

Aula 00

*Físico-Química p/ Concursos - Curso
Regular 2022*

Autor:
Diego Souza

30 de Janeiro de 2022

Sumário

Termodinâmica química	6
1 – Considerações Iniciais.....	6
2 Introdução à termodinâmica química.....	7
2.1- Importância	7
2.2 – Conceitos iniciais da termodinâmica	7
3 Primeira lei da termodinâmica	12
3.1- Medindo o calor	13
3.2- Entalpia.....	16
3.3- Entalpia associada a mudança de fase.....	18
3.4- Outras entalpias, mas não menos importantes	23
4 Considerações finais	27
Questões Comentadas	29
Lista de Questões da Aula	38
Gabarito	43
Principais Pontos da Aula	44



APRESENTAÇÃO DO CURSO

Olá, pessoal!

Meu nome é **Diego Souza**, Perito Criminal e Professor de Química, e logo mais dedicarei um espaço para uma breve apresentação. É com enorme satisfação que dou início a mais um projeto aqui no Estratégia Concursos, nossos **CURSOS POR ÁREA DA QUÍMICA**, sendo este o curso de **FISICO-QUÍMICA PARA CONCURSOS**. Vamos percorrer os principais tópicos da **FISICO-QUÍMICA** cobrados em concursos públicos na área de **química (técnico e superior)**, **farmácia** e **engenharia química**, tais como leis da termodinâmica, lei de Hess, variáveis termodinâmicas, trocas de calor, máquinas térmicas, estudo dos gases (ideais e reais), equilíbrio químico, cinética química, eletroquímica e radioatividade. Esse novo projeto nasceu a partir de pedidos de muitos alunos e é indicado a **concurseiros** e **graduandos** nas seguintes situações:

1. Para quem já é nosso aluno de algum curso de química e **deseja complementar o material** de estudo com as aulas previstas para este curso;
2. Para quem é **graduando** e **deseja estudar os tópicos de química deste curso de maneira simples e didática (praticamente um reforço completo)**, e com foco antecipado na preparação para concursos públicos; ou
3. Para concurseiros que já se sentem totalmente seguros nas demais áreas da química e desejem complementar seus conhecimentos nesta área da química.

Vamos falar rapidamente sobre a sua preparação e de como nosso curso poderá ser determinante nesse processo. **A disponibilidade e a escolha dos materiais são fatores limitantes na preparação para a sua prova**. Se considerarmos a diversidade de conteúdos e a contextualização das provas de concurso, notamos que as informações relevantes para uma boa preparação estão espalhadas em diferentes livros. Nosso curso supera essa dificuldade, pois foi concebido para ser seu **ÚNICO MATERIAL DE ESTUDO**, trazendo exatamente o que precisa [nada a mais e nada a menos]. Tudo isso para **POTENCIALIZAR SEU APRENDIZADO** e **ABREVIAR SUA JORNADA ATÉ A TÃO SONHADA APROVAÇÃO**.

O nosso curso consistirá de:

- a) **Curso escrito (em PDF) composto por 10 aulas**, além dessa aula demonstrativa, nas quais abordarei a teoria e as aplicações de cada tema previsto no edital, além de cerca de 300 resoluções de questões comentadas;
- b) **Fórum de dúvidas**: um importante canal de comunicação entre os estudantes e os professores. Por ele, passarei explicações detalhadas a respeito das dúvidas que surgirem.

Atenção! Este curso é completo em PDF. Mas algumas videoaulas serão disponibilizadas como complemento no período de vigência do curso, sempre que for possível gravá-las, pois o foco principal será a entrega das aulas em PDF conforme cronograma.

Outro aviso importante: em razão do nosso curso ser mais enxuto em quantidade de aulas quando comparado com os cursos que contemplam as várias áreas da química, nossa aula 00 (aula demonstrativa) consistirá apenas de parte da primeira aula do curso que será integralizada como aula 01. No entanto, lembro que nossas aulas completas apresentam a seguinte estrutura:

- a) **Teoria completa intercalada com a resolução comentada de exercícios;**



- b) Lista de exercícios comentados ao final da teoria (**entre 30 e 40 questões por aula**);
- c) Sequência de enunciados de todos os exercícios da aula;
- d) Gabarito;
- e) A maioria das aulas contam com recursos extras: tabelas resumo, resumo da aula e/ou mapas mentais.

Em caso de dúvida sobre a estrutura de nossas aulas completas, você pode conferi-la baixando Aulas 00 de outros cursos meus mais extensos, de QUÍMICA, aqui no site do **Estratégia Concursos**.



APRESENTAÇÃO PESSOAL

Por fim, resta uma breve apresentação pessoal. Como já adiantei, meu nome é **Diego Souza**! Sou Doutor em Química pela Universidade Federal de Goiás, atuo como professor de Química no Estratégia Concursos e exerço o cargo de Perito Criminal da Polícia Civil do Distrito Federal (PCDF).

Além da minha esposa Nayara, irmãos, sobrinhos e pais, outra **grande paixão** minha é lecionar aqui no **Estratégia Concursos**, o que perceberão pela dedicação e pela preocupação com seu aprendizado depositadas em cada aula. Por isso, contem comigo sempre que precisarem, seja pelo fórum dos cursos ou pelas redes sociais. Será um prazer respondê-los e ajudá-los.

Estou envolvido com concursos públicos há cerca de 11 anos, conciliei os dois últimos anos de faculdade com meu primeiro cargo público de assistente administrativo. Fui aprovado em concursos na área administrativa e nos seguintes concursos na área de química: Técnico em Química da EMBRAPA (2º colocado), Analista Químico da EMBRAPA (1º), Especialista em Recursos Minerais/Química da ANM (1º) e Perito Criminal/Química da PCDF (2º).

Quanto à atividade de professor, leciono exclusivamente Química para concursos. Você perceberá que trago muito da minha experiência de laboratório para as apostilas, pois muito desse conhecimento prático pode ser cobrado de você em prova. Desde que fui convidado para compor a equipe do Estratégia Concursos, em maio de 2018, já fui responsável por mais de 210 cursos na área de Química.

Deixarei abaixo meus contatos para quaisquer dúvidas ou sugestões. Pelo Instagram e Facebook divulgo dicas, novidades, mapas mentais e dicas sobre química. Por lá e também pelo fórum, terei enorme prazer em orientá-los da melhor forma possível até sua aprovação.

[Instagram](#): Prof.DiegoSouza

[Nosso Telegram](#): t.me/profdiegosouza

[YouTube](#): Prof. Diego Souza



CRONOGRAMA DE AULAS

Vejamos a distribuição das aulas:

Aulas	Físico-Química	Data de entrega
Aula 00	Apresentação do curso, do professor e introdução à termodinâmica química.	30/02/2022
Aula 01	Termodinâmica química (parte 1): Introdução à termodinâmica química; Leis da termodinâmica; Lei de Hess; Entalpia; Entropia; Espontaneidade e energia livre de Gibbs.	06/02/2022
Aula 02	Termodinâmica química (parte 2): Trabalho; Energia interna a nível molecular; Entalpia de rede; Capacidade calorífica; Segunda e Terceira lei da termodinâmica; Máquinas térmicas e ciclo de Carnot; Relação entre variáveis termodinâmicas.	13/02/2022
Aula 03	Estudo dos gases (parte 1): Introdução a teoria cinética dos gases; Variáveis de estado; Transformações gasosas; Lei dos gases ideais; Lei de Dalton (Mistura de gases).	20/02/2022
Aula 04	Estudo dos gases (parte 2): Gases reais; Fator de compressibilidade (Z); Gases reais de Van der Waals.	27/02/2022
Aula 05	Equilíbrio químico (parte 1): Constantes de equilíbrio (K_p , K_w , K_a , K_b); pH e pOH; Solução tampão; Lei de diluição de Ostwald; Noções sobre métodos titulométricos.	06/03/2022
Aula 06	Equilíbrio químico (parte 2): Equilíbrio químico e termodinâmica; Ácidos e bases dipróticos; Outras constantes; Cálculos importantes envolvendo equilíbrio químico; Atividade e força iônica.	13/03/2022
Aula 07	Cinética química (parte 1): Velocidade e ordem de reação; Equação de Arrhenius; Teoria das colisões; Mecanismo e molecularidade de reações.	20/03/2022
Aula 08	Cinética química (parte 2): Velocidade de reação e derivadas; Lei de velocidade integrada: reações de ordem zero, primeira ordem e segunda ordem.	27/03/2022



Aula 09	Eletroquímica: Introdução à eletroquímica; Número de oxidação (NOX); Corrosão; Eletrólise; Relação entre eletrólise e termodinâmica; Equação de Nernst.	03/04/2022
Aula 10	Radioatividade: Tipos de emissão e leis da radioatividade; Cinética radioativa; Famílias radioativas; Reações artificiais de transmutação; Fissão e fusão nuclear.	10/04/2022

Essa é a distribuição dos assuntos ao longo do curso. Eventuais ajustes poderão ocorrer, especialmente por questões didáticas ou para melhor atendê-los em relação a data de prova.

TERMODINÂMICA QUÍMICA

1 – Considerações Iniciais

Olá, pessoal, tudo certo?

Vamos estudar hoje a **termodinâmica química** ou **termoquímica**. É um assunto que pode ser cobrado de diversas formas, pois, no campo da química as leis da termodinâmica são estudadas sob o enfoque das reações, a partir da avaliação da entalpia, calor e trabalho envolvidos, recebendo o nome de termoquímica. Já no campo da engenharia, as mesmas leis são estudadas em um contexto de ciclos termodinâmicos, rendimento de máquinas e demonstração de dependência entre variáveis.

Perceba que as diferentes abordagens tratam das mesmas leis, mudando apenas o enfoque. Como o comportamento da banca organizadora não é totalmente previsível, nosso enfoque será objetivo, mas também misto entre a termoquímica e termodinâmica. Utilizaremos a denominação termodinâmica química, na qual abordaremos a termoquímica e alguns aspectos da termodinâmica, sendo o suficiente para acertarmos as questões que possam aparecer em sua prova.

Peço novamente uma atenção especial às resoluções dos exercícios dispostos no decorrer da parte teórica, pois particularidades, macetes e dicas importantes serão apresentadas no decorrer dessas resoluções.

Desejo-lhe uma boa aula e lembre-se de me procurar caso fique com alguma dúvida. Bons estudos!

Instagram: Prof.DiegoSouza
Telegram: t.me/profdiegosouza
YouTube: Prof. Diego Souza



2 Introdução à termodinâmica química

2.1- Importância

A termodinâmica é um ramo da física experimental, pois seus princípios e leis (lei zero, 1ª, 2ª e 3ª leis da termodinâmica) foram propostos a partir de observações experimentais. Usaremos a denominação **termodinâmica química** para o assunto de nossa aula, pois nossa abordagem será um misto entre a termodinâmica (enfoque físico) e a termoquímica (enfoque químico).

Em um primeiro momento, estaremos interessados em mensurar a energia envolvida nas reações químicas, que pode ser medida, por exemplo, por meio do calor produzido. Mais adiante, estaremos interessados em determinar se uma dada reação ocorrerá ou não, assunto chamado de estudo da espontaneidade das reações. Por fim, além de conhecer a energia envolvida e a espontaneidade da reação, estaremos interessados em determinar o sentido de uma reação.

A capacidade energética de diferentes combustíveis, por exemplo, pode ser mensurada por meio da medição da energia produzida nas respectivas reações de combustão. As dietas alimentares são construídas a partir das calorias presentes nos alimentos, que é um tipo de medida de energia. Nesse sentido, estudaremos mais adiante como mensurar a energia de uma dada substância, a partir de suas ligações químicas interatômicas (entre seus átomos). Esses exemplos são apenas para convencê-lo de quão ampla é a aplicação da termodinâmica química.

Vou exigir um pouco mais de sua memorização nesse assunto, pois precisaremos lembrar de alguns conceitos e fórmulas para acertarmos os exercícios. Sem mais delongas, vamos dar início à nossa aula conceituando alguns termos da termodinâmica química.

2.2 – Conceitos iniciais da termodinâmica

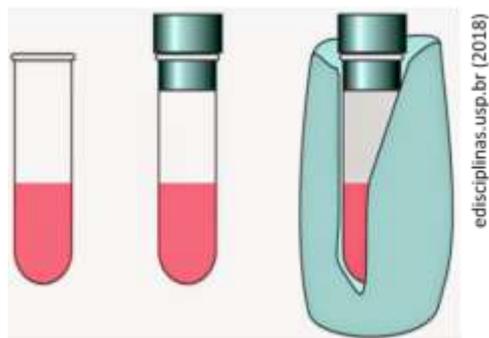
A termodinâmica se preocupa basicamente na transformação e transferência de energia de um lugar para outro. Para indicarmos o movimento dessa energia, precisamos de um referencial. Para tanto, podemos dividir o mundo em duas partes: sistema e vizinhança.

Sistema: é a parte do mundo em que estamos interessados. Pode ser, por exemplo, o béquer em que ocorre uma reação ou o cilindro em que está contido um gás comprimido.

Vizinhança: é tudo que não é o sistema, ou seja, o resto do mundo. É da vizinhança que podemos fazer observações sobre a transferência de energia. Por exemplo, se a vizinhança é aquecida durante uma reação química (o aumento de temperatura pode ser medido por termômetro), então a energia está sendo transferida da reação para vizinhança na forma de calor.

Os sistemas são classificados em **aberto**, **fechado** e **isolado**. Repare nas diferenças entre os três tubos de ensaio abaixo e, antes de qualquer explicação, tente classificar os três sistemas.





Talvez você tenha acertado, pois é meio intuitivo pensar que o desenho da esquerda é um sistema aberto, o do meio, sistema fechado e o da direita, sistema isolado. Agora precisamos entendê-los em termos de transferência de energia e matéria. Observe a representação abaixo e os exemplos e, em seguida, a associe com os conceitos que seguem.

<p>Classes de sistemas</p>			
<p>Exemplos:</p>			

Sistema aberto: aquele que pode trocar (doar ou receber) energia e matéria com a vizinhança. No desenho acima, o tubo aberto pode trocar matéria e energia com a vizinhança. Por exemplo, a água contida em um copo assimila gás carbônico oriundo da atmosfera.

Sistema fechado: aquele que pode trocar apenas energia com a vizinhança, pois sua massa é constante. Se aquecermos o tubo fechado do desenho acima, parte do seu líquido poderá evaporar, mas mesmo assim, o vapor produzido não será perdido para atmosfera, pois a vedação da tampa impedirá. Nesse exemplo, ocorreria um aumento da pressão interna do sistema devido a formação do gás durante a evaporação. Em termos de energia, o mesmo tubo pode ser aquecido ou resfriado. Um exemplo desse tipo de sistema é a garrafa de refrigerante, que pode trocar energia com a vizinhança, mas sua massa é mantida fixa.

Sistema isolado: aquele que não pode trocar energia e matéria. No tubo da direita do desenho acima há paredes isolantes térmicas que impedem a troca de energia. Na prática, não existe um sistema perfeitamente isolado, pois até os melhores isolantes permitem alguma transferência de energia. O típico exemplo que se aproxima de um sistema isolado é a garrafa térmica contendo café quente.

Para aprofundarmos o entendimento sobre as interações entre o sistema e a vizinhança, precisamos conhecer os conceitos de trabalho, energia interna e calor.

Trabalho: é a ação contra uma força. O trabalho pode ser observado em diferentes situações. Por exemplo, um gás realiza trabalho quando expande e empurra um pistão ou um êmbolo contra a força da gravidade. A pilha realiza trabalho ao produzir ("empurrar") uma corrente elétrica (movimento de elétrons) por um circuito. Realizamos trabalho ao levantar um objeto do chão porque estamos agindo contra a força da gravidade. Podemos calcular da seguinte maneira:

$$\text{Trabalho} = \text{força} \cdot \text{distância}$$

Lembre-se de que força (F) pode ser calculada como segue:

$$F = m \cdot a$$

em que m é a massa e a é aceleração. No caso de um objeto sendo erguido do chão, temos a força peso que depende da aceleração da gravidade.

$$\text{Peso} = m \cdot g$$

A unidade de energia e também de trabalho é o *joule* (J).

$$1\text{J} = 1\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$$

Energia interna: é a quantidade total de trabalho que um sistema pode realizar. Um gás comprimido possui uma elevada energia interna, pois pode empurrar um pistão, enquanto um gás não comprimido não possui tal capacidade, apresentando menor energia interna. Do mesmo modo, uma mola comprimida e uma bateria carregada possui maior energia interna respectivamente que uma mola não comprimida e uma bateria descarregada. Desse raciocínio, decorre que podemos calcular a variação da energia interna por meio do trabalho por ele realizado (w).

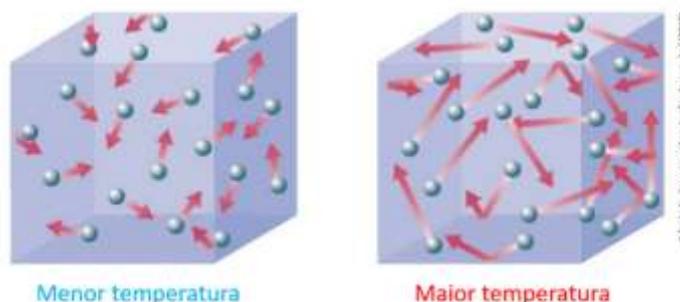
$$\Delta U = w$$

Podemos agora reescrever a definição de **trabalho** como sendo a variação da energia interna de um sistema durante a movimentação de um peso por uma certa distância. Ambas definições são corretas e complementares no entendimento de trabalho.

O estudo consistente da termodinâmica química passa por uma boa compreensão do que é a **temperatura**. Sim! Essa mesmo que medimos com os termômetros.

Temperatura é uma grandeza física que mede o grau médio de agitação das partículas de um corpo. Sua mensuração é feita a partir do termômetro.



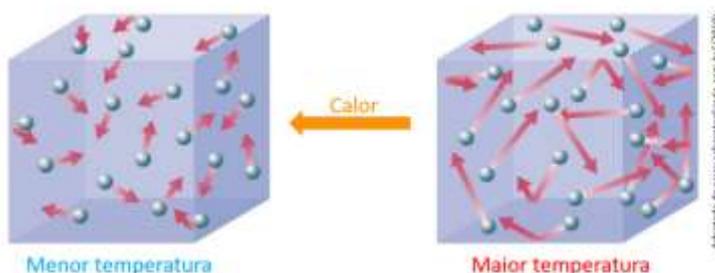


Observe que, **quanto maior a agitação das moléculas (velocidade média ou energia cinética), maior é a temperatura**. A adição de energia térmica (aquecimento) provoca o distanciamento das moléculas, aumentando sua agitação. Assim, temos que a energia térmica adicionada foi transformada em energia cinética. Desta forma, as moléculas ganham maior velocidade e o número de colisões entre elas aumentam, bem como o choque delas com as paredes do recipiente [no caso do estado gasoso], provocando o aumento na temperatura.

Agora vamos inverter o raciocínio: se retirarmos a energia de um corpo (colocando em um refrigerador, por exemplo), a energia cinética das partículas diminui e as colisões também. Assim, as moléculas passam a ficar mais lentas e próximas, resultando na diminuição da temperatura. A depender do resfriamento, as moléculas podem solidificar, estado da matéria em que a liberdade e energia cinética das moléculas é muito limitada.

Até agora, falamos em vários momentos sobre adicionar ou retirar energia. Você concorda que para a energia sair de um corpo e chegar no outro ela deve transitar entre eles, certo? E é essa definição que veremos no conceito a seguir:

Calor é a energia térmica em trânsito de um corpo para o outro (ou de um corpo para sua vizinhança), decorrente da diferença de temperatura entre esses. Podemos entender também que o calor é um fluxo de energia térmica, que sai do corpo com maior temperatura (maior energia) para o menos quente (menor energia), conforme ilustrado abaixo. Esse fluxo de energia ocorre até que ambos os corpos passem a apresentar a mesma temperatura.



Note que o fluxo do calor parte do corpo de maior temperatura para o de menor.

Tomemos como exemplo um pedaço de gelo fora do freezer. Sua temperatura é inferior à da vizinhança e, por isso, há transferência de energia da vizinhança para o gelo na forma de calor. Ou seja, a vizinhança será resfriada, pois parte de sua energia será transferida para o gelo.

A natureza sempre procura resgatar o equilíbrio e isso também acontece aqui, desta forma, haverá transferência de calor entre dois corpos até que haja o **equilíbrio térmico** entre eles, isto é, até que os corpos estejam com temperaturas iguais.



Temperatura x Calor

Observe que enquanto a temperatura trata de uma grandeza que mede a agitação das partículas, o calor é o nome dado a energia térmica que transita entre dois corpos. É muito importante que esteja bem claro para você que se trata de dois conceitos diferentes para não cair em peguinhas conceituais.

Atualmente se utiliza *joules* para medir o calor, mas a unidade *caloria* também pode ser encontrada, desempenhando a mesma função. 1 cal corresponde a energia necessária para elevar, em 1°C, 1g de água pura. Caso necessário, utilize a relação abaixo para converter unidades.

$$1\text{cal} = 4,184\text{J}$$

Para descrever um sistema termodinâmico, utilizamos um conjunto das chamadas **variáveis de estado ou funções de estado**. Elas recebem esse nome porque não dependem do caminho que o sistema percorreu, apenas do seu estado atual. Tomemos como exemplo um cubo de ferro, o qual possui uma dada energia interna inicial (U_i) a 25°C, sendo aquecido a 50°C e, em seguida, sendo resfriado a 25°C, passando a apresentar energia interna final (U_f). Nesse caso, os graus de agitação das moléculas são iguais no início e no final e, portanto, $U_i = U_f$. Desta forma, a energia interna é uma função de estado, pois independe do aquecimento e resfriamento.

Em outra situação, realiza-se um trabalho 10 kJ para movimentar o mesmo cubo para a direita e, em seguida, realiza-se um novo trabalho 10 kJ para retorná-lo à sua posição inicial. Nesse caso, o trabalho total realizado foi de 20kJ. Perceba que a quantidade de trabalho depende do caminho percorrido, não sendo, portanto, uma função de estado. Para sua prova, você precisa saber quais as principais funções de estado em termodinâmica.

Funções de estado: energia interna (U), entropia (S), entalpia (H), pressão (P), temperatura (T), massa (m), quantidade de matéria (n) e volume (V).

Não são funções de estado: calor (q) e trabalho (w).

É possível medir a variação da energia interna de um sistema que saiu de um ponto e chegou a outro ponto diferente. Portanto, como outra diferença prática, temos que é possível medir a variação para as funções de estado, por exemplo: ΔU , ΔS e ΔH . Por outro lado, não é possível medir variação para calor e trabalho.



3 Primeira lei da termodinâmica

Vimos que um sistema pode modificar sua energia interna por meio da realização de trabalho (w) (por ele ou sobre ele) e também por resfriamento ou aquecimento, os quais consistem em transferência de energia na forma de calor (q). Decorre desse raciocínio a equação da **1ª lei da termodinâmica**, abaixo, também conhecida como o **princípio da conservação de energia**.

$$\Delta U = q + w$$

Uma possível leitura para a equação acima: a variação da energia interna de um sistema é a soma entre o calor recebido ou transferido por ele e o trabalho realizado ou sofrido pelo mesmo. **Da fórmula acima, temos que a energia interna de um sistema isolado será constante.**

Por convenção, vamos adotar $q > 0$ (positivo), quando o sistema for aquecido (energia recebida pelo sistema) e $q < 0$ (negativo) quando o sistema for resfriado (energia perdida pelo sistema para as vizinhanças). Além disso, vamos adotar $w > 0$ (positivo), quando for realizado trabalho sobre o sistema, a exemplo de uma compressão (redução do seu volume), e $w < 0$ (negativo) quando o sistema realizar trabalho sobre a vizinhança, por exemplo, uma expansão.



(IDECAN - Químico - Município de Vilhena/RO) Sobre a primeira lei da termodinâmica, analise.

I. Segundo a Primeira Lei da Termodinâmica, a energia interna de um sistema é constante. A equação que expressa a variação da energia interna do sistema, também conhecida como primeira lei da termodinâmica, é $\Delta U = q + w$.

II. Um sistema com paredes adiabáticas é um sistema onde não existe, nem liberação de calor para o meio externo, nem absorção de calor para o meio interno.

III. Em uma reação ocorrendo num sistema adiabático, a variação da energia envolvida só poderá se manifestar na forma de trabalho, pois $q = 0$ e $\Delta U = w$.

IV. Por outro lado, quando a reação forma um gás e ocorre num sistema não-adiabático (diatérmico), com paredes rígidas que impedem a realização de trabalho de expansão do gás, e também nenhum outro tipo de trabalho, a variação de energia interna só se manifesta na forma de calor, pois $w = 0$ e $\Delta U = q$.

Estão corretas apenas as afirmativas

- a) II e III.
- b) II e IV.
- c) III e IV.



- d) I, II e III.
e) II, III e IV.

Comentários

Afirmativa I: a Primeira Lei da Termodinâmica também conhecida como o princípio da conservação de energia não diz que a energia interna de um sistema é constante, mas sim que a variação de sua energia interna corresponde à soma entre o calor recebido ou transferido por ele e o trabalho realizado ou sofrido pelo mesmo. O que podemos afirmar é que **energia interna de um sistema isolado será constante**. Entretanto, a afirmativa não menciona que o sistema é isolado. Portanto, afirmativa incorreta.

Afirmativas II e III: afirmativas corretas. Estudamos que em um sistema adiabático não há troca de calor com as vizinhanças ($q = 0$) e, portanto, $\Delta U = w$.

Afirmativa IV: pelo enunciado da primeira Lei da Termodinâmica $\Delta U = q + w$, caso um sistema não realize trabalho, toda variação de energia interna será devido a troca de energia na forma de calor, ou seja, $\Delta U = q$. Portanto, afirmativa correta.

Resposta: letra E

3.1- Medindo o calor

Agora precisamos medir a variação da energia interna (ΔU) associada ao calor. Podemos definir uma propriedade do sistema chamada **capacidade calorífica (C)** como sendo a relação entre calor (q) e a variação de temperatura (ΔT), como segue:

$$C = \frac{q}{\Delta T}$$

Utilizando a equação da 1ª lei da termodinâmica, podemos reescrever a equação de C, como segue:

$$C = \frac{\Delta U - w}{\Delta T}$$

C é uma propriedade extensiva, pois depende da massa do objeto ou do sistema. Por exemplo, caso um cubo de um dado material pesando 10g apresente $C=100 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}$, então serão necessários 100kJ de energia na forma de calor para aquecer o objeto em 1K ou 1°C.

Dividindo C pela massa (m) ou pelo número de mols (n), obtemos duas propriedades intensivas (capacidade calorífica específica e capacidade calorífica molar), ou seja, que não dependem da massa, como demonstrado abaixo. Isolando o calor (q), obtemos uma fórmula para calculá-lo a partir da massa do objeto, sua capacidade calorífica específica (C_s) ou molar (C_m) e a variação de temperatura por ele experimentada.

Capacidade calorífica específica (C_s):



$$C_s = \frac{C}{m}$$

$$C_s = \frac{q}{m \cdot \Delta T} \rightarrow q = m \cdot C_s \cdot \Delta T$$

Obs.: mnemônico da última fórmula "QueMaCete"

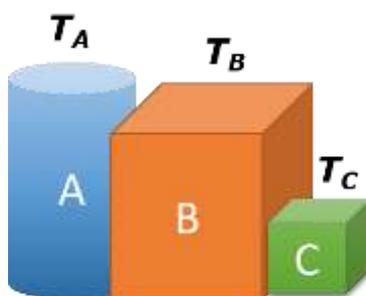
Capacidade calorífica molar (C_m):

$$C_m = \frac{C}{n}$$

$$C_m = \frac{q}{n \cdot \Delta T} \rightarrow q = n \cdot C_m \cdot \Delta T$$

No exemplo anterior, dividindo $C, 100 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}$, por $m, 100\text{g}$, obtemos $C_s = 1\text{kJ}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$. Ou seja, será necessário 1kJ para elevar a temperatura de 1g do material em 1K . Perceba que a capacidade calorífica específica não depende da massa do objeto.

Aproveito o momento para explicar a chamada Lei zero da termodinâmica. Observe o desenho abaixo e a relacione com a discussão a seguir.



A **Lei zero da termodinâmica (princípio zero da termodinâmica)** diz que se o corpo A está em equilíbrio térmico com o corpo B ($T_A=T_B$) e se o corpo C está em equilíbrio térmico com B ($T_C=T_B$), então A e C também estarão em equilíbrio térmico entre si ($T_A=T_C=T_B$). Caso dois objetos estejam em contato e a temperatura de um seja superior ao do outro, então o objeto de maior temperatura (mais "quente") transferirá energia para o outro na forma de calor até que as temperaturas de ambos sejam iguais. Portanto, o calor perdido por um objeto é igual ao recebido pelo outro.

$$q_1 = q_2$$



$$m_1 \cdot C_{s1} \cdot \Delta T_1 = m_2 \cdot C_{s2} \cdot \Delta T_2$$

Relembre abaixo as fórmulas para conversão de temperaturas entre as escalas **Celcius (T_C)**, **Fahrenheit (T_F)** e **Kelvin (T_K)**. Lembra que em valores de temperatura na escala Kelvin não se utiliza o símbolo grau ($^\circ$) por se tratar de uma escala absoluta. Isso significa as moléculas não possuem grau de agitação (energia cinética) em temperatura 0K (ZERO ABSOLUTO).

Kelvin e Celsius	Celsius e Fahrenheit
$T_K = T_C + 273$	$\frac{T_C}{5} = \frac{T_F - 32}{9}$



(CONSULPLAN - Químico - MAPA - 2014) "Se dois corpos estiverem em equilíbrio térmico com um terceiro, estarão em equilíbrio térmico entre si." Tal afirmativa está contida na

- a) Lei Zero da Termodinâmica.
- b) Terceira Lei da Termodinâmica.
- c) Primeira Lei da Termodinâmica.
- d) Segunda Lei da Termodinâmica.

Comentários

Estudamos que a **Lei zero da termodinâmica** diz que se A está em equilíbrio térmico com B ($T_A=T_B$) e se C está em equilíbrio térmico com B ($T_C=T_B$), então A e C também estarão em equilíbrio térmico entre si ($T_A=T_C=T_B$).

Resposta: letra A

(CESGRANRIO - Téc. de Laboratório Jr. – PETROQUÍMICA SUAPE - 2011) Em um experimento realizado em um calorímetro, à pressão atmosférica constante, a dissolução total de 2,00 g de hidróxido de sódio em 100,0 mL de água provocou um aumento de temperatura igual a 5,2 $^\circ\text{C}$. Considerando-se desprezível a capacidade térmica do calorímetro, que o calor específico da solução aquosa é igual a 4,2



J/g °C, que a densidade da água é 1,0 g/mL e que a massa molar do NaOH é 40 g/mol, o calor de solubilização do NaOH na água, em kJ/mol, é, aproximadamente,

- a) 22,2
- b) 44,5
- c) 60,2
- d) 82,6
- e) 120

Comentários

Quando for dito no enunciado que a capacidade térmica do calorímetro é desprezível, devemos considerar que nenhum calor será absorvido por ele. Com isso, temos que todo o calor gerado na dissolução (q_1) será igual ao calor absorvido pela solução aquosa (q_2). Aplicando a fórmula da capacidade calorífica específica, temos (note que a massa total é 102g: 100g de água + 2g de NaOH):

$$q_1 = q_2$$

$$q_1 = m_2 \cdot C_{s2} \cdot \Delta T_2$$

$$q_1 = 102\text{g} \cdot 4,2 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \cdot 5,2^\circ\text{C}$$

$$q_1 = 2227,68 \text{ J} = 2,228 \text{ kJ}$$

Sabendo que esse calor foi gerado pela dissolução de apenas 2g de NaOH e que a massa molar do NaOH é 40 g/mol, podemos estruturar a regra de três abaixo para encontrar o calor gerado da dissolução de 1 mol de NaOH (q_m).

$$\begin{array}{l} 2\text{g de NaOH} \quad \text{_____} \quad 2,228 \text{ kJ} \\ 40\text{g}(=1\text{mol}) \text{ de NaOH} \quad \text{_____} \quad q_m \\ q_m = 44,56 \text{ kJ} \end{array}$$

Portanto, a dissolução de 1 mol de NaOH produzirá 44,56 kJ de calor.

Resposta: letra B

3.2- Entalpia

Grande parte das mudanças termodinâmicas de interesse da química ocorrem à pressão constante. Por exemplo, uma reação que ocorre em um béquer está submetida a uma pressão constante (pressão atmosférica). Nesse sentido, foi definida uma nova **função de estado** chamada **entalpia (H)** que por definição é a energia interna acrescida do produto pressão volume, conforme demonstrado na equação abaixo. Essa função nos permite retirar informações sobre o calor fornecido ou absorvido pelo sistema, bem como sobre a variação de sua energia interna, à pressão constante. Em suma, a entalpia é uma função que simplifica a coleta de informação sobre a energia envolvida em uma reação química e por isso é muito útil no dia a dia dos experimentos químicos.



$$H = U + P \cdot V$$

Se não quisermos conhecer o valor absoluto de entalpia e sim a variação da entalpia (ΔH), então podemos simplificar ainda mais, como segue (**Lembre-se que estamos considerando a pressão constante**):

$$\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$$

$$\Delta H = q + w + P \cdot \Delta V$$

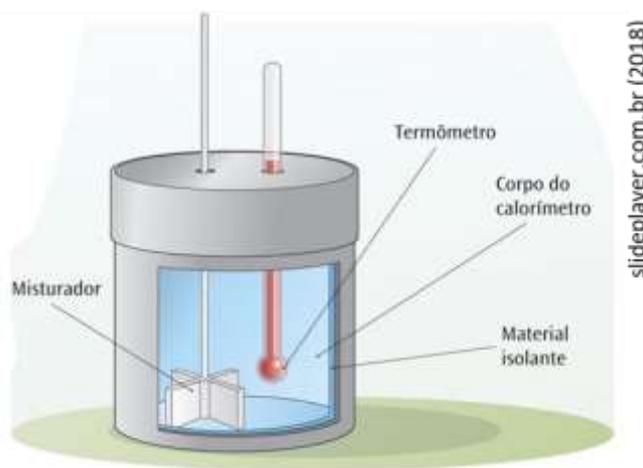
$$\Delta H = q - \cancel{P \cdot \Delta V} + \cancel{P \cdot \Delta V}$$

$$\Delta H = q$$

Ou seja, **contra uma pressão constante, a variação da entalpia é o próprio calor desprendido ou absorvido pela reação**, o qual, conforme vimos no bloco anterior, pode ser calculado pela variação da temperatura (ΔT). ΔT associada a uma reação é facilmente medida por meio da utilização de um **calorímetro** e um termômetro. Abro um parêntese em nossa discussão sobre a entalpia para explicar rapidamente sobre sistemas adiabáticos e o calorímetro.

Sistema adiabático: é um sistema que não troca calor ($q = 0$). Ou seja, está isolado termicamente, por uma fronteira isolante, das vizinhanças. Não confunda! Pois em uma transformação adiabática pode haver variação térmica (ΔT) internamente ao sistema, o que não ocorre é a transferência de energia na forma de calor para vizinhança. Nesse tipo de sistema $\Delta U = w$, já que $q = 0$.

Calorímetro (ilustrado na figura a seguir): é um instrumento laboratorial utilizado em medições de variação de temperatura em transformações (reações) termodinâmicas. Suas paredes são isolantes térmicos e, por isso, reações que ocorrem em seu interior podem ser consideradas um sistema adiabático.



Retomando nossa discussão sobre entalpia, podemos sintetizar que:



Varição de Entalpia (ΔH): é a variação de energia envolvida em uma reação química ou uma transformação física que ocorre a pressão constante. Lembre-se de que qualquer variação (representado por Δ) será a diferença entre o ponto final e o ponto inicial ou de partida (sempre!).

$$\Delta H = H(\text{final}) - H(\text{inicial})$$

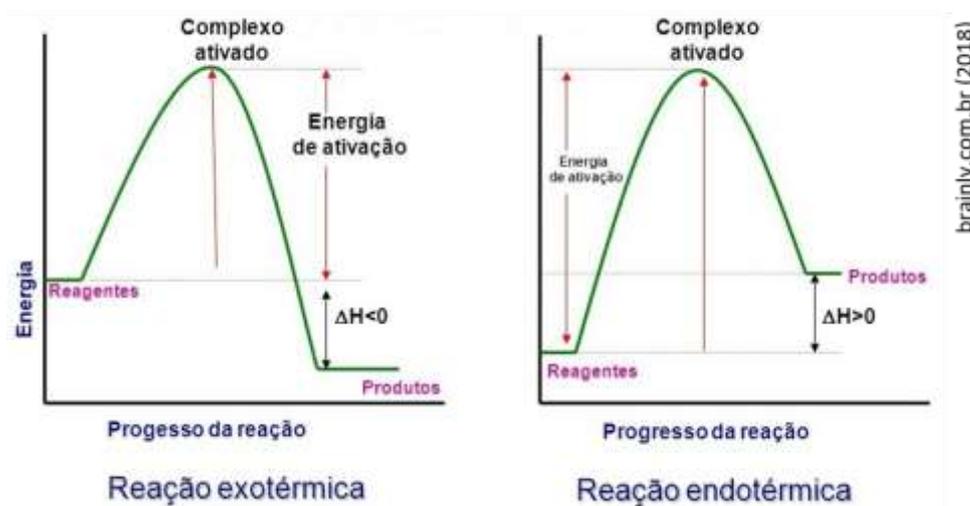
Por isso, para uma reação química, podemos escrever:

$$\Delta H = H(\text{produtos}) - H(\text{reagentes});$$

Varição de entalpia padrão (ΔH°): é a **variação de entalpia** quando os reagentes e produtos se encontram nos seus estados padrão;

Reação exotérmica: aquela em que $\Delta H < 0$. Quando realizamos a combustão da gasolina ou dissolvemos ácido sulfúrico em água, o meio reacional e as vizinhanças esquentam, ou seja, a reação **libera energia** (reação exotérmica) e, portanto, $\Delta H < 0$. Em uma reação exotérmica, **os produtos apresentam menor energia que os reagentes**. Fique atento aos patamares de energia dos reagentes e produtos no gráfico abaixo.

Reação endotérmica: aquela em que $\Delta H > 0$. Existem reações que absorvem energia, resfriando a vizinhança, denominadas reações endotérmicas, que apresentam $\Delta H > 0$. Em uma reação endotérmica, **os produtos apresentam maior energia que os reagentes** (vide gráficos abaixo).



Embora estejam representados na figura os termos complexo ativado (espécie de transição entre reagentes e produtos) e energia de ativação (barreira energética a ser vencida para que a reação aconteça), deixaremos a discussão mais detalhada sobre eles para a nossa aula sobre cinética química.

3.3- Entalpia associada a mudança de fase

Podemos medir também a variação de entalpia em transformações físicas, a exemplo das mudanças de fase. De início, precisamos ter uma ideia qualitativa do que acontece durante a mudança de fase para uma substância pura. Antes, porém, relembre as terminologias das mudanças de fase:



Mudança de estado	Fenômeno termodinâmico
Sólido → líquido	Liquefação
Líquido → sólido	Solidificação
Líquido → gasoso	Vaporização
Gasoso → líquido	Condensação
Sólido → gasoso (sem passar pelo estado líquido)	Sublimação

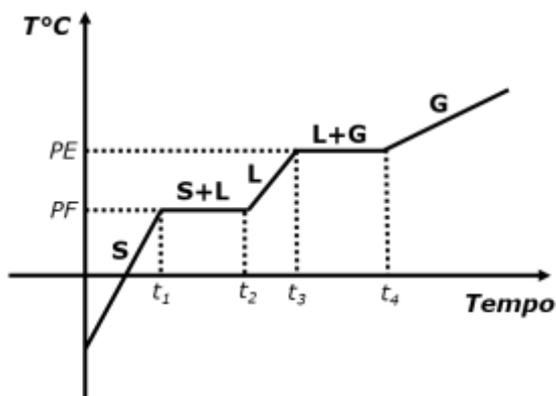
Na tabela abaixo, faça uma abordagem qualitativa do que acontece a nível microscópico durante a curva de aquecimento de uma substância pura, a qual está ilustrada na figura logo a seguir.

Sistema	Interpretação qualitativa do sistema
S	No estado sólido, as moléculas de uma substância pura estão muito próximas umas das outras e possuem pouca liberdade de movimento. À medida que é fornecida energia na forma de calor para o sólido, sua energia interna aumenta, as moléculas, embora ainda muito próximas, começam a se movimentar em torno de um ponto com maior frequência e a temperatura da substância aumenta linearmente com o calor fornecido.
S+L	Quando a substância atinge a temperatura do seu ponto de fusão (PF) , que é igual ao ponto de congelamento, as moléculas já adquiriram toda energia necessária para se afastarem, destruindo o retículo sólido. Durante a liquefação, toda energia fornecida será utilizada para afastar as moléculas e por isso a temperatura será mantida constante.
L	Após todo derretimento (liquefação), caso mantenhamos o fornecimento de energia na forma de calor, as moléculas da substância, agora no estado líquido, passarão a se movimentar mais rapidamente e a temperatura voltará a subir até que seja atingido o ponto de ebulição (PE) , que é igual ao de condensação. Durante o aquecimento do líquido, embora as moléculas apresentem um elevado grau de movimento, elas ainda possuem uma certa atração eletrostática o que as mantém a uma distância média que garante a constituição do líquido.
L+G	No ponto de vaporização, a energia interna do sistema é tão alta que as moléculas possuem energia suficiente para escapar uma das outras, ou seja, vencer a atração entre elas. Nessa mudança de fase, assim como na outra, toda energia é utilizada para a vaporização das moléculas e, por isso, a temperatura é mantida constante.
G	Por fim, após toda vaporização, as moléculas gasosas aumentam sua energia cinética e a temperatura da substância volta a subir à medida que mais energia é fornecida.

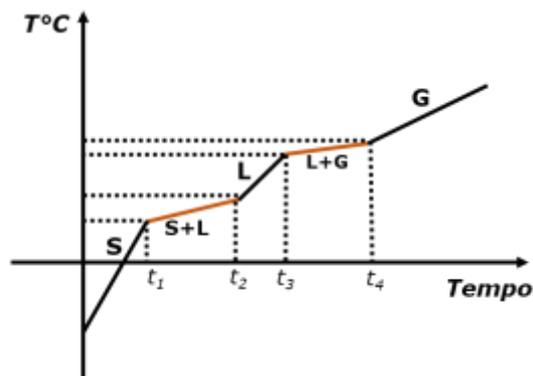
em que S=sólido, L=líquido e G=gasoso.

4 curvas de aquecimento que você deve conhecer

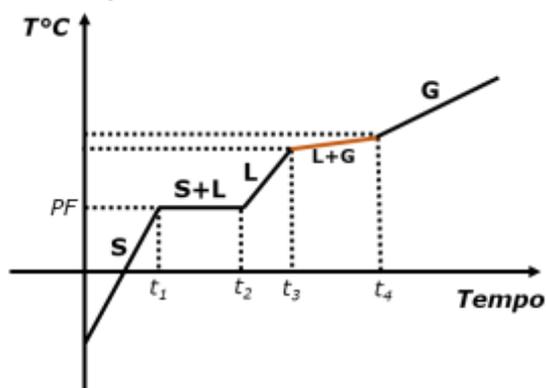




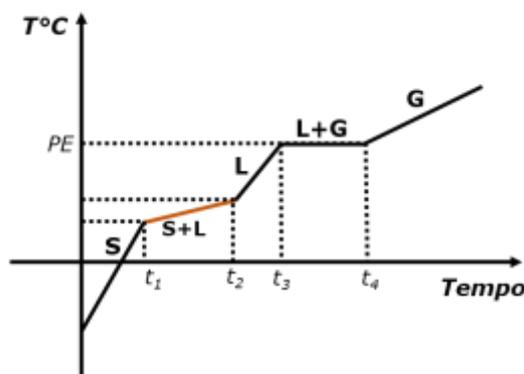
Substância pura. Temperatura constante durante as mudanças de fase com PF e PE definidos.



Mistura. Temperatura variável durante as mudanças de fase sem PF e PE definidos.



Mistura eutética. Um tipo de mistura de substâncias especial, pois se comporta como substância pura no PF, possuindo, portanto, PF definido. Ex: liga metálica de estanho e chumbo (solda); liga metálica entre cobre e estanho (bronze).



Mistura azeotrópica. Um tipo de mistura de substância especial, pois se comporta como substância pura no PE, possuindo, portanto, PE definido. Ex: etanol e água; acetona e metanol.

Quanto mais inclinado for determinada rampa de aquecimento, menor será a capacidade calorífica (C) da substância naquele estado, pois significa que menor a quantidade de calor exigida para a mesma variação de temperatura.

Sendo entalpia uma função de estado, ou seja, independente do caminho, podemos calcular a variação de entalpia da liquefação, por exemplo, subtraindo, da entalpia do líquido, a entalpia do sólido, que obviamente será um valor positivo, pois a energia interna do líquido é maior que a do sólido.

Entalpia de liquefação:

$$\Delta H_{\text{liquefação}} = H_{\text{líquido}} - H_{\text{sólido}}$$

Seguindo o mesmo raciocínio, podemos calcular a entalpia de vaporização ou ebulição e, em seguida, somá-la com a entalpia de liquefação para encontrar a entalpia de sublimação.

Entalpia de ebulição:

$$\Delta H_{\text{ebulição}} = H_{\text{gás}} - H_{\text{líquido}}$$

Entalpia de sublimação:

$$\Delta H_{\text{sublimação}} = \Delta H_{\text{liquefação}} + \Delta H_{\text{ebulição}}$$



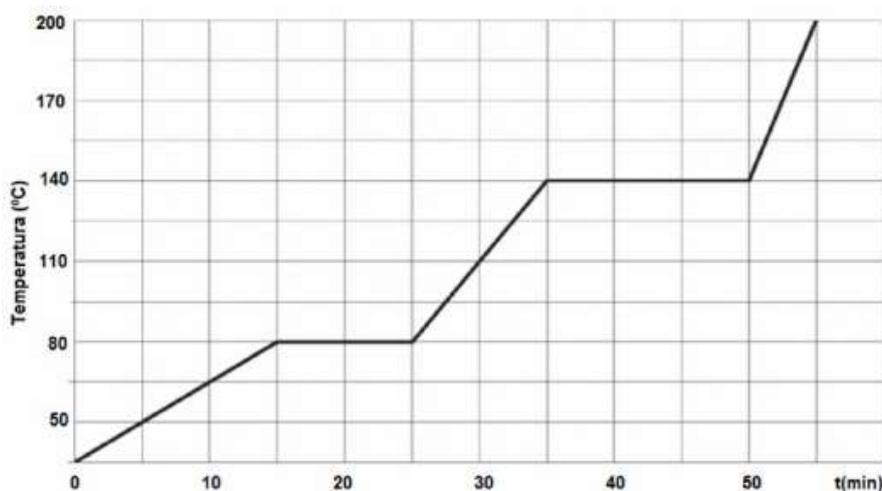
Decorre de a entalpia ser função de estado, o fato de que a entalpia requerida para se fazer o caminho inverso possua o mesmo módulo, mas com sinal oposto do caminho oposto, conforme exemplificado abaixo:

$$\Delta H_{\text{liquefação}} = -\Delta H_{\text{solidificação}}$$



(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP - 2018) Um quarto de quilograma de uma amostra de matéria desconhecida, inicialmente no estado sólido a 35°C, é aquecido à taxa de 150 calorias por minuto, e a variação de temperatura foi acompanhada conforme apresentado no gráfico da figura a seguir:





Assinale a alternativa correta.

- a) As temperaturas de fusão e ebulição são iguais a 140°C e 80°C , respectivamente.
- b) As temperaturas de condensação e solidificação são iguais a 80°C e 140°C .
- c) Trata-se de uma mistura eutética.
- d) Trata-se de uma mistura azeotrópica.
- e) Trata-se de uma substância pura.

Comentários

Conforme estudamos, apenas uma substância pura apresenta curva de aquecimento com temperaturas constantes nas mudanças de fase (letra E). Caso partimos do sólido, passando pelo líquido, até chegarmos no estado gasoso, esses patamares de temperatura constante são conhecidos como ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE), que no gráfico acima, correspondem respectivamente às temperaturas 80°C e 140°C .

Resposta: letra E

(CESUPA - 2018) Uma solução foi preparada misturando-se 100 mL de uma solução aquosa $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ de NaOH com 100 mL de uma solução aquosa $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ de CH_3COOH . No processo de mistura, a temperatura aumentou de 30°C para 32°C . Considerando a densidade da mistura igual a $1,0 \text{ g cm}^{-3}$, o calor liberado no processo é igual a,

Dados: Calor específico da mistura: $c = 0,96 \text{ cal g}^{-1} \text{ grau}^{-1}$

$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

- A) 16,0 kJ
- B) 8,0 kJ
- C) 4,8 kJ
- D) 1,6 kJ

Comentários



A massa teremos que calcular. O volume final da mistura entre as duas soluções é 200 mL. De acordo com o enunciado, a densidade da mistura é 1 g/cm³ o que equivale a 1 g/mL. Sendo assim, 200 mL pesará 200 g. Substituindo os valores na equação temos:

$$q = m \cdot C_s \cdot \Delta T$$
$$q = 200 \times 0,96 \times (32 - 30)$$
$$q = 384 \text{ cal}$$

Note que as alternativas apresentam valores em kJ e, por isso, teremos que transformar de calorias para Joules.

$$1 \text{ cal} \text{ ----- } 4,18 \text{ J}$$

$$384 \text{ cal} \text{ ----- } Y$$

$$Y = 1605,12 \text{ J ou } 1,60 \text{ kJ}$$

Resposta: letra D

3.4- Outras entalpias, mas não menos importantes

Devido as similaridades em seu entendimento e para ser mais objetivo, resolvi agrupar em único tópico a explicação sobre outros tipos de entalpias muito importantes para sua prova: entalpia de reação, entalpia de formação e entalpia de ligação.

Conforme demonstrado anteriormente nos gráficos das reações endotérmica e exotérmica, **o ΔH padrão de reação** pode ser obtido pela diferença entre entalpia dos produtos e a, dos reagentes, conforme demonstrado na equação abaixo. **Em um raciocínio mais geral e sempre aplicável, o ΔH pode ser obtido subtraindo, da entalpia final, a entalpia inicial**, que no caso citado, os produtos seriam o final e os reagentes, a condição inicial. Você pode se deparar com o termo entalpia de combustão, mas saiba que é apenas um tipo de ΔH de reação, já que a combustão é um tipo de reação. O ΔH de combustão é muito útil na análise da quantidade de energia liberada por diferentes combustíveis.

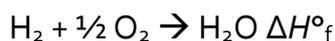
$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = \sum H_{\text{produtos}}^{\circ} - \sum H_{\text{reagentes}}^{\circ}$$

Seguindo um raciocínio semelhante, a **entalpia padrão de reação** também pode ser obtida subtraindo, do produto entre o número de mols dos compostos formados e suas **entalpias de formação**, o produto entre números de mols dos reagentes e respectivas **entalpias de formação** dos reagentes, como segue:

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = \sum n_{\text{produtos}} \cdot H_{\text{formação dos produtos}}^{\circ} - \sum n_{\text{reagentes}} \cdot H_{\text{formação dos reagentes}}^{\circ}$$

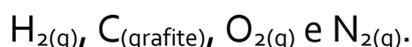
A **entalpia de formação**, por sua vez, corresponde ao calor liberado ou absorvido na reação de formação de 1 mol de uma dada substância, tendo como reagentes as substâncias simples no estado padrão que possuem os elementos químicos necessários para sua formação. Veja abaixo dois exemplos de reações de formação do ácido sulfúrico e da água:





Entalpia de formação de substâncias simples em sua forma mais estável

A entalpia de formação ($\Delta H^\circ_{\text{formação}}$) das substâncias simples (formada por um único elemento), em seu estado padrão e na sua forma alotrópica¹ mais estável, sempre será igual a ZERO. Essa informação será extremamente útil quando se desejar calcular a entalpia de reação a partir das entalpias padrão de formação dos reagentes e produtos. Segue alguns exemplos de substâncias cujo $\Delta H^\circ_{\text{formação}} = 0$:



Cuidado! A regra é válida apenas para a formação de substâncias simples e, portanto, não são aplicáveis, por exemplo, a substâncias como H_2O , N_2O , que são substâncias compostas (formadas por mais de um elemento químico).

A **entalpia de ligação** é a quantidade de energia necessária para “quebrar” (desfazer) uma ligação entre dois átomos. Como a ligação entre dois átomos é sempre um processo exotérmico, ou seja, ocorre uma estabilização da energia (redução da energia) na sua formação, então a quebra de uma ligação exigirá o fornecimento de energia ao sistema (processo endotérmico). Uma reação pode ser vista como um processo em que ligações dos reagentes são quebradas e novas ligações são constituídas para a formação dos produtos. Portanto, **uma outra maneira de calcular o ΔH de reação** de reação é subtraindo o somatório das **entalpias de ligação das ligações dos produtos**, o somatório das **entalpias de ligação das ligações dos reagentes**. Além disso, é necessário fazer o ajuste de sinal, multiplicando por “-1”, pois, ao utilizar as entalpias de ligação dos produtos, estamos considerando que as ligações dos produtos estão sendo quebradas, quando, na verdade, estamos interessados no caminho inverso, o de formação das ligações dos produtos.

$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = -1 \cdot \left(\sum n_{\text{ligações}} \cdot H^\circ_{\text{ligação dos produtos}} - \sum n_{\text{ligações}} \cdot H^\circ_{\text{ligação dos reagentes}} \right)$$

Em alguns exercícios, são fornecidas entalpias molares que precisarão ser multiplicadas pelo número de mols desejado. Por exemplo, se a combustão de 1 mol de um composto A gera 150 kJ de energia ($\Delta H = -150$ kJ), a queima de 2 mols produzirá 300 kJ de energia. A melhor maneira de entendermos efetivamente como essas entalpias são calculadas é resolvendo exercícios. Vamos lá?!

¹ Alotropia é um fenômeno químico em que átomos do mesmo elemento formam substâncias simples diferentes. Por exemplo: o oxigênio pode formar o gás oxigênio (O_2) e o gás ozônio (O_3).





(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP-RN - 2018) Considere que o combustível empregado num veículo leve seja o etanol puro e que a reação de combustão desse combustível, no motor do veículo, seja completa. A tabela a seguir, apresenta informações acerca da energia, em termos de entalpia das ligações químicas.

ligação	ΔH (kJ/mol)	ligação	ΔH (kJ/mol)
C - C	348	C = O	743
C - H	412	C - O	360
O - H	463	O = O	496

Com bases nessas informações, a entalpia de combustão do etanol, em kJ/mol é aproximadamente igual a

- a) +1.315.
- b) +1.031.
- c) -1.000.
- d) -1.031.
- e) -1.315

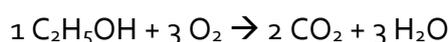
Comentários

Estudamos que uma reação pode ser vista como um processo em que ligações dos reagentes são quebradas e novas ligações são constituídas para a formação dos produtos. Com isso, podemos calcular o ΔH de reação subtraindo, do somatório das **entalpias de ligação dos produtos**, o somatório das **entalpias de ligação dos reagentes**, realizando, nesse caso, um ajuste de sinal, multiplicando por "-1".

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot \left(\sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos produtos}}^{\circ} - \sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos reagentes}}^{\circ} \right)$$

Antes, porém, precisamos identificar as reações que estão sendo "quebradas" e as que estão sendo formadas. Para tanto, o candidato deveria conhecer a fórmula molecular do etanol e saber escrever sua reação de combustão balanceada, como segue (lembre-se de que a combustão completa de substâncias orgânicas contendo C, H e O sempre produzirá CO_2 e H_2O):

Reação de combustão balanceada:



Representação de Lewis para facilitar a identificação das ligações:

² ATKINS, P.; JONES, L. Chemical principles, the quest for insight. 6. ed. New York. P.300 (Adaptado).





Do lado esquerdo, estão sendo quebradas 1 ligação C-C, 1 ligação C-O, 5 ligações C-H, 1 ligação OH e 3 ligações O=O. Do lado dos produtos, estão sendo formadas 4 (2x2) ligações C=O e 6 (3x2) ligações O-H. **DICA:** caso uma ligação esteja presente em ambos lados da reação, você pode anulá-las, caso o número seja igual, ou subtrair o maior número do menor, caso estejam presentes em quantidades diferentes. Neste exemplo, temos 1 ligação OH do lado dos reagentes e 6 ligações O-H do lado dos produtos. Portanto, podemos inserir, no cálculo final da entalpia, apenas 5 ligações O-H do lado dos produtos.

Utilizando as considerações do parágrafo anterior e aplicando, no cálculo da entalpia, os valores tabelados de entalpia de ligação fornecidos no enunciado, temos:

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot \left(\sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos produtos}}^{\circ} - \sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos reagentes}}^{\circ} \right)$$

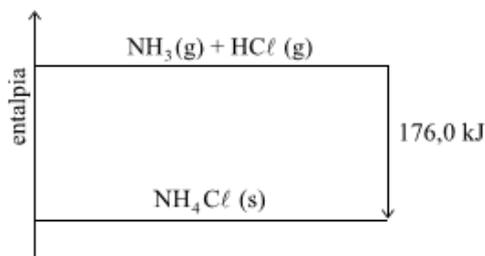
$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot \left(1 \cdot H_{\text{C-C}} + 1 \cdot H_{\text{C-O}} + 5 \cdot H_{\text{C-H}} + 3 \cdot H_{\text{O=O}} - 4 \cdot H_{\text{C=O}} - 5 \cdot H_{\text{O-H}} \right)$$

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot \left(1 \cdot 348 + 1 \cdot 360 + 5 \cdot 412 + 3 \cdot 496 - 4 \cdot 743 - 5 \cdot 463 \right)$$

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1031 \text{ kJ/mol}$$

Resposta: letra D

(VUNESP - Perito Criminal - PC-SP - 2014) Considere o seguinte diagrama de entalpia:



Esse diagrama representa uma reação

- endotérmica, cujo $\Delta H = -176,0 \text{ kJ/mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.
- isotérmica, cujo $\Delta H = +176,0 \text{ kJ/mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.
- exotérmica, cujo $\Delta H = -176,0 \text{ kJ/mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.
- exotérmica, cujo $\Delta H = +176,0 \text{ kJ/mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.
- endotérmica, cujo $\Delta H = +176,0 \text{ kJ/mol}$ de $\text{NH}_3(\text{g})$.

Comentários

Devemos identificar inicialmente que os produtos estão num patamar superior de entalpia (H), pois a seta de cima para baixo indica o sentido da reação (reagentes \rightarrow produtos). Estudamos que $\Delta H = H_{(\text{produtos})} - H_{(\text{reagentes})}$.



Que neste caso terá valor negativo ($\Delta H < 0$). Portanto, a reação ilustrada no diagrama acima irá transferir energia para a vizinhança, na forma de calor, e, por isso, é exotérmica.

Resposta: letra C

(FGV - Eng. Químico - CAERN - 2010) Considere a reação química:



Dados os seguintes valores de entalpias padrão de formação

$\text{NH}_3(\text{g})$: $\Delta H^\circ_{\text{f},298} = -46110 \text{ J/mol}$;

$\text{NO}_2(\text{g})$: $\Delta H^\circ_{\text{f},298} = 33180 \text{ J/mol}$;

$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$: $\Delta H^\circ_{\text{f},298} = -241818 \text{ J/mol}$;

Assinale a alternativa que apresenta o valor da entalpia padrão da reação a 298k.

- a) -2913036 J
- b) -2732016 J
- c) -2333856 J
- d) -3071616 J
- e) -2833497 J

Comentários

Conforme estudamos, uma maneira de se calcular a entalpia de reação é aplicar as entalpias de formação ($\Delta H^\circ_{\text{f}}$) dos produtos e reagentes na equação abaixo (lembre-se de multiplicar o valor das entalpias pelos respectivos coeficientes estequiométricos):

$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = \sum n_{\text{produtos}} \cdot H^\circ_{\text{formação dos produtos}} - \sum n_{\text{reagentes}} \cdot H^\circ_{\text{formação dos reagentes}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = (7 \cdot 0 + 12 \cdot (-241818)) - (6 \cdot 33180 - 8 \cdot (-46110))$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reação}} = -2732016 \text{ J}$$

Obs.: a entalpia de formação do N_2 é ZERO, por se tratar de uma substância simples em sua forma alotrópica mais estável.

Resposta: letra B

4 Considerações finais

Como havia adiantado, essa aula demonstrativa corresponde a apenas uma parte da aula 01 completa em razão do nosso curso ser mais enxuto, em quantidade de aulas, quando comparado com os cursos que contemplam as várias áreas da química. No entanto, lembro que nossas aulas completas apresentam a seguinte estrutura:

- a) Teoria completa intercalada com a resolução comentada de exercícios;



- b) Lista de exercícios comentados ao final da teoria (**entre 30 e 40 questões por aula**);
- c) Sequência de enunciados de todos os exercícios da aula;
- d) Gabarito;
- e) A maioria das aulas contam com recursos extras: tabelas resumo, resumo da aula e/ou mapas mentais.

Em caso de dúvida sobre a estrutura de nossas aulas completas, você pode conferi-la baixando Aulas 00 de outros cursos meus mais extensos, de QUÍMICA, aqui no site do **Estratégia Concursos**. Apresento na sequência algumas questões comentadas sobre o tópico que introduzimos hoje.





QUESTÕES COMENTADAS

(CONSULPLAN - Químico - MAPA - 2014) "Se dois corpos estiverem em equilíbrio térmico com um terceiro, estarão em equilíbrio térmico entre si." Tal afirmativa está contida na

- a) Lei Zero da Termodinâmica.
- b) Terceira Lei da Termodinâmica.
- c) Primeira Lei da Termodinâmica.
- d) Segunda Lei da Termodinâmica.

Comentários

Estudamos que a **Lei zero da termodinâmica** diz que se A está em equilíbrio térmico com B ($T_A=T_B$) e se C está em equilíbrio térmico com B ($T_C=T_B$), então A e C também estarão em equilíbrio térmico entre si ($T_A=T_C=T_B$).

Resposta: letra A

(CESGRANRIO - Téc. de Laboratório Jr. – PETROQUÍMICA SUAPE - 2011) Em um experimento realizado em um calorímetro, à pressão atmosférica constante, a dissolução total de 2,00 g de hidróxido de sódio em 100,0 mL de água provocou um aumento de temperatura igual a 5,2 °C. Considerando-se desprezível a capacidade térmica do calorímetro, que o calor específico da solução aquosa é igual a 4,2 J/g °C, que a densidade da água é 1,0 g/mL e que a massa molar do NaOH é 40 g/mol, o calor de solubilização do NaOH na água, em kJ/mol, é, aproximadamente,

- a) 22,2
- b) 44,5
- c) 60,2
- d) 82,6
- e) 120



Comentários

Quando for dito no enunciado que a capacidade térmica do calorímetro é desprezível, devemos considerar que nenhum calor será absorvido por ele. Com isso, temos que todo o calor gerado na dissolução (q_1) será igual ao calor absorvido pela solução aquosa (q_2). Aplicando a fórmula da capacidade calorífica específica, temos (note que a massa total é 102g: 100g de água + 2g de NaOH):

$$q_1 = q_2$$

$$q_1 = m_2 \cdot C_{s2} \cdot \Delta T_2$$

$$q_1 = 102\text{g} \cdot 4,2 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \cdot 5,2^\circ\text{C}$$

$$q_1 = 2227,68 \text{ J} = 2,228 \text{ kJ}$$

Sabendo que esse calor foi gerado pela dissolução de apenas 2g de NaOH e que a massa molar do NaOH é 40 g/mol, podemos estruturar a regra de três abaixo para encontrar o calor gerado da dissolução de 1 mol de NaOH (q_m).

$$2\text{g de NaOH} \text{ _____ } 2,228 \text{ kJ}$$

$$40\text{g}(=1\text{mol}) \text{ de NaOH} \text{ _____ } q_m$$

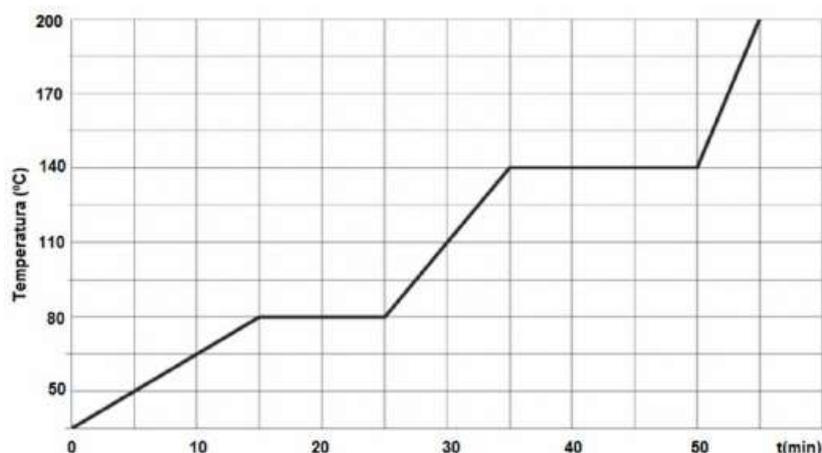
$$q_m = 44,56 \text{ kJ}$$

Portanto, a dissolução de 1 mol de NaOH produzirá 44,56 kJ de calor.

Resposta: letra B

(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP - 2018) Um quarto de quilograma de uma amostra de matéria desconhecida, inicialmente no estado sólido a 35°C, é aquecido à taxa de 150 calorias por minuto, e a variação de temperatura foi acompanhada conforme apresentado no gráfico da figura a seguir:





Assinale a alternativa correta.

- a) As temperaturas de fusão e ebulição são iguais a 140°C e 80°C , respectivamente.
- b) As temperaturas de condensação e solidificação são iguais a 80°C e 140°C .
- c) Trata-se de uma mistura eutética.
- d) Trata-se de uma mistura azeotrópica.
- e) Trata-se de uma substância pura.

Comentários

Conforme estudamos, apenas uma substância pura apresenta curva de aquecimento com temperaturas constantes nas mudanças de fase (letra E). Caso partimos do sólido, passando pelo líquido, até chegarmos no estado gasoso, esses patamares de temperatura constante são conhecidos como ponto de fusão (PF) e ponto de ebulição (PE), que no gráfico acima, correspondem respectivamente às temperaturas 80°C e 140°C .

Resposta: letra E

(CESMAC - 2016) Se considerarmos que as reações de combustão são sempre exotérmicas, podemos dizer que:

- A) as reações exotérmicas são sempre espontâneas se a entropia de reação for positiva.
- B) se a entropia de reação for negativa, uma reação de combustão não pode ser espontânea.
- C) a energia de Gibbs de uma combustão é sempre negativa.
- D) a energia de Gibbs de uma combustão aumenta sempre com o aumento da temperatura.
- E) em pressão constante, não podem ocorrer reações com liberação de calor.



Comentários

Letra A: correta. Da análise da fórmula da energia livre de Gibbs, concluímos que reações exotérmicas são sempre espontâneas se a entropia de reação for positiva. Isso porque, se $\Delta H < 0$ e $T \cdot \Delta S > 0$, então ΔG (obtido pela equação $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$) será obrigatoriamente negativo ($\Delta G < 0$), o que define uma reação como sendo espontânea.

Letra B: incorreta. Se a entropia for negativa e $\Delta H < 0$ (exotérmica), a reação será espontânea ($|T \cdot \Delta S| < |\Delta H|$ e $\Delta G < 0$).

Letra C: incorreta. Se $\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$, então o ΔG dependerá da temperatura. Se a temperatura for baixa, o ΔG provavelmente será negativo e o processo será espontâneo. Se a temperatura for alta, ΔG provavelmente será positivo e o processo não será espontâneo.

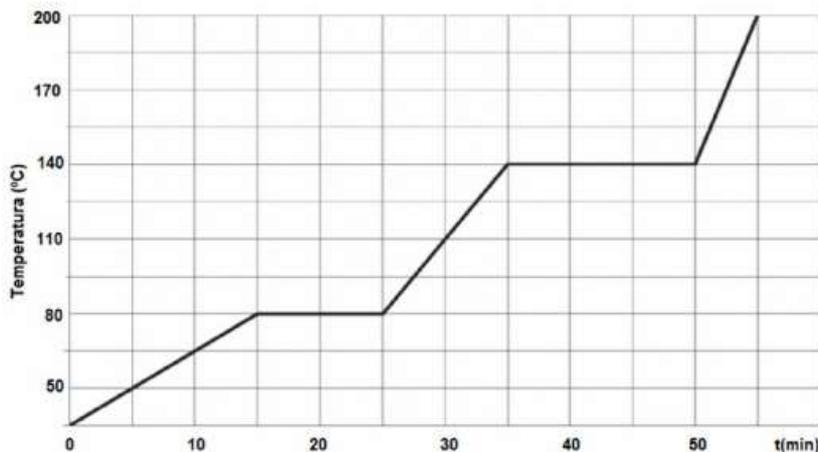
Letra D: incorreta. Com o aumento da temperatura, aumenta o valor numérico da segunda parte da equação de Gibbs ($\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$), logo o seu valor diminuirá.

Letra E: incorreta. Em pressão constante, podem ocorrer tanto reações endotérmicas quanto exotérmicas.

Resposta: letra A

(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP - 2018)

Um quarto de quilograma de uma amostra de matéria desconhecida, inicialmente no estado sólido a 35°C , é aquecido à taxa de 150 calorias por minuto, e a variação de temperatura foi acompanhada conforme apresentado no gráfico da figura a seguir:



Qual é, em $\text{cal}/(\text{g} \cdot \text{K})$, a capacidade calorífica do material no estado sólido?

- a) 0,11
- b) 0,20
- c) 0,30



d) 0,41

e) 0,60

Comentários

A questão apresenta um erro conceitual, embora seja perguntado qual a capacidade calorífica (C) do material, o examinador está interessado no valor da capacidade calorífica específica (C_s), o que pode ser percebido pela presença de grama (g) na unidade apresentada "cal/(g·K)". Além disso, o candidato deve ter atenção à escala do gráfico, pois no eixo da Temperatura, o gráfico não se inicia no ponto ZERO, mas sim em 35°C, conforme explicado no texto que antecede o exercício.

Uma vez atento aos detalhes destacados acima, a resolução do exercício é relativamente simples, pois basta extrairmos as informações de calor (q) e variação de temperatura (ΔT) do gráfico e do enunciado e aplicarmos esses valores na equação da C_s , conforme demonstrado abaixo:

$$q = 150 \text{ cal} \cdot \text{min}^{-1} \cdot 15 \text{ min} = 2250 \text{ cal}$$

$$\Delta T = 80 - 35 = 45^\circ\text{C} = 45\text{K} \text{ (Lembre-se de que } \Delta T \text{ na escala celsius corresponde ao mesmo valor na escala Kelvin)}$$

$$m = 250 \text{ g} \text{ (=1/4 de um quilograma)}$$

Aplicando os dados acima na equação de C_s , temos:

$$C_s = \frac{q}{m \cdot \Delta T} \rightarrow C_s = \frac{2250 \text{ cal}}{250 \text{ g} \cdot 45^\circ\text{C}} = 0,20 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

Resposta: letra B

(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP-RN - 2018) Considere que o combustível empregado num veículo leve seja o etanol puro e que a reação de combustão desse combustível, no motor do veículo, seja completa. A tabela a seguir, apresenta informações acerca da energia, em termos de entalpia das ligações químicas.

ligação	ΔH (kJ/mol)	ligação	ΔH (kJ/mol)
C - C	348	C = O	743
C - H	412	C - O	360
O - H	463	O = O	496

Com bases nessas informações, a entalpia de combustão do etanol, em kJ/mol é aproximadamente igual a

³ ATKINS, P.; JONES, L. Chemical principles, the quest for insight. 6. ed. New York. P.300 (Adaptado).



- a) +1.315.
- b) +1.031.
- c) -1.000.
- d) -1.031.
- e) -1.315

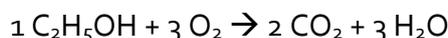
Comentários

Estudamos que uma reação pode ser vista como um processo em que ligações dos reagentes são quebradas e novas ligações são constituídas para a formação dos produtos. Com isso, podemos calcular o ΔH de reação subtraindo, do somatório das **entalpias de ligação dos produtos**, o somatório das **entalpias de ligação dos reagentes**, realizando, nesse caso, um ajuste de sinal, multiplicando por "-1".

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot \left(\sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos produtos}}^{\circ} - \sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos reagentes}}^{\circ} \right)$$

Antes, porém, precisamos identificar as reações que estão sendo "quebradas" e as que estão sendo formadas. Para tanto, o candidato deveria conhecer a fórmula molecular do etanol e saber escrever sua reação de combustão balanceada, como segue (lembre-se de que a combustão completa de substâncias orgânicas contendo C, H e O sempre produzirá CO_2 e H_2O):

Reação de combustão balanceada:



Representação de Lewis para facilitar a identificação das ligações:



Do lado esquerdo, estão sendo quebradas 1 ligação C-C, 1 ligação C-O, 5 ligações C-H, 1 ligação OH e 3 ligações O=O. Do lado dos produtos, estão sendo formadas 4 (2x2) ligações C=O e 6 (3x2) ligações O-H. **DICA:** caso uma ligação esteja presente em ambos lados da reação, você pode anulá-las, caso o número seja igual, ou subtrair o maior número do menor, caso estejam presentes em quantidades diferentes. Neste exemplo, temos 1 ligação OH do lado dos reagentes e 6 ligações O-H do lado dos produtos. Portanto, podemos inserir, no cálculo final da entalpia, apenas 5 ligações O-H do lado dos produtos.

Utilizando as considerações do parágrafo anterior e aplicando, no cálculo da entalpia, os valores tabelados de entalpia de ligação fornecidos no enunciado, temos:

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot \left(\sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos produtos}}^{\circ} - \sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos reagentes}}^{\circ} \right)$$



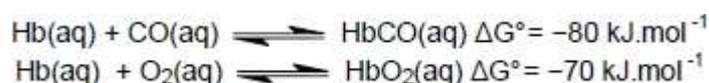
$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot (1 \cdot H_{\text{C-C}} + 1 \cdot H_{\text{C-O}} + 5 \cdot H_{\text{C-H}} + 3 \cdot H_{\text{O=O}} - 4 \cdot H_{\text{C=O}} - 5 \cdot H_{\text{O-H}})$$

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot (1 \cdot 348 + 1 \cdot 360 + 5 \cdot 412 + 3 \cdot 496 - 4 \cdot 743 - 5 \cdot 463)$$

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1031 \text{ kJ/mol}$$

Resposta: letra D

(CESMAC - 2017) O monóxido de carbono (CO) é um gás tóxico para o ser humano podendo levar à asfixia e à morte. Isso está associado à sua forte interação com a hemoglobina (Hb), impossibilitando o transporte de oxigênio (O₂) e de gás carbônico (CO₂) envolvidos no processo da respiração.



De acordo com as equações químicas acima, qual é a variação de energia livre para a reação de substituição do CO ligado à hemoglobina (HbCO) pelo O₂?

- A) -150 kJ.mol⁻¹.
- B) -10 kJ.mol⁻¹.
- C) +150 kJ.mol⁻¹.
- D) +10 kJ.mol⁻¹.
- E) 0 kJ.mol⁻¹.

Comentários

A variação de energia livre de Gibbs para a reação de substituição será a diferença entre a energia livre de Gibbs final e a inicial, portanto teremos:

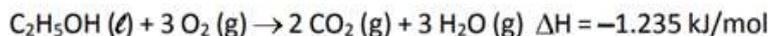
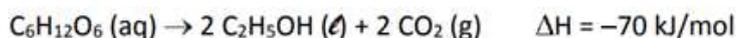
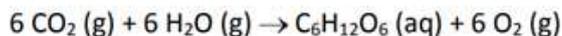
$$\Delta G = \Delta G_f - \Delta G_i$$

$$\Delta G = -70 - (-80) = +10 \text{ kJ/mol}$$

Resposta: letra D

(FUVEST - 2018) A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:



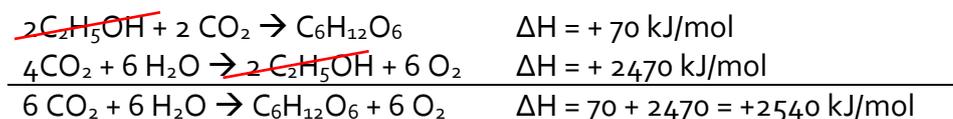


Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é

- A) -1.305 kJ/mol.
- B) +1.305 kJ/mol.
- C) +2.400 kJ/mol.
- D) -2.540 kJ/mol.
- E) +2.540 kJ/mol.

Comentários

Usaremos a lei de Hess. O nosso objetivo é chegar na primeira equação, para isso, somaremos a segunda e a terceira equação. Além disso, será necessário inverter a ordem das duas reações (não se esqueça que, ao inverter a reação, o ΔH muda de sinal) e multiplicar a segunda equação por 2. Seguindo esses passos, temos:



Resposta: letra E

(CEPERJ - 2015). As Leis da Termodinâmica explicam as variações de energia e a tendência de ocorrência dos processos de modo espontâneo, sendo essenciais para a compreensão da Química. Considerando, por exemplo, um processo que é exotérmico, em relação à espontaneidade, à variação de entropia (ΔS) e à temperatura, pode-se afirmar que:

- A) será espontâneo a qualquer temperatura, se ΔS for negativo
- B) será espontâneo a qualquer temperatura, se ΔS for positivo
- C) nunca será espontâneo, se ΔS for negativo
- D) nunca será espontâneo, se ΔS for positivo
- E) será espontâneo, independente de ΔS e da temperatura

Comentários



A liberação de energia (reação exotérmica), $\Delta H < 0$, favorece a espontaneidade da reação, uma vez que a níveis mais baixos de energia, os produtos apresentam maior estabilidade que os reagentes. Por outro lado, a espontaneidade das reações é favorecida quando há um aumento da entropia ($\Delta S > 0$). Portanto, considerando que a reação é exotérmica, basta que ΔS seja positivo para que a reação seja espontânea, independente da temperatura.

A energia livre de Gibbs é uma função de estado que foi criada para analisar a espontaneidade dos processos, considerando, em uma só equação, os efeitos ΔH e ΔS . Por isso, outra maneira de julgar os itens dessa questão é por meio da análise da fórmula de Gibbs (G) abaixo.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Da análise da equação acima, temos que

Variação de entalpia	Variação de entropia	Espontâneo?
Exotérmico, $\Delta H < 0$	$\Delta S > 0$	Sim, $\Delta G < 0$
Exotérmico, $\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	Sim, se $ T \cdot \Delta S < \Delta H $, $\Delta G < 0$
Endotérmico, $\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	Sim, se $T \cdot \Delta S > \Delta H$, $\Delta G < 0$
Endotérmico, $\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$	Não

Resposta: letra B

(IBFC - 2015). A entropia é uma medida termodinâmica que mede o grau de desordem em um sistema: quanto mais ordenado o sistema, menor a entropia, e vice-versa. Assinale a alternativa incorreta acerca da entropia de um sistema.

- a) Transformações físico-químicas que aumentem a entropia do sistema tendem a ocorrer espontaneamente.
- b) Uma substância na forma gasosa tem maior entropia do que a mesma substância nas formas sólida ou líquida.
- c) Em um sistema fechado, não há como ocorrer variação da entropia.
- d) Em sistema fechado, a variação de entropia respeitará a lei da conservação de energia.

Comentários

Letra A: correta. Caso $\Delta S > 0$, o processo será espontâneo.

Letra B: correta. As moléculas no estado gasoso apresentam desorganização consideravelmente maior do que quando no estado líquido ou sólido. Vale lembrar que a entropia é uma função de estado que expressa o grau de desorganização.

Letra C: incorreta. Um dos enunciados da 2ª lei da termodinâmica diz que "a quantidade de entropia de qualquer sistema isolado termodinamicamente tende a incrementar-se com o tempo, até alcançar um valor máximo".



Letra D: correta. Um sistema fechado pode trocar energia com a vizinhança na forma de calor, respeitando a 1ª lei da termodinâmica (princípio da conservação de energia, $\Delta U = q + W$). Além disso, sabemos que $\Delta S = q/T$. Portanto, em um sistema isolado, a variação de entropia guarda relação indireta com 1ª lei da termodinâmica que é o princípio da conservação de energia.

Resposta: letra C

LISTA DE QUESTÕES DA AULA

1. (CONSULPLAN - Químico - MAPA - 2014) "Se dois corpos estiverem em equilíbrio térmico com um terceiro, estarão em equilíbrio térmico entre si." Tal afirmativa está contida na

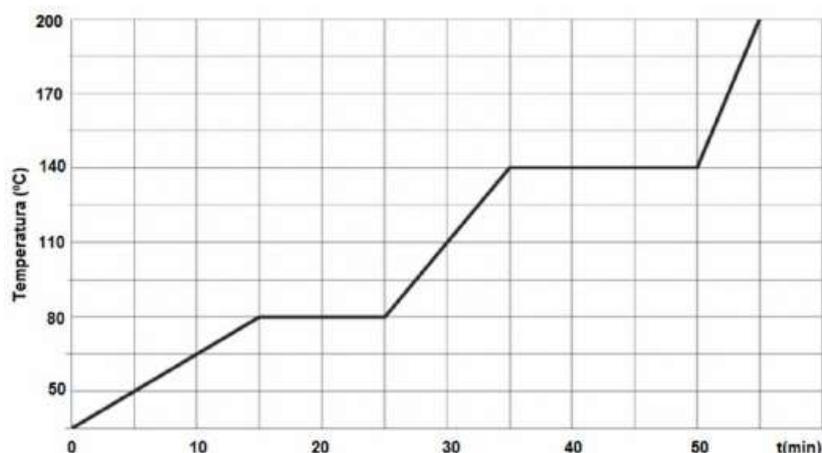
- a) Lei Zero da Termodinâmica.
- b) Terceira Lei da Termodinâmica.
- c) Primeira Lei da Termodinâmica.
- d) Segunda Lei da Termodinâmica.

(CESGRANRIO - Téc. de Laboratório Jr. – PETROQUÍMICA SUAPE - 2011) Em um experimento realizado em um calorímetro, à pressão atmosférica constante, a dissolução total de 2,00 g de hidróxido de sódio em 100,0 mL de água provocou um aumento de temperatura igual a 5,2 °C. Considerando-se desprezível a capacidade térmica do calorímetro, que o calor específico da solução aquosa é igual a 4,2 J/g °C, que a densidade da água é 1,0 g/mL e que a massa molar do NaOH é 40 g/mol, o calor de solubilização do NaOH na água, em kJ/mol, é, aproximadamente,

- a) 22,2
- b) 44,5
- c) 60,2
- d) 82,6
- e) 120

(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP - 2018) Um quarto de quilograma de uma amostra de matéria desconhecida, inicialmente no estado sólido a 35°C, é aquecido à taxa de 150 calorias por minuto, e a variação de temperatura foi acompanhada conforme apresentado no gráfico da figura a seguir:





Assinale a alternativa correta.

- a) As temperaturas de fusão e ebulição são iguais a 140°C e 80°C , respectivamente.
- b) As temperaturas de condensação e solidificação são iguais a 80°C e 140°C .
- c) Trata-se de uma mistura eutética.
- d) Trata-se de uma mistura azeotrópica.
- e) Trata-se de uma substância pura.

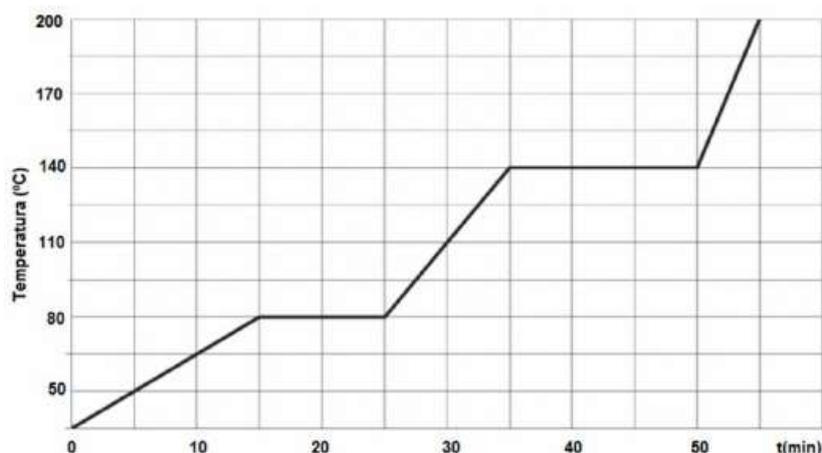
(CESMAC - 2016) Se considerarmos que as reações de combustão são sempre exotérmicas, podemos dizer que:

- A) as reações exotérmicas são sempre espontâneas se a entropia de reação for positiva.
- B) se a entropia de reação for negativa, uma reação de combustão não pode ser espontânea.
- C) a energia de Gibbs de uma combustão é sempre negativa.
- D) a energia de Gibbs de uma combustão aumenta sempre com o aumento da temperatura.
- E) em pressão constante, não podem ocorrer reações com liberação de calor.

(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP - 2018)

Um quarto de quilograma de uma amostra de matéria desconhecida, inicialmente no estado sólido a 35°C , é aquecido à taxa de 150 calorias por minuto, e a variação de temperatura foi acompanhada conforme apresentado no gráfico da figura a seguir:





Qual é, em cal/(g·K), a capacidade calorífica do material no estado sólido?

- a) 0,11
- b) 0,20
- c) 0,30
- d) 0,41
- e) 0,60

(AOCP - Perito Criminal/Químico - ITEP-RN - 2018) Considere que o combustível empregado num veículo leve seja o etanol puro e que a reação de combustão desse combustível, no motor do veículo, seja completa. A tabela a seguir, apresenta informações acerca da energia, em termos de entalpia das ligações químicas.

ligação	ΔH (kJ/mol)	ligação	ΔH (kJ/mol)
C - C	348	C = O	743
C - H	412	C - O	360
O - H	463	O = O	496

4

Com bases nessas informações, a entalpia de combustão do etanol, em kJ/mol é aproximadamente igual a

- a) +1.315.
- b) +1.031.
- c) -1.000.

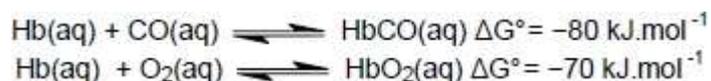
⁴ ATKINS, P.; JONES, L. Chemical principles, the quest for insight. 6. ed. New York. P.300 (Adaptado).



d) -1.031.

e) -1.315

(CESMAC - 2017) O monóxido de carbono (CO) é um gás tóxico para o ser humano podendo levar à asfixia e à morte. Isso está associado à sua forte interação com a hemoglobina (Hb), impossibilitando o transporte de oxigênio (O₂) e de gás carbônico (CO₂) envolvidos no processo da respiração.



De acordo com as equações químicas acima, qual é a variação de energia livre para a reação de substituição do CO ligado à hemoglobina (HbCO) pelo O₂?

A) -150 kJ.mol⁻¹.

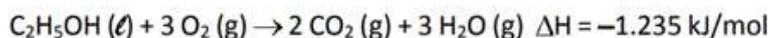
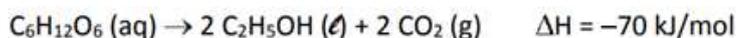
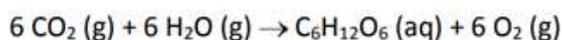
B) -10 kJ.mol⁻¹.

C) +150 kJ.mol⁻¹.

D) +10 kJ.mol⁻¹.

E) 0 kJ.mol⁻¹.

(FUVEST - 2018) A energia liberada na combustão do etanol de cana-de-açúcar pode ser considerada advinda da energia solar, uma vez que a primeira etapa para a produção do etanol é a fotossíntese. As transformações envolvidas na produção e no uso do etanol combustível são representadas pelas seguintes equações químicas:



Com base nessas informações, podemos afirmar que o valor de ΔH para a reação de fotossíntese é

A) -1.305 kJ/mol.

B) +1.305 kJ/mol.

C) +2.400 kJ/mol.

D) -2.540 kJ/mol.

E) +2.540 kJ/mol.



(CEPERJ - 2015). As Leis da Termodinâmica explicam as variações de energia e a tendência de ocorrência dos processos de modo espontâneo, sendo essenciais para a compreensão da Química. Considerando, por exemplo, um processo que é exotérmico, em relação à espontaneidade, à variação de entropia (ΔS) e à temperatura, pode-se afirmar que:

- A) será espontâneo a qualquer temperatura, se ΔS for negativo
- B) será espontâneo a qualquer temperatura, se ΔS for positivo
- C) nunca será espontâneo, se ΔS for negativo
- D) nunca será espontâneo, se ΔS for positivo
- E) será espontâneo, independente de ΔS e da temperatura

(IBFC - 2015). A entropia é uma medida termodinâmica que mede o grau de desordem em um sistema: quanto mais ordenado o sistema, menor a entropia, e vice-versa. Assinale a alternativa incorreta acerca da entropia de um sistema.

- a) Transformações físico-químicas que aumentem a entropia do sistema tendem a ocorrer espontaneamente.
- b) Uma substância na forma gasosa tem maior entropia do que a mesma substância nas formas sólida ou líquida.
- c) Em um sistema fechado, não há como ocorrer variação da entropia.
- d) Em sistema fechado, a variação de entropia respeitará a lei da conservação de energia.



GABARITO

GABARITO



1	A
2	B
3	E
4	A
5	B
6	D
7	D
8	E
9	B
10	C



PRINCIPAIS PONTOS DA AULA

Conceitos iniciais da termodinâmica

Sistema: é a parte do mundo em que estamos interessados. Pode ser, por exemplo, o bécquer em que ocorre uma reação ou um cilindro em que está contido um gás comprimido. Os sistemas são classificados em aberto, fechado e isolado.



Vizinhança: é tudo que não é o sistema, ou seja, o resto do mundo. É da vizinhança que podemos fazer observações sobre a transferência de energia.

Sistema aberto: aquele que pode trocar (doar ou receber) energia e matéria com a vizinhança.

Sistema fechado: aquele que pode trocar apenas energia com a vizinhança, pois sua massa é constante.

Sistema isolado: aquele que não pode trocar energia e matéria. No tubo da direita do desenho acima, há paredes isolantes térmicas que impedem a troca de energia.

Trabalho: é a ação contra uma força.

$$\text{Trabalho} = \text{força} \cdot \text{distância}$$

Energia interna: é a quantidade total de trabalho que um sistema pode realizar. Podemos calcular a variação da energia interna por meio do trabalho por ele realizado (w).

$$\Delta U = w$$

Da equação acima, podemos definir **trabalho** como sendo a variação da energia interna de um sistema durante a movimentação de um peso por uma certa distância.

Temperatura é uma grandeza física que mede o grau médio de agitação das partículas de um corpo. Sua mensuração é feita a partir do termômetro.

Calor é a energia térmica em trânsito de um corpo para o outro (ou de um corpo para sua vizinhança), decorrente da diferença de temperatura entre esses. Podemos entender também que o calor é um fluxo de energia térmica, que sai do corpo com maior temperatura (maior energia) para o menos quente (menor energia), conforme ilustrado abaixo. Esse fluxo de energia ocorre até que ambos os corpos passem a apresentar a mesma temperatura.



Variáveis de estado ou funções de estado: recebem esse nome porque não dependem do caminho que o sistema percorreu, apenas do seu estado atual.

Funções de estado: energia interna (U), entropia (S), entalpia (H), pressão (P), temperatura (T), massa (m), quantidade de matéria (n) e volume (V).

Não são funções de estado: calor (q) e trabalho (w).

1ª lei da termodinâmica

Também conhecida como o princípio da conservação da energia

Enunciado: a variação da energia interna de um sistema é a soma entre o calor recebido ou transferido por ele e o trabalho realizado ou sofrido pelo mesmo.

Equação:

$$\Delta U = q + w$$

Da fórmula acima, temos que a energia interna de um sistema isolado será constante.

Convenção: vamos adotar $q > 0$ (positivo), quando o sistema for aquecido (energia recebida pelo sistema) e $q < 0$ (negativo) quando o sistema for resfriado (energia perdida pelo sistema para as vizinhanças). Além disso, vamos adotar $w > 0$ (positivo), quando for realizado trabalho sobre o sistema, a exemplo de uma compressão (redução do seu volume), e $w < 0$ (negativo) quando o sistema realizar trabalho sobre a vizinhança, por exemplo, uma expansão.

Medindo o calor

Capacidade calorífica (C) é a relação entre calor (q) e a variação de temperatura (ΔT), como segue:

$$C = \frac{q}{\Delta T}$$

Utilizando a equação da 1ª lei da termodinâmica, podemos reescrever a equação de C , como segue:

$$C = \frac{\Delta U - w}{\Delta T}$$

Capacidade calorífica específica (C_s):

$$C_s = \frac{C}{m}$$



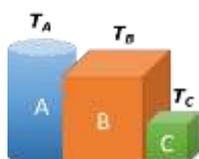
$$C_s = \frac{q}{m \cdot \Delta T} \rightarrow q = m \cdot C_s \cdot \Delta T$$

Obs.: mnemônico da última fórmula "QueMaCete".

Capacidade calorífica molar (C_m):

$$C_m = \frac{C}{n}$$

$$C_m = \frac{q}{n \cdot \Delta T} \rightarrow q = n \cdot C_m \cdot \Delta T$$



Lei zero da termodinâmica: se A está em equilíbrio térmico com B ($T_A=T_B$) e se C está em equilíbrio térmico com B ($T_C=T_B$), então A e C também estarão em equilíbrio térmico entre si ($T_A=T_C=T_B$)

O calor perdido por um objeto é igual ao recebido pelo outro.

$$q_1 = q_2$$

$$m_1 \cdot C_{s1} \cdot \Delta T_1 = m_2 \cdot C_{s2} \cdot \Delta T_2$$

Relembre abaixo as fórmulas para conversão de temperaturas entre as escalas **Celsius** (T_C), **Fahrenheit** (T_F) e **Kelvin** (T_K).

Kelvin e Celsius	Celsius e Fahrenheit
$T_K = T_C + 273$	$\frac{T_C}{5} = \frac{T_F - 32}{9}$

Entalpia

Entalpia (H) é a energia interna acrescida do produto pressão volume, conforme demonstrado na equação abaixo.

$$H = U + P \cdot V$$

A pressão constante, temos:



$$\Delta H = q$$

Varição de Entalpia (ΔH): é a variação de energia envolvida em uma reação que ocorre a pressão constante. Lembre-se de que qualquer variação (representado por Δ) será a diferença entre o ponto final e o ponto inicial ou de partida. Por isso, em uma reação

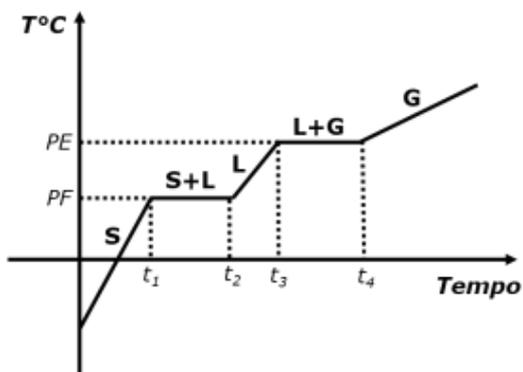
$$\Delta H = H(\text{produtos}) - H(\text{reagentes});$$

Varição de entalpia padrão (ΔH°): é a **variação de entalpia** quando os reagentes e produtos se encontram nos seus estados padrão;

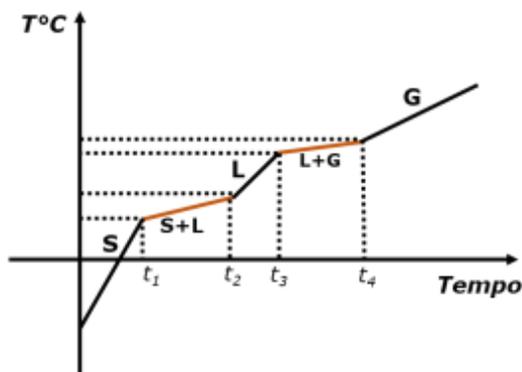
Reação exotérmica: aquela em que $\Delta H < 0$. Quando realizamos a combustão da gasolina ou dissolvemos ácido sulfúrico em água, o meio reacional e as vizinhanças esquentam, ou seja, a reação **libera energia** (reação exotérmica) e, portanto, $\Delta H < 0$. Em uma reação exotérmica, **os produtos apresentam menor energia que os reagentes;** e

Reação endotérmica: aquela em que $\Delta H > 0$. Existem reações que absorvem energia, resfriando a vizinhança, denominadas reações endotérmicas, que apresentam $\Delta H > 0$. Em uma reação endotérmica, **os produtos apresentam maior energia que os reagentes.**

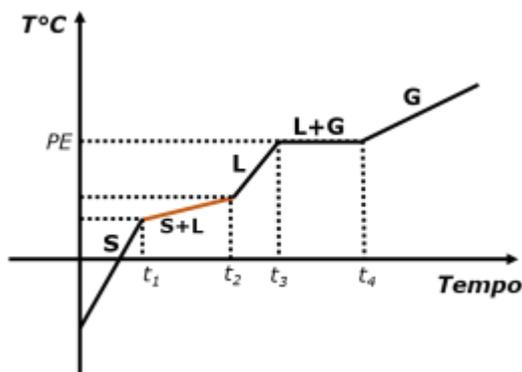
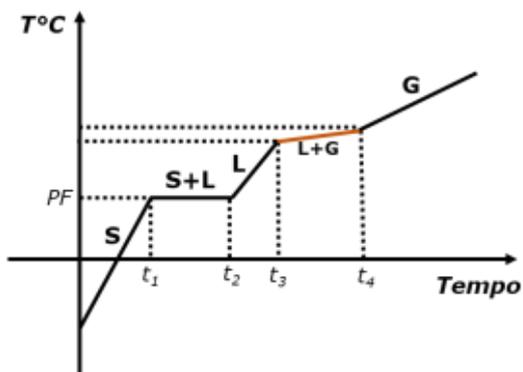
4 curvas de aquecimento que você deve conhecer



Substância pura. Temperatura constante durante as mudanças de fase com PF e PE definidos.



Mistura. Temperatura variável durante as mudanças de fase sem PF e PE definidos.



Mistura eutética. Um tipo de mistura de substâncias especial, pois se comporta como substância pura no PF, possuindo, portanto, PF definido. Ex: liga metálica de estanho e chumbo (solda); liga metálica entre cobre e estanho (bronze).

Mistura azeotrópica. Um tipo de mistura de substância especial, pois se comporta como substância pura no PE, possuindo, portanto, PE definido. Ex: etanol e água; acetona e metanol.

ΔH padrão de reação pode ser obtido pela diferença entre entalpia dos produtos e a, dos reagentes, conforme demonstrado na equação abaixo. Em um raciocínio mais geral e sempre aplicável, o ΔH pode ser obtido subtraindo, da entalpia final, a entalpia inicial.

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = \sum H_{\text{produtos}}^{\circ} - \sum H_{\text{reagentes}}^{\circ}$$

Entalpia padrão de reação também pode ser obtida subtraindo, do produto entre o número de mols dos compostos formados e suas entalpias de formação, o produto entre números de mols dos reagentes e respectivas entalpias de formação dos reagentes, como segue:

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = \sum n_{\text{produtos}} \cdot H_{\text{formação dos produtos}}^{\circ} - \sum n_{\text{reagentes}} \cdot H_{\text{formação dos reagentes}}^{\circ}$$

A **entalpia de formação** corresponde ao calor liberado ou absorvido na reação de formação de 1 mol de uma dada substância, tendo como reagentes as substâncias simples no estado padrão que possuem os elementos químicos necessários para sua formação.

Lembre-se: a entalpia de formação ($\Delta H_{\text{formação}}^{\circ}$) das substâncias simples (formada por um único elemento), em seu estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável, sempre será igual a ZERO.

Entalpia de ligação é a quantidade de energia necessária para “quebrar” (desfazer) uma ligação entre dois átomos

Podemos calcular o **ΔH de reação** de reação subtraindo, do somatório das entalpias de ligação das ligações dos produtos, o somatório das entalpias de ligação das ligações dos reagentes, realizando, nesse caso, um ajuste de sinal, multiplicando por “-1”.

$$\Delta H_{\text{reação}}^{\circ} = -1 \cdot \left(\sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos produtos}}^{\circ} - \sum n_{\text{ligações}} \cdot H_{\text{ligação dos reagentes}}^{\circ} \right)$$



ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE: PIRATARIA É CRIME.

Mas é sempre bom revisar o porquê e como você pode ser prejudicado com essa prática.



1 Professor investe seu tempo para elaborar os cursos e o site os coloca à venda.



2 Pirata divulga ilicitamente (grupos de rateio), utilizando-se do anonimato, nomes falsos ou laranjas (geralmente o pirata se anuncia como formador de "grupos solidários" de rateio que não visam lucro).



3 Pirata cria alunos fake praticando falsidade ideológica, comprando cursos do site em nome de pessoas aleatórias (usando nome, CPF, endereço e telefone de terceiros sem autorização).



4 Pirata compra, muitas vezes, clonando cartões de crédito (por vezes o sistema anti-fraude não consegue identificar o golpe a tempo).



5 Pirata fere os Termos de Uso, adultera as aulas e retira a identificação dos arquivos PDF (justamente porque a atividade é ilegal e ele não quer que seus fakes sejam identificados).



6 Pirata revende as aulas protegidas por direitos autorais, praticando concorrência desleal e em flagrante desrespeito à Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/98).



7 Concurseiro(a) desinformado participa de rateio, achando que nada disso está acontecendo e esperando se tornar servidor público para exigir o cumprimento das leis.



8 O professor que elaborou o curso não ganha nada, o site não recebe nada, e a pessoa que praticou todos os ilícitos anteriores (pirata) fica com o lucro.



Deixando de lado esse mar de sujeira, aproveitamos para agradecer a todos que adquirem os cursos honestamente e permitem que o site continue existindo.