



Universidade Estadual de Maringá

Unidade:

Colégio de Aplicação Pedagógica



MATERIAL DE ACOMPANHAMENTO DAS AULAS DE QUÍMICA

TERMOQUÍMICA (2ª Parte)

Estudante: _____ 2º: _____

Professor: Leandro Trimestre: _____ Número de chamada: _____

Maringá,
2015.

Introdução

Na 1ª parte do estudo de Termoquímica, nós procuramos investigar o calor envolvido na combustão, particularmente, nos debruçamos para entender qual a “origem” do conteúdo de calor proveniente da queima dos combustíveis álcool e gasolina.

Na 2ª parte do estudo, nós vamos buscar analisar situações que envolvam aspectos energéticos importantes, tais como: calor, temperatura, quente, frio, energia etc. Vamos comparar o significado desses termos na linguagem cotidiana com a linguagem científica. Para isso, precisaremos compreender alguns aspectos teóricos, cuja discussão é apresentada nos textos e atividades a seguir.

TEXTO 1: Temperatura e o Princípio de Conservação da Energia

Como podemos afirmar que um termômetro mede a temperatura de um corpo? Só podemos afirmar que a temperatura lida no termômetro é a mesma temperatura do sistema porque há uma transferência de energia do sistema para o termômetro quando o sistema está a uma temperatura mais alta, e do termômetro para o sistema quando o termômetro está a uma temperatura mais alta. Por que ocorre essa transferência? Porque dois corpos, objetos ou sistemas em contato tendem a igualar suas temperaturas e atingir o estado de **equilíbrio térmico**. Nesse estado, há sempre transferência de energia do corpo, objeto ou sistema à maior temperatura para aquele à menor temperatura. O princípio que está “por trás” do funcionamento dos termômetros é conhecido como a Lei Zero da Termodinâmica e o princípio que fundamenta esta lei é o Princípio de Conservação da Energia. Esta lei pode ser enunciada do seguinte modo:

Se um sistema **A** está em equilíbrio térmico com um sistema **B** e **B** está em equilíbrio térmico com **C**, então **C** também está em equilíbrio térmico com **A**.

Essa lei já contém algo que é estranho à nossa visão cotidiana dos fenômenos que envolvem calor e temperatura. Esse “algo estranho” é a ideia de que a transferência de calor sempre ocorre do corpo à maior temperatura para o corpo à menor temperatura. Afinal, estamos acostumados a dizer que colocamos uma pedra de gelo numa bebida para esfriar essa bebida. Essa maneira de falar sugere que o gelo transfere “frio” para a bebida. Em ciência, ao contrário do que fazemos na vida cotidiana, não admitimos a existência desses dois processos de transferência de energia – calor e frio –, mas apenas um deles – o calor. Isso significa que a bebida se esfria porque transfere energia para a pedra de gelo até que todo o sistema esteja numa mesma temperatura.

ATIVIDADE 1: Temperatura e sensação de quente e frio

Nesta atividade, vamos discutir a diferença entre a temperatura e a sensação de quente e frio. Usamos nosso corpo como um termômetro em várias situações. Os pais sabem avaliar se o leite da mamadeira do bebê está na temperatura ideal pingando algumas gotas no dorso das mãos. De maneira semelhante, eles sabem avaliar se seu filho está febril ou não colocando a palma da mão sobre a testa da criança. Essas sensações, no entanto, podem, muitas vezes, nos iludir.

Nesta atividade vamos investigar se a sensação de quente e frio sempre corresponde a uma real diferença de temperatura.

Material

Um bloco de metal e outro de madeira (pequenos), ambos com um orifício para encaixar um termômetro de laboratório.

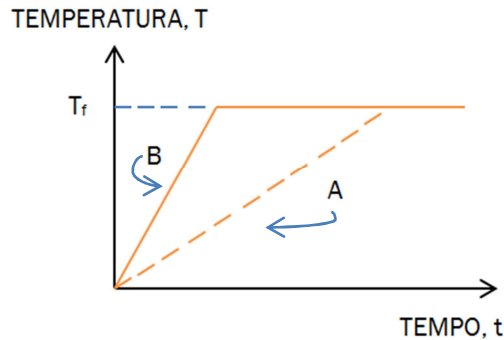
O que fazer

- Segurem o bloco de metal com uma das mãos e o bloco de madeira com a outra. Anotem suas observações em relação à sensação de quente e frio.

- Respondam a seguinte pergunta partindo das sensações que vocês tiveram: A temperatura do bloco de madeira é maior, menor ou igual à temperatura do bloco de metal? Justifiquem a resposta.
- Coloquem um termômetro no furo de um dos blocos. Aguardem algum tempo e anotem a temperatura. Repitam o mesmo procedimento com o outro bloco.

Questões

1. Como vocês interpretam a diferença dos resultados da sensação de quente e frio, ao segurar os blocos, e das medidas de temperatura feitas com o termômetro?
2. O gráfico a seguir representa a variação de temperatura dos dois blocos usados na atividade se eles tivessem ficado em contato com suas mãos por um tempo suficiente para atingir a temperatura de seu corpo.



- a) Considerando a variação da temperatura dos blocos em função do tempo, deduzam de que material são feitos o bloco A e o bloco B.
- b) Houve aumento ou diminuição da temperatura dos blocos?
- c) Qual é o valor aproximado da temperatura T_f ?
- d) Façam um gráfico para a situação em que dois blocos estejam a uma mesma temperatura inicial, maior que a de seu corpo. Nesse caso, o bloco de metal vai parecer mais quente ou mais frio que o de madeira?

Nesta atividade, vimos que nem sempre a sensação de quente e frio corresponde à temperatura do objeto. No caso estudado, o que ocorre é que sua mão está a uma temperatura diferente da temperatura dos blocos. Quando dois corpos – sua mão e um dos blocos – a temperaturas diferentes entram em contato, há uma modificação dessas temperaturas. Essa modificação acontece à medida que a energia do corpo à maior temperatura é transferida para o corpo à menor temperatura. Na situação estudada, nosso corpo estava em uma temperatura maior que a temperatura ambiente, que é também a temperatura dos blocos.

Nesse caso, houve transferência de energia do nosso corpo para os blocos. A temperatura do metal se modifica mais rapidamente do que a da madeira, o que provoca a sensação de que o metal está mais frio do que a madeira. Esse comportamento diferenciado do metal e da madeira está associado a uma propriedade chamada condutividade térmica. Os metais são bons condutores de calor, ao passo que a madeira é um isolante térmico. Por isso, é comum utilizarmos objetos de madeira como aparadores para travessas quentes que são colocadas à mesa, e panelas de ferro, aço ou alumínio para cozinhar alimentos.

TEXTO 2: Calor e temperatura na linguagem cotidiana e na ciência

Na linguagem cotidiana, estamos acostumados a considerar o calor como diretamente proporcional à temperatura. De acordo com essa concepção, sempre “há mais calor” no material com a temperatura mais elevada. Lembrem, porém, como já comentamos, que as ideias científicas de calor e temperatura nem sempre correspondem a essas impressões cotidianas.

Em primeiro lugar, só há calor quando há diferença de temperatura, pois o calor é o processo de transferência de energia de um sistema, a uma temperatura mais alta, para outro, a uma temperatura mais baixa. Além disso, a quantidade de calor transferida é proporcional à **diferença de temperatura** e não à

temperatura. Isso implica que pode haver mais calor sendo transferido entre sistemas a baixas temperaturas do que entre sistemas a temperaturas mais altas. Isso ocorrerá se a diferença de temperatura entre os sistemas à baixa temperatura for maior do que entre os sistemas à temperatura mais alta, desde que as massas dos sistemas sejam as mesmas.

A necessidade de comparar massas iguais quando se quer comparar o calor envolvido nos processos é importante porque a quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um corpo de certa quantidade de calor depende do **calor específico** do material de que é feito o corpo e da massa do corpo. Quanto maior o calor específico do material, mais energia é necessária para aquecer o corpo. O mesmo se pode dizer em relação à massa do corpo: quanto maior a massa, mais energia é necessária para aquecer o corpo. Esse conjunto de informações está de certa forma, sintetizado na fórmula matemática que usamos para calcular a quantidade de calor transferida.

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Onde Q é a quantidade de calor transferida; m é a massa do corpo; c é o calor específico do corpo; e, ΔT é a variação de temperatura que o corpo sofre ao transferir/receber calor.

Assim, quando aquecido, a quantidade de calor que um corpo pode receber depende da diferença de temperatura entre o corpo e a fonte de calor, do calor específico do material de que é feito o corpo e de sua massa.

O conceito científico de calor é, portanto, bem diferente da concepção cotidiana, que associa calor à temperatura e considera que quanto maior a temperatura mais calor um corpo ou sistema tem. **Do ponto de vista científico, um corpo não possui calor. Ele possui energia interna que pode ser transferida sob a forma de calor desde que haja contato com um corpo a uma temperatura menor.**

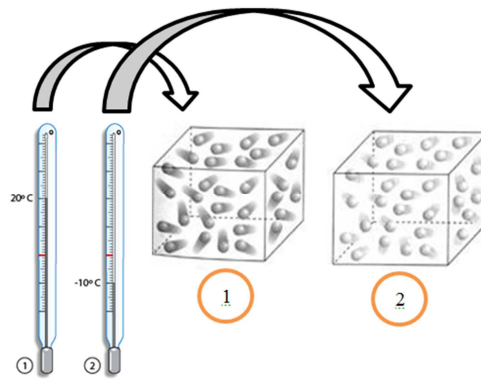
Esponaneamente, a transferência de calor só ocorre do sistema de maior temperatura para o de menor temperatura. Essa ideia também contraria a forma de pensar cotidiana, que admite que um corpo quente pode transferir calor e um corpo frio pode transferir frio. Do ponto de vista científico, quando colocamos um pedaço de gelo num copo com água à temperatura ambiente, há resfriamento do sistema porque a água cede calor para o gelo e não porque o gelo cede “frio” para a água.

Vimos também que a sensação de quente e frio nem sempre corresponde a uma real diferença de temperatura, como no caso da madeira e do metal na ATIVIDADE 1. Essas situações são importantes para evidenciar a grande diferença que existe entre nossas noções cotidianas e a noção científica de calor. Enquanto nas primeiras o calor e o frio são tratados como **atributos** dos materiais, a noção científica estabelece que o calor depende da **relação** entre dois sistemas. Por isso, não tem sentido, do ponto de vista da ciência, falar de calor de um corpo ou de um sistema, já que só existirá calor quando existir diferença de temperatura entre dois sistemas ou entre duas partes de um mesmo sistema.

Sobre o conceito de temperatura, podemos dizer que, do ponto de vista dos fenômenos, esse conceito deriva da observação de que energia é transferida de um corpo a outro quando eles estão em contato. **A temperatura é a propriedade que nos diz a direção do fluxo de energia. Assim, se a energia flui de um corpo A para um corpo B, podemos dizer que A tem uma temperatura maior do que B.** Essa maneira de definir a temperatura também estabelece a relação entre calor e temperatura. O calor, como fluxo de energia, sempre passa de um sistema a uma maior temperatura para outro a uma menor temperatura quando os dois estão em contato. Mais uma vez deve-se destacar que só há fluxo de energia e, portanto, calor quando há diferença de temperatura.

Esses conceitos podem ser explicados, em termos de comportamento molecular, por meio do **modelo cinético-molecular**. Assim, sendo todos os materiais constituídos por partículas (moléculas, íons ou átomos), a temperatura pode ser associada à energia cinética média dessas partículas (moléculas, íons ou átomos).

Em outras palavras pode-se considerar que a temperatura expressa o grau de agitação térmica das partículas de um corpo. Quanto maior a temperatura, maior a agitação térmica dessas partículas. Observe atentamente a figura abaixo.



A figura mostra duas representações para as partículas de um corpo em diferentes temperaturas. Quando o termômetro marca a temperatura maior (1), as partículas são representadas de forma a indicar uma maior agitação em comparação ao termômetro que marca a menor temperatura (2).

Questões para refletir antes continuar

1. A partir do que foi discutido anteriormente sobre a relação entre temperatura, agitação térmica e energia cinética das partículas, como você explicaria a transmissão de calor por condução térmica utilizando o modelo cinético-molecular da matéria?
2. Explique por que a expressão “feche a porta para o frio não entrar” não corresponde exatamente ao conceito científico de transferência de calor.

O modelo cinético-molecular concebe que os materiais são constituídos por partículas e espaços vazios. Tais partículas são infinitamente pequenas e se movimentam continuamente nesses espaços vazios.

Esse modelo pode ser usado para explicar a transmissão de calor por condução térmica. Quando uma fonte quente entra em contato com uma panela de alumínio, por exemplo, ela aumenta a agitação térmica e, portanto, a energia cinética dos átomos (percebam que neste caso eu usei o termo “átomo” no lugar de partícula. Por quê?) da superfície do metal, em contato com a fonte. Por meio do movimento de alguns elétrons de valência e da vibração dos átomos na rede cristalina do metal, parte da energia cinética dos átomos na região aquecida é transferida para os átomos da região vizinha, e assim sucessivamente, até atingir todos os átomos da panela. Nesse processo, o calor é transmitido de átomo para átomo sem que eles sofram deslocamentos ao longo do metal. Em outras palavras, a energia é transferida sem que haja transporte de matéria. De forma semelhante, a panela transmite o calor para os alimentos no seu interior. O fluxo de calor continuará enquanto existir uma diferença de temperatura.

EXERCÍCIOS

- | | |
|--|---|
| <ol style="list-style-type: none"> 1. Considere a seguinte situação: você põe a mão dentro de um forno quente para retirar uma fôrma de bolo de alumínio e queima os dedos ao tocar na fôrma. O ar de dentro do forno possui a mesma temperatura da fôrma (equilíbrio térmico), mas não queima a sua mão. Explique. | <ol style="list-style-type: none"> 2. Explique por que seus dedos aderem a uma fôrma de gelo de metal quando você a retira do congelador. 3. Vamos considerar um anel de ouro à temperatura do corpo jogado em um copo com 20 g de água a 10°C. Se a temperatura final for de 11°C, qual será a massa do anel?
Para responder este exercício, considere os seguintes dados: |
|--|---|

- Calor específico do ouro: $c_{\text{ouro}} = 25,4 \text{ J/mol.K}$
- Massa molar do ouro: $MM_{\text{ouro}} = 197,0 \text{ g/mol}$
- Temperatura do corpo: $T_{\text{corpo}} \approx 37^\circ\text{C}$
- Calor específico da água: $c_{\text{água}} = 75,2 \text{ J/mol.K}$
- Massa molar da água: $MM_{\text{água}} = 18,0 \text{ g/mol}$

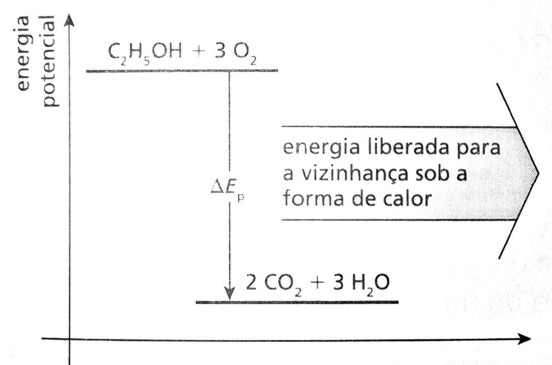
4. Considere a seguinte situação: o bebê de um casal acorda de madrugada chorando e precisa mamar. Enquanto a mãe tenta acalmar o filho, o pai vai preparar o leite. No entanto, devido a ansiedade gerada por ver o bebê chorando, o pai se esquece do leite, que acaba fervendo. Para esfriar o leite, o pai se depara com duas possibilidades: a) colocar o recipiente de alumínio, contendo o leite quente, dentro de

outro recipiente com água; ou, b) abrir a torneira da pia e colocar o recipiente de alumínio, de modo inclinado, abaixo do escoamento de água. Com base na discussão feita sobre os conceitos de transferência de calor, qual das duas opções é mais adequada para o pai que precisa levar o leite ao seu bebê rapidamente? Apresente uma justificativa para a sua escolha.

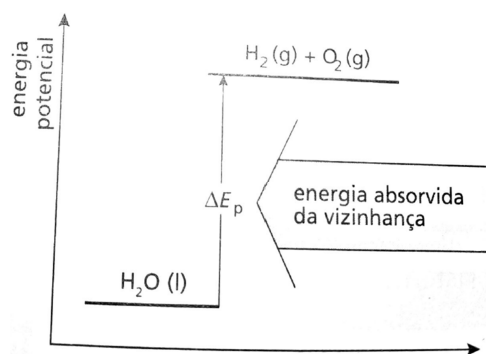
5. Explique por que pedras de gelo “derretem” mais rapidamente quando são batidas em um liquidificador.

TEXTO 3: Calor e energia nas mudanças de estado físico e nas transformações químicas: Introdução da noção de variação de entalpia (ΔH)

As quantidades termodinâmicas têm duas partes: um **número**, que expressa a magnitude da variação, e um **sinal**, que indica a direção do fluxo. Observe os diagramas a seguir, que representam, respectivamente, a combustão do etanol (1) e a decomposição da água (2).



(1): Combustão do etanol em termos de energia potencial



(2): Decomposição da água em termos de energia potencial

Por meio dos diagramas constatamos que a combustão do etanol apresenta um valor negativo para ΔE_p (variação de energia potencial), e a decomposição da água, um valor positivo para ΔE_p . Note que tomamos como referência o sistema, ou seja, quando a energia flui da vizinhança para o sistema, como nos processos ENDOTÉRMICOS, aumenta a energia do sistema e essa mudança tem então um sinal positivo. Quando ocorre o contrário, com a energia fluindo do sistema para a vizinhança, como nos processos EXOTÉRMICOS, há uma diminuição de energia do sistema e essa mudança tem sinal negativo.

Nas reações químicas e nas mudanças de estado físico que nos interessam, a maioria dos fluxos observados, entre o sistema a vizinhança, se dão na forma de calor. Esses fluxos de calor são conhecidos como “calor de reação” (que assume nomes específicos, como “calor de combustão”, quando a reação é de combustão, por exemplo, no caso do etanol; “calor de liquefação”; “calor de vaporização” etc), dependendo do processo que ocorre.

A **energia interna (E)** de um sistema pode ser definida como a soma das energias cinética e potencial de todas as partículas do sistema. Além da energia potencial, relacionada à composição química e ao arranjo dos sistemas no espaço, as substâncias têm também uma energia cinética, relacionada ao movimento intrínseco das partículas. Como já vimos, a temperatura de um sistema pode ser interpretada como uma medida da agitação de suas partículas. Quanto mais agitadas as partículas, maior a energia cinética média dessas partículas e maior a temperatura do sistema.

Pode-se variar a energia interna de um sistema por meio da transferência de calor, de trabalho ou de ambos. Assim, podemos escrever:

$$\Delta E = Q + W$$

em que ΔE representa a variação de energia interna do sistema, Q representa o calor e W , o trabalho. Essa é a expressão matemática que resume a Primeira Lei da Termodinâmica. Nosso foco aqui não é discutir essas leis, mas apenas usar alguns de seus resultados.

Os calores de reação representam a **variação de entalpia ΔH** do sistema, **quando os processos ocorrem à pressão constante**. A **entalpia (H)** de um sistema está relacionada à sua energia interna pela seguinte expressão:

$$H = E + P.V$$

em que E representa a energia interna, P , a pressão do sistema, e V , o volume do sistema. Quando ocorre uma mudança no sistema à pressão constante, a variação de entalpia do sistema por ser representada por:

$$\Delta H = \Delta E + P. \Delta V$$

Note que a pressão não vem acompanhada do sinal Δ , que representa “variação”, pois ele permanece constante no processo. Essa expressão é exatamente a mesma que obteríamos para o fluxo de calor do/para o sistema se usássemos a expressão $\Delta E = Q + W$ e considerássemos que o único trabalho possível de ser realizado pelo/sobre o sistema está relacionado à variação de volume ($W = -P. \Delta V$).

Assim, do ponto de vista prático, trabalharemos nas próximas atividades com essa noção de variação de entalpia (ΔH) que, para mudanças realizadas à pressão constante, equivale ao fluxo de calor do/para o sistema, ou seja, $\Delta H = Q$ (variação de entalpia é igual ao calor transferido) à pressão constante. A variação de entalpia para as reações químicas é dada pela equação:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Quando a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes, o sinal de ΔH é negativo, o que significa que houve fluxo de calor do sistema para a vizinhança. A reação representada no diagrama (1), em termos de energia potencial, apresentaria praticamente o mesmo diagrama se representássemos o processo em termos de entalpia.

Para os processos endotérmicos, como a decomposição da água, teríamos um diagrama semelhante ao diagrama (2). O valor de ΔH nesse caso seria positivo, o que significa que a entalpia dos produtos é maior do que a entalpia dos reagentes, ou seja, energia é transferida da vizinhança para o sistema.

Antes de prosseguir, faça o que se pede a seguir.

Com base nos dois parágrafos acima, use os eixos abaixo para representar dois diagramas: um diagrama para a combustão do etanol (3) e um diagrama para a decomposição da água (4), ambos em termos de entalpia (H).



(3): Combustão do etanol em termos de entalpia



(4): Decomposição da água em termos de entalpia

Todos os processos **EXOTÉRMICOS** têm o aspecto do diagrama (3) e todos os processos **ENDOTÉRMICOS** têm o aspecto do diagrama (4).

A entalpia, como a energia interna, a pressão, o volume e a temperatura, é uma função de estado. Isso significa que seus valores dependem apenas do estado do sistema, não dependendo do caminho pelo qual se passou de um estado a outro. Já calor e trabalho não são funções de estado.

Para entender o que é uma função de estado, vamos imaginar que você meça a temperatura da água de um recipiente e obtenha 25°C. Suponha que você saia da sala e, ao voltar alguns minutos depois, meça de novo a temperatura do mesmo sistema e obtenha o valor de 27°C. A água do recipiente é o sistema e, nesse momento, se encontra em um estado termodinâmico diferente, pois o valor de sua temperatura e, conseqüentemente, de energia interna e entalpia é outro.

Esse sistema, a água, pode ter chegado a essa nova temperatura por diferentes caminhos: a água pode ter sido aquecida pela chama de uma lamparina, pelo sol ou pode ter sido batida num liquidificador, sofrendo um aumento de temperatura em função do trabalho realizado sobre o sistema pelas hélices desse aparelho.

Se não acompanharmos o que ocorreu, não podemos dizer qual foi o caminho pelo qual a água teve a temperatura aumentada. Ou seja, não sabemos qual foi o caminho que levou o sistema a atingir um novo estado termodinâmico porque esse estado não depende do caminho.

Para entender melhor o significado de uma função de estado, vamos ampliar nossas ideias sobre entalpia estudando a Lei de Hess, no texto 4 adiante.

TEXTO 4: Estado-padrão e a Lei de Hess

Um dos aspectos mais importantes da Termoquímica é o fato de ela fornecer uma maneira de calcular a variação de energia envolvida em uma transformação química. Não podemos determinar a entalpia (H) de uma substância, mas podemos medir a variação de entalpia (ΔH) para uma reação na qual essa substância está envolvida. Esse já é um dado importante, mas teríamos que medir a variação de entalpia para todas as reações conhecidas e tabelá-las. Podemos imaginar que essa tabela seria bem grande, não é mesmo?

Na tentativa de resolver o problema, convencionou-se como igual a zero a **entalpia-padrão de formação** dos elementos nos seus estados de referência em todas as temperaturas. A entalpia-padrão de formação (ΔH_f^0) (em que a letra f representa formação e o símbolo zero, colocado como expoente do H , indica que se trata de um valor-padrão) é a variação de entalpia obtida na reação de formação de 1 mol de uma substância a partir de seus elementos no estado de referência. Desse modo, a entalpia-padrão de formação para elementos no estado de agregação mais estável (**estado padrão: T = 25°C e P = 1 atm**) é igual a $\Delta H_f^0 = 0$ kJ/mol.

Podemos, então, calcular a entalpia de qualquer substância que possa ser formada a partir de substâncias simples no estado-padrão.

Os valores de ΔH_f^0 podem ser tabelados e permitem calcular as variações de entalpia de vários processos. A seguir, há um quadro com alguns valores de **entalpia de formação**, também chamados de **calores de formação**.

Entalpia padrão de formação de algumas substâncias a 25 °C e 1 atm

Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)	Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)	Substância	ΔH_f^0 (kJ/mol)
$Al_2O_3(s)$	-1676	$C_2H_5OH(l)$	-278	$Mg(OH)_2(s)$	-924,7
$CO(g)$	-110	$CH_3COOH(l)$	-487,0	$NH_3(g)$	-46,0
$CO_2(g)$	-394	$CaO(s)$	-635,5	$NO(g)$	+90,4
$CH_4(g)$	-74,9	$Ca(OH)_2(s)$	-986,6	$NaCl(s)$	-413
$C_2H_6(g)$	-84,5	$Fe_2O_3(s)$	-822,2	$SO_2(g)$	-297
$C_2H_2(g)$	+227	$H_2O(l)$	-286	$SO_3(g)$	-396
$CH_3OH(l)$	-238	$HCl(g)$	-92,5	$H_2SO_4(l)$	-813,8

Antes de prosseguir, faça o que se pede a seguir.

1. A combustão de 1 mol de carbono grafite (C_{grafite}) libera 394 kJ. Escreva a equação termoquímica desse processo e calcule a entalpia-padrão de formação do $CO_2(g)$, produzido na queima do grafite.
2. Algumas substâncias não podem ter sua entalpia-padrão determinada diretamente por não ser possível prepará-la com substâncias simples. Se misturarmos C_{grafite} , $H_2(g)$ e $O_2(g)$, não obteremos etanol líquido ($C_2H_6O(l)$). Escrevam em seu caderno a equação termoquímica de formação do etanol e as equações termoquímicas de combustão do grafite e do hidrogênio. Observem que essas equações são de formação das substâncias $CO_2(g)$ e $H_2O(l)$. Verifiquem no quadro acima os valores de entalpia para essas substâncias.

O calor de combustão do etanol em kJ/mol está na tabela acima, logo, escrevam também a equação termoquímica que representa a combustão do etanol. Juntem todos os dados mencionados e proponham uma maneira de calcular o calor de formação do etanol.

Vocês usaram o que chamamos de Lei de Hess, nome dado em homenagem ao químico suíço Germain Henri Hess (1802-1850), que em 1840 estabeleceu que a variação de entalpia de uma reação química é a mesma, quer ela esteja ocorrendo em uma única ou em várias etapas. A entalpia, como a energia interna, a pressão, o volume e a temperatura, é **uma função de estado**.

Isso significa que seus valores dependem apenas do estado inicial e final do sistema, não dependendo de todos os estados pelos quais passou quando se foi do estado inicial ao final. Já calor e trabalho não são funções de estado.

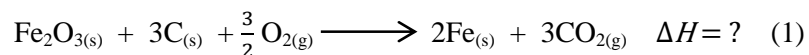
É justamente o fato de a entalpia ser uma função de estado que possibilita que a variação de entalpia de uma reação química tenha sempre o mesmo valor, independente das etapas que foram usadas como intermediárias para o seu cálculo.

Certifiquem que vocês compreenderam as discussões feitas neste material de estudos e resolvam os exercícios seguintes, assim como os outros exercícios propostos ao longo do material. Vocês devem procurar resolver os exercícios e entregar para o professor avaliar sua aprendizagem. O professor fará os apontamentos e devolverá, caso necessário, para que vocês tenham a oportunidade de observar onde precisam avançar.

EXERCÍCIOS

- (Vestibular da UFMG-1999) O calor de combustão de uma substância orgânica é determinado fazendo-se essa substância reagir com oxigênio, no interior de um recipiente hermeticamente fechado. Esse recipiente está mergulhado numa quantidade conhecida de água, que é aquecida pelo calor liberado pela combustão. Num cálculo aproximado, pode-se considerar que todo o calor é absorvido apenas pela água. Em uma experiência realizada para determinar o calor de combustão da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11(s)}$), queimou-se uma amostra de 684 mg e observou-se que a temperatura do banho de água, de volume igual a 2 L, aumentou de $1,3^{\circ}C$.
 - Escreva a equação termoquímica balanceada que representa a reação de combustão completa da sacarose.
 - Calcule a quantidade de calor absorvida pelos 2 L de água do banho, supondo que a densidade da água líquida seja igual a 1 g/mL e que seu calor específico seja igual a 1 cal/g. $^{\circ}C$.
 - Calcule o valor do calor de combustão da sacarose em cal/mol. Dadas as massas molares: C = 12 g/mol; H = 1 g/mol; O = 16 g/mol.
- (Vestibular da UNICAMP-2014) Explosão e incêndio se combinaram no terminal marítimo de São Francisco do Sul, em Santa Catarina, espalhando muita fumaça pela cidade e pela região. O incidente ocorreu com uma carga de fertilizante em que se estima tenham sido decompostas 10 mil toneladas de nitrato de amônio. A fumaça branca que foi eliminada durante quatro dias era de composição complexa, mas apresentava principalmente os produtos da decomposição térmica do nitrato de amônio: monóxido de dinitrogênio e água. Em abril de 2013, um acidente semelhante ocorreu em West, Estados Unidos, envolvendo a mesma substância. Infelizmente, naquele caso, houve uma explosão, ocasionando a morte de muitas pessoas.
 - Com base nessas informações, escreva a equação química da decomposição térmica que ocorreu com o nitrato de amônio.
 - Dado que os valores de entalpia-padrão de formação em kJ/mol das substâncias envolvidas são: nitrato de amônio (-366), monóxido de dinitrogênio (+82) e água (-242), o processo de decomposição ocorrido no incidente é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta, calculando a variação de entalpia da reação de decomposição.
- (Vestibular da UFV) Considere as seguintes equações:
$$C + B \rightarrow D \quad \Delta H = +300 \text{ kJ/mol (equação 1)}$$
$$A + 2 B \rightarrow D \quad \Delta H = -500 \text{ kJ/mol (equação 2)}$$
 - Determine o calor da reação: $A + B \rightarrow C$ (equação 3).
 - Classifique cada uma das reações representadas pelas equações 1, 2 e 3 como endotérmica ou exotérmica.

4. A equação termoquímica a seguir, representa a transformação que ocorre nas indústrias siderúrgicas para obtenção de ferro:



As equações termoquímicas abaixo (2 a 5) representam as etapas pelas se obtém ferro metálico. A partir das equações que representam as etapas intermediárias, use a Lei de Hess para calcular o ΔH da equação global (1).

(2)	$\text{C}_{(s)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{(g)}$	$\Delta H = -112,3 \text{ kJ}$
(3)	$3\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + \text{CO}_{(g)} \longrightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + \text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = +401,3 \text{ kJ}$
(4)	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + \text{CO}_{(g)} \longrightarrow 3\text{FeO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = +33,4 \text{ kJ}$
(5)	$\text{FeO}_{(s)} + \text{CO}_{(g)} \longrightarrow \text{Fe}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = -13,8 \text{ kJ}$

ESPAÇO PARA RASCUNHO