

07 – Reações Químicas

Colégio Naval – 2020

Autor:
Prof. Thiago Cardoso

Aula 07

Sumário

Apresentação da Aula.....	3
1. Conceitos Básicos.....	4
1.1. Molécula.....	4
1.2. Massa Atômica.....	9
1.2.1. Massa do Elemento Químico.....	10
1.2.2. Mol.....	11
1.2.3. Defeito de Massa.....	15
2. Fórmula Molecular.....	17
2.1. Massa Molar.....	18
2.2. Relação entre Massa e Quantidade de Matéria.....	20
3. Fórmula Mínima.....	21
3.1. Massa de Fórmula.....	24
3.2. Relação entre Fórmula Molecular e Fórmula Mínima.....	26
3.3. Teor Elementar.....	28
3.4. Análise Centesimal.....	36
3.5. Análise de Combustão.....	37
4. Equações Químicas.....	38
4.1. Proporção Estequiométrica.....	38
4.1.1. Proporção em Massa.....	41
4.2. Reações de Combustão.....	43
4.3. Balanceamento pelo Método das Tentativas.....	45
4.4. Balanceamento pelo Método Algébrico.....	46
5. Leis Ponderais.....	48
5.1. Lei da Conservação das Massas.....	49
5.1.1. Lei da Lavoisier Elementar.....	56
5.2. Lei da Composição Definida.....	60



5.2.1. Reagente Limitante.....	61
5.2.2. Combustões Incompletas	67
5.3. Lei das Proporções Múltiplas	72
6. Imperfeições nas Reações	73
6.1. Pureza.....	74
6.2. Rendimento de Reação	75
7. Reações de Simples Troca	80
7.1. Deslocamento de Cátions.....	80
7.2. Proteção à Corrosão.....	88
7.3. Deslocamento de Ânions.....	88
8. Outras Reações	89
8.1. Reações de Dupla Troca	89
8.2. Reações de Formação e Decomposição	90
8. Lista de Questões Propostas	91
9. Gabarito.....	107
10. Lista de Questões Comentadas	108

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.



1. Conceitos Básicos

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

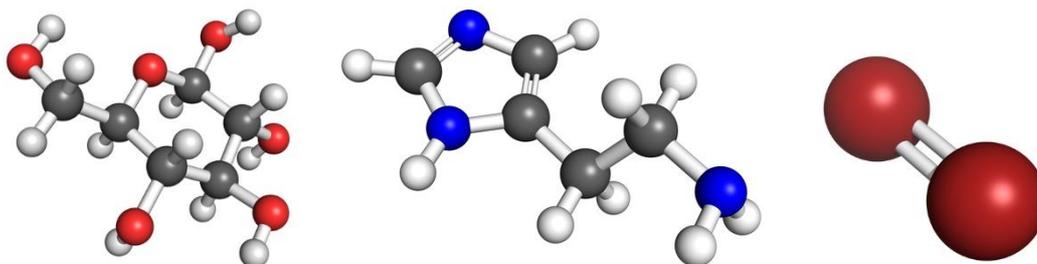
Falaremos sobre os conceitos de molécula, massa e mol.

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 (C₆H₁₂O₆)

Histamina (C₅H₉N₃)

Oxigênio (O₂)

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.

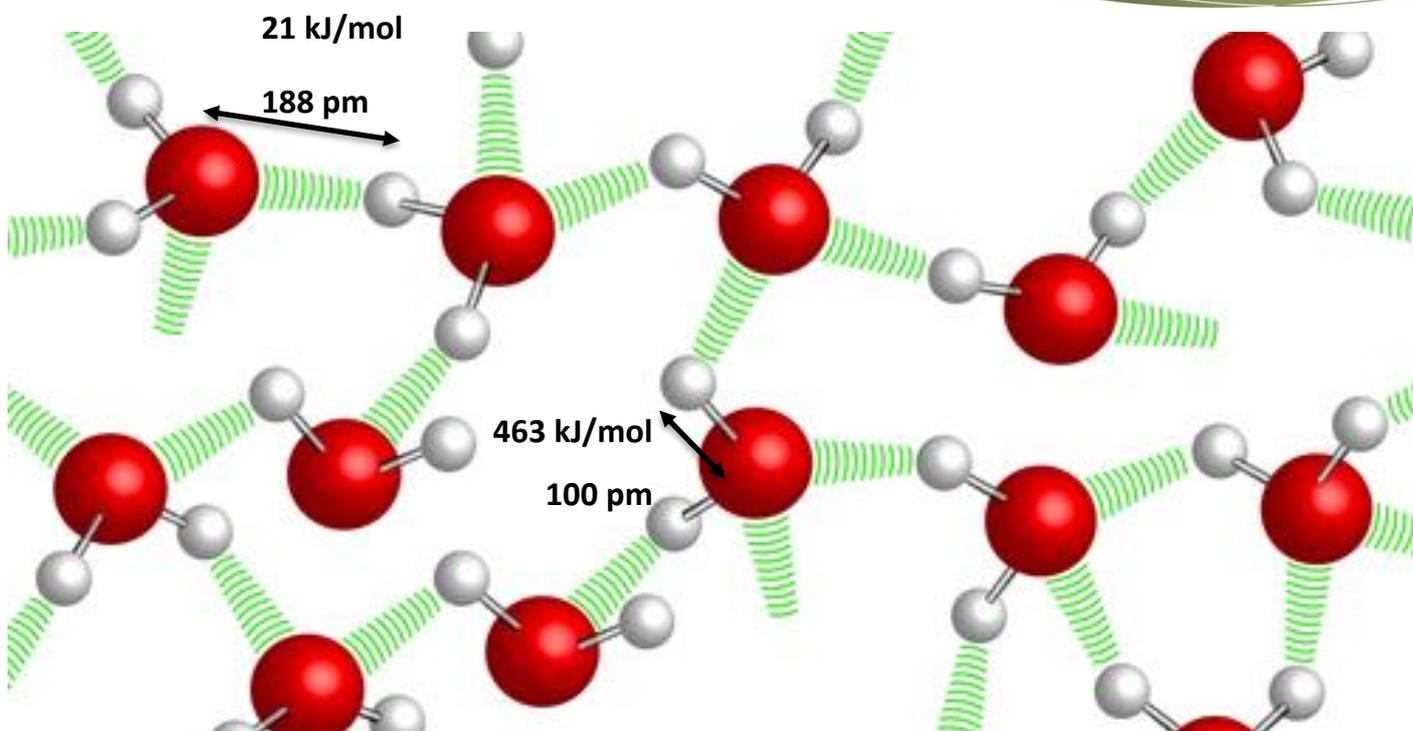


Figura 2: Ligação Intermolecular e Ligação Química na Estrutura da Água

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.

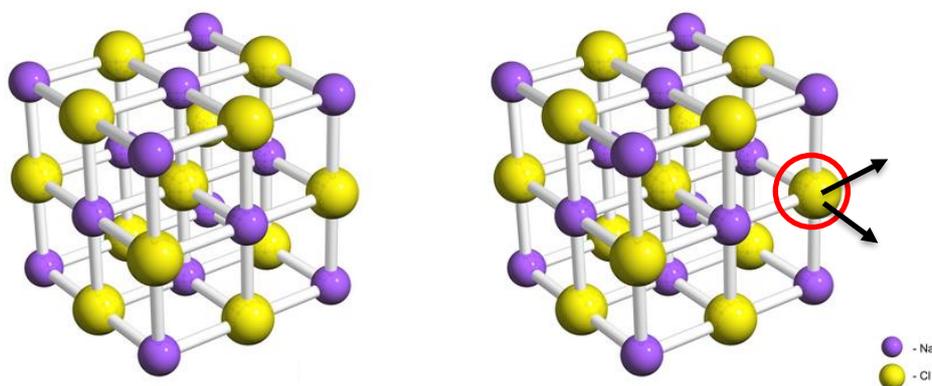


Figura 3: O cloreto de sódio não é uma molécula

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.

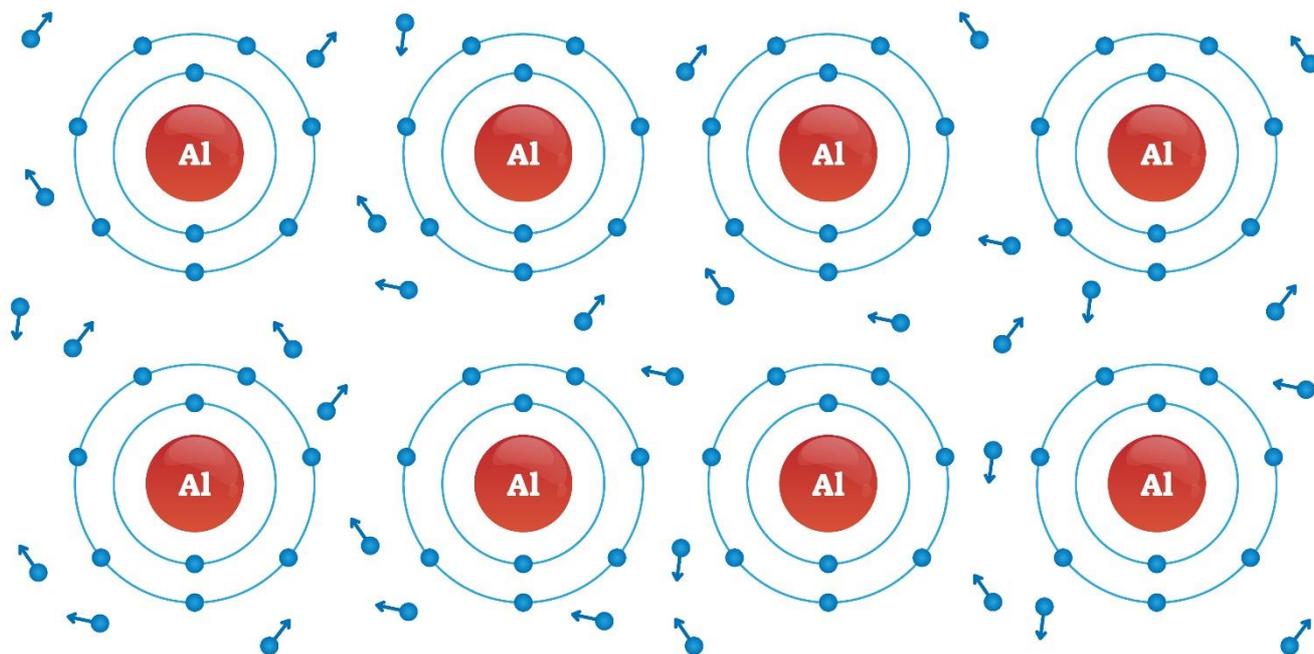


Figura 4: Modelo do Mar de Elétrons para o Alumínio

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.



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.

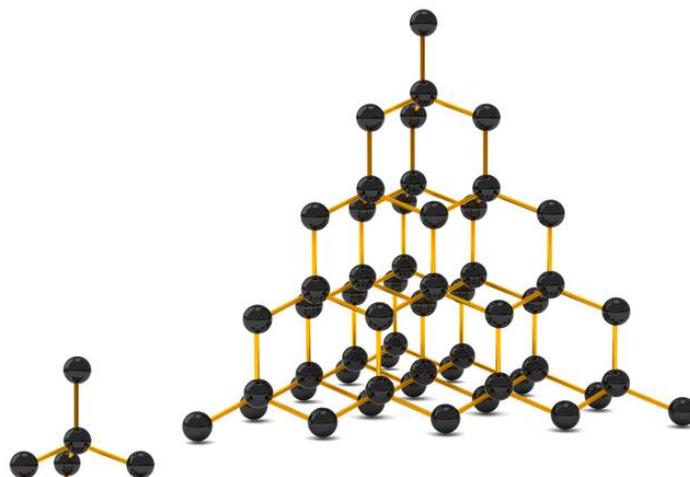


Figura 5: Estrutura do Diamante

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 outros 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.

Observe que, no caso, das substâncias moleculares, a própria molécula é a unidade estrutural básica do material. Elas são unidas por **forças intermoleculares**, como ilustrado na Figura 2. Por outro lado, no caso dos sólidos covalentes, as unidades estruturais são unidas por **ligações covalentes**.

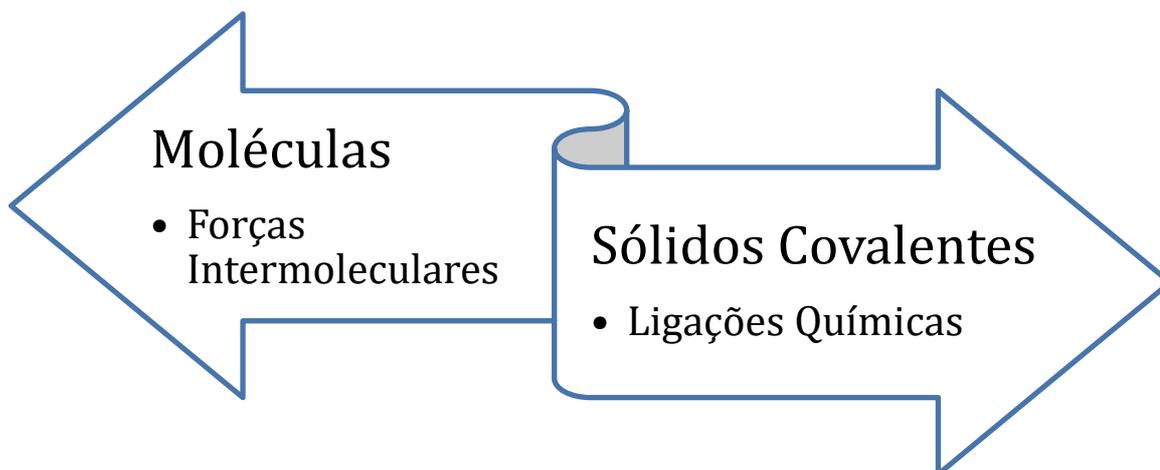


Figura 6: Como são unidas as unidades estruturais básicas dos sólidos covalentes e das substâncias moleculares



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 salientar 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. Essa definição se originou do fato que esse isótopo é o mais abundante do carbono, que é um dos elementos mais importantes em laboratório, pois é o principal constituinte da matéria orgânica.

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.

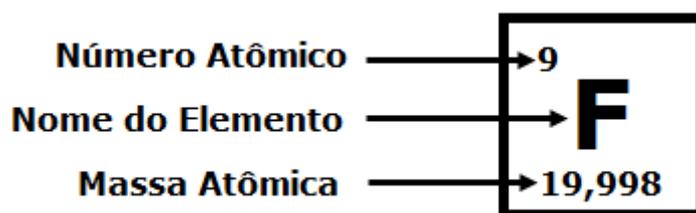


Figura 7: Representação Geral de um Elemento Químico

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.

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

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.

$$M_{Cl} = 0,758 \cdot 35 + 0,242 \cdot 37 = 26,53 + 8,96 = 35,49 \text{ u} \cong 35,5 \text{ u}$$

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.



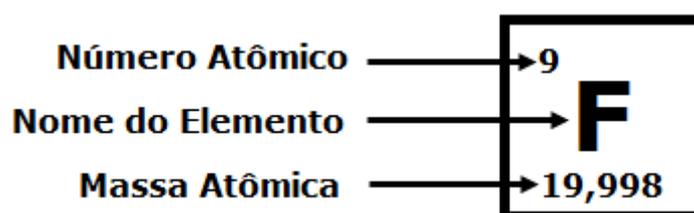
Tabela 3: Relação entre a Unidade de Massa Atômica e o Mol

Elemento ou Isótopo	Massa de uma Unidade	Massa de um Mol
Cloro	35,5 u	35,5 g
Oxigênio	16 u	16 g
Flúor	19 u	19 g
Chumbo-206	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 ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
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**, cujo valor aproximado é.

$$N_{AV} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

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?

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

De agora em diante, quando falarmos em mol, a associação mais fácil que você pode fazer é com o Número de Avogadro.

Tabela 5: Fixando o Número de Avogadro e o Conceito de Mol

Unidade	Mol
1 átomo	$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
1 molécula	$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
1 u	1 g/mol

Fora do contexto da Química, o Número de Avogadro é tão enorme que não faz sentido na grande maioria dos contextos práticos.



Faria sentido falar em ler 1 mol de páginas? O nosso curso de Química é bastante extenso e certamente ultrapassa as 2 mil páginas. Ainda que você tenha 10 matérias semelhantes, você teria que ler 20 mil páginas, o que é um número muito inferior a $6,02 \cdot 10^{23}$.

1.2.3. Defeito de Massa

O defeito de massa será estudo em mais detalhes no Capítulo sobre Radioatividade. Mas é interessante comentar a respeito, porque ele afeta as massas atômicas.

A massa do núcleo é sempre inferior à soma das massas dos prótons e nêutrons (chamados em conjunto de nucleons) que o compõem. Por exemplo, no caso da massa do carbono-12, tem-se:

Tabela 6: Massa do Próton e do Nêutron em relação à massa de um Núcleo

Partícula	Massa (kg)	Massa (u)
Próton	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	1,00728 u
Nêutron	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	1,00871 u
1/12 do ^{12}C	$1,660 \cdot 10^{-27}$ kg	1,00000 u

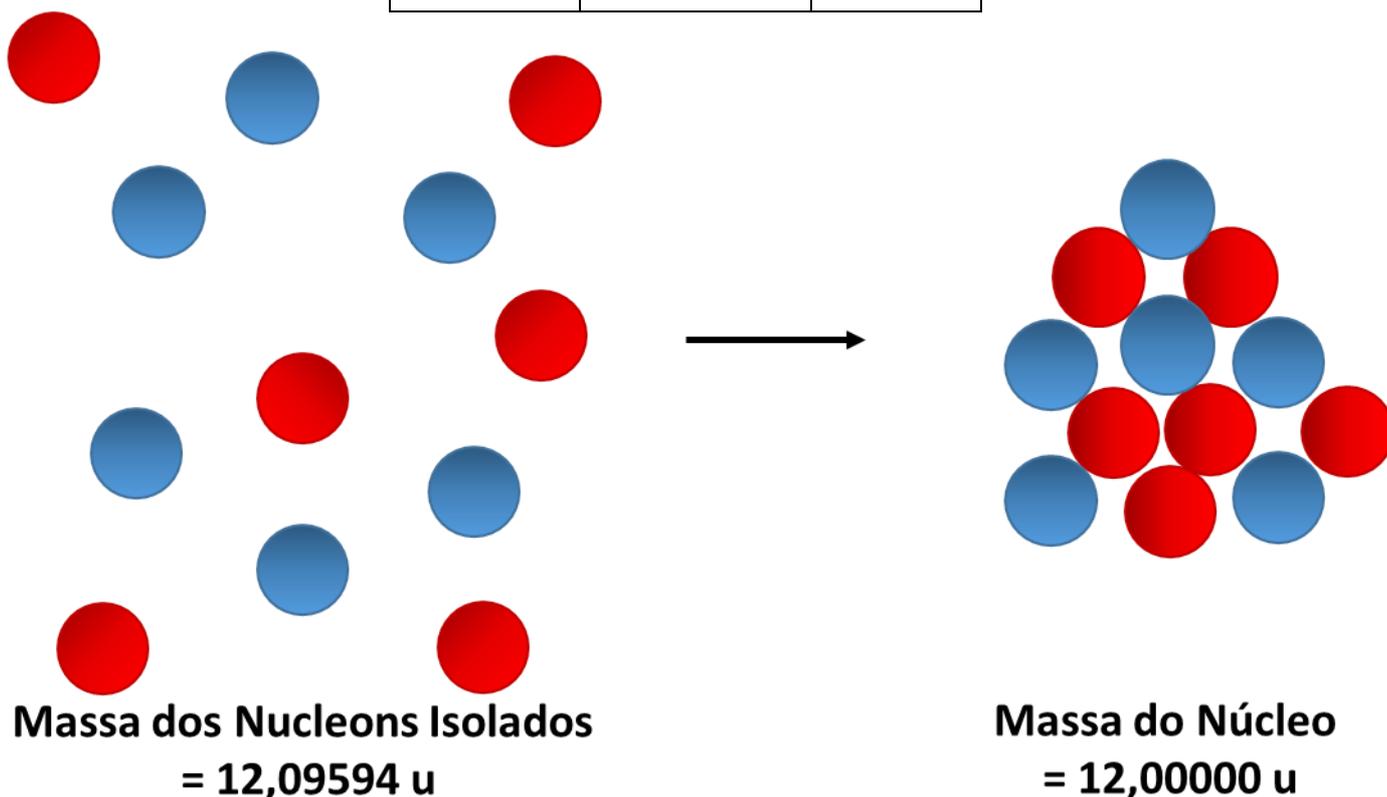


Figura 8: Defeito de Massa no Hélio-4

O defeito de massa deve ser considerado na Estequiometria, pois representa uma diferença razoável na determinação das massas atômicas. No carbono do ^{12}C , a soma das massas dos prótons e nêutrons isolados é 0,80% maior que a massa do núcleo formado.

Quanto mais estável for o núcleo, maior será esse percentual. Portanto, núcleos diferentes apresentam defeitos de massa diferentes. Por causa disso, somente o ^{12}C terá sua massa atômica como um número inteiro. Vejamos o caso do isótopo ^4He .

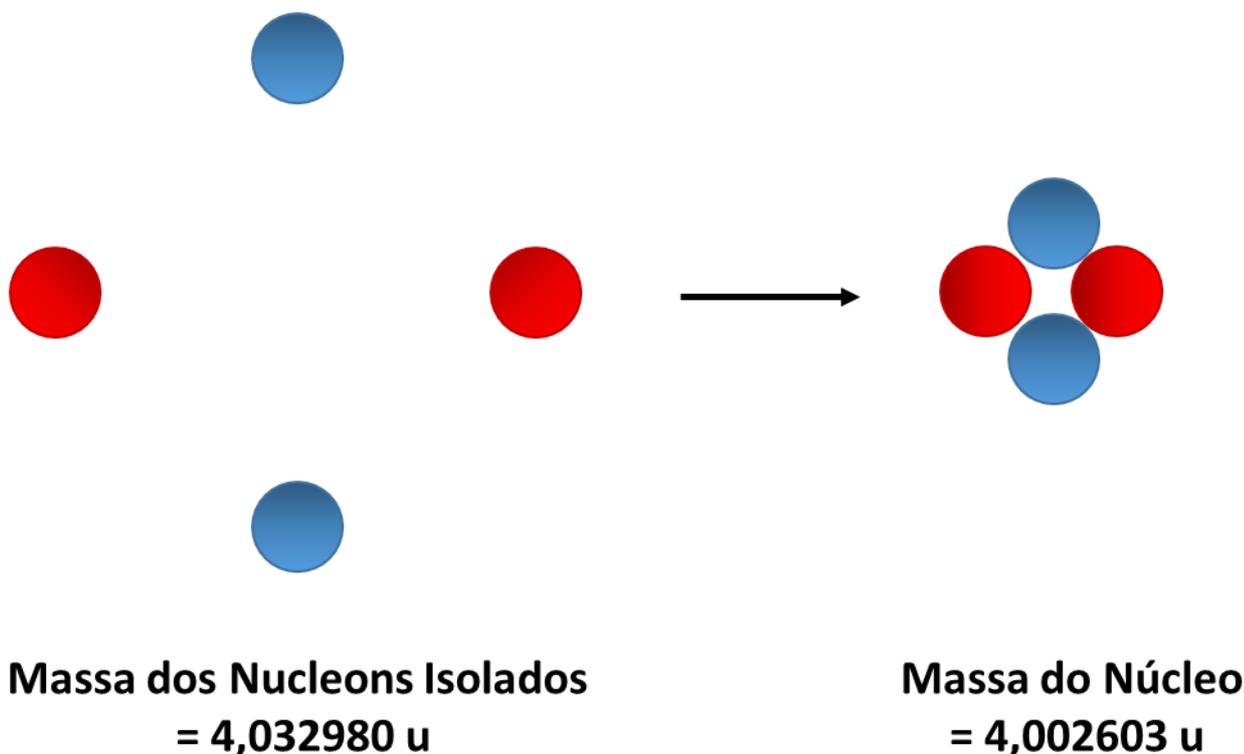


Figura 9: Defeito de Massa no Hélio-4

No caso do hélio-4, o defeito de massa é de aproximadamente 0,75% - inferior ao que é observado no ^{12}C . A massa desse núcleo é ligeiramente superior ao seu número de massa.

Uma aproximação comum é considerar que o número de massa de um isótopo é aproximadamente numericamente igual à massa atômica em u e à massa molar em g/mol. Porém, você precisa saber que isso é apenas uma aproximação usada nas questões de prova, e não uma realidade.

Na vida prática, essa aproximação é bastante comum, pois diferenças inferiores a 1% são comumente negligenciadas. Porém, em situações em que se requer maior precisão, como processos

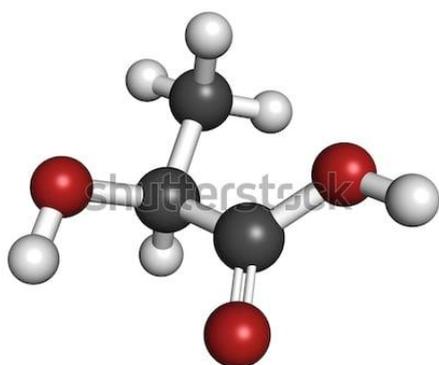
radioativos e produção de medicamentos, o defeito de massa **deve ser considerado**, portanto, os valores exatos, que são tabelados, é que serão utilizados.

Nas questões de prova, oriento que você deve utilizar a aproximação somente se a massa atômica do elemento não for fornecida.

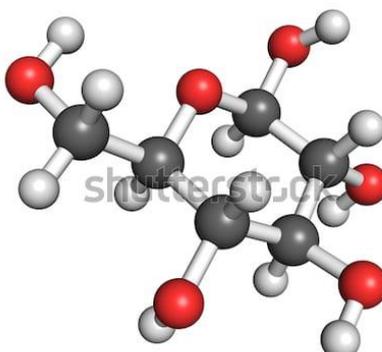
2. Fórmula Molecular

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

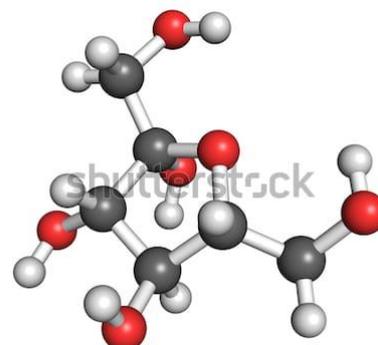
Vejam as moléculas de ácido láctico, glicose e frutose.



www.shutterstock.com • 214524799



www.shutterstock.com • 112834702



www.shutterstock.com • 112834756

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 7: 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 formadas 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 calculada como **a soma das massas molares** dos elementos que a constituem.

Por exemplo, consideremos as massas molares fornecidas na Tabela 8.

Tabela 8: Massas Molares de Elementos Fornecidas para Exemplos de Cálculo de Massas

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

Vamos treinar o cálculo de massas molares de algumas substâncias.





HORA DE
PRATICAR!

- 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.

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

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.

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

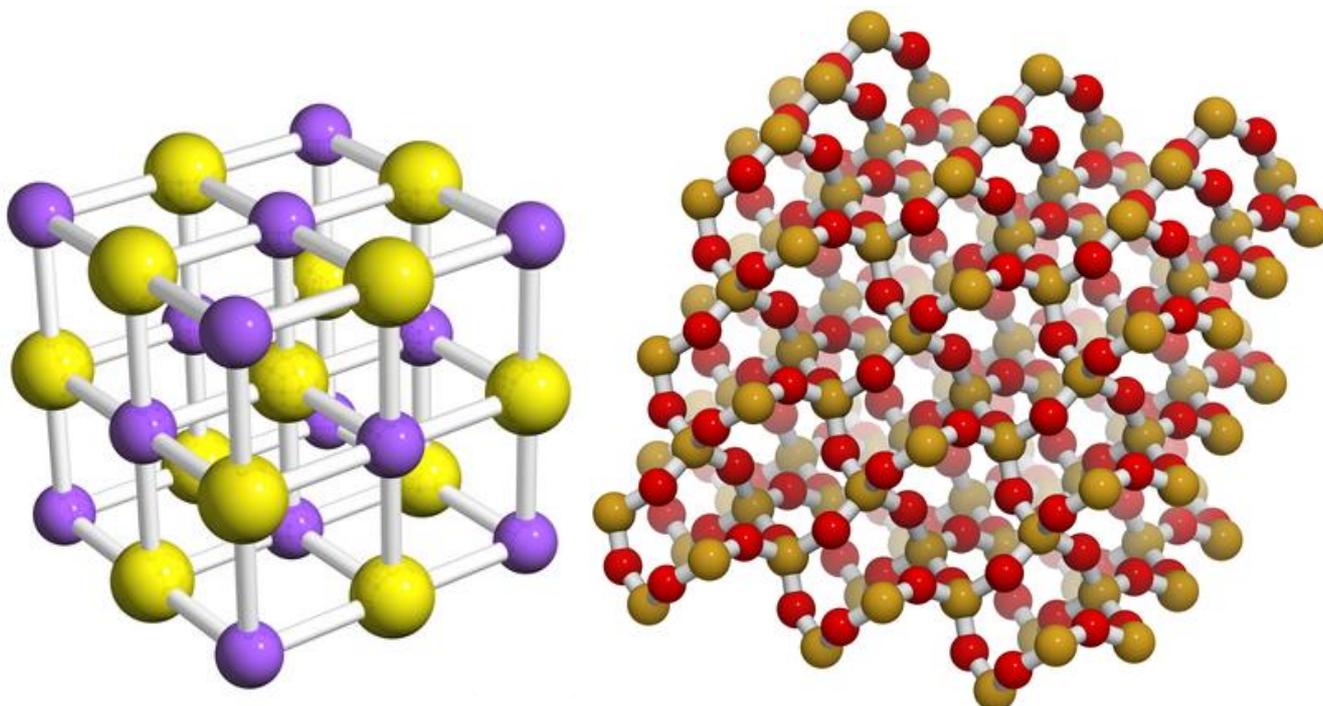


Figura 10: Estruturas do Cloreto de Sódio (NaCl) e do Dióxido de Silício (SiO₂)

Nas estruturas mostradas na Figura 10, 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.

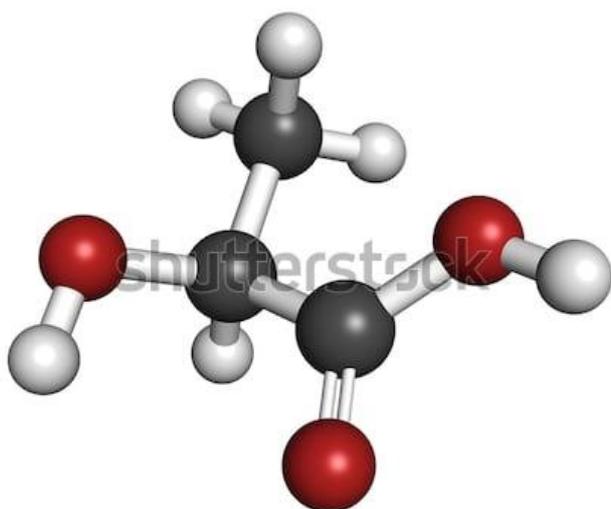
A fórmula mínima não traz nenhuma informação sobre a forma como estão ligados os átomos. Diz apenas que, para cada átomo de sódio, existe um átomo de cloro na estrutura do NaCl.

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).

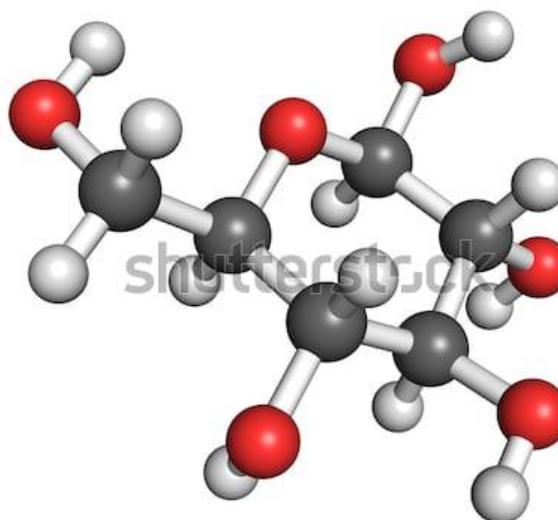
É por isto que a fórmula mínima da sílica é SiO_2 .

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 CH_2O .



TOME NOTA!

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

Lembre-se disso, pois esse detalhe é bastante utilizado por examinadores quando elaboram questões de prova.

No caso de uma substância simples, a fórmula mínima é apenas o elemento que a constitui. Por exemplo, as fórmulas mínimas tanto do diamante como do grafite são simplesmente C, porque ambos os compostos são formados unicamente por carbono.

Composto	Fórmula Molecular	Fórmula Mínima
Água	H_2O	H_2O
Ácido Fluorídrico	HF	HF
Ácido Láctico	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	CH_2O
Glicose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	CH_2O
Frutose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	CH_2O
Hélio	He	He
Cloreto de Sódio	–	NaCl
Grafite	–	C
Diamante	–	C

Composto	Fórmula Molecular	Fórmula Mínima
Ferro	–	<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 9: Massas Molares de Elementos Fornecidas para Exemplos de Cálculo de Massas

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





- 1) Cloreto de Sódio: NaCl
- 2) Sílica: SiO₂
- 3) Cloreto de Magnésio: MgCl₂
- 4) Carbonato de Cálcio: CaCO₃

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. Fazemos 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.

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



TOME NOTA!

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 10: Relação entre Fórmulas Mínima e Molecular

Fórmula Mínima	Fórmula Molecular	Exemplos	
CH_2O	$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_n$	Ácido Láctico ($n = 3$) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	Glicose ($n = 6$) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
CH_2	C_nH_{2n}	Etileno ($n = 2$) C_2H_4	Propeno ($n = 3$) C_3H_6

1. (TFC – 2019 – 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 $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$, qual é a fórmula molecular dessa substância?

Comentários

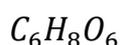
A massa da fórmula mínima do ácido ascórbico é:

$$M_{\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3} = 3.12 + 4.1 + 3.16 = 36 + 4 + 48 = 88 \text{ g/mol}$$

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.

$$\begin{aligned} M &= n.88 \\ 176 &= n.88 \\ \therefore n &= \frac{176}{88} = 2 \end{aligned}$$

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



Gabarito: $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$



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. (TFC – 2019 – 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).

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

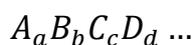


Como a fórmula molecular é um múltiplo da fórmula mínima, podemos afirmar que a sua massa molar é também um múltiplo da massa da fórmula mínima.

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

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.

Vejamos com 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.

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

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.

$$m_H = 2.1 = 2 \text{ g/mol}$$

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.

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



$M_{NaCl} =$	1.23	+	1.35,5	= 58,5 g/mol
	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 (lembra-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 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 C₆H₁₂O₆. Vamos destrinchá-la.

$M_{C_6H_{12}O_6} =$	6.12	+	12.1	+	6.16	= 180 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. (TFC – Inédita)

Considere alguns dos principais minérios

Mineral	Composição
<u>Goethita</u>	Fe ₂ O ₃ .H ₂ O
Hematita	Fe ₂ O ₃
Pirita	FeS ₂
Siderita	FeCO ₃

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,

- a) hematita e pirita.
- b) goethita e hematita.
- c) hematita e siderita.
- d) goethita e pirita.
- e) pirita e siderita.

Comentários

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

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

Primeiramente, vamos calcular as massas molares dos minérios envolvidos no enunciado.

$$M_{\text{goethita}} = M_{\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = 2.56 + 3.16 + 2.1 + 1.16 = 178$$

$$M_{\text{hematita}} = M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2.56 + 3.1 = 160$$

$$M_{\text{pirita}} = M_{\text{FeS}_2} = 1.56 + 2.32 = 120$$

$$M_{\text{siderita}} = M_{\text{FeCO}_3} = 1.56 + 1.12 + 3.16 = 116$$

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.

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

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

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

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

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. (TFC – Inédita)

Um fertilizante NPK contém 35,5% de P_2O_5 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) 0,40.
- d) 0,50.
- e) 0,75.

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 35,5% da massa total.

$$m_{P_2O_5} = 0,355 \cdot 100 = 35,5 \text{ g}$$

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.

$$M_{P_2O_5} = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 62 + 80 = 142$$
$$n_{P_2O_5} = \frac{\text{massa de } P_2O_5}{\text{massa molar de } P_2O_5} = \frac{m_{P_2O_5}}{M_{P_2O_5}} = \frac{35,5}{142} \cong 0,25 \text{ mol}$$

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.

$$n_P = 2 \cdot n_{P_2O_5} = 2 \cdot 0,25 = 0,50 \text{ mol}$$

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. Uma técnica bastante comum para resolver esse tipo de problema é considerar uma amostra de 100 g. 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.

$$C: \frac{74,1}{12} = 6,175 \text{ mol}$$

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



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

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

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

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

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

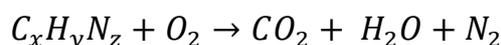
Dessa forma, concluímos que a nicotina apresenta uma proporção de $C_5H_7N_1$. O índice 1 pode ser omitido, portanto, escrevemos simplesmente C_5H_7N .

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), caso o composto possua N ou S na sua composição.

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 $C_xH_yN_z$.

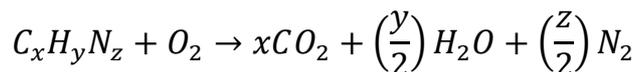


Podemos balancear os elementos componentes da molécula a ser queimada com facilidade.

- 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:

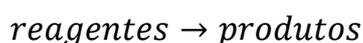
$$\frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{y/2}$$

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

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:

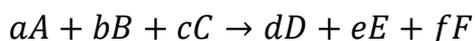


A seta \rightarrow deve ser interpretada como “produz” ou “se combinam para formar”.

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:

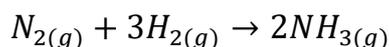
$$-\frac{\Delta n_A}{a} = -\frac{\Delta n_B}{b} = -\frac{\Delta n_C}{c} = \frac{\Delta n_D}{d} = \frac{\Delta n_E}{e} = \frac{\Delta n_F}{f}$$

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.

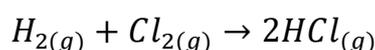


Tabela 11: Tabela Estequiométrica

	$\text{N}_2(\text{g})$	+ 3 $\text{H}_2(\text{g})$	→	2 $\text{NH}_3(\text{g})$	
Início	6 mol	10 mol		1 mol	
Reage (forma)	- 1 mol	-3 mol		+2 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
Final	5 mol	7 mol		3 mol	

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.

$$\frac{\Delta\text{H}_2}{1} = \frac{\Delta\text{HCl}}{2}$$

$$\therefore \Delta\text{H}_2 = \frac{3}{2} = 1,5 \text{ mol}$$

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.

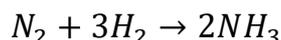
5. (TFC – 2019 – Inédita)

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.



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

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

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

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.



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

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

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

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.

As reações de combustão podem acontecer diretamente com o oxigênio puro ou com o ar atmosférico. Em ambos os casos, a liberação de energia é a mesma, porque os demais componentes do ar atmosférico não participam da reação.

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.

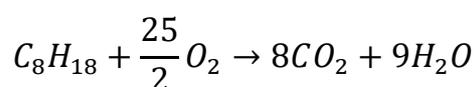


Tabela 12: Alguns Elementos e seu Produto na Combustão

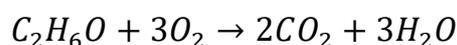
Elemento	Resultado da Combustão
C	CO ₂
H	H ₂ O
Mg	MgO

Vejam, 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.

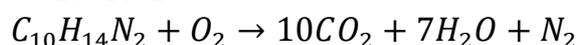


Quando se queima um composto com nitrogênio e/ou enxofre, esses elementos se convertem, respectivamente, em nitrogênio gasoso (N₂) e dióxido de enxofre (SO₂).



Vejam alguns exemplos para fixar.

- **Combustão da nicotina:** C₁₀H₁₄N₂



- **Combustão da mercaptana:** C₂H₅SH



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.

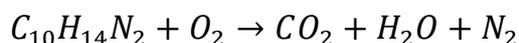


6. (TFC – 2019 – Inédita)

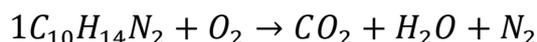
Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ($C_{10}H_{14}N_2$).

Comentários

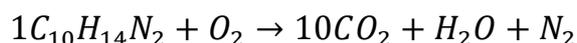
A combustão completa da nicotina consiste na reação com o oxigênio com quebra total da molécula, levando o carbono a CO_2 , o hidrogênio a H_2O e o nitrogênio a N_2 – muito cuidado com essa pegadinha. O nitrogênio sempre se converte em nitrogênio gasoso nas combustões.



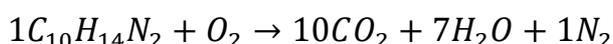
Escolhemos a substância com o maior número de elementos, que, no caso, é a nicotina. A ela atribuímos o coeficiente 1.



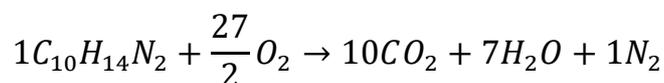
De um lado, temos 10 carbonos. Então, do outro, temos que ter 10 carbonos, portanto.



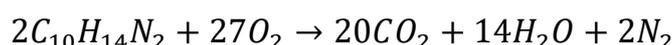
Devemos fazer o mesmo para o hidrogênio e para o nitrogênio:



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.

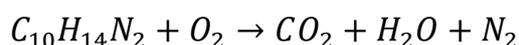


Gabarito: $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$

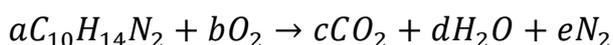
4.4. Balanceamento pelo Método Algébrico

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

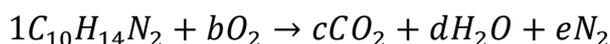
Por exemplo, suponha que você queira balancear a reação de combustão da nicotina ($C_{10}H_{14}N_2$) pelo método algébrico.



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.

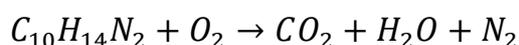


7. (TFC – 2019 – Inédita)

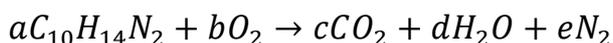
Escreva a equação balanceada da combustão completa da nicotina ($C_{10}H_{14}N_2$) pelo Método Algébrico.

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.



$$C: 10a = c$$

$$H: 14a = 2d$$

$$N: 2a = 2e$$

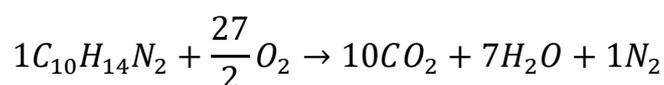
$$O: 2b = 2c + d$$

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

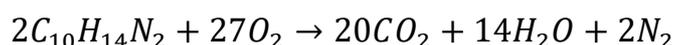
$$c = 10; d = 7; e = 1$$

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

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:



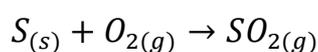
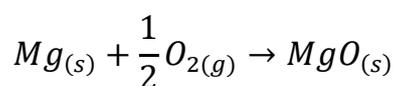
TOME NOTA!

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.

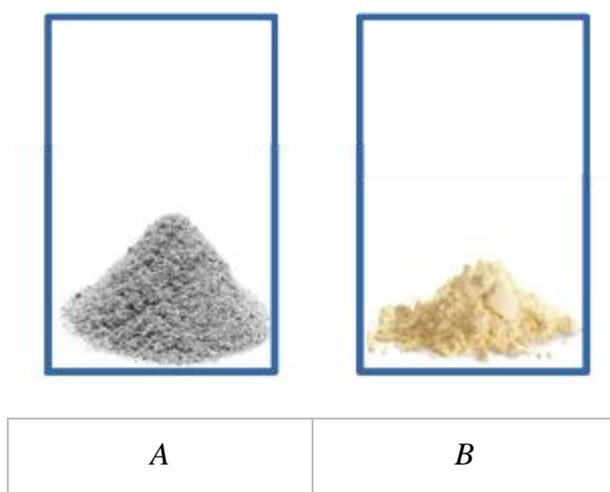


Figura 11: Amostras de Magnésio e Enxofre

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.

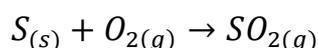
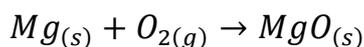
Tabela 13: Lei de Lavoisier nos Experimentos com Magnésio e Enxofre

	Recipiente A		Recipiente B	
	Inicial	Final	Inicial	Final
Magnésio ou Enxofre	192g	0g	160g	0g
Oxigênio (gás)	128g	0g	160g	0g
Massa dos Reagentes	320g	0g	320g	0g

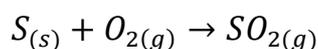
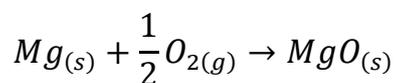
Óxido de Magnésio (sólido)	0g	320g	0g	0g
Dióxido de Enxofre (gás)	0g	0g	0g	320g
Massa dos Produtos	0g	320g	0g	320g
Massa do Sistema = massa dos reagentes + massa dos produtos	320g	320g	320g	320g
Massa de Sólido	192g	320g	160g	0g
Massa de Gás	128g	0g	160g	320g
Massa de Sólido + Massa de Gás	320g	320g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

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.

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

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{128}{2.16} = 4 \text{ mol}$$

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

Tabela 14: Análise Molar da Combustão do Magnésio

	Mg(s)	+ 1/2 O₂(g)	→	MgO(s)
Início	8 mol	4 mol		0 mol
Reage (forma)	8 mol	4 mol		8 mol
				Essa linha segue a proporção estequiométrica
Final	0 mol	0 mol		8 mol

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

$$m_{MgO} = n_{MgO} \cdot M_{MgO} = 8.40 = 320 \text{ g}$$

Tabela 15: Análise Molar da Combustão do Magnésio

	Mg(s)	+ 1/2 O₂(g)	→	MgO(s)
Início	8 mol (192 g)	4 mol (128 g)		0 mol (320 g)

Reage (forma)	8 mol (192 g)	4 mol (128 g)	8 mol (320 g)	Essa linha segue a proporção estequiométrica
Final	0 mol (0 g)	0 mol (0 g)	8 mol (320 g)	

Notamos, portanto, que a previsão teórica da Tabela 15 explica bem as observações experimentais obtidas na Tabela 13. 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 $O = 16$, $S = 32$.

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{160}{2.16} = 5 \text{ mol}$$

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

Tabela 16: Análise Molar da Combustão do Enxofre

	S_(s)	+ O_{2(g)}	→	SO_{2(g)}	
Início	5 mol	5 mol		0 mol	
Reage (forma)	5 mol	5 mol		5 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
Final	0 mol	0 mol		5 mol	



Massa	0 g	0 g	320 g
-------	-----	-----	-------

A massa molar do dióxido de enxofre (SO₂) 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 SO₂ que foi obtida no experimento, já que o número de mols obtido já havia sido previsto na tabela estequiométrica da reação.

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

8. (TFC – 2019 – 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 (C₁₄H₁₈N₂O₅) reage com dois mols de água produzindo um mol de ácido aspártico (C₄H₇NO₄), um mol de metanol (CH₄O) 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.

$$\frac{n_{C_{14}H_{18}N_2O_5}}{1} = \frac{n_{H_2O}}{2} \therefore n_{H_2O} = 2 \cdot n_{C_{14}H_{18}N_2O_5} = 2 \cdot 2 = 4 \text{ mol}$$

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

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

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.

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

$$M_{C_4H_7NO_4} = 4 \cdot 12 + 7 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 48 + 7 + 14 + 64 = 133 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{CH_4O} = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 12 + 4 + 16 = 32 \text{ g/mol}$$

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

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

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} = 4 \cdot 18 = 72 \text{ g}$$

$$m_{C_4H_7NO_4} = n_{C_4H_7NO_4} \cdot M_{C_4H_7NO_4} = 1 \cdot 133 = 133 \text{ g}$$

$$m_{CH_4O} = n_{CH_4O} \cdot M_{CH_4O} = 1 \cdot 32 = 32 \text{ g}$$

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



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

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.

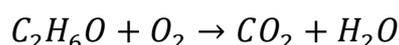
9. (TFC – 2019 – Inédita)

Uma massa de 920 g de etanol (C_2H_6O) sofre combustão total diante do ar atmosférico. Calcule a massa de dióxido de carbono (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.

$$m_{C,antes} = m_{C,depois}$$
$$(\%C).m_{C_2H_6O} = (\%C).m_{CO_2}$$

O teor de carbono no etanol pode ser calculado por:

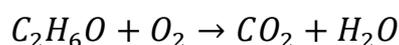
$$\%C_{etanol} = \frac{\text{porção do carbono}}{\text{massa total do } C_2H_6O} = \frac{2.12}{2.12 + 6.1 + 1.16} = \frac{24}{24 + 6 + 16} = \frac{24}{46}$$
$$\%C_{CO_2} = \frac{\text{porção do carbono}}{\text{massa total do } CO_2} = \frac{1.12}{1.12 + 2.16} = \frac{12}{12 + 32} = \frac{12}{44}$$

Agora, basta colocar os valores obtidos nas equações selecionadas.

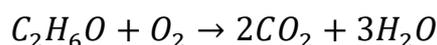
$$(\%C).m_{C_2H_6O} = (\%C).m_{CO_2}$$
$$\frac{24}{46} \cdot 920 = \frac{12}{44} \cdot m_{CO_2}$$
$$24.20 = \frac{3}{11} \cdot m_{CO_2}$$
$$\therefore m_{CO_2} = \frac{24.20.11}{3} = 8.20.11 = 1760 \text{ g}$$

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.

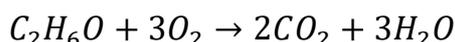
Uma alternativa para resolver essa questão seria começar balanceando.



Do lado dos reagentes, temos dois átomos de carbono, portanto, precisamos de 2CO₂ 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 3H₂O.



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.

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

	C₂H₆O	+ 3O_{2(g)}	→	2CO_{2(g)}	+ 3H₂O
Início	20 mol			0 mol	0 mol
Reage (forma)	20 mol			40 mol	60 mol
Final	0 mol			40 mol	60 mol
Massa	0 g			m	

A massa de CO₂ produzida na reação pode ser calculada a partir da massa molar dessa substância e do número de mols obtido pela tabela estequiométrica.

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

$$\therefore m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M_{CO_2} = 40 \cdot 44 = 1760 \text{ g}$$

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.

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

$$\therefore m_{O_2} = n_{O_2} \cdot M_{O_2} = 60 \cdot 32 = 1920 \text{ g}$$

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

$$\therefore m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} = 60 \cdot 18 = 1080 \text{ g}$$



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.

	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	+ $3\text{O}_{2(\text{g})}$	→	$2\text{CO}_{2(\text{g})}$	+ $3\text{H}_2\text{O}$
Início	20 mol	?		0 mol	0 mol
Reage (forma)	20 mol	60 mol		40 mol	60 mol
Final	0 mol	? – 60 mol		40 mol	60 mol
Massa	0 g	? – 1920g		1760 g	1080 g

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

10. (TFC – 2019 – Inédita)

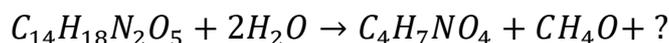
O aspartame é um aditivo alimentar utilizado para substituir o açúcar comum. Ele é cerca de 200 vezes mais doce que a sacarose. É formado quimicamente uma combinação do aminoácido fenil-alanina, ácido aspártico e metanol.

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 (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 mol 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:



TOME NOTA!

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 17: 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



TOME NOTA!

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	$H_2O(g)$	
Início	1 mol	1 mol		0 mol	
Reage (forma)	1 mol	0,5 mol		1 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
Final	0 mol	0,5 mol		1 mol	
Massa		16 g		18 g	

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.

	$\text{H}_2(\text{g})$	$+ \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	Massa Total
Início	2 g	32 g		0g	34 g
Final	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, começemos calculando as quantidades de mols inicialmente existentes nessas porções iniciais.

$$n_{\text{H}_2} = \frac{\text{massa de H}_2}{\text{massa molar de H}_2} = \frac{4}{2.1} = 2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{\text{massa de O}_2}{\text{massa molar de O}_2} = \frac{16}{2.16} = 0,5 \text{ mol}$$

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.

	$\text{H}_2(\text{g})$	$+ \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	
Início	2 mol	0,5 mol		0 mol	
Reage (forma)	1 mol	0,5 mol		1 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
Final	1 mol	0 mol		1 mol	
Massa	2 g	0 g		18 g	

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
Início	4 g	16 g		0 g	20 g
Final	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.

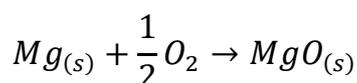
11. (TFC – 2019 – Inédita)

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_2 é 32 g/mol, pois é igual $2 \cdot 16 = 32$.

	Mg	$+ \frac{1}{2} O_{2(g)}$	\rightarrow	MgO
Massa Correspondente	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 _{2(g)}	→	MgO
Proporção Estequiométrica	24 g	16 g		40 g
Massa Envolvida		20 g		

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

$$\frac{m_{MgO}}{40} = \frac{m_{O_2}}{16}$$
$$\frac{m_{Mg}}{40} = \frac{20}{16} \therefore m_{Mg} = \frac{20 \cdot 40}{16} = 50 g$$

Podemos fazer o mesmo para o magnésio.

$$\frac{m_{Mg}}{24} = \frac{m_{O_2}}{16}$$
$$\frac{m_{Mg}}{24} = \frac{20}{16} \therefore m_{Mg} = \frac{20 \cdot 24}{16} = 30 g$$

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.

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

$$n_{O_2} = \frac{\text{massa de } O_2}{\text{massa molar de } O_2} = \frac{20}{2.16} = \frac{20}{32} = 0,625 \text{ mol}$$

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 _{2(g)}	→	MgO	
Início	2,5 mol	0,625 mol		0 mol	
Reage (forma)	1,25 mol	0,625 mol		1,25 mol	Essa linha segue a proporção estequiométrica
Final	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.

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

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.

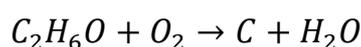
Uma combustão completa é aquela realizada em **quantidade insuficiente de oxigênio**. Portanto, o oxigênio é o reagente limitante.

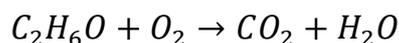
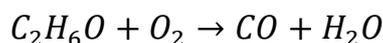
Nesse caso, o composto orgânico em excesso não ficará em sobra, mas sim, será queimado parcialmente. A combustão incompleta pode produzir certo teor de monóxido de carbono (CO). Se a quantidade de oxigênio for menor ainda, será produzido carbono grafite (C), também conhecido nesse caso como *fuligem*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

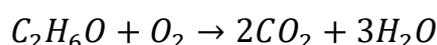
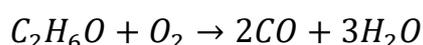
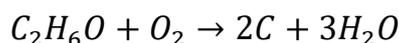
Do ponto de vista da Engenharia, a combustão incompleta é também desperdício de combustível, pois a máxima liberação de energia ocorre na combustão completa, que sempre libera dióxido de carbono (CO₂).

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 (C₂H₆O).

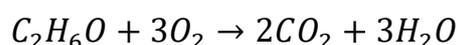
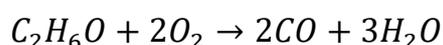
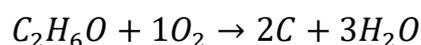




Podemos balancear as três equações facilmente notando que, do lado dos reagentes, temos 2 mols de carbono e 6 mols de hidrogênio. Portanto, precisamos da mesma quantidade do lado dos produtos, logo, os coeficientes 2 (C, CO ou CO₂) e 3 H₂O.



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.

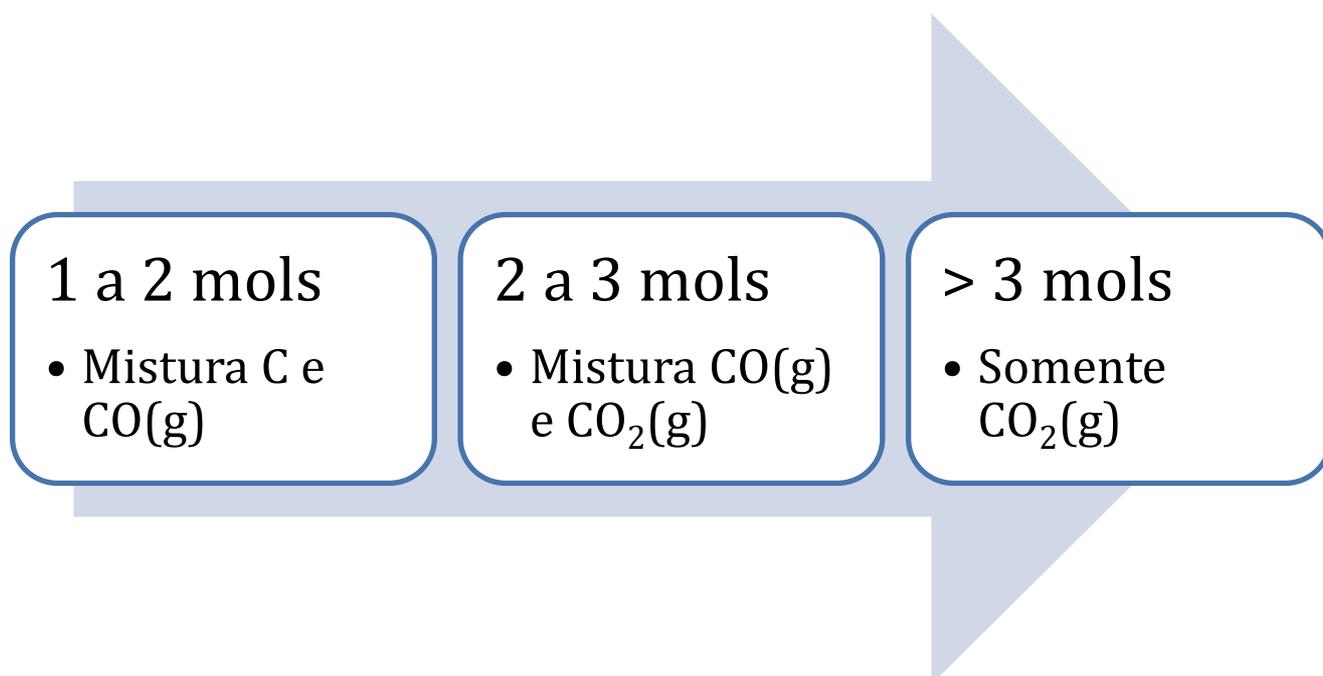
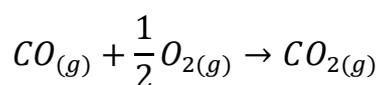
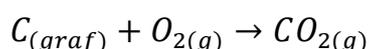


Figura 12: Compostos de Carbono Liberados na Combustão do Etanol em Função da Quantidade de Oxigênio no Sistema Reacional

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 CO₂.



Além disso, a combustão incompleta é uma **ineficiência do motor**, porque a energia liberada nesse tipo de combustão é menor. Portanto, quando o motor não é capaz de produzir a combustão completa, ele está **desperdiçando combustível**, já que não aproveita completamente a energia que poderia ser extraída.

E, agora, vamos praticar um pouco sobre combustões incompletas?



12. (TFC – 2019 – Inédita)

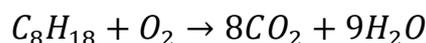
Queima-se 1 mol de um determinado óleo combustível de fórmula molecular C₈H₁₈. Determine:

- 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 CO₂.
- 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?

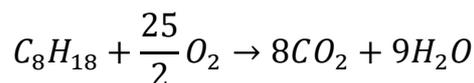
Comentários

- A equação da combustão completa é:

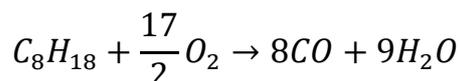




Balaceando os oxigênios:



Já a equação da combustão incompleta é:



b) Sendo assim, para que haja quantidades dos gases CO e CO₂, 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.

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

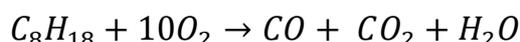
$$m_{O_2} = 10,5.32 = 336g$$

c) e d) Podemos calcular o número de mols de O₂ 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 CO₂.

Para calcular quanto de cada substância será formado, podemos utilizar coeficientes incógnitas nas quantidades CO e CO₂ a serem produzidas.



Mas, antes de colocar os coeficientes incógnitas, podemos observar que o hidrogênio só está presente nos produtos na forma de H₂O, portanto, o coeficiente deve ser necessariamente 9 H₂O.



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:

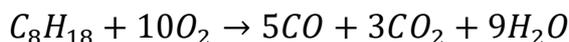
$$b = 11 - 8 = 3$$

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 CO₂(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
C_8H_{18}	114 g	0 g
O_2	320 g	0 g
CO	0 g	140 g
CO_2	0 g	132 g
H_2O	0 g	162g
Total	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_2), mas não formam compostos como $CO_{1,25}$, C_7O_{20} . O nitrogênio é outro exemplo de elemento que se combina de formas diferentes com o oxigênio formando diferentes óxidos.

Tabela 18: Proporção de Massa nos Óxidos de Nitrogênio

Óxido	Nitrogênio	Oxigênio
N_2O	28g	16g
NO, N_2O_2	28g	32g



N_2O_3	28g	48g
NO_2, N_2O_4	28g	64g
N_2O_5	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.



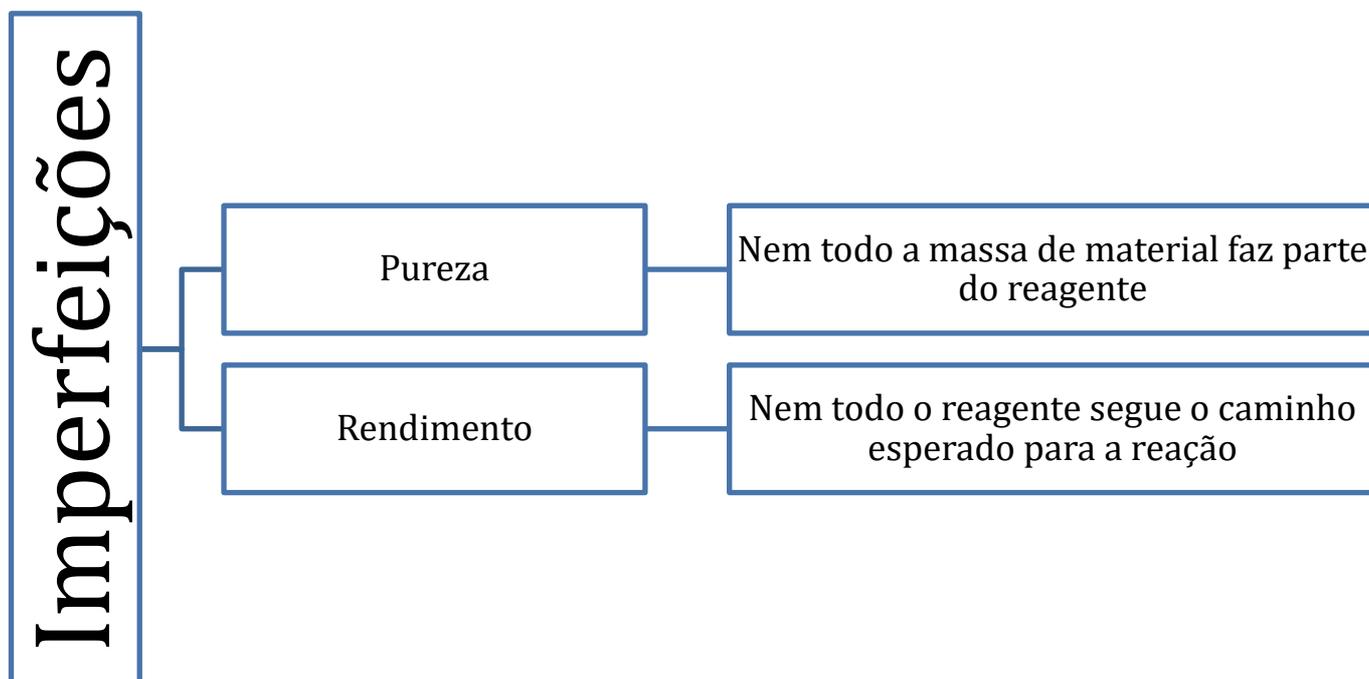


Figura 13: Imperfeições

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 (Fe_2O_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.

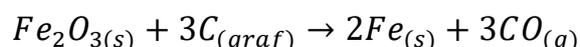
Por exemplo, suponha que tenhamos uma amostra de 500 g de minério de ferro (Fe_2O_3) com pureza de 40%. Qual é a massa real de Fe_2O_3 presente nesse material?

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:

$$\%Fe = \frac{2 \cdot 56}{2 \cdot 56 + 3 \cdot 16} = \frac{112}{112 + 48} = \frac{112}{160} \cong 0,70 = 70\%$$

$$m_{Fe} = 0,70 \cdot 200 = 140 \text{ g}$$

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 quantia 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 g.

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

$$n_C = \frac{\text{massa de carvão}}{\text{massa molar de carvão}} = \frac{27}{12} = 2,25 \text{ mol}$$
$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{\text{massa de Fe}_2\text{O}_3}{\text{massa molar de Fe}_2\text{O}_3} = \frac{200}{2.56 + 3.48} = \frac{200}{6.04} = 1,25 \text{ mol}$$

Tomando a razão com os coeficientes estequiométricos:

$$\frac{n_C}{3} = \frac{2,25}{3} = 0,75 \text{ mol}$$
$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1,25}{1} = 1,25 \text{ mol}$$

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:

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

A massa de ferro teoricamente possível é:

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





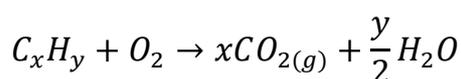
13. (TFC – 2019 – Inédita)

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_3H_8



TOME NOTA!

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.



**HORA DE
PRATICAR!**

14. (TFC – 2019 – Inédita)

Dadas as seguintes substâncias puras, indique quais delas são biatômicas:

I – He

II – O_2



III – CO

IV – CO₂

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

Comentários

Assertiva I - O hélio (He) é uma substância monoatômica, portanto I está errada.

Assertiva II - O oxigênio molecular (O₂) tem dois átomos. É, portanto, uma substância simples biatômica. Portanto, II está errada.

O monóxido de carbono (CO) tem dois átomos de elementos diferentes. É, portanto, uma substância composta biatômica.

O dióxido de carbono (CO₂) tem três átomos de dois elementos químicos diferentes. É, portanto, uma substância composta triatômica.

Sendo assim, são biatômicas apenas II e III. No caso, O₂ e CO.

Gabarito: C

15. (TFC – Inédita)

Para Aristóteles, a matéria era composta por quatro elementos básicos: fogo, ar, água e terra. Hoje, a química tem outra definição para elemento: o conjunto de átomos que possuem o mesmo número atômico. No entanto, atualmente consideramos bastante errada essa definição. A água não pode ser considerada um elemento químico. Em vez disso, ela se trata de:

- a) uma mistura de três elementos.
- b) uma substância simples com dois elementos.
- c) uma substância composta com três elementos.
- d) uma mistura de dois elementos.
- e) uma substância composta com dois elementos.



Comentários

A água (H₂O) não é um elemento químico, mas sim uma substância composta por dois elementos: hidrogênio (H) e oxigênio (O).

A água não é uma mistura, por isso, estão erradas as letras A e D. Não é substância simples, por isso, está errada a letra B. E é uma substância triatômica, mas são apenas dois elementos, por isso, está errada a letra C.

Gabarito: E

7. Reações de Simples Troca

As reações de deslocamento ou simples troca geralmente acontecem entre um composto iônico e uma substância simples de um metal ou de um não-metal.

<i>AB</i>	+	<i>C</i>	→	<i>AC</i>	+	<i>B</i>
Composto Iônico		Substância Simples		Composto Iônico		Substância Simples

Os produtos da reação são também um composto iônico e uma substância simples. Tudo o que acontece é apenas uma troca de lugar entre os elementos B e C.

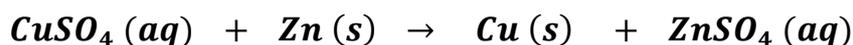
Os elementos B e C devem ser da mesma categoria (ambos metais ou ambos não-metais). A reação somente acontece se o elemento C for **mais reativo** que o elemento B. Nesse caso, diz-se que o elemento C **desloca** o elemento B.

7.1. Deslocamento de Cátions

Nesse caso, os elementos B e C apresentam número de oxidação positivo nos compostos AB e AC. Em geral, B e C são metais, e os compostos AB e AC são iônicos. Porém, o hidrogênio também pode participar dessas reações.



Uma reação bastante visual para ilustrar essa categoria é a reação entre zinco e sulfato de cobre. Acontece uma forte mudança de coloração, porque o íon Cu^{2+} , presente no sulfato de cobre, é azul, enquanto que o cobre metálico é marrom.



Azul

Marrom

Macroscopicamente, quando mergulhamos uma peça metálica de zinco em uma solução azul de sulfato de cobre, notamos alguns fatos.

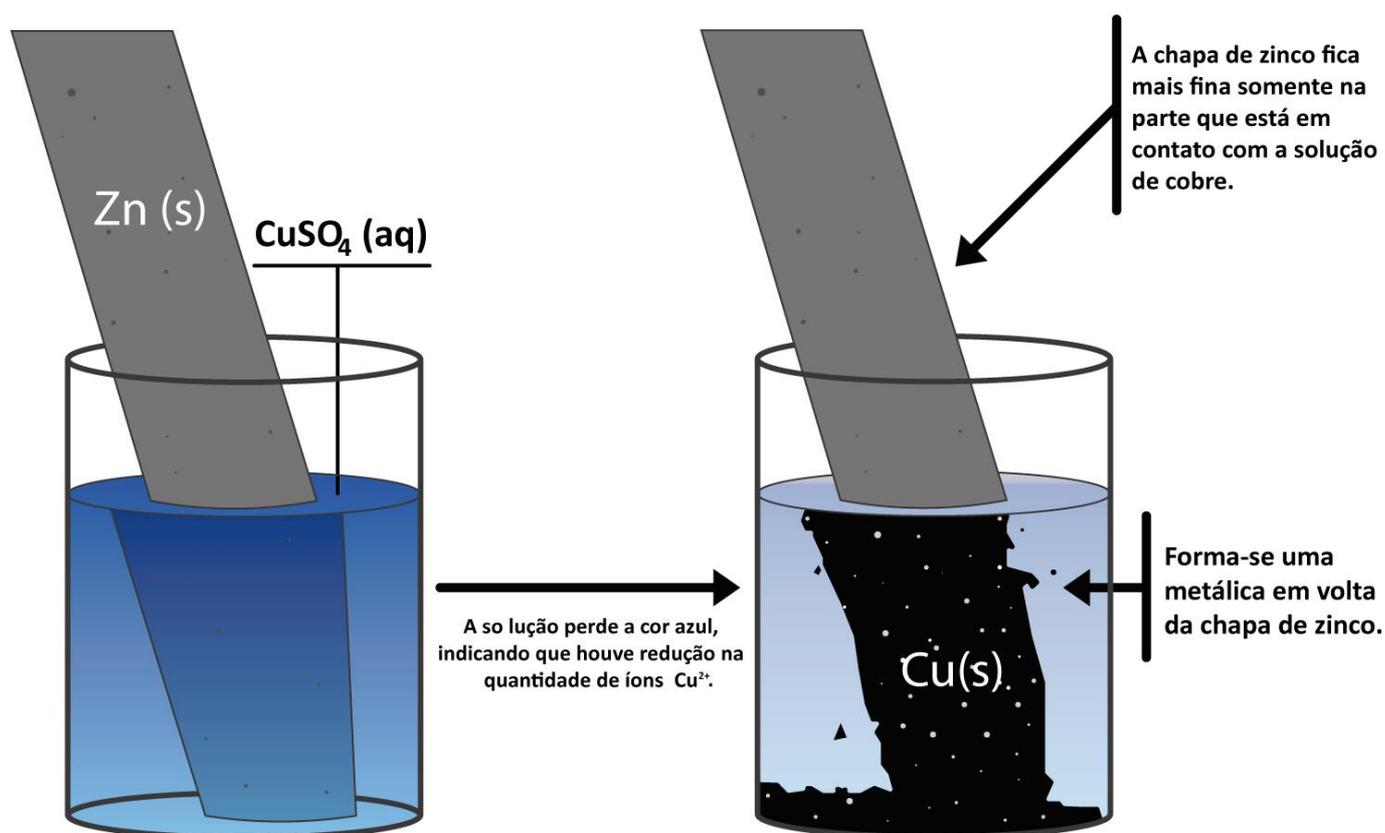
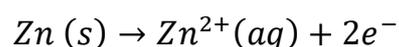
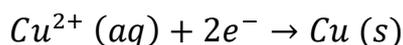


Figura 14: Reação de Zinco com Sulfato de Cobre (fonte: [1])

Dica: nunca é demais lembrar que os sais de metais de transição, especialmente os do meio da Tabela Periódica costumam ser bastante coloridos.

A solução perde a cor azul, porque os íons Cu^{2+} absorvem elétrons do $\text{Zn} (s)$ tornando-se cobre metálico, que se deposita na placa metálica. A placa se torna mais fina, porque o zinco metálico (Zn) abandona a placa, porque ele perde elétrons, se transformando em íons Zn^{2+} .



Esquemáticamente, pode-se representar a reação de oxirredução como na Figura 15.

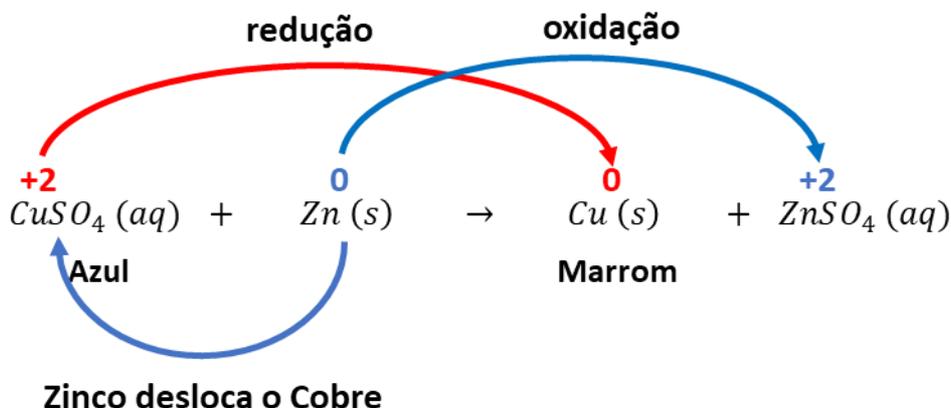


Figura 15: Esquema da Reação entre o Zinco e o Sulfato de Cobre

Podemos visualizar a reação a nível microscópico pelo esquema da Figura 16.

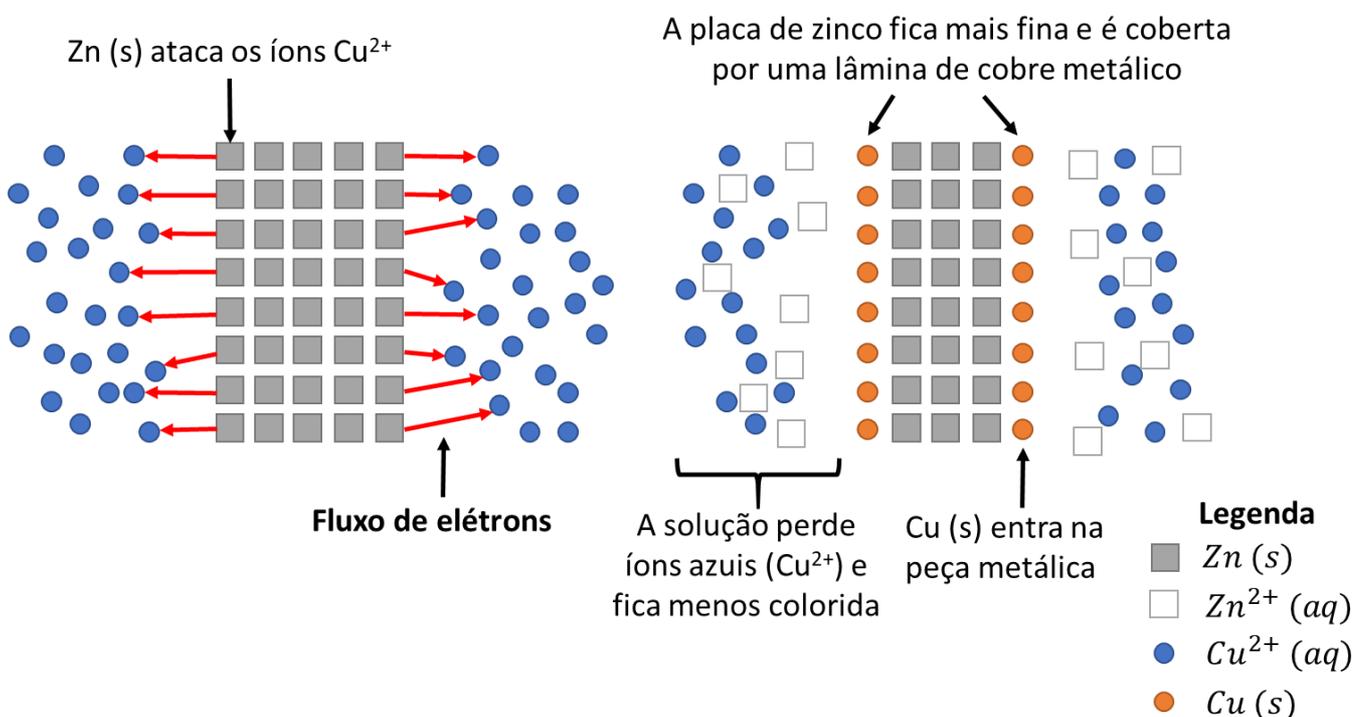


Figura 16: Ilustração da Reação de Deslocamento entre o Zinco e o Sulfato de Cobre a nível microscópico

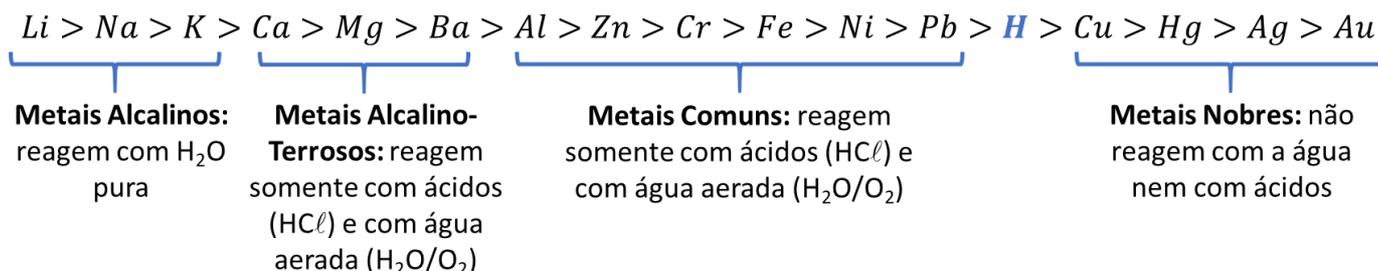
Para saber se uma reação de deslocamento vai ou não acontecer, você precisa decorar a **Fila de Reatividade dos Metais**. E, aqui, usamos a palavra “decorar” no seu sentido literal, que significa “de coração”.

A meu ver, a parte mais importante da Fila de Reatividade dos Metais é saber que:

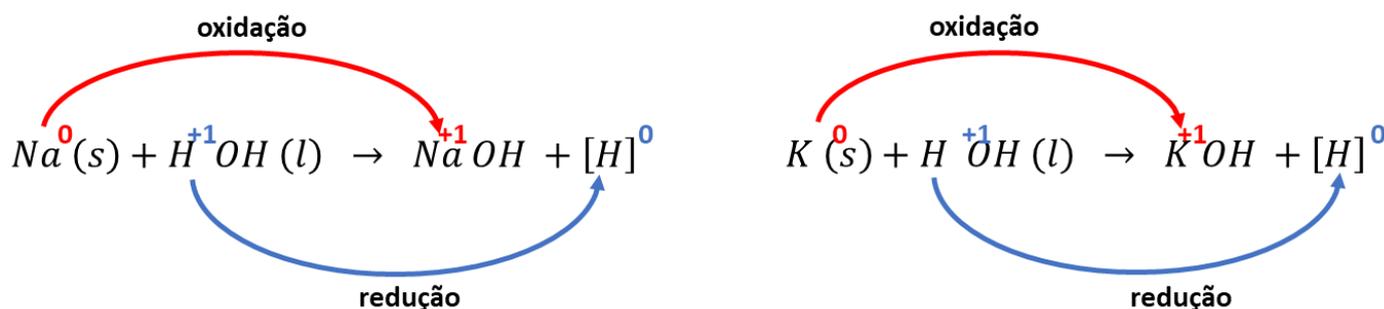
- Os metais alcalinos são os mais reativos e são os únicos que reagem diretamente com a água pura;
- Os metais alcalino-terrosos e os comuns são mais reativos que o hidrogênio e reagem com ácidos ou com água aerada (mistura de H_2O e O_2);

- Os metais nobres são menos reativos que o hidrogênio. Portanto, não reagem com a água pura (H₂O). Os principais podem ser decorados pelo mnemônico **Cuhagau** (Cu, Hg, Ag, Au), mas existem outros, como o irídio (Ir) e a platina (Pt).

Aprenda o esquema geral da Fila de Reatividade dos Metais.



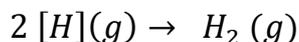
Os metais alcalinos são os únicos que reagem com a água pura. Nessas reações, eu prefiro escrever a água como HOH em referência, ao fato de que, em geral, somente um dos hidrogênios da molécula se reduz.



O hidrogênio é liberado na forma de hidrogênio nascente, que é representada por [H]. O hidrogênio nascente é um radical livre, que corresponde a um átomo de hidrogênio isolado.

O hidrogênio nascente é **altamente reativo**, podendo se adicionar a qualquer molécula que encontre pela sua frente. Isso é bastante utilizado para provocar reações de redução na Química Orgânica.

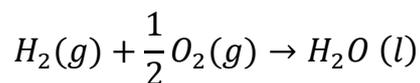
Se o hidrogênio nascente não encontrar nenhuma outra molécula para reagir, ele encontrará outro átomo de hidrogênio nascente para formar o gás hidrogênio (H₂).



CURIOSIDADE

Quando eu estudava para a Olimpíada Internacional de Química, fizemos um experimento bem interessante da reação de sódio metálico (Na) com a água.

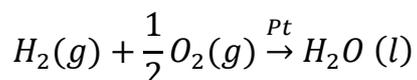
O professor, então, nos advertiu para a liberação do gás hidrogênio (H_2), o qual é bastante explosivo, pois reage violentamente com o oxigênio do ar, formando água.



Segundo o professor, deveríamos abrir as janelas e permitir a circulação do ar, porque o gás hidrogênio (H_2) era bastante explosivo.

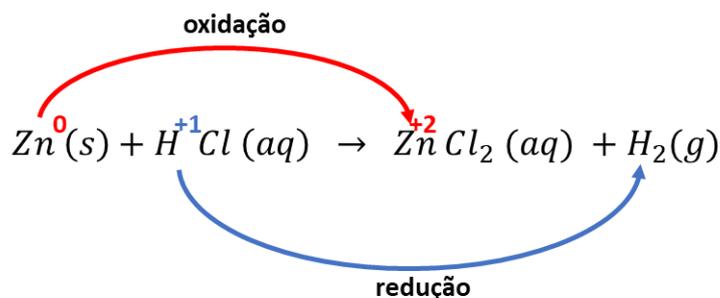
Um aluno, sagazmente, comentou tentando mostrar seus conhecimentos de Cinética Química: “Mas, professor, à temperatura ambiente e na ausência de catalisador, a reação do hidrogênio com o oxigênio é muito lenta.”

O comentário do aluno é bastante interessante, pois nos lembra a necessidade de uso de catalisador, como níquel, paládio ou platina, para as reações do hidrogênio. Essa catálise será estudada mais adiante, em Cinética Química. Mas é interessante você ir captando alguns desses detalhes.



Ao que o professor brilhantemente respondeu: “Porém, a reação é também explosiva. Qualquer faísca ou liberação de energia e boom. Explode a sala. Vai querer correr esse risco?”

Os metais alcalino-terrosos e os comuns, dificilmente reagem com água pura. Porém, eles podem reagir com ácidos. Uma das reações mais importantes é a reação do zinco com ácido clorídrico, em que o zinco se oxida de zinco metálico (Zn^0) a cloreto de zinco ($ZnCl_2$), em que o zinco aparece sob a forma de cátion Zn^{2+} .



Outro fato interessante que podemos comentar é que, se mergulharmos uma barra de ferro na água parada, seja ela destilada, doce ou mesmo a água do mar, ela praticamente não sofrerá nenhuma oxidação.

Porém, o ferro pode se oxidar rapidamente, quando parcialmente mergulhado em água. É o caso, por exemplo, do casco de um navio. As partes do navio que se oxidam mais rápido são as que ficam mais próximas à superfície da água, porque o balançado da água ora cobre essas partes, ora descobre, fazendo que elas tenham contato com o oxigênio do ar. A âncora dos navios também se oxida com facilidade, porque ela é constantemente jogada ao mar. Quando retira, ela permanece molhada e em contato com o ar.

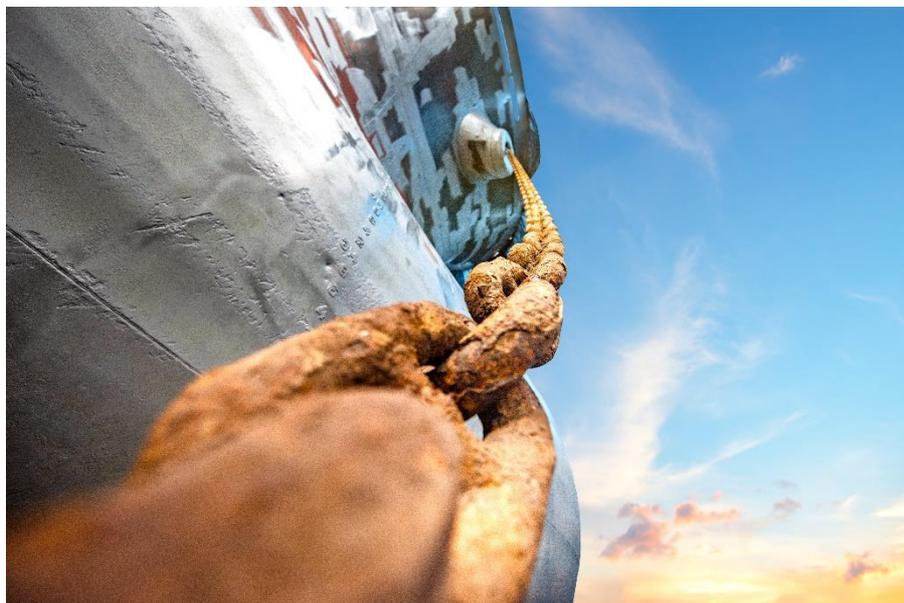


Figura 17: A âncora do navio se oxida com facilidade (fonte: [1])

A explicação para esses fatos é que o ferro somente se oxida diante de oxigênio do ar e de água. Quando uma barra de ferro está imersa completamente na água, como a parte inferior do casco, ela não entra em contato com o oxigênio do ar. Portanto, não sofre oxidação.

A parte superior do casco do navio que fica sempre acima da água apresenta alguma oxidação, porque está exposta à umidade do ar e também ao oxigênio. No mar, a umidade do ar é bem mais elevada, porque existe o vento salgado e a disponibilidade de água para evaporação é muito superior.

Porém, a âncora e parte do casco que fica próxima à superfície da água se oxidam bem mais rapidamente, porque elas entram em contato com a água, ficam molhadas, e depois são retiradas. Quando entram em contato com o oxigênio do ar ainda estão molhadas, o que permite a reação. Mesmo quando secam, dificilmente os marinheiros terão o trabalho de remover o sal.

Quando a água salgada evapora da âncora, o sal permanece. E o sal é bastante higroscópico, portanto, atrairá a umidade do ar para a peça de ferro. A umidade do ar em contato com o oxigênio produzirá a sua rápida oxidação.



CURIOSIDADE

Meu Celular caiu na água. O que fazer?

Em primeiro lugar, a última coisa que você pode fazer quando um aparelho eletrônico cai na água é tentar ligá-lo imediatamente para saber se ainda está funcionando.

Essa é a reação natural de muitas pessoas. Porém, é uma péssima ideia, porque a água fará todos os circuitos internos do aparelho entrarem em curto-circuito.

Se o seu celular caiu em água doce, o melhor a fazer é abrir e secá-lo por dentro e por fora cuidadosamente com um secador. Depois disso, deixe-o por um dia secando ao abrigo do sol e da chuva. Isso fará que o restante da água evapore naturalmente.

A situação piora bastante quando o aparelho eletrônico cai em água salgada, como a água do mar. Nesse caso, simplesmente secar o aparelho não será eficiente, porque, quando você seca com um secador ou simplesmente deixa a água evaporar, somente a água evapora, deixando o sal.

Se o sal se acumular próximo aos circuitos eletrônicos, ele irá reter a umidade do ar e, com o tempo, vai produzir curto-circuito, queimando o aparelho.

Sendo assim, você precisará ter bastante sangue frio e eliminar o sal com água doce. Isso mesmo. Você precisará jogar uma corrente de água doce para retirar a água salgada. E só depois secar o aparelho.

Quando montei meu segundo aquário marinho, o suporte da minha luminária veio com defeito e, duas horas depois de posicionada, ela caiu dentro da água salgada.

Por sorte ou talvez por projeto do fabricante, as luminárias de aquário marinho possuem o cabo de força muito curto, de modo que, quando ela caiu, ela se soltou do cabo e da energia. Assim, ela caiu desligada na água.

Então, eu tive paciência e abri o equipamento. Como eu sempre tenho bastante água destilada disponível em casa, usei essa água para lavar a luminária por dentro. Deixei as peças secando por dois dias. E, quando fui ligá-la, ela funcionou perfeitamente.

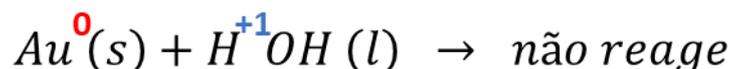
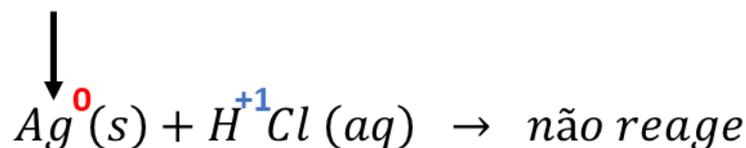
Por outro lado, os metais nobres **Cuhagau** (cobre, mercúrio, prata e ouro) são menos reativos do que o hidrogênio (H), portanto, não são capazes de reagir nem com a água nem com ácidos.

Por esse motivo, a prata e o ouro são bastante utilizados para a fabricação de joias, porque eles não reagem com a água do suor.



Figura 18: Celular caindo na água
(fonte: [9])

A prata (Ag) e o ouro (Au) são menos reativos que o hidrogênio (H)

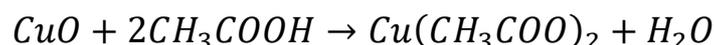


O fato de um metal ser nobre não significa que ele é pouco reativo. Significa apenas que ele não desloca o hidrogênio nas reações de dupla troca.

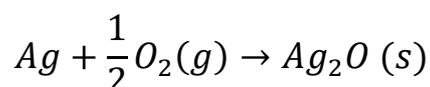
O cobre, por exemplo, se oxida facilmente na presença do ar e até mesmo de enxofre formando o óxido e o sulfeto de cobre (CuO e CuS), que formam uma camada de um sólido preto, conhecido como azinhavre.

Essa reação pode ser vista facilmente com uma moeda de 5 centavos, que é feita de cobre. A moeda, com o tempo, perde o seu brilho característico, tornando-se escura.

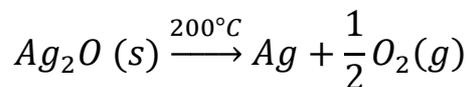
Essa moeda pode ser limpa, no entanto, com facilidade. Basta, para isso, imergi-la em uma solução ácida, como o vinagre, ou até mesmo pimenta, catchup, suco de laranja. Ao mergulhar a moeda, o azinhavre se dissolve devido a uma reação ácido-base.



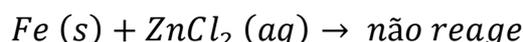
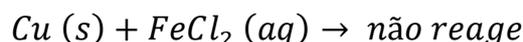
A prata, por sua vez, escurece quando exposta ao ar, pois se converte em óxido de prata (Ag₂O).



No entanto, as joias de prata podem ser limpas com facilidade, porque, quando aquecido, o óxido de prata se decompõe.



É importante registrar que o deslocamento não acontece quando o metal que está na forma de substância simples é menos reativo do que o metal no composto iônico.



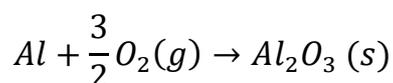
7.2. Proteção à Corrosão

Existem duas técnicas bastante utilizadas para a proteção de metais contra a corrosão. São elas:

- Metais de Sacrifício;
- Película de Metais Nobres.

A primeira e mais conhecida consiste em utilizar **metais de sacrifício**, que são metais que possuem maior tendência a se oxidar do que o metal que se deseja proteger.

No caso de navios, o ferro (Fe) é coberto por uma fina película de alumínio (Al), que é um metal mais reativo. O alumínio se oxida mais facilmente na presença de água e oxigênio do ar.



O óxido de alumínio forma uma lâmina que cobre o ferro do navio. Ao impedir o contato do ferro com o ar, o navio está protegido contra a corrosão. Em navios bem conservados, a camada de ferrugem que vemos, na verdade, é óxido de alumínio.

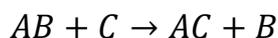
No caso de circuitos eletrônicos, como os que existem no seu celular, é muito comum o uso do **banho de ouro**. Os circuitos eletrônicos geralmente são feitos com trilhas de cobre, que é um material barato e com elevada condutividade elétrica.

Embora o cobre seja um material nobre, ele se oxida, quando exposto ao ar.

Por outro lado, o ouro é um metal pouco reativo e com altíssima resistência à corrosão. Pode ser depositada uma fina lâmina de ouro sobre as trilhas de cobre. O ouro, além de não se oxidar, evita o contato do cobre com o ar, protegendo-o também da corrosão.

7.3. Deslocamento de Ânions

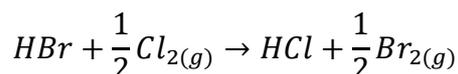
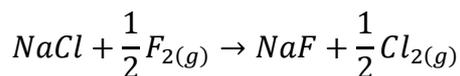
Voltando ao esquema geral das reações de deslocamento.



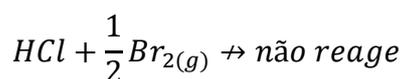
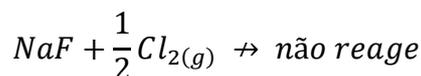
No deslocamento de ânions, os elementos B e C apresentam número de oxidação negativo e, em geral, são não-metais.

Embora exista a fila de eletronegatividade dos não-metais, essas reações de deslocamento só são importantes entre os halogênios.

Nos halogênios, a eletronegatividade (e a reatividade) cresce de baixo para a cima, sendo o flúor o mais reativo. Portanto, as seguintes reações acontecem:

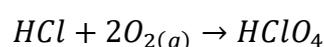
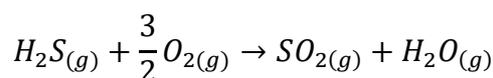


O inverso não acontece:



O oxigênio e o nitrogênio, apesar de serem elementos bastante eletronegativos, normalmente não deslocam outros elementos.

O oxigênio geralmente oxida o não-metal:



Obs.: As reações de oxidação com o enxofre com o oxigênio atmosférico geralmente só conduzem a dióxido de enxofre. A oxidação a trióxido de enxofre (ou ácido sulfúrico) com o oxigênio molecular pode acontecer, desde que concentrado, e na presença de pentóxido de vanádio, como catalisador.

O nitrogênio, por sua vez, apresenta pouca tendência a formar o ânion N^{3-} devido à sua baixa afinidade eletrônica. Além disso, como o nitrogênio molecular é formado por uma ligação tripla de elevada energia de ligação, é um gás praticamente inerte.

8. Outras Reações

As reações aqui estudadas já foram abordadas no Capítulo de Funções Inorgânicas. Precisamos apenas saber algumas nomenclaturas.

8.1. Reações de Dupla Troca

Nessas reações, os reagentes estão completamente ionizados e seus produtos possuem uma menor quantidade de íons. Os principais casos são:

- **Formação de Compostos Moleculares não Ionizados:** um dos principais exemplos é a própria reação de neutralização

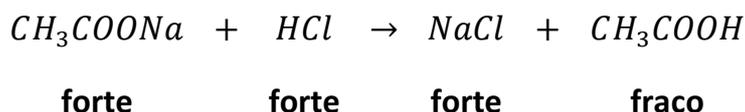


ionizado ionizado ionizado não ionizado

Nesse caso, a reação acontece, porque há a formação de água, que é um composto molecular que não se ioniza.

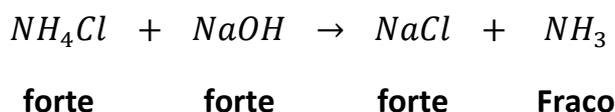


Uma variação dessa reação acontece quando um sal de ácido fraco reage com um ácido forte, liberando um sal de ácido forte e o respectivo ácido fraco.

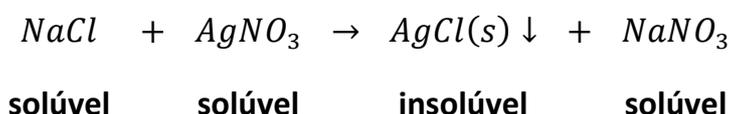


Nessa reação, o ácido acético é bem menos ionizado que os reagentes iniciais: o acetato de sódio e o ácido clorídrico são completamente ionizados.

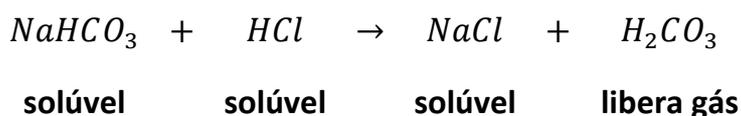
Uma reação semelhante também pode acontecer com sais de bases fracas. Vejamos:



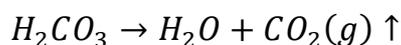
- **Formação de Precipitado:** nesse caso, dois sais solúveis reagem para formar um sal insolúvel.



- **Liberação de Gases:** nesse caso, são formadas substâncias como o H_2CO_3 e o NH_4OH , que, posteriormente, se decompõem com liberação de gases.



A seguir, o H_2CO_3 se decompõe liberando o dióxido de carbono (CO_2).



É muito comum escrevermos diretamente a reação global.

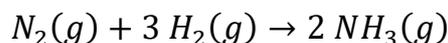


Essa reação, na verdade, envolve tanto uma reação de dupla troca como uma decomposição.

8.2. Reações de Formação e Decomposição

As reações de formação (ou síntese) são aquelas que possuem uma única substância nos produtos. Vejamos um exemplo:





Essa é uma reação de síntese da amônia, porque a amônia é o único produto da reação.

Analogamente, as reações de decomposição (ou análise) são aquelas que possuem uma única substância nos reagentes. Vejamos o caso da decomposição do carbonato de cálcio.



HORA DE
PRATICAR!

16. (TFC – 2019 – Inédita)

O sal de cozinha ($NaCl$) é dito bastante corrosivo, porque, quando jogado sobre uma barra de ferro, provoca rapidamente a sua oxidação. A corrosão do ferro por sal de cozinha é mais intensa e mais rápida do que a corrosão do ferro pela própria água salgada. Explique por que isso acontece.

Comentários

A corrosão do ferro requer a presença da água e do oxigênio do ar. Quando a barra está mergulhada na água salgada, ela não entra em contato com o oxigênio, logo, não se oxida. Na verdade, ainda haverá um pouco de oxidação, porque a água contém um pouco de oxigênio dissolvido.

O sal de cozinha é um poderoso agente higroscópico. Quando deixado sobre uma barra de ferro, ele atrairá a umidade do ar, porém, não o suficiente para inundá-la. Com isso, a barra terá contato tanto com a água como com o oxigênio do ar, que são os dois elementos necessários para a corrosão.

Gabarito: discursiva

8. Lista de Questões Propostas

1. (TFC – 2019 – 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. (TFC – 2019 – 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. (TFC – Inédita)

Considere alguns dos principais minérios

Mineral	Composição
Goethita	$Fe_2O_3 \cdot H_2O$
Hematita	Fe_2O_3
Pirita	FeS_2
Siderita	$FeCO_3$

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,

- a) hematita e pirita.
- b) goethita e hematita.
- c) hematita e siderita.
- d) goethita e pirita.
- e) pirita e siderita.

4. (TFC – Inédita)

Um fertilizante NPK contém 35,5% de P_2O_5 em massa. Assim, a quantidade, em mol, de P contida em 100 g desse fertilizante é de, aproximadamente,

Dados:



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

$O = 16,0$

$P = 31,0$

a) 0,25.

b) 0,33.

c) 0,40.

d) 0,50.

e) 0,75.

5. (TFC – 2019 – Inédita)

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

Dados: $H = 1$, $N = 14$

6. (TFC – 2019 – Inédita)

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

7. (TFC – 2019 – Inédita)

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

8. (TFC – 2019 – 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 fenilalanina, 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 fenilalanina. Determine a massa de fenilalanina produzida a partir de 588 g de aspartame.

9. (TFC – 2019 – Inédita)

Uma massa de 920 g de etanol (C_2H_6O) sofre combustão total diante do ar atmosférico. Calcule a massa de dióxido de carbono (CO_2) que é formada nessa reação.

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



10. (TFC – 2019 – 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.

11. (TFC – 2019 – 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: $O = 16$, $Mg = 24$.

12. (TFC – 2019 – 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?

13. (TFC – 2019 – 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: $C = 12$, $H = 1$, $O = 16$.

14. (TFC – 2019 – Inédita)

Dadas as seguintes substâncias puras, indique quais delas são biatômicas:



I – He

II – O₂

III – CO

IV – CO₂

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

15. (TFC – Inédita)

Para Aristóteles, a matéria era composta por quatro elementos básicos: fogo, ar, água e terra. Hoje, a química tem outra definição para elemento: o conjunto de átomos que possuem o mesmo número atômico. No entanto, atualmente consideramos bastante errada essa definição. A água não pode ser considerada um elemento químico. Em vez disso, ela se trata de:

- a) uma mistura de três elementos.
- b) uma substância simples com dois elementos.
- c) uma substância composta com três elementos.
- d) uma mistura de dois elementos.
- e) uma substância composta com dois elementos.

16. (TFC – 2019 – Inédita)

O sal de cozinha (NaCl) é dito bastante corrosivo, porque, quando jogado sobre uma barra de ferro, provoca rapidamente a sua oxidação. A corrosão do ferro por sal de cozinha é mais intensa e mais rápida do que a corrosão do ferro pela própria água salgada. Explique por que isso acontece.

17. (Colégio Naval – 2017)

A queima do magnésio (Mg) com o gás oxigênio emite uma luz branca (o flash das máquinas fotográficas), resultando no óxido de magnésio (MgO). A equação dessa reação devidamente balanceada é



- a) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$.
- b) $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$.
- c) $2Mg + O_3 \rightarrow Mg_2O_3$.
- d) $Mg + O \rightarrow 2MgO$.
- e) $Mg_2 + O_2 \rightarrow Mg_2O$

18. (Colégio Naval – 2016)

A azia é um desconforto gástrico que pode ser combatido pela ingestão de uma pequena quantidade de leite de magnésia, que nada mais é que uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa base neutraliza o excesso de ácido clorídrico estomacal que causa desconforto. Assinale a opção que apresenta a equação dessa reação química balanceada e sua classificação.

- a) $Mg(OH)_2 + HClO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$ é uma reação de simples troca.
- b) $MgOH + HCl \rightarrow MgCl + H_2O$ é uma reação de deslocamento,
- c) $2 Mg(OH)_2 + 2 HCl \rightarrow MgCl_2 + 2 H_2O$ é uma reação de análise.
- d) $MgO + 2 HCl \rightarrow Mg(OH)_2$ é uma reação de síntese.
- e) $Mg(OH)_2 + 2 HCl \rightarrow MgCl_2 + 2 H_2O$ é uma reação de dupla troca.

19. (Colégio Naval – 2009)

Qual das opções abaixo apresenta duas associações corretas entre a fórmula e o nome de cada substância?

- a) $AuOH$ - hidróxido auroso; HNO_2 - ácido nitroso.
- b) Na_2SO_3 – sulfito de sódio; N_2O_4 – dióxido de nitrogênio.
- c) CaO - monóxido de carbono; $MgCO_3$ - carbonato de manganês.
- d) $H_2Cr_2O_7$ – ácido dicrômico; Ag_3PO_4 – ortofosfato de mercúrio.
- e) $Cu(OH)_2$ – hidróxido cuproso; $H_4P_2O_7$ – ácido pirofosfórico.

20. (Colégio Naval – 2012)

Uma nova mania na Europa consiste em "consumir" oxigênio puro. As embalagens são latas exclusivas com inalador em forma de copo, são fabricadas na Suíça e contêm 99,5% de oxigênio. Basta pressionar o copo inalador contra a vasilha para liberar oxigênio e respirar.



Este sistema, chamado de OXYFIT, não é um sistema de liberação contínua do gás, mas libera o oxigênio a cada inalação.

Consumido em alguns países da América do Norte e da Europa, este produto, chamado de Opur, é vendido em embalagens de 2 litros que contêm o equivalente a 10-15 inalações, em média.

Mas há também versões de 5 e de 8 litros, esta última contendo 160 gramas do gás. Os preços variam de US\$ 10 a US\$ 32 a garrafa.

Considerando os dados acima e sabendo que a massa molar do oxigênio (O_2) é igual a 32 g/mol, assinale a opção que apresenta corretamente o número de mols de gás oxigênio, contidos numa embalagem de 8 litros de Opur, e a densidade do conteúdo, respectivamente.

- a) 2 e 008 g/mL
- b) 5 e 0,02 g/mL
- c) 5 e 20 g/L
- d) 10 e 20 g/L
- e) 20 e 10 g/mL

21. (Colégio Naval – 2012)

O fosfato de cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$, é um dos compostos utilizados recentemente em pesquisas na obtenção de cimento ortopédico. A reação entre o óxido de cálcio com ácido fosfórico é uma das formas de obtenção do $Ca_3(PO_4)_2$.

Assinale a opção que representa a reação química balanceada de obtenção do fosfato de cálcio a partir de óxido de cálcio e ácido fosfórico.

- a) $3 Ca(OH)_2 + 2 H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6 H_2O$.
- b) $3 CaO + 2 H_3PO_3 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O + 2 H_2$.
- c) $3 Ca(OH)_2 + 2 H_3PO_3 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 4 H_2O + 2 H_2$
- d) $3 Ca_2O + 4 H_3PO_4 \rightarrow 2 Ca_3(PO_4)_2 + 3 H_2O + 3 H_2$ -
- e) $3 CaO + 2 H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3 H_2O$.

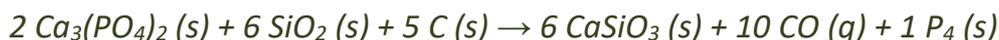
22. (ESPCEX – 2019 – adaptada)

O fósforo branco, substância química cuja estrutura é representada pela fórmula P_4 , é utilizado em algumas munições fumígenas (munições que produzem fumaça). Ele pode ser obtido a partir



da fosforita ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), um mineral de fosfato de cálcio, por meio da reação com sílica (dióxido de silício - SiO_2) e carvão coque (C) num forno especial a $1300\text{ }^\circ\text{C}$.

A equação balanceada da reação é:



Acerca deste processo, são feitas as seguintes afirmativas:

I – Após o balanceamento da equação por oxidorredução, a soma dos coeficientes estequiométricos é igual a 35.

II – O dióxido de silício é uma molécula que apresenta estrutura de geometria molecular angular.

III – O agente redutor do processo é o dióxido de silício.

IV – Neste processo ocorre a oxidação do carbono.

Assinale a alternativa que apresenta todas as afirmativas corretas, dentre as listadas acima.

a) I, II e III.

b) I, III e IV.

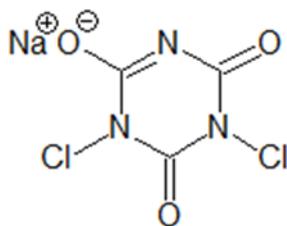
c) II e IV.

d) III e IV.

e) I e IV.

23. (TFC – Inédita)

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



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 $4 \cdot 10^{-3}\text{ mol}$ do composto.

III – Um comprimido de 1 mL com densidade igual a $0,7\text{ g/mol}$ e pureza de 88% de dicloro isocianurato conterá aproximadamente $0,12\text{ g}$ 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.

24. (ESPCEX – 2016)

Um mineral muito famoso, pertencente ao grupo dos carbonatos, e que dá origem a uma pedra semipreciosa é a malaquita, cuja a fórmula é: $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (ou $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$).

Experimentalmente pode-se obter malaquita pela reação de precipitação que ocorre entre soluções aquosas de sulfato de cobre II e carbonato de sódio, formando um carbonato básico de cobre II hidratado, conforme a equação da reação:



Na reação de síntese da malaquita, partindo-se de 1060 g de carbonato de sódio e considerando-se um rendimento de reação de 90%, o volume de CO_2 (a 25 °C e 1 atm) e a massa de malaquita obtida serão, respectivamente, de:

Dados:

– massas atômicas $\text{Cu} = 64 \text{ u}$; $\text{S} = 32 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$; $\text{Na} = 23 \text{ u}$; $\text{C} = 12 \text{ u}$; $\text{H} = 1 \text{ u}$.

– volume molar 24,5 L/mol, no estado padrão.

- a) 20,15 L e 114 g
- b) 42,65 L e 272 g
- c) 87,35 L e 584 g
- d) 110,25 L e 999 g
- e) 217,65 L e 1480 g

25. (ESPCEX – 2016)

Em análises quantitativas, por meio do conhecimento da concentração de uma das espécies, pode-se determinar a concentração e, por conseguinte, a massa de outra espécie. Um exemplo, é o uso do nitrato de prata (AgNO_3) nos ensaios de determinação do teor de íons cloreto, em



análises de água mineral. Nesse processo ocorre uma reação entre os íons prata e os íons cloreto, com conseqüente precipitação de cloreto de prata (AgCl) e de outras espécies que podem ser quantificadas.

Analogamente, sais que contêm íons cloreto, como o cloreto de sódio (NaCl), podem ser usados na determinação quantitativa de íons prata em soluções de AgNO_3 , conforme descreve a equação:



Para reagir estequiometricamente, precipitando na forma de AgCl , todos os íons prata presentes em 20,0 mL de solução $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de AgNO_3 (completamente dissociado), a massa necessária de cloreto de sódio será de:

Dados: Massas atômicas: $\text{Na} = 23 \text{ u}$; $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$; $\text{Ag} = 108 \text{ u}$; $\text{N} = 14 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$.

- a) 0,062 g.
- b) 0,117 g.
- c) 0,258 g.
- d) 0,567 g.
- e) 0,644 g.

26. (ESPCEX – 2016)

Uma amostra de 1,72 g de sulfato de cálcio hidratado ($\text{CaSO}_4 \cdot n \text{ H}_2\text{O}$), onde “n” representa o número de molécula(s) de água (H_2O), é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, restando uma massa de 1,36 g de sulfato de cálcio anidro.

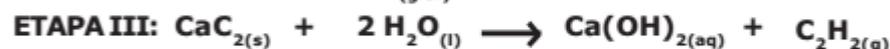
- a) $\text{CaSO}_4 \cdot 1 \text{ H}_2\text{O}$
- b) $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$
- c) $\text{CaSO}_4 \cdot 3 \text{ H}_2\text{O}$
- d) $\text{CaSO}_4 \cdot 4 \text{ H}_2\text{O}$
- e) $\text{CaSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$

27. (ESPCEX – 2012)



O etino, também conhecido como acetileno, é um alcino muito importante na Química. Esse composto possui várias aplicações, dentre elas o uso como gás de maçarico oxiacetilênico, cuja chama azul atinge temperaturas em torno de 3000 °C.

A produção industrial do gás etino está representada, abaixo, em três etapas, conforme as equações balanceadas:



Dados:

Elemento Químico	H-Hidrogênio	C-Carbono	O-Oxigênio	Ca-Cálcio
Massa Atômica	1 u	12 u	16 u	40 u

Considerando as etapas citadas e admitindo que o rendimento de cada etapa da obtenção do gás etino por esse método é de 100 %, então a massa de carbonato de cálcio ($\text{CaCO}_{3(s)}$) necessária para produzir 5,2 g do gás etino ($\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$) é

- a) 20,0 g
- b) 18,5 g
- c) 16,0 g
- d) 26,0 g
- e) 28,0 g

28. (IME-2013)

Dadas as reações:



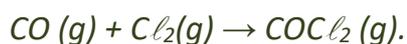
Assinale a alternativa correta:

- a) As reações podem ser classificadas como reações de deslocamento ou troca simples.
- b) O fósforo sofre oxidação em ambas as reações.
- c) O ácido fosforoso é um triácido formado por ligações covalentes.
- d) Os ânions fosfato e fosfito HPO_3^{2-} – possuem geometria tetraédrica.
- e) O pentacloreto de fósforo é um composto iônico.



29. (ESPCEX – 2014)

O fosgênio é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiro preparado pela ação da luz do sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro (Cl₂), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir:



Em um reator foram dispostos 560 g de monóxido de carbono e 355 g de cloro. Admitindo-se a reação entre o monóxido de carbono e o cloro com rendimento de 100 % da reação e as limitações de reagentes, a massa de fosgênio produzida é de

Dados: - massas atômicas: C = 12 u ; Cl = 35,5 u; O = 16 u

- a) 228 g
- b) 495 g
- c) 654 g
- d) 832 g
- e) 928 g

30. (ESPCEX – 2013)

Reações conhecidas pelo nome de Termita são comumente utilizadas em granadas incendiárias para destruição de artefatos, como peças de morteiro, por atingir temperaturas altíssimas devido à intensa quantidade de calor liberada e por produzir ferro metálico na alma das peças, inutilizando-as. Uma reação de Termita muito comum envolve a mistura entre alumínio metálico e óxido de ferro III, na proporção adequada, e gera como produtos o ferro metálico e o óxido de alumínio, além de calor, conforme mostra a equação da reação:



Dados:

Massas Atômicas: Al = 27 u; Fe = 56 u e O = 16 u

Considerando que para a inutilização de uma peça de morteiro seja necessária a produção de 336 g de ferro metálico na alma da peça e admitindo-se o alumínio como reagente limitante e o rendimento da reação de 100% em relação ao alumínio, a proporção em porcentagem de massa



de alumínio metálico que deve compor 900 g da mistura de termita supracitada (alumínio metálico e óxido de ferro III) numa granada incendiária, visando à inutilização desta peça de morteiro, é de

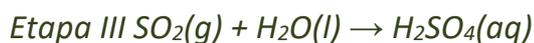
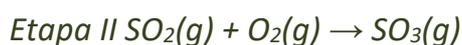
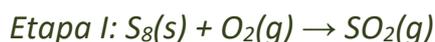
- a) 3%
- b) 18%
- c) 32%
- d) 43%
- e) 56%

31. (IME – 2013)

A reação de 124 g de fósforo branco com uma solução de ácido nítrico gera óxido nítrico e 98 g de ácido fosfórico. Sabendo que o rendimento da reação é 100%, determine o grau de pureza do fósforo.

32. (ESPCEX – 2010)

A fabricação industrial do ácido sulfúrico envolve três etapas reacionais consecutivas que estão representadas abaixo pelas equações não balanceadas:



Considerando as etapas citadas e admitindo que o rendimento de cada etapa da obtenção do ácido sulfúrico por esse método é de 100%, então a massa de enxofre ($S_8(s)$) necessária para produzir 49 g de ácido sulfúrico ($H_2SO_4(aq)$) é:

- a) 20,0 g
- b) 18,5 g
- c) 16,0 g
- d) 12,8 g
- e) 32,0 g

33. (TFC – Inédita)



Uma amostra de ouro foi adulterada apenas com pirita (FeS_2). 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 (PbS) formado foi coletado e pesou 0,717g. 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) 24,4%
- b) 44,2%
- c) 56,8%
- d) 62,5%
- e) 87,9%

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. (IME – 2007)

O elemento constituinte da substância simples A possui um nome que em grego significa verde. Livre, como molécula, é um gás venenoso. Na crosta terrestre, encontra-se combinado a outros elementos, como minerais em depósitos subterrâneos e em oceanos. É solúvel em água e também em éter. Quando A reage com hidróxido de sódio em solução aquosa, produz a substância composta B, usada como agente alvejante e bactericida. Quando A reage com sódio fundido, produz a substância composta C, que é essencial ao ser humano. A eletrólise de C, em solução aquosa, produz no catodo de ferro a substância simples D. A substância simples E é o



produto gasoso da reação, sob aquecimento, entre sódio metálico e nitrato de sódio. Ao reagir E com D, produz-se a substância composta F, utilizada na fabricação de ácido nítrico, corantes, explosivos, medicamentos, detergentes e, ainda, na forma de seus sais, como fertilizante.

Determine:

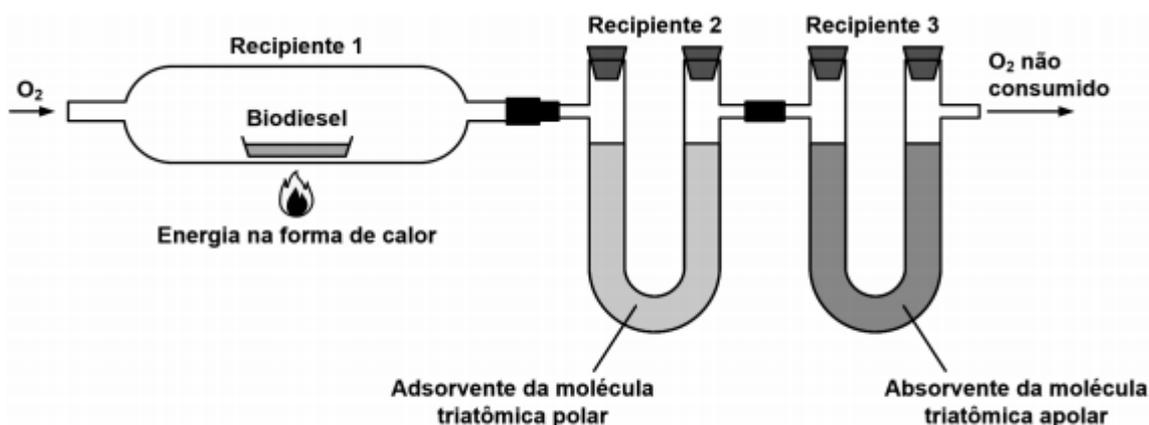
- as fórmulas moleculares de B, C, E e F;
- as equações químicas das reações de produção de B, E e F;
- o nome e a fórmula do composto produzido pela reação de F com ácido nítrico em solução aquosa.

36. (TFC – 2019 – 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.

37. (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.

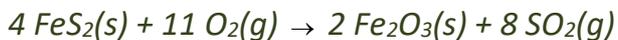
A alternativa que apresenta a fórmula molecular do biodiesel compatível com as informações apresentadas anteriormente é:

(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) $C_{16}H_{22}O_4$

38. (TFC – Inédita)

Os cristais de pirita (FeS_2) são amarelos e brilhantes, lembrando muito o ouro. Por isso, esse composto ganhou o apelido de ouro dos tolos. No entanto, a pirita pode ser facilmente diferenciada do ouro, pois sua queima ao ar libera um gás, que é o dióxido de enxofre (SO_2).



Calcule a massa aproximada de dióxido de enxofre produzida a partir de 150 g de pirita, considerando que o minério tenha 92% de pureza em FeS_2 .

- a) 213,7 g.
- b) 196,5 g.
- c) 147,2 g.
- d) 17,1 g.



9. Gabarito

1. $C_6H_8O_6$
2. 0,2 mol; 0,1 mol
3. A
4. C
5. 28 g
6. $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$
7. $2C_{10}H_{14}N_2 + 27O_2 \rightarrow 20CO_2 + 14H_2O + 2N_2$
8. 330 g
9. 1760 g
10. $C_9H_{11}NO_2$
11. 50 g
12. discursiva
13. C_3H_8
14. C
15. E
16. discursiva
17. B
18. E
19. A
20. B (oficial), B e C (Estratégia)
21. E
22. E
23. B
24. D
25. B
26. B
27. A
28. D
29. B
30. B
31. 25%
32. C
33. C
34. 28%; $2,5 \cdot 10^{26}$
35. discursiva
36. 90%
37. B
38. C



10. Lista de Questões Comentadas

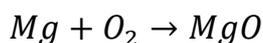
17. (Colégio Naval – 2017)

A queima do magnésio (Mg) com o gás oxigênio emite uma luz branca (o flash das máquinas fotográficas), resultando no óxido de magnésio (MgO). A equação dessa reação devidamente balanceada é

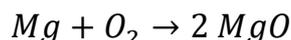
- a) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$.
- b) $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$.
- c) $2Mg + O_3 \rightarrow Mg_2O_3$.
- d) $Mg + O \rightarrow 2MgO$.
- e) $Mg_2 + O_2 \rightarrow Mg_2O$

Comentários

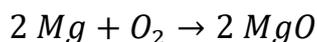
O gás oxigênio apresenta a fórmula molecular O_2 . Dessa forma, podemos escrever a seguinte equação não balanceada.



Para fins de balancear a reação, podemos observar que o lado dos reagentes tem dois átomos de oxigênio, portanto, precisamos de dois átomos nos produtos, logo, precisamos do coeficiente 2 MgO.



Agora, temos dois átomos de magnésio nos produtos, portanto, precisamos de dois átomos nos reagentes. Logo, precisamos do coeficiente 2 Mg.



A reação está balanceada e corresponde à que é encontrada na letra B.

Gabarito: B

18. (Colégio Naval – 2016)

A azia é um desconforto gástrico que pode ser combatido pela ingestão de uma pequena quantidade de leite de magnésia, que nada mais é que uma solução aquosa de hidróxido de sódio. Essa base neutraliza o excesso de ácido clorídrico estomacal que causa desconforto. Assinale a opção que apresenta a equação dessa reação química balanceada e sua classificação.

- a) $Mg(OH)_2 + HClO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$ é uma reação de simples troca.
- b) $MgOH + HCl \rightarrow MgCl + H_2O$ é uma reação de deslocamento,
- c) $2 Mg(OH)_2 + 2 HCl \rightarrow MgCl_2 + 2 H_2O$ é uma reação de análise.

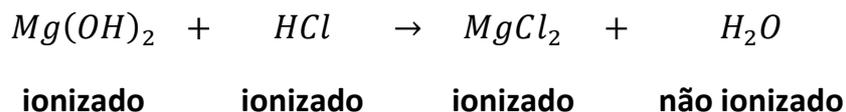


d) $MgO + 2 HCl \rightarrow Mg(OH)_2$ é uma reação de síntese.

e) $Mg(OH)_2 + 2 HCl \rightarrow MgCl_2 + 2 H_2O$ é uma reação de dupla troca.

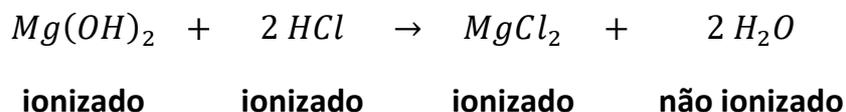
Comentários

A reação de neutralização pode ser considerada como uma reação de dupla troca, pois segue o esquema geral.



Na reação de neutralização, os reagentes são ionizados, porém, um dos produtos é a água (H_2O), que não se encontra na forma de íons em solução.

Trata-se, portanto de uma reação de dupla troca. Em relação ao balanceamento, ele pode ser feito considerando-se que o $Mg(OH)_2$ é uma dibase, portanto, precisa de 2 HCl para ser neutralizada.



Gabarito: E

19. (Colégio Naval – 2009)

Qual das opções abaixo apresenta duas associações corretas entre a fórmula e o nome de cada substância?

- a) AuOH - hidróxido auroso; HNO_2 - ácido nitroso.
- b) Na_2SO_3 – sulfito de sódio; N_2O_4 – dióxido de nitrogênio.
- c) CaO - monóxido de carbono; $MgCO_3$ - carbonato de manganês.
- d) $H_2Cr_2O_7$ – ácido dicrômico; Ag_3PO_4 – ortofosfato de mercúrio.
- e) $Cu(OH)_2$ – hidróxido cuproso; $H_4P_2O_7$ – ácido pirofosfórico.

Comentários

Vamos analisar as afirmações.

a) O ouro possui dois estados de oxidação: +1 e +3. Portanto, ele pode formar as bases AuOH (hidróxido auroso) e $Au(OH)_3$, que é o hidróxido áurico. Por sua vez, o nitrogênio pode formar dois ácidos: o HNO_2 (ácido nitroso) e o HNO_3 (ácido nítrico). Afirmação correta.

b) O N_2O_4 é o tetróxido de dinitrogênio. O dióxido de nitrogênio seria o NO_2 . Afirmação incorreta.



c) CaO é o óxido de cálcio. Afirmação incorreta.

d) Ag_3PO_4 é o fosfato (ou ortofosfato) de prata. Afirmação incorreta.

e) O cobre possui dois estados de oxidação: +1 e +2. Portanto, o hidróxido cuproso é o CuOH . Já o hidróxido cúprico é o $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Afirmação incorreta.

Gabarito: A

20. (Colégio Naval – 2012)

Uma nova mania na Europa consiste em "consumir" oxigênio puro. As embalagens são latas exclusivas com inalador em forma de copo, são fabricadas na Suíça e contêm 99,5% de oxigênio. Basta pressionar o copo inalador contra a vasilha para liberar oxigênio e respirar.

Este sistema, chamado de OXYFIT, não é um sistema de liberação contínua do gás, mas libera o oxigênio a cada inalação.

Consumido em alguns países da América do Norte e da Europa, este produto, chamado de Opur, é vendido em embalagens de 2 litros que contêm o equivalente a 10-15 inalações, em média. Mas há também versões de 5 e de 8 litros, esta última contendo 160 gramas do gás. Os preços variam de US\$ 10 a US\$ 32 a garrafa.

Considerando os dados acima e sabendo que a massa molar do oxigênio (O_2) é igual a 32 g/mol, assinale a opção que apresenta corretamente o número de mols de gás oxigênio, contidos numa embalagem de 8 litros de Opur, e a densidade do conteúdo, respectivamente.

a) 2 e 008 g/mL

b) 5 e 0,02 g/mL

c) 5 e 20 g/L

d) 10 e 20 g/L

e) 20 e 10 g/mL

Comentários

O número de mols de oxigênio pode ser obtido como a razão entre a massa presente na amostra e a massa molar.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{160}{32} = 5 \text{ mol}$$

Já a densidade pode ser calculada como a razão entre massa da amostra e volume.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{160}{8} = 20 \text{ g/L}$$

Note, ainda, que poderíamos escrever 8 L = 8000 mL. Dessa forma, teríamos:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{160}{8000} = 0,02 \text{ g/mL}$$



Portanto, as letras B e C estariam corretas.

Gabarito: B (oficial), B e C (Estratégia)

21. (Colégio Naval – 2012)

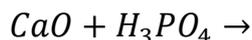
O fosfato de cálcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, é um dos compostos utilizados recentemente em pesquisas na obtenção de cimento ortopédico. A reação entre o óxido de cálcio com ácido fosfórico é uma das formas de obtenção do $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Assinale a opção que representa a reação química balanceada de obtenção do fosfato de cálcio a partir de óxido de cálcio e ácido fosfórico.

- a) $3 \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$.
- b) $3 \text{CaO} + 2 \text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{H}_2$.
- c) $3 \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{H}_2$.
- d) $3 \text{Ca}_2\text{O} + 4 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{H}_2$.
- e) $3 \text{CaO} + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

Comentários

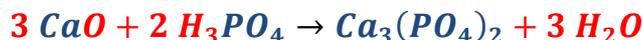
A reação do óxido de cálcio (CaO) com o ácido fosfórico (H_3PO_4) é uma reação de neutralização. Portanto, libera água (H_2O), e não gás hidrogênio (H_2), como nas letras B, C e D.



Observe que o oxigênio do óxido de cálcio precisa de 2 hidrogênios para ser neutralizado. Por outro lado, o H_3PO_4 possui 3 hidrogênios ionizáveis. Portanto, podemos utilizar os coeficientes 3 CaO e 2 H_3PO_4 para balancear a equação.



Observe que destacamos em vermelho a formação de 3 H_2O . Além disso, o que sobra são três átomos de cálcio e dois íons fosfato (PO_4). Portanto, a reação global pode ser escrita como:



Note, ainda, que a letra A está errada, porque ela considera a reação com o hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), e não com o óxido de cálcio, como pedido pelo enunciado.

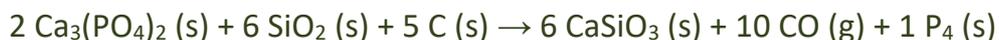
Gabarito: E

22. (ESPCEX – 2019 – adaptada)

O fósforo branco, substância química cuja estrutura é representada pela fórmula P_4 , é utilizado em algumas munições fumígenas (munições que produzem fumaça). Ele pode ser obtido a partir da fosforita ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), um mineral de fosfato de cálcio, por meio da reação com sílica (dióxido de silício - SiO_2) e carvão coque (C) num forno especial a 1300°C .



A equação balanceada da reação é:



Acerca deste processo, são feitas as seguintes afirmativas:

I – Após o balanceamento da equação por oxidorredução, a soma dos coeficientes estequiométricos é igual a 35.

II – O dióxido de silício é uma molécula que apresenta estrutura de geometria molecular angular.

III – O agente redutor do processo é o dióxido de silício.

IV – Neste processo ocorre a oxidação do carbono.

Assinale a alternativa que apresenta todas as afirmativas corretas, dentre as listadas acima.

a) I, II e III.

b) I, III e IV.

c) II e IV.

d) III e IV.

e) I e IV.

Comentários

A questão original pedia o balanceamento da equação. Porém, para balanceá-la, deveríamos recorrer ao método da Oxirredução, que considero além do nível necessário para o Colégio Naval.



I – A soma dos coeficientes da equação balanceada é:

$$S = 2 + 6 + 10 + 6 + 10 + 1 = 35$$

Afirmação correta.

II – O dióxido de silício (SiO_2) não é uma molécula, mas sim um sólido covalente. Afirmação errada.

III – O dióxido de silício não se oxida nem se reduz no processo. Afirmação errada.

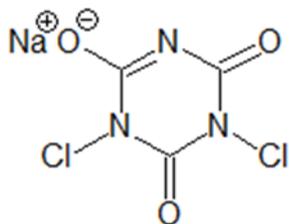
IV – Como vimos, o carbono se oxida de 0 a +2. Afirmação correta.

Gabarito: E

23. (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.

$$m = dV = 0,7.1 = 0,7 \text{ g}$$

Considerando que a pureza é igual a 88%, podemos calcular a massa de dicloro isocianurato de sódio presente no comprimido.

$$m_{C_3Cl_2N_3NaO_3} = 0,88.0,7 = 0,616 \text{ g}$$

Agora, podemos calcular o número de mols do composto, dividindo pela massa molar.

$$n_{C_3Cl_2N_3NaO_3} = \frac{m_{C_3Cl_2N_3NaO_3}}{M_{C_3Cl_2N_3NaO_3}} = \frac{0,616}{220} = 2,8.10^{-3} \text{ mol}$$

Considerando que cada molécula do composto apresenta 3 átomos de nitrogênio, podemos obter a massa de nitrogênio presente como:

$$n_N = 3.n_{C_3Cl_2N_3NaO_3} = 3.2,8.10^{-3} = 8,4.10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_N = 14.8,4.10^{-3} = 120.10^{-3} = 0,12 \text{ g}$$

Gabarito: B

24. (ESPCEX – 2016)

Um mineral muito famoso, pertencente ao grupo dos carbonatos, e que dá origem a uma pedra semipreciosa é a malaquita, cuja a fórmula é: $Cu_2(OH)_2CO_3$ (ou $CuCO_3.Cu(OH)_2$).

Experimentalmente pode-se obter malaquita pela reação de precipitação que ocorre entre soluções aquosas de sulfato de cobre II e carbonato de sódio, formando um carbonato básico de cobre II hidratado, conforme a equação da reação:



Na reação de síntese da malaquita, partindo-se de 1060 g de carbonato de sódio e considerando-se um rendimento de reação de 90%, o volume de CO_2 (a 25 °C e 1 atm) e a massa de malaquita obtida serão, respectivamente, de:

Dados:

– massas atômicas Cu = 64 u; S = 32 u; O = 16 u; Na = 23 u; C = 12 u; H = 1 u.

– volume molar 24,5 L/mol, no estado padrão.

- a) 20,15 L e 114 g
- b) 42,65 L e 272 g
- c) 87,35 L e 584 g
- d) 110,25 L e 999 g
- e) 217,65 L e 1480 g



Comentários

Excelente questão sobre a proporção estequiométrica.

Na situação inicial, tinha-se 1060 g de carbonato de sódio. Podemos calcular o número de mols desse composto, mas, para isso, precisamos da sua massa de fórmula, que pode ser obtida somando-se as massas de todos os elementos químicos nela presentes.

$$M_{Na_2CO_3} = 2.23 + 1.12 + 3.16 = 106 \text{ g/mol}$$

O número de mols de carbonato de sódio pode ser obtido dividindo-se a massa pela massa molar.

$$n_{Na_2CO_3} = \frac{m_{Na_2CO_3}}{M_{Na_2CO_3}} = \frac{1060}{106} = 10 \text{ mol}$$

Agora, podemos calcular o número de mols de CO₂ e da malaquita produzidos pela proporção estequiométrica. Para isso, devemos considerar, ainda o rendimento da reação.

$$\frac{n_{CO_2}}{1} = 0,9 \cdot \frac{n_{Na_2CO_3}}{2} \therefore n_{CO_2} = 0,9 \cdot \frac{10}{2} = 4,5 \text{ mol}$$

$$\frac{n_{malaquita}}{1} = 0,9 \cdot \frac{n_{Na_2CO_3}}{2} \therefore n_{malaquita} = 0,9 \cdot \frac{10}{2} = 4,5 \text{ mol}$$

O volume de CO₂ liberado pode ser calculado pelo volume molar. Se 1 mol ocupa o volume de 24,5 L, então, 4,5 mols ocupam o volume:

$$V_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot V_{molar} = 4,5 \cdot 24,5 = 110,25 \text{ L}$$

Por sua vez, a massa de malaquita pode ser calculada pela sua massa de fórmula.

$$M_{CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2} = 64 + 12 + 3.16 + 64 + 2 \cdot (1.16 + 1.1) = 222 \text{ g/mol}$$

Finalmente, a massa de malaquita pode ser calculada pelo produto do número de mols pela massa molar.

$$m_{malaquita} = n_{malaquita} \cdot M_{malaquita} = 4,5 \cdot 222 = 999$$

Gabarito: D

25. (ESPCEX – 2016)

Em análises quantitativas, por meio do conhecimento da concentração de uma das espécies, pode-se determinar a concentração e, por conseguinte, a massa de outra espécie. Um exemplo, é o uso do nitrato de prata (AgNO₃) nos ensaios de determinação do teor de íons cloreto, em análises de água mineral. Nesse processo ocorre uma reação entre os íons prata e os íons cloreto, com consequente precipitação de cloreto de prata (AgCl) e de outras espécies que podem ser quantificadas.

Analogamente, sais que contêm íons cloreto, como o cloreto de sódio (NaCl), podem ser usados na determinação quantitativa de íons prata em soluções de AgNO₃, conforme descreve a equação:



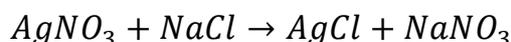
Para reagir estequiometricamente, precipitando na forma de AgCl, todos os íons prata presentes em 20,0 mL de solução 0,1 mol·L⁻¹ de AgNO₃(completamente dissociado), a massa necessária de cloreto de sódio será de:

Dados: Massas atômicas: Na = 23 u; Cl = 35,5 u; Ag = 108 u; N = 14 u; O = 16 u.

- a) 0,062 g.
- b) 0,117 g.
- c) 0,258 g.
- d) 0,567 g.
- e) 0,644 g.

Comentários

Primeiramente, note que a equação já foi fornecida balanceada. Todos os



Como a solução tem 0,1 mol em 1 litro de nitrato prata (AgNO₃), podemos obter o número de mols presentes no volume de 20,0 mL (ou 20.10⁻³ L) de solução pela Regra de Três.

$$n_{AgNO_3} = [AgNO_3] \cdot V = 0,1 \cdot 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Podemos calcular o número de mols de cloreto de sódio (NaCl) necessários por meio da proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{AgNO_3}}{1} = \frac{n_{NaCl}}{1} \therefore n_{NaCl} = n_{AgNO_3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

A massa de NaCl pode ser obtida multiplicando-se o número de mols pela massa molar. Para isso, precisamos primeiramente calcular a massa molar do cloreto de sódio.

$$M_{NaCl} = 1,23 + 1,35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m_{NaCl} = n_{NaCl} \cdot M_{NaCl} = 2 \cdot 10^{-3} \cdot 58,5 = 117 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 0,117 \text{ g}$$

Gabarito: B

26. (ESPCEX – 2016)

Uma amostra de 1,72 g de sulfato de cálcio hidratado (CaSO₄ · n H₂O), onde “n” representa o número de molécula(s) de água (H₂O), é aquecida até a eliminação total da água de hidratação, restando uma massa de 1,36 g de sulfato de cálcio anidro.

- a) CaSO₄·1 H₂O
- b) CaSO₄·2 H₂O
- c) CaSO₄·3 H₂O



- d) $\text{CaSO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{CaSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Comentários

A reação de desidratação pode ser expressão da seguinte forma:



Como temos massas envolvidas, pode ser útil calcular as massas molares envolvidas.

$$M_{\text{CaSO}_4} = 1.40 + 1.32 + 4.16 = 136 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

Podemos calcular a massa de água extraída pela desidratação.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{hidratado}} - m_{\text{anidro}} = 1,72 - 1,36 = 0,36 \text{ g}$$

Com base nisso, podemos obter o número de mols de água produzidos dividindo-se a massa da amostra pela massa molar:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,36}{18} = 0,02 \text{ mol}$$

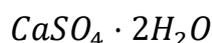
Também podemos fazer o mesmo para obter o número de mols de sulfato de cálcio anidro (CaSO_4).

$$n_{\text{CaSO}_4} = \frac{m_{\text{CaSO}_4}}{M_{\text{CaSO}_4}} = \frac{1,36}{136} = 0,01 \text{ mol}$$

Agora, devemos nos lembrar que o número de mols de CaSO_4 anidro e de água produzidos pela desidratação devem seguir a proporção dos coeficientes estequiométricos. Portanto, temos:

$$\frac{n_{\text{CaSO}_4}}{1} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n}$$
$$\frac{0,01}{1} = \frac{0,02}{n} \therefore n = \frac{0,02}{0,01} = 2$$

Portanto, a fórmula do sal hidratado é obtida com $n = 2$, ou seja:



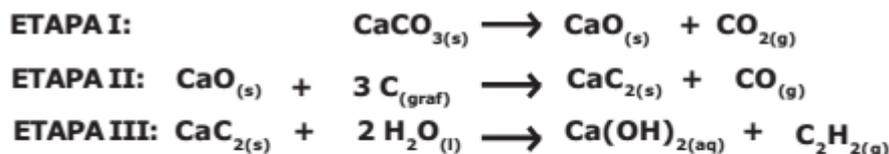
Gabarito: B

27. (ESPCEX – 2012)

O etino, também conhecido como acetileno, é um alcino muito importante na Química. Esse composto possui várias aplicações, dentre elas o uso como gás de maçarico oxiacetilênico, cuja chama azul atinge temperaturas em torno de 3000 °C.

A produção industrial do gás etino está representada, abaixo, em três etapas, conforme as equações balanceadas:





Dados:

Elemento Químico	H-Hidrogênio	C-Carbono	O-Oxigênio	Ca-Cálcio
Massa Atômica	1 u	12 u	16 u	40 u

Considerando as etapas citadas e admitindo que o rendimento de cada etapa da obtenção do gás etino por esse método é de 100 %, então a massa de carbonato de cálcio ($\text{CaCO}_{3(s)}$) necessária para produzir 5,2 g do gás etino ($\text{C}_2\text{H}_{2(g)}$) é

- a) 20,0 g
- b) 18,5 g
- c) 16,0 g
- d) 26,0 g
- e) 28,0 g

Comentários

Primeiramente, vamos calcular o número de mols de etino que foram produzidos na reação a partir de sua massa molar.

$$M_{\text{C}_2\text{H}_2} = 2.12 + 2.1 = 26 \text{ g/mol}$$

O número de mols de etino é obtido pela razão entre a massa de etino e a sua massa molar.

$$n_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}} = \frac{5,2}{26} = 0,2 \text{ mol}$$

Da etapa III, podemos obter a proporção estequiométrica entre o número de mols do etino (C_2H_2) e do carbeto de cálcio (CaC_2).

$$\frac{n_{\text{C}_2\text{H}_2}}{1} = \frac{n_{\text{CaC}_2}}{1} \therefore n_{\text{CaC}_2} = n_{\text{C}_2\text{H}_2} = 0,2 \text{ mol}$$

Da etapa II, podemos obter a proporção estequiométrica entre o número de mols do carbeto de cálcio (CaC_2) e o óxido de cálcio (CaO).

$$\frac{n_{\text{CaC}_2}}{1} = \frac{n_{\text{CaO}}}{1} \therefore n_{\text{CaO}} = n_{\text{CaC}_2} = 0,2 \text{ mol}$$

Finalmente, da etapa I, podemos obter o número de mols do carbonato de cálcio (CaCO_3).

$$\frac{n_{\text{CaCO}_3}}{1} = \frac{n_{\text{CaO}}}{1} \therefore n_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CaO}} = 0,2 \text{ mol}$$

Para calcular a massa de carbonato de cálcio, precisamos apenas multiplicar o número de mols de carbonato de cálcio pela sua massa molar. A massa molar pode ser obtida somando-se diretamente as massas dos elementos.

$$M_{\text{CaCO}_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 100 \text{ g/mol}$$



$$m_{CaCO_3} = n_{CaCO_3} \cdot M_{CaCO_3} = 0,2 \cdot 100 = 20 \text{ g}$$

Gabarito: A

28. (IME-2013)

Dadas as reações:



Assinale a alternativa correta:

- a) As reações podem ser classificadas como reações de deslocamento ou troca simples.
- b) O fósforo sofre oxidação em ambas as reações.
- c) O ácido fosforoso é um triácido formado por ligações covalentes.
- d) Os ânions fosfato e fosfito (HPO_3^{2-}) possuem geometria tetraédrica.
- e) O pentacloreto de fósforo é um composto iônico.

Comentários

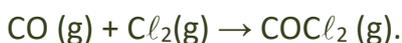
As reações citadas são reações de dupla troca, em que não ocorre o fenômeno de oxirredução.

O ácido fosforo é um diácido, cujo ânion é o fosfito, que possui geometria tetraédrica.

Gabarito: D

29. (ESPCEX – 2014)

O fosgênio é um gás extremamente venenoso, tendo sido usado em combates durante a Primeira Guerra Mundial como agente químico de guerra. É assim chamado porque foi primeiro preparado pela ação da luz do sol em uma mistura dos gases monóxido de carbono (CO) e cloro (Cl₂), conforme a equação balanceada da reação descrita a seguir:



Em um reator foram dispostos 560 g de monóxido de carbono e 355 g de cloro. Admitindo-se a reação entre o monóxido de carbono e o cloro com rendimento de 100 % da reação e as limitações de reagentes, a massa de fosgênio produzida é de

Dados:

- massas atômicas: C = 12 u ; Cl = 35,5 u; O = 16 u



- a) 228 g
- b) 495 g
- c) 654 g
- d) 832 g
- e) 928 g

Comentários

Vamos calcular o número de mols dos reagentes que foram adicionados no reator. Para isso, precisamos das suas massas molares, que podem ser obtidas como a soma das massas dos elementos químicos que constituem as substâncias.

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

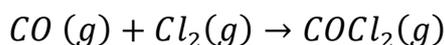
$$M_{Cl_2} = 2.35,5 = 71 \text{ g/mol}$$

Vamos, agora, calcular o número de mols das duas espécies químicas presentes no reator.

$$n_{CO} = \frac{m_{CO}}{M_{CO}} = \frac{560}{28} = 20 \text{ mol}$$

$$n_{Cl_2} = \frac{m_{Cl_2}}{M_{Cl_2}} = \frac{355}{71} = 5 \text{ mol}$$

Agora, vamos inspecionar a equação química fornecida.



Observe que ela já está balanceada. Portanto, a proporção molar em que reagem o monóxido de carbono (CO) e o gás cloro (Cl_2) é realmente de 1:1.

Como temos uma quantidade maior do monóxido de carbono (CO), concluímos que esse reagente está em excesso. Vamos montar a tabela estequiométrica.

	$CO (g)$	+	$Cl_2(g)$	→	$COCl_2 (g)$
início	20 mol		5 mol		0 mol
Reage/forma	5 mol		5 mol		5 mol
Final	15 mol		0 mol		5 mol

O cloro, que é o reagente limitante, foi completamente consumido na reação. O número de mols formado do fosgênio foi igual a 5 mol.

Com base no número de mols de fosgênio, podemos calcular a massa do gás que foi produzida na reação.

$$M_{COCl_2} = 1.12 + 1.16 + 2.35,5 = 99 \text{ g/mol}$$

Agora, basta usar que a massa da amostra é igual ao produto do número de mols pela massa molar.

$$m_{COCl_2} = n_{COCl_2} \cdot M_{COCl_2} = 5 \cdot 99 = 495 \text{ g}$$



Gabarito: B

30. (ESPCEX – 2013)

Reações conhecidas pelo nome de Termita são comumente utilizadas em granadas incendiárias para destruição de artefatos, como peças de morteiro, por atingir temperaturas altíssimas devido à intensa quantidade de calor liberada e por produzir ferro metálico na alma das peças, inutilizando-as. Uma reação de Termita muito comum envolve a mistura entre alumínio metálico e óxido de ferro III, na proporção adequada, e gera como produtos o ferro metálico e o óxido de alumínio, além de calor, conforme mostra a equação da reação:



Dados:

Massas Atômicas: Al = 27 u; Fe = 56 u e O = 16 u

Considerando que para a inutilização de uma peça de morteiro seja necessária a produção de 336 g de ferro metálico na alma da peça e admitindo-se o alumínio como reagente limitante e o rendimento da reação de 100% em relação ao alumínio, a proporção em porcentagem de massa de alumínio metálico que deve compor 900 g da mistura de termita supracitada (alumínio metálico e óxido de ferro III) numa granada incendiária, visando à inutilização desta peça de morteiro, é de

- a) 3%
- b) 18%
- c) 32%
- d) 43%
- e) 56%

Comentários

Primeiramente, vamos calcular o número de mols de fórmulas de ferro produzidas, o que pode ser obtido pela razão entre a massa produzida e a massa molar.

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{336}{56} = 6 \text{ mol}$$

Como o alumínio é o reagente limitante, podemos concluir que ele foi completamente consumido na reação. Portanto, o seu número de mols presentes na amostra é exatamente igual ao que é definido pela proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{Al}}{2} = \frac{n_{Fe}}{2} \therefore n_{Al} = n_{Fe} = 6 \text{ mol}$$



Agora, vamos calcular a massa de alumínio necessária na térmita, multiplicando pela massa molar.

$$m_{Al} = n_{Al} \cdot M_{Al} = 6.27 = 162 \text{ g}$$

O teor de alumínio na térmita pode ser obtido dividindo-se a massa de alumínio encontrada no minério pela massa total do minério.

$$\%Al = \frac{m_{Al}}{m_{\text{minério}}} = \frac{162}{900} = 0,18 = 18\%$$

Gabarito: B

31. (IME – 2013)

A reação de 124 g de fósforo branco com uma solução de ácido nítrico gera óxido nítrico e 98 g de ácido fosfórico. Sabendo que o rendimento da reação é 100%, determine o grau de pureza do fósforo.

Comentários

Podemos usar a Lei da Conservação das Massas para determinar a massa de fósforo branco realmente presente no minério original.

Para isso, podemos calcular a massa de fósforo ao final pelo teor de fósforo multiplicado pela massa de ácido fosfórico.

$$m_P = (\%P) \cdot m_{H_3PO_4} = \frac{1.31}{3.1 + 1.31 + 4.16} \cdot 98 = \frac{31}{98} \cdot 98 = 31 \text{ g}$$

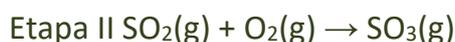
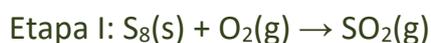
Sendo assim, existiam apenas 31 g de fósforo na amostra de 124 g de fósforo branco. Portanto, o grau de pureza da amostra é:

$$\text{Pureza} = \frac{31}{124} = \frac{1}{4} = 0,25 = 25\%$$

Gabarito: 25%

32. (ESPCEX – 2010)

A fabricação industrial do ácido sulfúrico envolve três etapas reacionais consecutivas que estão representadas abaixo pelas equações não balanceadas:



Considerando as etapas citadas e admitindo que o rendimento de cada etapa da obtenção do ácido sulfúrico por esse método é de 100%, então a massa de enxofre ($S_8(s)$) necessária para produzir 49 g de ácido sulfúrico ($H_2SO_4(aq)$) é:

a) 20,0 g



- b) 18,5 g
- c) 16,0 g
- d) 12,8 g
- e) 32,0 g

Comentários

Observando que todo o enxofre presente em S_8 aparece na forma final de H_2SO_4 , podemos impor que a massa de enxofre antes do início da reação é igual à massa de enxofre ao final.

$$m_S^{antes} = m_S^{depois}$$

A massa do elemento enxofre pode ser calculada como o produto entre o teor de enxofre nos compostos envolvidos. No caso dos reagentes, o teor de enxofre em S_8 é igual a 100%, pois é uma substância simples. Já no caso dos produtos, o teor de enxofre em H_2SO_4 deve ser calculado pela expressão da massa molar.

$$\begin{aligned}m_S^{antes} &= m_S^{depois} \\m_{S_8} &= (\%S) \cdot m_{H_2SO_4} \\m_{S_8} &= \frac{1.32}{2.1 + 1.32 + 4.16} \cdot m_{H_2SO_4} \\m_{S_8} &= \frac{32}{98} \cdot 49 = 16 \text{ g}\end{aligned}$$

Gabarito: C

33. (TFC – Inédita)

Uma amostra de ouro foi adulterada apenas com pirita (FeS_2). 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 0,717g. 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) 24,4%
- b) 44,2%
- c) 56,8%
- d) 62,5%
- e) 87,9%



Comentários

Nessa questão, o aluno tem um atalho. Basta entender que o enxofre só pode ter partido da pirita (FeS_2) 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.

$$m_S = \%S \cdot m_{\text{PbS}}$$

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:

$$m_S = \frac{32}{239} \cdot 0,717 = 32,0,003 = 0,096 \text{ g}$$

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.

$$m_S = \%S \cdot m_{\text{FeS}_2}$$

O teor de enxofre em FeS_2 é calculado de forma semelhante ao que foi feito anteriormente.

$$\%S = \frac{\text{porção de S}}{\text{massa total}} = \frac{1.32}{1.32 + 2.56} = \frac{32}{144}$$

Podemos, assim, calcular a massa de pirita existente no minério.

$$m_S = \%S \cdot m_{\text{FeS}_2}$$

$$0,096 = \frac{32}{144} \cdot m_{\text{FeS}_2}$$

$$\therefore m_{\text{FeS}_2} = \frac{144 \cdot 0,096}{32} = 0,432 \text{ g}$$

Como a massa total do minério é de 1,0g, a diferença corresponde à massa de ouro.



$$m_{Au} = 1,0 - 0,432 = 0,568 \text{ g}$$

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.

$$\text{pureza} = \frac{0,568}{1} = 0,568 = 56,8\%$$

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, $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, 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.

Comentários

Como o esqueleto corresponde a cerca de 70% da massa de uma pessoa, se ela tem 60 kg, seu esqueleto pesa 42 kg, constituído basicamente por hidroxiapatita.

A porcentagem em massa do cálcio nesse composto é:

$$\begin{aligned} \%Ca &= \frac{\text{massa de cálcio}}{\text{massa da } \text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2} = \frac{10.40}{10.40 + 6. (1.31 + 4.16) + 2. (16 + 1)} = \frac{400}{400 + 6.95 + 34} \\ &\therefore \%Ca = \frac{400}{1004} \cong 40\% \end{aligned}$$

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.

$$m_{Ca} = 0,40.42 = 16,8 \text{ kg}$$

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.



$$\%Ca_{\text{corpo}} = \frac{16,8}{60} = 28\%$$

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.

$$n_{Ca} = \frac{m_{Ca}}{M_{Ca}} = \frac{16800}{40} = 420 \text{ mol}$$

A seguir, podemos converter o número de mols em número de átomos, multiplicando pelo número de Avogadro:

$$N_{Ca} = 420 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,5 \cdot 10^{26}$$

Gabarito: 28%; 2,5.10²⁶

35. (IME – 2007)

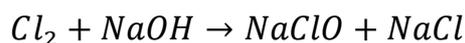
O elemento constituinte da substância simples A possui um nome que em grego significa verde. Livre, como molécula, é um gás venenoso. Na crosta terrestre, encontra-se combinado a outros elementos, como minerais em depósitos subterrâneos e em oceanos. É solúvel em água e também em éter. Quando A reage com hidróxido de sódio em solução aquosa, produz a substância composta B, usada como agente alvejante e bactericida. Quando A reage com sódio fundido, produz a substância composta C, que é essencial ao ser humano. A eletrólise de C, em solução aquosa, produz no catodo de ferro a substância simples D. A substância simples E é o produto gasoso da reação, sob aquecimento, entre sódio metálico e nitrato de sódio. Ao reagir E com D, produz-se a substância composta F, utilizada na fabricação de ácido nítrico, corantes, explosivos, medicamentos, detergentes e, ainda, na forma de seus sais, como fertilizante. Determine:

- as fórmulas moleculares de B, C, E e F;
- as equações químicas das reações de produção de B, E e F;
- o nome e a fórmula do composto produzido pela reação de F com ácido nítrico em solução aquosa.

Comentários

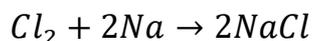
O elemento constituinte de A é o cloro, que forma a molécula Cl_2 , que é um gás venenoso.

A reação do cloro com o hidróxido de sódio produz o hipoclorito de sódio (B), que é utilizado como alvejante.



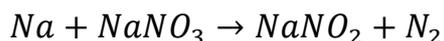
A reação do cloro diretamente com o sódio fundido produz o cloreto de sódio (C).



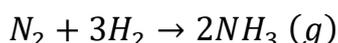


A eletrólise em solução aquosa de C produz hidrogênio (D) e cloro. Não se preocupe se você não sabia esse item, pois ele será visto em Eletroquímica.

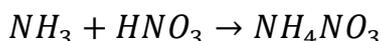
A reação entre sódio e nitrato de sódio é uma típica oxidação. A única substância simples que pode ser liberada é o nitrogênio gasoso (E). É interessante que esse é um produto raramente comentado nas oxidações do ácido nítrico.



A reação do nitrogênio com o hidrogênio produz a amônia (F).



A amônia, por sua vez, reage com o ácido nítrico por meio de uma reação ácido-base, formando nitrato de amônio.



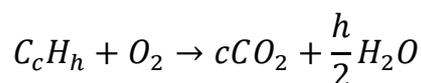
Gabarito: discursiva

36. (TFC – 2019 – 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:

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

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.



$$m_{\text{carbono depois}} = \frac{12}{44} 1,65$$

Devido à Lei da Conservação das Massas, a massa de carbono deve se conservar, portanto:

$$m_{\text{carbono antes}} = m_{\text{carbono depois}}$$

$$\%C \cdot 0,50 = \frac{12}{44} \cdot 1,65$$

$$\%C = \frac{12 \cdot 1,65}{44 \cdot 0,50} = \frac{12 \cdot 1,65}{22} = \frac{6 \cdot 1,65}{11} = 6 \cdot 0,15 = 0,9 = 90\%$$

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.

$$\frac{12c}{h} = \frac{9}{10 - 9} = \frac{9}{1}$$

$$\therefore \frac{c}{h} = \frac{9}{12} = \frac{3}{4}$$

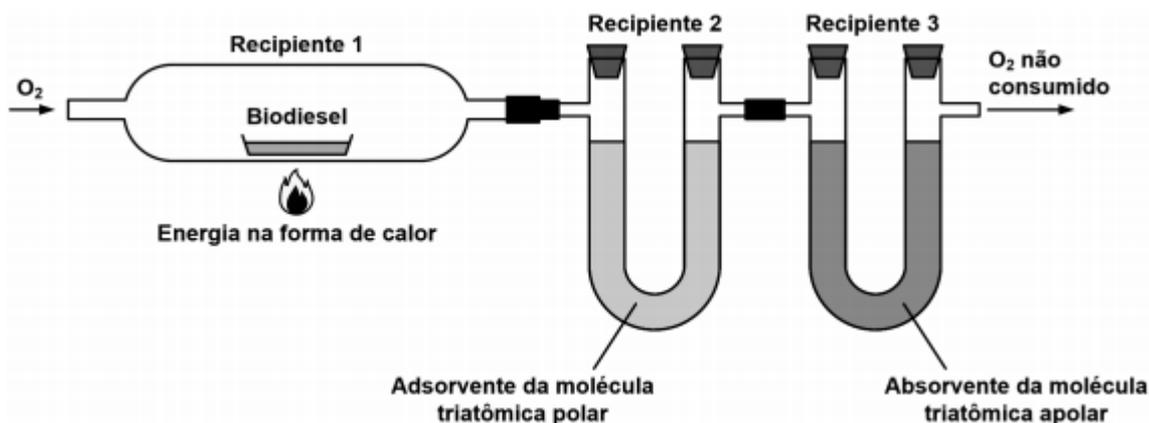
Encontramos a proporção entre carbono e hidrogênio. Agora, podemos fazer $c = 3$ e teremos $h = 4$. Portanto, a fórmula mínima do hidrocarboneto é C_3H_4 .

Gabarito: 90%

37. (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:

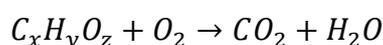
(Massas molares: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol; C = 12 g/mol)

- 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) $C_{16}H_{22}O_4$

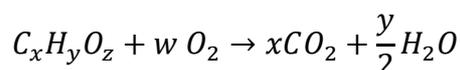
Comentários

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 CO₂ 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:

$$\frac{x}{z} = \frac{532 \cdot 16}{14 \cdot 64} = 38 \cdot \frac{1}{4} = \frac{19}{2}$$
$$\therefore \frac{x}{19} = \frac{z}{2}$$

Portando, podemos assumir um coeficiente arbitrário $z = 2$ e temos:

$$x = \frac{19 \cdot 2}{2} = 19$$

$$y = 2x = 2 \cdot 19 = 38$$

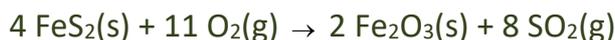
Sendo assim, a fórmula mínima do biodiesel é $C_{19}H_{38}O_2$.

Gabarito: B

38. (TFC – Inédita)



Os cristais de pirita (FeS_2) são amarelos e brilhantes, lembrando muito o ouro. Por isso, esse composto ganhou o apelido de ouro dos tolos. No entanto, a pirita pode ser facilmente diferenciada do ouro, pois sua queima ao ar libera um gás, que é o dióxido de enxofre (SO_2).

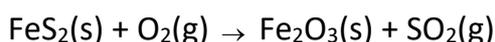


Calcule a massa aproximada de dióxido de enxofre produzida a partir de 150 g de pirita, considerando que o minério tenha 92% de pureza em FeS_2 .

- a) 213,7 g.
- b) 196,5 g.
- c) 147,2 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.

$$m_{S,antes} = \%S \cdot m_{\text{FeS}_2}$$

O teor de enxofre na pirita (FeS_2) é calculado pela expressão:

$$\%S = \frac{2.32}{1.56 + 2.32} = \frac{64}{56 + 64} = \frac{64}{120}$$

A massa de pirita encontrada no minério é igual ao produto da pureza do minério pela sua massa.

$$m_{\text{FeS}_2} = 0,92.150 = 138$$

Dessa maneira, a massa de enxofre presente no minério é:



$$m_{S,antes} = \%S \cdot m_{FeS_2} = \frac{64}{120} \cdot 138 = 73,6 \text{ g}$$

A massa de enxofre no produto (SO_2) também é igual ao teor de enxofre nesse composto multiplicado pela massa de SO_2 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.

$$m_{S,antes} = m_{S,depois}$$

$$73,6 = \frac{1}{2} \cdot m_{SO_2}$$

$$\therefore m_{SO_2} = 73,6 \cdot 2 = 147,2$$

Gabarito: C

