



ITA 2020

Química – 1ª Fase

Professor Thiago Cardoso

Sumário

Sumário

<u>1 – Considerações iniciais</u>	3
<u>2 – Vestibular ITA 2020 – 1ª Fase – Química</u>	4



1 – CONSIDERAÇÕES INICIAIS

Olá, aluno. Seja bem-vindo!

Fazemos parte do **Estratégia Vestibulares**! Somos parte de uma equipe composta por 15 professores de todo o país, reunida com o objetivo de ajudar estudantes como você, que buscam êxito no vestibular IME!

Diante de tantas opções de cursos preparatórios para vestibulares no mercado, o que faz do nosso material uma boa opção? Primeiramente, fazemos parte do **Estratégia Concursos**, que desde 2011 se tornou referência pela qualidade de seus cursos preparatórios para concursos públicos, o que garantiu milhares de aprovados.

Para a elaboração de nosso material, partimos da mesma fórmula de sucesso adotada no ramo de concursos, da qual podemos destacar os seguintes pontos:

✓**Aulas exclusivas e voltadas para o seu edital.** O nosso curso é cuidadosamente customizado para o vestibular da sua instituição.

✓**Valorizar o aluno.** Como o nosso objetivo é garantir a sua aprovação em uma das melhores instituições de ensino do país, acreditamos que são necessárias metodologias diversas de aprendizado para que isso seja possível.

✓**Valorizar o professor.** Somos uma equipe composta por integrantes com vasta experiência em ensino e pesquisa, totalmente voltada para a produção de um curso completo e atualizado.

Além disso, o Estratégia Vestibulares se dedicou a preparar um **material completo e atualizado**. Não se trata de disponibilizar pequenos resumos ou esquemas, mas verdadeiros livros digitais para orientar seus estudos.

Um dos diferenciais do Estratégia Vestibulares é a disponibilização de comentários de cada uma das questões, a fim de que não reste nenhuma dúvida sobre o gabarito ou sobre o conteúdo.

Para entender melhor do que estamos falando, disponibilizamos para você as **questões de Química da prova de 1ª fase ITA 2020**. Essa é uma pequena amostra do nosso curso, do qual você pode se informar melhor [clikando aqui](#).

Conte conosco em sua caminhada, e para ficar sabendo de todas as notícias relativas aos mais diversos vestibulares ocorrendo em nosso país, convidamos você a seguir as mídias sociais do Estratégia Vestibulares.



2 – VESTIBULAR ITA 2020 – 1ª FASE – QUÍMICA

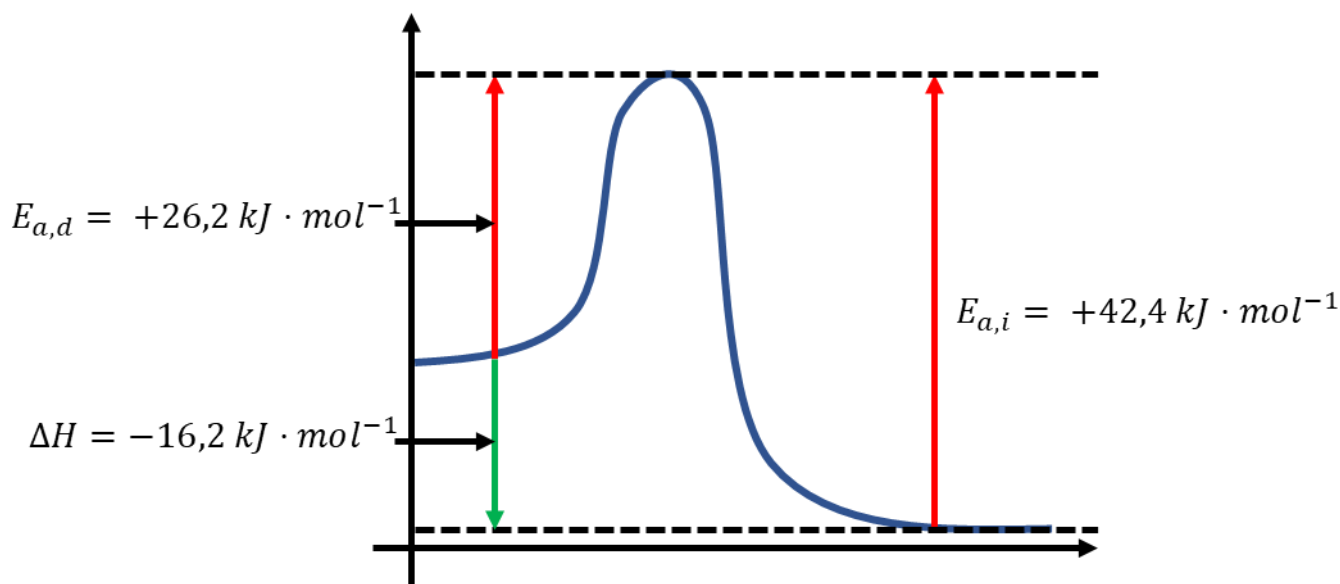
(ITA – 2020 – 1ª Fase)

Questão 01. Para uma reação reversível de uma etapa $2A + B \rightleftharpoons C + D$, a constante de velocidade para a reação direta, k_1 , é de $406 \text{ L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$, e a constante de velocidade para a reação inversa, k_{-1} , é de $244 \text{ L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$. A energia de ativação para a reação direta é de $26,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ ($E_{a, \text{direta}}$), e para a reação inversa é de $42,4 \text{ kJ mol}^{-1}$ ($E_{a, \text{inversa}}$).

- Desenhe um diagrama de energia para essa reação, apresentando os valores de (i) ΔE , (ii) $E_{a,d}$, e para a reação inversa é de $42,4 \text{ kJ mol}^{-1}$ ($E_{a, \text{inversa}}$).
- Discuta o efeito da elevação da temperatura na constante de velocidade direta (k_1) e inversa (k_{-1}).
- Calcule a constante de equilíbrio (K) e descreva o efeito de elevação de temperatura.

Comentários:

a) Devemos levar em consideração que o mecanismo da reação inversa passa pelo mesmo complexo ativado da reação direta.



Assim, podemos concluir que a reação direta é exotérmica, cuja variação de entalpia pode ser calculada como:

$$\Delta H = 26,2 - 42,4 = -16,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- A elevação da temperatura tem o efeito de aumentar tanto a velocidade da reação direta como da reação inversa.
- A constante de equilíbrio é dada pela razão entre as constantes de velocidade.



$$K = \frac{k_1}{k_{-1}} = \frac{406}{244} \cong 1,664$$

Gabarito: discursiva

(ITA – 2020 – 2ª Fase)

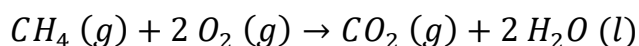
Questão 2. Os biodigestores possibilitam o reaproveitamento de detritos convertendo material orgânico em metano, que é utilizado como combustível em sistemas de geração de energia. Um laticínio utiliza a queima do metano para aquecer 1 m³/h de água, de 25 °C a 100 °C em uma caldeira que opera a 1 atm. Sabendo-se que 25 % do calor produzido no processo é perdido e que, nessas condições, a combustão completa do metano produz água líquida, determine:

- a) a entalpia molar da combustão do metano;
- b) a taxa de calor necessária para aquecer a água;
- c) a vazão de metano em kg/h, que deve alimentar a caldeira.

Dados: $\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4 (\text{g})) = -17,9 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 (\text{g})) = -94,1 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{g})) = -57,9 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{\text{eb}}^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = -10,5 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$; $c_p^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$; $\rho (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Comentários:

- a) Temos para a combustão do metano:



Daí, temos:

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} = [H_{\text{CO}_2} + 2 H_{\text{H}_2\text{O}}] - [H_{\text{CH}_4} + 2 H_{\text{O}_2}]$$

$$\Delta H = [-94,1 + 2 \cdot (-68,4)] - [-17,9]$$

$$\Delta H = -230,9 + 17,9$$

$$\Delta H = -213 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- b) Sabemos que o calor sensível é dado por:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Como estamos trabalhando com vazão de água, faz sentido dividir ambos os lados pelo intervalo de tempo (Δt). Daí, vem:



$$\frac{Q}{\Delta t} = \frac{m}{\Delta t} \cdot c \cdot \Delta T$$

Contudo:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m = \rho \cdot V$$

Daí:

$$\frac{Q}{\Delta t} = \rho \cdot \frac{V}{\Delta t} \cdot c \cdot \Delta T$$

Perceba que $V/\Delta t$ é a razão volumétrica de água e $\rho = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^3$, o que implica:

$$\rho = \frac{10^{-3} \text{ kg}}{10^{-6} \text{ m}^3}$$

$$\rho = 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^3$$

Além disso, temos que

$$c_p^\circ = \frac{1 \text{ cal}}{10^{-3} \text{ kg}^\circ\text{C}}$$

$$c_p^\circ = 10^3 \text{ cal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

Logo, temos para a taxa de calor:

$$\frac{Q}{\Delta t} = 10^3 \cdot 1 \cdot 10^3 \cdot (100 - 25)$$

$$\frac{Q}{\Delta t} = 75 \cdot 10^3 \text{ kal} \cdot \text{h}^{-1}$$

c) Para a caldeira, sabendo que 25% do calor é perdido, temos que:

$$\frac{Q}{\Delta t} = 0,75 \cdot \frac{n}{\Delta t} \cdot \Delta H_{\text{CH}_4}$$



$$75 \cdot 10^3 = 0,75 \cdot \frac{n}{\Delta t} \cdot 213$$

$$\frac{n}{\Delta t} = \frac{75 \cdot 10^3}{0,75 \cdot 213}$$

Daí, vem:

$$\frac{m}{\Delta t} = \frac{n}{\Delta t} \cdot M_{CH_4}$$

Lembrando que $CH_4 : 16g \cdot mol^{-1}$, concluímos:

$$\frac{m}{\Delta t} = \frac{75 \cdot 10^3 \cdot 16}{0,75 \cdot 213}$$

$$\frac{m}{\Delta t} = 7500 \, g \cdot h^{-1}$$

$$\frac{m}{\Delta t} = 7,5 \, kg \cdot h^{-1} \text{ de vazão de metano}$$

Gabarito: discursiva

(ITA – 2020 – 1ª Fase)

Questão 03. A obtenção de biodiesel a partir de óleos vegetais (triacilgliceróis) é uma alternativa para a produção de combustíveis menos poluentes, sendo possível catalisar a reação com um ácido ou com uma base. Escreva a equação química balanceada que representa a reação:

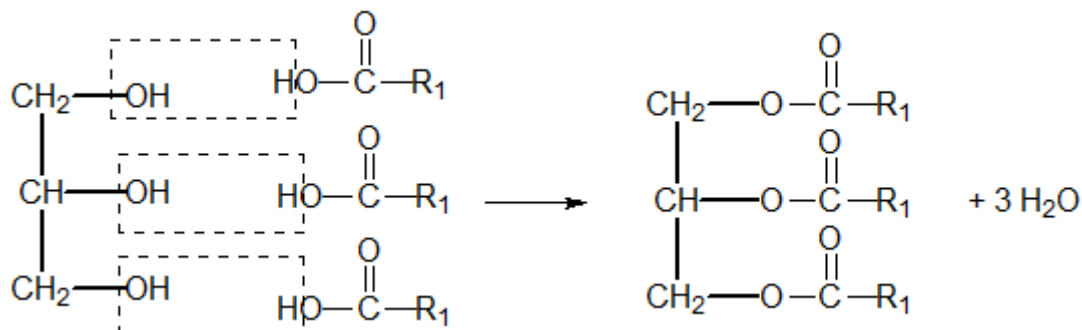
- De obtenção de triacilglicerol a partir de glicerol e ácido graxo com cadeia alquílica representa por R_1 .
- De obtenção de biodiesel a partir do triacilglicerol obtido em (a) e etanol.



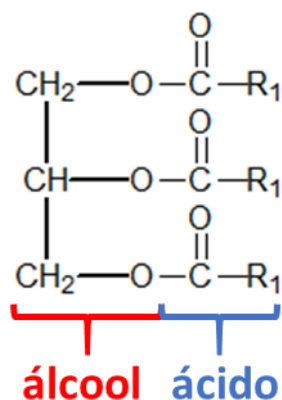
- c) Paralela e indesejada que poderia ocorrer se, na reação descrita em (b), fosse utilizado hidróxido de sódio como catalisador, tendo também a presença de água na reação.

Comentários:

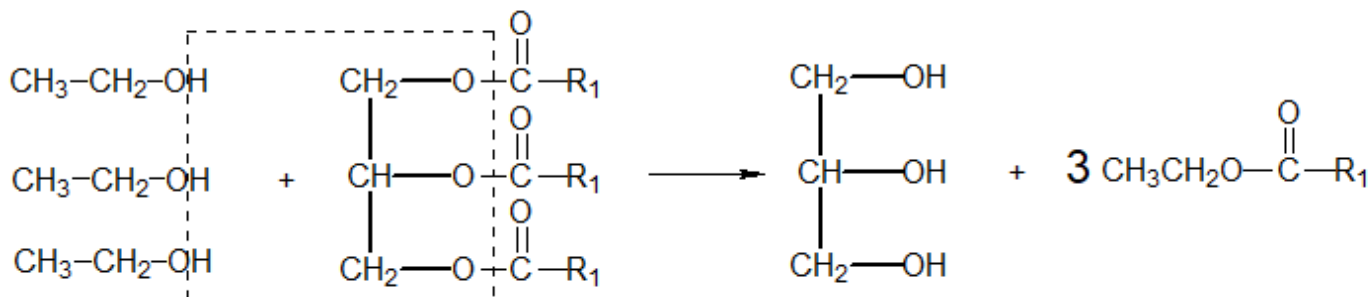
- a) Trata-se de uma esterificação de Fischer.



- b) O biodiesel é obtido pela transesterificação de óleos ou gorduras. Para entendê-la, devemos notar que o triacilglicerol é um éster, portanto, tem uma porção remanescente do álcool e uma porção remanescente do ácido.

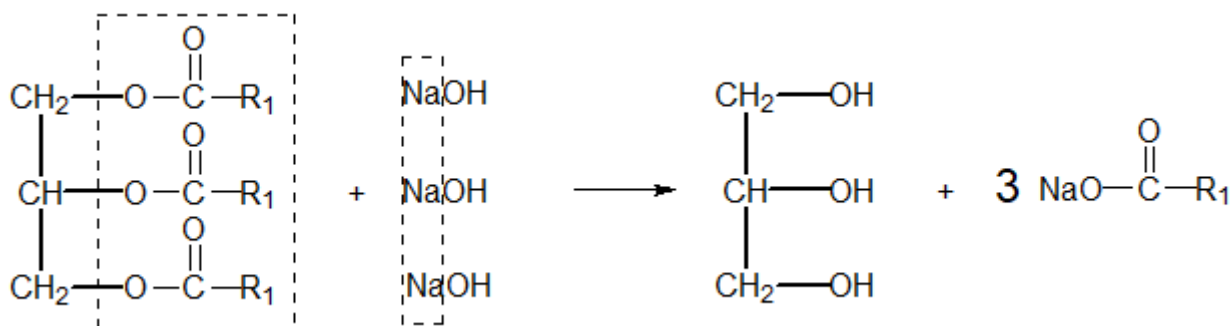


A reação do triacilglicerol com o etanol é uma transesterificação, em que o etanol toma o lugar do glicerol, produzindo um éster do etanol com o ácido graxo, que é o biodiesel.



- c) Na presença de hidróxido de sódio, a porção ácido do éster poderia reagir com o hidróxido de sódio formando um sal. É a conhecida reação de saponificação.





Gabarito: discursiva

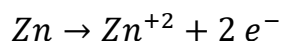
(ITA – 2020 – 2ª Fase)

Questão 4. Uma barra de zinco foi soldada a um tubo de ferro fundido para protegê-lo contra a corrosão, estando ambos enterrados no solo. Sabendo que uma corrente constante de 0,02 A escoa entre os dois, responda:

- Qual é a semirreação que ocorre na superfície da barra de zinco?
- Como a reação descrita em (a) atua para proteger o ferro contra corrosão?
- Como se chama este sistema de proteção contra a corrosão?
- Qual deve ser a massa do metal consumida em 10 anos?

Comentários:

- O zinco é um metal de potencial de redução menor que o do ferro. Logo, ele atua oxidando e sua semirreação é:



- A proteção se dá justamente porque o zinco é oxidado no lugar do ferro, funcionando como ânodo de sacrifício, formando um revestimento protetor ao Fe.
- Esse sistema é chamado de galvanização ou proteção catódica. Ademais, um nome muito utilizado para substâncias que agem como o zinco nesse contexto é o metal de sacrifício.
- Item já consagrado em provas do ITA. Calculemos, primeiramente, o equivalente em segundos à 10 anos:

$$\Delta t = 10 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60 = 315.360.000 \text{ s}$$

Contudo, temos uma corrente de 0,02 A, logo:

$$i = 2 \cdot 10^{-2} \text{ A}$$



$$Q = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 315360000 = 6.307.200 \text{ C}$$

Por outro lado:

$$Q = n_{e^-} \cdot F = n_{e^-} \cdot 96500$$

Daí:

$$96500 \cdot n_{e^-} = 6307200$$

$$n_{e^-} = \frac{6307200}{96500} = 65,36 \text{ mols}$$

Mas:

$$n_{Zn} = \frac{n_{e^-}}{2}$$

$$n_{Zn} = \frac{65,36}{2}$$

$$n_{Zn} = 32,68 \text{ mols}$$

Por fim:

$$m_{Zn} = n_{Zn} \cdot M = 32,68 \cdot 65,38 = 2136,6 \text{ g}$$

$$\therefore m_{Zn} \cong 2,14 \text{ kg}$$

Gabarito: E

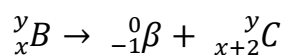
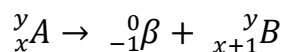
(ITA – 2020 – 1ª Fase)

Questão 05. A partir do isótopo ${}_x^y\text{A}$ ocorrem três processos sucessivos de decaimento radioativo que levam à formação do isótopo final D. A partir de ${}_x^y\text{A}$ há emissão de uma partícula beta, produzindo o nuclídeo B. Este, por sua vez, libera uma partícula beta formando o nuclídeo C. O nuclídeo D é produzido a partir de C por meio de emissão de uma partícula alfa. Escreva as equações nucleares dessas etapas, fornecendo os números de massa e atômico dos nuclídeos B, C e D em função de x e y. Esboce um gráfico da quantidade de cada nuclídeo em função do tempo até a produção de D e o consumo de todos os demais nuclídeos. Considere que a constante de velocidade é a mesma em todas as etapas.

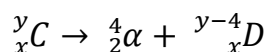


Comentários:

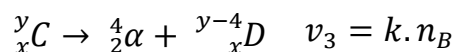
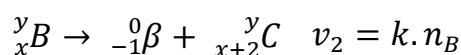
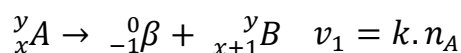
O decaimento por partícula beta provoca aumento do número atômico, mas preserva o número de massa.



A partícula alfa, por sua vez, corresponde ao núcleo do átomo de hélio, com número atômico igual a 2 e número de massa igual a 4.



Podemos escrever as velocidades de decaimento associadas a cada uma das reações.



Observe que o nuclídeo A é consumido na primeira etapa e que não é produzido em nenhuma outra. O nuclídeo B é produzido na primeira etapa e consumido na segunda. O nuclídeo C é produzido na segunda etapa e consumido na terceira. Por fim, o nuclídeo D é consumido na quarta etapa. Portanto, as taxas de variação nos seus números de mols são:

$$\frac{\Delta n_A}{\Delta t} = -k \cdot n_A$$

$$\frac{\Delta n_B}{\Delta t} = k \cdot n_A - k \cdot n_B$$

$$\frac{\Delta n_C}{\Delta t} = k \cdot n_B - k \cdot n_C$$

$$\frac{\Delta n_D}{\Delta t} = +k \cdot n_C$$

Portanto, o número de mols de A decresce exponencialmente. O número de mols de D é sempre crescente.

O nuclídeo B inicialmente terá uma alta taxa de produção. Mas, à medida que ele é produzido, sua taxa de consumo aumenta. É importante observar que o ponto de máximo no número de mols do nuclídeo B acontece em:

$$\frac{\Delta n_B}{\Delta t} = k \cdot n_A - k \cdot n_B = 0$$

$$\therefore k \cdot n_A - k \cdot n_B = 0$$

$$k \cdot n_A = k \cdot n_B$$

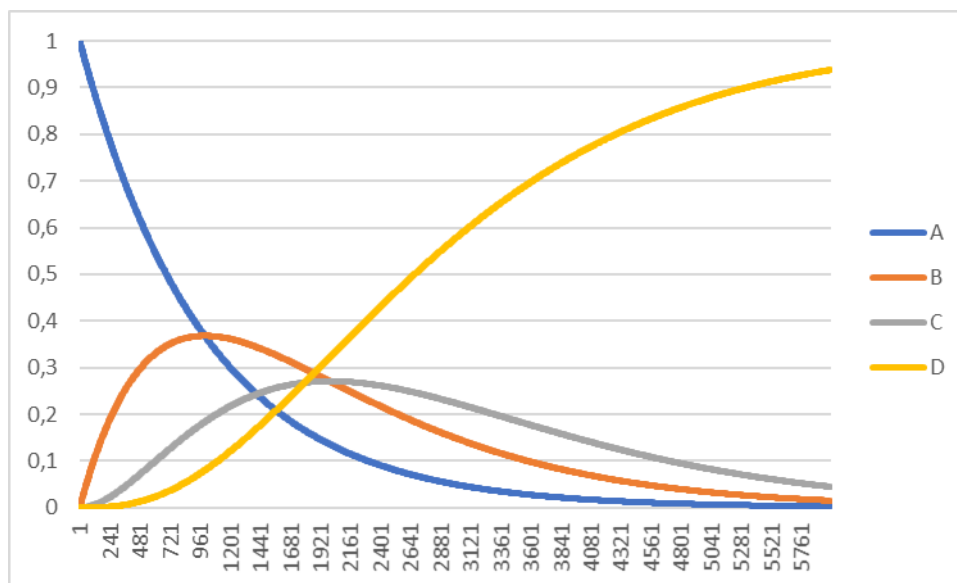
$$\therefore n_A = n_B$$



Portanto, o número de mols do nuclídeo B será máximo exatamente no ponto em que o número de mols de B se igualar ao número de mols de A. Podemos ver isso no gráfico.

A mesma situação acontecerá com C. O número de mols do nuclídeo C será máximo exatamente no ponto em que esse número se igualar ao número de mols do nuclídeo B.

Por fim, o nuclídeo D terá uma taxa de produção inicialmente muito lenta, pois haverá pouco do nuclídeo C. À medida que for aumenta a quantidade de nuclídeos C, a taxa de produção de D aumenta significativamente.



Esse gráfico foi construído com uma simulação computacional considerando $k = 1$ e variações de unidade de tempo equivalentes a $t = 0,01$.

Gabarito: discursiva

(ITA – 2020 – 2ª Fase)

Questão 6. A reação de isomerização do cis-2-buteno para formar o trans-2-buteno, que é mais estável por 4 kJ mol^{-1} , ocorre em fase gasosa em uma única etapa com energia de ativação de 264 kJ mol^{-1} . Essa reação ocorre de forma muito mais rápida quando assistida por iodo molecular em fase gasosa como catalisador. A lei de velocidade da reação catalisada é dada por:

$$\text{velocidade} = k[\text{cis} - 2 - \text{buteno}][\text{I}_2]^{1/2}$$

O mecanismo proposto para a reação catalisada é baseado em cinco etapas:

- I. As moléculas de iodo se dissociam para formar átomos de iodo com energia de dissociação igual a 75 kJ mol^{-1} ;
- II. Um dos átomos de iodo é adicionado a um dos átomos de carbono que tem ligação dupla, quebrando essa ligação para formar uma ligação simples C – C. O sistema molecular formado encontra-se 118 kJ mol^{-1} acima dos reagentes;
- III. Uma das extremidades da molécula sofre torção livre em relação à outra extremidade. A energia do sistema molecular após a torção continua a 118 kJ mol^{-1} acima dos reagentes;



IV. O átomo de iodo ligado ao carbono dissocia-se do sistema molecular intermediário e a ligação dupla é formada novamente no isômero trans. Esse processo libera 47 kJ mol^{-1} de energia;

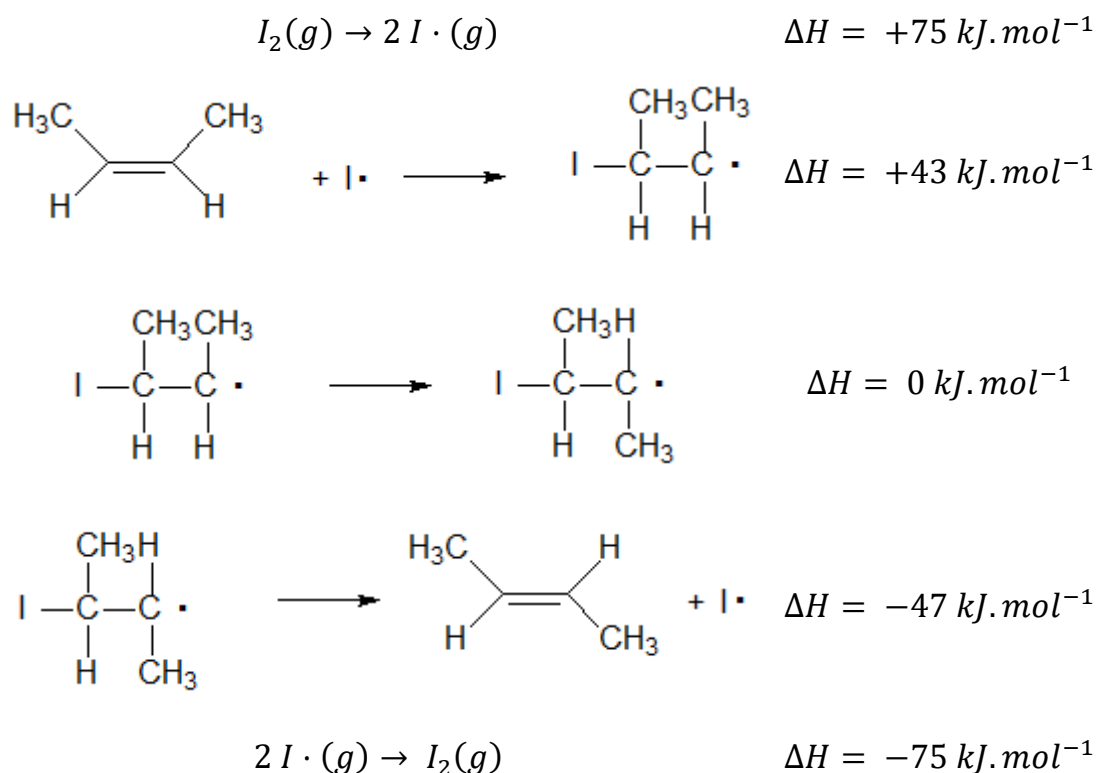
V. Os átomos de iodo se recombina para formar o iodo molecular, liberando 75 kJ mol^{-1} de energia.

Baseando nessas informações:

- Esboce em uma mesma figura os perfis de energia para a reação de isomerização do cis-2-buteno com e sem a presença de catalisador. Deixe claro, usando diferentes notações, os dois perfis e os valores das energias envolvidas;
- Escreva as reações químicas que ocorrem em cada etapa da reação catalisada para formar a reação global.

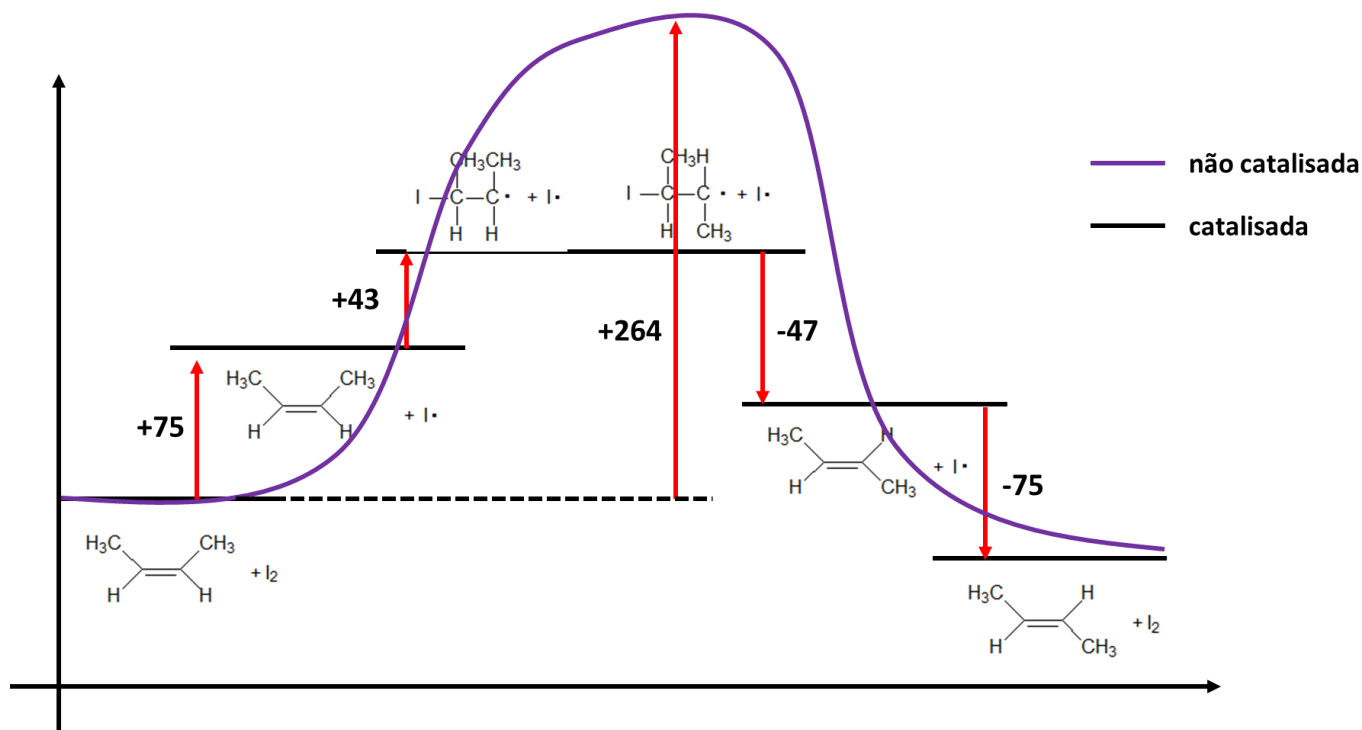
Comentários:

Vamos começar pelo item B.



Com base nessas reações, podemos traçar o perfil energético da reação catalisada. A reação não catalisada terá uma etapa única com energia de ativação igual a 264 kJ mol^{-1} .





Gabarito: discursiva

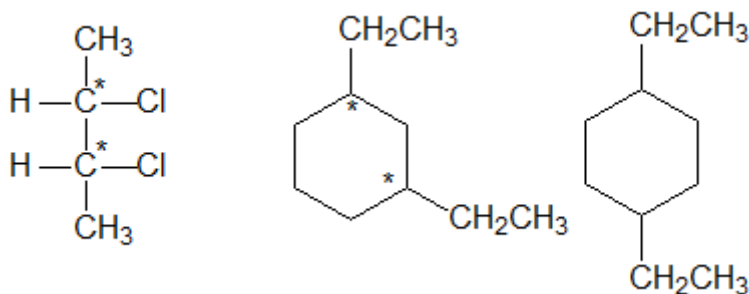
(ITA – 2020 – 2ª Fase)

Questão 7. Considere a conformação estrutural das moléculas 1,3-dietilcicloexano, 1,4-dietilcicloexano e 2,3-diclorobutano. Pedem-se:

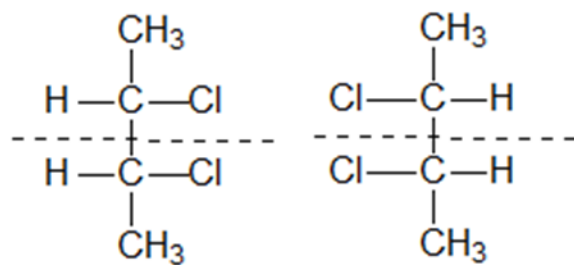
- Desenhe todas as estruturas conformacionais;
- Determine o número de centros quirais em cada molécula;
- Identifique todos os pares enantioméricos e os compostos meso, se presentes.

Comentários:

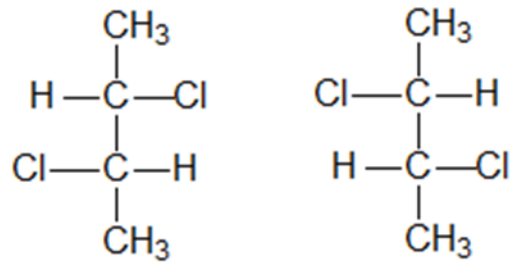
Vamos destacar os carbonos quirais presentes nas moléculas pedidas.



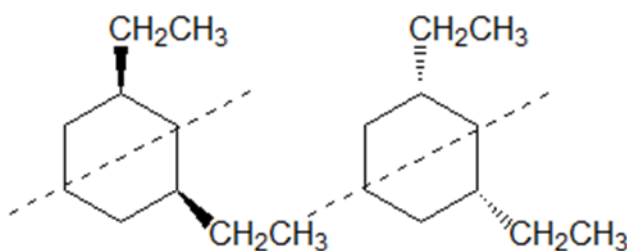
Observe que as moléculas de 2,3-diclorobutano e 1,3-dietilcicloexano apresentam dois carbonos quirais iguais. Portanto, elas apresentam um par de enantiômeros e um mesocomposto opticamente inativo. Já o 1,4-dietilcicloexano não apresenta carbono quiral. Esse composto apresenta isomeria cis-trans, mas não apresenta pares de enantiômeros.



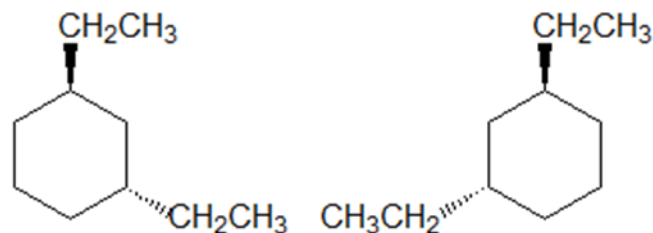
mesocomposto opticamente inativo



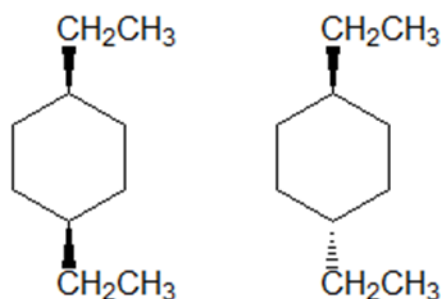
par de enantiômeros



mesocomposto opticamente inativo



par de enantiômeros



**par de diastereoisômeros
opticamente inativos**

Gabarito: discursiva

(ITA – 2020 – 2ª Fase)

Questão 8. Dicromato de potássio, enxofre e água reagem produzindo hidróxido de potássio, óxido de cromo III e dióxido de enxofre. Para oxidar 96 g de enxofre, são utilizados 50% de dicromato de potássio em excesso. Sabendo que o rendimento da reação é de 80%, determine:

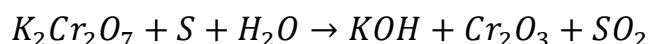
- a equação balanceada da reação química;
- a massa de dicromato de potássio utilizada;



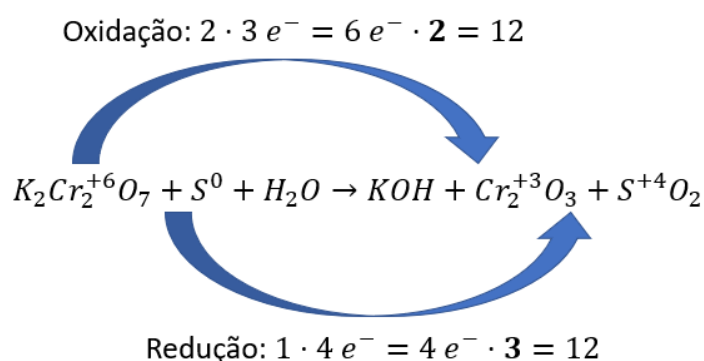
c) a massa de dióxido de enxofre produzida.

Comentários:

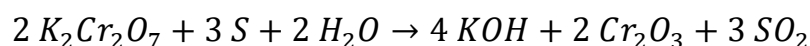
a) Para o item a, podemos escrever a equação não balanceada de acordo com os dados do enunciado:



Assim, seja a reação com o *nox* das espécies envolvidas na oxidação e na redução explicitadas, balanceando a equação pelo método da oxirredução temos:



O número em negrito é associado as respectivas espécies que oxidam e que reduzem. Desse modo, balanceando o hidróxido de potássio e a água por tentativa, chegamos a:



b) Vamos oxidar 96g de S (32g/mol), logo:

$$n_s = \frac{96}{32} = 3 \text{ mols.}$$

Da estequiometria da reação, vem:

$$\frac{n_s}{3} = \frac{n_{K_2Cr_2O_7}}{2}$$

$$n_{K_2Cr_2O_7} = 2 \text{ mols.}$$

Como preconiza o enunciado, temos que 2 mols é 50% do excesso de dicromato. Daí:

$$n_{total} = \frac{2}{0,5} = 4 \text{ mols}$$

Por fim, como $K_2Cr_2O_7$: 294,2 g/mol, temos:



$$n = \frac{m}{MM}$$

$$m = n \cdot MM$$

$$m = 4 \cdot 294,2$$

$$m = 1176,8 \text{ g de } K_2Cr_2O_7 \text{ foram utilizados}$$

- c) Para o item “c”, devemos lembrar que o rendimento da reação é de 80%. Sendo assim, como seriam formados 3 mols de SO_2 (64 g/mol) caso o rendimento fosse total, vem:

$$n_{SO_2} = 0,8 \cdot 3 = 2,4 \text{ mols de } SO_2$$

Portanto:

$$m = n \cdot MM = 2,4 \cdot 64$$

$$m = 153,6 \text{ g de } SO_2 \text{ serão formados.}$$

Gabarito: discursiva

(ITA – 2020 – 2ª Fase)

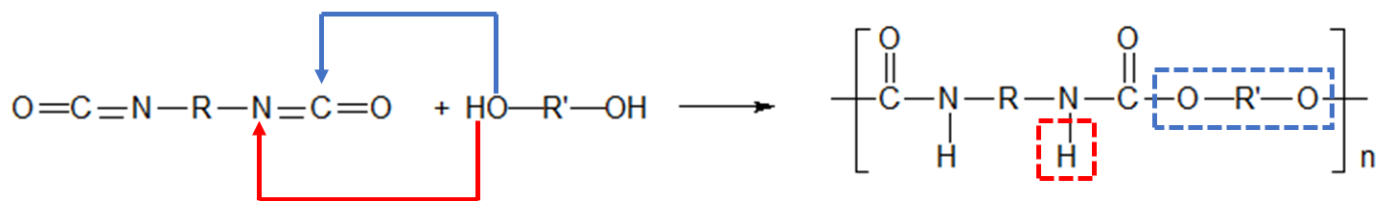
Questão 9. A produção de borrachas e espumas é comumente realizada pela síntese de poliuretanos. Para tal produção, a polimerização ocorre a partir de um poliol e um isocianato.

- Apresente a(s) reação(ões) químicas da polimerização e formação de poliuretano a partir de um diol e um diisocianato.
- A água, quando presente no meio, gera reação(ões) paralela(s) e é determinante na produção de espumas. Apresente essa(s) reação(ões).

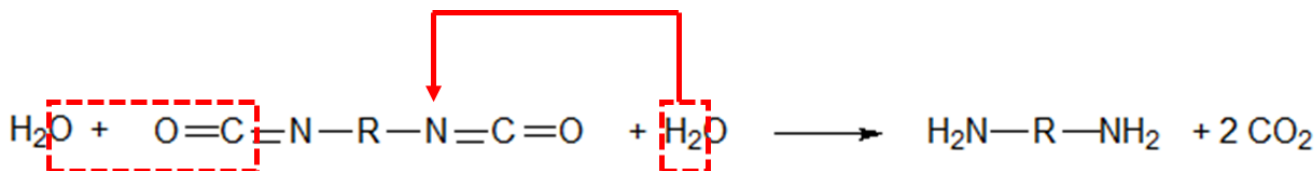
Comentários:

- A reação de polimerização entre um diol e um diisocianato é uma polimerização de condensação, porém, não há perda de molécula de água. O que acontece é que o **H** do diol se liga ao nitrogênio do isocianato e o **O** do diol se liga ao carbono, formado um interessante composto, que apresenta uma função éster e uma função amida condensadas na mesma carbonila (grupo $C=O$).





b) As reações de hidrólise de compostos nitrogenados tendem a produzir aminas.



Gabarito: discursiva

(ITA – 2020 – 1ª Fase)

Questão 10. Considere a titulação de um ácido por meio da adição de uma base. Calcule o pH inicial e o pH no ponto de equivalência e construa a curva de titulação, ou seja, o gráfico do pH em função da porcentagem de ácido neutralizado. Apresente os cálculos realizados para os três casos. Dados eventualmente necessários: $\log 2 = 0,3$; $\log 2 = 0,3$; $\sqrt{2} = 1,4$; $\log 1,4 = 0,14$.

- Ácido forte (HCl, $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$) com uma base forte (NaOH, $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$);
- Ácido forte (HCl, $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$) com uma base fraca hipotética (XOH, $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$; $K_b(\text{XOH}) = 1,0 \cdot 10^{-5}$);
- Ácido fraco hipotético (HZ, $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$; $K_a(\text{HZ}) = 1,0 \cdot 10^{-5}$) com uma base forte (NaOH, $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$).

Comentários:

Essa questão clássica trata da neutralização entre ácidos e bases fracos e fortes.

- A primeira alternativa envolve a neutralização de um ácido forte por uma base também forte. Nesse tipo de neutralização, o pH no ponto de equivalência é 7,0, pois o ácido forte reage completamente com a base forte, sendo a solução final neutra.

Para o início da reação, temos:

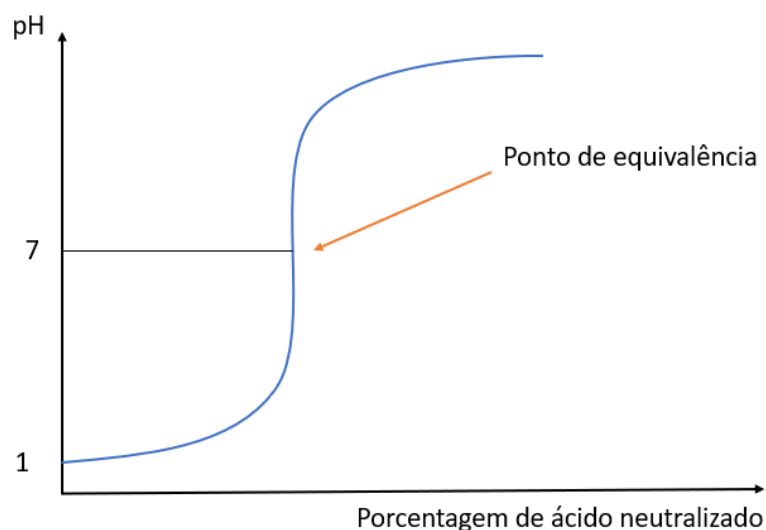


Como o ácido é forte, ioniza completamente. Portanto, $[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Logo:

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(0,1) = 1,0. \text{ Esse é o pH inicial.}$$

Com isso, podemos esboçar o gráfico para essa titulação:





- b) Nesse caso, temos no início novamente o HCl, que é um ácido forte e, portanto, ioniza-se completamente. Portanto $[H^+] = [HCl] = 0,2 \text{ mol. L}^{-1}$

$$pH = -\log([H^+]) = -\log(0,2) = 1 - \log(2) = 0,7. \text{ Esse é o pH inicial.}$$

A solução de base adicionada tem volume igual à solução de ácido. Portanto, por diluição, a concentração das espécies é reduzida pela metade. Vamos então construir a tabela de equilíbrio para a neutralização, em que:

$$[HCl] = [XOH] = 0,1 \text{ mol. L}^{-1}$$

Espécies	HCl	XOH	XCl	H ₂ O
Início	0,1	0,1	0	—
Reage	0,1	0,1	0,1	—
Forma	0,0	0,0	0,1	—

Logo, se forma 0,2 mol de sal. Como o ânion X⁻(aq) é proveniente de base fraca, devemos agora considerar a sua hidrólise ácida:

Espécies	X ⁻	H ₂ O	XOH	H ⁺
Início	0,1	—	0	0
Reage	x	—	x	x
Forma	0,1 - x	—	x	x

Note que não consideramos a quantidade de H⁺ presente na autoionização da água, pois a concentração de ácido é muito alta.



Para a hidrólise do ânion, temos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

$$\text{Logo, } K_h = \frac{[H^+][XOH]}{[X^-]} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Como 10^{-9} é um valor muito baixo, podemos considerar que a hidrólise forma muito pouco de produtos ($0,1 \gg x$). Portanto, temos:

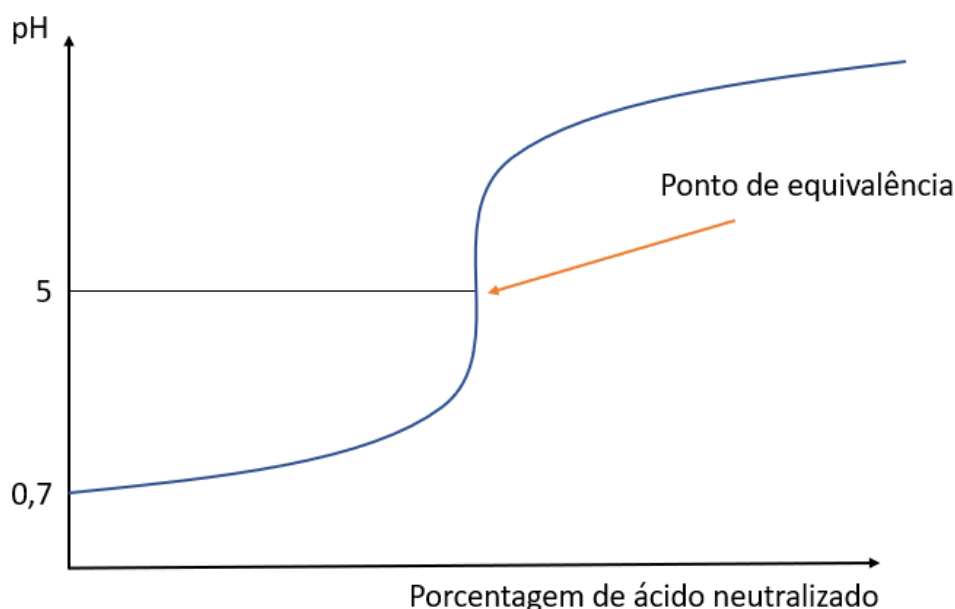
$$x^2 = 0,1 \cdot 10^{-9} = 10^{-10}$$

$$\text{Logo, } x = 10^{-5}$$

Para o pH:

$$pH = -\log([H^+]) = -\log(10^{-5}) = 5,0$$

Esse é o valor do pH no ponto de equivalência. Vamos agora esboçar o gráfico de titulação pedido:



- c) Inicialmente, temos a presença apenas do ácido fraco. Vamos escrever a tabela de equilíbrio para sua ionização:

Espécies	HZ	H^+	Z^-
Início	0,2	0	0
Reage	x	x	x
Forma	$0,2 - x$	x	x

Vamos então considerar a equação do K_a do ácido:



$$K_a = \frac{[H^+].[Z^-]}{[HZ]} = \frac{x^2}{0,2 - x} = 10^{-5}$$

Considerando que $x \ll 0,2$ (pois o ácido é fraco), temos:

$$x^2 = 0,2 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Logo, } x = \sqrt{2} \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

Portanto,

$$pH = -\log[H^+] = -\log(\sqrt{2} \cdot 10^{-3}) = 3 - \log(\sqrt{2}) = 3 - 0,14 = 2,86$$

Esse é o pH inicial.

Em seguida, o ácido reage com a base forte:

Espécies	<i>HZ</i>	<i>NaOH</i>	<i>NaZ</i>	<i>H₂O</i>
Início	0,1	0,1	0	—
Reage	0,1	0,1	0,1	—
Forma	0,0	0,0	0,1	—

Note que os valores da tabela são idênticos aos valores da tabela montada na alternativa B.

Para a hidrólise do ânion $Z^-(aq)$, temos:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

Como o valor da constante também é o mesmo da alternativa b, os resultados encontrados para $[H^+]$, na alternativa B, e $[OH^-]$, na alternativa C, terão valores exatamente iguais.

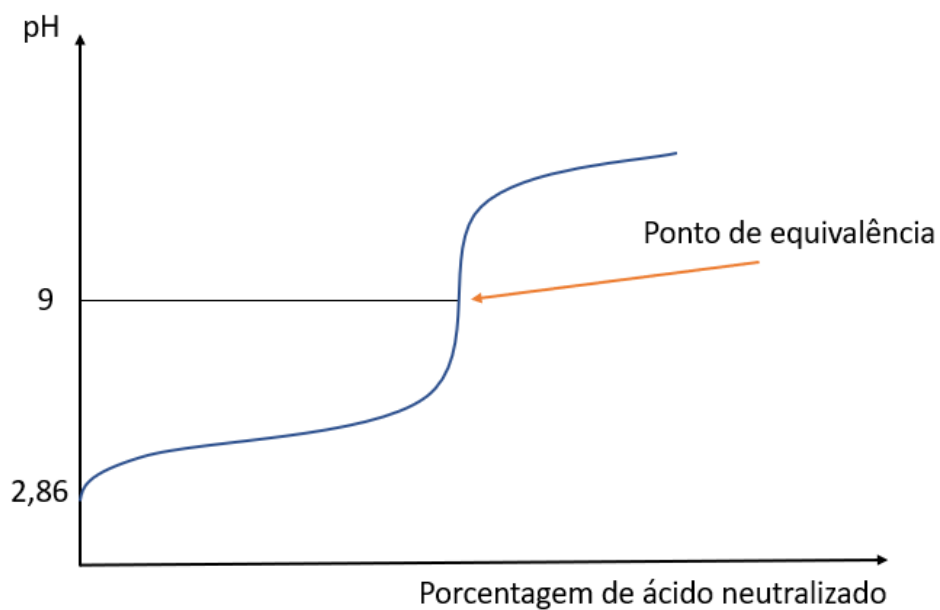
Portanto,

$$pOH = -\log([OH^-]) = 5$$

$$\text{Como } pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 9$$

Esse é o valor do pH para o ponto de equivalência da titulação. Com isso, vamos esboçar o seu gráfico:





Gabarito: discursiva

