

ITA 2025

INSTITUTO TECNOLÓGICO DE AERONÁUTICA

Primeira fase e Segunda fase

Matemática, Física, **Química** e Inglês

INSTRUÇÕES

1. Esta prova tem duração de **cinco horas**.
2. Não é permitido deixar o local de exame antes de decorridas **duas horas** do início da prova.
3. Você poderá usar **apenas** caneta esferográfica de corpo transparente com tinta preta, lápis ou lapiseira, borracha, régua transparente simples e compasso. **É proibido portar qualquer outro material escolar.**
4. Esta prova é composta de **48 questões de múltipla escolha** (numeradas de 01 a 48) com 12 questões de Matemática, 12 de Física, 12 de Química e 12 de Inglês, sendo que a nota de cada matéria é independente. As pontuações de Matemática, Física, Química e Inglês compõem a média da 1ª fase.
5. Você recebeu este **caderno de questões e uma folha óptica** que deverão ser devolvidos no final do exame.
6. Cada questão de múltipla escolha admite uma única resposta.
7. A **folha de leitura óptica, destinada à transcrição das questões numeradas de 1 a 48**, deve ser preenchida usando **caneta preta de corpo transparente**. Assinale a opção correspondente à resposta de cada uma das questões de múltipla escolha. Você deve preencher todo o campo disponível para a resposta, sem extrapolar os limites, conforme instruções na folha de leitura óptica.
8. Cuidado para não errar no preenchimento da folha de leitura óptica. Ela não será substituída.
9. **Não haverá tempo suplementar para o preenchimento da folha de leitura óptica.**
10. **É obrigatória a devolução do caderno de questões e da folha de leitura óptica.** Em caso contrário o candidato será desclassificado.
11. No dia 17/10/2024, o gabarito desta prova será disponibilizado no *site* do ITA (www.vestibular.ita.br).
12. **Aguarde o aviso para iniciar a prova. Ao terminá-la, avise o fiscal e aguarde-o no seu lugar.**

Constantes

Constante de Avogadro (N_A) = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday (F) = $9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Carga elementar = $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

Constante dos gases (R) = $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Constante de Planck (h) = $6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Número de Euler (e) = 2,72

Definições

Pressão : 1 atm = 760 Torr = $1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia : 1 J = 1 N · m = 1 kg · m² · s⁻² = $6,24 \times 10^{18} \text{ eV}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0 °C e 1 atm

Condições ambientes : 25 °C e 1 atm

Condições padrão : 1 bar; concentrações das soluções = 1 mol · L⁻¹ (rigorosamente : atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) = sólido. (ℓ) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. u.m.a. = unidade de massa atômica.

[X] = concentração da espécie química X em mol · L⁻¹.

ln X = 2,3 log X

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
H	1	1,01	Mn	25	54,94
C	6	12,01	Fe	26	55,85
N	7	14,01	As	33	74,92
O	8	16,00	Br	35	79,90
F	9	19,00	Sr	38	87,62
Na	11	22,99	Nb	41	92,91
Mg	12	24,31	I	53	126,90
P	15	30,97	Ba	56	137,33
S	16	32,06	Au	79	196,97
Cl	17	35,45	Hg	80	200,59
K	19	39,10			

Questão 25. São feitas as seguintes afirmações sobre processos de combustão:

- I.** A velocidade de propagação da chama é a velocidade com que a frente de chama se move através de uma mistura reagente.
- II.** Um combustível pode gerar uma chama azul ou amarela, sendo esta última a de maior energia.
- III.** A detonação é um tipo de combustão que ocorre à alta pressão e temperatura, em que a onda de choque se propaga em velocidade supersônica.
- IV.** Reações de combustão não sofrem efeitos catalíticos.

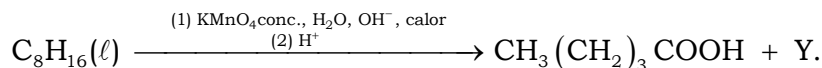
Estão CORRETAS

- A** () apenas I e II.
- B** () apenas I e III.
- C** () apenas II e III.
- D** () apenas II e IV.
- E** () apenas III e IV.

Resolução: alternativa B

- I.** Correta. A velocidade de propagação da chama (ou taxa de progresso da zona de chama aparente) é a velocidade com que a frente de chama se move através de uma mistura reagente e depende do tamanho da partícula, do poder calorífico do combustível, da taxa de ar fornecido e da velocidade do ar.
- II.** Incorreta. A cor de uma chama pode nos dar uma noção sobre a temperatura do sistema, dependendo do tipo e das características do combustível. Geralmente, vermelho < laranja < amarelo < azul. Quanto mais completa for a combustão, maior a tendência ao azul.
- III.** Correta. A detonação apresenta elevado poder de ruptura e energia (energia química é transformada em ondas de choque), sendo que atinge velocidades supersônicas (acima da velocidade do som). Já a deflagração ocorre em velocidade subsônica e é controlada (ocorre liberação gradual de energia).
- IV.** Incorreta. Reações de combustão podem sofrer efeitos de catalisadores (diminuição da energia de ativação do sistema). Por exemplo, o óxido de paládio pode ser utilizado na combustão catalítica do metano.

Questão 26. Considere a seguinte equação química que representa a reação do composto C₈H₁₆:



São feitas as seguintes afirmações a respeito da reação:

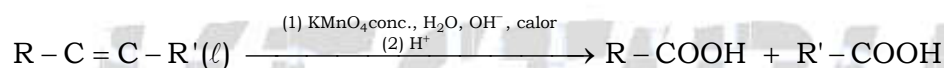
- I. O produto Y é, majoritariamente, o propanal.
- II. O alqueno reagente pode ser o cis-oct-3-eno.
- III. O alqueno reagente pode ser o trans-oct-3-eno.
- IV. A reação, nas condições mencionadas, é de oxidação, portanto leva à formação majoritária de compostos oxidados.

Assinale a opção que contém a(s) afirmação(ões) ERRADA(S).

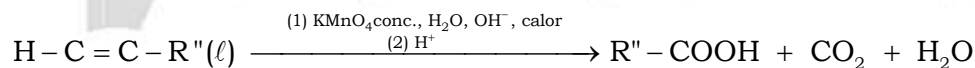
- A () apenas I.
- B () apenas I e II.
- C () apenas I, III e IV.
- D () apenas II e IV.
- E () apenas III e IV.

Resolução: alternativa A

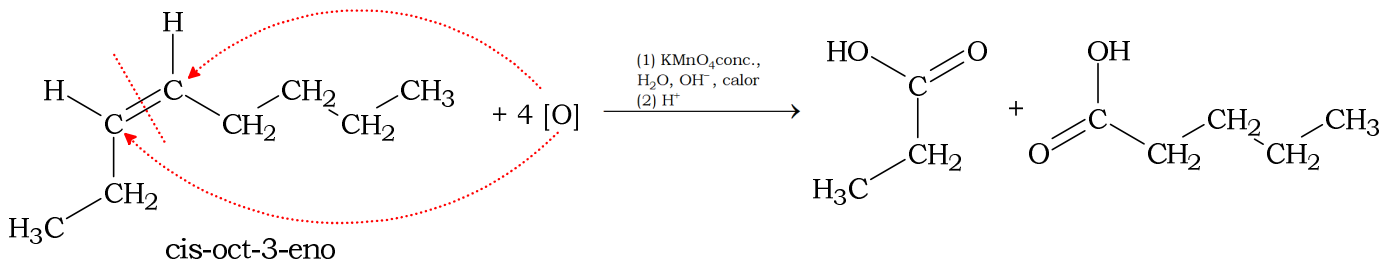
I. Errada. Como se trata de uma oxidação energética, o produto Y é, majoritariamente, um ácido carboxílico. Genericamente, vem:



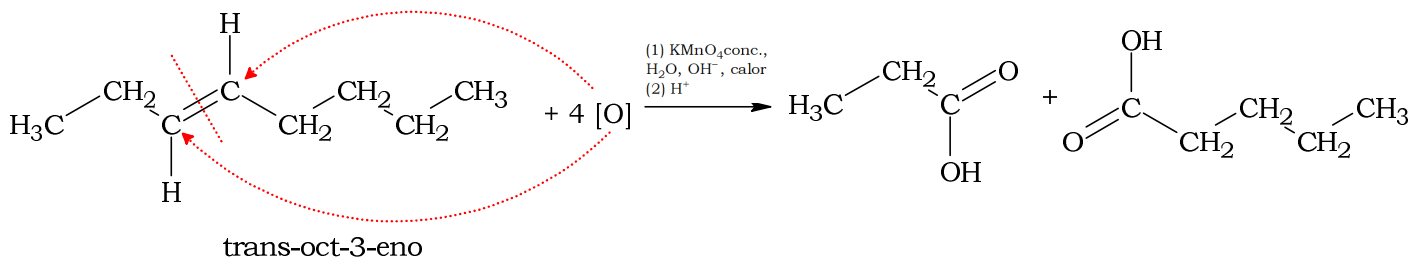
ou



II. Certa. O alqueno reagente pode ser o cis-oct-3-eno.



III. Certa. O alqueno reagente pode ser o trans-oct-3-eno.



IV. Certa. A reação, nas condições mencionadas, é de oxidação enérgica, portanto leva à formação majoritária de compostos oxidados (com maior Nox do carbono do grupo funcional).

Questão 27. Considere as seguintes afirmações relacionadas a propriedades periódicas:

- I. Os gases nobres não possuem tendência em receber elétrons, porque qualquer elétron adicionado deve ocupar um orbital exterior a uma camada completa e distante do núcleo.
- II. O raio iônico do As^{3-} é menor que do Se^{2-} .
- III. A primeira energia de ionização do P é menor que a primeira energia de ionização do S.
- IV. O raio atômico do Na é maior que o raio atômico do Mg.

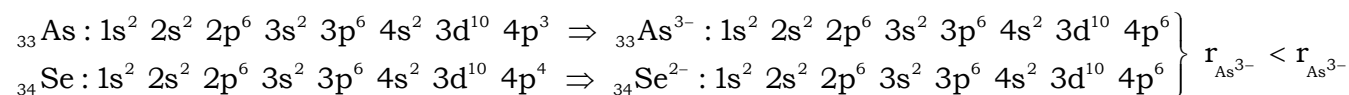
Assinale a opção que contém a(s) afirmação(ões) CORRETA(S).

- A () apenas I, II e IV.
- B () apenas I e IV.
- C () apenas II e III.
- D () apenas III.
- E () todas.

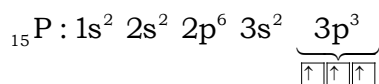
Resolução: alternativa B

I. Correta. Os gases nobres não possuem tendência em receber elétrons, porque qualquer elétron adicionado deve ocupar um orbital exterior a uma camada completa e distante do núcleo, ou seja, exterior aos orbitais de valência no estado fundamental.

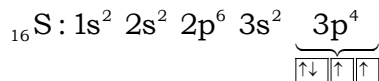
II. Incorreta. O raio iônico do As^{3-} é menor que do Se^{2-} . Pois, a carga nuclear (ou número de prótons) do As ($Z = 33$) é menor do que a carga nuclear do Se ($Z = 34$).



III. Incorreta. A primeira energia de ionização do P é maior que a primeira energia de ionização do S. Pois, o P (fósforo) apresenta maior estabilidade, já que não possui elétrons emparelhados em $3p^3$.

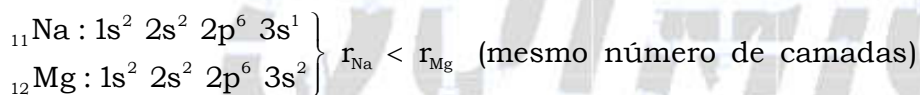


$\uparrow \uparrow \uparrow \Rightarrow$ mais estável (menor repulsão)



$\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow \Rightarrow$ menos estável (maior repulsão)

IV. Correta. O raio atômico do Na (sódio) é maior que o raio atômico do Mg (magnésio). Pois, a carga nuclear do Na é menor do que a carga nuclear do Mg. Quanto menor a carga nuclear, menor a atração e, conseqüentemente, menor o raio.



Questão 28. O volume de 400 mL de ar foi recolhido em um recipiente hermético, a bordo de um avião em voo, à pressão interna de 0,8 atm e 30 °C. Após o pouso, o ar foi transferido para um instrumento de medição em solo em condições ambiente. Assinale a alternativa que apresenta aproximadamente o volume de ar, em mL, medido pelo instrumento em solo.

A () 267.

B () 300.

C () 315.

D () 325.

E () 492.

Resolução: alternativa C

$$\left. \begin{array}{l} V_{\text{ar}} = 400 \text{ mL} \\ P = 0,8 \text{ atm} \\ T = 30 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K} \end{array} \right\} \text{ em voo}$$

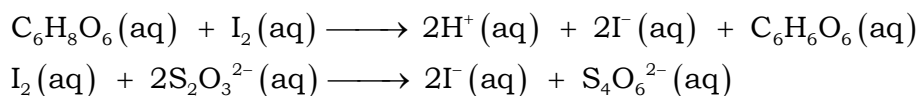
$$\left. \begin{array}{l} V_{\text{ar}} = ? \\ P = 1 \text{ atm} \\ T = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K} \end{array} \right\} \text{ em solo}$$

$$\text{Equação geral: } \frac{P_i \times V_i}{T_i} = \frac{P_f \times V_f}{T_f} \Rightarrow \frac{P_{\text{voo}} \times V_{\text{voo}}}{T_{\text{voo}}} = \frac{P_{\text{solo}} \times V_{\text{solo}}}{T_{\text{solo}}}$$

$$\frac{0,8 \text{ atm} \times 400 \text{ mL}}{303 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \times V_{\text{solo}}}{298 \text{ K}} \Rightarrow V_{\text{solo}} = \frac{0,8 \text{ atm} \times 400 \text{ mL}}{303 \text{ K}} \times \frac{298 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V_{\text{solo}} = 314,71946 \text{ mL} \Rightarrow V_{\text{solo}} \approx 315 \text{ mL}$$

Questão 29. Para quantificar o ácido ascórbico ($C_6H_8O_6$) em uma amostra de alimento, foram adicionados 100 mL de uma solução aquosa $0,005 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em I_2 . Após a reação completa do ácido ascórbico, o I_2 remanescente foi titulado com uma solução aquosa $0,005 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ em $Na_2S_2O_3$, sendo utilizados 20 mL dessa solução até o ponto de equivalência.



Considere as seguintes afirmações sobre a reação:

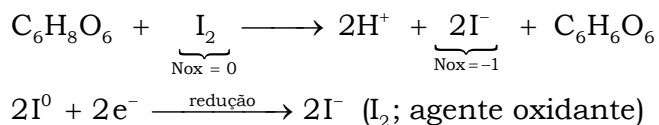
- I.** Entre I_2 e o ácido ascórbico, há uma reação de oxirredução, em que o ácido ascórbico age como agente redutor, e o I_2 , como agente oxidante.
- II.** A quantidade de ácido ascórbico presente na amostra é de aproximadamente 0,08 g.
- III.** Após a titulação de neutralização do ácido ascórbico ($pK_{a1} = 4,17$) com I_2 , no ponto de equivalência, o pH da solução resultante é maior que 7,0.
- IV.** O I_2 pode ser substituído por Br_2 como titulante no processo de quantificação do ácido ascórbico por titulação.

Com base nas afirmações acima, estão CORRETAS

- A** () apenas I e II.
- B** () apenas I, II e IV.
- C** () apenas I e III.
- D** () apenas III e IV.
- E** () todas.

Resolução: alternativa B

I. Correta. Entre I_2 e o ácido ascórbico, há uma reação de oxirredução, em que o ácido ascórbico age como agente redutor, e o I_2 , como agente oxidante (pois o iodo sofre redução).



II. Correta. A quantidade de ácido ascórbico presente na amostra é de aproximadamente 0,08 g.

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L (solução aquosa)}; [I_2] = 0,005 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[I_2] = \frac{n_{I_2}}{V} \Rightarrow n_{I_2} = [I_2] \times V$$

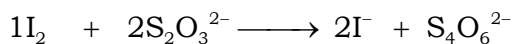
$$n_{I_2} = 0,005 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} = 0,0005 \text{ mol}$$

$$n_{I_2} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}; V = 20 \text{ mL} = 0,02 \text{ L}$$

$$n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] \times V$$

$$n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,02 \text{ L} = 1 \times 10^{-4} \text{ (reagiu com o } \text{I}_2 \text{ em excesso)}$$



$$1 \text{ mol} \text{ — } 2 \text{ mol}$$

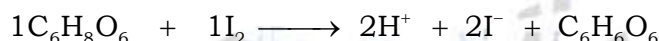
$$n_{\text{I}_2(\text{excesso})} \text{ — } 1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2(\text{excesso})} = \frac{1 \text{ mol} \times 1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = 0,5 \times 10^{-4} \text{ mol} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2(\text{reagiu})} = n_{\text{I}_2} - n_{\text{I}_2(\text{excesso})}$$

$$n_{\text{I}_2(\text{reagiu})} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol} - 5 \times 10^{-5} \text{ mol} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol} - 0,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{I}_2(\text{reagiu})} = 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$



$$4,5 \times 10^{-4} \text{ mol} : 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 = 6 \times 12 + 8 \times 1 + 6 \times 16 = 176; M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

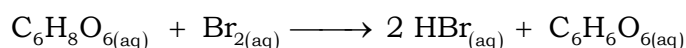
$$n_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6}}{M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6}} \Rightarrow m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = n_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} \times M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6}$$

$$m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 792 \times 10^{-4} \text{ g}$$

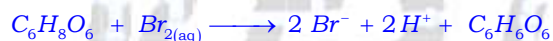
$$m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 0,0792 \text{ g} \Rightarrow m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} \approx 0,08 \text{ g}$$

III. Incorreta. Após a titulação ocorre a formação de íons H^+ , logo o meio se torna ácido ($\text{pH} < 7$).

IV. Correta. O I_2 pode ser substituído por Br_2 (agente oxidante) como titulante no processo de quantificação do ácido ascórbico por titulação (o processo depende de várias etapas).



Observação teórica:



Adiciona-se excesso de KBr e titula-se com KBrO_3 (padrão).



O Br_2 é consumido até que todo o ácido ascórbico tenha reagido e seu excesso é indicado por uma cor amarelada.

O excesso de Br_2 pode ser determinado pela reação que converte o excesso de I^- em I_2 :



O I_2 produzido é retrotitulado com tiosulfato de sódio (padrão):

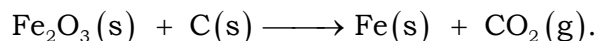


A eliminação do iodo é constatada pela mudança de cor por intermédio de um indicador de amido.

A padronização desta segunda titulação requer a padronização da solução realizada com bromato de potássio ($\text{BrO}_3^- + 6\text{I}^- + 6\text{H}^+ \longrightarrow \text{Br}^- + 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$).

A porcentagem em massa de ácido ascórbico (ou a massa) na amostra pode ser calculada a partir daqui.

Questão 30. Considere a seguinte reação química não balanceada de obtenção do ferro:



São fornecidos os seguintes dados termodinâmicos:

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -824,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$S_m^\circ(\text{CO}_2) = 213,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$S_m^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 87,4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$S_m^\circ(\text{C}) = 5,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

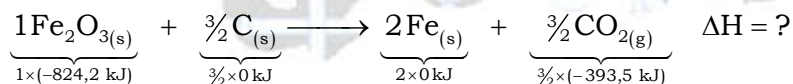
$$S_m^\circ(\text{Fe}) = 27,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Assinale a opção que apresenta a temperatura mínima, em °C, para que essa reação seja espontânea.

- A** () 541,8. **B** () 554,8. **C** () 560,8. **D** () 564,8. **E** () 585,8.

Resolução: alternativa D

Cálculo da variação de entalpia (ΔH):

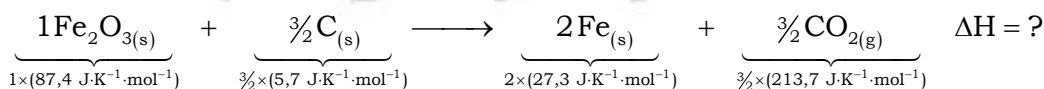


$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [\frac{3}{2} \times (-393,5 \text{ kJ}) + 2 \times 0 \text{ kJ}] - [1 \times (-824,2 \text{ kJ}) + \frac{3}{2} \times 0 \text{ kJ}]$$

$$\Delta H = +233,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Cálculo da variação de entropia (ΔS):



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

$$\Delta S = [2 \times (27,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) + \frac{3}{2} \times (213,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})] - [1 \times (87,4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) + \frac{3}{2} \times (5,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})]$$

$$\Delta S = +279,2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = +279,2 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A reação será espontânea se a variação da energia livre de Gibbs (ΔG) for menor do que zero.

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

$$\Delta G < 0$$

$$\Delta H - T \times \Delta S < 0 \Rightarrow -T \times \Delta S < -\Delta H$$

$$T \times \Delta S > \Delta H \Rightarrow T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$$T > \frac{+233,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{+279,2 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$T > 837,9297 \text{ K}$$

$$T_{\text{K}} = T_{\text{C}} + 273 \Rightarrow T_{\text{C}} = T_{\text{K}} - 273$$

$$T_{\text{C}} = 837,9297 \text{ K} - 273 = 564,9297 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{C}} \approx 564,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

Questão 31. Uma determinada reação química “A” tem a mesma ordem e o mesmo fator pré-exponencial (k_0) do que uma reação química “B”. Considerando que a energia de ativação da reação “A” é $8,31 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ maior do que a energia de ativação da reação “B”, assinale a alternativa que apresenta a relação entre as constantes de velocidade dessas reações a $227 \text{ }^\circ\text{C}$.

A () $K_A = e^{-0,002} K_B$.

B () $K_A = e^{-2} K_B$.

C () $K_A = e^{-20} K_B$.

D () $K_A = e^{+0,002} K_B$.

E () $K_A = e^{+20} K_B$.

Resolução: alternativa B

Svante Arrhenius deduziu, verificou e desenvolveu a equação abaixo, como um modelo geral, com o intuito de explicar a cinética química das reações.

$$K = A \times e^{\left(\frac{-E_{at}}{RT}\right)}$$

A, neste caso k, é o fator pré-exponencial.

E_{at} : energia de ativação; R: constante dos gases; T: temperatura (Kelvin)

Então :

$$K = k_0 \times e^{\left(\frac{-E_{at}}{RT}\right)}$$

Aplicando a equação para “A” e “B”, vem:

$$\left. \begin{aligned} K_A &= k_0 \times e^{\left(\frac{-E_{at(A)}}{RT}\right)} \\ K_B &= k_0 \times e^{\left(\frac{-E_{at(B)}}{RT}\right)} \end{aligned} \right\} \frac{K_A}{K_B} = \frac{k_0 \times e^{\left(\frac{-E_{at(A)}}{RT}\right)}}{k_0 \times e^{\left(\frac{-E_{at(B)}}{RT}\right)}}$$

$$E_{at(A)} = E_{at(B)} + 8,31 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Teremos :

$$\frac{K_A}{K_B} = e^{\left[\left(\frac{-E_{at(A)}}{RT}\right) - \left(\frac{-E_{at(B)}}{RT}\right)\right]} \Rightarrow \frac{K_A}{K_B} = e^{\left[\left(\frac{-(E_{at(B)} + 8,31)}{RT}\right) - \left(\frac{-E_{at(B)}}{RT}\right)\right]}$$

$$T = 227 + 273 = 500 \text{ K}$$

$$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \times 10^{-3} \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\frac{K_A}{K_B} = e^{\left(\frac{-8,31}{RT}\right)}$$

$$\frac{K_A}{K_B} = e^{\left(\frac{-8,31}{8,31 \times 10^{-3} \times 500}\right)}$$

$$\frac{K_A}{K_B} = e^{-2}$$

$$K_A = e^{-2} \times K_B$$

Questão 32. Considere que dois átomos de Cl da molécula PCl_5 são substituídos por dois átomos de F . Considerando todas as possibilidades de substituição, sejam elas distinguíveis ou indistinguíveis, assinale a alternativa que apresenta a proporção do número de possibilidades de moléculas apolares e polares, respectivamente, em relação ao total.

A () $\frac{1}{10}$ e $\frac{9}{10}$.

B () $\frac{2}{10}$ e $\frac{8}{10}$.

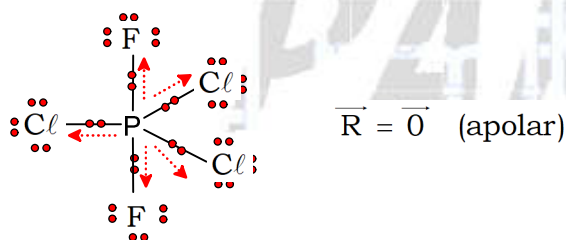
C () $\frac{3}{10}$ e $\frac{7}{10}$.

D () $\frac{4}{10}$ e $\frac{6}{10}$.

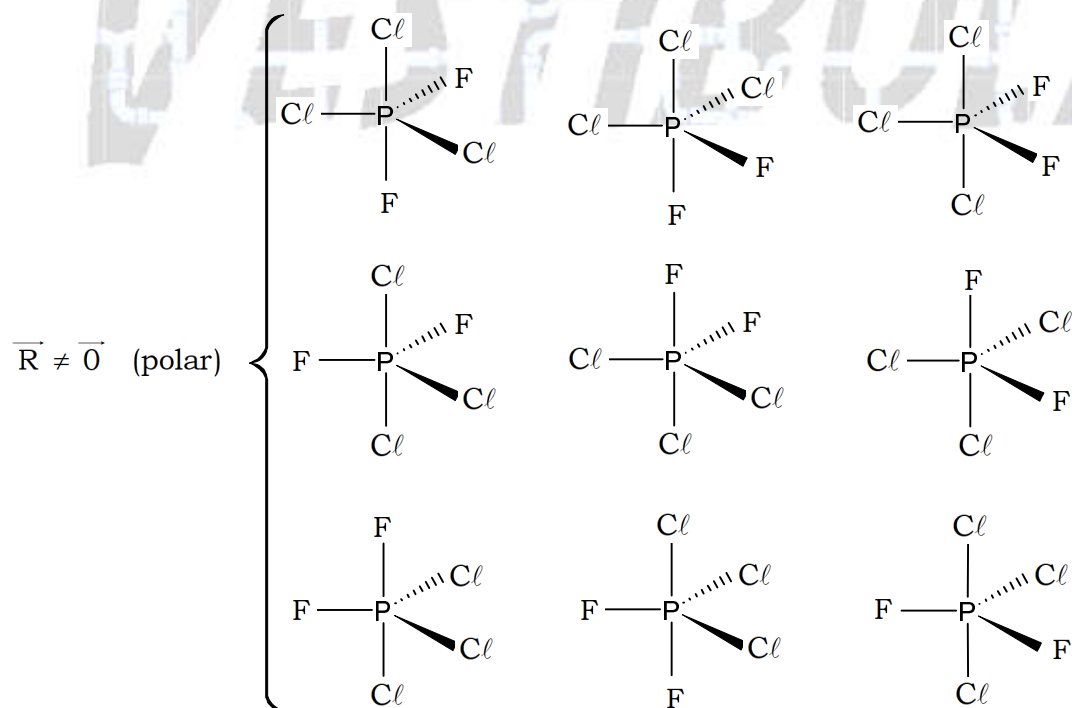
E () $\frac{5}{10}$ e $\frac{5}{10}$.

Resolução: alternativa A

Considerando que dois átomos de Cl da molécula PCl_5 são substituídos por dois átomos de F , percebe-se que apenas uma possibilidade de estrutura é apolar (três cloros no plano de referência e dois átomos de flúor em posições opostas ao plano):



Considerando as outras possibilidades de substituição (polares), vem:



Apolar = 1; Polar = 9; Total = 10.

Proporção do número de possibilidades de moléculas apolares (1) e polares (9), respectivamente, em relação ao total (10): $\frac{1}{10}$ e $\frac{9}{10}$.

Questão 33. Um dos procedimentos mais utilizados para purificação de alguns sais é descrito abaixo:

I. lavagem com água gelada;

II. adição de uma certa quantidade de água para a obtenção de uma solução saturada à alta temperatura e aquecimento dessa mistura até total dissolução do sal;

III. filtração a quente;

IV. resfriamento controlado da solução sob agitação.

A respeito do procedimento descrito, assinale a opção que contém a afirmação ERRADA.

A () A lavagem com água gelada é realizada para remover as impurezas solúveis em água, evitando maiores perdas do sal.

B () A curva de solubilidade do sal em água é fundamental para determinação da temperatura de aquecimento da mistura.

C () A filtração a quente é realizada para remoção das impurezas solúveis em água, evitando perdas do sal.

D () O controle da temperatura de resfriamento e o grau de agitação da solução determinam o formato e a granulometria dos cristais.

E () O processo apresentado pode ser utilizado na recristalização de sais.

Resolução: alternativa C

A. Certa. A lavagem com água gelada é realizada para remover as impurezas solúveis nesta água gelada. Ou seja, estas impurezas apresentam dissolução exotérmica (favorecida por baixas temperaturas). Conclui-se que o sal apresenta dissolução endotérmica e cristalização exotérmica.

B. Certa. A curva de solubilidade do sal em água é fundamental para determinação da temperatura de aquecimento da mistura. Pois, assim conhece-se o comportamento da saturação da mistura homogênea (adição de certa quantidade de água para a obtenção de uma solução saturada à alta temperatura e aquecimento dessa mistura até total dissolução do sal).

C. Errada. A filtração a quente causa a dissolução do sal (dissolução endotérmica) e não das impurezas (dissolução exotérmica).

D. Certa. O controle da temperatura de resfriamento e o grau de agitação da solução determinam o formato e a granulometria dos cristais (formação de núcleos de cristalização, já que o processo oposto à dissolução é exotérmico).

E. Certa. Como o processo de dissolução do sal é endotérmico e o de cristalização é exotérmico, o processo apresentado pode ser utilizado na recristalização de sais (resfriamento controlado da solução sob agitação).

Questão 34. Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA a respeito de processos termodinâmicos.

A () A variação de energia interna de um processo de expansão isotérmica de um gás ideal é igual a zero.

B () A variação de energia de Gibbs é menor do que zero em um processo de precipitação de uma substância a partir de uma solução supersaturada.

C () A variação de entalpia de um processo de compressão isobárica é igual ao calor trocado.

D () A variação de entropia de fusão de uma substância independe da temperatura à pressão constante.

E () A variação de entropia da vizinhança é igual a zero em um processo de expansão adiabática.

Resolução: alternativa D

A. Certa. A variação de energia interna (ΔU) de um processo de expansão isotérmica (temperatura constante) de um gás ideal é igual a zero.

B. Certa. A variação de energia de Gibbs é menor do que zero ($\Delta G < 0$) em um processo de precipitação de uma substância a partir de uma solução supersaturada, pois se trata de um processo espontâneo.

C. Certa. A variação de entalpia de um processo de compressão isobárica (diminuição de volume à pressão constante) é igual ao calor trocado.

$$\left. \begin{array}{l} \Delta Q = \Delta U + W \\ \Delta H = \Delta U + \underbrace{P\Delta V}_W \end{array} \right\} \Delta Q = \Delta H$$

D. Errada. A variação de entropia (ΔS) de fusão de uma substância depende da temperatura.

$$\Delta S = C_p \times \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right)$$

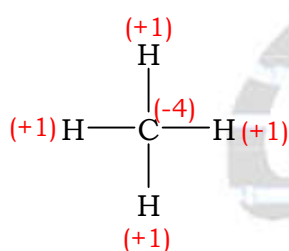
E. Certa. A variação de entropia (ΔS) da vizinhança é igual a zero em um processo de expansão adiabática, pois não ocorre troca de calor.

Questão 35. Assinale a opção que contém o valor ERRADO do número de oxidação de átomos de carbono em diferentes compostos.

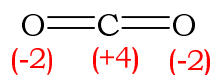
- A** () - 4 no metano.
B () + 4 no dióxido de carbono.
C () + 3 no carbono do grupo nitrila na propanonitrila.
D () + 2 no carbono do grupo cetona na propanona.
E () + 3 no ácido metanoico.

Resolução: alternativa E

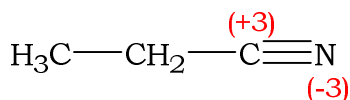
A. Certo. - 4 no metano.



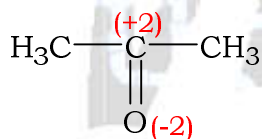
B. Certo. + 4 no dióxido de carbono.



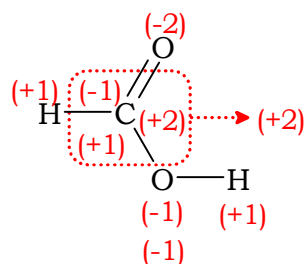
C. Certo. + 3 no carbono do grupo nitrila na propanonitrila.



D. Certo. + 2 no carbono do grupo cetona na propanona.



E. Errado. + 2 no ácido metanoico.



Questão 36. Uma mistura de gases hipotéticos A₂ e B₂ pode reagir na presença de luz.

Sabendo-se que a energia mínima do fóton para iniciar a reação entre os gases é de 2,3 eV, assinale a alternativa que apresenta o tipo de laser de menor energia que possibilita a ocorrência da reação.

Dados eventualmente necessários:

$$\lambda_{\text{violeta}} = 405 \times 10^{-9} \text{ m}, \lambda_{\text{verde}} = 532 \times 10^{-9} \text{ m} \text{ e } \lambda_{\text{vermelha}} = 650 \times 10^{-9} \text{ m}.$$

A () Ultravioleta.

B () Violeta.

C () Verde.

D () Vermelho.

E () Infravermelho.

Resolução: alternativa C

$$\lambda_{\text{verde}} = 532 \times 10^{-9} \text{ m} = 5,32 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\text{Constante de Planck (h)} = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

$$\text{Velocidade da luz no vácuo (c)} = 3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$E = 2,3 \text{ eV}$$

$$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow E = 2,3 \times 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Relação entre comprimento de onda (λ) e frequência (ν) de radiação eletromagnética:

$$c = \lambda \cdot \nu \Rightarrow \nu = \frac{c}{\lambda} \quad (1)$$

Energia de um fóton de radiação eletromagnética de frequência ν ; h é a constante de Planck:

$$E = h \cdot \nu \quad (2)$$

Substituindo (1) em (2), vem:

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

$$\lambda = h \cdot \frac{c}{E} \Rightarrow \lambda = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \times \frac{3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{2,3 \times 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}}$$

$$\lambda = 5,40 \times 10^{-7} \text{ m} \Rightarrow \lambda_{\text{verde}} = 5,32 \times 10^{-7} \text{ m} \text{ (valor mais próximo)}$$

Tipo de laser de menor energia que possibilita a ocorrência da reação: verde.

Segunda fase

QUÍMICA

INSTRUÇÕES

1. O tempo total para resolução da prova é de **quatro horas**.
2. Não é permitido deixar o local de exame antes de decorridas **duas horas** do início da prova.
3. Você poderá usar **apenas** caneta esferográfica de corpo transparente com tinta preta, lápis ou lapiseira, borracha, régua transparente simples e compasso. **É proibido portar qualquer outro material escolar.**
4. Certifique-se que você recebeu **um caderno de questões e um caderno de soluções**.
5. Não é permitido destacar qualquer das folhas que compõem os cadernos de questões ou de soluções.
6. O caderno de questões é composto por **10 questões dissertativas** (numeradas de 01 a 10).
7. A resolução das questões deve ser apresentada no respectivo caderno de soluções, **no local destinado a cada questão**.
8. Apenas as resoluções presentes nos espaços destinados para uma dada questão serão consideradas na correção dessa questão. Não será considerado para correção o conteúdo das páginas de rascunho.
9. Nas questões que envolvem cálculo matemático, **as expressões numéricas devem ser resolvidas até o final**. Em caso contrário, poderá haver **prejuízo de nota** atribuída à solução.
10. É obrigatória a **devolução dos cadernos de questões e de soluções**, sob pena de **desclassificação do candidato**.
11. No dia 04/12/2024 serão divulgadas as médias obtidas nas provas da segunda fase.
12. **Aguarde o aviso para iniciar a prova. Ao terminá-la, avise o fiscal e aguarde-o no seu lugar.**

Constantes

Constante de Avogadro (N_A) = $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Faraday (F) = $9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Carga elementar = $1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

Constante dos gases (R) = $8,21 \times 10^{-2} \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Constante de Planck (h) = $6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Velocidade da luz no vácuo = $3,0 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Número de Euler (e) = 2,72

Definições

Pressão : 1 atm = 760 Torr = $1,01325 \times 10^5 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia : 1 J = $1 \cdot \text{N} \cdot \text{m} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} = 6,24 \times 10^{18} \text{ eV}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0 °C e 1 atm, equivalente a um volume de um gás ideal de 22,4 L.

Condições ambientes : 25 °C e 1 atm

Condições padrão : 1 bar; concentrações das soluções = $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (rigorosamente : atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão.

(s) = sólido. (ℓ) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. u.m.a = unidade de massa atômica.

[X] = concentração da espécie química X em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$\ln X = 2,3 \log X$

$\log 2 = 0,301$

$\ln 2 = 0,693$

$\ln 3 = 1,099$

$\ln 5 = 1,609$

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol ⁻¹)
H	1	1,01	K	19	39,10
B	5	10,81	Cr	24	52,00
C	6	12,01	Fe	26	55,85
N	7	14,01	Nb	41	92,91
O	8	16,00	Ag	47	107,87
Na	11	22,99	Pt	78	195,08
S	16	32,06	Hg	80	200,59
Cl	17	35,45	Bi	83	208,98

Questão 1. Uma substância orgânica X é constituída de $18,06 \times 10^{23}$ átomos de carbono, $36,12 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio e $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio. Sabendo-se que 0,174 g dessa substância X contém $18,06 \times 10^{20}$ moléculas, responda às seguintes questões:

- a) Escreva a fórmula empírica de X.
 b) Escreva a fórmula molecular de X.
 c) Desenhe as fórmulas estruturais de, no mínimo, 6 isômeros de X.

Resolução:

a) Fórmula empírica (mínima) de X: C_3H_6O .

$$\left. \begin{aligned} n_C &= \frac{18,06 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 3 \text{ mol} \\ n_H &= \frac{36,12 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 6 \text{ mol} \\ n_O &= \frac{6,02 \times 10^{23}}{6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1 \text{ mol} \end{aligned} \right\} C_3H_6O_1 \Rightarrow C_3H_6O$$

b) Fórmula molecular de X: C_3H_6O .

$$m_X = 0,174 \text{ g}$$

$$n_X = 18,06 \times 10^{20} \text{ moléculas}$$

$$6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \text{ ————— } M_X$$

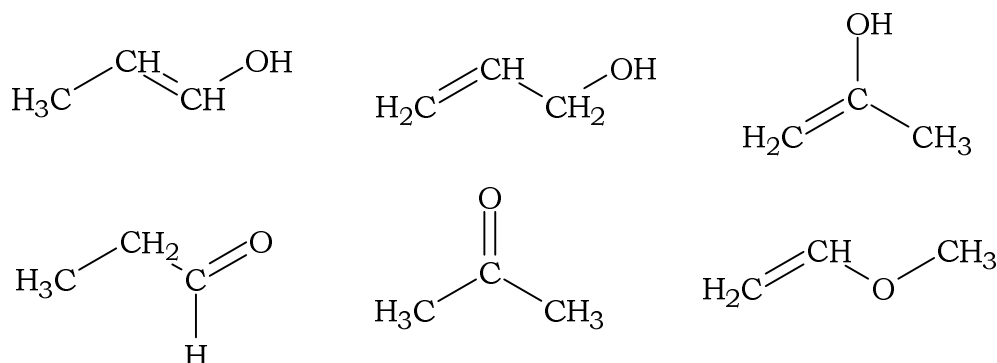
$$18,06 \times 10^{20} \text{ moléculas} \text{ ————— } 0,174 \text{ g}$$

$$M_X = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 0,174 \text{ g}}{18,06 \times 10^{20}} = 0,058 \times 10^3 \text{ g} = 58 \text{ g}$$

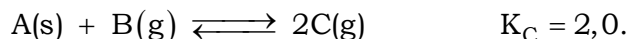
$$M.M_X = 58 \text{ u}$$

$$C_3H_6O = 3 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 58 \Rightarrow \text{Fórmula molecular : } C_3H_6O \text{ (coincide com a mínima)}$$

c) Desenho das fórmulas estruturais de, no mínimo, 6 isômeros de X (C_3H_6O) (foram utilizados isômeros estruturais planos):



Questão 2. Considere a seguinte reação química, em que A, B e C são espécies químicas hipotéticas:



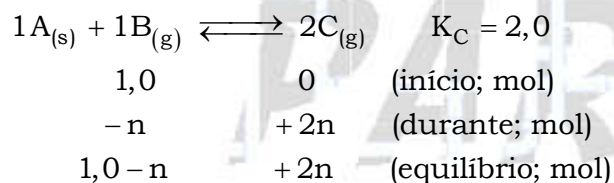
No início, o sistema contém 1,0 mol de B(g). Após atingir o equilíbrio, é adicionada uma quantidade “y” de B(g) no sistema, fazendo com que se atinja um novo equilíbrio em que as concentrações de B(g) e C(g) são iguais. Considere que o volume do sistema é constante e igual a 1 L.

A partir das informações fornecidas, determine os seguintes valores numéricos:

- concentração, em mol·L⁻¹, de B(g) e C(g) no primeiro equilíbrio;
- número de mols dessa quantidade “y” adicionada;
- concentração, em mol·L⁻¹, de B(g) e C(g) no segundo equilíbrio.

Resolução:

a) Cálculo da concentração, em mol·L⁻¹, de B(g) e C(g) no primeiro equilíbrio (o sistema contém 1,0 mol de B(g)):



$$K_C = \frac{[C]^2}{[B]^1} \Rightarrow 2,0 = \frac{(2n)^2}{(1,0 - n)} \Rightarrow 4n^2 = 2,0 - 2n$$

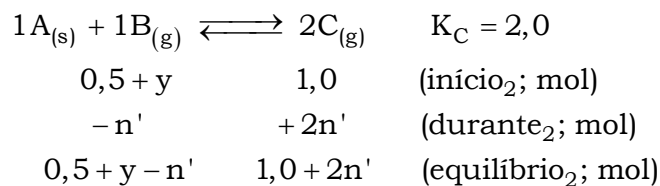
$4n^2 + 2n - 2 = 0$, resolvendo:

$$n = \frac{-2 \pm \sqrt{2^2 - 4 \times 4 \times (-2)}}{2 \times 4} \Rightarrow n = \frac{-2 \pm \sqrt{36}}{8} \Rightarrow n = \frac{-2 + \sqrt{36}}{8} \Rightarrow n = 0,5 \text{ mol}$$

$$[B] = 1,0 - n = 1,0 - 0,5 \Rightarrow [B] = 0,5 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$[C] = 2n = 2 \times 0,5 \Rightarrow [C] = 1,0 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

b) Cálculo do número de mols da quantidade “y” adicionada (após atingir o primeiro equilíbrio):



$$\left. \begin{array}{l} [B] = 0,5 + y - n' \\ [C] = 1,0 + 2n' \end{array} \right\} [B]_2 = [C]_2 \Rightarrow 0,5 + y - n' = 1,0 + 2n' \Rightarrow y = 0,5 + 3n' \quad (1)$$

$$K_C = \frac{[C]^2}{[B]^1} \Rightarrow 2,0 = \frac{(1,0 + 2n')^2}{0,5 + y - n'} \Rightarrow 2,0 = \frac{(1,0 + 2n')^2}{0,5 + 0,5 + 3n' - n'} \Rightarrow 2,0 = \frac{(1,0 + 2n')^2}{1,0 + 2n'}$$

$$2 + 4n' = (2n')^2 + 4n' + 1 \Rightarrow 4(n')^2 = 1 \Rightarrow n' = \sqrt{\frac{1}{4}} \Rightarrow n' = 0,5$$

Substituindo em (1), vem:

$$y = 0,5 + 3n' \Rightarrow y = 0,5 + 3 \times 0,5 \Rightarrow y = 2,0 \text{ mols (adicionados)}$$

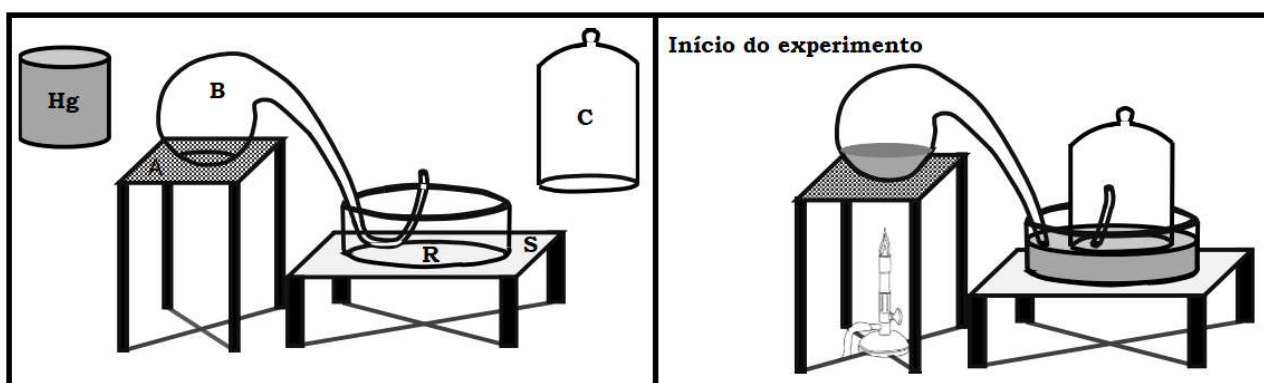
c) Cálculo da concentração, em mol·L⁻¹, de B(g) e C(g) no segundo equilíbrio:

$$n' = 0,5 \text{ e } y = 2,0$$

$$[B] = 0,5 + y - n' = 0,5 + 2,0 - 0,5 \Rightarrow [B] = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[C] = 1,0 + 2n' = 1,0 + 2 \times 0,5 \Rightarrow [C] = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Questão 3. Considere um experimento no qual o fundo de um balão de pescoço de cisne (B) foi posicionado sobre um suporte de aquecimento (A), enquanto seu pescoço se encontrava apoiado em um reservatório aberto (R), que, por sua vez, havia sido colocado sobre uma mesa de suporte (S).



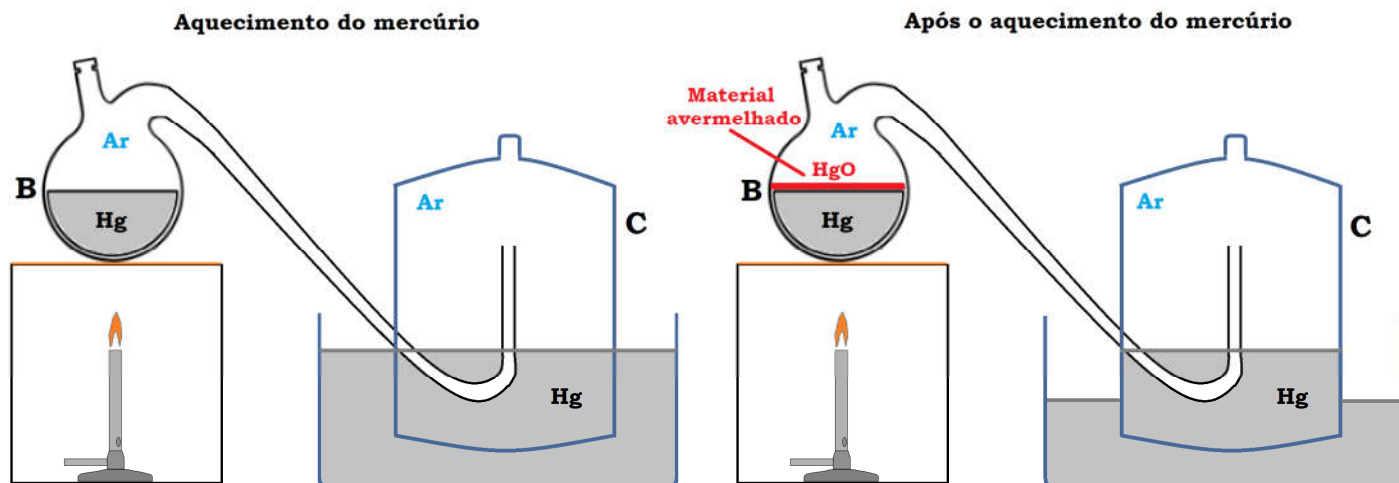
A seguir, uma certa quantidade de mercúrio foi colocada no balão (B) e no reservatório (R), e uma campânula (C) foi colocada no reservatório (R), conforme a figura. Um dado volume de ar foi confinado dentro da campânula (C) e no balão (B). O experimento se iniciou com o aquecimento do mercúrio contido no balão (B), sendo mantido em temperatura elevada por um longo período. Depois desse período, o aquecimento foi interrompido e, em seguida, observou-se o sistema.

Com base nessas informações, responda se ocorreram as seguintes observações no sistema, **justificando sucintamente** a sua resposta:

- transformações químicas no mercúrio contido no balão (B);
- transformações químicas no mercúrio contido sob a campânula (C);
- mudança no nível do mercúrio contido no balão (B);
- mudança no nível do mercúrio contido na campânula (C).

Resolução:

Observe (“Experimento de Lavoisier”):



a) Sim, ocorreram transformações químicas no mercúrio contido no balão (B). Pois, o mercúrio contido no balão (B) em contato com O_2 do ar formou óxido de mercúrio II (HgO) na superfície do mercúrio ($2Hg_{(l)} + 1O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2HgO_{(s)}$).

b) Não ocorreram transformações químicas no mercúrio (Hg) contido sob a campânula (C). Apenas dilatação (transformação física).

c) Não ocorreram mudanças significativas no nível do mercúrio contido no balão (B) devido à formação de óxido de mercúrio II (HgO) na superfície do mercúrio e à dilatação térmica do mercúrio durante o aquecimento.

d) Sim, ocorreu mudança no nível do mercúrio contido na campânula (C). Pois, parte do gás oxigênio (O_2) presente na campânula foi consumido. Logo, houve diminuição da pressão interna.

Questão 4. Durante o inverno, pesquisadores de um laboratório de pesquisa espacial pretendem elevar a temperatura de uma câmara experimental de $17\text{ }^\circ\text{C}$ para $27\text{ }^\circ\text{C}$. Essa câmara possui uma área de 41 m^2 e uma altura de 3 m . Para realizar esse aumento de temperatura, será utilizado gás natural, composto por 80% de metano e 20% de etano.

São fornecidos os seguintes dados:

- Calor específico molar do ar : $29,1\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- Massa molar média do ar seco : $28,96\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Densidade do ar (faixa de temperatura de $17\text{ }^\circ\text{C}$ a $27\text{ }^\circ\text{C}$): $1,22\text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- Calor de combustão do metano : $-889,5\text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Calor de combustão do etano : $-1527,2\text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Com base nas informações fornecidas, calcule os seguintes valores numéricos:

- a) massa molar média do gás natural;
 b) quantidade de calor necessário para aumentar a temperatura do ar na sala de 17 °C para 27 °C;
 c) massa de gás natural consumida para aquecer a sala.

Resolução:

a) Cálculo da massa molar média do gás natural:

De acordo com o texto, para realizar esse aumento de temperatura, é utilizado gás natural, composto por 80 % de metano e 20 % de etano. Fazendo a média ponderada, vem:

$$\text{CH}_4 = 1 \times 12 + 4 \times 1 = 16; M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; 80\% = 0,80$$

$$\text{C}_2\text{H}_6 = 2 \times 12 + 6 \times 1 = 30; M_{\text{C}_2\text{H}_6} = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; 20\% = 0,20$$

$$M_{\text{média ponderada}} = \sum_{i=1}^n (\%_i \times M_i)$$

$$M_{\text{média ponderada}} = 0,80 \times 16 + 0,20 \times 30 \Rightarrow M_{\text{média ponderada}} = 18,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Cálculo da quantidade de calor necessário para aumentar a temperatura do ar na sala de 17 °C para 27 °C:

$$d_{\text{ar}} (17 \text{ °C a } 27 \text{ °C}) = 1,22 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V_{\text{ar}} (\text{Câmara}) = 41 \text{ m}^2 \times 3 \text{ m} \Rightarrow V_{\text{ar}} (\text{Câmara}) = 123 \text{ m}^3 \Rightarrow V_{\text{ar}} (\text{Câmara}) = 123 \times 10^3 \text{ L}$$

$$d_{\text{ar}} (17 \text{ °C a } 27 \text{ °C}) = \frac{m_{\text{ar}} (17 \text{ °C a } 27 \text{ °C})}{V_{\text{ar}}} \Rightarrow 1,22 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = \frac{m_{\text{ar}} (17 \text{ °C a } 27 \text{ °C})}{123 \times 10^3 \text{ L}}$$

$$m_{\text{ar}} (17 \text{ °C a } 27 \text{ °C}) = 1,22 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 123 \times 10^3 \text{ L} \Rightarrow m_{\text{ar}} (17 \text{ °C a } 27 \text{ °C}) = 150,06 \times 10^3 \text{ g}$$

$$M_{\text{ar}} = 28,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{ar}} = \frac{m_{\text{ar}}}{M_{\text{ar}}} \Rightarrow n_{\text{ar}} = \frac{150,06 \times 10^3 \text{ g}}{28,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \Rightarrow n_{\text{ar}} = \frac{150060}{28,96} \text{ mol}$$

Como foi dado o calor específico molar do ar, vem:

$$Q = n_{\text{ar}} \times c_{\text{molar}} \times \Delta T$$

$$c_{\text{molar}} = 29,1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta T = 27 \text{ °C} - 17 \text{ °C} = 10 \text{ °C} \Rightarrow \Delta T = 10 \text{ K} \text{ (mesma variação numérica)}$$

$$Q = \frac{150,06 \times 10^3}{28,96} \text{ mol} \times 29,1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 10 \text{ K} = 1507,85 \times 10^3 \text{ J}$$

$$Q = 1507,85 \text{ kJ}$$

c) Cálculo da massa de gás natural consumida para aquecer a sala:

De acordo com o texto, para realizar esse aumento de temperatura, será utilizado gás natural, composto por 80 % de metano e 20 % de etano.

Calor de combustão do metano: $-889,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Calor de combustão do etano: $-1527,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$Q_{\text{mistura}} = |0,80 \times \Delta H_{\text{CH}_4 (\text{comb.})} + 0,20 \times \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6 (\text{comb.})}|$$

$$Q_{\text{mistura}} = |0,80 \times (-889,5 \text{ kJ}) + 0,20 \times (-1527,2 \text{ kJ})|$$

$$Q_{\text{mistura}} = 1017,04 \text{ kJ (1 mol da mistura)}$$

$$Q = 1507,85 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ mol (mistura)} \text{ ——— } 1017,04 \text{ kJ}$$

$$n \text{ mol (mistura)} \text{ ——— } 1507,85 \text{ kJ}$$

$$n = \frac{1 \text{ mol} \times 1507,85 \text{ kJ}}{1017,04 \text{ kJ}} \Rightarrow n = \frac{1507,85}{1017,04} \text{ mol}$$

$$M_{\text{média ponderada}} = 18,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m_{\text{mistura}}}{M_{\text{média ponderada}}} \Rightarrow m_{\text{mistura}} = n \times M_{\text{média ponderada}}$$

$$m_{\text{mistura}} = \frac{1507,85}{1017,04} \text{ mol} \times 18,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow m_{\text{mistura}} = 27,87263 \text{ g}$$

$$m_{\text{mistura}} = 27,87 \text{ g}$$

Questão 5. Um objeto de madeira foi encontrado em um sítio arqueológico. Duas amostras (A e B) desse objeto foram submetidas à datação por radiocarbono. As amostras A e B apresentaram atividade, respectivamente, iguais a 10 e 12 desintegrações por minuto por grama de carbono. No entanto, constatou-se que a amostra B não foi devidamente manuseada, por isso apresentou uma contaminação por madeira “nova”.

Considere as seguintes informações:

I. A atividade do ^{14}C em equilíbrio com a atmosfera é de 15 desintegrações por minuto por grama de carbono.

II. O tempo de meia-vida do ^{14}C é de 5730 anos.

III. A atividade é diretamente proporcional à quantidade de átomos que sofrem decaimento.

A partir dessas informações, calcule os seguintes valores numéricos:

a) a diferença de idade, em anos, obtida a partir da análise das amostras A e B;

b) o percentual de contaminação da amostra B, sabendo que a amostra A é “pura” e que a B está contaminada.

Resolução:

a) Cálculo da diferença de idade, em anos, obtida a partir da análise das amostras A e B:

$$\ln N_0 - \ln N = kt \Rightarrow \ln A_0 - \ln A = kt$$

Então:

$$\ln 10 - \ln 15 = kt_1 \Rightarrow t_1 = \frac{\ln 10 - \ln 15}{k} \Rightarrow t_1 = (\ln 10 - \ln 15) \times k$$

$$\ln 12 - \ln 15 = kt_2 \Rightarrow t_2 = \frac{\ln 12 - \ln 15}{k} \Rightarrow t_2 = (\ln 12 - \ln 15) \times k$$

$$\Delta t = t_2 - t_1 \Rightarrow \Delta t = (\ln 12 - \ln 15) \times k - (\ln 10 - \ln 15) \times k$$

$$t_{(1/2)} = \frac{0,693}{k} \Rightarrow k = \frac{0,693}{t_{(1/2)}} \Rightarrow k = \frac{0,693}{5730}$$

$$\Delta t = \frac{5730}{0,693} \times [(\ln 12 - \ln 15) - (\ln 10 - \ln 15)] \Rightarrow \Delta t = \frac{5730}{0,693} \times (\ln 12 - \ln 10)$$

$$\ln 2 = 0,693; \ln 3 = 1,099; \ln 5 = 1,609$$

$$\Delta t = \frac{5730}{0,693} \times [\ln(2^2 \times 3) - \ln(2 \times 5)] \Rightarrow \Delta t = \frac{5730}{0,693} \times [2\ln 2 + \ln 3 - \ln 2 - \ln 5]$$

$$\Delta t = \frac{5730}{0,693} \times [0,693 + 1,099 - 1,609] \Rightarrow \Delta t = \frac{5730}{0,693} \times 0,183 = 1513,1168 \text{ anos}$$

$$\Delta t = 1513 \text{ anos}$$

b) Cálculo do percentual de contaminação da amostra B, sabendo que a amostra A é “pura” e que a B está contaminada:

De acordo com o texto, as amostras A e B apresentaram atividade, respectivamente, iguais a 10 e 12 desintegrações por minuto por grama de carbono (1 g) e a atividade do ^{14}C em equilíbrio com a atmosfera é de 15 desintegrações por minuto por grama de carbono (contaminação). Então:

$$n_B = 12 \text{ des / min (desintegrações por minuto)}$$

$$\underbrace{1 \text{ g}}_B = \underbrace{m_A}_{\text{pura}} + m_{\text{nova}} \Rightarrow 1 \text{ g} = m_A + m_{\text{nova}} \text{ (I)}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g} \text{ — } 10 \text{ des / min} \\ m_A \text{ — } n_A \end{array} \right\} n_A = 10 \times m_A$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g} \text{ — } 15 \text{ des / min} \\ m_{\text{nova}} \text{ — } n_{\text{nova}} \end{array} \right\} n_{\text{nova}} = 15 \times m_{\text{nova}}$$

$$n_B = n_A + n_{\text{nova}}$$

$$12 = 10 \times m_A + 15 \times m_{\text{nova}} \text{ (II)}$$

De (I) e (II), vem:

$$\begin{cases} 1 = m_A + m_{\text{nova}} \Rightarrow m_A = 1 - m_{\text{nova}} \\ 12 = 10 \times m_A + 15 \times m_{\text{nova}} \end{cases}$$

$$12 = 10 \times (1 - m_{\text{nova}}) + 15 \times m_{\text{nova}} \Rightarrow 12 = 10 - 10 \times m_{\text{nova}} + 15 \times m_{\text{nova}}$$

$$5 \times m_{\text{nova}} = 2 \Rightarrow m_{\text{nova}} = 0,4 \text{ g}$$

$$m_A = 1 - m_{\text{nova}} \Rightarrow m_A = 1 - 0,4 \text{ g} = 0,6 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} \text{ — } 100\%$$

$$0,4 \text{ g} \text{ — } p$$

$$p = 40\% \text{ de contaminação}$$

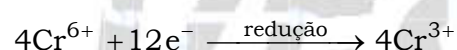
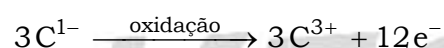
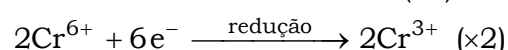
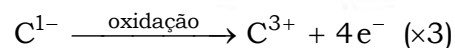
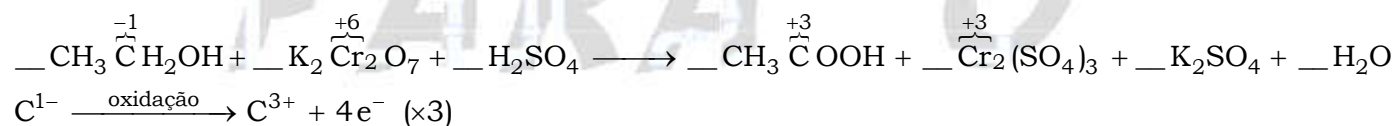
Questão 6. O etilômetro é um instrumento utilizado na detecção da quantidade de etanol no ar expirado. Nesse dispositivo, o etanol proveniente da expiração de uma pessoa entra em contato com uma solução de dicromato de potássio em meio ácido (ácido sulfúrico). O etanol é oxidado a ácido acético, enquanto o crômio (VI), de cor amarelo-alaranjado, é reduzido a crômio (III), de cor verde. Como subprodutos, são gerados sulfato de potássio e água. Mediante detecção da variação de cor da solução, a quantidade de etanol é determinada.

- a)** Escreva a equação química balanceada, que representa a reação que ocorre no etilômetro.
- b)** Considere, hipoteticamente, um limite permitido de etanol de $0,05 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Em uma aferição, foi gerada uma quantidade de $0,0207 \text{ mg}$ de água no reservatório do etilômetro. Considerando o volume de 200 mL para o reservatório do etilômetro, verifique se a quantidade de etanol presente nesse teste é superior ao limite estabelecido e apresente os cálculos.

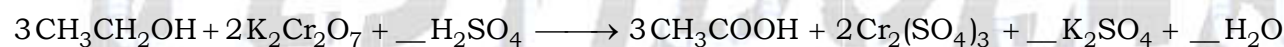
Resolução:

- a)** Equação química balanceada, que representa a reação que ocorre no etilômetro:

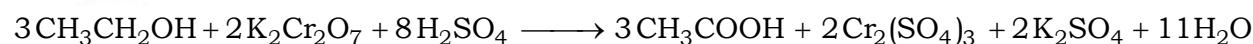
De acordo com o texto, o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) entra em contato com uma solução de dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) com ácido sulfúrico (H_2SO_4). O etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) é oxidado a ácido acético (CH_3COOH), enquanto o crômio (VI) (Cr^{6+}), de cor amarelo-alaranjado, é reduzido a crômio (III) (Cr^{3+}), de cor verde. Então:



Então:



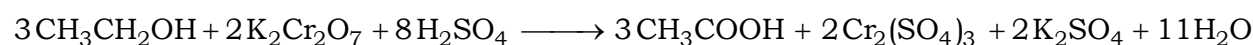
Por tentativas, vem:



- b)** Verificação (se a quantidade de etanol presente nesse teste é superior ao limite estabelecido):

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 0,0207 \text{ mg}; \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 2 \times 12 + 6 \times 1 + 1 \times 16 = 46; M_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18; M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$3 \times 46 \text{ g} \text{ ————— } 11 \times 18 \text{ g}$$

$$m_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \text{ ————— } 0,0207 \text{ mg}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{3 \times 46 \text{ g} \times 0,0207 \text{ mg}}{11 \times 18 \text{ g}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{3 \times 46 \times 0,0207}{11 \times 18} \text{ mg}$$

$$V_{\text{Etanol}} = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$C_{\text{Etanol}} = \frac{m_{\text{Etanol}}}{V_{\text{Etanol}}} \Rightarrow C_{\text{Etanol}} = \frac{\left(\frac{3 \times 46 \times 0,0207}{11 \times 18} \right) \text{ mg}}{0,2 \text{ L}} = 0,072136 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{Etanol}} = 0,07 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Limite permitido de etanol} = 0,05 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$0,07 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} > 0,05 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Conclusão: a quantidade de etanol presente nesse teste é superior ao limite estabelecido.

Questão 7. Deseja-se separar os compostos orgânicos R-NH₂, R-COOCH₃, R-OH, R-COOH, solubilizados em éter dietílico, em que R é uma cadeia aromática sem substituintes. Considere que os compostos são insolúveis em água e que estão disponíveis as seguintes soluções aquosas:

I. ácido clorídrico 5 % (m/m);

II. bicarbonato de sódio 5 % (m/m);

III. hidróxido de sódio 5 % (m/m).

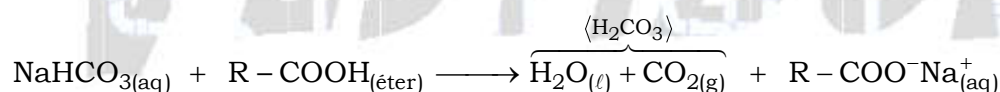
Com base nessas informações,

a) apresente as equações químicas que representam as etapas de separação de cada um dos compostos orgânicos, utilizando uma única vez cada uma das soluções a frio;

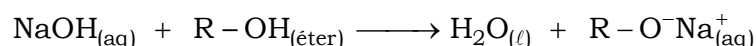
b) indique as fases em que cada um dos reagentes e produtos estará dissolvido.

Resolução:

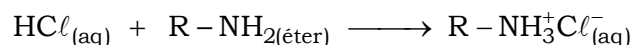
a) Etapa 1: Bicarbonato de sódio (NaHCO_{3(aq)}) 5 % (m/m).



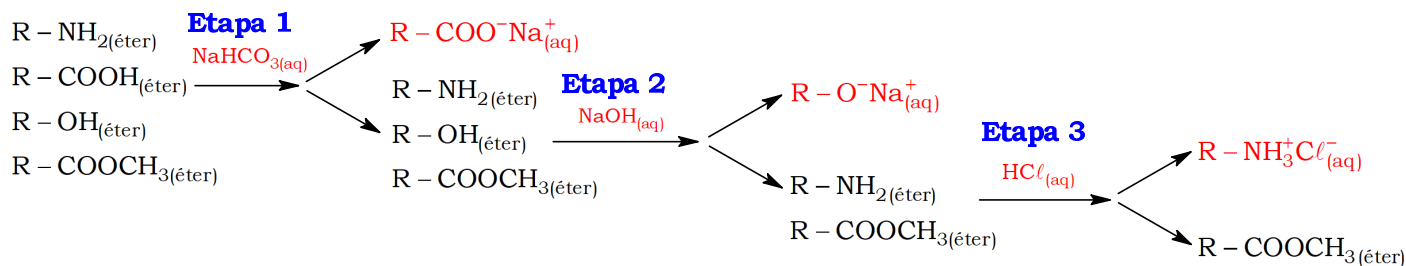
Etapa 2: Hidróxido de sódio (NaOH_(aq)) 5 % (m/m).



Etapa 3: Ácido clorídrico (HCl_(aq)) 5 % (m/m):

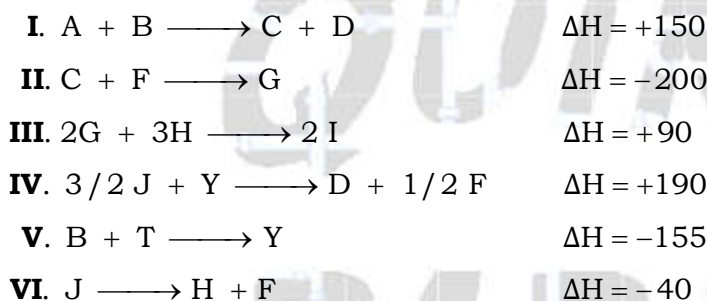


b) Indicação das fases ((aq) e (éter)) em que cada um dos reagentes e produtos estará dissolvido:



Apenas o composto R-COOCH_3 restará dissolvido na fase orgânica.

Questão 8. Considere as seguintes equações termoquímicas, envolvendo substâncias hipotéticas e suas respectivas variações de entalpia, em $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, a $25\text{ }^\circ\text{C}$:



a) Apresente todas as equações termoquímicas balanceadas utilizadas para obter o valor numérico do calor de formação do composto **A**, formado por meio da reação representada pela seguinte equação química:



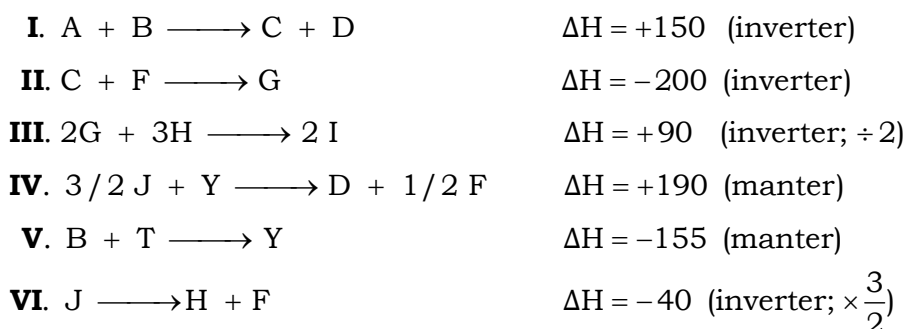
b) Calcule o valor numérico do calor de formação (ΔH) do composto **A**.

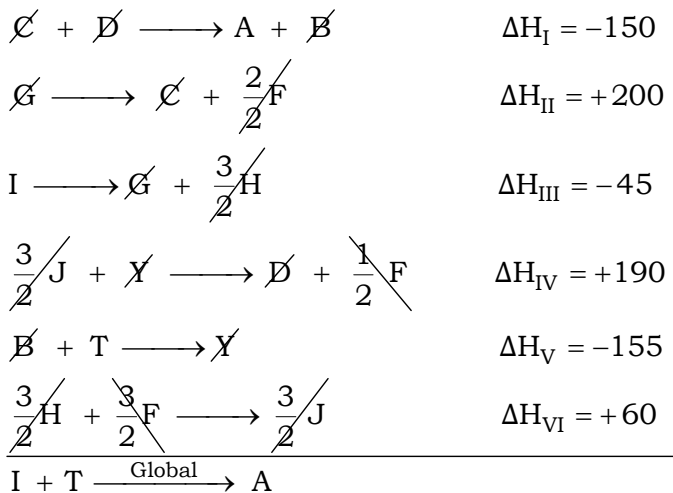
c) Dado que o valor da variação da energia de Gibbs da reação $\text{I} + \text{T} \rightarrow \text{A}$ é $994,45\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcule o valor numérico da variação da entropia em $\text{kJ}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Resolução:

a) Equações termoquímicas balanceadas utilizadas na obtenção de $\text{I} + \text{T} \longrightarrow \text{A}$.

De acordo com a lei de Hess, vem:





b) Cálculo do valor numérico do calor de formação (ΔH) do composto **A**:

$$\begin{array}{l}
 I + T \xrightarrow{\text{Global}} A \quad \Delta H = \Delta H_I + \Delta H_{II} + \Delta H_{III} + \Delta H_{IV} + \Delta H_V + \Delta H_{VI} \\
 \Delta H = -150 + 200 + (-45) + 190 + (-155) + 60 \\
 \Delta H = +100 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{array}$$

c) Cálculo do valor numérico da variação da entropia (ΔS) em $\text{kJ} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$ (dado o valor da variação da energia de Gibbs; $\Delta G = 994,45 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$):

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

$$\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S \Rightarrow \Delta S = \frac{\Delta G - \Delta H}{-T}$$

$$\Delta S = \frac{994,45 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} - 100 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}}{-298 \text{ K}} = -3,00151 \text{ kJ} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta S = -3,00 \text{ kJ} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1}$$

Questão 9. Uma tira de gelatina incolor foi imersa em uma solução aquosa, contendo $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, NaOH e fenolftaleína. Após certo tempo, a tira foi retirada da solução e deixada secar ao ar. Então, uma gota de uma solução aquosa de FeCl_3 foi depositada na extremidade esquerda da tira de gelatina. Sabe-se que Fe^{3+} reage com o íon $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, formando um composto azul solúvel em água.

Foram observados os seguintes resultados:

a) antes de se adicionar $\text{FeCl}_3(\text{aq})$, a gelatina apresentava-se inteiramente vermelha;

b) uma hora após se adicionar $\text{FeCl}_3(\text{aq})$, a extremidade direita da tira permanecia vermelha, a região central estava incolor e a extremidade esquerda estava azul;

c) duas horas após se adicionar $\text{FeCl}_3(\text{aq})$, a metade esquerda da tira estava azul, e a metade direita, incolor;

d) três horas após a adição de uma gota de $\text{FeCl}_3(\text{aq})$, toda a tira apresentava-se azul.

Com base nas informações fornecidas, explique a cor da tira de gelatina em cada uma das etapas descritas acima, utilizando, sempre que possível, equações químicas para justificar sua resposta.

Resolução:

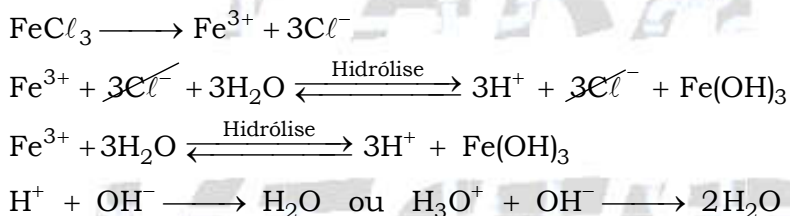
a) A tira de gelatina incolor foi imersa em uma solução aquosa, contendo $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, NaOH e fenolftaleína. Logo, sua cor é vermelha devido à absorção e presença da fenolftaleína e NaOH (base forte) que desloca o equilíbrio do indicador.



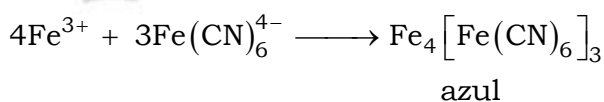
b) Uma hora após se adicionar $\text{FeCl}_3(\text{aq})$:

1) A extremidade direita da tira permanecia vermelha, ou seja, a migração dos íons Fe^{3+} não atingiu esta região.

2) A região central estava incolor, ou seja, os íons H^+ , provenientes da hidrólise, neutralizaram os íons OH^- . Simplificadamente, vem:



3) A extremidade esquerda estava azul, ou seja, os íons Fe^{3+} reagiram com os ânions $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ formando $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$, um composto solúvel azul.



c) Duas horas após se adicionar $\text{FeCl}_3(\text{aq})$, a metade esquerda da tira estava azul, e a metade direita, incolor. Pois, a migração dos íons Fe^{3+} (formador do $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$) é mais lenta do que a dos íons H^+ ou H_3O^+ , que apresentam menor massa.

d) Três horas após a adição de uma gota de $\text{FeCl}_3(\text{aq})$, toda a tira apresentava-se azul. Pois, a migração dos íons Fe^{3+} ocorreu por toda a fita formando $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.

Questão 10. Considere uma célula eletrolítica constituída por duas placas de platina imersas numa solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em ácido clorídrico. Uma das placas foi recoberta por cloreto de prata e conectada ao polo negativo de uma fonte de tensão. Após as devidas conexões, foi aplicada uma corrente elétrica contínua de 1,5 A durante 10,72 min.

Com base nas informações fornecidas e considerando-se que não há formação de gases no catodo, responda às seguintes questões:

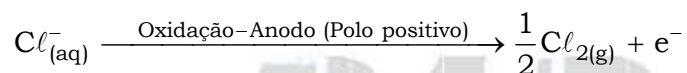
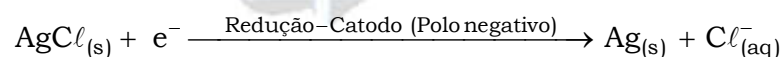
a) Apresente as semiequações químicas que representam as semirreações que ocorreram no anodo e no catodo e indique a polaridade dos eletrodos.

b) Apresente a equação química que representa a reação global.

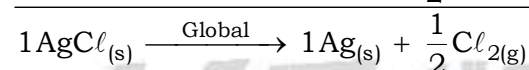
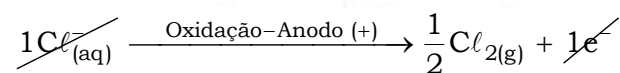
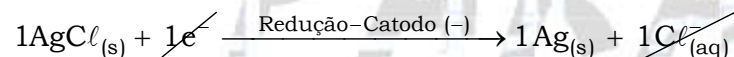
c) Determine o valor numérico da variação de massa do catodo e do anodo.

Resolução:

a) Semiequações químicas que representam as semirreações que ocorreram no anodo e no catodo (placa recoberta por cloreto de prata) indicando a polaridade dos eletrodos:



b) Equação química que representa a reação global:



c) Determinação do valor numérico da variação de massa do catodo e do anodo:

De acordo com o texto, foi aplicada uma corrente elétrica contínua de 1,5 A durante 10,72 min.

$$i = 1,5 \text{ A}; t = 10,72 \text{ min} = 10,72 \times 60 \text{ s}$$

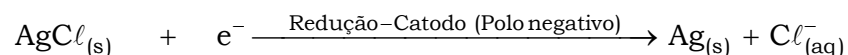
$$Q = i \times t \Rightarrow Q = 1,5 \text{ A} \times 10,72 \times 60 \text{ s}$$

$$Q = 964,8 \text{ A} \cdot \text{s} = 965 \text{ C}$$

$$\text{Constante de Faraday (F)} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow 1\text{F} = 96500 \text{ C}$$

$$\text{Cl} = 35,45; M_{\text{Cl}^{-}} = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{AgCl} = 1 \times 107,87 + 1 \times 35,45 = 143,5; M_{\text{AgCl}} = 143,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$143,32 \text{ g} \text{ ——— } 96500 \text{ C}$$

$$1,4332 \text{ g} \text{ ——— } 965 \text{ C}$$

$$m_{\text{AgCl}_{(s)}} = 1,4332 \text{ g (consumida)}$$

$$i = 1,5 \text{ A}; t = 10,72 \text{ min} = 10,72 \times 60 \text{ s}$$

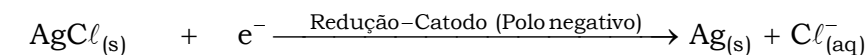
$$Q = i \times t \Rightarrow Q = 1,5 \text{ A} \times 10,72 \times 60 \text{ s}$$

$$Q = 964,8 \text{ A} \cdot \text{s} = 965 \text{ C}$$

$$\text{Constante de Faraday (F)} = 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} \Rightarrow 1\text{F} = 96500 \text{ C}$$

$$Cl = 35,45; M_{Cl^-} = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$AgCl = 1 \times 107,87 + 1 \times 35,45 = 143,5; M_{AgCl} = 143,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$143,32 \text{ g} \text{ — } 96500 \text{ C} \text{ — } 107,87 \text{ g}$$

$$1,4332 \text{ g} \text{ — } 965 \text{ C} \text{ — } 1,0787 \text{ g}$$

$$m_{AgCl_{(s)}} = 1,4332 \text{ g (consumida)}$$

$$m_{Ag_{(s)}} = 1,0787 \text{ g (produzida)}$$

Varição de massa no anodo = 0 (inerte)

$$\text{Varição de massa no catodo} = m_{\text{produzida}} - m_{\text{consumida}}$$

$$\text{Varição de massa no catodo} = 1,0787 \text{ g} - 1,4332 \text{ g}$$

$$\text{Varição de massa no catodo} = -0,3545 \text{ g}$$

QUÍMICA
PARA O
VESTIBULAR