vamos aos cálculos dos números de mols.

$$n_{H_2O} = \frac{\text{massa de } H_2O}{\text{massa molar de } H_2O} = \frac{68,4}{18} = 3,8 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = \frac{\text{massa de } CO_2}{\text{massa molar de } CO_2} = \frac{167,2}{44} = 3,8 \text{ mol}$$

Os números de mols produzidos de água e de dióxido de carbono devem seguir a proporção estequiométrica. Observando que os coeficientes referentes a essa substância são, respectivamente,  $y/2$  e  $x$ , podemos escrever:

$$\frac{n_{H_2O}}{y/2} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

$$\frac{3,8}{\frac{y}{2}} = \frac{3,8}{x} \therefore \frac{y/2}{x} = \frac{3,8}{3,8} = 1$$

$$\therefore \frac{y}{x} = \frac{2}{1}$$

Observe que a fórmula mínima do biodiesel é  $C_xH_yO_z$  e que  $y$  é igual ao dobro de  $x$ . Olhando as alternativas, somente na letra B, essa situação acontece. Portanto, você poderia economizar bastante tempo precioso de prova já marcando aqui a letra B. Porém, nesse material, vamos continuar resolvendo a questão, pois você ainda pode treinar muita Estequiometria com ela.

Podemos calcular o número de mols do biodiesel.

$$n_{bio} = \frac{59,6}{12x + 1y + 16z}$$

Pela proporção estequiométrica, temos que:

$$\frac{n_{bio}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{x}$$

Segue, portanto, que:

$$\frac{59,6}{12x + 1y + 16z} = \frac{3,8}{x}$$

$$\therefore \frac{x}{12x + y + 16z} = \frac{3,8}{59,6}$$

$$\frac{x}{12x + 2x + 16z} = \frac{3,8}{59,6}$$



$$\frac{x}{14x + 16z} = \frac{3,8}{59,6}$$

Podemos multiplicar por 14 em cima e em baixo:

$$\frac{14x}{14x + 16z} = \frac{3,8 \cdot 14}{59,6} = \frac{53,2}{59,6}$$

Aplicando as propriedades da razão e proporção.

$$\frac{14x}{16z} = \frac{53,2}{59,6 - 53,2} = \frac{53,2}{6,4}$$

Podemos agora obter a razão z/x:

$$\frac{x}{z} = \frac{53,2 \cdot 16}{14 \cdot 6,4}$$

Colocando um zero e simplificando:

$$\begin{aligned} \frac{x}{z} &= \frac{532 \cdot 16}{14 \cdot 64} = 38 \cdot \frac{1}{4} = \frac{19}{2} \\ \therefore \frac{x}{19} &= \frac{z}{2} \end{aligned}$$

Portando, podemos assumir um coeficiente arbitrário  $z = 2$  e temos:

$$\begin{aligned} x &= \frac{19 \cdot 2}{2} = 19 \\ y &= 2x = 2 \cdot 19 = 38 \end{aligned}$$

Sendo assim, a fórmula mínima do biodiesel é  $C_{19}H_{38}O_2$ .

**Gabarito: B**

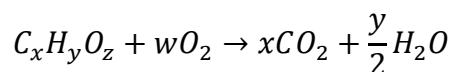
### 37. (Olimpíada Norte-Nordeste de Química – 2006 – adaptada)

Um composto orgânico A contém apenas C, H e O. A combustão completa de 0,749g de A produz 1,124g de dióxido de carbono e 0,306 g de água. A massa molar do composto A, determinada por espectrometria de massas, é 176 g/mol.

- Determine a fórmula empírica de A.
- Determine a fórmula molecular de A.

#### Comentários

Deixaremos a fórmula molecular desse composto em função de coeficientes a serem determinados  $C_xH_yO_z$ . A combustão desse composto orgânico é dada pela reação:



Podemos começar calculando os números de mols de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) e água ( $H_2O$ ) que foram produzidos nessa reação. Para isso, primeiramente, calcularemos as massas molares.

$$M_{CO_2} = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$



A seguir, dividiremos as massas formadas pela respectiva massa molar.

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{1,124}{44} \cong 0,026 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{0,306}{18} = 0,017 \text{ mol}$$

Sabemos que o número de mols dessas duas espécies químicas deve seguir à proporção dada por seus respectivos coeficientes estequiométricos, que são  $x$  e  $y/2$ .

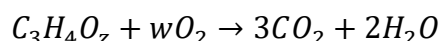
$$\frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{y/2}$$

$$\frac{0,026}{x} = \frac{0,017}{y/2} \therefore \frac{x}{y/2} = \frac{0,026}{0,017} \cong 1,5$$

Portanto, já temos uma proporção aproximada para  $x$  e  $y$ :

$$\frac{x}{y/2} = \frac{3}{2} \therefore \frac{2x}{y} = \frac{3}{2} \therefore \frac{x}{y} = \frac{3}{4}$$

Podemos, portanto, associar  $x = 3$  e  $y = 4$  para termos a razão  $\frac{3}{4}$ . É importante observar que esses termos se referem à fórmula empírica ou fórmula mínima, pois a análise de combustão não revela a fórmula molecular. Atualizando a equação de combustão, temos:



O número de mols do composto orgânico A pode ser calculado pela proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{C_3H_4O_z}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{2} = \frac{0,017}{2} = 0,0085$$

O número de mols também pode ser obtido como a razão entre a massa e a massa molar.

$$n_{C_3H_4O_z} = \frac{m_{C_3H_4O_z}}{M_{C_3H_4O_z}}$$

Daí, podemos calcular a massa da fórmula mínima desse composto.

$$M_{C_3H_4O_z} = \frac{m_{C_3H_4O_z}}{n_{C_3H_4O_z}} = \frac{0,749}{0,0085} = \frac{7490}{85} \cong 88 \text{ g/mol}$$

A massa da fórmula mínima, por sua vez, pode ser obtida como:

$$M_{C_3H_4O_z} = 88$$

$$3 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + z \cdot 16 = 88$$

$$36 + 4 + 16z = 88$$

$$16z = 88 - 36 - 4 = 48$$

$$\therefore z = \frac{48}{16} = 3$$

Dessa maneira, a fórmula empírica de A é  $C_3H_4O_3$ .

A sua fórmula molecular pode ser obtida a partir da fórmula mínima, pois é um múltiplo dela ( $C_{3n}H_{4n}O_{3n}$ ). Como sabemos a massa molar, podemos fazer:

$$M_{\text{fórmula molecular}} = M_{\text{fórmula mínima}} \cdot n$$



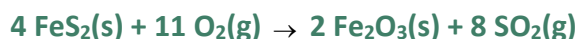
$$176 = 88n \therefore n = \frac{176}{88} = 2$$

Dessa maneira, devemos multiplicar a fórmula mínima por 2 para obter a fórmula molecular do composto A. Sendo assim, a fórmula molecular de A é  $C_6H_8O_6$ .

**Gabarito:** a)  $C_3H_4O_3$ ; b)  $C_6H_8O_6$

**38. (Fac. Israelita de C. da Saúde Albert Einstein – 2018)**

A pirita ( $FeS_2$ ) é encontrada na natureza agregada a pequenas quantidades de níquel, cobalto, ouro e cobre. Os cristais de pirita são semelhantes ao ouro e, por isso, são chamados de ouro dos tolos. Esse minério é utilizado industrialmente para a produção de ácido sulfúrico. Essa produção ocorre em várias etapas, sendo que a primeira é a formação do dióxido de enxofre, segundo a equação a seguir.



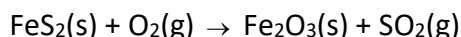
Na segunda etapa, o dióxido de enxofre reage com oxigênio para formar trióxido de enxofre e, por fim, o trióxido de enxofre reage com água, dando origem ao ácido sulfúrico.

Sabendo que o minério de pirita apresenta 92% de pureza, calcule a massa aproximada de dióxido de enxofre produzida a partir de 200 g de pirita.

- a) 213,7 g.
- b) 196,5 g.
- c) 512,8 g.
- d) 17,1 g.

**Comentários**

A questão nos forneceu a equação balanceada. Porém, não era necessário. E essa é uma dica que você pode utilizar para economizar tempo valioso na sua prova.



Como todo o enxofre era proveniente da pirita e passou a dióxido de enxofre, podemos afirmar que, pela Lei de Lavoisier, a massa de enxofre presente na pirita é igual à massa de enxofre presente em  $SO_2$ .

A massa de enxofre na pirita é igual ao produto do teor de enxofre nesse composto pela massa de pirita.

$$m_{S,antes} = \%S \cdot m_{FeS_2}$$

O teor de enxofre na pirita ( $FeS_2$ ) é calculado pela expressão:

$$\%S = \frac{2 \cdot 32}{56 + 2 \cdot 32} = \frac{64}{56 + 64} = \frac{64}{120}$$



A massa de pirita encontrada no minério é igual ao produto da pureza do minério pela sua massa.

$$m_{FeS_2} = 0,92 \cdot 200 = 184$$

Dessa maneira, a massa de enxofre presente no minério é:

$$m_{S,antes} = \%S \cdot m_{FeS_2} = \frac{64}{120} \cdot 184$$

Como a conta ficou um pouco complicada, podemos deixar assim para ver se conseguimos facilitar futuramente.

A massa de enxofre no produto (SO<sub>2</sub>) também é igual ao teor de enxofre nesse composto multiplicado pela massa de SO<sub>2</sub> no produto.

$$m_{S,depois} = \%S \cdot m_{SO_2}$$

O teor de enxofre no dióxido de enxofre é igual

$$\%S = \frac{1,32}{1,32 + 2,16} = \frac{32}{32 + 32} = \frac{1}{2}$$

Lembrando-nos da Lei de Lavoisier, podemos impor que a massa de enxofre final é igual à massa de enxofre inicial.

$$m_{S,antes} = m_{S,depois}$$

$$\frac{64}{120} \cdot 184 = \frac{1}{2} \cdot m_{SO_2}$$

$$\therefore m_{SO_2} = \frac{2,64}{120} \cdot 184 = \frac{16}{15} \cdot 184$$

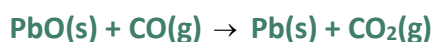
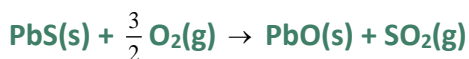
Infelizmente não conseguimos simplificar mais, portanto, faremos a conta.

$$m_{SO_2} = 196,3 \text{ g}$$

**Gabarito: B**

### 39. (Mackenzie – 2018 – Janeiro)

A partir de um minério denominado galena, rico em sulfeto de chumbo II (PbS), pode-se obter o metal chumbo em escala industrial, por meio das reações representadas pelas equações de oxirredução a seguir, cujos coeficientes estequiométricos encontram-se já ajustados:



Considerando-se uma amostra de 717 kg desse minério que possua 90 % de sulfeto de chumbo II, sendo submetida a um processo que apresente 80 % de rendimento global, a massa a ser obtida de chumbo será de, aproximadamente,

Dados: massas molares (g·mol<sup>-1</sup>) S = 32 e Pb = 207



- a) 621 kg.
- b) 559 kg.
- c) 447 kg.
- d) 425 kg.
- e) 382 kg.

### Comentários

O aluno não precisa nem mesmo trabalhar com as reações que foram fornecidas. A Lei de Lavoisier pode ser aplicada diretamente para dizer que a massa de chumbo produzida ao final é igual a 80% massa de chumbo presente no minério. Nesse caso, devemos aplicar o fator de 80%, porque a reação tem rendimento de 80%.

$$m_{Pb} = 0,80 \cdot m_{Pb, \text{minério}}$$

A massa de chumbo presente no minério é igual ao produto do teor de enxofre no minério multiplicado pela massa de PbS presente naquele minério.

$$m_{Pb, \text{minério}} = \%Pb \cdot m_{PbS}$$

O teor de chumbo no minério é calculado pelo seguinte procedimento.

$$\%PbS = \frac{\text{porção de Pb}}{\text{massa total de PbS}} = \frac{1.207}{1.207 + 1.32} = \frac{207}{239}$$

A massa de PbS deve ser calculada considerando a pureza do minério.

$$m_{PbS} = 0,90.717$$

Deixaremos as contas para serem feitas adiante na expectativa de que consigamos simplificar frações. A massa de chumbo no minério inicial era:

$$m_{Pb, \text{minério}} = \%Pb \cdot m_{PbS} = \frac{207}{239} \cdot 0,90.717$$

Felizmente conseguimos uma ótima simplificação, pois  $717/239 = 3$ .

$$m_{Pb, \text{minério}} = 207 \cdot 0,90.3 = 558,9 \text{ kg}$$

Agora, basta aplicar que a massa de chumbo produzida é igual a 80% do máximo que poderia ser produzido teoricamente.

$$m_{Pb} = 0,80.558,9 \cong 447 \text{ kg}$$

### Gabarito: C

#### 40. (ITA – 2007)

Uma amostra de 1,222 g de cloreto de bário hidratado ( $BaCl_2 \cdot nH_2O$ ) é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, resultando em uma massa de 1,042 g.

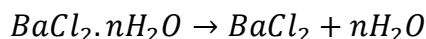
Com base nas informações fornecidas e mostrando os cálculos efetuados, determine:

- a) o número de mols de cloreto de bário,
- b) o número de mols de água e
- c) a fórmula molecular do sal hidratado.



## Comentários

A reação em estudo é a decomposição térmica do cloreto de bário hidratado, liberando toda a água de cristalização.



Pela Lei de Lavoisier, podemos calcular a massa de água que foi eliminada.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1,222 - 1,042 = 0,180 \text{ g}$$

Dessa forma temos a seguinte distribuição de massa na reação.

$\text{BaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \rightarrow$	$\text{BaCl}_2$	$+n\text{H}_2\text{O}$
1,222 g	1,042 g	0,180 g

Agora, podemos calcular o número de mols do sal anidro ( $\text{BaCl}_2$ ) e da água que foi liberada.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{massa de H}_2\text{O}}{\text{massa molar de H}_2\text{O}} = \frac{0,18}{18} = 0,01 \text{ mol}$$

A massa molar do  $\text{BaCl}_2$  pode ser calculada pela sua fórmula mínima:

$$M_{\text{BaCl}_2} = 1.137 + 2.35,5 = 137 + 71 = 208 \text{ g/mol}$$

Então, o número de mols de fórmulas do sal anidro liberada é:

$$n_{\text{BaCl}_2} = \frac{\text{massa de BaCl}_2}{\text{massa molar de BaCl}_2} = \frac{1,042}{208} = 0,005 \text{ mol}$$

Por fim, devemos saber que os números de mols liberados de  $\text{BaCl}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$  devem seguir a proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{\text{BaCl}_2}}{1} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n}$$

$$\frac{0,005}{1} = \frac{0,01}{n} \therefore n = \frac{0,01}{0,005} = 2$$

**Gabarito: a) 0,005 mol  $\text{BaCl}_2$ ; b) 0,01 mol  $\text{H}_2\text{O}$ ; c)  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$**

### 41. (ITA – 2016)

Considere que 20 g de tiosulfato de potássio com pureza de 95% reagem com ácido clorídrico em excesso, formando 3,2 g de um sólido de coloração amarela. Assinale a alternativa que melhor representa o rendimento desta reação.

Dados: Massas Molares: K = 39, S = 32, O = 16

- a) 100%
- b) 95%
- c) 80%
- d) 70%



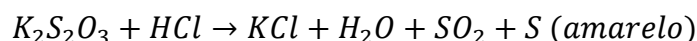


e) 65%

**Dica:** Caso você tenha dificuldade em determinar a equação envolvida nessa reação, consulte a dica na seção de comentários. Se você estiver lendo esse material em pdf, basta apertar CTRL + botão esquerdo do mouse para chegar lá.

**Dica**

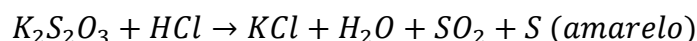
O sólido amarelo liberado é o enxofre (S) e a equação não-balanceada para essa reação é:



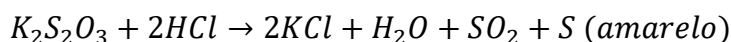
**Comentários**

O sulfato de potássio tem a fórmula  $K_2SO_4$ . O prefixo **tio-** indica que houve substituição de um dos átomos de oxigênio por enxofre, portanto, o tiosulfato é  $K_2S_2O_3$ .

Os tiosulfatos se decompõem em água, enxofre e dióxido de enxofre ( $SO_2$ ). Como a reação acontece com HCl, o potássio irá para a forma de KCl.



Note que, para balancear essa equação, precisamos apenas de um coeficiente.



A massa de 20 g de tiosulfato de potássio tem pureza de 95%. Isso significa que a massa efetiva de tiosulfato presente nessa amostra é:

$$m = 0,95 \cdot 20 = 19 \text{ g}$$

Com o auxílio da sua massa molar, podemos calcular

$$M_{K_2S_2O_3} = 2 \cdot 39 + 2 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 190 \text{ g/mol}$$

O número de mols de fórmulas desse sal presentes na amostra é, portanto:

$$n_{K_2S_2O_3} = \frac{\text{massa de } K_2S_2O_3}{\text{massa molar de } K_2S_2O_3} = \frac{19}{190} = 0,1 \text{ mol}$$

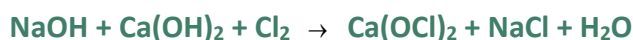
Com base nisso, a quantidade esperada de mols de enxofre a serem produzidos é dada pela proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{K_2S_2O_3}}{1} = \frac{n_S}{1} \therefore n_S = n_{K_2S_2O_3} = 0,1 \text{ mol}$$

**Gabarito: A**

## 42. (UNIFOR/CE – 2018 – Janeiro)

O hipoclorito de cálcio,  $Ca(OCl)_2$ , é usado como um alvejante químico, sendo produzido a partir de hidróxido de sódio, hidróxido de cálcio e cloro de acordo com a equação não balanceada:



Para a produção de 143 toneladas do hipoclorito de cálcio, usaremos aproximadamente as seguintes quantidades, em toneladas, de hidróxido de sódio, hidróxido de cálcio e cloro, respectivamente:

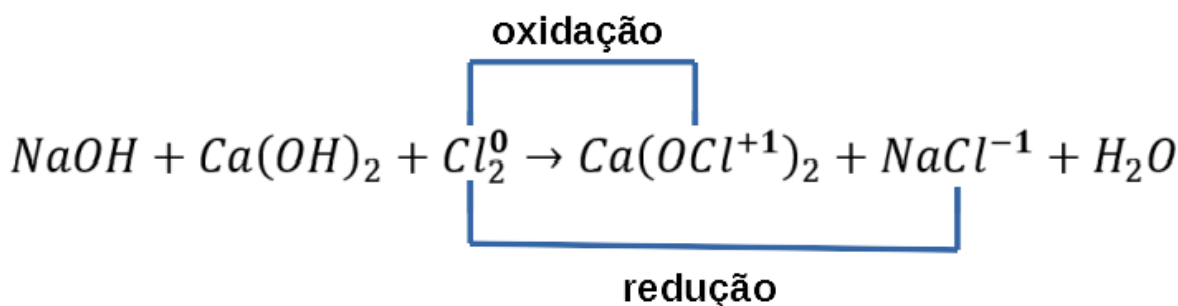


- a) 40, 37 e 71.
- b) 40, 74 e 71.
- c) 80, 37 e 71.
- d) 40, 74 e 142.
- e) 80, 74 e 142.

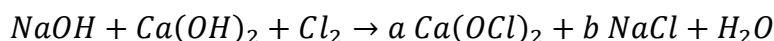
**Comentários**

Como essa reação é mais complexa, é mais conveniente balancear a equação e aplicar a proporção estequiométrica para descobrir a massa consumida dos vários reagentes que foram pedidos.

Para balancear essa reação, devemos notar que o cloro é o único elemento que se oxida e se reduz ao mesmo tempo. Trata-se de um interessante exemplo de desproporcionamento.



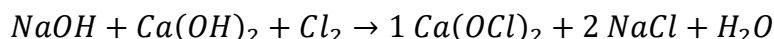
Como todo o cloro que se oxidou está presente no Ca(OCl)<sub>2</sub> e todo o cloro que se reduziu está presente no NaCl, é nesses compostos que devemos colocar os coeficientes.



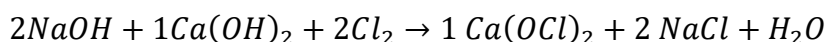
Agora, vamos utilizar o princípio de que o número de elétrons ganhos é igual ao número de elétrons perdidos. Note que, em Ca(OCl)<sub>2</sub>, o cloro perdeu um elétron (nox variou de 0 para +1) e que, em NaCl, o cloro ganhou um elétron (nox variou de 0 para -1). Mas que, em Ca(OCl)<sub>2</sub>, tem-se dois átomos de cloro na fórmula.

$(2a) \cdot 1$	=	$b \cdot 1$
Número de elétrons perdidos	=	Número de elétrons ganhos

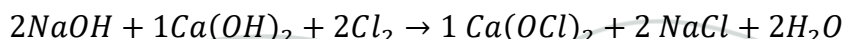
Façamos a = 1, teremos b = 2. Portanto, já podemos escrever os coeficientes.



Com isso, podemos balancear o sódio, o cálcio e o cloro. Temos 2 átomos de cloro nos produtos, portanto, precisamos de 2 nos reagentes, logo, precisamos do coeficiente 2 NaOH. Temos um átomo de cálcio nos produtos, portanto, precisamos de 1 nos reagentes, logo, precisamos do coeficiente 1 Ca(OH)<sub>2</sub>. Temos 4 átomos de cloro nos produtos, logo precisamos do coeficiente 2 Cl<sub>2</sub>.



Faltou somente balancear o hidrogênio. São 4 átomos no reagente, portanto, precisamos de 4 átomos no produto, logo, o coeficiente será 2 H<sub>2</sub>O.



Como desejamos produzir 143 t de hipoclorito de cálcio, podemos calcular o número de mols equivalente dividindo pela massa molar.



$$M_{Ca(OCl)_2} = 1.40 + 2 \cdot (1.16 + 35,5) = 40 + 2.51,5 = 40 + 103 = 143 \text{ g/mol}$$

Veja que a massa fornecida no enunciado de 143 toneladas começou a fazer bastante sentido, pois nos facilitará bastante as contas.

O número de mols de hipoclorito de cálcio é obtido dividindo a massa desejada pela massa molar. Observemos também que 1 tonelada =  $10^6$  g.

$$n_{Ca(OCl)_2} = \frac{\text{massa de } Ca(OCl)_2}{\text{massa molar de } Ca(OCl)_2} = \frac{143 \cdot 10^6}{143} = 10^6 \text{ mol}$$

Agora, podemos obter o número de mols necessário dos reagentes aplicando a proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{NaOH}}{2} = \frac{n_{Ca(OCl)_2}}{1} \therefore n_{NaOH} = 2 \cdot n_{Ca(OCl)_2} = 2 \cdot 10^6 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{Ca(OH)_2}}{1} = \frac{n_{Ca(OCl)_2}}{1} \therefore n_{Ca(OH)_2} = 1 \cdot n_{Ca(OCl)_2} = 1 \cdot 10^6 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{Cl_2}}{2} = \frac{n_{Ca(OCl)_2}}{1} \therefore n_{Cl_2} = 2 \cdot n_{Ca(OCl)_2} = 2 \cdot 10^6 \text{ mol}$$

A massa dos reagentes pode ser obtida multiplicando-se o seu número de mols pela respectiva massa molar. Para isso, precisamos, então, calcular a massa molar.

$$M_{NaOH} = 1.23 + 1.16 + 1.1 = 40 \text{ g/mol}$$

$$M_{Ca(OH)_2} = 1.40 + 2 \cdot (1.16 + 1.1) = 40 + 2.17 = 40 + 34 = 74 \text{ g/mol}$$

$$M_{Cl_2} = 2.35,5 = 71 \text{ g/mol}$$

Agora, basta multiplicar o número de mols pela massa molar para obter a massa necessária dos reagentes.

$$m_{NaOH} = n_{NaOH} \cdot M_{NaOH} = 2 \cdot 10^6 \cdot 40 = 80 \cdot 10^6 = 80 \text{ t}$$

$$m_{Ca(OH)_2} = n_{Ca(OH)_2} \cdot M_{Ca(OH)_2} = 1 \cdot 10^6 \cdot 74 = 74 \text{ t}$$

$$m_{Cl_2} = n_{Cl_2} \cdot M_{Cl_2} = 2 \cdot 10^6 \cdot 71 = 142 \text{ t}$$

**Gabarito: E**

### 43. (IME – 2008)

Dispõe-se de uma mistura sulfonítrica de composição mássica igual a 60% de  $H_2SO_4$ , 11,2% de  $HNO_3$  e 28,8% de  $H_2O$ . A 1000 kg dessa mistura são adicionados 100 kg de uma solução de  $HNO_3$  88% (em massa) e 200 kg de uma solução de  $H_2SO_4$  60% (em massa). Calcule a composição mássica da mistura sulfonítrica final.

#### Comentários

Na tabela a seguir, tem-se a quantidade em massa de cada composto nas três misturas.

Mistura	$H_2SO_4$	$HNO_3$	$H_2O$
<b>I (1000)</b>	600	112	288
<b>II (100)</b>	0	88	12



<b>III (200)</b>	120	0	80
<b>Final (1300)</b>	720	200	380

Sendo assim, a composição mássica da mistura final é:

$$\%H_2SO_4 = \frac{720}{1300} = 55,38\%$$

$$\%HNO_3 = \frac{200}{1300} = 14,38\%$$

$$\%H_2O = \frac{380}{1300} = 29,23\%$$

**Gabarito: 55,38%; 14,38%; 29,23%**

#### 44. (ITA – 2010)

A seguinte reação não-balanceada e incompleta ocorre em meio ácido:

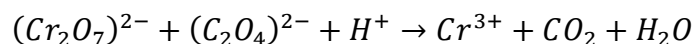


A soma dos coeficientes estequiométricos da reação completa e balanceada é igual a:

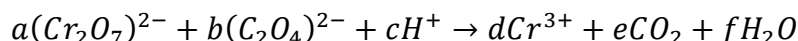
- a) 11.
- b) 22.
- c) 33.
- d) 44.
- e) 55.

#### Comentários

Para balancear a carga, deve-se considerar, entre os reagentes, íons  $H^+$ . No produto, o hidrogênio deve aparecer na forma de água.

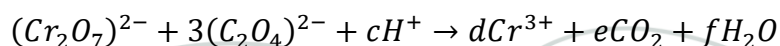


Podemos, então, estabelecer coeficientes incógnitas.



Trata-se de uma reação de oxirredução, em que o cromo se reduz de +6 a +3, enquanto que o carbono se oxida de +3 a +4. Portanto:

$$3a = 1b \therefore a = 1, b = 3$$



Podemos, agora, balancear o cromo:



$$d = 2$$

Balaceando o dióxido de carbono:

$$e = 6$$

Balaceando a carga:

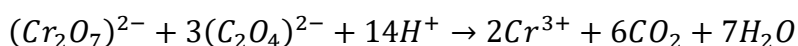
$$-2 + 3 \cdot (-2) + c = 3d = 6$$

$$c = 6 + 2 + 8 = 14$$

Por fim, balaceando os hidrogênios:

$$2f = c = 14 \therefore f = 7$$

Portanto, a equação balanceada é:



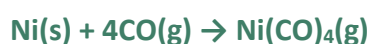
Desse modo, a soma dos coeficientes da equação balanceada é:

$$1 + 3 + 14 + 2 + 6 + 7 = 33$$

**Gabarito: C**

#### 45. (UPE – SSA 1º ano – 2016)

A fabricação de determinadas moedas exige o uso de níquel com elevada pureza. Para obtê-lo, pode-se utilizar o processo Mond. Desenvolvido por Ludwig Mond, em 1899, consiste inicialmente no aquecimento do óxido de níquel, produzindo níquel metálico, que deve ser purificado. Numa segunda etapa, o níquel impuro é colocado em uma atmosfera de monóxido de carbono,, a um temperatura de cerca de 50°C e pressão de 1 atm, formando um composto volátil e altamente inflamável, chamado tetracarbonilníquel, de acordo com a equação química:



As impurezas permanecem em estado sólido, e o níquel pode ser recuperado, posteriormente, pela decomposição desse gás, que ocorre a 240°C

Uma fábrica produz 314 kg de moedas de níquel puro por semana, a partir de 400 kg de níquel impuro. Qual a massa aproximada de monóxido de carbono, usada semanalmente, por essa fábrica?

Dados: Massas molares: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; Ni = 58,7 g/mol;

#### Comentários

Em primeiro lugar, vamos calcular o número de mols de átomos de níquel em 314 kg dessa substância. Para isso, basta converter a massa fornecida para gramas e dividir pela massa molar do níquel.

$$n_{Ni} = \frac{314 \cdot 10^3}{58,7} \cong 5,35 \cdot 10^3$$

O número de mols de monóxido de carbono utilizado segue a proporção estequiométrica:

$$\frac{n_{Ni}}{1} = \frac{n_{CO}}{4} \therefore n_{CO} = 4n_{Ni} = 4 \cdot 5,35 \cdot 10^3 = 21,4 \cdot 10^3$$

Portanto, a massa de CO é igual ao produto do número de mols pela massa de um mol (ou massa molar).

$$m_{CO} = n_{CO} M_{CO}$$



Já a massa molar do CO é:

$$M_{CO} = 1.12 + 1.16 = 28$$

Portanto:

$$m_{CO} = 21,4 \cdot 10^3 \cdot 28 \cong 600 \cdot 10^3 = 600kg$$

**Gabarito: 600 kg**

**46. (ITA – 2011)**

Quando aquecido ao ar, 1,65g de um determinado elemento X forma 2,29g de um óxido de fórmula  $X_3O_4$ . Das alternativas, assinale a opção que identifica o elemento X.

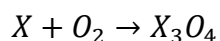
- a) Antimônio
- b) Arsênio
- c) Ouro
- d) Manganês
- e) Molibdênio

**MASSAS MOLARES**

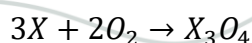
Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol <sup>-1</sup> )
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

**Comentários**

Primeiramente, precisamos obter a equação química balanceada que representa a combustão do elemento X.



As combustões são simples de balancear. Como temos 3 mols de X no lado dos produtos e 4 mols de O no lado dos produtos, precisamos igualar essa quantidade no lado dos reagentes.





Pela Lei da Conservação das massas, a massa total dos produtos deve ser igual à soma das massas dos reagentes. Sendo assim, podemos calcular a massa de oxigênio que foi utilizada na reação.

$$\begin{aligned} m_X + m_{O_2} &= m_{X_3O_4} \\ \therefore 1,65 + m_{O_2} &= 2,29 \\ \therefore m_{O_2} &= 2,29 - 1,65 = 0,64g \end{aligned}$$

Agora, podemos calcular o número de mols de oxigênio utilizados na combustão, utilizando a massa molar como relação de conversão.

$$\begin{aligned} M_{O_2} &= 2 \cdot 16 = 32 \\ n_{O_2} &= \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{0,64}{32} = 0,02 \text{ mol} \end{aligned}$$

Podemos calcular o número de mols do elemento X que foi queimada utilizando a proporção estequiométrica.

$$\begin{aligned} \frac{n_X}{3} &= \frac{n_{O_2}}{2} \\ \therefore n_X &= 3 \cdot \frac{n_{O_2}}{2} = 3 \cdot \frac{0,02}{2} = 0,03 \text{ mol} \end{aligned}$$

Chegamos à conclusão, portanto, que a massa de 1,65 g de X corresponde a 0,03 mol desse elemento. Com base nesses fatos, podemos concluir a sua massa molar.

$$M_X = \frac{1,65}{0,03} = 55g/mol$$

Pelos dados informados no enunciado, descobrimos que X é o manganês.

**Gabarito: D**

#### 47. (IME – 2014 – adaptada)

Em 19,9g de um sal de cálcio  $Ca_3X_2$ , encontra-se 0,15 mol desse elemento. Qual a massa molar do ânion que forma esse sal?

Dado: Ca = 40 g/mol

- a) 139 g/mol
- b) 278 g/mol
- c) 63,3 g/mol
- d) 126,6 g/mol
- e) 95 g/mol

#### Comentários

Primeiramente, podemos obter a massa que corresponde a 0,15 mol de cálcio, multiplicando pela massa molar do elemento.

$$m_{Ca} = 0,15 \cdot 40 = 6g$$



O teor de cálcio no sal pode ser, portanto, calculado como a razão entre a massa de cálcio nele encontrada e a massa total da amostra.

$$\%Ca = \frac{6}{19,9}$$

Deixaremos assim com a esperança de que nossas contas possam vir a ser facilitadas em algum momento futuro.

O teor de cálcio no sal  $Ca_3X_2$  pode ser calculado também diretamente pela estequiometria do sal.

$$\%Ca = \frac{3.40}{3.40 + 2.M_x}$$

Igualando as duas formas de calcular o teor de cálcio no sal, temos:

$$\frac{3.40}{3.40 + 2.M_x} = \frac{6}{19,9}$$

$$\frac{120}{120 + 2M_x} = \frac{6}{19,9}$$

Podemos, agora, utilizar as propriedades da razão e proporção para agilizar as contas.

$$\frac{120}{2M_x} = \frac{6}{19,9 - 6} = \frac{6}{13,9}$$

$$\therefore M_x = \frac{13,9 \cdot 120}{2 \cdot 6} = 139 \text{ g/mol}$$

**Gabarito: A**

#### 48. (IME – 2014)

Um hidreto gasoso tem fórmula empírica  $XH_3$  (massa molar de  $X = 13\text{g/mol}$ ) e massa específica  $6,0 \text{ g/L}$  numa dada condição de temperatura e pressão. Sabendo-se que, nas mesmas temperatura e pressão,  $1,0\text{L}$  de  $O_2$  gasoso tem massa de  $3,0\text{g}$ , pode-se afirmar que a fórmula molecular do hidreto é:

**Dica:** Para resolver a questão, o aluno deve saber que se duas amostras de gás estão na mesma temperatura e pressão e ocupam o mesmo volume, então eles possuem o mesmo número de mols de gases.

- a)  $X_{0,5}Y_{1,5}$
- b)  $XH_3$
- c)  $X_4H_{12}$
- d)  $X_2H_6$
- e)  $X_6H_{18}$

#### Comentários

$1,0\text{L}$  do hidreto gasoso possui  $6,0\text{g}$ . Portanto, pela comparação com o oxigênio gasoso, pode-se afirmar que  $6,0\text{g}$  de  $XH_3$  possui o mesmo número de mols que  $3,0\text{g}$  de  $O_2$ . Assim, pode-se calcular a massa molar  $M$  do hidreto:

$$n_{XH_3} = n_{O_2}$$





$$\frac{m_{XH_3}}{M_{XH_3}} = \frac{n_{O_2}}{M_{O_2}}$$

Substituindo os dados fornecidos no enunciado, temos:

$$\frac{6,0}{M} = \frac{3,0}{2.16}$$

$$\therefore M = \frac{6.2.16}{3} = 64 \text{ g/mol}$$

Como a fórmula mínima do referido hidreto é  $XH_3$ , temos que a massa da fórmula mínima é:  $13 + 1.3 = 16 \text{ g/mol}$ . Como a fórmula molecular é um múltiplo, então, a sua massa deve ser múltipla de 16.

$$64 = 16n \quad \therefore n = 4$$

Portanto, para se obter a fórmula molecular do hidreto, basta multiplicar a fórmula mínima por 4. Logo, a sua fórmula molecular é  $X_4H_{12}$ .

**Gabarito: C**

#### 49. (ITA – 2005)

Vidro de janela pode ser produzido por uma mistura de óxido de silício, óxido de sódio e óxido de cálcio, nas seguintes proporções (% m/m): 75, 15 e 10, respectivamente.

Os óxidos de cálcio e de sódio são provenientes da decomposição térmica de seus respectivos carbonatos.

Para produzir 1,00 kg de vidro, quais são as massas de óxido de silício, carbonato de sódio e carbonato de cálcio que devem ser utilizadas? Mostre os cálculos e as equações químicas balanceadas de decomposição dos carbonatos.

#### Comentários

Trata-se de uma questão bastante trabalhosa, como muitas de Estequiometria. Nesse tipo de questão, eu recomendo que você saiba bem o que está fazendo, seja paciente e siga o passo a passo.

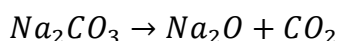
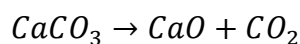
Para produzir 1 kg (ou 1000 g) de vidro, são necessárias as seguintes massas dos óxidos que o compõem.

$$m_{SiO_2} = 0,75.1000 = 750 \text{ g}$$

$$m_{Na_2O} = 0,15.1000 = 150 \text{ g}$$

$$m_{CaO} = 0,10.1000 = 100 \text{ g}$$

Podemos escrever as reações de decomposições térmicas dos carbonatos de sódio e cálcio.



Note que essas reações já estão balanceadas e seguem a proporção 1:1 entre o carbonato e o óxido. Portanto, podemos relacionar bem facilmente as massas necessárias, pois elas são proporcionais às massas molares.

$$\frac{m_{CaCO_3}}{M_{CaCO_3}} = \frac{m_{CaO}}{M_{CaO}} \quad \therefore m_{CaCO_3} = \frac{M_{CaCO_3}}{M_{CaO}} \cdot m_{CaO} \quad (I)$$



$$\frac{m_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2CO_3}} = \frac{m_{Na_2O}}{M_{Na_2O}} \therefore m_{Na_2CO_3} = \frac{M_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2O}} \cdot m_{Na_2O} \quad (II)$$

Sendo assim, para calcular as massas dos carbonatos, é necessário calcular as massas molares dessas quatro espécies químicas. Então, mãos à obra.

$$M_{CaCO_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 40 + 12 + 48 = 100$$

$$M_{CaO} = 1.40 + 1.16 = 40 + 16 = 56$$

$$M_{Na_2CO_3} = 2.23 + 1.12 + 3.16 = 46 + 12 + 48 = 106$$

$$M_{Na_2O} = 2.23 + 1.16 = 46 + 16 = 62$$

Agora, basta fazer as contas que já estavam preparadas nas equações (I) e (II).

$$m_{CaCO_3} = \frac{M_{CaCO_3}}{M_{CaO}} \cdot m_{CaO} = \frac{100}{56} \cdot 100 \cong 179 \text{ g}$$

$$m_{Na_2CO_3} = \frac{M_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2O}} \cdot m_{Na_2O} = \frac{106}{62} \cdot 150 \cong 256 \text{ g}$$

**Gabarito: 750 g de SiO<sub>2</sub>; 179 g de CaCO<sub>3</sub>; 256 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>**

### 50. (IME – 2011)

Sabendo que 18,0g de um elemento X reagem exatamente com 7,75g de oxigênio para formar um composto de fórmula X<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, a massa de um mol de X é:

- a) 99,2 g
- b) 92,9 g
- c) 74,3 g
- d) 46,5 g
- e) 18,6 g

#### Comentários

Devido à estequiometria do composto formado, a proporção molar do composto X e de átomos de oxigênio na mistura deve ser exatamente 2:5. Podemos anotar, portanto:

$$\frac{n_X}{2} = \frac{n_O}{5}$$

O número de mols do elemento X e dos átomos de oxigênio pode ser obtido diretamente pela massa reagente dividida pela massa molar de cada elemento em apreço.

$$n_X = \frac{18,0}{M_X}$$

$$n_O = \frac{7,75}{16}$$



Agora, podemos utilizar a proporção estequiométrica.

$$n_x = \frac{2}{5} n_o$$

$$n_x = \frac{18,0}{M_x} = \frac{2}{5} \frac{27,75}{16}$$

$$\therefore M_x = \frac{18 \cdot 5 \cdot 16}{2 \cdot 7,75} = \frac{18 \cdot 5 \cdot 16}{15,5}$$

Para facilitar as contas, podemos multiplicar o denominador por 2

$$M_x = \frac{18 \cdot 10 \cdot 16}{31}$$

Como não há nenhum fator em comum para simplificar, o jeito é fazer a conta.

$$M_x = \frac{2880}{31} \cong 92,9 \text{ g/mol}$$

**Gabarito: B**

### 51. (IBMEC SP INSPER – 2017 – Janeiro)

A hidroxiapatita é um mineral constituído pelos íons cálcio, fosfato e hidróxido e tem fórmula unitária  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ . Ela é o principal constituinte dos ossos e dentes. Não se dissolve em água, porém reage com ácido clorídrico (HCl) concentrado que neutraliza o hidróxido e, com o fosfato, forma  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

O pão francês, que é o pãozinho vendido regularmente nas padarias de São Paulo, tem em sua composição diversos nutrientes. Cada unidade de 50 g de pão francês tem 10 mg de cálcio. Essa massa de cálcio é suficiente para originar a quantidade máxima, em mol, de hidroxiapatita igual a

- a)  $1,0 \times 10^{-3}$ .
- b)  $2,5 \times 10^{-2}$ .
- c)  $1,0 \times 10^{-5}$ .
- d)  $2,5 \times 10^{-3}$ .
- e)  $2,5 \times 10^{-5}$ .

### Comentários

Devemos obter o número de mols de hidroxiapatita que contém exatamente 10 mg de cálcio. Para isso, devemos calcular o número de mols de cálcio presentes nessa amostra. Para isso, basta dividir pela massa molar.

$$n_{Ca} = \frac{m_{Ca}}{M_{Ca}} = \frac{10 \cdot 10^{-3}}{40} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Agora, devemos nos lembrar que a fórmula mínima da hidroxiapatita contém 10 átomos de cálcio, pois é  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ . Sendo assim, o número de mols máximo dessa substância que podem ser produzidos é igual a:



$$n_{Ca_{10}(PO_4)_6(OH)_2} = \frac{n_{Ca}}{10} = \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{10} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

**Gabarito: E**

---

### 52. (IME – 2013)

A reação de 124g de fósforo branco (P) com uma solução de ácido nítrico gera óxido nítrico e 98g de ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ). Sabendo que o rendimento da reação é 100%, determine o grau de pureza do fósforo.

#### Comentários

A massa de fósforo presente em 98 g de ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ) pode ser calculado pelo teor elementar.

$$\%P = \frac{1 \cdot 31}{3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16} = \frac{31}{98}$$

$$m_p = \%P \cdot m_{H_3PO_4} = \frac{31}{98} \cdot 98 = 31g$$

De acordo com a Lei de Conservação da Massa, a massa de fósforo deve se conservar. Como a reação foi de rendimento total, isso significa que não sobrou fósforo entre os reagentes. Portanto, a massa total de fósforo presente inicialmente deve ser igual a 31 g.

Como a amostra de fósforo branco original tinha 124 g, podemos concluir que ela era impura e podemos calcular a pureza pela fração.

$$pureza = \frac{\text{massa de fósforo}}{\text{massa total da amostra}} = \frac{31}{124} = \frac{1}{4} = 0,25 = 25\%$$

**Gabarito: 25%**

---

### 53. (IME – 2004)

Uma forma de sintetizar óxido nítrico em meio aquoso é reagir nitrito de sódio com sulfato ferroso e ácido sulfúrico, produzindo, além do óxido nítrico, sulfato férrico e bissulfato de sódio.

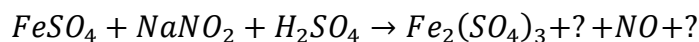
Partindo de 75,0 g de nitrito de sódio, 150,0g de ácido sulfúrico e 152,0 g de sulfato ferroso e tendo a reação 90% de rendimento, determine a massa de óxido nítrico obtida.

#### Comentários

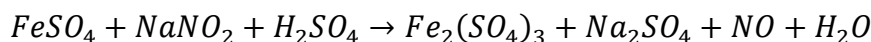
Trata-se de uma reação bastante sofisticada. Primeiramente, vamos às nomenclaturas abordadas na questão.

- **Óxido nítrico:** NO
- **Nitrito de Sódio:** NaNO<sub>2</sub>
- **Sulfato Ferroso ou de Ferro (II):** FeSO<sub>4</sub>
- **Ácido Sulfúrico:** H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- **Sulfato Férrico ou de Ferro(III):** Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>

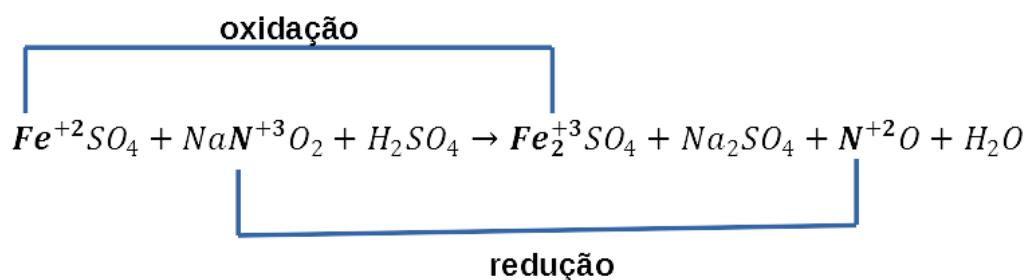
Com base nisso, podemos escrever a reação envolvida.



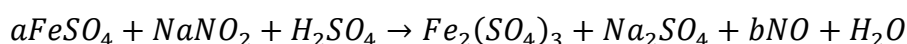
Não sabemos, a princípio, no que se transformou o sódio nem o hidrogênio. No entanto, é bastante razoável supor que eles não sofreram nenhuma oxirredução, mantendo-se, portanto, com nox +1. Dessa forma, a equação completa não-balanceada é:



Para balancear essa equação, podemos observar os elementos que sofreram variação no seu número de oxidação.



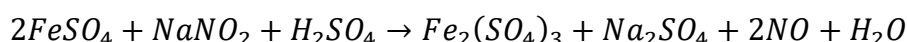
Podemos colocar coeficientes incógnitas no NO, que é a substância de interesse no problema, e no FeSO<sub>4</sub>.



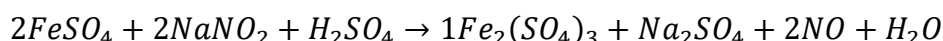
Aplicando o princípio de que o número de elétrons ganhos pelo nitrogênio deve ser igual ao número de elétrons perdidos pelo ferro, temos:

(número de átomos de Fe). elétrons ganhos por cada átomo	=	(número de átomos de N). elétrons perdidos por cada átomo
<b>a . 1</b>	=	<b>b . 1</b>
Número de elétrons perdidos	=	<b>Número de elétrons ganhos</b>

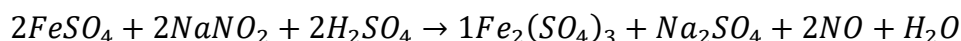
Temos, portanto, a = b. Fazendo a = 2, teremos:



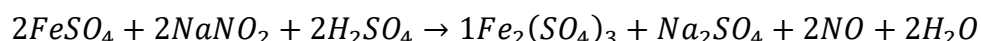
Podemos balancear o ferro e o nitrogênio.



Notamos que o sódio já está balanceado. Podemos balancear agora o enxofre. Temos 4 enxofres do lado dos produtos e já temos 2 enxofres do lado dos reagentes, portanto, precisamos de 2 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> para balancear do lado dos reagentes.



Agora, podemos balancear o hidrogênio.



Notamos que o oxigênio está balanceado, pois temos 20 mols do lado esquerdo e 20 mols do lado direito.

Perceba, portanto, que a proporção estequiométrica molar entre os reagentes é 2:2:2 que também poderia ser escrita 1:1:1.



Como foram misturados 75,0 g de nitrito de sódio, 150,0g de ácido sulfúrico e 152,0 g de sulfato ferroso, precisamos saber qual será o reagente limitante. Para isso, precisamos calcular o número de mols presente de cada um dos reagentes em questão.

Certamente, o cálculo do número de mols requer o cálculo prévio da massa molar de cada um desses compostos.

$$M_{NaNO_2} = 1.23 + 1.14 + 2.16 = 23 + 14 + 32 = 69 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2SO_4} = 2.1 + 1.32 + 4.16 = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol}$$

$$M_{FeSO_4} = 1.56 + 1.32 + 4.16 = 56 + 32 + 64 = 152 \text{ g/mol}$$

Procedamos, portanto, ao cálculo do número de mols colocado de cada um dos reagentes. Mas, antes de fazer todas as contas, vamos verificara ordem de grandeza dos números de mols, pois só precisamos do número de mols do reagente limitante.

$$n_{NaNO_2} = \frac{\text{massa de } NaNO_2}{\text{massa molar de } NaNO_2} = \frac{75}{69} > 1$$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{\text{massa de } H_2SO_4}{\text{massa molar de } H_2SO_4} = \frac{150}{98} > 1$$

$$n_{FeSO_4} = \frac{\text{massa de } FeSO_4}{\text{massa molar de } FeSO_4} = \frac{152}{152} = 1$$

Nem precisa fazer muita conta, pois só precisamos encontrar o reagente limitante e está claro que temos o menor reagente é o . Esse tipo de sacada economiza minutos preciosos durante a sua prova.

Portanto, o reagente limitante é o sulfato ferroso e o número de mols presente desse reagente é igual a 1 mol.

O número de mols de óxido nítrico que seria produzido, caso o rendimento da reação fosse de 100% é dado pela proporção estequiométrica com o reagente limitante.

$$\frac{n_{FeSO_4}}{2} = \frac{n_{NO}^{teórico}}{2} \therefore n_{NO}^{teórico} = n_{FeSO_4} = 1 \text{ mol}$$

No entanto, como a reação teve 90% de rendimento, a quantidade produzida de NO é apenas 90% do máximo que seria teoricamente possível.

$$n_{NO}^{real} = 0,90 \cdot n_{NO}^{teórico} = 0,90 \cdot 1 = 0,90 \text{ mol}$$

Finalmente, a massa de óxido nítrico produzida pode ser calculada multiplicando o número de mols pela massa molar desse composto.

$$M_{NO} = 1.14 + 1.16 = 30 \text{ g/mol}$$

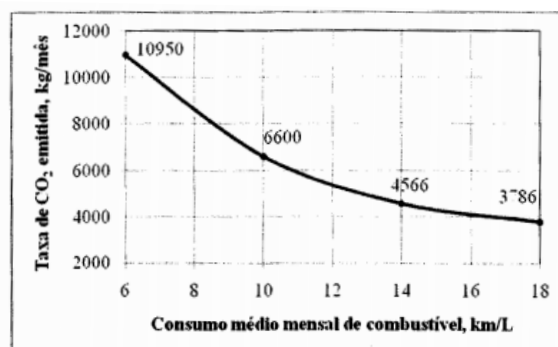
$$m = n_{NO} \cdot M_{NO} = 0,90 \cdot 30 = 27 \text{ g}$$

**Gabarito: 27 g**



54. (IME – 2011)

A taxa de emissão de dióxido de carbono em função do consumo médio de certo combustível em um carro de testes é apresentada a seguir:

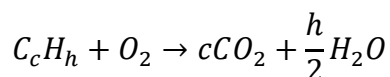


Para um consumo médio de 10 km/L, a massa total mensal de combustível consumida é 2175 kg. Dentre as opções abaixo, pode-se afirmar que a fórmula mínima do combustível testado é:

- a) CH<sub>4</sub>
- b) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>
- c) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>
- d) C<sub>7</sub>H<sub>16</sub>
- e) C<sub>4</sub>H<sub>9</sub>

**Comentários**

Considere a queima de um hidrocarboneto qualquer.



Pela Conservação da Massa, a quantidade de carbono nos produtos (dióxido de carbono) deve ser igual à quantidade de carbono nos reagentes (hidrocarboneto).

A quantidade de carbono pode ser calculada pelo produto entre o teor de carbono nos produtos e a massa total do produto, seguindo as técnicas que aprendemos nesse capítulo.

Primeiramente calcularemos a massa de carbono presente no produto (CO<sub>2</sub>).

$$m_c^{prod} = \frac{1.12}{1.12 + 2.16} 660kg = \frac{12 \cdot 6600}{44}$$

$$m_c^{prod} = 1800 \text{ kg}$$

Agora, calcularemos a massa de carbono presente no reagente (C<sub>c</sub>H<sub>h</sub>), sabendo que a massa total desse hidrocarboneto é 2175 kg e igualando essa massa de carbono a 1800 kg, devido à Lei de Lavoisier.

$$m_c^{reag} = \frac{12c}{12c + h} 2175 = 1800$$

$$\frac{12c}{12c + h} = \frac{1800}{2175}$$



Aplicando regras da proporção:

$$\frac{12c}{h} = \frac{1800}{2175 - 1800} = \frac{1800}{375}$$

$$\frac{c}{h} = \frac{1800}{12 \cdot 375} = \frac{150}{375} = \frac{30}{75} = \frac{10}{25} = \frac{2}{5}$$

Sendo assim, chegamos à conclusão que:

$$\frac{c}{2} = \frac{h}{5}$$

Portanto, a fórmula mínima do composto é  $C_2H_5$ .

**Gabarito: C**

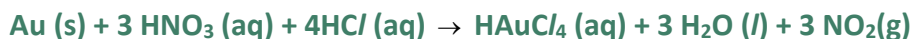
---

### 55. (UERJ – 2017 – 1ª Fase)

Durante a Segunda Guerra Mundial, um cientista dissolveu duas medalhas de ouro para evitar que fossem confiscadas pelo exército nazista. Posteriormente, o ouro foi recuperado e as medalhas novamente confeccionadas.

As equações balanceadas a seguir representam os processos de dissolução e de recuperação das medalhas.

#### Dissolução



#### Recuperação



Admita que foram consumidos 252 g de  $\text{HNO}_3$  para a completa dissolução das medalhas.

Nesse caso, a massa, de  $\text{NaHSO}_3$ , em gramas, necessária para a recuperação de todo o ouro corresponde a:

- a) 104
- b) 126
- c) 208
- d) 252

#### Comentários

Uma questão bastante trabalhosa, mas que pode ser facilitada com a Lei de Lavoisier elementar. Primeiramente, devemos obter a quantidade de ouro que pode ser dissolvida com 252 g de  $\text{HNO}_3$ . Para isso, devemos primeiramente calcular as massas molares.





$$M_{Au} = 197 \text{ g/mol}$$

$$M_{HNO_3} = 1.1 + 1.14 + 3.16 = 1 + 14 + 48 = 63 \text{ g/mol}$$

Podemos, com isso, calcular o número de mols de ácido nítrico dividindo a massa utilizada pela massa molar do composto.

$$n_{HNO_3} = \frac{m_{HNO_3}}{M_{HNO_3}} = \frac{252}{63} = 4 \text{ mol}$$

Utilizando a proporção estequiométrica na equação de dissolução, podemos calcular o número de mols de ouro que foram dissolvidos seguindo esse método.

$$\frac{n_{HNO_3}}{3} = \frac{n_{Au}}{1} \therefore n_{Au} = \frac{4}{3} \text{ mol}$$

Na equação de recuperação, podemos aplicar a proporção estequiométrica para calcular o número de mols de  $NaHSO_3$ .

$$\frac{n_{Au}}{2} = \frac{n_{NaHSO_3}}{3} \therefore n_{NaHSO_3} = \frac{3}{2} \cdot n_{Au} = \frac{3}{2} \cdot \frac{4}{3} = 2 \text{ mol}$$

A massa de  $NaHSO_3$  que será utilizada pode ser obtida como o produto entre o número de mols e a massa molar. Para isso, precisamos, primeiramente, calcular a massa molar desse composto.

$$M_{NaHSO_3} = 1.23 + 1.1 + 1.32 + 3.16 = 23 + 1 + 32 + 48 = 104 \text{ g/mol}$$

$$m_{NaHSO_3} = n_{NaHSO_3} \cdot M_{NaHSO_3} = 2 \cdot 104 = 208 \text{ g}$$

**Gabarito: C**

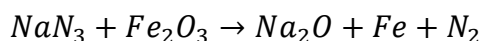
### 56. (ITA – 2003)

Uma mistura de azoteto de sódio,  $NaN_3(c)$ , e de óxido de ferro (III),  $Fe_2O_3(c)$ , submetida a uma centelha elétrica reage muito rapidamente produzindo, entre outras substâncias, nitrogênio gasoso e ferro metálico. Na reação entre o azoteto de sódio e o óxido de ferro (III) misturados em proporções estequiométricas, a relação (em mol/mol)  $N_2(g)/Fe_2O_3(c)$  é igual a:

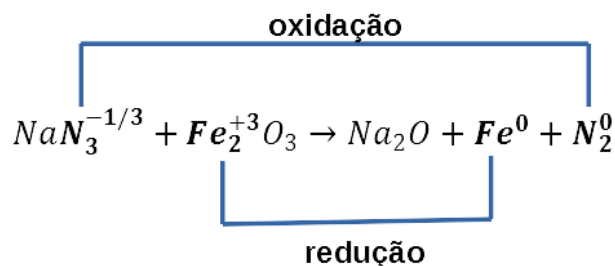
- a) 1/2
- b) 1
- c) 3/2
- d) 3
- e) 9

### Comentários

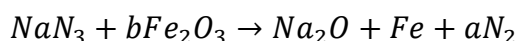
O azoteto de sódio se decompõe diante de centelha elétrica liberando sódio metálico (Na) e nitrogênio gasoso. Diante de óxido de ferro, o sódio metálico reage absorvendo oxigênio.



Essa reação envolve oxirredução. Marcaremos os números de oxidação dos elementos que se oxidam ou se reduzem.



A questão pediu a proporção entre  $\text{N}_2$  e  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  que é dada pela proporção estequiométrica. Para isso, precisamos somente balancear a reação. Pelo método da Oxirredução, notamos que todo o ferro em  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  se reduz e todo o nitrogênio em  $\text{N}_2$  se oxida, portanto, podemos usar diretamente esses coeficientes.

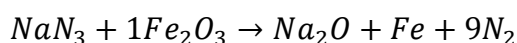


Agora, basta usar o princípio de que o número de elétrons ganhos é igual ao número de elétrons perdidos.

<i>(número de átomos de Fe).</i> <i>elétrons ganhos por cada átomo</i>	=	<i>(número de átomos de N).</i> <i>elétrons perdidos por cada átomo</i>
<b>(2b).3</b>	=	$2a \cdot \left(\frac{1}{3}\right)$
Número de elétrons ganhos	=	<b>Número de elétrons perdidos</b>

$$b \cdot 3 = 2a \cdot \left(\frac{1}{3}\right) \therefore \frac{a}{b} = \frac{2 \cdot 3 \cdot 3}{2} = 9$$

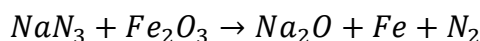
Portanto, já podemos colocar os coeficientes na equação. Fazendo  $b = 1$ .



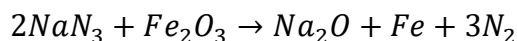
A relação molar que foi pedida é dada pela relação entre os coeficientes estequiométricos.

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{9} = \frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} \therefore \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 9$$

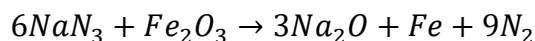
Outra forma de resolver é balancear pelo método de tentativas. Voltemos à reação não-balanceada original.



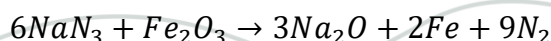
Precisamos somente balancear a equação. Para isso, podemos observar que o nitrogênio só está presente em dois elementos. Portanto, podemos colocar coeficientes convenientes.



Notamos que o sódio já está balanceado. Para balancear o oxigênio, precisamos colocar o coeficiente 3 em  $\text{Na}_2\text{O}$ . Porém, para isso, seria mais conveniente, multiplicar todo o restante da equação por 3.



Agora, para balancear a equação, precisamos apenas balancear o ferro.





A razão molar que foi pedida depende unicamente dos coeficientes estequiométricos.

$$\frac{n_{N_2}}{n_{Fe_2O_3}} = \frac{9}{1}$$

Portanto, a razão pedida é igual a 9.

**Gabarito: E**

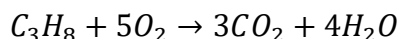
**57. (IME – 2010)**

Em um recipiente fechado, queima-se propano ( $C_3H_8$ ) com 80% da quantidade estequiométrica de ar. Admitindo que não haja hidrocarbonetos após a combustão, que todos os produtos estejam na fase gasosa e que a composição volumétrica do ar seja uma parte de  $O_2$  e quatro partes de  $N_2$ , calcule a porcentagem molar de  $CO_2$  no recipiente após a combustão.

- a) 4,35%
- b) 4,76%
- c) 5,26%
- d) 8,70%
- e) 14,28%

**Comentários**

A equação balanceada para a combustão completa do propano é:



No entanto, considerando que existe apenas 80% da quantidade de oxigênio necessária, podemos escrever que só existem 4 mols de oxigênio para cada mol de propano, em vez dos 5 mols que seriam necessários para a combustão completa.

A combustão incompleta produz uma mistura de monóxido de carbono (CO) e dióxido de carbono ( $CO_2$ ).



Podemos, então, balancear a nova equação para a combustão incompleta colocando coeficientes incógnitas a serem determinados.

Mas, antes disso, notemos que o hidrogênio só está presente nas moléculas de  $C_3H_8$  e  $H_2O$ . Se temos 8 mols do lado dos reagentes, devemos ter 8 mols no lado produtos, portanto, o coeficiente deve ser 4  $H_2O$ .

Agora, coloquemos incógnitas.



Vamos balancear o carbono e o oxigênio agora.

$$C: 3 = a + b$$

$$O: 8 = 2a + b + 4$$

Chegamos a um sistema de equações com duas equações e duas incógnitas.

$$a + b = 3$$



$$2a + b = 4$$

Subtraindo a primeira equação da segunda, temos:

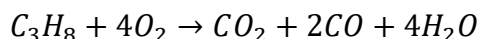
$$a = 4 - 3 = 1$$

Substituindo na primeira equação, temos:

$$3 = a + b$$

$$3 = 1 + b \therefore b = 3 - 1 = 2$$

Dessa forma, chegamos à equação balanceada.



Por fim, devemos nos lembrar que o nitrogênio também está presente na mistura. Como o ar é formado por uma parte de  $O_2$  e quatro partes de  $N_2$ , temos que, para cada 4 mol de  $O_2$ , temos 16 mol de  $N_2$  no ar. Portanto, a mistura final é composta por:

- 16 partes de  $N_2$
- 1 parte de  $CO_2$
- 2 partes de  $CO$
- 4 partes de  $H_2O$

Sendo assim, a porcentagem molar de  $CO_2$  na mistura final é:

$$x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_{total}} = \frac{1}{16 + 1 + 2 + 4} = \frac{1}{23} = 4,35\%$$

**Gabarito: A**

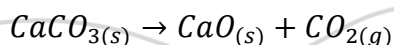
### 58. (ITA – 2001)

A calcinação de 1,42g de uma mistura sólida constituída de  $CaCO_3$  e  $MgCO_3$  produziu um resíduo sólido que pesou 0,76g e um gás. Com essas informações, qual das opções a seguir é a relativa à afirmação CORRETA?

- a) borbulhando o gás liberado nessa calcinação em água destilada contendo fenolftaleína, com o passar do tempo, a solução irá adquirir uma coloração rósea.
- b) a coloração de uma solução aquosa, contendo fenolftaleína, em contato com o resíduo sólido é incolor.
- c) o volume ocupado pelo gás liberado devido à calcinação da mistura, nas CNTP, é de 0,37L.
- d) a composição da mistura sólida inicial é de 70% (m/m) de  $CaCO_3$  e 30% (m/m) de  $MgCO_3$ .
- e) o resíduo sólido é constituído pelos carbetos de cálcio e magnésio

### Comentários

As reações de calcinação para os carbonatos de cálcio e magnésio são semelhantes e liberam  $CO_2(g)$ .





Note que as reações já estão balanceadas dessa forma.

O gás liberado na calcinação é o  $\text{CO}_2$  que é um óxido ácido, portanto, ele não torna rosa a solução de fenolftaleína. Portanto, a letra a) está errada.

O resíduo sólido é formado por óxidos básicos, portanto, ao interagir com a fenolftaleína, produzirão uma solução rosa. Portanto, a letra b) está errada.

A letra e) está errada, porque os resíduos são os óxidos de cálcio e magnésio, não os carbetos, que seriam  $\text{CaC}_2$  e  $\text{MgC}_2$ .

Para avaliar a composição da mistura, podemos, primeiramente, obter a massa de gás liberada, que corresponde à diferença entre as massas de sólidos, devido à Lei de Lavoisier.

$$m_{\text{CO}_2} = 1,42 - 0,76 = 0,66 \text{ g}$$

Podemos obter, agora, o número de mols desse gás que foi produzido na reação. Basta, para isso, dividir pela massa molar.

$$M_{\text{CO}_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{\text{massa de CO}_2}{\text{massa molar de CO}_2} = \frac{0,66}{44} = 0,015$$

Observe que cada uma das duas reações químicas libera exatamente 1 mol de  $\text{CO}_2$  para cada mol do carbonato sólido. Como o número de mols de  $\text{CO}_2$  total é igual à soma do  $\text{CO}_2$  em cada uma das reações, tem-se:

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CaCO}_3} + n_{\text{MgCO}_3} = 0,015$$

Perceba que temos duas incógnitas. Para facilitar podemos fazer uma substituição de variáveis. Considere:

$$x = n_{\text{CaCO}_3}$$

$$y = n_{\text{MgCO}_3}$$

Já temos que:

$$x + y = 0,015$$

Agora, podemos fazer um raciocínio semelhante para a massa total da mistura inicial, que é composto por parte de  $\text{CaCO}_3$  e parte de  $\text{MgCO}_3$ .

$$m_{\text{inicial}} = m_{\text{CaCO}_3} + m_{\text{MgCO}_3} = 1,42$$

As massas de carbonato de cálcio e magnésio podem ser obtidas multiplicando o número de mols de cada um encontrado na mistura pela respectiva massa molar. Primeiramente, calculemos as massas molares.

$$M_{\text{CaCO}_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 40 + 12 = 48 = 100$$

$$M_{\text{MgCO}_3} = 1.24 + 1.12 + 3.16 = 24 + 12 + 48 = 84$$

Dessa maneira, temos que:

$$n_{\text{CaCO}_3} \cdot 100 + m_{\text{MgCO}_3} \cdot 84 = 1,42$$

Fazendo a substituição de variáveis que já havíamos começado a trabalhar.

$$100x + 84y = 0,76$$

Temos, portanto, um sistema de duas equações e duas incógnitas.



$$x + y = 0,015$$

$$100x + 84y = 1,42$$

Podemos multiplicar a primeira equação por 84.

$$84x + 84y = 0,015 \cdot 84 = 1,26$$

$$100x + 84y = 1,42$$

Subtraindo a primeira equação da segunda, temos:

$$100x - 84x = 1,42 - 1,26$$

$$16x = 0,16 \therefore x = \frac{0,16}{16} = 0,01 \text{ mol}$$

De posse do número de mols de calcário na mistura original, podemos calcular a sua composição. Para saber a massa de calcário, basta multiplicar esse número pela massa molar.

$$m_{CaCO_3} = 0,01 \cdot 100 = 1,00 \text{ g}$$

Dessa maneira, o teor de calcário na mistura é:

$$\%CaCO_3 = \frac{1}{1,42} \cong 0,70 = 70\%$$

O teor de  $MgCO_3$  na mistura, portanto, equivale aos outros 30% do material.

**Gabarito: D**

---



## 10. Considerações Finais

Chegamos ao final de mais uma aula.

Estequiometria é mesmo um assunto trabalhoso e eu sei que você gastou muito tempo para concluir esse material. Porém, é extremamente necessário, tendo em vista que é um dos assuntos mais importantes e frequentes de toda a Química.

Não hesite em entrar em contato pelo Fórum de Dúvidas. Suas dúvidas são muito importantes não só para você, mas também para mim, pois elas me ajudam a melhorar esse material.

Também se sinta livre para falar sobre o que você gostou desse curso e o que você não gostou, pois nós buscaremos melhorar.

Bons estudos para você e até a nossa próxima aula.

Continue devorando esse material. Seu esforço valerá a pena.