

Equação de Clapeyron:

A equação de Clapeyron relaciona as variáveis da pressão, do volume e da temperatura, incluindo também a massa m da substância gasosa como variável, durante uma transformação.

Para se chegar à sua expressão analítica, é necessário relembrar os seguintes conceitos que você já deve ter visto em química:

- O mol de qualquer gás contém o mesmo número de moléculas, chamado número de Avogadro ($N = 6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas)

- Massa molar, dada em moléculas-grama (M), é a massa em gramas de um mol, isto é, a massa em gramas de $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

- Volume molar (v_0) é o volume ocupado por um mol de gás, independentemente da natureza desse gás. Nas condições normais de pressão e temperatura, o volume de um mol de um gás perfeito vale 22,4 litros.

- O volume V de um gás pode ser expresso pelo produto do número de mols pelo volume molar do gás, ou seja: $V = n v_0$

- A massa (m) de um gás pode ser determinada pelo produto do número de mols pela massa molar (M) do gás, ou seja: $m = nM$

dez 7-18:40

Exercício de Aprendizagem:

1) Determine nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), o volume ocupado por 48g de metano (CH_4). (Dados: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$; $v_0 = 22,4 \text{ L/mol}$)

Solução:

$$V = ?$$

$$m = 48 \text{ g}$$

$$v_0 = 22,4 \text{ L}$$

$$V = n \cdot v_0$$

$$V = 3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol}$$

$$V = 67,2 \text{ L}$$

$$m = n \cdot M$$

$$48 = n \cdot 16$$

$$n = \frac{48}{16}$$

$$n = 3 \text{ mol}$$

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g}$$

Tabela Periódica dos Elementos

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período 1	H	He																
Período 2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
Período 3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										

Elemento destacado: Ferro (Fe)

- massa atômica: 55,845
- 1ª energia de ionização: 762,5
- simbolo químico: Fe
- nome: Ferro
- configuração eletrônica: $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$
- número atômico: 26
- eletronegatividade: 1,83
- estados de oxidação: +2, +3

Legenda:

- metais alcalinos
- metais alcalinos terrosos
- outros metais
- metais de transição
- lantanídeos
- actinídeos
- metabóides
- não-metais
- halogênios
- gases nobres
- elementos desconhecidos
- elementos radioativos

mar 9-05:44

A Equação de Clapeyron:

Clapeyron trabalhando com a transformação de uma massa m de gás, de um estado qualquer (p, V, T) para o estado definido pelas condições normais de temperatura e pressão CNTP (p_0, V_0, T_0), verificou que o valor de $(pV)/T$ era diretamente proporcional à quantidade de gás (ao número de mols do gás).

Usando a equação geral dos gases, já conhecida na época, ele desenvolveu:

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Como } (p_0 V_0)/T_0 \text{ é igual para todos os gases, pois pertence às} \\ \text{CNTP, então ele representou esta razão por uma constante} \\ \text{"R" conhecida por constante universal dos gases perfeitos.} \end{array} \right.$$

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{O valor de R dependerá das unidades da pressão, volume e temperatura.} \\ \text{Normalmente é dado por } R = 0,082 \text{ (atm.L)/mol.K} \\ \text{Agora se você estiver trabalhando no S.I. seu valor é: } R = 8,31 \text{ J/(mol.K)} \end{array} \right.$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

 \Rightarrow Equação de Clapeyron

dez 7-18:40

Exercícios de Aprendizagem:

1) Determine nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), o volume ocupado por 48g de metano (CH_4). (Dados: $R = 0,082 \text{ atm.L/(mol.K)}$; $v_0 = 22,4 \text{ L/mol}$)

Solução:

$$V = ?$$

$$m = 48 \text{ g}$$

$$v_0 = 22,4 \text{ L}$$

$$V = n \cdot v_0$$

$$V = 3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol}$$

$V = 67,2 \text{ L}$

$$m = n \cdot M$$

$$48 = n \cdot 16$$

$$n = \frac{48}{16}$$

$$n = 3 \text{ mol}$$

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g}$$

ou

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

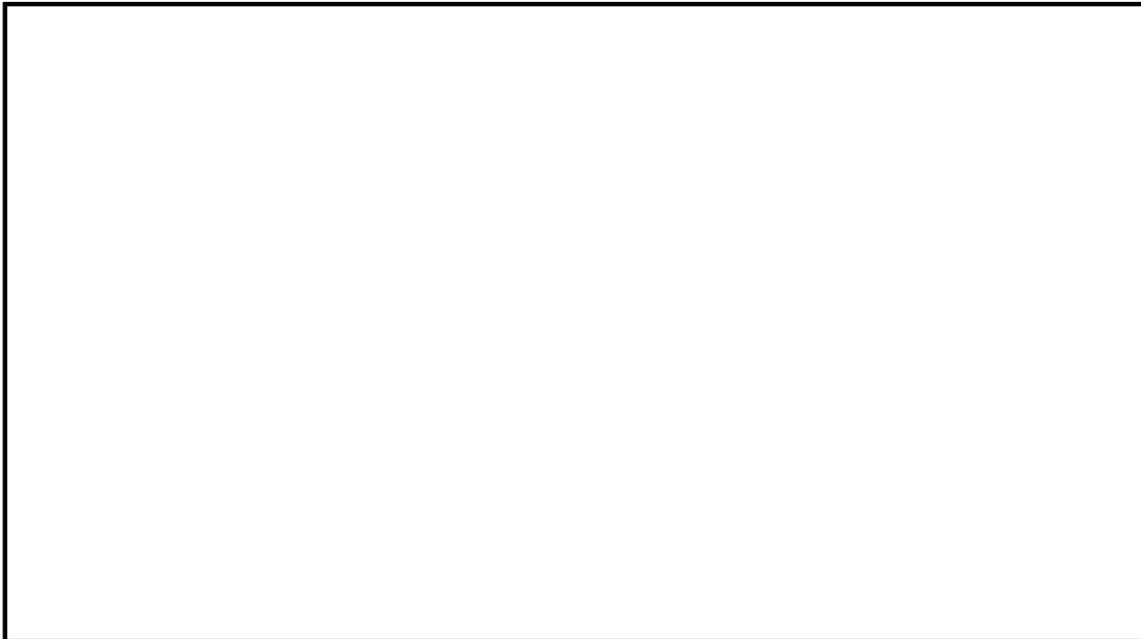
$$1 \text{ atm} \cdot V = 3 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm.L/(mol.K)} \cdot 273 \text{ K}$$

$V = 67,2 \text{ L}$

Tabela Periódica dos Elementos

mar 9-05:44

2) Um volume de 8,2 litros é ocupado por 64g de gás oxigênio (O_2), à temperatura de $27^\circ C$. Qual é a pressão no interior do recipiente?
 Dados: $M_{O_2} = 32g$, $R = 0,082$ (atm.l/K.mol)



dez 7-19:04

2) Um volume de 8,2 litros é ocupado por 64g de gás oxigênio (O_2), à temperatura de $27^\circ C$. Qual é a pressão no interior do recipiente?
 Dados: $M_{O_2} = 32g$, $R = 0,082$ (atm.l/K.mol)

Solução:

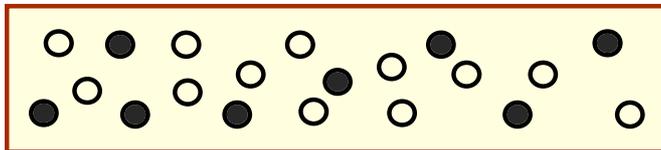
$$\begin{array}{lll}
 V = 8,2 \text{ L} & p \cdot V = n \cdot R \cdot T & \\
 m = 64 \text{ g} & & \\
 T = 27^\circ C & p \cdot 8,2 = n \cdot 0,082 \cdot 300 & n = \frac{m}{M} \\
 p = ? & p \cdot 8,2 = 2 \cdot 0,082 \cdot 300 & n = \frac{64}{32} \\
 & 8,2 \cdot p = 49,2 & n = \frac{2 \text{ mol}}{\underline{\quad}} \\
 T_c = T_k - 273 & p = \frac{49,2}{8,2} & \\
 T_k = T_c + 273 & & \\
 T_k = 27 + 273 & \boxed{p = 6,0 \text{ atm}} & \\
 \underline{T_k = 300 \text{ K}} & &
 \end{array}$$

dez 7-19:04

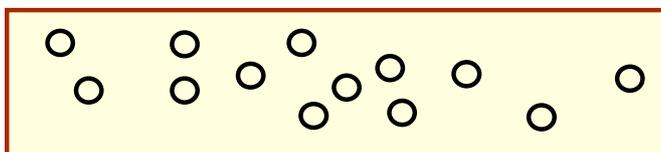
Lei de Dalton:

A Lei de Dalton refere-se às pressões parciais dos vários gases componentes de uma mistura gasosa.

Consideremos uma mistura gasosa contida em um recipiente rígido de volume V . Seja p a pressão exercida pela mistura.



Se por um processo qualquer deixamos no recipiente apenas as partículas de um dos gases componentes da mistura, retirando todas as outras, o gás que permanece ocupará sozinho todo o volume V do recipiente (propriedade dos gases) e exercerá uma pressão p_1 menor que p .



A esta pressão denominamos pressão parcial do gás 1 na mistura gasosa.

dez 7-19:04

Pressão parcial de um gás é a pressão que este exerceria se ocupasse sozinho, a mesma temperatura, todo o volume da mistura gasosa a qual pertence.

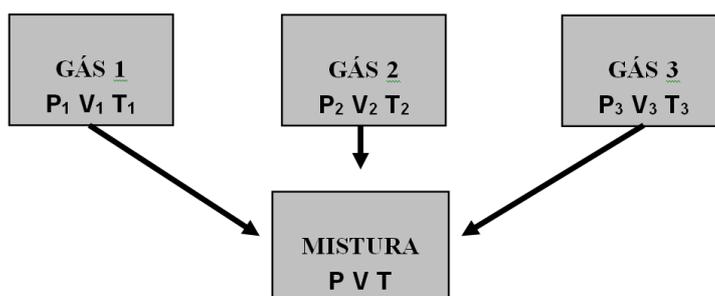
Dalton chegou à conclusão que a soma das pressões parciais dos gases componentes de uma mistura gasosa é igual à pressão total exercida pela mistura, desde que os gases não reajam entre si.

$$p_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

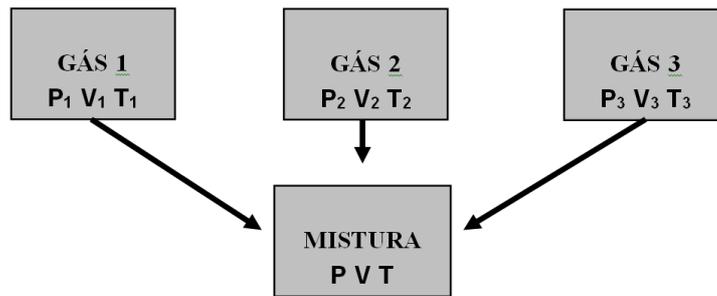
Lei de Dalton

Cálculo da Pressão Total:

Num mesmo recipiente, misturamos os gases 1, 2 e 3 em diferentes condições, conforme indica a figura:



dez 9-11:55



Vamos determinar a pressão total p da mistura gasosa, admitindo que os gases não reajam entre si.

O número de mols total da mistura é: $n = n_1 + n_2 + n_3$

como $p \cdot v = n \cdot R \cdot T$, teremos que $n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$, logo:

$$\frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{p_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{R \cdot T_2} + \frac{p_3 \cdot V_3}{R \cdot T_3}$$

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} + \frac{p_3 \cdot V_3}{T_3}$$

dez 9-11:55

Exercício de Aprendizagem:

3) Num recipiente de 10 litros são misturados 3 litros de oxigênio a 37°C , sob pressão de 4 atm, e 5 litros de nitrogênio a 77°C , sob pressão de 2 atm. Determinar a pressão total da mistura a 27°C .

dez 9-12:05

Exercício de Aprendizagem:

3) Num recipiente de 10 litros são misturados 3 litros de oxigênio a 37°C, sob pressão de 4 atm, e 5 litros de nitrogênio a 77°C, sob pressão de 2 atm. Determinar a pressão total da mistura a 27°C.

Solução:

$V = 10L$

$V_1 = 3L$

$T_1 = 37^\circ C = 310 K$

$p_1 = 4 atm$

$V_2 = 5L$

$T_2 = 77^\circ C = 350 K$

$p_2 = 2 atm$

$p = ?$

$T = 27^\circ C = 300 K$

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} + \frac{p_3 \cdot V_3}{T_3}$$

$$\frac{p \cdot 10}{300} = \frac{4 \cdot 3}{310} + \frac{2 \cdot 5}{350}$$

$$\frac{p}{30} = \frac{12}{310} + \frac{10}{350}$$

$$1085p = 1260 + 930$$

$1085 \cdot p = 2190$

$$p = \frac{2190}{1085}$$

$p \approx 2 atm$

$$\begin{array}{r|l} 3, 31, 35 & 3 \\ 1, 31, 35 & 5 \\ 1, 31, 7 & 7 \\ 1, 31, 1 & 31 \\ 1, 1, 1 & 3255 \end{array}$$

dez 9-12:05

Teoria Cinética do Gás Perfeito:

Introdução: A teoria cinética do gás perfeito foi desenvolvida a partir da aplicação das leis da Mecânica de Newton a sistemas microscópicos dos gases, ou seja, às suas partículas.

Pressão de um gás: As moléculas de um gás estão em constante e desordenado movimento, chocando-se com as paredes do recipiente, causando o aparecimento de uma força **F**, que age contra as paredes. A relação entre a força **F** e a área **A** da parede corresponde à pressão **p** que o gás exerce sobre o recipiente ($p = F/A$).

Essa pressão pode ser encontrada conhecendo-se também a massa de gás **m**, a velocidade média das moléculas do gás **v**, e o volume do recipiente onde se encontra o gás **V**:

$$p = \frac{1}{3} \cdot \frac{m}{V} \cdot v^2$$

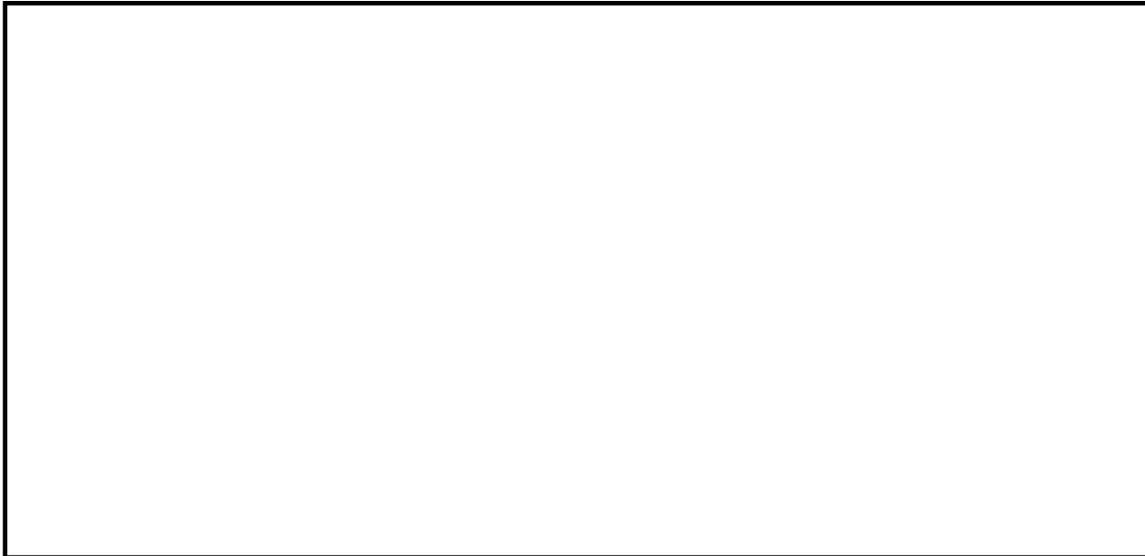
Atenção (SI)

- $p =$ pressão do gás. \longrightarrow N/m²
- $m =$ massa do gás. \longrightarrow kg
- $V =$ volume da massa do gás. \longrightarrow m³
- $v =$ velocidade média das moléculas do gás. \longrightarrow m/s

dez 9-12:05

Exercício de Aprendizagem:

4) Num cilindro de aço de um extintor de incêndio de capacidade de 5 litros estão contidos 60g de gás CO_2 a 0°C a velocidade média das partículas de CO_2 é igual a 400 m/s. Determine a pressão em atmosfera indicada no manômetro acoplado ao cilindro do extintor. Admita o CO_2 comportar-se como um gás perfeito.



dez 9-13:48

Exercício de Aprendizagem:

4) Num cilindro de aço de um extintor de incêndio de capacidade de 5 litros estão contidos 60g de gás CO_2 a 0°C a velocidade média das partículas de CO_2 é igual a 400 m/s. Determine a pressão em atmosfera indicada no manômetro acoplado ao cilindro do extintor. Admita o CO_2 comportar-se como um gás perfeito.

Solução:

$$V = 5\text{L} = 5 \text{ dm}^3 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$m = 60\text{g} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ kg}$$

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

$$v = 400 \text{ m/s}$$

$$p = ?$$

$$p = \frac{1}{3} \cdot \frac{m}{V} \cdot v^2$$

$$p = \frac{1}{3} \cdot \frac{6 \cdot 10^{-2}}{5 \cdot 10^{-3}} \cdot (4 \cdot 10^2)^2$$

$$p = 0,4 \cdot 10 \cdot 16 \cdot 10^4$$

$$p = 64 \cdot 10^4 \text{ N/m}^2 \quad (: 10^5)$$

$$p = 6,4 \text{ atm}$$

dez 9-13:48

Energia Cinética do gás perfeito:

$$p = \frac{1}{3} \cdot \frac{m}{V} \cdot v^2 \Rightarrow p \cdot V = \frac{2}{3} \cdot \frac{m \cdot v^2}{2}$$

$$p \cdot V = \frac{2}{3} \cdot E_c \Rightarrow E_c = \frac{3}{2} \cdot p \cdot V$$

$$E_c = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

A energia cinética de um determinado número de mols de um gás perfeito é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

obs. Para um gás real, a expressão deduzida não é válida, uma vez que no **zero absoluto** sua **energia interna** não é nula. Ela é válida, com boa aproximação, para gases reais monoatômicos.

mai 29-11:35

Energia cinética média molecular:

A fórmula que acabamos de chegar, $E_c = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$ é a soma das energias de todas as moléculas do gás, ou seja, é a energia do sistema. Mas cada molécula tem sua própria energia. Então podemos chegar a uma energia mais próxima para cada molécula, tirando a média desta energia pelo número de moléculas.

$$E_c = U \quad (\text{Chamaremos a energia cinética do gás de energia interna } U)$$

$$U = \frac{3}{2} nRT \Rightarrow E_{cm} = \frac{U}{N} \left\{ \begin{array}{l} \text{A energia cinética média será a energia interna dividido} \\ \text{pelo número de moléculas } N. \text{ Só que } N = n \cdot A \text{ (} A \text{ é} \\ \text{número de avogadro, ou seja, o número de moléculas} \\ \text{por mol)} \end{array} \right.$$

$$E_{cm} = \frac{3}{2} \frac{nRT}{nA} \Rightarrow \frac{R}{A} = K \left\{ \begin{array}{l} K \text{ é a constante de Boltzmann, cujo valor é } 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K.} \\ \text{Ela não depende da natureza do gás e aí podemos afirmar} \\ \text{que a energia cinética existente, em média, em cada} \\ \text{partícula de um gás perfeito é função exclusiva de sua} \\ \text{temperatura absoluta.} \end{array} \right.$$

$$E_{cm} = \frac{3}{2} KT$$

mai 29-11:35

Exercício de Aprendizagem:

- 5) Avaliando a energia interna de 5 mols de gás perfeito, encontramos o valor 24 930 J. Qual a sua temperatura em °C? Dado $R = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K})$

mai 29-19:11

Exercício de Aprendizagem:

- 5) Avaliando a energia interna de 5 mols de gás perfeito, encontramos o valor 24 930 J. Qual a sua temperatura em °C? Dado $R = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K})$

Solução:

$$n = 5 \text{ mol}$$

$$U = 24\,930 \text{ J}$$

$$T = ? \text{ (}^\circ\text{C)}$$

$$R = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K})$$

$$U = \frac{3}{2} nRT$$

$$24930 = \frac{3}{2} \cdot 5 \cdot 8,31 \cdot T$$

$$T = \frac{2 \times 24930}{3 \times 5 \times 8,31}$$

$$\underline{\underline{T = 400 \text{ K}}}$$

$$T_c = T_k - 273$$

$$T_c = 400 - 273$$

$$\boxed{T_c = 127^\circ\text{C}}$$

mai 29-19:11

Exercício de Aprendizagem:

5) Avaliando a energia interna de 5 mols de gás perfeito, encontramos o valor 24 930 J. Qual a sua temperatura em °C? Dado R = 8,31 J/(mol K)

Solução:

$$n = 5 \text{ mol}$$

$$U = 24\,930 \text{ J}$$

$$T = ? \text{ (}^\circ\text{C)}$$

$$R = 8,31 \text{ J/(mol K)}$$

$$U = \frac{3}{2} nRT$$

$$24930 = \frac{3}{2} \cdot 5 \cdot 8,31 \cdot T$$

$$T = \frac{2 \times 24930}{3 \times 5 \times 8,31}$$

$$T = 400 \text{ K}$$

$$T_c = T_k - 273$$

$$T_c = 400 - 273$$

$$T_c = 127^\circ\text{C}$$

Agora, neste mesmo problema se fosse pedido a energia cinética média das moléculas do gás, você teria 2 maneiras de desenvolver:

mai 29-19:11

Exercício de Aprendizagem:

5) Avaliando a energia interna de 5 mols de gás perfeito, encontramos o valor 24 930 J. Qual a sua temperatura em °C? Dado R = 8,31 J/(mol K)

Solução:

$$n = 5 \text{ mol}$$

$$U = 24\,930 \text{ J}$$

$$T = ? \text{ (}^\circ\text{C)}$$

$$R = 8,31 \text{ J/(mol K)}$$

$$U = \frac{3}{2} nRT$$

$$24930 = \frac{3}{2} \cdot 5 \cdot 8,31 \cdot T$$

$$T = \frac{2 \times 24930}{3 \times 5 \times 8,31}$$

$$T = 400 \text{ K}$$

$$T_c = T_k - 273$$

$$T_c = 400 - 273$$

$$T_c = 127^\circ\text{C}$$

Agora, neste mesmo problema se fosse pedido a energia cinética média das moléculas do gás, você teria 2 maneiras de desenvolver:

$$E_{cm} = \frac{U}{N} \quad (\text{onde } U \text{ é a energia dada e } N \text{ o número de moléculas)}$$

$$E_{cm} = \frac{U}{n \cdot A} \rightarrow E_{cm} = \frac{24930}{5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}} \rightarrow E_{cm} = 8,3 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

$$\text{ou: } E_{cm} = \frac{3}{2} KT$$

$$E_{cm} = \frac{3}{2} 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot 400$$

$$E_{cm} = 8,3 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

mai 29-19:11

Formulário

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Equação de Clapeyron

O valor de R dependerá das unidades da pressão, volume e temperatura. Normalmente é dado por $R = 0,082 \text{ (atm.L)}/\text{mol.K}$. Agora se você estiver trabalhando no S.I. seu valor é: $R = 8,31 \text{ J}/(\text{mol.K})$

$$n = \frac{m}{M_0} \quad n = \frac{V}{V_0}$$

$$p_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$$

Lei de Dalton

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} + \frac{p_3 \cdot V_3}{T_3}$$

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1}$$

Eq. Geral dos Gases

$$p = \frac{1}{3} \cdot \frac{m}{V} \cdot v^2$$

Atenção (SI)

- $p = \text{pressão do gás.} \longrightarrow \text{N/m}^2$
- $m = \text{massa do gás.} \longrightarrow \text{kg}$
- $V = \text{volume da massa do gás.} \longrightarrow \text{m}^3$
- $v = \text{velocidade média das moléculas do gás.} \longrightarrow \text{m/s}$

$$E_c = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

Energia cinética ou interna do gás

$$E_{cm} = \frac{3}{2} KT$$

Energia cinética média molecular

mar 14-06:31