

QUÍMICA

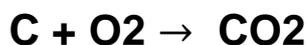
Prof. Kennedy Ramos

UNIDADE 19: Estequiometria - Simples

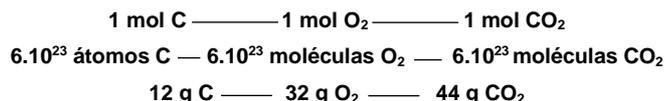
O cálculo das quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química é chamado estequiometria. A palavra “estequiometria” deriva do grego *stoicheia* = partes mais simples e *metreim* = medida. Todos os cálculos estequiométricos são baseados nos conhecimentos teóricos acerca das reações químicas e das proporções estequiométricas de todas as substâncias envolvidas. Podemos concluir então que para aplicarmos os conceitos da estequiometria temos que ter uma equação química balanceada. Existem diversos métodos de balanceamento, como tentativa e erro, redox e algébrico. Cada um é aplicado em um tipo de situação. Não é nosso foco neste material abordar os métodos de balanceamento, mas sim a estequiometria para reações nas quais conhece-se os coeficientes estequiométricos. Vamos aos casos então.

Estequiometria – casos simples

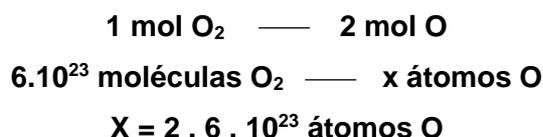
Para introduzir a estequiometria podemos utilizar uma reação mais simples, na qual carbono e oxigênio molecular são os reagentes e dióxido de carbono é o único produto formado:



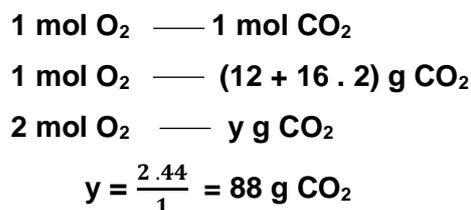
O primeiro passo sempre é verificar o balanceamento da equação, porém, como dito anteriormente, estudaremos reações que já estão balanceadas. No caso a reação acima já encontra-se balanceada. O passo seguinte é entender a leitura da reação: 1 mol de carbono reage com 1 mol de oxigênio molecular formando 1 mol de dióxido de carbono. A partir desta leitura podemos converter o mol para uma unidade que desejarmos, como átomos ou grama. Para esta reação temos:



Observe sempre que partimos do número de mol de cada substância separadamente com base no balanceamento e na constante de Avogadro ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$). Se desejássemos saber o número de átomos de oxigênio nos reagentes para cada mol de carbono bastaria multiplicar o número de moléculas por 2, visto que cada molécula tem 2 átomos de oxigênio:



É muito importante notar que as unidades dos dois lados não necessitam ser iguais. Podemos em um terceiro momento necessitar saber quantos grama de dióxido de carbono são formados para cada 2 mol de O_2 reagindo com quantidade suficiente de carbono:



Com isso podemos resumir a aplicabilidade da estequiometria em três etapas. A primeira etapa é estabelecer as substâncias que deseja-se relacionar, que no caso do exemplo acima foram o oxigênio molecular e o dióxido de carbono. A segunda etapa é converter as unidades que forem necessárias, no exemplo acima só foi necessário converter a unidade de mol para massa, mais especificamente para grama.



O terceiro passo é inserir um dado e obter um resultado, no acima o dado inserido foi “2 mol de O₂” e o resultado obtido foi “88 g de CO₂”. Vamos a mais um exemplo, desta vez tentando aplicar as etapas uma a uma, com uma reação não tão trivial:

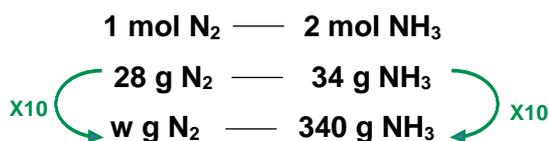


Neste caso temos a reação de formação da amônia, que lemos da seguinte forma: 1 mol de nitrogênio molecular reage com 3 mol de hidrogênio molecular formando 2 mol de amônia. Imagine de que deseja-se saber a massa de nitrogênio em gramas que reagem com quantidade de hidrogênio suficiente para formar 340 g de amônia. Vamos aplicar as três etapas então:

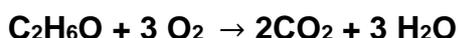
$$\begin{aligned} 1 \text{ mol N}_2 &\text{ — } 2 \text{ mol NH}_3 \\ (2 \cdot 14) \text{ g N}_2 &\text{ — } 2 \cdot (14 + 3) \text{ g} \\ w \text{ g N}_2 &\text{ — } 340 \text{ g NH}_3 \\ w &= \frac{340 \cdot (2 \cdot 14)}{(2 \cdot 17)} = 280 \text{ g N}_2 \end{aligned}$$

Na primeira etapa relacionamos o nitrogênio molecular com a amônia em termos de número de mol. Na segunda etapa convertemos ambas as unidades para unidades de massa, mais especificamente gramas. Na terceira etapa inserimos o dado de 340 g de NH₃ e obtemos o resultado, $w = 280 \text{ g de N}_2$.

Em alguns casos, como este, podemos também visualizar simplificadaamente as proporções dos cálculos:



Desta forma obteremos $w = 280 \text{ g}$ mais rapidamente. Este tipo de raciocínio só é recomendável caso você esteja mais confortável com a matemática envolvida no cálculo. Vamos a um último exemplo mais complexo para fixarmos as três etapas e o raciocínio rápido:



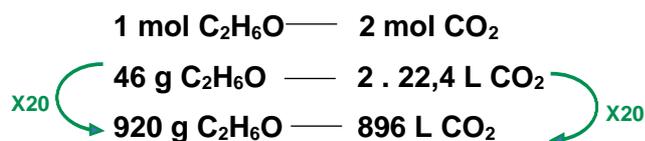
Neste caso desejamos saber quantos litros de dióxido de carbono serão formados na combustão completa de 0,92 kg de etanol (C₂H₆O) dentro das condições normais de temperatura e pressão. Note que ainda não havíamos trabalhado cálculos envolvendo volume. O volume também

pode ser relacionado estequiometricamente, a partir da equação de Clapeyrón ($pV = nRT$). Pode-se dizer resumidamente que dentro das condições normais de temperatura e pressão (CNTP), que equivalem a 1 atm de pressão e 0°C (273 K) o volume de 1 mol de qualquer gás ideal (todos os gases trabalhados nas questões no ensino médio apresentam este comportamento) é 22,4 L. Caso as condições de temperatura e pressão na questão sejam diferentes das CNTP então será necessário calcular o volume molar (utilizando a equação de Clapeyrón) ou o mesmo será fornecido na questão.

Dando sequência ao raciocínio repetiremos as três etapas que envolvem a resolução do problema:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O} &\text{ — } 2 \text{ mol CO}_2 \\ 46 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O} &\text{ — } 2 \cdot 22,4 \text{ L CO}_2 \\ 920 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O} &\text{ — } V \text{ L CO}_2 \\ V &= \frac{920 \cdot 2 \cdot 22,4}{46} = 896 \text{ L CO}_2 \end{aligned}$$

Na primeira etapa relacionamos o etanol com o dióxido de carbono em termos de número de mol. Na segunda etapa convertemos a unidade do etanol de mol para massa, pois o nosso dado (0,92 kg etanol) está em unidade de massa. Na terceira etapa inserimos o dado de 920 g de etanol e obtemos o resultado, $V = 896 \text{ L g de CO}_2$. Também é importante notar que nesta etapa converteu-se 0,92 kg para 920 g. Tenha em mente que o sufixo “k” (quilo) indica a multiplicação por 10³. Pelo raciocínio mais rápido teríamos:



Para utilizar este raciocínio deveria-se perceber que 920 g equivalem a 20 vezes 46 (lembre-se que 92 é 2 vezes 46). Com isso o volume de 44,8 L é multiplicado por 20, resultando em $V = 896 \text{ L de CO}_2$.

Reações sequenciais

Dentro da estequiometria temos casos nos quais há mais de uma reação ocorrendo em sequência. Para resolver este tipo de situação problema podemos trabalhar com as equações separadamente ou obter a equação global do processo.



Trabalhando separadamente basta tratar cada reação com seus devidos reagentes e produtos e fazer uma regra de três para cada necessidade. Utilizando como exemplo as reações de formação e neutralização do ácido clorídrico, temos:



Imaginemos que deseja-se saber a massa de cloreto de sódio (NaCl) formado a partir da reação de 20 g de hidrogênio molecular (H₂). Todos os demais reagentes (Cl₂ e NaOH) encontram-se em excesso, ou seja, todo o H₂ reagirá, esgotando-se.

Na primeira parte da resolução vamos utilizar a reação (1), na qual temos 1 mol de hidrogênio molecular reagindo com 1 mol de cloro molecular e formando 2 mol de ácido clorídrico. Desejamos saber a quantidade de ácido clorídrico formado, então montamos a seguinte regra de três:

$$1 \text{ mol H}_2 \text{ — } 2 \text{ mol HCl}$$

$$2 \text{ g H}_2 \text{ — } 2 \text{ mol HCl}$$

$$20 \text{ g H}_2 \text{ — } n \text{ mol HCl}$$

$$n = \frac{20 \cdot 2}{2} = 20 \text{ mol HCl}$$

Sabendo o número de mols de ácido clorídrico formados (20 mols) utilizaremos este dado na reação (2), obtendo como resultado a massa de cloreto de sódio formado:

$$1 \text{ mol HCl} \text{ — } 1 \text{ mol NaCl}$$

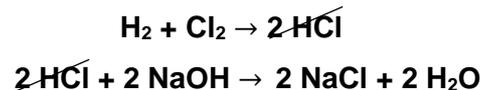
$$1 \text{ mol HCl} \text{ — } 58 \text{ g NaCl}$$

$$20 \text{ mol HCl} \text{ — } x \text{ g NaCl}$$

$$x = \frac{20 \cdot 58}{1} = 1160 \text{ g NaCl}$$

Desta forma conseguimos calcular a massa de NaCl formado, porém necessitamos fazer duas vezes regras de três. Podemos calcular a mesma massa de maneira diferente, utilizando a chamada reação global.

A reação global nada mais é que a soma das reações que representam as diversas etapas, entretanto devemos tomar cuidado, pois antes de somar as equações em alguns casos temos que multiplicar alguma destas por um valor inteiro, para que possa-se simplificar algum reagente/produto. Para este caso, obtemos a reação global multiplicando a reação (2) por 2 e somando-a a reação (1), observe:



É muito importante notar que ao multiplicar uma reação química por 2 todos os reagentes e produtos tem seus coeficientes estequiométricos multiplicados também. Observe também que foi possível simplificar o ácido clorídrico pois há 2 mol do mesmo nos reagentes e 2 mol do mesmo nos produtos. Com isso chegamos a reação global, na qual relaciona-se diretamente o hidrogênio molecular ao cloreto de sódio. Com isso através de apenas uma regra de três conseguimos obter o resultado final:

$$1 \text{ mol H}_2 \text{ — } 2 \text{ mol NaCl}$$

$$2 \text{ g H}_2 \text{ — } 2 \cdot 58 \text{ g NaCl}$$

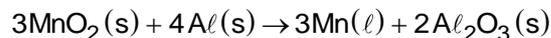
$$20 \text{ g HCl} \text{ — } x \text{ g NaCl}$$

$$x = \frac{20 \cdot 2 \cdot 58}{2} = 1160 \text{ g NaCl}$$



ATIVIDADES PROPOSTAS

01. O metal manganês, empregado na obtenção de ligas metálicas, pode ser obtido no estado líquido, a partir do mineral pirolusita, MnO₂, pela reação representada por:

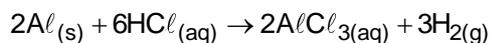


Considerando que o rendimento da reação seja de 100%, a massa de alumínio, em quilogramas, que deve reagir completamente para a obtenção de 165 kg de manganês, é
Massas molares em g/mol: Al = 27; Mn = 55; O = 16.

- 54.
- 108.
- 192.
- 221.
- 310.



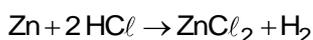
02. O alumínio tem um largo emprego no mundo moderno, como, por exemplo, em latas de refrigerante, utensílios de cozinha, embalagens, na construção civil, etc. Esse metal de grande importância possui caráter anfótero, que, colocado em ácido clorídrico ou em uma solução aquosa de hidróxido de sódio concentrado, é capaz de reagir, liberando grande quantidade de calor. Uma latinha de refrigerante vazia pesa, em média, 13,5 g. Uma experiência com cinco latinhas foi realizada em um laboratório para testar sua durabilidade como indicado na reação abaixo.



O volume, em litros, de gás hidrogênio sob temperatura de 0 °C e pressão de 1 atm é de

- a) 11,2
- b) 16,8
- c) 84
- d) 28
- e) 56

03. Um experimento clássico em aulas práticas de Química consiste em mergulhar pastilhas de zinco em solução de ácido clorídrico. Através desse procedimento, pode-se observar a formação de pequenas bolhas, devido à liberação de hidrogênio gasoso, conforme representado na reação ajustada abaixo.

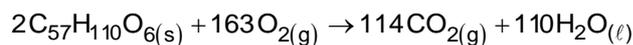


Ao realizar esse experimento, um aluno submeteu 2 g de pastilhas de zinco a um tratamento com ácido clorídrico em excesso.

Com base nesses dados, é correto afirmar que, no experimento realizado pelo aluno, as bolhas formadas liberaram uma quantidade de gás hidrogênio de, aproximadamente,

- a) 0,01 mols.
- b) 0,02 mols.
- c) 0,03 mols.
- d) 0,06 mols.
- e) 0,10 mols.

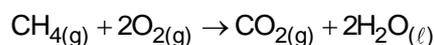
04. Os camelos armazenam em suas corcovas gordura sob a forma de triestearina ($C_{57}H_{110}O_6$). Quando essa gordura é metabolizada, ela serve como fonte de energia e água para o animal. Esse processo pode ser simplificada representado pela seguinte equação química balanceada:



A massa de água que pode ser obtida a partir da metabolização de 1 mol de triestearina é de **Dado:** Considere que o rendimento da reação seja de 100%.

- a) 55g.
- b) 110g.
- c) 890g.
- d) 990g.
- e) 1kg.

05. O GNV (Gás Natural Veicular) é composto principalmente de metano. A reação de combustão do metano pode ser descrita como



Na combustão de 160 g de metano

- a) são consumidos 640 L de oxigênio nas CNTP.
- b) são formados 36 g de água.
- c) são formados 440 g de CO_2 .
- d) são liberados na atmosfera 44 litros de CO_2 .
- e) a massa total de produtos formados será de 224 g.

06. Mol é a quantidade de matéria que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos do isótopo ^{12}C contidos em $12 \cdot 10^{-3}$ kg de ^{12}C .

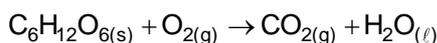
Uma massa de 44 g de CO_2 corresponde a 1,0 mol de CO_2 e ocupa, nas CNTPs, um volume fixo de 22,4 L. Desse modo, assinale a alternativa que apresenta, aproximadamente,



o volume ocupado por 188 g de gás carbônico (CO₂).

- a) 90 L
- b) 80 L
- c) 44 L
- d) 96 L
- e) 22 L

07. “Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma” é a definição do químico francês Antoine Lavoisier (1743-1794) para sua teoria de conservação da matéria. Ele descobriu que a combustão de uma matéria só acontece com o oxigênio, contrariando a teoria do alemão Stahl. O hábito de sempre pesar na balança tudo o que analisava levou Lavoisier a descobrir que a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos de uma reação e, assim, a criar a Lei de Conservação das Massas. Considere a reação não balanceada a seguir:

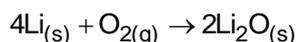


Com base nos ensinamentos de Lavoisier, pode-se afirmar que para reagir com 25,0 g de glicose

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

- a) são necessárias 15,0 g de CO₂.
- b) são produzidas 36,7 g de H₂O.
- c) são necessárias 32,0 g de O₂.
- d) são produzidas 44,0 g de CO₂.
- e) são necessárias 26,7 g de O₂.

08. O Óxido de lítio pode ser preparado segundo a reação expressa pela seguinte equação química:



Qual será a quantidade de Li₂O produzida em gramas partindo-se de 14 g de lítio sólido?

- a) 30
- b) 20
- c) 16
- d) 10

09. Pesquisadores conseguiram produzir grafita magnética por um processo inédito em forno com atmosfera controlada e em temperaturas elevadas. No forno são colocados grafita comercial em pó e óxido metálico, tal como CuO. Nessas condições, o óxido é reduzido e ocorre a oxidação da grafita, com a introdução de pequenos defeitos, dando origem à propriedade magnética do material.

VASCONCELOS, Y. “Um imã diferente”. Disponível em: <http://revistapesquisafapesp.com.br>. Acesso em: 24 fev. 2012 (adaptado)

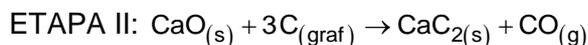
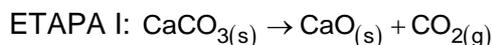
Considerando o processo descrito com um rendimento de 100%, 8 g de CuO produzirão uma massa de CO₂ igual a

Dados: Massa molar em g/mol: C = 12; O = 16; Cu = 64

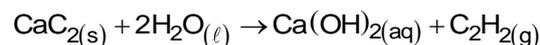
- a) 2,2g.
- b) 2,8g.
- c) 3,7g.
- d) 4,4g.
- e) 5,5g.

10. 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:



ETAPA III:



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 (CaCO_{3(s)}) necessária para produzir 5,2 g do gás etino (C₂H_{2(g)}) é



Dados:

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

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



GABARITOS

QUESTÃO 01 Gabarito: [B]

QUESTÃO 02 Gabarito: [C]

QUESTÃO 03 Gabarito: [C]

QUESTÃO 04 Gabarito: [D]

QUESTÃO 05 Gabarito: [C]

QUESTÃO 06 Gabarito: [D]

QUESTÃO 07 Gabarito: [E]

QUESTÃO 08 Gabarito: [A]

QUESTÃO 09 Gabarito: [A]

QUESTÃO 10 Gabarito: [A]

Referencial Teórico:

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Coleção de Química: Parte 01, Parte 02 e Parte 03.** São Paulo: Editora Atica, 2014.

FONSECA, Martha Reis Marques da. **Completamente Química, Ciências, Tecnologia & Sociedade.** São Paulo: Editora FTD S.A., 2001, 624 p.

TITO CANTO. **Química na abordagem do cotidiano, volume 1**, 5ª edição, ed moderna, São Paulo, 2009.

FELTRE, R. **Química Geral.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

FELTRE, R. **Físico-Química.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

FELTRE, R. **Química Orgânica.** 7ª edição, ed moderna, São Paulo, 2008.

USBERCO, João; Salvador, Edgard. **Química Geral.** 12ª.ed. São Paulo: Saraiva, 2006.

LEMBO, Antonio; Groto, Robson. **Química - Geral e Orgânica.** 2010.

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente.** 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006. 965 p.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central.** 9 ed. Prentice-Hall, 2005.

ATKINS, Peter W.; JONES, Loretta. **Princípios de Química: questionando a vida moderna o meio ambiente.** 3 ed. Guanabara Koogan, 2006

MENDES, Aristênio. **Elementos de Química Inorgânica,** Fortaleza, 2005.

LEE, JD **Química Inorgânica: não tão Concisa.** Ed. Edgard Blucher Editó, 1ª.ed, 2003.

SOLOMONS, T.w. Graham. **Química Orgânica, 10ª edição, LTC,** 2012

LEHNINGER, AL; NELSON, DL e COX, MM. **Princípios de Bioquímica.** Ed. Artmed, 6ª.ed 2014.