



OBJETIVO

ITA Química Livro do Professor

7



Actinídeos	Sólidos
Gases nobres	Outros metais
	Não-Metais
	Gases nobres



25 Mn Manganês 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Níquel 58.6934	36 Kr Criptônio 83.80
43 Tc Técnetio (98)	44 Ru Rútenio 101.07	45 Rh Ródio 102.90550	46 Pd Paládio 106.42	47 Ag Prata 107.8682
75 Re Rênio 186.207	76 Os Osmínio 190.23	77 Ir Iridio 192.222	78 Pt Platina 195.084	79 Au Ouro 196.96657





MÓDULOS 25 e 26

Equação de Estado – Leis dos Gases – Densidade dos Gases

1. Equação de Estado do Gás

É uma equação que relaciona a pressão do gás (P), o volume do gás (V), a temperatura na escala kelvin (T) e a quantidade em mols do gás (n).

$$PV = nRT$$

ou

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

m = massa do gás

M = massa molar do gás

R = constante universal dos gases (o valor é fornecido)

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$R = 62,3 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$R = 8,315 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

A equação de estado se aplica a substâncias no estado gasoso, com a temperatura necessariamente na escala kelvin e com P e V nas mesmas unidades que R. Os livros de ensino médio no Brasil costumam chamar a expressão

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ de **Equação de Clapeyron**.

Observações

- pressão

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101,3 \text{ kPa}$$

- volume

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L} \quad 1 \text{ L} = 10^3 \text{ mL} = 10^3 \text{ cm}^3$$

- temperatura

$$T = t + 273$$

T = temperatura na escala kelvin

t = temperatura em graus Celsius

2. Fatos experimentais verificados para uma amostra de gás

- Uma amostra de gás com n e T constantes

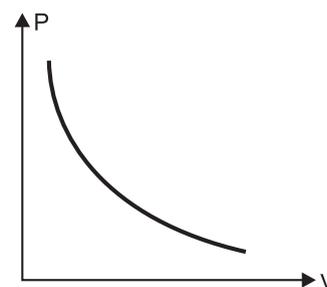
Para uma quantidade fixa de gás a uma dada temperatura constante, a **pressão** e o **volume** são **inversamente proporcionais** (transformação isotérmica, **Lei de Boyle**).

Matematicamente:

$$P \cdot V = \text{constante ou}$$

$$P \cdot V = k \text{ ou } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Gráfico:



Dedução:

$$P = \frac{nRT}{V} \text{ constante} \Rightarrow P = \frac{k}{V}$$

- Uma amostra de gás com n e P constantes

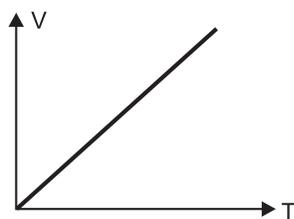
Para uma quantidade fixa de gás, mantida a pressão constante, o **volume** é **diretamente proporcional** à **temperatura na escala kelvin** (transformação isobárica, **Lei de Charles**).

Matematicamente:

$$\frac{V}{T} = \text{constante ou } \frac{V}{T} = k \text{ ou}$$

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

Gráfico:



Dedução:

$$V = \frac{n R T}{\text{constante}} \Rightarrow V = k \cdot T$$

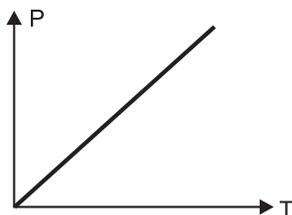
- **Uma amostra de gás com n e V constantes**

Para uma quantidade fixa de gás, mantida a volume constante, a **pressão é diretamente proporcional à temperatura na escala kelvin, (transformação isométrica ou isocórica, Lei de Gay-Lussac).**

Matematicamente:

$$\frac{P}{T} = \text{constante ou } \frac{P}{T} = k \text{ ou } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Gráfico:



Dedução:

$$P = \frac{n R T}{\text{constante}} \Rightarrow P = k \cdot T$$

3. Equação geral dos gases

As Leis de Boyle, Charles e Gay-Lussac podem ser reunidas em uma única expressão, conhecida como equação geral dos gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

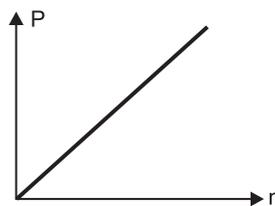
4. Comparando amostras de gás com V e T constantes

A **pressão e a quantidade em mols do gás são diretamente proporcionais** (V e T constantes).

Matematicamente:

$$\frac{P}{n} = \text{constante ou } \frac{P}{n} = k \text{ ou } \frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$$

Gráfico:



Dedução:

$$P = \frac{n R T}{\text{constante}} \Rightarrow P = k \cdot n$$

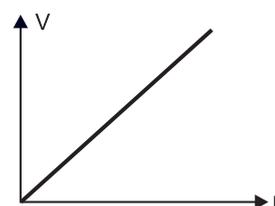
5. Comparando amostras de gás com P e T constantes

O volume e a **quantidade em mols do gás são diretamente proporcionais** (P e T constantes).

Matematicamente:

$$\frac{V}{n} = \text{constante ou } \frac{V}{n} = k \text{ ou } \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Gráfico:



Dedução:

$$V = \frac{n R T}{\text{constante}} \Rightarrow V = k \cdot n$$

6. Densidade dos gases

A densidade de um gás, **d** , como a de qualquer substância, é a massa da amostra dividida por seu volume,

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

Como a massa da amostra é igual à quantidade em mols

multiplicada pela massa molar, $m = n M$, e $n = \frac{PV}{RT}$, tem-se que:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{M n}{V} = \frac{M (PV/RT)}{V}$$

$$d = \frac{PM}{RT}$$

Pode-se ver que, para pressão e temperatura fixas, quanto maior for a massa molar do gás, maior será a densidade.

As densidades dos gases aumentam quando eles são comprimidos, mas diminuem quando eles são aquecidos.

compressão: $\uparrow P$ $\uparrow d$

aquecimento: $\uparrow T$ $\downarrow d$

Exercícios

1. **(ITA-SP)** – Assumindo um comportamento ideal dos gases, assinale a opção com a afirmação CORRETA.

- De acordo com a Lei de Charles, o volume de um gás torna-se maior quanto menor for a sua temperatura.
- Numa mistura de gases contendo somente moléculas de oxigênio e nitrogênio, a velocidade média das moléculas de oxigênio é menor do que as de nitrogênio.
- Mantendo-se a pressão constante, ao aquecer um mol de gás nitrogênio sua densidade irá aumentar.
- Volumes iguais dos gases metano e dióxido de carbono, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam as mesmas densidades.
- Comprimindo-se um gás a temperatura constante, sua densidade deve diminuir.

Dados: Massas molares em g/mol: N_2 : 28,02; O_2 : 32.

RESOLUÇÃO:

a) Lei de Charles (transformação isobárica): o aumento da temperatura provoca a expansão dos gases (aumento de volume).

b) Como a temperatura é constante, a energia cinética média das moléculas é a mesma; portanto quanto menor a massa molar, maior é a velocidade de difusão.

$$M_{N_2} = 28,02 \text{ g/mol} \quad M_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$E_{C \text{ média}} = \frac{m v^2}{2} = k \cdot T$$

$$v = \sqrt{\frac{2 k T}{m}}$$

c) Na equação:

$$d = \frac{PM}{RT}, \text{ sob pressão constante, quanto maior a}$$

temperatura, menor a densidade.

d) Volumes iguais de gases quaisquer, na mesma pressão e temperatura, apresentam o mesmo número de moléculas (Hipótese de Avogadro). Quanto maior a massa molecular, maior a densidade.

e) Na transformação isotérmica, o aumento da pressão diminui o volume; portanto aumenta a densidade.

Resposta: B

2. **(ITA-SP)** – Um vaso de pressão com volume interno de 250 cm^3 contém gás nitrogênio (N_2) quimicamente puro, submetido à temperatura constante de 250°C e pressão total de 2,0 atm. Assumindo que o N_2 se comporta como gás ideal, assinale a opção CORRETA que apresenta os respectivos valores numéricos do número de moléculas e da massa específica em kg m^{-3} desse gás, quando exposto às condições de pressão e temperatura apresentadas.

a) $3,7 \times 10^{21}$ e 1,1 b) $4,2 \times 10^{21}$ e 1,4

c) $5,9 \times 10^{21}$ e 1,4 d) $7,0 \times 10^{21}$ e 1,3

e) $8,7 \times 10^{21}$ e 1,3

Dados: massa molar do N_2 : 28,02g/mol

$$R = 8,21 \cdot 10^{-2} \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

RESOLUÇÃO:

Mediante os dados apresentados, podemos encontrar o número de mols (n) fazendo uso da Equação de Clapeyron, como se segue:

$$PV = nRT$$

$$(2,0 \text{ atm}) \cdot (0,250 \text{ L}) = n \cdot (8,21 \cdot 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot (523 \text{ K})$$

$$n = 1,164 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Conhecendo-se a Constante de Avogadro, pode-se encontrar o número de moléculas no vaso em questão da seguinte maneira:

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1,164 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \text{ ————— } x$$

$$x \approx 7,01 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

* Cálculo da massa de N_2 :

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } 28,02 \text{ g}$$

$$7,01 \cdot 10^{21} \text{ moléculas} \text{ ————— } y$$

$$y = 0,3263 \text{ g de } N_2$$

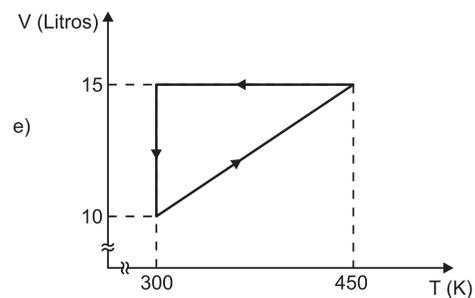
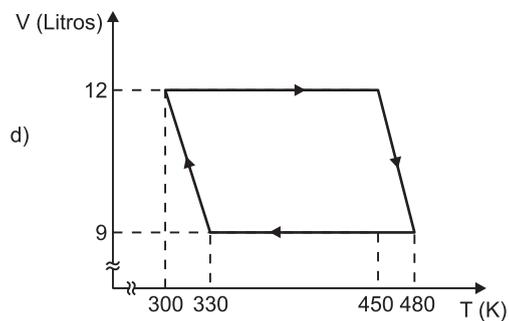
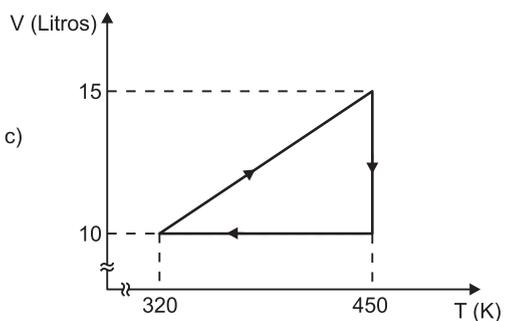
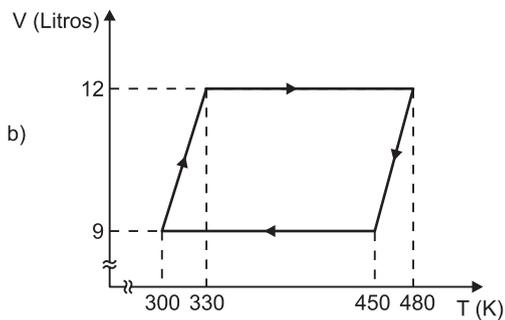
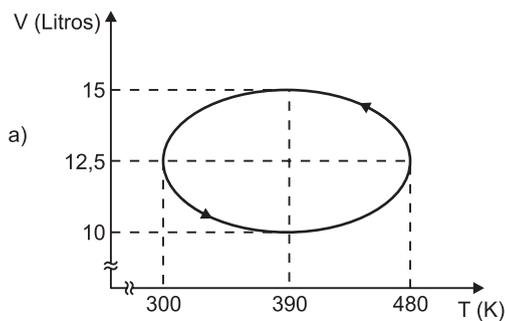
* Cálculo da massa específica do N_2 :

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow d = \frac{0,3263 \text{ g}}{0,250 \text{ L}} \rightarrow d = 1,305 \text{ g/L}$$

$$d \approx 1,3 \text{ g/L}$$

Resposta: D

3. (IME) – As alternativas abaixo representam processos hipotéticos envolvendo 2 mols de um gás ideal, contido em um conjunto cilindro-pistão. Assinale a alternativa que apresenta mais de três estados (V, T) nos quais a pressão é máxima:



RESOLUÇÃO:

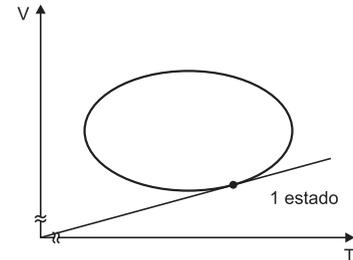
$$PV = n R T \therefore \frac{V}{T} = \frac{n R}{P}$$

Para que se tenha pressão máxima, devemos ter $\frac{n R}{P}$ com valor

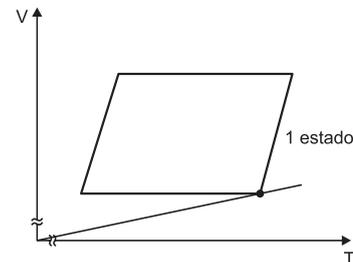
mínimo, isto é, $\frac{V}{T} = K_{\text{mínimo}}$ (equação de uma reta passando

pela origem com a menor inclinação possível).

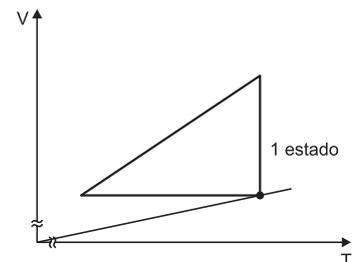
a) ponto mínimo:
 $V > 10$
 $T > 390$



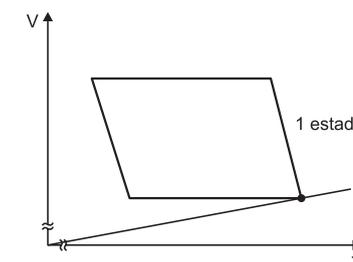
b) ponto mínimo $\frac{9}{450}$



c) ponto mínimo $\frac{10}{480}$

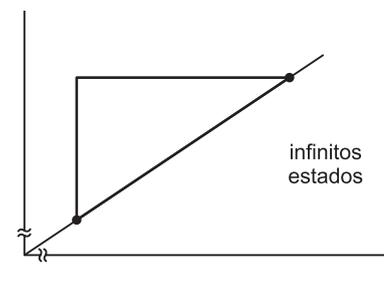


d) ponto mínimo $\frac{9}{480}$



e) Infinitos pontos mínimos dos quais dois são os seguintes:

$$\frac{10}{300} = \frac{15}{450}$$



Resposta: E

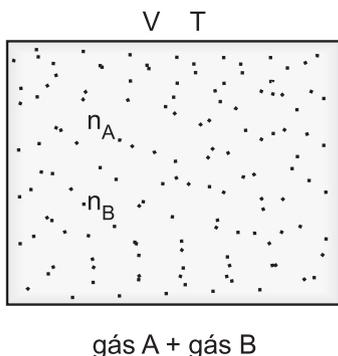
MÓDULOS 27 e 28

Mistura de Gases – Lei de Graham

1. Introdução

Misturas gasosas são muito comuns em nosso dia a dia. O ar atmosférico, formado principalmente por N_2 e O_2 , é sem dúvida a mistura gasosa mais comum. O “gás de botijão” é uma mistura formada principalmente pelos gases butano (C_4H_{10}) e propano (C_3H_8). Nos cilindros dos mergulhadores, muitas vezes o gás oxigênio é misturado com o gás hélio. E assim por diante.

Vamos considerar uma mistura de dois gases: A e B. Na mistura, existem n_A mols de A e n_B mols de B. Admita que a mistura ($n_{total} = n_A + n_B$) esteja contida num volume conhecido V e numa temperatura conhecida T.



2. Cálculo da pressão da mistura gasosa usando a equação de estado ($PV = nRT$)

$$P_{total} \cdot V = n_{total} RT \quad \text{ou} \quad P_{total} = n_{total} \frac{RT}{V}$$

3. Conceito de pressão parcial (p)

A pressão que cada gás (gás A e gás B) exerce numa mistura é chamada de **pressão parcial**.

John Dalton foi o primeiro a enunciar que a pressão de uma mistura gasosa é igual à soma das pressões parciais dos diferentes gases da mistura (lei de Dalton das pressões parciais).

Matematicamente podemos escrever a lei de Dalton das pressões parciais como

$$P_{total} = p_A + p_B$$

onde p_A e p_B são as pressões parciais dos gases A e B.

4. Cálculo da pressão parcial (p)

a) usando a equação de estado

$$\text{gás A: } p_A V = n_A RT$$

$$\text{gás B: } p_B V = n_B RT$$

b) em função da fração em mols (x) e da pressão total

$$\text{gás A: } \frac{n_A}{n_{total}} = \frac{p_A}{P_{total}}$$

$$p_A = \frac{n_A}{n_{total}} \cdot P_{total}$$

$$x_A = \frac{n_A}{n_{total}} = \text{fração em mols}$$

$$p_A = x_A \cdot P_{total}$$

$$\text{gás B: } \frac{n_B}{n_{total}} = \frac{p_B}{P_{total}}$$

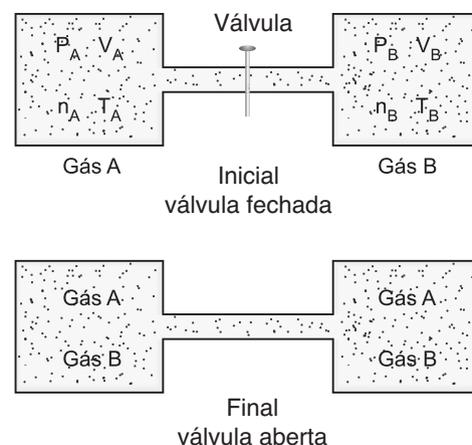
$$p_B = \frac{n_B}{n_{total}} \cdot P_{total}$$

$$p_B = \frac{n_B}{n_{total}} \cdot P_{total}$$

$$x_B = \frac{n_B}{n_{total}} = \text{fração em mols}$$

$$p_B = x_B \cdot P_{total}$$

5. Recipientes ligados por uma válvula



É importante perceber que os dados do problema (P_A e P_B) são as pressões antes da mistura, e não suas pressões parciais (p_A e p_B) (que só existem na mistura).

a) Cálculo da pressão da mistura

Abrindo a válvula, temos:

$$n_{\text{total}} = n_A + n_B$$

$$V = V_A + V_B$$

$$\frac{P_{\text{total}} V}{R T} = \frac{P_A V_A}{R T_A} + \frac{P_B V_B}{R T_B}$$

$$\boxed{\frac{P_{\text{total}} V}{T} = \frac{P_A V_A}{T_A} + \frac{P_B V_B}{T_B}}$$

b) Cálculo da pressão parcial (p)

gás A: $n_A(\text{antes}) = n_A(\text{mistura})$

$$\frac{P_A V_A}{R T_A} = \frac{p_A V}{R T}$$

$$\boxed{\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{p_A V}{T}}$$

gás B: $n_B(\text{antes}) = n_B(\text{mistura})$

$$\frac{P_B V_B}{R T_B} = \frac{p_B V}{R T}$$

$$\boxed{\frac{P_B V_B}{T_B} = \frac{p_B V}{T}}$$

Nota

Geralmente a temperatura se mantém constante ($T = T_A = T_B$).

6. Efusão gasosa

É a passagem (vazamento) de um gás através de um pequeno orifício ou de paredes porosas.

Exemplo:

Uma bexiga contendo gás hidrogênio murcha mais rápido que uma bexiga contendo gás neônio.

7. Lei de Graham

Na mesma pressão e temperatura, as velocidades de efusão de dois gases são inversamente proporcionais às raízes quadradas de suas densidades.

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}} \quad \text{ou} \quad \frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Exemplo:

$$\frac{v_{\text{H}_2}}{v_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{H}_2}}}$$

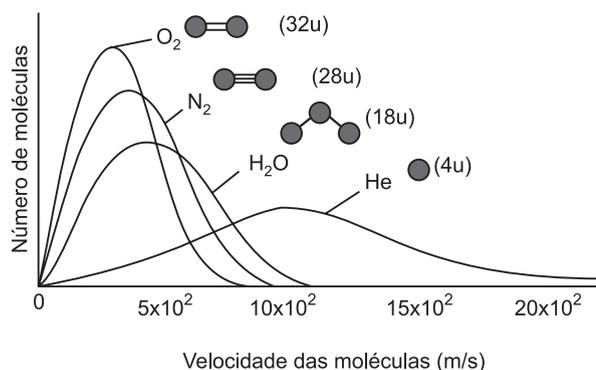
$$\frac{v_{\text{H}_2}}{v_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}}$$

$$\frac{v_{\text{H}_2}}{v_{\text{O}_2}} = 4$$

O gás hidrogênio é quatro vezes mais rápido que o gás oxigênio.

8. Distribuição das Velocidades das Moléculas

O gráfico mostra a influência da massa molecular na distribuição das velocidades das moléculas. A uma determinada temperatura, quanto maior a massa molecular menor a velocidade média.



$$v_{\text{O}_2} < v_{\text{N}_2} < v_{\text{H}_2\text{O}} < v_{\text{He}}$$

Exercícios

1. (ITA-SP) – Um recipiente contendo gás hidrogênio (H_2) é mantido à temperatura constante de 0°C . Assumindo que, nessa condição, o H_2 é um gás ideal e sabendo-se que a velocidade média das moléculas desse gás, nessa temperatura, é de $1,85 \times 10^3 \text{ m s}^{-1}$, assinale a alternativa correta que apresenta o valor calculado da energia cinética média, em J, de uma única molécula de H_2 .

- a) $3,1 \times 10^{-24}$ b) $5,7 \times 10^{-24}$ c) $3,1 \times 10^{-21}$
d) $5,7 \times 10^{-21}$ e) $2,8 \times 10^{-18}$

Dados: Constante de Avogadro: $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$

Massa molar: H: 1,01g/mol

RESOLUÇÃO:

Massa de 1 molécula de H_2 :

$$2,02\text{g} \text{ ————— } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$x \text{ ————— } 1 \text{ molécula}$$

$$x = \frac{2,02}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 0,33 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 3,3 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Cálculo da energia cinética média de uma molécula:

$$E_{\text{cin}} = \frac{m v^2}{2}$$

$$E_{\text{cin}} = \frac{3,3 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot (1,85 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1})^2}{2}$$

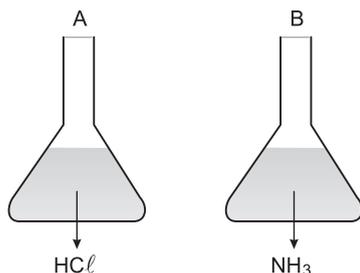
$$E_{\text{cin}} = 5,65 \cdot 10^{-21} \text{ kg m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$$

$$E_{\text{cin}} = 5,7 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

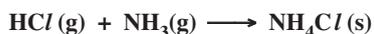
Resposta: D

2. (ITA-SP) – Dois frascos, A e B, contêm soluções aquosas concentradas em HCl e NH_3 , respectivamente. Os frascos são mantidos aproximadamente a um metro de distância entre si, à mesma temperatura ambiente. Abertos os frascos, observa-se a formação de um aerossol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerossol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.

Dados: massas molares em g/mol: HCl : 36,5; NH_3 : 17.

RESOLUÇÃO:

A formação de um aerossol branco deve-se à reação:

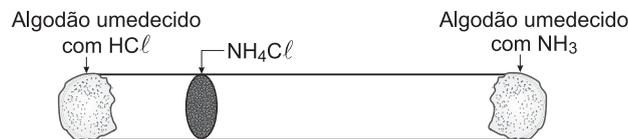


A reação ocorre mais próxima do frasco de HCl , porque quanto menor a massa molar, maior a velocidade de difusão gasosa:

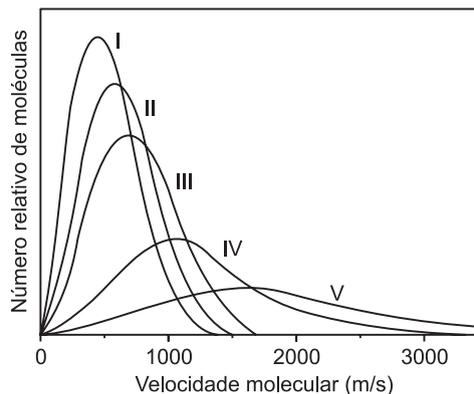
$$HCl : M = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$NH_3 : M = 17,0 \text{ g/mol}$$

Se realizássemos o experimento em um tubo de vidro, teríamos:



3. (ITA-SP) – A figura mostra cinco curvas de distribuição de velocidade molecular para diferentes gases (I, II, III, IV e V) a uma dada temperatura.



Assinale a opção que relaciona corretamente a curva de distribuição de velocidade molecular a cada um dos gases.

- I = H_2 , II = He, III = O_2 , IV = N_2 e V = H_2O .
- I = O_2 , II = N_2 , III = H_2O , IV = He e V = H_2 .
- I = He, II = H_2 , III = N_2 , IV = O_2 e V = H_2O .
- I = N_2 , II = O_2 , III = H_2 , IV = H_2O e V = He.
- I = H_2O , II = N_2 , III = O_2 , IV = H_2 e V = He.

Dados: massas molares em g/mol: H = 1, He = 4, O = 16, N = 14.

RESOLUÇÃO:

Quanto maior a massa molecular do gás, menor a velocidade média molecular.

$$MM_{O_2} > MM_{N_2} > MM_{H_2O} > MM_{He} > MM_{H_2}$$

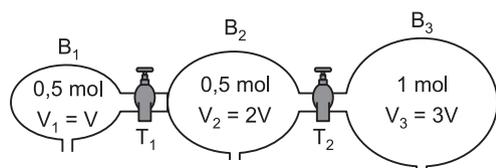
Foram dadas as curvas de Gauss de distribuição de velocidade. Podemos concluir que

$$v_{O_2} < v_{N_2} < v_{H_2O} < v_{He} < v_{H_2}$$



Resposta: B

4. A figura abaixo mostra um sistema de três balões de vidro, contendo gás nitrogênio (N_2) nas quantidades e nos volumes indicados. Esses balões são interligados por meio das torneiras T_1 e T_2 , inicialmente fechadas.



Considerando que N_2 comporta-se como um gás ideal e que a temperatura nos três balões é a mesma e permanece constante, classifique as seguintes afirmativas em verdadeiras ou falsas.

- I. A pressão em B_1 é igual à pressão em B_2 .
- II. Os produtos P_1V_1 , P_2V_2 e P_3V_3 são iguais entre si.
- III. Se apenas a torneira T_1 for aberta, a pressão em B_2 ficará igual à pressão em B_3 .
- IV. Se apenas a torneira T_2 for aberta, haverá maior difusão do gás de B_3 para B_2 .
- V. Se as torneiras T_1 e T_2 forem abertas, o número de mols em B_1 continuará sendo igual a 0,5.

Assinale a alternativa correta:

- a) Apenas as afirmativas II, IV e V são verdadeiras.
- b) Apenas as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- c) Apenas as afirmativas I, II, IV e V são verdadeiras.
- d) Todas as afirmativas são verdadeiras.
- e) Apenas as afirmativas III e IV são verdadeiras.

RESOLUÇÃO:

I. Falsa

$$P_1 = \frac{0,5 RT}{V} \quad P_2 = \frac{0,5 RT}{2V}$$

II. Falsa

$$P_1V_1 = P_2V_2 = 0,5 RT \quad P_3V_3 = RT$$

III. Verdadeira

$$P = \frac{1RT}{3} \quad P_3 = \frac{1RT}{3}$$

IV. Verdadeira

$$P_3 > P_2$$

V. Falsa

Igual P e T, proporção em volume = proporção em mols

$$x + 2x + 3x = 2 \quad x = \frac{1}{3}$$

Resposta: E

exercícios-tarefa

❑ Módulos 25 e 26 – Equação de Estado – Leis dos Gases – Densidade dos Gases

1. Dois recipientes, A e B, de igual capacidade (V) e à mesma temperatura (T), contêm a mesma massa (m) dos gases H_2 e Cl_2 .

	A	B
	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 40px; margin: 0 auto;"> H_2 </div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: 40px; margin: 0 auto;"> Cl_2 </div>
Volume	V	V
Massa	m	m
Temperatura	T	T

DADOS

Massas molares (g/mol):

H 1

Cl 35,5

A esse respeito, são feitas as afirmações:

- I. Em ambos os recipientes, a pressão exercida pelos gases H_2 e Cl_2 é a mesma.
- II. No recipiente A, que contém H_2 , a pressão é maior do que no recipiente B, que contém Cl_2 .
- III. Embora as massas sejam iguais, o número de partículas em A é maior do que em B.

É correto o que se afirma apenas em:

- a) I. b) I e II. c) III. d) I e III. e) II e III.

2. Três recipientes fechados, providos de êmbolos móveis, contêm a mesma quantidade (mol) do único gás especificado: N_2 no recipiente 1; CO no recipiente 2 e CO_2 no recipiente 3. Considerando a temperatura medida em kelvin e a pressão em atm, são feitas as afirmações seguintes.

- I. Se a pressão e a temperatura forem as mesmas, as massas específicas dos gases nos recipientes 1 e 2 serão praticamente iguais.
- II. Se a pressão e a temperatura forem as mesmas, as massas específicas dos gases nos recipientes 2 e 3 serão praticamente iguais.

III. Se a temperatura for a mesma, mas a pressão no interior do recipiente 1 for o dobro da pressão no recipiente 2, a massa específica do gás no recipiente 1 será praticamente o dobro da massa específica do gás no recipiente 2.

Está(ão) correta(s) apenas

- a) I e III b) I e II c) II e III
d) III e) I, II e III

Dados: massas molares em g/mol:

N = 14,01; C = 12,01; O = 16,00

❑ Módulos 27 e 28 – Mistura de Gases – Lei de Graham

1. Assinale o que for correto.
01. Considere um gás confinado em um cilindro que contém um pistão, a $27^\circ C$, ocupando um volume de 350mL. Mantendo-o à pressão constante e resfriando o sistema para $17^\circ C$, ocorrerá o movimento do pistão devido à expansão do volume para 362mL.
02. A – $23^\circ C$, uma amostra de gás exerce uma pressão de 750mmHg em um recipiente fechado. Se a temperatura for elevada para $27^\circ C$, a pressão do sistema se elevará para 900mmHg.
04. Nas CNTP, o volume ocupado por um mol do gás ozônio (O_3) é igual a $2/3$ do volume ocupado por um mol do gás oxigênio (O_2).
08. Nas CNTP, o volume ocupado por $3,01 \times 10^{22}$ moléculas do gás He é igual a 1,12 litro.
16. Em uma mistura gasosa constituída de 22g de CO_2 e 64g de O_2 , o gás oxigênio contribui quatro vezes mais que o gás carbônico na pressão total exercida pela mistura gasosa.

Dadas as massas molares: $CO_2 = 44g/mol$ e $O_2 = 32g/mol$

2. Duas substâncias, x e y, foram utilizadas para molhar chumaços de algodão, que posteriormente foram colocados nas extremidades de um tubo de vidro. Após 15 segundos, verificou-se a formação de um anel branco a 59,5cm da extremidade que contém o algodão com x e a 40,6cm da extremidade que contém o algodão com y. Sabendo-se que a massa molar da substância x é 17g/mol, calcule a massa molar da substância y.

resolução dos exercícios-tarefa

■ MÓDULOS 25 E 26

1. Massas molares em g/mol:

$$H_2 \Rightarrow 2 \times 1g/mol = 2g/mol$$

$$Cl_2 \Rightarrow 2 \times 35,5g/mol = 71g/mol$$

- I. **Falsa.** Como as massas são as mesmas, teremos uma maior quantidade de matéria e, portanto, um maior número de partículas no recipiente A (H_2). Logo, a pressão interna no recipiente A será maior.

$$n_{H_2} = \frac{m}{2g/mol}; n_{Cl_2} = \frac{m}{71g/mol}; n_{H_2} > n_{Cl_2}$$

II. Correta.

$$PV = n \cdot R \cdot T$$

Quanto maior o valor de n, maior a pressão.

$$\text{Recipiente A: } P_A \cdot V = \frac{m}{2} \cdot R \cdot T$$

$$\text{Recipiente B: } P_B \cdot V = \frac{m}{71} \cdot R \cdot T$$

$$\therefore P_A > P_B$$

III. Correta.

$$n_{H_2} > n_{Cl_2}$$

Resposta: E

2. A densidade é dada por

$$d = \frac{PM}{RT}$$

I. Correta

$$\begin{pmatrix} P_1 = P_2 \\ T_1 = T_2 \end{pmatrix}$$

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{P_1 \cdot 28,02}{RT_1}}{\frac{P_2 \cdot 28,01}{RT_2}} \therefore d_1 = d_2$$

II. Errada

$$\begin{pmatrix} P_2 = P_3 \\ T_2 = T_3 \end{pmatrix}$$

$$\frac{d_2}{d_3} = \frac{\frac{P_2 \cdot 28,01}{RT_2}}{\frac{P_3 \cdot 44,01}{RT_3}} \therefore d_3 = 1,57d_2$$

III. Correta

$$\begin{pmatrix} T_1 = T_2 \\ P_1 = 2P_2 \end{pmatrix}$$

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{\frac{P_1 \cdot 28,02}{RT_1}}{\frac{P_2 \cdot 28,01}{RT_2}}$$

$$\Rightarrow \frac{d_1}{d_2} = \frac{2P_2 \cdot 28,02}{RT_1} \therefore d_1 = 2d_2$$

Resposta: A

■ MÓDULOS 27 E 28

1. 01) Falso.

O volume diminuirá para 338mL.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$\frac{350\text{mL}}{(27 + 273)\text{K}} = \frac{V_2}{(17 + 273)\text{K}}$$

$$V_2 = \frac{350 \cdot 290}{300} \text{ (mL)}$$

$$V_2 = 338\text{mL}$$

02) Correto.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

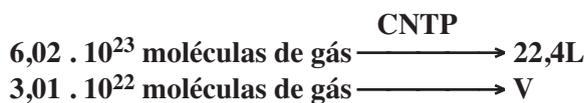
$$\frac{750\text{mmHg}}{(-23 + 273)\text{K}} = \frac{P_2}{(27 + 273)\text{K}}$$

$$P_2 = \frac{750 \cdot 300}{250} \text{ (mmHg)}$$

$$P_2 = 900\text{mmHg}$$

04) Falso.

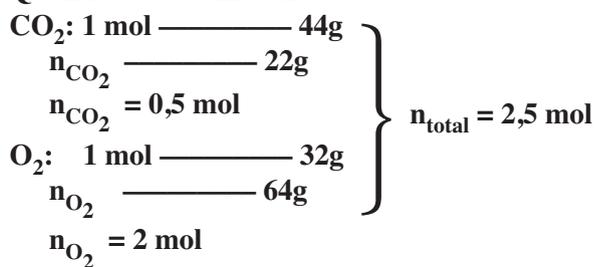
Se as condições de pressão e temperatura são as mesmas, uma mesma quantidade de matéria ocupa um mesmo volume.

08) *Correto.*

$$V = 1,12\text{L}$$

16) *Correto.*

Quantidades de matéria:



Frações em mol:

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{0,5}{2,5} = 0,20$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{2,0}{2,5} = 0,80$$

A pressão parcial é diretamente proporcional à fração em mol, ou seja, $P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}$

$$\frac{X_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{total}}}{X_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{total}}} = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{O}_2}}$$

$$\frac{0,20}{0,80} = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{O}_2}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 4 \cdot P_{\text{CO}_2}$$

$$\begin{aligned}
 2. \quad \frac{v_x}{v_y} &= \sqrt{\frac{M_y}{M_x}} \\
 \frac{59,5\text{cm}/15\text{s}}{40,6\text{cm}/15\text{s}} &= \sqrt{\frac{M_y}{17\text{g/mol}}} \\
 \left(\frac{59,5}{40,6}\right)^2 &= \left(\sqrt{\frac{M_y}{17}}\right)^2 \Rightarrow 2,149 = \frac{M_y}{17} \Rightarrow
 \end{aligned}$$

$$\Rightarrow M_y = 36,53\text{g/mol}$$

