

## AULA 17

## Termoquímica

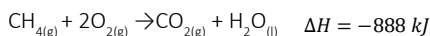
## Entalpia

É a quantidade de calor de um sistema, numa determinada pressão constante. Com calorímetros, que são os instrumentos usados para se medir o calor envolvido nas reações, não se pode determinar em absoluto a entalpia, mas sim a variação desta durante o processo de reações químicas. A variação de entalpia ( $\Delta H$ ) é a diferença entre a entalpia final (dos produtos) e inicial (dos reagentes), e é dada em J ou cal, ou ainda kJ e kcal (1 cal = 4,18 J).

## Reação Exotérmica

São aquelas reações, em que há liberação de calor para o meio, ou seja, a entalpia dos produtos é menor que a dos reagentes.

Ex. Considere a combustão do metano:



Nessa reação temos que a 25°C e 1 atm, são liberados 888 kJ por mol de metano queimado.



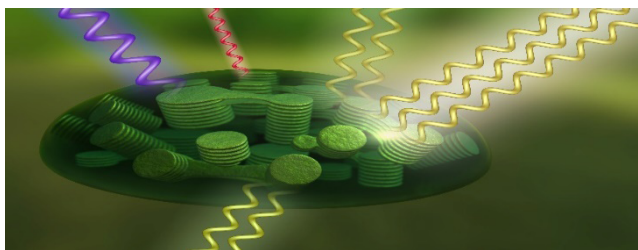
## Reação Endotérmica

São aquelas reações, em que há absorção de calor do ambiente, ou seja, a entalpia dos produtos é superior à dos reagentes.

Ex. Considere a reação de formação do ácido iodídrico



Nessa reação, há absorção de 12,4 kJ de calor do meio.



Fotossíntese Fonte: <https://www.nasa.gov/content/goddard/seeing-photosynthesis-from-space-nasa-scientists-use-satellites-to-measure-plant-health/>

## Diagrama de Variação de Entalpia

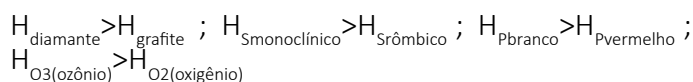
Pode-se representar as reações com variação de entalpia por meio de diagramas de entalpia, em que representa-se os produtos e reagentes com suas respectivas entalpias, e a variação desta, indicada por uma seta no sentido da ocorrência da reação. Quando a seta aponta para cima, o é positivo, já a seta apontando para baixo indica negativo.

**Fatores que alteram  $\Delta H$ :** a variação da entalpia das reações pode sofrer influência de fatores característicos dos reagentes e produtos, como veremos a seguir.

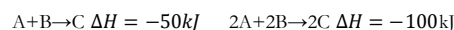
Estado físico de reagente e produtos: reações que ocorrem a partir de reagentes iguais, no mesmo estado físico, porém, obtendo produtos em estados físicos diferentes, terão variações de entalpia diferentes. Por exemplo, na reação de formação de um mol de água, temos:

Formação de água no estado sólido	$\Delta H = -292,6 \text{ kJ}$
Formação de água no estado líquido	$\Delta H = -286,6 \text{ kJ}$
Formação de água no estado gasoso	$\Delta H = -242,9 \text{ kJ}$

Estado alotrópico dos reagentes e produtos: reações envolvendo substância em diferentes formas alotrópicas apresentam variações de entalpias diferentes, devido a diferença de entalpia dessas substâncias. Para as principais espécies alotrópicas, temos que:



Quantidade de reagentes: A variação de entalpia é diretamente proporcional a quantidade de reagentes envolvidos. Se conhecemos de uma reação com uma determinada quantidade de mols de substância, será o dobro para a mesma reação com o dobro da quantidade molar, ou o triplo, sucessivamente:



## Estado Padrão

Devido a impossibilidade de se determinar exatamente a entalpia de um sistema, adota-se o conceito de estado padrão, ao qual atribui-se o valor de entalpia zero. Para considerar-se uma substância como sendo o estado padrão, segue-se as condições: Temperatura = 25°C; Pressão = 1 atm; estado físico mais comum a 25°C e 1 atm (Ex.  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ,  $\text{O}_2(\text{g})$ ,  $\text{Al}(\text{s})$ ); forma alotrópica mais estável ( $\text{C}_{\text{(gr)}}$ ,  $\text{O}_{2(\text{g})}$ ,  $\text{S}_{\text{(R)}}$ ), ser substância simples.

## Calor de Reação

É a entalpia envolvida numa reação química. Pode-se denominar a variação de entalpia ou calor conforme o tipo de reação estabelecida. Entalpia de formação: é a quantidade de calor absorvido ou liberado numa reação para a formação de 1 mol de um composto, tendo como reagentes substâncias simples no estado padrão. Ex.  $\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , kJ/mol

Como nas reações de formação a entalpia dos reagentes será sempre zero (visto que estão no estado padrão), então a entalpia de formação será a entalpia de 1 mol do próprio composto obtido.

Entalpia de combustão: é a variação de entalpia decorrente da reação de combustão de 1 mol de determinada substância a 25°C e 1 atm. As entalpias de combustão são sempre negativas, visto que reações desse tipo são sempre exotérmicas.

Entalpia de ligação: é a energia necessária para romper a ligação de um mol de átomos de um reagente no estado gasoso.

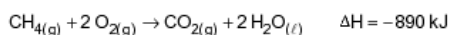


## Lei de Hess

A variação de entalpia de uma reação depende apenas dos estados finais e iniciais, e não do caminho da reação. Assim, partindo de diversas reações, devemos arranjá-las de modo que a reação final seja aquela desejada. – Somando as reações, soma-se o. Invertendo as reações, muda-se o sinal do. Multiplicando uma reação por um nº qualquer que não zero, multiplica-se também o valor de pelo mesmo nº.

$$\Delta H = H_f - H_i$$

01. (IFCE) O menor dos hidrocarbonetos, o metano ( $\text{CH}_4$ ), é um gás incolor e pode causar danos ao sistema nervoso central se for inalado. Pode ser obtido da decomposição do lixo orgânico, assim como sofrer combustão como mostra a reação balanceada:



A massa de metano que, em g, precisa entrar em combustão para que sejam produzidos exatamente 54 g de água é igual a

Dados:  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  e  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ .

- 36.
- 24.
- 20.
- 44.
- 52.

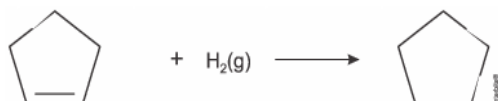
02. (UNESP – SP) Em uma cozinha, estão ocorrendo os seguintes processos:

- gás queimando em uma das “bocas” do fogão e
- água fervendo em uma panela que se encontra sobre esta “boca” do fogão.

Com relação a esses processos, pode-se afirmar que:

- I e II são exotérmicos.
- I é exotérmico e II é endotérmico.
- I é endotérmico e II é exotérmico.
- I é isotérmico e II é exotérmico.
- I é endotérmico e II é isotérmico.

03. (UFRGS) Considere a reação de hidrogenação do ciclopenteno, em fase gasosa, formando ciclopentano, e a tabela de entalpias de ligação, mostradas abaixo.



Entalpias de ligação ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )	
H – H	437
C – H	414
C – C	335
C = C	600

Qual será o valor da entalpia da reação de hidrogenação do ciclopenteno em  $\text{kJ/mol}$ ?

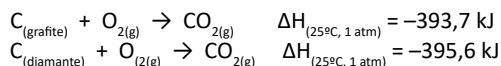
- 265.
- 126.
- +126.
- +265.
- +335.

04. (FEPECS – DF) No dia 20 de dezembro de 2002 o jornal “O Globo” publicou uma informação científica sobre a transformação de restos mortais em diamantes.

“Diamantes sintéticos surgiram em meados dos anos 50 quando a GE desenvolveu um processo para criar pedras desse tipo para uso industrial, a partir do grafite. Quem percebeu a possibilidade de cinzas de restos humanos se transformarem em diamante foi Rusty VanderBiesen, hoje presidente da firma. Como o corpo humano é feito de carbono, matéria essencial dos diamantes, ele imaginou que deveria haver uma maneira de produzir pedras preciosas a partir de restos humanos”.

Grafite e diamante são variedades alotrópicas do elemento carbono que se diferenciam entre si pelo arranjo cristalino. Enquanto o grafite apresenta brilho metálico e pode ser quebrado com pouco esforço, o diamante é o material mais duro da natureza. Uma outra evidência

da diferença entre eles é a quantidade de calor trocado na combustão, conforme as seguintes equações termoquímicas:



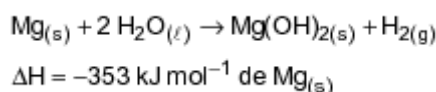
Com essas informações, está correto afirmar que a energia, em kJ, necessária para transformar 48g de grafite em diamante é igual a:

- 1,9
- 3,8
- 5,7
- 7,6
- 9,5

05. (UERJ – RJ) Ao se dissolver uma determinada quantidade de cloreto de amônio em água a  $25^\circ\text{C}$ , obteve-se uma solução cuja temperatura foi de  $15^\circ\text{C}$ . A transformação descrita caracteriza um processo do tipo:

- atérmico
- adiabático
- isotérmico
- exotérmico
- endotérmico

06. (UPF) Soluções aquosas de hidróxido de magnésio são utilizadas para aliviar indigestão e azia, ou seja, elas se comportam como um antiácido. A obtenção de hidróxido de magnésio pode ser realizada a partir da reação de magnésio metálico com a água. A equação dessa reação química e o valor da entalpia são assim representados:



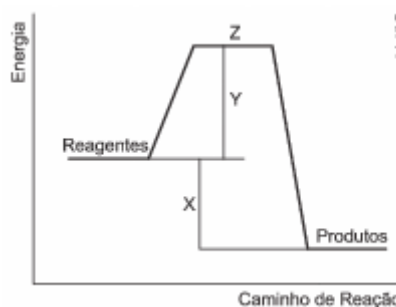
Essa reação é \_\_\_\_\_ e ao reagir 350 g de  $\text{Mg}(\text{s})$ , nas mesmas condições, a energia \_\_\_\_\_, em kJ, será de \_\_\_\_\_.

Dados:  $M = 24,3$ .

Assinale a alternativas cujas informações preenchem corretamente as lacunas do enunciado.

- endotérmica, liberada, 123.550.
- exotérmica, absorvida, 128.634.
- endotérmica, absorvida, 5.084.
- exotérmica, liberada, 128.634.
- exotérmica, liberada, 5.084.

07. (UEG) No gráfico a seguir, é apresentada a variação de energia durante uma reação química hipotética.

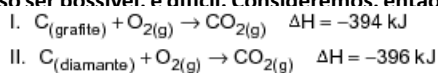


Com base no gráfico, pode-se correlacionar X, Y e Z, respectivamente, como

- intermediário da reação, energia de ativação e variação de entalpia.
- variação de entalpia, intermediário da reação e complexo ativado.
- complexo ativado, energia de ativação e variação de entalpia.

- d) variação da entalpia, energia de ativação e complexo ativado.  
e) energia de ativação, complexo ativado e variação de entalpia.

**08. (IFBA)** Para transformar grafite em diamante, é preciso empregar pressão e temperatura muito elevadas, em torno de 105 atm e 2.000 °C. o carbono precisa ser praticamente vaporizado e, por isso, apesar de o processo ser possível, é difícil. Consideremos, então, as entalpias de combustão



Quanto kJ são necessários para transformar grafite em diamante?

- a) +2  
b) -790  
c) +790  
d) +10  
e) -2

**09. (UEM – PR)** Sabendo que a combustão completa de 1 mol de metano libera 802 kJ de energia; que a combustão completa de 1 mol de etanol libera 1.350 kJ de energia e que o gás oxigênio 20% do volume total do ar, assinale o que for correto.

01. O etanol é uma fonte de energia não poluente, pois quando queimado com oxigênio, produz apenas água e calor.  
02. O metano pode ser obtido a partir da decomposição da matéria orgânica presente em restos de alimentos.  
04. A combustão incompleta do metano pode levar à produção de fuligem devido à formação de carbono.  
08. Estando os gases na CNPT, para a queima total de 45 L de metano são necessários aproximadamente 450 L de ar.  
16. O metano produz maior quantidade de energia por quantidade de massa do que o etanol.

**10. (ENEM)** O carro flex é uma realidade no Brasil. Estes veículos equipados com motor que tem capacidade de funcionar com mais de um tipo de combustível. No entanto, as pessoas que têm esse tipo de veículo, na hora do abastecimento, têm sempre a dúvida: álcool ou gasolina? Para avaliar o consumo desses combustíveis, realizou-se um percurso com um veículo flex, consumindo 40 litros de gasolina e no percurso de volta utilizou-se etanol. Foi considerado o mesmo consumo de energia tanto no percurso de ida quanto no de volta. O quadro resume alguns dados aproximados sobre esses combustíveis.

Combustível	Densidade (g mL <sup>-1</sup> )	Calor de combustão (kcal g <sup>-1</sup> )
Etanol	0,8	-6
Gasolina	0,7	-10

O volume de etanol combustível, em litro, consumido no percurso de volta é mais próximo de

- a) 27.  
b) 32.  
c) 37.  
d) 58.  
e) 67.

#### Gabarito

1-B	2-B	3-B	4-D	5-E
6-E	7-D	8-A	9-30	10-D