

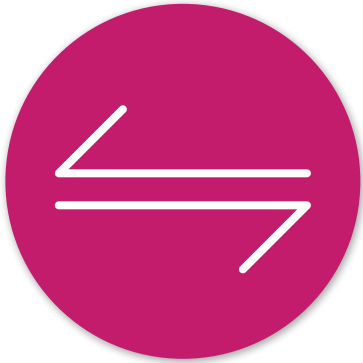


EQUILÍBRIO QUÍMICO



EXERCÍCIOS APROFUNDADOS 2020 - 2022





EQUILÍBRIO QUÍMICO

Tenha uma vida mais equilibrada com o estudo dos equilíbrios de solubilidade, ácido-base, iônicos, com os fatores que interferem nesses fenômenos.

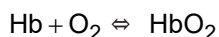
Esta subárea é composta pelos módulos:

- 1. Exercícios Aprofundados: Equilíbrio Químico**
- 2. Exercícios Aprofundados: Solubilidade**



EQUILÍBRIO QUÍMICO

1. (UEL 2017) Maratonistas percorrem distâncias de 40 km, mas dependem de uma boa oxigenação nos músculos. Se isso não ocorre, o cansaço é extremo e pode causar desmaios. A utilização do oxigênio (O_2) pelas células ocorre, inicialmente, pela combinação do O_2 com a hemoglobina do sangue (Hb), formando a oxiemoglobina (HbO_2), conforme o equilíbrio a seguir.



Esta HbO_2 é o agente de transporte do O_2 para as células dos músculos, já que o O_2 não se dissolve bem no plasma sanguíneo.

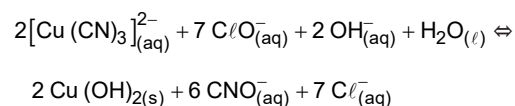
Sobre esse tema, responda aos itens a seguir.

a. Sabendo que o aumento da acidez no plasma sanguíneo favorece a dissociação da HbO_2 , explique por que, para um indivíduo que possui elevada atividade respiratória (com grande produção de CO_2), a quantidade de O_2 liberada nos tecidos é elevada.

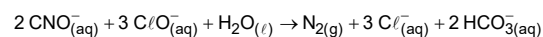
b. O desempenho de um atleta em uma maratona realizada em uma cidade com altos índices de monóxido de carbono (CO) é prejudicado. Se a constante de equilíbrio da reação entre $HbO_{2(aq)}$ e $CO_{(g)}$ é 200 e a pressão parcial de O_2 é 10 vezes maior que a de $CO_{(g)}$, determine quantas vezes a concentração de $HbCO_{(aq)}$ deve ser maior que a de $HbO_{2(aq)}$.

2. (FAC. SANTA MARCELINA 2017) Em indústrias de galvanização, os efluentes são comumente contaminados com íons metálicos provenientes das cubas eletrolíticas. Esses íons podem ser eliminados dos efluentes por precipitação, formando hidróxidos metálicos insolúveis.

A equação a seguir representa a precipitação de íons Cu^{2+} :

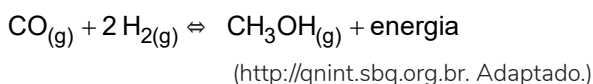


Os íons fulminato (CNO^-) produzidos na reação podem ser eliminados do efluente por adição de íons hipoclorito, conforme a equação a seguir:



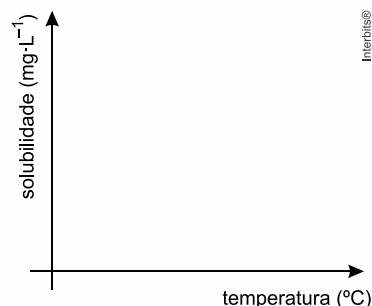
a. De acordo com o princípio de Le Chatelier, a adição de um ácido ao efluente favorecerá ou prejudicará a precipitação dos íons Cu^{2+} ? Justifique sua resposta.

b. Considerando $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, calcule o volume de gás nitrogênio produzido quando 10 mols de CNO^- são eliminados de um efluente, a 1 atm e a uma temperatura de 300 K



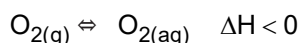
a. Escreva a expressão que representa a constante de equilíbrio (K_c) dessa reação e calcule o seu valor para um sistema em que, nas condições de equilíbrio as concentrações de metanol, monóxido de carbono e hidrogênio sejam $0,145 \text{ mol.L}^{-1}$, 1 mol.L^{-1} e $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, respectivamente.

b. Considerando o princípio de Le Chatelier, o que acontece no sistema em equilíbrio quando a pressão é aumentada? Justifique sua resposta.



b. Para uma dada temperatura, o valor da constante K_H para o oxigênio é igual a $1,25 \times 10^{-3}$ e sua solubilidade em água nessa mesma temperatura é igual a 8 mg.L^{-1} . Determine a pressão parcial do gás oxigênio, em atm, nessas condições.

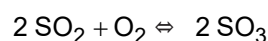
7. (USCS 2016) O equilíbrio de dissolução do gás oxigênio (massa molar 32 g.mol^{-1}) na água é descrito pela equação:



A constante de equilíbrio K_H dessa reação é definida como a relação entre a concentração em quantidade de matéria de O_2 dissolvido e a pressão parcial do oxigênio atmosférico.

a. Considere um aquário que contém água a uma temperatura de $20 \text{ }^\circ\text{C}$ no qual foi colocado um aquecedor que pode elevar a temperatura da água até $50 \text{ }^\circ\text{C}$. Esboce, utilizando o plano cartesiano presente abaixo, um gráfico que represente a concentração de O_2 dissolvido na água em função da variação de temperatura. Justifique sua resposta.

8. (USF 2016) O sistema gasoso a seguir representa um importante equilíbrio químico existente na atmosfera terrestre, especialmente em regiões bastante poluídas com emissão do dióxido de enxofre que é derivado da combustão de determinados combustíveis.



Para esse equilíbrio químico, determine

a. a expressão que representa a constante de equilíbrio para esse sistema, em função de suas concentrações molares.

b. o valor da constante de equilíbrio sabendo que a reação iniciou com 50 g de SO_2 e com quantidade suficiente de O_2 em um recipiente de $2,0 \text{ L}$ e atingiu o equilíbrio após 40% de transformação dos reagentes em produto.

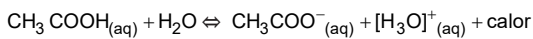
- Dados valores das massas em g.mol^{-1} : $\text{O} = 16,0$ e $\text{S} = 32,0$.

c. quais ações podem ser realizadas no sistema, considerando variações de



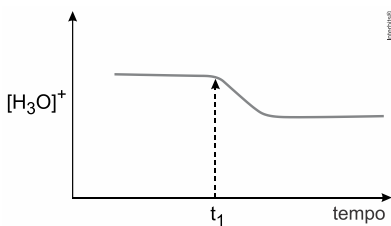
pressão e concentração, para aumentar a quantidade de produto formado.

9. (UNINOVE 2016) Em um laboratório, foi estudado o efeito de algumas variáveis sobre o seguinte sistema em equilíbrio:



O comportamento desse sistema foi estudado frente à diminuição da temperatura, à adição de HCl(aq) e à adição de H₃CCOONa(aq). O efeito dessas diferentes variáveis foi acompanhado pela medida da variação da concentração de [H₃O]⁺(aq).

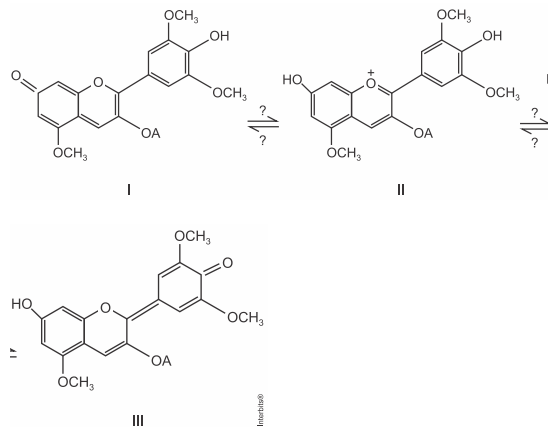
Em uma das experiências, obteve-se o seguinte gráfico:



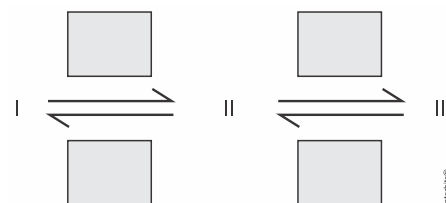
- a. Dentre as variáveis analisadas, qual a responsável pela alteração indicada no gráfico no momento t₁? Justifique a sua escolha.
- b. O que aconteceria caso um catalisador fosse inserido no sistema?

10. (UNICAMP 2016) A natureza fornece não apenas os insumos como também os subsídios necessários para transformá-los, de acordo com as necessidades do

homem. Um exemplo disso é o couro de alguns peixes, utilizado para a fabricação de calçados e bolsas, que pode ser tingido com corantes naturais, como o extraído do crajiru, uma planta arbustiva que contém o pigmento natural mostrado nos equilíbrios apresentados a seguir. Esse pigmento tem a característica de mudar de cor de acordo com o pH. Em pH baixo, ele tem a coloração vermelha intensa, que passa a violeta à medida que o pH aumenta.



a. Complete o desenho no espaço abaixo, preenchendo os retângulos vazios com os símbolos H⁺ ou OH⁻ de modo a contemplar os aspectos de equilíbrio ácido-base em meio aquoso, de acordo com as informações químicas contidas na figura acima.



b. Dentre as espécies I, II e III, identifique aquela(s) presente(s) no pigmento com coloração violeta e justifique sua escolha em termos de equilíbrio químico.



11. (UEM 2015) Assinale o que for **correto**.

01. O valor da constante de equilíbrio para uma reação, em uma dada temperatura, não depende das concentrações iniciais de reagentes e de produtos.

02. Aquecendo-se 1 mol de trióxido de enxofre em um recipiente fechado com capacidade de 5 litros, observou-se que esta substância apresentava-se 60% dissociada após o sistema ter atingido o equilíbrio. Utilizando-se dessas informações, infere-se que o grau de equilíbrio é 0,6.

04. Considere a seguinte reação balanceada: $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$, a qual apresenta uma constante de equilíbrio igual a $9,9 \cdot 10^{25}$. A partir do valor da constante de equilíbrio é possível afirmar que na situação de equilíbrio químico, há muito mais reagente do que produto.

08. A função de um catalisador é atuar diminuindo a energia de ativação de uma dada reação. A diminuição dessa energia de ativação significa que o equilíbrio da reação se desloca para a maior formação de produtos.

16. Para a reação abaixo é necessário trabalhar em temperaturas elevadas para que haja uma grande produção de alumina.



12. (UEM 2015) A respeito de equilíbrio químico e equilíbrio iônico, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).

01. Quanto maior for o valor da constante de equilíbrio de uma reação, maior será a velocidade dessa reação no sentido direto comparada à velocidade no sentido inverso.

02. O pOH de uma solução 0,001 mol/

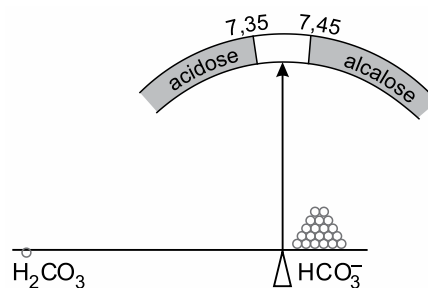
litro de um ácido que possui constante de ionização igual a 10% é igual a 10.

04. O cianeto de potássio é um sal que, em meio aquoso, pode sofrer uma hidrólise básica e, portanto, originar uma solução aquosa básica.

08. Sob pressão constante, o rendimento da produção de HCl(g) em uma reação exotérmica partindo-se de $\text{H}_2(g)$ e $\text{Cl}_2(g)$ pode ser aumentado a partir da elevação da temperatura do sistema.

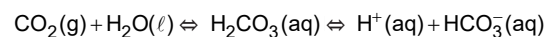
16. Em uma reação em equilíbrio hipotética que contém A(aq) e D(aq) como reagentes e E(aq) como produto, um aumento da concentração de D(aq), mantendo-se a pressão e a temperatura constantes, provoca uma elevação no valor da constante de equilíbrio, pois há um aumento da concentração do produto E(aq).

13. (UNIFESP 2015) Um esquema com a escala de pH do nosso sangue está representado na figura. O pH do sangue é mantido por volta de 7,4, devido à ação de vários tampões, que impedem a acidose e a alcalose.



(David A. Ucko. *Química para as ciências da saúde*, 1992.)

O principal tampão do plasma sanguíneo consiste de ácido carbônico e íon hidrogenocarbonato. A equação que representa o equilíbrio é:

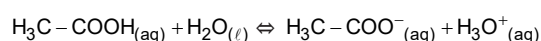




a. Quando uma pessoa prende a respiração por alguns segundos, há uma variação no pH do seu sangue. Nessa situação, ocorre alcalose ou acidose? Com base no equilíbrio reacional, justifique sua resposta.

b. Explique como a presença de uma substância básica no sangue altera a concentração de íons hidrogenocarbonato. Represente a fórmula estrutural deste íon.

14. (UEM 2015) Para solução aquosa de ácido acético $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, são dados abaixo o equilíbrio de ionização e as devidas aproximações matemáticas (igualdades) necessárias para cálculos de concentração das espécies envolvidas no equilíbrio. Com base nessas informações, assinale o que for correto.



$$K_a \text{ a } 25^\circ\text{C} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{C}-\text{OO}^-] \quad (1)$$

$$[\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}] = 0,10 - [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (2)$$

01. Utilizando as aproximações (1) e (2) na expressão da constante de equilíbrio, tem-se que $K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / (0,10 - [\text{H}_3\text{O}^+])$ e a concentração de íons hidrônio $[\text{H}_3\text{O}^+]$ poderia ser calculada por uma equação polinomial de 2º grau.

02. O pH dessa solução é 1.

04. Se a concentração de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, em solução, estiver em $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$, o grau de ionização dessa solução de ácido acético estará em 1,34%.

08. O ácido acético é produto da oxidação do etanol.

16. Adicionando-se 100 mL de água a essa solução, a quantidade de íons acetato (em mols) vai diminuir.

15. (IFSC 2014) Quando queimamos um palito de fósforo ou uma folha de papel, a reação ocorre completamente, ou seja, até que um dos reagentes seja totalmente consumido.

Em outras reações, no entanto, não ocorre o consumo total de nenhum reagente, isso porque a reação pode acontecer nos dois sentidos:

Reagentes \rightleftharpoons Produtos

Com base no texto acima, assinale a soma da(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01. A reação citada no primeiro parágrafo do texto indica uma reação do tipo irreversível.

02. No caso da equação química genérica apresentada, se as velocidades da reação direta e inversa forem iguais estabelece-se um equilíbrio químico.

04. Uma vez estabelecido o equilíbrio químico, não há como alterar as velocidades das reações direta ou inversa.

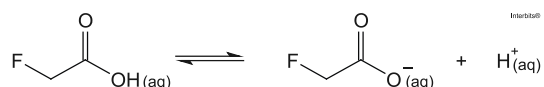
08. A constante de equilíbrio de uma reação química é calculada pela relação entre as concentrações de produtos e reagentes no momento do equilíbrio, elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos.

16. Uma constante de equilíbrio alta indica que a reação inversa prevalece sobre a direta.

32. O equilíbrio pode ser deslocado no sentido do consumo dos produtos se aumentarmos a concentração dos reagentes.



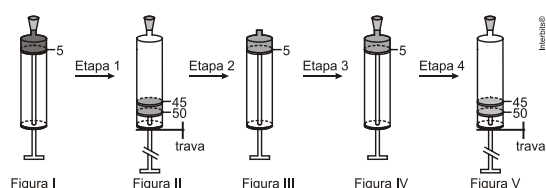
16. (UERJ 2014) A ionização do ácido fluoretanoico é representada pela seguinte equação química:



Considere uma solução aquosa com concentração desse ácido igual a $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e grau de ionização de 20%.

Calcule o pH desta solução e a constante de equilíbrio da reação de ionização.

17. (FUVEST 2014) Algumas gotas de um indicador de pH foram adicionadas a uma solução aquosa saturada de CO_2 , a qual ficou vermelha. Dessa solução, 5 mL foram transferidos para uma seringa, cuja extremidade foi vedada com uma tampa (Figura I). Em seguida, o êmbolo da seringa foi puxado até a marca de 50 mL e travado nessa posição, observando-se liberação de muitas bolhas dentro da seringa e mudança da cor da solução para laranja (Figura II). A tampa e a trava foram então removidas, e o êmbolo foi empurrado de modo a expulsar totalmente a fase gasosa, mas não o líquido (Figura III). Finalmente, a tampa foi recolocada na extremidade da seringa (Figura IV) e o êmbolo foi novamente puxado para a marca de 50 mL e travado (Figura V). Observou-se, nessa situação, a liberação de poucas bolhas, e a solução ficou amarela. Considere que a temperatura do sistema permaneceu constante ao longo de todo o experimento.



a. Explique, incluindo em sua resposta as equações químicas adequadas, por que a solução aquosa inicial, saturada de CO_2 , ficou vermelha na presença do indicador de pH.

b. Por que a coloração da solução mudou de vermelho para laranja ao final da Etapa 1?

c. A pressão da fase gasosa no interior da seringa, nas situações ilustradas pelas figuras II e V, é a mesma? Justifique.

Dados:														
pH	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0	7,5
Cor da solução contendo o indicador de pH	vermelho					laranja			amarelo					

18. (UEM 2014) A uma determinada temperatura, foram colocados, em um recipiente fechado de capacidade 5 litros, 2 mols de $\text{N}_{2(\text{g})}$ e 4 mols de $\text{H}_{2(\text{g})}$. Após certo tempo, verificou-se que o sistema havia entrado em equilíbrio e que havia se formado 1,5 mol de $\text{NH}_{3(\text{g})}$. Com relação a esse experimento, assinale o que for **correto**.

01. A constante de equilíbrio K_C é aproximadamente $0,34 \text{ (mol/litro)}^{-2}$.

02. Se dobrarmos os valores das quantidades iniciais (em mols) dos gases $\text{N}_{2(\text{g})}$ e $\text{H}_{2(\text{g})}$, a constante de equilíbrio também dobra de valor.

04. No equilíbrio, restou 1,75 mol de $\text{H}_{2(\text{g})}$.

08. A concentração em quantidade de matéria do $\text{N}_{2(\text{g})}$, no equilíbrio, é $0,25 \text{ mol/litro}$.

16. O grau de equilíbrio de reação em relação ao gás nitrogênio é 37,5 %.



19. (Unesp 2013) Leia a notícia publicada em janeiro de 2013.

China volta a registrar níveis alarmantes de poluição atmosférica

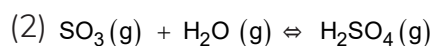
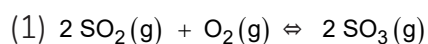
Névoa voltou a encobrir céu de cidades chinesas, como a capital Pequim.

Governo chinês emitiu alerta à população para os próximos dias.

(g1.globo.com)

O carvão mineral é a principal fonte de poluição do ar na China. Diariamente, o país queima milhões de toneladas de carvão para produzir energia elétrica, aquecer as casas e preparar alimentos. Além do carvão, o aumento do número de carros movidos a gasolina tem papel significativo no agravamento da poluição atmosférica.

Entre as substâncias que poluem o ar da China estão o SO_2 e compostos relacionados. Considere as equações seguintes:



Escreva a equação química que expressa a constante de equilíbrio para a reação (1). Sabendo que uma usina de geração de energia elétrica movida a carvão liberou SO_2 suficiente para formar 1 kg de SO_3 e considerando a reação (2), calcule a massa de H_2SO_4 , em g, que se forma quando há vapor de água suficiente para reagir completamente com a quantidade de SO_3 liberada pela usina.

20. (UEPG 2013) NH_3 , O_2 , NO e H_2O encontram-se misturados em um meio

reacional em equilíbrio, que pode ser expresso pela equação:



Mantendo-se a temperatura e o volume constantes, e considerando-se alterações que podem ocorrer neste equilíbrio e os possíveis efeitos, assinale o que for correto.

01. A adição de NO não provoca mudança na quantidade H_2O no meio reacional.

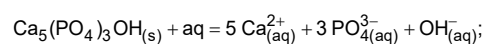
02. A adição de NO provoca um aumento na concentração de O_2 .

04. A remoção de O_2 provoca um aumento na concentração de NH_3 .

08. A adição de NH_3 faz com que haja um aumento no valor da constante de equilíbrio da reação, K_c .

16. A remoção de NO provoca uma diminuição na concentração de NH_3 .

21. (Unicamp 2019) A fermentação de alimentos ricos em açúcares é um processo prejudicial à saúde bucal, pois promove um ataque químico ao esmalte dos dentes. A parte inorgânica dos dentes é formada por uma substância chamada hidroxiapatita, que, em um ambiente bucal saudável, apresenta baixa solubilidade. Essa solubilidade pode ser equacionada da seguinte forma:



$$K_{ps} = 1,8 \times 10^{-58}.$$

a. Algumas características da saliva se alteram na presença de alimentos. Considerando que o prejuízo aos dentes causado pela ingestão de diferentes fontes de açúcar obedece à ordem cana > frutas > mel, preencha com as palavras **cana**, **frutas** e **mel** a tabela abaixo e explique em que se baseou a sua escolha.



para o cultivo do tomate, por exemplo, apresenta as seguintes concentrações de macronutrientes:

Substância	Concentração (mmol/L)
KNO_3	1,00
MgSO_4	0,11
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	0,39
$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	0,26

(Maria C. L. Braccini et al. Semina: Ciências agrárias, março de 1999.)

Durante o desenvolvimento das plantas, é necessário um rígido controle da condutividade elétrica da solução nutritiva, cuja queda indica diminuição da concentração de nutrientes. É também necessário o controle do pH dessa solução que, para a maioria dos vegetais, deve estar na faixa de 5,0 a 6,5.

- Por que a solução nutritiva para o cultivo hidropônico de tomate é condutora de eletricidade? Calcule a quantidade, em mmol, do elemento nitrogênio presente em 1,0 L dessa solução.
- Considere que 1,0 L de uma solução nutritiva a 25 °C, inicialmente com pH = 6,0, tenha, em um controle posterior, apresentado o valor mínimo tolerável de pH = 4,0. Nessa situação, quantas vezes variou a concentração de íons $\text{H}^+_{(aq)}$? Sabendo que o produto iônico da água, K_w , a 25 °C, é igual a $1,0 \times 10^{-14}$, calcule as quantidades, em mol, de íons $\text{OH}^-_{(aq)}$ presentes, respectivamente, na solução inicial e na solução final.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Molécula-chave da vida é “vista” por radiotelescópio. A partir de observações feitas pelo Alma, o maior radiotelescópio do mundo, dois grupos internacionais de cientistas detectaram mais uma vez, no espaço, moléculas pré-bióticas – um dos ingredientes necessários para a existência de vida. Desta vez, os astrônomos observaram a presença do composto isocianato de metila em imensas nuvens de poeira. O isocianato de metila tem estrutura semelhante à unidade fundamental das proteínas.

O isocianato de metila pode ser considerado derivado do ácido isociânico, de fórmula HNCO.

(Fonte: <<http://ciencia.estadao.com.br>>. Adaptado.)

25. (UFPR 2018) O ácido isociânico (HNCO) é um isômero do ácido cianico (HOCN). Ambos são considerados ácidos fracos e possuem o mesmo valor de $pK_a = 3,5$ e constante ácida $K_a = 3,2 \times 10^{-4}$.

- Escreva a equação balanceada da reação de neutralização do ácido isociânico por hidróxido de potássio (KOH), incluindo os estados físicos das espécies.
- Escreva a equação balanceada de equilíbrio da reação de ionização do ácido isociânico em água, incluindo os estados físicos das espécies.
- Considere uma solução aquosa 1 mol . L⁻¹ de ácido isociânico. Monte um esquema indicando as concentrações das espécies na situação imediata após dissolução do ácido e na situação de equilíbrio ácido-base conjugada.
- Calcule a concentração de íons H_3O^+ na condição de equilíbrio estabelecido do item anterior. Mostre os cálculos.

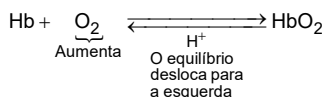
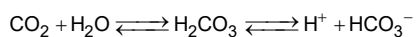
Dados: $\sqrt{3,2} = 1,8$



GABARITO

1.

a. De acordo com o texto, o aumento da acidez no plasma sanguíneo favorece a dissociação da HbO_2 . Então:



Como em meio ácido o equilíbrio desloca para a esquerda, a quantidade de O_2 liberada nos tecidos aumenta.

b. A partir da equação de estado de um gás, vem:

$$p_{\text{gás}} \times V = n_{\text{Gás}} \times R \times T \Rightarrow p_{\text{gás}} = \frac{n_{\text{Gás}} \times R \times T}{V}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \times R \times T}{V} \Rightarrow [\text{O}_2] = \frac{p_{\text{O}_2}}{R \times T}$$

$$p_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}} \times R \times T}{V} \Rightarrow [\text{CO}] = \frac{p_{\text{CO}}}{R \times T}$$

$$p_{\text{O}_2} = 10 \times p_{\text{CO}} \Rightarrow \frac{p_{\text{O}_2}}{R \times T} = 10 \times \frac{p_{\text{CO}}}{R \times T} \Rightarrow [\text{O}_2] = 10 \times [\text{CO}]$$



$$K = \frac{[\text{HbCO}] \times [\text{O}_2]}{[\text{HbO}_2] \times [\text{CO}]}$$

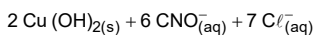
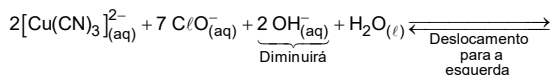
$$200 = \frac{[\text{HbCO}] \times 10 \times [\text{CO}]}{[\text{HbO}_2] \times [\text{CO}]}$$

$$\frac{[\text{HbCO}]}{[\text{HbO}_2]} = \frac{200}{10}$$

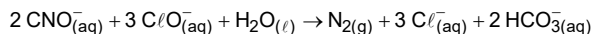
$$\frac{[\text{HbCO}]}{[\text{HbO}_2]} = 20 \Rightarrow [\text{HbCO}] = 20 \times [\text{HbO}_2]$$

2.

a. A adição de um ácido (H^+) consumirá os ânions OH^- e o equilíbrio será deslocado para a esquerda, prejudicando a precipitação dos íons Cu^{2+} na forma de $\text{Cu}(\text{OH})_2$:



b. Cálculo do volume de gás nitrogênio produzido:



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

$$10 \text{ mol} \text{ ————— } 5 \text{ mol}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

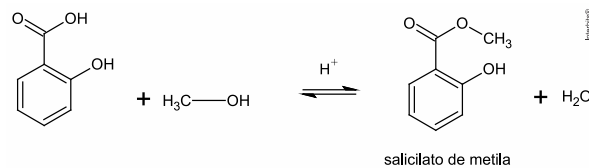
$$1 \times V_{\text{N}_2} = 5 \times 0,082 \times 300$$

$$V_{\text{N}_2} = (5 \times 0,082 \times 300) \text{ L}$$

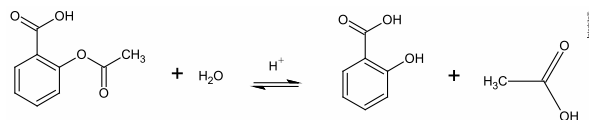
$$V_{\text{N}_2} = 123 \text{ L}$$

3.

a. Reação de formação do salicilato de metila formado a partir da esterificação em meio ácido do ácido 2-hidroxibenzoico com metanol:

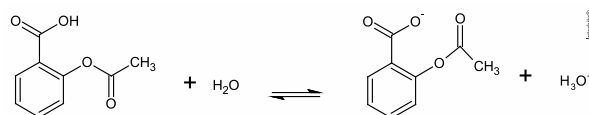


b. Reação de hidrólise do AAS em meio ácido:



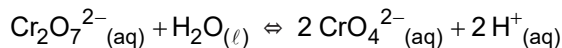
c. As formas de se deslocar o equilíbrio a fim de aumentar a síntese de salicilato de metila são: aumentar as concentrações de reagentes ou retirar produtos da reação.

d. Reação de dissociação do AAS:

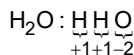
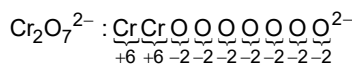


4.

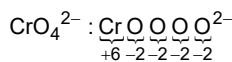
a. Não ocorre oxirredução, pois não há variação de Nox.



Reagentes (direta):

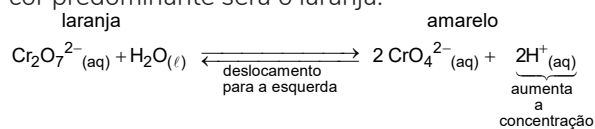


Produtos (direta):





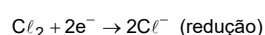
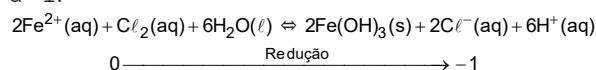
b. A adição de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ a essa solução desloca o equilíbrio para a esquerda, conseqüentemente, a cor predominante será o laranja.



5.

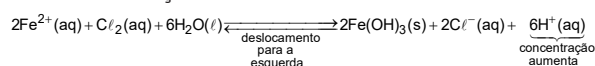
a. O agente oxidante do processo: Cl_2 .

Justificativa: seu número de oxidação diminui de 0 a -1.



b. Solução de uso doméstico que pode ser utilizada na remoção de manchas de ferrugem das roupas: vinagre.

Com base no equilíbrio apresentado ocorre deslocamento para a esquerda devido à elevação da concentração de cátions H^+ :



6.

a. Teremos:

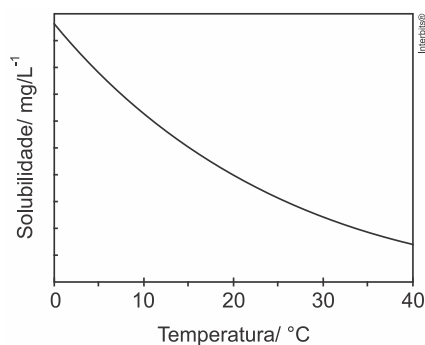
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]^2}$$

$$K_c = \frac{(0,145)}{(1) \cdot (0,1)^2} = 14,5$$

b. O sistema será deslocado no sentido de menor volume molar, nesse caso, no sentido de formação de produto.

7.

a. Observe o gráfico a seguir:



b. Teremos:

$$1 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ — } 32 \text{ g}$$

$$x \text{ mol — } 8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$x = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$K_H = \frac{[\text{O}_2(\text{aq})]}{p\text{O}_2(\text{g})}$$

$$1,25 \cdot 10^{-3} = \frac{[2,5 \cdot 10^{-4}]}{p\text{O}_2(\text{g})}$$

$$p\text{O}_2(\text{aq}) = 0,2 \text{ atm}$$

8.

a. Teremos: $K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$

b. Observe a tabela a seguir:

	2SO_2	O_2	2SO_3
nº de mols no início	50g ou 0,78 mol	0,39 mol	ZERO
nº de mols que reage	0,312 mol	0,156 mol	0,312 mol
nº de mols que permanece	$(0,78 - 0,312) = 0,468$	$(0,39 - 0,156) = 0,234$	0,312 mol
conc. em mol no equilíbrio	$0,468/2 = 0,234 \text{ mol}$	$0,234/2 = 0,117 \text{ mol}$	$0,312/2 = 0,156 \text{ mol}$

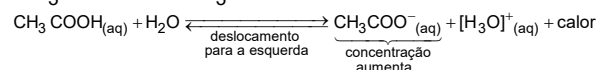
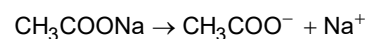
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} \therefore K_c = \frac{(0,156)^2}{(0,234)^2 \cdot (0,117)} = 3,79$$

c. Pressão: ao aumentarmos a pressão o sistema irá se deslocar para o lado de menor volume, sendo assim, irá aumentar o rendimento do produto.

Concentração: adicionar reagente, que fará com que o equilíbrio se desloque no sentido de formação de produto, ou retirar produto, onde o sistema trabalha no sentido de formar mais produtos, tentando reestabelecer o equilíbrio.

9.

a. Variável responsável pela alteração indicada no gráfico no momento t_1 : adição de $\text{H}_3\text{CCOONa}_{(\text{aq})}$, pois a ionização deste sal produz ânion acetato que desloca o equilíbrio para a esquerda e, conseqüentemente, a concentração de H_3O^+ diminui.

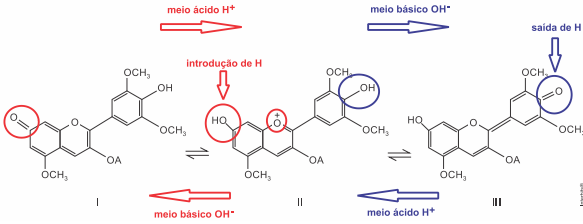


b. Caso um catalisador fosse inserido no sistema o equilíbrio seria alcançado mais rapidamente, pois tanto a velocidade da reação direta como da inversa aumentaria.

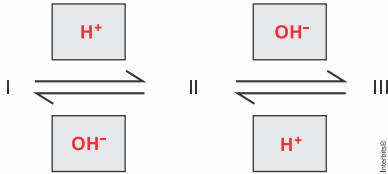


10.

a. A partir da análise do esquema reacional fornecido, vem:



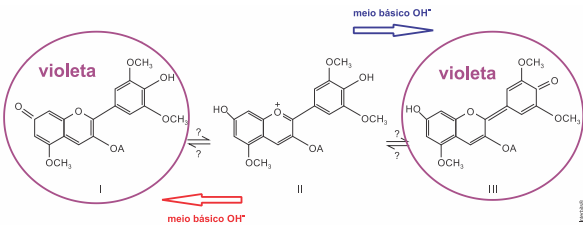
Conclusão:



b. A coloração passa a violeta à medida que o pH aumenta, ou seja, em que a concentração de cátions H^+ diminui, o que implica num meio básico (OH^-).

De acordo com o esquema fornecido o pH diminui com a formação da espécie II, logo é maior na espécie I e também aumenta com a formação da espécie III.

Conclusão: a espécie I e III estão presentes no pigmento com coloração violeta.



11. $01 + 02 = 03$.

[01] Correta.

O valor da constante de equilíbrio para uma reação, em uma dada temperatura, não depende das concentrações iniciais de reagentes e de produtos, mas sim das concentrações atingidas quando a velocidade da reação direta se iguala à velocidade da reação inversa.

[02] Correta.

Aquecendo-se 1 mol de trióxido de enxofre em um recipiente fechado com capacidade de 5 litros observou-se que esta substância apresentava-se 60% dissociada após o sistema ter atingido o equilíbrio. Utilizando-se dessas informações, infere-se que o grau de equilíbrio (α) é 0,6, ou seja:

$$\alpha = 60\% = \frac{60}{100} = 0,6.$$

[04] Incorreta.

Considere a seguinte reação balanceada: $2 SO_2(g) + 1 O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$, a qual apresenta uma constante de equilíbrio igual a $9,9 \cdot 10^{+25}$. A partir do valor da constante de equilíbrio é possível afirmar que na situação de equilíbrio químico, há muito mais produto do que reagente.

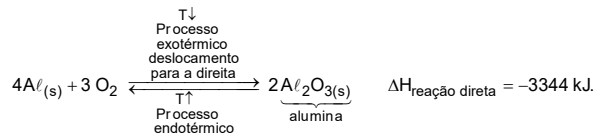
$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]^1}$$

[08] Incorreta.

A função de um catalisador é atuar diminuindo a energia de ativação de uma dada reação. A diminuição dessa energia de ativação significa que o equilíbrio da reação será atingido mais rapidamente, porém não será deslocado.

[16] Incorreta.

Para a reação abaixo é necessário trabalhar em temperaturas baixas para que haja uma grande produção de alumina.



12. 04.

01. Quanto maior for o valor da constante de equilíbrio de uma reação, maior será a velocidade dessa reação no sentido inverso comparada à velocidade no sentido direto.

02. O pOH de uma solução 0001 mol/litro de um ácido que possui constante de ionização igual a 10% é igual a 10.

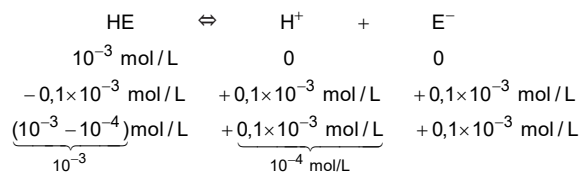
Supondo um ácido monoprótico (a questão não especifica isto):

$$[HE] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = 10\% = 0,1 = 10^{-1}$$

$$K_i = (10^{-1})^2 \times 10^{-3} = 10^{-5}$$

ou



$$K_i = \frac{[H^+][E^-]}{[HE]} = \frac{(0,1 \times 10^{-3}) \times (0,1 \times 10^{-3})}{10^{-3}} = 10^{-5}$$

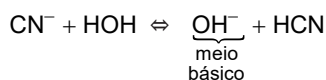
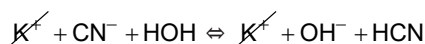
$$[H^+] = 0,1 \times 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{-10} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = 10$$



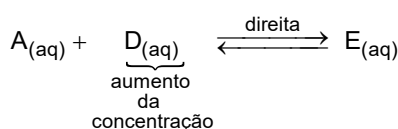
04. O cianeto de potássio é um sal que, em meio aquoso, pode sofrer uma hidrólise básica e, portanto, originar uma solução aquosa básica.

KCN (cianeto de potássio):



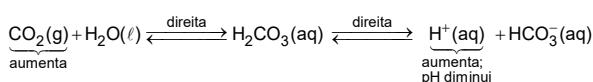
08. Sob pressão constante, o rendimento da produção de $HC\ell(g)$ em uma reação exotérmica partindo-se de $H_2(g)$ e $Cl_2(g)$ pode ser aumentado a partir da diminuição da temperatura do sistema.

16. Em uma reação em equilíbrio hipotética que contém $A_{(aq)}$ e $D_{(aq)}$ como reagentes e $E_{(aq)}$ como produto, um aumento da concentração de $D_{(aq)}$, mantendo-se a pressão e a temperatura constantes, provoca o deslocamento do equilíbrio para a direita, porém o valor da constante de equilíbrio não sofre alteração.



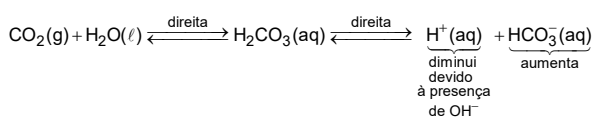
13.

a. Quando uma pessoa prende a respiração ocorre aumento na concentração de gás carbônico (CO_2). O equilíbrio desloca para a direita.

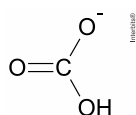


O pH do sangue diminui e ocorre acidose.

b. Com a adição de uma substância básica o equilíbrio desloca para a direita devido ao consumo de cátions H^+ . Consequentemente a concentração de ânions HCO_3^- no sangue aumenta.

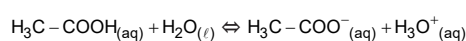


Fórmula estrutural do ânion HCO_3^- :



14. $01 + 04 + 08 = 13$.

[01] Correta.



$$K_a = \frac{[H_3C-COO^{-}] \cdot [H_3O^{+}]}{[H_3C-COOH]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^{+}]^2}{0,1 - [H_3O^{+}]}, \quad K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

Desenvolvendo a equação, teremos:

Adotando $[H_3O^{+}] = x$

$$1,85 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x}$$

Desenvolvendo, teremos a equação polinomial:

$$x^2 + 1,85 \cdot 10^{-5}x - 1,85 \cdot 10^{-6} = 0$$

[02] Incorreta.

Calculando o valor da $[H_3O^{+}]$:

$$x^2 + 1,85 \cdot 10^{-5}x - 1,85 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$\Delta = (1,85 \cdot 10^{-5})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-1,85 \cdot 10^{-6})$$

$$\Delta = 7,2 \cdot 10^{-6}$$

$$\frac{-1,85 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{7,2 \cdot 10^{-6}}}{2}$$

$$x_1 = 1,35 \cdot 10^{-3}$$

$$x_2 = -1,33 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = -\log [H_3O^{+}]$$

$$pH = -\log 1,35 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = 3 - 0,13$$

$$pH = 2,87$$

[04] Correta.

Para ácido fraco, a constante de ionização é:

$$K_i = \alpha^2 \cdot M$$

Dado que $[H_3O^{+}] = 1,34 \cdot 10^{-3}$

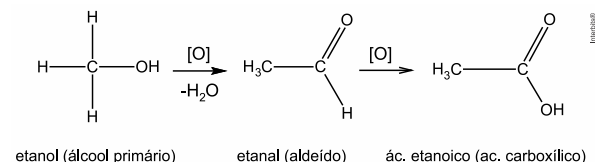
$$K_i = \frac{[1,34 \cdot 10^{-3}]^2}{0,10 - 1,34 \cdot 10^{-3}} = 1,82 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha^2 = \frac{1,82 \cdot 10^{-5}}{0,10} = 0,0135$$

$$\alpha^2 = 1,35\%$$

[08] Correta.

O ácido acético é o resultado da oxidação do etanol:



[16] Incorreta.

A quantidade em mols de íons acetato é a mesma não importa o volume da solução. Somente a concentração vai diminuindo à medida que se aumenta o volume de água.



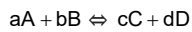
15. $01 + 02 + 08 = 11$.

[01] Correta. Pois todo o reagente da combustão será consumido no processo.

[02] Correta. Pois $v_1 = v_2$, condição para que ocorra o equilíbrio.

[04] Incorreta. Pois o equilíbrio que se estabelece é um equilíbrio dinâmico.

[08] Correta.

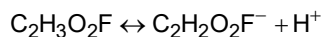


$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

[16] Correta. Uma constante de equilíbrio alta indica que a reação inversa prevalece sobre a direta.

[32] Incorreta. O equilíbrio se desloca no sentido de formação dos produtos caso seja aumentada a concentração dos reagentes.

16. Equação de ionização do ácido fluoretanoico:



O grau de ionização será dado por:

$$0,05 \text{ mol} \cdot L^{-1} \text{ ——— } 100\%$$

$$x \text{ ——— } 20\%$$

$$x = 0,01 \text{ mol} / L^{-1}$$

	$C_2H_3O_2F$	$C_2H_2O_2F^-$	H^+
Início	0,05	-	-
Reação	0,01	0,01	0,01
Equilíbrio	0,04	0,01	0,01

Então, a concentração de ácido que não ionizou é a diferença entre a concentração inicial e a ionizada:

$$0,05 - 0,01 = 0,04 \text{ mol} / L^{-1}$$

O pH é calculado a partir da concentração de íons hidrogênio no equilíbrio:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0,01 = -\log 10^{-2} = 2$$

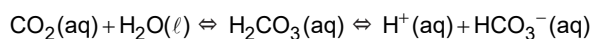
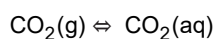
Cálculo da constante de equilíbrio:

$$k = \frac{[C_2H_2O_2F^-] \cdot [H^+]}{[C_2H_3O_2F]}$$

$$k = \frac{[0,01] \cdot [0,01]}{[0,04]} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

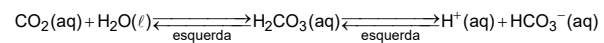
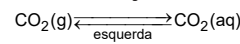
17.

a. Equações químicas adequadas:



De acordo com a reação química descrita pela equação acima se percebe que o meio fica ácido. De acordo com o enunciado a solução ficou vermelha, isto significa que houve saturação, ou seja, que o pH é inferior a 4,5 (vide tabela).

b. No final da etapa I se observou a liberação de muitas bolhas de gás carbônico, isto significa que o equilíbrio foi deslocado para a esquerda e que a concentração de íons H^+ diminui:



Conseqüentemente o pH aumenta e supera 4,5. A solução muda da coloração vermelha para laranja.

c. Foram feitas as seguintes observações:

Etapa 1: liberação de bolhas de gás carbônico e a solução ficou laranja.

Etapa 4: houve liberação de poucas bolhas e a solução ficou amarela.

Conclui-se que a pressão da fase gasosa no interior da seringa, nas situações ilustradas pelas figuras II e V, não é a mesma:

$$P \times \frac{V}{\text{constante}} = n_{CO_2} \times \frac{R \times T}{\text{constante}}$$

$$P \times \frac{V}{\text{constante}} = n_{CO_2} \times \frac{R \times T}{\text{constante}}$$

$$n_{CO_2} = k \times P$$

$$n_{CO_2} \uparrow = k \times P \uparrow$$

$$n_{CO_2} \downarrow = k \times P \downarrow$$

18. $04 + 08 + 16 = 28$.

[01] A constante de equilíbrio K_C é aproximadamente $8,3965 \text{ (mol/litro)}^{-2}$.

$$[N_2] = \frac{2 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 0,40 \text{ mol} / L$$

$$[H_2] = \frac{4 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 0,80 \text{ mol} / L$$

$$[NH_3] = \frac{1,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,30 \text{ mol} / L$$

N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$	
0,40 mol / L		0,80 mol / L		0	(início)
-0,15 mol / L		-0,45 mol / L		0,30 mol / L	(durante)
0,25 mol / L		0,35 mol / L		0,30 mol / L	(equilíbrio)

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 [H_2]^3} = \frac{(0,30)^2}{(0,25)^1 (0,35)^3} = 8,3965$$

$$K_C = 8,3965 \text{ (mol} / L\text{)}^{-2}$$



[02] Se dobrarmos os valores das quantidades iniciais (em mols) dos gases $N_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$, a constante de equilíbrio não dobra de valor.

$$[N_2] = \frac{4 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 0,80 \text{ mol/L}$$

$$[H_2] = \frac{8 \text{ mols}}{5 \text{ L}} = 1,60 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3] = \frac{1,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,30 \text{ mol/L}$$

N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$	
0,80 mol/L		1,60 mol/L		0	(início)
-0,15 mol/L		-0,45 mol/L		0,30 mol/L	(durante)
0,65 mol/L		1,15 mol/L		0,30 mol/L	(equilíbrio)

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 [H_2]^3} = \frac{(0,30)^2}{(0,65)^1 (1,15)^3} = 0,09104 \text{ (mol/L)}^{-2}$$

[04] No equilíbrio, restou 1,75 mol de $H_{2(g)}$.

N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$	
0,40 mol/L		0,80 mol/L		0	(início)
-0,15 mol/L		-0,45 mol/L		0,30 mol/L	(durante)
0,25 mol/L		0,35 mol/L		0,30 mol/L	(equilíbrio)

$$0,35 \text{ mol} \text{ — } 1 \text{ L}$$

$$n_{H_2} \text{ — } 5 \text{ L}$$

$$n_{H_2} = 1,75 \text{ mol}$$

[08] A concentração em quantidade de matéria do $N_{2(g)}$, no equilíbrio, é 0,25 mol/litro.

N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$	
0,40 mol/L		0,80 mol/L		0	(início)
-0,15 mol/L		-0,45 mol/L		0,30 mol/L	(durante)
0,25 mol/L		0,35 mol/L		0,30 mol/L	(equilíbrio)

[16] O grau de equilíbrio de reação em relação ao gás nitrogênio é 37,5 %.

N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$	
0,40 mol/L		0,80 mol/L		0	(início)
-0,15 mol/L		-0,45 mol/L		0,30 mol/L	(durante)
0,25 mol/L		0,35 mol/L		0,30 mol/L	(equilíbrio)

$$0,40 - 0,40\alpha = 0,25$$

$$0,40(1-\alpha) = 0,25$$

$$1-\alpha = 0,625$$

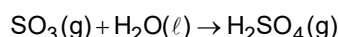
$$\alpha = 1 - 0,625 = 0,375$$

$$\alpha = 37,5 \%$$

19. Equações que podem expressar a constante de equilíbrio:

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]} \quad \text{ou} \quad K_P = \frac{p^2_{SO_3}}{p^2_{SO_2} \times p_{O_2}}$$

Estequiometria da reação:



$$80 \text{ g} \text{ ————— } 98 \text{ g}$$

$$1000 \text{ g} \text{ ————— } m_{H_2SO_4}$$

$$m_{H_2SO_4} = 1225 \text{ g}$$

$$20. 02 + 04 + 16 = 22.$$

01) Falsa. A adição de NO provoca aumento da velocidade da reação inversa, o que acarretará deslocamento de equilíbrio para a esquerda. Esse deslocamento provocará diminuição na quantidade de água, pois estimulará seu consumo.

02) Verdadeira. O deslocamento para a esquerda provoca aumento na produção de O_2 , aumentando sua concentração.

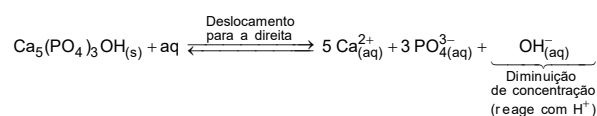
04) Verdadeira. A remoção de O_2 provocará deslocamento para a direita, de acordo com o princípio de Le Chatelier. Esse deslocamento provocará aumento na concentração de NH_3 .

08) Falsa. O valor de K_C somente será alterado por mudanças de temperatura no sistema.

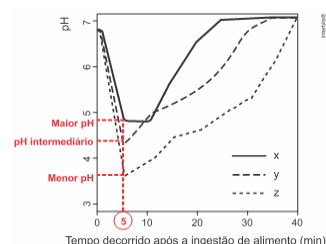
16) Verdadeira. A remoção de NO causa deslocamento para a direita, o que estimulará o consumo de NH_3 .

21.

a. A fermentação do açúcar eleva a acidez do meio e promove o ataque à hidroxiapatita. Neste caso ocorre o deslocamento do equilíbrio descrito na primeira equação para a direita.



Considerando que o prejuízo aos dentes causado pela ingestão de diferentes fontes de açúcar obedece à ordem cana > frutas > mel, conclui-se que $pH(\text{cana}) < pH(\text{frutas}) < pH(\text{mel})$. De acordo com a figura fornecida no enunciado, decorridos cinco minutos após a ingestão do alimento, vem:





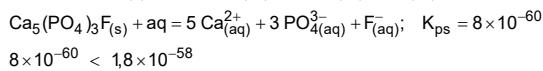
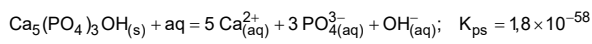
O maior valor de pH, ou seja, o meio menos ácido, é encontrado para a curva x (mel).

O valor intermediário de pH é encontrado para a curva y (frutas).

O menor valor de pH, ou seja, o meio mais ácido, é encontrado para a curva z (cana).

Curva	Alimento
x	mel
y	frutas
z	cana

b. De acordo com as equações fornecidas no texto do enunciado, o valor do K_{ps} para a equação referente à fluoroapatita, substância menos solúvel, é menor do que o valor do K_{ps} referente à hidroxiapatita, substância mais solúvel.



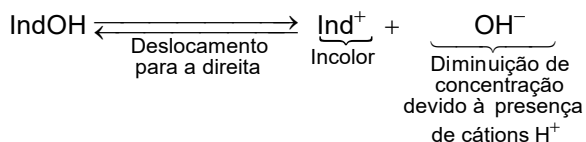
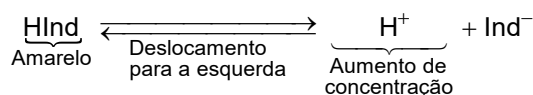
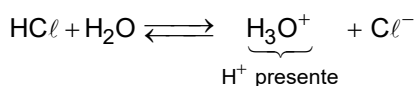
Conclui-se que a hidroxiapatita sofre dissociação iônica formando íons cálcio (Ca^{2+}) e fosfato (PO_4^{3-}) que reagem com os ânions fluoreto (F^{-}) formando fluoroapatita, que é uma substância de menor valor de K_{ps} e, portanto, menos solúvel. Ou seja, o uso de água fluoretada e de produtos com flúor é recomendado para a saúde bucal.

22.

a. Ácido fraco: HInd (indicador 1), pois libera cátions H^{+} em solução aquosa.

Base fraca: IndOH (indicador 2), pois libera ânions OH^{-} em solução aquosa.

b. Amarela, pois o equilíbrio do indicador 1 será deslocado para a esquerda no sentido de HInd, devido ao aumento da concentração de cátions H^{+} . Já o equilíbrio 2 será deslocado para a direita no sentido do cátion Ind^{+} , que não colore o sistema.



23.

a. Cálculo do pH da solução preparada:

$$[\text{OH}^{-}] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^{+}] \times [\text{OH}^{-}] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^{+}] \times 10^{-2} = 10^{-14}$$

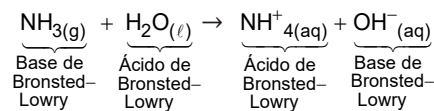
$$[\text{H}^{+}] = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^{+}] \quad \text{ou} \quad [\text{H}^{+}] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$$

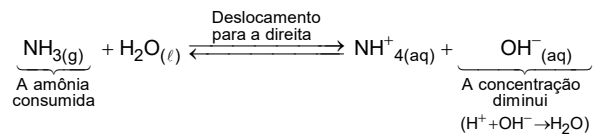
$$\text{pH} = -\log 10^{-12}$$

$$\text{pH} = 12$$

A água é um ácido de Bronsted-Lowry (espécie doadora de próton ou H^{+}).



b. A concentração de amônia irá diminuir, pois os íons OH^{-} serão consumidos com a adição de HCl (fornecedor de cátions H^{+}) e o equilíbrio será deslocado para a direita.



24.

a. A solução é condutora, pois é formada por compostos iônicos que sofrem dissociação em água produzindo íons livres em concentração adequada.

Cálculo da quantidade do elemento nitrogênio em 1L dessa solução:

KNO_3	1,00 mmol/L x 1 de N
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	0,39 mmol/L x 2 de N
$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$	0,26 mmol/L x 1 de N

$$n_{\text{N (total)}} = (1 \times 1,00 + 2 \times 0,39 + 1 \times 0,26) \text{ mmol} = 2,04 \text{ mmol}$$



b. Considerando 1,0 L de uma solução nutritiva a 25 °C, vem:

$$\text{pH}_{\text{inicial}} = 6,0 \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{inicial}} = 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_{\text{final}} = 4,0 \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{final}} = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\frac{[\text{H}^+]_{\text{final}}}{[\text{H}^+]_{\text{inicial}}} = \frac{10^{-4} \text{ mol/L}}{10^{-6} \text{ mol/L}} = 100$$

$$[\text{H}^+]_{\text{final}} = 100 \times [\text{H}^+]_{\text{inicial}}$$

Variação da concentração dos íons H^+ aumentou 100 vezes.

Solução inicial:

$$K_W = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{inicial}} \times [\text{OH}^-]_{\text{inicial}} = 10^{-14}$$

$$10^{-6} \times [\text{OH}^-]_{\text{inicial}} = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{inicial}} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{inicial}} = 10^{-8} \text{ mol/L} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 10^{-8} \text{ mol}$$

Solução final:

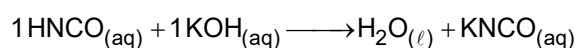
$$K_W = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}^+]_{\text{final}} \times [\text{OH}^-]_{\text{final}} = 10^{-14}$$

$$10^{-4} \times [\text{OH}^-]_{\text{final}} = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{final}} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}}$$

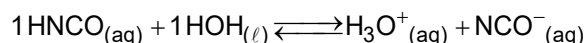
$$[\text{OH}^-]_{\text{final}} = 10^{-10} \text{ mol/L} \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 10^{-10} \text{ mol}$$

25.

a. Equação balanceada da reação de neutralização do ácido isociânico por hidróxido de potássio (KOH):



b. Equação balanceada de equilíbrio da reação de ionização do ácido isociânico em água:



c. Montagem do esquema:

$1 \text{HNCO}_{(\text{aq})}$	$+ 1 \text{HOH}_{(\ell)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	$+ \text{NCO}^-_{(\text{aq})}$	
1 mol/L			0	0	(início)
-M			+M	+M	(durante)
$(1-M) \text{ mol/L}$			+M	+M	(equilíbrio)

d. Cálculo da concentração de íons H_3O^+ na condição de equilíbrio:

$1 \text{HNCO}_{(\text{aq})}$	$+ 1 \text{HOH}_{(\ell)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	$+ \text{NCO}^-_{(\text{aq})}$	
1 mol/L			0	0	(início)
-M			+M	+M	(durante)
$(1-M) \text{ mol/L}$			+M	+M	(equilíbrio)
$\approx 1 \text{ mol/L}$			$[\text{H}_3\text{O}^+]$		

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \times [\text{NCO}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HNCO}_{(\text{aq})}]}$$

$$K_a = 3,2 \times 10^{-4}$$

$$3,2 \times 10^{-4} = \frac{M \times M}{1}$$

$$M^2 = 3,2 \times 10^{-4}$$

$$M = \sqrt{3,2 \times 10^{-4}} = \sqrt{3,2} \times \sqrt{10^{-4}}$$

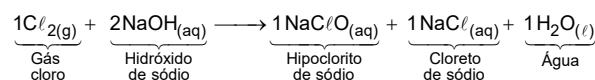
$$\sqrt{3,2} = 1,8$$

$$M = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

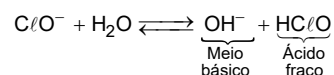
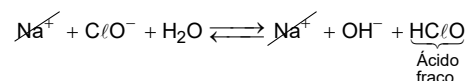
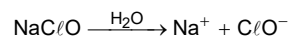
$$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

26.

a. De acordo com o texto a água sanitária é uma solução aquosa bactericida constituída por hipoclorito de sódio, $\text{NaCl}_{(\text{aq})}$, obtida, industrialmente, a partir da reação entre o gás cloro, $\text{Cl}_{2(\text{g})}$ e o hidróxido de sódio, $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$, que, além do hipoclorito de sódio produz, também, cloreto de sódio e água. Então:



b. Justificativa do pH ser maior do que 7,0 na solução aquosa do hipoclorito de sódio a partir da hidrólise do hipoclorito de sódio (NaClO):



A partir da hidrólise do ânion, verifica-se a formação de um ácido fraco e de uma base forte.

Conclusão: o pH é maior do que sete, pois o equilíbrio é deslocado no sentido da protonação do ânion hipoclorito (ClO^-) e formação do ácido (HClO), o que deixa o meio básico.

ANOTAÇÕES
