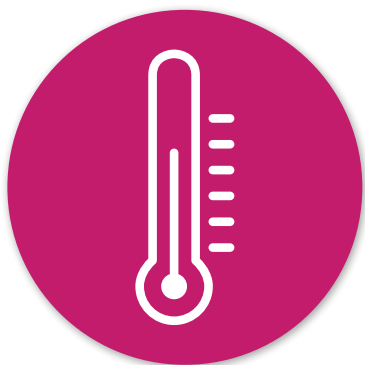




# TERMOQUÍMICA



EXERCÍCIOS APROFUNDADOS 2020 - 2022



# TERMOQUÍMICA

Você sabia que a respiração é uma reação de combustão? Aprenda sobre esse e outros fenômenos de trocas de calor com as videoaulas de termoquímica!

**Esta subárea é composta pelos módulos:**

## **1. Exercícios Aprofundados: Termoquímica**



# TERMOQUÍMICA

**1.** (UFBA 2012) No final do século XVIII, o uso do fogo possibilitou o desenvolvimento da primeira máquina à vapor, dando início à Revolução Industrial. As primeiras máquinas térmicas foram utilizadas na extração da água das minas de carvão e, depois, aplicadas nas indústrias e no aperfeiçoamento de trens. Em poucas décadas, essas máquinas transformaram o mundo.

(OLIVEIRA, 2011).

Os motores que equipam os carros de hoje não diferem muito do primeiro modelo criado em 1876 pelo engenheiro alemão Nikolaus Otto. Em mais de 100 anos, nenhum fabricante conseguiu aumentar de forma expressiva o aproveitamento de energia obtida da queima de combustível. Atualmente, esse aproveitamento é de, aproximadamente, 30% nos motores a gasolina e a álcool e de 50% nos motores a diesel. O restante da energia se dissipa na forma de calor.

(SALVADOR, 2011, p. 84).

Considerando-se os conhecimentos sobre as máquinas térmicas, seu funcionamento e sua utilização, é correto afirmar:

**01.** A energia liberada na combustão completa de uma tonelada de carvão, considerado 100% puro, é de, aproximadamente,  $3,3 \cdot 10^7$  kJ, de acordo com a equação química  $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 394$  kJ.

**02.** A obtenção do vapor de água, a partir do aquecimento da água líquida, envolve a ruptura de ligações de hidrogênio existentes entre as moléculas de água.

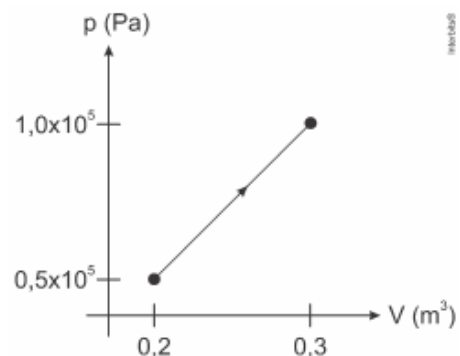
**04.** O rendimento de uma máquina térmica que retira calor de uma fonte quente, a  $127^\circ C$ , e que o rejeita para uma fonte fria, a  $27^\circ C$ , é de aproximadamente 30%.

**08.** A potência média útil de uma máquina que retira 50,0 litros de água, por segundo, de um poço com 2,0m de profundidade, em uma mina de carvão, é de 1,0kW, considerando-se a densidade da água 1,0kg/L e a aceleração da gravidade local  $10m/s^2$ .

**16.** A variação da energia interna,  $\Delta U$ , da substância operante de uma máquina térmica, no processo de expansão do gás, é uma decorrência do calor trocado com o meio externo e do trabalho realizado pelo gás.

**32.** A energia aproveitada para mover um veículo, utilizando como único combustível 114,0g de octano puro, é de 3282,6kJ, de acordo com a equação termoquímica  $2C_8H_{18}(l) + 25O_2(g) \rightarrow 16CO_2(g) + 18H_2O(l)$   $\Delta H = -10942$  kJ.

**2.** (UEM 2016) A formação de  $CO_{2(g)}$ , segundo a reação  $O_{2(g)} + C_{(grafite)} \rightarrow CO_{2(g)}$ , possui uma variação de entalpia  $\Delta H = -395$  kJ. Parte dessa energia foi utilizada para realizar o processo mostrado no diagrama pV, no qual se têm 4 mols de um gás monoatômico ideal.





Considerando as informações apresentadas, assinale o que for **correto** sobre esse diagrama pV.

A temperatura inicial desse gás monoatômico ideal é de aproximadamente 500 K.

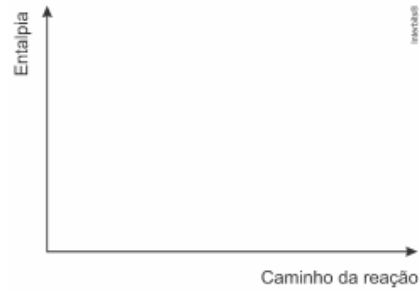
A temperatura final do gás monoatômico ideal é de aproximadamente 900 K.

A variação da energia interna do gás monoatômico ideal foi de aproximadamente 29,9 kJ.

O trabalho realizado pelo sistema descrito no diagrama pV foi de 15 kJ.

O calor utilizado pelo sistema descrito no diagrama pV foi de aproximadamente 50 % daquele gerado pela reação química do CO<sub>2(g)</sub>.

hidratação da cal virgem. Calcule o valor do calor de formação do hidróxido de cálcio, em kJ.mol<sup>-1</sup>, considerando que a entalpia de formação da cal virgem seja -635 kJ.mol<sup>-1</sup> e que a da água seja -286 kJ.mol<sup>-1</sup>



Four horizontal lines for writing the answer to question 2.

3. (FAC. SANTA MARCELINA 2017) A cal virgem para uso culinário, óxido de cálcio (CaO) com alto grau de pureza, tem o poder de conferir aos doces de frutas uma fina camada de aspecto vítreo na superfície. São as famosas frutas cristalizadas que causam reações de amor e ódio entre os comedores de panetone.

(super.abril.com.br. Adaptado.)

O processo de formação dessa camada começa com a adição da cal virgem à água, formando uma base, conforme a equação a seguir:



Em seguida, essa base reage com dióxido de carbono, liberando vapor d'água e formando um sal que, ao se cristalizar, forma a camada vítrea que recobre as frutas cristalizadas.

- a. Escreva a equação que representa a formação da camada vítrea que recobre as frutas cristalizadas e dê o nome do composto que constitui essa camada.
b. Represente, no gráfico abaixo, a variação da entalpia da reação de

4. (FUVEST 2017) O biogás, produzido por digestão anaeróbia de resíduos orgânicos, contém principalmente metano e dióxido de carbono, além de outros gases em pequenas quantidades, como é o caso do sulfeto de hidrogênio.

Para que o biogás seja utilizado como combustível, é necessário purificá-lo, aumentando o teor de metano e eliminando os demais componentes, que diminuem o seu poder calorífico e causam danos às tubulações.

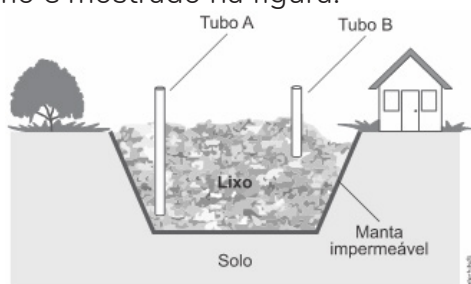
Considere uma amostra de biogás cuja composição, em massa, seja 64,0% de metano (CH<sub>4</sub>), 32,0% de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) e 4,0% de sulfeto de hidrogênio (H<sub>2</sub>S).

- a. Calcule a energia liberada na combustão de um quilograma dessa amostra de biogás.
b. Calcule o ganho de energia, por quilograma, se for utilizado biogás totalmente isento de impurezas, em lugar da amostra que contém os outros gases.



c. Além de aumentar o poder calorífico, a purificação do biogás representa uma diminuição do dano ambiental provocado pela combustão. Explique por quê.

d. Em aterros sanitários, ocorre a formação de biogás, que pode ser recolhido. Em um aterro sanitário, tubos foram introduzidos para captação dos gases em duas diferentes profundidades, como é mostrado na figura.



Em qual dos tubos, A ou B, é recolhido biogás com maior poder calorífico? Explique.

Note e adote:

Calor de combustão (kJ/kg)

CH <sub>4</sub>	55 × 10 <sup>3</sup>
H <sub>2</sub> S	15 × 10 <sup>3</sup>

---



---



---



---



---

5. (UNICID 2017) A sublimação é um processo que pode interferir na qualidade de produtos farmacêuticos. Considere um analgésico comercializado em pílulas que tem como princípio ativo o ibuprofeno (C<sub>13</sub>H<sub>18</sub>O<sub>2</sub>) e os seguintes dados:

$$\Delta H_{\text{vap}} = 70,12 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{fus}} = 21,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(www.chemeo.com)

a. Calcule a entalpia de sublimação do ibuprofeno e classifique-a como endotérmica ou exotérmica.

b. Por que se recomenda que comprimidos à base de ibuprofeno sejam mantidos a temperaturas entre 15 e 25°C?

---



---



---



---

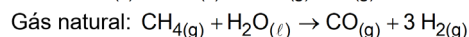
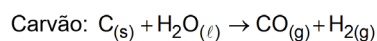
6. (UFJF 2017) O hidrogênio cada vez mais tem ganhado atenção na produção de energia. Recentemente, a empresa britânica Intelligent Energy desenvolveu uma tecnologia que pode fazer a bateria de um smartphone durar até uma semana. Nesse protótipo ocorre a reação do oxigênio atmosférico com o hidrogênio armazenado produzindo água e energia.

a. Escreva a equação química da reação descrita acima e calcule a sua variação de entalpia a partir dos dados abaixo.

Ligação	H-H	H-O	O=O
Energia de ligação (kJ mol <sup>-1</sup> )	437	463	494

b. Um dos grandes problemas para o uso do gás hidrogênio como combustível é o seu armazenamento. Calcule o volume ocupado por 20 g de hidrogênio nas CNTP.

c. Atualmente, cerca de 96% do gás hidrogênio é obtido a partir de combustíveis fósseis, como descrito nas reações abaixo.



d. Essa característica é considerada uma desvantagem para o uso do hidrogênio. Justifique essa afirmativa.

---



---



---



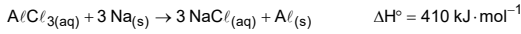
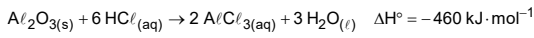
---



---



7. (UERJ 2017) A sequência de equações termoquímicas abaixo representa o processo pioneiro de obtenção de alumínio metálico a partir do seu óxido (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).



Posteriormente, foi desenvolvido outro processo de obtenção, mais barato, baseado na eletrólise ígnea do Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Considere a obtenção de 27 g de alumínio metálico pelo processo pioneiro e por meio de eletrólise, ambos com rendimento de 100%

Calcule a quantidade de energia, em quilojoules, necessária no primeiro processo e a carga elétrica, em coulombs, consumida no segundo.

Dado: 1 F = 96.500 C

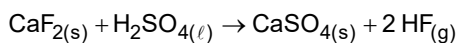
---

---

---

---

8. (UNESP 2017) O ácido fluorídrico, importante matéria-prima para obtenção de diversos compostos fluorados, pode ser preparado pela reação:



Considere os dados:

Reação	ΔH (kJ/mol de produto)
1/2 H <sub>2(g)</sub> + 1/2 F <sub>2(g)</sub> → HF <sub>(g)</sub>	-273
Ca <sub>(s)</sub> + F <sub>2(g)</sub> → CaF <sub>2(s)</sub>	-1.228
Ca <sub>(s)</sub> + S <sub>(s)</sub> + 2 O <sub>2(g)</sub> → CaSO <sub>4(s)</sub>	-1.435
H <sub>2(g)</sub> + S <sub>(s)</sub> + 2 O <sub>2(g)</sub> → H <sub>2</sub> SO <sub>4(l)</sub>	-814

A partir dos dados apresentados na tabela e utilizando a Lei de Hess, calcule o ΔH da reação de preparação do HF(g) a partir de 1 mol de CaF<sub>2</sub>(s) e informe se ela é exotérmica ou endotérmica.

Represente, no diagrama apresentado abaixo, a reação de preparação do HF

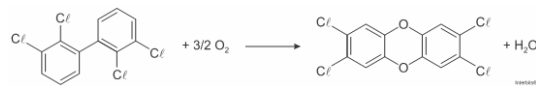
---

---

---

---

9. (UFPR 2017) Policlorobifenila, conhecido como PCB, é uma classe de compostos sintéticos aromáticos que foi extensivamente utilizada em fluidos refrigerantes para transformadores, capacitores e motores elétricos, devido à excelente propriedade dielétrica e estabilidade química. O descarte inapropriado de PCB, no meio ambiente causa diversos problemas, em função da alta toxicidade e longevidade no ambiente. Os PCBs são agentes carcinogênicos para humanos e animais. A remediação de solos contaminados com PCB é bastante difícil, devido à alta estabilidade desses compostos. A incineração desses solos em temperaturas inferiores a 700 °C produz compostos voláteis perigosos, como as dioxinas. Dioxinas são ainda mais tóxicas e são agentes carcinogênicos e teratogênicos. A equação a seguir corresponde à reação de oxidação de 1,1'-bifenila, 2,2',3,3'-tetracloro (Δ<sub>f</sub>H<sup>0</sup>= 73,2 kJmol<sup>-1</sup>). em 2,3,7,8-tetraclorodibenzeno-p-dioxina (Δ<sub>f</sub>H<sup>0</sup>= -114,4kJ mol<sup>-1</sup>). A entalpia de formação da água nas condições de reação é (Δ<sub>f</sub>H<sup>0</sup>= -241,8 kJ mol<sup>-1</sup>).



- a. Calcule a entalpia da reação ilustrada. Mostre como chegou ao valor.
- b. Essa reação é endotérmica? Explique como se chega a tal conclusão.

---

---

---

---



10. (IME 2017) O oxigênio e o hidrogênio combinam-se, em células de combustível, produzindo água líquida e gerando corrente elétrica. O máximo trabalho elétrico útil que essas células produzem é dado por  $\Delta G^0 = -237 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

Com base nos dados fornecidos, calcule o ponto de ebulição da água. Aproxime  $\Delta H$  por  $\Delta H^0$  e  $\Delta S$  por  $\Delta S^0$ .

Dados termodinâmicos:

$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
$S^0 = 206 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$S^0 = 131 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$S^0 = 70,0 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	$S^0 = 189 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
			$\Delta H_f^0 = -242 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

Dado:  $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \times 10^3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$

---



---

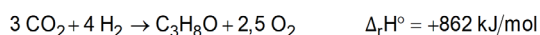


---



---

11. (UNICAMP 2017) Uma reportagem em revista de divulgação científica apresenta o seguinte título: ***Pesquisadores estão investigando a possibilidade de combinar hidrogênio com dióxido de carbono para produzir hidrocarbonetos, com alto poder energético, “ricos em energia”***. O texto da reportagem explicita melhor o que está no título, ao informar que “em 2014 um grupo de pesquisadores desenvolveu um sistema híbrido que usa bactérias e eletricidade, conjuntamente, em um coletor solar, para gerar hidrogênio a partir da água, e fazer sua reação com dióxido de carbono, para produzir isopropanol”, como representa a equação a seguir.



a. Considerando que a entalpia padrão de formação da água é  $-286 \text{ kJ/mol}$ , qual é a quantidade de energia que seria utilizada na produção de 1 mol de isopropanol, a partir de água e  $\text{CO}_2$ ,

da maneira como explica o enunciado acima?

b. Qual seria a energia liberada pela queima de 90 gramas de isopropanol obtido dessa maneira? Considere uma combustão completa e condição padrão.

---



---



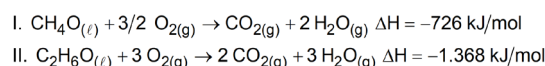
---



---

12. (UEPG 2016) Dadas as equações abaixo, que representam a combustão dos compostos metanol e etanol, e considerando iguais as densidades dos dois líquidos, assinale o que for correto.

Dados: C= 12; O= 16; H=1



01. Na combustão de volumes iguais dos dois compostos, o etanol libera maior quantidade de calor.

02. Volumes iguais dos dois compostos apresentam massas iguais.

04. Nas CNTP, a queima de 1 mol de etanol consome 22,4 L de  $\text{O}_2$ .

08. 32 g de metanol liberam 726 kJ de calor.

13. (UNINOVE 2016) O principal componente do azeite de oliva é o ácido oleico,  $\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$ . Ao comer uma salada temperada com azeite de oliva, as células do organismo promovem a oxidação completa desse ácido em  $\text{CO}_2$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .

a. Escreva a equação química balanceada da reação de combustão completa do ácido oleico.

b. Considere a entalpia padrão de combustão do ácido oleico igual a



-11.000 kJ.mol<sup>-1</sup> e a massa molar de C<sub>18</sub>H<sub>34</sub>O<sub>2</sub>= 282 g.mol<sup>-1</sup>. Calcule a quantidade aproximada de energia que uma pessoa adquire quando ingere 14 g de ácido oleico em uma refeição.

---

---

---

---

14. (UNIFIMES 2016) O cloreto de amônio (NH<sub>4</sub>Cl) é um sólido cristalino, preparado comercialmente pela reação de amônia (NH<sub>3</sub>) com ácido clorídrico (HCl), no estado gasoso. Ele é o componente ativo de alguns expectorantes e antitussígenos.

a. Considere os seguintes valores de entalpia padrão de formação:

$$\Delta H_f^\circ \text{NH}_3(\text{g}) = -46,1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{HCl}(\text{g}) = -92,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) = -314,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Escreva a equação da reação de síntese do NH<sub>4</sub>Cl e calcule a variação de entalpia dessa reação.

b. Em temperatura ambiente, ao se preparar uma solução de NH<sub>4</sub>Cl em água, percebe-se um resfriamento dessa solução. Interprete esse fenômeno com base em seus conhecimentos sobre forças intermoleculares e dissolução de compostos iônicos.

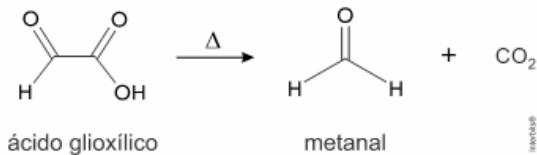
---

---

---

---

15. (UERJ 2016) O formol, uma solução de metanal, frequentemente utilizado em cosméticos, vem sendo substituído pelo ácido glicoxílico. No entanto, a decomposição térmica desse ácido também acarreta a formação de metanal, de acordo com a seguinte equação:



Veja, abaixo, as energias das ligações nas moléculas participantes da reação:

Ligação	Energia de ligação (kJ · mol <sup>-1</sup> )
C – C	348
C = O	744
C – H	413
C – O	357
O – H	462

Considere a decomposição de 1 l de uma solução aquosa de ácido glicoxílico, na concentração de 0,005 mol.l<sup>-1</sup>. Assumindo que todo o ácido glicoxílico foi decomposto, calcule, em quilojoules, a energia absorvida nesse processo.

Aponte, ainda, o número de oxidação do carbono na molécula de metanal.

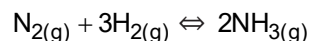
---

---

---

---

16. (UEM 2016) Uma das principais descobertas que impulsionou a produção de alimentos foi o processo industrial de Haber-Bosch, ocorrido há mais de 100 anos, cuja reação está representada abaixo. Considerando que para esta reação ΔH<sup>0</sup>= -92 kJ/mol, ΔG<sup>0</sup>= -16 kJ/mol e Kc= 5x10<sup>8</sup>, e tendo em vista conceitos sobre termodinâmica de reações, assinale o que for **correto**.



01. Nestas condições trata-se de uma reação espontânea que, no estado de equilíbrio, apresenta maior concentração de produto em relação às concentrações dos reagentes.

02. O sinal algébrico de ΔS para a





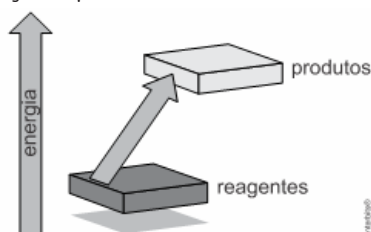
condensação do vapor de amônia é positivo.

04. Sabendo que  $\Delta H < \text{zero}$  e que  $\Delta S < \text{zero}$  para uma determinada reação, podemos dizer que a espontaneidade irá depender da temperatura.

08. Para uma transformação espontânea, a entropia do universo sempre diminui.

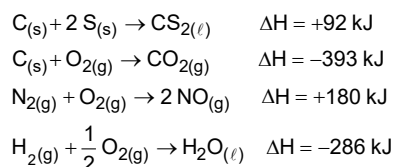
16. Quando a energia livre de Gibbs de uma reação reversível for igual a zero, esta reação estará em equilíbrio.

17. (UNICID 2016) Analise o diagrama de uma reação química:



a. O processo representado pelo diagrama é endotérmico ou exotérmico? Justifique sua resposta.

b. Considere as equações:



Selecione as reações químicas que podem ser usadas como exemplos para o diagrama. Justifique sua resposta.

---



---

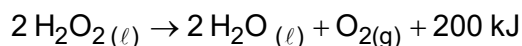


---



---

18. (USCS 2016) Quando usada para tratar um corte na pele, a água oxigenada, a 25°C e pressão de 1 atm, sofre decomposição, formando água e liberando oxigênio gasoso, de acordo com a equação:



Dados: H= 1; O=16

a. Calcule a quantidade de energia liberada para a decomposição de 34 g de água oxigenada a 25°C e pressão de 1 atm.

b. Nessas condições e considerando a constante universal dos gases como sendo igual a 0,082 atm . L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>, calcule o volume de oxigênio formado na decomposição de 34 g de água oxigenada.

---



---

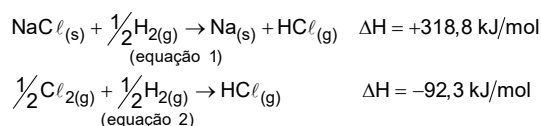


---



---

19. (UEPG 2016) A partir das reações químicas abaixo, com os respectivos valores de variação de entalpia ( $\Delta H$ ), assinale o que for correto.



01. A reação de formação de NaCl sólido, a partir de Na sólido e gás cloro, não é uma reação espontânea.

02. A equação 2 é uma reação exotérmica.

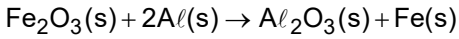
04. A variação de entalpia da reação  $\text{Na}(s) + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{NaCl}(s)$  é -411,1 kJ/mol.

08. Observa-se, na equação 1, que a formação de 1 mol de HCl gasoso libera 318,8 kJ.

16. Através da equação 2 pode-se obter 184,6 kJ se ocorrer a reação de 2 mols de  $\text{Cl}_{2(g)}$  e 2 mols de  $\text{H}_{2(g)}$ .



20. (UFPR 2015) A reação de termita, esquematizada, é uma importante reação fortemente exotérmica, explorada nas mais diversas aplicações, desde experimentos didáticos à utilização como solda em grandes peças metálicas.



Ao misturar os reagentes dessa reação, qual a massa necessária de alumínio para reagir 16 g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?

Calcule a variação de energia livre da reação de termita a 1600 °C.

Dados: M(g·mol<sup>-1</sup>): Al = 27; Fe= 56; O=16.

Reação	$\Delta G_T = 1600^\circ\text{C} \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}$
$\frac{4}{3}\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \frac{2}{3}\text{Al}_2\text{O}_3$	-800
$2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$	-325
$6\text{FeO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4$	-168
$4\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 6\text{Fe}_2\text{O}_3$	-90

---



---



---



---

21. (FUVEST 2019) O tricloreto de nitrogênio (NCl<sub>3</sub>), ou tricloramina, é um composto de aparência oleosa muito perigoso quando puro, pois se decompõe explosivamente formando N<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub>. Ele era utilizado, até sua proibição na década de 1940, para o branqueamento de farinhas comerciais, no chamado Processo Agene®. Atualmente, é conhecido como um dos subprodutos tóxicos indesejáveis formados no processo de desinfecção de piscinas. Ele se forma, por exemplo, pela reação do cloro usado nas piscinas com ureia proveniente da urina de nadadores que as utilizam.

Pede-se:

a. Represente a molécula do NCl<sub>3</sub> utilizando fórmula de Lewis.

b. Escreva a equação balanceada para a decomposição do NCl<sub>3</sub> em N<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub>. Qual é o número de oxidação do nitrogênio no reagente e no produto?

c. Calcule a entalpia da reação de decomposição do NCl<sub>3</sub> considerando os valores de energia de ligação fornecidos. A reação é endotérmica ou exotérmica? Demonstre seus cálculos e justifique sua resposta.

Note e adote:

Ligação	Energia de ligação (kJ/mol)
N N	940
Cl Cl	240
N Cl	200

Elétrons na camada de valência:

N (Grupo 15) = 5; Cl (Grupo 17) = 7.

---



---



---



---

22. (FUVEST 2018) O fogo é uma reação em cadeia que libera calor e luz. Três de seus componentes fundamentais são combustível, comburente (geralmente o O<sub>2</sub> atmosférico), que são os reagentes, e calor, que faz os reagentes alcançarem a energia de ativação necessária para a ocorrência da reação. Retirando-se um desses três componentes, o fogo é extinto.

Para combater princípios de incêndio em ambientes domésticos e comerciais, são utilizados extintores de incêndio, equipamentos que contêm agentes extintores, isto é, substâncias ou misturas pressurizadas que retiram pelo menos um dos componentes fundamentais do fogo, extinguindo-o.

Três dos agentes extintores mais comuns são água, bicarbonato de sódio e dióxido de carbono.



a. Em qual dos três componentes do fogo (combustível, comburente ou calor) agem, respectivamente, a água pressurizada e o dióxido de carbono pressurizado, de forma a extingui-lo? Justifique.

b. A descarga inadvertida do extintor contendo dióxido de carbono pressurizado em um ambiente pequeno e confinado constitui um risco à saúde das pessoas que estejam nesse ambiente. Explique o motivo.

c. O agente extintor bicarbonato de sódio (NaHCO<sub>3</sub>) sofre, nas temperaturas do fogo, decomposição térmica total formando um gás. Escreva a equação química balanceada que representa essa reação.

---

---

---

---

---

23. (UFPR 2018) O etileno glicol, ou etan-1-2-diol, é utilizado misturado com água como anticongelante e fluido de arrefecimento em motores resfriados à água nos automóveis. A principal propriedade da mistura com etileno glicol é o abaixamento da temperatura de fusão e o aumento da temperatura de ebulição da mistura em comparação com a água pura. Na tabela a seguir, são fornecidos dados referentes ao etileno glicol e à água, puros.

M / g.mol <sup>-1</sup>	Etileno glicol	Água
		62
Temperatura de ebulição / °C (1 atm)	197,3	100
Temperatura de fusão / °C (1 atm)	-12,9	0
Constante ebulioscópica Kc / °C.kg.mol <sup>-1</sup>	2,3	0,52

Dados:  $\Delta T = Kc \cdot W$ ;  $Q = m \cdot c_p \cdot \Delta T$

a. Escreva um texto explicando, em termos de interações químicas, de que maneira o etileno glicol (ou etan-1,2-diol) atua, resultando nas mudanças mencionadas no texto. Que propriedade físico-química é alterada no líquido?

b. Considere uma mistura 40% em massa de etileno glicol em água empregada como fluido de arrefecimento para automóveis. Calcule qual é a temperatura de ebulição dessa mistura à pressão de 1 atm. Mostre os cálculos.

c. O etanol, apesar de ter um grupo -OH a menos que o etan-1,2diol, poderia ser utilizado em mistura com água para elevar a temperatura de ebulição dessa mistura? Explique.

d. O sistema de arrefecimento do automóvel é baseado na troca de calor entre o motor e o fluido circulante, que absorve calor da superfície e em seguida é resfriado no radiador. No sistema que utiliza a mistura 40% de etileno glicol, cuja capacidade calorífica é  $c_p = 0,82 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{C}^{-1}$ , o volume de circulação de fluido deve ser menor ou maior em comparação com água pura ( $c_p = 1,0 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{C}^{-1}$ ), para que a eficiência de arrefecimento seja mantida? Explique.

---

---

---

---

24. (UNESP 2018) A regeneração do ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) em geral não é economicamente vantajosa, mas é uma imposição das leis ambientais. Nessa regeneração, normalmente se utiliza o ácido proveniente de sínteses orgânicas, que está diluído e contaminado.

(Mariana de Mattos V. M. Souza. Processos inorgânicos, 2012. Adaptado.)



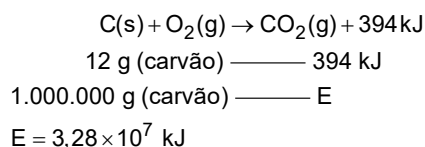


# GABARITO



1. 01 + 02 + 08 + 16 = 27.

[01] **Correta.** A energia liberada na combustão completa de uma tonelada de carvão, considerado 100% puro, é de, aproximadamente,  $3,3 \cdot 10^7$  kJ, de acordo com a equação química  $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 394$  kJ.



[02] **Correta.** A obtenção do vapor de água, a partir do aquecimento da água líquida ocorre com a quebra das ligações de hidrogênio existente entre as moléculas de água.

[04] **Incorreta.** O rendimento máximo de uma máquina térmica operando entre duas temperaturas,  $T_1$  (fonte quente) e  $T_2$  (fonte fria) é o da máquina de Carnot.

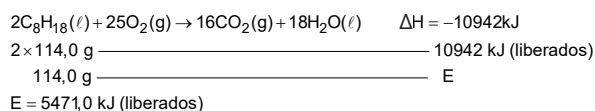
$$\eta_{\text{máx}} = 1 - \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \eta_{\text{máx}} = 1 - \frac{300}{400} \Rightarrow \eta_{\text{máx}} = 1 - 0,75 \Rightarrow \eta_{\text{máx}} = 0,25 = 25\%$$

[08] **Correta.** Considerando apenas a energia potencial transferida à água:

$$P_{\text{ot}} = \frac{\Delta E_p}{\Delta t} = \frac{m \cdot g \cdot h}{\Delta t} = \frac{50 \cdot 10 \cdot 2}{2} = 1.000 \text{ J/s} \Rightarrow P_{\text{ot}} = 1 \text{ kW.}$$

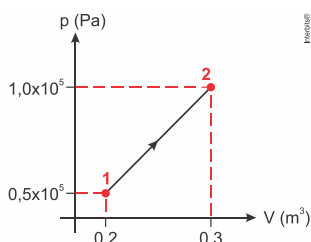
[16] **Correta.** É o que expressa a 1ª Lei da Termodinâmica:  $\Delta U = Q - W$ .

[32] **Incorreta.** A energia aproveitada para mover um veículo, utilizando como único combustível 114,0 g de octano puro, é de 5471 kJ, de acordo com a equação termoquímica



2. 02 + 04 = 06.

[01] **Incorreta.** Para os pontos 1 (inicial) e 2 (final) do diagrama, vem:



[02] **Correta.** A temperatura final do gás monoatômico ideal é de aproximadamente 900 K ou seja, de 914, 634 K.

[04] **Correta.** A variação da energia interna do gás monoatômico ideal é dada por:

$$U_{\text{interna}} = \frac{3}{2} \times n \times R \times T$$

$$n = 4 \text{ mols}$$

$$R = 0,082 \times 10^2 \frac{\text{Pa} \times \text{m}^3}{\text{mol} \times \text{K}} = 8,2 \frac{\text{Pa} \times \text{m}^3}{\text{mol} \times \text{K}}$$

$$T_1 = 304,878 \text{ K}$$

$$T_2 = 914,634 \text{ K}$$

$$\left. \begin{aligned} U_1 &= \frac{3}{2} \times 4 \times R \times T_1 \\ U_2 &= \frac{3}{2} \times 4 \times R \times T_2 \end{aligned} \right\} \Delta U = U_2 - U_1 = \frac{3}{2} \times 4 \times R \times (T_2 - T_1)$$

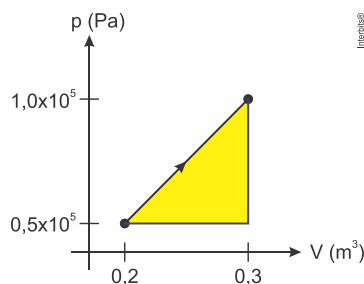
$$\Delta U = \frac{3}{2} \times 4 \times 8,2 \times (914,634 - 304,878)$$

$$\Delta U = \frac{3}{2} \times 4 \times 8,2 \times (609,756)$$

$$\Delta U = 29999,995 \text{ N} \times \text{m} = 29999,995 \text{ J}$$

$$\Delta U \approx 29,9 \times \text{kJ}$$

[08] **Incorreta.** Quando a pressão não é constante o trabalho pode ser calculado, aproximadamente, pela área abaixo do segmento de reta (1, 2) representado no gráfico.



$$\text{Área} = \frac{1}{2} \times \text{base} \times \text{altura}$$

$$W = \frac{\Delta V \times \Delta P}{2}$$

$$W = \frac{(0,3 - 0,2) \times (1,0 \times 10^5 - 0,5 \times 10^5)}{2} = 0,05 \times 10^5 \text{ Pa} \times \text{m}^3$$

$$W = 5 \times 10^3 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \times \text{m}^3$$

$$W = 5 \times 10^3 \text{ N} \times \text{m} = 5 \times 10^3 \text{ J}$$

$$W = 5 \text{ kJ}$$



[16] Incorreta. Teremos:

Q : calor

W : trabalho

U : energia interna

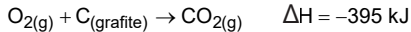
$$Q = W + \Delta U$$

$$W = 5 \text{ kJ}$$

$$\Delta U \approx 29,9 \text{ kJ}$$

$$Q = 5 \text{ kJ} + 29,9 \text{ kJ} = 34,9 \text{ kJ}$$

$$Q \approx 34,9 \text{ kJ}$$

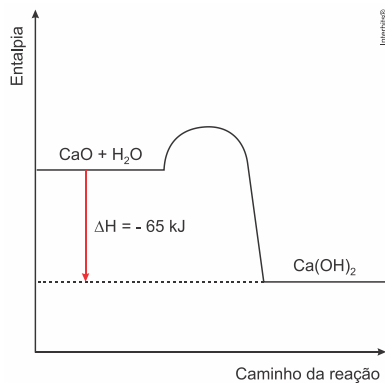


$$\frac{34,9 \text{ kJ}}{395 \text{ kJ}} = 0,0883544 \approx 8,84 \%$$

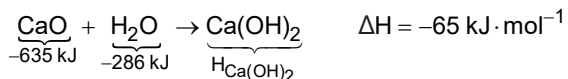
3.

a. Equação que representa a formação da camada vítrea:  $Ca(OH)_{2(aq)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$ . Nome do composto que constitui a camada vítrea: carbonato de cálcio ( $CaCO_3$ ).

b. Representação da variação da entalpia da reação de hidratação da cal virgem:



Cálculo do valor do calor de formação do hidróxido de cálcio, em  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ :



$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$
$$-65 \text{ kJ} = H_{Ca(OH)_2} - [-635 \text{ kJ} + (-286 \text{ kJ})]$$
$$-65 \text{ kJ} = H_{Ca(OH)_2} - [-921 \text{ kJ}]$$

$$H_{Ca(OH)_2} = (-921 - 65) \text{ kJ}$$

$$H_{Ca(OH)_2} = -986 \text{ kJ}$$

4.

a. Cálculo da energia liberada na combustão de um quilograma dessa amostra de biogás, lembrando que o  $CO_2$  não será queimado.

Considerando uma amostra de biogás cuja composição, em massa, seja 64,0% de metano ( $CH_4$ ), 32,0% de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) e 4,0% de sulfeto de hidrogênio ( $H_2S$ ), vem:

Em 1 kg:

$$m_{CH_4} = 0,64 \times 1 \text{ kg} = 0,64 \text{ kg} \Rightarrow E_{CH_4} = 0,64 \times 55 \times 10^3 = 35,2 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$m_{H_2S} = 0,04 \times 1 \text{ kg} = 0,04 \text{ kg} \Rightarrow E_{H_2S} = 0,04 \times 15 \times 10^3 = 0,6 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$E_{\text{mistura}} = E_{CH_4} + E_{H_2S}$$

$$E_{\text{mistura}} = 35,2 \times 10^3 \text{ kJ} + 0,6 \times 10^3 \text{ kJ} = 35,8 \times 10^3 \text{ kJ}$$

$$E_{\text{mistura}} = 3,58 \times 10^4 \text{ kJ}$$

b. Cálculo do ganho de energia, por quilograma, se for utilizado biogás totalmente isento de impurezas, ou seja, metano ( $CH_4$ ), em lugar da amostra que contém os outros gases.

$$E_{CH_4} = 55 \times 10^3 \text{ kJ/kg} = 5,5 \times 10^4 \text{ kJ/kg}$$

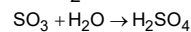
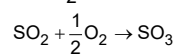
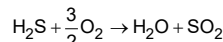
$$E_{\text{mistura}} = 3,58 \times 10^4 \text{ kJ/kg}$$

$$E_{\text{ganho de energia}} = E_{CH_4} - E_{\text{mistura}}$$

$$E_{\text{ganho de energia}} = 5,5 \times 10^4 \text{ kJ/kg} - 3,58 \times 10^4 \text{ kJ/kg}$$

$$E_{\text{ganho de energia}} = 1,92 \times 10^4 \text{ kJ/kg}$$

c. A purificação do biogás impede que ocorra a queima do  $H_2S$  (gás sulfídrico) que gera  $SO_2$  (dióxido de enxofre), este por sua vez, sofre combustão gerando  $SO_3$  (trióxido de enxofre) que pode reagir com a água provocando a chuva ácida.



d. No tubo A é recolhido biogás com maior poder calorífico, pois quanto maior a profundidade, menos oxigênio vai se misturar ao material orgânico e será maior a concentração de  $CH_4$  formado devido à fermentação anaeróbica.

5.

a.



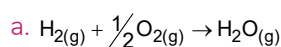
$$\Delta H_{\text{sublimação}} = \Delta H_{\text{vap}} + \Delta H_{\text{fus}}$$

$$\Delta H_{\text{sublimação}} = 91,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Reação endotérmica

b. Pois como se trata de uma reação endotérmica, o aumento de temperatura interfere na qualidade do produto. Portanto, é necessário manter a temperatura entre 15 e 25 °C.

6.

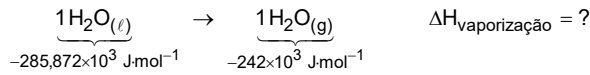


Ligação	H – H	H – O	O = O
Energia de ligação (kJ mol <sup>-1</sup> )	437	463	494





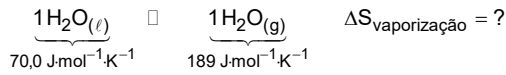
Dado:  $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = -242 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$



$$\Delta H_{\text{vaporização}} = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

$$\Delta H_{\text{vaporização}} = [-242 \times 10^3 - (-285,872 \times 10^3)] \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{vaporização}} = +43,872 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta S_{\text{vaporização}} = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$$

$$\Delta S_{\text{vaporização}} = (189 - 70,0) \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta S_{\text{vaporização}} = +119 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G = 0 \text{ (equilíbrio)}$$

$$\Delta G = \Delta H_{\text{vaporização}} - T \times \Delta S_{\text{vaporização}}$$

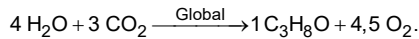
$$0 = +43,872 \times 10^3 - T \times 119$$

$$T = \frac{43,872 \times 10^3}{119} = 368,6722 \text{ K}$$

$$T \approx 368,7 \text{ K}$$

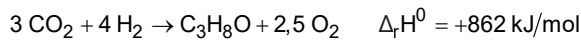
11.

a. De acordo com o texto:

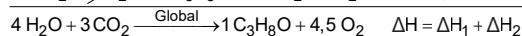
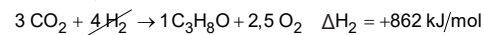
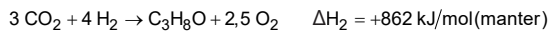


Dados:

$$\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) = -286 \text{ kJ/mol}$$



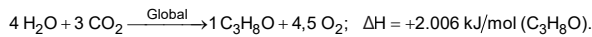
De acordo com a lei de Hess:



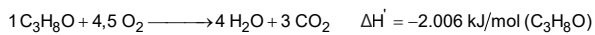
$$\Delta H = 4 \times (+286) \text{ kJ} + 862 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +2.006 \text{ kJ/mol} (\text{C}_3\text{H}_8\text{O})$$

b. Reação global:



Invertendo-se, vem:



$$60 \text{ g} \text{ ————— } 2.006 \text{ kJ liberados}$$

$$90 \text{ g} \text{ ————— } \text{Energia}$$

$$\text{Energia} = \frac{90 \text{ g} \times 2.006 \text{ kJ}}{60 \text{ g}} = 3.009 \text{ kJ liberados}$$

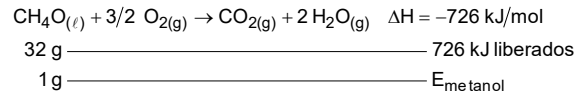
$$\text{Energia} = 3.009 \text{ kJ liberados.}$$

12.  $01 + 02 + 08 = 11$ .

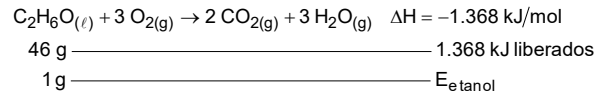
Análise das afirmações:

[01] Correta: Supondo que sejam iguais as densidades do metanol e do etanol, volumes iguais apresentam a mesma massa.

Na combustão de massas iguais dos dois compostos, o etanol libera maior quantidade de calor.



$$E_{\text{metanol}} \approx 22,7 \text{ kJ liberados}$$



$$E_{\text{etanol}} \approx 29,7 \text{ kJ liberados}$$

$$29,7 \text{ kJ} > 22,7 \text{ kJ}$$

[02] Correta: Volumes iguais dos dois compostos apresentam massas iguais, pois as densidades são consideradas iguais.

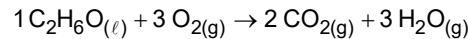
$$d_{\text{metanol}} = \frac{m_{\text{metanol}}}{V_{\text{metanol}}}; \quad d_{\text{etanol}} = \frac{m_{\text{etanol}}}{V_{\text{etanol}}}$$

$$d_{\text{metanol}} = d_{\text{etanol}} = d$$

$$V_{\text{metanol}} = V_{\text{etanol}} = V$$

$$\frac{m_{\text{metanol}}}{V} = \frac{m_{\text{etanol}}}{V} \Rightarrow m_{\text{metanol}} = m_{\text{etanol}}$$

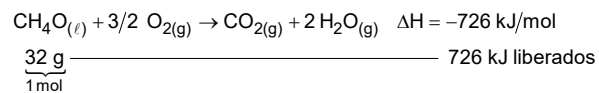
[04] Incorreta: Nas CNTP, a queima de 1 mol de etanol consome  $3 \times 22,4 \text{ L}$  de  $\text{O}_2$ .



$$1 \text{ mol} \text{ — } 3 \text{ volumes}$$

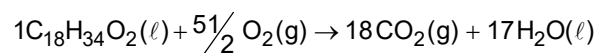
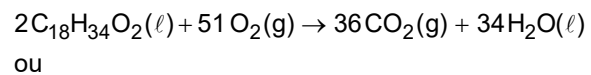
$$1 \text{ mol} \text{ — } 3 \times 22,4 \text{ L}$$

[08] Correta: 32 g de metanol liberam 726 kJ de calor.

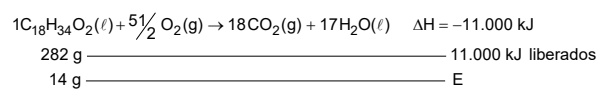


13.

a. Equação química balanceada da reação de combustão completa do ácido oleico:



b. Cálculo da quantidade aproximada de energia que uma pessoa adquire quando ingere 14 g de ácido oleico em uma refeição:



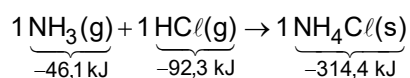
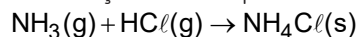
$$E = 546,099 \text{ kJ} \approx 546 \text{ kJ}$$





14.

a. Equação da reação de síntese do  $\text{NH}_4\text{Cl}$  e cálculo da variação de entalpia dessa reação:



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

$$\Delta H = [-314,4] - [-46,1 + (-92,3)] = -176 \text{ kJ}$$

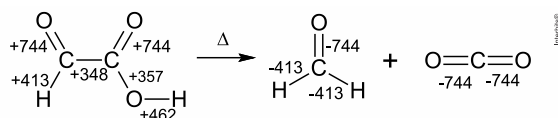
$$\Delta H = -176 \text{ kJ/mol}$$

b. Durante a dissolução ocorre consumo de energia para o rompimento das ligações iônicas.

Durante a formação das ligações dipolo-íon (íons e moléculas de água) ocorre liberação de energia. Neste caso, a absorção de energia é maior do que a liberação de energia, por isso, percebe-se um resfriamento dessa solução.

15. Considerando a decomposição de 1 L de uma solução aquosa de ácido glioxílico, na concentração de  $0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , tem-se 0,005 mol de ácido.

Então,



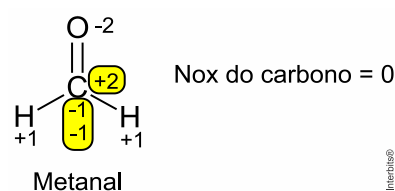
$$\Delta H = [2(+744) + 413 + 348 + 357 + 462 + 3(-744) + 2(-413)] \text{ kJ} = +10 \text{ kJ}$$

$$10 \text{ kJ} \text{ ————— } 1 \text{ mol de ácido}$$

$$E \text{ ————— } 0,005 \text{ mol de ácido}$$

$$E = 0,05 \text{ kJ}$$

Energia absorvida no processo = 0,05 kJ.



16.  $01 + 04 + 16 = 21$ .

[01] Correta. Nestas condições trata-se de uma reação espontânea ( $\Delta G < 0$ ) que, no estado de equilíbrio, apresenta maior concentração de produto em relação às concentrações dos reagentes ( $K_C > 1$ ).

[02] Incorreta. O sinal algébrico de  $\Delta S$  para a condensação do vapor de amônia é negativo (diminuição de entropia; "aumento da ordem do sistema").

[04] Correta. Sabendo que  $\Delta H < \text{zero}$  e que  $\Delta S < \text{zero}$  para uma determinada reação, podemos dizer que a espontaneidade irá depender da temperatura ( $\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$ ).

[08] Incorreta. Para uma transformação espontânea, a entropia do universo sempre aumenta ( $\Delta G > 0$ ).

[16] Correta. Quando a energia livre de Gibbs de uma reação reversível for igual a zero, esta reação estará em equilíbrio ( $\Delta G = 0$ ).

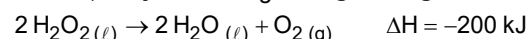
17.

a. Processo endotérmico, pois ocorre absorção de energia.

b. Todas as reações cujo  $\Delta H > 0$ , ou seja, a primeira e a terceira reação.

18.

a. Cálculo da quantidade de energia liberada na decomposição de 34 g de água oxigenada:



$$2 \times 34 \text{ g} \text{ ————— } 200 \text{ kJ liberados}$$

$$34 \text{ g} \text{ ————— } E$$

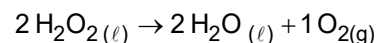
$$E = 100 \text{ kJ liberados}$$

b. Cálculo do volume de oxigênio formado:

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$



$$2 \times 34 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$34 \text{ g} \text{ ————— } 0,5 \text{ mol}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

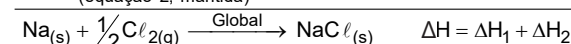
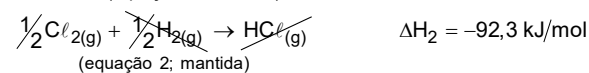
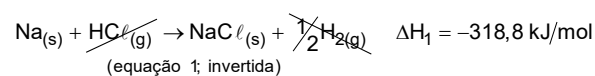
$$1 \times V = 0,5 \times 0,082 \times 298$$

$$V = 12,218 \text{ L}$$

$$V \approx 12,2 \text{ L}$$

19.  $02 + 04 = 06$ .

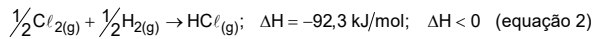
[01] Incorreta. A reação de formação de  $\text{NaCl}$  sólido, a partir de  $\text{Na}$  sólido e gás cloro, é uma reação espontânea, pois a variação de entalpia é negativa.



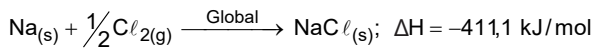
$$\Delta H = -318,8 + (-92,3) = -411,1 \text{ kJ/mol}$$



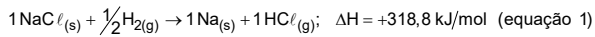
[02] Correta. A equação 2 é uma reação exotérmica, pois o valor da variação de entalpia é negativo.



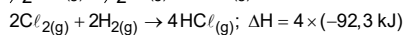
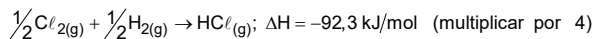
[04] Correta. A variação de entalpia da reação  $Na_{(s)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(s)}$  é  $-411,1 \text{ kJ/mol}$ .



[08] Incorreta. Observa-se, na equação 1, que a formação de 1 mol de  $HCl$  gasoso absorve  $318,8 \text{ kJ}$  ( $\Delta H > 0$ ).



[16] Incorreta. Através da equação 2 pode-se obter a liberação de  $369,2 \text{ kJ}$  se ocorrer a reação de 2 mols de  $Cl_{2(g)}$  e 2 mols de  $H_{2(g)}$ .

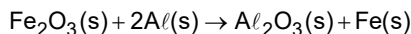


$$\Delta H = -369,2 \text{ kJ}$$

**20.**

a. Teremos:

$$Fe_2O_3 = 160; Al = 27 \text{ g}$$



$$160 \text{ g} \text{ --- } 2 \times 27 \text{ g}$$

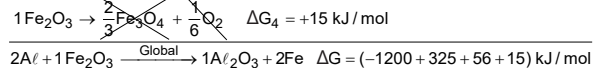
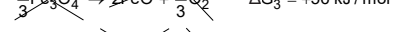
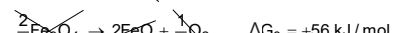
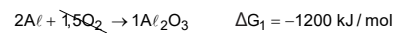
$$16 \text{ g} \text{ --- } m_{Al}$$

$$m_{Al} = 5,4 \text{ g}$$

b. A partir da tabela fornecida deve-se acertar as etapas intermediárias para chegar-se à global.

Reações	$\Delta G_T = 1600^\circ C \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)}$
$2Al + 1,5O_2 \rightarrow 1Al_2O_3$	$-800 \times 1,5 = -1200$ (multiplicado por 1,5)
$2FeO \rightarrow 2Fe + O_2$	$+325$ (invertido)
$\frac{2}{3}Fe_3O_4 \rightarrow 2FeO + \frac{1}{3}O_2$	$+\frac{168}{3} = +56$ (invertido e dividido por 3)
$1Fe_2O_3 \rightarrow \frac{4}{6}Fe_3O_4 + \frac{1}{6}O_2$	$+\frac{90}{6} = +15$ (invertido e dividido por 6)

Somando as etapas, teremos:



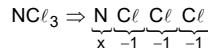
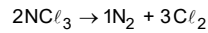
$$\Delta G_{1600^\circ C} = -804 \text{ kJ/mol}$$

**21.**

a. Representação da molécula do  $NCℓ_3$  utilizando fórmula de Lewis (N com 5 elétrons de valência e Cl com 7 elétrons de valência); estabilização com 8 elétrons de valência:



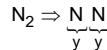
b. Equação balanceada para a decomposição do  $NCℓ_3$  em  $N_2$  e  $Cl_2$ :  $2NCℓ_3 \rightarrow 1N_2 + 3Cl_2$



$$x - 1 - 1 - 1 = 0$$

$$x = +3$$

Nox(N) no reagente = +3

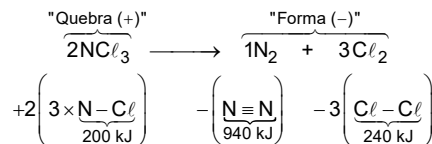


$$y + y = 0$$

$$y = 0$$

Nox(N) no produto = 0

c. Cálculo da entalpia da reação de decomposição do  $NCℓ_3$ :



$$\Delta H = +6 \times 200 \text{ kJ} - 940 \text{ kJ} - 3 \times 240 \text{ kJ}$$

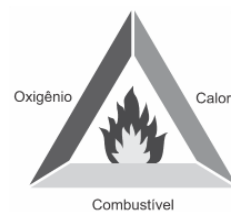
$$\Delta H = -460 \text{ kJ (para 2 mols de } NCℓ_3\text{)}$$

$$\Delta H = -230 \text{ kJ (entalpia de reação de decomposição molar)}$$

A reação é exotérmica, pois  $\Delta H < 0$ .

**22.**

a. Três fatores são necessários para iniciar uma combustão: combustível, comburente (reage com o combustível) e calor (energia de ativação). Isto é conhecido como triângulo do fogo.



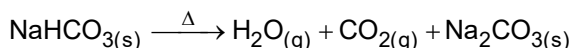
Três métodos de extinção de incêndios são estabelecidos a partir do rompimento do triângulo do fogo: isolamento, abafamento e resfriamento. A água pressurizada troca calor com o meio e age, principalmente, no resfriamento. O dióxido de carbono pressurizado, por não ser tóxico ou inflamável, age no abafamento impedindo o contato do comburente (oxigênio) com o combustível.

b. A descarga inadvertida do extintor contendo dióxido de carbono pressurizado em um ambiente pequeno e confinado pode causar a elevação do ritmo respiratório e dos batimentos cardíacos



provocando desmaio ou asfixia mecânica, pois impede a inalação de concentrações adequadas de gás oxigênio.

c. Equação química balanceada da decomposição térmica do bicarbonato de sódio:



### 23.

a. De acordo com o texto o etileno glicol, ou etan-1,2-diol, é utilizado misturado com água como anticongelante, ou seja, evita o congelamento da água. Neste caso, as interações do tipo ligações de hidrogênio ou pontes de hidrogênio entre as hidroxilas do etileno glicol e a água interferem na formação do arranjo cristalino do gelo. A propriedade físico-química que é alterada é a temperatura de fusão que diminui de 0 °C para -12,9 °C.

b. Cálculo da temperatura de ebulição da mistura:

$$\begin{aligned} m & \text{ ————— } 100\% \\ m_{(\text{etileno glicol})} & \text{ ————— } 40\% \\ m_{(\text{etileno glicol})} & = 0,40 \times m \text{ g} \\ m_{(\text{água})} + m_{(\text{etileno glicol})} & = m \Rightarrow m_{(\text{água})} + 0,40 \times m = m \\ m_{(\text{água})} & = (m - 0,40 \times m) \text{ g} \\ m_{(\text{água})} & = 0,60 \times m \text{ g} = 0,60 \times m \times 10^{-3} \text{ kg} \\ K_c & = 0,52 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \\ M_{(\text{etileno glicol})} & = 62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ W & = \frac{n_{(\text{etileno glicol})}}{m_{\text{água em kg}}} \\ n_{(\text{etileno glicol})} & = \frac{m_{(\text{etileno glicol})}}{M_{(\text{etileno glicol})}} \\ \Delta T & = K_c \cdot W \\ \Delta T & = K_c \times \frac{n_{(\text{etileno glicol})}}{m_{\text{água em kg}}} \Rightarrow \Delta T = K_c \cdot \frac{\left( \frac{m_{(\text{etileno glicol})}}{M_{(\text{etileno glicol})}} \right)}{m_{\text{água em kg}}} \\ \Delta T & = 0,52 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \times \frac{\left( \frac{0,40 \times m}{62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \right)}{0,60 \times m \times 10^{-3} \text{ kg}} \\ \Delta T & = 0,52 \text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1} \times \frac{0,40 \times m}{62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times 0,60 \times m \times 10^{-3} \text{ kg}} \\ \Delta T & \approx 5,59 \text{ }^\circ\text{C} \\ T_{\text{ebulição}} & = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 5,59 \text{ }^\circ\text{C} \\ T_{\text{ebulição}} & = 105,59 \text{ }^\circ\text{C} \approx 105,6 \text{ }^\circ\text{C} \end{aligned}$$

c. O etanol (1 grupo OH) faz menos ligações de hidrogênio com a água em relação ao etileno glicol (2 grupos OH). O ponto de ebulição do etanol (78 °C) é inferior ao da água (100 °C), por isso, ele não

poderia ser utilizado em mistura com água para elevar a temperatura de ebulição.

d. A partir das informações do enunciado, ignorando eventuais abordagens equivocadas nas unidades, já que no SI utiliza-se J · kg<sup>-1</sup> · °C<sup>-1</sup>, vem:

$$Q = m \cdot c_p \cdot \Delta T; \text{ Supondo } \Delta T = 1 \text{ }^\circ\text{C}.$$

$$\left. \begin{aligned} m_{(\text{etileno glicol})} & = 0,40 \times m \text{ g} = 0,40 \times m \times 10^{-3} \text{ kg} \\ c_{p(\text{etileno glicol})} & = 0,82 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \end{aligned} \right\}$$

$$Q = 0,40 \times m \times 10^{-3} \text{ kg} \times 0,82 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \times (1 \text{ }^\circ\text{C})$$

$$\left. \begin{aligned} m_{(\text{água})} & = 0,60 \times m \text{ g} = 0,60 \times m \times 10^{-3} \text{ kg} \\ c_{p(\text{água})} & = 1,0 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \end{aligned} \right\}$$

$$Q' = 0,60 \times m \times 10^{-3} \text{ kg} \times 1,0 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \times (1 \text{ }^\circ\text{C})$$

$$Q = 0,000328 \text{ m cal} \approx 0,0003 \text{ m cal}$$

$$Q' = 0,0006 \text{ m cal}$$

$$Q_{\text{mistura (fluido)}} = Q + Q' = 0,0003 \text{ m} + 0,0006 \text{ m} = 0,0009 \text{ m}$$

Supondo apenas em água:

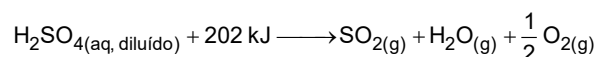
$$\left. \begin{aligned} m_{\text{total}} & = m \times 10^{-3} \text{ kg} \\ c_{p(\text{água})} & = 1,0 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \end{aligned} \right\} Q_{\text{água}} = m \times 10^{-3} \text{ kg} \times 1,0 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \times (1 \text{ }^\circ\text{C})$$

$$\begin{aligned} Q_{\text{água}} & = 0,001 \text{ m cal} \\ 0,001 \text{ m cal} & > 0,0009 \text{ m cal} \\ Q_{\text{água}} & > Q_{\text{mistura (fluido)}} \end{aligned}$$

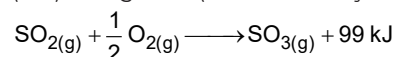
Como a quantidade de calor absorvida pela água é maior do que aquela absorvida pelo fluido, para que a eficiência de arrefecimento seja mantida, o volume do fluido deverá ser maior do que o da água.

### 24.

a. Etapa I: endotérmica, pois a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) é positiva (ocorre absorção de calor).



Etapa II: exotérmica, pois a variação de entalpia ( $\Delta H$ ) é negativa (ocorre liberação de calor).



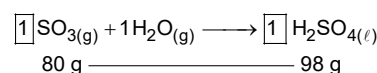
b. A massa mínima de  $\text{SO}_3(\text{g})$  que deve reagir completamente com água é de 80g.

$$\text{SO}_3 = 32 + 3 \times 16 = 80$$

$$M_{\text{SO}_3} = 80 \text{ g/mol}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98$$

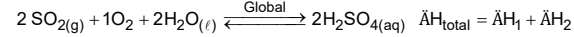
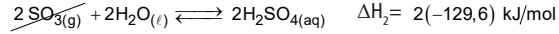
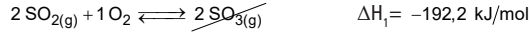
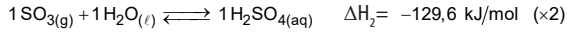
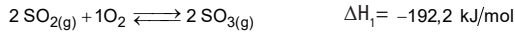
$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$$





25.

a. Equação global e variação de entalpia (conversão do SO<sub>2</sub> a H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>):

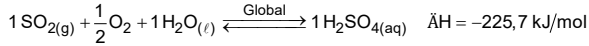
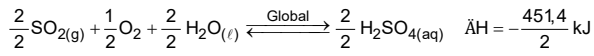


ΔH<sub>total</sub> = ΔH<sub>1</sub> + ΔH<sub>2</sub>

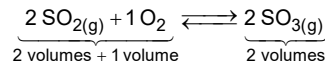
ΔH<sub>total</sub> = -192,2 kJ + 2(-129,6) kJ

ΔH<sub>total</sub> = -451,4 kJ (para 2 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4(aq)</sub>)

Para 1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4(aq)</sub> dividindo por dois, vem:



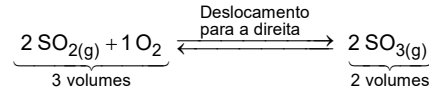
b. Considerando o sistema 1, vem:



3 volumes ⇌ 2 volumes

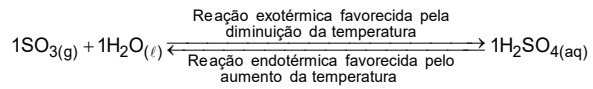
P × V = constante

P ↑ × V ↓ = constante (Desloca no sentido do menor volume)



Conclusão: se a pressão aumentar o equilíbrio deslocará para a direita e favorecerá a formação SO<sub>3</sub>.

Considerando o sistema 2, vem:



Conclusão: se a temperatura diminuir o equilíbrio deslocará para a direita e favorecerá a formação de ácido sulfúrico.

ANOTAÇÕES

Blank lined area for notes.

- ✉ [contato@biologiatotal.com.br](mailto:contato@biologiatotal.com.br)
- ▶ [/biologiajubulut](https://www.youtube.com/channel/UC...)
- 📷 [Biologia Total com Prof. Jubilut](https://www.instagram.com/Biologia%20Total%20com%20Prof.%20Jubilut)
- 📘 [@biologiatotaloficial](https://www.facebook.com/biologiatotaloficial)
- 🐦 [@Prof\\_jubilut](https://twitter.com/Prof_jubilut)
- 📌 [biologiajubulut](https://www.pinterest.com/biologiajubulut)