

ESTUDO DOS GASES

INTRODUÇÃO

O estudo dos gases é de grande importância na compreensão de fatos que ocorrem no nosso cotidiano, tais como: um balão subir, uma bexiga murchar com o tempo, a pressão interna de pneu aumentar em dias mais quentes, etc.

ESTADO GASOSO

Os gases possuem compressibilidade grande e enorme capacidade de expansão, não apresentam volume nem forma fixa. As partículas constituintes do gás encontram-se em constante movimento desordenado.

ESTADO DE UM GÁS

Todo gás exerce uma pressão, ocupando um certo volume à determinada temperatura.

Aos valores da pressão, do volume e da temperatura chamamos de estado de um gás.

Assim, se em determinado momento uma massa de gás estiver em um recipiente com capacidade para 5 L, exercendo pressão de 4 atmosferas na temperatura de 27°C diremos que estes valores correspondem ao seu estado, neste momento.

VARIÁVEIS DE ESTADO DE UM GÁS

Os valores da pressão, do volume e da temperatura não são constantes, então, dizemos que **PRESSÃO (P)**, **VOLUME (V)** e **TEMPERATURA (T)** são variáveis de estado de um gás.

UNIDADES DAS VARIÁVEIS DE ESTADO

PRESSÃO

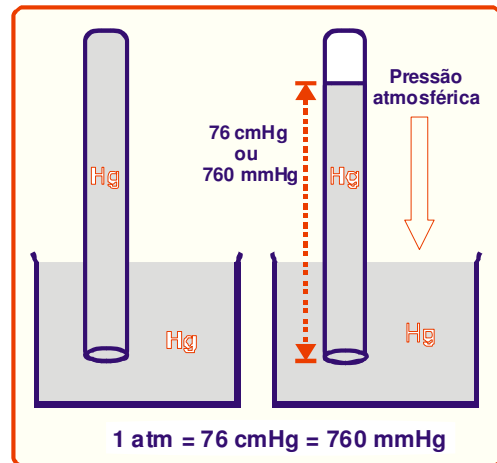
Denominamos de pressão de um gás a colisão de suas moléculas com as paredes do recipiente em que ele se encontra.

A pressão de um gás pode ser medida em **atmosfera (atm)**, **centímetro de mercúrio (cmHg)** e **milímetro de mercúrio (mmHg)**.

A pressão exercida pelo ar atmosférico, ao nível do mar, recebeu o valor de **1 atm**.

A partir deste valor determinou-se outras unidades de medidas.

Observe a experiência de Torricelli



Em homenagem a EVANGELISTA TORRICELLI a unidade mmHg é também chamada de Torricelli (Torr).

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ Torr}$$

No sistema internacional de unidade (SI) a pressão é medida em **pascal (Pa)**.

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

VOLUME

É o espaço ocupado pelo gás. No sistema internacional a unidade do volume é o **metro cúbico (m³)**.

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

TEMPERATURA

A temperatura dos gases pode ser medida em várias escalas termométricas diferentes.

Nos trabalhos científicos a unidade usada é a **escala absoluta ou Kelvin (K)**.

No Brasil é comum usarmos a escala Celsius (°C).

Verifica-se a seguinte relação entre as escalas Kelvin e Celsius.

$$T = t + 273$$

Exercícios:

- Dentre os valores abaixo, qual indica a pressão mais elevada?
 - 1,2 atm.
 - 700 mmHg.
 - 80 cmHg.
 - 0,8 atm.
 - 70 cmHg.
- O volume de 250 mL corresponde a:
 - 250 m³.
 - 2,5 cm³.
 - 2,5 L.
 - 250 cm³.
 - 0,25 m³.
- Podemos afirmar que entre os valores de temperatura abaixo, a que apresenta o valor mais baixo é:
 - 30°C.
 - 250 K.
 - 70°C.
 - 300 K.
 - 10°C.
- Um corpo apresenta uma temperatura de 37°C. Se esta temperatura for medida em Kelvin, encontraremos um valor igual a:
 - 273 K.
 - 373 K.
 - 310 K.
 - 410 K.
 - 37 K.

Gabarito: 1. D/ 2. D/3. B/4.C

TRANSFORMAÇÕES GASOSAS COM MASSA DE GÁS FIXA

Quando os valores das variáveis de estado de um gás sofrem alterações dizemos que o gás sofreu uma transformação gasosa.

Algumas transformações gasosas possuem denominações especiais.

TRANSFORMAÇÃO ISOTÉRMICA

É quando na transformação o gás mantém **constante a temperatura** e muda os valores da pressão e do volume.

Estado 1	Estado 2
$T_1 = 300 \text{ K}$	$T_2 = 300 \text{ K}$
$V_1 = 8 \text{ L}$	$V_2 = 2 \text{ L}$
$P_1 = 1 \text{ atm}$	$P_2 = 4 \text{ atm}$

TRANSFORMAÇÃO ISOBÁRICA

É quando na transformação o gás mantém **constante a pressão** e modifica os valores do volume e da temperatura.

Estado 1	Estado 2
$T_1 = 300 \text{ K}$	$T_2 = 600 \text{ K}$
$V_1 = 100 \text{ L}$	$V_2 = 200 \text{ L}$
$P_1 = 4 \text{ atm}$	$P_2 = 4 \text{ atm}$

TRANSFORMAÇÃO ISOCÓRICA

É quando o gás, na transformação, mantém **constante o volume** e altera os valores da temperatura e da pressão.

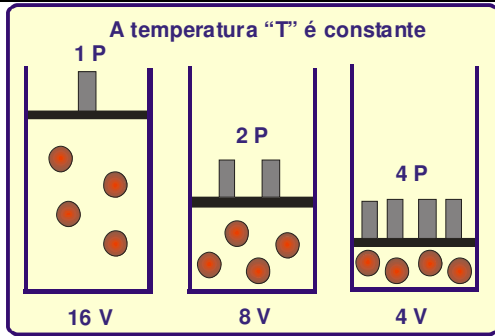
Esta transformação também é chamada de **ISOMÉTRICA** ou **ISOVOLUMÉTRICA**.

Estado 1	Estado 2
$T_1 = 300 \text{ K}$	$T_2 = 600 \text{ K}$
$V_1 = 8 \text{ L}$	$V_2 = 8 \text{ L}$
$P_1 = 2 \text{ atm}$	$P_2 = 4 \text{ atm}$

LEIS FÍSICAS DOS GASES

São leis que explicam as relações entre as grandezas **TEMPERATURA**, **PRESSÃO** e **VOLUME** nas transformações gasosas.

LEI DE BOYLE – MARIOTTE

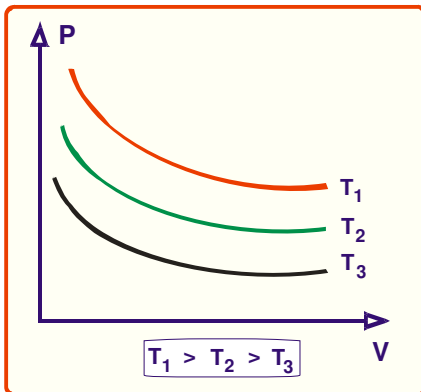


Observe que, **com a massa de gás e a temperatura constantes, a pressão exercida pelo gás é inversamente proporcional ao seu volume.**

Na matemática, quando duas grandezas são inversamente proporcionais, o produto entre elas é constante.

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Graficamente, a transformação isotérmica, pode ser representada por uma curva chamada isoterma.



Exercícios:

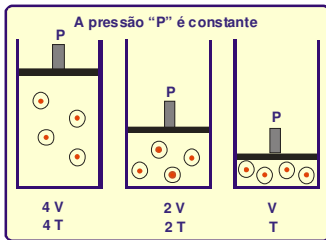
- Um cilindro com êmbolo móvel contém 100mL de CO₂ a 1,0 atm. Mantendo a temperatura constante, se quisermos que o volume diminua para 25 mL, teremos que aplicar uma pressão igual a:
 - 5 atm.
 - 4 atm.
 - 2 atm.
 - 0,4 atm.
 - 0,1 atm
- Sem alterar a massa e a temperatura de um gás, desejamos que um sistema que ocupa 800 mL a 0,2 atm passe a ter pressão de

0,8 atm. Para isso, o volume do gás deverá ser reduzido para:

- 600 mL.
 - 400 mL.
 - 300 mL.
 - 200 mL.
 - 100 mL.
- Uma certa massa de gás, é mantida com temperatura constante, apresenta 100 cm³ confinados a 1 atm de pressão. Qual o volume final da mesma massa de gás, quando a pressão passar para 4 atm?
 - 20 cm³.
 - 25 cm³.
 - 50 cm³.
 - 75 cm³.
 - 400 cm³.
 - A cada 10 m de profundidade a pressão sobre um mergulhador aumenta de 1 atm com relação à pressão atmosférica. Sabendo-se disso, qual seria o volume de 1 L de ar (comportando-se como gás ideal) inspirado pelo mergulhador ao nível do mar, quando ele estivesse a 30 m de profundidade?
 - 3 L.
 - 4 L.
 - 25 mL.
 - 250 mL.
 - 333 mL.
 - Um recipiente cúbico de aresta 20 cm contém um gás à pressão de 0,8 atm. Transfere-se esse gás para um cubo de 40 cm de aresta, mantendo-se constante a temperatura. A nova pressão do gás é de:
 - 0,1 atm.
 - 0,2 atm.
 - 0,4 atm.
 - 1,0 atm
 - 4,0 atm.
 - (PUC-SP) De acordo com a lei de Robert Boyle (1660), para proporcionar um aumento na pressão de uma determinada amostra gasosa numa transformação isotérmica, é necessário:
 - aumentar o seu volume.
 - diminuir a sua massa.
 - aumentar a sua temperatura.
 - diminuir o seu volume.
 - aumentar a sua massa.

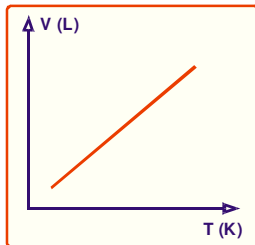
Gab. 1. B/2. D/3. B/4. E/5. C/6. D

1ª LEI DE CHARLES E GAY - LUSSAC



Podemos observar que, **mantendo-se massa de gás e pressão constante, o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.**

Graficamente, a transformação isobárica, pode ser representada por uma curva chamada isoterma.



Na matemática quando duas grandezas são diretamente proporcionais o quociente entre elas é constante.

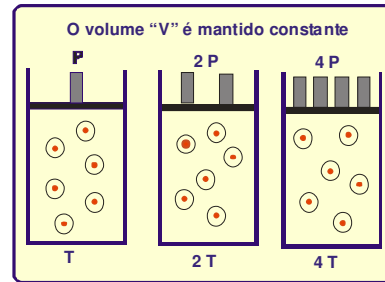
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Um recipiente com capacidade para 100 litros contém um gás à temperatura de 27°C. Este recipiente é aquecido até uma temperatura de 87°C, mantendo-se constante a pressão. O volume ocupado pelo gás a 87°C será de:
 - 50 litros.
 - 20 litros.
 - 200 litros.
 - 120 litros.
 - 260 litros.
- Um balão que contém gás oxigênio, mantido sob pressão constante, tem volume igual a 10 L, a 27°C. Se o volume for dobrado, podemos afirmar que:
 - A temperatura, em °C, dobra.
 - A temperatura, em K, dobra.
 - A temperatura, em K, diminui à metade.
 - A temperatura, em °C, diminui à metade.
 - A temperatura, em °C, aumenta de 273 K.
- Certa massa gasosa ocupa um volume de 800mL a - 23°C, numa dada pressão. Qual é a temperatura na qual a mesma massa gasosa, na mesma pressão, ocupa um volume de 1,6 L?

- 250 K.
- 350 K.
- 450 K.
- 500 K.
- 600 K.

Gab. 1. D/2. B/3. D

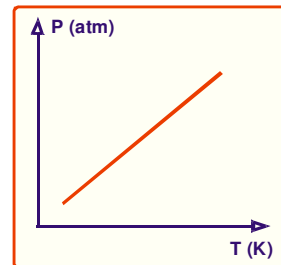
2ª LEI DE CHARLES E GAY - LUSSAC



Podemos observar que **se mantendo a massa do gás e o volume constante, a pressão exercida pelo gás e a sua temperatura absoluta são grandezas diretamente proporcionais.**

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

Graficamente, a transformação isocórica, pode ser representada por uma curva chamada isoterma.



- Um recipiente fechado contém hidrogênio à temperatura de 30°C e pressão de 606 mmHg. A pressão exercida quando se eleva a temperatura a 47°C, sem variar o volume será:
 - 120 mmHg.
 - 240 mmHg.
 - 303 mmHg.
 - 320 mmHg.
 - 640 mmHg.
- Em um dia de inverno, à temperatura de 0 °C, colocou-se uma amostra de ar, à pressão de 1,0 atm, em um recipiente de volume constante. Transportando essa amostra para um ambiente a 60°C, que pressão ela apresentará?

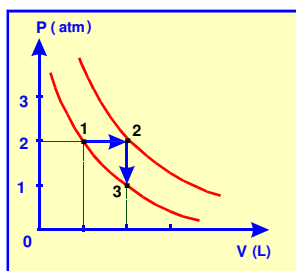
- a) 0,5 atm.
- b) 0,8 atm.
- c) 1,2 atm.
- d) 1,9 atm.
- e) 2,6 atm.

3. Um frasco fechado contém um gás a 27°C, exercendo uma pressão de 3,0 atm. Se provocarmos uma elevação na sua temperatura até atingir 227°C, qual será a sua nova pressão, mantendo-se constante o volume?

- a) 2,0 atm.
- b) 3,0 atm.
- c) 4,0 atm.
- d) 5,0 atm.
- e) 6,0 atm.

4. Durante o inverno do Alasca, quando a temperatura é de - 23°C, um esquimó enche um balão até que seu volume seja de 30 L. Quando chega o verão a temperatura chega a 27°C. Qual o inteiro mais próximo que representa o volume do balão, no verão, supondo que o balão não perdeu gás, que a pressão dentro e fora do balão não muda, e que o gás é ideal?

5. (FEI-SP) Um cilindro munido de êmbolo contém um gás ideal representado pelo ponto 1 no gráfico. A seguir o gás é submetido sucessivamente à transformação isobárica (evolui do ponto 1 para o ponto 2), isocórica (evolui do ponto 2 para o ponto 3) e isotérmica (evolui do ponto 3 para o ponto 1). Ao representar os pontos 2 e 3 nas isotermas indicadas, conclui-se que:



- a) a temperatura do gás no estado 2 é 450K.
- b) a pressão do gás no estado 3 é 2 atm.
- c) a temperatura do gás no estado 3 é 600K.
- d) o volume do gás no estado 2 é 10 L.
- e) a pressão do gás no estado 2 é 2 atm.

Gab. 1. E/2. C/3. D/4. (36 litros)/5. E

TRANSFORMAÇÃO GERAL DOS GASES

São as transformações em que **todas as grandezas (T, P e V) sofrem mudanças nos seus valores simultaneamente.**

Combinando-se as três equações vistas encontraremos uma expressão que relaciona as variáveis de estado neste tipo de transformação. Tal equação é denominada de equação geral dos gases.

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

1. Certa massa de gás hidrogênio ocupa um volume de 100 litros a 5 atm e - 73° C. A que temperatura, °C, essa massa de hidrogênio irá ocupar um volume de 1000 litros na pressão de 1 atm?

- a) 400°C.
- b) 273°C.
- c) 100°C.
- d) 127°C.
- e) 157°C.

2. Uma determinada massa de gás oxigênio ocupa um volume de 12 L a uma pressão de 3 atm e na temperatura de 27°C. Que volume ocupará esta mesma massa de gás oxigênio na temperatura de 327°C e pressão de 1 atm?

- a) 36 L.
- b) 12 L.
- c) 24 L.
- d) 72 L.
- e) 48 L.

3. Um gás ideal, confinado inicialmente à temperatura de 27°C, pressão de 15 atm e volume de 100L sofre diminuição no seu volume de 20L e um acréscimo em sua temperatura de 20°C. A pressão final do gás é:

- a) 10 atm.
- b) 20 atm.
- c) 25 atm.
- d) 30 atm.
- e) 35 atm.

4. Certa massa de um gás ocupa um volume de 20 litros a 27° C e 600 mmHg de pressão. O volume ocupado por essa mesma massa de gás a 47° C e 800 mmHg de pressão será de:

- a) 4 litros.
- b) 6 litros.
- c) 8 litros.
- d) 12 litros.
- e) 16 litros.

Gab. 1. D/2. D/3. B/4. E

CONDIÇÕES NORMAIS DE TEMPERATURA E PRESSÃO (CNTP)

Dizemos que um gás se encontra nas CNTP quando:

$$P = 1 \text{ atm ou } 760 \text{ mmHg}$$

$$T = 0^\circ\text{C ou } 273 \text{ K}$$

VOLUME MOLAR DE UM GÁS

É o volume ocupado por um mol de um gás.

Nas **CNTP** o volume molar de qualquer gás é de **22,4 L**.

Exercícios:

- Assinale a alternativa correspondente ao volume ocupado por 0,25 mol de gás carbônico (CO₂) nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP):
 - 0,25 L.
 - 0,50 L.
 - 5,60 L.
 - 11,2 L.
 - 22,4 L.
- Nas CNTP, o volume ocupado por 10g de monóxido de carbono é:

Dados: C = 12 u; O = 16 u.

 - 6,0 L.
 - 8,0 L.
 - 9,0 L.
 - 10 L.
 - 12 L.

Gab. 1. C/2. B**EQUAÇÃO DE CLAPEYRON**

A relação $\frac{P \cdot V}{T}$ constante para uma massa fixa de um gás. Se esta quantidade de gás for 1 mol a constante será representada por **R** e receberá o nome de constante universal dos gases.

Podemos calcular o seu valor considerando-se um dos estados do gás nas CNTP, isto é,

T₀ = 273 K, P₀ = 1 atm ou 760 mmHg e V₀ = 22,4 L, assim teremos:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1 \times 22,4}{273} = 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}}$$

Este valor de R é constante para 1 mol de qualquer gás, em qualquer pressão, volume e temperatura.

Generalizando, teremos para **n mols**, um valor igual a **0,082 x n**.

Então a expressão passará a ser:

$$\frac{P \cdot V}{T} = n R \text{ ou } P V = n R T$$

Se a pressão for de 760 mmHg, mantendo-se as demais unidades, a constante R será igual a **62,3 mmHg. L / K . mol**.

Exercícios:

- Podemos afirmar que 5 mols de moléculas de gás oxigênio submetido a 27°C e ocupando o volume de 16,4 litros exercerão uma pressão de:
 - 3,0 atm.
 - 5,0 atm.
 - 3,5 atm.
 - 7,5 atm.
 - 2,5 atm.
- O volume ocupado por 14,2g de gás cloro (Cl₂) medidos a 8,2 atm e 727° C é de:

Dado: Cl = 35,5 u

 - 1,0 litro.
 - 1,5 litros.
 - 2,0 litros.
 - 2,5 litros.
 - 3,0 litros.
- Colocando-se 2,8g de nitrogênio (N₂) num recipiente de 5,0 litros, a pressão do gás, a 0°C, será, em atm, de aproximadamente:

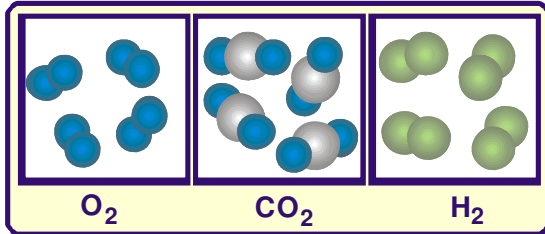
Dado: N = 14 u.

 - 0,45.
 - 0,90.
 - 1,00.
 - 1,80.
 - 5,28.
- Qual a temperatura de um gás, de modo que 2,5 mols desse gás ocupem o volume de 50 L à pressão de 1246 mmHg?
 - 250 K.
 - 300 K.
 - 350 K.
 - 400 K.
 - 450 K.

Gab. 1. D/2. C/3. A/4. D**HIPÓTESE DE AVOGADRO**

Em 1811, Amadeo Avogadro enunciou uma lei, conhecida também como hipótese de Avogadro que diz:

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



Exercícios:

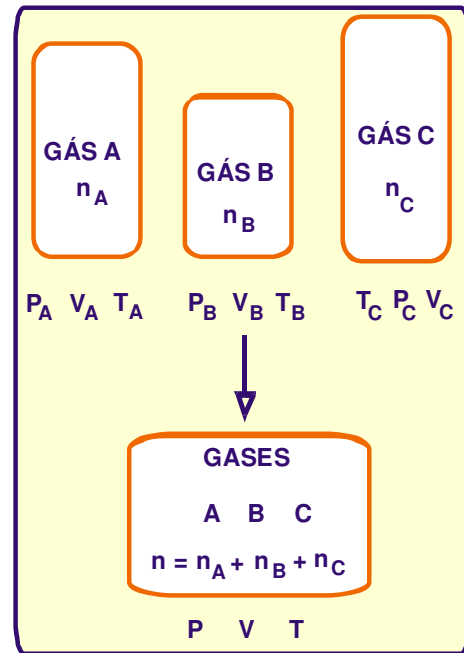
- Um balão **A** contém 8,8g de CO₂ e um balão **B** contém N₂. Sabendo que os dois balões têm igual capacidade e apresentam a mesma pressão e temperatura, calcule a massa de N₂ no balão **B**.
 Dados: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol;
 N = 14 g/mol.
 - 56g.
 - 5,6g.
 - 0,56g.
 - 4,4g.
 - 2,8g.
- (Covest) Em certas condições de temperatura e pressão, 10 litros de hidrogênio gasoso, H₂, pesam 1g. Qual seria o peso de 10 litros de hélio, He, nas mesmas condições?
 Dados: H = 1 g / mol; He = 4 g / mol
- (Fatec-SP) Dois frascos de igual volume, mantidos à mesma temperatura e pressão, contêm, respectivamente, os gases **X** e **Y**. A massa do gás **X** é 0,34g, e a do gás **Y** é 0,48g. Considerando que **Y** é o ozônio (O₃), o gás **X** é:
 Dados: H = 1 g/mol; C = 12 g/mol;
 N = 14 g/mol; O = 16 g/mol;
 S = 32 g/mol.
 - N₂.
 - CO₂.
 - H₂S.
 - CH₄.
 - H₂.

Gab. 1. B/2. (2 g)/3. C

MISTURA DE GASES

Muitos sistemas gasosos são formados por diversos tipos de gases e estas misturas funcionam como se fosse um único gás.

Observe o esquema abaixo:



Podemos estudar a mistura gasosa ou relacionar a mistura gasosa com os gases nas condições iniciais pelas expressões:

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_A V_A}{T_A} + \frac{P_B V_B}{T_B} + \frac{P_C V_C}{T_C}$$

e

$$P V = \sum n R T$$

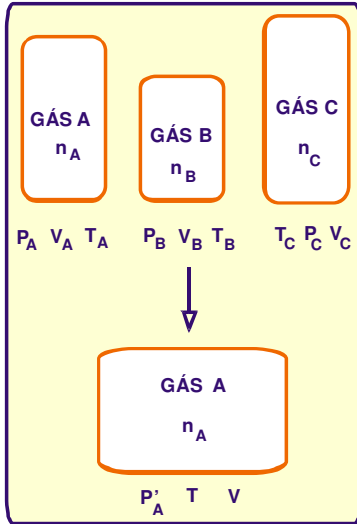
Exercícios:

- Dois gases perfeitos estão em recipientes diferentes. Um dos gases ocupa volume de 2,0 litros sob pressão de 4,0 atm e 127°C. O outro ocupa volume de 6,0 litros sob pressão de 8,0 atm a 27°C. Que volume deverá ter um recipiente para que a mistura dos gases a 227°C exerça pressão de 10 atm?
 - 5,0 L.
 - 6,0 L.
 - 7,0 L.
 - 8,0 L.
 - 9,0 L.
- Em um recipiente com capacidade para 80 litros são colocados 4,06 mols de um gás **X** e 15,24 mols de um gás **Y**, exercendo uma pressão de 6,33 atm. Podemos afirmar que a temperatura em que se encontra essa mistura gasosa é:
 - 300 K.
 - 320 K.
 - 150 K.
 - 273 K.
 - 540 K.

Gab. 1. E/2. B

PRESSÃO PARCIAL DE UM GÁS

Quando **um gás sozinho ocupa o volume da mistura, na temperatura da mistura, exerce uma pressão menor que a pressão total da mistura**. Esta pressão é chamada de **pressão parcial** deste gás.



Este raciocínio é usado para os demais gases da mistura.

Podemos aplicar nestes casos as expressões:

$$\frac{P'_A V}{T} = \frac{P_A V_A}{T_A}$$

$$P'_A V = n_A R T$$

Verifica-se que **a soma das pressões parciais de todos os componentes de uma mistura gasosa é igual à pressão total da mistura** e, esta verificação corresponde à **LEI DE DALTON**.

$$P = P'_A + P'_B + P'_C$$

Podemos relacionar a pressão total e parcial com a fração molar do gás na mistura:

$$P'_A = X_A \cdot P$$

Exercício:

- Um balão contém 32g de He e 128g de SO₂. Calcule:
 - As frações molares de cada gás.
 - As pressões parciais de cada gás quando a pressão total for igual a 1000 mmHg.

- Uma mistura de 12g de etano (C₂H₆) e 2,4g de hélio (He) foi recolhida num balão de volume igual a 22,4 L mantido a 273°C. As pressões parciais, em atm, do C₂H₆ e do He no interior do balão são, respectivamente:

Dados: H = 1g/mol; C = 12g/mol;
He = 4g/mol.

- 0,5 e 0,5.
- 0,4 e 0,6.
- 1,6 e 2,4.
- 0,8 e 1,2.
- 3,0 e 4,0.

Gab. 1.a) XHe = 0,8 e XSO₂ = 0,2
b) pHe = 800 mmHg e pSO₂ = 200 mmHg
2. D

VOLUME PARCIAL DE UM GÁS

É o **volume que um dos componentes da mistura gasosa deve ocupar, na temperatura da mistura, para exercer a pressão da mistura gasosa**.

Verifica-se que **a soma dos volumes parciais de todos os componentes da mistura gasosa é igual à mistura total**, e este fato é a **LEI DE AMAGAT**.

São válidas as relações abaixo:

$$\frac{P V'_A}{T} = \frac{P_A V_A}{T_A}$$

$$P V'_A = n_A R T$$

$$V = V'_A + V'_B + V'_C$$

$$n_A = X_A \cdot V$$

Exercício:

- Uma mistura gasosa contém 6 mols de gás hidrogênio 2 mols de gás metano e ocupa um recipiente de 82 litros. Calcule os volumes parciais destes dois gases.

Gab. 1. vH₂ = 61,5 L e vCH₄ = 20,5 L

DENSIDADE ABSOLUTA DE UM GÁS

A densidade absoluta de um gás **é o quociente entre a massa e o volume deste gás medidos em certa temperatura e pressão**.

Partindo-se da equação de Clapeyron pode-se demonstrar que esta densidade é calculada por:

$$d = \frac{P M}{R T}$$

A unidade usada é g/L.

Exercícios:

- A densidade absoluta do gás oxigênio (O_2) a $27^\circ C$ e 3 atm de pressão é:
Dado: $O = 16 u$
 - 16 g/L.
 - 32 g/L.
 - 3,9 g/L.
 - 4,5 g/L.
 - 1,0 g/L.
- A densidade de um gás desconhecido, a $98^\circ C$ e 740 mmHg, é de 2,50 g/L. A massa molecular do gás é:
 - 32,00.
 - 78,10.
 - 21,30.
 - 30,00.
 - 57,00.

Gab. 1.C/2. B

Se o gás se encontrar **nas CNTP**, além da expressão anterior, podemos calcular o seu valor pela fórmula:

$$d = \frac{M}{22,4}$$

Exercícios:

- A densidade de um gás é 1,96 g/L medida nas CNTP. A massa molar desse gás é:
 - 43,90 g / mol.
 - 47,89 g / mol.
 - 49,92 g / mol.
 - 51,32 g / mol.
 - 53,22 g / mol.
- A densidade de um gás biatômico (X_2) é igual a 1,25 g/L nas CNTP. Qual a massa de um mol de átomos do elemento X?
 - 14g.
 - 28g.
 - 12,5g.
 - 22,4g.
 - $6,0 \times 10^{23}g$.

Gab. 1. A/2. A

DENSIDADE RELATIVA DOS GASES

É obtida quando **comparamos as densidades de dois gases**, isto é, quando

dividimos as densidades dos gases, **nas mesmas condições de temperatura e pressão**.

A densidade relativa é um número adimensional.

Dados dois gases **A** e **B**, pode-se afirmar que a densidade de **A em relação a B** é:

$$d_{A,B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Uma densidade relativa muito importante é quando **comparamos o gás com o ar atmosférico, que tem MASSA MOLAR MÉDIA de 28,96 g/mol**. Neste caso teremos:

$$d_{A,Ar} = \frac{M_A}{Ar}$$

Um balão com um gás de massa molar menor que 28,9 g/mol, quando estiver solto no ar irá subir.

Exercícios:

- A densidade do gás carbônico em relação ao gás metano é igual a:
Dados: $H = 1u$; $C = 12 u$; $O = 16 u$
 - 44.
 - 16
 - 2,75.
 - 0,25
 - 5,46
- A densidade relativa do gás oxigênio (O_2) em relação ao ar atmosférico é:
Dado: $O = 16 u$
 - 16.
 - 2.
 - 0,5.
 - 1,1.
 - 1,43
- Considere 4 bexigas (balões e bolas de aniversários) cheia dos gases:
 - Balão I: hidrogênio (H_2).
 - Balão II: oxigênio (O_2).
 - Balão III: amônia (NH_3).
 - Balão IV: metano (CH_4).
 Soltando-se essas bexigas, quais delas irão subir?
Dados: $H = 1 g/mol$; $C = 12 g/mol$;
 $O = 16 g/mol$; $N = 14 g/mol$

- a) todas.
- b) I e II, somente.
- c) II e IV, somente.
- d) I, III e IV, somente.
- e) II, somente.

Gab. 1. C/2. D/3. D**EFUSÃO E DIFUSÃO DE GASES**

Uma bola de festas com um certo tempo murcha, isto ocorre porque **a bola tem poros e o gás que se encontrava dentro da bola sai por estes poros**. Este fenômeno denomina-se de **EFUSÃO**.

Quando abrimos um recipiente contendo um perfume, após certo tempo sentimos o odor do perfume. Isso ocorre porque **algumas moléculas do perfume passam para a fase gasosa e se dispersam no ar chegando até nossas narinas**. Esta dispersão recebe o nome de **DIFUSÃO**.

A velocidade de difusão e de efusão é dada pela **LEI DE GRAHAM** que diz:

“A velocidade de difusão e de efusão de um gás é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua densidade”.

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Nas mesmas condições de temperatura e pressão a relação entre as densidades é igual à relação entre suas massas molares, então:

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Exercícios:

1. (UEMA) A velocidade de difusão do gás hidrogênio é igual a 27 km/min, em determinadas condições de pressão e temperatura. Nas mesmas condições, a velocidade de difusão do gás oxigênio em km/h é de:
dados: H = 1 g/mol; O = 16 g/mol.
- a) 4 km/h.
 - b) 108 km/h.
 - c) 405 km/h.

- d) 240 km/h.
- e) 960 km/h.

2. Dentre os gases abaixo, nas mesmas condições, o que se difunde mais rápido é:
- a) Monóxido de carbono.
 - b) Ozônio.
 - c) Nitrogênio.
 - d) Amônio.
 - e) Hidrogênio.
3. A velocidade de efusão do gás hidrogênio, é seis vezes maior que a velocidade de efusão do gás X. Qual a massa molar do gás X, sabendo que a massa molar do hidrogênio é 2g/mol?
4. Dois recipientes separados, iguais, contendo, respectivamente, moléculas de hélio em um e dióxido de enxofre no outro, nas mesmas condições de pressão e temperatura, possuem orifícios por onde os gases escapam. Se a velocidade de efusão do hélio é de 6×10^3 km/h, então a velocidade de efusão do(s):
Dados: He = 4 g/mol; SO₂ = 64 g/mol.
- a) dióxido de enxofre é 4 vezes maior que a do hélio.
 - b) hélio é 8 vezes maior que a do dióxido de enxofre.
 - c) dois gases é igual.
 - d) dióxido de enxofre é $1,5 \times 10^3$ km/h.
 - e) hélio é 16 vezes menor que a do dióxido de enxofre.
5. (Mackenzie-SP) Um recipiente com orifício circular contém os gases y e z. O peso molecular do gás y é 4,0 e o peso molecular do gás z é 36,0. A velocidade de escoamento do gás y será maior em relação à do gás z:
- a) 3 vezes
 - b) 8 vezes
 - c) 9 vezes
 - d) 10 vezes
 - e) 12 vezes

Gab. 1. C/2. E/3. (72 g/mol)/ 4. D/5. A