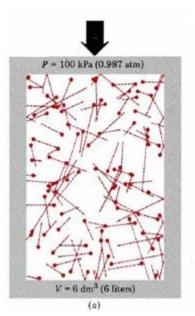
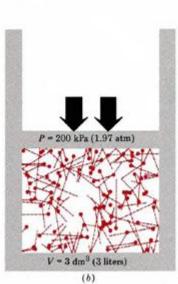
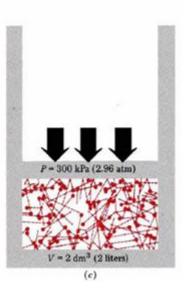
# Gases ideais e estequiometria das reações químicas

## 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.









# Constantes usadas nos cálculos de gases

- pressão (P)  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr} \approx 10^5 \text{ Pa (pascal)}^* = 1,0 \text{ bar}$
- volume (V)

O volume equivale ao recipiente o qual o gás está:

$$1 \text{ m}^3 - 1000 \text{ L}$$
  $1 \text{ dm}^3 - 1 \text{ L}$   $1 \text{ L} - 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL}$ 

temperatura (T)

A temperatura usada nos cálculos está em Kelvin

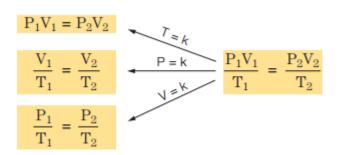
$$T_{K} = t_{C} + 273$$

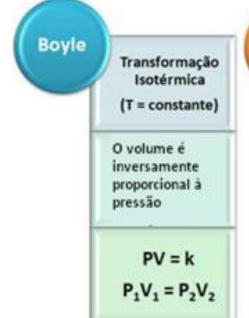
quantidade de substância, número de mol (n)

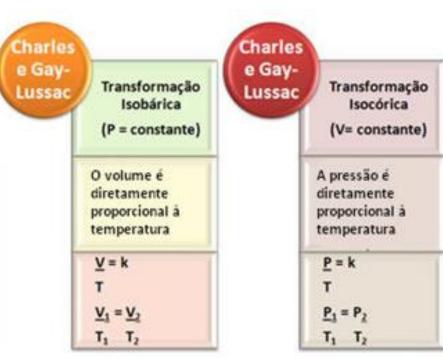
$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{Massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1})} \qquad \therefore \qquad n = \frac{m}{M}$$

# 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:







► 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 cm3. Que volume terá essa bolha quando subir à superfície, na qual a pressão atmosférica é de 684 mm Hg, admitindose 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 cm3. Que volume terá essa bolha quando subir à superfície, na qual a pressão atmosférica é de 684 mm Hg, admitindose que a massa de gás contida no interior da bolha e a temperatura permanecem constantes?

início 
$$\begin{cases} P_1 = 2.2 \text{ atm} \\ V_1 = 3.6 \text{ cm}^3 \end{cases}$$
 
$$V_1 = P_2 V_2$$
 
$$V_2 = P_1 V_1 = P_2 V_2$$
 
$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{2.2 \text{ atm} \cdot 3.6 \text{ cm}^3}{0.9 \text{ atm}}$$
 
$$V_2 = 8.8 \text{ cm}^3$$

► Um balão selado, quando cheio de ar, tem volume de 50,0 m3 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 m3? Um balão selado, quando cheio de ar, tem volume de 50,0 m3 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 m3?

início 
$$\begin{cases} V_1 = 50,0 \text{ m}^3 \\ T_1 = 22 \text{ °C} = 295 \text{ K} \end{cases} \qquad P = \text{constante}$$

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

fim 
$$\begin{cases} V_2 = 60,0 \text{ m}^3 \\ T_2 = ? \end{cases}$$

P = constante

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

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

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

## Volume molar

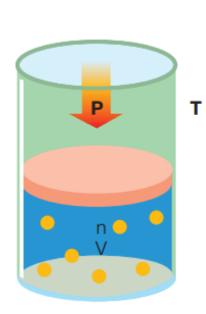
**Volume molar de gases** é o volume ocupado por um mol de qualquer gás, a uma determinada pressão e temperatura.

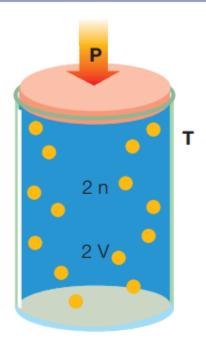
Quando não muda as condições de temperatura e pressão

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  $\frac{PV}{T} = R$ .

$$\frac{PV}{T} = R$$
.

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

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101 \cdot 325 \text{ kPa}$$
 
$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$$
 
$$V_{\text{Molar}} = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$$
 
$$\frac{\text{PV}}{\text{T}} = \text{R} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L mol}^{-1}}{273 \text{ K}} \implies \text{R} = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

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

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

$$\mathbf{R} = 8.31 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

► Um balão A contém 8,8 g de CO2 e um balão B contém N2. Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de N2 no balão B. (Dados: massas atômicas: C = 12; O = 16; N = 14)

► Um balão A contém 8,8 g de CO2 e um balão B contém N2. Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de N2 no balão B. (Dados: massas atômicas: C = 12; O = 16; N = 14)

Pela Hipótese de Avogadro, temos:

$$n_{CO_2} = n_{N_2}$$
  $\frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}}$   $\therefore$   $\frac{8.8 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{m_{N_2}}{28 \text{ g mol}^{-1}}$   $\therefore$   $m_{N_2} = 5.6 \text{ g}$ 

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 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>; 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 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>; massa molar do He = 4,0 g mol<sup>-1</sup>)

#### SOLUÇÃO

$$P = 2,50 \text{ atm}$$
  
 $V = ?$   
 $m = 44,0 \text{ g}$   
 $massa \text{ molar} = M = 4,0 \text{ g mol}^{-1}$   
 $T = 32 \text{ °C} = 305 \text{ K}$   
 $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ 

PV = n R T  

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

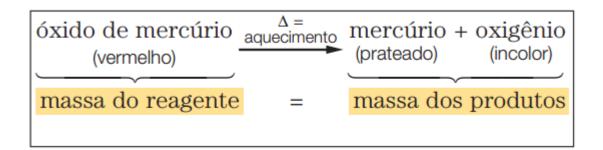
$$V = \frac{44.0 \text{ g} \cdot 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} 305 \text{ K}^{-1}}{4.0 \text{ g mol}^{-1} \cdot 2.5 \text{ atm}}$$

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

# 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.

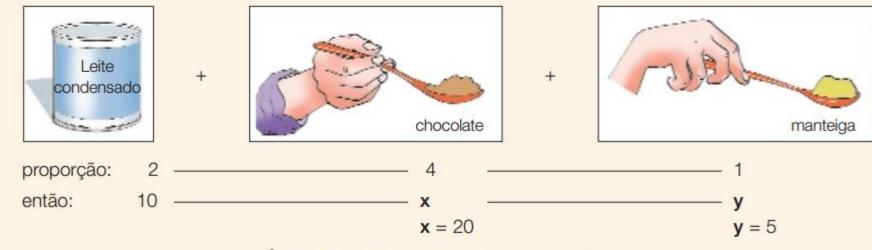
#### Vejamos um exemplo numérico:

2 latas de leite condensado + 4 colheres de sopa de chocolate em pó + 1 colher de sopa de de manteiga - 50 brigadeiros

Se a proporção não for essa, o resultado será bem diferente do esperado. Vamos, agora, relacionar quantidades.

1. 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



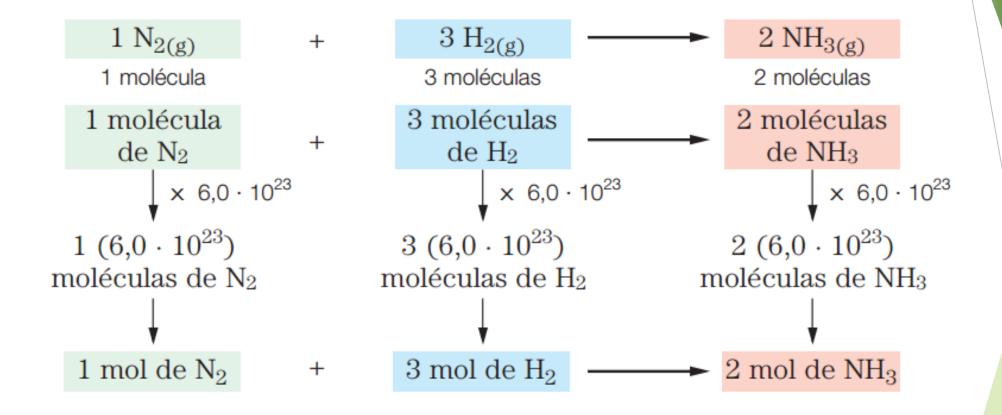
Logo, serão necessárias 5 colheres d

20 colheres de sopa de chocolate em pó 5 colheres de sopa de manteiga De quanto de cada ingrediente necessitaremos para preparar 500 brigadeiros?

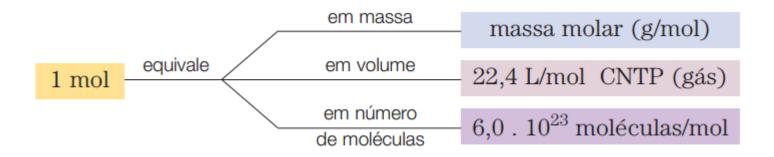
#### Resolução



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>
	1 molécula	3 moléculas	2 moléculas
molecular	1 (6,0 · 10 <sup>23</sup> )	3 (6,0 · 10 <sup>23</sup> )	2 (6,0 · 10 <sup>23</sup> )
	moléculas	moléculas	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.

$$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \longrightarrow 2 NH_{3(g)}$$

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

$$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \longrightarrow 2 NH_{3(g)}$$
 interpretação:  $1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$  então:  $5 \text{ mol} \longrightarrow x$  
$$x = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \implies x = 10 \text{ mol de NH}_3$$

 determinar a massa de amônia produzida na reação de 5 mol de gás nitrogênio com quantidade suficiente de gás hidrogênio. (Dado: massa molar do NH3 = 17 g/mol)

$$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \longrightarrow 2 NH_{3(g)}$$
 interpretação:  $1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$  adequação:  $1 \text{ mol} \longrightarrow 2 (17 \text{ g})$  então:  $5 \text{ mol} \longrightarrow x$  
$$x = \frac{5 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 17 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \implies x = 170 \text{ g de NH}_3$$

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:

 $CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$ Considerando a massa molar do  $CaCO_3 = 100$  g/mol, o volume molar de 1 mol de  $CO_2$  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 passa molar (g/mol = M) n = m/M

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