

ESTEQUIOMETRIA

A estequiometria trata de diversas *relações quantitativas* – envolvendo massas, volumes, números de partículas, quantidades de matéria, entre outras – aplicadas às reações químicas. Os cálculos estequiométricos têm importância fundamental em todos os campos da Química, especialmente na análise quantitativa e na química sintética.

Na Química Geral Experimental, o estudante precisa conhecer ou deduzir relações entre as quantidades de substâncias que participam de reações químicas. Para tanto, os conceitos de *mol*, *número de Avogadro*, *massa molecular* e *massa molar*, entre outros, devem ser revistos.

De acordo com as leis básicas das transformações químicas, os átomos dos diversos elementos reagem para formar moléculas ou íons, guardando entre si razões simples de números inteiros. Átomos de hidrogênio e de oxigênio, por exemplo, combinam-se numa proporção de 2:1 para formar moléculas de água. Átomos de enxofre, carbono e nitrogênio, por outro lado, formam o ânion tiocianato (SCN^-), quando combinam-se numa razão de 1:1:1.

Uma vez que átomos, íons ou moléculas são pequenos demais para serem vistos ou manipulados individualmente no laboratório, o químico trabalha, na prática, com *mols* destas partículas. Um mol de uma substância molecular, por exemplo, contém $6,022 \times 10^{23}$ moléculas desta substância; um mol de átomos ou de íons contém, respectivamente, $6,022 \times 10^{23}$ átomos ou $6,022 \times 10^{23}$ íons. Este *número de partículas contidas em um mol* é denominado *Constante de Avogadro* (N_A), em homenagem ao físico italiano Lorenzo Avogadro (1776-1856), que foi um dos primeiros cientistas a distinguir claramente átomos de moléculas.

A *massa molecular* de qualquer substância química corresponde à soma das massas dos átomos que constituem a substância; é expressa em unidades de massa atômica (**u**) e refere-se à *massa de uma única partícula*.

- Exemplos:*
- ✓ *substância química:* propanona (acetona, $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{l})$)
massa molecular da propanona: 58,09 u.
 - ✓ *substância química:* perclorato de sódio ($\text{NaClO}_4(\text{s})$)
massa molecular do perclorato de sódio: 122,44 u.

A *massa molar* de qualquer substância química, por sua vez, corresponde à *massa de um mol de partículas* daquela substância. Para um mesmo composto, a *massa molar* é *numericamente igual à massa molecular*, com a diferença de que a massa molar é expressa em gramas/mol.

Exemplos: ✓ *massa molecular* da propanona = 58,09 u.
massa molar da propanona = 58,09 g/mol.
✓ *massa molecular* do perclorato de sódio: 122,44 u.
massa molar do perclorato de sódio = 122,44 g/mol.

Os termos ***massa molecular*** e ***massa molar*** podem ser utilizados, sem distinção, para compostos moleculares e não-moleculares.

PARTE EXPERIMENTAL

Objetivo: Determinar (experimentalmente) a relação ideal entre as quantidades de matéria de iodeto de potássio e de nitrato de chumbo (II), para a obtenção do iodeto de chumbo (II).

Procedimento

Preparo das soluções 0,50 mol/L de iodeto de potássio e de nitrato de chumbo (II)

Calcular as massas de iodeto de potássio (ou de sódio) e de nitrato de chumbo (II) necessárias para preparar 250 mililitros de solução 0,50 mol/L de cada sal. Preparar as soluções de acordo com as instruções contidas no capítulo sobre *Preparo de soluções aquosas* deste *Manual*.

Obtenção do precipitado de iodeto de chumbo (II):

Carregar uma bureta com a solução de nitrato de chumbo (II) recém-preparada. Fazer o mesmo, em outra bureta, com a solução de iodeto de potássio.

Numerar cinco tubos de ensaio e transferir, cuidadosamente, 4,0 mL de solução 0,50 mol/L de iodeto de potássio para cada tubo. Em seguida, adicionar quantidades variáveis da solução de nitrato de chumbo (II), de acordo com a tabela abaixo:

Tabela 1 - Estequiometria da precipitação do iodeto de chumbo (II)

Tubo de ensaio	Volume de KI 0,50 mol/L (mL)	Volume de Pb(NO ₃) ₂ 0,50 mol/L (mL)	n _{KI}	n (Pb(NO ₃) ₂)
1	4,0	0,5	0,0020	0,00025
2	4,0	1,0		
3	4,0	2,0		
4	4,0	3,0		
5	4,0	4,0		

Homogeneizar a mistura contida em cada tubo de ensaio, cuidando para que o precipitado de iodeto de chumbo (II) não fique aderido às paredes do tubo. Colocar os tubos de ensaio em posição vertical e medir a altura atingida pelo sólido em cada tubo, depois de vinte minutos de decantação, no mínimo. Se possível, centrifugar as diversas misturas em baixa rotação.

Separar o precipitado da solução sobrenadante por filtração simples, utilizando papel de filtro faixa azul, previamente pesado. Secar o sólido e o papel de filtro em estufa a 100°C até massa constante e determinar, em seguida, a massa total (papel de filtro + precipitado) correspondente a cada mistura de reação. A massa de precipitado pode ser calculada, então, por diferença.

Análise dos resultados e conclusão

Completar a tabela 1 com as quantidades de matéria de iodeto de potássio e de nitrato de chumbo(II) empregadas em cada mistura de reação.

Colocar num gráfico a altura atingida pelo precipitado em cada tubo de ensaio, em centímetros ou milímetros, contra o volume empregado da solução 0,50 mol/L de nitrato de chumbo (II), em mL. Colocar também, em outro gráfico, a massa de precipitado produzida em cada mistura de reação, em gramas ou miligramas, versus o volume da solução 0,50 mol/L de nitrato de chumbo (II).

Analisar os dois gráficos e determinar a relação ideal entre as quantidades de matéria de iodeto de potássio e de nitrato de chumbo (II) para a obtenção do iodeto de chumbo(II).

Observação importante: Não descartar o filtrado na pia, pois ele corresponde a uma solução saturada de iodeto de chumbo (II). Colocar a solução numa cuba de cristalização, de acordo com as instruções do professor.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

1. Sob condições apropriadas, acetileno (C_2H_2) e ácido clorídrico reagem para formar cloreto de vinila (C_2H_3Cl). Em uma determinada circunstância, 35,0 g de C_2H_2 são misturados com 51,0 g de ácido clorídrico.
 - a. Qual é o reagente limitante neste processo?
 - b. Quantos gramas de cloreto de vinila serão formados?
 - c. Quantos gramas do reagente em excesso restarão após o final da reação?
2. Uma substância é composta por 60,8% de sódio, 28,5% de boro e 10,5% de hidrogênio.
 - a. Qual é a fórmula empírica do composto?
 - b. Sabendo que a fórmula empírica do composto é igual à sua fórmula molecular, calcular quantos átomos de boro estão presentes em 2,84 g da substância.
3. Qual é a quantidade de matéria de cálcio metálico que reage completamente com 2,5 mols de átomos de cloro para produzir cloreto de cálcio?
4. Quantos gramas de sódio metálico devem reagir com 72 g de água para produzir hidróxido de sódio? Escreva a equação que representa a reação química envolvida.
5. Calcule a massa de ferro em uma amostra de 3 g de Fe_2O_3 (ferrugem).
6. Quantos mols de etanol são produzidos a partir de 1,40 mols de glucose ($C_6H_{12}O_6$)? Escreva a equação química que representa a reação de fermentação.
7. Quantos gramas de ortofosfato de bário podem ser obtidos quando se reage 200 g de ácido orto-fosfórico com hidróxido de bário em quantidade suficiente? Escreva a equação química que representa a reação de neutralização.
8. Uma amostra de 0,578 g de estanho puro é tratada com flúor molecular (gasoso) até que a massa do composto resultante fique constante e igual a 0,944 g. Qual é a

fórmula empírica do fluoreto de estanho formado? Escreva uma equação para esta síntese.

9. Uma amostra de um óxido de bário desconhecido forneceu, após exaustivo aquecimento, 5,00 g de BaO e 366 cm de oxigênio gasoso medidos a 273,1 K e 1,00 atm. Qual é a fórmula empírica do óxido desconhecido?

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- O'CONNOR, Rod. *Fundamentos de Química*. São Paulo : Harper & Row do Brasil, 1977. p. 69-80.
- ROCHA-FILHO, R.C.; SILVA, R.R. Sobre o uso correto de certas grandezas em Química. *Química Nova*, v.14, n. 4, p. 300-305, 1991.
- RUSSEL, John B. *Química Geral*. 2. ed. Coordenação de Maria Elizabeth Brotto; Tradução e revisão por Márcia Guekezian *et al.* São Paulo : Makron, 1994. p. 58-65.
- SILVA, Roberto R. da; BOCCHI, Nerilso; ROCHA FILHO, Romeu C. *Introdução à Química Experimental*. São Paulo : McGraw-Hill, 1990. p. 52-54.