

GABARITO QUÍMICA

Questão 1

Um metal M forma o sal MCl_2 . A eletrólise desse sal fundido, com uma corrente igual a 0,4 A durante 6,7 h produziu 4,38 g do metal sólido.

Determine qual elemento da Tabela Periódica é o metal M.

Gabarito

A carga que atravessa a célula fixa a quantidade de matéria de elétrons transferidos. A semirreação de redução a converte em quantidade de matéria de metal e, com a massa depositada, a massa molar identifica o elemento.

Etapa 1. Calcule a carga total que atravessou a célula.

A carga é o produto da corrente pelo tempo de eletrólise, com o tempo em segundos: $6,7 \text{ h} = 24\,120 \text{ s}$.

$$\begin{aligned} Q &= I \cdot t \\ &= 0,4 \text{ A} \cdot 24\,120 \text{ s} \\ &= 9648 \text{ C} \end{aligned}$$

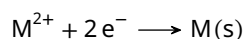
Etapa 2. Calcule a quantidade de matéria de elétrons.

A razão entre a carga total e a constante de Faraday dá a quantidade de matéria de elétrons transferidos.

$$\begin{aligned} n_{e^-} &= \frac{Q}{F} \\ &= \frac{9648 \text{ C}}{96\,480 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \\ &= 0,1 \text{ mol} \end{aligned}$$

Etapa 3. Determine a quantidade de matéria do metal depositado.

No sal MCl_2 o metal está como M^{2+} , de modo que cada mol de metal depositado consome dois mols de elétrons.



$$n_M = \frac{n_{e^-}}{2} = 0,05 \text{ mol}$$

Etapa 4. Calcule a massa molar e identifique o metal.

A massa molar é a razão entre a massa depositada e a quantidade de matéria de metal.

$$\begin{aligned} M_M &= \frac{m_M}{n_M} \\ &= \frac{4,38 \text{ g}}{0,05 \text{ mol}} \\ &= 87,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

Esse é o valor tabelado para o estrôncio, que forma o cátion Sr^{2+} e, com o cloro, o sal $SrCl_2$.

$$M = \boxed{\text{Sr}}$$

**Questão 2**

Uma molécula orgânica A, de fórmula molecular $C_5H_{11}Cl$, sofre desidro-halogenação formando B. Quando B sofre ozonólise, gera formaldeído. Quando B sofre reação de hidratação, produz o composto C, o qual não reage com $KMnO_4$ em meio ácido.

Determine:

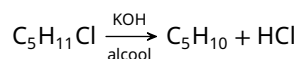
- a função orgânica presente no composto C;
- as estruturas moleculares de A, B e C.

Gabarito

A desidro-halogenação converte o haleto A em um alceno B, a ozonólise localiza a dupla ligação de B e a hidratação de B leva ao álcool C, cuja resistência à oxidação revela a classe desse álcool. As três informações, tomadas em sequência, fixam as estruturas dos três compostos.

Etapa 1. Determine a fórmula molecular de B.

A desidro-halogenação elimina HCl e forma uma dupla ligação:

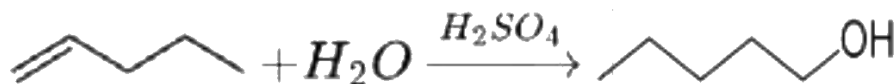


Assim, B é um alceno de fórmula C_5H_{10} . A ozonólise de B gera formaldeído, $H_2C=O$, que só se forma a partir de um carbono CH_2 ligado por dupla ligação. Logo, a dupla ligação de B é terminal.

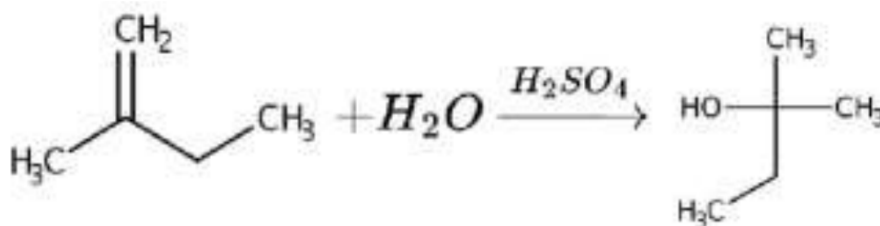
Etapa 2. Liste os alcenos terminais de fórmula C_5H_{10} .

Há três cadeias de cinco carbonos com dupla ligação terminal. A hidratação de cada uma, seguindo a regra de Markovnikov, leva ao álcool indicado.

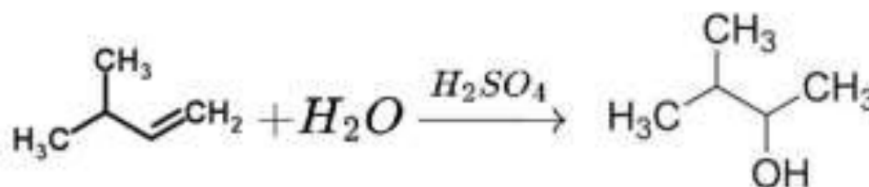
Pent-1-eno:



2-metilbut-1-eno:



3-metilbut-1-eno:



Etapa 3. Escolha B e C pela resistência de C à oxidação.

O $KMnO_4$ em meio ácido oxida álcoois primários e secundários, mas não oxida álcoois terciários, que não têm hidrogênio no carbono da hidroxila. Como C não reage, C é um álcool terciário.

Das três hidratações acima, apenas a do 2-metilbut-1-eno fornece um álcool terciário. Logo, B é o 2-metilbut-1-eno e C é o 2-metilbutan-2-ol.

Etapa 4. (a) Identifique a função orgânica de C.

O composto C é um álcool, mais especificamente um álcool terciário.

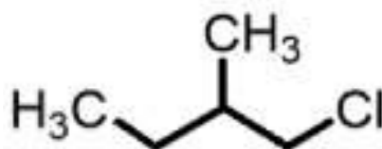


C é um álcool terciário.

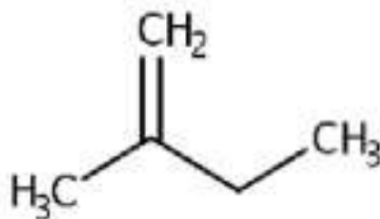
Etapla 5. (b) Escreva as estruturas de A, B e C.

O composto A é o haleto que tem o 2-metilbut-1-eno como produto principal da desidro-halogenação, isto é, o 1-cloro-2-metilbutano.

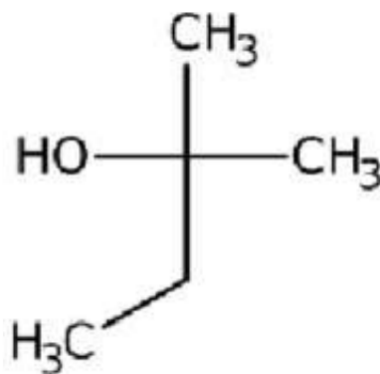
A — 1-cloro-2-metilbutano:



B — 2-metilbut-1-eno:



C — 2-metilbutan-2-ol:



A : 1-cloro-2-metilbutano

B : 2-metilbut-1-eno

C : 2-metilbutan-2-ol

O 2-cloro-2-metilbutano também gera um alceno por desidro-halogenação, mas o produto principal nesse caso seria o 2-metilbut-2-eno, e não B.

**Questão 3**

O acetato de linalila é um composto orgânico que contém átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio na razão 6:10:1, respectivamente.

Sabe-se que cada molécula de acetato de linalila:

- i) contém dois átomos de oxigênio;
- ii) possui cadeia principal com oito átomos de carbono;
- iii) representa um dieno não conjugado nas posições 1 e 6;
- iv) tem duas metilas em uma mesma extremidade de cadeia;
- v) tem uma metila e o grupo acetato ligados ao carbono alílico, não terminal, de menor impedimento espacial.

Diante dessas informações, apresente:

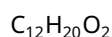
- a) a fórmula estrutural plana do acetato de linalila;
- b) o polímero possivelmente formado considerando somente a reação de poliadição na dupla ligação mais substituída.

Gabarito

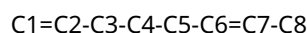
A razão entre os átomos fornece a fórmula mínima, e a informação (i) fixa a fórmula molecular. As informações (ii) a (v) montam a estrutura em três passos: a cadeia principal com as duas duplas ligações, a posição das metilas e a posição do grupo acetato. Definida a estrutura, a comparação entre as duas duplas ligações indica onde ocorre a poliadição.

Etapa 1. Determine a fórmula molecular.

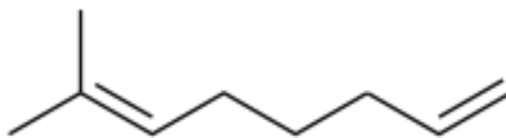
A razão 6 : 10 : 1 entre C, H e O dá a fórmula mínima $(C_6H_{10}O)_n$. Por (i), cada molécula tem dois átomos de oxigênio, de modo que $n = 2$:

**Etapa 2.** Monte o esqueleto carbônico.

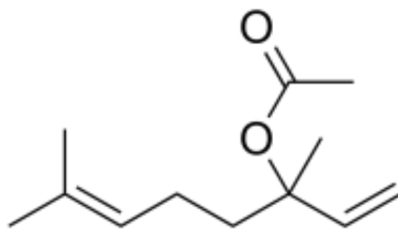
Por (ii) e (iii), a cadeia principal tem oito carbonos, com duplas ligações não conjugadas iniciadas nos carbonos 1 e 6:

**Etapa 3.** Posicione as metilas.

Por (iv), duas metilas ocupam a mesma extremidade da cadeia. O carbono C8 já é uma metila terminal, de modo que a metila adicional entra em C7, sem alterar o número de carbonos da cadeia principal:

**Etapa 4.** Posicione o grupo acetato.

Os carbonos alílicos não terminais são C3, vizinho à dupla ligação $C1=C2$, e C5, vizinho à dupla ligação $C6=C7$. Como $C6=C7$ é trissubstituída e $C1=C2$ é apenas monossubstituída, C5 é o mais impedido dos dois. Por (v), a metila e o grupo acetato ligam-se a C3:



Etapla 5. (a) Apresente a fórmula estrutural plana.

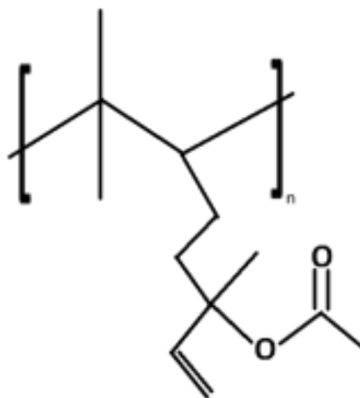
A estrutura acima é a do acetato de linalila, de fórmula $C_{12}H_{20}O_2$, como exigido.

Etapla 6. (b) Apresente o polímero de adição.

A poliadição rompe a ligação π e forma novas ligações σ entre as unidades vizinhas. Comparando as duas duplas ligações da molécula:

- $C1=C2$ carrega três hidrogênios e a cadeia, sendo monossustituída;
- $C6=C7$ carrega duas metilas, um hidrogênio e a cadeia, sendo trissustituída.

A poliadição ocorre, portanto, em $C6=C7$, enquanto $C1=C2$ permanece intacta e fica pendurada na cadeia do polímero:



Questão 4

Águas de rejeito de um processo industrial de pH neutro necessitam ser purificadas de um contaminante, um metal pesado, cujo sal vem dissolvido nestas águas. Sabe-se que o contaminante em questão precipita somente quando $pH \leq 4$, podendo ser depois retirado por sucção. Para tanto, diariamente, os efluentes são armazenados em piscinas de decantação de 200 000 L cada, sendo tratados com ácido acético, de constante de dissociação $2,0 \times 10^{-5}$, para diminuir o pH e obter a precipitação.

Determine a massa de ácido acético mínima necessária para tratar cada piscina.

Gabarito

O ácido acético é um ácido fraco, de modo que a concentração de H^+ no equilíbrio é fixada pela constante de dissociação. Impondo o pH limite de precipitação, obtém-se a concentração de ácido que deve ser adicionada; o volume da piscina converte essa concentração em quantidade de matéria e, com a massa molar, em massa.

Etapla 1. Determine a concentração de H^+ exigida.

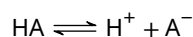
A precipitação ocorre a partir de $pH \leq 4$. O caso limite, que corresponde à menor quantidade de ácido, é $pH = 4$:

$$[H^+] = 1 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Etapla 2. Escreva o equilíbrio de dissociação do ácido.



Representando o ácido acético por HA e desprezando a autoprotólise da água:



Partindo de uma concentração inicial c_0 de HA e avançando x até o equilíbrio, tem-se $[\text{HA}] = c_0 - x$ e $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = x$. Logo,

$$K = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

Etapla 3. Calcule a concentração inicial de ácido.

No equilíbrio, $x = [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$. Substituindo esse valor e a constante de dissociação:

$$\begin{aligned} 2,0 \times 10^{-5} &= \frac{1 \times 10^{-8}}{c_0 - 1 \times 10^{-4}} \\ c_0 - 1 \times 10^{-4} &= 5,0 \times 10^{-4} \\ c_0 &= 6,0 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned}$$

Etapla 4. Calcule a massa de ácido por piscina.

A quantidade de matéria de ácido é o produto dessa concentração pelo volume da piscina, $V = 2 \times 10^5 \text{ L}$:

$$\begin{aligned} n &= c_0 \cdot V \\ &= 6,0 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2 \times 10^5 \text{ L} \\ &= 120 \text{ mol} \end{aligned}$$

Com a massa molar do ácido acético, $M = 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$:

$$\begin{aligned} m &= n \cdot M \\ &= 120 \text{ mol} \cdot 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ &= \boxed{7,2 \text{ kg}} \end{aligned}$$

Questão 5

Na queima de uma massa m_1 de metano a pressão constante, ocorreu combustão completa com formação de água líquida e foram liberados 324 kJ de energia. Em outra queima, nas mesmas condições, uma massa m_2 de oxigênio foi consumida e a energia liberada foi de 81 kJ.

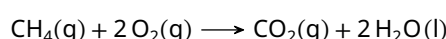
Determine a razão entre m_1 e m_2 .

Gabarito

A energia liberada em cada queima é proporcional à quantidade de matéria que reage. A razão entre as energias fixa a razão entre os avanços das duas reações e, pela estequiometria da combustão, as massas de metano e de oxigênio consumidas.

Etapla 1. Escreva a combustão completa do metano.

O enunciado indica combustão completa com formação de água líquida:



Etapla 2. Relacione as quantidades de matéria das duas queimas.

Seja x a quantidade de matéria de metano queimada na primeira reação. A energia liberada é proporcional à quantidade de matéria queimada e, na segunda queima, ela é quatro vezes menor:

$$\frac{81 \text{ kJ}}{324 \text{ kJ}} = \frac{1}{4}$$



Logo, a segunda queima consome $x/4$ de metano. Como cada mol de metano consome dois mols de O_2 , a quantidade de matéria de oxigênio consumida na segunda queima é

$$y = 2 \cdot \frac{x}{4} = \frac{x}{2}$$

Etapa 3. Calcule a razão entre as massas.

Com $M_{CH_4} = 16 \frac{g}{mol}$ e $M_{O_2} = 32 \frac{g}{mol}$:

$$m_1 = x \cdot 16 \frac{g}{mol}$$

$$m_2 = \frac{x}{2} \cdot 32 \frac{g}{mol} = x \cdot 16 \frac{g}{mol}$$

As duas massas são iguais, qualquer que seja x .

$$\frac{m_1}{m_2} = \boxed{1}$$

Questão 6

Para a neutralização de 0,18 g de um ácido carboxílico, são gastos 30 mL de uma solução 0,1 M de NaOH. A densidade do vapor deste ácido é trinta vezes a do hidrogênio, nas mesmas condições.

Considerando a dissociação completa desse ácido, forneça seu nome e sua estrutura molecular.

Gabarito

A densidade do vapor fornece a massa molar do ácido e a neutralização fornece o número de hidrogênios ionizáveis por molécula. As duas informações, juntas, identificam o ácido.

Etapa 1. Calcule a massa molar do ácido.

Para gases nas mesmas condições de pressão e temperatura, a densidade é proporcional à massa molar, pois $\rho = \frac{PM}{RT}$. Logo,

$$\begin{aligned}\frac{\rho_{\text{ácido}}}{\rho_{H_2}} &= \frac{M_{\text{ácido}}}{M_{H_2}} = 30 \\ M_{\text{ácido}} &= 30 \cdot 2 \frac{g}{mol} \\ &= 60 \frac{g}{mol}\end{aligned}$$

Etapa 2. Determine o número de hidrogênios ionizáveis.

Seja k o número de mols de NaOH consumidos por mol de ácido. A quantidade de matéria de base gasta na neutralização é

$$\begin{aligned}n_{NaOH} &= 30 \text{ mL} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{L} \\ &= 3 \text{ mmol}\end{aligned}$$

A quantidade de matéria de ácido pode ser escrita de duas maneiras: a partir da base gasta e a partir da massa pesada. Igualando as duas,

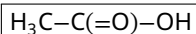
$$\begin{aligned}\frac{n_{NaOH}}{k} &= \frac{m_{\text{ácido}}}{M_{\text{ácido}}} \\ \frac{3 \text{ mmol}}{k} &= \frac{0,18 \text{ g}}{60 \frac{g}{mol}} = 3 \text{ mmol} \\ k &= 1\end{aligned}$$

O ácido é, portanto, monoprótico.

Etapa 3. Identifique o ácido.

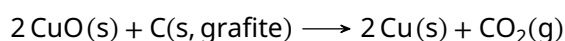


Um ácido carboxílico monoprótico tem um único grupo —COOH . Com massa molar $60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, a fórmula molecular é $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, que corresponde ao ácido acético, também chamado ácido etanoico.



Questão 7

O mineral malaquita $[\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2]$, de ocorrência natural, pode ser utilizado para a obtenção de cobre líquido a partir das 3 (três) etapas abaixo:



Como a reação global de formação de cobre líquido a partir de malaquita e carbono sólido é endotérmica, realizou-se um estudo para verificar a quantidade necessária de placas solares fotovoltaicas, para atender o seu consumo energético na indústria.

Considere que:

- i) cada placa solar fotovoltaica produz, em média, $2 \frac{\text{MJ}}{\text{h}}$;
- ii) as energias livres de Gibbs do cobre, em $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, nas fases sólida e líquida podem ser descritas respectivamente pelas expressões em função da temperatura T (em K) abaixo, na faixa de 298 a 1358 K:

$$G_S = -7770,5 + 130,0 T - 24,1 T \ln T - 2,7 \times 10^2 + 1,3 \times 10^{-7} T^3 + \frac{52\,478,0}{T}$$

$$G_L = 5194,3 + 120,0 T - 24,1 T \ln T - 2,7 \times 10^2 + 1,3 \times 10^{-7} T^3 + \frac{52\,478,0}{T}$$

- iii) as entalpias de formação (ΔH_f°) e as entropias molares (S°) dos compostos químicos são constantes na faixa de 298 a 1358 K.

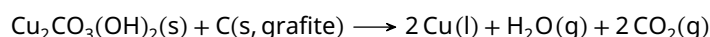
Calcule, nesse contexto, o número mínimo de placas solares fotovoltaicas utilizadas em 1 (uma) hora para a geração de 213,36 kg de cobre líquido a partir de malaquita e carbono sólido.

Gabarito

A energia a ser fornecida é a entalpia da reação global de obtenção do cobre líquido. Para calculá-la falta a entalpia de formação do $\text{Cu}(\text{l})$, que vem da fusão do cobre: a temperatura de fusão sai da igualdade entre as energias livres de Gibbs das duas fases e a entalpia de fusão sai da condição de equilíbrio nessa temperatura. Com a entalpia por mol de cobre, a massa pedida fixa a energia total e, dividindo pela produção de cada placa, o número de placas.

Etapas 1. Escreva a reação global e sua entalpia.

Somando as três etapas, o $\text{CuO}(\text{s})$ e o $\text{Cu}(\text{s})$ intermediários se cancelam:



A entalpia dessa reação é a soma das entalpias de formação dos produtos menos a dos reagentes, lembrando que ΔH_f do grafite é nula:



$$\Delta H = 2 \Delta H_f(\text{CO}_2) + \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta H_f(\text{Cu(l)}) - \Delta H_f(\text{malaquita})$$

Falta, portanto, determinar $\Delta H_f(\text{Cu(l)})$.

Etapla 2. Determine a temperatura de fusão do cobre.

Na temperatura de fusão as duas fases coexistem em equilíbrio, isto é, $G_L = G_S$. Os termos em $T \ln T$, T^3 e $1/T$ são idênticos nas duas expressões e se cancelam:

$$\begin{aligned} -7770,5 + 130,0 T_f &= 5194,3 + 120,0 T_f \\ 10,0 T_f &= 12\,964,8 \\ T_f &= 1296,48 \text{ K} \end{aligned}$$

Etapla 3. Calcule a entalpia de formação do cobre líquido.

Na temperatura de fusão a terceira etapa está em equilíbrio, ou seja, $\Delta G_{\text{fus}} = 0$. Com a entropia padrão de fusão do cobre, $\Delta S_{\text{fus}} = 10,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$:

$$\begin{aligned} \Delta G_{\text{fus}} &= \Delta H_{\text{fus}} - T_f \Delta S_{\text{fus}} = 0 \\ \Delta H_{\text{fus}} &= 1296,48 \text{ K} \cdot 10,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \\ &= 12,9648 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

Como $\Delta H_f(\text{Cu(s)}) = 0$, a entalpia de fusão é a própria entalpia de formação do cobre líquido:

$$\Delta H_f(\text{Cu(l)}) = 12,9648 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Etapla 4. Calcule a entalpia da reação global.

Substituindo as entalpias de formação, em $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$:

$$\begin{aligned} \Delta H &= 2(-394,0) + (-242,0) + 2(12,9648) - (-1054,0) \\ &= 49,9296 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Esse é o calor consumido a cada dois mols de cobre líquido produzidos.

Etapla 5. Calcule a energia necessária para a massa pedida.

A quantidade de matéria de cobre a ser produzida é

$$\begin{aligned} n_{\text{Cu}} &= \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} \\ &= \frac{213,36 \times 10^3 \text{ g}}{63,546 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \\ &= 3357,57 \text{ mol} \end{aligned}$$

Como ΔH corresponde a dois mols de cobre, a energia consumida é

$$\begin{aligned} E &= \frac{\Delta H}{2 \text{ mol}} \cdot n_{\text{Cu}} \\ &= 24,9648 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 3357,57 \text{ mol} \\ &= 83,8 \text{ MJ} \end{aligned}$$

Etapla 6. Calcule o número mínimo de placas.

Cada placa fornece 2 MJ em uma hora, de modo que o número de placas necessário para fornecer 83,8 MJ em uma hora é

$$N = \frac{83,8 \frac{\text{MJ}}{\text{h}}}{2 \frac{\text{MJ}}{\text{h}}} = 41,9$$

Como o número de placas é inteiro e toda a energia precisa ser fornecida, arredonda-se para cima:

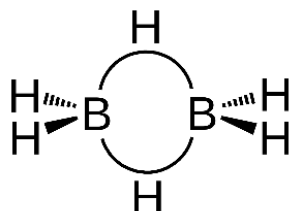
$$N = \boxed{42}$$



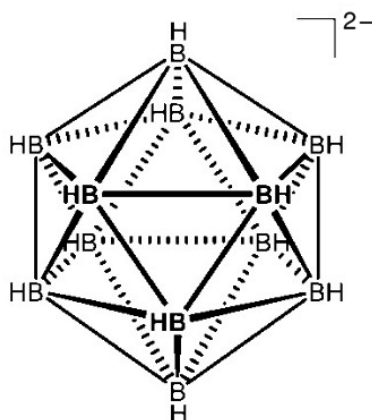
As expressões de G_s e G_L aparecem na prova rotuladas em $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, mas só são compatíveis com a entropia de fusão da folha de dados, $10,0 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$, se estiverem em $\frac{\text{J}}{\text{mol}}$. É essa a leitura adotada acima.

Questão 8

O composto B_2H_6 possui apenas 12 elétrons de valência compartilhados entre 8 centros atômicos. Sua estrutura molecular é representada por



em que as ligações B–H–B são diferentes das ligações covalentes típicas. Elas se estabelecem a partir de três centros atômicos que compartilham dois elétrons. Comportamento semelhante é observado no ânion dodecaborato ($\text{B}_{12}\text{H}_{12}^{2-}$), o qual possui um arranjo icosaédrico, conforme ilustrado abaixo.



Determine a deficiência percentual de elétrons de valência do ânion dodecaborato em relação ao esperado, caso houvesse somente ligações covalentes típicas com 2 centros atômicos que compartilham 2 elétrons.

Gabarito

A comparação é entre dois números: o de elétrons que seriam necessários se todas as ligações do icosaedro fossem ligações comuns, de dois centros e dois elétrons, e o de elétrons de valência que o ânion de fato possui. A diferença entre os dois, relativa ao primeiro, é a deficiência pedida.

Etapla 1. Conte os elétrons exigidos por ligações de dois centros.

No arranjo icosaédrico há 12 vértices, cada um com uma ligação B–H, e 30 arestas, cada uma com uma ligação B–B. Se cada uma dessas ligações fosse comum, consumiria dois elétrons:

$$n_{\text{esperado}} = (12 + 30) \cdot 2 = 84$$

Etapla 2. Conte os elétrons de valência disponíveis.

Cada boro contribui com 3 elétrons de valência e cada hidrogênio com 1. A carga 2– do ânion acrescenta outros 2 elétrons:



$$\begin{aligned}n_{\text{disponível}} &= 12 \cdot 3 + 12 \cdot 1 + 2 \\&= 50\end{aligned}$$

Etapla 3. Calcule a deficiência percentual.

A deficiência é a fração dos elétrons esperados que o ânion não possui:

$$\begin{aligned}d &= \frac{n_{\text{esperado}} - n_{\text{disponível}}}{n_{\text{esperado}}} \\&= \frac{84 - 50}{84} \\&= \boxed{40,5\%}\end{aligned}$$

Questão 9

Nas últimas décadas, tem sido observado um aumento substancial da concentração de dióxido de carbono na atmosfera terrestre. Pesquisas recentes estimam que, sem a adoção de medidas mitigadoras da emissão de poluentes, essa concentração de CO_2 deve atingir cerca de 545 ppm, base molar, no ano de 2050.

- Calcule a concentração molar de CO_2 dissolvido em água pura a 25°C , assumindo equilíbrio com a atmosfera nas condições estimadas para o ano de 2050.
- Com base na concentração obtida no item anterior, calcule o valor do pH da solução resultante.
- Considere uma solução em equilíbrio com o CO_2 atmosférico. Se a temperatura for aumentada e a concentração de CO_2 dissolvido for mantida constante, o pH da solução aumentará ou diminuirá? Justifique.

Gabarito

A concentração de CO_2 dissolvido vem da lei de Henry aplicada à pressão parcial estimada para 2050. Essa concentração alimenta o equilíbrio de ionização do CO_2 em água, cuja constante é obtida da energia livre de Gibbs padrão de reação, e daí o pH. O sinal da entalpia dessa mesma reação responde ao item (c).

Etapla 1. (a) Calcule a concentração de CO_2 dissolvido.

Em base molar, 545 ppm correspondem à fração molar $5,45 \times 10^{-4}$. Sob pressão atmosférica total de 1 atm, a pressão parcial do gás é

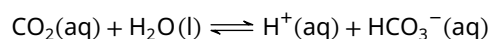
$$p_{\text{CO}_2} = 5,45 \times 10^{-4} \text{ atm}$$

A lei de Henry relaciona essa pressão parcial à concentração do gás dissolvido, com $K_H = 3,3 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{atm L}}$:

$$\begin{aligned}[\text{CO}_2(\text{aq})] &= K_H \cdot p_{\text{CO}_2} \\&= 3,3 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{atm L}} \cdot 5,45 \times 10^{-4} \text{ atm} \\&= \boxed{1,79 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}\end{aligned}$$

Etapla 2. (b) Calcule o pH da solução.

A acidez da solução vem da ionização do CO_2 dissolvido:



A concentração de $\text{CO}_2(\text{aq})$ é mantida constante pelo equilíbrio com a atmosfera e essa é a única fonte de íons da solução, de modo que $[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-]$.

A energia livre de Gibbs padrão da reação sai das energias livres de formação:

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= (-586,8) + 0 - (-237,1) - (-386,0) \\&= \boxed{36,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}\end{aligned}$$



A constante de equilíbrio segue de $\Delta G^\circ = -RT \ln K$, a $T = 298 \text{ K}$:

$$\begin{aligned}\ln K &= -\frac{\Delta G^\circ}{RT} \\ &= -\frac{36,3 \times 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,3 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}} \\ &= -14,68\end{aligned}$$

Em cologaritmo decimal, com $\log x = 0,434 \ln x$:

$$\text{p}K = -\log K = 14,68 \cdot 0,434 = 6,37$$

Da expressão da constante, $K = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{CO}_2(\text{aq})]}$, tomando o cologaritmo dos dois lados:

$$\begin{aligned}\text{p}K &= 2 \text{pH} + \log[\text{CO}_2(\text{aq})] \\ 2 \text{pH} &= \text{p}K - \log[\text{CO}_2(\text{aq})] \\ &= 6,37 + 4,75 \\ &= 11,12\end{aligned}$$

Logo,

$$\text{pH} = \boxed{5,6}$$

Etapa 3. (c) Determine o efeito do aumento de temperatura.

A entalpia padrão da mesma reação de ionização é

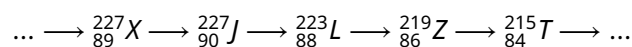
$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= (-692,0) + 0 - (-413,8) - (-285,8) \\ &= +7,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\end{aligned}$$

Como $\Delta H^\circ > 0$, a ionização é endotérmica. Pelo princípio de Le Chatelier, o aumento da temperatura desloca esse equilíbrio no sentido direto e eleva $[\text{H}^+]$, mantida constante a concentração de CO_2 dissolvido. Portanto, o pH da solução

diminui com o aumento da temperatura

Questão 10

Em um experimento específico, conduzido em atmosfera ambiente, pesquisadores analisaram o decaimento de uma parte de uma série radioativa, como representado abaixo.



Considere as condições experimentais nas CNTP e que o tempo de meia-vida do nuclídeo Z é de aproximadamente 4 segundos.

Diante do exposto:

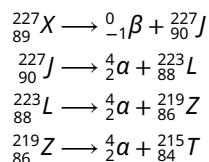
- escreva a equação estequiométrica da série radioativa, incluindo as partículas emitidas para cada desintegração, de forma a estabelecer o correto balanço das cargas elétricas e dos números de massas nucleares;
- demonstre a família radioativa a que os isótopos da série pertencem;
- para o nuclídeo Z, calcule a vida-média e a constante de decaimento do isótopo, apresentando as unidades no SI.

**Gabarito**

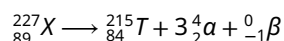
A partícula emitida em cada passo é identificada pela variação do número de massa e do número atômico: a emissão α reduz o número de massa em 4 e o número atômico em 2, enquanto a emissão β^- mantém o número de massa e aumenta o número atômico em 1. O resto da divisão do número de massa por 4 identifica a família, e o tempo de meia-vida fornece a vida média e a constante de decaimento.

Etapa 1. (a) Escreva as equações de desintegração.

De X para J o número de massa não muda e o número atômico sobe uma unidade: é uma emissão β^- . Nos três passos seguintes o número de massa cai 4 unidades e o número atômico cai 2: são emissões α .



Somando as quatro etapas, a equação global do trecho é



com os números de massa ($227 = 215 + 12$) e as cargas ($89 = 84 + 6 - 1$) balanceados.

Etapa 2. (b) Identifique a família radioativa.

Todos os núclídeos do trecho têm número de massa que deixa resto 3 na divisão por 4, isto é, são da forma $4n + 3$:

$$227 = 4 \cdot 56 + 3$$

$$223 = 4 \cdot 55 + 3$$

$$219 = 4 \cdot 54 + 3$$

$$215 = 4 \cdot 53 + 3$$

As emissões α alteram o número de massa de 4 em 4 e as emissões β não o alteram, de modo que o resto se conserva ao longo de toda a série. O núclídeo de partida X , de número atômico 89, é o próprio actínio.

Os isótopos pertencem à família do actínio, de série $4n + 3$.

Etapa 3. (c) Calcule a vida média e a constante de decaimento.

A vida média é o tempo de meia-vida dividido por $\ln 2$. Dos dados, $\ln 2 = \frac{\log 2}{\log e} = \frac{0,301}{0,434}$, de modo que

$$\begin{aligned} \tau &= \frac{t_{1/2}}{\ln 2} \\ &= \frac{4 \text{ s} \cdot 0,434}{0,301} \\ &= \boxed{5,77 \text{ s}} \end{aligned}$$

A constante de decaimento é o inverso da vida média:

$$\begin{aligned} \lambda &= \frac{1}{\tau} \\ &= \frac{1}{5,77 \text{ s}} \\ &= \boxed{0,17 \text{ s}^{-1}} \end{aligned}$$