

QUÍMICA

MÓDULO 2 FÍSICO-QUÍMICA

CAPÍTULO 2.7 EQUILÍBRIOS

A EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

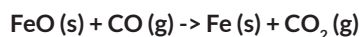
AULAS	EXERCÍCIOS	ORIENTADOS	VESTIBULARES	FÁCIL	MÉDIO	DIFÍCIL	ENEM	MED
11		11	35	40	40	25	11	64

EXERCÍCIOS - MEDICINA



QUESTÃO 01

(UNIT)



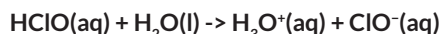
A equação química representa uma das reações mais importantes que ocorrem dentro de um alto forno siderúrgico, para a produção de ferro-gusa, que é posteriormente transformado em aço.

Uma análise desse sistema em equilíbrio químico permite corretamente afirmar que a

- A pressão parcial de CO_2 (g) aumenta ao se adicionar CO (g) ao sistema.
- B constante de equilíbrio, K_{eq} , é representada pela expressão $[\text{Fe}][\text{CO}_2] / [\text{FeO}][\text{CO}]$.
- C quantidade de ferro é aumentada com a retirada de monóxido de carbono do alto forno.
- D constante de equilíbrio, K_p , tem valor numérico diferente da constante de equilíbrio K_{eq} .
- E variação da pressão total no interior do alto forno interfere no rendimento de ferro-gusa.

QUESTÃO 02

(UNIT)



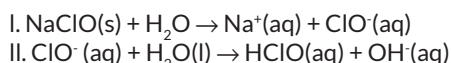
O equilíbrio iônico é um caso particular dos equilíbrios químicos em que aparecem íons. Desses equilíbrios em solução aquosa, um dos mais importantes é que ocorre na ionização de ácidos e de bases, como na reação do ácido hipocloroso, HClO(aq) , com a água, representada pelo sistema em equilíbrio químico. Inicialmente, a concentração do ácido hipocloroso é de $0,50 \text{ mol L}^{-1}$, em um litro de solução contida em um recipiente fechado. Após ter sido estabelecido o equilíbrio químico, é possível calcular as concentrações das espécies, no sistema, levando-se em consideração que a constante da ionização do ácido K_a , é igual a $3,7 \cdot 10^{-8}$.

A partir dessas considerações, é correto afirmar:

- A A concentração de $\text{ClO}^-(\text{aq})$ e de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ são iguais, aproximadamente, a $1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$.
- B A concentração de HClO(aq) no equilíbrio é igual a $0,40 \text{ mol L}^{-1}$.
- C O pH do sistema em equilíbrio químico é maior que 4,0.
- D O pOH da solução de ácido hipocloroso é igual a 7,0.
- E A percentagem de HClO(aq) ionizado é 1,0%.

QUESTÃO 03

(UNIT)



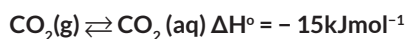
A ajuda da população é essencial na prevenção da dengue, segundo o Comitê Estadual de Mobilidade Social de prevenção e combate à doença. Além de bem tampados, os reservatórios devem ser escovados durante a limpeza para retirar os ovos, e a água da lavagem deve ser descartada na terra ou na areia. A solução de hipoclorito de sódio, NaClO(aq) , é um aliado importante no combate ao mosquito, como é correto inferir a partir das equações químicas I e II.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- A A equação química I representa a ionização do hipoclorito de sódio.
- B A água atua como ácido conjugado da base hipoclorito na equação química II.
- C O ácido hipocloroso é a substância química eficaz na erradicação do mosquito da dengue porque é um ácido forte.
- D O cátion sódio, $\text{Na}^+(\text{aq})$, reage com a água e produz hidróxido de sódio, NaOH(aq) , que mata os ovos e as larvas do mosquito.
- E A adição de $\text{OH}^-(\text{aq})$ à solução de hipoclorito de sódio disponibiliza maior concentração de íons $\text{ClO}^-(\text{aq})$, espécie química ativa no combate ao mosquito da dengue.

QUESTÃO 04

(UNIT)



Em uma fábrica de refrigerante, durante o processo de engarrafamento da bebida, adiciona-se dióxido de carbono, CO_2 (g), sob pressão, e, após algum tempo, o equilíbrio químico, representado pela equação química, é estabelecido.

A análise desse equilíbrio químico com base nessas informações e nos conhecimentos sobre termoquímica, é correto afirmar:

- A O processo de dissolução de CO_2 (g) em água é endotérmico.
- B O resfriamento do refrigerante produz aumento da concentração de $\text{CO}_2(\text{aq})$.
- C O sabor azedo e adocicado do refrigerante é consequência da formação de íons carbonato, CO_3^{2-} , durante a reação de CO_2 (aq) com água.
- D O valor numérico da constante de equilíbrio, K_p , varia com a mudança de um estado de equilíbrio para outro, após os efeitos da pressão sobre o sistema em equilíbrio representado pela equação química.

- E** Ao se abrirem duas garrafas de refrigerantes, uma a 10°C e outra a 20°C, a que está a menor temperatura produzirá maior quantidade de espuma.

QUESTÃO 05

(UNIT) O cálcio, ao reagir com a água, produz hidrogênio, um gás combustível e explosivo na presença de ar, à determinada temperatura. Quando 5,0.10⁻³g do metal reage completamente com a água, forma-se uma solução cujo volume é completado para 500,0mL. Considerando-se que o produto final da reação se encontra totalmente dissociado na água, a partir dessas informações, é correto afirmar:

- A** O pH da solução final é maior que 10.
B A reação entre o elemento químico e a água é de síntese de hidrogênio.
C O produto final da reação química entre o cálcio e a água é um óxido de Arrhenius.
D A equação química que representa a reação química final entre o metal e a água é $\text{Ca (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{CaO (aq)} + \text{H}_2\text{(s)}$.
E O volume de hidrogênio desprendido durante a reação química, nas condições normais de temperatura e depressão é igual a 5,6mL.

QUESTÃO 06

(UNIT)



A acidez de uma solução pode ser expressa pela concentração de $\text{H}_3\text{O}^+\text{(aq)}$ ou pela forma mais prática, utilizando-se do pH. Dessa forma, por meio do controle da acidez em meio aquoso, é possível melhorar a qualidade no acompanhamento de um processo industrial. Assim, uma amostra de solução aquosa 2,0.10⁻²molL⁻¹ de ácido acético 3% dissociados foi colhida em um reator de fermentação para análise da acidez.

Considerando-se essas informações, a equação química e com base nos conhecimentos de equilíbrio químico em solução eletrolítica, é correto afirmar:

- A** O pH da amostra retirada para análise é menor que 4.
B A constante de ionização do ácido acético é 6,0.10⁻⁴.
C A concentração hidrogeniônica na amostra da solução aquosa de ácido acético é 2,0.10⁻²molL⁻¹.
D A concentração de íons acetato na solução aquosa analisada é diferente da concentração hidrogeniônica.
E A diluição da amostra coletada para análise implica diminuição da concentração e do grau de dissociação do ácido acético.

QUESTÃO 07

(UNIT)



O nitrato de chumbo, $\text{Pb(NO}_3)_2$, é um sólido cristalino venenoso, que, ao se decompor a 800°C em um recipiente fechado, atinge o equilíbrio químico representado pela equação química.

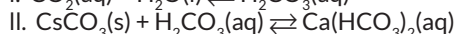
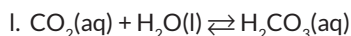
A partir dessas considerações sobre esse processo de transformação, é correto afirmar:

- A** A relação matemática entre as constantes, Kp e Kc, é representada pela expressão $K_p = K_c (RT)^4$.

- B** A pressão parcial do oxigênio é quatro vezes menor que a do dióxido de nitrogênio no interior do recipiente.
C A retirada de óxido de chumbo (IV) do recipiente diminui a concentração de nitrato de chumbo ao ser estabelecido um novo estado de equilíbrio.
D O resfriamento do recipiente desloca o sentido do equilíbrio químico para a direita, aumentando as concentrações dos óxidos covalentes $\text{PbO}_2\text{(s)}$ e $\text{NO}_2\text{(g)}$.
E A constante de equilíbrio, Kc, em função das concentrações, é representada pela expressão matemática $K_c = \frac{[\text{PbO}_2][\text{NO}_2]^4[\text{O}_2]}{[\text{Pb(NO}_3)_2]^2}$.

QUESTÃO 08

(UNIT)



A ilha de Bilang - Bilangan, nas Filipinas, é detentora de uma das maiores barreira de corais, do planeta, a de Danjon Bank. Todos os dias durante a maré baixa, mulheres e crianças vão ao mar em busca de alimentos. Coletam ovos de caramujos, ouriços, conchas e cavalos-marinhos, em um ambiente cuja beleza contrasta com a pobreza em que vivem seus habitantes, e com a ameaça de destruição ambiental. O cavalo-marinho, espécie de peixe coberto por carapaça calcária, símbolo da região, é abundante em Danajon, porém está ameaçado por traficantes ávidos pelos bons preços pagos no mercado asiático. Cerca de 500 milhões de pessoas no mundo tiram o sustento dos corais, organismos que vivem em águas quentes, tropicais, ameaçados pelo aumento da acidez e da temperatura dos mares, e estima-se que 30% deles já tenham sido destruídos. Como são fundamentais para a reprodução de peixes e de outras espécies marinhas de vegetais, os próprios pescadores estão ameaçados.

Considerando-se o aumento da acidez e da temperatura dos mares e as consequências sobre a vida das espécies marinhas e com base no sistema em equilíbrio formado pelas equações químicas I e II, é correto afirmar:

- A** O crescimento dos corais em águas quentes de mares tropicais é consequência do aumento da solubilidade do dióxido de carbono nessas águas.
B O aumento do pH dos mares é ameaça à vida dos corais, moluscos e do cavalo-marinho, nos mares tropicais quentes, de acordo com o sistema em equilíbrio.
C O meio alcalino das águas dos mares, pH = 8,0, propicia o desenvolvimento dos corais e de outras espécies, de acordo com o equilíbrio representado pela equação química II.
D A intensificação das emissões de $\text{CO}_2\text{(g)}$ para atmosfera não influi sobre a vida dos corais e animais marinhos que possuem carapaças calcárias.
E A adição de carbonato de cálcio na forma de conchas e de carapaças calcárias modifica o estado de equilíbrio do sistema porque altera a velocidade no sentido direto e inverso das equações I e II.

QUESTÃO 09

(UNICENTRO)



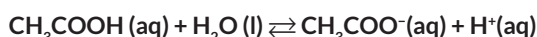
A produção industrial de metanol envolve a reação do monóxido de carbono com o hidrogênio, em determinadas condições, de acordo com o sistema em equilíbrio representado pela equação química.

Considerando-se essas informações e a equação química que representa o sistema em equilíbrio, é correto afirmar:

- A O aumento de pressão desse sistema em equilíbrio favorece a formação de metanol.
- B A constante de equilíbrio, K_c , é calculada pela expressão $K_c =$.
- C A adição de hidrogênio ao sistema aumenta a concentração de monóxido de carbono.
- D O valor da constante de equilíbrio K_c é igual ao da constante de equilíbrio K_p .
- E A redução da temperatura do sistema não altera o equilíbrio representado.

QUESTÃO 10

(UNICENTRO)

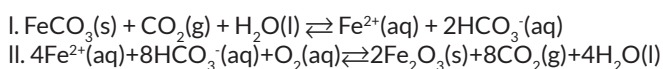


Equilíbrio iônico é o caso particular de equilíbrio químico em que aparecem íons. Os íons estão presentes em várias soluções aquosas encontradas na natureza e nos organismos dos seres vivos. Dos equilíbrios químicos iônicos em solução aquosa, um dos mais importantes é o que ocorre na ionização de ácidos e de bases. A concentração desses íons depende, entre outros fatores, do grau de ionização, α , e do valor da constante de ionização, K_a . Desse modo, considerando-se uma solução de ácido acético $0,02 \text{ mol L}^{-1}$, cujo grau de ionização, α , é igual a 3%, em equilíbrio químico representado pela equação química, é correto afirmar:

- A O pH da solução de ácido acético é 3,0.
- B A concentração hidrogeniônica na solução de ácido acético é $0,02 \text{ mol L}^{-1}$.
- C A constante de ionização, K_a , para esse equilíbrio químico é $1,86 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.
- D A concentração de íons acetato na solução de ácido acético é maior que a de íons $\text{H}^+(\text{aq})$.
- E O valor numérico da constante de ionização, K_a , indica que a concentração de ácido acético no equilíbrio é menor que as concentrações de íons $\text{H}^+(\text{aq})$ e de íons $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$.

QUESTÃO 11

(UNICENTRO)



As propriedades curativas atribuídas à água de Itaparica da Reserva Venceslau, — nome dado em homenagem a um dos primeiros ecologistas da Ilha de Itaparica, — são consequências da presença de íons $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ dissolvidos. Esses íons são responsáveis pela formação de depósitos de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, de cor marrom, em pisos e azulejos, de acordo com o sistema em equilíbrio I e a equação química II.

A partir dessas informações e dessas equações, é correto afirmar:

- A O $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ é reduzido ao formar depósitos de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$.
- B Os depósitos de cor marrom são removidas de pisos e de azulejos, pela ação da água com detergente neutro.
- C O aumento de concentração de íons HCO_3^- na água de Itaparica ajuda a dissolução de $\text{FeCO}_3(\text{s})$ e de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$.
- D A presença de íons HCO_3^- e de oxigênio nas águas contendo íons $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ dissolvidos leva à formação de depósitos de cor marrom nos pisos e nos azulejos.

- E A água, contendo $\text{CO}_2(\text{g})$ dissolvido, ao entrar em contato com o depósito de $\text{FeCO}_3(\text{s})$, oxida esse mineral a íons Fe^{2+} e a íons HC .

QUESTÃO 12

(UNIT)



Nas cavernas subterrâneas, as estalactites e estalagmites se formam como resultado do gotejamento de água de fendas no teto das cavernas de rocha calcária (CaCO_3). A dissolução de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ que desliza através das rachaduras do teto da caverna é formada durante a interação do calcário com a água e o dióxido de carbono de acordo com a equação reversível:

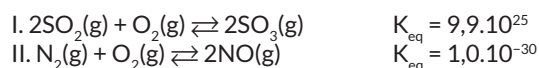


As melhores condições para formação de estalactites e estalagmites ocorrem quando

- A diminui a temperatura potencializando a dissolução de CO_2 em água.
- B aumenta a temperatura potencializando a dissolução de CO_2 em água.
- C evaporam CO_2 e H_2O simultaneamente.
- D evapora CO_2 , mas não H_2O .
- E evapora H_2O , mas não CO_2 .

QUESTÃO 13

(UNICENTRO)

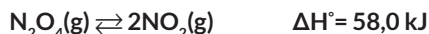


Analisando-se os sistemas em equilíbrio químico, representados pelas equações químicas I e II, é correto afirmar:

- A A quantidade de matéria de $\text{SO}_3(\text{g})$ produzida em I não está de acordo com a lei de Lavoisier.
- B A concentração dos produtos é menor do que a dos reagentes no equilíbrio químico representado em I.
- C O aumento das concentrações do $\text{O}_2(\text{g})$, nos sistemas em equilíbrio químico representados em I e II, favorece aos produtos.
- D A variação de temperatura, nos sistemas I e II, desloca o equilíbrio sem interferir no valor da constante de equilíbrio, K_{eq} .
- E Um aumento da pressão sobre o sistema II implica deslocamento de equilíbrio químico, o que favorece a formação do $\text{NO}(\text{g})$.

QUESTÃO 14

(UNICENTRO)



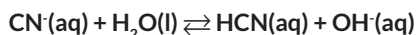
De acordo com o princípio de Le Chatelier, se um sistema em equilíbrio é perturbado por uma variação de temperatura, pressão ou concentração de seus componentes, o sistema deslocará sua posição de equilíbrio de tal forma que neutralize o efeito do distúrbio.

A partir da aplicação do princípio de Le Chatelier ao sistema em equilíbrio químico, representado pela equação termoquímica, é correto afirmar:

- A A diminuição da temperatura da reação representada provoca o aumento da concentração de $\text{NO}_2(\text{g})$ no novo estado de equilíbrio químico.
- B A adição de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ ao sistema implica diminuição momentânea de velocidade da reação, representada, no sentido da esquerda para a direita.
- C A remoção de $\text{NO}_2(\text{g})$ do sistema provoca o deslocamento do sentido da reação representada para a esquerda.
- D O aumento da pressão sobre o sistema implica aumento da pressão parcial de N_2O_4 no equilíbrio químico.
- E O aumento do volume do sistema provoca a diminuição do rendimento de $\text{NO}_2(\text{g})$.

QUESTÃO 15

(UNEAL)



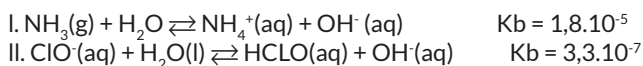
O íon cianeto, $\text{CN}^-(\text{aq})$, encontrado em plantas, como a mandioca, é tóxico ao organismo humano e, ao reagir com a água, produz ácido cianídrico, de acordo com a reação reversível representada pela equação química. A dose letal de íon cianeto no organismo é de 5,0mg/kg.

Considerando-se as informações do texto, a equação química que representa a reação reversível e os fatores que interferem no equilíbrio do sistema, é correto afirmar:

- A A água é a base conjugada do ácido cianídrico.
- B A adição de íons H_3O^+ ao sistema em equilíbrio aumenta a produção de ácido cianídrico.
- C A dose letal de íon cianeto para um indivíduo de 60kg é de $1,5 \cdot 10^{-1}$ mol.
- D O ácido cianídrico é um hidrácido forte constituído por moléculas apolares.
- E O pH de uma solução aquosa de íons cianeto é menor do que sete.

QUESTÃO 16

(UNEAL)



As reações reversíveis representadas pelas equações químicas I e II exemplificam o equilíbrio químico de bases fracas em soluções aquosas, a exemplo da amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, e do íon hipoclorito, $\text{ClO}^-(\text{aq})$. A constante de equilíbrio dessas bases, K_b , expressa a

relação entre a concentração das espécies químicas presentes no sistema em equilíbrio.

Considerando-se as informações e as equações que representam as reações reversíveis, é correto afirmar:

- A A adição de íons $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ ao sistema I favorece a formação de amônia.
- B O íon hipoclorito, $\text{Cl}^-(\text{aq})$, é uma base mais forte do que a amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$.
- C A água atua como um ácido de Brønsted-Lowry nos sistemas representados por I e II.
- D O íon amônio, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, é o ácido conjugado da molécula de água, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, no sistema I.
- E A concentração de $\text{NH}_3(\text{g})$ é igual a de íons (aq), no equilíbrio I.

QUESTÃO 17

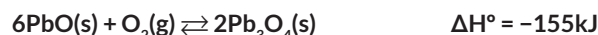
(UESC) Na indústria siderúrgica, o ferro metálico é obtido nos altos fornos a partir de minerais, a exemplo da hematita, $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, de acordo com o sistema em equilíbrio representado pela equação química $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$.

Uma análise dessas informações permite afirmar:

- A Os valores numéricos das constantes de equilíbrio K_p e K_c são diferentes.
- B O valor da constante de equilíbrio K_p é calculado pela expressão $k_p =$
- C A adição de $\text{CO}(\text{g})$ ao sistema em equilíbrio provoca diminuição da concentração de $\text{Fe}(\text{s})$.
- D Ao se duplicar a concentração de $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, no sistema em equilíbrio, a concentração de $\text{Fe}(\text{s})$ é quadruplicada.
- E As alterações da pressão total do sistema em equilíbrio não interferem nas concentrações de $\text{CO}(\text{g})$ e de $\text{CO}_2(\text{g})$.

QUESTÃO 18

(UESC)



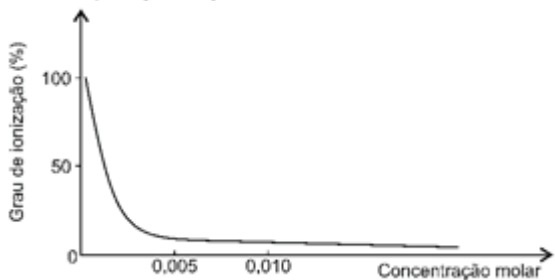
Todo processo reversível tende para um estado de equilíbrio. Atingindo o estado de equilíbrio, as velocidades das reações direta e inversa permanecem iguais e, em consequência, as concentrações de reagentes e de produtos não mais se alteram. Entretanto, qualquer fator externo que venha causar alterações na velocidade da reação direta ou inversa provoca modificação na concentração de substâncias envolvidas, o que leva um sistema a um novo estado de equilíbrio.

Assim, a partir dessas informações, uma análise do sistema em equilíbrio químico representado pela equação química permite afirmar:

- A A expressão da constante de equilíbrio, K_c , para esse sistema, é $k_c =$
- B A constante de equilíbrio K_p é representada por K_cRT .
- C O aquecimento do sistema provoca aumento da velocidade da reação direta e, conseqüentemente, aumenta a concentração de Pb_3O_4 no novo estado de equilíbrio químico.
- D A diminuição da concentração de $\text{O}_2(\text{g})$ implica aumento da velocidade da reação inversa representada na equação química.
- E A variação na pressão total do sistema não causa alteração no estado de equilíbrio químico.

QUESTÃO 19

(UESC)



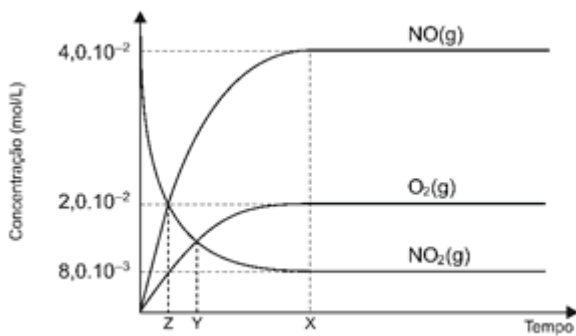
O gráfico representa a variação do grau de ionização, α , do ácido acético, CH_3COOH (aq), a 25°C , em função da concentração.

A partir da análise desse gráfico, é correto afirmar:

- A O grau de ionização do ácido acético aumenta com o aumento da concentração da solução aquosa desse ácido.
- B O pH da solução aquosa de ácido acético não varia com o grau de ionização.
- C A concentração de H^+ (aq) em uma solução aquosa de ácido acético, a $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$, tendo $\alpha = 0,30$, é igual a $3,0 \cdot 10^{-5}$.
- D O pH da solução aquosa de ácido acético, a $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, 10% ionizado, é igual a 2.
- E A probabilidade de os íons H_3O^+ (aq) e CH_3COO^- (aq) se encontrarem, para formar uma molécula de ácido acético, atinge quase 100%, à medida que a solução desse ácido se torna diluída.

QUESTÃO 20

(UESC)



O gráfico representa a variação da concentração de reagente e de produtos, durante a reação química representada pela equação química $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, que ocorre no interior de um recipiente fechado, onde foi colocado inicialmente $\text{NO}_2(\text{g})$, e após ter sido atingido o equilíbrio químico.

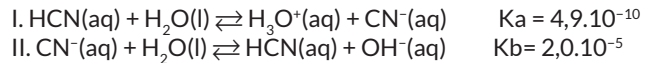
A partir da análise desse gráfico, é correto afirmar:

- A A concentração inicial de NO é $4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- B A constante de equilíbrio, K_{eq} , é igual a $2,0 \text{ mol.L}^{-1}$.
- C A concentração de $\text{NO}_2(\text{g})$, no estado de equilíbrio químico, é a metade da concentração de $\text{NO}(\text{g})$.
- D O equilíbrio químico é inicialmente estabelecido no tempo X, representado no gráfico.

- E A constante de equilíbrio, K_{eq} , possui valores iguais quando o sistema atinge o tempo representado por Z e por Y, no diagrama.

QUESTÃO 21

(UESB)

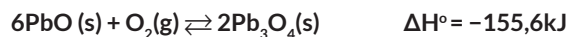


A análise dos sistemas em equilíbrio químico, representados pelas equações químicas I e II, permite concluir:

- A O íon $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ é a base conjugada do ácido $\text{HCN}(\text{aq})$ no sistema I.
- B O $\text{HCN}(\text{aq})$ é um ácido mais forte do que a sua base conjugada $\text{CN}^-(\text{aq})$.
- C A água, na equação química I, atua como ácido e, na equação química II, como base de Brønsted-Lowry.
- D A adição de $\text{H}^+(\text{aq})$ ao sistema II promove a diminuição da concentração da espécie $\text{CN}^-(\text{aq})$, ao reagir com OH^- .
- E O íon $\text{CN}^-(\text{aq})$ é uma espécie química que se comporta como base de Arrhenius, na equação química I.

QUESTÃO 22

(UESB)

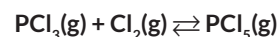


O óxido vermelho de chumbo, $\text{Pb}_3\text{O}_4(\text{s})$, é utilizado como pigmento na confecção de tintas de proteção contra a corrosão do ferro. A obtenção desse óxido pode ser conseguida a partir da reação química entre o óxido de chumbo (II) e o oxigênio, de acordo com o equilíbrio químico representado. Uma análise dessas informações permite afirmar:

- A O acréscimo de $\text{Pb}_3\text{O}_4(\text{s})$ afeta o sistema em equilíbrio químico.
- B A diminuição da temperatura provoca o aumento de $\text{Pb}_3\text{O}_4(\text{s})$ no equilíbrio químico.
- C A adição de $\text{O}_2(\text{g})$, no sistema em equilíbrio químico, implica diminuição de quantidade de matéria de Pb_3O_4 .
- D A proteção do ferro contra a corrosão ocorre quando o NO_x de chumbo se reduz no óxido vermelho de chumbo.
- E O aumento da pressão total sobre o sistema implica aumento da velocidade da reação química no sentido de formação de $\text{PbO}(\text{s})$.

QUESTÃO 23

(UESB)



O pentacloreto de fósforo, $\text{PCl}_5(\text{g})$, pode ser obtido a partir do equilíbrio químico, representado pela equação química, quando, em um recipiente de 3,0L, a 200°C , fechado, está presente em uma mistura contendo 0,600mol de $\text{PCl}_3(\text{g})$, 0,120mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$ e 0,120mol de $\text{PCl}_5(\text{g})$.

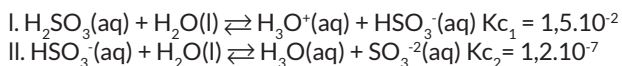
De acordo com essas informações, é correto afirmar:

- A A concentração de $\text{PCl}_5(\text{g})$, no equilíbrio químico, é $0,120 \text{ mol.L}^{-1}$.
- B A diminuição da concentração de $\text{Cl}_2(\text{g})$ no sistema provoca aumento da concentração de $\text{PCl}_5(\text{g})$.

- C A constante de equilíbrio, K_{eq} , para essa reação é igual a, aproximadamente, $5,0 \text{ mol}^{-1} \text{ L}$.
- D O valor da constante de equilíbrio, K_{eq} , se mantém inalterado com a variação de temperatura do recipiente.
- E A adição de um catalisador à mistura reagente provoca aumento da concentração de $\text{PCl}_5(\text{g})$ no sistema em equilíbrio químico.

QUESTÃO 24

(UESB)



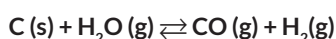
O equilíbrio químico de ácidos moderados e fracos, em soluções aquosas, mostra a reversibilidade das reações de ionização. A constante de equilíbrio, K_c , expressa as diferentes tendências para as reações reversíveis e, no caso de um ácido que apresenta mais de um hidrogênio ionizável, pode-se escrever uma constante de acidez para cada etapa da ionização, como mostra as equações químicas I e II.

Considerando-se as informações do texto e as equações que representam as etapas de ionização do ácido sulfuroso, é correto afirmar:

- A A ionização de 1,0 mol de ácido sulfuroso produz 2,0 mol de íons H_3O^+ .
- B O íon H_3O^+ é o ácido conjugado da base HSO_3^- , na equação química II.
- C A adição de íons OH^- na reação representada em I, favorece a formação do H_2SO_3 .
- D O valor da constante de equilíbrio K_{c1} é calculado pela expressão
- E A concentração de íons HSO_3^- (aq) no equilíbrio químico é maior do que a de SO_3^{2-} (aq).

QUESTÃO 25

(UESB)



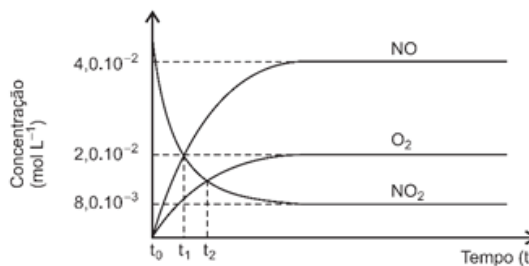
O gás de água é um combustível industrial formado pela mistura de monóxido de carbono, $\text{CO}(\text{g})$, e hidrogênio, $\text{H}_2(\text{g})$, obtido na reação entre o coque, $\text{C}(\text{s})$, e a água gasosa, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, a temperaturas próximas de 800°C , em um recipiente fechado, de acordo com o sistema em equilíbrio representado pela equação química.

Considerando-se as informações do texto e os conhecimentos sobre equilíbrio químico, é correto afirmar:

- A A redução da temperatura do sistema para 150°C não interfere no valor da constante de equilíbrio.
- B A diminuição da pressão exercida sobre o sistema em equilíbrio favorece a formação do gás de água.
- C O carbono quando triturado aumenta a velocidade da reação direta porque atua como catalisador da reação química.
- D A adição de hidrogênio, ao sistema em equilíbrio, contribui para o aumento da concentração de monóxido de carbono.
- E O valor da constante de equilíbrio para a reação química representada é calculado pela relação matemática representada por $K_{eq} =$.

QUESTÃO 26

(UERN)



O gráfico mostra as variações das concentrações de reagentes e de produtos em função do tempo, no sistema reversível representado pela equação química $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, que ocorre em um recipiente fechado, contendo inicialmente apenas $\text{NO}_2(\text{g})$ a temperatura constante.

A partir da análise desse gráfico, é correto afirmar:

- A O equilíbrio do sistema é atingido em duas fases correspondentes, respectivamente, ao tempo t_1 e t_2 .
- B O valor da constante de equilíbrio, K_c , é igual a $0,1 \text{ mol L}^{-1}$.
- C A adição de $\text{NO}(\text{g})$ ao sistema não altera a curva de variação de concentração de $\text{NO}_2(\text{g})$ no gráfico.
- D A velocidade da reação inversa é igual a zero em $t = 0$.

QUESTÃO 27

(UERN) A manteiga e alguns queijos, quando rançosos, apresentam odor característico do ácido n-butanoico, $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$. Uma solução aquosa contendo $4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ desse ácido, extraído de uma amostra de manteiga rançosa, apresentou concentração hidrogeniônica igual a $8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Com base nessas informações, é correto afirmar:

- A A constante de ionização, K_a , do ácido n-butanoico é igual a $1,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- B O pH da solução de ácido n-butanoico é igual a 4,0.
- C O ácido n-butanoico se encontra 20% dissociado na solução.
- D A base n-butanoato, $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COO}^-(\text{aq})$, é conjugada do ácido $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, de acordo com os conceitos de ácidos e de bases de Brønsted-Lowry.

QUESTÃO 28

(UERN) Os corais são organismos que se desenvolvem nos mares tropicais de águas quentes. Esses organismos crescem com a ajuda de determinadas espécies de algas simbiotes, que propiciam a formação do esqueleto de carbonato de cálcio, e, em troca, conseguem $\text{CO}_2(\text{aq})$ para a fotossíntese, de acordo com o sistema em equilíbrio representado pela equação química $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{aq})$.

A análise desse sistema permite afirmar:

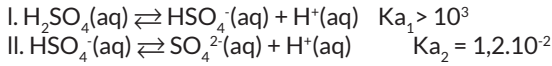
- A Nos mares de águas quentes em que há pouco $\text{CO}_2(\text{aq})$ na água, o carbonato de cálcio se dissolve e forma bicarbonato de cálcio.
- B Nos mares de águas frias em que há maior concentração de $\text{CO}_2(\text{aq})$ dissolvido, os corais não se desenvolvem.
- C Com a morte de algas simbiotes em virtude do aumento da temperatura dos mares, em razão do aquecimento global,

os corais morrem em decorrência da excessiva formação de esqueleto de carbonato de cálcio.

- D** O aumento da acidez dos mares, com o aumento do pH, não interfere no crescimento dos corais.

QUESTÃO 29

(UERN)



Muitos ácidos têm mais de um átomo de hidrogênio ionizável, por isso são conhecidos como ácidos polipróticos, a exemplo do ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, que pode ionizar-se em duas etapas, de acordo com as equações químicas I e II.

A partir da análise dessas informações, é correto afirmar:

- A** O ácido sulfúrico é um ácido forte em relação à remoção do primeiro próton.
B A remoção do segundo próton, representada na equação química II, é mais fácil que a do primeiro.
C A concentração de íons em uma solução diluída de ácido sulfúrico é cem vezes maior que a de íons HS.
D O pH de uma solução 0,01 molar de ácido sulfúrico, completamente ionizado, é igual a 2,0.

QUESTÃO 30

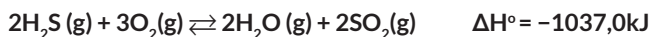
(UERN) Os efluentes de uma indústria apresentavam pH = 4,0, o que é desaconselhável para serem lançados em um rio. Após tratamento passaram a apresentar pH = 7,0.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- A** A adição de carbonato aos efluentes provoca a redução do pH desses resíduos líquidos.
B O tratamento reduziu em mil vezes a concentração hidrogeniônica dos efluentes.
C A neutralização de 1,0L de efluente com pH = 4,0 é feita misturando-se a essa solução 1,0L de solução de NaOH (aq), a $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
D Os efluentes que apresentam pH = 7,0 possuem concentração hidroxiliônica igual a $1,0 \cdot 10^7$.

QUESTÃO 31

(UERN)



O engenheiro metalúrgico e químico, Henry Louis Chatelier, 1850-1936, foi professor da Escola de Minas de Paris, em 1877. Ao estudar as reações químicas, percebeu que era possível prever a formação de um novo estado de equilíbrio químico a partir das alterações da velocidade da reação direta ou da reação inversa por meio de modificações nas concentrações de reagentes ou de produtos. O resultado desse estudo passou a ser conhecido como Princípio de Le Chatelier.

Assim, a partir da análise do sistema em equilíbrio químico representado pela equação química, de acordo com esse Princípio, é correto afirmar:

- A** O aquecimento do sistema em equilíbrio químico provoca aumento da velocidade da reação direta.

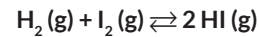
- B** A diminuição da concentração de oxigênio, no sistema, acarreta diminuição da concentração de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ na reação química representada.

- C** A remoção de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ do sistema implica diminuição da concentração de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ e de $\text{SO}_2(\text{g})$.

- D** O aumento da pressão total do sistema não causa alteração no estado de equilíbrio.

QUESTÃO 32

(FITS)



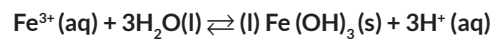
Tem-se que 0,5mol de H_2 e 0,5mol de I_2 reagem em uma câmara de 100L, submetida ao vácuo e à temperatura de 527°C .

Considerando-se que, nessas condições, o valor de K para essa reação é 50 para concentrações expressas em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, é correto afirmar:

- A** A pressão parcial de HI na mistura em equilíbrio é 0,52atm.
B O valor da constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_p) é 100.
C O consumo de iodo é diminuído pela adição de um excesso de hidrogênio.
D A pressão parcial de iodo na mistura em equilíbrio é o dobro da pressão parcial de hidrogênio.
E O número de mols de hidrogênio que permanecem sem reagir no equilíbrio é igual a 0,39.

QUESTÃO 33

(UEFS)



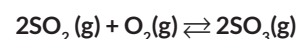
A presença de íons $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ é responsável pelas propriedades características de água ferruginosa de alguns rios.

Uma análise da presença de íons $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ nas águas ferruginosas de alguns rios permite concluir:

- A** O pH de águas que contêm íons $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ é superior a 7.
B A concentração hidrogeniônica de água que contém $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ é menor que $1,0 \cdot 10^{-7}$.
C A água ferruginosa de rios cujo pOH é igual a 8,0 contém íons $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$.
D Os rios que correm em leitos rochosos, ricos em calcário, $\text{CaCO}_3(\text{s})$, apresentam altas concentrações de íons $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$.
E A concentração hidroxiliônica da água ferruginosa é igual à concentração hidrogeniônica.

QUESTÃO 34

(UEFS)



Em um recipiente de 2,0L, foram misturados 12,0mol de dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$, com 10,0mol de oxigênio, $\text{O}_2(\text{g})$, à determinada temperatura. Após ter sido fechado o recipiente, e depois de estabelecido o equilíbrio químico, o sistema, representado pela equação química, apresentou 8,0mol de trióxido de enxofre, SO_3 .

A partir dessas informações e da análise do equilíbrio químico do sistema considerado, é correto afirmar:

- A O valor da constante de equilíbrio, K_{eq} , é $1,0 \text{ mol}^{-1} \text{ L}$.
- B A concentração de $\text{SO}_2(\text{g})$ no equilíbrio químico é diferente da concentração de $\text{SO}_3(\text{g})$ nesse mesmo estado de equilíbrio.
- C As concentrações de $\text{O}_2(\text{g})$ e de $\text{SO}_3(\text{g})$ são iguais no equilíbrio químico.
- D A quantidade de matérias por litro de $\text{SO}_2(\text{g})$ e de $\text{O}_2(\text{g})$ que reagiu foi, respectivamente, 2,0 mol e 3,0 mol.
- E A concentração de $\text{SO}_3(\text{g})$ no início da reação é igual à concentração de $\text{SO}_2(\text{g})$

QUESTÃO 35

(UEFS)

Ácido halogenídrico	Constante de ionização, K_a , a 25°C
HF(aq)	$6,0 \cdot 10^{-4}$
HCl(aq)	$1,0 \cdot 10^7$
HBr(aq)	$1,0 \cdot 10^9$
HI(aq)	$3,0 \cdot 10^9$

A tabela relaciona os valores da constante de ionização, K_a , dos ácidos halogenídricos. A partir da análise dessa tabela, é correto afirmar:

- A O pH de uma solução $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de ácido iodídrico é três vezes maior que a de ácido bromídrico, nas mesmas condições.
- B O ácido fluorídrico é o mais forte dentre os ácidos halogenídricos.
- C A base $\text{I}^-(\text{aq})$ é mais fraca que a base $\text{Cl}^-(\text{aq})$.
- D A condutividade de uma solução de HCl (aq) $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ é maior do que a de uma solução de mesma concentração de ácido bromídrico.
- E O comprimento da ligação H—F é maior do que o comprimento da ligação H—I.

QUESTÃO 36

(FITS) Na forma de uma dispersão em água, a uma concentração de aproximadamente 7%, o hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) forma uma suspensão comumente conhecida como leite de magnésia. O leite de magnésia é utilizado na Medicina como antiácido, devido à sua natureza alcalina, neutralizando o excesso de acidez estomacal. Essa suspensão também possui propriedades laxativas: reagindo com o ácido clorídrico (HCl) presente no suco gástrico, é produzido, além da água, o cloreto de magnésio (MgCl_2), substância deliquescente, o que lubrifica as paredes intestinais, eliminando a prisão de ventre.

A equação que representa o equilíbrio da solução saturada de hidróxido de magnésio, em água pura, é

Considerando-se a equação apresentada e a solubilidade de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ à temperatura ambiente, que é de $0,0001 \text{ mol/L}$, é correto afirmar:

Dado: $\log 2 = 0,30$.

- A O pH da solução de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, em água pura, é 3,7.
- B O pH da solução de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, em água pura, é 10,3.
- C O produto de solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$, à temperatura ambiente, é 4×10^{-15} .
- D O aumento do pH dessa solução acarreta o aumento da solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- E A solubilidade do $\text{Mg}(\text{OH})_2$ não é afetada por variações do pH

QUESTÃO 37

(UEFS)



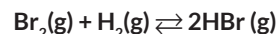
Os trabalhos do químico alemão Friedrich Wilhelm Ostwald sobre a relação matemática entre constante de ionização, K_a , com o grau de ionização, α , e com a concentração em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, m , de um ácido fraco ficaram conhecidos como a Lei de diluição de Ostwald, representada pela expressão $k_a = \frac{\alpha^2 \cdot m}{1 - \alpha}$. As suas pesquisas levaram-no ao recebimento, em 1909, do prêmio Nobel de Química.

A partir dessas informações e da reação de ionização do ácido hipobromoso, em uma solução $0,1 \text{ molar}$ desse ácido, representada pela equação química, é correto afirmar:

- A A concentração hidrogeniônica da solução de HBrO é igual a $1,0 \cdot 10^{-5}$.
- B O pH da solução de HBrO é igual a 5.
- C O valor de α para o HBrO, em solução, é $1,45 \cdot 10^{-4}$.
- D O grau de ionização aumenta quando a concentração da solução de HBrO aumenta.
- E A concentração hidrogeniônica da solução de HBrO independe de α .

QUESTÃO 38

(UEFS)



Um dado sistema em que inicialmente existem apenas reagentes pode convergir para um estado em que há reagentes e produtos coexistindo com concentrações constantes ao longo do tempo. Essas concentrações não se alteram em razão de as reações direta e inversa se processarem com velocidades iguais, o que caracteriza um estado de equilíbrio dinâmico.

De acordo com essas informações e considerando o sistema, representado pela equação química, formado inicialmente pela mistura de $1,0 \text{ mol}$ de $\text{Br}_2(\text{g})$ com $1,0 \text{ mol}$ de $\text{H}_2(\text{g})$, contida em um recipiente de $10,0 \text{ L}$, a determinada temperatura, ao atingir o estado de equilíbrio, apresentou $0,20 \text{ mol}$ de HBr, é correto afirmar:

- A A concentração de Br_2 no sistema em equilíbrio é igual a $9,0 \cdot 10^{-2} \text{ mols} \cdot \text{L}^{-1}$.
- B A constante de equilíbrio, K_c , é representada pela expressão .
- C O valor da constante de equilíbrio, K_c , é 16.
- D O aumento de $x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ na concentração de HBr implica diminuição de $x \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ na concentração de hidrogênio.
- E O sistema, ao atingir novo estado de equilíbrio em razão da adição de $\text{H}_2(\text{g})$, apresenta concentração de $\text{Br}_2(\text{g})$ maior que a concentração no estado anterior.

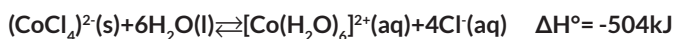
QUESTÃO 39

(UEFS) Um ácido e uma base sempre atuam juntos na transferência de próton, isto é, uma substância pode agir como ácido apenas se outra substância comporta-se como uma base. A partir da compreensão dessa informação, é correto afirmar:

- A A água atua como ácido na reação química representada pela equação química $\text{HS} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.
- B Na reação com a água, o íon $\text{CH}_3(\text{aq})$ comporta-se como uma base forte e forma o ácido $\text{CH}_4(\text{aq})$.
- C A constante de ionização, K_b , de $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ é igual a $1,8 \cdot 10^{-10}$ porque K_a de $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ é igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- D O íon $\text{N}^{3-}(\text{aq})$, ao reagir com água, forma o ácido NH_4 .
- E A base conjugada de $\text{P}(\text{OH})_3(\text{aq})$.

QUESTÃO 40

(UEFS)



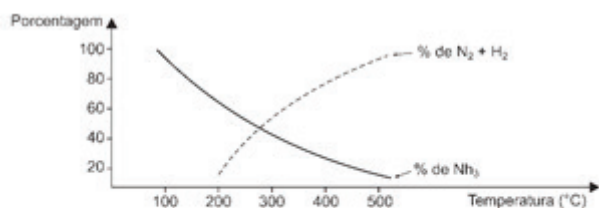
As pequenas esferas azuis de sílica gel utilizadas como desumidificadores no transporte e na proteção de aparelhos eletroeletrônicos, em atmosfera úmida, absorve água do ambiente tornando-se cor de rosa. Ao serem aquecidas em uma estufa, voltam a ter a cor azul inicial de acordo com o sistema em equilíbrio químico representado pela equação química.

A análise desse sistema em equilíbrio químico e das informações referidas no texto permite afirmar:

- A A atmosfera úmida favorece à formação do ânion $(\text{CoCl}_2)^{2-}$.
- B A formação do cátion $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ indica a presença de ar isento de umidade.
- C O aumento da temperatura provoca a transformação de esferas de sílica gel azuis em rosa.
- D As esferas voltam a ficar azuis com o aquecimento dentro da estufa porque absorvem água.
- E A adição de cloreto de potássio às esferas de sílica gel rosa faz com que elas se tornem azuis.

QUESTÃO 41

(UEFS)



O gráfico mostra a variação do rendimento de amônia com a variação da temperatura de acordo com o sistema em equilíbrio químico, a 100,0 atm, representado pela equação termoquímica.

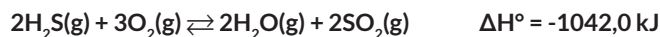
Uma análise desse gráfico e do sistema em equilíbrio químico representado pela equação termoquímica permite afirmar:

- A A variação de temperatura do sistema em equilíbrio implica variação do valor das constantes de equilíbrio K_{eq} e K_p .
- B O aumento da temperatura do sistema em equilíbrio químico não causa alteração no rendimento de amônia.
- C O ponto de interseção entre as curvas corresponde ao valor da constante de equilíbrio igual à unidade.
- D A adição de catalisador ao sistema em equilíbrio provoca alteração no rendimento de amônia.

- E A 100°C, a percentagem de $\text{N}_2(\text{g})$ e de $\text{H}_2(\text{g})$ é aproximadamente 100%.

QUESTÃO 42

(UEFS)

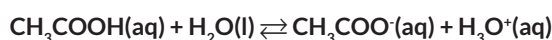


O deslocamento do equilíbrio químico de um sistema é toda e qualquer alteração de velocidade de reação direta ou inversa, que provoca modificações nas concentrações de substâncias químicas e, conseqüentemente, leva a um novo estado de equilíbrio. A aplicação desse conceito de deslocamento de equilíbrio químico ao sistema representado pela equação química permite corretamente afirmar:

- A A remoção de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ implica aumento da pressão parcial de $\text{SO}_2(\text{g})$.
- B A adição de oxigênio ao sistema provoca a diminuição da concentração de $\text{SO}_2(\text{g})$.
- C O aumento de temperatura do sistema promove aumento da concentração de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$.
- D A diminuição da pressão do sistema implica aumento da velocidade de reação direta.
- E A retirada de água do sistema mantém inalterada as velocidades da reação direta e inversa.

QUESTÃO 43

(UEFS)

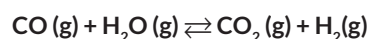


Dos sistemas em equilíbrio químico iônico em solução aquosa, um dos mais importantes é o que ocorre na ionização de ácidos e de bases, como o representado pela equação química, em que o ácido acético, em solução aquosa $0,1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, está 1,0% ionizado, à determinada temperatura. Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- A O pH da solução de ácido acético é igual a 3.
- B A concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ no equilíbrio químico é $1,0 \cdot 10^{-2}\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- C A concentração de íons acetato no equilíbrio químico é $0,1\text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- D O valor numérico da constante de ionização, K_a , para a solução de ácido acético é $1,8 \cdot 10^{-5}$.
- E A temperatura da solução aquosa de ácido acético não interfere no valor da constante de equilíbrio, K_a .

QUESTÃO 44

(UEFS)



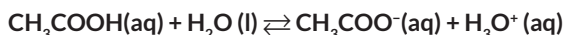
Um recipiente fechado, à temperatura constante, contém inicialmente monóxido de carbono, $\text{CO}(\text{g})$, e vapor de água, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, ambos com pressões parciais iguais a $0,750\text{ atm}$. Após ter sido estabelecido o equilíbrio químico do sistema representado pela equação química, no interior do recipiente, verificou-se que a pressão do monóxido de carbono atingiu $0,480\text{ atm}$.

A partir dessas informações e considerando-se o sistema em equilíbrio químico, é correto afirmar:

- A A pressão total do sistema em equilíbrio é 1,23 atm.
- B As pressões parciais da água e do hidrogênio no sistema são iguais.
- C O valor da constante de equilíbrio, Kp, do sistema é igual a 0,300atm.
- D A pressão parcial do CO₂ (g) na mistura gasosa em equilíbrio é igual a 0,270atm.
- E A adição de vapor de água ao sistema aumenta a pressão parcial do CO (g) no equilíbrio químico.

QUESTÃO 45

(UEFS)

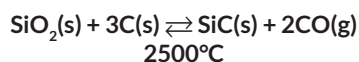


Os valores das concentrações de H⁺(aq) e de OH⁻(aq), que indicam a acidez ou basicidade das soluções são expressos por números com expoentes negativos. Entretanto, para transformá-los em números positivos, mais fáceis de trabalhar, Soren Sørensen (1868-1939) propôs, em 1909, o uso de logaritmos, o que o levou às definições de pH e pOH e às escalas de acidez e de basicidade de soluções. Assim, o cálculo de pH e de pOH facilitou o trabalho dos químicos. Levando-se em consideração essas informações e o sistema em equilíbrio químico formado pela solução de ácido acético, 1% ionizado, cuja concentração inicial é 1,0.10⁻¹molL⁻¹, representado pela equação química, é correto concluir:

- A O valor numérico do pOH da solução de ácido acético indica que a concentração de íons OH⁻ (aq) é muito maior que a de H₃O⁺ (aq).
- B A água é base conjugada do ácido acético e a concentração hidrogeniônica, na solução, é igual a 1,0.10⁻¹molL⁻¹.
- C A concentração de ácido acético no equilíbrio químico é igual a 1,0.10⁻³molL⁻¹.
- D A concentração de íons acetato no sistema é igual a 0,1molL⁻¹.
- E O pH da solução de ácido acético é igual a 3.

QUESTÃO 46

(UEFS)



O carvão de silício é infusível e possui dureza de 9,5 na escala de Mohs. É empregado como abrasivo e como material refratário em fornos que suportam temperaturas elevadas. Essa substância química pode ser produzida, de forma resumida, a partir da reação química entre areia e excesso de coque, de acordo com a equação química que representa o sistema em equilíbrio químico.

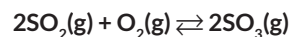
Considerando-se o sistema em equilíbrio químico representado pela equação química no processo de produção do carvão de silício, é correto afirmar:

- A A diminuição da temperatura e o uso de coque em excesso não causam interferências sobre o rendimento do processo de produção do carvão de silício.
- B A adição de CO (g) ao sistema representado pela equação química não causa alteração nas quantidades de reagentes envolvidos na reação química.
- C As alterações de pressão sobre o sistema em equilíbrio químico não influem sobre a pressão de CO (g).
- D O carvão de silício é um composto iônico de retículo cristalino de forma geométrica piramidal.

- E A constante de equilíbrio químico, Kp, desse sistema é igual à expressão (P_{CO})².

QUESTÃO 47

(UEFS)



Quando todas as substâncias participantes do equilíbrio químico são gasosas, pode-se utilizar a expressão da constante de equilíbrio, Keq, em termos de concentração em molL⁻¹, porém é mais comum usar as pressões parciais em lugar desse tipo de concentração. Essa expressão pode ser utilizada em relação ao sistema em equilíbrio, representado, mantido em um recipiente fechado sob pressão de 6,0atm, constituído de 0,20mol de SO₂ (l), 0,80mol de O₂(g) e 1,00mol de SO₃(g).

Considerando-se essas informações, é correto afirmar sobre as características desse sistema em equilíbrio químico que a

- A pressão parcial do oxigênio no sistema é a metade da pressão parcial de SO₂(g).
- B pressão parcial de SO₂ (g), na mistura gasosa em equilíbrio, é igual a 0,6atm.
- C fração em mol do SO₃(g), no sistema em equilíbrio, é igual a 0,1.
- D constante de equilíbrio do sistema, Kp, é igual a 2,1atm.
- E constante de equilíbrio Keq é igual a Kp/RT.

QUESTÃO 48

(UEFS)



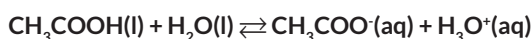
Muitas reações químicas começam e continuam até o consumo total de, no mínimo, um dos reagentes. Mas há reações que se estabilizam quando ainda existem reagentes disponíveis. Nesses casos, a reação atingiu um estado de equilíbrio químico. Considerando-se essas possibilidades, aquecendo-se 4,0mol de pentacloreto de fósforo, PCl₅(g), em um recipiente fechado, com capacidade de 4L, o estado de equilíbrio é atingido quando esse gás é 40% dissociado em tricloreto de fósforo, PCl₃(g), e cloro, Cl₂(g), à determinada temperatura.

A partir dessas informações e com base no princípio de Le Chatelier, é correto afirmar:

- A O valor numérico da constante de equilíbrio na dissociação do pentacloreto de fósforo é 0,62molL⁻¹.
- B A adição de cloro ao sistema em equilíbrio diminui a concentração de PCl₅(g), e um novo estado de equilíbrio é estabelecido.
- C O resfriamento do recipiente de reação produz aumento das concentrações de PCl₃(g) e de Cl₂(g).
- D A concentração de PCl₅(g) no equilíbrio químico é 1,2molL⁻¹.
- E A adição de 1,0mol de PCl₅(g) ao sistema implica aumento das concentrações de PCl₃(g) e de Cl₂(g), que, no novo estado de equilíbrio químico, são iguais a 0,5molL⁻¹.

QUESTÃO 49

(UEFS)



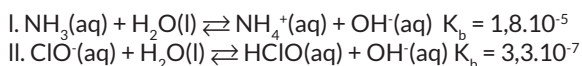
A Lei de Diluição de Ostwald relaciona o grau de ionização com o volume da solução e pode ser enunciada da seguinte forma: O grau de ionização de um eletrólito aumenta, tendendo a 100%, à medida que a solução é diluída. A aplicação dessa Lei permite calcular não somente a constante de ionização, K_a , como também as concentrações e o pH do sistema em equilíbrio químico representado pela equação química, quando o grau de ionização do ácido acético, em uma solução $0,02\text{molL}^{-1}$, desse ácido, é 3% a 25°C .

Considerando-se essas informações e a equação química de ionização do ácido acético, é correto afirmar:

- A A concentração hidrogeniônica na ionização do ácido acético é $2,0 \cdot 10^{-2}\text{molL}^{-1}$.
- B O valor numérico da constante de ionização do ácido acético é $1,75 \cdot 10^{-5}\text{molL}^{-1}$.
- C O pH da solução de ácido acético 3% ionizado é menor do que 4.
- D A concentração de ácido acético no equilíbrio químico é $1,94 \cdot 10^{-3}\text{molL}^{-1}$.
- E O valor da constante de ionização, K_a , quando o grau de ionização, α , for muito pequeno, é calculado pela expressão matemática $K_a = [\text{CH}_3\text{COOH}]\alpha$.

QUESTÃO 50

(UEFS)



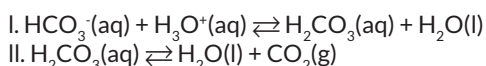
Algumas espécies químicas, como a amônia, NH_3 , e o íon hipoclorito, ClO^- , comportam-se como bases fracas em solução aquosa, de acordo com os sistemas em equilíbrio químico representados pelas equações químicas I e II. A constante de ionização, K_b , está relacionada ao equilíbrio químico, no qual uma base reage com a água para formar o ácido conjugado correspondente e o íon hidróxido, OH^- .

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- A O valor do pH de uma solução aquosa de amônia é menor do que o de uma solução aquosa de hipoclorito de mesma concentração molar.
- B O aumento da concentração de íons hipoclorito, ClO^- (aq), no sistema II, implica aumento do valor da constante de equilíbrio, K_b .
- C A adição de íons OH^- ao sistema representado em I desloca o equilíbrio químico no sentido de consumo da amônia.
- D A adição de íons H^+ (aq) ao sistema II favorece a formação do ácido HClO (aq) conjugado da base ClO^- (aq).
- E O íon hipoclorito, ClO^- , é uma base mais forte do que a amônia, NH_3 , em meio aquoso.

QUESTÃO 51

(UEFS)



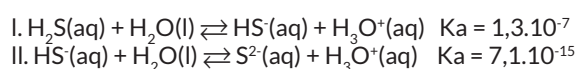
O principal sistema tampão usado para manter o pH do sangue humano entre 7,35 e 7,45 é o formado por ácido carbônico-bicarbonato, cujos equilíbrios estão representados, de maneira simplificada, pelas equações químicas reversíveis I e II.

Com base na análise dos equilíbrios químicos representados e nos conhecimentos da Química, é correto concluir:

- A A introdução de CO_2 (g), em II, implica o aumento do pH do sistema que representa a solução tampão.
- B O ácido carbônico, H_2CO_3 (aq), é utilizado no sistema tampão por ser um oxiácido moderado e estável.
- C A liberação do CO_2 (g) na respiração aumenta a concentração de ácido carbônico no sistema representado em II.
- D O íon H_3O^+ (aq) é o ácido conjugado da base HC (aq), em I, segundo o conceito de ácido/base de Brønsted-Lowry.
- E A adição de pequenas quantidades de íons OH^- (aq), ao sistema I, desloca o equilíbrio no sentido de formação de íons bicarbonato, HCO_3^- (aq).

QUESTÃO 52

(UEFS)



A constante de equilíbrio, K_c , expressa as diferentes tendências para as reações reversíveis e, no caso de diácidos fracos, a exemplo do ácido sulfídrico, pode-se determinar uma constante de ionização, K_a , para cada etapa de ionização, como mostra as equações químicas I e II.

Considerando-se as informações e os conhecimentos sobre equilíbrio químico, é correto afirmar:

- A O íon S_2^{2-} (aq) é o ácido conjugado da base HS^- (aq), em II.
- B O valor do pH no sistema representado em I é maior do que o do pH no sistema II.
- C A quantidade de íons HS^- (aq) presentes em 1,0L de solução $1,0\text{molL}^{-1}$ de H_2S (aq) é de $6,0 \cdot 10^{23}$ íons.
- D A adição de íons H_3O^+ (aq), ao sistema representado em I, desloca o equilíbrio no sentido de formação de H_2S (aq).
- E O valor da constante de ionização do ácido representado em II é calculado pela relação $K_a = \frac{[\text{HS}^-]}{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}$.

QUESTÃO 53

(UNIME) O soro fisiológico é uma solução aquosa de cloreto de sódio, NaCl (aq), a 0,9%, m/v, equivalente a 0,9g do sal dissolvido em 100,0mL de solução e apresenta a mesma pressão osmótica do sangue, o que permite hidratar o indivíduo, sem risco de afetar as células sanguíneas.

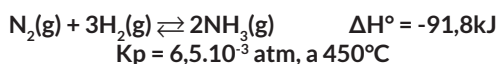
De acordo com essas informações, é correto afirmar:

- A A concentração molar da solução é de, aproximadamente, $1,5 \cdot 10^{-2}\text{molL}^{-1}$.
- B O soro fisiológico é uma solução inócua ao indivíduo porque tem pH = 7,0 e não é eletrolítica.
- C A quantidade de matéria de íons presentes em 1,0L de soro fisiológico é de, aproximadamente, 0,3mol.
- D O uso de uma solução de cloreto de sódio, em qualquer concentração, é indicado para a reidratação do indivíduo.
- E A concentração de uma solução salina maior do que 0,9%, m/v, fará com que a célula sanguínea absorva água, causando seu rompimento.

QUESTÃO 54

(UNEB) Em 1909, o químico alemão Fritz Haber, da Universidade de Karlsruhe, mostrou como transformar o gás nitrogênio — abundante, e não reagente, na atmosfera, porém inacessível para a maioria dos organismos — em amônia. Como um dos pilares da revolução verde, o adubo sintético permitiu que fazendeiros transformassem solos fracos em campos produtivos e cultivassem várias safras, sem esperar pela regeneração natural de nutrientes. Em decorrência, a população global saltou de 1,6 bilhão para 6 bilhões de pessoas no século 20. Ainda assim, essa boa notícia para a humanidade custou caro. A maior parte do nitrogênio reativo que é produzido, intencionalmente, como adubo e, em menor escala, como subproduto da queima dos combustíveis fósseis, que acionam automóveis e indústrias não acaba nos alimentos. Em vez disso, migra para a atmosfera, rios e oceanos, passando de elemento benéfico a poluente agressivo. Na atmosfera, os óxidos de nitrogênio, NO_x, dão origem ao ozônio, um gás de efeito estufa que danifica os tecidos das plantas e produz todos os anos uma quebra de produção agrícola. Há tempos, os cientistas culpam o nitrogênio reagente pelo surgimento de grandes florações de algas nocivas, zonas costeiras mortas e poluição ozônica. A natureza disponibiliza o nitrogênio à vida com base na ação de um pequeno grupo de bactérias, capazes de romper a tripla ligação entre os dois átomos de nitrogênio, em um processo conhecido como fixação. Uma pequena quantidade adicional de nitrogênio é fixada por meio de relâmpagos e erupções vulcânicas, cujas elevadas descargas de energia têm o poder de decompor essas moléculas de N₂(g).

TOWNSEND; HOWARD, 2011, p. 44-46.

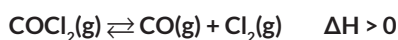


Considerando-se as consequências da produção de amônia e de fertilizantes sintéticos, a exemplo do nitrato de amônio, NH₄NO₃(aq), que repercutem na poluição e no aquecimento global do planeta, é correto afirmar:

- A O valor da constante de equilíbrio, K_p, a 450°C, evidencia um grande rendimento de amônia nessa condição.
- B O surgimento de intensa floração de algas nas zonas costeiras mortas deve-se à presença de nitrogênio reagente, N₂(g).
- C A lixiviação de fertilizante de nitrato de amônio pelas chuvas e pela irrigação arrasta para rios e oceanos o ácido NH₄⁺(aq) e sua base conjugada NO₃⁻(aq).
- D A variação de temperatura e de pressão sobre o sistema em equilíbrio, representado pela equação química, não interfere no rendimento de amônia.
- E A poluição resultante da presença de ozônio, O₃(g), na atmosfera, deve-se ao NO₂(g), proveniente de escapamento de motores à explosão interna de automóveis.

QUESTÃO 55

(UNINORTE)



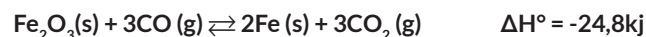
O cloreto de carbonila ou fosfogênio, COCl₂(g), é um gás venenoso que se decompõe em monóxido de carbono, CO(g), e cloro, Cl₂(g), de acordo com o sistema em equilíbrio químico, em um recipiente fechado, representado pela equação química.

Considerando-se essas informações e os conhecimentos sobre equilíbrio químico, é correto afirmar:

- A A saída de moléculas do CO(g) do sistema implica redução da concentração do Cl₂(g).
- B O aumento da temperatura do sistema em equilíbrio favorece a formação do fosfogênio.
- C A redução da pressão exercida sobre o sistema desloca o equilíbrio no sentido de produção do CO(g) e do Cl₂(g).
- D O gás cloro ao ser introduzido no sistema em equilíbrio contribui para a decomposição do cloreto de carbonila.
- E A adição de um catalisador sólido ao sistema reacional desloca o equilíbrio no sentido de produção do COCl₂(g).

QUESTÃO 56

(UNIPÊ)



Em um alto forno siderúrgico, a redução de óxido de ferro III se deve ao monóxido de carbono, CO(g), de acordo com a equação química representada, resumidamente pelo sistema em equilíbrio químico.

Levando-se em consideração essas informações sobre a redução do óxido de ferro III e os conceitos relacionados ao equilíbrio químico, é correto afirmar:

- A A variação de pressão nos altos fornos siderúrgicos não causa alteração no rendimento de ferro no processo de redução.
- B O contato insuficiente entre o monóxido de carbono e o óxido de ferro III impede que a reação de redução se complete.
- C A adição ou retirada de Fe₂O₃(s) nos altos fornos altera a velocidade do processo de redução do ferro.
- D A variação do aquecimento dos altos fornos não interfere na reação de redução do minério de ferro.
- E O aumento da concentração de CO₂(g) diminui a concentração de monóxido de carbono.

QUESTÃO 57

(UNIT) O hidróxido de potássio, KOH(s), é um composto químico corrosivo, tóxico e solúvel em água. Uma solução aquosa desse composto químico foi preparada, dissolvendo-se, cuidadosamente, 11,2g de KOH(s) em água suficiente para a obtenção de 2,0L de solução.

Com base nas informações e nos conhecimentos sobre soluções aquosas, é correto concluir:

- A O valor da concentração da solução obtida é 0,2molL⁻¹.
- B A solução aquosa de hidróxido de potássio tem pH = 13.
- C O volume de 200,0mL da solução preparada contém 1,0.10⁻² mols de KOH.
- D A quantidade de matéria de íons OH⁻(aq) em 2,0L de solução é de 2,0mol.
- E O acréscimo de 1,0L de água a 1,0L da solução preparada forma 1 uma nova solução de concentração 5,6gL.

QUESTÃO 58

(UNIME)



Os dentistas utilizam solução aquosa de ácido tricloroacético, a 50%(m/v), para forçar a cicatrização ou cauterizar feridas na gengiva. Como se trata de um ácido forte, ele destrói o tecido lesado, o que permite o crescimento de uma nova porção sadia da gengiva. O ácido é também empregado por dermatologistas para extirpar pequenos focos potenciais de câncer de pele.

Considerando-se as informações referidas no texto e os conhecimentos de Química Orgânica, é correto afirmar:

- A A estimulação do crescimento de tecidos sadios ocorre em razão da pequena concentração de íons H_3O^+ (aq) em solução de ácido tricloroacético.
- B A solução aquosa de 50% (m/v) de ácido tricloroacético contém, aproximadamente, 3,0 mols desse ácido por litro de solução.
- C A solução aquosa de concentração de ácido tricloroacético igual a $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$, completamente ionizado, apresenta $pH = 2$.
- D Ascélulas de focos potenciais de câncer de pele se desenvolvem lentamente na presença de ácido tricloroacético.
- E Os íons CCl_3CO (aq) são responsáveis pela cauterização de feridas na gengiva.

QUESTÃO 59

(UNIME)



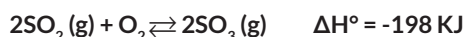
As modificações nos estados de equilíbrio químico obedece ao Princípio estabelecido pelo químico francês Henri Le Chatellier.

Considerando-se a aplicação desse Princípio ao sistema em equilíbrio químico representado pela equação química, é correto afirmar:

- A A concentração de metano cresce com a adição de carbono sólido ao sistema.
- B A constante de equilíbrio K_p é representado pela expressão matemática .
- C A variação da pressão do sistema afeta o estado de equilíbrio químico representado.
- D O aumento da temperatura do sistema em equilíbrio químico promove acréscimo do rendimento de gás metano.
- E A velocidade de reação direta de redução do carbono com hidrogênio aumenta com a diminuição da pressão parcial de hidrogênio.

QUESTÃO 60

(UNIT)



O poluente atmosférico dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, é emitido pela combustão de carvão mineral nas usinas termelétricas e pela queima de óleo diesel nos veículos pesados, se converte em trióxido de enxofre, $SO_3(g)$, em um recipiente 3 fechado, de acordo com o sistema em equilíbrio representado pela equação química.

Relacionando-se essas informações aos conhecimentos sobre equilíbrio químico, é correto afirmar:

- A A adição de oxigênio ao sistema promove crescimento do consumo de $SO_2(g)$.

- B A variação de entalpia por mol de $SO_3(g)$ produzido, no equilíbrio, é igual a -198 kJ .
- C A retirada de $SO_3(g)$ do sistema diminui o consumo de oxigênio 3 no sistema em equilíbrio químico.
- D O aumento da temperatura do sistema em equilíbrio químico produz aumento da concentração de $SO_3(g)$.
- E O crescimento da pressão sobre o sistema implica estabelecimento de um novo estado de equilíbrio químico, com aumento da concentração de $SO_3(g)$.

QUESTÃO 61

(UNIME)



A gaseificação de bebidas, a exemplo dos refrigerantes, vinhos e champanhe, resulta da capacidade de dissolução do dióxido de carbono em água, de acordo com o sistema em equilíbrio representado.

Considerando-se essas informações, é correto afirmar:

- A Os íons $HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$ constituem par conjugado ácido-base, de acordo com Brønsted e Lowry.
- B O aumento da pressão sobre o sistema em equilíbrio causa redução do pH dessas bebidas.
- C O aumento da concentração de $CO_2(g)$ implica aumento da energia de ativação da reação direta.
- D A pressão exercida pelo $CO_2(g)$ em 1,0 litro de ar é 1,0atm, ao nível do mar.
- E A espuma produzida pela champanhe, ao ser aberta, é uma solução gasosa.

QUESTÃO 62

(UNIG)



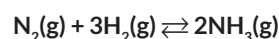
A lei da diluição de W. Ostwald relaciona o grau de ionização com a diluição da solução. Segundo o químico alemão, professor da Universidade de Leipzig, o grau de ionização de um eletrólito aumenta, tendendo para 100% à medida que a solução se dilui. A lei pode ser aplicada nos cálculos de concentrações e da constante de dissolução iônica de uma solução de ácido acético $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$, de grau de ionização, alfa, α , igual a 3,0%.

A partir da aplicação da lei de W. Ostwald e das informações do texto, é correto afirmar:

- A O grau de ionização alfa é muito pequeno para eletrólitos fortes, e a diferença $1-x$ é a concentração de íon acetato no equilíbrio.
- B O valor numérico da constante de equilíbrio, K_a , é igual a $2,0 \cdot 10^{-4}$.
- C A concentração de ácido acético no equilíbrio químico é $0,0186 \text{ mol}$.
- D O pH da solução de ácido acético é superior a 3 unidades.
- E A concentração de íons acetato na solução aquosa em equilíbrio químico é igual à de ácido acético.

QUESTÃO 63

(UNIDERP)



A amônia é um gás incolor, bastante tóxico que se dissolve em água. Além disso, é um gás corrosivo, que na presença de umidade, age principalmente no sistema respiratório. Sua inalação causa tosse, dificuldade respiratória, edema pulmonar, retenção de urina, irritação dos olhos, entre outras. Em altas concentrações, se não for possível sair rapidamente do local, a vítima pode chegar até a morte.

A amônia é uma substância de grande importância também para a indústria química. Um exemplo é seu papel na produção de fertilizantes nitrogenados, refletindo-se em grande aumento de produtividade na agricultura.

Considerando-se essa informação, analise as afirmativas e marque com V as verdadeiras e com F, as falsas.

- () O borbulhamento de amônia em água produz solução aquosa com pH menor que 7.
- () Aumentando a concentração da amônia, o deslocamento do equilíbrio irá no sentido dos reagentes e diminuindo a concentração de $N_2(g)$ o deslocamento ocorrerá também no mesmo sentido.
- () Uma mistura contendo 280,0g de $N_2(g)$ e 100,0g de $H_2(g)$ contém excesso de $N_2(g)$.
- () Aumentando a pressão do sistema em equilíbrio, haverá o deslocamento para direita favorecendo a síntese de amônia.

A alternativa que contém a sequência correta, de cima para baixo, é a

- A** VVFF
- B** VFFV
- C** FVVF
- D** FFVV
- E** FVfV

QUESTÃO 64

(UNIDERP) A urina é uma solução aquosa que contém substâncias metabólicas a serem eliminadas que se forma nos rins sendo coletada na bexiga e depois expelida pela uretra. É constituída por 95% de água, na qual a uréia, toxinas e sais minerais, como o cloro, o magnésio, o potássio, o sódio, o cálcio, entre outros que formam os restantes 5%, estão dissolvidos. Também pode conter substâncias comuns, utilizadas frequentemente pelo organismo, mas que se podem encontrar em excesso, sendo necessário que o corpo as elimine.

Considerando-se uma amostra de 200,0mL a 25°C de urina humana de pH igual a 6, e aplicando o conhecimento do pH de soluções aquosas, é correto afirmar:

- A** O valor do pOH, na solução aquosa, é igual a 6.
- B** A concentração de íons hidrônio é de $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$.
- C** A amostra da urina contém $1,0 \cdot 10^{-8}$ mol de íons hidróxido.
- D** A quantidade de matéria de íons hidrônio, na urina, é de $4,0 \cdot 10^{-7}$ mol.
- E** A solução pode ser neutralizada com adição de uma substância de caráter ácido.

GABARITO

01	A	02	A	03	E	04	B	05	A
06	A	07	B	08	C	09	A	10	C
11	D	12	C	13	B	14	D	15	B
16	C	17	E	18	D	19	C	20	D
21	D	22	B	23	C	24	B	25	B
26	D	27	A	28	B	29	A	30	B
31	C	32	A	33	C	34	B	35	C
36	B	37	C	38	A	39	D	40	E
41	A	42	B	43	A	44	D	45	E
46	E	47	B	48	E	49	C	50	D
51	E	52	D	53	C	54	E	55	C
56	A	57	B	58	B	59	C	60	E
61	B	62	D	63	E	64	B	65	•