



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

ESTEQUIOMETRIA

**São Mateus
2019**

ESTEQUIOMETRIA

Primeiramente é importante conhecermos a origem da palavra estequiometria. Estequiometria deriva das palavras gregas *stoicheion*, que significa 'elemento' e *metron*, que significa 'medida'. Essa área essencial na química nos permite estudar as reações químicas do ponto de vista quantitativo, ou seja, nos permite calcular as quantidades de matéria de um composto que são necessárias para reagir com outro composto, formando um terceiro composto. É baseada em entendimento de massas atômicas e em um princípio fundamental: **Lei da conservação da massa**

Antonie Lavoisier um grande cientista francês, introduziu esta Lei que afirma: *a massa total de uma substância presente ao final de uma reação química é a mesma massa total do início da reação.*

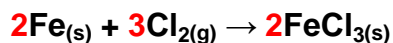


Com o avanço da teoria atômica, os químicos passaram a entender a base da lei da conservação da massa como: *Os átomos não são criados nem destruídos durante qualquer reação química.* Assim, antes e depois da reação está presente o mesmo conjunto de átomos. Dessa forma, iremos analisar como as fórmulas e equações químicas são usadas para representar o rearranjo dos átomos que ocorre durante as reações químicas.

1. EQUAÇÕES QUÍMICAS

As reações químicas são representadas de forma concisa pelas equações químicas.

Ex.:



Podemos ler as equações químicas da seguinte forma: lemos o sinal + como 'reage' com, e a seta como 'produz'. Assim as formulas químicas à esquerda são as substancias que "reagem", **reagentes**, e as formulas químicas à direita são as substancias produzidas, **os produtos**.

Os símbolos (s), (l), (g) e (aq) indicam o estado em que a substância se encontra, podendo ela estar na fase líquida (l), sólida (s), gasosa (g) ou aquosa (aq).

Os números em vermelho diante das formulas são os *coeficientes*, esses números indicam as quantidades relativas dos reagentes e produtos (geralmente o número 1 não é escrito). É através deles que sabemos quanto de matéria está reagindo e quanto está se formando. Estes números são necessários, em muitas reações, para tornar a equação química balanceada.

*** Uma reação está balanceada quando nas equações químicas existir um número igual de átomos de cada elemento, de cada lado da seta.



Os números que se apresentam antes do Al e Br₂ podem ser entendidos como o número de átomos ou de moléculas que reagem e que se formam. Assim, a equação pode ser lida da seguinte forma: dois átomos de Al e três moléculas de Br₂ formam uma molécula de Al₂Br₆ sólido.

Desta forma, por indicarem as quantidades dos reagentes e produtos, os coeficientes de uma equação balanceada são chamados de coeficientes estequiométricos. É através destas equações químicas balanceadas que é possível descrever o resultado de reações químicas e compreender a química de um modo quantitativo.

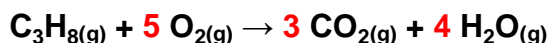


Mas se a reação química não estiver balanceada?

O processo de balanceamento se faz necessário, pois irá garantir que o mesmo número de átomos de cada elemento apareça em ambos os lados da equação, caso a reação não esteja balanceada devemos então balanceá-la. Assim devemos aprender **COMO BALANCEAR AS EQUAÇÕES**.

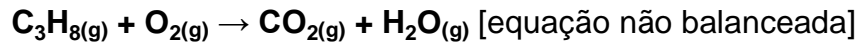
Vamos usar a equação da reação de combustão do gás propano, C₃H₈ para aprender como se faz para balancear uma equação química.

O gás propano, C₃H₈ é o gás usado em um fogão e a reação de combustão deste gás é dada pela equação:



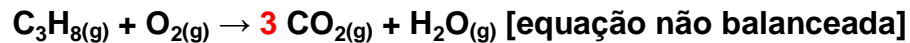
- Há algumas etapas que precisamos seguir para fazer o balanceamento de forma correta.

1º Passo: *Escreva as fórmulas corretas para os reagentes e produtos.*



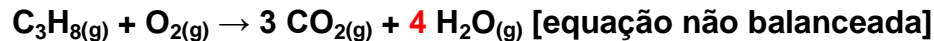
2º Passo: *Balanceie os átomos de Carbono:*

Para as reações de combustão, é aconselhável balancear os átomos de carbono primeiro e deixar os átomos de oxigênio para o final, pois eles aparecem em mais de um produto (aparecem na H_2O e no CO_2). Como no reagente temos três átomos de carbono, devemos ter três átomos de carbono também ocorrendo nos produtos. Assim, será necessário colocarmos **três** moléculas de CO_2 no lado direito da equação química:

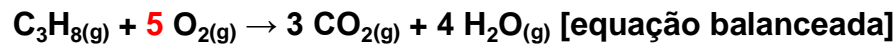


3º Passo: *Balanceie os átomos de Hidrogênio*

Como vemos pela reação, existem oito átomos de hidrogênio nos reagentes. Como cada molécula de água tem dois átomos de hidrogênio, precisamos de **quatro** moléculas de água no lado direito da equação química.



4º Passo: *Balanceie o número de átomos de Oxigênio:* Finalizando, percebemos que temos dez átomos de oxigênio no lado direito da equação ($3 \times 2 = 6$ no CO_2 mais $4 \times 1 = 4$ na H_2O). Assim, será necessário adicionarmos **cinco** moléculas de O_2 para preencher os dez átomos de oxigênio.



5º Passo: *Verifique se o número de átomos de cada elemento está devidamente balanceado: A equação final balanceada mostra três átomos de carbono, oito átomos de hidrogênio e dez átomos de oxigênio.*

- ✓ Antes de terminarmos este assunto sobre balanceamento, é importante que você saiba de algumas questões importantes:
- as fórmulas dos reagentes e produtos devem estar corretas, pois senão a equação não tem significado;
 - os números subscritos nas fórmulas dos reagentes e produtos não podem ser mudados no processo de balanceamento de uma equação. A mudança destes números implicará na mudança da identidade da substância em questão. Para você ter uma ideia, se mudarmos o

número dois, em subscrito, do CO₂ para um, estaríamos mudando a substância de gás carbônico, CO₂, para monóxido de carbono, CO.

2. O Mol

Quando você vai comprar doze laranjas na feira como você costuma pedir? A resposta deve ter vindo rápida em sua mente. Você certamente disse: “Gostaria de comprar uma dúzia de laranjas”. A palavra dúzia é facilmente entendida pelo vendedor, que rapidamente lhe entrega doze laranjas.

Para se referir ao número de átomos, íons ou moléculas em uma amostra, os químicos usam o termo **mol**. Um mol é a quantidade de matéria que contém tantos objetos (átomos, moléculas ou o que considerarmos). Ele é composto de $6,022 \times 10^{23}$ objetos e é chamado de número de **Avogadro**.

O Número de Avogadro é o número de moléculas contidas em um mol de qualquer substância. Cientistas descobriram através de experimentos que o mol valia $6,0221421 \times 10^{23}$. Este número é chamado de Número de Avogadro, em homenagem ao cientista italiano Amedeo Avogadro.



1 dúzia = 12 objetos

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ objetos

1 mol de moléculas de H₂O = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H₂O
1 mol de íons NO⁻ = $6,02 \times 10^{23}$ íons NO⁻

Exemplos Resolvidos

a) **Quantas moléculas de água há em 3 mols moléculas de água?**

Dica: Substitua a palavra mol pelo valor que ele representa.

3 mols de H₂O = $3 \times 6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H₂O = $1,806 \times 10^{24}$ moléculas de H₂O.

b) **Quantos átomos de hidrogênio e oxigênio estão presentes em 3 mols de moléculas de H₂O ?**

Vamos começar analisando 1 mol de H₂O

H = 1 mol de H₂O tem 1x **2** mols de átomos de hidrogênio Agora substitua a palavra mol pelo valor que representa:

H = 1 mol de H₂O tem **2** x 6,022x10²³ de átomos de hidrogênio = 12,044x10²³ átomos de hidrogênio. O = 1 mol de H₂O tem **1** mols de átomos de oxigênio

Agora substitua a palavra mol pelo valor que representa:

O = 1 mol de H₂O tem **1** x 6,022x10²³ de átomos de oxigênio Agora vamos analisar **3 mols** de moléculas de H₂O

H = **3** mols de H₂O tem **3x2** mols de átomos de hidrogênio = **6** mols de átomos de hidrogênio

Agora substitua a palavra mol pelo valor que representa:

H = 3 mols de H₂O tem **6** x 6,022x10²³ de átomos de hidrogênio = 36,132x10²³ átomos de hidrogênio.

O = 3 mols de H₂O tem **3** mols de átomos de oxigênio Agora substitua a palavra mol pelo valor que representa:

O = 3 mols de H₂O tem **3** x 6,022x10²³ de átomos de oxigênio = 18,066x10²³ de átomos de oxigênio.

3. Massa Molar

Uma pergunta é interessante neste momento. Como podemos determinar o número de mols presente se não podemos contar os átomos de forma direta? A resposta desta pergunta está no conhecimento da massa da amostra e da massa molar, MM, a massa por mol de partículas. Para isso, podemos dividir a massa total, m, da amostra pela massa por mol e então encontrarmos o número de mols, n.

$$\text{Número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{Massa/mol}}$$

É importante você saber que:

A massa molar de um elemento é a massa por mol de seus átomos; a massa molar de um composto molecular é a massa por mol de suas moléculas; a massa molar de um composto iônico é a massa por mol de suas fórmulas unitárias. A unidade de massa molar em todos os casos acima citados é grama por mol (g/mol, ou g.mol⁻¹). A massa em gramas de 1 mol de certa substância (isto é a massa em gramas por mol) é chamada de **massa molar (MM)**. *A massa molar em (g/mol) de uma substância é sempre numericamente igual a sua massa*

molecular (em u).

Assim,

1 átomo de ^{12}C tem massa de $12u$ (unidade de massa)! 1 mol de ^{12}C tem massa de 12 g.

1 molécula de H_2O tem massa de $18,0u$! 1 mol de H_2O tem massa de 18 g.

1 unidade de NaCl tem massa de $58,5 u$! 1 mol de NaCl tem massa de 58,5 g

4. Exemplos Resolvidos

a) Quantos mols de água há em 1000g de H_2O ?

Estes cálculos são relações de grandezas. Utilizam-se regras de três simples. Colocar sempre na primeira linha os dados que já sabemos e na segunda linha os dados que devem ser calculados, utilizando as unidades corretas em cada coluna.

A água tem massa molar $MM = 18 \text{ g/mol}$. A unidade nos diz que há 18g de água para cada 1 mol de água!

1 mol de H_2O - 18g de H_2O

X mol de H_2O - 1000g de H_2O

$$X = \frac{(1 \text{ mol} \times 1000 \text{ g})}{18 \text{ g}} = 55,5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Ou podemos fazer pela fórmula estudada anteriormente:

$$\text{Número de mols} = \frac{\text{massa da amostra}}{\text{Massa/mol}} \therefore n = \frac{m}{MM}$$

Assim:

$$\text{Número de mols (n)} = \frac{1000\text{g}}{18\text{g}} = 55,5 \text{ mols de } \text{H}_2\text{O}$$

 Massa molar da H_2O

5. Massa Molecular

Vimos que as fórmulas químicas e as equações químicas têm significado quantitativo, ou seja, é *algo que pode ser medido*. Tantos os índices inferiores nas fórmulas quanto os coeficientes nas equações representam quantidades precisas. Por exemplo, a fórmula da água, que é H_2O , indica que a molécula dessa substância contém exatamente dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.

De forma semelhante, quando vimos a reação de combustão do propano [$\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 3 \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$], percebemos que ela indica que a combustão de C_3H_8 necessita de cinco moléculas de O_2 , produzindo exatamente três moléculas de CO_2 e quatro moléculas de H_2O .

No entanto, precisamos relacionar estes números de átomos e moléculas com as quantidades medidas em laboratório. Para isso, utilizaremos os valores de peso molecular, peso fórmula ou massa molecular de uma substância. Estes valores correspondem à soma das massas atômicas de cada átomo em sua fórmula química.

Dos três termos, usaremos a **massa molecular**, pois é considerado o termo mais correto.

Assim, a massa molecular para a glicose, cuja fórmula química é $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, é calculada da seguinte forma: Massa Molecular de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(12,0 \text{ u}) + 12(1,0 \text{ u}) + 6(16,0 \text{ u}) = 180,0 \text{ u}$.

Se a fórmula química é exatamente o símbolo do elemento químico, como, por exemplo, o Na, a massa molecular é igual à massa atômica do elemento.

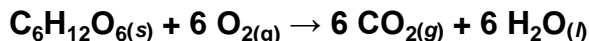
Massa Molecular do Na = Massa Atômica do Na

No caso de substâncias iônicas, sabemos que temos uma rede tridimensional de íons e, por isso, não é correto falarmos em moléculas, para o caso do NaCl, por exemplo. O termo correto é fórmula unitária, que é representada pela fórmula química da substância. Assim, a fórmula unitária do NaCl é composta de íon Na^+ e um íon Cl^- . Desta forma, a massa molecular do NaCl é a massa de uma fórmula unitária:

Massa Molecular do NaCl = 23,0 u + 35,5 u = 58,5 u.

6. Relações De Massa Em Reações Químicas: Estequiometria

Agora iremos usar todos estes conhecimentos aprendidos sobre as relações quantitativas entre os reagentes e produtos em uma reação química e aplicar estes conceitos na reação da glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) com o oxigênio para formar CO_2 e H_2O , seguindo a reação abaixo:



Imaginemos que queremos saber duas coisas:

- a) Qual é a massa de oxigênio (em gramas) necessária para reagir completamente com 25,0 g de glicose?
- b) Quais são as massas de CO₂ e H₂O (em gramas) formadas?

Para resolver este problema, primeiramente é preciso que você confira o balanceamento da reação.

A reação está balanceada, pois temos seis átomos de carbono (os seis da glicose) à esquerda e seis átomos de carbono (seis moléculas de CO₂) à direita da equação. Também temos doze átomos de hidrogênio (os doze da glicose) do lado esquerdo e doze átomos de hidrogênio (seis moléculas de H₂O) do lado direito da equação. Falta contarmos os átomos de oxigênio. Do lado esquerdo da equação química, temos dezoito átomos de oxigênio (os seis da glicose mais os contidos nas seis moléculas de O₂) e, do lado direito da equação, temos também dezoito átomos de oxigênio (das seis moléculas de CO₂ e das seis moléculas de H₂O).

A partir destas verificações, podemos agora responder a primeira pergunta.

- ✓ Para determinar a massa de oxigênio (em gramas) que é necessária para reagir completamente com 25,0 gramas de glicose, devemos, primeiro, encontrar a quantidade em mols de glicose disponível em 25,0 gramas. Para isso devemos converter a massa de glicose em mols:

$$25,0 \cancel{\text{g/glicose}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180,2 \cancel{\text{g/glicose}}} = 0,139 \text{ mol de glicose}$$

- ✓ Como próximo passo, usaremos o fator estequiométrico para calcular a quantidade, em mols, de O₂ necessária:

$$0,139 \cancel{\text{ mol de glicose}} \cdot \frac{6 \text{ mol de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de glicose}}} = 0,832 \text{ mol de O}_2$$

Agora sim, podemos encontrar a massa de O₂ a partir de seu número de mols. Converta o número de mols encontrado de O₂ necessária em massa em gramas:

$$0,832 \cancel{\text{ mol de O}_2} \cdot \frac{32,00 \text{ g de O}_2}{1 \cancel{\text{ mol de O}_2}} = 26,6 \text{ g de O}_2$$

Assim, são necessários 26,6 gramas de O₂ para reagir com 25,0 gramas de glicose.

✓ Vamos agora responder o item **b**.

Para calcular a massa de CO_2 e de H_2O formadas precisamos relacionar as quantidades (em mols) de glicose disponível com as quantidades (em mols) de CO_2 e H_2O produzidas usando um fator estequiométrico. Para calcular a quantidade em mols de CO_2 formada, temos

$$0,139 \text{ mol de glicose} \times \frac{6 \text{ mol de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de glicose}} = 0,832 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Para calcularmos a massa em gramas produzida de CO_2 , usamos a conversão:

$$0,832 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{44,01 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 36,6 \text{ g de } \text{CO}_2$$

São formadas, então, 36,6 gramas de CO_2 .

Finalizando nosso problema, falta calcular a massa de H_2O formada. Assim, usando a relação estequiométrica, temos:

$$0,139 \text{ mol de glicose} \cdot \frac{6 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de glicose}} = 0,832 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

Sabendo o número de mols, conseguimos agora calcular a massa produzida através dos cálculos a seguir:

$$0,832 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{18,0 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}} = 14,9 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

7. Reagentes Limitantes

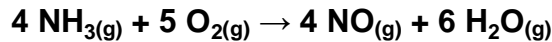
Com o objetivo de produzir a maior quantidade possível de um composto a partir de um determinado reagente, os químicos costumam usar um excesso de um dos reagentes.

Isso é feito para garantir que um dos reagentes na reação seja completamente consumido,

mesmo que uma parte de outro reagente permaneça sem reagir. Mas, qual reagente é usado em excesso?

Muitas vezes não há uma preferência por um reagente específico. Desta forma, a escolha do reagente que será colocado em excesso baseia-se no preço, ou seja, aquele que for mais barato será colocado em excesso na reação.

Vamos entender melhor este assunto fazendo um exercício onde se tem **reagente limitante** (*Reagente presente em quantidade limitada que determina a quantidade do produto formada*) e reagente em excesso. Considere a reação de oxidação da amônia, NH_3 , que ocorre sobre uma tela metálica de platina:



Vamos propor que 750 g de NH_3 sejam misturados com 750 g de O_2 . Vamos ver se esses reagentes foram misturados de forma estequiométrica ou um deles está em excesso, enquanto outro estará em falta (o reagente limitante).

Para ajudar a responder esta pergunta, vamos calcular a quantidade de NO que pode ser produzida se a reação se completar. Se houver um reagente em excesso, qual a quantidade dele que sobrá depois que a reação estiver completa?

Como temos as quantidades, em massa, de cada reagente, primeiramente precisamos calcular a quantidade, em mols, de cada um. Assim, usamos os cálculos:

Número de mols de NH_3 disponíveis:

$$\cancel{750,0 \text{ g de NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{\cancel{17,03 \text{ g de NH}_3}} = 44,0 \text{ mol de NH}_3 \text{ disponíveis}$$

Número de mols de O_2 disponíveis:

$$\cancel{750,0 \text{ g de O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{\cancel{32,00 \text{ g de O}_2}} = 23,4 \text{ mol de O}_2 \text{ disponíveis}$$

Sabendo que a reação está balanceada (confira se você quiser), temos as relações estequiométricas entre os reagentes.

$$\text{Relação estequiométrica dos reagentes necessários para a equação balanceada} = \frac{5 \text{ mol de O}_2}{4 \text{ mol de NH}_3} = \frac{1,25 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de NH}_3}$$

Pela equação química temos a relação estequiométrica dada abaixo:

Assim, é necessário 1,25 mol de O_2 para cada mol de NH_3 presente na reação.

Pelas quantidades em massa dadas inicialmente, pudemos calcular o número de mols de O₂ e NH₃ presentes em 750 gramas de cada. Com essas quantidades pudemos obter a seguinte relação molar dos reagentes disponíveis:

$$\text{Relação dos reagentes disponíveis} = \frac{23,4 \text{ mol de O}_2}{44,0 \text{ mol de NH}_3} = \frac{0,532 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de NH}_3}$$

Essas duas relações nos mostram que a *relação dos reagentes disponíveis é menor do que a relação dos reagentes determinada pela equação balanceada* (5 mols de O₂ / 4 mol de NH₃). Com esses dados confirmamos que não existe O₂ suficiente para reagir com todo o NH₃. O O₂ é considerado, então, o reagente limitante.

A partir do momento que determinamos quem é o reagente limitante, podemos calcular a massa de NO produzida, baseada na quantidade, em mol, de O₂ presente.

$$\cancel{23,4 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{\cancel{4 \text{ mol de NO}}}{\cancel{5 \text{ mol de O}_2}} \cdot \frac{30,01 \text{ g de NO}}{\cancel{1 \text{ mol de NO}}} = 561,8 \text{ g de NO}$$

As relações utilizadas são:

Então, são formados 561,8 gramas de NO. Se o O₂ é o reagente limitante, o NH₃ é o reagente em excesso. Para finalizar nosso aprendizado sobre cálculos envolvendo reagente limitante vamos calcular a quantidade, em gramas, de NH₃ que sobra depois que a reação se completa e todo O₂ é consumido.

Primeiramente precisamos calcular qual a quantidade em mols de NH₃ necessária para consumir todo o O₂ (reagente limitante). Assim, temos:

$$\cancel{23,4 \text{ mol de O}_2 \text{ disponíveis}} \cdot \frac{4 \text{ mol de NH}_3 \text{ necessários}}{\cancel{5 \text{ mol de O}_2 \text{ disponíveis}}} = 18,7 \text{ mol de NH}_3 \text{ necessários}$$

Este resultado nos confirma que o NH₃ é mesmo o **reagente em excesso**, pois precisaríamos apenas de 18,7 mol de NH₃ para reagir com todo o O₂, enquanto estão presentes 44,0 mol de NH₃.

Portanto, subtraindo o valor de NH₃ disponível com o valor de NH₃ que realmente reage (necessário para a reação se completar), teremos o valor em mol de NH₃ que sobram na reação.

Veja: NH₃ em excesso = 44,0 mol de NH₃ disponíveis – 18,7 mol de NH₃ necessários NH₃ em excesso = 25,3 mol de NH₃.

Convertendo 25,3 mol de NH₃ em massa de NH₃ em excesso, temos:

$$\cancel{25,3 \text{ mol de NH}_3} \cdot \frac{17,03 \text{ g de NH}_3}{\cancel{1 \text{ mol de NH}_3}} = 430,8 \text{ g de NH}_3 \text{ em excesso}$$

Se foram adicionados 750,0 g de NH₃, significa que sobraram, depois da reação ser completada, 319,2 g de NH₃ (750,0 g – 430,8 g = 319,2 g)

➤ **Rendimento Teórico**

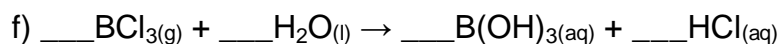
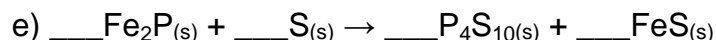
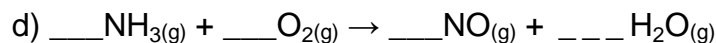
O **rendimento teórico** de uma reação é a quantidade formada de produto quando todo reagente limitante foi consumido. A quantidade de produto de fato obtida de uma reação é chamada *rendimento real*. O rendimento real de uma reação é **sempre** menor que o rendimento teórico. O **rendimento percentual** relaciona os rendimentos reais com os rendimentos teóricos.

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\%$$



8. Exercícios

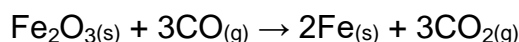
- 8.1. Qual a importante lei que é obedecida por uma equação química balanceada?
- 8.2. Quais são os símbolos usados para representar gases, líquidos, sólidos e soluções aquosas em equações químicas?
- 8.3. Faça o balanceamento das seguintes equações determinado os coeficientes não fornecidos:
- a) ___ CH₄ + ___ O_{2(g)} → ___ CO_{2(g)} + ___ H₂O_(g)
- b) ___ Fe_(s) + ___ O_{2(g)} → ___ Fe₂O_{3(s)}
- c) ___ C₈H_{18(l)} + ___ O_{2(g)} → ___ CO_{2(g)} + ___ H₂O_(g)



8.4. Calcule:

- Quantos mols de átomos de Cálcio há em 300g de CaCO_3 ?
- Quantos mols de átomos de Cálcio há em 272 g de CaSO_4 ?
- Quantos mols de átomos de cálcio há em 0,50 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?
- Quantas gramas de água há em 3 mol de água?
- Quantos mols há em 300g de CaCO_3 ?
- Quantos mols há em 272 g de CaSO_4 ?
- Quantas gramas há em 155 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

8.5. Com o objetivo de se obter ferro, você realizou a seguinte reação abaixo:



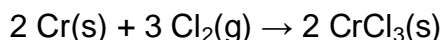
- Calcule o rendimento teórico de Fe, considerando que você começa com 150 g de Fe_2O_3 como reagente limitante.
- Sabendo que o rendimento real de Fe foi de 81,6 g, calcule o rendimento percentual.

8.6. O zinco é um metal prateado utilizado na fabricação de latão (liga com cobre) e na proteção do ferro contra a corrosão. Quantos mol de Zn existem em 23,3 g de zinco?

8.7. Calcule a massa molecular (em u) do composto dióxido de enxofre, SO_2 .

8.8. O metano, CH_4 , é o principal componente do gás natural. Quantos mol de CH_4 existem em 6,07 g de CH_4 ?

8.9. Considere a reação do cromo com cloro conforme a equação:



- a) Nomeie os reagentes e os produtos nessa reação e indique seus estados físicos.
- b) Quais são os coeficientes estequiométricos nessa equação?
- c) Verifique se a equação dessa reação satisfaz a Lei de Lavoisier.

9. Referências

ATKINS, P.; Jones, L. **Princípios de Química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BROWN, T. L. et al. **Química, a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.

KOTZ, J. C.; Treichel Jr., P. M. **Química Geral 1 e reações químicas**. 5 ed. São Paulo: Pioneira Thomson Learning, 2005.

BRADY, James E. & HUMISTON, Gerard E. **Química Geral**, 2 ed, vol.1. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1986.