



## QUÍMICA

Professores: Andréia, Herval, Thiago

### Comentário Geral

A prova de química deste ano foi abrangente, porém, infelizmente, faltaram alguns assuntos relevantes: atomística, tabela periódica, hibridação de orbitais, eletroquímica, funções inorgânicas e soluções. Notamos a permanência de alguns temas "clássicos" da UFPR: identificação de funções orgânicas, equilíbrio químico, cálculo estequiométrico, isomeria e estudo dos gases, assuntos exaustivamente trabalhados em sala de aula. Encontramos alguns pontos que poderiam ser melhorados na elaboração da prova, tais como a questão 37, utilizando o termo "aproximadamente" para o resultado final e a questão 42 apresentando a água como produto da reação.

37 - "Gelo de fogo" escondido em permafrost é fonte de energia do futuro? Conhecido como "gelo que arde", o hidrato de metano consiste em cristais de gelo com gás preso em seu interior. Eles são formados a partir de uma combinação de temperaturas baixas e pressão elevada e são encontrados no limite das plataformas continentais, onde o leito marinho entra em súbito declive até chegar ao fundo do oceano. Acredita-se que as reservas dessa substância sejam gigantescas. A estimativa é de que haja mais energia armazenada em hidrato de metano do que na soma de todo petróleo, gás e carvão do mundo. Ao reduzir a pressão ou elevar a temperatura, a substância simplesmente se quebra em água e metano – muito metano. Um metro cúbico do composto libera cerca de 160 metros cúbicos de gás a pressão e temperatura ambiente, o que o torna uma fonte de energia altamente intensiva.

Disponível em: [http://www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2014/04/140421\\_energia\\_metano\\_ms.shtml](http://www.bbc.co.uk/portuguese/noticias/2014/04/140421_energia_metano_ms.shtml). Acessado em 21/04/2014. Texto adaptado.

Dado:  $R = 8,2 \times 10^{-5} \text{ m}^3 \text{ atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Para armazenar todo o gás do interior de  $1 \text{ m}^3$  de "gelo de fogo" num cilindro de  $1 \text{ m}^3$  e a temperatura de  $0^\circ\text{C}$ , é necessária uma pressão (em atm) de

- a) 160.
- b) 146.
- c) 96.
- d) 48.
- e) 1.

Questão clássica de gases que exige boa capacidade interpretativa com aplicação da Equação de Clapeyron. (Química II, módulo 05 - páginas 2 e 3).

Resolução:

Conforme interpretação do enunciado, o processo acontece em condições ambientes no volume de  $160 \text{ m}^3$ , portanto:

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

$$V = 160 \text{ m}^3$$

$n$  = corresponde ao nº de mols que é desconhecido.

$$R = 8,2 \times 10^{-5} \text{ m}^3 \text{ atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$T = 25^\circ\text{C} \rightarrow 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = n R T$$

$$1 \cdot 160 = n \cdot 8,2 \times 10^{-5} \cdot 298$$

$$n = 6\,547,716 \text{ mol de metano}$$

Conforme o enunciado, a quantidade de matéria foi submetida a novas condições de volume e temperatura. Solicitou-se então que a pressão do sistema fosse calculada:

$P$  = corresponde à pressão do sistema,

$$V = 1 \text{ m}^3$$



$n = 6\,547,716 \text{ mol de metano}$

$R = 8,2 \times 10^{-5} \text{ m}^3 \text{ atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$T = 0^\circ\text{C} \rightarrow 0 + 273 = 273 \text{ K}$

$PV = n R T$

$P \cdot 1 = 6\,547,716 \cdot 8,2 \times 10^{-5} \cdot 273$

$P \approx 146 \text{ atm}$

Resposta: b) 146.

**38 - Águas termais, exploradas em diversos destinos turísticos, brotam naturalmente em fendas rochosas. O aquecimento natural dessas águas, na sua grande maioria, deve-se ao calor liberado em processos radioativos de elementos presentes nos minerais rochosos que são transferidos para a água no fluxo pelas fendas. O gás radônio ( $^{222}\text{Rn}$ ) é o provável responsável pelo aquecimento de diversas águas termais no Brasil. O  $^{222}\text{Rn}$  se origina do rádio ( $^{226}\text{Ra}$ ), na série do urânio ( $^{238}\text{U}$ ), naturalmente presente em granitos. O tempo de meia vida ( $t_{1/2}$ ) do  $^{222}\text{Rn}$  é de 3,8 dias, e esse se converte em polônio ( $^{218}\text{Po}$ ), que por sua vez possui um  $t_{1/2}$  de 3,1 minutos. Considerando as informações dadas, considere as seguintes afirmativas:**

1. A conversão de  $^{222}\text{Rn}$  em  $^{218}\text{Po}$  é um processo exotérmico.
2. A conversão de  $^{226}\text{Ra}$  em  $^{222}\text{Rn}$  emite quatro partículas  $\beta^-$ .
3. Na série de decaimento, do  $^{238}\text{U}$  ao  $^{218}\text{Po}$ , cinco partículas  $\alpha$  são emitidas.
4. Após 3,8 dias da extração da água termal, a concentração de  $^{218}\text{Po}$  atingirá a metade do valor da concentração inicial de  $^{222}\text{Rn}$ .

**Assinale a alternativa correta.**

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

Questão clássica de radioatividade envolvendo conceitos de termoquímica.

1. Correta: Toda reação de transmutação transforma um núcleo instável em outro com maior estabilidade, liberando grandes quantidades de energia (conforme Química I, módulo 13, pág 15). Além disso, o enunciado afirma que as águas termais são aquecidas devido ao calor LIBERADO nos processos radioativos o que caracteriza um fenômeno exotérmico (conforme Química 3, módulo 8, página 14).

2. Falsa: Pois ao emitir partículas  $\beta$ , que possuem massa desprezível, o número de massa do núcleo não se altera (conforme Química I, módulo 13, pág 15 e 16).

3. Correta: Conforme a primeira lei da radioatividade, enunciada por Frederik Soddy:  $^{238}\text{U} \rightarrow ^{218}\text{Po} + 5\ ^4\alpha$

4. Falsa: O tempo de meia vida do  $^{222}\text{Rn}$  é de 3,8 dias (conforme enunciado), portanto após 3,8 dias a concentração de  $^{222}\text{Rn}$  será a metade da inicial (conforme Química I, módulo 13, pág 16).

Resposta: c) somente a 1 e 3 são verdadeiras.



39 - A biodegradação da matéria orgânica produz substâncias húmicas, nas quais os principais componentes são os ácidos húmicos. Estes correspondem a diversas estruturas complexas, que possuem na maioria substituintes fenólicos ( $pK_a = 8$ ) e carboxílicos ( $pK_a = 4$ ). Além de alterar o pH do meio, também são capazes de se ligar a íons metálicos formando colóides. Sobre esse tema, considere as seguintes afirmativas:

1. A presença de substâncias húmicas torna o pH menor que 7.
2. A presença de substâncias húmicas ligadas a íons metálicos é detectada pelo turvamento do meio.
3. O valor medido de pH 6 em uma amostra indica que praticamente todos os substituintes fenólicos estão protonados, enquanto que os substituintes carboxílicos estão desprotonados.
4. O valor medido de pH 4 em uma amostra indica que 50% dos substituintes carboxílicos estão protonados.

Assinale a alternativa correta.

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

Questão que envolve uma análise matemática da equação de Henderson-Hasselbalch, além de envolver conceitos como acidez, pH e colóides.

1. Correta: De acordo com o enunciado, os principais componentes das substância húmicas são ácidos, portanto apresentam  $pH < 7$  (conforme Química III, módulo 13, pág 18 e 19).

2. Correta: Quando substâncias húmicas ligam-se a íons metálicos (conforme enunciado) formam colóides, que devido as dimensões do disperso (1 a 100 nm) podem ser detectadas visualmente pelo turvamento do meio (conforme Química II, módulo 3, pág 9 – texto complementar).

3. Correta: Conforme a interpretação da equação de Henderson-Hasselbalch (conforme Química III, módulo 14, pág 28 – texto complementar) e utilizando os dados do enunciado:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}, \text{ onde:}$$

$$pH = - \log [H^+]$$

$$pK_a = - \log K_a$$

$[A^-]$  = concentração da substância húmica em sua forma desprotonada.

$[HA]$  = concentração da substância húmica em sua forma protonada.

Considerando substituintes fenólicos:

$$6 = 8 + \log \frac{[A^-]}{[HA]}, \text{ portanto: } -2 = \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Então  $\log \frac{[A^-]}{[HA]}$  deve ser um n° negativo, para isso  $[HA] > [A^-]$ .

Considerando substituintes carboxílicos:

$$6 = 4 + \log \frac{[A^-]}{[HA]}, \text{ portanto: } +2 = \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Então  $\log \frac{[A^-]}{[HA]}$  deve ser um n° positivo, para isso  $[HA] < [A^-]$ .

4. Correta: em uma solução onde  $pH = pK_a$ , pode-se afirmar que a concentração das espécies protonada e desprotonada são iguais (conforme Química III, módulo 14, pág 28 – texto complementar e Dominando, Química III, exercício 20).

$$4 = 4 + \log \frac{[A^-]}{[HA]}, \text{ portanto: } 0 = \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Então  $\log \frac{[A^-]}{[HA]} = 0$ , para isso  $[HA] = [A^-]$ .

Resposta: e) As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.

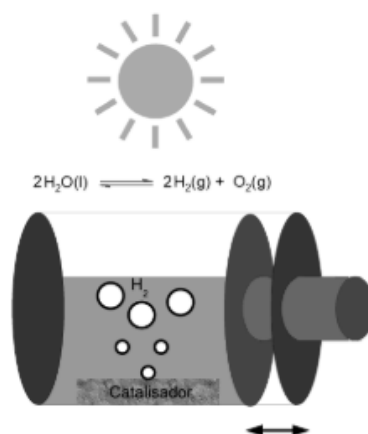


40 - Recentemente, a produção fotocatalítica de hidrogênio vem atraindo atenção devido ao processo que gera um combustível limpo, o qual é utilizado em células a combustível. O processo se baseia na separação da água nos seus componentes, conforme equilíbrio inserido no esquema, utilizando luz solar e um fotocatalisador (p. ex.  $\text{NaTaO}_3:\text{La}$ ). O processo é extremamente endotérmico, necessitando 1,23 eV para ocorrer. Num experimento, o processo foi realizado num sistema fechado, como esquematizado ao lado. Considerando essas informações, identifique as afirmativas a seguir como verdadeiras (V) ou falsas (F):

- ( ) A quantidade de fotocatalisador limita a conversão.
- ( ) O aumento da temperatura irá favorecer a conversão.
- ( ) A diminuição do volume do sistema irá favorecer a conversão.
- ( ) É condição necessária para a produção de hidrogênio que o fotocatalisador absorva energia solar superior a 1,23 eV.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo.

- a) F – V – V – F.
- b) V – V – F – V.
- c) V – F – F – V.
- d) V – V – V – F.
- e) F – F – V – V.



Questão que exige interpretação aplicando o Princípio de Le Chatelier.

Verdadeira – o próprio enunciado afirma “o processo é extremamente endotérmico” necessitando energia para ocorrer.

Verdadeira – o princípio de Le Chatelier enuncia que quando se exerce uma ação sobre um sistema em equilíbrio este se desloca no sentido que reduz ou minimiza a ação exercida (conforme Química III, módulo 13, pág 20), portanto: o aumento da temperatura favorece o sentido endotérmico da reação.

Falsa – partindo do pressuposto que a temperatura é constante: diminuir o volume, aumenta a pressão do sistema, então conforme o princípio de Le Chatelier (Química III, módulo 13, pág 20): o aumento da pressão favorece o sentido da reação com menos mol de gases.

Verdadeira – conforme o enunciado: “O processo é extremamente endotérmico, necessitando 1,23 eV para ocorrer”.

Resposta: b) V – V – F – V.

41 - O palito de fósforo é um dos artigos mais úteis no nosso cotidiano. Na sua composição, possui fósforo vermelho, enxofre e clorato de potássio. A cabeça de um palito de fósforo pesa aproximadamente 0,05 g. A reação que ocorre na queima da cabeça de fósforo está representada a seguir:



O cheiro característico de “fósforo queimado” se deve ao dióxido de enxofre formado.

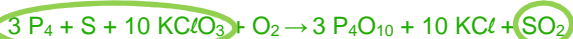
Dados: No palito de fósforo, os componentes estão em quantidades estequiométricas. M ( $\text{g mol}^{-1}$ ): Cl = 35,5; K = 39; O = 16; P = 31; S = 32.

A massa (em g) de dióxido de enxofre produzido ao queimar uma cabeça de fósforo é aproximadamente:

- a)  $3 \times 10^{-2}$ .
- b)  $9 \times 10^{-3}$ .
- c)  $2 \times 10^{-3}$ .
- d)  $9 \times 10^{-4}$ .
- e)  $4 \times 10^{-5}$ .

Questão clássica envolvendo cálculo estequiométrico, porém é necessário observar que a cabeça de fósforo, citada no enunciado, é constituída por: fósforo vermelho, enxofre e clorato de potássio.

A equação foi dada já balanceada:



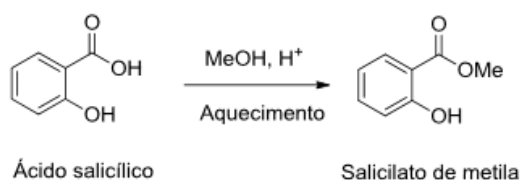


$$\begin{array}{rcl} \text{Massa} & & \text{Massa} \\ 0,05 \text{ g} & \text{-----} & x \\ *1 \text{ 629 g} & \text{-----} & 64 \text{ g} \\ & & x \approx 2 \times 10^{-3} \text{ g} \end{array}$$

\* soma das massas dos componentes da cabeça de fósforo, conforme estequiometria da reação.

Resposta: c)  $2 \times 10^{-3}$ .

42 - O salicilato de metila é um produto natural amplamente utilizado como analgésico tópico para alívio de dores musculares, contusões etc. Esse composto também pode ser obtido por via sintética a partir da reação entre o ácido salicílico e metanol, conforme o esquema abaixo:

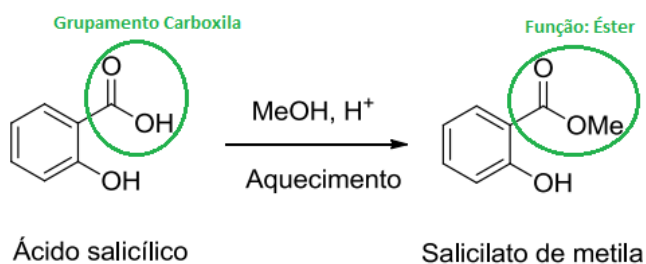


A reação esquematizada é classificada como uma reação de:

- ▶ a) esterificação.
- b) hidrólise.
- c) redução.
- d) pirólise.
- e) desidratação.

Questão sobre esterificação de Fisher.

Conforme esquema abaixo (ácido + álcool → éster + água):

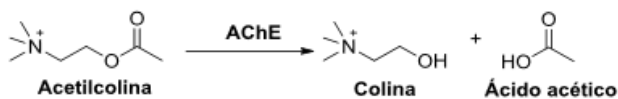


\*Obs: Me = metil, logo o composto é o metanol (álcool metílico).

Resposta: a) esterificação.



43 - A reação de hidrólise da acetilcolina, esquematizada abaixo, é fundamental na transmissão de impulsos nervosos nos seres vivos. A reação é promovida pela enzima acetilcolinesterase (AChE).



Considere as seguintes afirmativas sobre o papel de AChE nessa reação:

1. AChE é catalisador da reação.
2. AChE aumenta a energia de ativação da reação.
3. AChE promove caminhos reacionais alternativos.
4. AChE inibe a formação de intermediários.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas 1, 2 e 4 são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas 3 e 4 são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas 2 e 4 são verdadeiras.
- ▶ e) Somente as afirmativas 1 e 3 são verdadeiras.

Questão clássica sobre catalisadores (conforme Química III, módulo 10, página 3, 4 e 5 - texto complementar).

1. Correta: Enzimas são catalisadores biológicos.

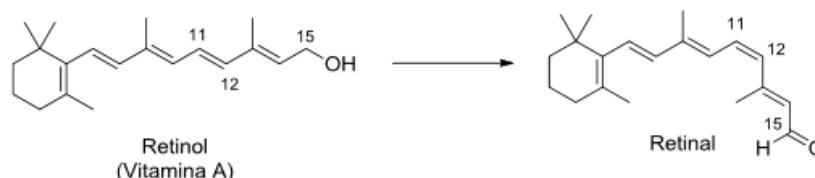
2. Falsa: Catalisador é uma substância que diminui a energia de ativação, aumentando a velocidade da reação.

3. Correta: O catalisador diminui a energia de ativação promovendo caminhos reacionais alternativos, gerando compostos intermediários de menor energia.

4. Falsa: O catalisador facilita a formação do intermediário diminuindo sua energia.

Resposta: e) somente a 1 e 3 são verdadeiras.

44 - A retina do olho humano contém dois tipos de células especializadas: os cones e os bastonetes. Nos bastonetes acontece uma transformação química fundamental para a química da visão. Trata-se da conversão do retinol (Vitamina A) em retinal que, na sequência, sofrerá outras transformações.



Sobre o tema, considere as seguintes afirmativas:

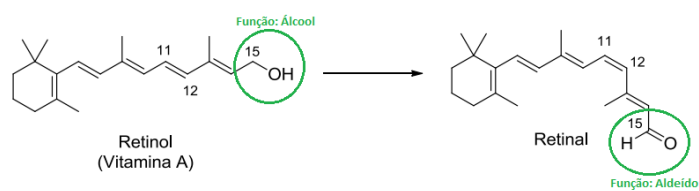
1. O grupo funcional álcool no retinol é convertido a aldeído no retinal.
2. A ligação dupla entre os carbonos 11 e 12 sofre uma reação de isomerização.
3. A molécula do retinal apresenta um grau de oxidação superior ao do retinol.
4. A molécula do retinol apresenta um centro quiral no carbono 15.

Assinale a alternativa correta.

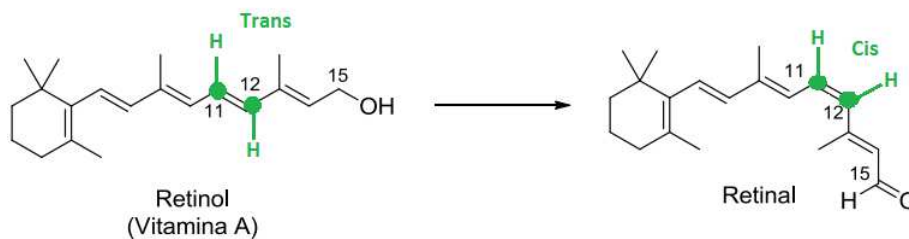
- a) Somente a afirmativa 1 é verdadeira.
- b) Somente a afirmativa 3 é verdadeira.
- ▶ c) Somente as afirmativas 1, 2 e 3 são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.

Questão envolvendo identificação de funções orgânicas, isomeria geométrica e oxidação de álcool, o enunciado da questão se refere ao assunto abordado pelo texto complementar – Isomeria cis-trans e a visão: Química IV, módulo 10, página 3.

1. Correta (Química IV, módulo 5 e 6, pág. 1 e 6, respectivamente):



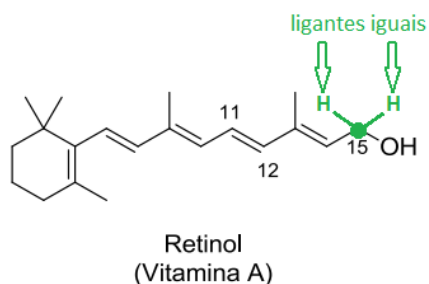
2. Correta (Química IV, módulo 10, pág 1 e 2):



3. Correta: O retinol é um álcool primário e após uma oxidação parcial há a formação de um aldeído (Retinal) que apresenta um maior grau de oxidação (Química IV, módulo 13, pág. 17).



4. Falsa: O carbono 15 não é um centro quiral (carbono assimétrico), pois não apresenta os 4 ligantes diferentes entre si (Química IV, módulo 11, pág. 5). Observe a figura:



Resposta: c) somente a 1, 2 e 3 são verdadeiras.



45 - A análise dos dados termodinâmicos de reações permite a previsão da espontaneidade. Na tabela a seguir estão apresentados os dados termodinâmicos de duas reações químicas.

	Reação	$\Delta H_r^\circ$ , kJ/mol	$\Delta S_r^\circ$ , J/mol	$\Delta G_r^\circ$ , kJ/mol	
				200 K	2800 K
(i)	$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$	- 20,0	- 25	- 15,0	+ 50,0
(ii)	$MgO(s) + CO(g) \rightarrow Mg(s) + CO_2(g)$	+ 30,0	+ 5	+ 29,0	+ 16,0

A partir dos dados apresentados, identifique as seguintes afirmativas como verdadeiras (V) ou falsas (F):

- ( ) A diminuição da temperatura desfavorece a espontaneidade da reação (i).
- ( ) O aumento da temperatura favorece a espontaneidade da reação (ii).
- ( ) Na temperatura de 400 K, a reação (i) será espontânea.
- ( ) Na temperatura de 4000 K, a reação (ii) será espontânea.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo.

- a) V – V – V – F.
- b) V – F – V – F.
- c) F – V – F – V.
- d) F – V – V – F.
- e) V – F – F – V.

Questão sobre termodinâmica, envolvendo interpretação de  $\Delta G$  (Química III, módulo 09, pág. 19).

Falsa – De acordo com a tabela fornecida, em temperaturas mais baixas o  $\Delta G < 0$ , o que significa termodinamicamente, um aumento na espontaneidade da reação (i).

Verdadeira – O aumento da temperatura na reação (ii), diminui o valor positivo do  $\Delta G$ , o que justifica o aumento da espontaneidade.

Verdadeira – Segundo a equação da energia livre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S, \text{ onde:}$$

$$\Delta G = ? \text{ J/mol (variação da energia livre de Gibbs)}$$

$$\Delta H = -20 \text{ kJ/mol} = -20\,000 \text{ J/mol (variação de entalpia)}$$

$$T = 400 \text{ K (temperatura absoluta)}$$

$$\Delta S = -25 \text{ J/mol (variação de entropia)}$$

$$\Delta G = -20\,000 - 400 \cdot (-25)$$

$$\Delta G = -10\,000 \text{ J/mol ou } -10 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta G < 0$ , reação espontânea.

Falsa – Segundo a equação da energia livre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S, \text{ onde:}$$

$$\Delta G = ? \text{ J/mol (variação da energia livre de Gibbs)}$$

$$\Delta H = +30 \text{ kJ/mol} = +30\,000 \text{ J/mol (variação de entalpia)}$$

$$T = 4\,000 \text{ K (temperatura absoluta)}$$

$$\Delta S = +5 \text{ J/mol (variação de entropia)}$$

$$\Delta G = +30\,000 - 4\,000 \cdot (+5)$$

$$\Delta G = +10\,000 \text{ J/mol ou } +10 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta G > 0$ , reação não espontânea.