

# QUÍMICA 3 – Volume 1

## RESOLUÇÕES

### AULA 1

#### EXERCITANDO EM SALA

##### 01. D

Trata-se de uma reação aluminotérmica, na qual o alumínio é oxidado por outro metal.

Essa reação é exotérmica ( $\Delta H < 0$ ) e libera muito calor.



##### 02. A

Etapa I. Endotérmica, pois, ao passar do estado sólido para o gasoso (sublimação), o sódio absorverá energia.

Etapa II. Endotérmica, o gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ) absorve energia na sua atomização.

Etapa III. Endotérmica. Trata-se da ionização do sódio em fase gasosa, processo que absorve energia.

Etapa IV. Exotérmica. Formação do íon cloreto ( $\text{Cl}^-$ ) em fase gasosa, a energia é liberada pela adição de um elétron a um átomo no estado gasoso (energia de ionização).

Etapa V. Exotérmica. Ocorre liberação de energia na formação do sal a partir de substâncias simples.

##### 03. C

Será uma reação que formará hidróxido de cálcio e liberará 63,7 kJ para o meio, sendo, portanto, uma reação exotérmica.

##### 04. C

A reação sofrida pelo isoctano é do tipo exotérmica (libera calor), pois apresenta entalpia dos produtos menor que a dos reagentes, ou seja, apresenta  $\Delta H < 0$  (-11,5 kcal/mol).

#### EXERCITANDO EM CASA

##### 01. A

O processo absorve calor (endotérmico).

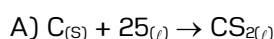
##### 02. B

O processo absorve 130 kJ.

##### 03. A

A queima de um combustível orgânico é um processo exotérmico (libera calor), logo a reação química que representa esse processo será aquela em que o calor esteja presente nos produtos, caracterizando um processo de liberação de energia térmica.

##### 04. A



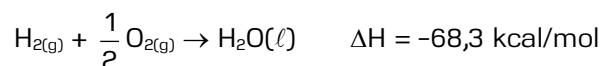
B) Positivo  $\Delta H = + X \text{ kcal}$

C) Endotérmica

##### 05. C

A grafite é a forma alotrópica mais estável.

##### 06. B



Reação exotérmica

1 mol de  $\text{H}_{2(g)}$  reage com 0,5 mol de  $\text{O}_{2(g)}$ , produzindo 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}(l)$ , liberando 68,3 kcal.

Alterando-se o estado físico de qualquer um dos participantes da reação, o  $\Delta H$  possuirá um novo valor.

##### 07. D

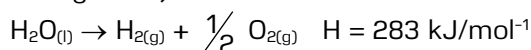
Processo endotérmico.

##### 08. D

A dissolução do nitrato e do amônio produz uma energia negativa, ou seja, retira calor do ambiente, o que torna o meio mais frio; trata-se de um processo de dissolução endotérmico.

##### 09. C

Pelo gráfico, temos:



##### 10. B

Ao sairmos molhados da água, a água que está em contato com a nossa pele começa a evaporar, absorvendo o calor da nossa pele (processo endotérmico) e, com isso, sentimos a sensação de frio, portanto o item **B** é o item correto.

### AULA 2

#### EXERCITANDO EM SALA

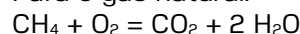
##### 01. D

Na fotossíntese, o gás carbônico reage com gás oxigênio, absorvendo calor, formando gás oxigênio e glicose.

##### 02. A

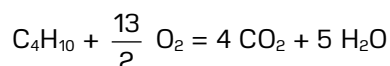
Para a montagem dessas equações das reações de combustão, devemos ter em mente que o combustível reagirá com oxigênio, formando sempre gás carbônico e água. Depois, basta balanceá-las e comparar a quantidade de calor liberado a cada mol de  $\text{CO}_2$  emitido. Isso pode ser feito dividindo-se o calor de combustão pelo coeficiente estequiométrico do gás carbônico em cada equação.

- Para o gás natural:



1 mol de  $\text{CO}_2$  libera 890 kJ

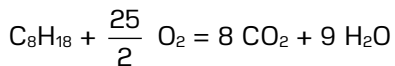
- Para o GLP:



4 mols de  $\text{CO}_2$  liberam 2.878 kJ

$\Rightarrow$  1 mol de  $\text{CO}_2$  libera 719,5 kJ

- Para a gasolina:



8 mols de CO<sub>2</sub> liberam 5.471 kJ  
 ⇒ 1 mol de CO<sub>2</sub> libera 683,9 kJ

Assim, o gás que produz mais energia com menor quantidade de CO<sub>2</sub> é o gás natural. Portanto, em ordem crescente (do menor para o maior) de quantidade de calor obtido a cada mol de gás carbônico gerado, temos: gasolina, GLP e gás natural.

COMENTÁRIO: Essa questão envolve montagem e balanceamento de equações de combustão e cálculo estequiométrico – conteúdo usualmente avaliado em provas de Química do Ensino Médio e em vestibulares.

CONTEÚDOS ENVOLVIDOS: combustão e cálculo estequiométrico.

### 03. D

A reação apresentada é claramente endotérmica, uma vez que a expressão “+ calor” aparece no primeiro termo da equação, junto com os reagentes. Como se trata de um sistema em equilíbrio, os produtos obtidos – monóxido de carbono (CO) e gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) – são novamente convertidos em metano (CH<sub>4</sub>) e água, quando houver necessidade de liberar novamente o calor para utilização. Assim, quando da reação inversa, a expressão “+ calor” estará no termo dos produtos da equação. O calor, então, pode ser aproveitado para aquecimento direto ou conversão em energia elétrica. Certamente, o processo exige um grande estoque de gás metano e de vapor-d’água para armazenar a energia solar, mas tem a grande vantagem de esse metano não sofrer combustão, não entrar em contato com o ambiente, e nem será perdido no processo ou precisará ser repostado. Como se trata de uma reação em “equilíbrio químico”, ela acontece em sistema fechado, entrando e saindo do reservatório somente a energia, na forma de calor; ou seja, o sistema pode ser considerado como “energia limpa”.

Resposta (D) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis, que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

### 04. C

O etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH) reage com oxigênio e na combustão completa ocorre formação de gás carbônico e água, além de calor.

## EXERCITANDO EM CASA

### 01. B

Do quadro comparativo fornecido no enunciado, a densidade do GNV é muito menor que a densidade

da gasolina e os poderes caloríficos são semelhantes. Logo, o volume de combustível necessário do GNV, em relação ao da gasolina, para produzir a mesma energia, é muito maior, o que requer que ele seja armazenado a alta pressão.

### 02. E

QUEIMA DE 1 MOL DE COMBUSTÍVEL	nCO <sub>2</sub> LIBERADO	ENERGIA LIBERADA
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	2 mol	1 400 kJ
CH <sub>4</sub>	1 mol	900 kJ
CH <sub>3</sub> OH	1 mol	730 kJ
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	8 mol	5 600 kJ

Energia liberada/mol de CO<sub>2</sub> liberado:

$$C_2H_5OH = \frac{1400}{2} = 700 \text{ kJ/mol de CO}_2$$

$$CH_4 = \frac{900}{1} = 900 \text{ kJ/mol de CO}_2$$

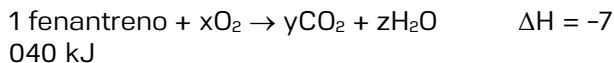
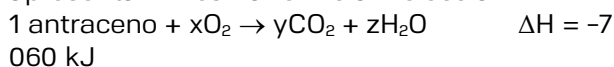
$$CH_3OH = \frac{730}{1} = 730 \text{ kJ/mol de CO}_2$$

$$C_8H_{18} = \frac{5600}{8} = 700 \text{ kJ/mol de CO}_2$$

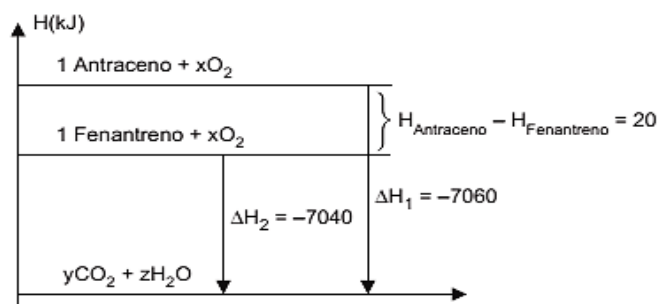
O pior combustível é o que apresenta menor energia liberada por mol de CO<sub>2</sub> liberado, portanto: C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH e C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>.

### 03. C

Antraceno e fenantreno são isômeros, portanto apresentam mesma fórmula molecular.



Colocando-se num diagrama de entalpia:



H<sub>antraceno</sub> > H<sub>fenantreno</sub>, diferença entre 1 mol = 20 kJ  
 Para 10 mol de antraceno e 10 mol de fenantreno = 200 kJ.

### 04. E

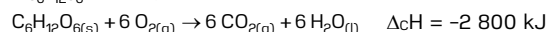
Energia (álcool): 30 x 46 = 1350 kJ / 2 CO<sub>2</sub> = 690  
 Energia (gasolina): 47 kJ/g x 114 g = 5358 kJ / 8 CO<sub>2</sub> = 670

Energia (gás natural): 54 x 16 = 864 kJ / 1 CO<sub>2</sub> = 864  
 Assim, a ordem decrescente será: gás natural, álcool, gasolina.

**05. A**

$$C_6H_{12}O_6 = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180$$

$$M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ g/mol}$$



$$180 \text{ g} \text{ ————— } 2\,800 \text{ kJ} \times \frac{40}{100} \text{ (obtidos)}$$

$$1 \text{ g} \text{ ————— } E$$

$$E = \frac{1 \text{ g} \times 2\,800 \text{ kJ} \times \frac{40}{100}}{180 \text{ g}}$$

$$E = 6,222 \text{ kJ} \approx 6,2 \text{ kJ}$$

**06. D**

Cálculo da energia liberada por litro de metanol:

$$\text{Massa molar do metanol} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ L metanol} \Rightarrow 790 \text{ g}$$

$$32 \text{ g (metanol)} \text{ ————— } 726 \text{ kJ}$$

$$790 \text{ g (metanol)} \text{ ————— } E_1$$

$$E_1 = 17923,1 \text{ kJ} = 17,9 \text{ MJ}$$

Cálculo da energia liberada por litro de etanol:

$$\text{Massa molar do etanol} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ L etanol} \Rightarrow 790 \text{ g}$$

$$46 \text{ g (metanol)} \text{ ————— } 1367 \text{ kJ}$$

$$790 \text{ g (metanol)} \text{ ————— } E_2$$

$$E_2 = 23476,7 \text{ kJ} = 23,5 \text{ MJ}$$

É mais vantajoso usar o etanol, pois sua combustão completa fornece aproximadamente 23,5 MJ de energia por litro de combustível queimado.

**07. D**

Para o percurso no qual foi utilizada a gasolina, vem:

$$d_{\text{gasolina}} = 0,7 \text{ g/mL} = 700 \text{ g/L}$$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 700 \text{ g de gasolina}$$

$$40 \text{ L} \text{ ————— } 40 \times 700 \text{ g de gasolina}$$

$$m_{\text{gasolina utilizada no percurso}} = 28\,000 \text{ g}$$

$$\text{Calor de combustão da gasolina} = -10 \text{ kcal/g}$$

$$\text{Energia (gasolina)} = 28\,000 \times (-10 \text{ kcal}) = -280\,000 \text{ kcal}$$

Considerando-se a mesma liberação de energia pelo etanol, vem:

$$\text{Energia (etanol)} = -280\,000 \text{ kcal}$$

$$\text{Calor de combustão do etanol} = -6 \text{ kcal/g}$$

$$1 \text{ g de etanol} \text{ ————— } -6 \text{ kcal}$$

$$m_{\text{etanol}} \text{ ————— } -280\,000 \text{ kcal}$$

$$m_{\text{etanol}} = \frac{1 \text{ g} \times (-280\,000 \text{ kcal})}{(-6 \text{ kcal})}$$

$$m_{\text{etanol}} = \left( \frac{280\,000}{6} \right) \text{ g}$$

$$d_{\text{etanol}} = 0,8 \text{ g/mL} = 800 \text{ g/L}$$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 800 \text{ g de etanol}$$

$$V_{\text{etanol}} \text{ ————— } \left( \frac{280\,000}{6} \right) \text{ de etanol}$$

$$V_{\text{etanol}} = \frac{1 \text{ L} \times \left( \frac{280\,000}{6} \right)}{800}$$

$$V_{\text{etanol}} = 58,33 \text{ L} \approx 58 \text{ L}$$

**08. A**

Análise das afirmativas:

- I. Correta. A combustão é uma reação redox, em que o comburente age como oxidante, ou seja, ocorre variação no número de oxidação.
- II. Correta. Na combustão do gás de cozinha há produção de água, pois os hidrocarbonetos possuem hidrogênio, mas na do carbono ocorre a liberação de dióxido de carbono.
- III. Incorreta. A velocidade de combustão do carvão em pedaços é menor do que a do carvão em pó, pois, quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade da reação.
- IV. Incorreta. As reações de combustão são exotérmicas ( $\Delta H < 0$ ), porém nem todas liberam gás carbônico.

**09. B**

$$70 \text{ kg} \text{ — } 400 \text{ kJ} \text{ — } 2 \text{ km}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } 6,4 \text{ kJ}$$

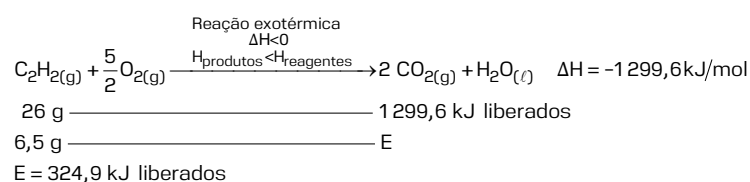
$$x \text{ g} \text{ — } 400 \text{ kJ}$$

$$x = 62,5 \text{ g}$$

$$62,5 \text{ g} \text{ — } 40\%$$

$$y \text{ g} \text{ — } 100\%$$

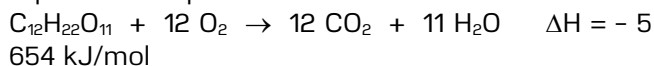
$$y = 156,25 \text{ g}$$

**10. E**

A adição de catalisador altera o valor da energia de ativação, não altera o valor do  $\Delta H$ .

**AULA 3****EXERCITANDO EM SALA****01. D**

A equação da combustão da sacarose pode ser representada por:

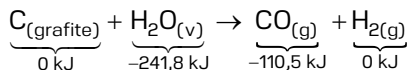


$$\Delta H_{\text{sacarose}} \quad 0 \quad 12 \times (-394) \quad 11 \times (-286)$$

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

$$-5\,654 = [12 \times (-394) + 11 \times (-286)] - [\Delta H_{\text{sacarose}} + 0]$$

$$\Delta H_{\text{sacarose}} = -2\,220 \text{ kJ/mol}$$

**02. B**

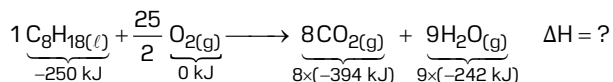
$$\Delta H = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$$

$$\Delta H = [-110,5 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}] - [0 \text{ kJ} + (-241,8 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = +131,3 \text{ kJ}$$

**03. E**

- I. Correta. A combustão da gasolina ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) é uma reação exotérmica, pois apresenta  $\Delta H < 0$ .

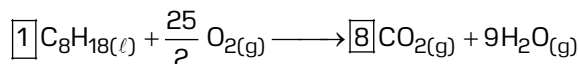


$$\Delta H = [9 \times (-242 \text{ kJ}) + 8 \times (-394 \text{ kJ})] - [-250 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

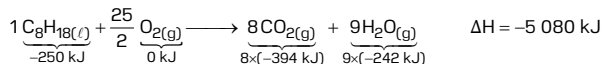
$$\Delta H = -5 330 \text{ kJ} + 250 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -5 080 \text{ kJ}$$

- II. Incorreta. Na combustão completa de 1 mol de gasolina, são liberados 8 mols de gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ).



- III. Correta. A entalpia de combustão (calor de combustão) dessa gasolina é  $-5 080 \text{ kJ/mol}$  ( $\Delta H_c = -5 080 \text{ kJ/mol}$ ).



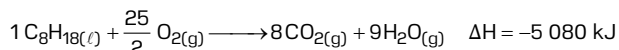
$$\Delta H = [9 \times (-242 \text{ kJ}) + 8 \times (-394 \text{ kJ})] - [-250 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = -5 330 \text{ kJ} + 250 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -5 080 \text{ kJ}$$

- IV. Incorreta. O calor liberado na combustão de 57 g de gasolina é de 2 540 kJ.

$$\text{C}_8\text{H}_{18} = 8 \times 12 + 18 \times 1 = 114$$



$$114 \text{ g} \text{ ————— } 5 080 \text{ kJ liberados}$$

$$57 \text{ g} \text{ ————— } E$$

$$E = \frac{57 \text{ g} \times 5 080 \text{ kJ liberados}}{114 \text{ g}}$$

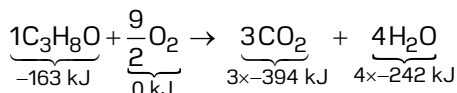
$$E = 2 540 \text{ kJ liberados}$$

**04. E**

$$d_{\text{álcool}} = 0,78 \text{ g/mL} = 780 \text{ g/L}$$

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 780 \text{ g}$$

$$10 \text{ L} \text{ ————— } 7 800 \text{ g}$$



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

$$\Delta H = [-1 182 + (-968)] - [-163 + 0] = -1 987 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{C}_3\text{H}_8\text{O} = 60$$

$$60 \text{ g} \text{ ————— } 1 987 \text{ kJ liberados}$$

$$7 800 \text{ g} \text{ ————— } E$$

$$E = 258 310 \text{ kJ liberados}$$

**EXERCITANDO EM CASA****01. A**

O calor da reação pode ser calculado, subtraindo das entalpias dos produtos as dos reagentes:

$$-2 940 - 3 \times 296,8 - (-151) = -3 679,4 \text{ kJ/mol}$$

...

Entretanto, os seus 22 g de  $\text{P}_4\text{S}_3$  são 0,1 mol (a massa molar é 220 g/mol), por isso o calor liberado (sinal -) será 0,1 mol  $\times$  3 679,4 kJ/mol = 368 kJ.

**02. E**

$H = [2 \times (-94,1) + (-68,3)] - (+54,2) \Delta H = -310,7 \text{ kcal}$  (o sinal negativo mostra que a energia está sendo liberada)

Então, 1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_2$  libera 310,7 kcal. Para calcularmos o valor para 5,2 kg, precisamos da massa molar:

MM do  $\text{C}_2\text{H}_2$ : 26 g/mol

Calculando, então:

$$26 \text{ g (1 mol) de } \text{C}_2\text{H}_2 \text{ ————— } 310,7 \text{ kcal}$$

$$5 200 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 62 140 \text{ kcal}$$

**03. A**

$$2^* (-94) = -188$$

$$2^* (-66) = -132$$

$$1^* +302 = +302$$

$$\Delta H = -18,0 \text{ kcal/mol}$$

**04. D**

Cálculo de entalpia do processo de fermentação alcoólica:

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_f^0 \text{ produtos} - \sum \Delta H_f^0 \text{ reagentes}$$

$$\Delta H^0 = [2 \cdot (\Delta H_f^0 \text{ CO}_2) + 2(\Delta H_f^0 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH})] - \Delta H_f^0 \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\Delta H^0 = [2(-234) + 2(-278)] - (-1 268)$$

$$\Delta H^0 = -76 \text{ kJ/mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Cálculo de entalpia do processo de fermentação láctica:

$$\Delta H^0 = \sum \Delta H_f^0 \text{ produtos} - \sum \Delta H_f^0 \text{ reagentes}$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot (\Delta H_f^0 \text{ C}_3\text{H}_6\text{O}_3) - \Delta H_f^0 \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\Delta H^0 = 2(-678) - (-1 268)$$

$$\Delta H^0 = -88 \text{ kJ/mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

A) Incorreta. Ambas liberam energia.

B) Incorreta. Os dois processos são exotérmicos, ou seja, liberam calor para o meio.

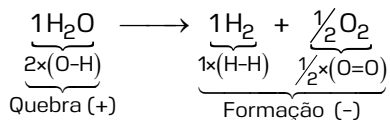
C) Incorreta. De acordo com os cálculos acima, observa-se que a fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior para uma mesma massa de glicose envolvida.

D) Correta. A fermentação láctica libera uma quantidade de energia maior (-88 kJ/mol) do



## EXERCITANDO EM CASA

### 01. C

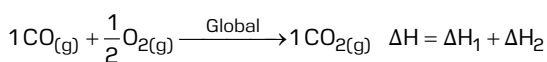
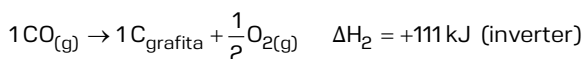
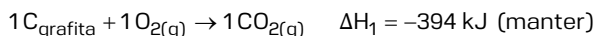
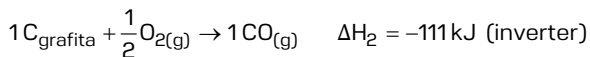
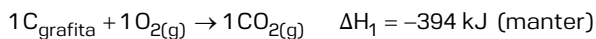


$$2 \times E(\text{O}-\text{H}) - 1 \times E(\text{H}-\text{H}) - \frac{1}{2} \times E(\text{O}=\text{O}) = \Delta H$$

$$\Delta H = 2 \times 111,72 \text{ kcal} - 1 \times 104,30 \text{ kcal} - \frac{1}{2} \times 119,13 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = +59,575 \text{ kcal} \approx +60,0 \text{ kcal}$$

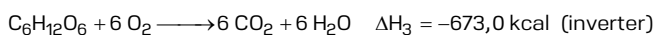
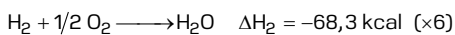
### 02. E



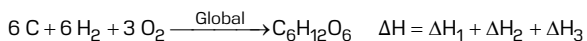
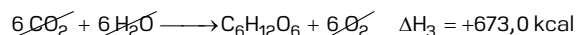
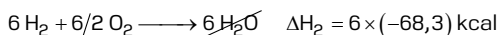
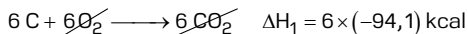
$$\Delta H = (-394 + 111) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = -283 \text{ kJ}$$

### 03. B



Aplicando a lei de Hess:



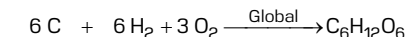
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H = 6 \times (-94,1) \text{ kcal} + 6 \times (-68,3) \text{ kcal} + 673,0 \text{ kcal}$$

$$\Delta H = -301,4 \text{ kcal/mol}$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180 \text{ g/mol}$$



$$6 \times 12 \text{ g} \longrightarrow 180 \text{ g}$$

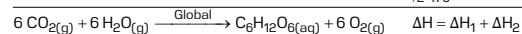
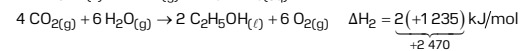
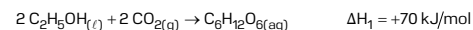
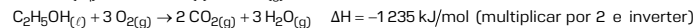
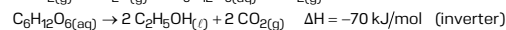
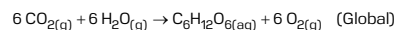
$$14,4 \text{ g} \longrightarrow m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

$$m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{14,4 \text{ g} \times 180 \text{ g}}{6 \times 12 \text{ g}}$$

$$m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 36 \text{ g}$$

### 04. E

Aplicando a lei de Hess, vem:

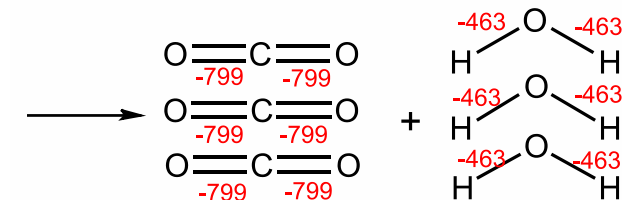
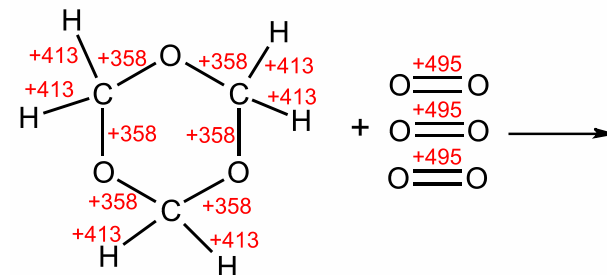


$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H = (+70 + 2470) \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +2540 \text{ kJ}$$

### 05. D



$$\Delta H = [6 \times (+413) + 6 \times (+358) + 3 \times (+495)] + [6 \times (-799) + 6 \times (-463)]$$

$$\Delta H = 6 \times 1111 + (-7572)$$

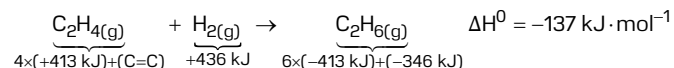
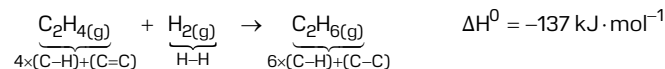
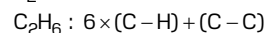
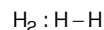
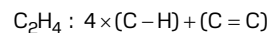
$$\Delta H = -1461 \text{ kJ}$$

### 06. B

De acordo com os dados da tabela e com a reação, temos:

$$243 + 2 \times 464 - 431 - 205 - 464 = 71 \text{ kJ}$$

### 07. B



$$-137 \text{ kJ} = [4 \times (+413 \text{ kJ}) + (\text{C}=\text{C}) + 436 \text{ kJ}] + [6 \times (-413 \text{ kJ}) + (-346 \text{ kJ})]$$

$$(\text{C}=\text{C}) = (-137 - 1652 - 436 + 2478 + 346) \text{ kJ}$$

$$(\text{C}=\text{C}) = +599 \text{ kJ/mol}$$

### 08. B

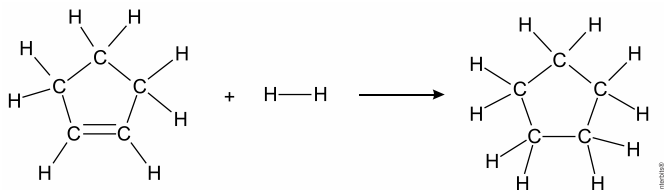
A entalpia de reação de hidrogenação é calculada somando-se todas as entalpias de ligação dos reagentes (que são positivas) com todas as entalpias de ligação dos produtos (que são negativas).

$$\Delta H = [4 \times (C-C) + 1 \times (C=C) + 8 \times (C-H) + 1 \times (H-H)] + [5 \times (C-C) + 10 \times (C-H)]$$

$$\Delta H = [4 \times (+335 \text{ kJ}) + 1 \times (+600 \text{ kJ}) + 8 \times (+414 \text{ kJ}) + 437 \text{ kJ}] + [5 \times (-335 \text{ kJ}) + 10 \times (-414 \text{ kJ})]$$

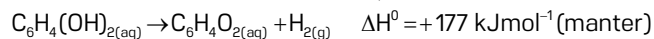
$$\Delta H = [+1340 \text{ kJ} + 600 \text{ kJ} + 3312 \text{ kJ} + 437 \text{ kJ}] + [-1675 \text{ kJ} - 4140 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = +5689 \text{ kJ} - 5815 \text{ kJ} = -126 \text{ kJ/mol}$$

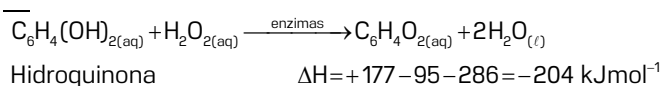
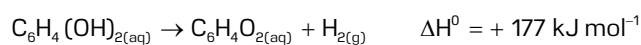


### 09. B

De acordo com a Lei de Hess, devemos:

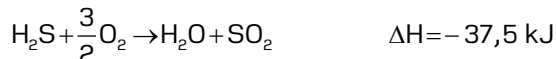


Então:



### 10. A

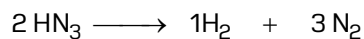
Inverso da equação I + equação II + inverso da equação III = equação procurada.



## AULA 5

### EXERCITANDO EM SALA

#### 01. C



$$\frac{V_{\text{HN}_3}}{2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{1} = \frac{V_{\text{N}_2}}{3}$$

$$\frac{V_{\text{HN}_3}}{2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{1} = \frac{V_{\text{N}_2}}{3} = v_{\text{média}}$$

$$|v_{\text{HN}_3}| = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$\frac{V_{\text{HN}_3}}{2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{1}$$

$$|v_{\text{H}_2}| = \frac{6,0 \times 10^{-2}}{2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$|v_{\text{H}_2}| = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1} = 0,03 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{1} = \frac{V_{\text{N}_2}}{3}$$

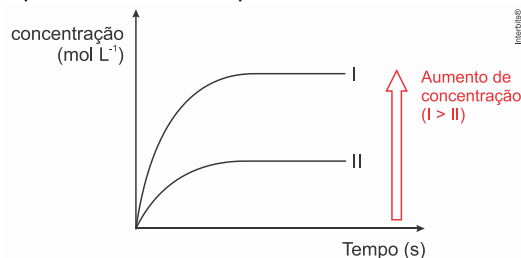
$$\frac{V_{\text{N}_2}}{3} = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

$$|v_{\text{N}_2}| = 3 \times 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

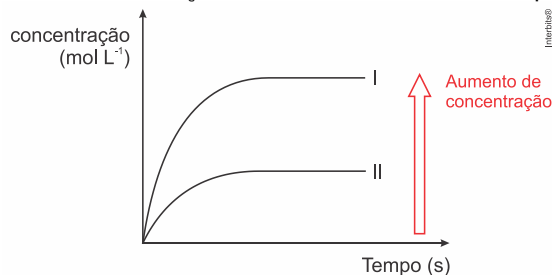
$$|v_{\text{N}_2}| = 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1} = 0,09 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

### 02. B

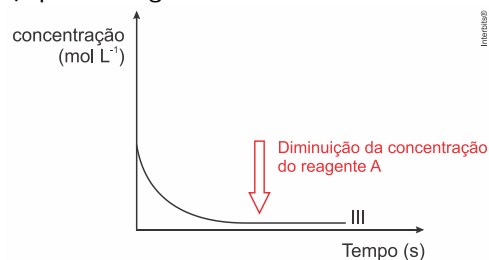
- A) Incorreto. A curva I deve representar a produção da substância B (produto que apresenta maior coeficiente na reação), pois sua concentração aumenta com o passar do tempo e é maior do que II.



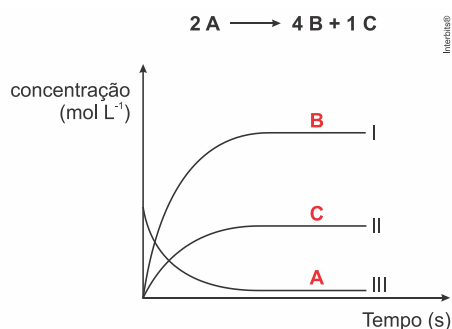
- B) Correto. As curvas I e II correspondem à variação da concentração dos produtos, pois suas concentrações aumentam com o tempo.



- C) Incorreto. A curva III corresponde ao consumo de A, que é reagente.

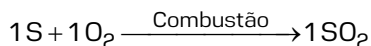


- D) Incorreto. A correspondência correta entre curva e substância é: I = B; II = C; III = A.



E) Incorreto. A curva III representa diminuição de concentração para a substância A (reagente).

**03. A**



$$\left| \frac{v_S}{1} \right| = \left| \frac{v_{O_2}}{1} \right| = \left| \frac{v_{SO_2}}{1} \right| = v_{\text{média}}$$

$$S = 32 \Rightarrow M_S = 32 \text{ g/mol}$$

$$n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{57,6 \times 1000 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow n_S = 1800 \text{ mol}$$

$$v_S = \frac{1800 \text{ mol}}{1 \text{ h}} = \frac{1800 \text{ mol}}{3600 \text{ s}} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v_{SO_2} = v_S = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$$

**04. A**

$$v_m = \frac{[ ]_f - [ ]_i}{t_f - t_i} = \frac{|0,180 - 0,200|}{300 - 180} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

**EXERCITANDO EM CASA**

**01. D**

A velocidade das amostras:

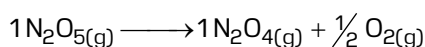
$$V(I) = 0,2 \text{ g} / 1 \text{ min} = 0,2 \text{ g/min}$$

$$V(II) = 2 \text{ g} / 5 \text{ min} = 0,4 \text{ g/min}$$

$$V(III) = 4 \text{ g} / 15 \text{ min} = 0,27 \text{ g/min}$$

$$V(IV) = 4 \text{ g} / 20 \text{ min} = 0,2 \text{ g/min}$$

**02. B**



$$\left| \frac{v_{N_2O_5(g)}}{1} \right| = \left| \frac{v_{N_2O_4(g)}}{1} \right| = \left| \frac{v_{O_2(g)}}{(\frac{1}{2})} \right|$$

$$v_{O_2(g)} = 8,5 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$\left| \frac{v_{N_2O_5(g)}}{1} \right| = \left| \frac{v_{O_2(g)}}{(\frac{1}{2})} \right|$$

$$v_{N_2O_5(g)} = \frac{8,5 \times 10^{-5}}{0,5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$v_{N_2O_5(g)} = 1,7 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$v_{N_2O_5(g)} = \frac{\Delta[N_2O_5(g)]}{\Delta t}$$

$$\Delta t = 5 \text{ min} = 5 \times 60 \text{ s} = 300 \text{ s}$$

$$1,7 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} = \frac{\Delta[N_2O_5(g)]}{300 \text{ s}}$$

$$\Delta[N_2O_5(g)] = 51,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\Delta[N_2O_5(g)] = 51,0 \text{ mmol L}^{-1}$$

**03. C**

$$V(H_2) = 6 \times 10^{14} \text{ mol/s}$$

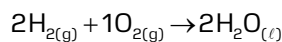
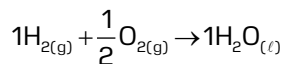
Cálculo da velocidade do hélio:

$$V(H_2)/4 = V(He)/1$$

$$V(He) = 1,5 \times 10^{14} \text{ mol/s} \cdot 3600 \text{ s/hora}$$

$$V(He) = 5,4 \times 10^{17} \text{ mol/hora}$$

**04. C**



$$V_{O_2} = 4 \text{ mol/min}$$

$$\frac{V_{H_2}}{2} = \frac{V_{O_2}}{1} \therefore \frac{V_{H_2}}{2} = \frac{4}{1}$$

$$V_{H_2} = 8 \text{ mol/min}$$

**05. D**

$$V_{\text{butano}} / 1 = V_{CO_2} / 4$$

$$V_{CO_2} = 4 \times 0,05 \text{ mol/min} = 0,2 \text{ mol/min}$$

$$V_{CO_2} = 0,2 \text{ mol/min} \times 60 \text{ min} = 12 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = 528 \text{ g}$$

**06. C**

A partir da observação do gráfico e da reação química balanceada podemos associar o produto ao gráfico I.

O composto IV, que não altera com o tempo, seria o catalisador (NO). O reagente III será o  $SO_2$  e o reagente II será o  $O_2$ .

**07. A**

Como a atividade aceitável era de 90%, eram necessários apenas 4 dias, de acordo com o gráfico.

**08. A**

$$VBrO_3^- / 1 = VBr_2 / 3$$

$$VBr_2 = 5,63 \times 10^{-6} \times 3$$

$$VBr_2 = 1,69 \times 10^{-5}$$

**09. E**

A partir do gráfico podemos definir que a equação será  $Z \rightarrow X + Y$ .

**10. C**

Ao adicionar 0,50 g de magnésio, apenas 0,10 g reagiram em 10 segundos, logo a velocidade será determinada por:

$$24 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol de Mg}$$

$$0,10 \text{ g} \text{ — } x$$

$$x = 0,004 \text{ mol}$$

$$\text{Velocidade} = 0,004 \text{ mol} / 10 \text{ s}$$

**AULA 6**

**EXERCITANDO EM SALA**

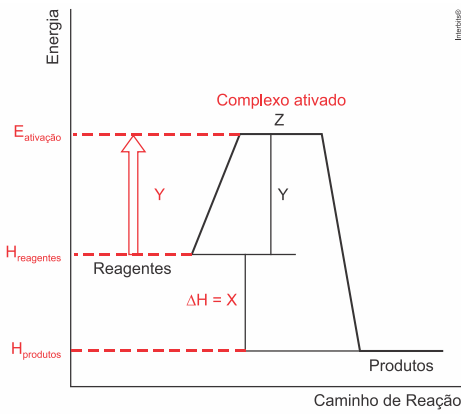
**01. A**

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H = 100 - 20 = 20 \text{ kJ}$$

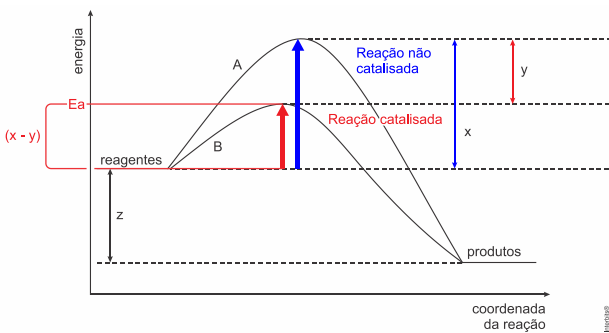


**02. D**

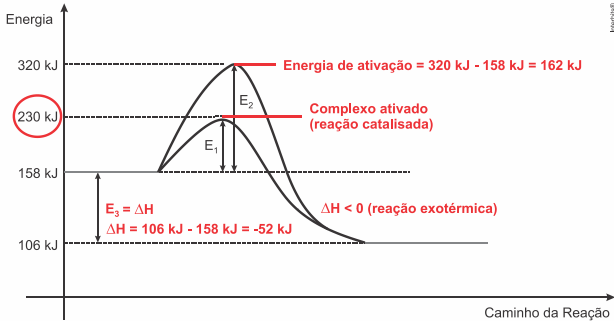


**03. D**

O valor de  $(x - y)$  representa a energia de ativação ( $E_a$ ) da reação catalisada:



**04. C**

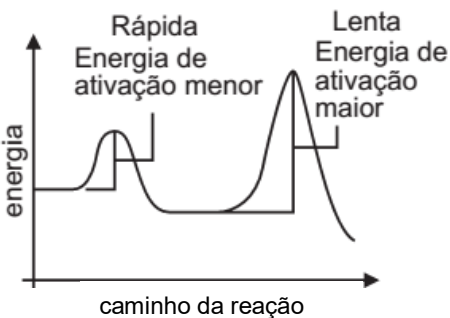


**EXERCITANDO EM CASA**

**01. D**

De acordo com a figura, temos duas etapas de reação: uma rápida (energia de ativação menor) e uma lenta (energia de ativação maior).

O gráfico que melhor explica o processo é:



**02. B**

A partir do gráfico, observamos que:

$E_a = a$  kcal

$E_{ai} = (a + b)$  kcal

$\Delta H = b$  kcal (sendo  $b < 0$ )

A reação é exotérmica  $\Delta H < 0$

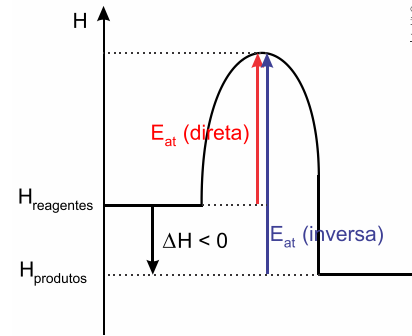
$H_{reagentes} > H_{produtos}$

Somente o item **B** está de acordo com as informações acima.

**03. C**

A segunda etapa tem maior energia de ativação; consequentemente, a reação é mais lenta.

**04. C**



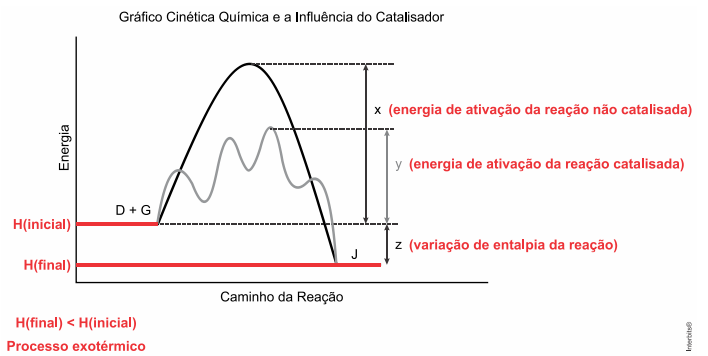
$\Delta H < 0$

$\Delta H = -(E_{ativação (inversa)} - E_{ativação (direta)})$

$\Delta H = -(120 \text{ kJ} - 80 \text{ kJ}) = -40 \text{ kJ}$

**05. A**

Analisando o gráfico, vem:



**06. A**

A velocidade de uma reação química depende dos três itens apresentados na questão. Portanto, o item A é o correto.

**07. D**

(A) **Incorreta.** Por apresentar maior  $E_{at}$ , sua velocidade é menor.

(B) **Incorreta.** Pois o catalisador aumenta a velocidade em ambos os sentidos.

(C) **Incorreta.** O  $\Delta H$  é o mesmo para as reações direta e inversa, mudando apenas o sinal.

(D) **Correta.** A  $E_{at A} > E_{at B}$ .

(E) **Incorreta.** Nesse caso, a proporção estequiométrica da reação é 1 : 1; sendo assim, o aumento da pressão não influencia no equilíbrio.

**08. E**

O C é o complexo ativado.

**09. A**

$1 \text{ mol} \cdot \text{ano}^{-1}$

**10. B**

Menor energia de ativação na presença do catalisador.