



## Gases Perfeitos ou Ideais

### Gás e vapor: há diferença?

No ar atmosférico encontramos, dentre outras, substâncias gás oxigênio, gás nitrogênio, gás carbônico e vapor d'água.

Gás é definido como uma substância que, em condições ambientes, se encontra no estado gasoso.

Vapor é uma substância no estado gasoso, mas que em condições ambientes encontra-se no estado líquido ou sólido.

### Variáveis de Estado

A expressão "estado" de um gás designa a situação na qual esse gás se encontra, ou seja, como ele se comporta. Para determinar o estado de um gás, precisamos determinar o conjunto (P, V, T), ou seja, pressão, volume e temperatura. As unidades mais utilizadas para as variáveis de estado são:

. **Volume:** 1L = 1000 mL = 1000cm<sup>3</sup> = 1 dm<sup>3</sup> = 0,001 m<sup>3</sup>

. **Pressão:** 1 atm = 760mmHg = 760 torr 101325 Pa (N/m<sup>2</sup>)

. **Temperatura:** T(K) = T(°C) + 273

### Equação de Clapeyron:

$$P \cdot V = N \cdot R \cdot T$$

Essa equação é válida para todos os gases independentemente do estado no qual se encontrem.

P → Pressão em atm

V → Volume em Litros

N → Número de mols do gás analisado

R → Constante Universal dos Gases que assume o seguinte valor: 0,082 (atm .L)/(mol.K)

T → Temperatura do gás em Kelvin (K) - temperatura absoluta do gás

### Aplicações Práticas

Nas questões de prova geralmente encontramos transformações de um estado inicial 0 (P<sub>0</sub>, V<sub>0</sub>, N<sub>0</sub>, T<sub>0</sub>) para um estado final 1 (P<sub>1</sub>, V<sub>1</sub>, N<sub>1</sub>, T<sub>1</sub>).

Devemos, então, utilizar a **Equação de Clapeyron** para os dois estados diferentes, como pode ser visto a seguir:

$$P_0 \cdot V_0 = N_0 \cdot R \cdot T_0$$

$$P_1 \cdot V_1 = N_1 \cdot R \cdot T_1$$

Feito isso podemos isolar o R nas duas equações e igualarmos o mesmo por tratar-se de uma constante.

$$(P_0 \cdot V_0) / (N_0 \cdot T_0) = R \quad (\text{eq.1})$$

$$(P_1 \cdot V_1) / (N_1 \cdot T_1) = R \quad (\text{eq.2})$$

Da (eq.1) e da (eq.2) chegamos a:

$$(P_1 \cdot V_1) / (N_1 \cdot T_1) = (P_0 \cdot V_0) / (N_0 \cdot T_0) \quad (\text{eq.3})$$

### Transformações Isotérmicas:

Esse processo só ocorre para mesmas temperaturas: T<sub>1</sub> = T<sub>0</sub> e quantidade inalterada do gás. Assim sendo, os termos podem ser cancelados na (eq.3) chegando a:

$$(P_1 \cdot V_1) / N_1 = (P_0 \cdot V_0) / N_0$$

**Lei Boyle- Mariotte:** À mesma temperatura, o volume ocupado por certa massa de gás é inversamente proporcional à pressão por ele exercida

### Transformações Isobáricas:

**Mesmas Pressões:** P<sub>1</sub> = P<sub>0</sub>. Assim sendo os termos podem ser cancelados na (eq.3) chegando a:

$$V_1 / (N_1 \cdot T_1) = V_0 / (N_0 \cdot T_0)$$

**Lei de Charles e Gay-Lussac:** Mantendo constante a pressão, o quociente entre o volume e a temperatura absoluta de certa massa de um gás é sempre o mesmo.

### Transformações Isovolumétricas ou Isocóricas:

**Mesmos Volumes:** V<sub>1</sub> = V<sub>0</sub>. Assim sendo os termos podem ser cancelados na (eq.3) chegando a:

$$P_1 / (N_1 \cdot T_1) = P_0 / (N_0 \cdot T_0)$$

**Lei de Charles e Gay-Lussac:** Mantendo constante o volume de certa massa de um gás, a pressão exercida é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

**Obs:** Na maioria dos casos, não há variação do número de moles todavia cabe ao aluno identificar se essa simplificação é possível ou não. Se nada for dito: N<sub>1</sub> = N<sub>0</sub> → simplificação da equação





### Mistura de Gases Ideais e Densidade de Gases

Quando dois ou mais gases que não reagem quimicamente são colocados num mesmo reservatório, a pressão exercida por cada gás na mistura é a mesma que ele teria se estivesse sozinho no reservatório. A Pressão exercida por cada gás numa mistura é chamada de Pressão Parcial.

#### Lei de Dalton:

“A pressão total exercida por uma mistura é a soma das pressões parciais”

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C$$

Aplicando a Equação de Clapeyron teremos:

$$P = (N \cdot R \cdot T) / V$$

Logo:

$$P_{\text{total}} = (N_A + N_B + N_C) \cdot (R \cdot T) / V \quad (\text{eq.1})$$

$$(N_{\text{total}} \cdot R \cdot T) / V = (N_A + N_B + N_C) \cdot (R \cdot T) / V$$

Mas para cada uma das espécies A, B, C podemos dizer que:

$$P_i = (N_i \cdot R \cdot T) / V$$

Assim, dividindo a última equação pela (eq.1) teremos:

$$P_i / P_{\text{total}} = N_i / (N_A + N_B + N_C) = N_i / N_{\text{total}}$$

Podemos ainda chamar  $N_i / N_{\text{total}}$  de fração molar (representada por  $x_i$ ). A fração em quantidade de matéria (X) de um gás componente da mistura a razão entre a quantidade de matéria desse componente e a quantidade de matéria da mistura é representado por:

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

A pressão parcial de um componente de uma mistura de gás é igual ao produto da fração em quantidade de matéria desse componente pela pressão total da mistura. Dessa forma chegaremos a:

$$P_i = x_i \cdot P_{\text{total}}$$

### Densidade dos Gases

Novamente recorreremos à Equação de Clapeyron:

$$P = (N \cdot R \cdot T) / V$$

É sabido que  $N = m / M$ , onde:

**N** → Número de mols

**m** → Massa Total

**M** → Massa Molar (massa contida em um mol da substância)

Da mesma forma,  $d = m / V$ . Onde:

**d** → densidade

**m** → Massa Total do material

**V** → Volume Total

Trabalhando a equação de Clapeyron, substituindo N pelo valor descrito acima teremos:

$$P = (m / M) \cdot (R \cdot T) / V$$

Onde N foi primeiramente retirado do parêntese em função de se tratar de uma multiplicação seguida de divisão.

Podemos agora fazer um novo rearranjo pelo motivo citado chegando a:

$$P = (m / V) \cdot (R \cdot T) / M$$

Substituindo agora  $m / V$  por  $d$  e fazendo novo rearranjo teremos:

$$d = (P \cdot M) / (R \cdot T)$$

**OBS:** O volume molar ocupado por um mol de qualquer gás nas CNTP é de 22,4L.

### Densidade relativa de um gás

Densidade relativa de um material A em relação a outro material B é a razão entre a densidade absoluta de A pela densidade absoluta de B, fornecendo um número adimensional. Esse número pode ser fornecido em função de suas respectivas massas moleculares.

$$d_{A,B} = \frac{MM_A}{MM_B}, \quad d_{A,ar} = \frac{MM_A}{28,9}$$

**Exercícios:**

1. Temos dois balões separados por uma torneira inicialmente fechada. O primeiro balão contém um volume de CO igual a 6L à uma pressão de 2atm. O segundo, contém um volume de 4L de gás Hélio (He) à 10atm. Abre-se a torneira e os gases se misturam. Determine:

- a) a pressão total da mistura;  
b) as pressões parciais de CO e He

2. (PUC – SP) Comparando-se as densidades dos gases a seguir, nas CNTP, qual deles é o melhor para encher um balão que deve subir na atmosfera?

Considere:  $d_{ar} = 1,29 \text{ g/L}$  nas CNTP.

- a)  $\text{CO}_2$   
b)  $\text{O}_3$   
c)  $\text{N}_2$   
d)  $\text{Cl}_2$   
e)  $\text{CH}_4$

3. (VUNESP – SP) Uma mistura de 4,00g de  $\text{H}_2$  gasoso com uma quantidade desconhecida de He gasoso é mantida nas CNTP. Se uma massa de 10g de  $\text{H}_2$  gasoso for adicionada à mistura, mantendo-se as condições de pressão e temperatura constantes, o volume dobra. Calcule a massa em gramas de He gasoso presente na mistura. ( Dados: H - 1g/mol ; He - 4g/mol )

4. (UFES – ES) Num sistema a uma determinada pressão e temperatura, dois gases, A e B, inodoros e incolores, reagem entre si na proporção de 1 volume de A para 3 volumes de B, gerando 2 volumes de C. Quando 3 volumes do gás A e 6 volumes do gás B forem submetidos às mesmas condições, o volume final do sistema será de:

- a) 2 volumes  
b) 3 volumes  
c) 4 volumes  
d) 5 volumes  
e) 6 volumes

5. (UFMS) Uma mistura de 15,0g de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) e 8g de He foi recolhida num balão de volume igual a 22,4L mantido a 273K. Considerando as massas atômicas do H=1; C=12; He=4 e  $R=0,082\text{atmL}(\text{molK})^{-1}$ , é correto afirmar que as pressões parciais, em atm, do etano e do hélio, no interior do balão são, respectivamente:

- a) 0,5 e 2,0  
b) 1,0 e 3,0  
c) 1,2 e 2,3

- d) 1,5 e 2,1  
e) 0,5 e 2,5

6. (PUC – CE) Amostras de ar atmosférico, não poluído e seco, contêm cerca de  $3,5 \cdot 10^{-2} \%$ , em mols, de dióxido de carbono. Assim sendo, a pressão parcial desse composto, nessa amostra de ar atmosférico, é da ordem de:

Dado: A amostra foi coletada à pressão de 700mmHg.

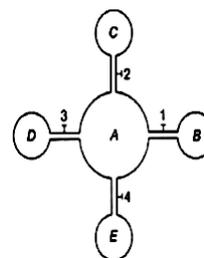
- a) 25,0mmHg  
b) 3,50mmHg  
c) 2,50mmHg  
d) 0,35mmHg  
e) 0,25mmHg

7 (AFA – RJ) N mols de um gás perfeito estão confinados em um recipiente. A temperatura inicial do conjunto em  $^{\circ}\text{C}$  vale  $T_1$ . Após o aquecimento, a pressão do gás no interior do recipiente torna-se 3 vezes maior. O volume pode ser considerado constante.

Nas condições apresentadas, a temperatura final do conjunto em Kelvin será de:

- a)  $3 \cdot T_1$   
b)  $3 \cdot T_1 + 819$   
c)  $T_1 + 819$   
d)  $T_1$

8. O gás contido no balão **A** de volume **V** e pressão **p** é suavemente escoado através de dutos rígidos e de volumes desprezíveis, para os balões **B**, **C**, **D** e **E**, idênticos e inicialmente vazios, após a abertura simultânea das válvulas **1**, **2**, **3** e **4**, como mostra a figura abaixo:



Após atingido o equilíbrio, a pressão no sistema de balões assume o valor **p/3**. Considerando que não ocorre variação de temperatura, o volume de dois dos balões menores é:

- a) 1,0 V  
b) 0,5 V  
c) 1,5 V  
d) 2,0 V



## Mistura de Gases Ideais e Densidade de Gases (continuação)

9. Na respiração humana, o ar inspirado e o ar expirado têm composições diferentes. A tabela a seguir apresenta as pressões parciais, em mmHg, dos gases da respiração na cidade de Salvador – BA. Analisando a tabela julgue os itens 1, 2 e 3:

| Gás             | Ar inspirado | Ar expirado |
|-----------------|--------------|-------------|
| Oxigênio        | 157,9        | 115,0       |
| CO <sub>2</sub> | 0,34         | X           |
| Nitrogênio      | 590,2        | 560,1       |
| Argônio         | 7,0          | 6,6         |
| Vapor D'água    | 4,56         | 46,6        |

- 1) Em Salvador, a pressão atmosférica é 760mmHg.
- 2) O ar expirado possui uma pressão parcial de dióxido de carbono maior que 0,34mmHg.
- 3) A fração molar do vapor d'água no ar inspirado é aproximadamente 0,006.

**Gases:**

A equação de Clapeyron diz que: **P.V = N.R.T**

Onde R é uma constante. A unidade na qual vem expressa a constante dos gases ideais é muito importante para que determinemos as unidades a serem trabalhadas na resolução dos problemas.

Podemos definir R das seguintes formas equivalentes ( $R_1 = R_2 = R_3 = R_4$ ):

- 1)  $R_1 = 0,082 \text{ atm.L.}(\text{mol.K})^{-1}$
- 2)  $R_2 = 62,3 \text{ mmHg.L.}(\text{mol.K})^{-1}$
- 3)  $R_3 = 8,31 \text{ N.m.}(\text{mol.K})^{-1}$
- 4)  $R_4 = 1,98 \text{ cal.L.}(\text{mol.K})^{-1}$

**Observação:** A massa molecular do ar é a média aritmética ponderada das massas moleculares dos seus constituintes (essencialmente nitrogênio e oxigênio). Considera-se para cálculos que o ar é composto de 22% de O<sub>2</sub> e 78% de N<sub>2</sub>

$$MM_{ar} = \frac{28 \times 78 + 32 \times 22}{100} = 28,9u$$