

ENTROPIA E ENERGIA DE GIBBS

01 - (UFCG PB/2008/Janeiro)

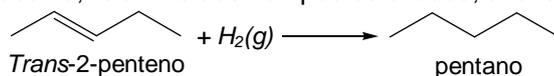
O estudo das reações químicas que ocorrem com absorção da radiação solar de alta energia e dos processos químicos industriais que causam dano ao meio ambiente faz parte da química ambiental. Alguns exemplos destes tipos de reações são mostrados a seguir. Assinale dentre as alternativas abaixo aquela na qual não se observa um aumento da entropia.

- Calcinação de calcário: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- Fotodissociação de oxigênio: $\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{O}(\text{g})$
- Fotodissociação de Freon-12: $\text{CF}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CF}_2\text{Cl}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g})$
- Obtenção de Ferro a partir de seu minério: $2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow 4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$
- Formação de ozônio na atmosfera: $\text{O}_2(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{O}_3(\text{g})$

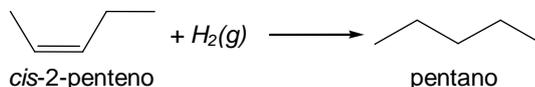
02 - (Ufpe PE/2008)

Compostos com ligações duplas C=C apresentam isomeria *cis-trans*, e a sua inter-conversão (isomerização) é uma reação importante, pois está relacionada, por exemplo, ao mecanismo da visão, que envolve uma etapa na qual o *cis*-retinol é convertido no *trans*-retinol, ou ainda na obtenção de gorduras *trans* no processo de hidrogenação natural ou industrial de ácidos graxos. A reação de hidrogenação de alquenos é acelerada na presença de metais, tais como: platina, paládio e níquel.

A partir das reações termoquímicas abaixo, relativas aos compostos citados, avalie as afirmações a seguir.



$$\Delta H_r^0 = -114 \text{ kJ mol}^{-1}; \Delta S_r^0 = -124 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$



$$\Delta H_r^0 = -118 \text{ kJ mol}^{-1}; \Delta S_r^0 = -126 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

- A reação de hidrogenação do *trans*-2-penteno libera mais calor que a reação de hidrogenação do isômero *cis*.
- A entalpia padrão de formação do $\text{H}_2(\text{g})$ não contribui para a variação de entalpia padrão das reações de hidrogenação.
- A reação de isomerização *cis*-2-penteno \rightarrow *trans*-2-penteno é exotérmica e tem o valor de ΔH_r^0 é de -4 kJ mol^{-1} .
- A variação de entropia nas reações de hidrogenação favorece a formação dos produtos.
- Na temperatura de 27°C , estas reações de hidrogenação são espontâneas.

03 - (IME RJ/2007/1ªFase)

Considere os seguintes processos conduzidos a 25°C e 1 atm:

- $4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$
- $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Cu}(\text{s}) + \text{S}(\text{s})$, com $\Delta G = +86,2 \text{ kJ}$
- $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$, com $\Delta G = -300,4 \text{ kJ}$
- $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Cu}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$
- $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$

Assinale a afirmativa correta.

- Os processos (1), (4) e (5) não são espontâneos.
- O processo (2) é exotérmico e apresenta variação de entropia positiva.
- O processo (3) é endotérmico e apresenta variação de entropia negativa.
- Os processos (2) e (7) apresentam variação de entropia positiva.
- Os processos (1), (2) e (6) são espontâneos.

Obs: ΔG = Variação da energia livre de Gibbs

04 - (Unimontes MG/2007/1ª Fase)

A equação a seguir representa a preparação da uréia a partir dos gases amônia e dióxido de carbono, nas condições padrões, a 298 K:



Os valores de ΔH° e ΔS° são $-119,7 \text{ kJ}$ e $-0,356 \text{ kJ/K}$, respectivamente.

Em análise à equação, pode-se prever que, na preparação da uréia,

- a transformação ou reação não deve ser espontânea.
- a entropia do sistema, ou da reação, deve diminuir.
- a variação da energia livre (ΔG°) deve ser positiva.
- o consumo de NH_3 favorece a produção de uréia.

05 - (Unimontes MG/2007/2ª Fase)

Quando um sistema está em equilíbrio, como em mudança de fase, praticamente não se cria entropia. A variação de entropia, ΔS° , é resultado exclusivo da absorção de calor. Assim, a variação de entropia pode ser calculada pela razão entre a quantidade de calor (q) absorvida e a temperatura absoluta (T) de mudança ou transição de fase, $\Delta S^\circ = q/T$.

O calor de vaporização ($\Delta H^\circ_{\text{vap}}$) do tetracloreto de carbono, CCl_4 , a 25°C , é $43,0 \times 10^3 \text{ J/mol}$:



Se um mol de tetracloreto de carbono líquido, a 25°C , tem a entropia 214 J/K , **CALCULE:**

- a variação de entropia, ΔS° , no equilíbrio.
- a entropia de 1mol de vapor em equilíbrio com o líquido, a 25°C .

06 - (Unesp SP/2007/Conh. Gerais)

Retiramos diretamente dos alimentos a energia de que necessitamos para viver. Qualquer que seja a origem do alimento (vegetal ou animal), pode-se afirmar que seu conteúdo energético é resultado de um processo de acúmulo que envolve diversas etapas, sendo sempre a primeira a fotossíntese realizada por algum vegetal.

Com relação a esse processo e à energia de que a vida necessita, afirmou-se:

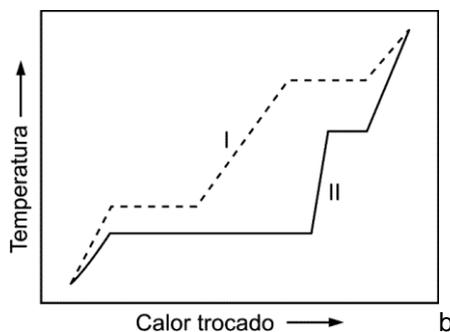
- o Sol é a única fonte de energia necessária para a existência de vida na Terra;
- o calor de nosso corpo é resultante de reações exotérmicas;
- a Lei de Hess não pode explicar as relações energéticas na cadeia alimentar.

Está correto o que se afirma apenas em

- II.
- III.
- I e II.
- I e III.
- II e III.

07 - (ITA SP/2007)

Amostras de massas iguais de duas substâncias, I e II, foram submetidas independentemente a um processo de aquecimento em atmosfera inerte e a pressão constante. O gráfico abaixo mostra a variação da temperatura em função do calor trocado entre cada uma das amostras e a vizinhança. Dados: ΔH_f e ΔH_v representam as variações de entalpia de fusão e de vaporização, respectivamente, e c_p é o calor específico.



Assinale a opção **ERRADA** em relação à comparação das grandezas termodinâmicas.

- a) $\Delta H_f(I) < \Delta H_f(II)$
- b) $\Delta H_v(I) < \Delta H_v(II)$
- c) $c_{p,I(s)} < c_{p,II(s)}$
- d) $c_{p,II(g)} < c_{p,I(g)}$
- e) $c_{p,II(l)} < c_{p,I(l)}$

08 - (ITA SP/2007)

Um recipiente aberto contendo inicialmente 30 g de um líquido puro a 278 K, mantido à pressão constante de 1 atm, é colocado sobre uma balança. A seguir, é imersa no líquido uma resistência elétrica de 3 Ω conectada, por meio de uma chave S, a uma fonte que fornece uma corrente elétrica constante de 2 A. No instante em que a chave S é fechada, dispara-se um cronômetro. Após 100 s, a temperatura do líquido mantém-se constante a 330 K e verifica-se que a massa do líquido começa a diminuir a uma velocidade constante de 0,015 g/s. Considere a massa molar do líquido igual a M.

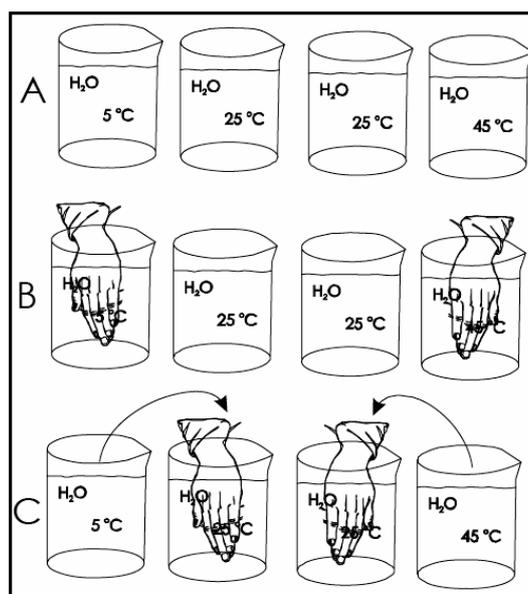
Utilizando o enunciado acima, assinale a opção que apresenta o valor do trabalho em módulo (em kJ) realizado no processo de vaporização após 180 s de aquecimento na temperatura de 330 K.

- a) 4,4 / M
- b) 5,4 / M
- c) 6,4 / M
- d) 7,4 / M
- e) 8,4 / M

09 - (Uepb PB/2007)

Considere a seguinte situação:

Um aluno pegou quatro recipientes contendo água em temperaturas variadas. Em seguida mergulhou uma das mãos no recipiente com água fria (5 °C) e a outra mão no recipiente com água morna (45 °C). Após dois minutos, retirou-as e mergulhou imediatamente em outros dois recipientes com água a temperatura ambiente (25 °C), conforme a ilustração abaixo. Lembre-se que a temperatura do corpo humano é de aproximadamente 36 °C.



Com base no exposto, julgue as afirmações a seguir.

- I. No recipiente com água fria ocorre transferência de energia na forma de frio da água fria para a mão; e no recipiente com água morna ocorre transferência de energia na forma de calor da água morna para a mão.
- II. No recipiente com água fria ocorre transferência de energia na forma de calor da mão para a água fria; e no recipiente com água morna ocorre transferência de energia na forma de calor da água morna para a mão.
- III. No recipiente com água fria ocorre transferência de energia na forma de trabalho da água fria para a mão; e no recipiente com água morna ocorre transferência de energia na forma de calor da água morna para a mão.
- IV. No passo B (ver ilustração), a mão que sente a maior diferença de temperatura é a mão imersa na água fria. No passo C, apesar da água dos recipientes estar a uma mesma temperatura (25 °C), a mão oriunda da água fria passa uma sensação de ser colocada em uma água morna; e a outra mão, uma sensação de água fria.

Estão corretas:

- a) Apenas II, III e IV
- b) Apenas I, II e III
- c) Apenas II e IV
- d) Apenas I e IV
- e) Todas as alternativas

10 - (ITA SP/2007)

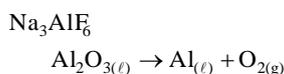
Um recipiente aberto contendo inicialmente 30 g de um líquido puro a 278 K, mantido à pressão constante de 1 atm, é colocado sobre uma balança. A seguir, é imersa no líquido uma resistência elétrica de 3 Ω conectada, por meio de uma chave S, a uma fonte que fornece uma corrente elétrica constante de 2 A. No instante em que a chave S é fechada, dispara-se um cronômetro. Após 100 s, a temperatura do líquido mantém-se constante a 330 K e verifica-se que a massa do líquido começa a diminuir a uma velocidade constante de 0,015 g/s. Considere a massa molar do líquido igual a M.

Assinale a opção que apresenta a variação de entalpia de vaporização (em J/mol) do líquido.

- a) 500 M
- b) 600 M
- c) 700 M
- d) 800 M
- e) 900 M

11 - (Ufms MS/2006/Biológicas)

A alumina, Al_2O_3 , (ponto de fusão 2050°C), quando dissolvida em solvente especial, Na_3AlF_6 , e submetida à passagem de corrente elétrica, a 950°C e 1 atm, produz, a partir dessa mistura fundida, alumínio metálico fundido e oxigênio molecular, de acordo com a seguinte reação não-balanceada:



A respeito desse processo, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

01. A presença de Na_3AlF_6 faz com que o ponto de fusão da alumina diminua.
02. É um processo de oxidação-redução com $\Delta G < 0$ (variação de energia livre negativa).
04. São necessários 2 mols de Al_2O_3 para produzir 2 mols de alumínio puro e 3 mols de oxigênio molecular.
08. Obtém-se 540g de alumínio puro a partir de 2,04kg de Al_2O_3 .
16. Utilizando-se 2,04kg de Al_2O_3 , obtém-se 672 litros de O_2 , nas CNTP.

12 - (ITA SP/2006)

Considere as seguintes afirmações a respeito da variação, em módulo, da entalpia (ΔH) e da energia interna (ΔU) das reações químicas, respectivamente representadas pelas equações químicas abaixo, cada uma mantida a temperatura e pressão constantes:

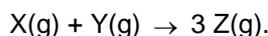
- I. $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{g})$; $|\Delta H_{\text{I}}| > |\Delta U_{\text{I}}|$
- II. $4\text{NH}_3(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4(\text{g})$; $|\Delta H_{\text{II}}| < |\Delta U_{\text{II}}|$
- III. $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HF}(\text{g})$; $|\Delta H_{\text{III}}| > |\Delta U_{\text{III}}|$
- IV. $\text{HCl}(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HClO}_4(\text{l})$; $|\Delta H_{\text{IV}}| < |\Delta U_{\text{IV}}|$
- V. $\text{CaO}(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{CaC}_2(\text{s})$; $|\Delta H_{\text{V}}| > |\Delta U_{\text{V}}|$

Das afirmações acima, estão CORRETAS

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

13 - (ITA SP/2006)

Uma reação química hipotética é representada pela seguinte equação:



Considere que esta reação seja realizada em um cilindro provido de um pistão, de massa desprezível, que se desloca sem atrito, mantendo-se constantes a pressão em 1 atm e a temperatura em 25°C .

Em relação a este sistema, são feitas as seguintes afirmações:

- I. O calor trocado na reação é igual à variação de entalpia.
- II. O trabalho realizado pelo sistema é igual a zero.
- III. A variação da energia interna é menor do que a variação da entalpia.
- IV. A variação da energia interna é igual a zero.
- V. A variação da energia livre de Gibbs é igual à variação de entalpia.

Então, das afirmações acima, estão CORRETAS

- a) apenas I, II e IV.

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

14 - (ITA SP/2006)

Assinale a opção que apresenta a equação química que representa uma reação envolvendo a uréia $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2]$ que NÃO ocorre sob aquecimento a 90°C e pressão de 1 atm.

- a) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) + 2\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) + \text{CH}_4(\text{g})$
- c) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- d) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- e) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{g})$

15 - (Puc MG/2006)

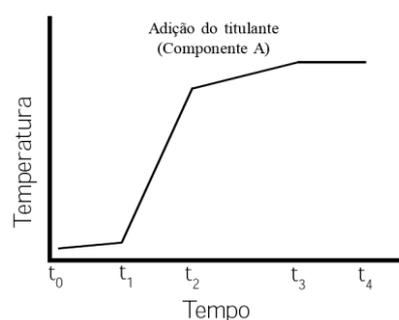
Qual dos seguintes estados é o mais desordenado?

- a) gás próximo à temperatura de condensação.
- b) líquido próximo ao ponto de ebulição.
- c) sólido próximo ao ponto de fusão.
- d) líquido próximo ao ponto de congelação.

16 - (Uepb PB/2006)

Em quase todos os processos físicos e químicos há uma quantidade de calor associada a eles. Dependendo da quantidade de matéria envolvida e da variação de entalpia do processo (ΔH), alguns fenômenos provocam variações de temperatura do sistema (ΔT) que podem ser detectadas pelo tato. Mas, para medir tais temperaturas, os pesquisadores utilizam equipamentos sofisticados (calorímetros) que detectam com precisão (ΔT) da ordem de 10^{-6} $^\circ\text{C}$.

Em uma titulação calorimétrica hipotética, adicionou-se uma solução de um componente (A), com velocidade constante e sob condições padrão, até excesso desse reagente, a uma solução de um componente (B). Dessa interação produziu-se um componente (C). O calorímetro utilizado foi projetado para minimizar as trocas de calor entre o sistema (interior do vaso) e a vizinhança (banho a 25°C). Para maior precisão da análise fez-se necessário obter medidas de temperatura *versus* tempo (T_{xt}) antes, durante e após o equilíbrio ter sido estabelecido.



Com base nas informações dadas, analise as afirmativas a seguir:

- I. A reação $A + B \rightarrow C$ é exotérmica, isso pode ser verificado pela análise da variação de temperatura no intervalo de tempo de t_1 e t_2 .
- II. A variação de entropia (ΔS) para este processo é, em valor absoluto, menor que a variação de entalpia (ΔH) do sistema, pois o ΔH é negativo e o ΔG também, o que se verifica pela espontaneidade da reação. Isto é esperado para reações endotérmicas como esta, principalmente quando realizadas sob condições padrão.
- III. A diluição da solução do componente (A) é um processo físico exotérmico.

IV. Nenhum calor foi liberado na reação. Isto pode ser explicado pelo fato de o vaso ser muito eficiente, não permitindo troca de calor com a vizinhança, e pela pequena diferença de temperatura entre o sistema (interior do vaso) e a vizinhança (banho a 25°C).

Estão corretas apenas as afirmativas:

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

17 - (Unimontes MG/2006)

A energia livre de Gibbs (G) é uma grandeza termodinâmica, cuja variação (ΔG) corresponde à máxima energia útil possível de ser retirada do sistema. Ela pode ser usada para prever a espontaneidade ou não do processo, através da expressão $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, em que $T \cdot \Delta S$ corresponde à energia para organizar o processo e ΔH à variação de entalpia.

A uma mesma temperatura e pressão, têm-se os valores termodinâmicos a seguir para quatro reações químicas.

Reações	Variação de energia de organização $T\Delta S$ /kcal	Variação de entalpia ΔH /kcal
I	-16,8	-17,4
II	-12,5	-135,4
III	-10,4	-4,4
IV	-1,4	-52,1

Todas as reações são espontâneas, **EXCETO** a

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

18 - (Ufpi PI/2006)

Assinale a alternativa que está incorreta no que concerne à entropia:

- a) a entropia de gases é geralmente maior que a dos líquidos e a entropia de líquidos é geralmente maior que a dos sólidos;
- b) a entropia normalmente aumenta quando um líquido puro ou sólido dissolve em um solvente;
- c) a entropia aumenta quando um gás dissolvido escapa de uma solução;
- d) a entropia do universo está aumentando continuamente;
- e) a entropia de um processo complexo é a soma das entalpias simples desse processo.

19 - (ITA SP/2006)

Para cada um dos processos listados abaixo, indique se a variação de entropia será maior, menor ou igual a zero. Justifique suas respostas.

- a) $N_2(g, 1 \text{ atm}, T = 300 \text{ K}) \rightarrow N_2(g, 0,1 \text{ atm}, T = 300 \text{ K})$
- b) $C(\text{grafite}) \rightarrow C(\text{diamante})$
- c) solução supersaturada \rightarrow solução saturada
- d) sólido amorfo \rightarrow sólido cristalino
- e) $N_2(g) \rightarrow N_2(g, \text{adsorvido em sílica})$

20 - (Unesp SP/2005/Conh. Gerais)

Na termodinâmica, os sistemas são classificados em relação às trocas de massa e de energia com as respectivas vizinhanças. O sistema aberto pode trocar com sua vizinhança matéria e energia, o sistema fechado pode trocar somente energia, e o sistema isolado não troca nem matéria nem energia.

Considere os sistemas:

- I. café em uma garrafa térmica perfeitamente tampada;
- II. líquido refrigerante da serpentina da geladeira;
- III. calorímetro de bomba no qual foi queimado ácido benzóico.

Identifique os sistemas como aberto, fechado ou isolado.

- a) I - isolado; II - fechado; III – isolado.
- b) I - isolado; II - aberto; III – isolado.
- c) I - aberto; II - isolado; III – isolado.
- d) I - aberto; II - aberto; III – fechado.
- e) I - fechado; II - isolado; III – aberto.

21 - (Udesc SC/2005)

Sabendo-se que na reação



podemos afirmar que essa reação:

- a) é espontânea, no caso de $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$.
- b) é espontânea a qualquer temperatura.
- c) é espontânea, no caso de $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$.
- d) é não-espontânea em qualquer temperatura.
- e) está em equilíbrio em qualquer temperatura.

22 - (Udesc SC/2005)

A queima de 1 g de gordura em um organismo humano libera cerca de 9300 calorias. Se o nosso corpo possui aproximadamente 5300 g de sangue, quanto de gordura deve ser metabolizado, a fim de fornecer o calor necessário para elevar a temperatura do sangue da temperatura ambiente (25°C) até a temperatura do nosso corpo (37°C)? (Considere o calor específico do sangue igual ao calor específico da água = 1,0 cal/g.°C).

- a) 68 g
- b) 6,8 g
- c) 0,65 g
- d) 65 g
- e) 0,68 g

23 - (Ufms MS/2005/Exatas)

Considerando que a Química, como toda ciência, possui termos e conceitos próprios, assinale a(s) proposição(ões) correta(s).

01. a Química Orgânica, apesar de possuir um número de funções superior ao da Química Inorgânica, possui um número de compostos orgânicos inferior ao de compostos inorgânicos.
02. os conceitos de oxidação e redução nas pilhas são diferentes dos respectivos conceitos nas eletrólises.
04. a energia livre de Gibbs (ΔG) de uma reação espontânea é menor que zero, enquanto que sua entalpia (ΔH) independe dos estados inicial e final dessa reação.
08. quanto maior o número de mols de partículas dispersas numa solução, menores serão a temperatura de congelamento e a pressão de vapor da mesma, enquanto que maiores serão a pressão osmótica e a temperatura de ebulição da solução.

16. entre as forças intermoleculares, tais como ligação de hidrogênio, dipolo-dipolo e van der Waals, a ligação de hidrogênio é a mais intensa, aumentando a temperatura de fusão e de ebulição dos compostos que a possuem.

24 - (ITA SP/2005)

Um cilindro provido de um pistão móvel, que se desloca sem atrito, contém 3,2 g de gás hélio que ocupa um volume de 19,0 L sob pressão $1,2 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$. Mantendo a pressão constante, a temperatura do gás é diminuída de 15 K e o volume ocupado pelo gás diminui para 18,2 L. Sabendo que a capacidade calorífica molar do gás hélio à pressão constante é igual a $20,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, a variação da energia interna neste sistema é aproximadamente igual a:

- a) - 0,35 kJ.
- b) - 0,25 kJ.
- c) - 0,20 kJ.
- d) - 0,15kJ.
- e) - 0,10 kJ.

25 - (ITA SP/2005)

A 25°C e 1 atm, considere o respectivo efeito térmico associado à mistura de volumes iguais das soluções relacionadas abaixo:

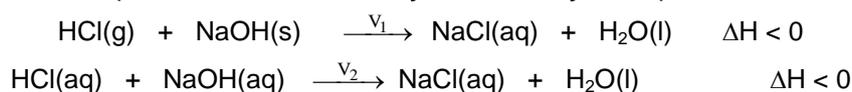
- I. Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de cloreto de sódio.
- II. Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de hidróxido de amônio.
- III. Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de hidróxido de sódio.
- IV. Solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico com solução aquosa 1 milimolar de ácido clorídrico.

Qual das opções abaixo apresenta a ordem decrescente CORRETA para o efeito térmico observado em cada uma das misturas acima?

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

26 - (Ufg GO/2004/1ªFase)

As equações químicas abaixo representam a mesma reação em condições experimentais diferentes.

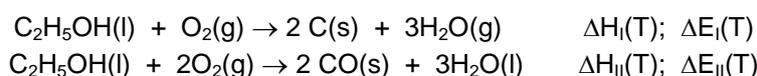


Essas equações representam reações que

- 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.

27 - (ITA SP/2004)

Considere as reações representadas pelas seguintes equações químicas balanceadas:



sendo $\Delta H(T)$ e $\Delta E(T)$, respectivamente, a variação da entalpia e da energia interna do sistema na temperatura T. Assuma que as reações acima são realizadas sob pressão constante, na temperatura T, e que a temperatura dos

reagentes é igual à dos produtos. Considere que, para as reações representadas pelas equações acima, sejam feitas as seguintes comparações:

- I. $|\Delta E_I| = |\Delta E_{II}|$
- II. $|\Delta H_I| = |\Delta H_{II}|$
- III. $|\Delta H_{II}| > |\Delta E_{II}|$
- IV. $|\Delta H_I| < |\Delta E_I|$

Das comparações acima, está(ão) **CORRETA(S)**

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

28 - (ITA SP/2003)

Num cilindro, provido de um pistão móvel sem atrito, é realizada a combustão completa de carbono (grafita). A temperatura no interior do cilindro, é mantida constante desde a introdução dos reagentes até o final da reação. Considere as seguintes afirmações:

- I. A variação da energia interna do sistema é igual a zero.
- II. O trabalho realizado pelo sistema é igual a zero.
- III. A quantidade de calor trocada entre o sistema e a vizinhança é igual a zero.
- IV. A variação da entalpia do sistema é igual à variação da energia interna.

Destas afirmações, está(ão) **CORRETA(S)**

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

29 - (Ufpi PI/2003)

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.

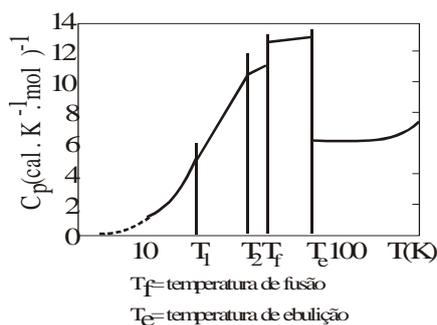
30 - (Uel PR/2003)

Das alternativas abaixo, qual representa a mudança de estado físico que ocorre em consequência do aumento da entropia do sistema?

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

31 - (ITA SP/2002)

A figura abaixo mostra como a capacidade calorífica, C_p , de uma substância varia com a temperatura, sob pressão constante.

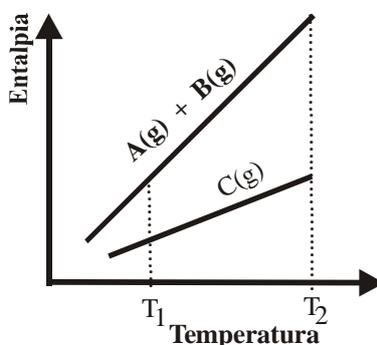


Considerando as informações mostradas na figura acima, é **ERRADO** afirmar que:

- a) a substância em questão, no estado sólido, apresenta mais de uma estrutura cristalina diferente.
- b) a capacidade calorífica da substância no estado gasoso é menor do que aquela no estado líquido.
- c) quer esteja a substância no estado sólido, líquido ou gasoso, sua capacidade calorífica aumenta com o aumento da temperatura.
- d) caso a substância se mantenha no estado líquido em temperaturas inferiores a T_f , a capacidade calorífica da substância líquida é maior do que a capacidade calorífica da substância na fase sólida estável em temperaturas menores do que T_f .
- e) a variação de entalpia de uma reação envolvendo a substância em questão no estado líquido aumenta com o aumento da temperatura.

32 - (ITA SP/2001)

A figura abaixo mostra como a entalpia dos reagentes e dos produtos de uma reação química do tipo $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ varia com a temperatura.



Levando em conta as informações fornecidas nesta figura, e sabendo que a variação de entalpia (ΔH) é igual ao calor trocado pelo sistema à pressão constante, é **ERRADO** afirmar que:

- a) na temperatura T_1 a reação ocorre com liberação de calor;
- b) na temperatura T_1 , a capacidade calorífica dos reagentes é maior que a dos produtos;
- c) no intervalo de temperatura compreendido entre T_1 e T_2 , a reação ocorre com absorção de calor ($\Delta H > zero$);
- d) o ΔH , em módulo, da reação aumenta com o aumento de temperatura.
- e) tanto a capacidade calorífica dos reagentes como a dos produtos aumentam com o aumento da temperatura.

33 - (ITA SP/1999)

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:

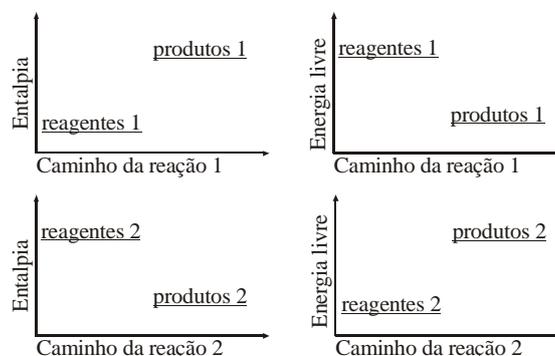
- I. Todas as moléculas de H_2O_2 são reduzidas.
- II. Todas as moléculas de H_2O_2 são oxidadas.
- III. A variação de energia livre de Gibbs é positiva.
- IV. Metade das moléculas de H_2O_2 é reduzida e outra metade é oxidada.

Qual das opções abaixo se refere à(s) afirmação(ões) **CORRETA(S)**?

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

34 - (Ufg GO/1996/2ªFase)

Observe os diagramas de energia de duas reações químicas, nas CNTP, a seguir:



Classifique essas reações de acordo com:

- a) o calor de reação. Justifique.
- b) a espontaneidade da reação. Justifique.

35 - (Puc RJ/1996)

Indique, entre as opções abaixo, a alternativa correta

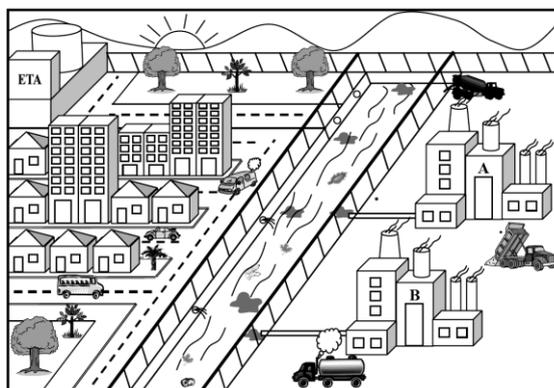
- a) O sinal de ΔS para a condensação do vapor de amônia é negativo.
- b) O sinal de ΔS para a separação dos componentes do ar é positivo.
- c) O sinal de ΔS para o óleo queimando é negativo.
- d) O sinal de ΔS para o congelamento do ar é positivo.
- e) O sinal de ΔH para a queima da madeira é positivo.

36 - (Ufsc SC/1995)

A termodinâmica propõe para o cálculo de ΔG a equação $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, válida para pressão e temperatura constantes.

Em relação ao processo: $H_2O(l) \rightarrow H_2O(v)$ temos $\Delta H = 9713 \text{ cal/mol}$ (1 atm) e $\Delta S = 26,04 \text{ cal/K. mol}$ (1 atm). Determine a temperatura, em graus Celsius, a partir da qual, a vaporização da água é espontânea nas condições ambientes ($K = ^\circ C + 273$). Para assinalar no cartão-resposta, divida seu resultado por dois (2).

TEXTO: 1 - Comum à questão: 37



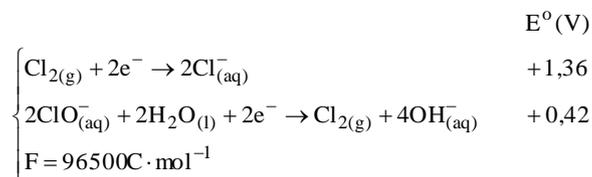
ETA: Estação de Tratamento de Água
A e B: Indústrias

A figura acima ilustra parte de um ambiente urbano comum nos dias atuais. Nela pode-se observar a existência de indústrias produzindo bens de consumo e gerando alguns sub-produtos indesejáveis; a circulação de veículos e a presença de chaminés emitindo gases; a existência de um córrego recebendo dejetos domésticos e industriais; e a existência de uma estação de tratamento de água (ETA). Em todas essas situações, a Química está presente de forma positiva e, às vezes, de forma negligente. Desse modo, as questões que se seguem estão de alguma maneira associadas aos eventos que ocorrem nesse ambiente imaginário.

37 - (Ufma MA/2006/1ªFase)

Na Estação de Tratamento de Água (ETA), o Cl_2 (g) é comumente utilizado para assegurar a eliminação de microrganismos. Em meio aquoso, ele sofre desproporcionamento em cloreto e hipoclorito. Considere as semireações abaixo, em meio alcalino, e assinale a alternativa que contém, respectivamente, a força eletromotriz (V) e a variação de energia de Gibbs padrão ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Dados:



- a) - 1,78 e + 343,54
- b) - 0,94 e - 90,71
- c) + 0,94 e + 181,42
- d) + 0,94 e - 181,42
- e) + 1,78 e - 343,54

TEXTO: 2 - Comum à questão: 38

Biodiesel – A Terra agradece

O biodiesel é um combustível biodegradável capaz de substituir o diesel tanto em uso veicular, quanto na geração de energia. Pode ser obtido pela reação de óleos vegetais (soja, amendoim e outros) ou de gorduras animais com o etanol. Desse processo, obtém-se também glicerina, que é empregada na fabricação de sabonetes e detergentes. Há várias espécies vegetais no Norte e Nordeste do Brasil das quais podem ser extraídos óleos para produzir o biodiesel, tais como dendê, babaçu e mamona.

No Semi-árido brasileiro e na região Norte, a inclusão social pode ser incrementada com a produção de biodiesel.

Reduzir a poluição ambiental é hoje um objetivo mundial e o uso do biodiesel, se comparado ao do diesel do petróleo, é vantajoso pela diminuição sensível da emissão na atmosfera, dos gases estufa, monóxido de carbono e dióxido de carbono, e de dióxido de enxofre.

38 - (Mackenzie SP/2006)

A combustão total de 1,0 g de biodiesel de fórmula molecular $C_{20}H_{36}O_2$ faz a temperatura do calorímetro subir 5°C . Se para variar em 1°C a temperatura do calorímetro são necessários $9,6 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$, então o calor de combustão desse biodiesel em kJ/mol é:

Dado: massa molar(g/mol): H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

- a) 14784,0 kJ/mol.
- b) 2956,8 kJ/mol.
- c) 1392,0 kJ/mol.
- d) 1540,0 kJ/mol.
- e) 7770,0 kJ/mol.

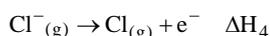
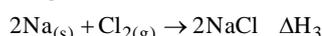
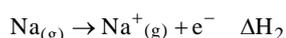
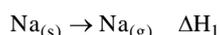
TEXTO: 3 - Comum à questão: 39

Encontrei uma preta que estava a chorar, pedi-lhe uma lágrima para analisar. Recolhi-a com todo cuidado num tubo de ensaio bem esterilizado. Olhei-a de um lado, do outro e de frente: tinha um ar de gota muito transparente. Mandei vir os ácidos, as bases e os sais, as drogas usadas em casos que tais. Ensaiei a frio, experimentei ao lume, de todas as vezes deu-me o que é costume: nem sinais de negro, nem vestígios de ódio. Água (quase tudo) e cloreto de sódio.

Disponível em: <<http://www.users.isr.ist.utl.pt/~cfb.Vds/v122.txt>> Acesso em: 17 mai. 2007. [Adaptado].

39 - (Ueg GO/2007/Julho)

As equações termoquímicas abaixo representam etapas de alguma forma relacionadas com a formação do cloreto de sódio.



Sobre esse assunto, é CORRETO afirmar:

- a) Na transformação $\text{Na}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(g)}$ há um aumento de entropia do sistema, e ΔH_1 é a diferença entre o calor de fusão e o de vaporização do sódio metálico.
- b) A Lei de Hess estabelece que a variação de entalpia de uma transformação física ou química independe da temperatura e do número de etapas intermediárias em que o processo possa ser dividido. Como é uma propriedade de estado, seu valor depende apenas dos estados final e inicial.
- c) É possível concluir que a reação $\text{Na}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{NaCl}_{(s)}$ libera um calor sob pressão constante equivalente a $\Delta H_4 + \frac{\Delta H_3}{2} - \left(\Delta H_1 + \Delta H_2 + \frac{\Delta H_5}{2} \right)$.
- d) Se $\Delta H_5 > \Delta H_4$, então a reação $\text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-_{(g)}$ será endotérmica.

GABARITO:

1) Gab: E

2) Gab: FVVV

3) Gab: E

4) Gab: B

5) Gab:

a) 144,29 J/K

b) 358,29 J/K

6) Gab: C

7) Gab: B

8) Gab: D

9) Gab: C

10) Gab: D

11) Gab: 017

12) ver comentário

Segundo a 1ª Lei da Termodinâmica, sob pressão constante, temos que:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

trabalho

Analisando a expressão, concluímos que:

- se $\Delta V < 0 \Rightarrow \Delta H < \Delta U$
- se $\Delta V > 0 \Rightarrow \Delta H > \Delta U$
- se $\Delta V = 0 \Rightarrow \Delta H = \Delta U$

O volume ocupado pela mistura é proporcional ao número de moléculas sob temperatura e pressão constantes. No caso das reações, o número de moléculas de gases é proporcional aos coeficientes estequiométricos da equação química. Logo:

- I. Incorreta. $\Delta V < 0$, pois o número de moléculas de gases diminui.
- II. Correta. $\Delta V < 0$.
- III. Incorreta. $\Delta V = 0$, pois o número de moléculas de gases não varia.
- IV. Correta. $\Delta V < 0$.
- V. Correta. $\Delta V > 0$, pois o número de moléculas de gases aumenta.

Portanto, a alternativa correta é a C. Se levar-se em conta os módulos de $|\Delta H|$ e $|\Delta U|$, não existem dados suficientes para assinalar-se a alternativa correta.

13) Gab: B

I. Correta. O calor trocado na reação sob pressão constante é igual à variação de entalpia.

Segundo a 1ª Lei da Termodinâmica sob pressão constante, temos que:

$$\Delta H = \Delta U + \underbrace{p \cdot \Delta V}_{\text{trabalho}}$$

II. Incorreta. Na reação, o número de moléculas de cada gás é proporcional aos coeficientes estequiométricos e ao volume ocupado sob temperatura e pressão constantes. Como ocorre aumento do número de moléculas, concluímos que aumentou o volume, portanto o sistema realizou trabalho.

III. Correta. Como $p \cdot \Delta V > 0$, concluímos que $\Delta H > \Delta U$.

IV. Incorreta. A variação de energia interna é diferente de zero.

V. Incorreta. Como $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ e no sistema existe variação de entropia (varia o número de moléculas de gases), concluímos que ΔG (variação da energia livre de Gibbs) é diferente de ΔH (variação da entalpia).

14) Gab: B

A única reação química que não ocorre nas condições citadas é a conversão da uréia em CH_4 , N_2 e O_2 . Esse processo é impossível em termos termodinâmicos.

15) Gab: A

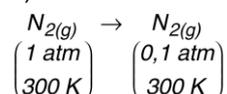
16) Gab: E

17) Gab: C

18) Gab: E

19) Gab:

a)



$\Delta S > 0$, pois a diminuição da pressão nesse sistema implica no aumento de volume e, conseqüentemente, no aumento da probabilidade posicional das moléculas de N_2 .

b) $C_{(\text{grafite})} \rightarrow C_{(\text{diamante})}$

$\Delta S < 0$, pois a formação de diamante a partir de grafite envolve a diminuição da mobilidade da estrutura carbônica, o que é constatado pela maior dureza do diamante em relação ao grafite.

c) solução supersaturada \rightarrow solução saturada

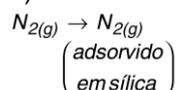
$\Delta S > 0$, pois aumenta a estabilidade do sistema.

d)

sólido amorfo \rightarrow sólido cristalino

$\Delta S < 0$, pois há aumento da organização estrutural, ou seja, diminui a probabilidade posicional das partículas.

e)



$\Delta S < 0$, pois o fenômeno de adsorção implica na restrição de movimento das moléculas gasosas.

20) Gab: A

21) Gab: C

22) Gab: B

23) Gab: 24

24) Gab: D

25) Gab: D

26) Gab: B

27) Gab: E

28) Gab: D

29) Gab: E

30) Gab: B

31) Gab: E

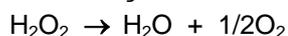
32) GAB: C

RESOLUÇÃO

No intervalo compreendido entre T_1 e T_2 pode-se observar que a entalpia dos produtos é sempre menor que a entalpia dos reagentes, assim, pode-se afirmar que a reação ocorre com liberação de calor, logo o item C está errado.

33) Gab: D

RESOLUÇÃO:



I- Falso.

II- Falso.

III- Falso. É negativa pois trata-se de um processo espontâneo.

IV- Verdadeiro.

34) Gab:

a) reação I é do tipo endotérmica e reação II é do tipo exotérmica, uma vez que o calor de reação é uma medida da variação de entalpia do sistema, quando a pressão é mantida constante.

b) de acordo com Gibbs uma variação negativa denota uma reação espontânea enquanto que uma variação positiva denota uma reação não espontânea. Assim, a reação I é espontânea e a reação II é do tipo não-espontânea.

35) Gab: A

36) Gab: 50°C

37) Gab: D

38) Gab: A

39) Gab: C