


**TERMOQUÍMICA E CINÉTICA**

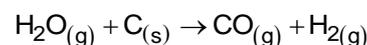
1. (Enem) Alguns fatores podem alterar a rapidez das reações químicas. A seguir, destacam-se três exemplos no contexto da preparação e da conservação de alimentos:

1. A maioria dos produtos alimentícios se conserva por muito mais tempo quando submetidos à refrigeração. Esse procedimento diminui a rapidez das reações que contribuem para a degradação de certos alimentos.
2. Um procedimento muito comum utilizado em práticas de culinária é o corte dos alimentos para acelerar o seu cozimento, caso não se tenha uma panela de pressão.
3. Na preparação de iogurtes, adicionam-se ao leite bactérias produtoras de enzimas que aceleram as reações envolvendo açúcares e proteínas lácteas.

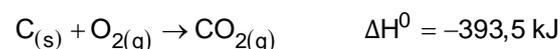
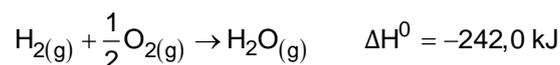
Com base no texto, quais são os fatores que influenciam a rapidez das transformações químicas relacionadas aos exemplos 1, 2 e 3, respectivamente?

- a) Temperatura, superfície de contato e concentração.
- b) Concentração, superfície de contato e catalisadores.
- c) Temperatura, superfície de contato e catalisadores.
- d) Superfície de contato, temperatura e concentração.
- e) Temperatura, concentração e catalisadores.

2. (Uerj 2013) A equação química abaixo representa a reação da produção industrial de gás hidrogênio.

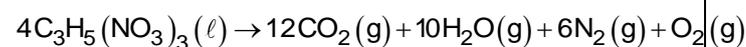


Na determinação da variação de entalpia dessa reação química, são consideradas as seguintes equações termoquímicas, a 25 °C e 1 atm:



Calcule a energia, em quilojoules, necessária para a produção de 1 kg de gás hidrogênio e nomeie o agente redutor desse processo industrial.

3. (Unifesp 2013) A explosão da nitroglicerina,  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ , explosivo presente na dinamite, ocorre segundo a reação:



São fornecidas as seguintes informações:

Entalpia de formação de $\text{CO}_2$ gasoso	-400 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Entalpia de formação de $\text{H}_2\text{O}$ gasoso	-240 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpia de formação de $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ líquido	-365 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal a 0°C e 1 atm de pressão	22,4 L

Considerando que ocorra a explosão de 1 mol de nitroglicerina e que a reação da explosão seja completa, calcule:

- a) o volume de gases, medido nas condições normais de pressão e temperatura.
- b) a entalpia da reação, expressa em  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

4. (Unesp 2013) Em um laboratório de química, dois estudantes realizam um experimento com o objetivo de determinar a velocidade da reação apresentada a seguir.



Sabendo que a reação ocorre em um sistema aberto, o parâmetro do meio reacional que deverá ser considerado para a determinação da velocidade dessa reação é

- a) a diminuição da concentração de íons  $\text{Mg}^{2+}$ .
- b) o teor de umidade no interior do sistema.
- c) a diminuição da massa total do sistema.
- d) a variação da concentração de íons  $\text{Cl}^-$ .
- e) a elevação da pressão do sistema.

5. (Uerj 2013) Substâncias com calor de dissolução endotérmico são empregadas na fabricação de balas e chicletes, por causarem sensação de frescor. Um exemplo é o xilitol, que possui as seguintes propriedades:

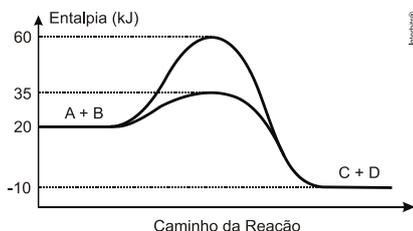
Propriedade	Valor
massa molar	152 g/mol
entalpia de dissolução	+ 5,5 kcal/mol
solubilidade	60,8 g/100 g de água a 25 °C

Considere M a massa de xilitol necessária para a formação de 8,04 g de solução aquosa saturada de xilitol, a 25 °C. A energia, em quilocalorias, absorvida na dissolução de M corresponde a:

- a) 0,02
- b) 0,11
- c) 0,27
- d) 0,48

6. (Ueg 2013) Durante a manifestação das reações químicas, ocorrem variações de energia. A quantidade de energia envolvida está associada às características químicas dos reagentes consumidos e dos produtos que serão formados.

O gráfico abaixo representa um diagrama de variação de energia de uma reação química hipotética em que a mistura dos reagentes A e B levam à formação dos produtos C e D.



Com base no diagrama, no sentido direto da reação, conclui-se que a

- energia de ativação da reação sem o catalisador é igual a 15 KJ.
- energia de ativação da reação com o catalisador é igual a 40 KJ.
- reação é endotérmica.
- variação de entalpia da reação é igual a -30 KJ.

7. (Ufrj 2013) Fullerenos são compostos de carbono que podem possuir forma esférica, elipsoide ou cilíndrica. Fullerenos esféricos são também chamados buckyballs, pois lembram a bola de futebol. A síntese de fullerenos pode ser realizada a partir da combustão incompleta de hidrocarbonetos em condições controladas.

- Escreva a equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a  $C_{60}$ .
- Fornecidos os valores de entalpia de formação na tabela a seguir, calcule a entalpia da reação padrão do item a.

Espécie	$\Delta_f H^\circ$ (kJ.mol <sup>-1</sup> )
$H_2O(\ell)$	-286
$C_6H_6(\ell)$	49
$C_{60}(s)$	2327

8. (Uel 2013) A tabela, a seguir, mostra as entalpias padrão de formação  $\Delta_f H^\circ$  a 25°C.

Substância	Fórmula	$\Delta_f H^\circ$ kJ/mol
Metanol	$CH_3OH(\ell)$	-238,6
Etanol	$C_2H_5OH(\ell)$	-277,7
Gás carbônico	$CO_2(g)$	-393,5
Água	$H_2O(v)$	-241,8

O metanol já foi usado como combustível na fórmula Indy, com o inconveniente de produzir chama incolor e ser muito tóxico. Atualmente, utiliza-se etanol, proveniente da fermentação do caldo na cana-de-açúcar, o mesmo utilizado em automóveis no Brasil.

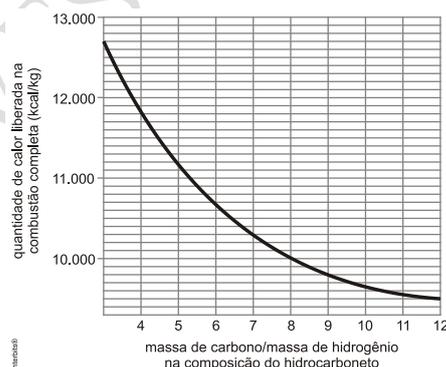
- Compare a quantidade de energia liberada (kJ) pela combustão de 1,00g de metanol com a produzida por 1,00g de etanol. Justifique sua resposta.
- Se um automóvel da fórmula Indy gastar 5 litros de etanol ( $d=0,80g/mL$ ) por volta em um determinado

circuito, calcule a energia liberada (kJ) pelo seu motor em cada volta.

9. (Ita 2013) 100 gramas de água líquida foram aquecidos utilizando o calor liberado na combustão completa de 0,25 gramas de etanol. Sabendo que a variação da temperatura da água foi de 12,5°C, assinale a alternativa que apresenta o valor CORRETO para a entalpia molar de combustão do etanol. Considere que a capacidade calorífica da água é igual a 4,18 kJ·kg<sup>-1</sup>·°C<sup>-1</sup> e que a energia liberada na combustão do etanol foi utilizada exclusivamente no aquecimento da água.

- 961 kJ
- 5,2 kJ
- +4,2 kJ
- +5,2 kJ
- +961 kJ

10. (Fuvest 2013) A partir de considerações teóricas, foi feita uma estimativa do poder calorífico (isto é, da quantidade de calor liberada na combustão completa de 1 kg de combustível) de grande número de hidrocarbonetos. Dessa maneira, foi obtido o seguinte gráfico de valores teóricos:



Com base no gráfico, um hidrocarboneto que libera 10.700 kcal/kg em sua combustão completa pode ser representado pela fórmula

Dados: Massas molares (g/mol), C=12,0; H=1,00.

- $CH_4$
- $C_2H_4$
- $C_4H_{10}$
- $C_5H_8$
- $C_6H_6$

11. (Pucrj 2013) Para a reação entre duas substâncias moleculares em fase gasosa, considerando a teoria das colisões, o aumento da velocidade da reação causada pela presença de um catalisador é devido:

- ao aumento instantâneo da temperatura que acelera a agitação das moléculas.
- ao aumento da taxa de colisão entre os reagentes, porém preservando a energia necessária para que a colisão gere produtos.
- à diminuição da energia de ativação para que a colisão entre as moléculas, no início da reação, gere produtos.

- d) ao aumento da energia de ativação que é a diferença entre a energia final dos reagentes e dos produtos.  
 e) à diminuição da variação de entalpia da reação.

12. (Ufpr 2013) Com o desenvolvimento da nanotecnologia, a busca de novos materiais e a pesquisa dos materiais já conhecidos, porém com partículas na escala nanométrica, se tornaram alvos de interesse mundial. A diminuição na escala de tamanho das partículas provoca alterações nas propriedades dos materiais. Por exemplo, a redução em uma ordem de grandeza no diâmetro das partículas (de 100 nm para 10 nm) de um catalisador metálico provocará alterações no processo promovido. Considerando que o catalisador metálico em questão promove a conversão de um reagente A num produto B, avalie as seguintes afirmativas:

1. Com a redução de tamanho das partículas do catalisador, o processo de conversão poderá ocorrer em uma temperatura inferior.
2. Com a redução de tamanho das partículas do catalisador, a constante cinética da conversão de A em B será maior.
3. Com a redução de tamanho das partículas do catalisador, uma menor quantidade de massa de catalisador será necessária para que a conversão de A em B ocorra no mesmo intervalo de tempo.
4. Com a redução de tamanho das partículas do catalisador, o sistema alcançará o equilíbrio num menor intervalo de tempo.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente a afirmativa 2 é verdadeira.
- b) Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
- e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

13. (Fuvest 2013) Quando certos metais são colocados em contato com soluções ácidas, pode haver formação de gás hidrogênio. Abaixo, segue uma tabela elaborada por uma estudante de Química, contendo resultados de experimentos que ela realizou em diferentes condições.

Experi- mento	Reagentes		Tempo para liberar 30 mL de H <sub>2</sub>	Observações
	Solução de HCl (aq) de concentração 0,2 mol/L	Metal		
1	200 mL	1,0 g de Zn (raspas)	30 s	Liberação de H <sub>2</sub> e calor
2	200 mL	1,0 g de Cu (fio)	Não liberou H <sub>2</sub>	Sem alterações
3	200 mL	1,0 g de Zn (pó)	18 s	Liberação de H <sub>2</sub> e calor
4	200 mL	1,0 g de Zn (raspas) + 1,0 g de Cu (fio)	8 s	Liberação de H <sub>2</sub> e calor; massa de Cu não se alterou

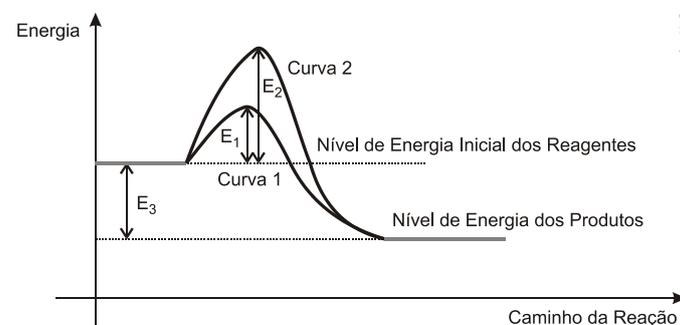
Após realizar esses experimentos, a estudante fez três afirmações:

- I. A velocidade da reação de Zn com ácido aumenta na presença de Cu.
- II. O aumento na concentração inicial do ácido causa o aumento da velocidade de liberação do gás H<sub>2</sub>.
- III. Os resultados dos experimentos 1 e 3 mostram que, quanto maior o quociente superfície de contato/massa total de amostra de Zn, maior a velocidade de reação.

Com os dados contidos na tabela, a estudante somente poderia concluir o que se afirma em

- a) I.
- b) II.
- c) I e II.
- d) I e III.
- e) II e III.

14. (Ime 2013) O gráfico abaixo ilustra as variações de energia devido a uma reação química conduzida nas mesmas condições iniciais de temperatura, pressão, volume de reator e quantidades de reagentes em dois sistemas diferentes. Estes sistemas diferem apenas pela presença de catalisador. Com base no gráfico, é possível afirmar que:



- a) A curva 1 representa a reação catalisada, que ocorre com absorção de calor.

- b) A curva 2 representa a reação catalisada, que ocorre com absorção de calor.
- c) A curva 1 representa a reação catalisada com energia de ativação dada por  $E_1 + E_3$ .
- d) A curva 2 representa a reação não catalisada, que ocorre com liberação de calor e a sua energia de ativação é dada por  $E_2 + E_3$ .
- e) A curva 1 representa a reação catalisada, que ocorre com liberação de calor e a sua energia de ativação é dada por  $E_1$ .

15. (Acafe 2012) No jornal *Folha de São Paulo*, de 16 de setembro de 2011, foi publicada uma reportagem sobre o Shopping Center Norte de São Paulo – SP: “[...] Segundo a Cetesb, foi encontrado gás metano no terreno, que serviu como depósito de lixo na década de 1980, antes da construção do shopping [...]”.

Dado:  $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$ ; Entalpia de combustão do metano =  $-889,5 \text{ kJ/mol}$ .

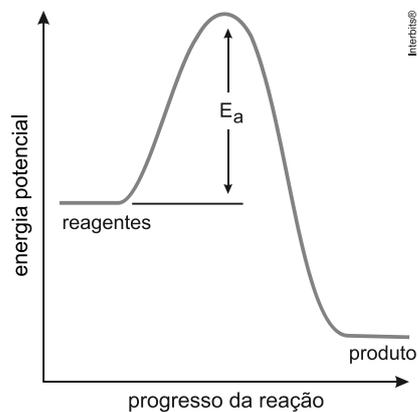
Com base no texto acima e nos conceitos químicos, analise as afirmações a seguir.

- I. O gás metano é uma molécula apolar, possui estrutura tetraédrica e fórmula molecular  $\text{CH}_4$ .
- II. O gás metano é um dos principais gases presentes no biogás.
- III. A energia liberada na combustão de  $100 \text{ kg}$  de metano é  $+5,56 \cdot 10^6 \text{ kJ}$ , aproximadamente.
- IV. Caso a concentração do gás metano na região do shopping seja elevada, há o risco de ocorrer explosões.

Assinale a alternativa correta.

- a) Apenas a afirmação III está correta.
- b) Apenas I, II e IV estão corretas.
- c) Apenas I e IV estão corretas.
- d) Todas as afirmações estão corretas.

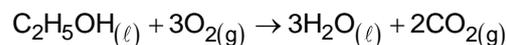
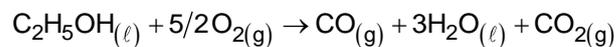
16. (Uftm 2012) A formação do ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) pelo processo Ostwald pode ocorrer em duas etapas pela reação da amônia ( $\text{NH}_3$ ) com o oxigênio do ar. Entretanto, este processo só é viável em escala industrial quando essa reação é realizada sobre a superfície de platina, pois a cinética reacional é favorecida. Na figura, é representado o diagrama da energia potencial, considerando-se a primeira etapa do processo na ausência da platina.



- a) Apresente a variação do número de oxidação do átomo de nitrogênio na conversão de amônia em ácido nítrico. Quanto ao calor de reação, como se classifica a primeira etapa do processo Ostwald? Justifique.
- b) Qual é a função da platina no processo da síntese do ácido nítrico? Refaça o desenho do diagrama de energia apresentado na figura, considerando dois caminhos de reação, com e sem o uso da platina.

17. (Ufrn 2012) Uma atitude sustentável que visa a diminuir a poluição do ar é a regulação dos motores dos automóveis. Uma regulação inadequada do motor favorece a combustão incompleta, que gera, além do dióxido de carbono ( $\text{CO}_{2(g)}$ ), o monóxido de carbono ( $\text{CO}_{(g)}$ ) e a fuligem ( $\text{C}_{(s)}$ ).

Suponha que um carro use etanol como combustível e considere as reações e os dados da tabela apresentados a seguir:



$$T = 298 \text{ K} \quad \text{e} \quad P = 1 \text{ atm}$$

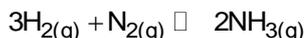
Substância	$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\ell)}$	-277,5
$\text{CO}_{(g)}$	-110,53
$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$	-285,83
$\text{CO}_{2(g)}$	-393,51
$\text{O}_{2(g)}$	497,8

Tendo em vista essa situação, quando o motor não estiver bem regulado,

- a) a combustão é incompleta, pois, na mistura ar ( $\text{O}_2$ )/combustível, o  $\text{O}_2$  é a substância limitante da reação.
- b) na combustão incompleta, o consumo de álcool para produzir a mesma quantidade de energia que na combustão completa é menor.
- c) na combustão incompleta dos gases liberados, só o  $\text{CO}_2$  tem impacto indesejado na qualidade do ar.

d) a combustão é incompleta, pois, na mistura ar ( $O_2$ )/combustível, o etanol é a substância limitante da reação.

18. (Ufjf 2012) A síntese da amônia foi desenvolvida por Haber-Bosh e teve papel importante durante a 1ª Guerra Mundial. A Alemanha não conseguia importar salitre para fabricação dos explosivos e, a partir da síntese de  $NH_3$ , os alemães produziam o  $HNO_3$  e deste chegavam aos explosivos de que necessitavam. A equação que representa sua formação é mostrada abaixo:



- a) A partir da equação química para a reação de formação da amônia, descrita acima, e sabendo que a reação apresenta  $\Delta H < 0$ , o que aconteceria com o equilíbrio, caso a temperatura do sistema aumentasse?
- b) Calcule a variação de entalpia da formação da amônia, a partir das energias de ligação mostradas na tabela a seguir, a 298K:

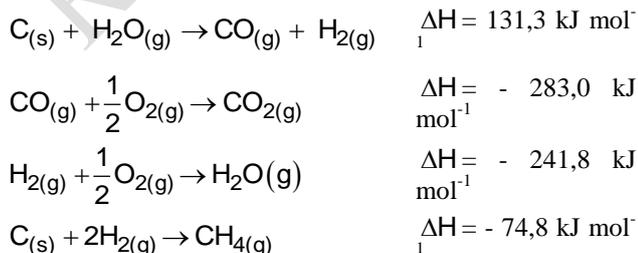
Ligação	Energia de Ligação ( $kJ \cdot mol^{-1}$ )
H-H	436
$N \equiv N$	944
H-N	390

- c) Suponha que a uma determinada temperatura T foram colocados, em um recipiente de 2,0 litros de capacidade, 2,0 mols de gás nitrogênio e 4,0 mols de gás hidrogênio. Calcule o valor da constante de equilíbrio, Kc, sabendo que havia se formado 2,0 mols de amônia ao se atingir o equilíbrio.
- d) Considere que a lei de velocidade para a reação de formação da amônia é  $v = k [H_2]^3 [N_2]$ . Calcule quantas vezes a velocidade final aumenta, quando a concentração de nitrogênio é duplicada e a de hidrogênio é triplicada, mantendo-se a temperatura constante.

19. (Udesc 2012) O gás metano pode ser utilizado como combustível, como mostra a equação 1:



Utilizando as equações termoquímicas abaixo, que julgar necessário, e os conceitos da Lei de Hess, obtenha o valor de entalpia da equação 1.

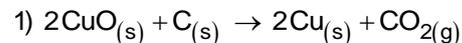


O valor da entalpia da equação 1, em kJ, é

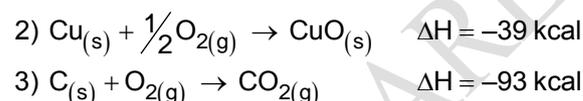
a) -704,6

- b) -725,4  
c) -802,3  
d) -524,8  
e) -110,5

20. (Udesc 2012) A reação de redução óxido de cobre II ( $CuO_{(s)}$ ) pelo grafite ( $C_{(s)}$ ) pode ser representada pela equação 1:



Dados: A equação 2 e 3 mostram os DH de outras reações:



Com base nesses dados, pode-se afirmar que a reação 1 tem  $\Delta H$  (em kcal) igual a:

- a) +171 (reação endotérmica)  
b) -15 (reação exotérmica)  
c) +132 (reação endotérmica)  
d) -54 (reação exotérmica)  
e) +15 (reação endotérmica)

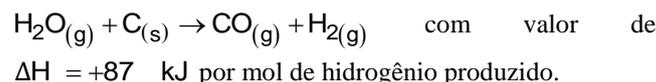
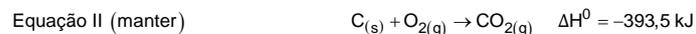
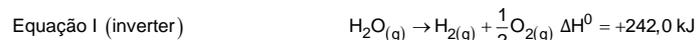
**GABARITO:**

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
0	C	*	*	C	B	D	*	*	A	B
1	C	C	D	E	B	*	A	*	C	B

**Resposta da questão 2:**  
 $H_2O(g) + C_{(s)} \rightarrow CO(g) + H_2(g)$  Equação global.

Para obtermos a equação global, devemos aplicar a Lei de Hess com as equações fornecidas.

Assim:



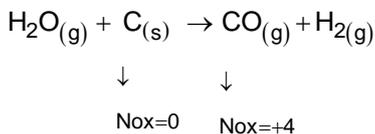
Assim:

2 g de H<sub>2</sub> produzido ————— +87 kJ

1000 g ————— E

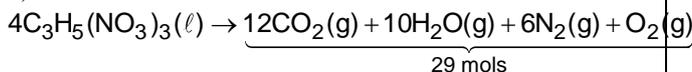
E = 43.500 kJ/kg de hidrogênio produzido.

O agente redutor da reação é o carbono, pois este sofre oxidação, conforme mostra o esquema abaixo:



**Resposta da questão 3:**

a) Teremos:

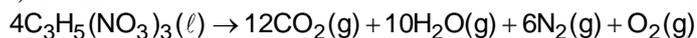


4 mols ————— 29 × 22,4 L

1 mol ————— V

$$V = \frac{29 \times 22,4 \text{ L}}{4} = 162,4 \text{ L}$$

b) Teremos:



4(-365 kJ) 12(-400 kJ) 10(-240 kJ) 6×0 0

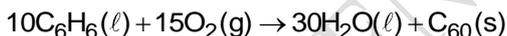
$$\Delta H = [12(-400 \text{ kJ}) + 10(-240 \text{ kJ}) + 6 \times 0 + 0] - [4(-365 \text{ kJ})]$$

$$\Delta H = -5750 \text{ kJ} / 4 \text{ mol de nitroglicerina}$$

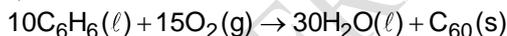
$$\Delta H = -1435 \text{ kJ} / \text{mol}$$

**Resposta da questão 7:**

a) Equação química balanceada da reação de combustão de benzeno a C<sub>60</sub>:



b) Teremos:



$\underbrace{10(+49 \text{ kJ})}_\text{H}_{\text{Reagentes}} \quad 0 \quad \underbrace{30(-286 \text{ kJ}) + 2327 \text{ kJ}}_\text{H}_{\text{Produtos}}$

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

$$\Delta H = [30(-286 \text{ kJ}) + 2327 \text{ kJ}] - [10(+49 \text{ kJ}) + 0]$$

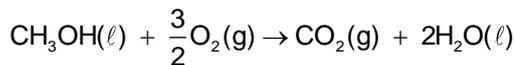
$$\Delta H = -6743 \text{ kJ} / \text{mol C}_{60}$$

$$\Delta H = -674,3 \text{ kJ} / \text{mol C}_6\text{H}_6$$

**Resposta da questão 8:**

a) Teremos as seguintes equações de combustão:

Para o metanol:



-238,6 kJ 0 -393,5 kJ 2(-241,8 kJ)

$$\Delta H = [-393,5 \text{ kJ} + 2(-241,8 \text{ kJ})] - [-238,6 \text{ kJ} + 0]$$

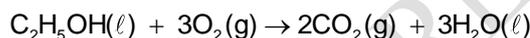
$$\Delta H = -638,5 \text{ kJ} / \text{mol}$$

32 g ——— 638,5 kJ liberados

1 g ——— E<sub>Metanol</sub>

$$E_{\text{Metanol}} = 19,95 \text{ kJ liberados}$$

Para o etanol:



-277,7 kJ 0 2(-393,5 kJ) 3(-241,8 kJ)

$$\Delta H = [2(-393,5 \text{ kJ}) + 3(-241,8 \text{ kJ})] - [-277,7 \text{ kJ} + 0]$$

$$\Delta H = -1234,7 \text{ kJ} / \text{mol}$$

46 g ——— 1234,7 kJ liberados

1 g ——— E<sub>Etanol</sub>

$$E_{\text{Etanol}} = 26,84 \text{ kJ liberados}$$

Portanto o etanol libera mais energia por grama (26,84 kJ > 19,95 kJ).

b) Um automóvel da fórmula Indy pode gastar 5 litros de etanol (d = 0,80 g/mL) por volta em um determinado circuito, então:

$$5 \text{ L} = 5000 \text{ mL}; d_{\text{etanol}} = 0,80 \text{ g} / \text{mL}$$

$$1 \text{ mL} \text{ ——— } 0,80 \text{ g}$$

$$5000 \text{ mL} \text{ ——— } m_{\text{etanol}}$$

$$m_{\text{etanol}} = 4000 \text{ g}$$

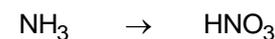
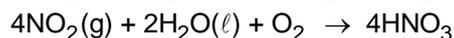
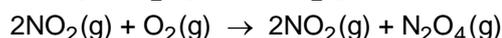
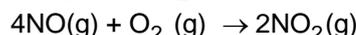
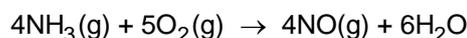
$$1 \text{ g(etanol)} \text{ ——— } 26,84 \text{ kJ liberados}$$

$$4000 \text{ g(etanol)} \text{ ——— } E$$

$$E = 107.360 \text{ kJ}$$

**Resposta da questão 16:**

a) Conversão de amônia em ácido nítrico:



A primeira etapa do processo de Ostwald é exotérmica, pois a energia potencial dos produtos é inferior à dos reagentes.

b) A platina diminui a energia de ativação do sistema, ou seja, funciona como catalisador.

