



Décima Primeira Lista de Exercícios Programados de ICF2 (EP11 – ICF2)

QUESTÕES

Antes de resolvermos detalhadamente os problemas da EP11, vamos destacar algumas informações que estão inseridas no Módulo 5. O objetivo é enfatizar a diferença entre troca de calor à volume constante e a troca à pressão constante. Essa diferença nos leva distinção entre a capacidade calorífica à volume constante e aquela à pressão constante. Estamos nos referindo a um sistema termodinâmico que interage termicamente com o meio exterior.

Quando a troca de calor se der a volume constante, representaremos-la por Q_V . Caso a troca aconteça à pressão constante, a notação será Q_P .

Sabemos que nos processos isovolumétricos não há realização de trabalho macroscópico W_{ext} porque não há deslocamento das fronteiras do sistema. Nos processos isobáricos, o trabalho W_{ext} é dado pelo produto da pressão pela variação do volume do sistema quando este sai do estado inicial i para o estado final f : $W_{ext} = p\Delta V = p(V_f - V_i)$. Ambos estados i e f estão em equilíbrio termodinâmico e as pressões desses estados são iguais à pressão externa.

Aplicando o Princípio da Conservação da Energia para os processos isovolumétrico e isobárico, temos:

Isovolumétrico: $Q_V = \Delta U = U_f - U_i$ ($Q_V \equiv$ calor trocado à volume constante)

Isobárico : $Q_P = \Delta U - W_{ext} = U_f - U_i - p(V_f - V_i)$ ($Q_P \equiv$ calor trocado à pressão constante)

Vemos, assim, que o calor trocado nas transformações isovolumétricas e isobáricas só depende dos estados final e inicial do sistema.

Quando o calor trocado numa transformação só depende dos estados final e inicial do sistema, podemos introduzir o conceito de capacidade calorífica C . A capacidade calorífica C de um sistema é a constante de proporcionalidade entre a quantidade de calor Q e a variação de temperatura ΔT que esta quantidade de calor produz no sistema: $Q = C\Delta T \Rightarrow C = Q / \Delta T$. **A capacidade calorífica é uma propriedade de cada substância!**

Dois corpos feitos da mesma substância têm capacidades caloríficas proporcionais às suas massas. Assim, define-se calor específico c de um corpo como sendo a capacidade calorífica por unidade de massa desse corpo: $c \equiv C / m$.

Existem situações onde a unidade mais conveniente para especificar a quantidade de substância no corpo é o mol. Nesse caso, o calor específico a ser definido é o molar: $c \equiv C / n$, onde n é o número de moles.

Quando associamos uma capacidade calorífica a qualquer substância, é importante saber não somente quanto calor é absorvido, mas também as condições sob as quais a transferência se faz. Uma transferência de calor feita à pressão constante (Q_P) para certa substância de massa m (ou número de moles n) origina uma variação de temperatura ΔT diferente quando comparada com a mesma transferência de calor feita à volume constante (Q_V) para a mesma massa m (ou número de

moles n) da substância. Então, para uma mesma massa m (ou número de moles n) e uma mesma quantidade de calor Q transferida, existe diferença entre os valores das capacidades caloríficas quando a transferência se dá à pressão constante ($Q_p = C_p \Delta T$) ou a volume constante ($Q_V = C_V \Delta T$): $C_p \neq C_V$. A diferença no valor da capacidade calorífica mais é acentuada para os gases.

À título de informação, pois será visto numa outra física mais adiante, a relação entre os calores específicos molares à pressão constante c_p e à volume constante c_V para um gás ideal é: $c_p = R + c_V$.

Vamos, agora, aos problemas.

QUESTÃO I – O gás nitrogênio no interior de um recipiente com uma das paredes móvel (por exemplo: um êmbolo) é aquecido de $10,0^\circ\text{C}$ até $50,0^\circ\text{C}$, mantendo-se a pressão constante e igual a $3,00 \times 10^5 \text{ Pa}$ (Pascal). O calor total recebido pelo gás é igual a $2,50 \times 10^4 \text{ J}$. Suponha que o nitrogênio possa ser tratado como um gás ideal.

Outros dados: a constante R dos gases, o calor específico molar à pressão constante do nitrogênio c_p e o calor específico molar à volume constante do nitrogênio c_V .

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} / \text{m}^2$$

$$1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$

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

$$c_p = 29,1 \text{ J/mol K}$$

$$c_V = 20,8 \text{ J/mol K}$$

a) Calcule o número de moles do gás.

Durante esse processo isobárico, a temperatura do gás aumentou e o sistema recebeu calor do meio exterior. Como o calor recebido do meio exterior está dado por: $Q_p = nc_p \Delta T$, onde n é o número de moles, c_p é o calor específico molar à pressão constante e ΔT é a variação de temperatura (em Kelvin), temos:

$$n = Q_p / c_p \Delta T \Rightarrow n = 2,50 \times 10^4 / (29,1 \times 40) \therefore n = 21,5 \text{ moles}$$

b) Calcule o trabalho realizado no processo e diga quem realizou esse trabalho.

Por se tratar de um processo isobárico, o trabalho realizado é $W_{\text{ext}} = -p_{\text{externa}} \Delta V$, onde p_{externa} é a pressão externa e ΔV é a variação de volume.

A variação de volume do gás pode ser determinada partindo-se da equação de estado $pV = nRT$ caso conheçamos as demais variáveis.

Estado inicial:

$$p_i = p_{\text{externa}}$$

$$V_i = nRT_i / p_i = 21,5 \times 8,31 \times 283 / 3,00 \times 10^5 \therefore V_i = 0,168 \text{ m}^3$$

Estado final:

$$p_f = p_{\text{externa}}$$

$$V_f = nRT_f / p_f = 22,2 \times 8,31 \times 323 / 3,00 \times 10^5 \therefore V_f = 0,192 \text{ m}^3$$

Portanto, a variação de volume no processo é

$$\Delta V = V_f - V_i \therefore \Delta V = 0,024 \text{ m}^3.$$

Então, o trabalho realizado é de

$$W_{\text{ext}} = -p_{\text{externa}}\Delta V = -3,00 \times 10^5 \times 0,024 \therefore W_{\text{ext}} = -7,20 \times 10^3 \text{ J}.$$

O sinal negativo diz que o sistema se expandiu e, por isso, cedeu $7,20 \times 10^3 \text{ J}$ para o meio exterior.

c) De quanto variou a energia interna do gás?

De acordo com a Primeira Lei da Termodinâmica, a variação da energia interna é dada por $\Delta U = Q + W_{\text{ext}}$, onde Q é o calor recebido pelo sistema e W_{ext} é o trabalho externo. Logo,

$$\Delta U = 2,50 \times 10^4 - 7,20 \times 10^3 \therefore \Delta U = 1,78 \times 10^4 \text{ J}$$

d) Qual seria o calor recebido pelo gás para a mesma variação de temperatura caso o volume permanecesse constante? E a variação da energia interna?

Neste caso, a troca de calor entre o sistema e o meio exterior se dá à volume constante. Portanto,

$$Q_V = nc_V\Delta T = 21,5 \times 20,8 \times 40 \therefore Q_V = 1,78 \times 10^4 \text{ J}.$$

Ilustrando o que foi dito no texto inicial desta EP11, o Q_p e o Q_V têm valores diferentes porque os respectivos calores específicos molares têm valores diferentes, pois o sistema termodinâmico e a variação de temperatura são os mesmos.

Como o processo é isovolumétrico, não há trabalho envolvido no processo. Portanto, em concordância com a Primeira Lei da Termodinâmica, a variação da energia interna é igual ao calor trocado (no caso, recebido) entre o sistema e o meio exterior:

$$\Delta U = Q = 1,78 \times 10^4 \text{ J}$$

No item (c) acima calculamos a variação da energia interna do gás quando ele submeteu-se a uma variação ΔT na temperatura através de uma expansão isobárica. No item (d), calculamos a variação da energia interna do mesmo gás quando ele submeteu-se a mesma variação ΔT na temperatura, porém, através de uma expansão isovolumétrica. Os valores são iguais!

Procurando entender porque isso acontece, vamos estender um pouco mais a discussão.

Como

$$\Delta U = Q_V = nc_V\Delta T,$$

então

$$U_f - U_i = nc_VT_f - nc_VT_i$$

Ou seja

$$U_f - nc_V T_f = U_i - nc_V T_i = \text{CONSTANTE}$$

O valor da CONSTANTE é arbitrário, portanto, pode ser feito igual a 0 porque o que nos interessa determinar é a variação da energia interna. Assim sendo,

$$U_f - nc_V T_f = U_i - nc_V T_i = 0$$

Noutros termos,

$$U_f = nc_V T_f = C_V T_f$$

$$U_i = nc_V T_i = C_V T_i$$

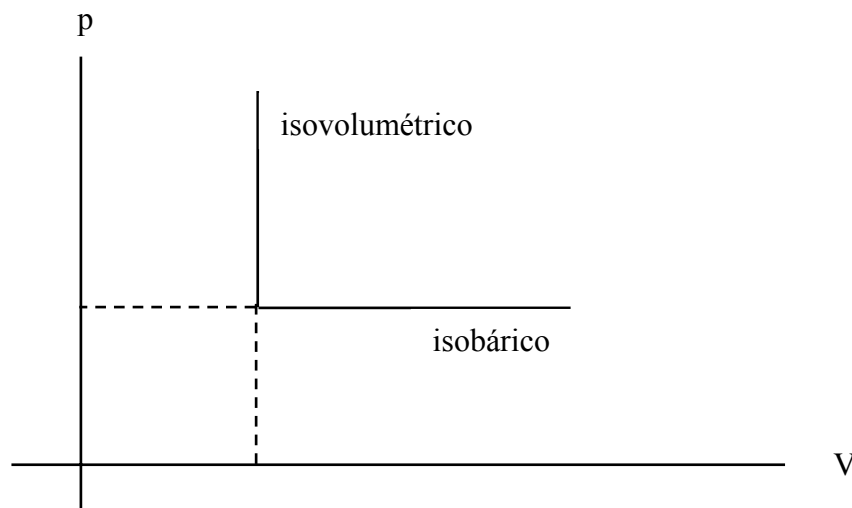
O que equivale a dizer que, para um gás ideal, a energia interna é diretamente proporcional a temperatura e que o coeficiente de proporcionalidade é a capacidade calorífica à volume constante do gás:

$$U = C_V T$$

Esta dependência com a temperatura faz com que a variação da energia interna do gás ideal só dependa da variação da temperatura e não do processo termodinâmico através do qual o sistema saia do estado inicial e chegue ao estado final:

$$\Delta U = C_V \Delta T.$$

e) Faça um desenho no diagrama p versus V ilustrando cada um desses processos.



QUESTÃO II – Um grama de água (volume = 1 cm^3) se transforma em 1671 cm^3 de vapor quando ocorre o processo de ebulição a uma pressão constante de 1 atm ($1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$). O calor de vaporização para esta pressão é dado por $L = 2,256 \times 10^6 \text{ J/kg}$.

a) Calcule o trabalho realizado pela água quando ela se transforma em vapor.

Sempre que o volume de um sistema varia, o meio exterior realiza um trabalho sobre ele. Para um processo que ocorre com a pressão externa constante, $W_{\text{ext}} = -p_{\text{externa}} \Delta V$.

$$\begin{aligned}
 1 \text{ g} &= 10^{-3} \text{ kg} \\
 V_i &= 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3 \\
 V_f &= 1671 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \\
 P_{\text{externa}} &= 1,013 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}
 \end{aligned}$$

$$W_{\text{ext}} = -1,013 \times 10^5 \times (1671 \times 10^{-6} - 1 \times 10^{-6}) = -169 \text{ J}$$

O sistema se expandiu, o meio exterior recebe esses 169 joules de energia cedidos pelo sistema. O sinal negativo indica isso.

b) Quanto calor precisa ser adicionado ao sistema durante o processo?

Trata-se de uma transição de fase: a água sai do estado líquido para o estado de vapor. Então,

$$Q = mL = 10^{-3} \times 2,256 \times 10^6 = 2256 \text{ J}$$

Essa transição de fase se dá à custa da energia que o sistema recebe do meio exterior.

c) Qual a variação da energia interna do sistema durante o processo ebulição?

Aplicação direta da Primeira Lei da Termodinâmica:

$$\Delta U = Q + W_{\text{ext}} = 2256 - 169 \therefore \Delta U = 2087 \text{ J}$$

QUESTÃO III – Durante um processo (Processo A) que leva um sistema do estado i ao estado f , o sistema absorve $16 \times 10^3 \text{ J}$ de calor e realiza $12 \times 10^3 \text{ J}$ de trabalho. Durante o processo de volta (Processo B), que leva o sistema de volta de f a i , o sistema rejeita $18 \times 10^3 \text{ J}$ de calor. Qual o trabalho realizado pelo sistema durante o processo de volta?

Inicialmente vamos usar o Processo A para achar a variação da energia interna ΔU_A do sistema entre os estados i e f : $\Delta U_A = U_f - U_i$. Neste processo, o calor é absorvido pelo sistema, mas o meio exterior recebe parte da energia do sistema porque este se expande. Então, de acordo com a Primeira Lei da Termodinâmica,

$$\Delta U_A = U_f - U_i = Q + W_{\text{ext}} = 16 \times 10^3 - 12 \times 10^3 = 4 \times 10^3 \text{ J}.$$

No Processo B, o sistema cede calor para o meio exterior. Por sua vez, a variação da energia interna deste segundo processo é $\Delta U_B = U_i - U_f = -\Delta U_A$, pois o estado final (inicial) do Processo B coincide com o estado inicial (final) do Processo A. Portanto,

$$\begin{aligned}
 \Delta U_B &= -\Delta U_A = -4 \times 10^3 \text{ J} \\
 Q &= -18 \times 10^3 \text{ J} \\
 W_{\text{ext}} &= -4 \times 10^3 - Q \Rightarrow W_{\text{ext}} = -4 \times 10^3 + 18 \times 10^3 \therefore W_{\text{ext}} = 14 \times 10^3 \text{ J}.
 \end{aligned}$$

Como W_{ext} é positivo, o trabalho foi realizado sobre o sistema – o sistema foi comprimido durante o Processo B.