

Aluno: _____

Turma: _____

Data _____

1 Termoquímica

Termoquímica: É o estudo das quantidades de calor liberadas e absorvidas durante as transformações de estado físico, reações químicas etc...

Entalpia (H): Entalpia é o conteúdo de calor de um sistema, à pressão constante. Não é possível medir a entalpia absoluta de um sistema por isso, mede-se a variação de entalpia (ΔH) da reação

UNIDADES DA ENTALPIA: cal, kcal, J, kJ

O Sistema Internacional de unidades recomenda que se utilize a unidade **joule (J)** nos processos que envolvem troca de calor. 1 caloria (cal) = quantidade de calor necessária para elevar em 1 °C a temperatura de 1,0 grama de água.

Unidades

$$1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal} \quad 1 \text{ kJ} = 1000 \text{ J} \quad 1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

Entalpia de padrão (ΔH°) devido à impossibilidade de determinarmos diretamente a entalpia das substâncias, trabalhamos com a variação de entalpia (ΔH). Porém, a variação de entalpia de uma reação depende da temperatura, da pressão, do estado físico, do número de mols e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Por esse motivo foi criado um referencial para fazermos comparações: a entalpia padrão. Dessa maneira, as entalpias serão sempre avaliadas em relação a uma mesma condição (condição padrão ou estado padrão).

O estado padrão de uma substância corresponde à sua forma mais estável, a 1 atm, a 25 °C. A entalpia padrão de uma substância é indicada por ΔH° .

Por convenção foi estabelecido que:

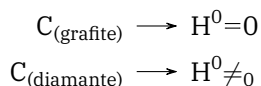
Definição

“Toda substância simples, no estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia (H) igual a zero.”

Lembrando: Substâncias alotrópicas são duas ou mais substâncias simples diferentes formadas pelo mesmo tipo de átomo.

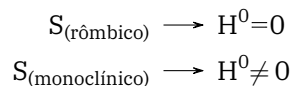
O carbono pode ser encontrado sobre a forma de grafite ou diamante.

Exemplo



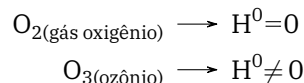
O enxofre pode ser encontrado sobre a forma de enxofre rômico ou enxofre monoclinico .

Exemplo



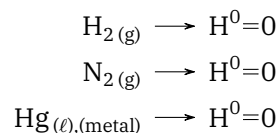
O oxigênio pode ser encontrado sobre a forma de gás oxigênio ou ozônio .

Exemplo



Todas as demais substâncias simples no estado padrão (25 °C a 1 atm), apresentam entalpia $H^\circ = 0$.

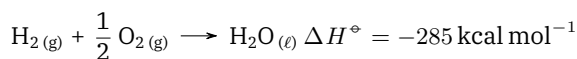
Exemplo



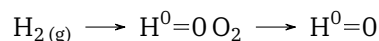
2 Entalpia de padrão de formação (ΔH_f°)

Entalpia Padrão de Formação: é a variação de entalpia que ocorre na formação de 1 mol de uma substância composta a partir de substâncias simples no estado padrão.

Exemplo H₂O (a 25 °C e 1 atm)

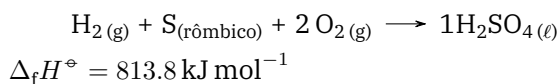


Observe que todos os reagentes são substâncias simples no estado padrão



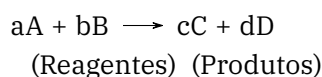
E que o produto $\{\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}\}$ é uma substância composta e que ΔH_f° é diferente de zero, portanto a variação da entalpia é função da energia interna das substâncias.

H₂SO₄(*ℓ*) (a 25 °C e 1 atm)



3 Entalpia de reação (ΔH_r)

Sendo uma reação química representada de forma genérica por:

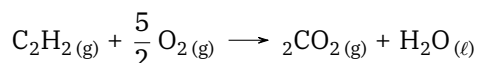


é a variação de entalpia de reação ΔH_r , é a diferença entre a entalpia final (soma das entalpias padrão de formação dos produtos) e a entalpia inicial (soma das entalpias padrão de formação dos reagentes).

$$\Delta H_{\text{reac}} = \sum H_{(\text{produtos})} - \sum H_{(\text{reagentes})} \quad (1)$$

Exemplo

Dada a reação química balanceada



E sabendo-se as entalpias padrão de formação das substâncias.

| Substâncias | ΔH_f° (kcal/mol) |
|-----------------------------------|-------------------------------|
| CO ₂ (g) | -94,10 |
| H ₂ O(ℓ) | -68,30 |
| C ₂ H ₂ (g) | +54,20 |

Calcule a variação da entalpia da reação.

$$\Delta H_r = H_{(\text{produtos})} - H_{(\text{reagentes})}$$

$$\Delta H_r = [2 \cdot \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 1 \cdot \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{ℓ})] - (1 \cdot \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}))$$

$$\Delta H_r = (2 \cdot -94,10 + 1 \cdot -68,30) - (1 \cdot +54,20)$$

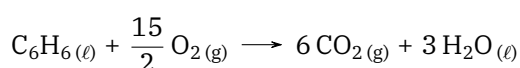
$$\Delta H_r = (-188,20 - 68,30) - (+54,20)$$

$$\Delta H_r = -188,20 - 68,30 - 54,20$$

$$\Delta H_r = -310,7 \text{ kcal}$$

4 Exercícios

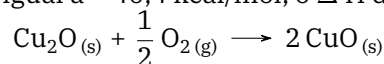
1 O benzeno sofre reação de combustão segundo a equação balanceada



| Substâncias | ΔH_f° (KJ/mol) |
|-----------------------------------|-----------------------------|
| C ₆ H ₆ (ℓ) | +50 |
| CO ₂ (g) | -394 |
| H ₂ O(ℓ) | -286 |

A tabela apresenta os valores de entalpia de formação de algumas substâncias nas condições padrão. A entalpia de combustão completa do benzeno, em k J/mol é?

2 Sendo o ΔH de formação do óxido de cobre II igual a -37,6 kcal/mol e o ΔH de formação do óxido de cobre I igual a -40,4 kcal/mol, o ΔH da reação:



será:

(a) -34,8 kcal

(b) -115,6 kcal

(c) -5,6 kcal

(d) +115,6 kcal

(e) +34,8 kcal

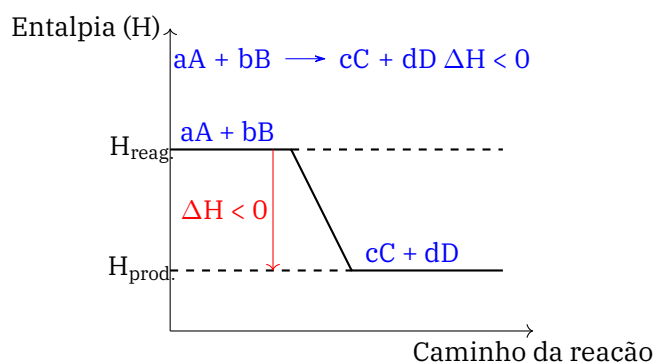
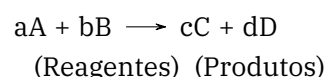
5 Classificação das reações

As reações e transformações quanto a entalpia são classificadas em **endotérmicas** e **exotérmicas**.

5.1 Reações Exotérmicas

Nas reações exotérmicas, ocorre liberação de calor (o sistema esquenta), a entalpia dos produtos (H_P) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R) e o $\Delta H = (-)$. De outra forma podemos concluir que a reação caminha de um estado de maior de energia a para um de menor energia, logo, o excesso é liberado.

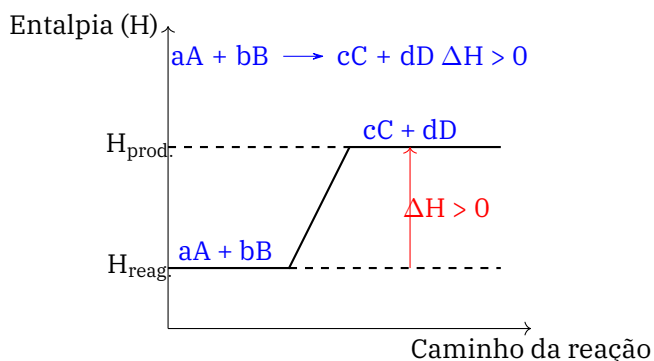
Genericamente, temos: Sendo a reação química representada de forma por:



5.2 Reações Endotérmicas

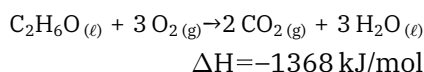
Nas reações endotérmicas, ocorre **absorção** de calor (o sistema **esfria**), a entalpia dos produtos (H_P) é **maior** do que a entalpia dos reagentes (H_R) e o $\Delta H = (+)$. De outra forma podemos concluir que a reação caminha de um estado de menor de energia a para um

de maior energia, logo, a diferença que falta de energia é absorvido.



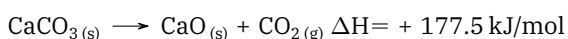
Exemplo

A combustão do álcool etílico $C_2H_6O_{(l)}$



O $\Delta H = -$, logo, esta reação é uma **reação exotérmica**, ou seja, libera calor.

Na reação de decomposição do $CaCO_{3(s)}$



O $\Delta H = +$, logo, esta reação é uma **reação endotérmica**, ou seja, absorve calor.

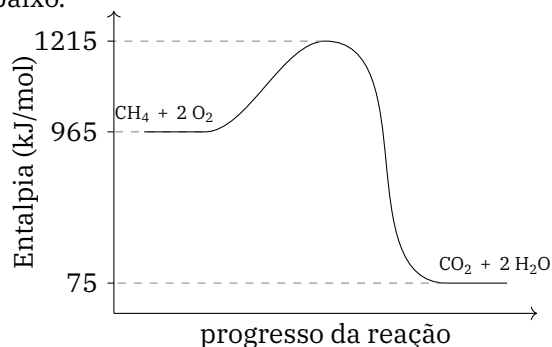
6 Exercícios

1 Reação exotérmica é aquela na qual:
1 - há liberação de calor; 2 - há diminuição de energia; 3 - a entalpia dos reagentes é maior que a dos produtos; 4 - a variação de entalpia é negativa.

Estão corretos os seguintes complementos:

- (a) somente 1 (b) somente 2 e 4
(c) somente 1 e 3 (d) somente 1 e 4
(e) 1, 2, 3 e 4

2 O metano é um poluente atmosférico e sua combustão completa é descrita pela equação química balanceada e pode ser esquematizada pelo diagrama abaixo.



Sobre este processo químico, podemos afirmar que:

- (a) a variação de entalpia é -890 kJ/mol , e portanto é exotérmico.

(b) a entalpia de ativação é -1140 kJ/mol .

(c) a variação de entalpia é -1140 kJ/mol , e portanto é endotérmico.

(d) a entalpia de ativação é 890 kJ/mol .

(e) a entalpia de ativação é -890 kJ/mol .

7 Lei de Hess

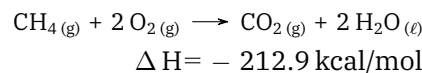
Em 1849, o químico Germain Henri Hess, efetuando inúmeras medidas dos calores de reação, verificou que: O calor liberado ou absorvido numa reação química independe dos estados intermediários pelos quais a reação passa, depende somente do estado inicial e final. Esta é a lei da atividade dos calores de reação ou lei de Hess. De acordo com essa lei é possível calcular a variação de entalpia de uma reação através da soma algébrica de equações químicas que possuam variação de entalpia conhecida.

Antes de iniciarmos com exemplos de aplicação, devemos lembrar de alguns fundamentos:

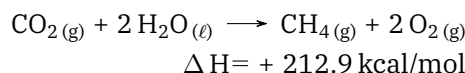
1º - INVERSÃO

inverter uma reação termoquímica é passar os reagentes para o lugar dos produtos e os produtos para o lugar dos reagentes. A consequência é a inversão do sinal da entalpia

Exemplo



Invertida

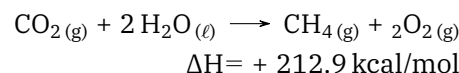


Por exemplo, a partir das equações:

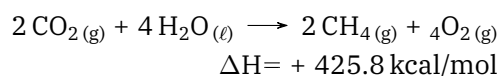
2º - PRODUTO E DIVISÃO

Quando uma reação é multiplicada ou dividida por um determinado valor, a variação de entalpia também será multiplicada ou dividida por este valor

Exemplo



Multiplicada por 2.

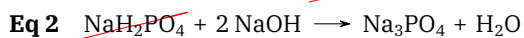
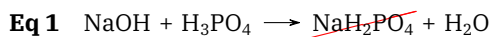


3º - SOMA

Duas ou mais equações químicas podem ser somadas, para tal devemos observar a posição das substâncias em relação aos produtos e reagentes. Quando as

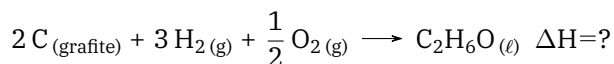
substâncias estão do mesmo lado da reação, elas serão somadas. Quando em lados opostos serão subtraídas.

Exemplo

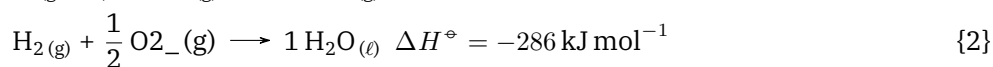
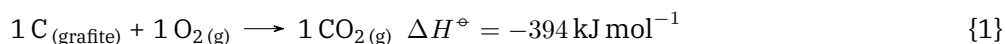


observe que o NaOH aparece tanto na equação 1 quanto na equação 2 nos reagentes, portanto será somado. observe que a H_2O aparece tanto na equação 1 quanto na equação 2 nos produtos, portanto será somado. observe que o NaH_2PO_4 aparece na equação 1 como produto e na equação 2 como reagente, portanto será subtraído

Considere a equação:

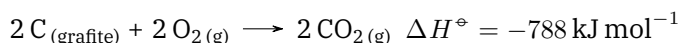


Determine o valor do ΔH dessa reação a partir de outras três equações:

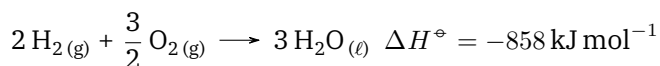


Vamos trabalhar com as equações 1, 2 e 3, de modo que a soma delas nos permita obter a equação termoquímica de formação do álcool comum. Para isso devemos:

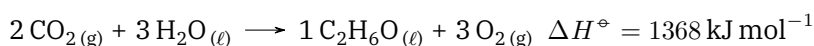
a) ter 2 mol de $\text{C}_{(\text{grafite})}$ no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a Eq 1 por 2:



b) ter 3 mol de $\text{H}_{2(\text{g})}$ no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a Eq 2 por 3:



c) ter 1 mol de álcool comum [$1 \text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(\ell)}$] no lado dos produtos, o que se obtém invertendo-se a equação 3:



Somando essas três equações, agora devidamente adaptadas, obteremos a equação desejada e, também, o valor de ΔH para a formação do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

