

QUÍMICA


ESTEQUIOMETRIA

Prof. Flávio Olímpio Sanches Neto

Objetivos

- Conhecer a relação entre o mol e o número de Avogrado, e a utilidade destas quantidades.
- Realizar cálculos utilizando o número de Avogadro e o mol.
- Conhecer a função principal de uma equação química, a base para os cálculos químicos.
- Balancear equações químicas, dadas as identidades de produtos e reagentes.
- Calcular o número de moles de um produto resultante de um determinado número de moles de reagentes ou o **número de moles de reagente** necessário para produzir um certo número de moles do produto.

Por quê estudar estequiometria ?



stoichiometry of the reaction

Cerca de 520 000 resultados (0,06 seg)

Sempre

Desde 2022

Desde 2021

Desde 2018

Intervalo específico...

Ordenar por relevância

Ordenar por data

Qualquer idioma


Pesquisar páginas em Inglês


Qualquer tipo


Artigos de revisão


☐ incluir patentes


☒ incluir citações


 Criar alerta


Stoichiometry of the reaction of oxyhemoglobin with nitrite
H Kosaka, K Imaizumi, K Imai, I Tyuma - *Biochimica et Biophysica Acta* ..., 1979 - Elsevier
During the **reaction** of oxyhemoglobin (HbO₂) with nitrite, the concentration of residual nitrite, nitrate, oxygen, and methemoglobin (Hb+) was determined successively. The results ...
☆ Guardar  Citar Citado por 159 Artigos relacionados Todas as 5 versões

Concentration of Mn and separation from Fe in sediments—I. Kinetics and stoichiometry of the reaction between birnessite and dissolved Fe (II) at 10 C
D Postma - *Geochimica et Cosmochimica Acta*, 1985 - Elsevier
Redox reactions between Fe 2+ in solution and Mn-oxides are proposed as a mechanism for concentration of Mn in sediments both during weathering and diagenesis in marine ...
☆ Guardar  Citar Citado por 264 Artigos relacionados Todas as 3 versões

Measurement of protein phosphorylation stoichiometry by selected reaction monitoring mass spectrometry
LL Jin, J Tong, A Prakash, SM Peterman... - *Journal of proteome* ..., 2010 - ACS Publications
The **stoichiometry** of protein phosphorylation at specific amino acid sites may be used to infer on the significance of the modification, and its biological function in the cell. However ...
☆ Guardar  Citar Citado por 76 Artigos relacionados Todas as 5 versões

FIBRINOGEN PRECIPITATION BY STREPTOCOCCAL M PROTEIN: I. IDENTITY OF THE REACTANTS, AND STOICHIOMETRY OF THE REACTION
FS Kantor - *The Journal of experimental medicine*, 1965 - rupress.org
Evidence confirming the identity of fibrinogen-precipitating factor and streptococcal M protein is provided by the demonstration of bactericidal, mouse protective, and long chain ...
☆ Guardar  Citar Citado por 182 Artigos relacionados Todas as 10 versões

[HTML] Effects of Al/Si ordering on feldspar dissolution: Part I. Crystallographic control on the stoichiometry of dissolution reaction
Y Yang, Y Min, J Lococo, YS Jun - *Geochimica et Cosmochimica Acta*, 2014 - Elsevier
The incongruent dissolution of feldspar is associated with the formation and evolution of Si-rich amorphous interfacial structures during its chemical weathering. The **stoichiometry** of ...
☆ Guardar  Citar Citado por 57 Artigos relacionados Todas as 5 versões

[HTML] Stoichiometry of the reaction between horseradish peroxidase and p-cresol.
WD Hewson, HB Dunford - *Journal of Biological Chemistry*, 1976 - Elsevier
Over a wide range of pH horseradish peroxidase compound I can be reduced quantitatively via compound II to the native enzyme by only 1 molar equivalent of p-cresol. Since 2 molar ...
☆ Guardar  Citar Citado por 104 Artigos relacionados Todas as 6 versões

[PDF] acs.org

[PDF] rupress.org

[HTML] sciencedirect.com

[HTML] sciencedirect.com

Por quê estudar estequiometria ?

Learning about the concept

Laure Gauchon^a

^aLycée Ferdinand
^bIUFM de Créteil,
LDSP, Paris 7 Un
e-mail: meheut@ldsp.fr

Received 14 June 2007

Abstract: We have about the concept conceptions held by whatever the proper active agent/passive experimental problem or the other. We in in order to study that the conception reactants are in the reactant is totally teaching has little answers. [*Chem. Ed*

Keywords: stoichiometric conceptions, teaching effects.

Stoichiometry and balancing equations

In their study, Frazer and Servant (1986, 1987) noted that 27% of students succeeded in solving stoichiometric problems, and 22% (of the total) interpreted and correctly used balanced equations, inferring that successfully writing a balanced equation and in interpreting correctly stoichiometric coefficients provides the basis of success in solving problems.

Other pieces of research reported difficulties in correctly interpreting a balanced equation. The different representational levels included in a balanced equation are very difficult to distinguish for students. For example, grade 10 students (Laugier and Dumon,

Chemistry Education Research and Practice, 2007, 8 (4), 362-375.

This journal is © The Royal Society of Chemistry

L. Gauchon and M. Méheut

364

2000) found it hard to understand that just one script, the balanced equation, can represent many experimental situations. Thus, at the end of a chemical change, students are surprised to find compounds that do not appear in the right hand side of the balanced equation.

The authors of the French chemistry curriculum for upper secondary schools also warned teachers that some students consider that chemical equations imply the use of stoichiometric quantities of reactants only (Ministère, 2000). Moreover, they stress that balanced equations may make students interpret chemical equation at a microscopic level only.

Um pouco de história

Ferenc Szabadváry

Technical University

Budapest, Hungary

Translated by **Ralph E. Oesper**

University of Cincinnati

Cincinnati, Ohio

The Birth of Stoichiometry

A three-volume work appeared in Silesia in 1792-3 with the title "Anfangsgründe der Stöchiometrie oder Messkunst chymischer Elemente." It attracted no notice and certainly few bothered to read it. The copy in the library at Budapest still had its pages uncut when it first came into this writer's hands.

Despite this indifference the book proved to be extremely important in the development of chemistry; however, this effect came long after its publication date. It contains the rudiments of chemical calculations, i. e., of stoichiometry, a term coined by the author of the book. Perhaps this word itself contributed to the coldness of the reception accorded the work.

Jeremias Benjamin Richter (Fig. 1) was born just

200 years ago, on March 10, 1762, at Hirschberg in Silesia. He decided on a military career and served in the engineering corps of the Prussian army for seven years. He had to leave the army because of a breach of discipline; the details are not known. However, it has been said that his heart was not in the army but in chemistry, in which he had trained himself by reading such textbooks as were within his means. In 1785 he entered the University of Königsberg and studied philosophy and mathematics. Immanuel Kant was then teaching there and the great philosopher made a deep impression on the young Richter. He was especially influenced by the Kantian statement that any discipline among the natural sciences is a true



Jeremias Benjamin Richter
(1762-1807)

"De usu matheseos in Chemia"

"Sobre a prática da matemática na química"

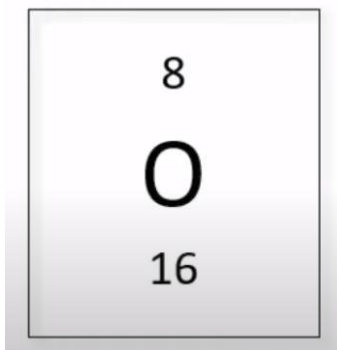
Accordingly, Richter's ideas undoubtedly influenced Dalton and Berzelius, to whom we owe the atomic theory and the determination of atomic weights, through which the stoichiometric system of calculation was brought to its rightful status in chemistry.

Mol

Um mol contém exatamente **$6,02214076 \times 10^{23}$** entidades elementares... Uma entidade elementar pode ser um átomo, uma molécula, um íon, um elétron, qualquer outra partícula ou grupo específico de partículas.

08/01/2018

Um mol de um átomo ou molécula apresenta massa correspondente a sua **massa atômica ou massa molecular expressa em g/mol (massa molar)**



Elemento	Massa (g/mol)
C	12
N	14
F	19
Cl	35,5
Fe	56

IUPAC Recommendations

Roberto Marquardt, Juris Meija, Zoltán Mester, Marcy Towns, Ron Weir, Richard Davis and Jürgen Stohner*

Definition of the mole (IUPAC Recommendation 2017)

<https://doi.org/10.1515/pac-2017-0106>

Received January 11, 2017; accepted September 12, 2017

Abstract: In 2011 the General Conference on Weights and Measures (CGPM) noted the intention of the International Committee for Weights and Measures (CIPM) to revise the entire International System of Units (SI) by linking all seven base units to seven fundamental physical constants. Of particular interest to chemists, new definitions for the kilogram and the mole have been proposed. A recent IUPAC Technical Report discussed these new definitions in relation to immediate consequences for the chemical community. This IUPAC Recommendation on the preferred definition of the mole follows from this Technical Report. It supports a definition of the mole based on a specified number of elementary entities, in contrast to the present 1971 definition.

Keywords: Avogadro constant; Avogadro number; definition; IUPAC Physical and Biophysical Chemistry Division; mole; SI.

Qual a massa de meio mol de carbono ?

$$0,5 \text{ mol} \times 12 \text{ g/mol} = 6,0 \text{ g}$$

Qual a massa de 30 mol de oxigênio ?

$$30 \text{ mol} \times 16 \text{ g/mol} = 480 \text{ g}$$

Quantos átomos estão presentes em 25 mols de nitrogênio ?

$$25 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1,505 \times 10^{25} \text{ átomos}$$

Quantos átomos estão presentes em 168g de ferro ?

1 mol	-	56g
x	-	168g

$$x = 3 \text{ mols}$$

$$3 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1,806 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

A massa da molécula é o somatório das massas dos átomos em sua constituição



$$\begin{array}{l} 2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} \\ 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} M_{\text{C}} + 2 \times M_{\text{O}} \\ 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol} \end{array}$$

Determine a quantidade de moléculas presentes em um copo de 360 ml de água ($d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/mL}$)

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

1 mol	-	18g
x	-	360g

$$x = 20 \text{ mols}$$

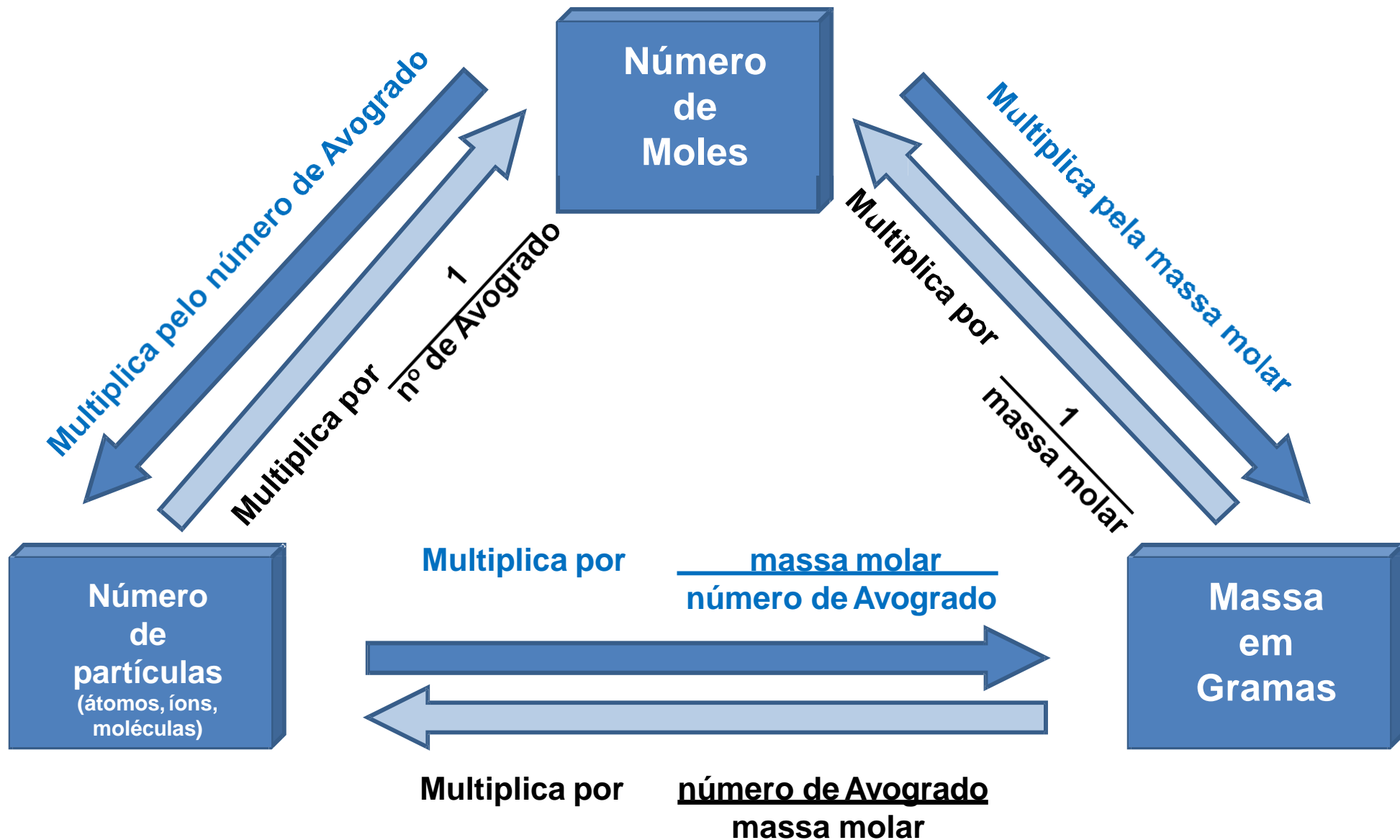
$$20 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1,204 \times 10^{25} \text{ átomos}$$

Para se determinar a quantidade de mols em uma determinada massa

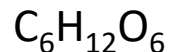
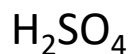
Quantos mols estão presentes em 490g de ácido sulfúrico ?

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{490 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol}$$



A fórmula molecular representa a proporção molar dos átomos na constituição da molécula



2 mols de H
1 mol de S
4 mols de O

6 mols de C
12 mols de H
6 mols de O

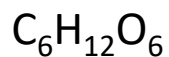
Qual a massa de carbono, hidrogênio e oxigênio presentes em 360g de glicose ?

1 mol - 180g
x - 360g

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180\text{g}$$

$$x = 2 \text{ mols}$$



2 x 6 mols de C = 12 mols

$$12 \text{ mols} \times 12\text{g/mol} = 144\text{g}$$

2 x 12 mols de H = 24 mols

$$24 \text{ mols} \times 1\text{g/mol} = 24\text{g}$$

2 x 6 mols de O = 12 mols

$$12 \text{ mols} \times 16\text{g/mol} = 192\text{g}$$

Volume Molar

O volume de um mol de átomos ou moléculas depende do **estado físico** da substância

Para os estados sólidos e líquidos o volume pode ser determinado pela densidade

$$d = \frac{m}{V}$$

Qual o volume de 2,5 mols de ferro
($d=7,847 \text{ g/cm}^3$ a 25°C) ?

1 mol	-	56g
2,5 mol	-	x

$$x = 140\text{g}$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{140}{7,874\text{g/cm}^3} = 17,8\text{cm}^3$$

Para líquidos o procedimento é análogo

No caso de gases o volume costuma ser
independente da natureza do gás



Depende apenas da temperatura e pressão

$$PV = nRT$$

$$\frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

$$V_m = 0,082 \frac{T}{P}$$

Qual o volume molar dos seguintes gases na
Temperatura de 60 °C e 1 atm ?

Gás Carbônico
Vapor de água
Gás hilariante
Oxigênio
Ar
Bafo de Dragão

Gás ideal

$$PV = nRT$$

$$V_m = 0,082 \frac{T}{P}$$

$$V_m = 0,082 \frac{(273 + 60)}{1}$$

$$V_m = 27,3 \text{ L}$$

Qual o volume molar nas CNTP ?

O que é CNTP ?

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$V_m = 0,082 \frac{273}{1} = 22,4 \text{ L}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ bar} = 0,986923 \text{ atm}$$

$$V_m = 0,082 \frac{273}{0,986923} = 22,7 \text{ L}$$

Princípio de Avogadro

“Volumes iguais de dois gases quaisquer nas mesmas condições de pressão e temperatura contêm o mesmo número de mols de moléculas de gás”



$$PV = nRT$$

$$V_m = 0,082 \frac{T}{P}$$

$$P = \frac{nRT}{(V - nb)} - a \frac{n^2}{V^2}$$

Estequiometria



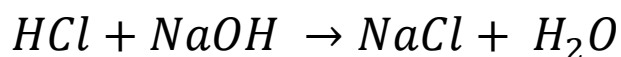
Stoikheion → elemento

É o estudo da composição dos reagentes e produtos envolvidos em uma reação química



É necessário que você conheça a reação e saiba balanceá-la

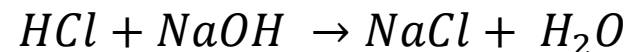
Considere o processo de neutralização de ácido clorídrico com hidróxido de sódio



Qual a massa de cloreto de sódio formada quando se utiliza 120g de hidróxido de sódio ?

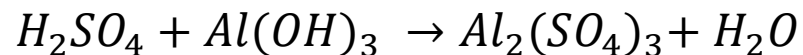
$$n = \frac{120g}{40 \text{ g/mol}} = 3mols \quad 3mols \times 58,5 \frac{g}{mol} = 175,5g$$

Qual a massa de hidróxido de sódio/ácido clorídrico necessários para formar 702g de cloreto de sódio?



$$n = \frac{702g}{58,5 \text{ g/mol}} = 12mols$$
$$12mols \times 40 \frac{g}{mol} = 480g$$
$$12mols \times 36,5 \frac{g}{mol} = 438g$$

Qual a massa de hidróxido de alumínio necessária para neutralizar completamente 245g de ácido sulfúrico ? Qual a massa de sal produzido nessas condições ?



Estequiometria

- O **cálculo das quantidades químicas** com base em equações químicas é denominado **estequiometria**.
- É a aplicação da lógica e da aritmética **em sistemas químicos** para responder perguntas como as seguintes:
 - ☐ Uma companhia farmacêutica deseja produzir 1000 kg de um produto no próximo ano. Quanto de cada uma das matérias-primas deve ser encomendado?
 - ☐ Se os materiais de partida materiais custam R\$ 20/g, quanto dinheiro deve ser orçado para o projeto?

Estequiometria

- Muitas vezes precisamos prever a quantidade de um produto produzido a partir de uma determinada quantidade de material de partida.
- É igualmente possível calcular quanto de material seria necessário para produzir uma quantidade desejada do produto.
- O que é necessário é o procedimento a seguir. A base do procedimento é a **equação química** que, quando escrita corretamente, **fornece todas as informações necessárias para o cálculo químico**.
- A **informação crucial** é a combinação da razão entre os elementos (ou compostos) que devemos ter para produzir uma determinada quantidade de produto ou produtos.

O Conceito de Moles e Átomos

- Átomos são extremamente pequenos, mas **suas massas foram determinadas experimentalmente** para cada um dos elementos.
- A **unidade de medida** para estas determinações é a **unidade de massa atômica**, abreviado como **u.m.a.**

$$1 \text{ u.m.a.} = 1,661 \times 10^{-24} \text{g}$$

O Mol e o Número de Avogrado

- O valor exato da **unidade de massa atômica** é definida em relação a um **padrão**, assim como as unidades do sistema métrico representam quantidades definidas.
- O **isótopo carbono-12** foi escolhido e é atribuída uma massa de exatamente **12 unidades de massa atômica**.
- Assim, este ponto de referência padrão define **uma unidade de massa atômica** como exatamente um **duodécimo da massa de um átomo de carbono-12**.

1 Mol de Diferentes Elementos



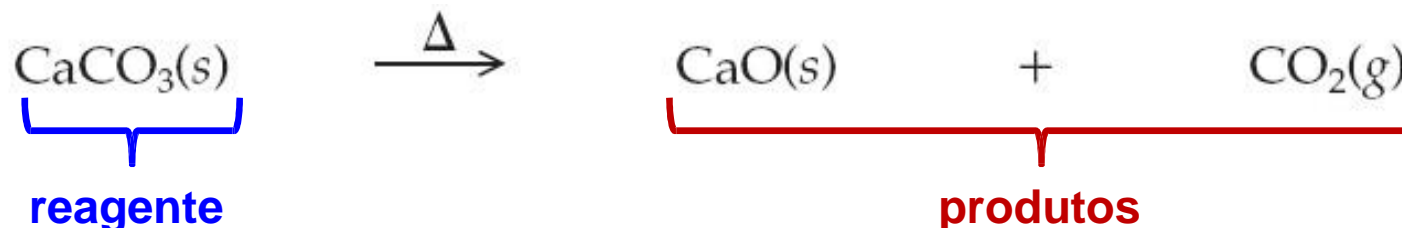
64g
cobre

207g
chumbo

201g
mercúrio

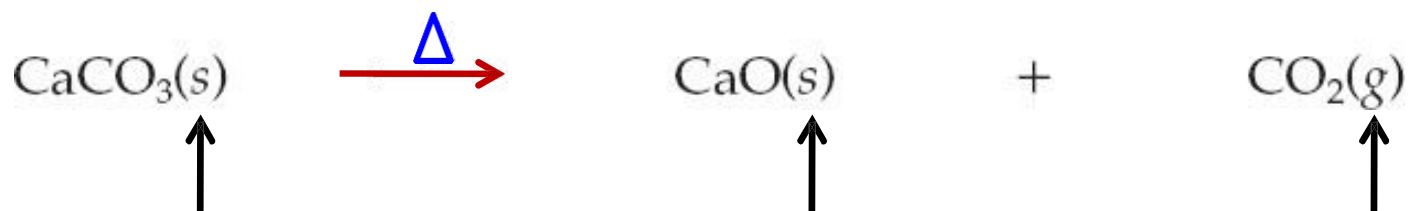
Equação Química

- A **equação química** é a notação abreviada para uma reação química.
- Ela descreve todas as substâncias que reagem e todos os produtos que se formam.
- **Reagentes**, ou matérias-primas, são todas as substâncias que passam por mudanças em uma reação química.
- **Produtos** são substâncias produzidas por uma reação química.



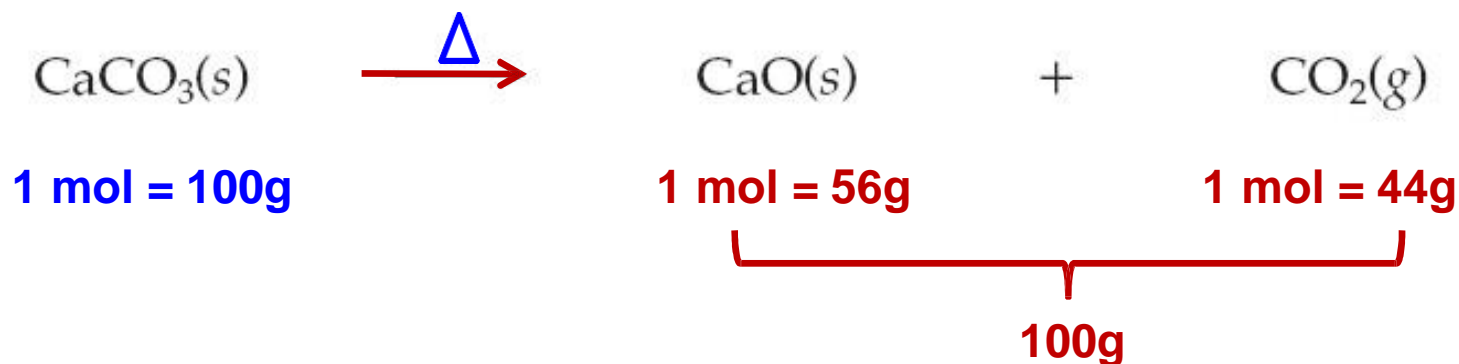
Equação Química

- A equação química também descreve o **estado físico** dos reagentes e produtos, sólido, líquido ou gás.
- Ela nos diz **se a reação ocorre** e **identifica as condições** de solvente e experimentais empregadas, como **calor, luz ou energia elétrica** adicionada ao sistema.



Equação Química

- Mais importante, o **número relativo de moles** de **reagentes** e **produtos** aparece na equação.
- De acordo com a **lei da conservação de massa**, a matéria não pode surgir ou desaparecer no processo de uma reação química.
- A **massa total do produtos deve ser igual à massa total dos reagentes**. Em outras palavras, a lei de conservação de massa nos diz que devemos ter uma **equação química balanceada**.



Evidências Experimentais de uma Reação Química

A equação química deve representar uma **mudança química**: uma ou mais substâncias são transformadas em novas substâncias com **diferentes propriedades físicas**.

Evidências da transformação podem ser baseadas em observações, tais como:

- liberação de um gás.
- formação de um precipitado.
- variação de temperatura
- mudança de coloração

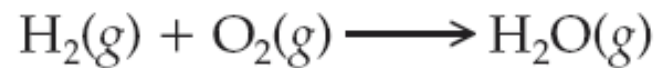


Evidências Experimentais de uma Reação Química

Todavia, **muitas reações não são óbvias**. Instrumentos sofisticados são essenciais para a detecção de mudanças sutis nos sistemas. **Tais instrumentos podem medir:**

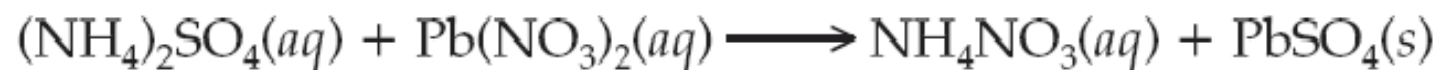
- calor ou luz absorvida ou emitida.
- mudanças na forma como a amostra comporta-se de um campo elétrico ou magnético, antes e depois de uma reação.
- mudanças nas propriedades elétricas antes e depois de uma reação.

Balanceie as seguintes equações químicas.



Exercitando

Balanceie as seguintes equações químicas.



Balanceamento de Reações Redox

- ◆ Algumas podem ser balanceadas por simples inspeção, tentativa e erro.
- ◆ Mas a maioria é complicada. O melhor método de se balancear uma reação redox é através do método das semirreações.

Balanceamento de Reações Redox

- ◆ Isto envolve considerar (apenas no papel) que a redução e a oxidação são dois processos separados.
- ◆ Balanceia-se as reações para estes processos, combinando-as no final para se obter a equação balanceada da reação global.

O Método das Semirreações

1. Atribua os números de oxidação para verificar o que é oxidado e o que é reduzido.
2. Escreva as semirreações de oxidação e de redução.

O Método das Semirreações

3. Balanceie cada semirreação.
 - a. Balanceie os elementos diferentes de H e O.
 - b. Balanceie O adicionando H_2O .
 - c. Balanceie H adicionando H^+ .
 - d. Balanceie a carga adicionando elétrons.
4. Multiplique as semirreações por números inteiros de modo que o número de elétrons ganhos seja igual ao número de elétrons perdidos.

O Método das Semirreações

5. Some as semirreações, subtraindo as espécies que aparecem dos dois lados.
6. Certifique-se de que a equação está balanceada em massa.
7. Certifique-se de que a equação está balanceada em carga.

Atribuição de Números de Oxidação

1. Nas substâncias elementares, o número de oxidação de cada elemento é 0.
 - H_2 , O_2 , $\text{C}_{(\text{grafite})}$, He, Xe, etc.
2. O número de oxidação de um íon monoatômico é igual à sua carga.
 - Ag^+ , Au^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Cl^- , S^{2-} , O^{2-} , etc.

Atribuição de Números de Oxidação

3. Os não metais tendem a ter números de oxidação negativos, embora alguns sejam positivos em certos compostos ou íons.
- O oxigênio tem número de oxidação -2 , exceto no íon peróxido, que tem um número de oxidação -1 .
 - O hidrogênio tem $\text{nox} = -1$ quando ligado a um metal e $+1$ quando ligado a um não metal.

Atribuição de Números de Oxidação

3. Os não metais tendem a ter números de oxidação negativos, embora alguns sejam positivos em certos compostos ou íons.
- O flúor sempre tem $\text{nox} = -1$.
 - Os outros halogênios têm $\text{nox} = -1$ quando são negativos; porém, podem ter números de oxidação positivos, especialmente em oxiânions.
 - ClO_4^- : $\text{O} = -2$; $\text{Cl} = +7$
 - BrO_3^- : $\text{O} = -2$; $\text{Br} = +5$

Atribuição de Números de Oxidação

4. A soma dos números de oxidação em um composto neutro é 0.
5. A soma dos números de oxidação em um íon poliatômico é igual à carga do íon.

Balanceamento de Reações Redox

- ◆ Algumas podem ser balanceadas por simples inspeção, tentativa e erro.
- ◆ Mas a maioria é complicada. O melhor método de se balancear uma reação redox é através do **método das semirreações**.

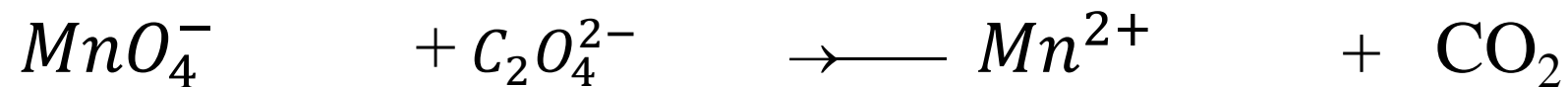
www.pyaulas.com.br

Material suplementar a aula

O Método das Semirreações



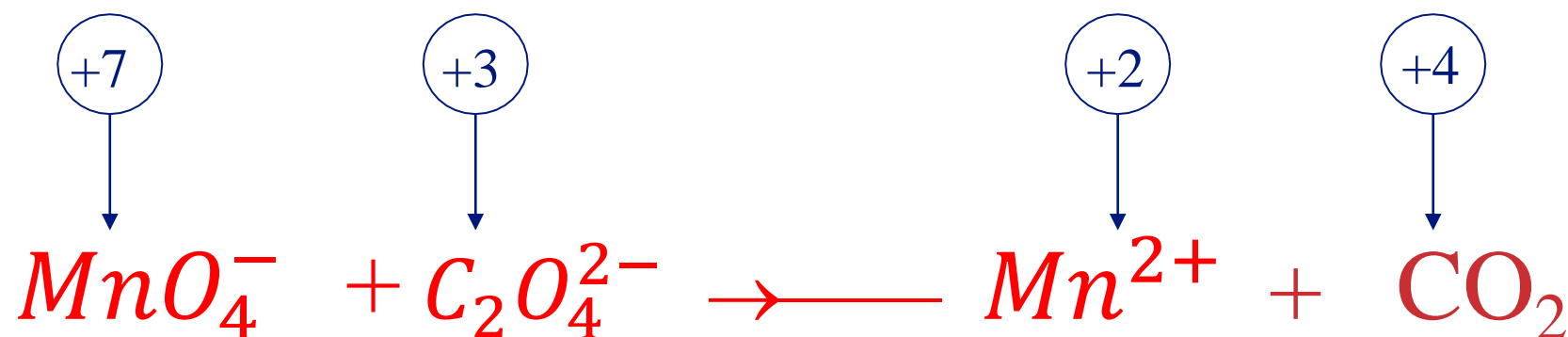
Considere a reação entre MnO_4^- e $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$:



1. Atribua os números de oxidação para verificar o que é oxidado e o que é reduzido.
2. Escreva as semirreações de oxidação e de redução.
3. Balanceie cada semirreação.
 - a. Balanceie os elementos diferentes de H e O.
 - b. Balanceie O adicionando H_2O .
 - c. Balanceie H adicionando H^+ .
 - d. Balanceie a carga adicionando elétrons.
4. Multiplique as semirreações por números inteiros de modo que o número de elétrons ganhos seja igual ao número de elétrons perdidos.
5. Some as semirreações, subtraindo as espécies que aparecem dos dois lados.
6. Certifique-se de que a equação está balanceada em massa.
7. Certifique-se de que a equação está balanceada em carga.

O Método das Semirreações

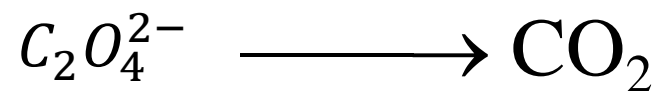
Primeiro atribui-se os números de oxidação.



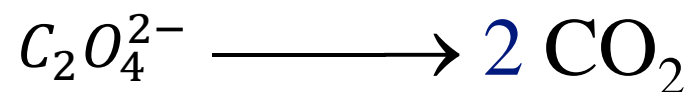
Como o manganês passa de +7 a +2, ele é reduzido.

Como o carbono passa de +3 a +4, ele é oxidado.

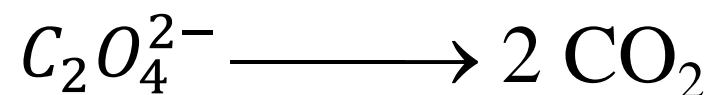
Semirreação de Oxidação



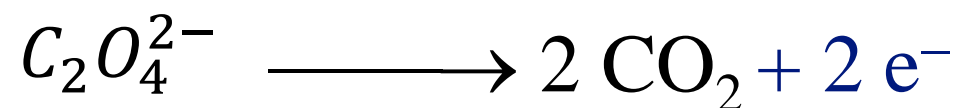
Para balancear o carbono, coloca-se um coeficiente estequiométrico = 2 à direita:



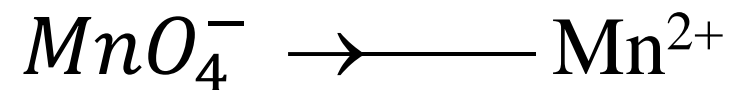
Semirreação de Oxidação



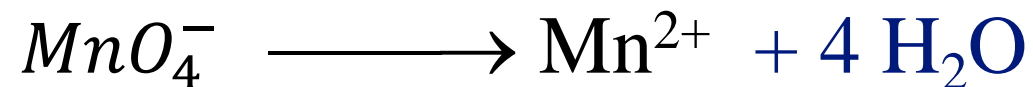
O oxigênio também está balanceado. Para balancear a carga, devemos adicionar dois elétrons à direita:



Semirreação de Redução



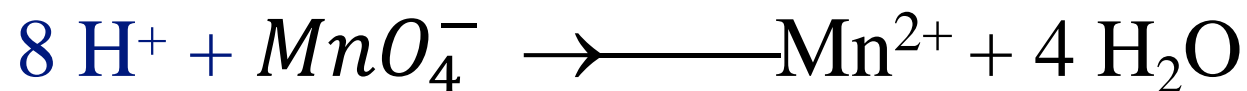
O manganês está balanceado; para balancear o oxigênio, devemos adicionar 4 águas ao lado direito:



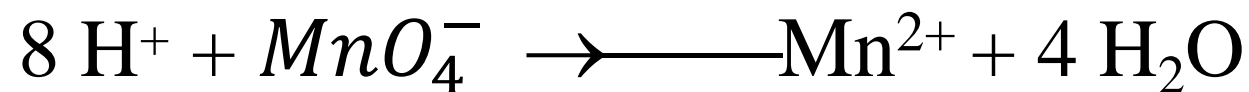
Semirreação de Redução



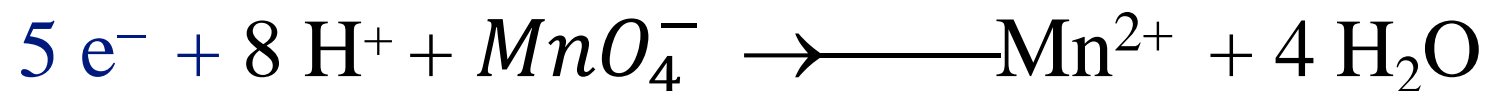
Para balancear o hidrogênio, adicionamos 8 H⁺ ao lado esquerdo.



Semirreação de Redução

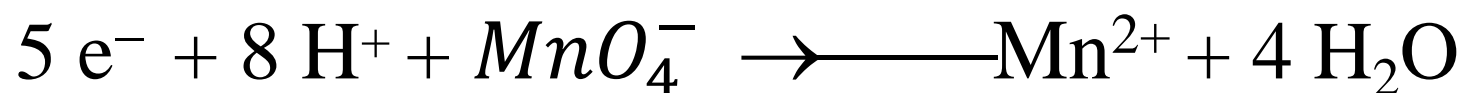
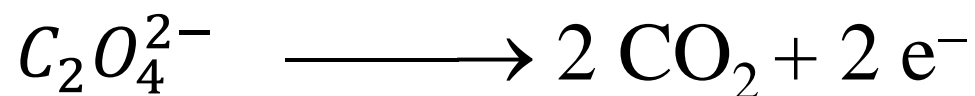


Para balancear a carga, adiciona-se 5 e⁻ ao lado esquerdo.



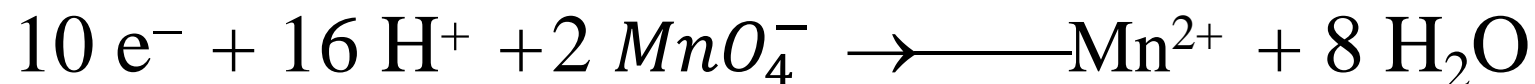
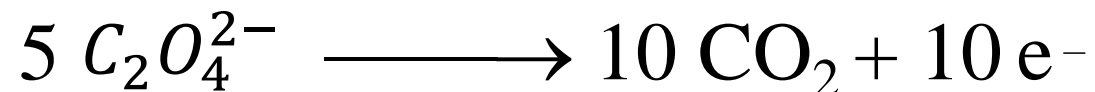
Combinando as Semirreações

Agora, observamos as duas semirreações juntas:

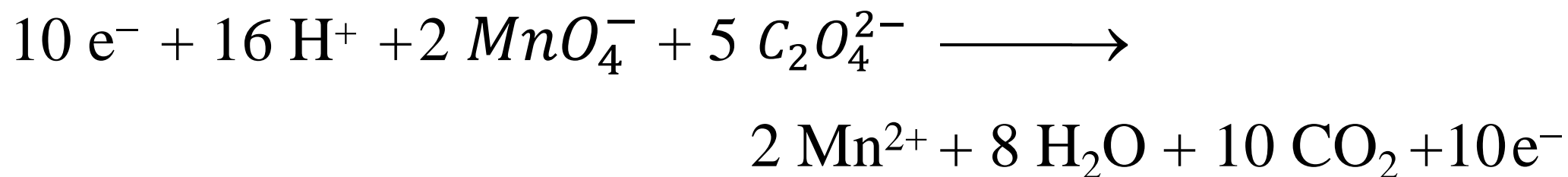


Para que se tenha o mesmo número de elétrons de cada lado, multiplicamos a primeira reação por 5 e a segunda por 2:

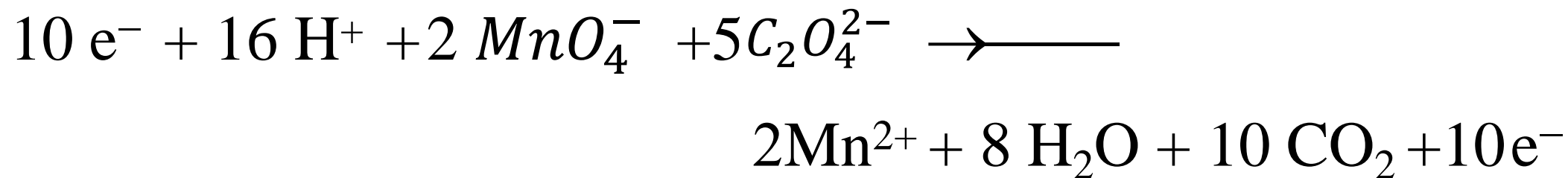
Combinando as Semirreações



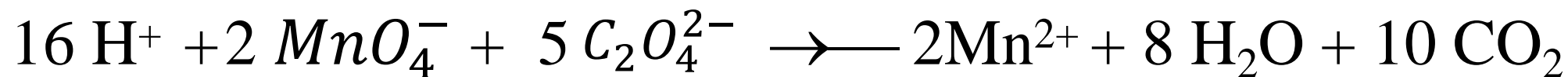
Somando as semirreações, chegamos a:



Combinando as Semirreações

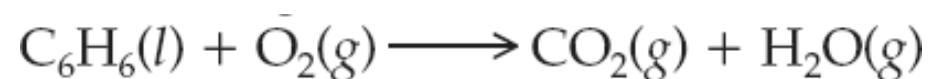
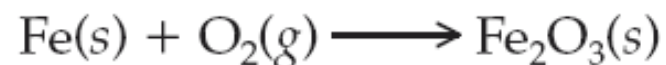


Somente os elétrons aparecem dos dois lados da equação e são cancelados, levando a:



Exercícios

Balanceie as seguintes equações químicas.



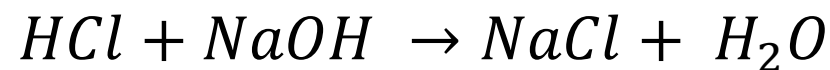
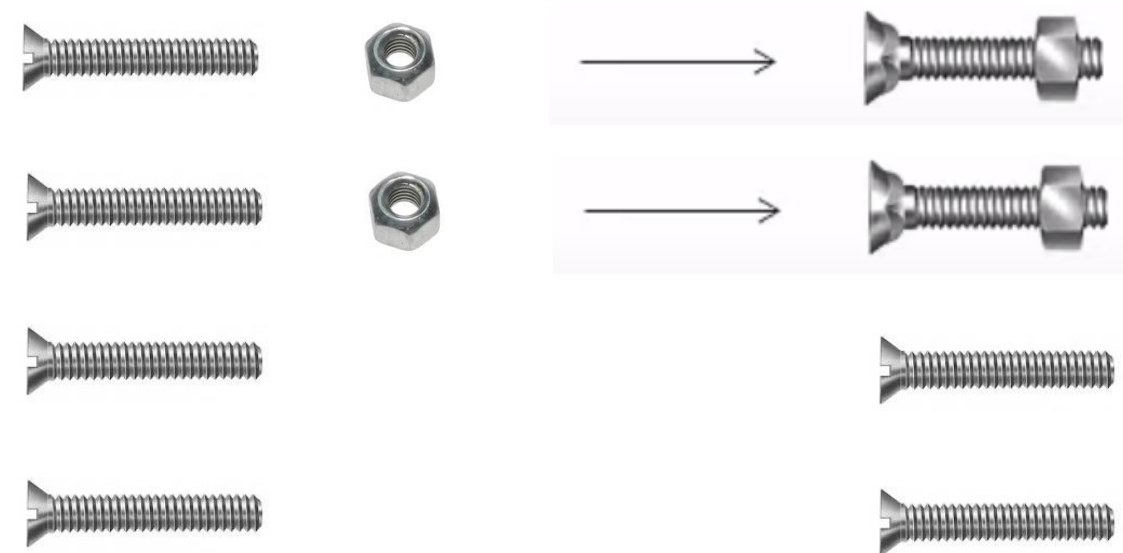
Reagentes Limitante e em Excesso

Reagente Limitante → é aquele que está na quantidade estequiométrica

Reagente Excesso → é aquele que está em quantidade além da estequiométrica

Qualquer cálculo estequiométrico deve ser feito com o **reagente limitante**

Ao serem dadas as quantidade de dois ou mais reagentes **deve-se identificar previamente** o reagente limitante



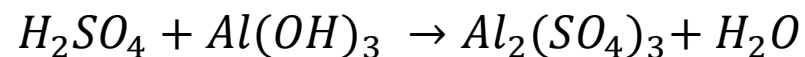
1:1:1:1

36,5g 40g

40g 40g

73g 90g

Qual a massa de sulfato de alumínio quando se misturam 245g de ácido sulfúrico com 156g de hidróxido de alumínio ?



Caixa de ferramentas M.1 COMO IDENTIFICAR O REAGENTE LIMITANTE

BASE CONCEITUAL

O reagente limitante é o que é consumido completamente antes de a reação atingir o término. Os demais reagentes estão todos em excesso. Como o reagente limitante determina a quantidade de produtos que podem ser formados, o rendimento teórico deve ser calculado a partir da quantidade do reagente limitante.

PROCEDIMENTO

Existem duas maneiras de determinar qual é o reagente limitante.

Método 1

Neste método, usa-se a razão molar obtida da equação química para determinar se existe quantidade suficiente para a reação de qualquer reagente com os demais.

Etapa 1 Converta a massa de cada reagente em mols; se necessário, use as massas molares das substâncias.

Etapa 2 Escolha um dos reagentes e use a relação estequiométrica para calcular a quantidade teórica do segundo reagente necessária para que se complete a reação com o primeiro.

Etapa 3 Se a quantidade real do segundo reagente é maior do que a quantidade necessária (o valor calculado na etapa 2), então o segundo reagente está em excesso; neste caso, o primeiro reagente é o reagente limitante. Se a quantidade real do segundo reagente é menor do que o valor calculado, então toda ela reagirá e o primeiro reagente estará em excesso.

Este método é usado no Exemplo M.2.

Método 2

Calcule o rendimento molar teórico de um dos produtos para cada reagente separadamente, usando o procedimento da Caixa de Ferramentas L.1. O reagente que produzir a menor quantidade de produto é o reagente limitante. Este método é mais eficaz quando há mais de dois reagentes.

Etapa 1 Converta a massa de cada reagente em mols; se necessário, use as massas molares das substâncias.

Etapa 2 Para cada reagente, calcule quantos mols de produto ele irá formar.

Etapa 3 O reagente que produzir menos produto é o reagente limitante.

Este método é usado no Exemplo M.3.

EXEMPLO M.2 Identificação do reagente limitante

O carbeto de cálcio, CaC_2 , reage com água para formar hidróxido de cálcio e o gás inflamável etino (acetileno) na reação $\text{CaC}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$. No passado, esta reação era usada na queima de combustível nas lanternas presas aos capacetes de mineiros, porque os reagentes são facilmente transportados e o acetileno queima como uma chama brilhante (devido às partículas de carbono incandescente formadas). (a) Qual é o reagente limitante quando 100 g de água reagem com 100 g de carbeto de cálcio? (b) Que massa de etino pode ser obtida? (c) Qual é a massa do reagente em excesso que permanece após o término da reação? Suponha que os reagentes sejam puros e que a reação atinge o término.

(a) **Etapa 1** Converta a massa de cada reagente em mols. Se necessário, use as massas molares: para CaC_2 , $64,10 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; para H_2O , $18,02 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Etapa 2 Selecione o CaC_2 e use a relação estequiométrica $1 \text{ mol de } \text{CaC}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$ para calcular a quantidade teórica de H_2O necessária para completar a reação com determinada quantidade de CaC_2 .

Etapa 3 Determine qual é o reagente limitante.

Teste M.2A (a) Identifique o reagente limitante na reação $6 \text{ Na(l)} + \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)} \rightarrow 2 \text{ Al(l)} + 3 \text{ Na}_2\text{O(s)}$ quando 5,52 g de sódio são aquecidos com 5,10 g de Al_2O_3 . (b) Que massa de alumínio pode ser produzida? (c) Que massa de reagente em excesso permanece no final da reação?

[**Resposta:** (a) Sódio; (b) 2,16 g de Al; (c) 1,02 g de Al_2O_3]

Concentrações de Soluções

- Muitas reações químicas são mais convenientemente realizadas com os reagentes dissolvidos em solução e não como substâncias puras.

$$\text{solução} = \text{solute} + \text{solvente}$$

- As concentrações de soluções são expressas em termos de qualquer quantidade de **solute** presente em uma determinada massa ou volume de solução, ou a quantidade de soluto dissolvido em uma dada massa ou volume de solvente.

Percentagem de Massa

- A massa de soluto por 100 unidades (gramas) de massa de solução.

$$\text{percent solute} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solution}} \times 100\%$$

$$\text{percent} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$$

Porcentagem de Massa

- Uma solução que é **gluconato de cálcio 10,0%** em massa, $\text{Ca}(\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7)_2$, contém 10,0 gramas de gluconato de cálcio em **100,0 gramas de solução**.

$$\text{percent solute} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solution}} \times 100\%$$

- Isto poderia ser descrito como **10,0g de gluconato de cálcio** em **90,0 gramas de água**.

$$\text{percent} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$$

Porcentagem de Soluto

Calcular a massa de sulfato de níquel (II), NiSO_4 , contidos em 200g de uma solução 6,00% de NiSO_4 .



Massa da Solução

Uma NiSO_4 solução 6% contém 40,0g de NiSO_4 .

Calcular a massa da solução.



Massa do Soluto

Calcular a massa de NiSO_4 presente em 200 mL de uma solução 6,00% de NiSO_4 . A densidade da solução é 1,06 g/mL a 25 °C.



% de Solute e Densidade

Qual o volume de uma solução 15,0% de nitrato de ferro (III) que contém 30,0 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$? A densidade da solução é 1,16 g/mL a 25 °C.



Molaridade

- **Molaridade (M)**, ou **concentração molar**, é uma unidade comum para expressar as concentrações das soluções.
- **Molaridade** é definida como o número de **moles de soluto** por **litro de solução**:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solução}}$$

Molaridade

- Para preparar um litro de uma **solução de 1M**, um mol de soluto é colocado em um balão volumétrico de 1L.
- A seguir, o solvente suficiente é adicionado para dissolver o soluto e solvente até que o volume da solução seja exatamente um litro.



(a)



(b)



(c)

Molaridade

Calcule a **molaridade (M)** de uma solução que contém 3,65 gramas de HCl em 2,00 litros de solução.

Massa de Soluto

Calcular a massa de Ba(OH)_2 necessária para preparar 2,50L de uma solução 0,0600 M de hidróxido de bário.

Rendimentos Teórico e Percentual

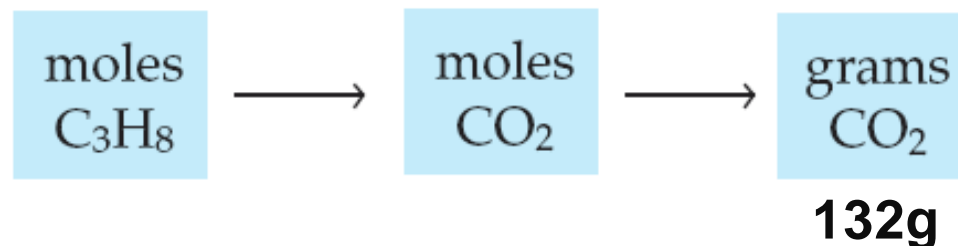
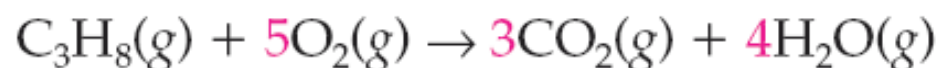
- O **rendimento teórico** é a quantidade máxima de produto que pode ser produzida (em um mundo ideal).
- No “**mundo real**” é difícil de produzir o montante calculado como o rendimento teórico. Isto é verdade para uma variedade de razões:
 - erro experimental.
 - muitas reações simplesmente não se completam.
 - reações laterais.
- O **rendimento percentual**, razão dos rendimentos real e teórico multiplicada por 100%, é freqüentemente usado para mostrar a relação entre as quantidades “prevista” e “obtida” (experimental). Assim:

$$\text{rendimento percentual} = \frac{\text{quantidade obtida}}{\text{rendimento teórico}} \times 100$$

Rendimentos Teórico e Percentual

Calcule o **número de gramas de CO₂** produzido a partir da combustão de de **1,00 mol C₃H₈**.

Solução:



Para esta reação, vamos supor que um químico realmente obteve 125 g (**rendimento real**) de CO₂. Qual o **rendimento percentual**?

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

$$= \frac{125}{132} \times 100 = 94,7\%$$

Rendimentos Teórico e Percentual

Assuma que o **rendimento teórico** do ferro no processo



foi de **30g**.

Se o rendimento atual do processo foi **25g**, calcule o **rendimento percentual**.

Exercícios

Dada a reação representada pela equação balanceada



- a. Calcule o número de gramas de SnF_2 produzidos pela mistura de 100,0g de Sn com excesso de HF.
- b. Se apenas 5,00 g SnF_2 foram produzidos, calcular o rendimento %.

Exercícios

Dada a reação representada pela equação balanceada



- a. Calcule o número de gramas de CHCl_3 produzidos pela mistura de 105g de Cl_2 com excesso de CH_4 .
- b. Se 10,0 g CHCl_3 foram produzidos, calcular o rendimento %.

Aplicativo Computacional

Estequiometria

Selecione uma equação química

avançar

A palavra estequiometria vem do grego **stoikheion** (elemento) e **metriā** (medida, de metron).

A estequiometria baseia-se na lei da conservação das massas e na lei das proporções definidas (ou lei da composição constante), e na lei das proporções múltiplas.

Em geral, as reações químicas combinam proporções definidas de compostos químicos.

Já que a matéria não pode ser criada ou destruída, a quantia de cada elemento deve ser a mesma em antes, durante e após a reação.

Através deste aplicativo, o usuário poderá praticar a resolução de diferentes cálculos estequiométrico.

Selecione uma equação química ao lado e pratique.

Avalie o software e ganhe uma cópia do mesmo para utilização *off line*.
Uma janela de seu browser se abrirá com o formulário de avaliação.
[Clique aqui para avaliar.](#)

Calculadora Créditos

Voltar Sair