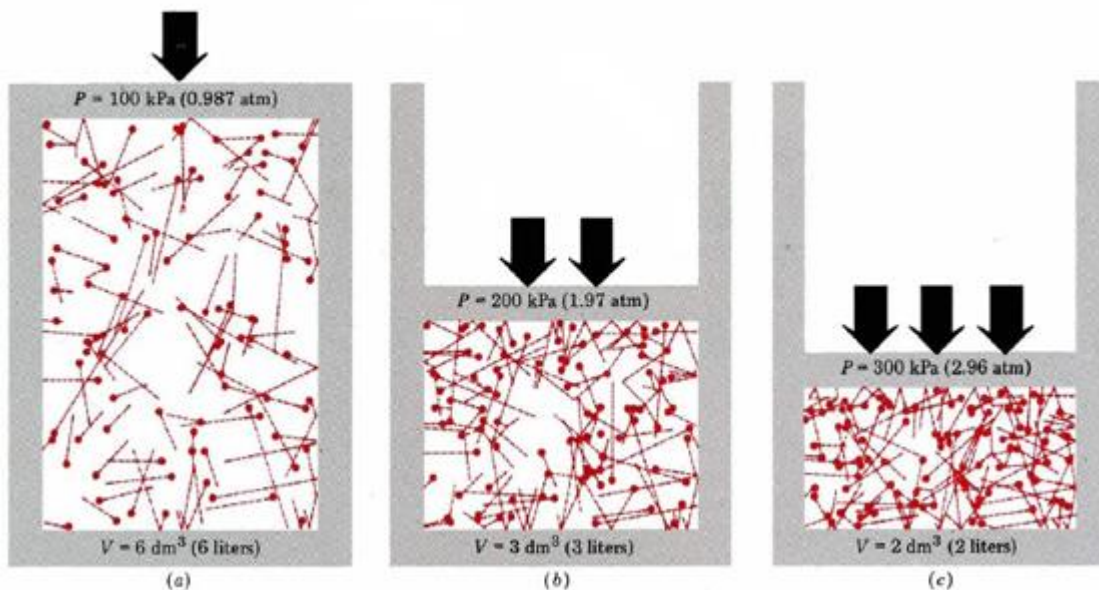


# Gases ideais e estequiometria das reações químicas

# PROPRIEDADES DOS GASES

- ▶ Os gases não apresentam um volume fixo, pois sempre ocupam o volume total do recipiente em que estão confinados.
- ▶ Quando uma partícula se choca contra as paredes internas do recipiente, ela exerce uma certa força por unidade de área. PRESSÃO.



**VOLUME DECREASES  
PRESSURE INCREASES**

# Constantes usadas nos cálculos de gases

- ▶ pressão (P)

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr} \cong 10^5 \text{ Pa (pascal)}^* = 1,0 \text{ bar}$$

- ▶ volume (V)

O volume equivale ao recipiente o qual o gás está:

$$1 \text{ m}^3 \text{ — } 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} \text{ — } 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL}$$

- ▶ temperatura (T)

A temperatura usada nos cálculos está em Kelvin

$$T_K = t_{\text{°C}} + 273$$

- ▶ quantidade de substância, número de mol (n)

$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{Massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1})} \quad \therefore$$

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

# Equação do gás ideal

Em 1802, Joseph Gay-Lussac verificou que se a temperatura fosse medida pela escala Kelvin (K), a pressão (P) e a temperatura (T) apresentariam variação proporcional. Relacionando as três transformações gasosas estudadas até aqui, obtemos uma relação denominada equação geral dos gases:

The diagram illustrates the derivation of the ideal gas equation by combining three fundamental gas laws. On the right, the combined equation is shown in a yellow box:  $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ . Three arrows point from this central equation to the individual laws on the left, each labeled with a condition:

- The top arrow is labeled  $T = k$  and points to Boyle's Law:  $P_1 V_1 = P_2 V_2$  (in a yellow box).
- The middle arrow is labeled  $P = k$  and points to Charles's Law:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$  (in a yellow box).
- The bottom arrow is labeled  $V = k$  and points to Gay-Lussac's Law:  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$  (in a yellow box).

Boyle	Charles e Gay-Lussac	Charles e Gay-Lussac
Transformação Isotérmica (T = constante)	Transformação Isobárica (P = constante)	Transformação Isocórica (V = constante)
O volume é inversamente proporcional à pressão	O volume é diretamente proporcional à temperatura	A pressão é diretamente proporcional à temperatura
$PV = k$ $P_1V_1 = P_2V_2$	$\frac{V}{T} = k$ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$\frac{P}{T} = k$ $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

- Uma bolha de ar forma-se no fundo de um lago, em que a pressão é de 2,2 atm. A essa pressão, a bolha tem volume de  $3,6 \text{ cm}^3$ . Que volume terá essa bolha quando subir à superfície, na qual a pressão atmosférica é de 684 mm Hg, admitindo-se que a massa de gás contida no interior da bolha e a temperatura permanecem constantes?

- Uma bolha de ar forma-se no fundo de um lago, em que a pressão é de 2,2 atm. A essa pressão, a bolha tem volume de 3,6 cm<sup>3</sup>. Que volume terá essa bolha quando subir à superfície, na qual a pressão atmosférica é de 684 mm Hg, admitindo-se que a massa de gás contida no interior da bolha e a temperatura permanecem constantes?

$$\text{início} \left\{ \begin{array}{l} P_1 = 2,2 \text{ atm} \\ V_1 = 3,6 \text{ cm}^3 \end{array} \right.$$

$$\text{fim} \left\{ \begin{array}{l} P_2 = 684 \text{ mm Hg} = 0,9 \text{ atm} \\ V_2 = ? \end{array} \right.$$

$T = \text{constante}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{2,2 \text{ atm} \cdot 3,6 \text{ cm}^3}{0,9 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 8,8 \text{ cm}^3$$

- Um balão selado, quando cheio de ar, tem volume de  $50,0 \text{ m}^3$  a  $22^\circ \text{C}$  e a uma dada pressão. O balão é aquecido. Assumindo-se que a pressão é constante, a que temperatura estará o balão quando seu volume for  $60,0 \text{ m}^3$ ?



- Um balão selado, quando cheio de ar, tem volume de 50,0 m<sup>3</sup> a 22 °C e a uma dada pressão. O balão é aquecido. Assumindo-se que a pressão é constante, a que temperatura estará o balão quando seu volume for 60,0 m<sup>3</sup>?

$$\text{início} \left\{ \begin{array}{l} V_1 = 50,0 \text{ m}^3 \\ T_1 = 22 \text{ °C} = 295 \text{ K} \end{array} \right.$$

$$\text{fim} \left\{ \begin{array}{l} V_2 = 60,0 \text{ m}^3 \\ T_2 = ? \end{array} \right.$$

P = constante

$$\frac{V_1}{T_1} \cdot \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1}$$

$$T_2 = \frac{295 \text{ K} \cdot 60,0 \text{ m}^3}{50,0 \text{ m}^3}$$

$$T_2 = 354 \text{ K} = t = 81 \text{ °C}$$

# Volume molar

**Volume molar de gases** é o volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura.

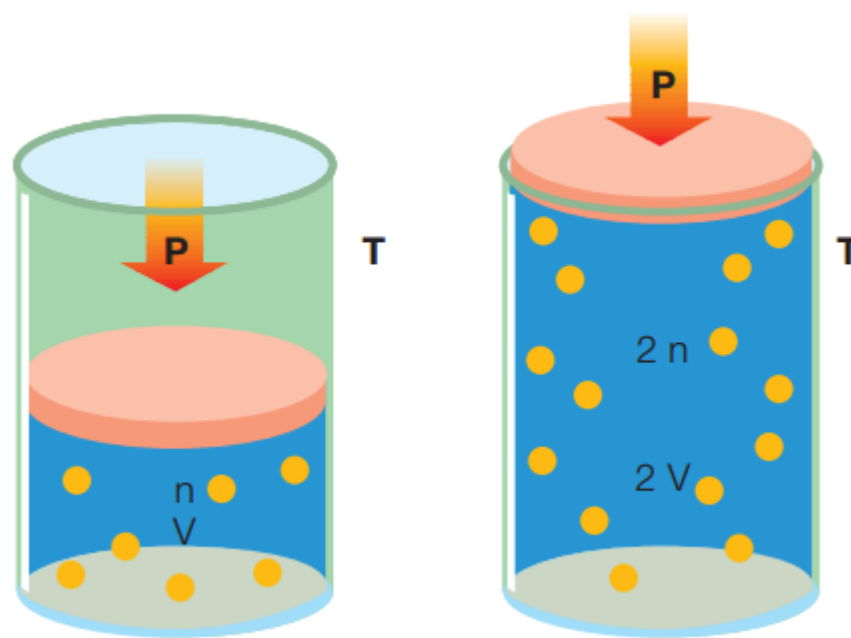
Quando não muda as condições de temperatura e pressão

a relação entre o volume e o número de mol é constante

$$\frac{V}{n} = k$$

Nas condições da CNTP: pressão de 1atm e Temperatura de 273 K (0° C), temos:

**volume molar** = 22,4 L/mol ou 22,4 L mol<sup>-1</sup> nas CNTP



# EQUAÇÃO DE ESTADO DOS GASES PERFEITOS

Para 1 mol de qualquer gás  $\frac{PV}{T} = R$ .

O valor de **R** nas CNTP pode, então, ser calculado:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101 \cdot 325 \text{ kPa}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$

$$V_{\text{Molar}} = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$$

$$\frac{PV}{T} = R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L mol}^{-1}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

▶ Volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam a mesma quantidade de substância em mol ou moléculas.

$$R = 62,3 \text{ mm Hg L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$R = 8,31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

- Um balão A contém 8,8 g de  $\text{CO}_2$  e um balão B contém  $\text{N}_2$ . Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de  $\text{N}_2$  no balão B. (Dados: massas atômicas:  $\text{C} = 12$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{N} = 14$ )

- Um balão A contém 8,8 g de CO<sub>2</sub> e um balão B contém N<sub>2</sub>. Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de N<sub>2</sub> no balão B. (Dados: massas atômicas: C = 12; O = 16; N = 14)

Pela Hipótese de Avogadro, temos:

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{N}_2} \quad \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} \quad \therefore \quad \frac{8,8 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{m_{\text{N}_2}}{28 \text{ g mol}^{-1}} \quad \therefore \quad m_{\text{N}_2} = 5,6 \text{ g}$$

Qual o volume de um balão contendo 44,0 g de gás hélio, utilizado em parques de diversões ou em propaganda, num dia em que a temperatura é 32 °C, e a pressão do balão é 2,50 atm? (**Dados:**  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; massa molar do He = 4,0 g mol<sup>-1</sup>)

Qual o volume de um balão contendo 44,0 g de gás hélio, utilizado em parques de diversões ou em propaganda, num dia em que a temperatura é 32 °C, e a pressão do balão é 2,50 atm? (**Dados:**  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; massa molar do He =  $4,0 \text{ g mol}^{-1}$ )

### SOLUÇÃO

$$P = 2,50 \text{ atm}$$

$$V = ?$$

$$m = 44,0 \text{ g}$$

$$\text{massa molar} = M = 4,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$T = 32 \text{ °C} = 305 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$PV = n R T$$

$$PV = \frac{m}{M} R T$$

$$V = \frac{m R T}{MP}$$

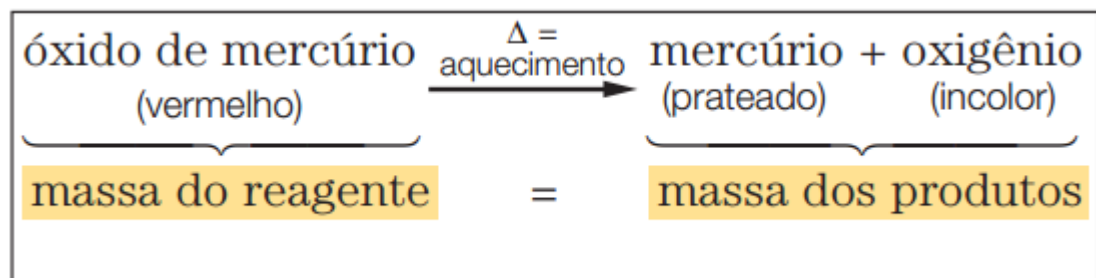
$$V = \frac{44,0 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 305 \text{ K}}{4,0 \text{ g mol}^{-1} \cdot 2,5 \text{ atm}}$$

$$\Rightarrow V = 110 \text{ L}$$

# ESTEQUIOMETRIA DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

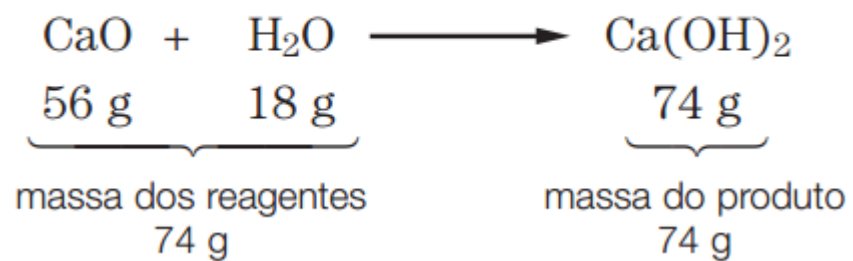
Lavoisier formulou essa lei depois de realizar uma experiência com óxido de mercúrio





Num sistema fechado, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos.

Vejamos um exemplo numérico:



$$2 \text{ latas de leite condensado} + 4 \text{ colheres de sopa de chocolate em pó} + 1 \text{ colher de sopa de manteiga} \longrightarrow 50 \text{ brigadeiros}$$

Se a proporção não for essa, o resultado será bem diferente do esperado.

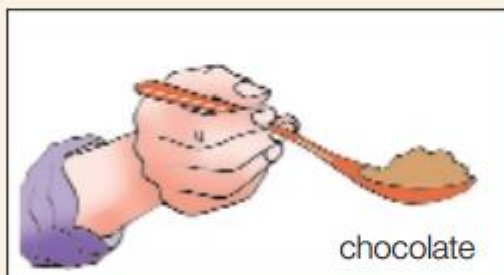
Vamos, agora, relacionar quantidades.

- Se decidirmos fazer uma quantidade maior de brigadeiros e, para tanto, utilizarmos 10 latas de leite condensado em vez de 2, precisaremos também acertar as quantidades dos outros ingredientes. Para 10 latas de leite condensado, serão necessárias quantas colheres de sopa de chocolate meio amargo em pó e de manteiga?

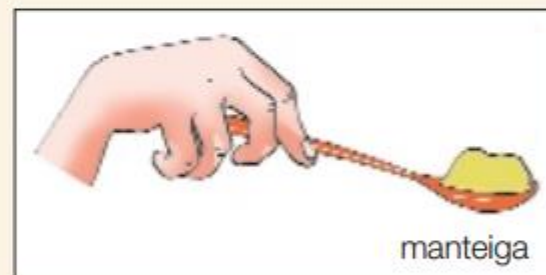
### Resolução



+



+

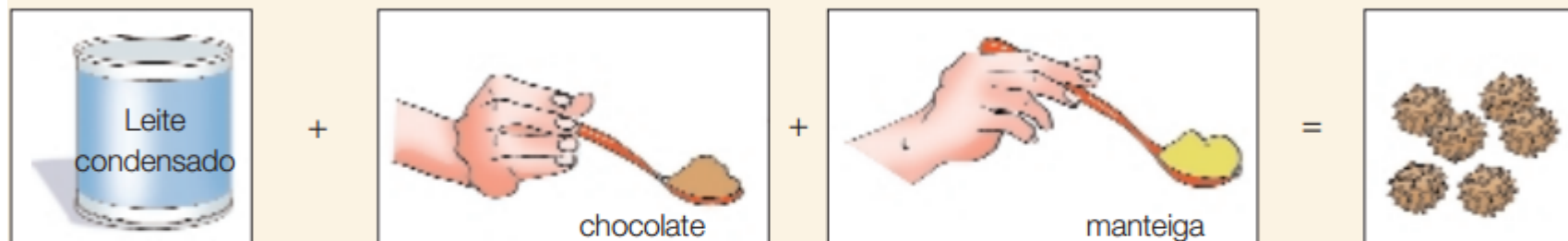


proporção:	2	_____	4	_____	1
então:	10	_____	x	_____	y
			x = 20		y = 5

Logo, serão necessárias  $\begin{cases} 20 \text{ colheres de sopa de chocolate em pó} \\ 5 \text{ colheres de sopa de manteiga} \end{cases}$

De quanto de cada ingrediente necessitaremos para preparar 500 brigadeiros?

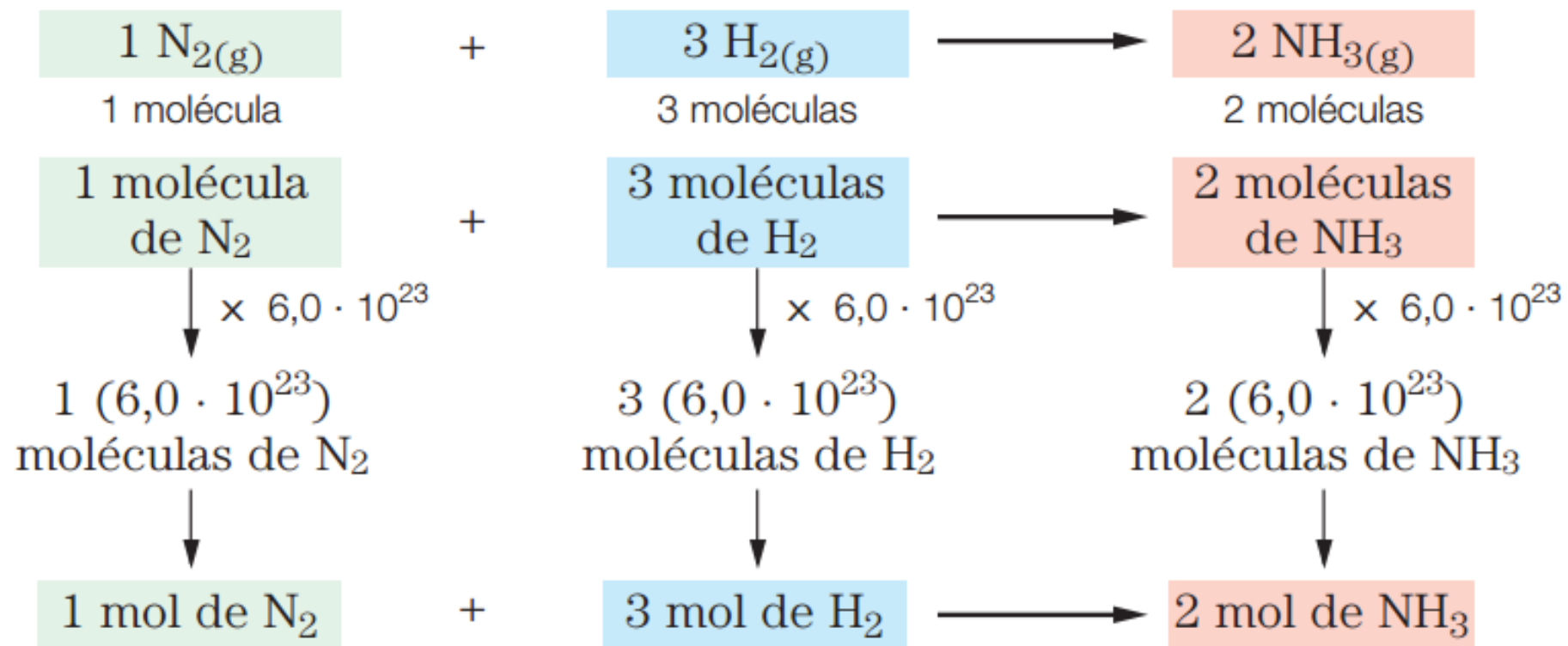
### Resolução



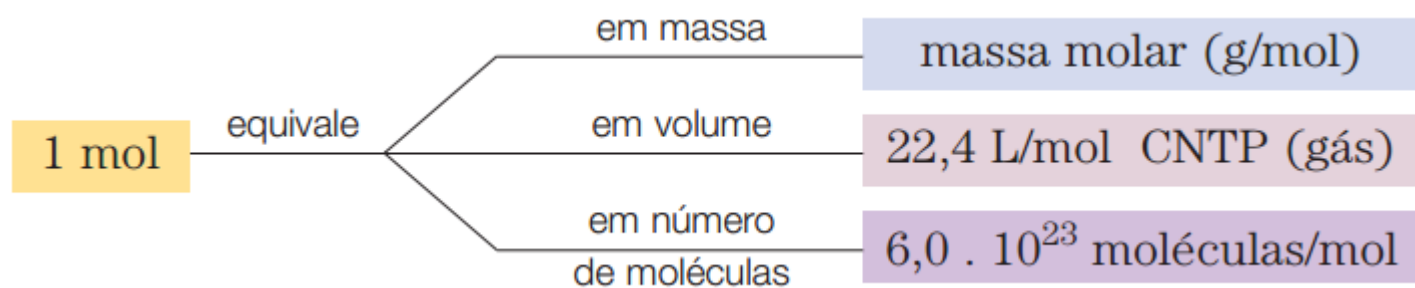
$$\begin{array}{lcl} \text{proporção:} & 2 & 4 & 1 & 50 \\ \text{então:} & \underline{\quad} & \underline{\quad} & \underline{\quad} & \underline{\quad} \\ & \mathbf{z} & \mathbf{x} & \mathbf{y} & \\ & \mathbf{z} = 20 & \mathbf{x} = 40 & \mathbf{y} = 10 & 500 \end{array}$$

Logo, serão necessárias

- 20 latas de leite condensado
- 40 colheres de sopa de chocolate em pó
- 10 colheres de sopa de manteiga



- Dependendo do que o exercício pede, do que você procura, podemos usar o mol de várias formas:

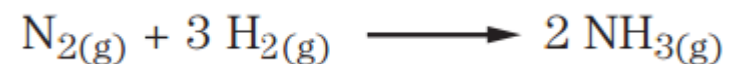


- É o mesmo mol, mas visto de maneiras diferentes.

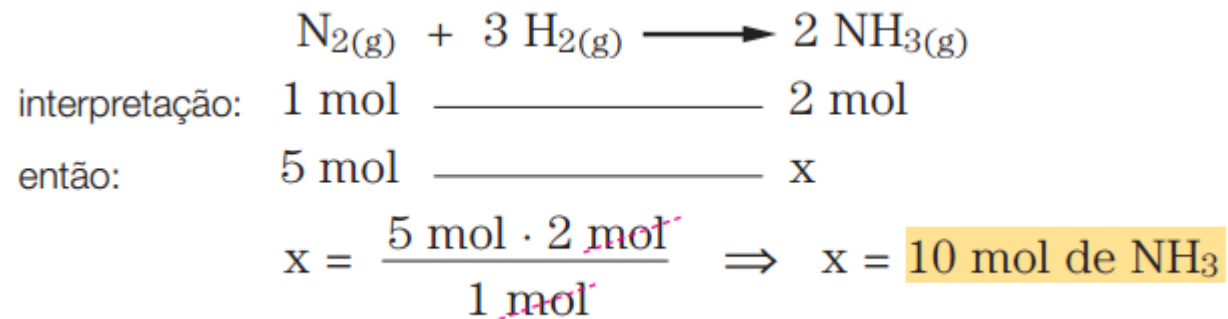
- Sabendo as massas atômicas  $N = 14$  e  $H = 1$ , podemos escrever a equação de formação de amônia de diversos modos:

Interpretação	1 N <sub>2(g)</sub>	+	3 H <sub>2(g)</sub>	→	2 NH <sub>3(g)</sub>
molecular	1 molécula 1 ( $6,0 \cdot 10^{23}$ ) moléculas		3 moléculas 3 ( $6,0 \cdot 10^{23}$ ) moléculas		2 moléculas 2 ( $6,0 \cdot 10^{23}$ ) moléculas
número de mol	1 mol		3 mol		2 mol
massa	28 g		6 g		34 g
volume (CNTP)	22,4 L		67,2 L		44,8 L

- ▶ calcular o número de mol de amônia produzido na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio.

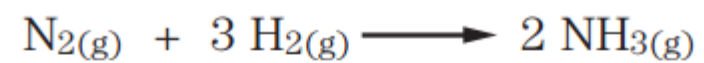


- ▶ 1º - balancear a equação.
- ▶ 2º - colocar as informações dadas e uma letra na informação que o exercício pede.
- ▶ 3º - calcular usando a regra de 3.



- determinar a massa de amônia produzida na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (Dado: massa molar do NH<sub>3</sub> = 17 g/mol)





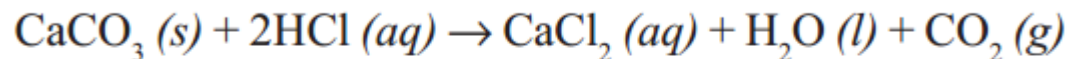
interpretação: 1 mol  $\longrightarrow$  2 mol

adequação: 1 mol  $\longrightarrow$  2 (17 g)

então: 5 mol  $\longrightarrow$  x

$$x = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 17 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow x = 170 \text{ g de NH}_3$$

A limpeza de pisos de mármore normalmente é feita com solução de ácido clorídrico comercial (ácido muriático). Essa solução ácida ataca o mármore, desprendendo gás carbônico, segundo a reação descrita pela equação:



Considerando a massa molar do  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$ , o volume molar de 1 mol de  $\text{CO}_2$  nas CNTP = 22,4 L e supondo que um operário, em cada limpeza de um piso de mármore, provoque a reação de 7,5 g de carbonato de cálcio, o volume de gás carbônico formado nas CNTP será de

- (A) 3,36 L.
- (B) 1,68 L.
- (C) 0,84 L.
- (D) 0,42 L.
- (E) 0,21 L.

Lembrar:

Que número de mol é  
massa ( $g = m$ ) por massa  
molar ( $g/mol = M$ )  
 $n = m/M$

Na cntp, cada mol ocupa  
espaço de 22,4 litros