

Aula 09 – Gases

IME – 2021

Autor:
Prof. Thiago Cardoso

Aula 09

Sumário

Apresentação da Aula.....	4
<i>Gases nas Provas do ITA.....</i>	<i>4</i>
1. Vapores.....	4
<i>1.1. Pressão de Vapor.....</i>	<i>5</i>
<i>1.2. Umidade Relativa do Ar</i>	<i>12</i>
<i>1.3. Vapores são Gases Perfeitos?</i>	<i>14</i>
2. Gases Ideais	16
<i>2.1. Teoria Cinética dos Gases Ideais</i>	<i>16</i>
2.1.1. Moléculas Puntiformes.....	17
2.1.2. Movimento das Moléculas	19
2.1.3. Forças Intermoleculares Desprezíveis	21
<i>2.2. Variáveis de Estado</i>	<i>23</i>
2.2.1. Temperatura.....	23
2.2.2. Pressão.....	24
2.2.3. Lei de Boyle.....	27
2.2.4. Lei de Charles.....	30
2.2.5. Lei de Charles e Gay-Lussac.....	32
2.2.6. Equação de Clapeyron	35
2.2.7. Densidade ou Massa Específica de Gases.....	37
2.2.7. Misturas de Gases.....	38
<i>2.3. Equação de van der Waals</i>	<i>44</i>
3. Propriedades Termodinâmicas dos Gases Ideais	47
<i>3.1. Energia Interna dos Gases.....</i>	<i>47</i>
3.1.1. Tipos de Movimentos das Moléculas	48
3.1.2. Moléculas Monoatômicas	49
3.1.3. Moléculas Diatômicas.....	51
3.1.4. Leis de Graham para Efusão e Difusão	52
<i>3.2. Transformações Físicas de Gases Ideais</i>	<i>55</i>



3.2.1. Primeira Lei da Termodinâmica	56
3.2.2. Casos Particulares da Primeira Lei da Termodinâmica	59
3.2.3. Trabalho em uma Transformação Isobárica	62
3.2.4. Calor Específico.....	64
3.2.5. Trabalho em Transformação Isotérmica.....	66
3.2.6. Trabalho em Transformação Adiabática.....	69
Lista de Questões Propostas	76
Gabarito	98
Lista de Questões Comentadas	99
Considerações Finais.....	144



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.

Por que isso acontece?

Em outras palavras, por que um líquido como a água pode passar para o estado gasoso, mesmo a temperaturas inferiores à temperatura de ebulição?

A chave para entender esse fenômeno está justamente na Segunda Lei da Termodinâmica. Uma das implicações dessa lei é que as moléculas estão sempre buscando a maior liberdade de movimentação, a maior desordem.

Sendo assim, mesmo em um sólido ou líquido, parte das moléculas passam espontaneamente para o estado de vapor.

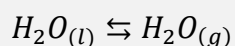
É por isso que conseguimos sentir o cheiro de um perfume. Só podemos sentir o odor de substâncias no estado gasoso, afinal de contas, as moléculas precisam penetrar nas nossas narinas para entrar em contato com os nossos receptores nasais.

O perfume está no estado líquido, porém, parte de suas moléculas passa espontaneamente para o estado de vapor. E, por isso, conseguimos sentir seu cheiro.



E qual a diferença entre essa vaporização espontânea e uma ebulição?

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. Porém, no caso de uma ebulição, o líquido passa integralmente para o estado de vapor. Não há que se falar em equilíbrio.

1.1. Pressão de Vapor

Para entender os vapores em equilíbrio com sólidos ou líquidos, devemos ter em mente o conceito de pressão de vapor.

Pense em uma amostra de acetona no estado líquido em um recipiente fechado.

Quando essas moléculas se desprendem do estado líquido passando para o estado de vapor, elas passam a se chocar na superfície do líquido. Esses choques produzem uma pressão na superfície do líquido ou sólido.

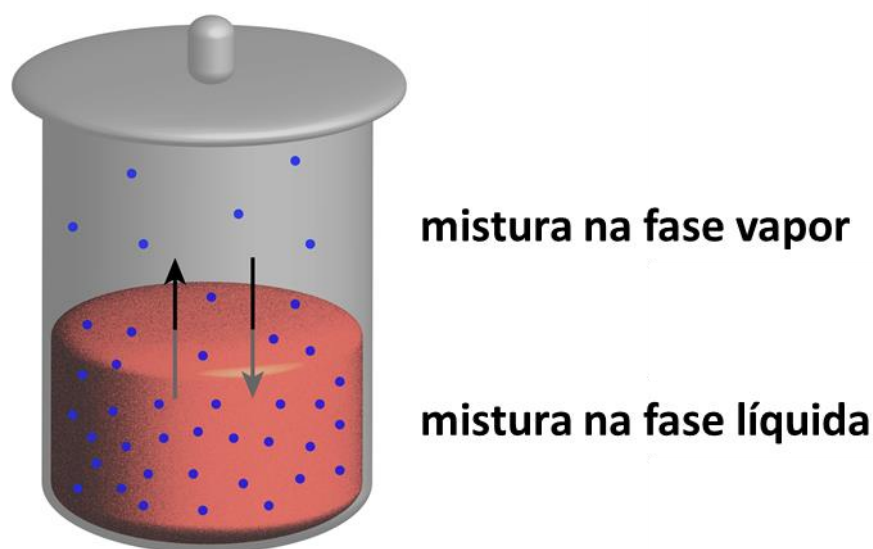


Figura 1: Pressão de Vapor (fonte: [1])

A pressão de vapor é, portanto, 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:

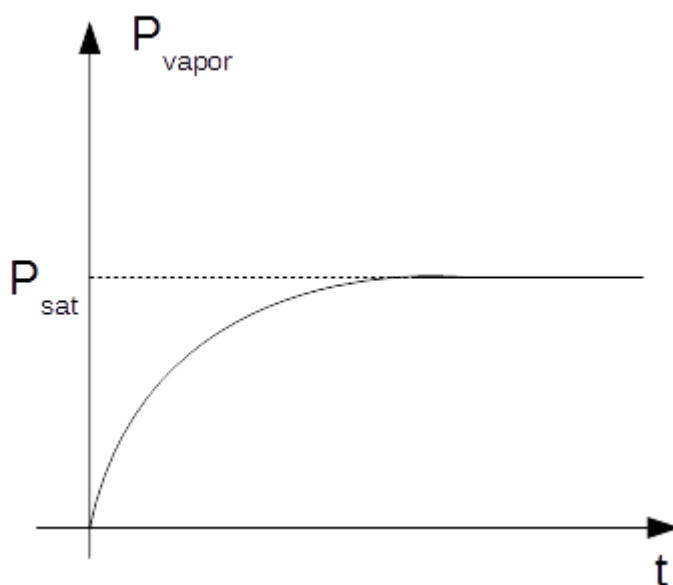


Figura 2: Comportamento da Pressão de Vapor em Função do Tempo

Um líquido é dito **mais volátil** que outro quando as suas pressões de vapor saturantes são maiores a uma dada temperatura. Por exemplo, a seguir, temos os gráficos das pressões de vapor saturantes para quatro líquidos diferentes: a água, o etanol (álcool comum), o clorofórmio e o ácido acético.

Observe que a pressão de vapor saturante do clorofórmio é sempre maior que a do etanol que é sempre maior que a da água para qualquer temperatura. Por isso, diz-se que o clorofórmio é **mais volátil** que o etanol que é mais volátil que a água.

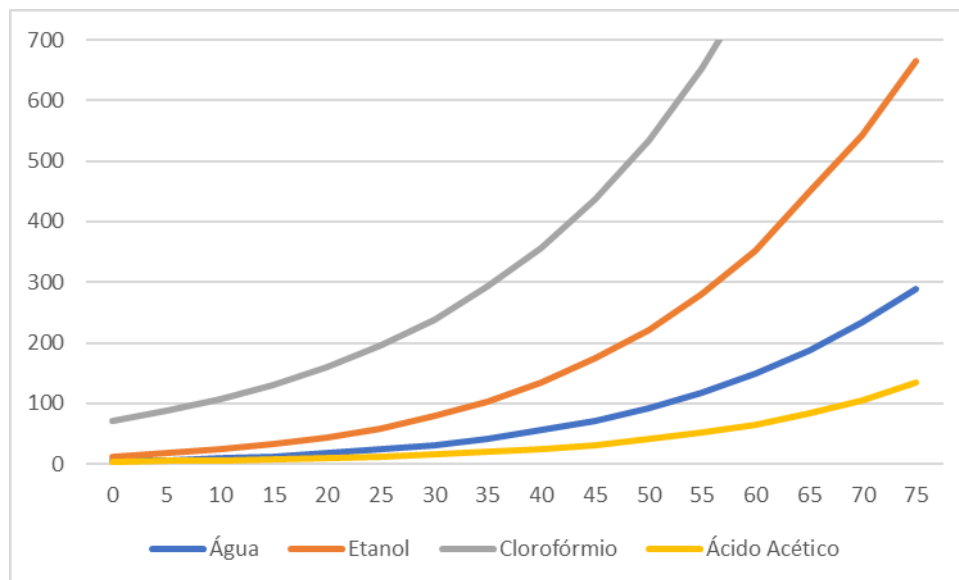


Figura 3: Pressões de Vapor Saturante (em mmHg) para Diversos Líquidos em função da Temperatura (em °C)

A natureza do líquido certamente influencia na sua pressão de vapor saturante. Mas, nesse capítulo de Termoquímica, você precisa entender quais fatores influenciam na pressão de vapor de um líquido qualquer, como a água.

E, nesse caso, é um conceito bem simples, recorrentemente cobrado em questões de prova, mas bastante negligenciado pelos alunos. Portanto, preste atenção e 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.

Memorize: enquanto não houver mudança de temperatura, não haverá mudança na pressão de vapor saturante.

Enquanto houver equilíbrio entre líquido e vapor, a pressão de vapor será exatamente igual à pressão saturante.

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

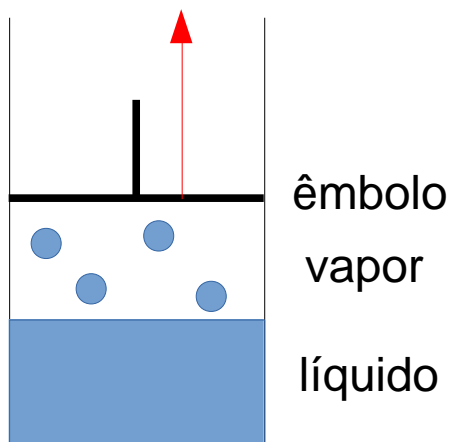
A pressão de vapor saturante da água pura só depende da temperatura. Sendo assim, a água a 60 °C tem a pressão de vapor de 200 mmHg em qualquer condição.

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.

Enquanto houver uma simples gota de água líquida à temperatura de 60 °C, a pressão de vapor da água será exatamente igual a 200 mmHg.



O que mais cai em provas é a seguinte situação. Imagine que você tenha 1L de água pura armazenada em um recipiente fechado de 1,5L em equilíbrio com o seu vapor. No caso, o recipiente contém 1L de água pura e 500 mL de vapor. O que aconteceria se esse recipiente fosse expandido para 15L?

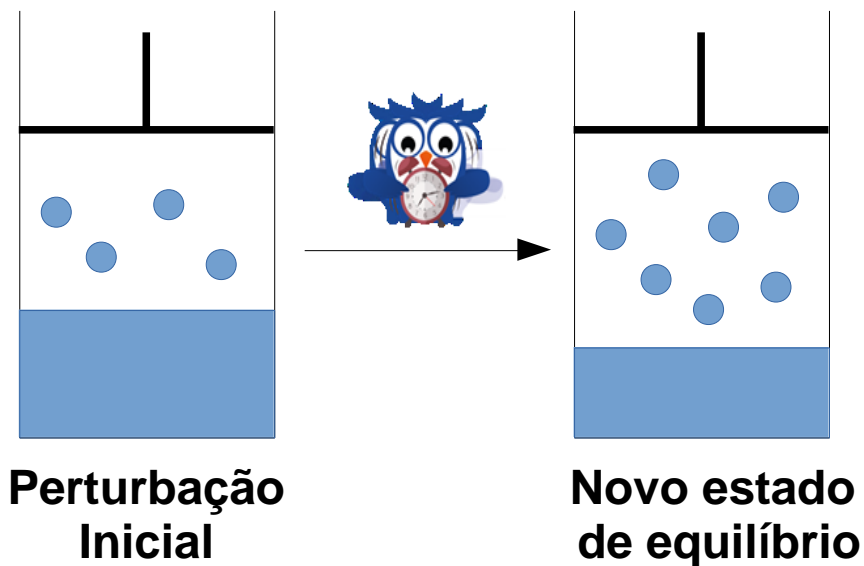


Tente imaginar essa situação.

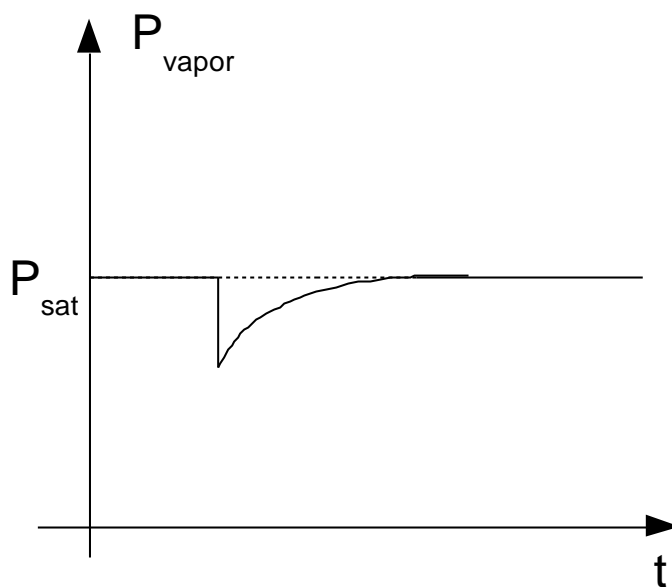
Para resolver esse problema você deve pensar no conceito físico que acabamos de apresentar: a pressão de vapor de equilíbrio só depende da temperatura.

É natural que, quando aumentamos o volume do recipiente, haverá uma queda inicial na pressão de vapor. Essa queda se deve à Lei de Boyle – se aumentamos o volume do recipiente, a pressão cai.

No entanto, como não houve variação de temperatura, a pressão de vapor de equilíbrio deve se reestabelecer. Para isso, novas moléculas de líquido deverão passar ao estado gasoso.



O gráfico de pressão de vapor do líquido em função do tempo assumirá o seguinte comportamento.



Nesse gráfico, podemos visualizar o instante em que ocorre a expansão de volume com consequente queda na pressão de vapor.

Logo depois, parte das moléculas de líquido vão evaporando, o que ajuda a recompor a pressão de vapor de equilíbrio (ou saturante).

É muito importante destacar que, como não houve nenhuma variação de temperatura, a pressão de vapor se reestabelece exatamente no mesmo valor inicial.

Lembre-se que a pressão de vapor saturante **só depende da temperatura**. Não é influenciada pelo tamanho do recipiente que contém o líquido.



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:

- 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

2. (TFC – Inédita)

Um frasco de 1L contém 900 mL de acetona líquida em equilíbrio com o vapor a 27 °C. Calcule:

- a) A massa total de acetona contida no frasco.
- b) O frasco se quebra e a acetona vaza num armário fechado com 0,5m de largura, 1m de profundidade e 2m de altura. Calcule a massa de acetona que permanece na fase líquida após atingido o novo equilíbrio.
- c) Calcule o maior volume, em m^3 , que a acetona do frasco poderia ocupar, de modo que sobrasse um pouco de acetona líquida ainda em equilíbrio com o vapor.

Dados: pressão de vapor da acetona a 27 °C = 0,25 atm.

Densidade da acetona líquida = 0,8 g/cm³

Massa Molar da Acetona = 58 g/mol



Comentários

a) A massa de acetona contida no frasco é a soma das massas da fase líquida com a fase gasosa.

$$m = m_{liq} + m_{gas}$$

A massa da fase líquida é dada pela densidade:

$$m_{liq} = dV = \frac{0,8g}{cm^3} \cdot 900mL = 720g$$

Já a massa da fase gasosa é dada pela Equação de Clapeyron:

$$PV = nRT \therefore n = \frac{PV}{RT}$$
$$m_{gas} = nM = \frac{PVM}{RT} = \frac{0,25 \cdot 0,158}{0,082 \cdot 300} = 0,06g$$

Portanto, a maior parte da acetona está na fase líquida.

b) O volume total da sala pode ser obtido como o produto das suas dimensões.

$$V = 0,5 \cdot 1,2 = 1 m^3 = 1000 L$$

Nesse caso, devemos calcular a massa de acetona que deve estar na fase gasosa no equilíbrio:

$$PV = nRT$$
$$m = nM = \frac{PVM}{RT}$$
$$m = \frac{0,25 \cdot 1 \cdot 10^3 \cdot 58}{0,082 \cdot 300} = 590g$$

Portanto, a massa de acetona que permanece na fase líquida é:

$$m = 720 - 590 = 130g$$

c) Nesse caso, a massa de acetona no estado gasoso deveria ser de 720g submetido à pressão parcial de 0,25 atm. Portanto:

$$PV = nRT$$
$$PV = \frac{m}{M}RT$$
$$V = \frac{mRT}{PM} = \frac{720 \cdot 0,082 \cdot 300}{0,25 \cdot 58} = 1220L = 1,22m^3$$

Gabarito: discursiva



1.2. Umidade Relativa do Ar

A chuva ou precipitação pode ser entendida como a passagem do vapor de água para o estado líquido em quantidades suficientes para exercer um efeito visível.

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

Para entender esse conceito, você precisa ter em mente que **a atmosfera não é um sistema fechado**. E também é um sistema muito amplo. Por conta disso, é natural que apareçam desequilíbrios.

A água é um elemento bastante abundante na superfície do planeta. Por conta disso, 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.

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

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:

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

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.



Sendo assim, a umidade relativa do ar inferior a 100% implica em evaporação. Diante disso, ainda assim, existe a possibilidade de chuva?

Pense bem na sua resposta.

A resposta correta seria que sim, 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.

Da mesma forma, quando temos a umidade relativa inferior a 100%, o que podemos dizer é que **mais água líquida passa para o estado de vapor do que contrário**. Porém, o vapor ainda continua passando para o estado líquido.

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.

Pense, por exemplo, numa situação em que a umidade relativa do ar está 150%. Nesse caso, a pressão de vapor é de 36 mmHg, enquanto a pressão saturante é de 24 mmHg. Nesse caso, necessariamente, haverá vapor passando para o estado líquido, o que se traduz numa altíssima probabilidade de chuva.



3. (ITA – 1993)

Quando dizemos que o ar tem 15% de umidade relativa, queremos dizer que:

- a) 15% das moléculas são de água.
- b) 15% da massa do ar é de água.
- c) A pressão parcial do vapor de água é 15% da pressão total
- d) A pressão parcial do vapor de água é 0,15.760 mmHg
- e) A pressão parcial do vapor de água é 15% da pressão de vapor saturante para a temperatura que se encontra o ar.

Comentários

Questão bastante literal em que o ITA cobrou diretamente o conceito de umidade relativa do ar.

A umidade relativa do ar é a razão entre a pressão parcial do vapor de água e a pressão de vapor saturante para aquela temperatura.

Gabarito: E



1.3. Vapores são Gases Perfeitos?

Uma dúvida que muitos alunos têm é se os vapores são gases perfeitos e se poderiam utilizar as expressões conhecidas para gases também para vapores.

A resposta é que os vapores não podem ser considerados gases perfeitos, até porque não são gases. Lembre-se de que o gás não pode ser liquefeito (transformado em líquido) somente pelo aumento de pressão, enquanto os vapores podem.

No entanto, 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**. É 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?



4. (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°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:



$$PV = nRT$$

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

Portanto, a concentração em massa será:

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

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

5. (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 $180,0 \text{ mmHg}$ e a pressão total no tambor é de $760,0 \text{ mmHg}$.

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) $950,0 \text{ mm Hg}$
- b) $1175,0 \text{ mm Hg}$
- c) $760,0 \text{ mm Hg}$
- d) $832,0 \text{ mm Hg}$
- e) $905,0 \text{ mm Hg}$

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.

Nesse capítulo, não vamos seguir a ordem cronológica das descobertas. Primeiramente, foram propostas as leis de Boyle, Charles e Charles Gay-Lussac. A partir delas, nasceu a Teoria Cinética dos Gases Ideais como uma forma de explicar essas leis.

No entanto, começaremos justamente por essa teoria por dois motivos: o primeiro é que eu acredito que ela tornará bem mais fáceis e naturais as leis citadas anteriormente; o segundo é que estamos utilizando o conhecimento que temos hoje à nossa disposição e que será cobrado em questões de prova.

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.

Agora, o aluno deve se perguntar. Será que eu preciso saber mesmo desse assunto?

Meu caro aluno, só se você quiser passar. Se não quiser, não precisa.

Você deve conhecer muito bem os pressupostos da Teoria Cinética dos Gases, pois a sua prova os exigirá em um alto nível de dificuldade. Por isso, explorá-los, principalmente o pressuposto IV.

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 pequenas em relação à trajetória que elas desenvolvem.

Pense, por exemplo, no seu caminho para a sua casa. Por exemplo, quando eu morava no H8-A, eu me deslocava todos os dias 1,3 km até chegar ao ITA.



Considerando que a minha altura seja de 1,75m, eu posso dizer que eu sou muito pequeno em relação a essa trajetória. Nessa trajetória, o meu corpo inteiro poderia ser considerado um ponto material.

Voltando para o caso das moléculas de gases ideais, podemos considerar que, em geral, **as moléculas** geralmente atendem a esse requisito. Porém, existe um caso que você precisa prestar muita atenção que são **os sólidos covalentes**.

Os sólidos covalentes são estruturas muito longas formadas unicamente por ligações covalentes. Os exemplos mais conhecidos são o diamante e o grafite. A estrutura do diamante é formada por vários átomos de carbono ligados uns aos outros.

Cada átomo de carbono é o centro de um tetraedro que tem como vértices outros 4 átomos de carbono.

Cada um desses 4 átomos de carbono também será o centro de um novo tetraedro, cujos vértices são outros 4 átomos de carbono, sendo um deles o primeiro átomo definido no parágrafo anterior. E, assim, sucessivamente. A estrutura cresce de maneira indefinida.

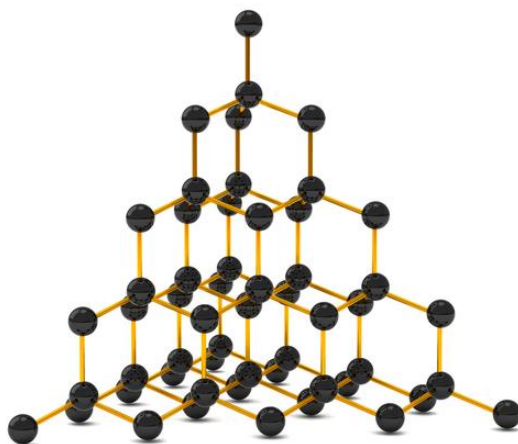


Figura 4: Estrutura do Diamante

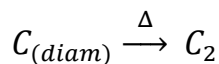
Como a “molécula” do diamante é muito grande, é impossível que ela passe para o estado de vapor. Sendo assim, macromoléculas dessa forma **não se vaporizam**. Antes disso, **elas se decompõem**.

Colocamos “molécula” entre aspas, porque o diamante é uma substância covalente, formada por um conjunto ilimitado de átomos de carbono. Portanto, não é formado por moléculas verdadeiras.

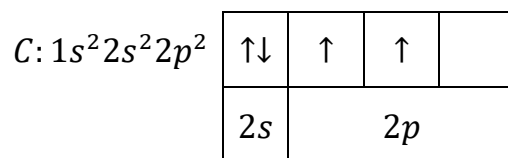
CURIOSIDADE



Quando o diamante é aquecido, a macromolécula se decompõe em uma interessante molécula C_2 .



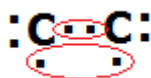
A molécula C_2 é formada por uma ligação dupla $C = C$. Essa ligação é extremamente interessante, pois revela um caráter do carbono. Vejamos a sua configuração eletrônica no estado fundamental.



No seu estado fundamental, o átomo de carbono possui **dois elétrons desemparelhados**, sendo assim, ele só pode formar duas ligações covalentes comuns.

Sabemos que, na maioria dos seus compostos, o carbono forma quatro ligações devido ao fenômeno da hibridização que será abordado mais adiante em um momento oportuno. Porém, é nessa interessante molécula C_2 que o carbono forma exatamente as duas ligações que se poderia esperar a partir de sua configuração eletrônica fundamental.

A estrutura de Lewis dessa molécula está representada a seguir.



Esse é um interessante detalhe que pode vir a ser explorado no futuro em questões de alto nível.

2.1.2. Movimento das Moléculas

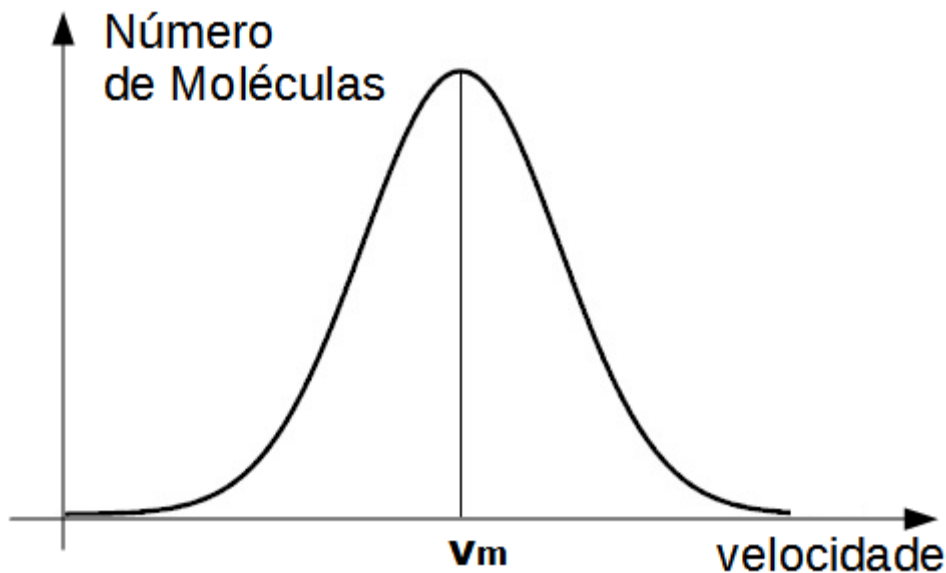
São dois pressupostos por trás dos movimentos das moléculas.

A movimentação delas **deve ser aleatória**, portanto, não existe uma trajetória certa. Voltando ao exemplo do meu deslocamento entre o H8 e o ITA, essa trajetória pode ser considerada aleatória?

Pense bem.

A resposta é que não. Uma trajetória aleatória não tem um destino certo. A minha trajetória do H8 ao ITA era bem definida, tinha não só o destino final certo como todo um conjunto de pontos que compunham a trajetória definidos.

O fato mais importante que você deve saber a respeito do movimento das moléculas de gases é que as moléculas têm velocidades diferentes umas das outras. Podemos desenhar um gráfico do número de moléculas e de suas velocidades.



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.

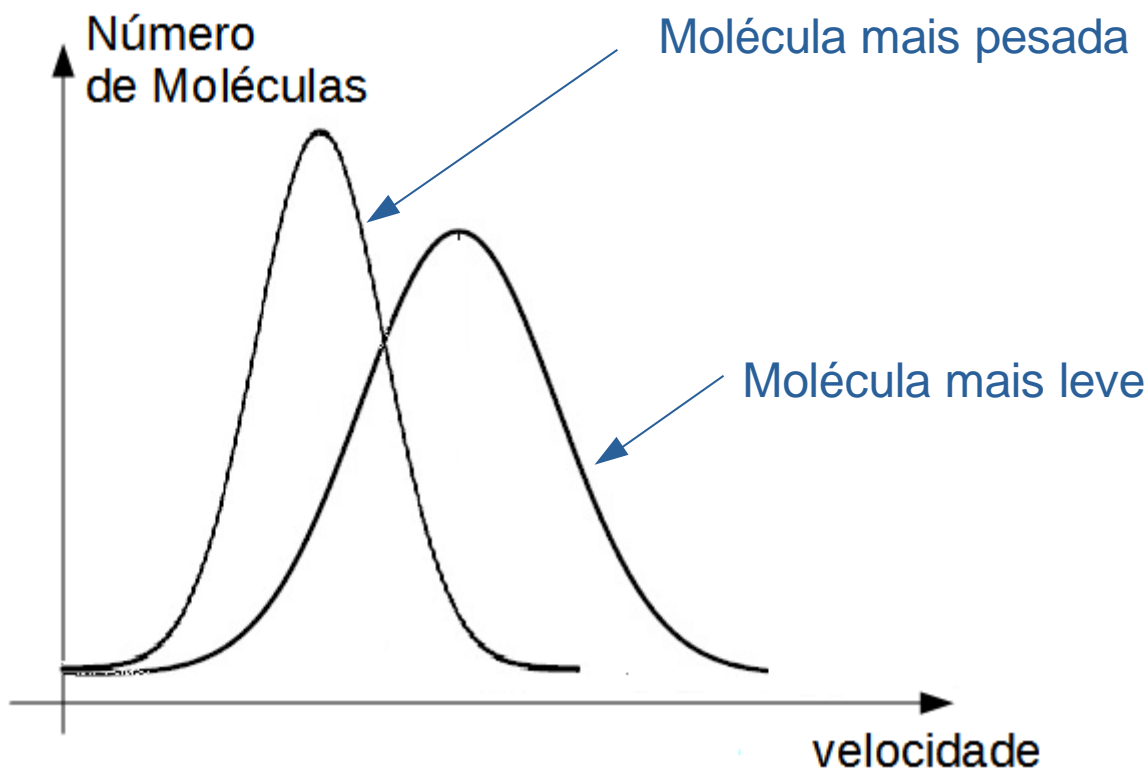


Figura 5: Velocidade Média Quadrática e Distribuição de Velocidades em Diferentes Amostras de Moléculas

Na Figura 5, 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?

A demonstração para essa propriedade será apresentada no final desse capítulo, quando trataremos a Energia Interna dos Gases.

O que você precisa focar aqui agora é reparar que, quanto maior for a velocidade média das moléculas, maior também será a distribuição de velocidades. Em outras palavras, mais larga será a curva de distribuição de velocidades.

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.



6. (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.**

Como já exploramos anteriormente, o sólido tem a sua forma definida. O líquido tem seu volume definido, mas se molda ao recipiente que o contém. Já o gás tem a máxima liberdade de movimentação das partículas, portanto, sempre vai ocupar todo o volume do recipiente.

Dessa maneira, o volume do gás é sempre igual ao volume do recipiente disponível para ele.

É importante o termo disponível, porque pode acontecer de um recipiente conter uma porção de sólidos ou líquidos. Por exemplo, considere uma garrafa de refrigerante de 2L que contém apenas 1,8L de bebida. Qual o volume do gás contido nessa garrafa?

O volume será exatamente igual ao volume disponível do recipiente, ou seja, a diferença, entre o volume total de 2L e o volume ocupado pelo líquido de 1,8L. Será, portanto, um volume de 200 mL ou 0,2L.

Nas próximas seções vamos explorar mais sobre temperatura e pressão.

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.

É importante destacar que, mesmo em um sólido, as partículas ainda usufruem de certa liberdade de movimentação e, por isso, os sólidos também apresentam temperatura.

No caso específico de gases, quanto maior for a temperatura maior será a sua energia interna e, conseqüentemente, a energia cinética de suas partículas.

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

No zero absoluto, **cessa o movimento de translação das moléculas.**



No entanto, mesmo no zero absoluto, as moléculas ainda apresentam energia rotacional e vibracional residual.

Isso se deve a uma lei da Física, conhecida como Princípio da Incerteza de Heisenberg. De acordo com Heisenberg, não é possível determinar com certeza a velocidade e a posição de uma partícula simultaneamente.

Se as partículas não possuíssem energia de rotação nem de vibração residual, seríamos capazes de determinar com certeza a sua velocidade, o que violaria o Princípio da Incerteza.

Esse princípio é mais bem estudado em Física Moderna e não faz parte do escopo desse curso. No entanto, você precisa saber dessa importante informação, pois é um tema que pode muito bem ser cobrado por um examinador mais impiedoso.

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 $373 - 273 = 100$.

O valor mais preciso do zero absoluto é de -273,15 °C e a prova deverá te informar qual valor você vai utilizar. Porém, o mais comum é mesmo a aproximação para -273 °C.

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 aplica 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:

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

Cada superfície tem uma tensão de ruptura que é a pressão necessária para rompê-la.

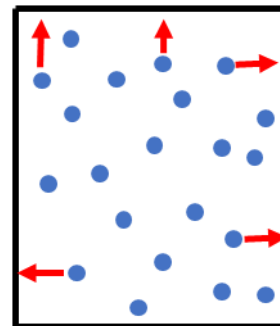
Por fim, como as moléculas de gás estão sujeitas à agitação térmica, elas eventualmente se chocam entre si e também com as paredes do recipiente que as contém.

A pressão interna do gás é o resultado desses choques que ocorrem entre as moléculas de gás e as paredes do recipiente.

A pressão é a variável mais importante para o estudo de um gás, pois ela diz respeito a como nós “sentimos” a substância no estado gasoso.

Por exemplo, a pressão parcial de oxigênio na atmosfera é de 0,21 atm (o gás corresponde a 21% da atmosfera). Quando você vai viajar de avião – onde a pressão atmosférica é bem menor – ou quando você mergulha – onde a pressão é bem maior – a grande preocupação é de igualar a pressão parcial de oxigênio a 0,21 atm ou o mais próximo possível desse valor. Desse modo, você vai conseguir respirar normalmente, seja debaixo da água ou na cabine de um avião.

Vamos resumir os conceitos aprendidos.



ESCLARECENDO!



Pressão

- Exercida pelo gás nas paredes do recipiente
- É medida pelo manômetro

Volume

- É o próprio volume do recipiente que o contém

Temperatura

- Relaciona-se com a agitação térmica das partículas
- É medida pelo termômetro

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. Esse fato é melhor estudado em Física, na parte de Hidroestática.

Sendo assim, você pode precisar converter uma unidade na outra. Para converter **atm** em **mmHg**, devemos multiplicar por 760. Vejamos exemplos:

$$2 \text{ atm} = 2 \cdot 760 = 1520 \text{ mmHg}$$

$$2,5 \text{ atm} = 2,5 \cdot 760 = 1900 \text{ mmHg}$$

Por outro lado, 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.

Considerando a temperatura constante, o físico Robert Boyle traçou diversos gráficos medindo a pressão exercida por um gás em função do volume a ele oferecido.

Após várias séries de medições com diferentes gases em diferentes temperaturas, Boyle concluiu que o produto Pressão x Volume de uma amostra qualquer de gás era sempre constante, se fixada a temperatura.

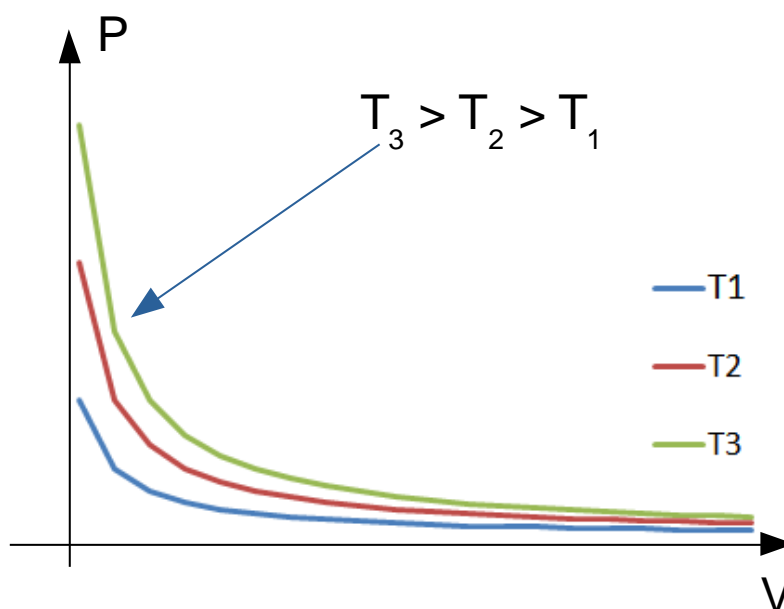
O único fator que alterava o produto Pressão x Volume nos experimentos de Boyle era a própria temperatura.

Sendo assim, **numa transformação isotérmica** de uma amostra de gás, podemos dizer:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

O valor numérico do produto depende da temperatura e da massa de gás e será mostrado mais adiante, na Equação de Clapeyron.

Por enquanto, o que vamos trabalhar é que, numa transformação isotérmica de uma amostra de gás, o comportamento do gráfico Pressão x Volume é o seguinte:



É interessante observar que o produto Pressão x Volume é crescente com a temperatura. Isso se tornará bem mais fácil de ver quando aprendermos a Equação de Clapeyron.

A Lei de Boyle é extremamente importante e também bastante observável no dia-a-dia. A seguir, vamos exemplificar duas situações em que podemos visualizar as aplicações dessa lei.

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 o ar dos pulmões se expanda mais suavemente, evitando danos ao mergulhador.

Outro ponto também a se observar em mergulhos é que os cilindros de ar usados por mergulhadores, principalmente para mergulhos profundos raramente são compostos pelo ar atmosférico.

Isso acontece porque tanto o oxigênio como o nitrogênio são tóxicos quando submetidos a pressões parciais elevadas. O oxigênio é o principal responsável pelo nosso envelhecimento. Em elevadas pressões, ele provocará a criação de radicais livres em grande escala.

Já o nitrogênio, sob pressão, deixa de ser inerte ao nosso organismo e começa a se dissolver nos tecidos do corpo. Esse gás afeta a transmissão dos impulsos nervosos dos nossos neurônios, provocando uma lentidão nas nossas respostas. Esse efeito é conhecido como **narcole por nitrogênio**.

Entre os sintomas da narcole, encontram-se: estado de euforia, raciocínio lento, estado de embriaguez e sensação de dormência nas extremidades.

Existe uma regra conhecida no mergulho, conhecida como Lei do Martini, que diz que o efeito de cada 15 metros de profundidade na descida seria equivalente ao efeito de uma taça de martini.

Há até mesmo relatos de mergulhadores que viram sereias ou conversaram com peixes quando submetidos à narcole em elevadas profundidades. A narcole é um dos maiores temores dos mergulhadores e uma das principais causas de mortes.



Uma das formas mais interessantes de prevenir esse efeito é abastecer os cilindros com uma mistura de oxigênio com outros gases que sejam inertes no corpo humano, sendo o mais utilizado o hélio.

Essas misturas são conhecidas como **heliox**. O hélio é utilizado em substituição ao nitrogênio, porque ele é efetivamente inerte no corpo humano, mesmo que submetido a elevadas pressões.

O heliox também é utilizado no tratamento médico de pacientes com dificuldades respiratórias. Como o hélio é mais leve que o nitrogênio, a mistura gera uma resistência menor que o ar atmosférico quando passado através das vias respiratórias.

CURIOSIDADE



Se você já presenciou alguém abastecendo um veículo a gás, você deve ter reparado que o gás é vendido em metros cúbicos – unidade de volume.

Por exemplo, o meu pai abastece o tanque do carro com cerca de 12m^3 . Agora, pense bem no que isso significa.

O volume de 12m^3 é igual a 12000L, o que é muito superior, por exemplo, ao volume de um carro.

Por que acontece isso?

O que acontece é que o gás sempre ocupa o volume de todo o recipiente que lhe está disponível. Todo o gás contido em uma sala pode ser armazenado nos seus pulmões ou em uma garrafa de 1L.

Da mesma forma, o gás que é armazenado em um reservatório de abastecimento em 12m^3 pode caber em um cilindro de 50L.

Dessa forma, você já pode ver que unidades de volume não fazem qualquer sentido diante de um gás.

De acordo com a Lei de Boyle, com a mudança de volume, ocorrerá também uma mudança de pressão. No caso, ao reduzir o volume do recipiente – de 12m^3 para 50L – haverá um aumento de pressão.

A meu ver, esse é o ponto chave na hora do abastecimento de veículos movidos a GNV – gás natural veicular. Você deve verificar a pressão a que está submetido o gás na bomba de abastecimento.

Por recomendações da ANP, a pressão máxima do gás nas bombas de abastecimento é de 220kgf/cm^2 . A ANP estabelece uma pressão máxima, pois, se o gás for abastecido a uma pressão

muito grande, ao ser comprimido nos cilindros do seu veículo, o aumento de pressão será tanto que poderá danificar o cilindro.

Porém, é importante também observar que a pressão não pode ser muito inferior a esse limite. Caso seja, você está literalmente perdendo moléculas de gás que seriam utilizadas para mover o seu carro.

Ao abastecer seu carro com 12m^3 a 100 kgf/cm^2 você está levando metade da massa de gás que seria levada se você tivesse abastecido a uma pressão de 200 kgf/cm^2 .

Sendo assim, caso você algum dia venha a abastecer o seu veículo com um combustível gasoso, lembre-se de verificar a pressão da bomba de abastecimento.

Além disso, eu gostaria de sugerir que os postos de combustível não vendessem o gás em volume, mas sim em massa. A massa de gás é que determinará a energia a ser liberada na sua combustão e que será utilizada para mover o seu carro.

Por fim, gostaria de destacar que, embora tenhamos falado sobre a narcose por nitrogênio e o hélio a título de curiosidade, nada impede que tais assuntos venham a ser objetivos de certames, em especial, do ITA, que é famoso por cobrar muitas questões de Química Descritiva.

2.2.4. Lei de Charles

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

O fenômeno da dilatação térmica é amplamente conhecido e estudado na Física. Os corpos, quando submetidos a aquecimento, aumentam suas dimensões.

Na Física, a dilatação térmica é descrita pela seguinte equação:

$$V = V_0(1 + \beta\Delta T)$$

O termo β é o coeficiente de dilatação volumétrica da amostra.

Jacques Charles observou, em 1787, que uma amostra

A consequência da observação de Charles é 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.

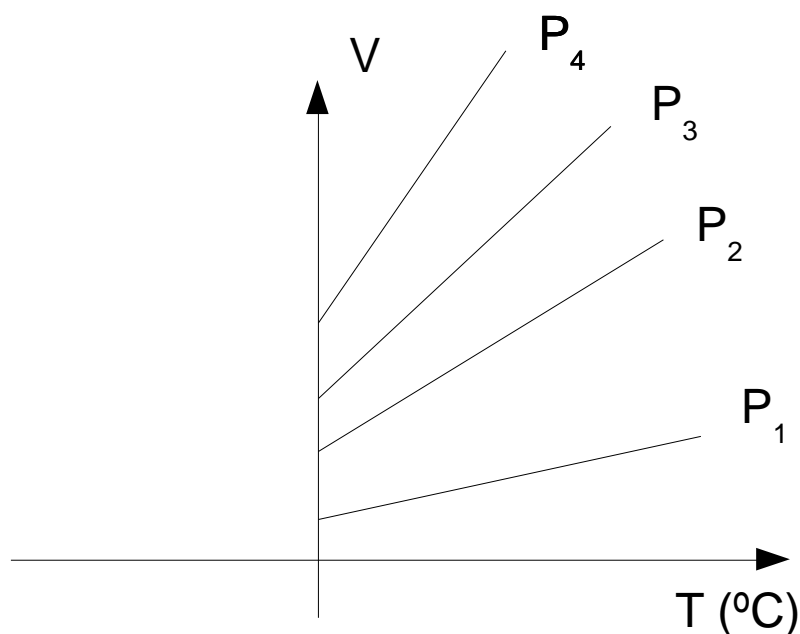


Figura 6: Lei de Charles - comportamento de gases ideais em transformações isobáricas

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 $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$.

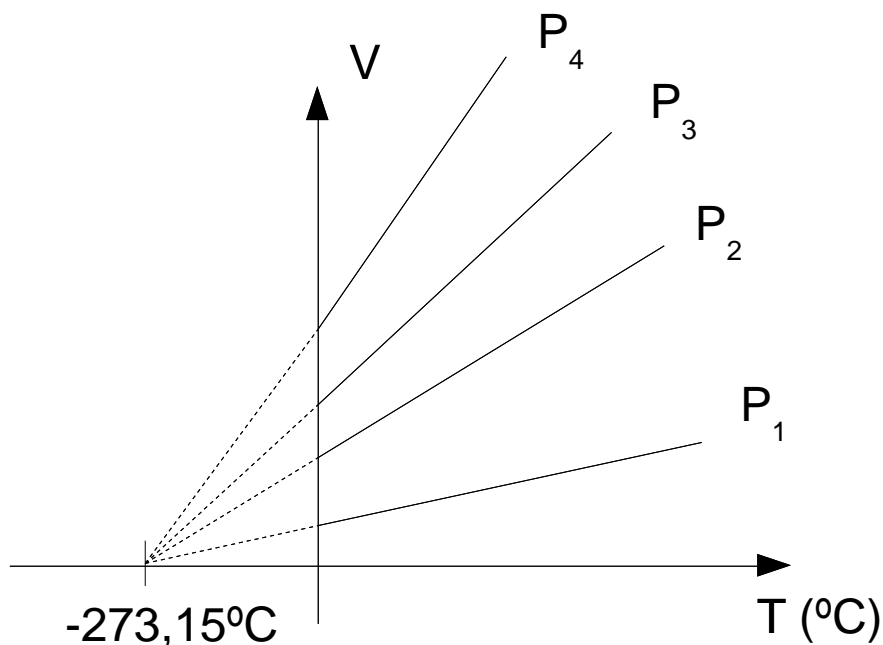


Figura 7: Aparecimento do Zero Kelvin

Em 1802, o físico Joseph Louis Gay-Lussac observou que diversos outros gases possuíam o mesmo comportamento e, inclusive, **o mesmo coeficiente de dilatação térmica**. Hoje em dia, sabemos que esse coeficiente de dilatação é:

$$\beta = \frac{1}{T_0} = \frac{1}{273,15} K^{-1}$$

Gay-Lussac também observou que o ponto de $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ era aproximadamente o mesmo para todos os gases.

As observações de Gay-Lussac foram de vital importância para a Teoria sobre Gases Ideais, pois apontou que **todos os gases ideais** possuíam o mesmo comportamento, tendo inclusive a relação entre pressão, temperatura e volume regidas pelas mesmas constantes. Foi importantíssima para a dedução da Constante Universal dos Gases.

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.

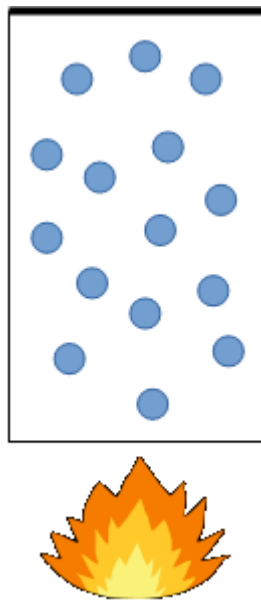


Figura 8: Lei de Charles e Gay-Lussac – aquecimento a volume constante

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 $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$).

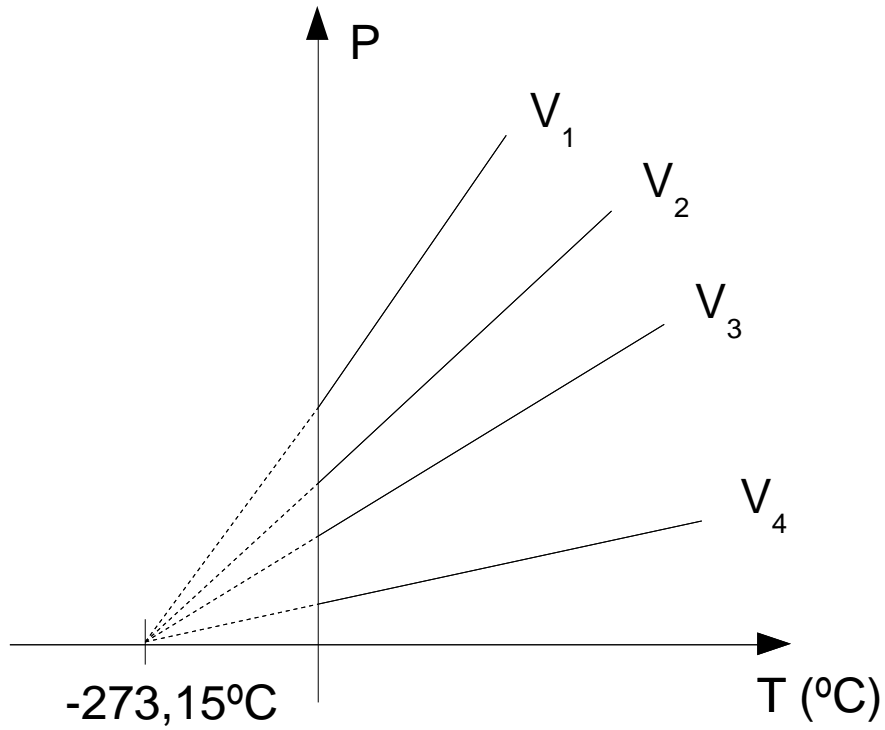


Figura 9: Gráfico Ilustrativo da Lei de Charles e Gay-Lussac

Vamos agora resumir as três importantes leis que aprendemos.



Lei de Boyle

- Transformação Isotérmica
- $P_1V_1 = P_2V_2$

Lei de Charles

- Transformação Isobárica
- $V_1/T_1 = V_2/T_2$

Lei de Charles e Gay-Lussac

- Transformação Isovolumétrica
- $P_1/T_1 = P_2/T_2$

Precisa saber a lei pelo seu respectivo nome? Com certeza.



7. (ITA-2009)

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

- De acordo com a Lei de Charles, o volume de um gás torna-se maior quanto menor for a sua temperatura.
- Numa mistura de gases contendo somente moléculas de oxigênio e nitrogênio, a velocidade das moléculas de oxigênio é menor do que as de nitrogênio.
- Mantendo-se a pressão constante, ao aquecer um mol de gás nitrogênio, sua densidade irá aumentar.
- Volumes iguais dos gases metano e dióxido de carbono, nas mesmas condições de temperatura e pressão, apresentam as mesmas densidades.
- 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) Errado. A velocidade média das moléculas diminui com o aumento da massa molecular. Sendo assim, as moléculas de oxigênio (menor massa) devem ter velocidade média maior que as de nitrogênio na mesma condição.
- 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: E

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.

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

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.

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

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).

As questões de Gases frequentemente fornecem a pressão em atmosfera, o volume em litros e a temperatura em Kelvin. Quando os dados são fornecidos nessas condições, devemos utilizar o valor.

$$R = 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}}$$

Porém, as unidades do SI são o Pascal (Pa) para a pressão e o metro cúbico (m³) para volume. Essas unidades são mais utilizadas nas questões envolvendo cálculo de energia e trabalho que serão aprendidos na Primeira Lei da Termodinâmica.

Nesse caso, o valor de R é o seguinte.

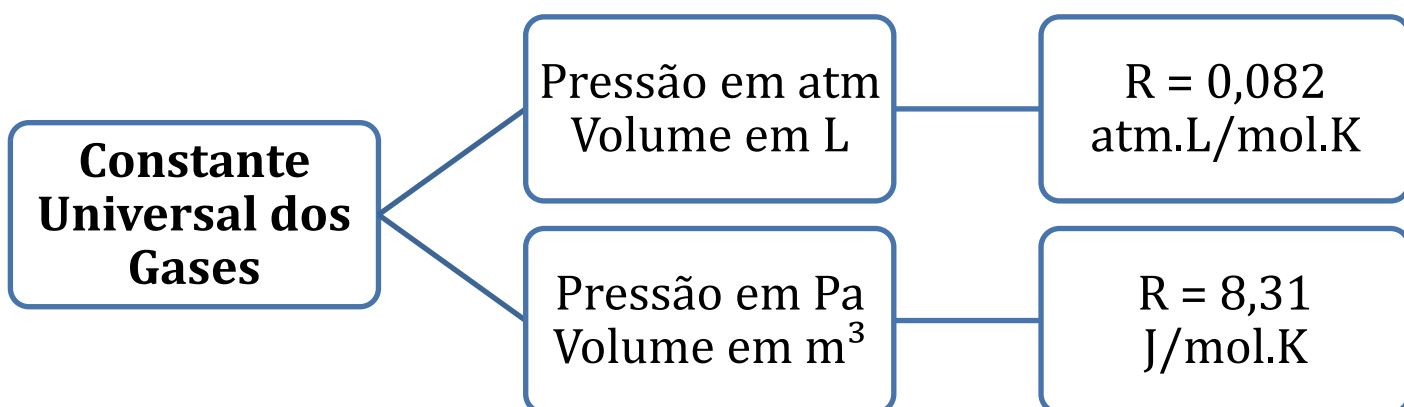
$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}$$

Trata-se de uma mera conversão de unidades, porém, muitas vezes, os alunos se confundem em relação a isso na hora da prova.

Você não precisa decorar os valores fornecidos para a Constante Universal dos Gases. Porém, precisa saber quando vai utilizá-los. É bastante comum que ambos sejam fornecidos numa mesma prova e, por isso, você precisará saber escolher.

Lembre-se do seguinte.

ESCLARECENDO!



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.

A definição de densidade é a razão entre a massa e o volume ocupado por um corpo.

$$d = \frac{m}{V}$$

Olhando para a Equação de Clapeyron, podemos calcular facilmente esse parâmetro.

$$PV = nRT$$

$$\therefore \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Para aparecer com a massa, devemos nos lembrar que a massa é igual ao número de mols vezes a massa de um mol (ou massa molar).

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

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

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.

Outro ponto a se comentar diz respeito aos balões utilizados como meios de locomoção. Você já deve ter visto em desenhos que, quando o comandante deseja subir o balão, ele liga o fogo e aquece o gás contido no interior do balão. Quando deseja descer com o balão, ele desliga o fogo, resfriando-o. Por que isso acontece?

Mais uma vez, a explicação é a densidade. Quando aquecido, o gás contido no balão diminui a sua densidade, que é inversamente proporcional à temperatura.

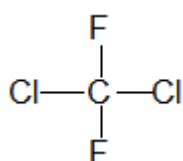
CURIOSIDADE



Muito se fala a respeito dos clorofluorocarbono (CFC) como causadores do aquecimento global. A teoria é de que esses gases teriam um efeito destrutivo sobre a camada de ozônio.

Porém, muitos cientistas argumentam que não é possível que os CFC causem efeito algum na camada de ozônio devido à densidade desse gás.

O CFC mais simples tem a sua fórmula molecular transcrita a seguir.



Note que esse composto tem massa:

$$\text{CF}_2\text{Cl}_2: M = 1.12 + 2.19 + 2.35,5 = 121 \text{ g/mol}$$

O CFC é cerca de 4 vezes mais pesado que o ar atmosférico. Com isso, apresentará uma densidade muito elevada, dessa forma, eles não tendem a subir pela atmosfera até atingir a camada de ozônio. Ao invés disso, o CFC permanece nas camadas inferiores.

2.2.7. Misturas de Gases

As misturas de gases são bem simples de se trabalhar e bastante comuns em questões de prova.

Em primeiro lugar, toda mistura de gases é homogênea. Isso acontece devido à Segunda Lei da Termodinâmica, que faz que os gases sejam o estado da matéria com ampla liberdade de movimentação e máxima desordem.

Uma mistura heterogênea seria uma forma de organização. Pense numa mistura de água e gasolina, em que a água ocupa a fase inferior, enquanto a gasolina fica na fase superior, acima da água.

Tem-se, portanto, um sistema com organização. A desordem seria maximizada se os dois componentes se misturassem.

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).

Por fim, também existe o conceito de volume parcial, que é o volume que o gás ocuparia, caso estivesse sozinho submetido às mesmas condições de temperatura e pressão da mistura inteira. Também se relaciona com o volume total da mistura pela fração molar.

$$V_i = x_i \cdot V_{total}$$



8. (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:

$$\begin{aligned}P_0 V_0 &= P_f V_f \\5.2 &= 2 \cdot V_f \\ \therefore V_f &= \frac{5.2}{2} = 5 \text{ L}\end{aligned}$$

b) Aplicando a expressão:

$$\begin{aligned}P_0 V_0 &= P_f V_f \\4.30 &= 1 \cdot V_f \\ \therefore V_f &= \frac{4.30}{1} = 120 \text{ L}\end{aligned}$$

c) Aplicando a Lei de Boyle:

$$\begin{aligned}P_0 V_0 &= P_f V_f \\380.12 &= P_f \cdot 4 \\ \therefore P_f &= \frac{380.12}{4} = 380.3 = 1140 \text{ mmHg}\end{aligned}$$

d) Mais uma vez, pela Lei de Boyle:

$$\begin{aligned}P_0 V_0 &= P_f V_f \\0,2.2500 &= P_f \cdot 250 \\ \therefore P_f &= \frac{0,2.2500}{250} = 0,2.10 = 2 \text{ atm}\end{aligned}$$

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

9. (TFC – Inédita)



Foram realizados diversos experimentos a volume constante. Nesses experimentos, uma amostra de gás é submetida inicialmente a uma pressão P_0 e temperatura T_0 . O gás é submetido a uma transformação, atingindo uma pressão P_f e uma temperatura T_f . Calcule os valores incógnitas em cada uma das situações.

- a) $P_0 = 5 \text{ atm}$; $T_0 = 27 \text{ }^\circ\text{C}$; $P_f = 2 \text{ atm}$; $T_f = ?$
- b) $P_0 = 3 \text{ atm}$; $T_0 = -23 \text{ }^\circ\text{C}$; $P_f = 4,5 \text{ atm}$; $T_f = ?$
- c) $P_0 = 380 \text{ mmHg}$; $T_0 = 127 \text{ }^\circ\text{C}$; $P_f = 1 \text{ atm}$; $T_f = ?$
- d) Qual a lei dos gases ideais que auxilia você a resolver esse problema?

Comentários

Como os experimentos foram feitos a volume constante, a Lei de Charles e Gay-Lussac mostra que a pressão é diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.

A temperatura absoluta é igual à temperatura real é igual à temperatura em graus Celsius somada a 273.

a) Vamos aplicar a Lei de Charles:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_f}{T_f}$$
$$\frac{5}{27 + 273} = \frac{2}{T_f} \cdot \frac{5}{300} = \frac{2}{T_f}$$
$$\therefore T_f = \frac{2}{5} \cdot 300 = 120 \text{ K}$$

Convertendo em graus Celsius, temos:

$$T_f = 120 - 273 = -153 \text{ }^\circ\text{C}$$

b) Façamos o mesmo procedimento da questão anterior:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_f}{T_f}$$
$$\frac{3}{-23 + 273} = \frac{4,5}{T_f} \cdot \frac{3}{250} = \frac{4,5}{T_f}$$
$$\therefore T_f = \frac{4,5}{3} \cdot 250 = 375 \text{ K}$$

Convertendo em graus Celsius, temos:

$$T_f = 375 - 273 = +102 \text{ }^\circ\text{C}$$

c) A pressão pode ser convertida usando a relação $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.



$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_f}{T_f}$$
$$\frac{380}{127 + 273} = \frac{760}{T_f} \therefore \frac{380}{400} = \frac{760}{T_f}$$
$$\therefore T_f = \frac{760}{380} \cdot 400 = 800 \text{ K}$$

Convertendo em graus Celsius, temos:

$$T_f = 800 - 273 = +527 \text{ }^\circ\text{C}$$

Gabarito: a) $-153 \text{ }^\circ\text{C}$; b) $102 \text{ }^\circ\text{C}$; c) $527 \text{ }^\circ\text{C}$; d) Lei de Charles e Gay-Lussac

10. (TFC – Inédita)

Foram feitos diversos experimentos a pressão constante. Nesses experimentos, uma amostra de gás é submetida inicialmente a um volume V_0 e temperatura T_0 . O gás é submetido a uma transformação, atingindo um volume V_f e uma temperatura T_f . Calcule os valores incógnitas em cada uma das situações.

- a) $V_0 = 15 \text{ L}$; $T_0 = 27 \text{ }^\circ\text{C}$; $V_f = 20 \text{ L}$; $T_f = ?$
- b) $V_0 = 6 \text{ L}$; $T_0 = 27 \text{ }^\circ\text{C}$; $V_f = ?$; $T_f = 250 \text{ K}$
- c) $V_0 = 500 \text{ L}$; $T_0 = -223 \text{ }^\circ\text{C}$; $V_f = 2 \text{ m}^3$; $T_f = ?$
- d) Qual a lei dos gases ideais que auxilia você a resolver esse problema?

Comentários

Como os experimentos foram feitos a pressão constante, a Lei de Charles mostra que o volume é diretamente proporcional à temperatura absoluta do sistema.

A temperatura absoluta é igual à temperatura real é igual à temperatura em graus Celsius somada a 273.

a) Vamos aplicar a Lei de Charles:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f}$$
$$\frac{15}{27 + 273} = \frac{20}{T_f} \therefore \frac{15}{300} = \frac{20}{T_f}$$
$$\therefore T_f = \frac{20}{15} \cdot 300 = 400 \text{ K}$$



Convertendo em graus Celsius, temos:

$$T_f = 400 - 273 = 127 \text{ } ^\circ\text{C}$$

b) Façamos o mesmo procedimento da questão anterior:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f}$$
$$\frac{6}{27 + 273} = \frac{V_f}{250} \therefore \frac{6}{300} = \frac{V_f}{250}$$
$$\therefore V_f = \frac{250}{300} \cdot 6 = 5 \text{ L}$$

c) Devemos converter o volume de m^3 para L, usando que $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$. Dessa forma, o volume de 2 m^3 é igual a 2000 L.

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_f}{T_f}$$
$$\frac{500}{-223 + 273} = \frac{4000}{T_f} \therefore \frac{500}{50} = \frac{4000}{T_f}$$
$$\therefore T_f = \frac{50}{500} \cdot 4000 = 400 \text{ K}$$

Convertendo em graus Celsius, temos:

$$T_f = 400 - 273 = +127 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Gabarito: a) 127 °C; b) 5 L; c) 127 °C; d) Lei de Charles

11. (TFC – Inédita)

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

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

Comentários

Vamos aplicar a Equação de Clapeyron em todas as situações.

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



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

$$n = \frac{1,1,23}{0,082 \cdot 300} = \frac{15}{300} = \frac{1}{20} = 0,05 \text{ mol}$$

b) Calculemos a temperatura absoluta.

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

$$T = \frac{1,64 \cdot 15}{1,0,082} = 300 \text{ K} = 300 - 273 = 27 \text{ °C}$$

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

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

$$P = \frac{0,4 \cdot 0,082 \cdot 273}{4} = 2,24 \text{ atm}$$

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:

Em um gás real, as moléculas não são puntiformes. Elas ocupam um determinado volume. Em um gás ideal, o volume do recipiente é inteiramente vazio e disponível para as moléculas. Porém, em um gás real, o volume disponível é igual ao volume real menos o volume ocupado pelas moléculas.

O volume das moléculas é diretamente proporcional ao número de mols. Isso é fácil de entender. Se 1 mol de moléculas possui um volume **b**, 2 mols de moléculas possuirão o volume **2b**.

Portanto, em uma adaptação da Equação de van der Waals para gases reais, devemos excluir o volume total das moléculas do volume do recipiente.



$$V_{ideal} = (V - nb)$$

Outro ponto é que os gases reais apresentam forças intermoleculares. Essas forças são no sentido de **diminuir** a pressão do gás, porque elas fazem que as moléculas do gás fiquem mais fortemente presas entre si, diminuindo a tendência de elas se chocarem com as paredes do recipiente.

Portanto, um gás ideal equivalente ao gás real teria uma pressão exercida maior. Logo, devemos ter uma pressão corrigida. Mediante experimentos em laboratório, van der Waals chegou à seguinte expressão:

$$P_{ideal} = P + \frac{an^2}{V^2}$$

Dessa forma, teríamos a seguinte relação.

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

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

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).

Como vimos, quanto maior o valor do coeficiente **a**, maiores serão as forças intermoleculares existentes em um gás. Observe que a água (H₂O), por ser significativamente polar e por formar ligações de hidrogênio, terá um coeficiente **a** mais elevado.

Tabela 1: Constantes de van der Waals para distintos gases a 25°C e 1 atm

Gás	a (L ² .atm.mol ⁻²)	b (L.mol ⁻¹)
He	0,0341	0,0237
H ₂	0,244	0,0266
N ₂	1,390	0,0391
O ₂	1,360	0,0318
CO	1,485	0,0318



Gás	a (L ² .atm.mol ⁻²)	b (L.mol ⁻¹)
CO ₂	3,592	0,0427
H ₂ O	5,464	0,0305

Agora, vamos resolver alguns exercícios para treinar.



12. (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 $a = 1,390 \text{ L}^2.\text{atm.mol}^{-2}$ e $b = 0,04 \text{ L.mol}^{-1}$.
- 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.

Porém, existem outros tipos de energia nas moléculas, por exemplo:

- **Energia Elétrica:** como as moléculas apresentam distribuição de cargas, é natural que apareçam interações de origem elétrica, as forças intermoleculares.



- **Energia Sonora:** é a energia perdida nos choques entre duas moléculas que libera ruídos;
- **Energia Luminosa:** é a energia expelida pela molécula que permite que a substância seja visualizada.

No entanto, pelos pressupostos de gás ideal, as forças intermoleculares são desprezíveis, portanto, não existe energia elétrica. Como os choques são perfeitamente elásticos, não há que se falar também em energia sonora ou luminosa.

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.

Veremos mais adiante que a energia interna também depende do número de mols de gás. Esse fato é bastante cobrado nas questões de Termoquímica.

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.

O movimento de translação é aquele em que **o centro de massa do corpo** se move. Por exemplo, na Figura 10, uma barra está se movendo para a direita, sem girar.

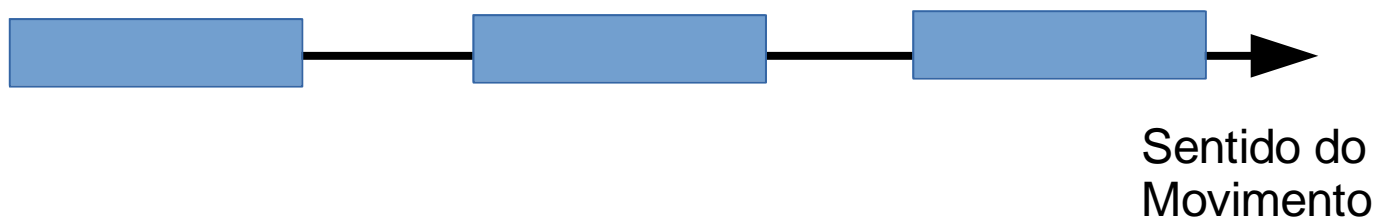


Figura 10: Movimento de Rotação de uma Barra

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.

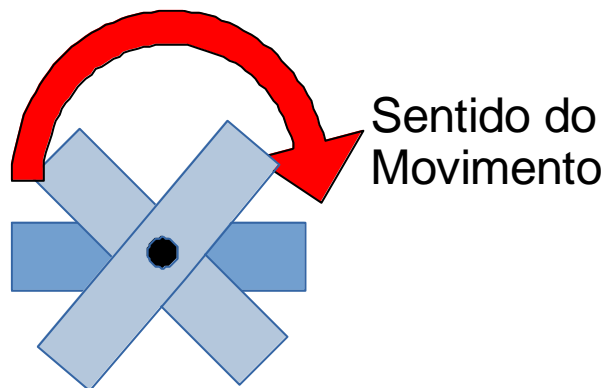


Figura 11: Movimento de Translação

Da Física, sabemos que a energia interna pode ser calculada a partir da massa de uma partícula e de sua velocidade. Para um mol de moléculas, podemos calcular em função da massa molar e da velocidade média quadrática.

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.

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.

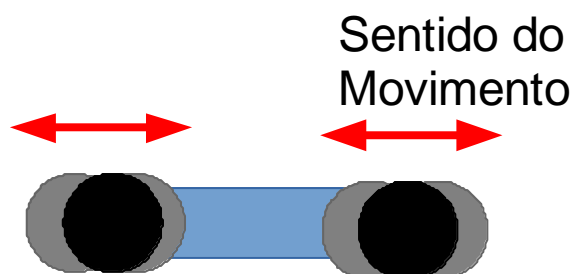


Figura 12: Movimento de Vibração

3.1.2. Moléculas Monoatômicas

Uma molécula monoatômica é formada por apenas um átomo. Os exemplos mais característicos são os gases nobres (família VIII-A), como hélio e neônio.

No caso de moléculas monoatômicas, só existe o movimento de translação.

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.

Podemos explorar ainda mais essa relação nos lembrando de uma importante equação aprendida na Física sobre a Energia Cinética, que pode ser expressa em função da massa e da velocidade. No caso de um massa m qualquer de moléculas, pode-se utilizar como referência a velocidade média quadrática.

**Energia Cinética
de Translação**

$$E_C = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}nMv^2$$

Na equação acima, m é a massa total da substância gasosa. Essa massa pode ser expressa em função do número de mols (n) multiplicando-se pela massa de um mol, que é a massa molar (M).

É possível, ainda, calcular a energia cinética de uma única molécula. Nesse caso, o número de mols (n) será o inverso do número de Avogadro.

Energia Cinética Molecular

$$E = \frac{1}{2} \frac{M}{N_{AV}} v^2 \quad N_{AV} \cong 6,02 \cdot 10^{23}$$

O número de Avogadro será fornecido nas questões de prova, se necessário. Ele indica a quantidade de moléculas em um mol de uma determinada substância. Esse número é fixo.

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.

ESCLARECENDO!



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.

A explicação para esse fenômeno reside no fato de que mesmo os sólidos possuem consideráveis espaços vazios ao longo de suas estruturas. Considere, por exemplo, o seguinte cristal.

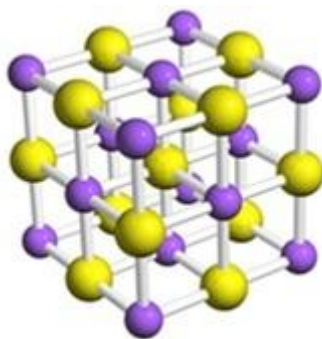


Figura 13: Exemplo de uma Estrutura Cristalina

Na Figura 13, pode-se observar que, mesmo em um cristal, existem espaços vazios. E as moléculas de gás possuem ampla liberdade de movimento, por isso, ocasionalmente, podem atravessar esses espaços, o que as faz escapar do recipiente que as 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.

ESCLARECENDO!



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:

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

Dizemos que é proporcional, pois existem outros fatores que influenciam na velocidade de efusão e difusão.



No caso da efusão, o tipo de recipiente influencia bastante. Alguns recipientes são mais herméticos, enquanto outros possuem mais buracos. Aliás, se o próprio recipiente estiver furado, essa velocidade aumenta consideravelmente.

No caso da difusão, o ambiente em que está o gás também influencia. Se o ambiente está desimpedido, ou seja, sem paredes internas, o gás se espalha mais rapidamente.

No entanto, esses fatores são bem difíceis de medir e equacionar. Mas é muito interessante saber que os gases mais leves terão maior velocidade de efusão e difusão.

O resultado de ser inversamente proporcional à raiz quadrada da massa molar é natural, tendo em vista o resultado apresentado na seção anterior para a velocidade média das moléculas de um gás.

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

Como a velocidade média das moléculas de um gás é proporcional à raiz da temperatura absoluta e inversamente proporcional à raiz da massa molar, é natural que as velocidades de efusão e difusão também o sejam.

É oportuno destacar que existe sim relação entre as velocidades de efusão e difusão e a velocidade média das moléculas do gás. Quanto mais rápidas são as moléculas, mais facilmente elas escaparão do recipiente ou se espalharão pelo meio.

No entanto, você não pode confundir esses conceitos. A velocidade média das moléculas se refere à velocidade que as moléculas naturalmente se deslocam numa amostra de gás.



13. (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:

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

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

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

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

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

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

$$PV = nRT \quad \therefore T = \frac{PV}{nR}$$
$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1,4 \cdot 0,3}{0,082 \cdot 14 / 28} = 10 \text{ K} = 10 - 273 \cong -263^\circ\text{C}$$

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.

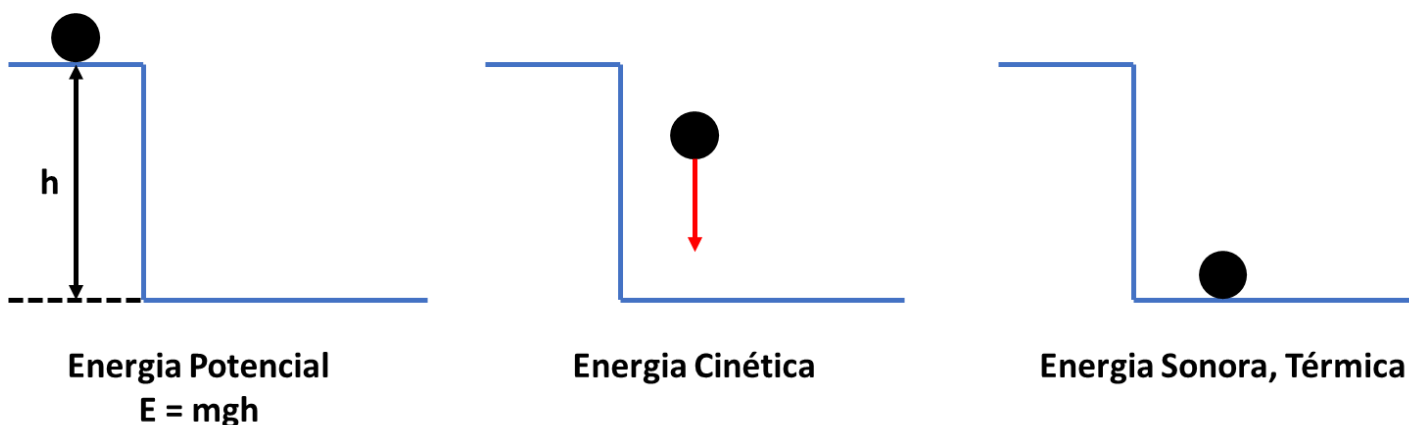
O Princípio da Conservação de Energia não possui uma demonstração exata. Na verdade, é muito mais uma hipótese que aceitamos, porque não conhecemos nenhum processo que o contrarie.



Um sistema qualquer pode armazenar energia de diversas formas, sendo a mais conhecida a **energia cinética**, que é a energia implícita nos movimentos dos corpos. A mais conhecida aplicação desse princípio é o que acontece ao largar um objeto de uma altura.

Quando o objeto está a uma altura em relação ao chão, ele acumula **energia potencial gravitacional**, devido à sua interação com o campo gravitacional da Terra.

A energia potencial é aquela que pode se converter em energia cinética. Uma consequência muito interessante da Segunda Lei da Termodinâmica é que a energia potencial tende sempre a se reduzir. Por isso, o corpo içado a uma altura **h** da superfície da Terra tende a ser atraído para ela, de modo a reduzir seu potencial gravitacional. Essa energia potencial é convertida em energia cinética, que faz o objeto acelerar com a gravidade.



No mundo real, quando o objeto chega ao chão, normalmente, ele perde a sua energia cinética, que é convertida em barulho (energia sonora) e calor (energia térmica).

Em um mundo ideal, a energia cinética seria totalmente reconvertida em energia potencial e o objeto quicaria até atingir a altura máxima igual a **h**. Nesse caso, não ouviríamos nenhum tipo de ruído na queda.

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.

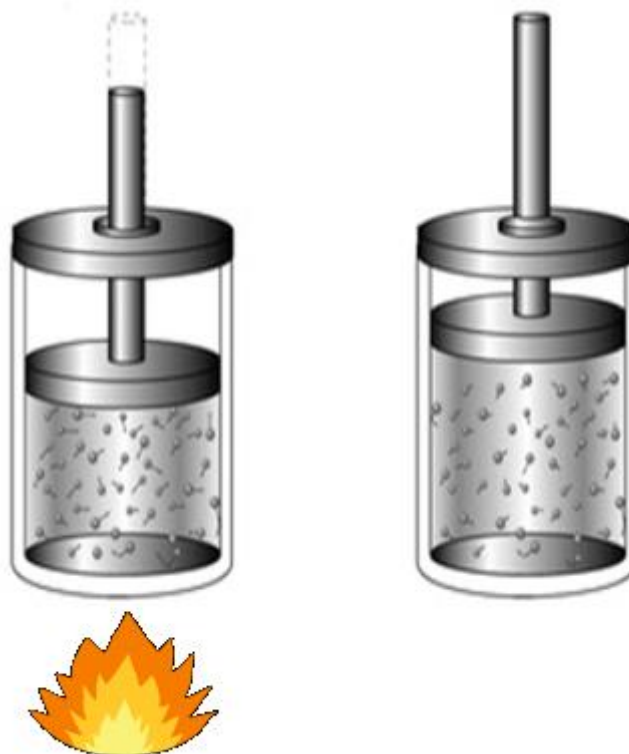


Figura 14: Transformação Física de um Gás (fonte: [2])

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);

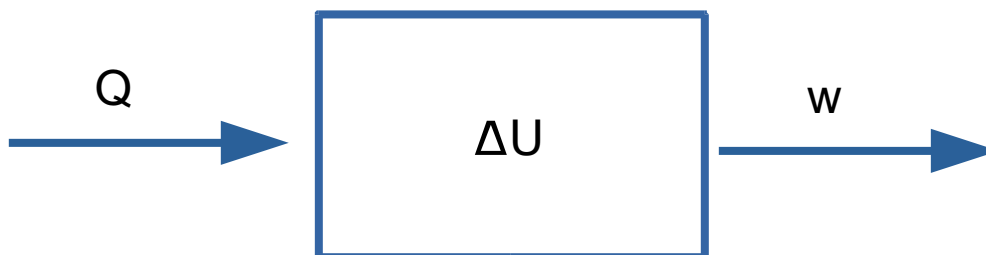


Figura 15: Ilustração da Primeira Lei da Termodinâmica

Dessa maneira, temos:

$$Q = \Delta U + w$$

A Primeira Lei da Termodinâmica é um enunciado geral para a Lei da Conservação de Energia.

Segundo essa lei, a energia não pode ser criada nem destruída, apenas transformada em processos físicos e químicos.

Perceba que tudo o que aconteceu aqui foi a transformação do calor recebido pelo corpo em duas modalidades diferentes de energia: a sua própria energia interna e a realização de trabalho sobre outro corpo.

ESCLARECENDO!

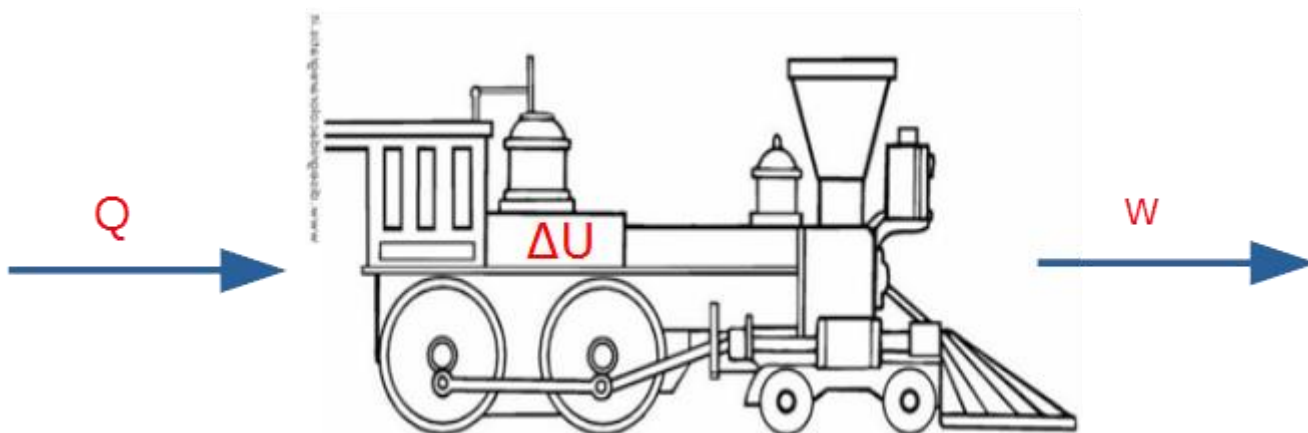


É bastante possível que você já tenha visto essa expressão de outras formas. Isso acontece devido simplesmente a uma convenção de sinais diferentes.

Para utilizar a Equação da Conservação de Energia, devemos considerar a seguinte convenção de sinais:

- **Positivo:** Calor cedido ao corpo e trabalho realizado pelo corpo (expansão).
- **Negativo:** Calor retirado do corpo e trabalho realizado sobre o corpo (contração ou redução de volume).

Lembre-se: Uma locomotiva é sempre positiva. Ela recebe calor ($Q > 0$) e realiza trabalho $\tau > 0$



Dessa maneira, para utilizar a expressão $Q = \Delta U + w$, você deve adotar a convenção de sinais citada. É útil guardar a locomotiva ou a Figura 15 que demonstram os sentidos positivos que devem ser adotados.



Figura 16: Sinais Positivos da Convenção de Sinais adotada nesse livro digital

3.2.2. Casos Particulares da Primeira Lei da Termodinâmica

A Primeira Lei da Termodinâmica tem três casos especiais que você precisa reconhecer imediatamente.

O primeiro diz respeito às transformações adiabáticas, que são aquelas que ocorrem em ambientes termicamente isolados. O caso mais comum de ambiente desse gênero é a caixa de isopor.

O isopor é comumente conhecido como isolante térmico, porém, eu discordo dessa nomenclatura e prefiro chamá-lo de isolante calorífico ou recipiente adiabático. A razão para isso é que **o isopor não garante que a temperatura no seu interior permanecerá constante**, mas sim que **não haverá trocas de calor com o meio**.

Um exemplo bem simples de como isso funciona é o casaco. Você já vestiu casaco ou mesmo um terno em um dia muito quente? Qual a sensação?

Você certamente se sentirá muito quente, mas por que isso, se o casaco é um isolante térmico?

A resposta é que o casaco serve para dificultar as trocas de calor do seu corpo com o meio. É assim que ele nos protege do frio, evitando que o nosso corpo perca calor excessivamente.

Porém, lembre-se que o corpo humano funciona à temperatura de $36,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $37\text{ }^{\circ}\text{C}$. Porém, nos sentimos confortáveis em temperaturas em torno de $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, porque o nosso corpo já é feito para expulsar calor para o meio.

Porém, quando vestimos um casaco, o nosso corpo tem maior dificuldade de expulsar calor para o meio e, com isso, conservamos todo esse calor no interior da vestimenta. É por isso que sentimos calor.

Outro caso envolvendo isopores aconteceu com um amigo meu que comprou uma caixa de corais em uma loja em Itu, no interior de São Paulo. Era um dia quente e ele abriu a caixa para mostrar os corais recém adquiridos a um amigo, depois lacrou novamente o isopor e partiu para São Paulo.

A viagem de 1h30, no entanto, foi letal para os animais que morreram de calor por estarem dentro do isopor.

A razão para o triste episódio é que, ao abrir a caixa de isopor, o meu amigo permitiu que o ar quente do meio externo entrasse na caixa. Ao lacrar novamente, o isopor isolou esse ar quente do meio exterior.

Com isso, o ar quente não pôde se dissipar e acabou esquentando a água dos corais. Basicamente, a caixa de isopor virou um forno isolado termicamente.

Os animais teriam tido melhor sorte se tivessem sido levados fora da caixa de isopor nos seus respectivos sacos, pois, nesse caso, eles entrariam em contato não com o ar quente da rua, mas sim com o ar condicionado do veículo.

Diante disso, não confunda mais a função do isopor ou de outros recipientes adiabáticos, combinado?

Matematicamente, em uma transformação adiabática, o calor trocado com o meio é zero. Portanto teremos:

$$Q = \Delta U + w$$

$$0 = \Delta U + w$$

$$\Delta U = -w$$

Outro caso particular importante são as transformações isotérmicas. Essas sim ocorrem a temperatura constante.

É o caso, por exemplo, de um ar condicionado. O ar condicionado se diferencia do isopor, porque ele está constantemente retirando calor do meio para manter a sua temperatura constante.

É realmente necessário que o ar condicionado opere dessa forma. Se desejamos manter uma sala a 25 °C, enquanto a temperatura externa está 30 °C, a sala receberá constantemente um fluxo de calor vindo do meio externo que entrará nela a partir de suas paredes.

Por isso, o ar condicionado precisa retirar esse calor constantemente na mesma proporção que ele é gerado.

Perceba essa sutil diferença:

ESCLARECENDO!



O isopor isola termicamente a substância, impedindo que ela troque calor com o meio;

O ar condicionado retira calor constantemente da substância, fazendo que ela permaneça em uma temperatura constante.

Isopor

- Recipiente Adiabático
- Impede as trocas de calor do meio interno com o meio externo.

Ar Condicionado

- Compartimento Isotérmico
- Retira calor do meio interno, devolvendo-o para o meio externo.

Em uma transformação isotérmica, podemos escrever que não há variação da energia interna do gás, pois já vimos que depende exclusivamente da temperatura absoluta. Se não houve variação de temperatura, então não houve variação da energia interna.

Dessa maneira, a Primeira Lei da Termodinâmica ganha o seguinte aspecto.

$$Q = \Delta U + w$$

$$Q = 0 + w$$

$$Q = w$$

Portanto, todo o calor recebido pela amostra de gás deve ser integralmente rejeitado na forma de realização de trabalho.

Outro caso particular são as transformações isovolumétricas ou isocóricas, ou seja, aquelas que aconteçam em um volume constante. É o que acontece em uma transformação em um recipiente fechado e indeformável.

O trabalho é uma grandeza física que está relacionada com a quantidade de energia que é necessária para que uma determinada massa de gás realize expansão.

Com isso, já podemos dizer que **o trabalho em uma transformação isovolumétrica é sempre nulo**, pois não existe variação de volume.

$$Q = \Delta U + w$$

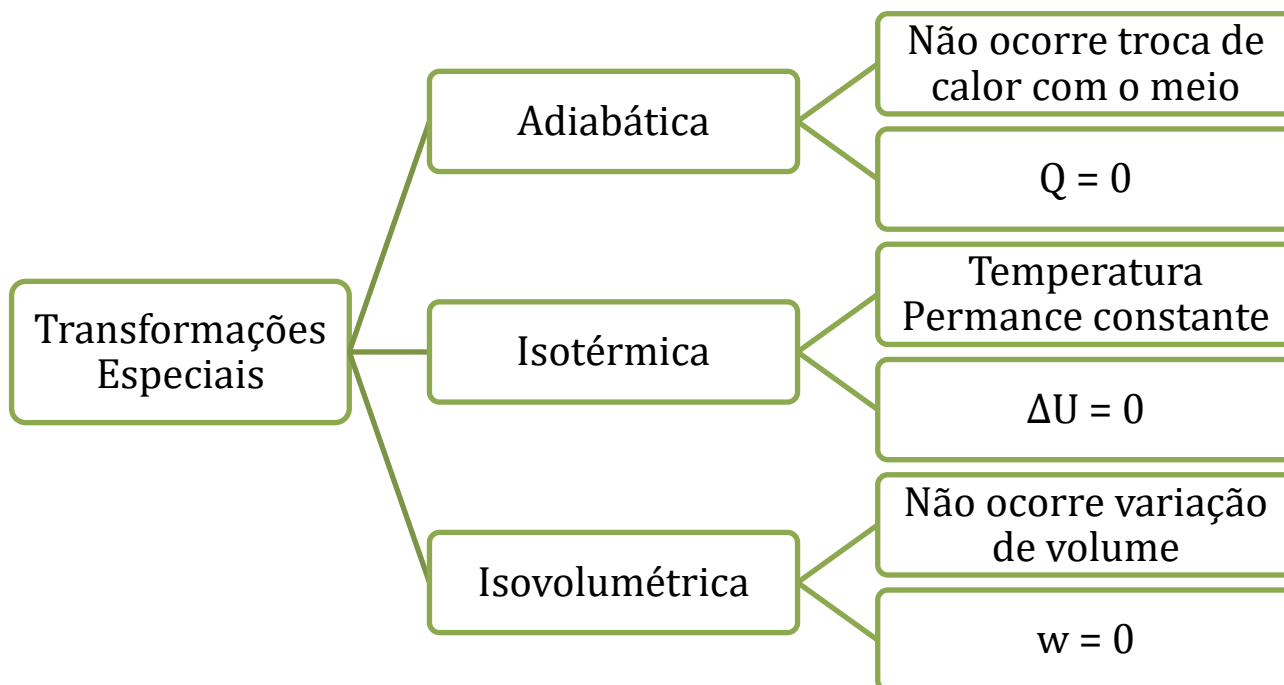
$$Q = \Delta U + 0$$

$$Q = \Delta U$$

Sendo assim, nas transformações isovolumétricas, todo o calor cedido ao corpo é absorvido por ele, de modo a aumentar a sua energia interna.

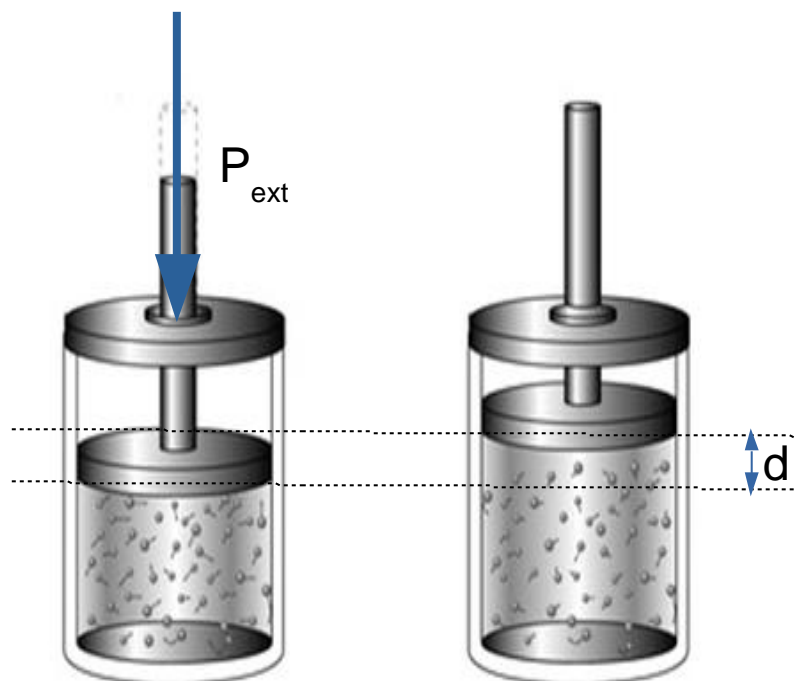
Vamos reunir esses três casos particulares em um esquema.

ESCLARECENDO!



3.2.3. Trabalho em uma Transformação Isobárica

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



Da Física, o trabalho realizado pelo gás é calculado pelo produto da força de resistência à expansão pelo deslocamento do êmbolo.

$$w = Fd$$

Pela definição de pressão, temos que ela é igual à razão entre a força e a área de secção transversal (A) do êmbolo.

$$P_{ext} = \frac{F}{A} \therefore F = P_{ext}A$$

Podemos, portanto, calcular o trabalho envolvido na transformação em função da pressão externa sobre o sistema.

$$w = Fd = (P_{ext}A)d = P_{ext} \cdot (Ad)$$

O produto área vezes deslocamento é igual à variação de volume sofrida pelo gás.



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

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.

Quando uma amostra de gás é aquecida a volume constante, teremos, pela Primeira Lei da Termodinâmica:

$$Q_V = \Delta U + w$$

Sabemos que a energia interna de gases depende exclusivamente da temperatura. Por outro lado, se não houve variação de volume, também não houve trabalho. Sendo assim, nas transformações isovolumétricas, tem-se:

$$Q_V = \Delta U$$

Para um gás monoatômico, temos:

$$Q_V = U_{final} - U_{inicial} = \frac{3}{2}nRT_f - \frac{3}{2}nRT_0 = \frac{3}{2}nR(T_f - T_0)$$

$$Q_V = \frac{3}{2}nR\Delta T$$

Podemos calcular o calor específico molar a volume constante pela razão mostrada anteriormente.

$$c_v = \frac{Q_V}{n\Delta T} = \frac{\frac{3}{2}nR\Delta T}{n\Delta T}$$

$$\therefore c_v^{mono} = \frac{3}{2}R$$

Portanto, o calor específico molar a volume constante é igual para todos os gases monoatômicos. Se, por outro lado, o gás for diatômico, teremos:



$$Q_V = U_{final} - U_{inicial} = \frac{5}{2}nRT_f - \frac{5}{2}nRT_0 = \frac{5}{2}nR(T_f - T_0)$$

$$Q_V = \frac{5}{2}nR\Delta T$$

$$c_v = \frac{Q_V}{n\Delta T} = \frac{\frac{5}{2}nR\Delta T}{n\Delta T}$$

$$\therefore c_v^{di} = \frac{5}{2}R$$

Outra situação muito comum em que precisamos saber é o calor específico a pressão constante.

$$Q_P = \Delta U + w$$

Nesse caso, já aprendemos a calcular o trabalho envolvido na transformação isobárica.

$$Q_P = \Delta U + P\Delta V$$

Aplicando a Equação de Clapeyron, teremos que $P\Delta V = nR\Delta T$. Substituindo uma expressão na outra, teremos:

$$Q_P = \Delta U + nR\Delta T$$

Para um gás monoatômico, teremos:

$$\Delta U = \frac{3}{2}nR\Delta T$$

$$\therefore Q_P = \frac{3}{2}nR\Delta T + nR\Delta T = \frac{5}{2}nR\Delta T$$

Agora, calcularemos o calor específico a pressão constante.

$$c_P = \frac{Q_P}{n\Delta T} = \frac{\frac{5}{2}nR\Delta T}{n\Delta T}$$

$$\therefore c_P^{mono} = \frac{5}{2}R$$

Analogamente, podemos fazer o cálculo para um gás diatômico. Nesse caso, tem-se:

$$\Delta U = \frac{5}{2}nR\Delta T$$

$$\therefore Q_P = \frac{5}{2}nR\Delta T + nR\Delta T = \frac{7}{2}nR\Delta T$$

$$c_P = \frac{Q_P}{n\Delta T} = \frac{\frac{7}{2}nR\Delta T}{n\Delta T}$$

$$\therefore c_p = \frac{7}{2}R$$

Para ajudar a memorizar as expressões acima aprendidas, é útil saber que o calor específico molar a pressão constante realmente deve ser maior que o calor específico a volume constante. No primeiro caso, além de aquecer a amostra de gás, é preciso também realizar o trabalho de expansão, que não acontece no caso de transformações isovolumétrica.

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

$$\gamma_{MONO} = \frac{c_p}{c_v} = \frac{\frac{5}{2}R}{\frac{3}{2}R} = \frac{5}{3}$$

$$\gamma_{DI} = \frac{c_p}{c_v} = \frac{\frac{7}{2}R}{\frac{5}{2}R} = \frac{7}{5}$$

Vamos, agora, reunir todas as expressões aprendidas em um quadro.

ESCLARECENDO!



	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.

Um caso muito comum de transformação irreversível acontece quando o sistema é movido por um êmbolo que se desloca com uma pressão externa constante P , mas a transformação em si é isotérmica. Vejamos um exemplo de como isso pode acontecer.

Considere um recipiente dotado de um êmbolo que está sujeito à pressão atmosférica de 1 atm. No estado de equilíbrio, a pressão interna do gás nele contido é igual à pressão externa.

Quando aplicamos uma pressão externa oposta e constante igual a 10 atm, a pressão externa se torna maior que a pressão interna. Por esse motivo, o sistema não está mais em equilíbrio.

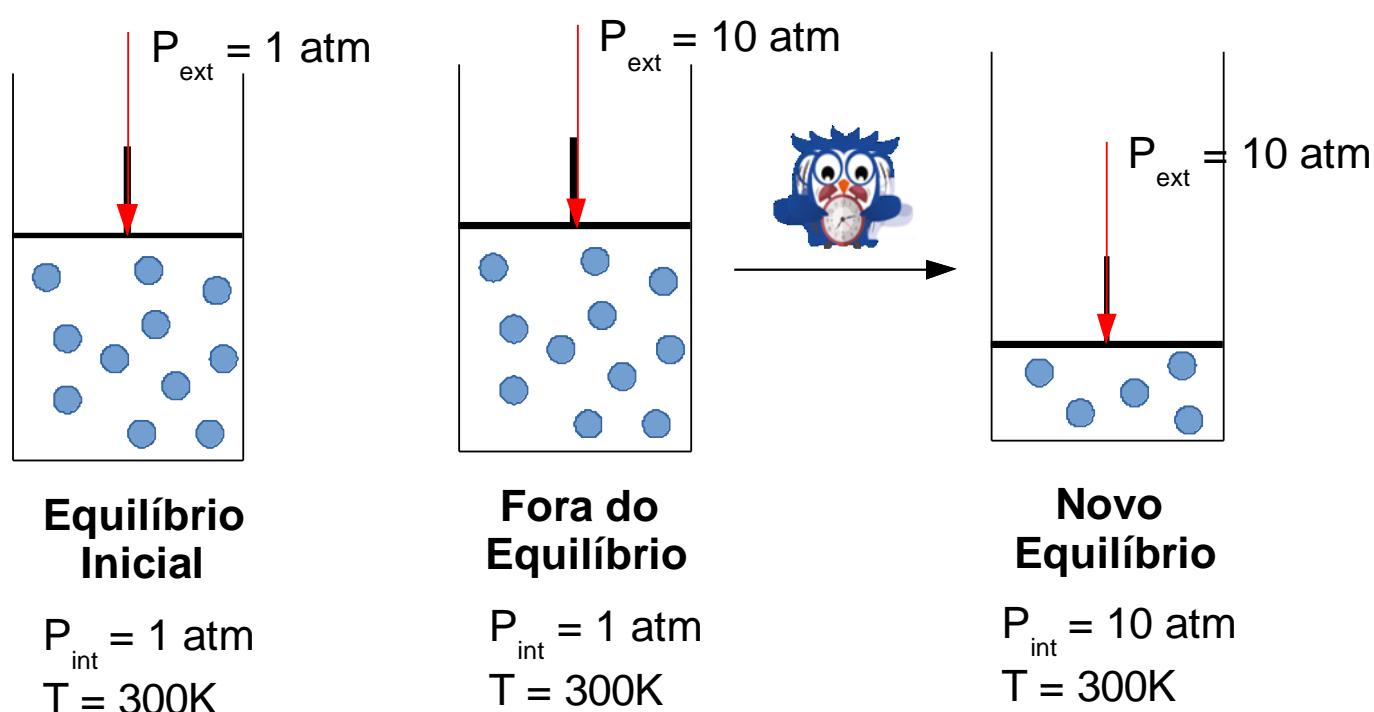


Figura 17: Exemplo de Transformação Isotérmica Irreversível

O sistema será comprimido espontaneamente pela pressão externa até que a pressão interna atinja exatamente o valor igual a 10 atm.

Como a pressão externa é constante, nesse sistema, o trabalho deve ser calculado pela expressão encontrada para a transformação isobárica.

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

Além disso, a variação de volume pode ser calculada pela Lei de Boyle, já que o sistema sofreu transformação isotérmica.

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.

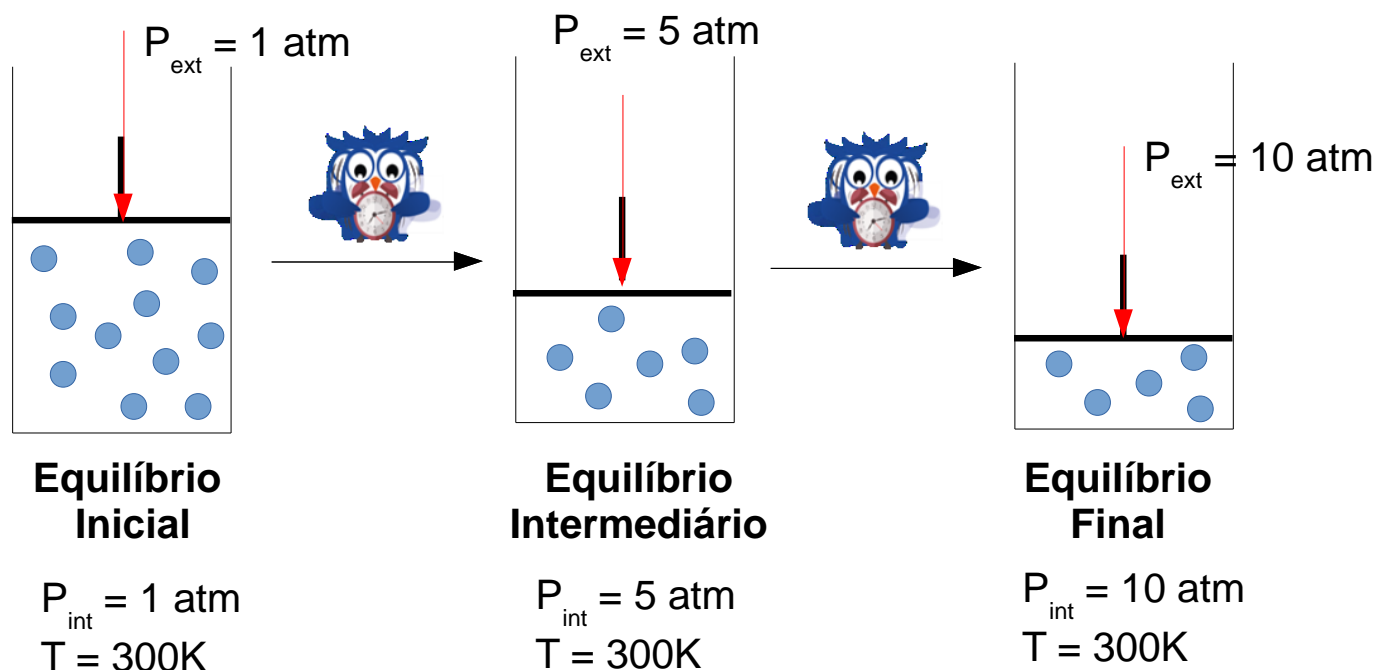


Figura 18: Transformação Isotérmica Reversível

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.

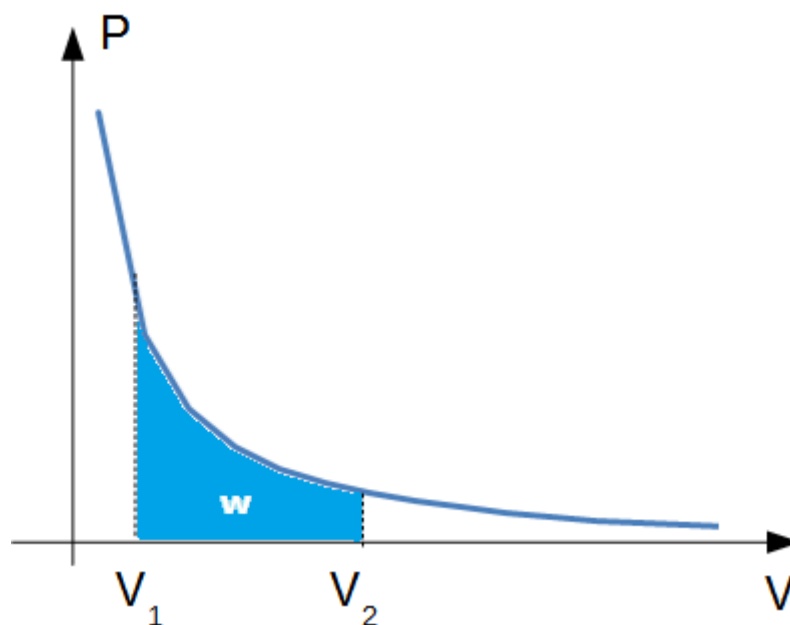


Figura 19: Trabalho em uma Transformação Isotérmica

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. Porém, muitos alunos costumam aprender, pois são curiosos a respeito da dedução de muitas expressões empregadas na Físico-Química.

Por conta disso, eu vou lhe apresentar a demonstração do trabalho na isotérmica irreversível. Caso você não tenha aprendido Cálculo, você não precisa saber essa demonstração. Basta apenas saber o resultado final.

$$w = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

Aplicando a Lei de Clapeyron, temos que:

$$PV = nRT$$

Como a temperatura é constante, podemos substituir o termo nRT por uma constante K .

$$PV = K \quad \therefore P = \frac{K}{V}$$

Agora, façamos a integral.

$$w = \int_{V_1}^{V_2} P dV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{K}{V} dV = K \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

Do Cálculo Integral, a integral do inverso do volume é o logaritmo natural do volume.

$$w = K \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = K \ln V \Big|_{V_1}^{V_2} = K(\ln(V_2) - \ln(V_1))$$

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

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, $0 = \Delta U + w$.

Analogamente ao que foi explicado para as transformações isotérmicas, é preciso ler na questão se a transformação ocorre de maneira reversível ou não.

É muito pouco provável que venha a aparecer uma transformação adiabática reversível em uma questão de prova. Nesse caso, realmente, a única forma de resolver o trabalho da adiabática é usando Cálculo Integral.

É possível mostrar que, em uma transformação adiabática reversível, o gás segue o comportamento:



$$PV^\gamma = K$$

Na equação acima, o expoente γ é o Coeficiente de Poisson do gás. A curva adquirirá um formato muito semelhante à da isotérmica, porém, **cai mais rapidamente**.

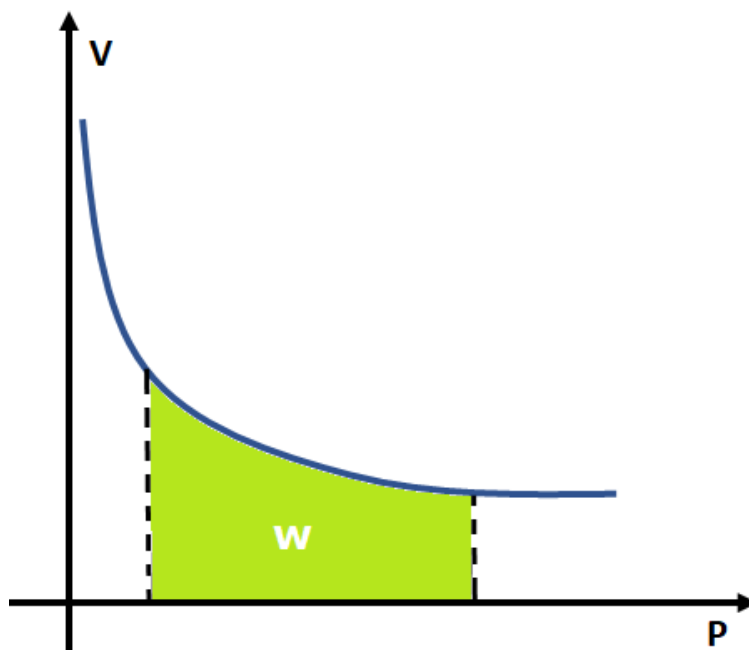


Figura 20: Trabalho em uma Transformação Adiabática Reversível

Podemos também calcular o trabalho da transformação adiabática reversível. Para isso, precisamos resolver uma integral.

$$w = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

$$w = \int_{V_1}^{V_2} K V^{-\gamma} dV = K \int_{V_1}^{V_2} V^{-\gamma} dV$$

Usando a integral da potência teremos:

$$w = K \frac{V^{-\gamma+1}}{-\gamma+1} \Big|_{V_1}^{V_2} = K \left[\frac{V_2^{1-\gamma} - V_1^{1-\gamma}}{1-\gamma} \right]$$

$$w = \frac{K V_2^{1-\gamma} - K V_1^{1-\gamma}}{1-\gamma}$$

Podemos usar agora o fato de que:

$$K = P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

Com isso, temos:

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

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

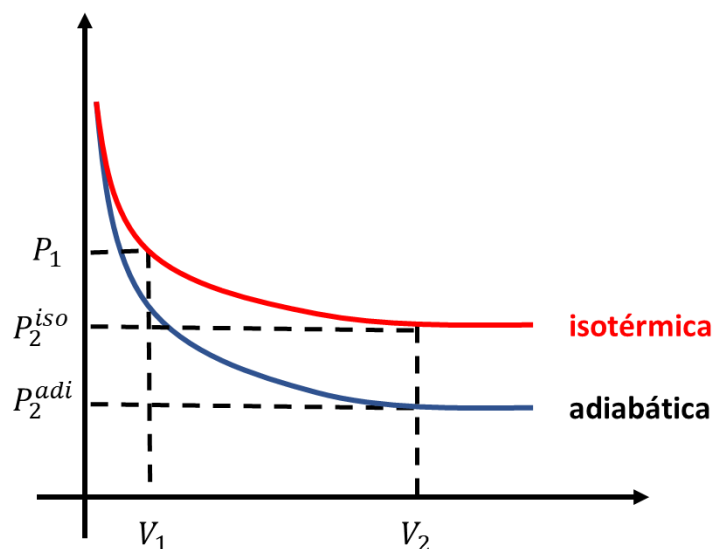
Vamos reunir as expressões encontradas para facilitar a sua visualização.

ESCLARECENDO!



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

Na comparação com as transformações isotérmicas, podemos notar que a pressão em uma transformação adiabática cai mais rapidamente.



Podemos calcular a pressão final em uma transformação isotérmica pela Lei de Boyle.

$$P_1 V_1 = P_2^{iso} V_2 \therefore P_2^{iso} = \frac{V_1}{V_2} \cdot P_1$$

Por outro lado, na transformação adiabática reversível, temos:

$$P_1 V_1^\gamma = P_2^{adi} V_2^\gamma$$

Resolvendo a pressão final, temos:

$$\therefore P_2^{adi} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma P_1$$

Como se trata de uma expansão adiabática, temos que $V_2 > V_1$, de modo que a base da potência é $V_1/V_2 < 1$. Como a exponenciação de base menor que 1 é decrescente, podemos concluir que:

$$\gamma > 1 \therefore \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma < \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^1$$

Logo, podemos concluir que:

$$P_1 \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma < P_1 \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^1$$

$$P_2^{adi} < P_2^{iso}$$

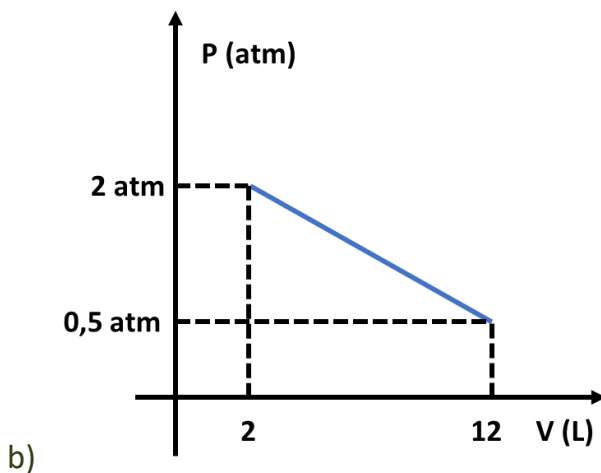
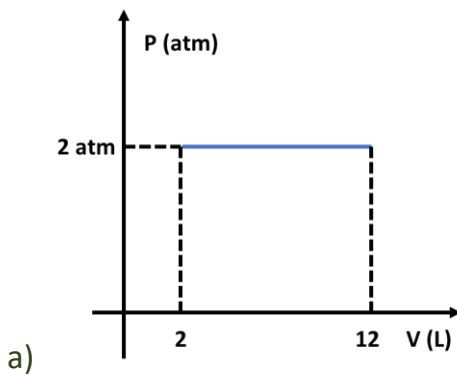
E, agora, vamos praticar com alguns exercícios.

ATENÇÃO
DECORE!



14. (TFC – Inédita)

Calcule o trabalho envolvido nas seguintes transformações.



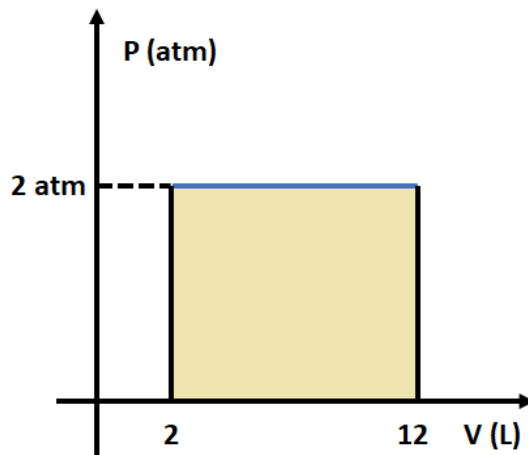
Dado: $1 \text{ Pa} = 10^5 \text{ atm}$

Comentários

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

a) Vamos destacar a área do gráfico.





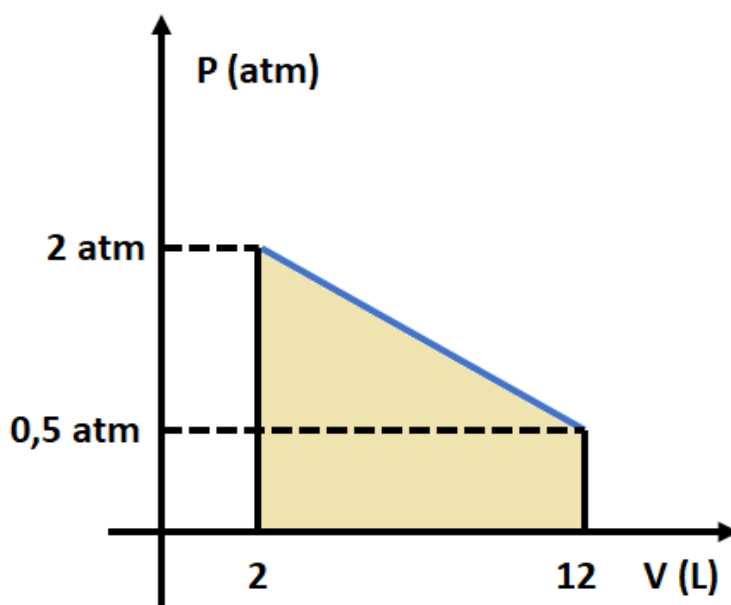
Observe que o gráfico se trata de uma transformação isobárica. Portanto, a área do gráfico é um retângulo.

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

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

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

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

15. (TFC – Inédita)

Calcule o trabalho nas seguintes transformações isotérmicas.

a) $P_1 = 2 \text{ atm}$; $V_1 = 2 \text{ L}$; $V_2 = 4 \text{ L}$.

b) $P_1 = 120 \text{ atm}$; $V_1 = 2 \text{ L}$; $P_2 = 2,5 \text{ atm}$.

Dados: $\ln 2 = 0,69$; $\ln 3 = 1,10$;

Comentários

Consideremos a expressão do trabalho nas transformações isotérmicas.

$$w = P_1 V_1 \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = P_1 V_1 \cdot \ln\left(\frac{P_1}{P_2}\right)$$

a) Dessa forma, o trabalho é dado por:

$$w = 2 \cdot 2 \cdot \ln\left(\frac{4}{2}\right) = 4 \cdot \ln(2) = 4 \cdot 0,69 = 2,76 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

Vamos converter para as unidades do SI.

$$w = 2,76 \cdot 10^5 \cdot 10^{-3} = 276 \text{ J}$$

b) Para a letra B, o trabalho é dado por:

$$w = 120 \cdot 2 \cdot \ln\left(\frac{120}{2,5}\right) = 240 \cdot \ln(48)$$

$$w = 240 \cdot \ln(16 \cdot 3) = 240 \cdot \ln(2^4 \cdot 3)$$

Usando as propriedades do logaritmo, temos:

$$w = 240 \cdot [4 \cdot \ln(2) + \ln(3)]$$

$$w = 240 \cdot [4 \cdot 0,69 + 1,10] = 240 \cdot 3,86 = 926,4 \text{ atm} \cdot \text{L}$$

Vamos converter para as unidades do SI.

$$w = 926,4 \cdot 10^2 = 92,64 \text{ kJ}$$

Gabarito: a) 276 J; b) 92,64 kJ



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 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 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
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:

- 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.

2. (TFC – Inédita)

Um frasco de 1L contém 900 mL de acetona líquida em equilíbrio com o vapor a 27 °C. Calcule:

- a) A massa total de acetona contida no frasco.
- b) O frasco se quebra e a acetona vaza num armário fechado com 0,5m de largura, 1m de profundidade e 2m de altura. Calcule a massa de acetona que permanece na fase líquida após atingido o novo equilíbrio.
- c) Calcule o maior volume, em m^3 , que a acetona do frasco poderia ocupar, de modo que sobrasse um pouco de acetona líquida ainda em equilíbrio com o vapor.

Dados: pressão de vapor da acetona a 27 °C = 0,25 atm.

Densidade da acetona líquida = 0,8 g/cm³

Massa Molar da Acetona = 58 g/mol

3. (ITA – 1993)

Quando dizemos que o ar tem 15% de umidade relativa, queremos dizer que:

- a) 15% das moléculas são de água.
- b) 15% da massa do ar é de água.
- c) A pressão parcial do vapor de água é 15% da pressão total
- d) A pressão parcial do vapor de água é 0,15.760 mmHg
- e) A pressão parcial do vapor de água é 15% da pressão de vapor saturante para a temperatura que se encontra o ar.

4. (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 .

5. (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 $180,0 \text{ mmHg}$ e a pressão total no tambor é de $760,0 \text{ mmHg}$.

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) $950,0 \text{ mm Hg}$
- b) $1175,0 \text{ mm Hg}$
- c) $760,0 \text{ mm Hg}$
- d) $832,0 \text{ mm Hg}$
- e) $905,0 \text{ mm Hg}$

6. (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.

7. (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.

8. (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?

9. (TFC – Inédita)

Foram realizados diversos experimentos a volume constante. Nesses experimentos, uma amostra de gás é submetida inicialmente a uma pressão P_0 e temperatura T_0 . O gás é submetido a uma transformação, atingindo uma pressão P_f e uma temperatura T_f . Calcule os valores incógnitas em cada uma das situações.

- a) $P_0 = 5 \text{ atm}$; $T_0 = 27 \text{ °C}$; $P_f = 2 \text{ atm}$; $T_f = ?$
- b) $P_0 = 3 \text{ atm}$; $T_0 = -23 \text{ °C}$; $P_f = 4,5 \text{ atm}$; $T_f = ?$
- c) $P_0 = 380 \text{ mmHg}$; $T_0 = 127 \text{ °C}$; $P_f = 1 \text{ atm}$; $T_f = ?$



d) Qual a lei dos gases ideais que auxilia você a resolver esse problema?

10. (TFC – Inédita)

Foram feitos diversos experimentos a pressão constante. Nesses experimentos, uma amostra de gás é submetida inicialmente a um volume V_0 e temperatura T_0 . O gás é submetido a uma transformação, atingindo um volume V_f e uma temperatura T_f . Calcule os valores incógnitas em cada uma das situações.

a) $V_0 = 15 \text{ L}$; $T_0 = 27 \text{ °C}$; $V_f = 20 \text{ L}$; $T_f = ?$

b) $V_0 = 6 \text{ L}$; $T_0 = 27 \text{ °C}$; $V_f = ?$; $T_f = 250 \text{ K}$

c) $V_0 = 500 \text{ L}$; $T_0 = -223 \text{ °C}$; $V_f = 2 \text{ m}^3$; $T_f = ?$

d) Qual a lei dos gases ideais que auxilia você a resolver esse problema?

11. (TFC – Inédita)

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

a) $P = 1 \text{ atm}$; $V = 1,23 \text{ L}$; $n = ?$; $T = 27 \text{ °C}$

b) $P = 1,64 \text{ atm}$; $V = 25 \text{ L}$; $n = 1 \text{ mol}$; $T = ?$

c) $P = ?$; $V = 4 \text{ L}$; $n = 0,4 \text{ mol}$; $T = 0 \text{ °C}$

12. (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.

13. (TFC – Inédita)

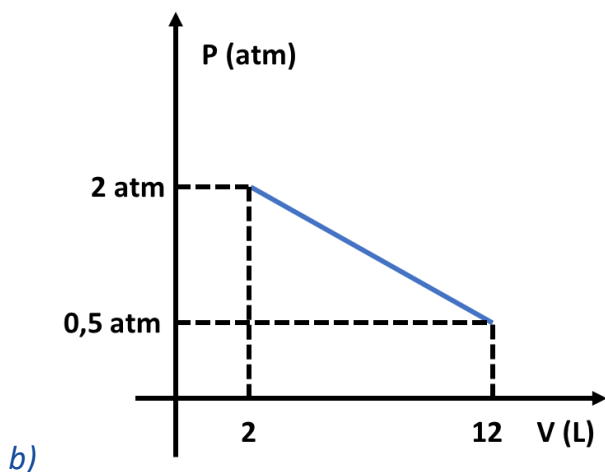
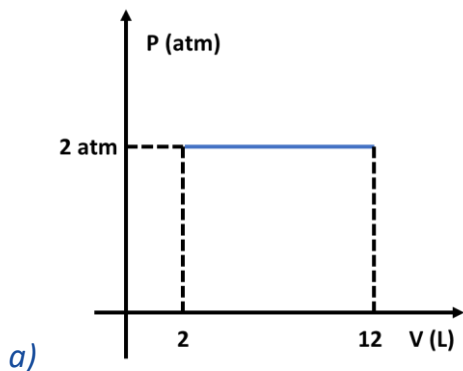
Uma amostra de 14g nitrogênio está submetida a uma pressão de 1,4 atm em um recipiente de 0,3L. Determine a velocidade média das moléculas desse gás, considerando-o ideal.

Dados: Massa Molar – N = 14 g/mol

14. (TFC – Inédita)



Calcule o trabalho envolvido nas seguintes transformações.



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

15. (TFC – Inédita)

Calcule o trabalho nas seguintes transformações isotérmicas.

a) $P_1 = 2 \text{ atm}$; $V_1 = 2 \text{ L}$; $V_2 = 4 \text{ L}$.

b) $P_1 = 120 \text{ atm}$; $V_1 = 2 \text{ L}$; $P_2 = 2,5 \text{ atm}$.

Dados: $\ln 2 = 0,69$; $\ln 3 = 1,10$;

16. (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.

17. (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

18. (IME – 2019)

Um piloto de balões pode controlar os movimentos de subida e descida do balão simplesmente variando a temperatura do ar no interior do veículo. Explique se o balão deve ser aquecido ou resfriado para subir ou descer. Justifique sua resposta.

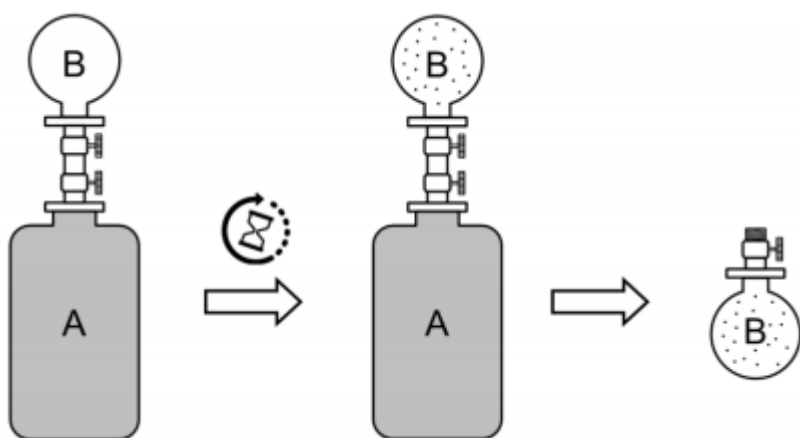
Um recipiente A, dotado de uma válvula na parte superior, está totalmente preenchido por uma solução de n mols de CO_2 em 1800 g de água. O recipiente A foi, então, conectado ao recipiente B previamente evacuado, fechado por válvula e com volume de $1,64 \text{ L}$. Em um dado momento, as

válvulas foram abertas deixando o sistema nesta condição durante tempo suficiente para atingir o equilíbrio. Após o equilíbrio, as válvulas foram fechadas e os recipientes foram desconectados.

Sabendo-se que:

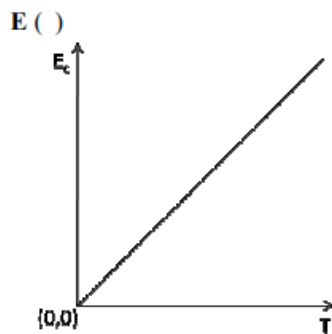
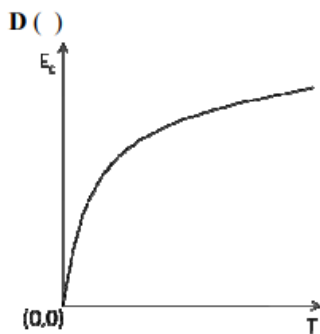
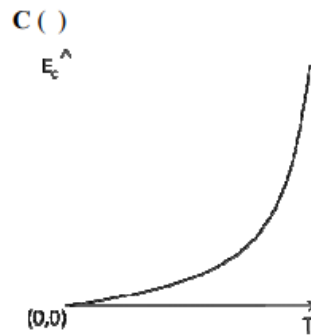
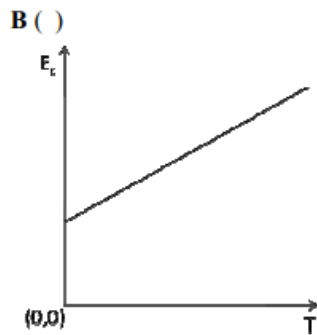
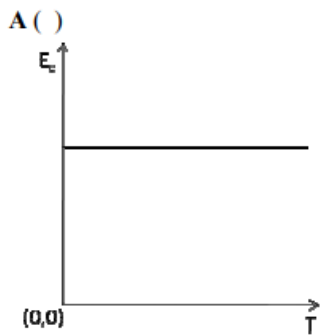
- todo o processo ocorreu à temperatura constante de 300 K;
- a constante de Henry para a solubilidade do CO_2 na água, K_H , expressa em fração molar vale $1/30 \text{ atm}^{-1}$;
- a variação de volume da fase líquida pode ser desprezada;
- o gás tem comportamento ideal.

Calcule o número de mols de CO_2 que migraram para o recipiente B em função de n .



19. (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.



20. (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.

21. (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

22. (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) $q_{23} > 0$

23. (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 $V_0/2$.

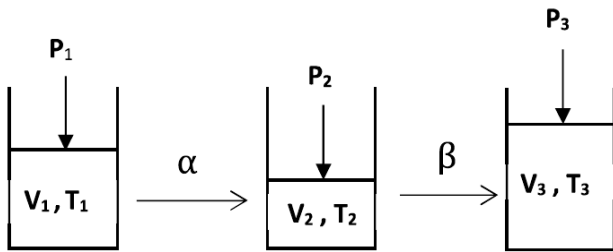
Admitindo que uma nova condição de equilíbrio para esse sistema seja atingida em cada processo x ($x = I, II, III, IV, V$ e VI), assinale a opção que contém a informação ERRADA.

- a) $U_V = U_{VI}/2$
- b) $U_{VI} = U_0$
- c) $P_{IV} = P_{VI}$
- d) $T_{II} = 4T_{III}$
- e) $V_I = V_V/4$

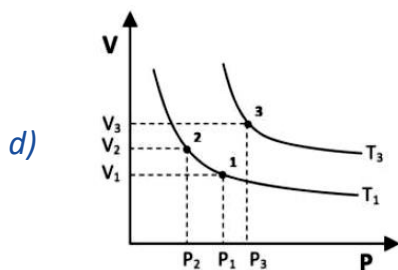
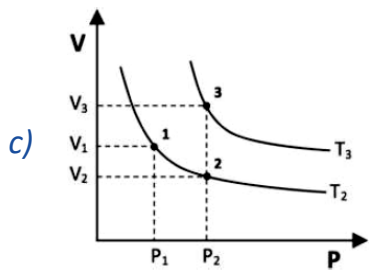
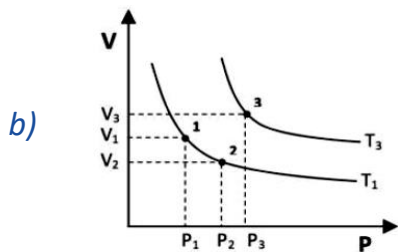
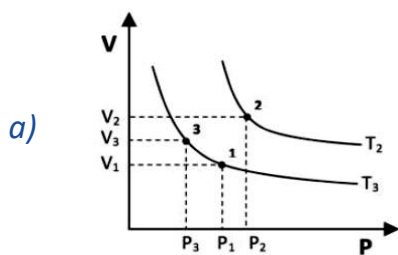
24. (IME – 2018 – 1ªFase)

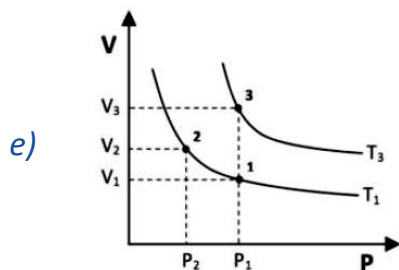


Um sistema fechado contendo um gás ideal no estado 1 sofre as transformações α e β , conforme indicado na figura abaixo.



Sabendo que a transformação α é isotérmica e β isobárica, indique o gráfico que representa os estados do sistema.





25. (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.

26. (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.

27. (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) $2,8 \cdot 10^{-18}$

28. (IME – 2014)

Um hidreto gasoso tem fórmula empírica XH_3 (massa molar de $X = 13 \text{ g/mol}$) e massa específica de $6,0 \text{ g/L}$ numa dada condição de temperatura e pressão. Sabendo-se que, nas mesmas temperatura e pressão, $1,0 \text{ L}$ de O_2 gasoso tem massa de $3,0 \text{ g}$, pode-se afirmar que a fórmula molecular do hidreto é:

- a) $\text{X}_{0,5}\text{H}_{1,5}$
- b) XH_3
- c) X_4H_{12}
- d) X_2H_6
- e) X_6H_{18}

29. (IME-2014)

O TNT (2,4,6-trinitrotolueno) ($\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$) é um composto químico com propriedades combustíveis e explosivas. Em condições específicas e controladas, m gramas de TNT entram em combustão completa em presença de ar estequiométrico sem detonar ou explodir. Os produtos dessa reação foram coletados e transferidos para um sistema de captura de 820 L . Ao atingirem equilíbrio térmico com o ambiente (27°C), a pressão registrada de captura foi de $1,77 \text{ atm}$. Assumindo que a hipótese do gás ideal é válida, que o ar é uma mistura de N_2 e O_2 na proporção volumétrica de $4:1$, que todo o nitrogênio existente nos produtos está na forma de uma única substância simples e que não existem produtos sólidos, determine o valor de m .



30. (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.

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

31. (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:

- 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 .
- 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.

32. (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.

33. (TFC – Inédita)



Indique qual dos gases HCl e He se aproxima e qual se afasta mais do comportamento ideal. Justifique sua resposta.

34. (IME – 2011)

Um recipiente de paredes rígidas, contendo apenas ar, aberto para a atmosfera, é aquecido de 27°C a 127°C . Calcule a percentagem mássica de ar que saiu do recipiente, quando atingido o equilíbrio final.

- a) 79%
- b) 75%
- c) 30%
- d) 25%
- e) 21%

35. (TFC – Inédita)

Os gases reais mais se aproximam do modelo ideal quando são submetidos a:

- a) Altas pressões e altas temperaturas
- b) Altas pressões e baixas temperaturas
- c) Baixas pressões e altas temperaturas
- d) Baixas pressões e baixas temperaturas
- e) Indiferente. Os gases sempre apresentam o comportamento próximo do ideal.

36. (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

37. (ITA – 2018)

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

I. Hélio: 30.000 cm^3 a 760 cmHg e $27 \text{ }^\circ\text{C}$

II. Monóxido de carbono: 250L a 1.140 mmHg e $-23 \text{ }^\circ\text{C}$

III. Monóxido de nitrogênio: 2 m^3 a 0,273 atm e $0 \text{ }^\circ\text{C}$

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.

38. (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%

39. (ITA – 2017)

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

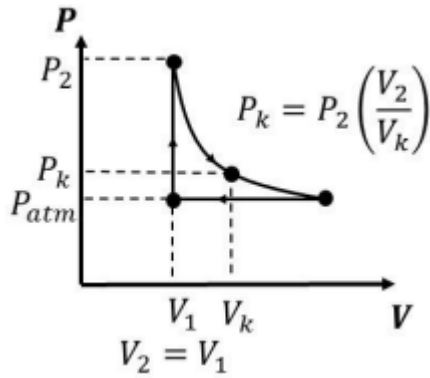
I – Aquecimento isocórico (combustão)



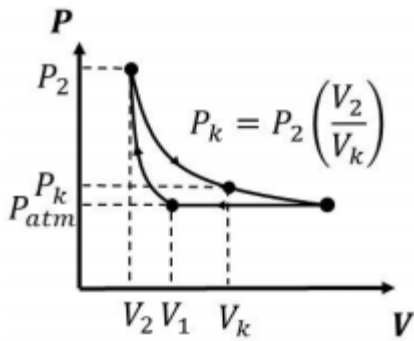
II – Expansão adiabática (liberação de gases)

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

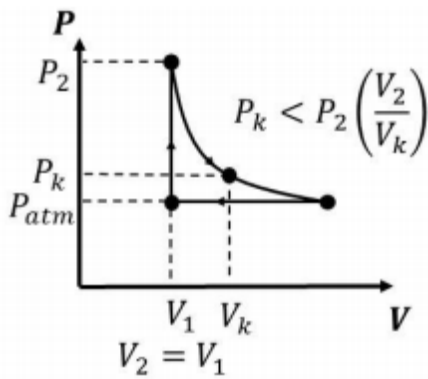
Considerando que essa máquina opere com gases ideais, indique qual dos diagramas pressão versus volume a seguir representa o seu ciclo termodinâmico.



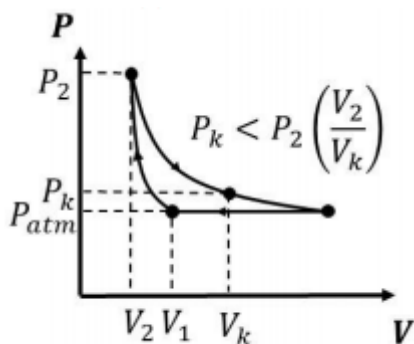
a)



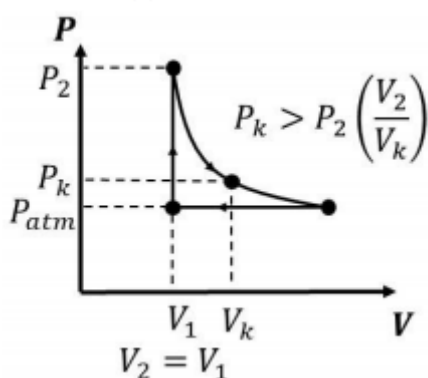
b)



c)



d)



e)

40. (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.

41. (IME – 2013)

Um tubo vertical graduado, dotado de um êmbolo de peso não desprezível e sem atrito e de um dispositivo elétrico para produzir centelhamento, contém uma mistura gasosa composta de amônia (NH_3) e fosfina (PH_3) em equilíbrio térmico. Introduz-se, então, um volume de oxigênio gasoso que contém apenas a massa necessária para a oxidação estequiométrica dos reagentes presentes. Após a estabilização à temperatura original, o deslocamento do êmbolo indica um aumento de volume de 150 cm^3 . Provoca-se o centelhamento elétrico e, após o término da reação de combustão e o retorno à temperatura inicial, identifica-se um volume parcial de $20,0 \text{ cm}^3$ de nitrogênio gasoso. Considerando que os únicos produtos reacionais nitrogenado e fosforado são, respectivamente, nitrogênio gasoso e pentóxido de difósforo, determine o volume da mistura original, antes da introdução do O_2 .



42. (TFC – Inédita)

É possível haver uma mistura de gases ideais heterogênea? Justifique.

43. (IME – 2010 – adaptada)

Em um recipiente fechado queima-se propano (C_3H_8) com 80% da quantidade estequiométrica de ar. Admitindo que não haja hidrocarbonetos após a combustão, que todos os produtos da reação estejam na fase gasosa e que a composição volumétrica do ar seja de uma parte de O_2 para quatro partes de N_2 , calcule a porcentagem molar de CO_2 no recipiente após a combustão (considere comportamento ideal para os gases).

- a) 4,35%
- b) 4,76%
- c) 5,26%
- d) 8,70%
- e) 14,28%

44. (TFC – Inédita) Um gás ideal no zero absoluto:

- a) *Necessariamente se solidifica, pois não é possível ocupar volume nulo.*
- b) *Apresenta energia de translação, rotação e vibração nulas.*
- c) *Apresenta energia cinética vibracional residual.*
- d) *Apresenta energia cinética de translação residual.*
- e) *Apresenta a maior pressão possível.*

45. (TFC – Inédita)

Os cilindros de oxigênio para mergulhadores de altas profundidades são enchidos com hélio, uma mistura de hélio e oxigênio. Explique por que esses cilindros não podem ser enchidos com ar atmosférico comum.

46. (TFC – Inédita)

Um piloto de balões pode controlar os movimentos de subida e descida do balão simplesmente variando a temperatura do ar no interior do veículo. Explique se o balão deve ser aquecido ou resfriado para subir ou descer. Justifique sua resposta.



47. (IME – 2012)

A determinada profundidade, o organismo de um mergulhador absorve N_2 a uma pressão parcial de 5,0 atm. Considere que a solubilidade do N_2 no sangue, a uma pressão parcial de 0,78 atm, seja $5,85 \times 10^{-4}$ mol/L. Admita, ainda, que o volume total de sangue no corpo do mergulhador possa ser estimado em 6,0 L. Nessas condições, estima-se que a quantidade de N_2 , em mol, que o mergulhador elimina em seu retorno à superfície, onde a pressão parcial desse gás é 0,78 atm, seja:

- a) $3,50 \times 10^{-3}$
- b) $7,30 \times 10^{-3}$
- c) $1,90 \times 10^{-2}$
- d) $1,21 \times 10^{-2}$
- e) $2,25 \times 10^{-2}$

48. (ITA – 2019 – 1ª fase)

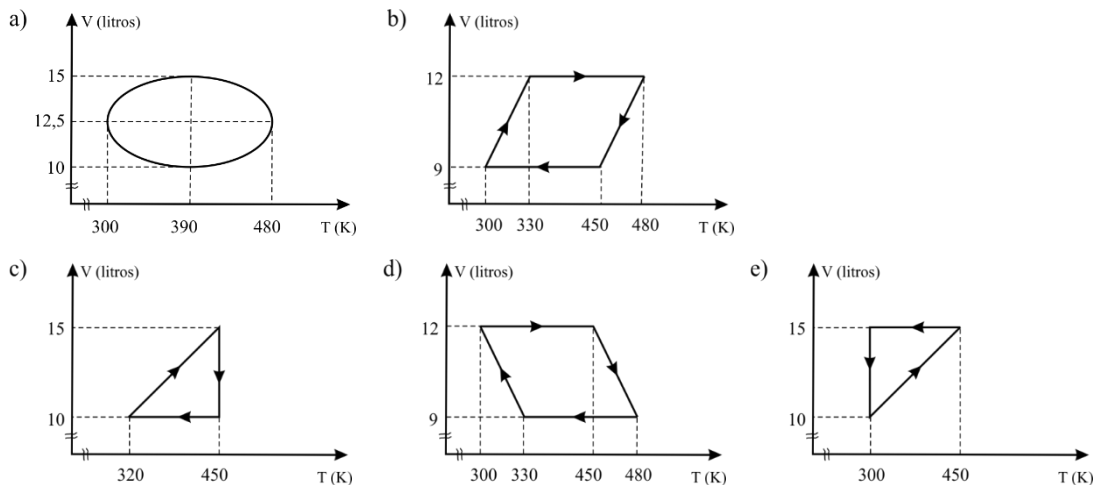
Uma amostra de gás contém 80% de metano, 10% de etano, 5% de propano e 5% de nitrogênio, em volume. Considerando que todos os átomos de carbono na amostra de gás são convertidos em butadieno com 100% de rendimento, assinale a opção que apresenta a massa de butadieno obtido a partir de 100 g do gás.

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

49. (IME – 2010)

As alternativas abaixo representam processos hipotéticos envolvendo 2 mols de um gás ideal, contidos em um conjunto cilíndrico-pistão. Assinale a alternativa que apresenta mais de três estados (V, T) nos quais a pressão é máxima:





50. (IME – 2010)

Um sistema fechado e sem fronteiras móveis contém uma determinada massa gasosa inerte. Sabe-se que, após aquecimento, o sistema registra um aumento de 5% na pressão e de $15\text{ }^{\circ}\text{C}$ na temperatura (considere que o gás se comporta idealmente). A respeito do valor da temperatura inicial, pode-se dizer:

- é igual ou inferior a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- é superior a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ e inferior a $300\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- é igual ou superior a $300\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- somente pode ser calculado conhecendo-se o volume e a massa de gás.
- somente pode ser calculado conhecendo-se o volume, a massa e a pressão inicial do gás.

Gabarito

1. B
2. discursiva
3. E
4. sim
5. E
6. C
7. E
8. a) 5 L; b) 120 L; c) 1140 mmHg; d) 2 atm; e) Lei de Boyle
9. a) $-153\text{ }^{\circ}\text{C}$; b) $102\text{ }^{\circ}\text{C}$; c) $527\text{ }^{\circ}\text{C}$; d) Lei de Charles e Gay-Lussac
10. a) $127\text{ }^{\circ}\text{C}$; b) 5 L; c) $127\text{ }^{\circ}\text{C}$; d) Lei de Charles
11. a) 0,05 mol; b) $27\text{ }^{\circ}\text{C}$; c) 2,24 atm
12. a) 2,46 atm; b) 2,4560 atm; c) 3116 J
13. 0,3 m/s
14. a) 2000 J; b) 1250 J
15. a) 276 J; b) 92,64 kJ
16. D
17. D
18. discursiva
19. E
20. $T_{\text{mono}} = 1380\text{ K}$; $T_{\text{di}} = 1080$
21. E
22. A
23. A
24. C
25. 45 L.
26. E
27. D
28. C
29. 418 g
30. discursiva
31. discursiva
32. discursiva
33. HCl
34. D
35. C
36. D
37. D
38. D
39. C
40. 16,8 atm e 4,2 atm
41. $\text{NH}_3 = 40\text{ cm}^3$; $\text{PH}_3 = 60\text{ cm}^3$
42. não
43. A
44. C
45. discursiva
46. discursiva
47. C
48. D
49. E
50. A



Lista de Questões Comentadas

16. (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, conseqüentemente a velocidade média das moléculas também não varia. O item está errado.

III – A energia interna cresce com a temperatura, conseqüentemente 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

17. (ITA – 2010)

Um vaso de pressão com volume interno de 250 cm³ contém gás nitrogênio (N₂) quimicamente puro, submetido à temperatura constante de 250°C e pressão total de 2,0 atm. Assumindo que o N₂ 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 x 10²¹ e 1,1
- b) 4,2 x 10²¹ e 1,4
- c) 5,9 x 10²¹ e 1,4
- d) 7,2 x 10²¹ e 1,3
- e) 8,7 x 10²¹ e 1,3

Dado: Número de Avogadro = 6,02.10²³

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 cm³, portanto, devemos dividir por 1000 para obtê-lo em litros. Sendo assim, o volume de 250 cm³ equivale a 0,25L. 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

18. (IME – 2019)

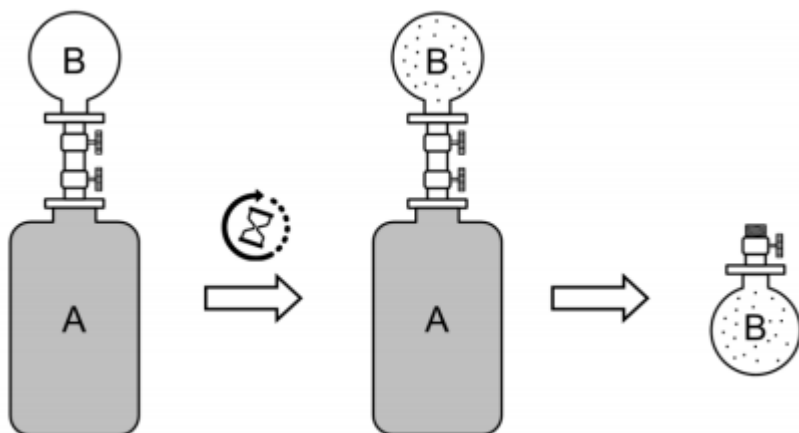
Um piloto de balões pode controlar os movimentos de subida e descida do balão simplesmente variando a temperatura do ar no interior do veículo. Explique se o balão deve ser aquecido ou resfriado para subir ou descer. Justifique sua resposta.

Um recipiente A, dotado de uma válvula na parte superior, está totalmente preenchido por uma solução de n mols de CO_2 em 1800 g de água. O recipiente A foi, então, conectado ao recipiente B previamente evacuado, fechado por válvula e com volume de 1,64 L. Em um dado momento, as válvulas foram abertas deixando o sistema nesta condição durante tempo suficiente para atingir o equilíbrio. Após o equilíbrio, as válvulas foram fechadas e os recipientes foram desconectados. Sabendo-se que:

- todo o processo ocorreu à temperatura constante de 300 K;
- a constante de Henry para a solubilidade do CO_2 na água, K_H , expressa em fração molar vale $1/30 \text{ atm}^{-1}$;
- a variação de volume da fase líquida pode ser desprezada;
- o gás tem comportamento ideal.

Calcule o número de mols de CO_2 que migraram para o recipiente B em função de n .





Comentários

A Lei de Henry estabelece que a solubilidade de um gás é diretamente proporcional à sua fração molar.

$$x_{CO_2}^{solução} = K_H \cdot P_{CO_2}^{gás}$$

Se o número de mols de CO_2 que migraram para o recipiente B é x , temos que esse número de mols é o que exerce pressão parcial sobre a solução. Além disso, permaneceram $n - x$ mols em solução.

$$\frac{n_{CO_2}^{solução}}{n_{CO_2}^{solução} + n_{H_2O}} = K_H \cdot \frac{n_{CO_2}^{gás}}{V} \cdot RT$$

$$\frac{n - x}{n - x + n_{H_2O}} = \frac{1}{30} \cdot \frac{x}{1,64} \cdot 0,082 \cdot (300)$$

Perceba que os números costumam ser fornecidos nos enunciados de modo a facilitar as simplificações. 164 é divisível por 82.

$$\frac{n - x}{n - x + n_{H_2O}} = \frac{1}{30} \cdot \frac{x}{20} \cdot 300$$

$$\frac{n - x}{n - x + n_{H_2O}} = \frac{x}{2}$$

O número de mols de água pode ser obtido pela massa presente na amostra de 1800 g.

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{1800}{2.1 + 1.16} = \frac{1800}{18} = 100$$



Agora, podemos calcular o valor de x em função de n .

$$\frac{(n-x)}{n-x+100} = \frac{x}{2}$$

Considerando que $(n-x) \ll 100$:

$$\frac{(n-x)}{100} = \frac{x}{2} \therefore \frac{n-x}{50} = x$$

$$\therefore n-x = 50x$$

$$n = 51x$$

$$\therefore x = \frac{n}{51}$$

Porém, o aluno poderia resolver a questão literalmente

$$\therefore 2 \cdot (n-x) = x \cdot (n-x+100)$$

$$2n - 2x = nx - x^2 + 100x$$

$$2n - 2x - nx + x^2 - 100x = 0$$

$$x^2 + (-n - 102)x + 2n = 0$$

Podemos calcular o discriminante da Equação do Segundo Grau.

$$\Delta = b^2 - 4ac = (n+102)^2 - 4 \cdot 1 \cdot 2 \cdot n$$

$$\Delta = n^2 + 204n + 10404 - 8n = n^2 - 196n + 10404$$

Sendo assim:

$$x = \frac{n+102 \pm \sqrt{n^2 - 196n + 10404}}{2 \cdot 1}$$

Devemos escolher o coeficiente com sinal negativo, porque o coeficiente com o sinal positivo, teríamos $x > n$.

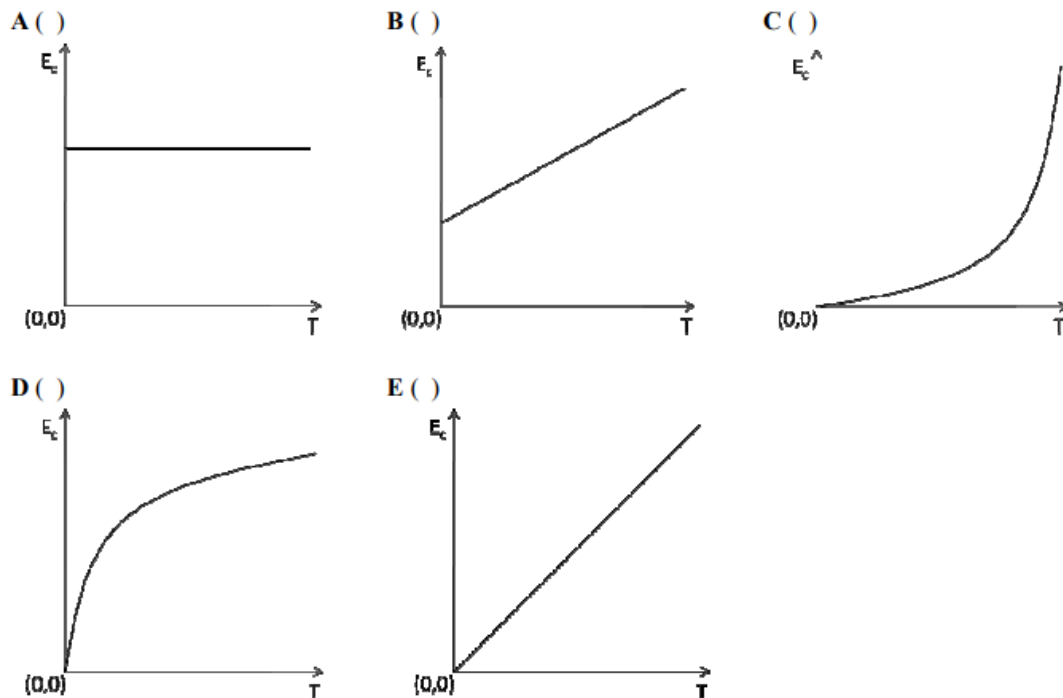
$$\therefore x = \frac{n+102 - \sqrt{n^2 - 196n + 10404}}{2}$$

Gabarito: discursiva



19. (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

20. (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.

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:

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

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:

$$Q = \Delta U + w = 0 \therefore w = -\Delta U \quad (II)$$

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

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

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

$$\Delta U = knR\Delta T = knR(T_2 - T_1) = knRT_2 - knRT_1 \quad (IV)$$

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:

$$\Delta U = k(P_2 V_2 - P_1 V_1) \quad (V)$$

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:

$$w = -\Delta U \quad (II)$$

$$P_{ext}(V_2 - V_1) = -k(P_2 V_2 - P_1 V_1)$$

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

$$P_{ext} \left(\frac{V_2}{V_1} - 1 \right) = -k \left(\frac{P_2 V_2}{V_1} - P_1 \right)$$

$$\frac{P_{ext} V_2}{V_1} - P_{ext} = kP_1 - \frac{kP_2 V_2}{V_1}$$

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

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



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

Substituindo os valores fornecidos pelo enunciado, temos:

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

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

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

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

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

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

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

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

Aplicando novamente na expressão (I):

$$T_2 = \frac{10}{1} 0,36 \cdot 300 = 36 \cdot 30 = 1080K$$

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

21. (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.

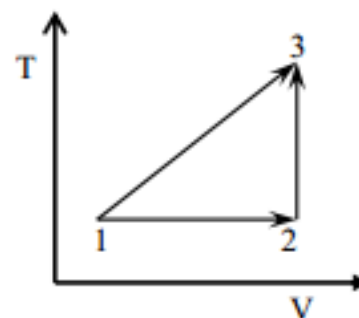


Por outro lado, oxigênio e metano são apolares, portanto apresentam somente forças fracas, denominadas Forças de van der Waals (ou dipolo induzido). Portanto, esses gases se aproximam mais do modelo de gás ideal.

Gabarito: E

22. (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

23. (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) $V_I = V_V/4$

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:

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

Portanto:

$$V_I = V_V / 4$$

Portanto, a letra E também está correta.

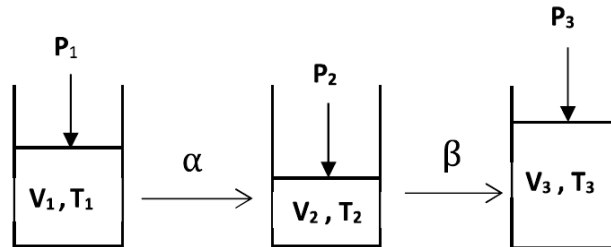
Sendo assim, apenas a letra A está errada e é o nosso gabarito.

Gabarito: A

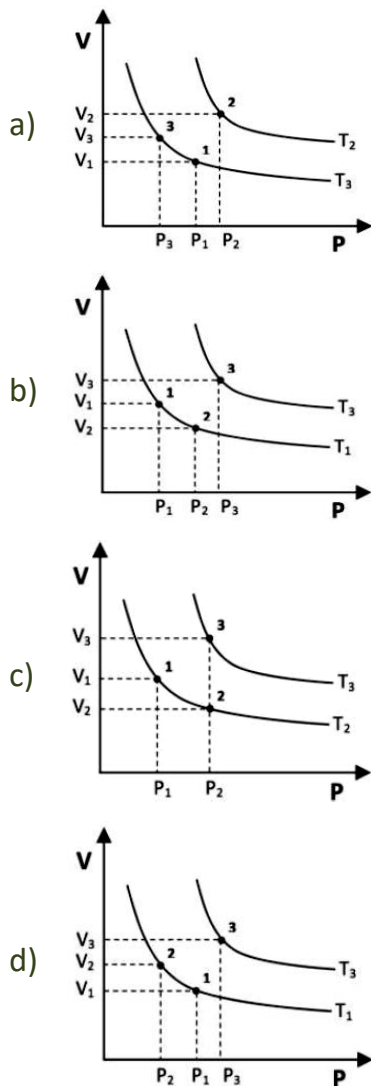
24. (IME – 2018 – 1ª Fase)

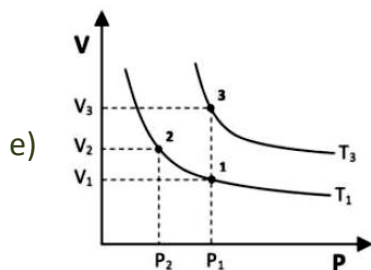


Um sistema fechado contendo um gás ideal no estado 1 sofre as transformações α e β , conforme indicado na figura abaixo.



Sabendo que a transformação α é isotérmica e β isobárica, indique o gráfico que representa os estados do sistema.





Comentários

A primeira transformação (α) é uma compressão isotérmica. Portanto, os pontos 1 e 2 devem se situar ao longo de uma mesma isoterma. Por isso, a letra A está errada.

Além disso, a pressão no ponto 2 deve ser maior que a pressão no ponto 1, portanto, o ponto 2 deve estar mais à direita. Portanto, as letras D e E estão erradas.

A segunda transformação (β) é uma expansão isobárica. Isso significa que a pressão P_3 deve ser igual à pressão P_2 . Logo, a letra B está errada.

A letra C é a única que representa adequadamente as duas transformações.

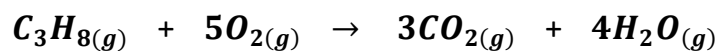
Gabarito: C

25. (ITA-2012)

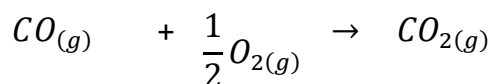
Uma mistura gasosa é constituída de propano (C_3H_8), monóxido de carbono (CO) e metano (CH_4). A combustão de 100 L desta mistura em excesso de oxigênio produz 190 L de CO_2 . Determine o valor numérico do volume, em L, de propano na mistura gasosa original.

Comentários

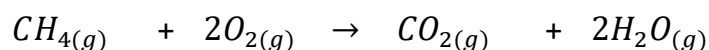
Como a combustão ocorre com excesso de oxigênio, pode-se considerar que ela é completa. Além disso, como a mistura é gasosa e todos os gases estão submetidos à mesma temperatura e pressão, podemos afirmar que o volume parcial de cada gás é proporcional ao número de mols. Portanto:



$$x \qquad \qquad \qquad 3x$$



$$y \qquad \qquad \qquad y$$



$$z \qquad \qquad \qquad z$$

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.

$$2x = 90 \quad \therefore x = 45 \text{ L}$$

Gabarito: 45 L.

26. (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:

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

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

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

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

27. (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 $1,85 \cdot 10^3 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$, 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 2 g/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

28. (IME – 2014)

Um hidreto gasoso tem fórmula empírica XH_3 (massa molar de $\text{X} = 13 \text{ g/mol}$) e massa específica de $6,0 \text{ g/L}$ numa dada condição de temperatura e pressão. Sabendo-se que, nas mesmas temperatura e pressão, $1,0 \text{ L}$ de O_2 gasoso tem massa de $3,0 \text{ g}$, pode-se afirmar que a fórmula molecular do hidreto é:

- a) $\text{X}_{0,5}\text{H}_{1,5}$
- b) XH_3
- c) X_4H_{12}
- d) X_2H_6



e) X_6H_{18}

Comentários

É um problema muito interessante sobre uma técnica para determinar a fórmula molecular de um composto gasoso a partir de sua fórmula mínima. Se a fórmula mínima do hidreto é XH_3 , então a sua fórmula molecular é um múltiplo, por exemplo, X_nH_{3n} .

Devemos ter em mente que duas amostras gasosas submetidas à mesma pressão, à mesma temperatura e que ocupam o mesmo volume devem possuir exatamente a mesma quantidade de número de mols. Portanto, considerando o volume de 1 litro, o número de mols do hidreto é igual ao número de mols de oxigênio molecular.

$$n_{X_nH_{3n}} = n_{O_2}$$

Em 1 litro de O_2 , encontram-se 3,0g. Em 1 litro de XH_3 , encontram-se 6,0 g.

$$\frac{m_{X_nH_{3n}}}{M_{X_nH_{3n}}} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}$$

Vamos calcular em separado as massas molares do hidreto e do oxigênio.

$$M_{X_nH_{3n}} = n \cdot 13 + 3n \cdot 1 = 16n$$

$$M_{O_2} = 2 \cdot 16 = 32$$

Substituindo esses valores na expressão previamente encontrada.

$$\frac{m_{X_nH_{3n}}}{M_{X_nH_{3n}}} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}$$

$$\frac{6}{16n} = \frac{3}{32} \therefore n = \frac{6 \cdot 32}{3 \cdot 16} = 2 \cdot 2 = 4$$

Basta substituir na fórmula molecular do hidreto.

$$X_nH_{3n} = X_4H_{12}$$

Gabarito: C

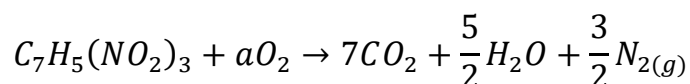


29. (IME-2014)

O TNT (2,4,6-trinitrotolueno) ($C_7H_5N_3O_6$) é um composto químico com propriedades combustíveis e explosivas. Em condições específicas e controladas, m gramas de TNT entram em combustão completa em presença de ar estequiométrico sem detonar ou explodir. Os produtos dessa reação foram coletados e transferidos para um sistema de captura de 820 L. Ao atingirem equilíbrio térmico com o ambiente ($27^\circ C$), a pressão registrada de captura foi de 1,77 atm. Assumindo que a hipótese do gás ideal é válida, que o ar é uma mistura de N_2 e O_2 na proporção volumétrica de 4:1, que todo o nitrogênio existente nos produtos está na forma de uma única substância simples e que não existem produtos sólidos, determine o valor de m .

Comentários

A combustão do TNT é dada pela seguinte equação:



Pela Conservação da Massa:

$$2.3 + 2a = 7.2 + \frac{5}{2}$$

$$a = \frac{21}{4}$$

Portanto, a combustão de 1 mol de TNT:

- Consome $21/4$ mols de oxigênio;
- Envolve 21 mols de nitrogênio não reagente vindo do ar atmosférico;
- Produz $18/2$ mols de gases.

Sendo assim, a mistura final deve conter:

- $21x$ mols de nitrogênio vindo do ar atmosférico;
- $11x$ mols de gases produzidos
- Total: $32x$ mols.

Podemos calcular o número de mols total de gás pela Equação de Clapeyron:

$$n = 32x = \frac{PV}{RT} = \frac{1,77.820}{0,082.300} = 59 \text{ mols}$$

Por fim, a massa molar do TNT é:

$$M = 7.12 + 5.1 + 3.14 + 6.16 = 227 \text{ g/mol}$$



Portanto, a massa pedida é:

$$m = xM = \frac{59}{32} \cdot 227 = 418g$$

Gabarito: 418 g

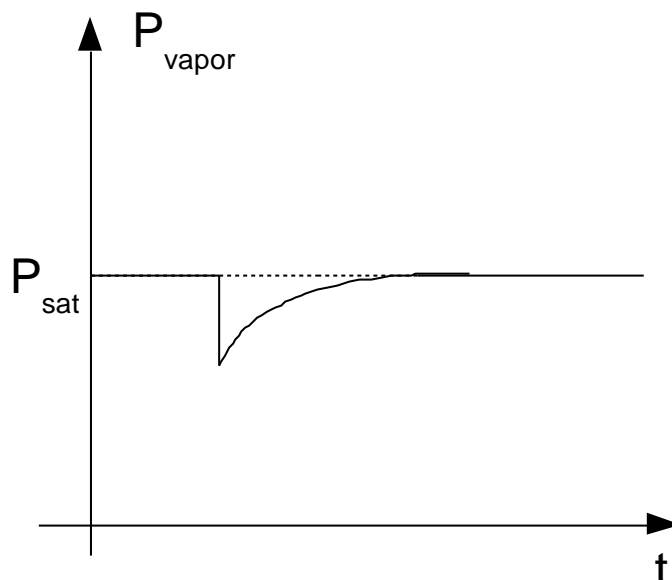
30. (ITA-2008)

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.

- 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 .
- 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

31. (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:

- 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 .
- 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:

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



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

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

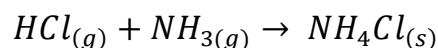
Gabarito: discursiva

32. (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

33. (TFC – Inédita)

Indique qual dos gases HCl e He se aproxima e qual se afasta mais do comportamento ideal. Justifique sua resposta.

Comentários



O hélio é uma molécula essencialmente apolar, com baixíssimas interações intermoleculares. Por outro lado, o cloreto de hidrogênio é polar e forma interações intermoleculares muito fortes que são as pontes de hidrogênio.

Como um gás ideal deve apresentar poucas interações intermoleculares, o cloreto de hidrogênio se afasta mais do comportamento ideal.

Gabarito: HCl

34. (IME – 2011)

Um recipiente de paredes rígidas, contendo apenas ar, aberto para a atmosfera, é aquecido de 27 °C a 127 °C. Calcule a percentagem mássica de ar que saiu do recipiente, quando atingido o equilíbrio final.

- a) 79%
- b) 75%
- c) 30%
- d) 25%
- e) 21%

Comentários

Se o recipiente está aberto para a atmosfera, ele está sujeito a uma pressão constante igual à pressão atmosférica.

Considerando que o volume seja inalterado com a temperatura, já que não foram fornecidos dados sobre a dilatação linear, temos que o produto entre o número de mols de gás presentes no recipiente e a sua temperatura foi mantida constante.

Podemos mostrar matematicamente essa relação. No início, antes do aquecimento, temos:

$$P \cdot V = n_1 R T_1$$

Após o aquecimento, houve perda de número de mols de gás (n_2) e aumento da temperatura (T_2).



$$P.V = n_2RT_2$$

Igualando as duas expressões.

$$n_1R.T_1 = n_2R.T_2$$

$$\therefore n_1T_1 = n_2T_2$$

Substituindo os valores fornecidos para as temperaturas inicial e final.

$$n_1.(27 + 273) = n_2.(127 + 273)$$

$$n_1.300 = n_2.400$$

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{300}{400} = \frac{3}{4}$$

O que foi perdido percentualmente é igual à razão entre a diferença $n_1 - n_2$ e o número de mols inicial (n_1).

$$\% = \frac{\text{o que foi perdido}}{\text{quantidade inicial}} = \frac{n_1 - n_2}{n_1}$$

Podemos calcular essa razão facilmente usando as propriedades da Razão e Proporção estudadas em Matemática.

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{3}{4}$$

$$\frac{n_1 - n_2}{n_1} = \frac{4 - 3}{4}$$

$$\% = \frac{n_1 - n_2}{n_1} = \frac{1}{4} = 0,25 = 25\%$$

Gabarito: D

35. (TFC – Inédita)

Os gases reais mais se aproximam do modelo ideal quando são submetidos a:

- a) Altas pressões e altas temperaturas
- b) Altas pressões e baixas temperaturas



- c) Baixas pressões e altas temperaturas
- d) Baixas pressões e baixas temperaturas
- e) Indiferente. Os gases sempre apresentam o comportamento próximo do ideal.

Comentários

O gás ideal é rarefeito, portanto, deve estar submetido a baixas pressões. Além disso, as altas temperaturas favorecem a maior liberdade de movimentação por parte das moléculas.

Gabarito: C

36. (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.

$$P_{CO_2}V = n_{CO_2}RT \therefore n_{CO_2} = \frac{P_{CO_2}V}{RT} = \frac{0,21 \cdot 240}{0,082 \cdot 300} \cong 2$$

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:

$$M_{CO_2} = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44$$

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

$$m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M_{CO_2} = 2 \cdot 44 = 88g$$

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:

$$n_{H_2} = 3 \cdot n_{CO_2} = 3 \cdot 2 = 6$$

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

$$M_{H_2} = 2 \cdot 1 = 2$$

$$m_{H_2} = n_{H_2} \cdot M_{H_2} = 6 \cdot 2 = 12g$$

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



37. (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 cm³ = 30L. A pressão de 760 cmHg = 7600 mmHg = 10 atm. Já a temperatura de 27 °C = 300 K (basta somar 273). Portanto, temos:

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

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.

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



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

$$V = 2m^3 = 2000L$$

$$T = 0 + 273 = 273K$$

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

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

O número de mols total de gases na mistura é:

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

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

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

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

38. (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:

$$M_{NO} = 1.14 + 1.16 = 30 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2} = 2.1 = 2 \text{ g/mol}$$

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

39. (ITA – 2017)

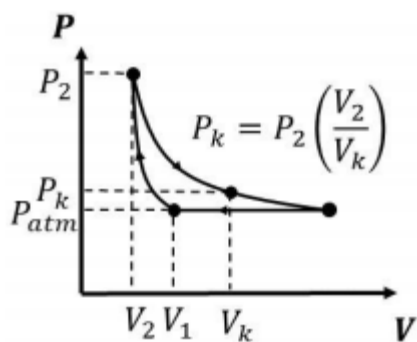
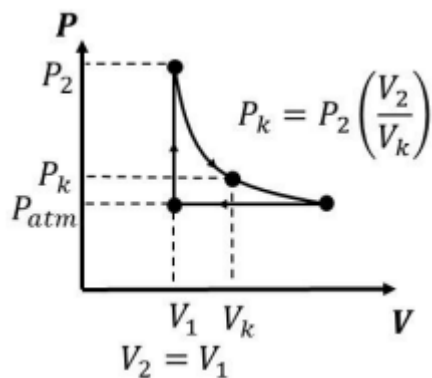
Um motor pulso-jato é uma máquina térmica que pode ser representada por um ciclo termodinâmico ideal de três etapas:

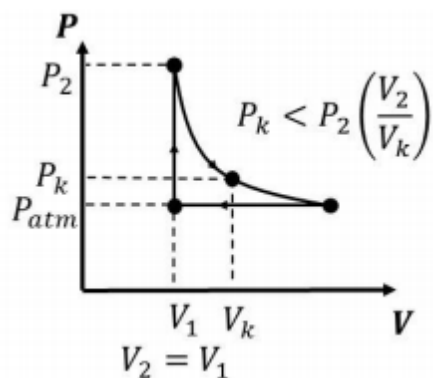
I – Aquecimento isocórico (combustão)

II – Expansão adiabática (liberação de gases)

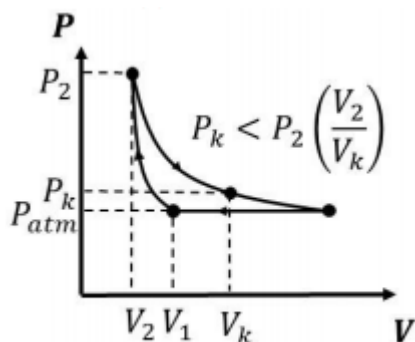
III – Compressão isobárica (rejeição de calor a pressão atmosférica)

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

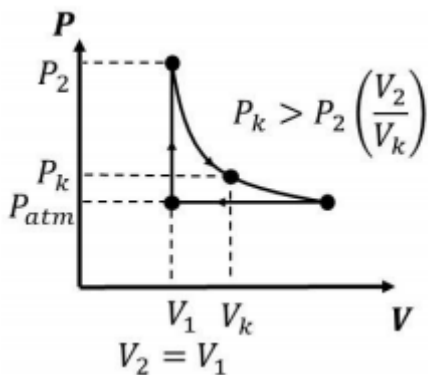




c)



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

40. (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

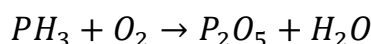
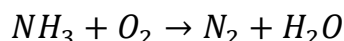


41. (IME – 2013)

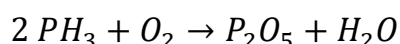
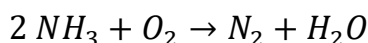
Um tubo vertical graduado, dotado de um êmbolo de peso não desprezível e sem atrito e de um dispositivo elétrico para produzir centelhamento, contém uma mistura gasosa composta de amônia (NH_3) e fosfina (PH_3) em equilíbrio térmico. Introduce-se, então, um volume de oxigênio gasoso que contém apenas a massa necessária para a oxidação estequiométrica dos reagentes presentes. Após a estabilização à temperatura original, o deslocamento do êmbolo indica um aumento de volume de 150 cm^3 . Provoca-se o centelhamento elétrico e, após o término da reação de combustão e o retorno à temperatura inicial, identifica-se um volume parcial de $20,0 \text{ cm}^3$ de nitrogênio gasoso. Considerando que os únicos produtos reacionais nitrogenado e fosforado são, respectivamente, nitrogênio gasoso e pentóxido de difósforo, determine o volume da mistura original, antes da introdução do O_2 .

Comentários

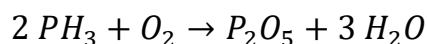
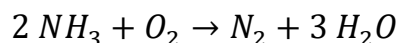
Primeiramente, vamos escrever as reações de combustão da amônia (NH_3) e da fosfina (PH_3).



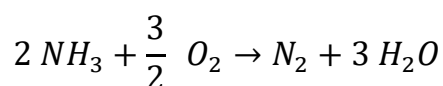
Para balancear a primeira equação, precisamos considerar 2 NH_3 para equilibrar os nitrogênios com N_2 .

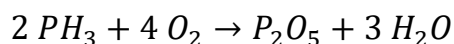


Podemos balancear os hidrogênios em ambas as reações. Temos 6 hidrogênios nos reagentes, portanto, precisamos de 3 H_2O nos produtos para balancear.



Por fim, precisamos balancear os oxigênios. Na combustão da amônia, tem-se 3 átomos de oxigênio nos produtos. Portanto, precisa de $\frac{3}{2} \text{O}_2$ no lado dos reagentes para balancear. Na combustão da fosfina, tem-se 8 átomos de oxigênio no lado dos produtos. Portanto, precisa-se de 4 O_2 nos reagentes para balancear.





Como foram produzidos 20 cm³ de nitrogênio gasoso, podemos calcular o volume inicial de amônia. O volume seguirá a proporção estequiométrica, porque o sistema foi mantido a pressão e temperatura constante.

$$\frac{V_{\text{NH}_3}}{2} = \frac{V_{\text{N}_2}}{1} \therefore V_{\text{NH}_3} = 2 \cdot \frac{V_{\text{N}_2}}{1} = 2 \cdot 20 = 40 \text{ cm}^3$$

Podemos calcular também a quantidade de oxigênio necessária para a queima da amônia pela proporção estequiométrica.

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{3/2} = \frac{V_{\text{N}_2}}{1} \therefore V_{\text{O}_2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{V_{\text{N}_2}}{1} = \frac{3}{2} \cdot 40 = 60 \text{ cm}^3$$

Como foram utilizados 150 cm³ de oxigênio, podemos concluir que 120 cm³ foram utilizados para a queima da fosfina. Sendo assim, o volume inicial de fosfina pode ser também calculado pela proporção estequiométrica.

$$\frac{V_{\text{PH}_3}}{2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{4} \therefore V_{\text{PH}_3} = 2 \cdot \frac{V_{\text{O}_2}}{4} = 2 \cdot \frac{120}{4} = 60 \text{ cm}^3$$

Gabarito: NH₃ = 40 cm³; PH₃ = 60 cm³

42. (TFC – Inédita)

É possível haver uma mistura de gases ideais heterogênea? Justifique.

Comentários

Não. O que causa a heterogeneidade em misturas é a diferença de afinidades químicas entre diferenças substâncias. Por exemplo, a água e o óleo não se misturam, porque as moléculas de água possuem alta afinidade entre si, mas baixa afinidade com as moléculas do óleo.

No caso de gases ideais, não existem forças intermoleculares, portanto, não existe qualquer diferença de afinidade entre dois gases diferentes. Logo, não há razão para haver heterogeneidade.

Além disso, em atendimento à Segunda Lei da Termodinâmica, os gases são o estado de maior desordem. Portanto, eles se misturarão para garantir a maior entropia possível ao sistema.



Gabarito: não

43. (IME – 2010 – adaptada)

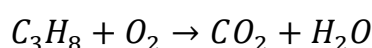
Em um recipiente fechado queima-se propano (C_3H_8) com 80% da quantidade estequiométrica de ar. Admitindo que não haja hidrocarbonetos após a combustão, que todos os produtos da reação estejam na fase gasosa e que a composição volumétrica do ar seja de uma parte de O_2 para quatro partes de N_2 , calcule a porcentagem molar de CO_2 no recipiente após a combustão (considere comportamento ideal para os gases).

- a) 4,35%
- b) 4,76%
- c) 5,26%
- d) 8,70%
- e) 14,28%

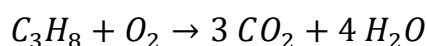
Comentários

A única adaptação que foi feita no enunciado foi fornecer a fórmula molecular do propano (C_3H_8). Na prova do IME, não espere esse tipo de dado. Você precisará saber, pois terá estudado Nomenclatura Orgânica.

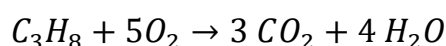
De qualquer modo, vamos escrever a reação de combustão balanceada do propano para descobrir a quantidade estequiométrica necessária de oxigênio.



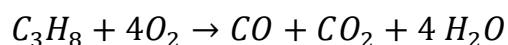
É relativamente fácil balancear os carbonos e os hidrogênios. Basta colocar os coeficientes 3 CO_2 e 4 H_2O .



Nos produtos, temos 10 mols de oxigênio, portanto, precisa-se de 10 mols nos reagentes, logo, o coeficiente será 5 O_2 .



No entanto, a combustão foi feita com apenas 80% da quantidade estequiométrica de oxigênio. Portanto, havia apenas 4 O₂ para cada mol de propano. Nesses casos, é produzida a combustão incompleta, gerando também monóxido de carbono (CO).



Podemos balancear facilmente essa equação colocando coeficientes incógnitas nas moléculas de CO e CO₂.



Agora, vamos balancear os elementos carbono e oxigênio.

$$C: 3 = \alpha + \beta$$

$$O: 8 = \alpha + 2\beta + 4 \therefore \alpha + 2\beta = 8 - 4 = 4$$

Agora, chegamos a um sistema com duas equações e duas incógnitas.

$$\alpha + \beta = 3$$

$$\alpha + 2\beta = 4$$

Podemos subtrair a primeira equação da segunda.

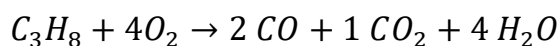
$$\beta = 4 - 3 = 1$$

Podemos também calcular o coeficiente α .

$$\alpha + \beta = 3$$

$$\alpha + 1 = 3 \therefore \alpha = 3 - 1 = 2$$

Portanto, a equação balanceada é:



Como a combustão foi feita não com oxigênio puro, mas com ar atmosférico, que contém 4 partes de nitrogênio para cada parte de oxigênio, podemos incluir o nitrogênio nessa equação.



Sendo assim, após a combustão, a mistura final de gases será composta por:

- 2 parte de CO
- 1 partes de CO₂



- 4 partes de H₂O
- 16 partes de N₂

Logo, a fração molar de CO₂ é igual a:

$$x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_{total}} = \frac{1}{1 + 2 + 4 + 16} = \frac{1}{23} = 0,0435 \cong 4,35\%$$

Gabarito: A

44. (TFC – Inédita) Um gás ideal no zero absoluto:

- a) Necessariamente se solidifica, pois não é possível ocupar volume nulo.
- b) Apresenta energia de translação, rotação e vibração nulas.
- c) Apresenta energia cinética vibracional residual.
- d) Apresenta energia cinética de translação residual.
- e) Apresenta a maior pressão possível.

Comentários

Um gás ideal apresenta energia cinética vibracional residual em atendimento ao Princípio da Incerteza de Heisenberg que viola a possibilidade de se determinar simultaneamente a posição e a velocidade de uma partícula.

Agora, vamos entender por que as demais afirmações estão erradas.

O erro da letra “a” consiste em supor solidificação. Um gás ideal permanece sempre no estado gasoso.

O erro da letra “b” é afirmar que as energias de rotação e vibração são também nulas, pois isso seria violação ao Princípio da Incerteza. Já o erro da letra “d” é afirmar que existe energia de translação residual no zero absoluto. Essa sim é a única que se anula.

Por fim, a letra “e” erra ao afirmar que os gases apresentam elevadas pressões no zero absoluto. Nessa temperatura a pressão é a menor que existe.



Gabarito: C

45. (TFC – Inédita)

Os cilindros de oxigênio para mergulhadores de altas profundidades são enchidos com heliox, uma mistura de hélio e oxigênio. Explique por que esses cilindros não podem ser enchidos com ar atmosférico comum.

Comentários

Uma questão para você entender como se estuda Química Descritiva. Você vai ler algumas informações que colocaremos ao longo do nosso material e, com isso terá subsídios para acertar as questões da prova.

Sob elevadas pressões, o nitrogênio deixa de ser inerte e passa a interferir nas sinapses nervosas, provocando uma sensação forte de embriaguez, conhecida como narcose por nitrogênio.

Dessa maneira, para evitar a perda de consciência do mergulhador, esse gás deve ser retirado do cilindro de respiração e substituído por um material realmente inerte, como é o caso do hélio, que é um gás nobre.

Gabarito: discursiva

46. (TFC – Inédita)

Um piloto de balões pode controlar os movimentos de subida e descida do balão simplesmente variando a temperatura do ar no interior do veículo. Explique se o balão deve ser aquecido ou resfriado para subir ou descer. Justifique sua resposta.

Comentários

A densidade dos gases é função da temperatura de acordo com a seguinte expressão.

$$d = \frac{PM}{RT}$$

Dessa maneira, a densidade é inversamente proporcional à temperatura. Logo, com a temperatura mais elevada, o gás diminui sua densidade e pode flutuar sobre o ar atmosférico que



está à temperatura ambiente. Por outro lado, quando resfriado, o ar do balão se torna mais denso e passa a afundar no ar atmosférico, fazendo o balão descer.

Logo, o piloto deve aquecer o ar no interior do balão para fazê-lo subir e resfriar o ar para fazê-lo descer.

Gabarito: discursiva

47. (IME – 2012)

A determinada profundidade, o organismo de um mergulhador absorve N_2 a uma pressão parcial de 5,0 atm. Considere que a solubilidade do N_2 no sangue, a uma pressão parcial de 0,78 atm, seja $5,85 \times 10^{-4}$ mol/L. Admita, ainda, que o volume total de sangue no corpo do mergulhador possa ser estimado em 6,0 L. Nessas condições, estima-se que a quantidade de N_2 , em mol, que o mergulhador elimina em seu retorno à superfície, onde a pressão parcial desse gás é 0,78 atm, seja:

- a) $3,50 \times 10^{-3}$
- b) $7,30 \times 10^{-3}$
- c) $1,90 \times 10^{-2}$
- d) $1,21 \times 10^{-2}$
- e) $2,25 \times 10^{-2}$

Comentários

De acordo com a Lei de Henry, a solubilidade do nitrogênio é proporcional à sua pressão parcial. Diante disso, podemos calcular a solubilidade x do nitrogênio quando submetido à pressão de 5 atm.

$$\frac{x}{5} = \frac{5,85 \cdot 10^{-4}}{0,78} \therefore x = \frac{5,85 \cdot 10^{-4}}{0,78} \cdot 5 = 7,5 \cdot 10^{-4} \cdot 5 = 37,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Dessa maneira, na pressão de 5,0 atm, o sangue tem uma concentração mais elevada de gás nitrogênio, no caso, $37,5 \cdot 10^{-4}$. Na pressão de 0,78 atm, a solubilidade é bem menor: $5,85 \cdot 10^{-4}$. Portanto, o excedente vai ser liberado na forma de gás.

$$\Delta \text{Solubilidade} = (37,5 - 5,85) \cdot 10^{-4} = 31,65 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$



Como o mergulhador tem 6 litros de sangue, o número de mols de gás liberado é:

$$n = 31,65 \cdot 10^{-4} \cdot 6 = 189,9 \cdot 10^{-4} \cong 1,90 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Gabarito: C

48. (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	$1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$
Etano	$CH_3 - CH_3$	C_2H_6	$2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30 \text{ g/mol}$
Propano	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	C_3H_8	$3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$
Butadieno	$CH_2 = CH - CH = CH_2$	C_4H_6	$4 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 54 \text{ g/mol}$
Nitrogênio	$N \equiv N$	N_2	$2 \cdot 14 = 28 \text{ g/mol}$

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

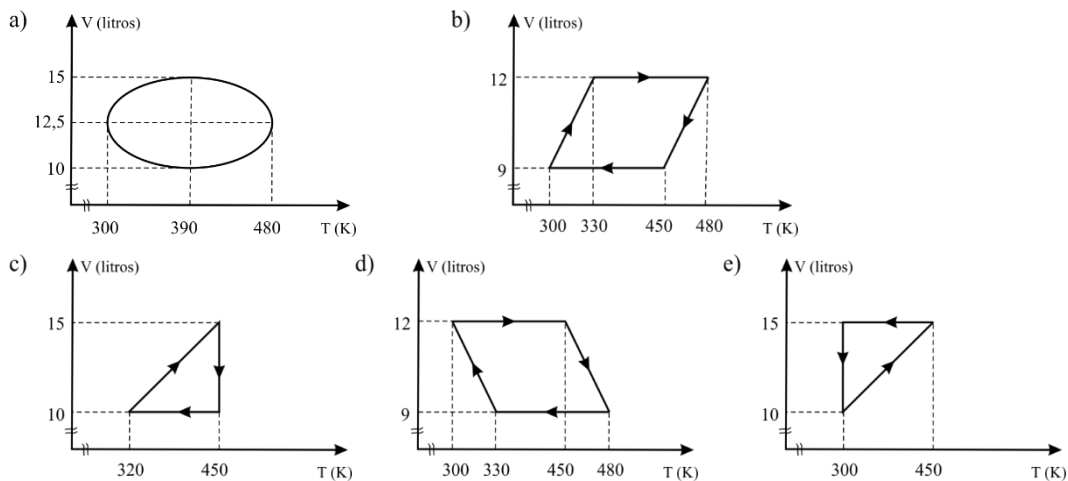
Quanto mais butadieno se tem, mais massa de carbono será. Mais uma vez, se tem grandezas diretamente proporcionais.

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

Gabarito: D

49. (IME – 2010)

As alternativas abaixo representam processos hipotéticos envolvendo 2 mols de um gás ideal, contidos em um conjunto cilíndrico-pistão. Assinale a alternativa que apresenta mais de três estados (V, T) nos quais a pressão é máxima:



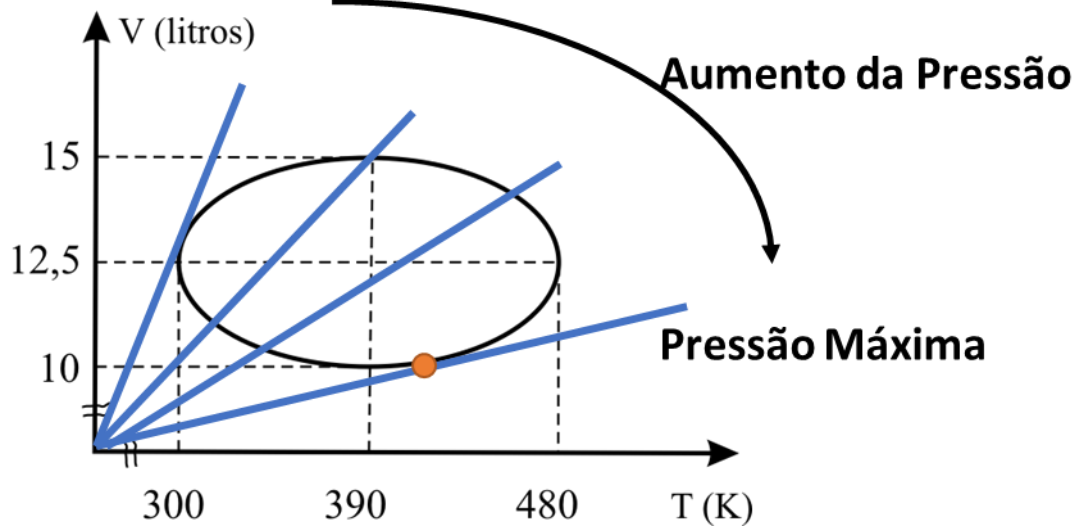
Comentários

Questão bastante interessante. A razão entre volume e temperatura é dependente da pressão.

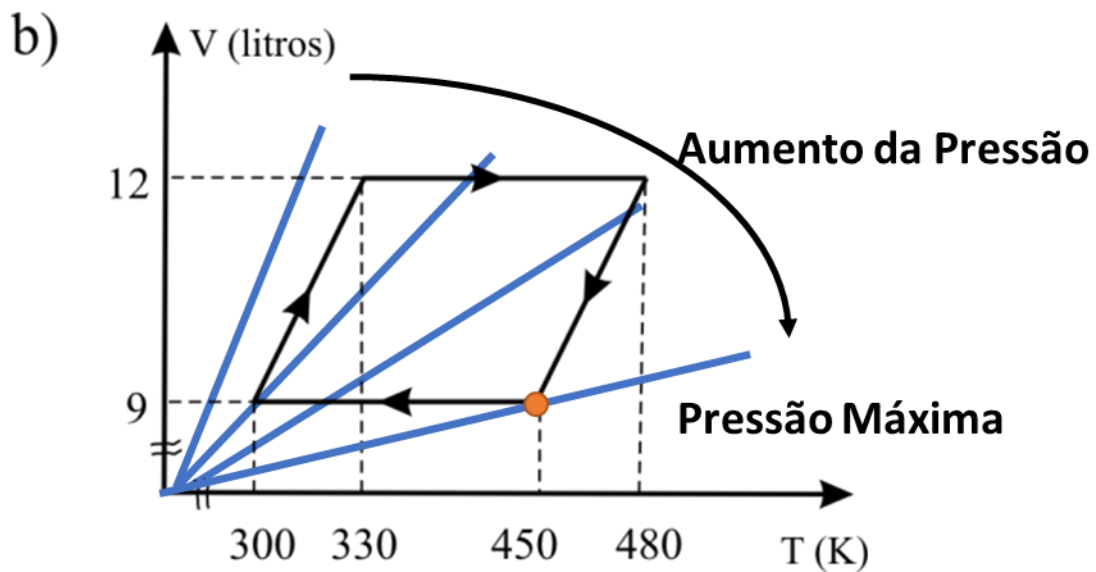
$$PV = nRT \therefore \frac{V}{T} = \frac{nR}{P}$$

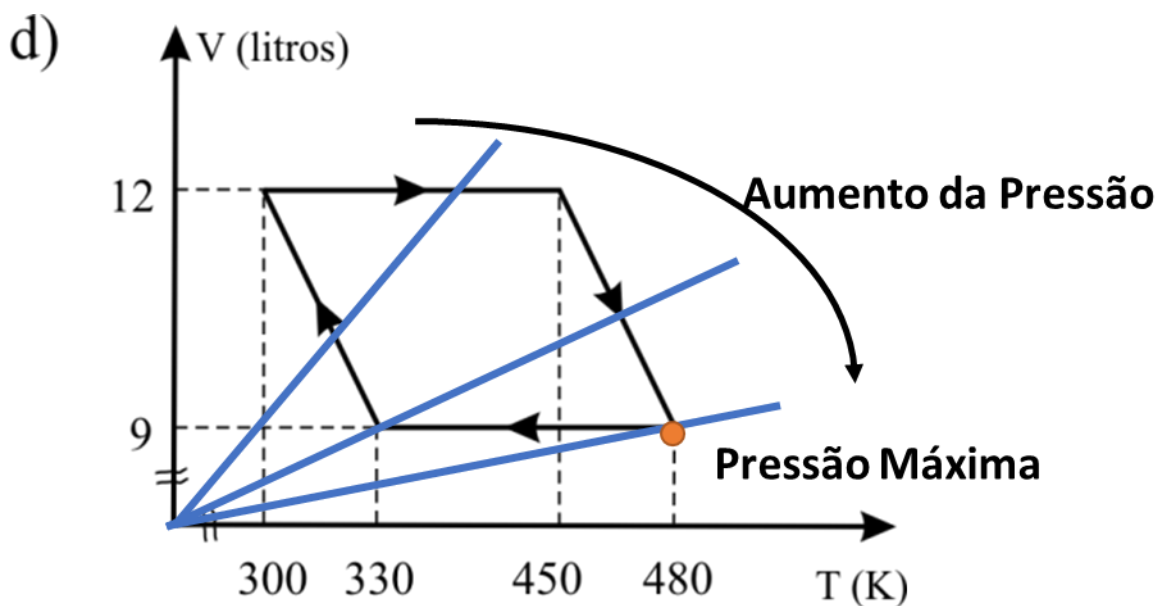
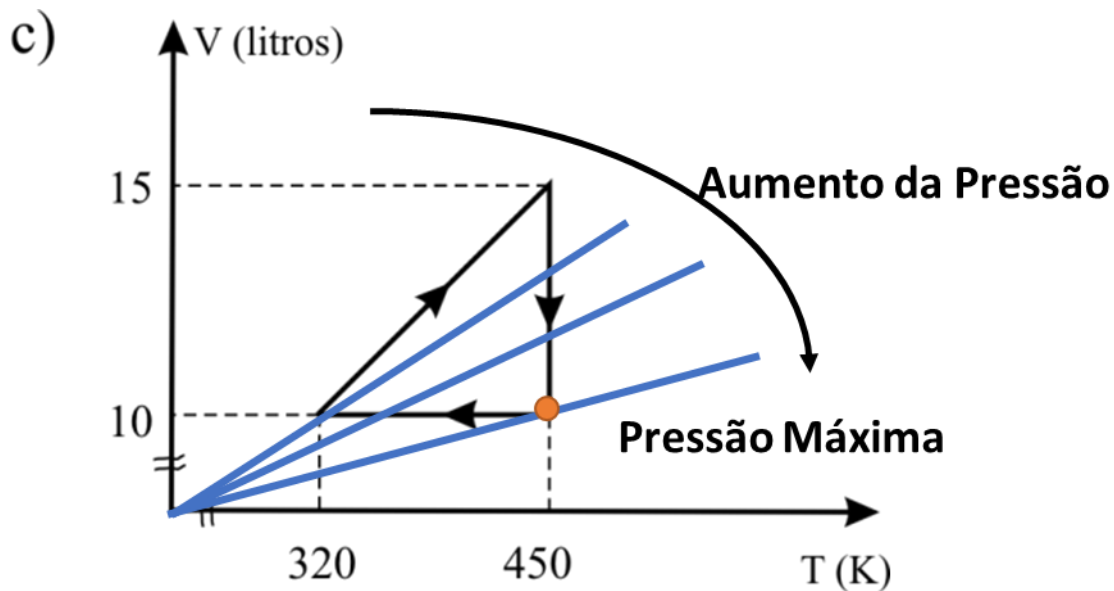
Já sabemos pela Lei de Charles que a curva de V x T a uma pressão constante depende da pressão. Porém, agora, note que é inversamente proporcional à pressão. Portanto, a pressão máxima se dará na menor razão V/T. Para descobrir essa razão, basta traçar uma linha reta passando pelo zero absoluto. Vamos marcar os pontos de máxima pressão nas transformações citadas.



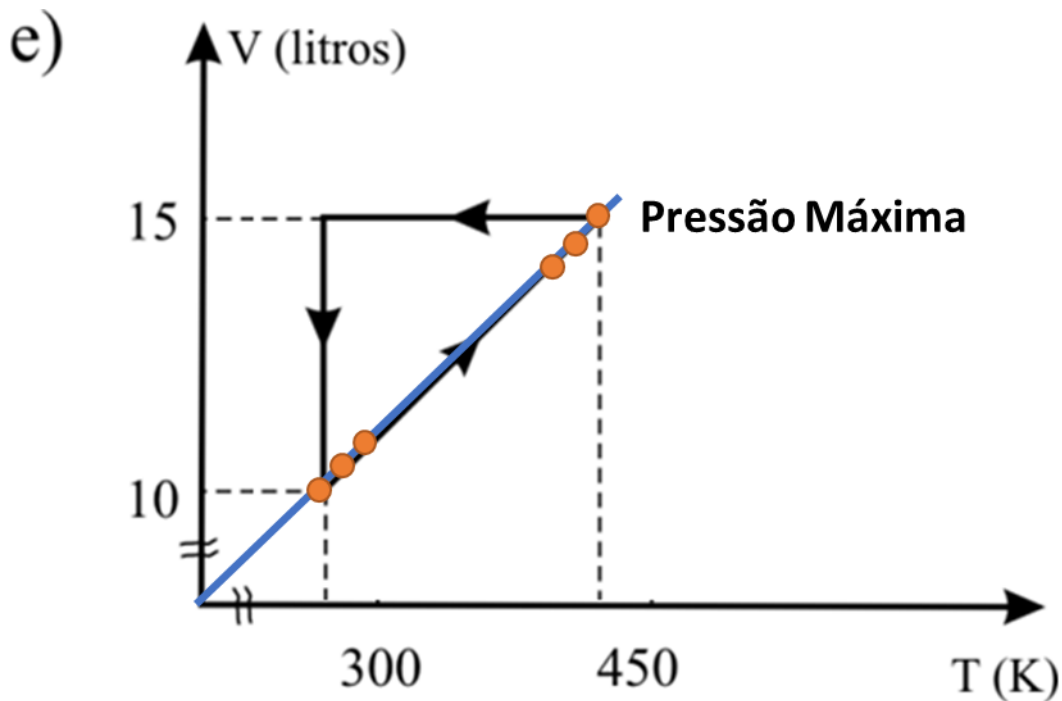


Na letra A, a pressão máxima se dá em um único ponto que está assinalado no diagrama. Portanto, não é essa a resposta. Vamos fazer o mesmo com as demais.





Perceba que, em todos os gráficos desenhados até o momento, encontra-se a pressão máxima em um único ponto. Bem diferente do que acontece no gráfico da letra E, que possui uma reta alinhada com o zero absoluto.



Gabarito: E

50. (IME – 2010)

Um sistema fechado e sem fronteiras móveis contém uma determinada massa gasosa inerte. Sabe-se que, após aquecimento, o sistema registra um aumento de 5% na pressão e de 15 °C na temperatura (considere que o gás se comporta idealmente). A respeito do valor da temperatura inicial, pode-se dizer que:

- a) é igual ou inferior a 30 °C.
- b) é superior a 30 °C e inferior a 300 °C.
- c) é igual ou superior a 300 °C.
- d) somente pode ser calculado conhecendo-se o volume e a massa de gás.
- e) somente pode ser calculado conhecendo-se o volume, a massa e a pressão inicial do gás.

Comentários

Na situação inicial, tem-se o sistema submetido a uma pressão P_1 e temperatura T_1 .

$$P_1V = nRT_1$$



Na situação final, a amostra está submetida a uma pressão P_2 e temperatura T_2 .

$$P_2V = nRT_2$$

Podemos aplicar agora que $P_2 = 1,05P_1$ e que $T_2 = T_1 + 15$, segundo dados fornecidos pelo enunciado. Vale lembrar que a variação de temperatura em Kelvin é igual à variação em graus Celsius.

$$(1,05P_1)V = nR(T_1 + 15)$$

Observe que $P_1V = nRT_1$, portanto, podemos substituir.

$$1,05 \cdot nRT_1 = nR(T_1 + 15)$$

$$\therefore 1,05 T_1 = T_1 + 15$$

$$1,05T_1 - T_1 = 15$$

$$0,05T_1 = 15 \therefore T_1 = \frac{15}{0,05} = 300 \text{ K}$$

Agora, basta fazer a conversão de Kelvin para graus Celsius.

$$T_1 = 300 - 273 = 27 \text{ }^\circ\text{C}$$

Portanto, a temperatura inicial da amostra era inferior a $30 \text{ }^\circ\text{C}$.

Gabarito: A



Considerações Finais

Chegamos ao final de mais uma aula, em que tratamos o importante assunto de Gases.

Esse tema é extremamente importante, não só porque cai em muitas questões de prova, mas também porque é a base para o estudo de Termoquímica, que é o conteúdo mais cobrado da Química.

Sendo assim, considere esse um material muito importante para você se dedicar quando estiver fazendo revisões.

Não hesite em me contactar para tirar suas dúvidas, porque você está se preparando para um certame em que a matéria é cobrada em um nível muito grande de detalhes.

