

# *ESTUDO DOS GASES*



*PROF. AGAMENON ROBERTO*

*< 2011 >*

## 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

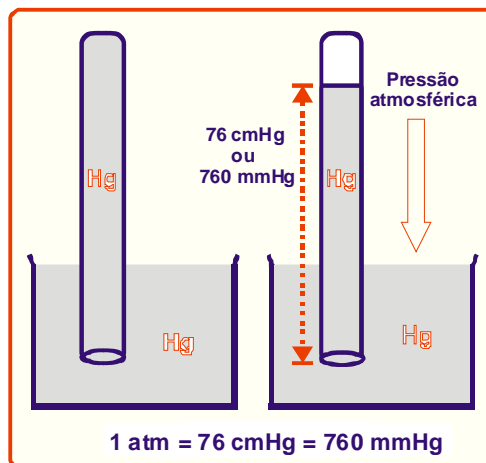
Denominamos de pressão de um gás a colisão de suas moléculas com as paredes do recipiente em que ele se encontra.

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 (m<sup>3</sup>)**.

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

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

#### 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:

- 01) Dentre os valores abaixo, qual indica a pressão mais elevada?
- 1,2 atm.
  - 700 mmHg.
  - 80 cmHg.
  - 0,8 atm.
  - 70 cmHg.
- 02) O volume de 250 mL corresponde a:
- 250 m<sup>3</sup>.
  - 2,5 cm<sup>3</sup>.
  - 2,5 L.
  - 250 cm<sup>3</sup>.
  - 0,25 m<sup>3</sup>.
- 03) 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.
- 04) 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.

### 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.

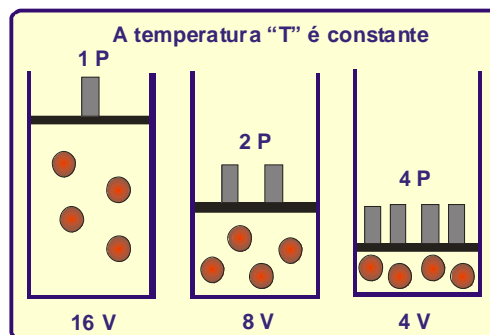
Esta transformação também é chamada de **ISOMÉTRICA** ou **ISOVOLUMÉTRICA**.

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

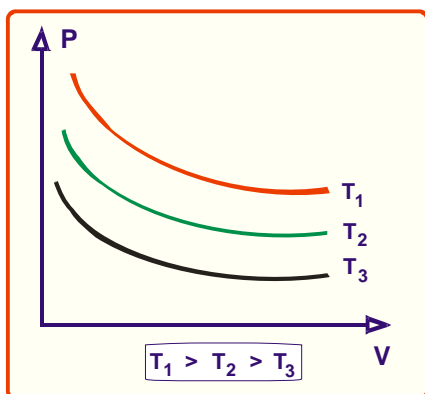


Observe que, **com a massa de gás e a temperatura constantes**, a pressão exercida pelo gás é **inversamente proporcional ao seu volume**.

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

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

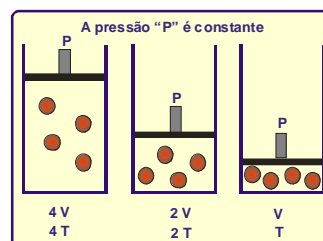
Graficamente, a transformação isotérmica, pode ser representada por uma curva chamada isoterma.



Exercícios:

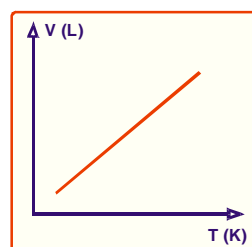
- 01) Um cilindro com êmbolo móvel contém 100mL de  $\text{CO}_2$  a 1,0 atm. Mantendo a temperatura constante, se quisermos que o volume diminua para 25 mL, teremos que aplicar uma pressão igual a:
- 5 atm.
  - 4 atm.
  - 2 atm.
  - 0,4 atm.
  - 0,1 atm.
- 02) Sem alterar a massa e a temperatura de 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.
- 03) Uma certa massa de gás, é mantida com temperatura constante, apresenta 100  $\text{cm}^3$  confinados a 1 atm de pressão. Qual o volume final da mesma massa de gás, quando a pressão passar para 4 atm?
- 20  $\text{cm}^3$ .
  - 25  $\text{cm}^3$ .
  - 50  $\text{cm}^3$ .
  - 75  $\text{cm}^3$ .
  - 400  $\text{cm}^3$ .
- 03) 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.
- 04) 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.
- 05) (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.

### 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.

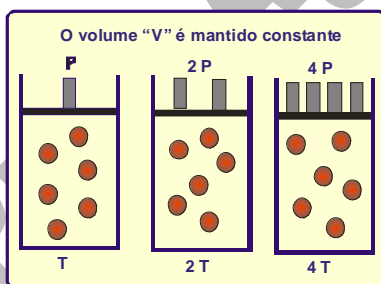


Na matemática quando duas grandezas são diretamente proporcionais o quociente entre elas é constante.

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

- 01) 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.
- 02) 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.
- 03) 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.

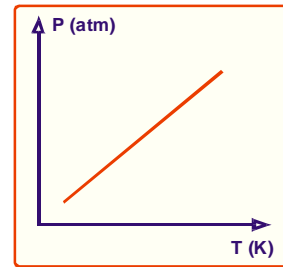
## 2ª LEI DE CHARLES E GAY – LUSSAC



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.**

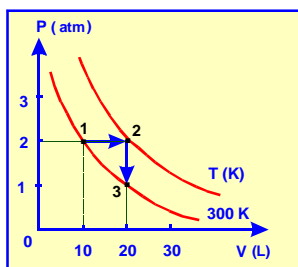
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

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



- 01) 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.
- 02) 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?
- 0,5 atm.
  - 0,8 atm.
  - 1,2 atm.
  - 1,9 atm.
  - 2,6 atm.
- 03) 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?
- 2,0 atm.
  - 3,0 atm.
  - 4,0 atm.
  - 5,0 atm.
  - 6,0 atm.
- 04)(Covest-95/F) 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?

- 05) (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 temperatura do gás no estado 2 é 450K.
- a pressão do gás no estado 3 é 2 atm.
- a temperatura do gás no estado 3 é 600K.
- o volume do gás no estado 2 é 10 L.
- a pressão do gás no estado 2 é 2 atm.

### 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.

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

- Certa massa de gás hidrogênio ocupa um volume de 100 litros a 5 atm e  $-73^\circ\text{C}$ . A que temperatura,  $^\circ\text{C}$ , essa massa de hidrogênio irá ocupar um volume de 1000 litros na pressão de 1 atm?
  - $400^\circ\text{C}$ .
  - $273^\circ\text{C}$ .
  - $100^\circ\text{C}$ .
  - $127^\circ\text{C}$ .
  - $157^\circ\text{C}$ .
- Uma determinada massa de gás oxigênio ocupa um volume de 12 L a uma pressão de 3 atm e na temperatura de  $27^\circ\text{C}$ . Que volume ocupará esta mesma massa de gás oxigênio na temperatura de  $327^\circ\text{C}$  e pressão de 1 atm?
  - 36 L.
  - 12 L.
  - 24 L.
  - 72 L.
  - 48 L.

- Um gás ideal, confinado inicialmente à temperatura de  $27^\circ\text{C}$ , pressão de 15 atm e volume de 100L sofre diminuição no seu volume de 20L e um acréscimo em sua temperatura de  $20^\circ\text{C}$ . A pressão final do gás é:
  - 10 atm.
  - 20 atm.
  - 25 atm.
  - 30 atm.
  - 35 atm.
- Certa massa de um gás ocupa um volume de 20 litros a  $27^\circ\text{C}$  e 600 mmHg de pressão. O volume ocupado por essa mesma massa de gás a  $47^\circ\text{C}$  e 800 mmHg de pressão será de:
  - 4 litros.
  - 6 litros.
  - 8 litros.
  - 12 litros.
  - 16 litros.

### CONDIÇÕES NORMAIS DE TEMPERATURA E PRESSÃO (CNTP)

Dizemos que um gás se encontra nas CNTP quando:

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

$$e$$

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

### 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 ( $\text{CO}_2$ ) 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.

### EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

A relação  $\frac{P V}{T}$  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,  **$T_0 = 273 \text{ K}$ ,  $P_0 = 1 \text{ atm}$  ou  $760 \text{ mmHg}$  e  $V_0 = 22,4 \text{ L}$** , 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  **$0,082 \times n$** .

Então a expressão passará a ser:

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

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

Exercícios:

- 01) Podemos afirmar que 5 mols de moléculas de gás oxigênio submetido a  $27^\circ\text{C}$  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.
- 02) O volume ocupado por 14,2g de gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ) medidos a 8,2 atm e  $727^\circ\text{C}$  é de:
- Dado:  $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$
- 1,0 litro.
  - 1,5 litros.
  - 2,0 litros.
  - 2,5 litros.
  - 3,0 litros.

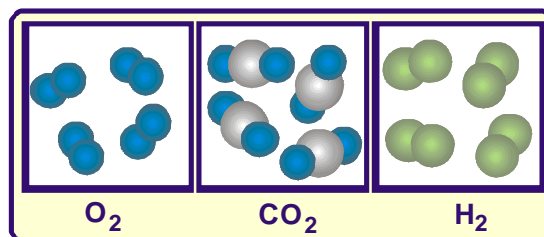
- 03) Colocando-se 2,8g de nitrogênio ( $\text{N}_2$ ) num recipiente de 5,0 litros, a pressão do gás, a  $0^\circ\text{C}$ , será, em atm, de aproximadamente:
- Dado:  $\text{N} = 14 \text{ u}$ .
- 0,45.
  - 0,90.
  - 1,00.
  - 1,80.
  - 5,28.

- 04) 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.

### 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:

- 01) Um balão **A** contém 8,8g 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:  $\text{C} = 12 \text{ g/mol}$ ;  $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$ ;  
 $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$ .
- 56g.
  - 5,6g.
  - 0,56g.
  - 4,4g.
  - 2,8g.
- 02) (Covest-2ª fase-98) Em certas condições de temperatura e pressão, 10 litros de hidrogênio gasoso,  $\text{H}_2$ , pesam 1g. Qual seria o peso de 10 litros de hélio,  $\text{He}$ , nas mesmas condições?
- Dados:  $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$ ;  $\text{He} = 4 \text{ g/mol}$

03) (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 (O<sub>3</sub>), o gás X é:

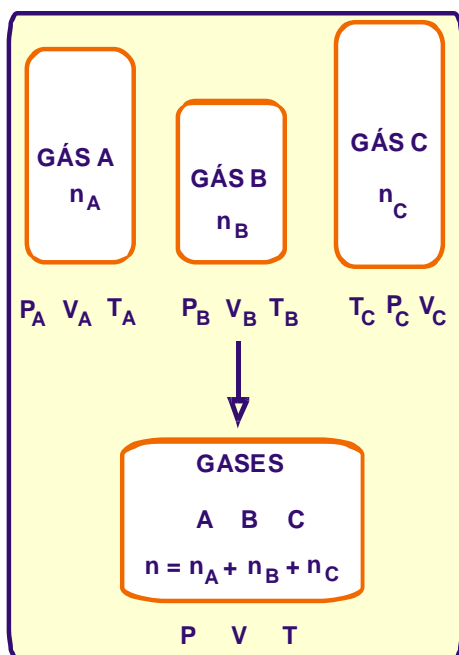
Dados: H = 1 g/mol; C = 12 g/mol;  
N = 14 g/mol; O = 16 g/mol;  
S = 32 g/mol.

- N<sub>2</sub>.
- CO<sub>2</sub>.
- H<sub>2</sub>S.
- CH<sub>4</sub>.
- H<sub>2</sub>.

### 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

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

01) 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?

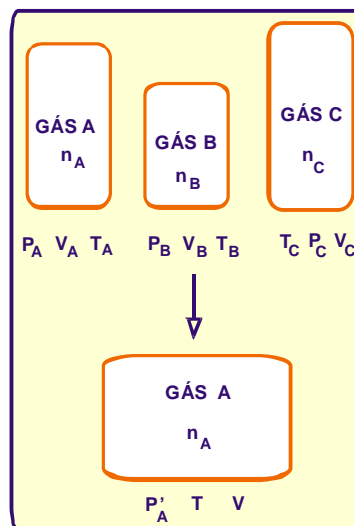
- 5,0 L.
- 6,0 L.
- 7,0 L.
- 8,0 L.
- 9,0 L.

02) 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.

### 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:

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

01) Um balão contém 32g de He e 128g de SO<sub>2</sub>. Calcule:

- As frações molares de cada gás.
- As pressões parciais de cada gás quando a pressão total for igual a 1000 mmHg.

Dados: He = 4 g/mol; SO<sub>2</sub> = 64 g/mol

02) Uma mistura de 12g de etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) 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 C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> 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.

### 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:

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

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

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

$$V'_A = X_A \cdot V$$

Exercício:

01) 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.

### 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:

01) A densidade absoluta do gás oxigênio (O<sub>2</sub>) a 27°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.

02) A densidade de um gás desconhecido, a 98°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.

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

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

Exercícios:

01) 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.

02) 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.

### 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:

01) 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

02) 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

03) 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

- todas.
- I e II, somente.
- II e IV, somente.
- I, III e IV, somente.
- II, somente.

### 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:

- 01) (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.
- 4 km/h.
  - 108 km/h.
  - 405 km/h.
  - 240 km/h.
  - 960 km/h.
- 02) Dentre os gases abaixo, nas mesmas condições, o que se difunde mais rápido é:
- Monóxido de carbono.
  - Ozônio.
  - Nitrogênio.
  - Amônio.
  - Hidrogênio.
- 03) 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?
- 04) 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  $6 \times 10^3$  km/h, então a velocidade de efusão do(s):  
Dados: He = 4 g/mol; SO<sub>2</sub> = 64 g/mol.
- dióxido de enxofre é 4 vezes maior que a do hélio.
  - hélio é 8 vezes maior que a do dióxido de enxofre.
  - dois gases é igual.
  - dióxido de enxofre é  $1,5 \times 10^3$  km/h.
  - hélio é 16 vezes menor que a do dióxido de enxofre.
- 06) (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:
- 3 vezes
  - 8 vezes
  - 9 vezes
  - 10 vezes
  - 12 vezes

## EXPERIÊNCIAS

### SOLUBILIDADE DE GÁS EM LÍQUIDO

#### 1ª experiência:

#### MATERIAL:

- Água mineral com gás.
- Seringa de 10 mL (sem agulha).
- Massa de modelar.

#### PROCEDIMENTO:

Coloque 4 mL de água gaseificada na seringa. Depois, com o bico voltado para cima, pressione o êmbolo até restarem somente 2 mL de água na seringa. Quando isso acontecer, vede o bico com a massa de modelar, coloque o bico voltado para baixo e puxe o êmbolo.

Você irá observar uma certa efervescência na água gaseificada.

#### PERGUNTAS:

- A água gaseificada é uma substância pura simples, composta ou é uma mistura?  
**É uma mistura.**
- Observando o rótulo da garrafa de água, escreva a fórmula de três componentes que são sólidos à temperatura ambiente.  
**Depende do rótulo.**
- Qual o nome e a fórmula do componente gasoso?  
**Gás carbônico, CO<sub>2</sub>.**
- Quando você puxou o êmbolo ocorreu um aumento ou diminuição da pressão no interior da seringa?  
**Uma diminuição.**
- Como você pode explicar a efervescência?  
**A efervescência se dá por causa da diminuição da solubilidade.**
- Comprimindo o êmbolo até o volume inicial o que irá ocorrer?  
**O gás carbônico irá se dissolver novamente.**

7) Repetindo o experimento com água da torneira também ocorre a formação de bolhas. Justifique esse fato.

**Pela liberação dos gases dissolvidos na água, ou então pela diminuição de pressão, permitindo a ebulição da água. Nesse caso, as bolhas seriam de vapor de água.**

**2ª experiência:**

**MATERIAL:**

- 2 garrafas com refrigerante.
- 2 bexigas.
- Panela com água.
- Prato de porcelana.

**PROCEDIMENTO:**

Abra uma garrafa de refrigerante e o mais rápido possível adapte uma bexiga ao gargalo, deixando o sistema em repouso.

Repita o mesmo procedimento com a outra garrafa e coloque-a de pé na panela com água, sobre o prato de porcelana invertido.

Submeta o sistema a um aquecimento brando, evitando que a água ferva.

Observe o que acontecem nos dois sistemas e responda:

1) O refrigerante é uma solução sólida, líquida ou gasosa?

**É uma solução líquida.**

2) Cite pelo menos três substâncias químicas presentes no refrigerante.

**Água, sacarose, gás carbônico.**

3) Em qual dos dois sistemas, considerando um mesmo intervalo de tempo, a bexiga está mais cheia?

**Na água quente.**

4) Como você pode justificar a variação de solubilidade do gás em um líquido com a temperatura?

**Deu-se um aumento da energia cinética média das moléculas do gás.**

5) Sabendo que o gás dissolvido atribui características ácidas à solução (refrigerante), qual dos sistemas se torna menos ácido?

**Aquele com água quente.**

6) Qual a finalidade do prato de porcelana?

**O prato de porcelana evita o contato direto entre a garrafa plástica e a panela, o que poderia provocar a fusão do plástico.**