

CURSO INTENSIVO 2022

ITA - 2022

Química

Prof. Thiago





Sumário

APRESENTAÇÃO DA AULA	4
GASES NAS PROVAS DO ITA	4
1. VAPORES	4
1.1. Pressão de Vapor	4
1.2. Umidade Relativa do Ar	6
1.3. Vapores são Gases Perfeitos?	7
2. GASES IDEAIS	10
2.1. Teoria Cinética dos Gases Ideais	10
2.1.1. Moléculas Puntiformes	10
2.1.2. Movimento das Moléculas	10
2.1.3. Forças Intermoleculares Desprezíveis	11
2.2. Variáveis de Estado	13
2.2.1. Temperatura	13
2.2.2. Pressão	13
2.2.3. Lei de Boyle	14
2.2.4. Lei de Charles	16
2.2.5. Lei de Charles e Gay-Lussac	16
2.2.6. Equação de Clapeyron	19
2.2.7. Densidade ou Massa Específica de Gases	20
2.2.7. Misturas de Gases	21
2.3. Equação de van der Waals	24
3. PROPRIEDADES TERMODINÂMICAS DOS GASES IDEAIS	25
3.1. Energia Interna dos Gases	25
3.1.1. Tipos de Movimentos das Moléculas	26
3.1.2. Moléculas Monoatômicas	27
3.1.3. Moléculas Diatômicas	27
3.1.4. Leis de Graham para Efusão e Difusão	28
3.2. Transformações Físicas de Gases Ideais	31
3.2.1. Primeira Lei da Termodinâmica	31
3.2.2. Casos Particulares da Primeira Lei da Termodinâmica	32
3.2.3. Trabalho em uma Transformação Isobárica	33
3.2.4. Calor Específico	34
3.2.5. Trabalho em Transformação Isotérmica	35
3.2.6. Trabalho em Transformação Adiabática	36
4. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS	39
4.1. Gabarito	52

5. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS**53**

Apresentação da Aula

O estado gasoso é muito importante para o nosso cotidiano. Não só a atmosfera é formada por gases, mas também uma grande quantidade de sistemas e equipamentos utilizam princípios dessa matéria para funcionar, como o motor e o ar condicionado.

Por isso, é um dos ramos mais desenvolvidos da Química e sempre é cobrado com um elevado nível de detalhes na prova.

Gases nas Provas do ITA

O assunto de Gases é historicamente um dos mais cobrados pelas provas do ITA. Além disso, serve de base para a Termoquímica, que é o assunto favorito dessas bancas.

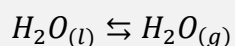
Sendo assim, considero que você deve prestar muita atenção, fazer todos os exercícios e revisar o máximo possível desses dois assuntos.

1. Vapores

Um fenômeno diário muito comum é colocar camisas molhadas no varal. E elas secam.

Mas, você nunca viu nenhuma camisa realmente entrando em ebulição quando está secando no varal? Até mesmo se você tocar uma camisa que está secando, ela não está quente. Ela simplesmente vai secando à temperatura ambiente. Esse processo é denominado **evaporação**.

Quando se tem água à temperatura ambiente passando para o estado de vapor, ela está se vaporizando, mas não está em ebulição, porque, nesse caso, o vapor está em equilíbrio com o líquido.



Equilíbrio significa que coexistem o líquido e o vapor na temperatura ambiente.

Observe que a evaporação é diferente da ebulição. Nesse segundo caso, o líquido passa integralmente para o estado de vapor. Não há que se falar em equilíbrio.

1.1. Pressão de Vapor

A pressão de vapor é o resultado dos choques das moléculas de vapor na superfície do sólido ou líquido.

Um efeito importante é que **a pressão de vapor impede que novas moléculas de líquido se vaporizem**.

Por conta disso, haverá um momento em que a pressão de vapor será tal que a evaporação vai cessar.

Essa pressão é denominada **pressão de vapor de equilíbrio** ou **pressão de vapor saturante**.

A pressão de vapor de equilíbrio saturante é a pressão limite. Pense, por exemplo, que tenhamos um recipiente fechado com acetona. A acetona vai evaporar formando vapor. O gráfico da pressão de vapor pelo tempo é o seguinte:

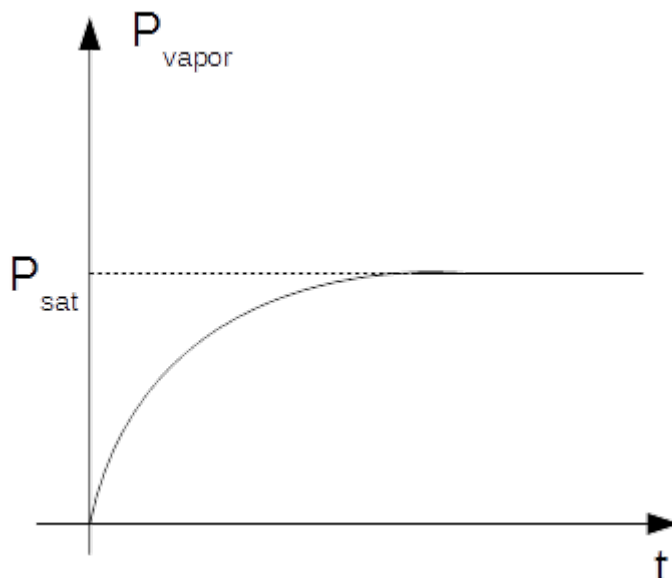


Figura 1: Comportamento da Pressão de Vapor em Função do Tempo

TOME
NOTA!



A temperatura é o único fator que influencia na pressão de vapor saturante de um líquido puro. Tome cuidado com esse conceito porque as questões vão tentar lhe iludir. Vão inventar, por exemplo, uma mudança de volume do recipiente.

Nenhuma perturbação no seu sistema que mantenha a temperatura constante **afetará a pressão de vapor de equilíbrio** de uma mistura líquido-vapor.

A pressão de vapor saturante da água pura só depende da temperatura. Sendo assim, a água a 60 °C tem a pressão de vapor de 200 mmHg em qualquer condição. Não importa se você tem o volume de 1L de água armazenado em uma garrafa de 1,5L ou se você tem esse mesmo volume armazenado em um tonel de 20L.



1. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Um frasco de perfume quase cheio continha 100 mL de líquido. O líquido foi derramado em um frasco maior, de capacidade igual a 200 mL. Em relação à massa inicial, pós a transferência, a massa de perfume no estado líquido será:

- a) Menor, de modo que a pressão de vapor seja menor no frasco novo.
- b) Menor, de modo que a pressão de vapor seja igual no frasco novo.
- c) Menor, de modo que a pressão de vapor seja maior no frasco novo.
- d) Maior, de modo que a pressão de vapor seja menor no frasco novo.
- e) Maior, de modo que a pressão de vapor seja igual no frasco novo.

Comentários

Como não houve variação de temperatura, a pressão de vapor se mantém constante. Para que a pressão de vapor se mantenha constante em um volume maior, é preciso que aumente a quantidade de moléculas no estado de vapor, diminuindo a massa de líquido.

Gabarito: B

1.2. Umidade Relativa do Ar

Para estimar a probabilidade de chuva em uma região, a meteorologia frequentemente utiliza o conceito de umidade relativa do ar (URA).

O equilíbrio da água líquida envolvendo a água no estado de vapor é uma parte crucial do ciclo da água. Já aprendemos que esse equilíbrio é caracterizado por uma pressão de vapor saturante. A umidade relativa do ar, por sua vez, diz respeito à razão entre a pressão de vapor efetivamente medida e a pressão de vapor saturante.

$$URA = \frac{P_{\text{vapor}}}{P_{\text{sat}}}$$

A pressão de vapor é escrita em termos percentuais. Por exemplo, a 25 °C, a pressão de vapor saturante da água é de 24 mmHg. Se a pressão de vapor medida for de 12 mmHg, então a umidade relativa do ar será:

$$URA = \frac{12}{24} = 0,50 = 50\%$$

PRESTEMAS
ATENÇÃO!

Agora, vamos fazer a interpretação inversa. Quais as implicações de umidade relativa do ar igual a 50%?

Primeiramente, já vimos que a pressão de vapor medida é inferior a 24 mmHg que seria a pressão de equilíbrio. Isso significa que água deve passar do estado líquido para o estado de vapor.

Porém, no ainda existe a possibilidade de chuva.

Isso acontece porque **o equilíbrio químico é dinâmico**. Quando temos a água líquida em equilíbrio com o seu vapor, existe água líquida passando para o estado gasoso e vapor passando para o estado líquido o tempo inteiro.

Porém, de maneira geral, podemos afirmar que, quanto maior a umidade relativa do ar, maior será a probabilidade de chuva.

Se, por outro lado, a umidade relativa do ar for muito próxima ou até mesmo superior a 100%, a chuva é quase certa. E provavelmente será daquelas.

1.3. Vapores são Gases Perfeitos?

Nas questões de prova, você pode (e deve) utilizar as expressões dos gases perfeitos para os vapores, principalmente a Equação de Clapeyron.

$$PV = nRT$$

É uma aproximação que pode ser bastante falha na vida real, porém, **funciona na prova**. E é nisso que você deve se concentrar.

Então, vamos fazer assim? Primeiro você passa. Depois, quando você estudar a Cadeira de Propelentes, você aprende o jeito certo de fazer uma questão com vapores. Combinado?



2. (ITA-2011)

Estima-se que a exposição a 16 mgmm^{-3} de vapor de mercúrio por um período de 10 minutos seja letal para um ser humano. Um termômetro de mercúrio foi quebrado e todo o seu conteúdo foi espalhado em uma sala fechada de 10m de largura, 10m de profundidade e 3m de altura, mantida a 25°C .

Calcule a concentração de vapor de mercúrio na sala após o estabelecimento do equilíbrio $\text{Hg}(l) \rightleftharpoons \text{Hg}(g)$, sabendo que a pressão de vapor do mercúrio a 25°C é $3 \cdot 10^{-6} \text{ atm}$, e verifique se a concentração de vapor do mercúrio na sala será letal para um ser humano que permaneça em seu interior por 10 minutos.

Dado: massa molar do mercúrio = 200 g/mol .

Comentários

Quando o mercúrio líquido entrar em equilíbrio com o mercúrio gasoso, teremos a pressão de vapor de $3 \cdot 10^{-6}$. Pela Equação de Clapeyron:

$$PV = nRT$$

$$\frac{n}{V} = [\text{Hg}] = \frac{P}{RT} = \frac{3 \cdot 10^{-6}}{8,2 \cdot 10^{-2} \cdot 298} \approx 1,23 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Portanto, a concentração em massa será:

$$C = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = [\text{Hg}]M = 246 \cdot 10^{-7} \text{ g/L}$$

Para converter as unidades, podemos utilizar que $1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$ e que $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$, portanto, $1 \text{ L} = 0,001 \text{ m}^3$.

$$C = \frac{246 \cdot 10^{-7} \text{ g}}{1 \text{ L}} = \frac{246 \cdot 10^{-7} \cdot 10^3 \text{ mg}}{10^{-3} \text{ m}^3} = 246 \cdot 10^{-7+3+3} = 246 \cdot 10^{-1}$$

$$C = 24,6 \text{ mg/m}^3 > 16 \text{ mg/m}^3$$

Como a concentração de vapor de mercúrio encontrada na sala é superior à 16 mg/m^3 , ela é sim letal ao ser humano.

Gabarito: sim



3. (IME-2013)

Um tambor selado contém ar seco e uma quantidade muito pequena de acetona líquida em equilíbrio dinâmico com a fase vapor. A pressão parcial da acetona é de 180,0 mmHg e a pressão total no tambor é de 760,0 mmHg.

Em uma queda durante seu transporte, o tambor foi danificado e seu volume interno diminuiu para 80% do volume inicial, sem que tenha havido vazamento. Considerando-se que a temperatura tenha se mantido estável a 20 °C, conclui-se que a pressão total após a queda é de:

- a) 950,0 mm Hg
- b) 1175,0 mm Hg
- c) 760,0 mm Hg
- d) 832,0 mm Hg
- e) 905,0 mm Hg

Comentários

Temos que a fase gasosa é composta uma parte por vapor de acetona e outra parte por ar seco, que pode ser considerado um gás ideal.

Portanto, as pressões no tambor são: 180 mmHg de acetona e 580 mmHg de gás ideal. A variação de volume afeta apenas a pressão do gás ideal, pois a acetona se converte em líquido para reestabelecer sua pressão de vapor de equilíbrio.

$$\text{Para a acetona: } p_2^{acet} = p_1^{acet} = 180 \text{ mmHg}$$

$$\text{Para o ar seco: } p_1^{seco} V_1 = p_2^{seco} V_2$$

$$580 \cdot V_1 = p_2 \cdot 0,8 V_1$$

$$p_2^{seco} = \frac{580}{0,8} = \frac{5800}{8} = 725 \text{ mmHg}$$

Portanto, a pressão total será:

$$P = p_2^{acet} + p_2^{seco} = 180 + 725 = 905 \text{ mmHg}$$

Gabarito: E

2. Gases Ideais

Os gases são o estado de maior entropia da matéria. Um gás ideal ou perfeito é aquele em que a liberdade das moléculas é máxima.

2.1. Teoria Cinética dos Gases Ideais

Para isso, ele deve atender a alguns pressupostos da Teoria Cinética dos Gases.



- I – As moléculas devem ser puntiformes;
- II – O movimento das moléculas é aleatório;
- III – As únicas interações entre as moléculas são choques perfeitamente elásticos;
- IV – As forças intermoleculares devem ser desprezíveis.

2.1.1. Moléculas Puntiformes

As moléculas puntiformes são o que na Física se conhece como **Pontos Materiais**. Isso significa que as moléculas devem ser muito pequenas em relação à trajetória que elas desenvolvem.

Esse requisito impede que moléculas muito grandes se enquadrem como gases ideais. Lembre-se que as moléculas de gases ideais devem ser pequenas, formadas por poucos átomos.

2.1.2. Movimento das Moléculas

São dois pressupostos por trás dos movimentos das moléculas.

A movimentação delas **deve ser aleatória**, portanto, não existe uma trajetória certa.

As moléculas de gases têm velocidades diferentes umas das outras. Podemos desenhar um gráfico do número de moléculas e de suas velocidades.

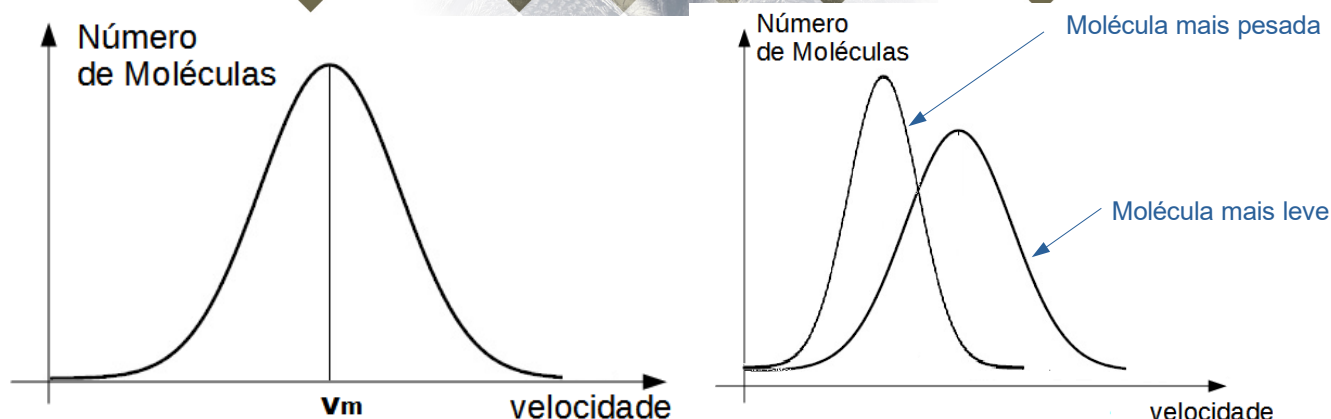


Figura 2: Velocidade Média Quadrática e Distribuição de Velocidades em Diferentes Amostras de Moléculas

A velocidade marcada no gráfico é a chamada **velocidade média quadrática** das moléculas. Matematicamente, ela pode ser calculada da seguinte forma:

$$v_m = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_n^2}{N}}$$

Nessa expressão, v_1, v_2, \dots, v_n são os módulos das velocidades de cada uma das moléculas presentes na amostra estudada. É pouco provável que você precise calcular a velocidade média quadrática na hora da prova utilizando essa expressão.

No entanto, você precisa saber que, quanto maior for a velocidade média quadrática, maior também será a distribuição de velocidades. Em outras palavras, quanto maior for a velocidade média das moléculas, a curva será mais larga, como mostrado na Figura 2.

Na Figura 2, também mostramos uma importante relação que é cobrada frequentemente em provas. Quanto mais pesada for uma molécula, mais lenta ela será. Essa relação é bastante intuitiva. Pense: se você tivesse 500 kg, você teria muito mais dificuldades de se mover, não é?

2.1.3. Forças Intermoleculares Desprezíveis

Um dos grandes pressupostos por trás da Teoria Cinética dos Gases é que as forças intermoleculares devem ser desprezíveis no estado gasoso.

Se um gás apresentasse consideráveis forças intermoleculares, elas prenderiam as moléculas umas às outras, portanto, elas não teriam total liberdade de movimentação.

Dessa maneira, um gás ideal deve ser **preferencialmente formado por moléculas pequenas e apolares**, como é o caso do metano (CH_4), monóxido de carbono (CO) e cloro (Cl_2).

Um ponto importante a se comentar é que os gases reais apresentam o comportamento mais próximo de gás ideal quando são **rarefeitos**, ou seja, submetidos a baixas pressões. Isso acontece, porque,

quando rarefeitos, a distância média das moléculas é maior, o que dificulta a formação de ligações intermoleculares.

Outra característica que aproxima os gases do comportamento ideal é quando eles estão submetidos a elevadas temperaturas, pois, assim, as moléculas apresentam maior liberdade de movimentação. Essa liberdade de movimentação também se traduz em menor possibilidade de formação de ligações intermoleculares.

Assim, um gás real se aproxima do comportamento ideal quando apresenta três características.



4. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Em qual situação os gases se apresentam mais próximos do comportamento ideal?

- a) Altas pressões e altas temperaturas.
- b) Altas pressões e baixas temperaturas.
- c) Baixas pressões e altas temperaturas.
- d) Baixas pressões e baixas temperaturas.

Comentários

Devemos nos lembrar que:

- O gás ideal deve ser rarefeito, portanto, deve estar submetido a baixas pressões;
- Em elevadas temperaturas, as moléculas se tornam mais agitadas, o que favorece o comportamento ideal.

Gabarito: C



2.2. Variáveis de Estado

No estudo de gases, nós vamos nos ater principalmente às seguintes variáveis de estado físicas: pressão, volume e temperatura.

A principal característica que diferencia um gás de um sólido ou líquido **é que o gás sempre ocupa todo o volume disponível do recipiente que o contém.**

2.2.1. Temperatura

Na Física, a temperatura diz respeito **ao grau de agitação das partículas**. Quanto maior a temperatura, maior a agitação das partículas.

A temperatura é medida pelo termômetro e aparece em várias escalas, sendo as mais conhecidas a Escala Celsius e o Fahrenheit. Para a Química, as duas escalas mais importantes são a Escala Celsius e a Escala Kelvin, ou de temperatura absoluta.

A conversão entre as duas escalas é feita de maneira simples. A temperatura absoluta (T), ou seja, na Escala Kelvin, é obtida adicionando 273 do valor numérico da Escala Celsius.

$$T = \theta + 273$$

Por exemplo, a temperatura de 27 °C, que aparece muito em questões de prova, é equivalente a 300 K. Basta somar $27 + 273 = 300$.

Já a temperatura de -100 °C equivale à temperatura de 173K. Basta somar $-100 + 273 = 173$.

É também possível fazer a conversão inversa subtraindo 273. Por exemplo, a temperatura de 373K é equivalente a 100 °C, porque $373 - 273 = 100$.

Existe uma temperatura, denominada **zero absoluto**. O zero absoluto ($0K = -273,15\text{ °C}$) é a menor temperatura que existe, não sendo possível obter uma temperatura mais baixa.

2.2.2. Pressão

Você já reparou que é mais fácil você furar a sua pele com uma agulha do que com um livro? Não importa se você aplique força enorme.

A chave para entender essa situação está no conceito de pressão. A pressão é a razão entre a força e a área na qual ela está sendo aplicada. Matematicamente, podemos escrever:

$$P = \frac{F}{A}$$

A pressão do gás é aquela que suas moléculas exercem nas paredes do recipiente que o contém. É a variável mais importante para o estudo de um gás, pois ela diz respeito a como nós “sentimos” a substância no estado gasoso.

Para avançar nos estudos sobre pressão, é útil saber que a pressão atmosférica ao nível do mar é de 1 atm. Essa é a unidade mais usual nas questões sobre Gases.

Também é comum referenciar a pressão de 1 atm como 760 mmHg em referência ao fato de que a pressão atmosférica ao nível do mar é capaz de levantar uma coluna de 760 mm de mercúrio. Assim, você pode precisar converter uma unidade na outra.

Para converter mmHg em atm, devemos dividir por 760. É bom ter atenção também, pois as questões podem colocar a unidade de pressão cmHg. O centímetro de mercúrio equivale a 10 milímetros de mercúrio. Vejamos exemplos:

$$1140 \text{ mmHg} = \frac{1140}{760} = 1,5 \text{ atm}$$

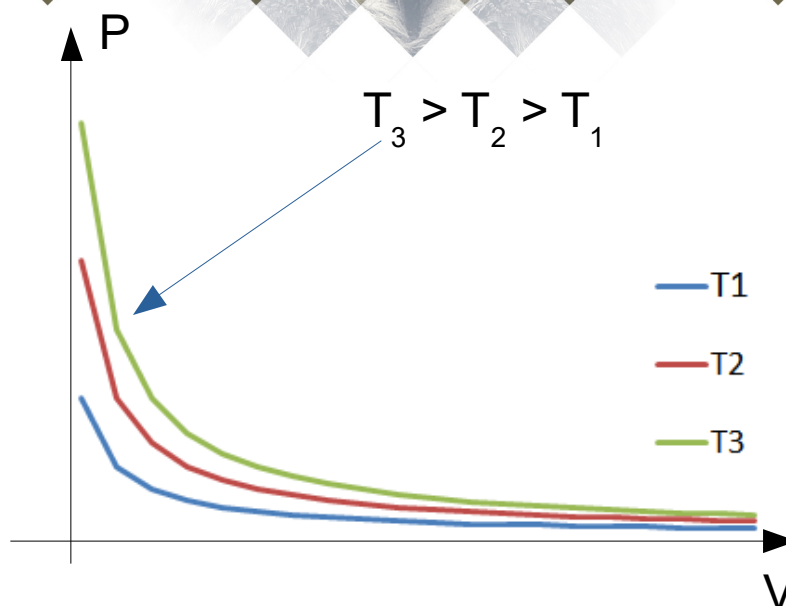
$$380 \text{ cmHg} = 3800 \text{ mmHg} = \frac{3800}{760} = 5 \text{ atm}$$

2.2.3. Lei de Boyle

A Lei de Boyle estabelece o comportamento dos gases a diversas pressões. **Em uma transformação isotérmica** de uma amostra de gás, podemos dizer:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

O comportamento do gráfico Pressão x Volume é o seguinte:



A Lei de Boyle é extremamente importante e também bastante observável no dia-a-dia.

CURIOSIDADE



À medida que se aumenta a profundidade debaixo d'água, a pressão cresce significativamente. Em média, a cada 10 metros de profundidade, a pressão cresce 1 atm.

Lembrando que a pressão atmosférica ao nível do mar é igual a 1 atm, isso significa que, a cada 10 metros de profundidade, o mergulhador experimentará uma nova atmosfera sobre seus pulmões.

Enquanto o mergulhador está descendo, os seus pulmões vão inflando de ar para igualar a pressão interna de seus pulmões à pressão externa.

O grande problema acontece quando o mergulhador sobe muito rápido à superfície. Com a brusca diminuição da pressão externa, o ar dos pulmões tende a se expandir, provocando sérias lesões.

Além disso, o ar diluído no sangue também se expande, o que pode provocar aparecimento de bolhas de ar, obstruindo a passagem do sangue. Esse processo é conhecido como *embolia gasosa*.

Para proteger os mergulhadores da embolia, existe a Tabela de Descompressão, cujo objetivo é provocar uma subida mais lenta, de modo que ar dos pulmões se expanda mais suavemente, evitando danos ao mergulhador.

2.2.4. Lei de Charles

A Lei de Charles descreve o comportamento de uma amostra de gás quando sofre uma transação isobárica, ou seja, a pressão constante.

Jacques Charles observou, em 1787, que, em uma transformação isobárica, o volume de uma amostra de gás é proporcional à sua temperatura absoluta.

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

O gráfico que representa o volume de uma amostra de gás em função da temperatura quando submetido a uma transformação isotérmica.

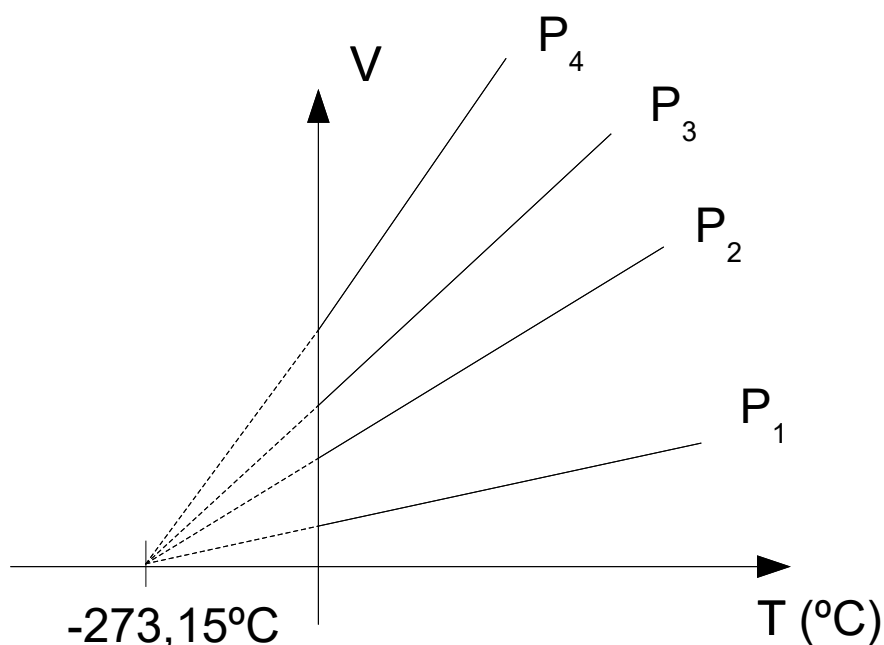


Figura 3: Lei de Charles - comportamento de gases ideais em transformações isobáricas

O interessante desse gráfico é que, ao estender todos os segmentos de reta, eles se encontram em um ponto comum que teria o volume nulo e a temperatura igual a aproximadamente -273 °C, que é conhecido como **zero absoluto**.

2.2.5. Lei de Charles e Gay-Lussac

Outro importante trabalho do físico Gay-Lussac foi o estudo de transformações isovolumétricas. Ou seja, aquelas em que o volume do recipiente não se altera.

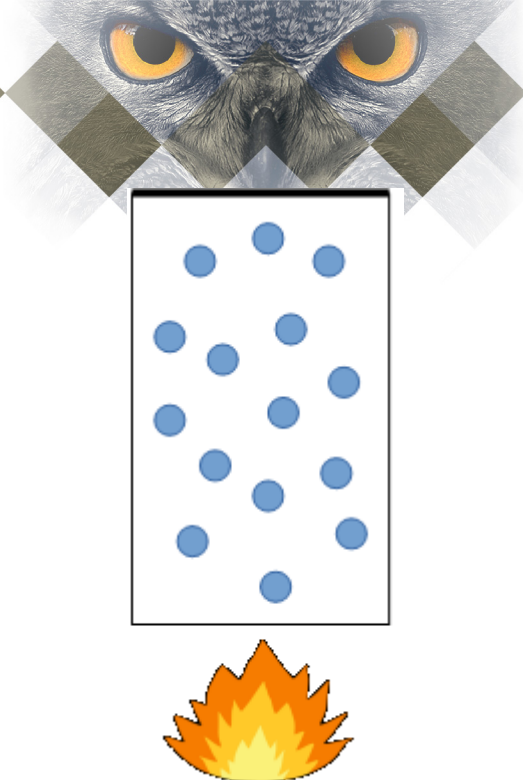


Figura 4: Lei de Charles e Gay-Lussac – aquecimento a volume constante

Quando aquecida em um recipiente fechado a volume constante, a pressão exercida por uma amostra de gás nas paredes do recipiente é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta.

Isso significa que as linhas da transformação isovolumétrica são segmentos de reta que se encontram exatamente no zero absoluto (aproximadamente $-273,15^\circ\text{C}$).

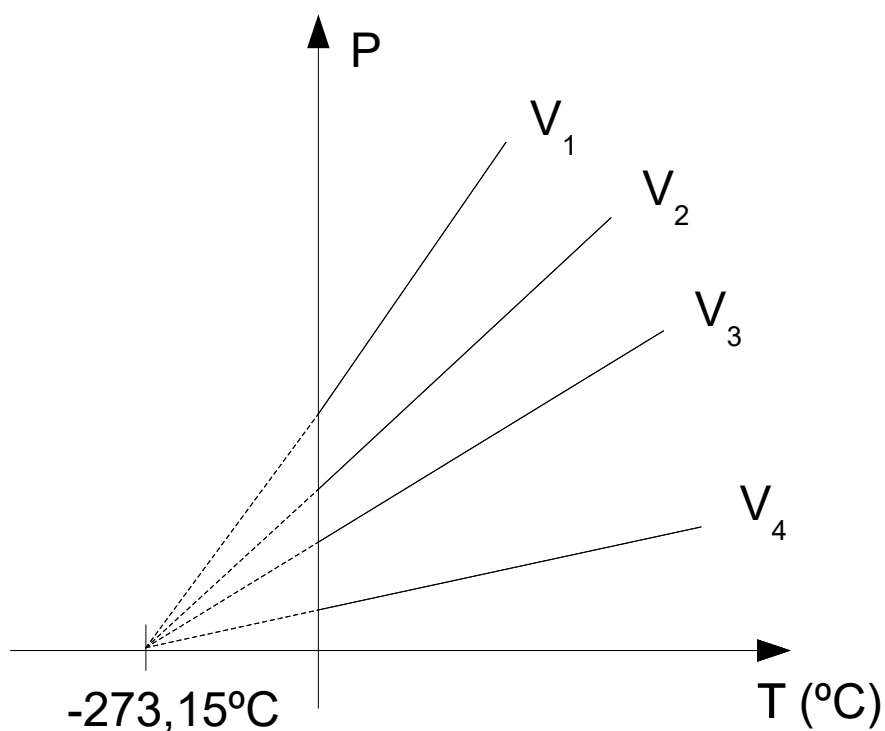


Figura 5: Gráfico Ilustrativo da Lei de Charles e Gay-Lussac

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



5. (ITA-2009)

Assumindo um comportamento ideal dos gases, assinale a opção com a afirmação CORRETA.

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

Comentários

Vamos analisar cada uma das afirmativas.

- a) Errado. A Lei de Charles estabelece que o volume cresce com a temperatura.
- b) A velocidade média das moléculas diminui com o aumento da massa molecular.

$$M_{O_2} = 2.16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$M_{N_2} = 2.14 = 28 \text{ g/mol}$$

Sendo assim, as moléculas de oxigênio (maior massa) devem ter velocidade média menor que as de nitrogênio na mesma condição. Afirmação correta.

- c) Errado. A massa permanece constante, porém o volume deve aumentar, portanto a densidade diminui.
- d) Errado. As amostras devem apresentar o mesmo volume, mas massas diferentes, porque o número de mols é o mesmo, mas as massas moleculares são diferentes.
- e) Errado. Ao comprimir um gás a temperatura constante, o volume diminui, de acordo com a Lei de Boyle. Portanto, a densidade deve aumentar, tendo em vista que é inversamente proporcional ao volume.

Gabarito: B

2.2.6. Equação de Clapeyron

Trata-se de um resumo das três importantes leis apresentadas anteriormente. Numa transformação física de uma amostra qualquer de um gás ideal, o seguinte produto permanece constante.

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

Essa equação pode ser utilizada nas questões como um atalho quando as três variáveis são alteradas ao mesmo tempo. Por vezes, essa relação é chamada de Equação Geral dos Gases.

O interessante dessa relação é que a razão depende unicamente do número de mols do gás, sendo a mesma para todos os gases.

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

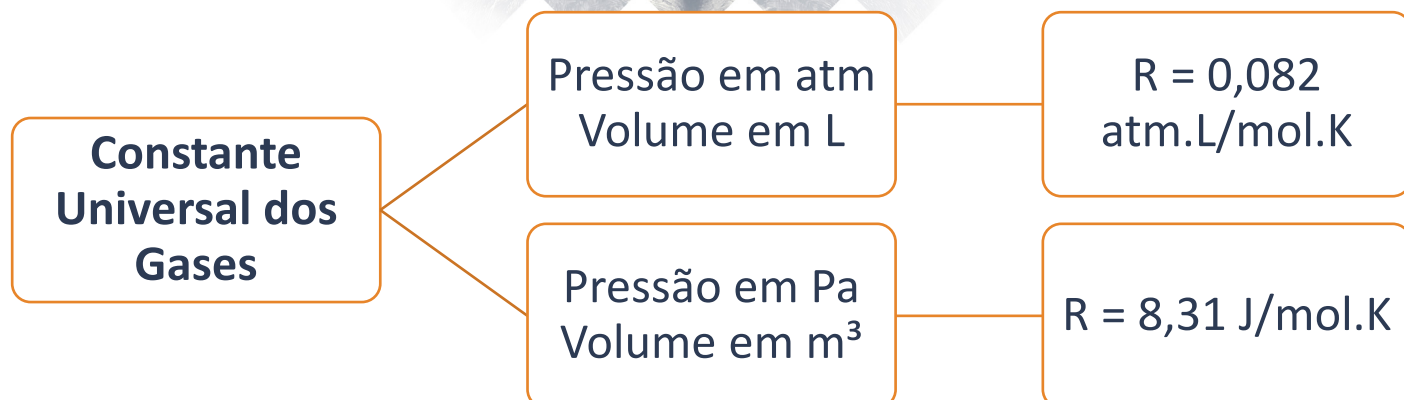
Na equação acima, R é uma constante única para todos os gases. Por isso, é chamada de Constante Universal dos Gases.

Podemos, então, concluir que o produto PV/T é sempre igual a nR. É exatamente essa a chamada Equação de Clapeyron que pode ser decorada pelo mnemônico “Por Você Nunca Rezei Tanto”.

$$PV = nRT$$

É preciso ter atenção especial ao valor de R, pois, no assunto Gases, são usadas frequentemente unidades de pressão e volume diferentes do Sistema Internacional de Medidas (SI).





2.2.7. Densidade ou Massa Específica de Gases

Um resultado que é frequentemente cobrado em questões de prova é o cálculo da densidade, também chamada de massa específica, de uma massa de gás.

Pode-se demonstrar matematicamente que

$$\therefore d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

Tem-se alguns resultados extremamente interessantes a respeito da densidade de um gás:

- É diretamente proporcional à sua massa molar. Portanto, gases mais leves, como o hélio ($M = 4 \text{ g/mol}$) e o hidrogênio ($M = 2 \text{ g/mol}$) possuem menor densidade.
- Quanto maior a temperatura, menor será a densidade do gás.

Você já reparou que, quando enchemos uma bola de festa com a boca, ela cai no chão, mas, quando enchemos em lojas especializadas, elas flutuam?

Isso acontece, porque o ar expelido pelos nossos pulmões contém um teor maior de CO_2 (dióxido de carbono) que tem massa molar $M = 44 \text{ g/mol}$ que é superior tanto à massa molar do nitrogênio (28 g/mol) como à do oxigênio (32 g/mol).

Por ser mais pesado, o ar dos nossos pulmões é mais denso que o ar atmosférico. Por isso, a bexiga enchida com o ar dos pulmões desce. Por outro lado, os balões de festas vendidas em lojas é enchido com hélio (4 g/mol) que é bem mais leve que o ar atmosférico. Por isso, ele flutua.

2.2.7. Misturas de Gases

O conceito fundamental que você precisa saber sobre misturas gasosas é de **fração molar**. A fração molar é muito útil, pois relaciona todas as variáveis de um gás com a mistura inteira.

A definição de fração molar é a razão do número de mols de um gás i pelo número de total de mols de gás na mistura.

$$x_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

Por exemplo, a fração molar de nitrogênio na atmosfera é de aproximadamente 80%, enquanto a de oxigênio é de aproximadamente 20%. Isso significa que aproximadamente 80% das moléculas presentes no ar é de nitrogênio, enquanto 20% das moléculas presentes no ar é de oxigênio.

Com a fração molar, é possível definir a pressão parcial de cada gás. Essa pressão seria a pressão que o gás exerceria se todos os demais gases da mistura fossem retirados do sistema, considerando que a temperatura e o volume não se alterassem.

Essa pressão parcial também se relaciona com a pressão total pela fração molar de cada gás.

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

Por exemplo, considerando que a pressão atmosférica ao nível do mar é de 1 atm, teremos que a pressão parcial de nitrogênio e de oxigênio serão, respectivamente:

$$P_{N_2} = x_{N_2} \cdot P = 0,80 \cdot 1 = 0,80 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = x_{O_2} \cdot P = 0,20 \cdot 1 = 0,20 \text{ atm}$$

Logo, a pressão parcial de nitrogênio na atmosfera é de 0,8 atm e a pressão parcial de oxigênio é de 0,2 atm (20% de 1 atm).



6. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Foram realizados diversos experimentos a temperatura constante. Nesses experimentos, uma amostra de gás é submetida inicialmente a uma pressão P_0 e volume V_0 . O gás é submetido a uma transformação, atingindo uma pressão P_f e um volume V_f . Calcule os valores incógnitas em cada uma das situações.

- a) $P_0 = 5 \text{ atm}$; $V_0 = 2 \text{ L}$; $P_f = 2 \text{ atm}$; $V_f = ?$
- b) $P_0 = 4 \text{ atm}$; $V_0 = 30 \text{ L}$; $P_f = 1 \text{ atm}$; $V_f = ?$
- c) $P_0 = 380 \text{ mmHg}$; $V_0 = 12 \text{ L}$; $P_f = ?$; $V_f = 4 \text{ L}$
- d) $P_0 = 0,2 \text{ atm}$; $V_0 = 2500 \text{ L}$; $P_f = ?$; $V_f = 250 \text{ L}$
- e) Qual a lei que auxilia você a resolver esse problema?

Comentários

Como os experimentos são feitos a temperatura constante, eles são explicados pela Lei de Boyle, que estabelece que a pressão e volume são inversamente proporcionais.

- a) Aplicando a expressão da Lei de Boyle:

$$P_0 V_0 = P_f V_f$$

$$5.2 = 2. V_f$$

$$\therefore V_f = \frac{5.2}{2} = 2.6 \text{ L}$$

- b) Aplicando a expressão:

$$P_0 V_0 = P_f V_f$$

$$4.30 = 1. V_f$$

$$\therefore V_f = \frac{4.30}{1} = 4.30 \text{ L}$$

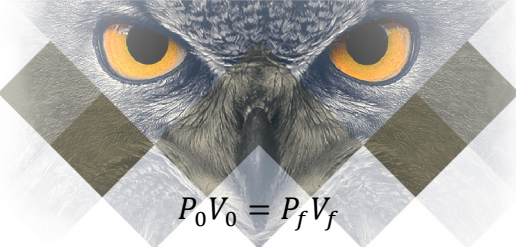
- c) Aplicando a Lei de Boyle:

$$P_0 V_0 = P_f V_f$$

$$380.12 = P_f. 4$$

$$\therefore P_f = \frac{380.12}{4} = 95.03 = 95.03 \text{ mmHg}$$

- d) Mais uma vez, pela Lei de Boyle:



$$P_0 V_0 = P_f V_f$$

$$0,2.2500 = P_f \cdot 250$$

$$\therefore P_f = \frac{0,2.2500}{250} = 0,2.10 = 2 \text{ atm}$$

Gabarito: a) 5 L; b) 120 L; c) 1140 mmHg; d) 2 atm; e) Lei de Boyle

7. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Com base na Equação de Clapeyron, calcule o coeficiente incógnita.

- a) $P = 1 \text{ atm}$; $V = 1,23 \text{ L}$; $n = ?$; $T = 27^\circ \text{C}$
- b) $P = 1,64 \text{ atm}$; $V = 25 \text{ L}$; $n = 1 \text{ mol}$; $T = ?$
- c) $P = ?$; $V = 4 \text{ L}$; $n = 0,4 \text{ mol}$; $T = 0^\circ \text{C}$

Comentários

Vamos aplicar a Equação de Clapeyron em todas as situações.

a) A temperatura $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$.

$$PV = nRT \therefore n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{1.1,23}{0,082.300} = \frac{15}{300} = \frac{1}{20} = 0,05 \text{ mol}$$

b) Calculemos a temperatura absoluta.

$$PV = nRT \therefore T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{1,64.15}{1.0,082} = 300 \text{ K} = 300 - 273 = 27^\circ \text{C}$$

c) Mais uma vez, observemos que a temperatura absoluta pode ser obtida somando 273 à temperatura em graus Celsius, portanto, $T = 0 + 273 = 273 \text{ K}$.

$$PV = nRT \therefore P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{0,4.0,082.273}{4} = 2,24 \text{ atm}$$

Gabarito: a) 0,05 mol; b) 27 °C; c) 2,24 atm



2.3. Equação de van der Waals

A Equação de van der Waals é uma correção da Equação de Clapeyron, que visa a levar em consideração dois aspectos da não-idealidade dos gases reais:

$$P_{ideal} \cdot V_{ideal} = nRT$$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) \cdot (V - nb) = nRT$$

Quanto menores os valores de **a** e **b**, mais próximo será o gás do comportamento ideal. Observe que o hélio (He) tem um comportamento muito mais próximo do ideal do que a água (H₂O).



8. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Uma amostra de 0,5 mol de nitrogênio ocupa um volume de 5 litros a uma temperatura de 27 °C. Calcule a pressão parcial exercida pelo gás considerando:

- Que o gás se comporta como ideal.
- Que o nitrogênio segue a Equação de van der Waals, com $a = 1,390 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$ e $b = 0,04 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Calcule a energia cinética da amostra (em Joules), considerando o caso da letra B.

Comentários

Primeiramente, vamos calcular a temperatura em Kelvin.

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

a) Aplicando a Equação de Clapeyron, temos:

$$PV = nRT \therefore P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{0,5 \cdot 0,082 \cdot 300}{5} = 2,46 \text{ atm}$$

b) Usemos

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT$$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \cdot (5 - 0,5 \cdot 0,04) = 0,5 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \cdot (5 - 0,02) = 12,3$$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \cdot (4,98) = 12,3$$

$$\therefore \left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) = \frac{12,3}{4,98} \cong 2,4699$$

Agora, vamos extrair a pressão:

$$P = 2,4699 - \frac{an^2}{V^2} = 2,47 - \frac{1,39 \cdot (0,5)^2}{5^2}$$

$$P = 2,4699 - \frac{1,39}{100} = 2,4699 - 0,0139 = 2,4560 \text{ atm}$$

c) Para calcular a energia em Joules, devemos utilizar a constante R em Joules. Portanto, usaremos $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

$$E = \frac{5}{2} \cdot nRT = \frac{5}{2} \cdot 0,5 \cdot 8,31 \cdot 300 = 3116 \text{ J}$$

Gabarito: a) 2,46 atm; b) 2,4560 atm; c) 3116 J

3. Propriedades Termodinâmicas dos Gases Ideais

Nessa seção, vamos estudar os gases ideais e suas transformações físicas.

3.1. Energia Interna dos Gases

A energia interna é a soma de todas as energias associadas às partículas que compõem uma substância qualquer.

O tipo de energia mais comum em partículas é a energia cinética, pois as moléculas estão em constante movimentação.

Portanto, em um gás ideal, **toda a energia interna é formada por energia cinética.**


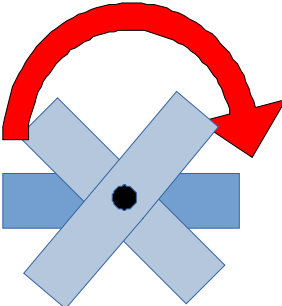
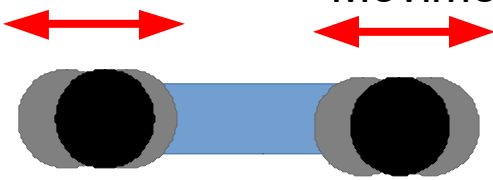


De antemão, você precisa saber que a **energia interna** de uma amostra qualquer de gás ideal **só depende da temperatura**.

Sendo assim, se não houver mudança de temperatura, não há alteração na energia interna do gás.

3.1.1. Tipos de Movimentos das Moléculas

Para ir mais a fundo na energia interna dos gases, precisamos esclarecer a diferença entre os movimentos de translação e rotação.

<p>O movimento de translação é aquele em que o centro de massa do corpo se move. Por exemplo, na figura ao lado, uma barra está se movendo para a direita, sem girar.</p>	 <p>Sentido do Movimento</p>
<p>Por outro lado, no movimento de rotação puro, o centro de massa permanece parado, enquanto os demais pontos do corpo se movimentam. Imagine, por exemplo, que a barra gira em torno do centro que está fixo por um prego.</p>	 <p>Sentido do Movimento</p>
<p>No caso das moléculas, ainda temos um terceiro movimento bastante importante, conhecido como movimento de vibração. Considere, por exemplo, uma molécula diatômica e seu eixo de ligação.</p> <p>O movimento de vibração consiste em movimentos dos dois átomos que compõem a ligação em torno do eixo da ligação. Eles se afastam e se aproximam.</p>	 <p>Sentido do Movimento</p>

3.1.2. Moléculas Monoatômicas

Um fato interessante sobre a energia interna dos gases monoatômicos é que ela depende unicamente do número de mols do gás e da temperatura absoluta.

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

Perceba, portanto, que um mol de hélio tem a mesma energia interna de um mol de neônio.

Outro tema importante é sobre a velocidade média quadrática das partículas. Igualando a energia cinética de translação com a expressão da energia interna do gás monoatômico, temos:

$$E_c = \frac{1}{2}nMv^2 = \frac{3}{2}nRT$$

$$v^2 = \frac{\frac{3}{2}nRT}{\frac{1}{2}nM} = \frac{3RT}{M}$$

$$\therefore v = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

O resultado dessa expressão faz bastante sentido. A velocidade média quadrática das partículas de um gás depende da temperatura e da massa molar, sendo que:

- Quanto maior a temperatura, maior a velocidade média. Isso é natural, porque, quanto maior a temperatura, maior a agitação das partículas, portanto, realmente elas devem se mover a uma velocidade maior;
- Quanto menor a massa molar, maior a velocidade média. Isso é natural também, porque as moléculas mais leves realmente tendem a ser mais pesadas.

3.1.3. Moléculas Diatômicas

As moléculas diatômicas são bastante comuns na vida real e na prova. São exemplos: oxigênio (O_2), nitrogênio (N_2) e monóxido de carbono (CO).

No caso de moléculas diatômicas, é possível falar de todas as três categorias de movimento: rotação, translação e vibração. No entanto, os dois tipos que são preponderantes à temperatura ambiente são as de translação e rotação.

A seguir, temos um esquema para você fixar os tipos de energia cinética numa molécula diatômica.



Energia Cinética Molar de Translação	$E_{TRANS} = \frac{1}{2} M v^2$	$U = \frac{3}{2} nRT$
Energia Cinética Molar de Rotação	$E_{ROT} = \frac{1}{2} I \omega^2$	$U = nRT$
Energia Cinética Total	$E_{TRANS} + E_{ROT}$	$U = \frac{5}{2} nRT$

Perceba que, embora a energia cinética total da molécula diatômica seja maior que a da molécula monoatômica, **as energias cinéticas de translação são iguais**. Portanto, a mesma expressão que obtivemos anteriormente é válida para a velocidade média das partículas de molécula diatômica.

$$\therefore v = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

3.1.4. Leis de Graham para Efusão e Difusão

A efusão e a difusão são duas propriedades bastante interessantes dos gases, que até mesmo os diferenciam de sólidos e líquidos.

Quando você enche um pneu, você já deve ter notado que, com o tempo, ele esvazia e fica murcho. Por que isso acontece?

Nesse caso, o pneu funciona como um recipiente para o gás contido no seu interior. Encher o pneu significa colocar certa quantidade de ar, de modo a garantir uma pressão interna específica.

Porém, à medida que o pneu é utilizado, o ar do interior começa a passar para a atmosfera, fazendo que o pneu murche. Esse é o processo conhecido como **efusão**.

Lembre-se que efusão tem “e” de “escapar”.

A efusão é o processo em que o gás escapa do recipiente que o contém.

Por outro lado, imagine que você passou um pouco de perfume em uma sala. Inicialmente só é possível sentir o seu cheiro nas proximidades do líquido. Com o tempo, o cheiro se espalha e todas as pessoas na sala podem senti-lo.

O que aconteceu, nesse caso, foi a **difusão** do perfume.

Tenha em mente que só é possível sentir o cheiro de substâncias, cujas moléculas sejam capazes de penetrar nas nossas narinas. Por isso, em geral, só sentimos o cheiro de substâncias que estejam no estado gasoso. No caso de sólidos e líquidos, somos capazes de sentir seu cheiro quando apresentam pressão de vapor.

Inicialmente, quando o perfume é borrifado, as moléculas de vapor se formam sobre a superfície do líquido, por isso, só podemos sentir seu cheiro quando estamos bem próximos do perfume.

Com o tempo, o vapor de perfume se dispersa pelo ar atmosférico, atingindo toda a sala. Isso acontece porque a substância no estado gasoso sempre ocupa todo o volume que está disponível para ela.

Para você não confundir efusão com difusão, criamos o seguinte esquema.



Efusão

- Tem "e" de "escapar"
- O gás escapa do recipiente

Difusão

- Tem "d" de "dispersar"
- O gás se dispersa pelo ambiente

As Leis de Graham para a efusão e difusão estabelecem que *a velocidade de efusão ou de difusão de um gás qualquer é inversamente proporcional à raiz quadrada de sua massa molar*. Matematicamente, podemos escrever:

$$v_e \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

$$v_d \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$



9. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Uma amostra de 14g nitrogênio está submetida a uma pressão de 1,4 atm em um recipiente de 0,3L. Determine a velocidade média das moléculas desse gás, considerando-o ideal.

Dados: Massa Molar – N = 14 g/mol

Comentários

Mesmo no caso de uma molécula diatômica, a energia cinética de translação é dada por:

$$U_{TRANS} = \frac{3}{2}nRT$$

Aplicando a Equação de Clapeyron, temos que:

$$PV = nRT$$

Sendo assim, temos que a energia cinética de translação é dada por:

$$U_{TRANS} = \frac{3}{2}nRT = \frac{3}{2}PV \text{ (I)}$$

Da Física, a energia cinética de translação é determinada pela massa da substância e pela sua velocidade média quadrática

$$U_{TRANS} = \frac{1}{2}mv^2 \text{ (II)}$$

Na expressão acima, m é a massa de nitrogênio presente na amostra. Podemos igualar as duas expressões (I) e (II).

$$U = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{3}{2}pV$$

$$v^2 = \frac{3pV}{nM} = \frac{3 \cdot 1,4 \cdot 0,3}{14} = 9 \therefore v = 0,3m/s$$

A título de curiosidade, pode-se, ainda, calcular a temperatura do gás:

$$PV = nRT \therefore T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1,4,0,3}{0,082.14/28} = 10 \text{ K} = 10 - 273 \cong -263^{\circ}\text{C}$$

Portanto, as moléculas de gás apresentam uma considerável agitação, mesmo a temperaturas muito baixas.

Gabarito: 0,3 m/s

3.2. Transformações Físicas de Gases Ideais

A Primeira Lei da Termodinâmica é um enunciado geral do Princípio da Conservação de Energia.

3.2.1. Primeira Lei da Termodinâmica

Em uma transformação puramente física de um gás ideal, não ocorre nenhuma reação química, portanto, não haverá alteração no número de mols desse gás.

Em uma transformação física geral, uma amostra de gás é aquecida, o que pode resultar em uma expansão.

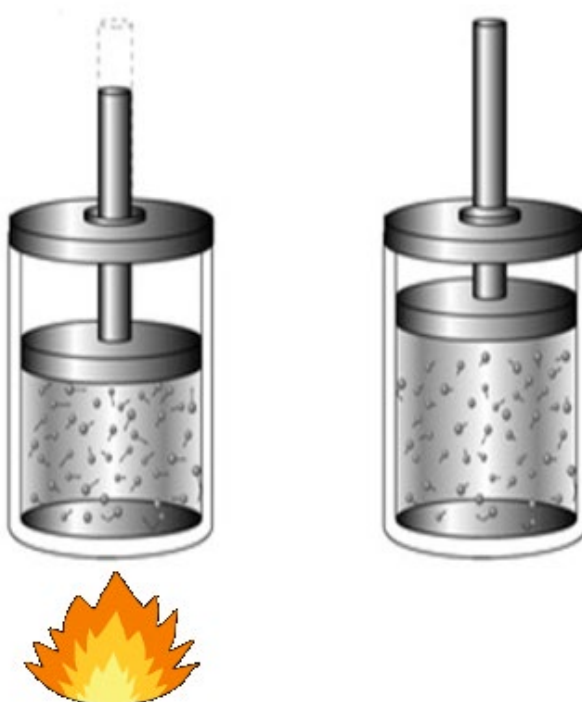


Figura 6: Transformação Física de um Gás (fonte: [2])

Para lidar com essas transformações, é preciso conhecer a Primeira Lei da Termodinâmica.

A Primeira Lei da Termodinâmica é muito simples. Quando uma amostra de gás recebe calor (Q), ela só pode fazer duas coisas com esse calor:

- Aumentar a sua própria energia interna (ΔU);
- Ou transferir esse calor a outro corpo, por meio da realização de trabalho (w);

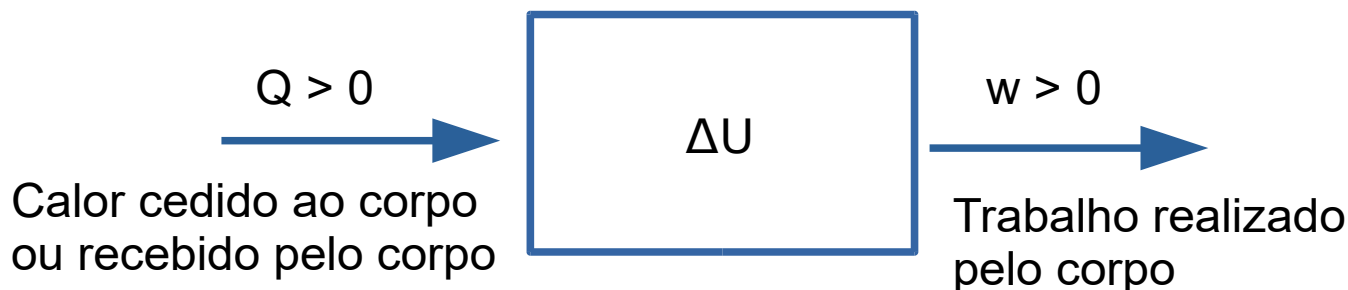


Figura 7: Ilustração da Primeira Lei da Termodinâmica

Dessa maneira, temos:

$$Q = \Delta U + w$$

3.2.2. Casos Particulares da Primeira Lei da Termodinâmica

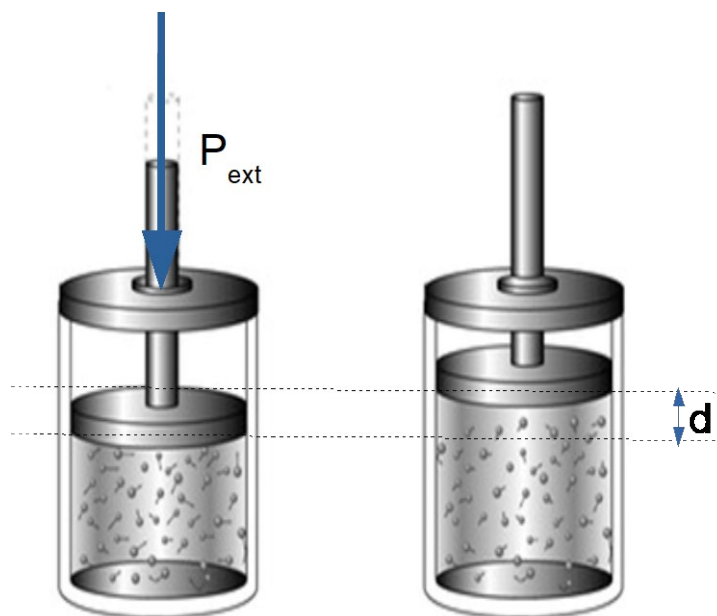
Vamos reunir esses três casos particulares em um esquema.





3.2.3. Trabalho em uma Transformação Isobárica

Considere uma amostra de gases se expandindo contra **uma pressão externa P constante**.



Pode-se demonstrar que o trabalho é calculado pela seguinte expressão:



$$\therefore w = P_{ext} \Delta V$$

Atenção: o trabalho é sempre calculado em termos da pressão externa. É muito comum os enunciados citarem que uma transformação é isotérmica ou adiabática, mas com uma pressão externa oposta constante. Nesse caso, você deve utilizar exatamente essa expressão.

3.2.4. Calor Específico

O calor específico de um gás diz respeito à quantidade de calor necessária para provocar alteração de temperatura em uma massa desse gás. Na Química, o calor específico molar é o que há de mais importante.

O calor específico molar (c) estabelece a relação entre a quantidade de calor (Q) necessária para provocar um aquecimento (ΔT) em uma quantidade de matéria de n mols.

$$Q = nc\Delta T \therefore c = \frac{Q}{n\Delta T}$$

Existem duas situações que você precisa saber calcular o calor específico dos gases. A primeira ocorre nas transformações a volume constante.

É importante também conhecer o **Coefficiente de Poisson** que é a razão entre os calores específicos a pressão e a volume constante.

Vamos reunir todas as expressões aprendidas em um quadro.



	Volume Constante	Pressão Constante	Coefficiente de Poisson
Monoatômico	$c_v = \frac{3}{2}R$	$c_p = \frac{5}{2}R$	$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{5}{3}$
Diatômico	$c_v = \frac{5}{2}R$	$c_p = \frac{7}{2}R$	$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{7}{5}$

3.2.5. Trabalho em Transformação Isotérmica

Em qualquer transformação isotérmica, já podemos afirmar que a variação de energia interna do gás é nula. Temos, portanto, $Q = W$, ou seja, que o calor recebido é integralmente convertido em trabalho.

Para avançar no estudo dessas transformações, precisamos esclarecer a diferença entre transformações reversíveis e irreversíveis.

Uma transformação reversível é aquela que acontece seguindo minúsculos estados de equilíbrio. Geralmente, é um processo feito de maneira mais lenta. Caso contrário, será uma transformação irreversível.

Por outro lado, é possível fazer também a compressão do gás de 1 atm para 10 atm de maneira isotérmica e reversível. Para isso, o sistema deve passar por vários microestados de equilíbrio. Vejamos.

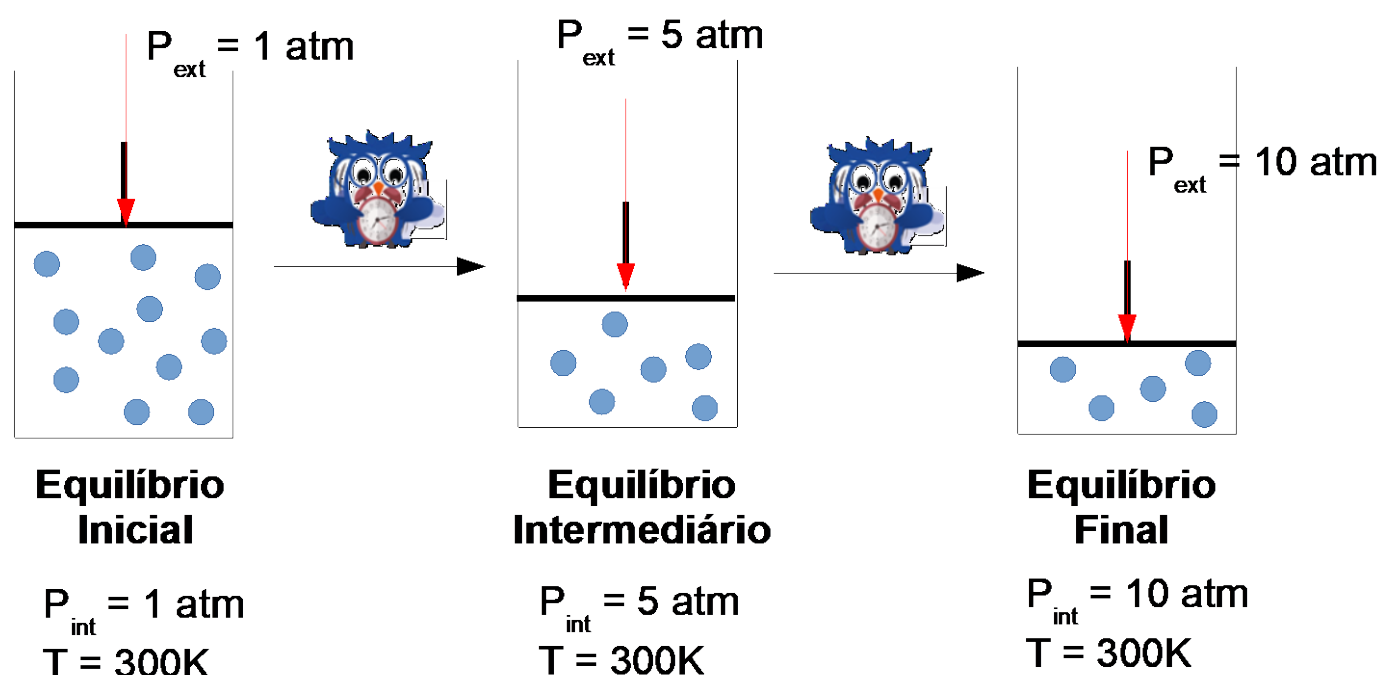


Figura 8: Transformação Isotérmica Reversível

Em uma transformação **reversível**, em todos os estados de equilíbrio, a **pressão interna é igual à pressão externa**. Nesse caso, podemos traçar a famosa curva isotérmica prevista pela Lei de Boyle.

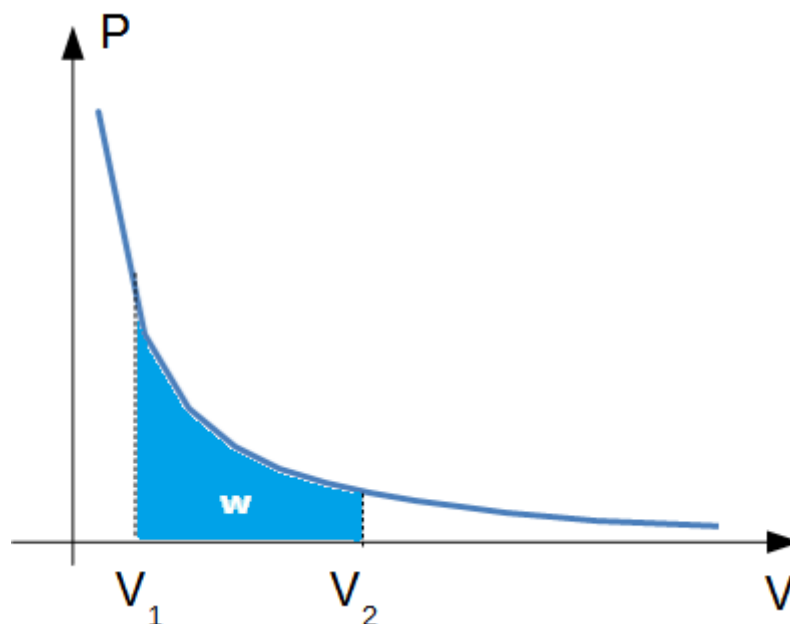


Figura 9: Trabalho em uma Transformação Isotérmica

O trabalho na transformação isotérmica reversível é calculado como a área do gráfico embaixo da isotérmica. Essa área pode ser calculada por meio de uma operação conhecida como integral.

Você não precisa saber Integral para resolver a prova de Química do ITA. Basta apenas saber o resultado final.

$$\therefore w = K \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

Portanto, muito cuidado ao lidar com transformações isotérmicas. Você precisa saber se ela é reversível ou não. A expressão acima deduzida só é válida para transformações **reversíveis**.

3.2.6. Trabalho em Transformação Adiabática

A transformação adiabática é aquela que ocorre sem trocas de calor com o meio externo. Sendo assim, já temos que $Q = 0$, ou seja, $0 = \Delta U + w$.

Podemos também calcular o trabalho da transformação adiabática reversível. Para isso, precisamos resolver uma integral. Pode-se demonstrar que, numa transformação adiabática:

$$w = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1 - \gamma}$$

Vamos reunir as expressões encontradas para facilitar a sua visualização.

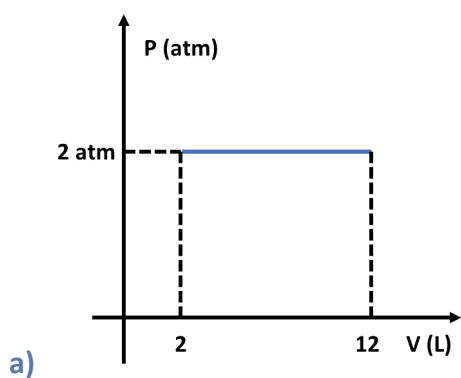


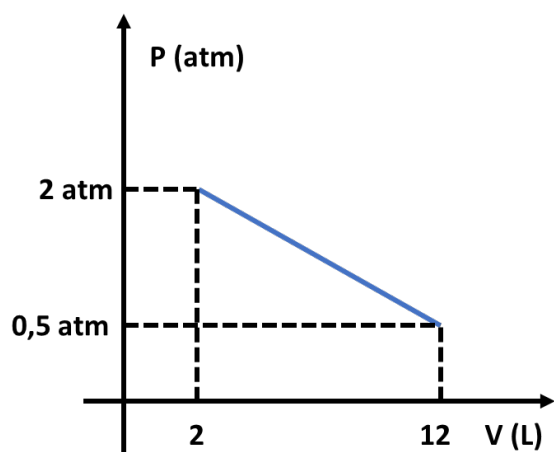
	Característica Principal	Trabalho	Primeira Lei da Termodinâmica
Adiabática Reversível	$Q = 0$ $P_{int} = P_{ext}$	$w = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1 - \gamma}$	$\Delta U + w = 0$
Isotérmica Reversível	$T = constante$ $P_{int} = P_{ext}$	$w = nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$	$Q = w$
Isobárica	$P_{ext} = constante$	$w = P_{ext} \Delta V$	



10. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Calcule o trabalho envolvido nas seguintes transformações.



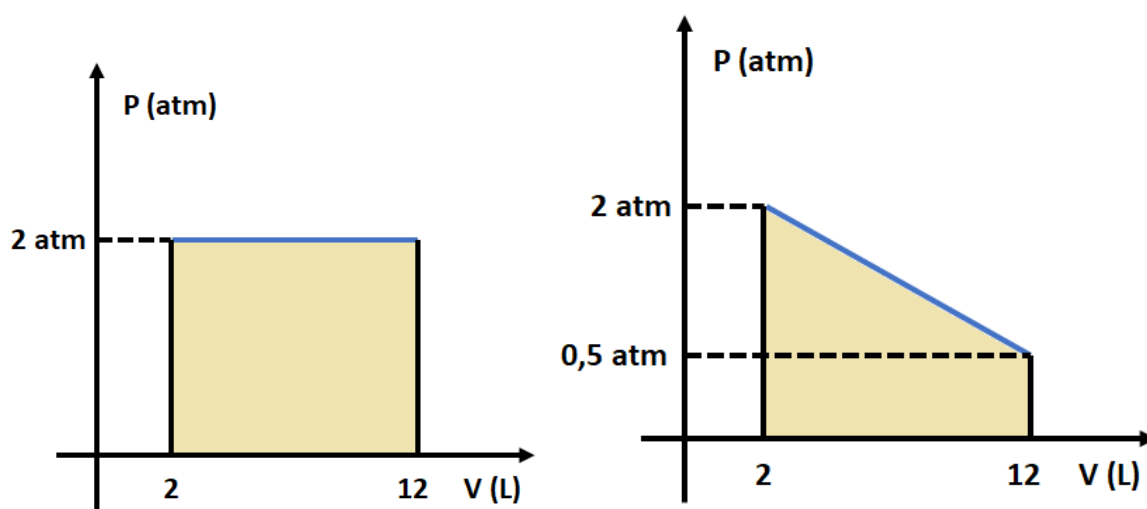


b)

Dado: $1 \text{ Pa} = 10^5 \text{ atm}$

Comentários

O trabalho pode ser calculado pela área do gráfico $P \times V$.



a) Destacamos as áreas dos gráficos.

Observe que o primeiro gráfico se trata de uma transformação isobárica. Portanto, a área do gráfico é um retângulo.

$$w = P\Delta V = 2 \cdot (12 - 2) = 2 \cdot 10 = 20 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

Podemos converter nas unidades do SI, nos lembrando que $1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$ e que $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$.

$$w = 20 \text{ atm} \cdot \text{L} = 20 \cdot 10^5 \cdot \text{Pa} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 20 \cdot 10^{5-3} = 20 \cdot 10^2 = 2000 \text{ J}$$

b) Podemos calcular a área do gráfico pela área do trapézio. Observe que a altura do trapézio é igual a 10 L, que é a diferença entre o volume final (12 L) e o volume inicial (2 L).

$$w = \left(\frac{2 + 0,5}{2} \right) \cdot 10 = \frac{2,5}{2} \cdot 10 = 12,5 \text{ atm} \cdot L$$

Para converter nas unidades do SI, basta usar os fatores $1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$ e que $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$.

$$w = 12,5 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} = 1250 \text{ J}$$

Gabarito: a) 2000 J; b) 1250 J

4. Lista de Questões Propostas

CONSTANTES

Constante de Avogadro (N_A)	$= 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	$= 9,65 \times 10^4 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	$= 22,4 \text{ L (CNTP)}$
Carga elementar	$= 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	$= 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	$= 9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	$= 6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	$= 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	$= 2,72$

DEFINIÇÕES

Pressão: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia: $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0°C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar ; concentração das soluções $= 1 \text{ mol L}^{-1}$ (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em mol L^{-1}

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})
H	1	1,01	Mn	25	54,94

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

1. (TFC – INÉDITA)

Um frasco de perfume quase cheio continha 100 mL de líquido. O líquido foi derramado em um frasco maior, de capacidade igual a 200 mL. Em relação à massa inicial, pós a transferência, a massa de perfume no estado líquido será:

- Menor, de modo que a pressão de vapor seja menor no frasco novo.
- Menor, de modo que a pressão de vapor seja igual no frasco novo.
- Menor, de modo que a pressão de vapor seja maior no frasco novo.
- Maior, de modo que a pressão de vapor seja menor no frasco novo.
- Maior, de modo que a pressão de vapor seja igual no frasco novo.

2. (ITA-2011)

Estima-se que a exposição a 16 mgmm⁻³ de vapor de mercúrio por um período de 10 minutos seja letal para um ser humano. Um termômetro de mercúrio foi quebrado e todo o seu conteúdo foi espalhado em uma sala fechada de 10m de largura, 10m de profundidade e 3m de altura, mantida a 25 °C.

Calcule a concentração de vapor de mercúrio na sala após o estabelecimento do equilíbrio $Hg(l) \rightleftharpoons Hg(g)$, sabendo que a pressão de vapor do mercúrio a $25^\circ C$ é $3 \cdot 10^{-6}$ atm, e verifique se a concentração de vapor do mercúrio na sala será letal para um ser humano que permaneça em seu interior por 10 minutos.

Dado: massa molar do mercúrio = 200 g/mol.

3. (IME-2013)

Um tambor selado contém ar seco e uma quantidade muito pequena de acetona líquida em equilíbrio dinâmico com a fase vapor. A pressão parcial da acetona é de 180,0 mmHg e a pressão total no tambor é de 760,0 mmHg.

Em uma queda durante seu transporte, o tambor foi danificado e seu volume interno diminuiu para 80% do volume inicial, sem que tenha havido vazamento. Considerando-se que a temperatura tenha se mantido estável a $20^\circ C$, conclui-se que a pressão total após a queda é de:

- a) 950,0 mm Hg
- b) 1175,0 mm Hg
- c) 760,0 mm Hg
- d) 832,0 mm Hg
- e) 905,0 mm Hg

4. (TFC – INÉDITA)

Em qual situação os gases se apresentam mais próximos do comportamento ideal?

- a) Altas pressões e altas temperaturas.
- b) Altas pressões e baixas temperaturas.
- c) Baixas pressões e altas temperaturas.
- d) Baixas pressões e baixas temperaturas.

5. (ITA-2009)

Assumindo um comportamento ideal dos gases, assinale a opção com a afirmação CORRETA.

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

6. (TFC – INÉDITA)



Foram realizados diversos experimentos a temperatura constante. Nesses experimentos, uma amostra de gás é submetida inicialmente a uma pressão P_0 e volume V_0 . O gás é submetido a uma transformação, atingindo uma pressão P_f e um volume V_f . Calcule os valores incógnitas em cada uma das situações.

- a) $P_0 = 5 \text{ atm}$; $V_0 = 2 \text{ L}$; $P_f = 2 \text{ atm}$; $V_f = ?$
- b) $P_0 = 4 \text{ atm}$; $V_0 = 30 \text{ L}$; $P_f = 1 \text{ atm}$; $V_f = ?$
- c) $P_0 = 380 \text{ mmHg}$; $V_0 = 12 \text{ L}$; $P_f = ?$; $V_f = 4 \text{ L}$
- d) $P_0 = 0,2 \text{ atm}$; $V_0 = 2500 \text{ L}$; $P_f = ?$; $V_f = 250 \text{ L}$
- e) Qual a lei que auxilia você a resolver esse problema?

7. (TFC – INÉDITA)

Com base na Equação de Clapeyron, calcule o coeficiente incógnita.

- a) $P = 1 \text{ atm}$; $V = 1,23 \text{ L}$; $n = ?$; $T = 27^\circ \text{C}$
- b) $P = 1,64 \text{ atm}$; $V = 25 \text{ L}$; $n = 1 \text{ mol}$; $T = ?$
- c) $P = ?$; $V = 4 \text{ L}$; $n = 0,4 \text{ mol}$; $T = 0^\circ \text{C}$

8. (TFC – INÉDITA)

Uma amostra de 0,5 mol de nitrogênio ocupa um volume de 5 litros a uma temperatura de 27°C . Calcule a pressão parcial exercida pelo gás considerando:

- a) Que o gás se comporta como ideal.
- b) Que o nitrogênio segue a Equação de van der Waals, com $a = 1,390 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-2}$ e $b = 0,04 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- c) Calcule a energia cinética da amostra (em Joules), considerando o caso da letra B.

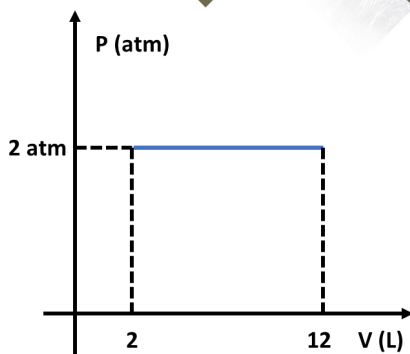
9. (TFC – INÉDITA)

Uma amostra de 14g nitrogênio está submetida a uma pressão de 1,4 atm em um recipiente de 0,3L. Determine a velocidade média das moléculas desse gás, considerando-o ideal.

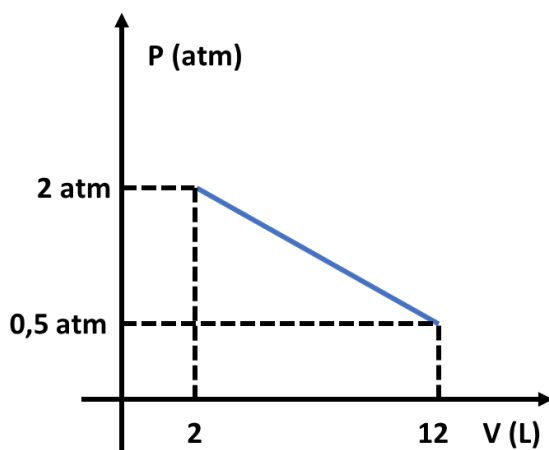
Dados: Massa Molar – N = 14 g/mol

10. (TFC – INÉDITA)

Calcule o trabalho envolvido nas seguintes transformações.



a)



b)

Dado: $1 \text{ Pa} = 10^5 \text{ atm}$

11. (ITA – 2020 – 1ª FASE)

Um reator com 200 L de capacidade, possui uma mistura de dióxido de nitrogênio e monóxido de carbono a 400 K, cujo comportamento pode ser considerado ideal. Os gases reagem entre si para formar dióxido de carbono e monóxido de nitrogênio. A pressão total no reator é igual a 32,8 atm e, no início da reação, a pressão parcial do monóxido de carbono é três vezes maior que a do dióxido de nitrogênio. As massas iniciais de dióxido de nitrogênio e de monóxido de carbono são, respectivamente,

A () 1,5 kg e 4,2 kg.

B () 1,5 kg e 4,5 kg.

C () 1,5 kg e 6,6 kg.

D () 2,3 kg e 4,2 kg.

E () 2,3 kg e 6,6 kg.

12. (ITA – 2020 – 1ª FASE)

Turbinas a gás podem operar com diversos tipos de combustível. Alguns dos mais comuns são metano, etanol e querosene ($\text{C}_{12}\text{H}_{26}$). Considerando combustão completa, a razão mássica de mistura entre cada um desses combustíveis e o oxigênio é, respectivamente,

A () 0,25; 0,48 e 0,29.

B () 0,25; 0,48 e 0,57.



C () 0,25; 0,96 e 0,57.

D () 0,50; 0,48 e 0,29.

E () 0,50; 0,96 e 0,57.

13. (ITA – 2019 – 1ª FASE)

Uma amostra de gás contém 80% de metano, 10% de etano, 5% de propano e 5% de nitrogênio, em volume. Considerando que todos os átomos de carbono na amostra de gás são convertidos em butadieno com 100% de rendimento, assinale a opção que apresenta a massa de butadieno obtido a partir de 100 g do gás.

a) 50g

b) 60g

c) 70g

d) 80g

e) 90g

14. (ITA – 2018)

Um recipiente de 240L de capacidade contém uma mistura dos gases ideais hidrogênio e dióxido de carbono, a 27 °C. Sabendo que a pressão parcial do dióxido de carbono é três vezes menor que a pressão parcial do hidrogênio e que a pressão total da mistura gasosa é de 0,82 atm, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, as massas de hidrogênio e de dióxido de carbono contidas no recipiente

a) 2g e 44g.

b) 6g e 44g.

c) 8g e 88g.

d) 12g e 88g

e) 16g e 44g

15. (ITA – 2018)

Considere um recipiente de 320L ao qual são adicionados gases ideais nas seguintes condições:

I. Hélio: 30.000 cm³ a 760 cmHg e 27 °C

II. Monóxido de carbono: 250L a 1.140 mmHg e -23 °C

III. Monóxido de nitrogênio: 2m³ a 0,273 atm e 0 °C

Sabendo que a pressão total da mistura gasosa é de 4,5 atm,, assinale a opção que apresenta a pressão parcial do hélio na mistura gasosa.

a) 0,1 atm

b) 0,2 atm

c) 0,5 atm

- d) 1,0 atm
e) 2,0 atm.

16. (ITA – 2017)

Um frasco fechado contém dois gases cujo comportamento é considerado ideal: hidrogênio molecular e monóxido de nitrogênio. Sabendo que a pressão parcial do monóxido de nitrogênio é igual a 35 da pressão parcial do hidrogênio molecular, e que a massa total da mistura é de 20g, assinale a alternativa que fornece a porcentagem em massa do hidrogênio molecular na mistura gasosa.

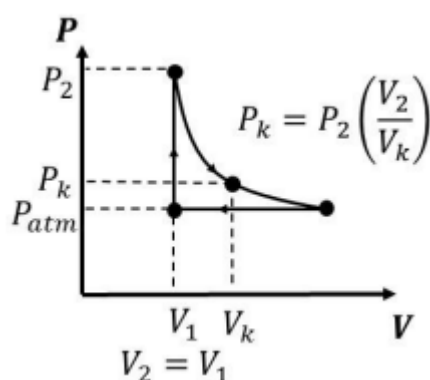
- a) 4%
b) 6%
c) 8%
d) 10%
e) 12%

17. (ITA – 2017)

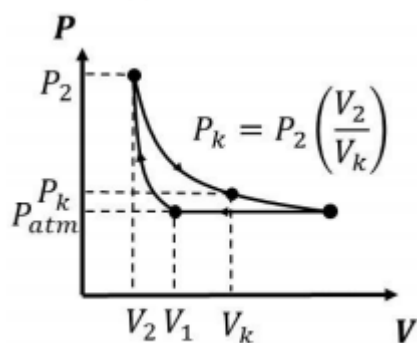
Um motor pulso-jato é uma máquina térmica que pode ser representada por um ciclo termodinâmico ideal de três etapas:

- I – Aquecimento isocórico (combustão)
II – Expansão adiabática (liberação de gases)
III – Compressão isobárica (rejeição de calor a pressão atmosférica)

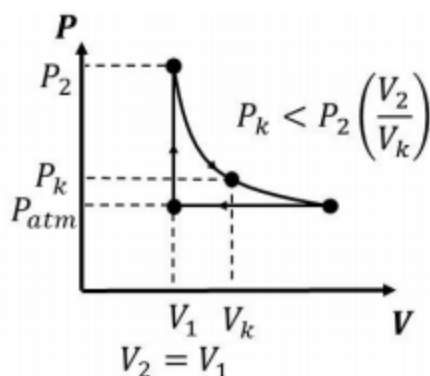
Considerando que essa máquina opere com gases ideais, indique qual dos diagramas pressão versus volume a seguir representa o seu ciclo termodinâmico.



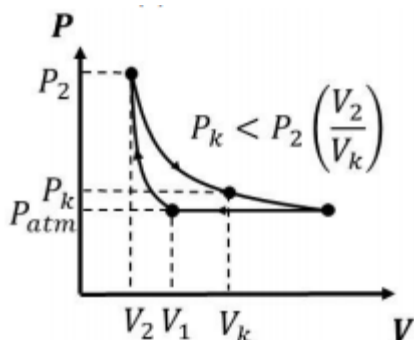
a)



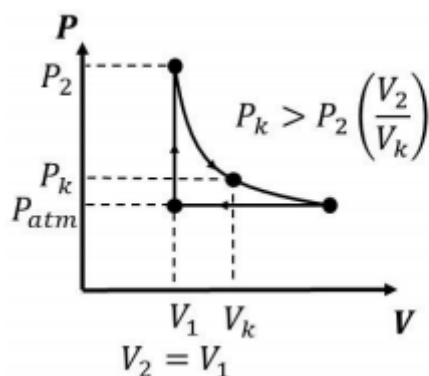
b)



c)



d)



e)

18. (ITA – 2017)

Após inalar ar na superfície, uma pessoa mergulha até uma profundidade de 200 m, em apneia, sem exalar. Desconsiderando as trocas gasosas que ocorrem nos alvéolos pulmonares calcule a pressão parcial do nitrogênio e do oxigênio do ar contido no pulmão do mergulhador.

**19. (ITA-2014)**

Considere um mol de um gás que se comporta idealmente, contido em um cilindro indeformável provido de pistão de massa desprezível, que se move sem atrito. Com relação a este sistema, são feitas as seguintes afirmações:

I – Se o gás for resfriado contra pressão externa constante, o sistema contrai-se.

II – Se pressão for exercida sobre o pistão, a velocidade média das moléculas do gás aumenta.

III – Se o sistema for aquecido a volume constante, a velocidade média das moléculas aumenta, independentemente da natureza do gás.

IV – A velocidade média das moléculas será maior se o gás for o xenônio e menor se for o argônio.

Das afirmações acima, está(ão) ERRADA(S) apenas:

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

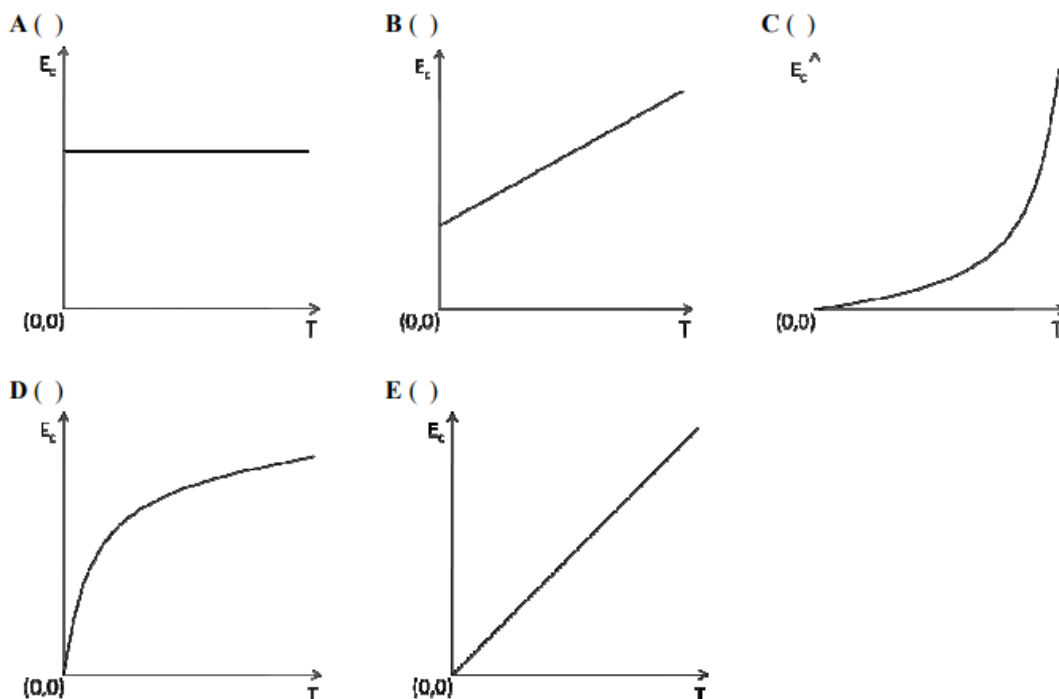
20. (ITA – 2010)

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 $2,0 \text{ atm}$. 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) $7,2 \times 10^{21}$ e $1,3$
- e) $8,7 \times 10^{21}$ e $1,3$

21. (ITA – 2016)

Considerando um gás monoatômico ideal, assinale a opção que contém o gráfico que melhor representa como a energia cinética média (E_c) das partículas que compõem este gás varia em função da temperatura absoluta (T) deste gás.



22. (TFC – 2019 – INÉDITA)

Um mol de um gás ideal inicialmente submetido a uma temperatura inicial de 27°C e pressão interna de 1 atm é submetida a uma transformação adiabática comprimido por uma pressão externa oposta e constante igual a 10 atm. Calcule a temperatura final do sistema em duas situações diferentes: a primeira considerando que o gás monoatômico e a segunda considerando que o gás é diatômico.

23. (ITA-2012)

Considere volumes iguais dos gases NH_3 , CH_4 e O_2 nas CNTP. Assinale a opção que apresenta o(s) gás(es) que se comporta(m) idealmente.

- a) Apenas NH_3
- b) Apenas CH_4
- c) Apenas O_2
- d) Apenas NH_3 e CH_4
- e) Apenas CH_4 e O_2

24. (ITA-2009)

O diagrama temperatura (T) versus volume (V) representa hipoteticamente as transformações pelas quais um gás ideal no estado 1 pode atingir o estado 3. Sendo ΔU a variação de energia interna e q a quantidade de calor trocado com a vizinhança, assinale a opção com a afirmação ERRADA em relação às transformações termodinâmicas representadas no diagrama.

- a) $|\Delta U_{12}| = |q_{12}|$
- b) $|\Delta U_{13}| = |\Delta U_{23}|$
- c) $|\Delta U_{23}| = |q_{23}|$



d) $|\Delta U_{23}| > |\Delta U_{12}|$

e) $q_{23} > 0$

25. (ITA-2011)

Um sistema em equilíbrio é composto por n_0 mol de um gás ideal a pressão P_0 , volume V_0 , temperatura T_0 e energia interna U_0 . Partindo sempre deste sistema em equilíbrio, são realizados isoladamente os seguintes processos:

I – Processo isobárico de T_0 até $T_0/2$.

II – Processo isobárico de V_0 até $2V_0$.

III – Processo isocórico de P_0 até $P_0/2$.

IV – Processo isocórico de T_0 até $2T_0$.

V – Processo isotérmico de P_0 até $P_0/2$.

VI – Processo isotérmico de V_0 até $V_0/2$.

Admitindo que uma nova condição de equilíbrio para esse sistema seja atingida em cada processo x ($x = I, II, III, IV, V$ e VI), assinale a opção que contém a informação ERRADA.

a) $U_V = U_{VI}/2$

b) $U_{VI} = U_0$

c) $P_{IV} = P_{VI}$

d) $T_{II} = 4T_{III}$

e) $V_I = V_V/4$

26. (ITA-2012)

Uma mistura gasosa é constituída de propano (C_3H_8), monóxido de carbono (CO) e metano (CH_4). A combustão de 100 L desta mistura em excesso de oxigênio produz 190 L de CO_2 . Determine o valor numérico do volume, em L, de propano na mistura gasosa original.

27. (ITA-2011)

Considere dois cilindros idênticos (C1 e C2), de paredes rígidas e indeformáveis, inicialmente evacuados. Os cilindros C1 e C2 são preenchidos, respectivamente, com O_2 (g) e Ne (g) até atingirem a pressão de 0,5 atm e temperatura de 50 °C. Supondo comportamento ideal dos gases, são feitas as seguintes afirmações:

I – O cilindro C1 contém maior quantidade de matéria que o cilindro C2.

II – A velocidade média das moléculas no cilindro C1 é maior que no cilindro C2.

III – A densidade do gás no cilindro C1 é maior que a densidade do gás no cilindro C2.

IV – A distribuição de velocidades das moléculas contidas no cilindro C1 é maior que a das contidas no cilindro C2.

Assinale a opção que apresenta a(s) afirmação(ões) CORRETA(S).

a) Apenas I e III.



- b) Apenas I e IV.
- c) Apenas II.
- d) Apenas II e IV.
- e) Apenas III.

28. (ITA-2010)

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

Dados: massa molar de $\text{H}_2 = 2\text{g/mol}$

Número de Avogadro: $N_{\text{AV}} = 6,02 \cdot 10^{23}$

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

29. (ITA-2008)

Um cilindro provido de pistão móvel, que se desloca sem atrito e cuja massa é desprezível, foi parcialmente preenchido com água líquida. Considere que o sistema atinge o equilíbrio à temperatura T e pressão P_i . Num dado momento, o sistema é perturbado por uma elevação brusca do pistão, atingindo novo equilíbrio a uma pressão P_f e à mesma temperatura T . Considere que água líquida permanece no sistema durante todo o processo.

- a) Esboce um gráfico da pressão interna no interior do cilindro versus tempo considerando o intervalo de tempo compreendido entre os dois equilíbrios químicos. Indique no gráfico as pressões P_i e P_f .
- b) A pressão final, P_f , será maior, menor ou igual à pressão inicial, P_i ? Justifique.

30. (ITA-2008)

Dois cilindros (I e II) são providos de pistões, cujas massas são desprezíveis e se deslocam sem atrito. Um mol de um gás ideal é confinado em cada um dos cilindros I e II. São realizados, posteriormente, dois tipos de expansão, descritos a seguir:

- a) No cilindro I, é realizada uma expansão isotérmica à temperatura T , de um volume V até um volume $2V$, contra uma pressão externa constante P .
- b) No cilindro II, é realizada uma expansão adiabática, de um volume V até um volume $2V$, contra uma pressão externa constante P .

Determine os módulos das seguintes grandezas: variação da energia interna, calor trocado e trabalho realizado para os dois tipos de expansão.

**31. (ITA-2007)**

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 aerosol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerosol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.



4.1. Gabarito

1. B
2. sim
3. E
4. C
5. B
6. a) 5 L; b) 120 L; c) 1140 mmHg; d) 2 atm; e) Lei de Boyle
7. a) 0,05 mol; b) 27 °C; c) 2,24 atm
8. a) 2,46 atm; b) 2,4560 atm; c) 3116 J
9. 0,3 m/s
10. a) 2000 J; b) 1250 J
11. D
12. A
13. D
14. D
15. D
16. D
17. C
18. 16,8 atm e 4,2 atm
19. D
20. D
21. E
22. $T_{\text{mono}} = 1380 \text{ K}$; $T_{\text{di}} = 1080$
23. E
24. A
25. A
26. 45 L.
27. E
28. D
29. discursiva
30. discursiva
31. discursiva

5. Lista de Questões Comentadas

11. (ITA – 2020 – 1ª Fase)

Um reator com 200 L de capacidade, possui uma mistura de dióxido de nitrogênio e monóxido de carbono a 400 K, cujo comportamento pode ser considerado ideal. Os gases reagem entre si para formar dióxido de carbono e monóxido de nitrogênio. A pressão total no reator é igual a 32,8 atm e, no início da reação, a pressão parcial do monóxido de carbono é três vezes maior que a do dióxido de nitrogênio. As massas iniciais de dióxido de nitrogênio e de monóxido de carbono são, respectivamente,

A () 1,5 kg e 4,2 kg.

B () 1,5 kg e 4,5 kg.

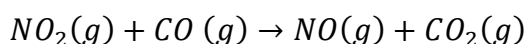
C () 1,5 kg e 6,6 kg.

D () 2,3 kg e 4,2 kg.

E () 2,3 kg e 6,6 kg.

Comentários:

Vamos escrever a reação entre o dióxido de nitrogênio e o monóxido de carbono.



Observe que a reação já está balanceada e que o número de mols de gás nos produtos é igual ao número de mols de gás nos reagentes. Sendo assim, não ocorre variação de pressão durante a reação. Logo, podemos dizer que a pressão total inicial era igual a 32,8 atm.

$$P = P_{NO_2} + P_{CO} = 32,8$$

Como a pressão parcial do CO é igual ao triplo da pressão parcial de NO₂, podemos escrever:

$$P_{CO} = 3P_{NO_2}$$

$$P = P_{NO_2} + P_{CO} = P_{NO_2} + 3P_{NO_2} = 32,8$$

$$4P_{NO_2} = 32,8$$

$$\therefore P_{NO_2} = \frac{32,8}{4} = 8,2 \text{ atm}$$

Agora que conseguimos calcular a pressão parcial, podemos calcular o número de mols de NO₂ usando a Equação de Clapeyron.

$$PV = nRT$$

Temos, portanto, que o número de mols de NO_2 presentes no sistema reacional é:

$$n_{\text{NO}_2} = \frac{P_{\text{NO}_2} V}{RT} = \frac{8,2 \cdot 200}{0,082 \cdot 400} = 50 \text{ mol}$$

Observe, ainda, que a pressão parcial é proporcional ao número de mol do gás. Logo, se a pressão parcial de CO é igual ao triplo da pressão parcial de NO_2 , podemos concluir que o número de mols de CO é igual ao triplo do número de mols de NO_2 .

$$n_{\text{CO}} = 3 \cdot n_{\text{NO}_2} = 3 \cdot 50 = 150 \text{ mol}$$

Agora, precisamos calcular as massas presentes das duas substâncias. Para isso, basta multiplicar o número de mols pela massa molar. Primeiramente, vamos calcular as massas molares de NO_2 e CO.

$$M_{\text{NO}_2} = 14 + 2 \cdot 16 = 46 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CO}} = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$$

Agora, basta multiplicar.

$$m_{\text{NO}_2} = n_{\text{NO}_2} \cdot M_{\text{NO}_2} = 50 \cdot 46 = 2300 \text{ g} = 2,3 \text{ kg}$$

$$m_{\text{CO}} = n_{\text{CO}} \cdot M_{\text{CO}} = 150 \cdot 28 = 4200 \text{ g} = 4,2 \text{ kg}$$

Gabarito: D

12. (ITA – 2020 – 1ª Fase)

Turbinas a gás podem operar com diversos tipos de combustível. Alguns dos mais comuns são metano, etanol e querosene ($\text{C}_{12}\text{H}_{26}$). Considerando combustão completa, a razão mássica de mistura entre cada um desses combustíveis e o oxigênio é, respectivamente,

A () 0,25; 0,48 e 0,29.

B () 0,25; 0,48 e 0,57.

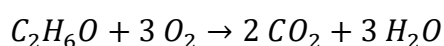
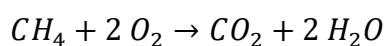
C () 0,25; 0,96 e 0,57.

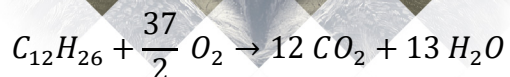
D () 0,50; 0,48 e 0,29.

E () 0,50; 0,96 e 0,57.

Comentários:

Vamos escrever a reação de combustão balanceada para cada uma das espécies químicas citadas.





Considerando 1 mol de cada um dos combustíveis, podemos calcular as massas presentes do combustível e do oxigênio na reação.

Mas, para isso, precisamos das massas molares do metano (CH_4), etanol (C_2H_6O) e do querosene ($C_{12}H_{26}$) e do oxigênio (O_2).

$$M_{CH_4} = 1.12 + 4.1 = 16 \text{ g/mol}$$

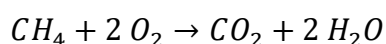
$$M_{C_2H_6O} = 2.12 + 6.1 + 1,16 = 46 \text{ g/mol}$$

$$M_{C_{12}H_{26}} = 12.12 + 26.1 = 170 \text{ g/mol}$$

$$M_{O_2} = 2.16 = 32 \text{ g/mol}$$

Agora, vamos calcular as proporções mássicas pedidas.

- **Combustão do Metano:**

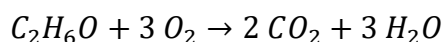


$$m_{CH_4} = 1.16 = 16 \text{ g}$$

$$m_{O_2} = 2.32 = 64 \text{ g}$$

$$r_1 = \frac{m_{CH_4}}{m_{O_2}} = \frac{16}{64} = 0,25$$

- **Combustão do Etanol:**

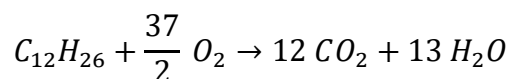


$$m_{C_2H_6O} = 1.46 = 46 \text{ g}$$

$$m_{O_2} = 3.32 = 96 \text{ g}$$

$$r_2 = \frac{m_{C_2H_6O}}{m_{O_2}} = \frac{46}{96} \cong 0,48$$

- **Combustão do Querosene:**



$$m_{C_{12}H_{26}} = 1.170 = 170 \text{ g}$$

$$m_{O_2} = \frac{37}{2} \cdot 32 = 592 \text{ g}$$

$$r_3 = \frac{m_{C_{12}H_{26}}}{m_{O_2}} = \frac{170}{592} \cong 0,29$$

Gabarito: A

13. (ITA – 2019 – 1ª fase)

Uma amostra de gás contém 80% de metano, 10% de etano, 5% de propano e 5% de nitrogênio, em volume. Considerando que todos os átomos de carbono na amostra de gás são convertidos em butadieno com 100% de rendimento, assinale a opção que apresenta a massa de butadieno obtido a partir de 100 g do gás.

- a) 50g
- b) 60g
- c) 70g
- d) 80g
- e) 90g

Comentários

A forma mais simples de resolver esse problema consiste em usar o Princípio da Conservação das Massas de Lavoisier.

De acordo com esse princípio, toda a massa de carbono que estava presente originalmente na forma de diversos gases (metano, etano e propano) estará presente no produto (butadieno).

Anotaremos as fórmulas dos compostos de carbono envolvidos. Vale lembrar que as massas dos elementos são fornecidas no início da prova.

Gás	Fórmula Estrutural	Fórmula Molecular	Massa Molar
Metano	CH_4	CH_4	$1.12 + 4.1 = 16 \text{ g/mol}$
Etano	$CH_3 - CH_3$	C_2H_6	$2.12 + 6.1 = 30 \text{ g/mol}$
Propano	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	C_3H_8	$3.12 + 8.1 = 44 \text{ g/mol}$
Butadieno	$CH_2 = CH - CH = CH_2$	C_4H_6	$4.12 + 6.1 = 54 \text{ g/mol}$
Nitrogênio	$N \equiv N$	N_2	$2.14 = 28 \text{ g/mol}$

Agora, podemos considerar uma amostra de 100 mols dos gases reagentes – metano, etano, propano e nitrogênio. Essa amostra terá:

Gás	Massa Molar	Número de Mols	Massa Presente	Mols de Carbono Presente	Massa de Carbono Presente
Metano (1 carbono)	16	80	1280g	80	960g
Etano (2 carbonos)	30	10	300g	20	240g
Propano (3 carbonos)	44	5	220g	15	180g
Nitrogênio	28	5	140g	0	0
Total			1940g		1380g

Para construir a tabela anterior, consideramos que a massa de um composto é igual ao seu número de mols multiplicado pela massa molar. Analogamente, a massa de carbono no composto é obtida multiplicando o número de mols de carbono naquele composto pela massa do carbono que é 12 u.

Sendo assim, em 1940g da mistura, teremos 1380g de carbono. Como queremos falar sobre 100g da mistura, temos que a massa de carbono presente pode ser calculada por Regra de Três.

Quanto maior a massa da mistura, maior será a massa de carbono nela presente. Portanto, são grandezas diretamente proporcionais.

$$\frac{x}{1380} = \frac{100}{1940} \therefore x = \frac{100 \cdot 1380}{1940} \cong 71,1g$$

Essa é a mesma massa de carbono presente no butadieno que foi produzido ao final. Para saber a massa de butadieno produzida, basta fazer a análise de massa do composto.

Composto	Massa Molar	Massa Molar de Carbono
Butadieno (4 carbonos)	54g	48g (4 mols de carbono)

Sendo assim, em 1 mol de butadieno, tem-se 48g de carbono e 54g de butadieno ao todo. Como á temos 71,1g de carbono, podemos calcular a massa de butadieno por Regra de Três.

Massa de Carbono	Massa de Butadieno
48g	54g
71,1g	m

Quanto mais butadieno se tem, mais massa de carbono será. Mais uma vez, se tem grandezas diretamente proporcionais.

$$\frac{m}{54} = \frac{71,1}{48} \therefore m = \frac{71,1 \cdot 54}{48} = \frac{71,1 \cdot 9}{8} \cong 80g$$

Gabarito: D

14. (ITA – 2018)

Um recipiente de 240L de capacidade contém uma mistura dos gases ideais hidrogênio e dióxido de carbono, a 27 °C. Sabendo que a pressão parcial do dióxido de carbono é três vezes menor que a pressão parcial do hidrogênio e que a pressão total da mistura gasosa é de 0,82 atm, assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, as massas de hidrogênio e de dióxido de carbono contidas no recipiente

- a) 2g e 44g.
- b) 6g e 44g.
- c) 8g e 88g.
- d) 12g e 88g
- e) 16g e 44g

Comentários

Primeiramente, vamos converter a temperatura fornecida para a Escala Kelvin. Para isso, basta somar o fator 273. Dessa forma, 27 °C são equivalentes a 300K.

A pressão total no recipiente é de 0,82 atm. Essa pressão corresponde à soma das pressões parciais de hidrogênio e dióxido de carbono. Portanto, basta somar essas pressões parciais.

Temos o seguinte:

$$P = P_{H_2} + P_{CO_2}$$

Além disso, a pressão de hidrogênio é o triplo da pressão do carbono.

$$P_{H_2} = 3P_{CO_2}$$

$$\therefore P = 3P_{CO_2} + P_{CO_2} = 0,82$$

$$4P_{CO_2} = 0,82 \therefore P_{CO_2} = \frac{0,82}{4} = 0,21 \text{ atm}$$

Para calcular o número de mols de dióxido de carbono presentes na amostra, podemos utilizar a Equação de Clapeyron.

$$P_{CO_2}V = n_{CO_2}RT \therefore n_{CO_2} = \frac{P_{CO_2}V}{RT} = \frac{0,21.240}{0,082.300} \cong 2$$

Para calcular a massa de dióxido de carbono, basta multiplicar pela massa molar do gás. Na prova, são fornecidas as massas atômicas: H = 1, C = 12 e O = 16. Portanto, a massa molar do CO₂ é:

$$M_{CO_2} = 1.12 + 2.16 = 12 + 32 = 44$$

Dessa forma, a massa de dióxido de carbono é igual ao produto do número de mols pela massa molar.

$$m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M_{CO_2} = 2.44 = 88g$$

Para o hidrogênio, podemos escrever que, se a sua pressão parcial é igual ao triplo da pressão de dióxido de carbono, então o número de mols de hidrogênio é igual ao triplo do número de mols de dióxido de carbono. Portanto:

$$n_{H_2} = 3 \cdot n_{CO_2} = 3.2 = 6$$

Dessa forma, a massa de hidrogênio pode ser calculada multiplicando-se pela sua massa molar.

$$M_{H_2} = 2.1 = 2$$

$$m_{H_2} = n_{H_2} \cdot M_{H_2} = 6.2 = 12g$$

Logo, a massa de hidrogênio é igual a 12g e a massa de dióxido de carbono é igual a 88g, conforme apontado pela letra "d".

Gabarito: D

15. (ITA – 2018)

Considere um recipiente de 320L ao qual são adicionados gases ideais nas seguintes condições:

I. Hélio: 30.000 cm³ a 760 cmHg e 27 °C

II. Monóxido de carbono: 250L a 1.140 mmHg e -23 °C

III. Monóxido de nitrogênio: 2m³ a 0,273 atm e 0 °C

Sabendo que a pressão total da mistura gasosa é de 4,5 atm,, assinale a opção que apresenta a pressão parcial do hélio na mistura gasosa.

a) 0,1 atm

b) 0,2 atm

c) 0,5 atm



d) 1,0 atm

e) 2,0 atm.

Comentários

Primeiramente, vamos obter o número de mols de hélio. Para isso, precisaremos fazer algumas conversões de unidades.

O volume de $30\,000\text{ cm}^3 = 30\text{L}$. A pressão de $760\text{ cmHg} = 7600\text{ mmHg} = 10\text{ atm}$. Já a temperatura de $27\text{ °C} = 300\text{ K}$ (basta somar 273). Portanto, temos:

$$PV = nRT \therefore n_{\text{He}} = \frac{PV}{RT} = \frac{10 \cdot 30}{0,082 \cdot 300} \cong 12,18\text{ mol}$$

Agora, vamos calcular a quantidade de mols de CO. Façamos a conversão da pressão e da temperatura. No primeiro caso, devemos dividir por 760 e, no segundo, devemos somar 273.

$$P = 1140\text{ mmHg} = \frac{1140}{760}\text{ atm} = 1,5\text{ atm}$$

$$T = -23 + 273 = 250\text{ K}$$

Agora, façamos o cálculo do número de mols de CO.

$$PV = nRT \therefore n_{\text{CO}} = \frac{PV}{RT} = \frac{1,5 \cdot 250}{0,082 \cdot 250} \cong 18,27\text{ mol}$$

O terceiro passo é calcular o número de mols de NO. Novamente, precisamos de algumas conversões de unidades.

$$V = 2\text{ m}^3 = 2000\text{L}$$

$$T = 0 + 273 = 273\text{K}$$

Temos, portanto, o número de mols desse gás pela Equação de Clapeyron.

$$PV = nRT \therefore n_{\text{NO}} = \frac{PV}{RT} = \frac{0,273 \cdot 2000}{0,082 \cdot 273} \cong 24,36\text{ mol}$$

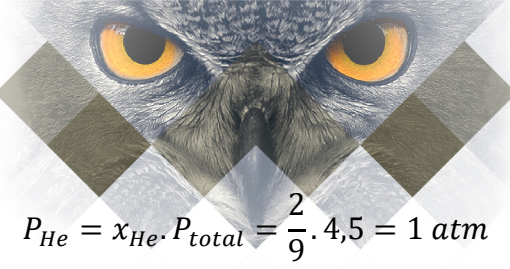
O número de mols total de gases na mistura é:

$$n = n_{\text{He}} + n_{\text{CO}} + n_{\text{NO}} = 12,18 + 18,27 + 24,36 = 54,81\text{ mol}$$

Dessa forma, a fração molar de hélio na mistura é:

$$x_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n} = \frac{12,18}{54,81} = \frac{2}{9}\text{ mol}$$

Sendo assim, a pressão parcial do gás é:


$$P_{He} = x_{He} \cdot P_{total} = \frac{2}{9} \cdot 4,5 = 1 \text{ atm}$$

A pressão parcial de hélio na mistura é igual a 1 atm, o que condiz com a alternativa “d”.

Gabarito: D

16. (ITA – 2017)

Um frasco fechado contém dois gases cujo comportamento é considerado ideal: hidrogênio molecular e monóxido de nitrogênio. Sabendo que a pressão parcial do monóxido de nitrogênio é igual a 35 da pressão parcial do hidrogênio molecular, e que a massa total da mistura é de 20g, assinale a alternativa que fornece a porcentagem em massa do hidrogênio molecular na mistura gasosa.

- a) 4%
- b) 6%
- c) 8%
- d) 10%
- e) 12%

Comentários

Trabalhando os dados fornecidos pelo enunciado.

$$P_{NO} = \frac{3}{5} P_{H_2}$$

Como os dois gases estão submetidos a uma mesma temperatura e mesmo volume, temos que essa mesma proporção se relaciona ao número de mols envolvido.

$$n_{NO} = \frac{3}{5} n_{H_2}$$

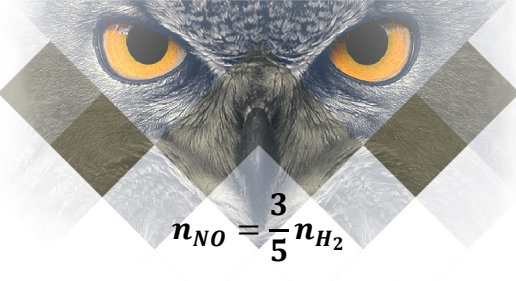
Como queremos uma relação entre massas, precisamos utilizar as massas molares. As massas dos elementos envolvidos são: H = 1, O = 16 e N = 14.

Sendo assim, as massas molares do NO e do H₂ são:

$$M_{NO} = 1 \cdot 14 + 1 \cdot 16 = 30 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2} = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}$$

Agora, basta usar a propriedade da estequiometria que nos diz que o número de mols de um composto qualquer é igual à razão entre a sua massa e sua massa molar.



$$n_{NO} = \frac{3}{5} n_{H_2}$$

$$\therefore \frac{m_{NO}}{M_{NO}} = \frac{3 m_{H_2}}{5 M_{H_2}}$$

$$\frac{m_{NO}}{30} = \frac{3 m_{H_2}}{5 \cdot 2}$$

$$\therefore \frac{m_{H_2}}{m_{NO}} = \frac{5 \cdot 2}{3 \cdot 30} = \frac{10}{3 \cdot 30} = \frac{1}{9}$$

Sendo assim, a mistura possui 1g de hidrogênio para cada 9g de NO. Dessa forma, um total de 10g da mistura possui 1g de hidrogênio. Logo, o percentual de hidrogênio em massa nela é:

$$\%H_2 = \frac{m_{H_2}}{m_{total}} = \frac{1}{10} = 10\%$$

A porcentagem de massa de hidrogênio na mistura é igual a 10%, o que condiz com a alternativa “d”.

Gabarito: D

17. (ITA – 2017)

Um motor pulso-jato é uma máquina térmica que pode ser representada por um ciclo termodinâmico ideal de três etapas:

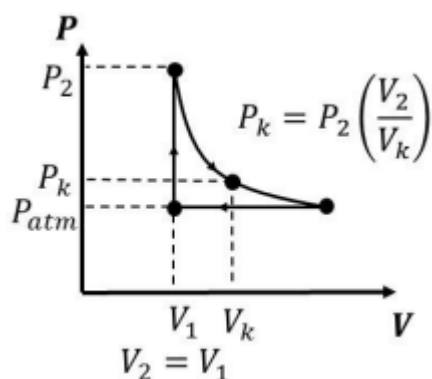
I – Aquecimento isocórico (combustão)

II – Expansão adiabática (liberação de gases)

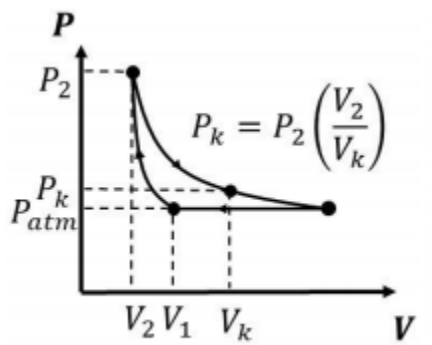
III – Compressão isobárica (rejeição de calor a pressão atmosférica)

Considerando que essa máquina opere com gases ideais, indique qual dos diagramas pressão *versus* volume a seguir representa o seu ciclo termodinâmico.

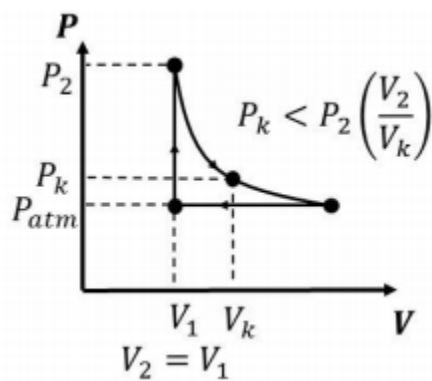
a)



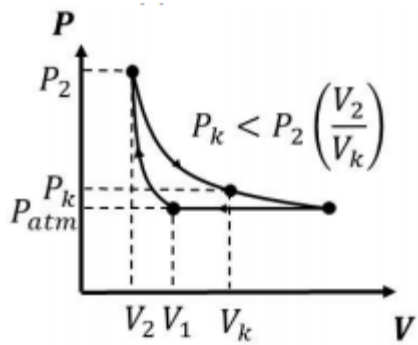
b)



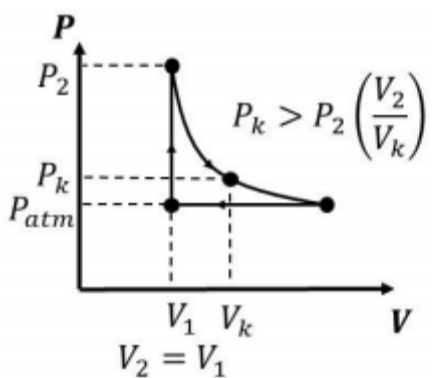
c)



d)



e)



Comentários

A primeira transformação é um aquecimento isocórico, portanto, não há variação de volume. Essa transformação é representada por uma linha vertical de volume constante – o que elimina as letras “d” e “b”. Pela Lei de Charles, quando aquecido a volume constante, a pressão interna do gás aumenta.

A segunda etapa é uma expansão adiabática reversível. Essa expansão é regida pela lei

$$P_k V_k^\gamma = P_1 V_1^\gamma$$

Como o coeficiente de Poisson é sempre maior que 1, teremos que:

$$P_k = P_1 \left(\frac{V_1}{V_k} \right)^\gamma$$

Como houve expansão teremos que a razão $\frac{V_1}{V_2} < 1$. Quando um número positivo inferior a 1 é elevado a uma potência superior a 1, esse número decresce. Portanto temos

$$P_k = P_1 \left(\frac{V_1}{V_k} \right)^\gamma < P_1 \left(\frac{V_1}{V_k} \right)$$

Essa conclusão eliminar os itens “a” e “e” sobrando, portanto, o item “c” como resposta.

De fato, a última transformação que é isobárica, que deve ser representada por uma linha horizontal de pressão constante. Exatamente como consta na letra “c”. Por atender a tudo o que foi proposto no enunciado, essa alternativa é o gabarito.

Gabarito: C

18. (ITA – 2017)

Após inalar ar na superfície, uma pessoa mergulha até uma profundidade de 200 m, em apneia, sem exalar. Desconsiderando as trocas gasosas que ocorrem nos alvéolos pulmonares calcule a pressão parcial do nitrogênio e do oxigênio do ar contido no pulmão do mergulhador.

Comentários

Essa é uma questão que mostra que o aluno não deve desprezar as nossas seções de curiosidades, pois elas podem sim ser cobradas.

A cada 10 metros de profundidade, a pressão aumenta 1 atm. Sendo assim, a 200 metros, a pressão aumentou 20 atm.

Sendo assim, a pressão no interior do pulmão será igual a 1 atm da atmosfera mais 20 atm da coluna de água, totalizando 21 atm.

Como não houve trocas gasosas, as frações molares dos gases são as mesmas que ocorrem na atmosfera.

$$P_{N_2} = x_{N_2} \cdot P = 0,8 \cdot 21 = 16,8 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = x_{O_2} \cdot P = 0,2 \cdot 21 = 4,2 \text{ atm}$$

Gabarito: 16,8 atm e 4,2 atm

19. (ITA-2014)

Considere um mol de um gás que se comporta idealmente, contido em um cilindro indeformável provido de pistão de massa desprezível, que se move sem atrito. Com relação a este sistema, são feitas as seguintes afirmações:

- I – Se o gás for resfriado contra pressão externa constante, o sistema contrai-se.
- II – Se pressão for exercida sobre o pistão, a velocidade média das moléculas do gás aumenta.
- III – Se o sistema for aquecido a volume constante, a velocidade média das moléculas aumenta, independentemente da natureza do gás.
- IV – A velocidade média das moléculas será maior se o gás for o xenônio e menor se for o argônio.

Das afirmações acima, está(ão) ERRADA(S) apenas:

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

Comentários

I – As transformações isobáricas são regidas pela Lei de Charles. Segundo Charles, quando um sistema sofre transformações a pressão constante, o volume será proporcional à temperatura absoluta. Portanto, se a temperatura diminui (o sistema é resfriado), o sistema se contrai (volume se reduz). O item está correto.

II – A energia interna só depende da temperatura, consequentemente a velocidade média das moléculas também não varia. O item está errado.

III – A energia interna cresce com a temperatura, consequentemente a velocidade média das moléculas. O item está correto.

IV – Errado. Para a velocidade média das moléculas, tem-se:

$$\frac{1}{2}nMv^2 = \frac{3}{2}nRT \therefore v^2 = \frac{3RT}{M} \therefore v = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Portanto, a velocidade média diminui com a massa molecular.

Gabarito: D

20. (ITA – 2010)

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 $2,0 \text{ atm}$. 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) $7,2 \times 10^{21}$ e $1,3$

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

Dado: Número de Avogadro = $6,02 \cdot 10^{23}$

Comentários

Essa questão pode ser resolvida diretamente pela Equação de Clapeyron, porém, o aluno deve tomar bastante cuidado com as unidades envolvidas no problema.

$$PV = nRT \therefore n = \frac{PV}{RT}$$

A pressão já foi fornecida em atmosfera. Mas o volume foi fornecido em cm^3 , portanto, devemos dividir por 1000 para obtê-lo em litros. Sendo assim, o volume de 250 cm^3 equivale a $0,25 \text{ L}$. A temperatura foi fornecida em Celsius, portanto, devemos somar 273 para chegar à mesma temperatura em Kelvin.

Sendo assim, o número de mols do gás pode ser calculado pela expressão encontrada a partir da Equação de Clapeyron.

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{2,0 \cdot 0,25}{0,082 \cdot (250 + 273)} = \frac{0,5}{0,082 \cdot 523} = 0,0117 \text{ mol}$$

Para transformar o número de mols em número de moléculas, devemos multiplicar pelo Número de Avogadro.

$$N = 0,0116,02 \cdot 10^{23} = 7,04 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

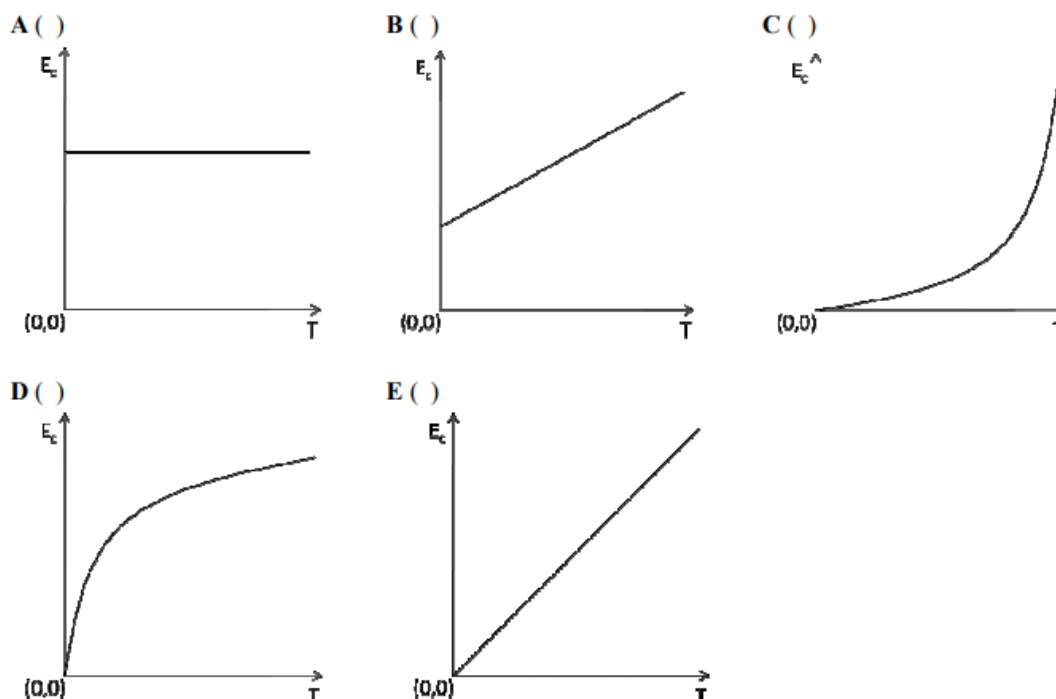
Ao pesquisar nas alternativas, notamos que o valor para o número de moléculas foi incorretamente aproximado para $7,2 \cdot 10^{21}$. Agora, passemos ao cálculo da massa específica.

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} = \frac{2,28}{0,082 \cdot 523} = 1,3$$

Gabarito: D

21. (ITA – 2016)

Considerando um gás monoatômico ideal, assinale a opção que contém o gráfico que melhor representa como a energia cinética média (E_c) das partículas que compõem este gás varia em função da temperatura absoluta (T) deste gás.



Comentários

A energia cinética de um gás ideal depende exclusivamente da temperatura.

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

Note que a energia cinética liberada é diretamente proporcional à temperatura. Portanto, o gabarito é letra E.

Gabarito: E



22. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Um mol de um gás ideal inicialmente submetido a uma temperatura inicial de 27 °C e pressão interna de 1 atm é submetida a uma transformação adiabática comprimido por uma pressão externa oposta e constante igual a 10 atm. Calcule a temperatura final do sistema em duas situações diferentes: a primeira considerando que o gás monoatômico e a segunda considerando que o gás é diatômico.

Comentários

Como a expansão é adiabática, tem-se que o calor envolvido nela é nulo. Além disso, como a variação de entalpia de um processo a pressão constante é igual ao calor trocado nele, a variação de entalpia também é nula.

Para uma amostra qualquer de gás:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \therefore T_2 = \frac{P_2 V_2}{P_1 V_1} T_1 \text{ (I)}$$

Perceba que já sabemos as pressões P_1 e P_2 e a temperatura inicial que é de 27 °C, equivalente a 300K, portanto, para calcular a temperatura final, precisamos apenas descobrir a razão entre o volume final e o volume inicial.

Da Equação da Primeira Lei da Termodinâmica:

$$Q = \Delta U + w = 0 \therefore w = -\Delta U \text{ (II)}$$

Como a transformação foi submetida a uma pressão externa constante, devemos utilizar a expressão da transformação isobárica para calcular o trabalho:

$$w = P_{ext} \Delta V = P_{ext} (V_2 - V_1) \text{ (III)}$$

Já a variação de energia interna é proporcional à variação de temperatura absoluta.

$$\Delta U = knR\Delta T = knR(T_2 - T_1) = knRT_2 - knRT_1 \text{ (IV)}$$

Na igualdade acima, $k = \frac{3}{2}$ para gás monoatômico e $k = \frac{5}{2}$ para gás diatômico. Além disso, podemos utilizar a Equação de Clapeyron.

$$P_2 V_2 = nRT_2$$

$$P_1 V_1 = nRT_1$$

Substituindo na expressão da energia interna, temos:

$$\Delta U = k(P_2 V_2 - P_1 V_1) \text{ (V)}$$

Agora, usando a Primeira Lei da Termodinâmica e a relação (II) que encontramos entre trabalho e variação de energia interna para essa transformação adiabática, temos:

$$w = -\Delta U \text{ (II)}$$

$$P_{ext}(V_2 - V_1) = -k(P_2V_2 - P_1V_1)$$

Agora, vamos trabalhar essa igualdade. Dividindo tudo por V_1 , temos:

$$P_{ext}\left(\frac{V_2}{V_1} - 1\right) = -k\left(\frac{P_2V_2}{V_1} - P_1\right)$$

$$\frac{P_{ext}V_2}{V_1} - P_{ext} = kP_1 - \frac{kP_2V_2}{V_1}$$

Organizando a equação para ficar a razão V_2/V_1 isolada no lado esquerdo, temos:

$$\frac{V_2}{V_1}[P_{ext} + kP_2] = kP_1 + P_{ext}$$

$$\therefore \frac{V_2}{V_1} = \frac{P_{ext} + kP_1}{[P_{ext} + kP_2]} \text{ (VI)}$$

Substituindo os valores fornecidos pelo enunciado, temos:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{10 + k \cdot 1}{10 + k \cdot 10} = \frac{10 + k}{10(k + 1)} \text{ (VII)}$$

Portanto, para gás monoatômico, a expressão (VII) se transforma em:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{10 + k \cdot 1}{10 + k \cdot 10} = \frac{10 + \frac{3}{2}}{10\left(\frac{3}{2} + 1\right)} = \frac{\frac{20 + 3}{2}}{10\left(\frac{3 + 2}{2}\right)} = \frac{\frac{23}{2}}{\frac{10 \cdot 5}{2}} = \frac{23}{50} \approx 0,46$$

Aplicando na expressão (I) encontrada logo no início da resolução.

$$T_2 = \frac{P_2V_2}{P_1V_1}T_1$$

$$T_2 = \frac{10}{1} 0,46 \cdot 300 = 46 \cdot 30 = 1380K$$

Para gás diatômico, a expressão (VII) se transforma em:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{10 + k \cdot 1}{10 + k \cdot 10} = \frac{10 + \frac{5}{2}}{10\left(\frac{5}{2} + 1\right)} = \frac{\frac{20 + 5}{2}}{10\left(\frac{5 + 2}{2}\right)} = \frac{\frac{25}{2}}{\frac{10 \cdot 7}{2}} = \frac{25}{70} \approx 0,36$$

Aplicando novamente na expressão (I):

$$T_2 = \frac{10}{1} 0,36.300 = 36.30 = 1080K$$

Gabarito: $T_{\text{mono}} = 1380 \text{ K}$; $T_{\text{di}} = 1080$

23. (ITA-2012)

Considere volumes iguais dos gases NH_3 , CH_4 e O_2 nas CNTP. Assinale a opção que apresenta o(s) gás(es) que se comporta(m) idealmente.

- a) Apenas NH_3
- b) Apenas CH_4
- c) Apenas O_2
- d) Apenas NH_3 e CH_4
- e) Apenas CH_4 e O_2

Comentários

Num gás ideal, as moléculas não devem apresentar significativas forças intermoleculares, como a amônia, cujas interações são fortes devido à formação de pontes de hidrogênio.

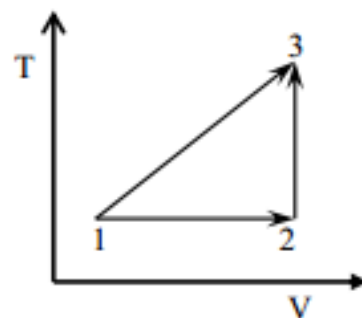
Por outro lado, oxigênio e metano são apolares, portanto apresentam somente forças fracas, denominadas Forças de van der Waals (ou dipolo induzido). Portanto, esses gases se aproximam mais do modelo de gás ideal.

Gabarito: E

24. (ITA-2009)

O diagrama temperatura (T) versus volume (V) representa hipoteticamente as transformações pelas quais um gás ideal no estado 1 pode atingir o estado 3. Sendo ΔU a variação de energia interna e q a quantidade de calor trocado com a vizinhança, assinale a opção com a afirmação ERRADA em relação às transformações termodinâmicas representadas no diagrama.

- a) $|\Delta U_{12}| = |q_{12}|$
- b) $|\Delta U_{13}| = |\Delta U_{23}|$
- c) $|\Delta U_{23}| = |q_{23}|$
- d) $|\Delta U_{23}| > |\Delta U_{12}|$
- e) $q_{23} > 0$





Comentários

A transformação 1-2 é uma isotérmica, portanto apresenta $\Delta U_{12} = 0$, enquanto a transformação 2-3 é isovolumétrica, portanto apresenta $w_{23} = 0$.

Consequentemente: $q_{12} = w_{12}$ e $q_{23} = \Delta U_{23}$

a) Errado, pelo exposto inicialmente.

b) Correto. A variação de energia interna só depende dos estados final e inicial, portanto:

$$\Delta U_{1-3} = \Delta U_{1-2-3}$$

$$\Delta U_{13} = \Delta U_{12} + \Delta U_{23} = \Delta U_{23}$$

c) Correto, pelo exposto inicialmente.

d) Correto, pois $\Delta U_{12} = 0$ e $\Delta U_{23} \neq 0$

e) Correto, pois ocorre uma expansão.

Gabarito: A

25. (ITA-2011)

Um sistema em equilíbrio é composto por n_0 mol de um gás ideal a pressão P_0 , volume V_0 , temperatura T_0 e energia interna U_0 . Partindo sempre deste sistema em equilíbrio, são realizados isoladamente os seguintes processos:

I – Processo isobárico de T_0 até $T_0/2$.

II – Processo isobárico de V_0 até $2V_0$.

III – Processo isocórico de P_0 até $P_0/2$.

IV – Processo isocórico de T_0 até $2T_0$.

V – Processo isotérmico de P_0 até $P_0/2$.

VI – Processo isotérmico de V_0 até $V_0/2$.

Admitindo que uma nova condição de equilíbrio para esse sistema seja atingida em cada processo x ($x = \text{I, II, III, IV, V e VI}$), assinale a opção que contém a informação ERRADA.

a) $U_V = U_{VI}/2$

b) $U_{VI} = U_0$

c) $P_{IV} = P_{VI}$

d) $T_{II} = 4T_{III}$

e) $V_I = V_V/4$

Comentários

Como estamos diante de várias transformações em que não há reação química, podemos dizer que:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

a e b) Como V e VI são isotérmicos, $U_V = U_{VI} = U_0$

Portanto, a está errada e b está correta.

c) Em IV:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_{IV} V}{2T_0} \therefore P_{IV} = 2P_0$$

Em VI:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_{VI} V_0/2}{T_0} \therefore P_{VI} = 2P_0$$

Portanto c está correta.

d)

Em II:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_0 2V_0}{T_{II}} \therefore T_{II} = 2T_0$$

Em III:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_0/2 V_0}{T_{III}} \therefore T_{III} = T_0/2$$

Portanto

$$T_{II} = 4T_{III}$$

Portanto, a letra d está correta.

e)

Em I:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_0 V_I}{T_0/2} \therefore V_I = V_0/2$$

Em V:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_0 / 2V_V}{T_0} \therefore V_V = 2V_0$$

Portanto:

$$V_I = V_V / 4$$

Portanto, a letra E também está correta.

Sendo assim, apenas a letra A está errada e é o nosso gabarito.

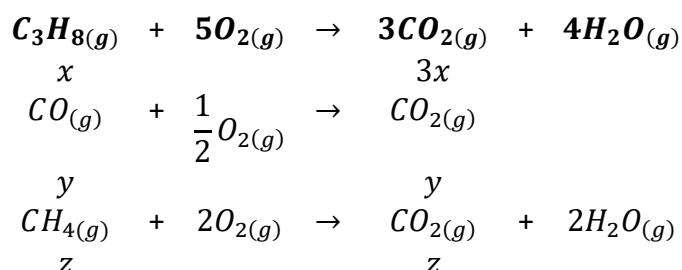
Gabarito: A

26. (ITA-2012)

Uma mistura gasosa é constituída de propano (C_3H_8), monóxido de carbono (CO) e metano (CH_4). A combustão de 100 L desta mistura em excesso de oxigênio produz 190 L de CO_2 . Determine o valor numérico do volume, em L, de propano na mistura gasosa original.

Comentários

Como a combustão ocorre com excesso de oxigênio, pode-se considerar que ela é completa. Além disso, como a mistura é gasosa e todos os gases estão submetidos à mesma temperatura e pressão, podemos afirmar que o volume parcial de cada gás é proporcional ao número de mols. Portanto:



Temos, portanto:

$$x + y + z = 100$$

$$3x + y + z = 190$$

Daí, podemos extrair o volume de propano na mistura original. Basta subtrair a primeira equação da segunda.

$$2x = 90 \therefore x = 45 L$$

Gabarito: 45 L.

27. (ITA-2011)

Considere dois cilindros idênticos (C1 e C2), de paredes rígidas e indeformáveis, inicialmente evacuados. Os cilindros C1 e C2 são preenchidos, respectivamente, com O_2 (g) e Ne (g) até atingirem a pressão de 0,5 atm e temperatura de 50 °C. Supondo comportamento ideal dos gases, são feitas as seguintes afirmações:

I – O cilindro C1 contém maior quantidade de matéria que o cilindro C2.

II – A velocidade média das moléculas no cilindro C1 é maior que no cilindro C2.

III – A densidade do gás no cilindro C1 é maior que a densidade do gás no cilindro C2.

IV – A distribuição de velocidades das moléculas contidas no cilindro C1 é maior que a das contidas no cilindro C2.

Assinale a opção que apresenta a(s) afirmação(ões) CORRETA(S).

a) Apenas I e III.

b) Apenas I e IV.

c) Apenas II.

d) Apenas II e IV.

e) Apenas III.

Comentários

I – Errada. Como os gases estão submetidos à mesma pressão, temperatura e volume, necessariamente terão a mesma quantidade de mols, pois:

$$\text{Cilindro I: } PV = n_{O_2}RT$$

$$\text{Cilindro II: } PV = n_{He}RT$$

Dividindo as duas equações, obtemos que $n_{O_2} = n_{Ne}$.

II – Errada. Dois gases ideais na mesma temperatura apresentam a mesma energia interna. Portanto, a velocidade média das moléculas diminui com o aumento da massa molecular. Sendo assim, a velocidade média das moléculas de neônio (cilindro C2) deve ser maior.

III – Correta. A densidade dos gases é dada pela expressão:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = \frac{PM}{RT}$$

Portanto, quanto maior a massa molar, maior é a densidade do gás. Sendo assim, a densidade do gás hidrogênio contido no cilindro I é maior.

IV – Errada. A tendência é que moléculas mais leves apresentem maior variação nas velocidades.

Gabarito: E

28. (ITA-2010)

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

Dados: massa molar de $\text{H}_2 = 2\text{g/mol}$

Número de Avogadro: $N_{\text{AV}} = 6,02 \cdot 10^{23}$

a) $3,1 \cdot 10^{-24}$

b) $5,7 \cdot 10^{-24}$

c) $3,1 \cdot 10^{-21}$

d) $5,7 \cdot 10^{-21}$

e) $2,8 \cdot 10^{-18}$

Comentários

A energia cinética de uma molécula é dada por:

$$E = \frac{1}{2}mv^2$$

Para obter a energia em J, deve-se usar a massa em quilogramas. A massa molar do hidrogênio é 2g/mol . Portanto, a massa de uma única molécula de hidrogênio em kg é:

$$m = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23}}$$

$$E = \frac{1}{2} \frac{2 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23}} (1,85 \cdot 10^3)^2 = \frac{3,42 \cdot 10^3}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,57 \cdot 10^{3-23}$$

$$E = 5,7 \cdot 10^{-21}$$

Gabarito: D

29. (ITA-2008)

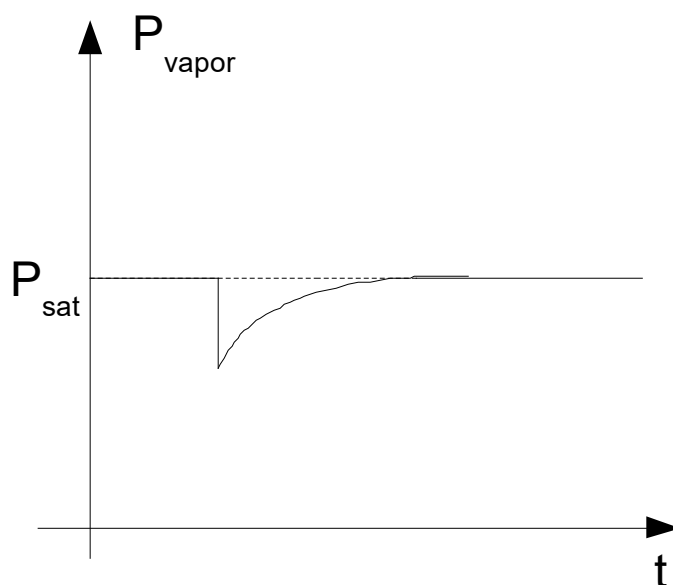
Um cilindro provido de pistão móvel, que se desloca sem atrito e cuja massa é desprezível, foi parcialmente preenchido com água líquida. Considere que o sistema atinge o equilíbrio à temperatura T e pressão P_i . Num dado momento, o sistema é perturbado por uma elevação brusca do pistão, atingindo novo equilíbrio a uma pressão P_f e à mesma temperatura T . Considere que água líquida permanece no sistema durante todo o processo.

a) Esboce um gráfico da pressão interna no interior do cilindro versus tempo considerando o intervalo de tempo compreendido entre os dois equilíbrios químicos. Indique no gráfico as pressões P_i e P_f .

b) A pressão final, P_f , será maior, menor ou igual à pressão inicial, P_i ? Justifique.

Comentários

No equilíbrio, tem-se água líquida em equilíbrio com o vapor. Ao elevar bruscamente o pistão, a pressão do vapor existente imediatamente se reduz, de acordo com a Lei de Boyle. No entanto, mais água se vaporiza, de modo a re-estabelecer a pressão de vapor de equilíbrio P_f .



Como a pressão de vapor da água só depende da temperatura, tem-se que $P_f = P_i$.

Gabarito: discursiva

30. (ITA-2008)

Dois cilindros (I e II) são providos de pistões, cujas massas são desprezíveis e se deslocam sem atrito. Um mol de um gás ideal é confinado em cada um dos cilindros I e II. São realizados, posteriormente, dois tipos de expansão, descritos a seguir:

a) No cilindro I, é realizada uma expansão isotérmica à temperatura T , de um volume V até um volume $2V$, contra uma pressão externa constante P .

b) No cilindro II, é realizada uma expansão adiabática, de um volume V até um volume $2V$, contra uma pressão externa constante P .

Determine os módulos das seguintes grandezas: variação da energia interna, calor trocado e trabalho realizado para os dois tipos de expansão.

Comentários

No cilindro I, tem-se uma expansão isotérmica, portanto $\Delta U = 0$. No entanto, a transformação citada não é reversível, mas sim submetida a uma pressão externa constante. Nesse caso, o trabalho é dado por:

$$w = P\Delta V = P \cdot (2V - V) = PV$$

Finalmente, pela Primeira Lei da Termodinâmica:

$$Q = \Delta U + W \therefore Q = W = PV$$

No cilindro II, tem-se uma expansão adiabática, portanto:

$$Q = 0$$

Como a transformação citada não é reversível, mas sim acontece contra uma pressão externa constante igual a P , o trabalho deve ser calculado pela expressão da isobárica.

$$w = P\Delta V = P \cdot (2V - V) = PV$$

Por fim, a variação de energia interna pode ser calculada pela Primeira Lei da Termodinâmica:

$$Q = \Delta U + w = 0 \therefore \Delta U = -w$$

$$\Delta U = -w = -PV$$

$$\therefore |\Delta U| = PV$$

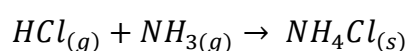
Gabarito: discursiva

**31. (ITA-2007)**

Dois frascos, A e B, contêm soluções aquosas concentradas em HCl e NH₃, 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 aerosol branco entre os mesmos. Descreva o fenômeno e justifique por que o aerosol branco se forma em uma posição mais próxima a um dos frascos do que ao outro.

Comentários

O aerosol é formado pela dispersão de um sólido em um gás. Esse sólido é formado pela reação entre a amônia e o cloreto de hidrogênio que ocorre na fase gasosa.



O cloreto de hidrogênio é um gás mais pesado que a amônia, portanto, suas moléculas terão menor velocidade média. Dessa maneira, a amônia é capaz de escapar mais rápido do recipiente em que está, por isso, a névoa se forma mais próxima do béquer contendo cloreto de hidrogênio.

Gabarito: discursiva