

Termodinámica



Introdução

- Um dos grandes problemas mundiais é constante necessidade de geração de energia.
- A Termoquímica possibilita uma solução viável (econômica e ecológica) para esta crescente demanda.
 - Combustão de biomassa;
 - Célula de hidrogênio.

Definição

- A Termoquímica estuda a quantidade de energia, na forma de calor, que uma reação química pode gerar ou absorver, em suas transformações.
- A Termoquímica é um ramo da termodinâmica que se ocupa com a liberação e a absorção de calor durante uma transformação (Russel, 1981)

Tipos de Transformações

- Exotérmicas:

- São as que liberam calor.

- Exemplo: queima de carvão



- Endotérmicas:

- São as que absorvem calor.

- Exemplo: decomposição do calcário.



Entalpia de uma substância

- Lei da conservação da Energia:
 - A energia não pode ser criada e nem destruída, apenas transformada.
- Entalpia (H):
 - É o conteúdo energético de uma substância.
 - O mais importante não é a Entalpia (H) e sim a diferença de Entalpia (ΔH)

Varição de Entalpia (ΔH)

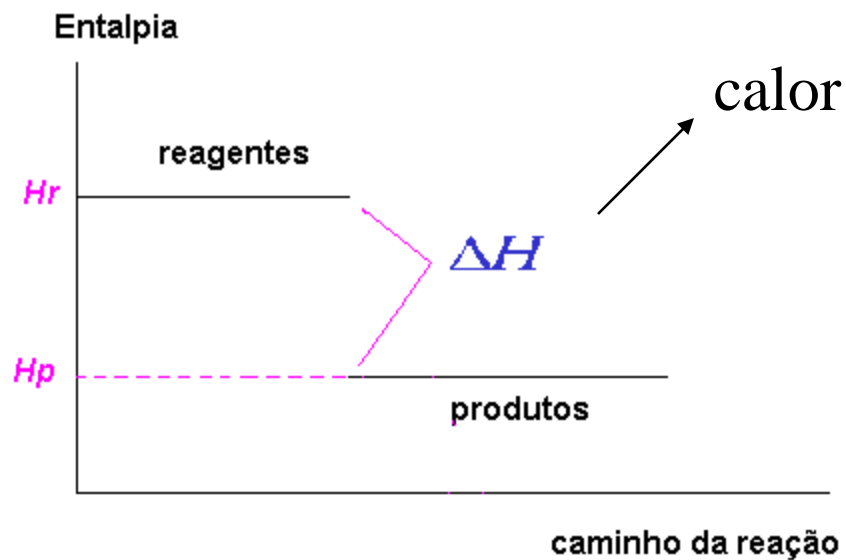
- É o calor liberado ou absorvido, quando uma reação química é realizada a pressão constante.
- $\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$
- A Entalpia não pode ser medida diretamente, mas a variação sim.

Reações Exotérmicas

- São reações que liberam energia, na forma de calor.

- $\Delta H = H_p - H_r$

- $\Delta H < 0$



Formas de se Apresentar uma Reação Exotérmica



ou

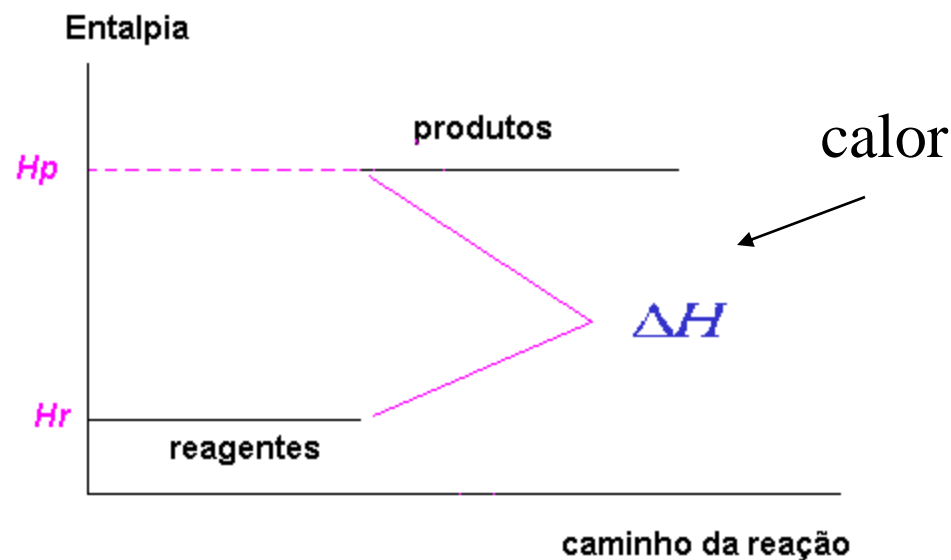


Reações Endotérmicas

- São reações que absorvem energia, na forma de calor.

- $\Delta H = H_p - H_r$

- $\Delta H > 0$



Formas de se Apresentar uma Reação Endotérmica



Exercício

1.(UEFS – BA) Considere-se a reação:



Pode-se afirmar, em relação à formação de 1 mol de água, que há:

- a) absorção de 68,3 kcal e a reação é endotérmica.
- b) absorção de 68,3 kcal e a reação é exotérmica.
- c) liberação de 68,3 kcal e a reação é exotérmica.
- d) liberação de 68,3 kcal e a reação é endotérmica.
- e) liberação de 68,3 kcal e a reação é atérmica.

Exercício

- 2.(UERJ) Ao se dissolver uma determinada quantidade de Cloreto de Amônio em água a 25 °C, obteve-se uma solução cuja temperatura foi de 15 °C. A transformação descrita caracteriza um processo do tipo:
- a) Atérmico.
 - b) Adiabático.
 - c) Isotérmico
 - d) Exotérmico.
 - e) Endotérmico.

Estado padrão

- Estado físico mais estável
- Forma alotrópica mais estável
- Forma cristalina mais estável
- Nas condições:
 - Temperatura = 25 °C
 - Pressão = 1 atm

Formas alotrópicas

| Elemento | Forma alotrópica mais estável | Forma alotrópica menos estável |
|-----------------|--------------------------------------|---------------------------------------|
| Oxigênio | O ₂ | O ₃ |
| Carbono | C _{grafite} | C _{diamante} |
| Enxofre | S _{rômbico} | S _{monoclínico} |
| Fósforo | P _{vermelho} | P _{branco} |

Fatores que influem nas entalpias

- Os principais fatores que afetam a ΔH de uma reação são:
 - Estado físico dos reagentes e dos produtos.
 - $H_{\text{gasoso}} > H_{\text{líquido}} > H_{\text{sólido}}$
 - Estado alotrópico dos reagentes e produtos:
 - A forma alotrópica de menor entalpia é a mais estável.

Convenção Importante

- Substância simples, no estado padrão, tem entalpia iguala zero ($H=0$).
- Exemplos (25°C , 1 atm):
 - $\text{C}_{\text{grafite}} \Rightarrow H = 0$
 - $\text{C}_{\text{diamante}} \Rightarrow H \neq 0$
 - $\text{O}_{2(\text{L})} \Rightarrow H \neq 0$
 - $\text{O}_{2(\text{G})} \Rightarrow H = 0$
 - $\text{H}_2\text{O}_{(\text{L})} \Rightarrow H \neq 0$

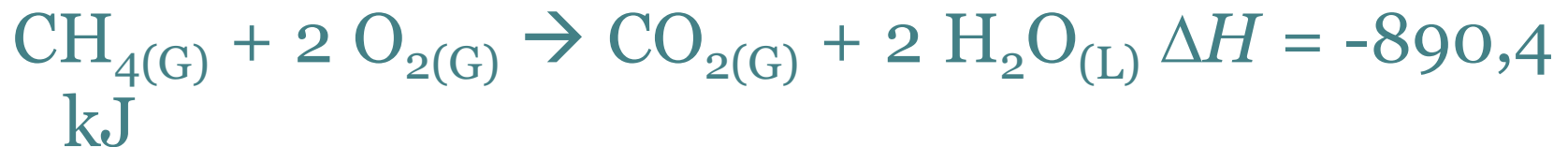
Entalpia Padrão de Formação - ΔH°_f

- É a variação de entalpia associada à formação de um mol de uma substância a partir das substâncias simples correspondentes, no estado padrão.
- Exemplo:
 - Formação da $\text{H}_2\text{O}_{(\text{L})}$



Entalpia Padrão de Combustão

- É a variação de entalpia associada à combustão completa de um mol de uma substância, supondo-se no estado padrão todas as substâncias envolvidas na reação.
- Exemplo:
 - Combustão padrão do Metano (CH₄).



Entalpia Padrão de Neutralização

- É a variação de entalpia verificada na neutralização de 1 mol de H⁺ por 1 mol de OH⁻, supondo-se todas as substâncias em diluição total ou infinita, a 25 °C e 1 atm.
- Exemplo:



Entalpia de Ligação

- É a variação de entalpia verificada na quebra de 1 mol de um determinada ligação química, supondo-se todas as substâncias no estado gasoso, a 25 °C e 1 atm.
- Exemplo:



Lei de Hess

- A variação de entalpia em uma reação química depende apenas dos estados inicial e final da reação.