

01. (UFRN) Num teste químico simples, pode-se identificar a presença de uréia nos fertilizantes. A uréia sólida reage a quente com o hidróxido de sódio, liberando gás amônia (reconhecível pelo cheiro característico), como mostra a reação: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) + 2\text{NaOH}(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g})$.

a) Considerando essas informações e as da tabela abaixo, calcule a variação da energia livre (ΔG°) da reação.

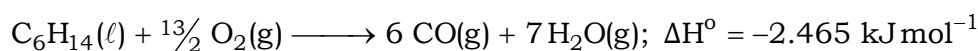
Energias livres de formação
das substâncias a 25 °C

Substância	ΔG_f° , (kJ/mol)
$\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$	-203,8
$\text{NaOH}(\text{s})$	-1.266,8
$\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$	-1.047,9
$\text{NH}_3(\text{g})$	-16,7

b) Para a reação, nas condições do ambiente (25 °C e 1,0 atm), a variação de entalpia é $\Delta H^\circ = -50,6$ kJ por mol de uréia. Nessa reação, a desordem das partículas aumenta ou diminui? Justifique, com base nos cálculos necessários.

02. (UFPE) Na(s) questão(ões) a seguir escreva nos parênteses a letra (V) se a afirmativa for verdadeira ou (F) se for falsa.

A queima de combustível no interior de motores pode ocorrer de forma incompleta e produzir monóxido de carbono, um gás extremamente tóxico, ao invés de CO_2 , que é produzido na queima completa. Para evitar a emissão desse gás, alguns automóveis são equipados com um catalisador que promove a queima do monóxido de carbono, convertendo-o em dióxido de carbono. Tornando-se como modelo de combustível o n-hexano (C_6H_{14}) para o qual o calor padrão de combustão é de -4.163 kJ.mol⁻¹ e sabendo-se que:



Pode-se afirmar que:

- () A conversão de CO em CO_2 é endotérmica.
- () O calor liberado na conversão de CO em CO_2 é menor que 300 kJ.mol⁻¹.
- () É esperado que a conversão de CO em CO_2 , ocorra com um abaixamento de entropia.
- () A queima completa do n-hexano libera mais calor que a queima incompleta.
- () A combustão completa do n-hexano é exotérmica.

03. (UFRN) Um bquer de vidro, com meio litro de capacidade, em condições normais de temperatura e pressão, contém 300 mL de água líquida e 100 g de gelo em cubos. Durante o processo de fusão do gelo nas condições do sistema descrito no texto (273 K e 1,0 atm), deve ocorrer

- a) aumento de entropia e diminuição de entalpia.
- b) diminuição de entalpia e de entropia.
- c) diminuição de entropia e aumento de entalpia.
- d) aumento de entalpia e de entropia.

04. (UEL) Entre as transformações a seguir, a que deve ocorrer com maior aumento de entropia, no sentido reagentes → produtos é

- a) $\text{CO(g)} + \text{NO}_2\text{(g)} \longrightarrow 4\text{CO}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$
- b) $2\text{HgO(s)} \longrightarrow 2\text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$
- c) $\text{S}_{\text{(rômbico)}} \longrightarrow \text{S}_{\text{(monoclinico)}}$
- d) $\text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O(s)}$
- e) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(g)} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)}$

05. (ITA) O processo de decomposição de peróxido de hidrogênio, H_2O_2 , resulta na formação de água e oxigênio. Em relação a esse processo considere que sejam feitas as seguintes afirmações:

I - Todas as moléculas de H_2O_2 são reduzidas.

II - Todas as moléculas de H_2O_2 são oxidadas.

III - A variação da energia livre de Gibbs é positiva.

IV - Metade das moléculas de H_2O_2 é reduzida e a outra metade é oxidada.

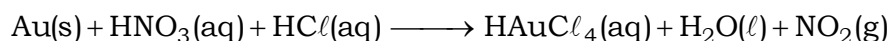
Qual das opções a seguir se refere à(s) afirmação(ões) CORRETA(S)?

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

06. (UFG) Considere o cilindro de um motor de combustão interna (motor de automóvel) onde o octano, no estado gasoso, sofre combustão, gerando produtos no estado gasoso. A expansão da câmara de combustão, com o conseqüente deslocamento do pistão, deve-se

- a) à energia de vaporização dos produtos.
- b) às mudanças de estado físico entre reagentes e produtos.
- c) ao deslocamento do equilíbrio, em direção aos produtos.
- d) à diminuição da entropia no processo.
- e) ao aumento no número de moléculas.

07. (UFG) Atualmente, a maior produtora de ouro de Goiás é a cidade de Crixás. Comercialmente, a pureza de um objeto de ouro é indicada em quilates, sendo que 1 quilate corresponde a 1/24 da massa da liga em ouro. Embora seja um dos metais menos reativos, o ouro reage com ácidos segundo a equação não-balanceada:



Sobre o ouro e sua reação com ácidos, é correto afirmar que

- () uma aliança de 4 g e 18 quilates contém $2,03 \times 10^{-2}$ mol de ouro.
- () a soma dos coeficientes estequiométricos é 13.
- () a formação dos produtos é favorecida, em sistema aberto.
- () a entropia diminui com a reação.

08. (UFPE) A solubilidade da sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) em água aumenta com a temperatura, enquanto a do sulfato de lítio (Li_2SO_4) diminui com o aumento da temperatura. Isto ocorre porque:

- a) a sacarose é um composto covalente e o sulfato de lítio é um composto iônico.
- b) a dissolução da sacarose é endotérmica e a do sulfato de lítio é exotérmica.
- c) a água funciona como ácido de Brønsted e reage exotermicamente com o sulfato de lítio.
- d) a sacarose não dissolve facilmente em água por ser um composto covalente e o sulfato de lítio dissolve facilmente em água por ser um composto iônico.
- e) a dissolução do sulfato de lítio aumenta a entropia.

09. (FAAP) Verifica-se em laboratório que a preparação de uma solução aquosa de H_2SO_4 por adição deste à água, causa um aumento na temperatura da solução quando comparada com a temperatura original do solvente. Trata-se, portanto, de um processo:

- a) endotérmico
- b) exotérmico
- c) isotérmico
- d) sem variação de energia livre
- e) sem variação de entalpia

10. (UECE) Para avaliar o "grau de desordem" de um sistema, os cientistas idealizaram uma grandeza denominada ENTROPIA, usualmente designada por S, tal que:

1. Aumento de Desordem → Aumento de Entropia

$$\Delta S > 0, \Delta S = S(\text{final}) - S(\text{inicial})$$

2. Aumento de Ordem → Diminuição de Entropia

$$\Delta S < 0, S(\text{final}) < S(\text{inicial})$$

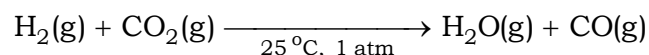
A transformação em que ocorre diminuição de ENTROPIA é:

- a) $Ferro_{(s)} \xrightarrow{\text{fusão}} Ferro_{(l)}$
- b) $C_2H_6(l) + 3H_2(g) \longrightarrow C_6H_{12}(l)$
- c) $2O_3(g) \longrightarrow 3O_2(g)$
- d) $H_2O(l) \xrightarrow{\text{vaporização}} H_2O(v)$

11. (UEL) Das alternativas adiante, qual representa a mudança de estado físico que ocorre em consequência do aumento da entropia do sistema?

- a) $CO_2(g) \longrightarrow CO_2(s)$
- b) $CO_2(l) \longrightarrow CO_2(g)$
- c) $CH_3OH(l) \longrightarrow CH_3OH(s)$
- d) $CH_3OH(g) \longrightarrow CH_3OH(l)$
- e) $H_2O(g) \longrightarrow H_2O(l)$

12. (UFES) Acerca da reação abaixo,



são feitas as seguintes afirmações:

I - a reação é espontânea a $25^\circ C$ e 1atm;

II - um aumento na temperatura torna a reação mais espontânea;

III - a entropia padrão do H₂ a 25°C é zero;

IV - a reação ocorre com absorção de calor.

Sendo dados

$$\Delta S^\circ (\text{reação}) = 42,4 \text{ J / (mol.K)}$$

$$\Delta H_f(\text{CO}_{2(\text{g})}) = -393,5 \text{ kJ / mol}$$

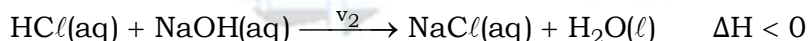
$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}) = -241,8 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta H_f(\text{CO}_{(\text{g})}) = -110,5 \text{ kJ / mol,}$$

estão CORRETAS as afirmações

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

13. (UFG) As equações químicas a seguir representam a mesma reação em condições experimentais diferentes.



Essas equações representam reações que

- a) ocorrem com $v_1 = v_2$.
 b) ocorrem com variação de entropia.
 c) produzem a mesma quantidade de energia.
 d) são endotérmicas.
 e) sofrem redução de volume.

14. (UFPE) Considere as afirmações abaixo:

1. A areia molhada possui entropia maior que a areia seca.
2. A condensação do vapor-d'água é um processo exotérmico.
3. A fusão do gelo é um processo endotérmico.
4. A evaporação da água é um processo endotérmico

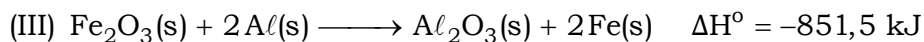
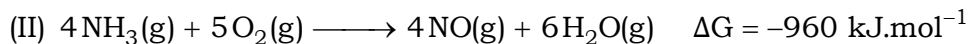
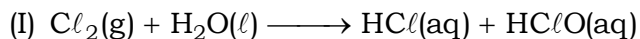
Qual(is) da(s) afirmação(ões) acima melhor explica(m) o fato de que, numa praia do Recife, PE, a areia molhada é mais fria que a areia seca.

- a) 1 e 3 apenas
 b) 2 e 3 apenas
 c) 4 apenas
 d) 3 apenas
 e) 2 apenas

15. (UFPE) A variação de entropia de processos físicos e químicos é importante para a espontaneidade dos mesmos. Os processos a seguir apresentam variação positiva de entropia:

- () cristalização de um sólido a partir da solução.
 () evaporação do metanol.
 () precipitação de AgCl a partir de uma solução aquosa de AgNO₃ e NaCl.
 () $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{CO}_2(\text{g})$.
 () fusão do sódio metálico.

16. (UFPE) Considere as equações químicas escritas a seguir.



Com base nos dados acima, pode-se afirmar que:

- () (I) representa uma reação onde ocorre aumento de entropia.
 () (II) representa uma reação química espontânea.
 () todas as equações representam reações de oxirredução.
 () (III) representa uma reação química fortemente endotérmica, nas condições padrão.
 () as três equações acima são equações termoquímicas.

17. (UFPI) Além de aumentar a estabilidade térmica da alumina (Al_2O_3), o cério (Ce), quando presente na composição de catalisadores automotivos, tem uma grande importância de proteção ambiental. Nesse caso, o elemento Ce tem a capacidade de estocar oxigênio (O_2), reduzindo a emissão de gases tóxicos. Com base na informação acima, marque a alternativa correta.

- a) A estabilidade térmica da alumina é devido ao baixo ponto de fusão do Ce.
 b) A emissão dos gases tóxicos provoca um decréscimo de entropia do ambiente.
 c) A reação de combustão formadora dos gases tóxicos é endotérmica.
 d) A estabilidade térmica aumenta quando a energia livre diminui.
 e) O trabalho realizado pelo catalisador será igual à variação de energia interna.

18. (UFRN) Um estudante deveria propor, como tarefa escolar, um processo de reciclagem de gás carbônico (CO_2), um dos responsáveis pelo efeito estufa. Admitiu, então, a possibilidade de ocorrer a transformação dessa substância em metano, em condições normais de temperatura e pressão, de acordo com a equação a seguir: $CO_2(g) + 4H_2(g) \rightarrow CH_4(g) + 2H_2O(l)$.

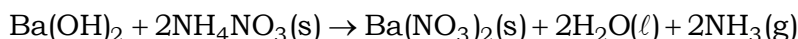
Para avaliar os sinais das variações de entropia (ΔS) e entalpia (ΔH) da reação, o estudante usou as informações contidas, respectivamente, na equação acima e no quadro seguinte:

Molécula	ΔH_f° (kJ / mol)
$CH_4(g)$	-74,8
$H_2O(l)$	-285,8
$CO_2(g)$	-393,5

Após esses procedimentos, concluiu corretamente que:

- a) $\Delta S < 0$ e $\Delta H < 0$
 b) $\Delta S < 0$ e $\Delta H > 0$
 c) $\Delta S > 0$ e $\Delta H > 0$
 d) $\Delta S > 0$ e $\Delta H < 0$

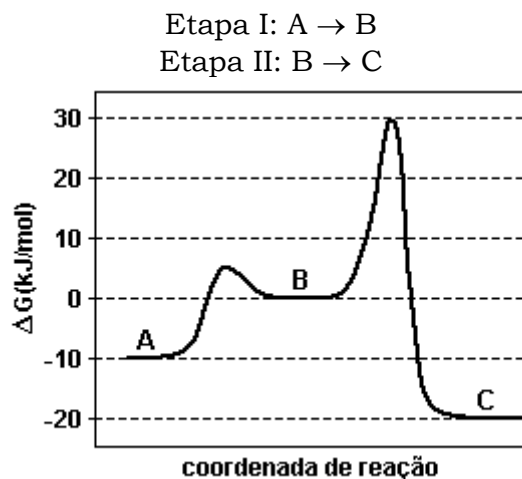
19. (UFPE) A determinação da espontaneidade de transformações químicas é importante para a viabilização econômica de processos químicos, bem como para a compreensão de fenômenos naturais, em particular, processos biológicos. A reação de quantidades estequiométricas de hidróxido de bário sólido com nitrato de amônio sólido, descrita pela equação química a seguir, é capaz de resfriar, até cerca de $-20^\circ C$, o recipiente que contém as espécies químicas.



Esta reação é espontânea porque ocorre:

- a) um aumento da energia de Gibbs (energia livre).
- b) um aumento da entropia.
- c) uma diminuição da entropia.
- d) uma diminuição da entalpia.
- e) uma mudança de fase.

20. (UFPE) O gráfico ilustra a variação da energia livre ao longo de uma reação química, que ocorre em duas etapas:



A partir da análise do gráfico julgue as alternativas a seguir:

- () a etapa I é espontânea
- () a etapa II é a etapa determinante da velocidade da reação global
- () a substância B é um intermediário da reação
- () a reação global $A \rightarrow C$ é espontânea
- () a reação inversa $C \rightarrow B$ apresenta energia livre de Gibbs de ativação igual a 20 kJ/mol

21. (UFPI) Uma das grandes preocupações das entidades esportivas diz respeito ao estado de deterioração dos estádios, provocado pelo fenômeno espontâneo da corrosão. Sabendo-se que entre os fatores que favorecem a velocidade de desgaste dos materiais, como o concreto e os ferros de suas armaduras, podem ser citados a temperatura, a umidade relativa do ar, o grau de insolação e o teor de cloreto. Analise as afirmativas a seguir e marque a opção correta:

- a) num processo espontâneo, a variação de entropia é menor do que zero.
- b) quanto maior a temperatura, maior a corrosão, por ser maior a energia de ativação.
- c) uma alta umidade relativa do ar favorece a formação de eletrólito de uma célula eletroquímica.
- d) a célula eletroquímica espontânea da corrosão da armadura do concreto é de natureza eletrolítica.
- e) quanto maior a concentração de cloreto, maior é a velocidade de redução do ferro.

22. (UECE) O conceito de entropia está intimamente associado à definição de espontaneidade de uma reação química, através da segunda lei da termodinâmica, embora não seja suficiente para caracterizá-la. Considerando os sistemas apresentados a seguir, assinale aquele em que há aumento de entropia.

- a) Liquefação da água.
- b) Síntese da amônia.
- c) Reação do hidrogênio gasoso com oxigênio gasoso para formar água líquida.
- d) Dissolução do nitrato de potássio em água.

23. (UECE) Josiah Willard Gibbs (1839-1903) foi um pesquisador norte-americano que contribuiu para a determinação da energia livre de um sistema termodinâmico através de uma lei que é associada ao seu nome. Em se tratando de energia livre e de entropia, analise as seguintes proposições:

- I. A energia livre pode ser positiva ou negativa, mas nunca pode ser nula.
- II. A energia livre é a totalidade de energia de um sistema termodinâmico, que pode ser usada para a realização de trabalho útil.
- III. Toda a reação exotérmica é espontânea.
- IV. A variação de entropia de uma reação espontânea pode ser negativa.
- V. Em certas reações químicas a variação de entalpia coincide com a variação da energia interna.

É correto o que se afirma somente em

- a) I e II. b) III e IV. c) I, III e V. d) II, IV e V.

24. (UEL) A vida em grandes metrópoles apresenta atributos que consideramos sinônimos de progresso, como facilidades de acesso aos bens de consumo, oportunidades de trabalho, lazer, serviços, educação, saúde etc. Por outro lado, em algumas delas, devido à grandiosidade dessas cidades e aos milhões de cidadãos que ali moram, existem muito mais problemas do que benefícios. Seus habitantes sabem como são complicados o trânsito, a segurança pública, a poluição, os problemas ambientais, a habitação etc. Sem dúvida, são desafios que exigem muito esforço não só dos governantes, mas também de todas as pessoas que vivem nesses lugares. Essas cidades convivem ao mesmo tempo com a ordem e o caos, com a pobreza e a riqueza, com a beleza e a feiura. A tendência das coisas de se desordenarem espontaneamente é uma característica fundamental da natureza. Para que ocorra a organização, é necessária alguma ação que restabeleça a ordem. É o que acontece nas grandes cidades: despoluir um rio, melhorar a condição de vida dos seus habitantes e diminuir a violência, por exemplo, são tarefas que exigem muito trabalho e não acontecem espontaneamente. Se não houver qualquer ação nesse sentido, a tendência é que prevaleça a desorganização. Em nosso cotidiano, percebemos que é mais fácil deixarmos as coisas desorganizadas do que em ordem. A ordem tem seu preço. Portanto, percebemos que há um embate constante na manutenção da vida e do universo contra a desordem. A luta contra a desorganização é travada a cada momento por nós. Por exemplo, desde o momento da nossa concepção, a partir da fecundação do óvulo pelo espermatozoide, nosso organismo vai se desenvolvendo e ficando mais complexo. Partimos de uma única célula e chegamos à fase adulta com trilhões delas, especializadas para determinadas funções. Entretanto, com o passar dos anos, envelhecemos e nosso corpo não consegue mais funcionar adequadamente, ocorre uma falha fatal e morremos. O que se observa na natureza é que a manutenção da ordem é fruto da ação das forças fundamentais, que, ao interagirem com a matéria, permitem que esta se organize. Desde a formação do nosso planeta, há cerca de 5 bilhões de anos, a vida somente conseguiu se desenvolver às custas de transformar a energia recebida pelo Sol em uma forma útil, ou seja, capaz de manter a organização. Para tal, pagamos um preço alto: grande parte dessa energia é perdida, principalmente na forma de calor. Dessa forma, para que existamos, pagamos o preço de aumentar a desorganização do nosso planeta. Quando o Sol não puder mais fornecer essa energia, dentro de mais 5 bilhões de anos, não existirá mais vida na Terra. Com certeza a espécie humana já terá sido extinta muito antes disso.

(Adaptado de: OLIVEIRA, A. O Caos e a Ordem. *Ciência Hoje*. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/fisica-sem-misterio/o-caos-ea-ordem>>. Acesso em: 10 abr. 2015.)

Com base no texto e nos conhecimentos sobre termoquímica, assinale a alternativa correta.

- a) Com o decorrer dos anos, há o envelhecimento e a desorganização biológica do corpo humano, o que resulta em uma diminuição da entropia.
- b) De acordo com o 2º princípio da termodinâmica, a entropia total de um processo espontâneo ou uma reação espontânea diminui independentemente da temperatura.
- c) As reações químicas, por ocorrerem espontaneamente, processam-se com elevadas velocidades.
- d) A vida se desenvolve às custas de transformar a energia recebida do Sol em uma forma útil, ou seja, a capacidade de manter a auto-organização, o que resulta em diminuição da entropia.
- e) A tendência de processos ou de reações aumentar a desordem do sistema ocorre de forma não espontânea.

25. (IME) Um sistema **A** transfere, naturalmente, uma determinada quantidade de energia, na forma de calor, para um sistema **B**, que envolve totalmente **A**. Assinale a única alternativa correta.

- a) A entropia do Universo decrescerá.
- b) A entropia do sistema **A** crescerá.
- c) O aumento da entropia do sistema **B** será maior do que o decréscimo da entropia do sistema **A**.
- d) O aumento da entropia do sistema **B** será menor do que o decréscimo da entropia do sistema **A**.
- e) O aumento da entropia do sistema **B** será necessariamente igual ao decréscimo da entropia do sistema **A**.

26. (IME) Uma certa reação química a pressão e temperatura constantes apresenta uma pequena variação da Energia Livre (ΔG), de valor próximo de zero, uma variação positiva da entropia (ΔS) e uma variação negativa da entalpia (ΔH). Considerando-se apenas estes dados, pode-se afirmar que a reação

- a) é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta G/\Delta H$ e ela nunca atinge o equilíbrio.
- b) não é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta H/\Delta S$ e não há variação na composição do meio reacional.
- c) não é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta G/\Delta H$ e há uma pequena variação na composição do meio reacional.
- d) é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta H/\Delta S$ e há variação na composição do meio reacional.
- e) é espontânea, a temperatura é aproximadamente igual a $\Delta G/\Delta H$ e o equilíbrio é atingido.

27. (IME) A variação de entropia de um sistema fechado constituído por um gás ideal, quando sofre uma transformação, pode ser calculada pela expressão genérica:

$$\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1} - nR \ln \frac{p_2}{p_1}$$

em que os subscritos 1 e 2 representam dois estados quaisquer. Assinale a única afirmativa correta.

- a) Se o estado inicial 1 é diferente do estado final 2, a variação da entropia do gás ideal não depende da quantidade de gás presente no sistema.
- b) Se a mudança de estado é isotérmica, a variação da entropia é dada por $\Delta S = -nc_p \ln \frac{p_2}{p_1}$.
- c) Se o sistema realiza um processo cíclico, a variação de entropia é positiva.
- d) Se a mudança de estado é isobárica, a variação de entropia é dada por $\Delta S = nc_p \ln \frac{T_2}{T_1}$.
- e) Se a mudança de estado é isocórica, a variação da entropia do sistema é nula.

28. (ITA) Em relação às funções termodinâmicas de estado de um sistema, assinale a proposição ERRADA.

- a) A variação de energia interna é nula na expansão de n mols de um gás ideal a temperatura constante.
- b) A variação de energia interna é maior do que zero em um processo endotérmico a volume constante.
- c) A variação de entalpia é nula em um processo de várias etapas em que os estados inicial e final são os mesmos.
- d) A variação de entropia é maior do que zero em um processo endotérmico a pressão constante.
- e) A variação de entropia é nula quando n mols de um gás ideal sofrem expansão livre contra pressão externa nula.

29. (IME) Um bloco de gelo a 0,00 °C é colocado em contato com um recipiente fechado que contém vapor de água a 100 °C e 1 atm. Após algum tempo, separa-se o bloco de gelo do recipiente fechado. Nesse instante observa-se que 25,0 g de gelo foram convertidos em água líquida a 0,00 °C, e que no recipiente fechado existem água líquida e vapor d'água em equilíbrio. Considerando que o bloco de gelo e o recipiente fechado formam um sistema e que só trocam calor entre si, calcule a variação de entropia do sistema.

RESPOSTAS

01. a) Cálculo da variação de energia livre:

$$\Delta G^\circ = \Delta G(\text{produtos}) - \Delta G(\text{reagentes})$$

$$\Delta G^\circ = [-1.047,9 + 2(-16,7)] - [-203,8 + 2(-1.266,8)]$$

$$\Delta G^\circ = +1.656,10 \text{ kJ}$$

b) Teremos:

$$\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$$

$$+1.656,10 = -50,6 - 298 \times \Delta S$$

$$\Delta S = \frac{-1.656,10 - 50,6}{298} = -5,73$$

$$\Delta S = -5,73 \Rightarrow \Delta S < 0$$

$\Delta S < 0$, logo ocorre uma diminuição de entropia, ou seja, de desordem no sistema.

02. F V V V V

03. D 04. B 05. D 06. E

07. F F V F

08. B 09. B 10. B 11. B 12. D 13. B 14. C

15. F V F V V

16. F V V F F

17. D 18. A 19. B

20. F V V V F

21. C

22. Alternativa D

Aumento de entropia significa aumento da “desordem”, este é o caso da dissolução do nitrato de potássio em água.

23. Alternativa D

Resumidamente:

$$\text{Energia liberada numa reação} = \Delta H$$

$$\text{Energia gasta no rearranjo} = \Delta S \times T$$

$$\text{Saldo de energia} = \Delta H - \Delta S \times T$$

Este saldo de energia aproveitável é denominado energia livre (ou energia livre de Gibbs ou energia útil), e é representado por ΔG , ou seja,

$$\Delta G = \Delta H - \Delta S \times T$$

Onde:

ΔG : variação da energia livre de Gibbs

ΔH : variação de entalpia

ΔS : variação de entropia

T: temperatura (em Kelvin)

Quando $\Delta G > 0$, o processo não será espontâneo, ou seja, só com ajuda de energia externa o processo conseguirá chegar ao final.

Quando $\Delta G = 0$, o processo estará em equilíbrio, ou seja, não sofre alteração.

Quando $\Delta G < 0$, o processo será espontâneo e irreversível, ou seja, o processo liberará energia de modo que no final o nível energético será menor do que o inicial.

De acordo com a primeira lei da termodinâmica:

$$\Delta H = \Delta U + W$$

$$W = 0 \Rightarrow \Delta H = \Delta U$$

$$\Delta U = 0 \Rightarrow \Delta H = W$$

24. Alternativa D

a) Incorreta.

Com o decorrer dos anos, ocorre a desorganização biológica do corpo humano, portanto, ocorre aumento da entropia (desordem do sistema).

b) Incorreta.

De acordo com o segundo princípio da termodinâmica, a entropia total de um processo espontâneo ou de uma reação espontânea **umenta** independentemente da temperatura.

c) Incorreta.

Existem reações lentas, moderadas e rápidas que ocorrem espontaneamente.

d) Correta.

A energia solar é usada para manter a auto-organização, irá diminuir a entropia do sistema.

e) Incorreta.

A tendência de aumentar a desordem do sistema é um processo espontâneo

25. Alternativa C

Um sistema **A** transfere, naturalmente, uma determinada quantidade de energia, na forma de calor, para um sistema **B**, que envolve totalmente **A**.

Conclui-se que o aumento da entropia (desordem) do sistema **B** será maior do que o decréscimo da entropia (desordem) do sistema **A**.

$$\Delta S_B > \underbrace{-\Delta S_A}_{\substack{\text{o sinal} \\ \text{negativo} \\ \text{indica o} \\ \text{decrécimo}}}$$

26. Alternativa D

$$\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$$

Onde:

ΔG : variação da energia livre de Gibbs

ΔH : variação de entalpia
 ΔS : variação de entropia
 T : temperatura (em Kelvin)

Quando $\Delta G > 0$ o processo não será espontâneo.
Ou seja, só com ajuda de energia externa o processo conseguirá chegar ao final.

Quando $\Delta G = 0$ o processo estará em equilíbrio, ou seja, não sofre alteração.

Quando $\Delta G < 0$ o processo é espontâneo e irreversível, ou seja, o processo libera energia de modo que as moléculas finais ficarão em um nível energético menor e, portanto, mais estável.

Tem-se uma pequena variação da Energia Livre (ΔG), de valor próximo de zero, uma variação positiva da entropia (ΔS) e uma variação negativa da entalpia (ΔH), então $\Delta G < 0$ e o processo é espontâneo e irreversível.

Como ΔG apresenta valor próximo a zero:

$$0 \approx \Delta H - T \times \Delta S$$

$$T \approx \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

O meio reacional tende espontaneamente ao equilíbrio, no sentido da reação direta, consequentemente há variação na composição do meio reacional.

27. Alternativa D

Se a mudança de estado é isobárica (sob pressão constante), a variação de entropia é dada por

$$\Delta S = n c_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

$$\Delta S = n c_p \ln \frac{T_2}{T_1} - n R \ln \frac{p_2}{p_1}$$

$$p_1 = p_2 = p$$

$$\Delta S = n c_p \ln \frac{T_2}{T_1} - n R \ln \frac{p}{p}$$

$$\Delta S = n c_p \ln \frac{T_2}{T_1} - \frac{n R \ln 1}{\text{zero}}$$

$$\Delta S = n c_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

28. Alternativa E

a) Correta.

Uma transformação isotérmica é aquela que ocorre à temperatura constante. Ela pode ser feita se colocarmos o gás em contato térmico com um segundo sistema de grande capacidade calorífica e à mesma temperatura do gás. Um sistema de grande capacidade térmica é um reservatório térmico, ou seja, sua capacidade calorífica é tão grande que ele pode ceder ou receber calor do gás, sem que seja percebida modificação na sua temperatura.

Admitindo um reservatório térmico de capacidade calorífica infinita, sua temperatura permanece constante.

A energia interna (U) de um sistema formado por gases ideais monoatômicos não é medida diretamente. Porém, a variação de energia interna (ΔU) pode ser determinada apenas pela variação da energia cinética de translação das moléculas.

Supondo:

Energia cinética molecular inicial (E_i):

$$E_i = \frac{3}{2}(n \times R \times T_i)$$

Energia cinética molecular final (E_f):

$$E_f = \frac{3}{2}(n \times R \times T_f)$$

Varição da energia cinética molecular:

$$\Delta U = \Delta E = E_f - E_i$$

$$\Delta U = \Delta E = \frac{3}{2}(n \times R \times T_f) - \frac{3}{2}(n \times R \times T_i)$$

$$\Delta U = \frac{3}{2}(n \times R)(T_f - T_i)$$

$$\Delta T = T_f - T_i = T$$

$$\Delta U = \frac{3}{2}(n \times R) \times (T - T) = \frac{3}{2}(n \times R) \times 0$$

Conclusão : $\Delta U = 0$.

b) Correta.

De acordo com a primeira lei da termodinâmica:

$$Q = \Delta U + W$$

Q : calor fornecido ou recebido pelo sistema ou reação química.

ΔU : energia interna.

W : trabalho.

Como o calor (Q) fornecido ou recebido pelo sistema (ou reação química) pode ser medido pela variação de entalpia ($\Delta H = H_{\text{PRODUTOS}} - H_{\text{REAGENTES}}$), também podemos escrever:

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$$

$$Q = \Delta H$$

Então, a volume constante, vem:

$$W = P \times \underset{\text{zero}}{\Delta V} = 0$$

$$\Delta H = \Delta U + W \text{ ou } \Delta U = \Delta H - W$$

$$\Delta U = \Delta H - 0$$

$$\Delta U = \Delta H$$

$$\Delta H > 0 \Rightarrow \Delta U > 0$$

c) Correta.

Segundo a Lei de Hess, a variação de entalpia é dada por: $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$, ou seja, depende apenas dos estados finais e iniciais do sistema.

$$H_{\text{final}} = H_{\text{inicial}} = x$$

$$\Delta H = x - x = 0.$$

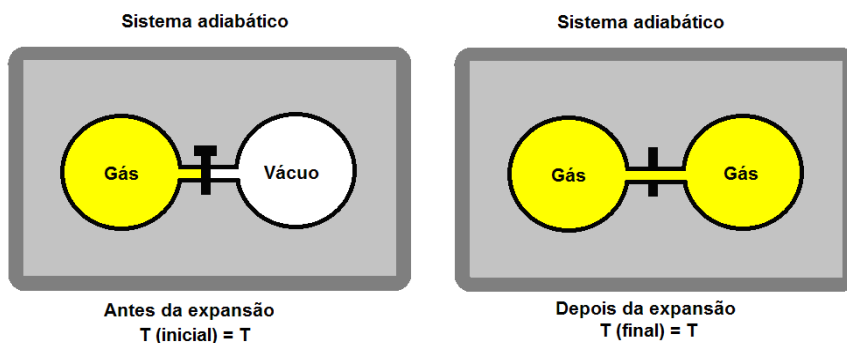
d) Correta.

Processo endotérmico $\Delta H_{\text{sistema}}^0 > 0$	\Rightarrow	Menos ordem $\Delta S_{\text{sistema}}^0 > 0$
---	---------------	--

e) Incorreta.

Numa expansão livre, não ocorrem trocas de calor, pois o sistema é adiabático, ou seja, $\Delta Q = 0$.

Como não ocorrem colisões entre as moléculas do gás e um êmbolo móvel, que levariam à variação da energia cinética, não há realização de trabalho.



De acordo com a primeira Lei da termodinâmica:

$$Q = 0; W = 0$$

$$\underbrace{\Delta U}_{\text{Variação da energia interna}} = \underbrace{Q}_{\text{Calor}} + \underbrace{W}_{\text{Trabalho}} \Rightarrow \Delta U = 0 + 0 = 0$$

$$\Delta U = 0$$

$$U_{\text{final}} - U_{\text{inicial}} = 0$$

Então,

$$T_{\text{inicial}} = T_{\text{final}}$$

Contudo não se trata de uma expansão isotérmica.

Considera-se um gás em equilíbrio termodinâmico quando suas variáveis de estado, como pressão, volume e temperatura são definidas e neste caso pode-se aplicar $P \times V = n \times R \times T$. Porém, durante o processo de expansão livre o gás apresenta movimento caótico e imprevisível, ou seja, não possui variáveis de estado uniformes, em outras palavras, a equação $P \times V = n \times R \times T$ não é válida e a entropia aumenta.

29. Teremos:

$$m_{\text{gelo convertido em água líquida}} = 25,0 \text{ g}$$

$$\text{Entalpia de fusão do gelo (de acordo com o cabeçalho)} = 330 \text{ kJ.kg}^{-1} = 330 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = 330 \frac{\text{kJ}}{10^3 \text{ g}}$$

$$Q_{\text{fusão}} = \Delta H_{\text{fusão}} \times m_{\text{gelo convertido em água líquida}}$$

$$Q_{\text{fusão}} = 330 \frac{\text{kJ}}{10^3 \text{ g}} \times 25,0 \text{ g} = 8,25 \text{ kJ}$$

De acordo com o enunciado considera-se o bloco de gelo e o recipiente fechado formando um sistema no qual trocam calor entre si apenas.

Então,

$$Q_{\text{fusão}} = -Q_{\text{liquefação}}$$

$$Q = \Delta S \times T$$

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

$$\Delta S_{\text{fusão}} = \frac{Q_{\text{fusão}}}{T_{\text{fusão}}}; \Delta S_{\text{liquefação}} = \frac{Q_{\text{liquefação}}}{T_{\text{liquefação}}}$$

$$\Delta S_{\text{sistema}} = \frac{Q_{\text{fusão}}}{T_{\text{fusão}}} + \frac{Q_{\text{liquefação}}}{T_{\text{liquefação}}} \Rightarrow \Delta S_{\text{sistema}} = \frac{Q_{\text{fusão}}}{T_{\text{fusão}}} - \frac{Q_{\text{fusão}}}{T_{\text{liquefação}}}$$

$$\Delta S_{\text{sistema}} = \frac{8,25 \text{ kJ}}{273 \text{ K}} - \frac{8,25 \text{ kJ}}{373 \text{ K}} = \frac{8,25 \times 373}{273 \times 373} - \frac{8,25 \times 273}{373 \times 273} = \frac{3.077,25 - 2252,25}{101.829}$$

$$\Delta S_{\text{sistema}} = +0,0081018 \text{ kJ} \approx 8,1 \text{ J}$$