

## Química Geral

Prof. Dr. Márcio Marques Martins

Unidade 7 – Estequiometria de reações químicas e reagentes limitantes

<http://digichem.org>

- L.1** Predições Mol a Mol
- L.2** Predições Massa a Massa
- L.3** Análise Volumétrica

## L ESTEQUIOMETRIA DAS REAÇÕES

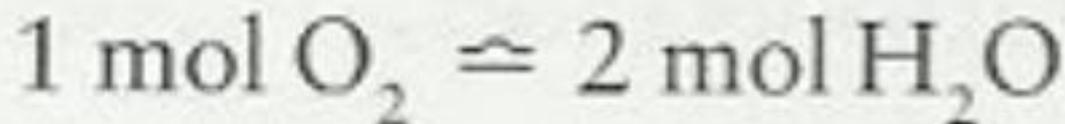
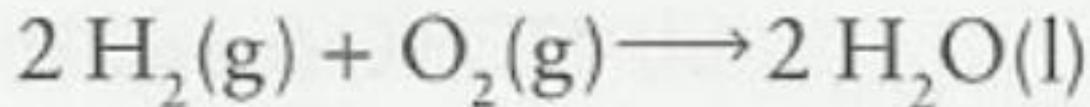


O sinal  $\simeq$  é lido como “é quimicamente equivalente a” e essas expressões são chamadas de relações estequiométricas.

# L.1 Predições Mol a Mol

A estequiometria tem aplicações práticas importantes, como a predição da quantidade de produto que se forma em uma reação.

descobrir a quantidade de água formada quando 0,25 mol  $O_2$  reagem com o gás hidrogênio. Primeiro, escrevemos a equação química da reação



# L.1 Predições Mol a Mol

Depois, usamos a relação estequiométrica para obter o fator de conversão que relaciona as duas substâncias:

$$\frac{\text{Substância desejada}}{\text{Substância dada}} = \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$$

# L.1 Predições Mol a Mol

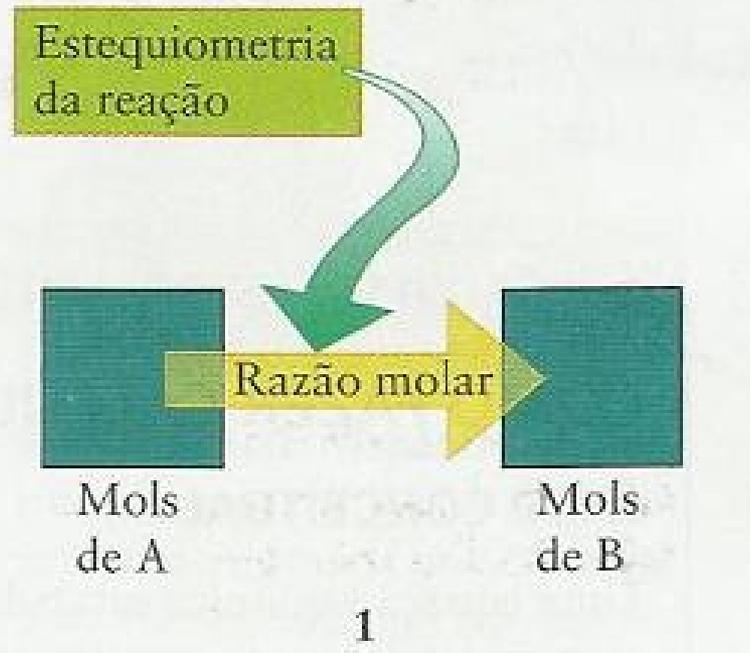
Este fator, comumente chamado de razão molar da reação, permite relacionar a quantidade de moléculas  $O_2$  consumidas à quantidade de moléculas  $H_2O$  produzidas. A razão molar é usada da mesma maneira que o fator de conversão de unidades, como ilustrado no Apêndice 1B:

$$\begin{aligned} \text{Quantidade de } H_2O \text{ produzida (mol)} &= (0,25 \text{ mol } O_2) \times \left( \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \right) \\ &= 0,50 \text{ mol } H_2O \end{aligned}$$

# L.1 Predições Mol a Mol

Observe que a unidade *mol* e as espécies (neste caso, moléculas  $O_2$ ) se cancelam. A estratégia geral para esse tipo de cálculo está resumida em (1).

Os coeficientes estequiométricos são números exatos; logo, eles não limitam os algarismos significativos dos cálculos estequiométricos (veja o Apêndice 1C)



# L.1 Predições Mol a Mol

**TESTE L.1A** Que quantidade de  $\text{NH}_3$  é produzida a partir de 2,0 mol  $\text{H}_2$  na reação  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ ?

[Resposta: 1,3 mol  $\text{NH}_3$ ]

**TESTE L.1B** Que quantidade de átomos de Fe podem ser extraídos de 25 mol  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

# L.1 Predições Mol a Mol

*A equação química balanceada de uma reação é usada para estabelecer a razão molar, o fator usado para converter a quantidade de uma substância na quantidade de outra*

## L.2 Predições Massa a Massa

Para determinar a massa de produto que pode ser formada a partir da massa conhecida de um reagente, primeiro convertemos a quantidade em gramas de reagente em mols e aplicamos a razão molar da equação balanceada e, depois, convertemos os mols de produto formados em gramas. São, essencialmente, três etapas:

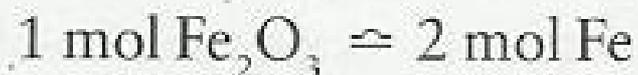
Massa (g) de reagente  $\longrightarrow$  quantidade (mol) de reagente  $\longrightarrow$   
quantidade (mol) de produto  $\longrightarrow$  massa (g) de produto

## L.2 Predições Massa a Massa

Suponha, por exemplo, que desejamos saber a massa de ferro que pode ser obtida a partir de 10,0 g de óxido de ferro(III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , do minério de ferro, por redução com CO em um alto forno:



relação estequiométrica



A massa molar do óxido de ferro(III) é  $159,69 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$



$$\text{Quantidade de Fe}_2\text{O}_3 \text{ (mol)} = 10,0 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \left( \frac{1 \text{ mol}}{159,69 \text{ g}} \right)$$

## L.2 Predições Massa a Massa

Então, aplicamos a razão molar como fator de conversão para calcular a quantidade de átomos de ferro produzidos na reação:

$$\text{Quantidade de Fe (mol)} = 10,0 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \left( \frac{1 \text{ mol}}{159,69 \text{ g}} \right) \times \left( \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right)$$

Por fim, convertemos a quantidade de átomos de ferro em massa de ferro usando a massa molar do ferro, que é  $55,85 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ :

$$\begin{aligned} \text{Massa de Fe} &= 10,0 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \left( \frac{1 \text{ mol}}{159,69 \text{ g}} \right) \times \left( \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right) \times \left( \frac{55,85 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \right) \\ &= 6,99 \text{ g Fe} \end{aligned}$$

## L.2 Predições Massa a Massa

Na prática, como  $n = m/M$  e  $m = nM$  (Seção E.2), é mais fácil dividir ou multiplicar pela massa molar, sem usar o fator de conversão:

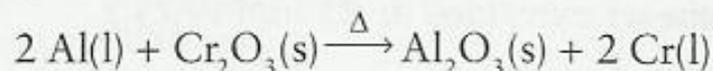
$$\begin{aligned} m_{\text{Fe}} &= \left( \frac{10,0 \text{ g}}{159,69 \text{ g} \cdot (\text{mol Fe}_2\text{O}_3)^{-1}} \right) \times \left( \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \right) \times (55,85 \text{ g} \cdot (\text{mol Fe})^{-1}) \\ &= 6,99 \text{ g} \end{aligned}$$

## L.2 Predições Massa a Massa

### EXEMPLO L.1

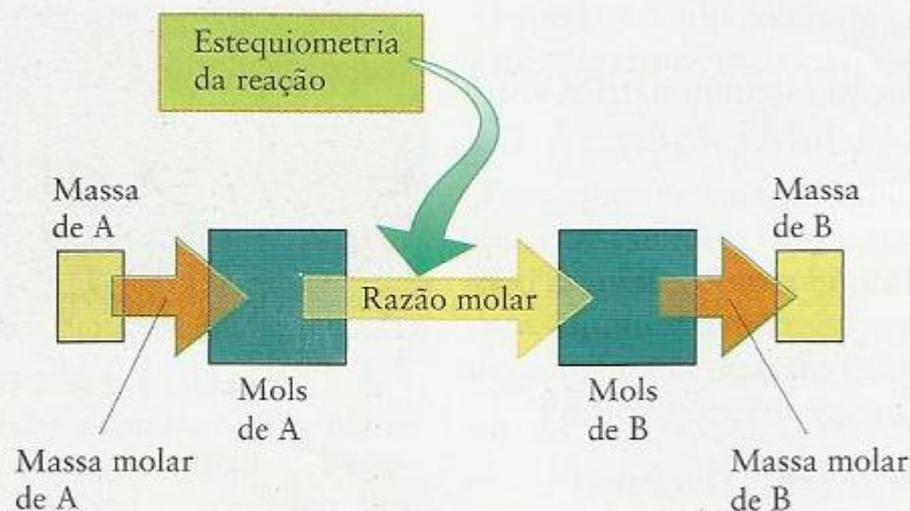
Amostra de exercício: Cálculo das massas de reagentes necessárias em uma reação

Que massa de alumínio é necessária para reduzir 10,0 kg de óxido de cromo(III) e produzir o metal cromo? A equação química da reação é



### PROCEDIMENTO

O procedimento geral para fazer os cálculos massa a massa está resumido no diagrama (2)



2

## L.2 Predições Massa a Massa

*Etapa 1* Converta a massa conhecida, em gramas, de uma substância (A) em quantidade de mols usando a massa molar:

$$n_A = \frac{m_A}{M_A}$$

*Etapa 2* Use a razão molar derivada dos coeficientes estequiométricos da equação química balanceada para converter a quantidade de uma substância (A) em quantidade em mols da outra substância (B). Para  $aA \rightarrow bB$  use

$$n_B = n_A \times \left( \frac{b \text{ mol B}}{a \text{ mol A}} \right)$$

*Etapa 3* Converta a quantidade em mols da segunda substância em massa (em gramas) usando a massa molar.

$$m_B = n_B M_B$$

Este procedimento está ilustrado no Exemplo L.1.

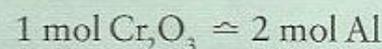
## L.2 Predições Massa a Massa

**SOLUÇÃO** Usaremos o procedimento em três etapas descrito na Caixa de Ferramentas L.1, mas faremos os cálculos numéricos em uma única etapa. Converta a massa dada em outra unidade de massa ou múltiplo de gramas (como quilogramas, por exemplo) para a massa em gramas,  $1 \text{ kg} = 10^3 \text{ g}$ . A massa molar de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  é  $152,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  e a do alumínio é  $26,98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**Etapa 1** Converta a massa de  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  em quantidade de mols ( $n_{\text{Cr}_2\text{O}_3}$ , em mols).

$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{10,0 \text{ kg}}{152,00 \text{ g}\cdot(\text{mol Cr}_2\text{O}_3)^{-1}} \times \left( \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right)$$

**Etapa 2** Escreva a relação estequiométrica entre os dois reagentes.



**Etapa 3** Converta em quantidade de Al, utilizando a razão molar e em massa de alumínio,  $m_{\text{Al}}$ , multiplicando pela massa molar. Faça todo o cálculo numérico em uma só etapa

$$\begin{aligned} m_{\text{Al}} &= \left( \frac{10,0 \text{ kg}}{152,00 \text{ g}\cdot(\text{mol Cr}_2\text{O}_3)^{-1}} \right) \times \left( \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) \\ &\quad \times \left( \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_3} \right) \times [26,98 \text{ g}\cdot(\text{mol Al})^{-1}] \\ &= 3,55 \times 10^3 \text{ g} \end{aligned}$$

Pode-se perceber que é necessário usar 3,55 kg de alumínio.

## L.2 Predições Massa a Massa

**TESTE L.2A** Calcule a massa de potássio necessária para reagir com 0,450 g de gás hidrogênio e produzir hidreto de potássio, KH.

[Resposta: 17,5 g]

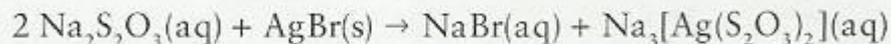
**TESTE L.2B** O dióxido de carbono pode ser removido dos gases emitidos por uma usina termelétrica combinando-o com uma emulsão de silicato de cálcio em água:  $2 \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CaSiO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{SiO}_2(\text{s}) + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{aq})$ . Que massa de  $\text{CaSiO}_3$  (massa molar  $116,17 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) é necessária para reagir completamente com 0,300 kg de dióxido de carbono?

## L.2 Predições Massa a Massa

*Em um cálculo massa a massa, converta a massa fornecida em quantidade de mols, aplique o fator de conversão mol a mol para obter a quantidade desejada e, por fim, converta a quantidade de mols em massa.*

# EXERCÍCIOS

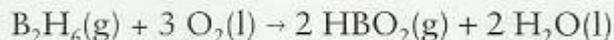
L.1 O tiosulfato de sódio, um fixador de fotografias, reage com o brometo de prata da emulsão do filme não exposto para formar brometo de sódio e um composto solúvel cuja fórmula é  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ :



(a) Quantos mols  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  são necessários para reagir com 1,0 mg  $\text{AgBr}$ ? (b) Calcule a massa de brometo de prata que irá produzir 0,033 mol  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ .

L.2 O ácido fosfórico impuro para uso na manufatura de fertilizantes é produzido pela ação de ácido sulfúrico sobre rocha de fosfato, cujo componente principal é  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . A reação é  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{CaSO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$ . (a) Quantos mols de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  podem ser produzidos pela reação de 200 kg  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? (b) Determine a massa de sulfato de cálcio que é produzida como subproduto da reação de 200 mols  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

L.4 O composto diborano,  $\text{B}_2\text{H}_6$ , já foi considerado possível combustível de foguetes. A reação de combustão é



O fato de que  $\text{HBO}_2$ , um composto reativo, é produzido e não o composto  $\text{B}_2\text{O}_3$ , relativamente inerte, foi um dos fatores da interrupção dos estudos de uso do diborano como combustível. (a) Que massa de oxigênio líquido (LOX) seria necessária para queimar 257 g  $\text{B}_2\text{H}_6$ ? (b) Determine a massa de  $\text{HBO}_2$  produzida na combustão de 106 g  $\text{B}_2\text{H}_6$ .

L.5 Os camelos armazenam a gordura triestearina,  $\text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6$ , em suas corcovas. Além de ser uma fonte de energia, a gordura é também uma fonte de água pois, quando ela é usada, ocorre a reação  $2 \text{C}_{57}\text{H}_{110}\text{O}_6(\text{s}) + 163 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 114 \text{CO}_2(\text{g}) + 110 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . (a) Que massa de água pode ser obtida de 454 g dessa gordura? (b) Que massa de oxigênio é necessária para oxidar esta quantidade de triestearina?

L.6 O superóxido de potássio,  $\text{KO}_2$ , é utilizado em equipamentos de respiração de sistema fechado para remover o dióxido de carbono e a água do ar exalado. A remoção de água gera oxigênio para a respiração através da reação  $4 \text{KO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 3 \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{KOH}(\text{s})$ . O hidróxido de potássio remove o dióxido de carbono do equipamento pela reação  $\text{KOH}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{KHCO}_3(\text{s})$ . (a) Que massa de superóxido de potássio gera 115 g  $\text{O}_2$ ? (b) Que massa de  $\text{CO}_2$  pode ser removida do equipamento por 75,0 g  $\text{KO}_2$ ?

L.7 A combustão de um hidrocarboneto produz água e dióxido de carbono (por essa razão, nuvens de gotas de água condensada são freqüentemente vistas saindo do escapamento de automóveis, especialmente em dias frios). A densidade da gasolina é  $0,79 \text{ g}\cdot\text{ml}^{-1}$ . Imagine que a gasolina está representada pelo octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , para o qual a reação de combustão é  $2 \text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2(\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Calcule a massa de água produzida na combustão de 3,8 l de gasolina.

# FIM AULA 7.1

**M.1** Rendimento da Reação

**M.2** Limites da Reação

Os cálculos estequiométricos da quantidade da massa de produto formado em uma reação baseiam-se em uma visão ideal do mundo. Eles partem do princípio, por exemplo, de que as substâncias reajam exatamente como descrito em uma equação química. Na prática, isto nem sempre acontece. Uma parte dos reagentes pode ser consumida em reações competitivas, isso é, reações que ocorrem ao mesmo tempo que a que nos interessa e que usa alguns dos mesmos reagentes. Outra possibilidade é que a reação não esteja completa quando as medições são feitas. Uma terceira possibilidade — de grande importância na química e que encontraremos em vários capítulos deste livro — é que muitas reações não se completam. Elas aparentemente se interrompem quando uma certa parte dos reagentes foi consumida.

# M.1 Rendimento da Reação

O rendimento teórico de uma reação é a quantidade *máxima* (mols, massa ou volume) de produto que pode ser obtida a partir de uma determinada quantidade de reagente. As quantidades calculadas de produtos a partir de uma dada massa de reagente, na Seção L, foram todos rendimentos teóricos. O rendimento percentual é a fração do rendimento teórico que é realmente obtida, expresso em percentagem:

$$\text{Rendimento percentual} = \frac{\text{rendimento real}}{\text{rendimento teórico}} \times 100\% \quad (1)^*$$

# M.1 Rendimento da Reação

## EXEMPLO M.1 Cálculo do rendimento percentual de um produto

No teste de um motor de automóvel para acompanhar a combustão de 1,00 l de octano (702 g) sob certas condições, obteve-se 1,84 kg de dióxido de carbono. Qual é o rendimento percentual da formação de dióxido de carbono?

**SOLUÇÃO** A massa molar de  $C_8H_{18}$  é  $114,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  e a massa molar de  $CO_2$  é  $44,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Etapa 1** Escreva a equação química.



**Etapa 2** Calcule o rendimento teórico de  $CO_2$  para a combustão de 702 g de octano.

$$\begin{aligned} m_{CO_2} &= (702 \text{ g } C_8H_{18}) \times \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114,2 \text{ g } C_8H_{18}} \\ &\quad \times \frac{16 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} \times 44,01 \text{ g}\cdot(\text{mol } CO_2)^{-1} \\ &= 2,16 \times 10^3 \text{ g} \end{aligned}$$

**Etapa 3** Calcule o rendimento percentual de dióxido de carbono, sabendo que somente 1,84 kg foi produzido.

$$\text{Rendimento percentual de } CO_2 = \frac{1,84 \text{ kg}}{2,16 \text{ kg}} \times 100\% = 85,2\%$$

# M.1 Rendimento da Reação

**TESTE M.1A** Quando 24,0 g de nitrato de potássio foram aquecidos com chumbo, formaram-se 13,8 g de nitrito de potássio na reação  $\text{Pb(s)} + \text{KNO}_3\text{(s)} \xrightarrow{\Delta} \text{PbO(s)} + \text{KNO}_2\text{(s)}$ . Calcule o rendimento percentual de nitrito de potássio.

[Resposta: 68,3%]

**TESTE M.1B** A redução de 15 kg de óxido de ferro(III) em um alto forno produziu 8,8 kg de ferro. Qual é o rendimento percentual de ferro?

# M.1 Rendimento da Reação

*O rendimento teórico de um produto é a quantidade máxima que pode ser esperada na base da estequiometria de uma equação química. O rendimento percentual é a percentagem do rendimento teórico que foi realmente atingida.*

# FIM AULA 7.2

# M.2 Limites da Reação

O reagente limitante é o que determina o rendimento máximo do produto de uma reação.

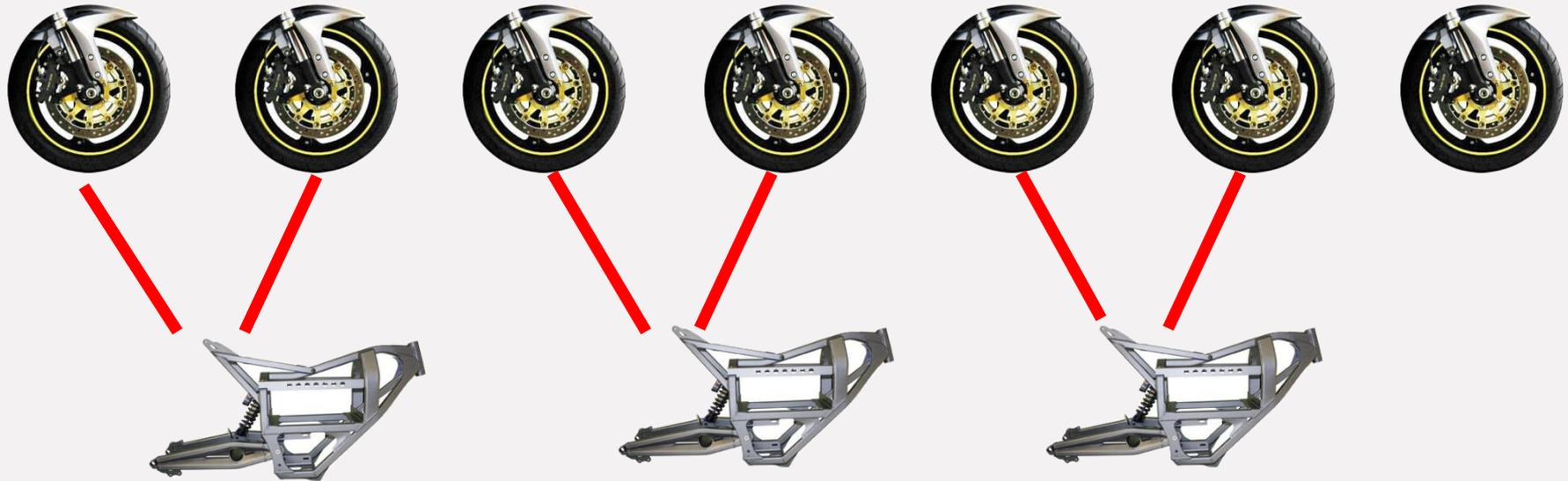


7 RODAS



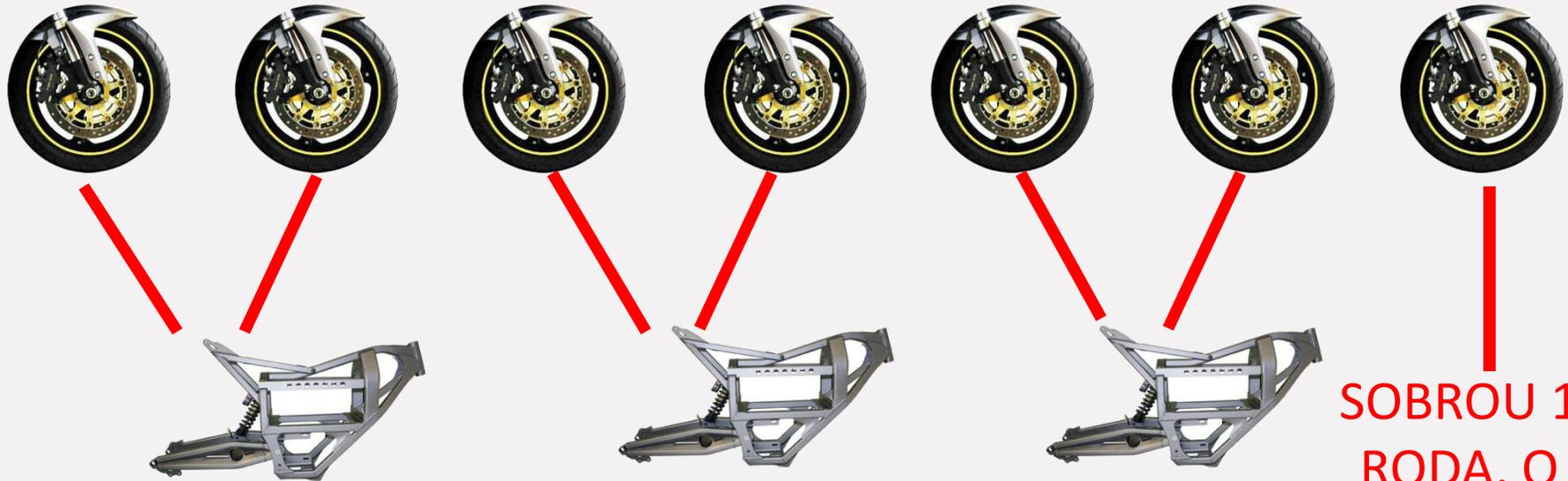
3 CHASSIS

# M.2 Limites da Reação



1 CHASSI + 2 RODAS = 1 MOTO

# M.2 Limites da Reação



6 RODAS : 3 CHASSIS

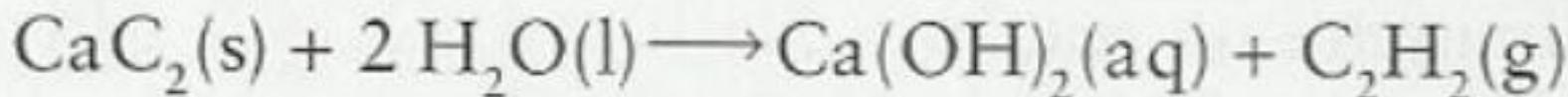
SOBROU 1  
RODA, O  
LIMITANTE É O  
CHASSIS E O  
EXCESSO É A  
RODA

# M.2 Limites da Reação

## EXEMPLO M.2

### Amostra de exercício: Identificação do reagente limitante

O carbeto de cálcio,  $\text{CaC}_2$ , reage com água para formar hidróxido de cálcio e o gás inflamável etino (acetileno). Essa reação já foi usada para lâmpadas de bicicletas, porque os reagentes são facilmente transportados. (a) Qual é o reagente limitante quando  $1,00 \times 10^2$  g de água reagem com  $1,00 \times 10^2$  g de carbeto de cálcio? (b) Que massa de etino pode ser produzida? (c) Que massa de reagente em excesso permanece, depois que a reação se completa? Imagine que o carbeto de cálcio é puro e que todo etino produzido é coletado.

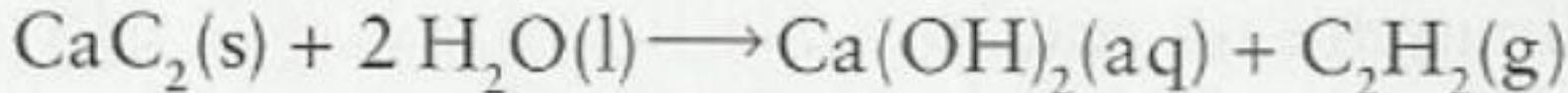


R.E.:	1 mol $\text{CaC}_2$	:	2 mols $\text{H}_2\text{O}$	:	1 mol $\text{Ca}(\text{OH})_2$	:	1 mol $\text{C}_2\text{H}_2$
	1 mol.64 g/mol	:	2 mols.18g/mol	:	1 mol.74 g/mol	:	1 mol.26 g/mol
R.M.:	64 g $\text{CaC}_2$	:	36 g $\text{H}_2\text{O}$	:	74 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$	:	26 g $\text{C}_2\text{H}_2$
(a)	$1,00 \times 10^2$ g		$1,00 \times 10^2$ g				

# M.2 Limites da Reação

## EXEMPLO M.2

Amostra de exercício: Identificação do reagente limitante

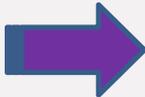


R.E.: 1 mol  $\text{CaC}_2$  : 2 mols  $\text{H}_2\text{O}$  : 1 mol  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  : 1 mol  $\text{C}_2\text{H}_2$   
1 mol.64 g/mol : 2 mols.18g/mol : 1 mol.74 g/mol : 1 mol.26 g/mol

R.M.: 64 g  $\text{CaC}_2$  : 36 g  $\text{H}_2\text{O}$  : 74 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  : 26 g  $\text{C}_2\text{H}_2$

(a)  $1,00 \times 10^2$  g  $\text{CaC}_2$  :  $1,00 \times 10^2$  g  $\text{H}_2\text{O}$

Montar uma regra de três usando os dados da Relação Mássica

$64 \text{ g CaC}_2$  —————  $36 \text{ g H}_2\text{O}$    $56,25 \text{ g H}_2\text{O}$  (essa é a massa de  $\text{H}_2\text{O}$  necessária para reagir completamente com  $1,00 \times 10^2$  g de  $\text{CaC}_2$ .)  
 $1,00 \times 10^2 \text{ g}$  —————  $x \text{ g H}_2\text{O}$

$56,25 \text{ g H}_2\text{O} < 100 \text{ g H}_2\text{O}$  (presentes no sistema),  
Portanto  $\text{H}_2\text{O}$  é o reagente em excesso e  
 $\text{CaC}_2$  é o reagente limitante.



# M.2 Limites da Reação

*O reagente limitante de uma reação é o reagente que está em quantidade menor do que o necessário, segundo a relação estequiométrica entre os reagentes.*

**TESTE M.2A** (a) Identifique o reagente limitante na reação  $6 \text{ Na(l)} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{ Al(l)} + 3 \text{ Na}_2\text{O(s)}$  quando 5,52 g de sódio são aquecidos com 5,10 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . (b) Que massa de alumínio pode ser produzida? (c) Que massa de reagente em excesso permanece ao final da reação?

[Resposta: (a) Sódio; (b) 2,16 g Al; (c) 1,02 g  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ]

**TESTE M.2B** Qual é o reagente limitante na preparação da uréia na reação  $2 \text{ NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{OC}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$  quando 14,5 kg de amônia estão disponíveis para reagir com 22,1 kg de dióxido de carbono? (b) Que massa de uréia pode ser produzida? (c) Que massa de reagente em excesso permanece ao final da reação?

# FIM AULA 7.3

# EXERCÍCIOS

- M.1 O aquecimento de pedra calcária, que é principalmente  $\text{CaCO}_3$ , produz dióxido de carbono e cal,  $\text{CaO}$ , pela reação  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ . Se a decomposição térmica de 42,73 g  $\text{CaCO}_3$  produz 17,5 g  $\text{CO}_2$ , qual é o rendimento percentual da reação?
- M.2 Tricloreto de fósforo,  $\text{PCl}_3$ , é produzido na reação do fósforo branco,  $\text{P}_4$ , com o cloro:  $\text{P}_4(\text{s}) + 6 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{PCl}_3(\text{g})$ . A reação de 77,25 g  $\text{P}_4$  com excesso de cloro forneceu 300,5 g de  $\text{PCl}_3$ . Qual é o rendimento percentual da reação?
- M.3 Bifenilas policloradas (PCBs) já foram produtos químicos muito usados na indústria, mas descobriu-se que eles eram perigosos para a saúde e para o meio ambiente. PCBs contêm somente carbono, hidrogênio e cloro. Aroclor 1254 é um PCB cuja massa molar é  $360,88 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . A combustão 1,52 g de Aroclor 1254 produziu 2,224 g  $\text{CO}_2$  e a combustão de 2,53 g de produziu 2,530 g  $\text{H}_2\text{O}$ . Quantos átomos de cloro a molécula de Aroclor 1254 contém?
- M.4 A cal apagada,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , forma-se a partir da cal viva,  $\text{CaO}$ , pela adição de água:  $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ . Que massa de cal apagada pode ser produzida pela mistura de 30,0 g  $\text{CaO}$  e 10,0 g  $\text{H}_2\text{O}$ ?
- M.5 Um vaso de reação contém 5,77 g de fósforo branco e 5,77 g de oxigênio. A primeira reação que ocorre é a formação de óxido de fósforo(III),  $\text{P}_4\text{O}_6$ :  $\text{P}_4(\text{s}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_6(\text{s})$ . Se o oxigênio presente é suficiente, a reação prossegue, com formação de óxido de fósforo(V),  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ :  $\text{P}_4\text{O}_6(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ . (a) Qual é o reagente limitante para a formação do  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ? (b) Qual é a massa de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  produzida? (c) Quantos gramas de reagente em excesso permanecem no vaso de reação?
- M.6 Uma mistura de 10,325 g de óxido de ferro(II) e 5,734 g do metal alumínio é colocada em um cadinho e aquecida em alta temperatura em um forno. Ocorre a redução do óxido:  $3 \text{FeO}(\text{s}) + 2 \text{Al}(\text{l}) \rightarrow 3 \text{Fe}(\text{l}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ . (a) Qual é o reagente limitante? (b) Determine a quantidade máxima de ferro (em mol Fe) que podem ser produzidas. (c) Calcule a massa do reagente em excesso que permaneceu no cadinho.
- M.12 Pequenas quantidades de gás cloro podem ser geradas em laboratório pela reação do óxido de manganês(IV) com ácido clorídrico:  $4 \text{HCl}(\text{aq}) + \text{MnO}_2(\text{s}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{MnCl}_2(\text{s})$ . (a) Que massa de  $\text{Cl}_2$  pode ser produzida a partir de 42,7 g  $\text{MnO}_2$  e excesso de  $\text{HCl}(\text{aq})$ ? (b) Que volume de gás cloro (densidade  $3,17 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ ) seria produzido pela reação entre 300 ml de 0,100 M  $\text{HCl}(\text{aq})$  e excesso de  $\text{MnO}_2$ ? (c) Suponha que somente 150 ml de cloro foram produzidos na reação da parte (b). Qual é o rendimento percentual da reação?