

Aula 00

*EMBRAPA (40000141 - Analista - Área
Laboratórios e Campos Experimentais -
Subárea: Química) Conhecimentos
Específicos - 2024 (Pós-Edital)*

Autor:
Diego Souza

17 de Dezembro de 2024

Índice

1) Equilíbrio Químico - Teoria	3
2) Equilíbrio Químico - Questões Comentadas CEBRASPE	34
3) Equilíbrio Químico - Questões Comentadas	53
4) Equilíbrio Químico - Lista de questões CEBRASPE	127
5) Equilíbrio Químico - Lista de Questões Multibancas	137



EQUILÍBRIO QUÍMICO

Considerações Iniciais

Olá, pessoal, tudo joia?

Hoje vamos estudar equilíbrios químicos. Esse tema está presente em exercícios sobre titulação, gravimetria, formação de complexos, reações ácido-base, tampões, dentre outros. Além disso, as resoluções desses exercícios exigem conhecimento prévio sobre teorias ácido-base, estequiometria e diluições.

Considerando que o assunto pode ser abordado de diferentes formas e que muitos exercícios envolvem a estruturação correta de cálculos estequiométricos, a melhor maneira de você consolidar o seu conhecimento sobre equilíbrio químico será por meio da resolução de muitos exercícios. E é claro que é isso que vamos fazer hoje.

Não deixe de ler as resoluções dos exercícios, principalmente daqueles que estão dispostos no decorrer da parte teórica. Devido aos diversos tipos de exercícios sobre equilíbrios e diferentes particularidades neles presentes, ensino macetes, dicas e cuidados importantes no decorrer dessas resoluções.

Desejo-lhe uma boa aula e lembre-se de me procurar caso fique com alguma dúvida. Bons estudos! Forte abraço!

Instagram: Prof.DiegoSouza
Telegram: t.me/profdiegosouza
YouTube: Prof. Diego Souza

Introdução ao equilíbrio químico

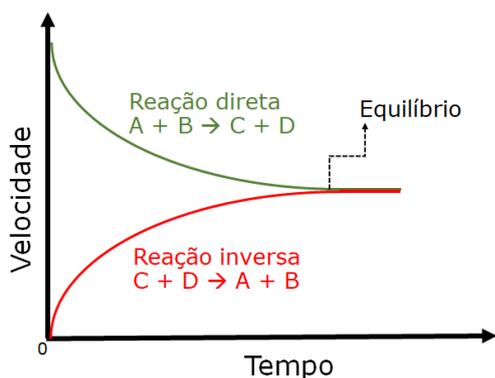
Reversibilidade das reações e análise gráfica

Até aqui, abordamos as reações como se fossem unidirecionais (uma única seta para direita), em que os reagentes são totalmente consumidos para formação dos produtos. Por exemplo: $A + B \rightarrow C + D$. Entretanto, raramente isso acontece. **Na maioria das vezes, as reações se dão nos dois sentidos (bidirecionais): $A + B \rightleftharpoons C + D$.**

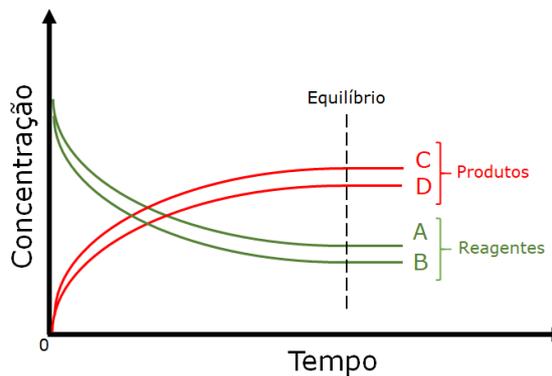
Imagine que adicionamos em um béquer os reagentes A e B. De início, não haverá produtos (C e D) e as concentrações de A e B serão altas. Desta forma, a velocidade da reação no sentido de formação dos produtos (seta para direita, reação direta), v_1 , será alta, consumindo os reagentes (A e B), ou seja, diminuindo suas concentrações. À medida que C e D começam a ser formados, surge uma velocidade de reação v_2 no sentido de formação dos reagentes A e B (seta para esquerda, **reação inversa**). Entretanto, a concentração de C e D no início ainda é baixa e, por isso, v_1 é muito maior que v_2 . A reação continua, a concentração dos produtos aumenta de modo que v_2 também aumenta. Por fim, a reação atinge um ponto denominado de **estado de equilíbrio**, no qual a velocidade de formação dos reagentes é igual a velocidade de formação dos produtos, ou seja, $v_1 = v_2$.



Podemos analisar graficamente o percurso entre o início da reação até o estado de equilíbrio sob dois aspectos diferentes: o das velocidades das reações direta e inversa, e o das concentrações de produtos e reagentes. Perceba no **gráfico à esquerda** que no início v_1 é alta e $v_2 = 0$. Em seguida, com o avanço da reação e, por conseguinte, aumento da concentração dos produtos, v_2 aumenta até se igualar a v_1 ($v_1 = v_2$), atingindo, desta forma, o equilíbrio. Por outro lado, **no gráfico à direita**, vê-se que a concentração dos reagentes A e B são altas no início (tempo = 0). À medida que a reação se desenvolve, suas concentrações diminuem e as concentrações dos produtos C e D aumentam. Essa direção permanece até o equilíbrio ser atingido, situação em que as concentrações de todas as espécies químicas envolvidas passam a ser constantes, o que é representado pelos segmentos perpendiculares ao eixo concentração.



Comportamento das velocidades das reações direta e inversa até o equilíbrio



Comportamento das concentrações dos produtos e dos reagentes até o equilíbrio

Desse raciocínio decorre a **reversibilidade** que é uma característica da grande maioria das reações químicas, ou seja, elas acontecem simultaneamente nos dois sentidos. **Já dizia o ditado: tudo que vai, volta.**



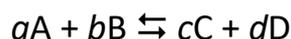
Cuidado: O equilíbrio químico é dinâmico!

Não caia em “pegadinhas”! O estado de equilíbrio não é uma condição estática, mas sim dinâmica, pois reagentes e produtos estão sendo formados ao mesmo tempo. As concentrações dos produtos e dos reagentes são constantes devido à equivalência das velocidades de reação nos dois sentidos, $v_1 = v_2$. O que é bastante plausível, não é mesmo?

A constante de equilíbrio

Retomemos a equação genérica anterior ($A + B \rightleftharpoons C + D$), incluindo agora os respectivos coeficientes estequiométricos, representados por letras minúsculas:





A partir da equação balanceada acima, podemos escrever uma equação algébrica denominada **constante de equilíbrio**, válida para o estado de equilíbrio, como segue:

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

Os termos [A], [B], [C] e [D] representam as concentrações em mol·L⁻¹ das espécies químicas envolvidas. A **constante de equilíbrio** (*K*) é adimensional, pois as concentrações são inseridas na equação sem unidade. Isso acontece porque os termos da equação acima ([A], [B], [C] e [D]) são, na verdade, uma razão entre a concentração da espécie e a sua concentração no **estado padrão**, o qual equivale a 1 mol·L⁻¹ para soluções. Desta forma, temos que a divisão de qualquer concentração em mol·L⁻¹ por 1 mol·L⁻¹ apresentará como resultado a própria concentração sem unidade (adimensional) da espécie. Quando as espécies químicas estão no **estado gasoso** (por ex.: H_{2(g)}), os termos da equação serão suas pressões em bar, sendo que o **estado padrão** de um gás corresponde a 1 bar. Por fim, **para sólidos e líquidos puros, os termos serão iguais a 1** (por ex.: [Fe] = 1 para Fe_(s) em uma reação química), o que significa que esses termos são omitidos da equação. O solvente também é omitido da equação de equilíbrio, pois sua concentração é tão alta que seu comportamento será muito próximo a de um líquido puro.



Regras a serem observadas para a equação da constante de equilíbrio químico

É importante que você entenda a discussão conceitual do parágrafo anterior, pois, eventualmente, isso pode ser cobrado. No entanto, para uma maior praticidade na resolução de exercícios que envolvam cálculo de constante de **equilíbrio químico**, lembre-se das seguintes regras:

1. As concentrações das espécies químicas devem estar em mol·L⁻¹, mas sua unidade será omitida;
2. As concentrações dos gases devem ser expressas em bar;
3. Sólidos, líquidos e solventes são omitidos.

Um último aspecto a ser observado é que o sentido direto da reação será favorecido se $K > 1$ (*dizemos que a reação se desloca no sentido dos produtos*). Caso K seja muito maior que 1 ($K \gg 1$), podemos dizer que a



reação será completa, ou seja, todo reagente será consumido para formação dos produtos. Por outro lado, se $K \ll 1$ (*lembro que K sempre será maior que 0, já que não existe concentração negativa*), então a reação será completamente deslocada no sentido dos reagentes.

Vamos resolver abaixo dois exercícios relativamente simples para familiarizarmos com o que já aprendemos até aqui.



(Quadrix - SEDF - 2017) Com base nos conceitos de equilíbrio químico, julgue o item subsequente:

O equilíbrio químico ocorre quando há um equilíbrio dinâmico entre reagentes e produtos em uma reação química, ou seja, a condição na qual os processos direto e inverso ocorrem simultaneamente em velocidades iguais.

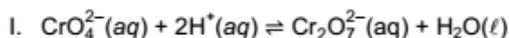
Comentários:

Afirmção correta. O candidato desatento pode confundir, pois no equilíbrio as concentrações das espécies são constantes. Entretanto, isso não significa que o sistema se encontra estático. Chamei atenção para o fato de o equilíbrio ser uma condição dinâmica, pois reagentes e produtos estão sendo formados ao mesmo tempo.

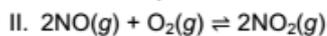
Resposta: certo



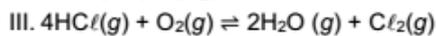
(COMVEST - UFAM - 2016) A seguir são apresentados itens com as reações de equilíbrio e as correspondentes constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c):



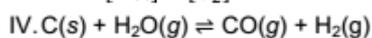
$$K_c = \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CrO}_4^{2-}] \times [\text{H}^+]^2}$$



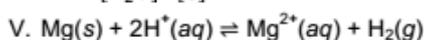
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \times [\text{O}_2]}$$



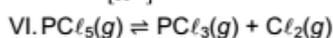
$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \times [\text{Cl}_2]}{[\text{HCl}]^4 \times [\text{O}_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{CO}] \times [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}] \times [\text{C}]}$$



$$K_c = \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Assinale a alternativa correta:

- a) Somente os itens I, II e V estão corretos
- b) Somente os itens I, III e VI estão corretas
- c) Somente os itens II, III e VI estão corretos
- d) Somente os itens II, IV e V estão corretas
- e) Somente os itens II, IV e VI estão corretos

Comentários:

Excelente questão para treinar as regras básicas de escrita das equações de equilíbrio. Além disso, a questão apresenta “peguinhas” que nos deixarão mais atentos em questões semelhantes. Vamos analisar cada afirmativa separadamente.

Afirmativa I: o equilíbrio se dá em meio aquoso, o que é perceptível pelos índices (aq) que corresponde a aquoso. Portanto, o solvente, que nesse caso é a água, deveria ter sido omitido da equação. Portanto, afirmativa incorreta.

Afirmativa II: a equação para constante de equilíbrio (K) está correta.

Afirmativa III: nesse caso a água participa da equação, pois a reação se dá no estado gasoso, sendo a água um produto da reação. Portanto, afirmativa correta.

Afirmativa IV: sólidos devem ser omitidos na equação da constante. Afirmativa incorreta.

Afirmativa V: faltou o gás H_2 na equação. Incorreta.

Afirmativa VI: a equação prevê corretamente todas as espécies participantes do equilíbrio. Afirmativa correta.

Resposta: letra C



Deslocamento de equilíbrio (Princípio de Le Châtelier)

O **Princípio de Le Châtelier** explica o comportamento de sistemas em equilíbrios quando perturbados, podendo ser descrito como segue:

Caso seja realizada uma perturbação em um sistema em equilíbrio, alterando concentrações, temperatura ou pressão, o sistema reagirá se deslocando no sentido de diminuir ou anular essa perturbação.

Talvez não fique tão claro apenas lendo o enunciado do Princípio de Le Châtelier. Vamos analisar isoladamente o que acontece com o sistema em cada tipo de perturbação.

Alteração de concentração

Retomemos a equação genérica anterior $A + B \rightleftharpoons C + D$. Imagine que seja retirada parte dos produtos (C e D) do sistema. Nesse caso, a reação irá se deslocar no sentido de formação de mais produto (seta para direita) a fim de reequilibrar o sistema. Da mesma forma, se for retirado os reagentes ou diminuída suas concentrações, então a reação se deslocará no sentido dos reagentes (seta para esquerda).

De outra maneira, se adicionarmos reagentes a um sistema em equilíbrio, ele reagirá no sentido de formação de mais produtos. Caso a adição seja de produtos, então o equilíbrio será deslocado para os reagentes.

Alteração de temperatura

Uma reação endotérmica ($\Delta H > 0$) recebe ou rouba energia do meio (vizinhança) para ocorrer. Para esse tipo de reação, o aquecimento do meio (aumentar a temperatura) favorece a reação direta e, portanto, desloca no sentido dos produtos. De forma oposta, uma reação exotérmica ($\Delta H < 0$) será deslocada para o sentido dos produtos caso o meio seja resfriado.

Uma outra maneira de analisarmos esse tipo deslocamento é considerarmos que a energia fornecida ou absorvida na forma de calor é parte da reação, conforme demonstrado abaixo. Perceba:

Reação exotérmica: Reagentes \rightleftharpoons Produtos + Calor

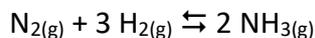
Reação endotérmica: Calor + Reagentes \rightleftharpoons Produtos

A partir daí podemos usar o raciocínio da concentração. Por exemplo, nas reações exotérmicas, caso o meio seja aquecido, é como se tivéssemos a adição de um dos produtos (calor) e, por isso, a reação será deslocada para os reagentes. A aplicação de aquecimento em uma reação endotérmica promoverá um deslocamento do equilíbrio para a formação de produtos.



Alteração da pressão

Devemos lembrar que idealmente todos os gases possuem o mesmo volume molar de $22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ nas CNTP (Condições Normais de Temperatura e Pressão). Tomemos como exemplo a síntese da amônia para entendermos o efeito da pressão sobre o equilíbrio.



Mesmo que o sistema não esteja nas CNTP, idealmente 1 mol de um determinado gás ocupa o mesmo volume que 1 mol de outro gás. Desta forma, vamos considerar que cada mol de gás ocupe um certo volume V . Na reação, 1V de N_2 e 3V de H_2 produzem 2V de NH_3 . De outra forma, somando o volume dos reagentes, temos $4V \rightleftharpoons 2V$. Disso nota-se que os reagentes ocupam um volume maior que o produto nessa reação de síntese da amônia. **Caso a pressão do sistema reacional fosse aumentada, ou seja, se o sistema fosse comprimido, então o equilíbrio seria deslocado no sentido de menor volume, que nesse caso seria na direção dos produtos. De modo oposto, se a pressão for diminuída, o equilíbrio será deslocado na direção de maior volume, no caso, para os reagentes.**

O princípio de Lê Châtelier é assunto muito cobrado em exercícios de concurso. Vamos ver como isso se dá? Não deixe de analisar a resolução da próxima questão, na qual introduzo o conceito de quociente da reação para complementar a interpretação do princípio de Lê Châtelier.



Considere que, na temperatura T_0 , a constante de equilíbrio para a reação de decomposição do N_2O_4 (g) apresentada a seguir seja igual a 4,0 e que o comportamento dos gases envolvidos nessa reação seja ideal.



(CESPE | CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) De acordo com as informações do texto acima, se, em determinado instante, na temperatura T_0 , as pressões parciais de N_2O_4 (g) e NO_2 (g) dentro de uma câmara forem iguais a 0,16 bar e 0,80 bar, respectivamente, então

- a) a reação não se encontrará em equilíbrio, mas as velocidades das reações direta e inversa serão iguais e diferentes de zero.
- b) a reação se encontrará em equilíbrio, e a velocidade tanto da reação direta quanto da reação inversa será igual a zero.
- c) a reação se encontrará em equilíbrio, e as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.
- d) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação direta será superior à da reação inversa.
- e) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação inversa será superior à da reação direta.

Comentários:



Inicialmente devemos utilizar os dados da reação para escrever a equação da constante de equilíbrio.

$$K = 4 = \frac{P(\text{NO}_2)^2}{P(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

em que P corresponde a pressão em bar. Precisamos agora descobrir se o sistema está em equilíbrio com as pressões parciais fornecidas. Podemos calcular o quociente de reação (Q) e em seguida compará-lo com K. O Q é calculado de maneira semelhante ao K, mas difere deste por apresentar a condição real ou atual do sistema ou da reação. Vejamos como calculá-lo.

$$Q = \frac{P(\text{NO}_2)^2}{P(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

$$Q = \frac{0,8^2}{0,16} \rightarrow Q = 4$$

Comparação entre Q e K (Empregue este raciocínio em outros exercícios quando precisar).

Comparação	O que significa
Se $Q = K$	A reação está em equilíbrio.
Se $Q > K$	Significa que, em Q, o numerador está alto em relação ao denominador. Por isso, precisará diminuir o numerador (PRODUTOS) até que Q se iguale com K. REAÇÃO IRÁ SE DESLOCAR PARA OS REAGENTES (ESQUERDA)
Se $Q < K$	Significa que, em Q, o denominador está alto em relação ao numerador. Por isso, precisará diminuir o denominador (REAGENTES) até que Q alcance K. REAÇÃO IRÁ SE DESLOCAR PARA OS PRODUTOS (DIREITA)

Como $Q=K$, concluímos que o sistema se encontra em equilíbrio e, portanto, as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.

Resposta: letra C

(VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2013) O aumento de pressão do sistema acarretará maior rendimento em produto do equilíbrio representado por:

- a) $\text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- b) $\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)}$
- c) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)}$
- d) $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2(g) + 2\text{O}_2(g)$
- e) $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Comentários:

Considere que cada mol de gás, independente da substância gasosa, ocupe o mesmo volume V. Faça a soma dos volumes para os reagentes e para os produtos em cada reação. Veja:



Letra	Volume dos Reagentes	Volume dos Produtos
A	0V	1V
B	1,5V	1V
C	1V	1V
D	1V	3V
E	0V	1V

Nas reações em que os volumes dos lados opostos da reação são iguais, a variação da pressão não deve causar deslocamento do equilíbrio. Nos demais, o equilíbrio será deslocado na direção de menor volume caso haja aumento de pressão. Vale lembrar que o enunciado quer saber qual reação aumentaria seu rendimento (aumentaria a formação de produtos) com o aumento da pressão. Segundo a tabela acima, a reação da Letra B é a única em que os produtos ocupam um volume menor que os reagentes.

Resposta: letra B

(IBFC - Perito Criminal/Eng. Química - PCRJ - 2013) A corrosão pode ter inúmeras causas, entre elas podemos citar os incêndios. Quando o fenômeno ígneo ocorre em edificações ou viadutos, pode colocar em risco a integridade física e o patrimônio dos cidadãos. Nos processos de corrosão do Ferro, há formação de ferrugem e, dependendo dos fatores que contribuem para este processo, pode-se minimizar ou até evitar o processo corrosivo. Na equação da reação abaixo está representado uma das formas de oxidação do ferro.



Marque a alternativa que apresenta o correto procedimento para dificultar este processo de corrosão:

- a) Retirar óxido férrico.
- b) Adicionar hidrogênio gasoso.
- c) Adicionar ferro metálico.
- d) Alterar a pressão do sistema reacional.
- e) Adicionar água.

Comentários:

O candidato deveria se basear no princípio de Lê Châtelier para julgar todas as alternativas.

Letra A: incorreta. Retirar óxido férrico (Fe_2O_3), que é um produto, desloca a reação para a direita, promovendo ainda mais a oxidação do ferro metálico (Fe).

Letra B: correta. Adicionar hidrogênio gasoso, que é um produto, desloca a reação no sentido dos reagentes, evitando, dessa forma, a oxidação do ferro metálico e a formação de ferrugem (Fe_2O_3).

Letra C: incorreta. Adicionar reagente desloca a reação para a formação dos produtos.

Letra D: incorreta. Do lado dos reagentes há 3 mols de $\text{H}_2\text{O}(g)$, enquanto que do lado dos produtos há 3 mols de $\text{H}_2(g)$. Considerando um comportamento ideal, os 3 mols dos diferentes gases ocuparão o mesmo volume. Portanto, como não há diferença de volume entre os dois lados da equação, o equilíbrio independe da pressão.

Letra E: incorreta. Adicionar reagente desloca a reação para a formação dos produtos.

Resposta: letra B



Diferentes constantes de equilíbrio

A constante de equilíbrio (K), que pode ser definida para qualquer reação em equilíbrio, recebe diferentes nomes para determinados tipos de reação. Você deve conhecer essa nomenclatura, mas não se desespere, pois, além de ser intuitiva, será fácil a sua familiarização com as principais constantes de equilíbrio após a resolução de alguns exercícios.

Constante do produto de solubilidade (Kps)

A adição de um sal pouco solúvel em água, acima da sua capacidade de solubilização, produzirá uma **solução saturada** com formação de depósito do excesso de sal no fundo do recipiente, chamado **precipitado** ou **corpo de fundo**, conforme ilustrado na figura abaixo, no qual está ilustrada a solução de sulfato de bário, BaSO_4 .



munodoeducacao.bol.uol.com.br (2020)

Esse sistema estará em equilíbrio, pois parte dos cátions Ba^{2+} podem se unir a ânions SO_4^{2-} para precipitar na forma de $\text{BaSO}_4(\text{s})$, ao mesmo tempo que parte do sólido $\text{BaSO}_4(\text{s})$ pode redissolver, recompondo, assim, a mesma quantidade de ânions e cátions precipitados. Dessa forma, a concentração no **sobrenadante** (**solução saturada** acima do sólido) e a quantidade de sólido são constantes. Essa constante de equilíbrio receberá o nome de **constante do produto de solubilidade (Kps)**, que é bem sugestiva, não é mesmo? Vejamos como podemos expressar essa reação e sua respectiva constante de equilíbrio para essa situação:



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

Detalhes a serem observados:

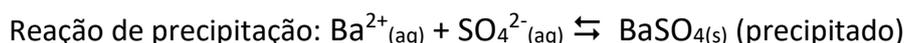
- O sólido é omitido conforme estudamos;
- O K_{ps} do $\text{BaSO}_4 \ll 1$ ou muito próximo a zero, indicando a baixa solubilidade desse sal em água;
- Dado que o sal foi adicionado em excesso, não precisamos conhecer sua massa adicionada para calcular a concentração dos íons em solução, basta fazermos $K_{\text{ps}} = x \cdot x \rightarrow K_{\text{ps}} = x^2$, uma vez que $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$. Este tópico é muito importante, releia com atenção.

Imagine que seja adicionada à solução uma outra fonte de sulfato (SO_4^{2-}), por exemplo Na_2SO_4 . Pelo princípio de Lê Châtelier, teremos o deslocamento para o lado do reagente (BaSO_4), pois, apesar do aumento da



concentração de sulfato devido à adição de Na_2SO_4 , a concentração de Ba^{2+} diminuirá para manter o produto $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$ constante. Esse efeito é conhecido como **efeito do íon comum**, já que o íon adicionado é comum aos dois sais (o sal precipitado e o sal solúvel adicionado).

Essa constante pode ser enxergada por um outro ponto de vista. Se invertemos o sentido da reação, visualizaremos uma reação de precipitação, pois íons Ba^{2+} e SO_4^{2-} estão se atraindo eletrostaticamente até precipitar na forma de $\text{BaSO}_4(\text{s})$, formando o precipitado (corpo de fundo), conforme esquematizado abaixo. Vamos discutir melhor a frente, mas já lhe adianto que, ao inverter o sentido de uma reação, devemos inverter sua constante, ou seja, fazer: $k' = 1/k$. Portanto, teremos:



$$\text{Constante da reação acima: } K' = (1/K_{\text{ps}}) = (1/1,0 \cdot 10^{-10}) = \mathbf{1,0 \cdot 10^{10}}$$

Note que agora o valor da constante mudou absurdamente, passou a ser "gigantão". O que isso significa?

Praticamente o mesmo que discutimos no outro sentido da reação. Agora, podemos dizer que a **constante de formação do precipitado** é muito alta, ou seja, essa reação é extremamente tendenciosa para o lado direito, o de formação do precipitado, justamente porque o sal é muito insolúvel como já havíamos concluído antes. Beleza? Só tome cuidado para não confundir as duas interpretações na hora do exercício.

Constante de autoprotólise da água (K_w), pH e pOH

Vamos falar agora de outro tipo de constante. Alguns solventes possuem um hidrogênio ionizável na forma de próton (H^+) e recebem, por isso, o nome de **solventes próticos**. Esses solventes são capazes de se autoionizar, processo conhecido como **autoprotólise**. Veja esse comportamento na equação abaixo para o ácido acético:



A partir da reação de autoprotólise, podemos escrever mais um tipo de constante de equilíbrio: a **constante de autoprotólise**, também conhecida como **constante de autoionização**. A **constante de autoprotólise da água (K_w)** é especialmente importante para nós. Abaixo estão representadas a reação e a equação K_w . (Memorize o valor de K_w)



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

Um parâmetro muito importante em química é o pH, que é o logaritmo negativo da concentração de H^+ , como segue:

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

Outro parâmetro muito útil é o pOH, que é o logaritmo negativo da concentração de OH^- , como segue:



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Aplicando $-\log$ em ambos lados da equação K_w , podemos encontrar uma relação entre pH e pOH.

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

$$-\log([\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]) = -\log(10^{-14})$$

$$(-\log[\text{H}^+]) + (-\log[\text{OH}^-]) = 14$$

Substituindo os termos da esquerda da equação acima pelas definições de pH e pOH, **temos abaixo uma importantíssima relação que você deve memorizar.**

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Lembro que pH em torno de 7 é considerado neutro, abaixo disso (entre 0 e 7) é considerado ácido e acima (entre 7 e 14), básico.

Constante de dissociação de ácido e bases fracas, K_a e K_b

Você talvez já tenha notado que não se fala em constante de equilíbrio para ácidos fortes (ex: HCl e H_2SO_4) e bases fortes (ex: NaOH e KOH). Exatamente por serem ácidos e bases fortes, eles dissociam ou ionizam totalmente em água. Por exemplo, adicionando 5 mols de HCl em 1 litro de solução, será liberado 5 mols de H^+ e 5 mols de Cl^- . Por esse motivo, não é necessário utilizar a constante de equilíbrio para calcular a concentração das espécies.

Por outro lado, ácidos fracos e bases fracas sofrem ionização parcial, sendo muitas vezes necessária a utilização das constantes de equilíbrios associadas às suas ionizações, que são denominadas respectivamente de **constante de dissociação de ácido (K_a)** e **constante de dissociação da base (K_b)**.

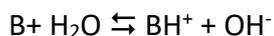
Reação de
dissociação
de um ácido:



Constante de
dissociação de
ácido (K_a):

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Reação de
ionização ou
hidrólise de
uma base:

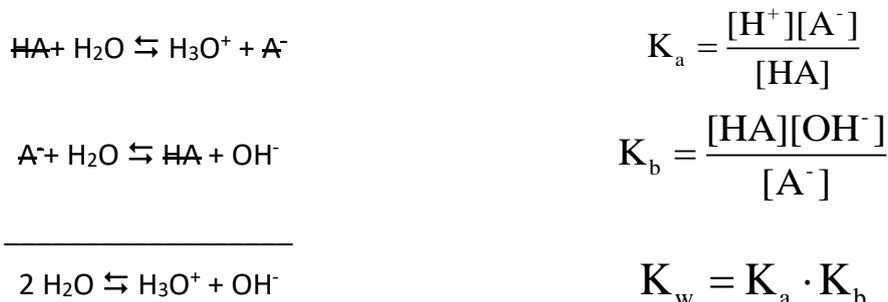


Constante de
dissociação da
base (K_b):

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$



Aos somarmos duas reações químicas para obtenção de uma reação resultante, devemos “cortar” os reagentes que estão do lado oposto e multiplicar as constantes de ionização. Podemos somar a equação do ácido e de sua base conjugada (par conjugados) para obtermos a relação entre K_a e K_b .



Cálculos importantes envolvendo equilíbrios

Acredito que a maioria dos candidatos, com um mínimo de conhecimento no assunto, acertem muitos exercícios de aplicação direta das equações das constantes de equilíbrios. Entretanto, em alguns exercícios, são cobrados cálculos que envolve uma espécie química que participa de mais de um equilíbrio. Nesses exercícios, acredito que a maioria dos candidatos errem. Esse capítulo foi escrito para que você, meu aluno, acerte em ambos casos.

Ácidos e bases fracos

Tanto ácidos fracos como bases fracas não se dissociam totalmente em solução, por isso é necessária a utilização das constantes de equilíbrio abaixo para encontrar a concentração das espécies químicas envolvidas.

**Reação de
dissociação
de um ácido
fraco:**



**Constante de
dissociação de
ácido fraco (K_a):**

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

**Reação de
ionização ou
hidrólise de
uma base
fraca:**



**Constante de
dissociação da
base fraca (K_b):**

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Em muitos exercícios e literatura você encontrará as constantes ácidas ou básicas na forma de pK conforme relações abaixo:

$$pK_w = -\log K_w$$

$$pK_a = -\log K_a$$



$$pK_b = -\log K_b$$

Sabemos que quanto maior o K_a de um ácido, mais deslocada para os produtos será a reação, e mais forte será o ácido. A medida que o K_a aumenta, o pK_a diminui. Portanto, quanto menor o pK_a , mais forte será o ácido. O mesmo raciocínio vale para bases, que serão mais fortes quando possuírem um K_b mais elevado e pK_b reduzido.

De forma análoga à relação $pH + pOH = 14$, temos:

$$pK_a + pK_b = 14$$

Os exercícios normalmente fornecem a concentração inicialmente adicionada do ácido ou da base fracos, denominada concentração formal (F), e a respectiva constante (K_a ou K_b) ou respectivos pK (pK_a ou pK_b). O que você precisa saber é como calcular o pH da solução a partir desses dados.

Tomemos como exemplo um ácido fraco. Caso fossemos considerar todas as reações pertinentes, balanços de massa e balanço de carga, encontraríamos uma equação cúbica. Fique tranquilo! Certamente, o avaliador não irá cobrar uma equação cúbica em um exercício de concurso (PS: Não encontrei, nos últimos 10 anos, nenhum exercício em que foi cobrado). Na maioria das vezes, a concentração do ácido é suficientemente alta para desprezarmos a autoionização da água, e fazendo essa aproximação, podemos resolver o exercício por meio de uma equação de 2º grau. Bem mais simples, não é mesmo?! Vamos ver como fazemos isso.

Balanço de carga para um ácido fraco (HA):

$$[H^+] = [A^-] + [OH^-]$$

Caso a concentração do ácido adicionada (F) seja alta, então $[H^+]$ e $[A^-] \gg [OH^-]$. Portanto, podemos desprezar $[OH^-]$, considerando-a muito próximo a zero.

$$[H^+] = [A^-] + [OH^-] \rightarrow [H^+] \approx [A^-]$$

Em seguida, devemos utilizar $[H^+] = [A^-] = x$ para estruturar a equação da constante ácida (K_a), considerando que a parte não ionizada do ácido como sendo $[HA] = F - x$.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{F - x}$$

Já que são fornecidos K_a e F, então podemos encontrar x resolvendo a equação de 2º grau pelo método de Bhaskara, e em seguida encontrar o pH da solução ($pH = -\log(x)$).

Do mesmo modo, teremos para uma base fraca:

$[H^+]$ será desprezada, pois $[OH^-] \gg [H^+]$





$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

$$K_b = \frac{x \cdot x}{F - x}$$

Resolvendo a equação de 2º acima, encontra-se a concentração de OH^- . Em seguida, aplica-se esse resultado na equação de K_w para encontrar H^+ e, por fim, o pH da solução.

Harris (2013) dá uma dica interessante: embora as equações acima possam ser bem resolvidas por Bhaskara, uma tentativa, que pode ser interessante, é desprezar o x do denominador, dispensando nesse caso a resolução da equação de 2º grau. Caso x seja 100 vezes menor que F , então você terá feito uma boa aproximação, caso contrário, você deverá retornar e obter o valor de x por Bhaskara.

Um parâmetro importante e recorrente em provas é:

Grau de dissociação, α : corresponde a fração do ácido ou da base que se encontra dissociado ou na forma iônica.

Grau de dissociação de um ácido:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} = \frac{x}{x + (F - x)} = \frac{x}{F}$$

Grau de dissociação de uma base:

$$\alpha = \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{BH}^+] + [\text{B}]} = \frac{x}{x + (F - x)} = \frac{x}{F}$$

Um $\alpha = 0,25$, por exemplo, indica que 25% do ácido dissociou (passou para forma iônica), ou liberou H^+ .



(CESPE | CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) A remoção de metais pesados em efluentes líquidos pode ser realizada por meio da precipitação do metal, empregando-se um ânion adequado. Por exemplo, a concentração de Cd^{2+} em água pode ser reduzida pela precipitação, em meio alcalino, de $\text{Cd}(\text{OH})_2$. Nesse sentido, considerando-se que o produto de solubilidade (K_{ps}) do $\text{Cd}(\text{OH})_2$ seja igual a $1,0 \times 10^{-14}$, é correto concluir que a concentração residual de $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$ em uma solução aquosa com comportamento ideal e pH igual a 10 será igual a



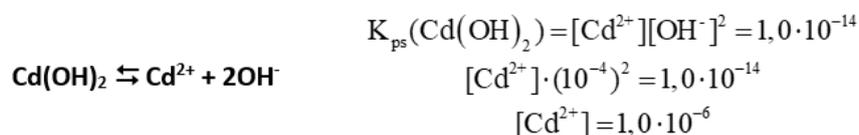
- a) $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L.
- b) $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L.
- c) $1,0 \times 10^{-6}$ mol/L.
- d) $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- e) $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L.

Comentários:

Toda vez que o enunciado fornecer o valor de pH, lembre-se de que podemos encontrar pOH por meio da relação $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, e por isso, tanto as concentrações $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ serão constantes e conhecidas. Neste caso, se $\text{pH} = 10$, logo $\text{pOH} = 4$. Podemos encontrar a concentração de $[\text{OH}^-]$ por meio da relação abaixo.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow 4 = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Em seguida, devemos estruturar a reação e o K, aplicando a concentração de OH^- calculada acima para encontrar $[\text{Cd}^{2+}]$.



Resposta: letra C

(CONSULPLAN - Químico - MAPA - 2014) A água pura a 25°C em equilíbrio com o ar contendo 390 ppm CO_2 possui uma concentração de CO_2 dissolvido próximo a 1×10^{-5} mol/L, conforme reação a seguir.



Considerando que a constante de equilíbrio da reação anterior é igual a 4×10^{-7} , qual será o pH da água?

- a) Menor que 5.
- b) Entre 5 e 7.
- c) Entre 7 e 9.
- d) Maior que 9.

Comentários:

Devemos estruturar a reação e o K da reação acima, aplicando os valores fornecidos pelo enunciado. Lembro que uma parte do CO_2 dissolvido reagirá e outra não. Assim, se $[\text{HCO}_3^-] = x$, então $[\text{CO}_2] = 1 \cdot 10^{-5} - x$.



$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{CO}_2]}$ $4,0 \cdot 10^{-7} = \frac{(x)(x)}{(1 \cdot 10^{-5} - x)}$ <p>Já que o ácido é fraco e estamos em busca de um resultado aproximado (observe as alternativas), considere que $1 \cdot 10^{-5} - x \approx 1 \cdot 10^{-5}$</p> $4,0 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{1 \cdot 10^{-5}}$ $x = 2 \cdot 10^{-6}$ <p>Aplicando na equação do pH, temos:</p> $\text{pH} = -\log(2 \cdot 10^{-6})$ $\text{pH} = -(\log 2 + \log 10^{-6})$ $\text{pH} = 6 - \log 2$ <p>Como o exercício não forneceu o valor de log 2, então você poderia pensar: se $\log 10 = 1$, logo $\log 2$ será um valor entre 0 e 1. Portanto, pH será menor que 6 e maior que 5. Letra B.</p>
---	--

Resposta: letra B

(ESAF - Químico - MI - 2012) Qual o valor do pH da solução resultante da mistura de 20 mL de ácido acético (CH_3COOH) 0,20 mol/L com 20 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 mol/L?

Dados:

$$K_a = 2,0 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_a = 4,7$$

N	Log N
0,05	- 1,3
0,1	- 1,0
0,2	- 0,7
0,5	- 0,3
1	0
2	0,3

- a) 4,0
- b) 4,4
- c) 4,7
- d) 5,0



e) 6,0

Comentários:

O diferencial para resolução desta questão é saber que uma base forte reage completamente com um ácido fraco, da mesma forma como uma base forte reage completamente com um ácido fraco. Podemos inclusive representar a reação com uma seta unidirecional como segue:



Se a reação ocorre numa proporção de 1 CH_3COOH para 1 NaOH , então a concentração do ácido será diminuída em 0,1 mol/L, já que ambos os volumes são iguais. Portanto, temos:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{final}} = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{inicial}} - 0,1 \text{ mol/L} = 0,2 - 0,1 = 0,1 \text{ mol/L}$$

Caso o volume não fosse igual, poderíamos transformar ambos volumes em número de mols (n) e, em seguida, subtrair $n(\text{NaOH})$ do $n(\text{CH}_3\text{COOH})$.

Se 0,1 mol/L do ácido foi neutralizado pela base forte, então $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Mas você deve se lembrar que parte do ácido que sobrou também sofrerá dissociação iônica, liberando mais x mol/L de CH_3COO^- . Então, na verdade, $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 + x$. Podemos agora estruturar a reação e o K_a do ácido acético, aplicando $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ para encontrar $[\text{H}^+]$

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ $2,0 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,1 + x)(x)}{(0,1 - x)}$ <p>Já que o ácido é fraco, considere que $0,1 \gg x$ e, portanto, $0,1 - x \approx 0,1$ e $0,1 + x \approx 0,1$</p> $2,0 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1 \cdot x}{0,1}$ $x = 2,0 \cdot 10^{-5}$
	<p>Desta forma, evitamos resolver uma equação de 2º grau, fazendo uma aproximação coerente. Mas tome cuidado e observe se realmente o ácido é muito fraco, contribuindo muito pouco para concentração final de H^+.</p> <p>Aplicando x na equação do pH, encontramos o resultado final:</p> $\text{pH} = -\log(2,00 \cdot 10^{-5}) = 4,70$

Resposta: letra C



Lei de diluição de Ostwald

Agora que já conhecemos o grau de ionização (α) e a constante ácida (K_a) e básica (K_b), podemos partir para a **lei de diluição de Ostwald**. Esta lei é muito útil pois ela te ajudará a poupar muito tempo na hora da resolução das questões, já que correlaciona a constante ácida ou básica, o grau de ionização e a concentração formal em uma única equação simples. Vamos!?

Partindo da reação genérica em equilíbrio, temos:

	1 HA	\rightleftharpoons	1 H ⁺	+	1 A ⁻
Quantidade inicial	F		0		0
Quantidade que reage	αF		αF		αF
Equilíbrio	$F(1-\alpha)$		αF		αF

Inicialmente, temos apenas a concentração formal (F) do reagente, pois não há produtos formados, certo? Durante a reação, a concentração de HA que reage é dependente tanto do grau de ionização quanto da concentração formal do ácido, sendo assim αF . Aqui temos um detalhe muito importante, note que a estequiometria da reação é de 1:1:1, logo, a quantidade que reage será igual para os produtos formados.

Já no equilíbrio, a quantidade de HA restante é igual a diferença entre a sua concentração inicial e a quantidade que reagiu (αF). Assim, temos $F - \alpha F$, podendo ser reescrito como $F(1 - \alpha)$.

A partir disto, podemos substituir os valores obtidos na constante de equilíbrio ácida, para este caso (lembrando que a constante pode ser básica caso esteja tratando de uma base):

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{\alpha F \cdot \alpha F}{F(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot F}{(1-\alpha)}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot F}{(1-\alpha)}$$

Para facilitar ainda mais, é possível reescrever a equação de Ostwald para ácidos e bases fracas levando em consideração o pequeno grau de ionização (α) destes, sendo este menor que 0,05. Tendo isto em vista, o α pode ser desprezado na subtração $(1 - \alpha)$, resultando na seguinte fórmula:

$$K_a = \alpha^2 \cdot F$$

Sugiro fortemente que decore as duas equações acima para otimizar seu tempo durante a prova. Abaixo, trago um exercício para colocarmos em prática o que vimos neste tópico.





(CESPE | CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que a solução do ácido acético apresente comportamento ideal, é correto afirmar que o grau de ionização do ácido acético em uma solução aquosa a $0,010 \text{ mol/L}$, na temperatura T_0 , será igual a

- a) 40%.
- b) 0,5%.
- c) 2%.
- d) 4%.
- e) 16%.

Comentários:

Inicialmente, trago a solução sem o emprego da lei de Ostwald e depois com o uso da lei, para que você possa compreender o quão mais simples os cálculos se tornam ao aplicar a equação, ok?

Bom, antes de calcularmos o grau de ionização, devemos encontrar a concentração das espécies químicas envolvidas no equilíbrio.

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ <p>Podemos desconsiderar a autoprotólise da água, por entendermos que a concentração do ácido seja consideravelmente elevada em relação aos íons oriundos da água. Desta maneira, podemos utilizar $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = x$ para estruturar a equação da constante ácida (K_a), considerando a parte não ionizada do ácido como sendo $[\text{HA}] = F - x$.</p> $K_a = \frac{x \cdot x}{F - x}$ $1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}$ <p>Já que o ácido é fraco, considere que $0,1 \gg x$ e, portanto $0,1 - x \approx 0,1$</p> $1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01}$ $x = 4,0 \cdot 10^{-4}$
---	--



Desse resultado, temos que $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 4,0 \cdot 10^{-4}$. Finalmente, aplicando $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ e F na fórmula do grau de dissociação (α), temos:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} = \frac{x}{x + (F - x)} = \frac{x}{F}$$
$$\alpha = \frac{x}{F} \rightarrow \alpha = \frac{4,0 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 4,0 \cdot 10^{-2}$$

Com o α , podemos multiplica-lo por 100 e obter 4,0%, que corresponde a porcentagem do ácido que, em equilíbrio, se encontra na forma dissociada.

Já com a lei, podemos substituir a constante ácida e a concentração formal na equação de Ostwald para ácidos e bases fracos, já que o ácido acético é um ácido fraco:

$$K_a = \alpha^2 \cdot F$$

$$\alpha^2 = \frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,6 \cdot 10^{-3}$$

Aqui temos um pulo do gato para o cálculo da raiz quadrada de $1,6 \cdot 10^{-3}$: basta andar com a vírgula para direita, resultando em $16 \cdot 10^{-4}$, já que para este valor sabemos a raiz quadrada.

$$\alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-2}$$

Por fim, multiplicamos o α por 100 para encontramos o grau de ionização em porcentagem.

$$\alpha = 4 \cdot 10^{-2} \times 100 = 4\%$$

Resposta: letra D

ESCLARECENDO!



E quanto à "diluição" presente no nome "Lei de Diluição de Ostwald"?

Vale lembrar que o F pode ser escrito como:

$$F = \frac{n}{V_{\text{solução}}}$$

Assim, a equação de Ostwald pode ser reescrita como mostrado a seguir:



$$K_a \cdot V_{\text{solução}} = \alpha^2 \cdot n$$

Note que quanto maior o volume da solução, isto é, maior a diluição da solução, maior será o grau de dissociação. Assim, podemos resumir a interpretação da equação de Ostwald em termos de diluição com a frase a seguir: **um grau de ionização de um eletrólito aumenta, tendendo para 100%, à medida que a solução se dilui.**

Solução tampão

As utilizações de soluções tampões são muito diversificadas. Muitas reações enzimáticas, por exemplo, apresentam um rendimento máximo a um determinado pH, o qual pode ser garantido pelo uso de um tampão adequado. Alguns métodos espectrofotométricos e titulométricos são altamente dependentes do pH, necessitando, por isso, que esse parâmetro seja fixado a um valor predeterminado, o que deve ser obtido por meio da adição de uma solução tampão. Eu poderia citar vários outros exemplos de aplicações, mas o que você precisa conhecer para sua prova é o conceito de solução tampão e também os cálculos envolvidos.

Soluções tampão são soluções aquosas que resistem a mudanças de pH quando são adicionadas bases ou ácidos ou quando se realiza uma diluição. Essa capacidade tem um limite que deve ser observado. Os tampões são preparados pela mistura de ácidos fracos e suas bases conjugadas ou sais do ácido. De forma alternativa, um tampão também pode ser preparado utilizando uma base fraca e seu ácido conjugado.



Equação de Henderson-Hasselbalch

A equação de Henderson-Hasselbalch é extremamente útil no estudo sobre soluções tampão. Então você precisa saber deduzi-la ou deve decorá-la.

A referida equação é apenas uma reescrita da equação de K_a . Para aqueles que gostam de saber de onde veio a fórmula, segue dedução abaixo (**os demais, pule essa parte e vá para a equação final**):

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$\log K_a = \log \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \log[H^+] + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$



$$-\log[\text{H}^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Substituindo $-\log[\text{H}^+]$ e $-\log K_a$ por pH e $\text{p}K_a$, respectivamente, obtemos a Equação de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Caso o tampão seja preparado a partir de uma base fraca e seu ácido conjugado, temos o seguinte enunciado para a Equação de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$$

Em ambas equações podemos utilizar o número de mols no lugar da concentração, pois o volume de solução é único para as espécies do numerador e do denominador e por isso se cancelam. Veja:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{\frac{\text{número de mols de A}^-}{\cancel{\text{volume da solução}}}}{\frac{\text{número de mols de HA}}{\cancel{\text{volume da solução}}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{\text{número de mols de A}^-}{\text{número de mols de HA}}$$

Vale lembrar que, na rotina laboratorial, raramente faz-se os cálculos para preparar soluções tampão. Em geral, pesa-se o ácido ou base fracos na concentração desejada para o tampão. Em seguida, o pH é ajustado para o valor desejado, utilizando um ácido ou base fortes. Desta forma, a base conjugada do ácido fraco ou o ácido conjugado da base fraca será formada na própria solução. Vale lembrar que o ajuste de pH deve ser feito antes de completar o volume da solução para não correr o risco de o volume final ser ultrapassado. Por exemplo, para preparar 1,0 L de tampão, costuma-se ajustar o pH a um volume aproximado de 800 a 900 mL, e só depois o volume é ajustado para 1 L.

A melhor maneira de entendermos como se aplica essas equações é resolvendo exercícios. Vamos lá?!





(IADES - Perito Criminal/Química - PCDF - 2016) Solução-tampão é uma solução cujo pH mantém-se estável frente a pequenas adições de ácidos, ou de bases, ou a diluições. Considerando $pK_a = 4,757$, acerca desse assunto, é correto afirmar que o pH de uma solução-tampão de CH_3COONa/CH_3COOH , que apresenta razão molar igual a 12,00, é

- a) $1,75 \times 10^{-5}$.
- b) 3,14.
- c) 3,83.
- d) 5,84.
- e) 9,80.

Comentários:

Exercício de aplicação direta da equação de Henderson-Hasselbalch. Por isso, julgo conveniente que a memorize, pois isso lhe garantirá maior agilidade na hora da prova. Veja, podemos aplicar diretamente os dados fornecidos no enunciado como segue:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = 4,757 + \log 12$$

$$pH = 5,84$$

Resposta: letra D

(CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que as soluções envolvidas apresentem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta, respectivamente, um sal adequado para a preparação de uma solução tampão com o ácido acético e a faixa de pH em que se encontrará a referida solução tampão, na temperatura T_0 , se ela for preparada empregando-se as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido.

- a) acetato de sódio; entre 4 e 5
- b) cloreto de sódio; entre 3 e 4
- c) cloreto de sódio; entre 4 e 5
- d) acetato de sódio; entre 2 e 3
- e) acetato de sódio; entre 3 e 4

Comentários:



O sal adequado para o preparo do tampão de ácido acético é aquele que possui a sua base conjugada acetato. Portanto, dentre as opções apresentadas, o adequado seria utilizar o acetato de sódio. Quanto ao pH, podemos aplicar os dados fornecidos no enunciado diretamente na equação de Henderson-Hasselbalch, como segue:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Como foi fornecido K_a , podemos reescrever a equação acima para:

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = -\log 1,6 \cdot 10^{-5} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Já que foram utilizadas as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido, então $([\text{A}^-]/[\text{HA}]) = 1$. Considerando que $\log 1 = 0$, temos:

$$\text{pH} = -\log 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,79$$

Resposta: letra A

(IBFC - Perito Criminal/Eng. Química - PCRJ - 2013) A equação fundamental para os tampões é a equação de Henderson-Hasselbalch, que é uma forma de expressão da constante de hidrólise das espécies iônicas e não dissociada. A equação é empregada para calcular o valor de pH de soluções tampão e é frequentemente encontrada na literatura química. Considere o sistema representado pelas equações e suas respectivas constantes de hidrólise:



Sabe-se que α_0 e α_1 são as frações da concentração total da espécie não dissociada e C_T (concentração total) é a soma das concentrações analítica das espécies e sua espécie conjugada.

$$\alpha_0 = \frac{[\text{NH}_3]}{C_T} \quad \alpha_1 = \frac{[\text{NH}_4^+]}{C_T}$$

Indique a alternativa correta para quando este sistema possuir os valores de α_0 e α_1 iguais.

- a) $\text{pH} = 14 - \text{pKb}$
- b) $\text{pH} = \text{pKb}$
- c) $\text{pH} = \text{pKb} + \log \text{NH}_3$
- d) $\text{pH} = \text{pKa} + \log (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)$
- e) $\text{pH} = 7,0$



Comentários:

Estudamos que caso o tampão seja preparado a partir de uma base fraca e seu ácido conjugado, temos o seguinte enunciado para a Equação de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$$

Se os valores de α_0 e α_1 são iguais e CT é o mesmo para o par ácido-base conjugado, então $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$. Já que $\log 1 = 0$, podemos reescrever a fórmula acima.

$$\text{pH} = \text{pK}_a$$

Utilizando a relação $\text{pK}_a + \text{pK}_b = 14$, temos:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b$$

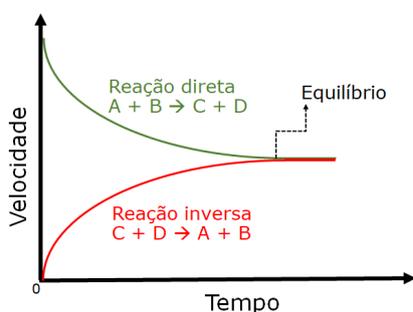
Resposta: letra A

PRINCIPAIS PONTOS DO TÓPICO

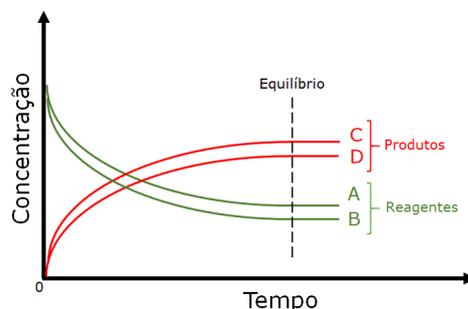
Introdução ao equilíbrio químico

Na maioria das vezes, as reações se dão nos dois sentidos (**bidirecionais**), $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$. No início da reação não haverá produtos (C e D) e as concentrações de A e B serão altas. Desta forma, a velocidade da reação no sentido de formação dos produtos (seta para direita, **reação direta**), v_1 , será alta, consumindo os reagentes (A e B), ou seja, diminuindo suas concentrações. À medida que C e D começam a ser formados, surge uma velocidade de reação v_2 no sentido de formação dos reagentes A e B (seta para esquerda, **reação inversa**). Entretanto, a concentração de C e D ainda é baixa e, por isso, v_1 é muito maior que v_2 . A reação continua, a concentração dos produtos aumenta de modo que v_2 aumenta. Por fim, a reação atinge um ponto denominado de **estado de equilíbrio**, no qual a velocidade de formação dos reagentes é igual a velocidade de formação dos produtos, ou seja, $v_1 = v_2$.

Análise gráfica do equilíbrio



Comportamento das velocidades das reações direta e inversa até o equilíbrio



Comportamento das concentrações dos produtos e dos reagentes até o equilíbrio



Fique atento: o estado de equilíbrio não é uma condição estática, mas sim dinâmica, pois reagentes e produtos estão sendo formados ao mesmo tempo.

Constante de equilíbrio para a reação $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$:

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

No cálculo de **constante de equilíbrio químico**, lembre-se das seguintes regras:

1. A concentração das espécies químicas deve estar em $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, mas sua unidade será omitida;
2. As concentrações dos gases devem ser expressas em bar;
3. Sólidos, líquidos e solventes são omitidos.

Observação: quanto maior for o K , mais favorável será a reação, ou seja, mais o equilíbrio será deslocado em direção de formação de produtos.

Termodinâmica e constante de equilíbrio

Variação de Entalpia (ΔH): é a variação de energia envolvida em uma reação que ocorre a pressão constante. Se $\Delta H < 0$, a reação será exotérmica. Caso contrário, endotérmica.

Variação de entropia (ΔS): a entropia (S) é uma medida do grau de liberdade das partículas e também pode ser entendida com uma medida da desordem do sistema.

Energia livre de Gibbs (ΔG): é uma medida da termodinâmica que considera variações de entalpia e entropia, e é muito útil para definir sobre a espontaneidade das reações. ΔG é definida pela equação abaixo:

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

Em geral, as reações são favorecidas no sentido dos produtos se $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$. Caso $\Delta G < 0$, dizemos que a reação é espontânea. Por outro lado, será não espontânea se $\Delta G > 0$.

Relação entre a constante de equilíbrio (K) de uma reação e a sua energia livre de Gibbs:

$$K = e^{\frac{-\Delta G}{RT}}$$



Princípio de Le Châtelier

Enunciado: Caso seja realizada uma perturbação em um sistema em equilíbrio, alterando concentrações, temperatura ou pressão, o sistema reagirá se deslocando no sentido de diminuir ou anular essa perturbação.

Alteração de concentração: Imagine que seja retirada parte dos produtos (C e D) do sistema. A reação irá se deslocar no sentido de formação de mais produto (seta para direita) a fim de reequilibrar o sistema. Da mesma forma, se for retirado os reagentes ou diminuída suas concentrações, então a reação se deslocará no sentido dos reagentes (seta para esquerda).

Alteração de temperatura:

Reação exotérmica: Reagentes \rightleftharpoons Produtos + Calor

Reação endotérmica: Calor + Reagentes \rightleftharpoons Produtos

Por exemplo, nas reações exotérmicas, caso o meio seja aquecido é como se tivéssemos a adição de um dos produtos (calor) e, por isso, a reação será deslocada para os reagentes. A aplicação de aquecimento em uma reação endotérmica, promoverá um deslocamento do equilíbrio para a formação de produtos.

Alteração da pressão:

Caso a pressão do sistema reacional fosse aumentada, ou seja, se ele fosse comprimido, então o equilíbrio seria deslocado no sentido de menor volume, que nesse caso seria na direção dos produtos. De modo oposto, se a pressão for diminuída, o equilíbrio será deslocado na direção de maior volume, no caso, deslocado para os reagentes.

Tabela resumo do Princípio de Le Chatelier

Variável	Perturbação	Resultado do princípio de Le Châtelier
Concentração de reagente	Aumento	Para direita (formação de mais produto(s))
	Diminuição	Para esquerda (recomposição de reagente(s))
Concentração de produto	Aumento	Para esquerda (recomposição de reagente(s))
	Diminuição	Para direita (formação de mais produto(s))
Temperatura	Aumento	Se exotérmica, para esquerda (recomposição de reagente(s)) Se endotérmica, para direita (formação de mais produto(s))
	Diminuição	Se exotérmica, para direita (formação de mais produto(s)) Se endotérmica, para esquerda (recomposição de reagente(s))
Pressão	Aumento	No sentido de menor volume, ou seja, menor número de mols de substâncias no estado gasoso
	Diminuição	No sentido de maior volume, ou seja, maior número de mols de substâncias no estado gasoso



Constante de equilíbrio

Na tabela abaixo segue as principais constantes de equilíbrio encontradas em química analítica:

Nome	Exemplo de reação ou reação genérica	Equação
Constante do produto de solubilidade (K_{ps})	$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$
Constante de autoprotólise da água (K_w)	$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$	$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$
constante de dissociação de ácido (K_a)	$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$	$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$
Constante de dissociação da base (K_b)	$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$	$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$
Constante de formação global ou cumulativa (β) de complexos		$\beta = K_1 \cdot K_2 \dots \cdot K_n$
Constante de partição (K_d)	$A_{(fase1)} \rightleftharpoons A_{(fase2)}$	$K_d = \frac{[A_{(fase 2)}]}{[A_{(fase 1)}]}$

Algumas relações e equações importantes:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

$$pH + pOH = 14$$

Ácido e base fracos

Balanco de carga para um ácido fraco (HA):

$$[H^+] = [A^-] + [OH^-]$$

Caso a concentração do ácido adicionada (F) seja alta, então $[H^+]$ e $[A^-] \gg [OH^-]$. Portanto, podemos desprezar $[OH^-]$, considerando-a muito próximo a zero.

$$[H^+] = [A^-] + [OH^-] \rightarrow [H^+] \approx [A^-]$$

Em seguida, devemos utilizar $[H^+] = [A^-] = x$ para estruturar a equação da constante ácida (K_a), considerando que a parte não ionizada do ácido como sendo $[HA] = F - x$.



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{F - x}$$

Já que são fornecidos K_a e F , então podemos encontrar x , resolvendo a equação de 2º grau pelo método de Bhaskara, e em seguida encontrar o pH da solução ($pH = -\log(x)$).

Do mesmo modo, teremos para uma base fraca:

$[H^+]$ será desconsiderada, pois $[OH^-] \gg [H^+]$

$$[OH^-] \approx [BH^+] \rightarrow [OH^-] = [BH^+] = x$$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

$$K_b = \frac{x \cdot x}{F - x}$$

Resolvendo a equação de 2º acima, encontra-se a concentração de OH^- . Em seguida, aplica-se esse resultado na equação de K_w para encontrar H^+ e, por fim, o pH da solução.

Grau de dissociação, α : corresponde a fração do ácido ou da base que se encontra dissociado ou na forma iônica.

Grau de dissociação de um ácido:

$$\alpha = \frac{[A^-]}{[A^-] + [HA]} = \frac{x}{x + (F - x)} = \frac{x}{F}$$

Grau de dissociação de uma base:

$$\alpha = \frac{[BH^+]}{[BH^+] + [B]} = \frac{x}{x + (F - x)} = \frac{x}{F}$$

Soluções tampão

Soluções tampão são soluções aquosas que resistem a mudanças de pH quando são adicionadas bases ou ácidos ou quando se realiza uma diluição. Essa capacidade tem um limite que deve ser observado. Os tampões são preparados pela mistura de ácidos fracos e suas bases conjugadas ou sais do ácido. De forma alternativa, um tampão também pode ser preparado utilizando uma base fraca e seu ácido conjugado.



Equação de Henderson-Hasselbalch

A equação de Henderson-Hasselbalch é extremamente útil no estudo sobre soluções tampão. Então você precisa saber deduzi-la ou deve decorá-la.

A referida equação é apenas uma reescrita da equação de K_a . Para aqueles que gostam de saber de onde veio a fórmula, segue dedução abaixo (os demais, pule essa parte e vá para a equação final):

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$
$$\log K_a = \log \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \log[H^+] + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$
$$-\log[H^+] = -\log K_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Substituindo $-\log[H^+]$ e $-\log K_a$ por pH e pK_a , respectivamente, obtemos a Equação de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Caso o tampão seja preparado a partir de uma base fraca e seu ácido conjugado, temos o seguinte enunciado para a Equação de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[BH^+]}$$

Em ambas equações podemos utilizar o número de mols no lugar da concentração, pois o volume de solução é único para as espécies do numerador e do denominador e por isso se cancelam. Veja:

$$pH = pK_a + \log \frac{\frac{\text{número de mols de } A^-}{\cancel{\text{volume da solução}}}}{\frac{\text{número de mols de HA}}{\cancel{\text{volume da solução}}}}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{\text{número de mols de } A^-}{\text{número de mols de HA}}$$



QUESTÕES COMENTADAS - CESPE

Equilíbrio químico

1. (CEBRASPE - Cad (CBM TO) - CBM TO - 2023) Considerando que esteja em equilíbrio a reação $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g)$, em que a, b e c representam os coeficientes estequiométricos das substâncias A, B e C, respectivamente, assinale a opção correta.

- a) Caso $a + b > c$, um aumento na pressão deslocará a reação no sentido da formação dos reagentes A e B.
- b) Caso a formação de C seja um processo endotérmico, um aumento na temperatura deslocará o equilíbrio no sentido da formação de A e B.
- c) A adição de um catalisador influenciará diretamente a quantidade de produto C formado.
- d) A remoção de C do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de mais produto.

Comentários:

Letra A: incorreta. O aumento da pressão deslocará a reação para o lado que produz o menor volume. Então, se $a + b > c$, o aumento na pressão deslocará o equilíbrio para os produtos, não os reagentes.

Letra B: incorreta. Se a formação de C é um processo endotérmico, então um aumento na temperatura deslocará o equilíbrio para a formação de mais C, não A e B, de acordo com o Princípio de Le Chatelier.

Letra C: incorreta. A adição de um catalisador não muda a quantidade de produto formado em um equilíbrio. Apenas acelera a taxa em que o equilíbrio é alcançado.

Letra D: correta. A remoção de um produto de um sistema em equilíbrio, neste caso C, deslocará o equilíbrio no sentido de formar mais produto, ou seja, mais C, para substituir o que foi removido.

Resposta: Letra D.

2. (CEBRASPE - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Considerando-se que a constante de equilíbrio K_c da reação em apreço valha $5,00 \times 10^{18}$, é correto concluir que a concentração de HCl no equilíbrio será igual a 1×10^{-2} mol/L.

Comentários:



A constante de equilíbrio K_2 é dada pela expressão $K_c = ([\text{HCl}]^2) / ([\text{H}_2][\text{Cl}_2])$. Podemos usar a constante fornecida e as concentrações dos reagentes para encontrar a concentração do produto, HCl . A expressão fica da seguinte forma:

$$5,00 \times 10^{18} = ([\text{HCl}]^2) / ((1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}) \times (2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L})).$$

$$[\text{HCl}]^2 = 5 \cdot 2 \cdot 1 \cdot 10^{18} \cdot 10^{-11} \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{HCl}]^2 = 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-2}$$

$$[\text{HCl}] = 10^{-1}$$

Resposta: Errado.

3. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL - 2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.

Considerando-se que a formação de HCl pela reação em tela é exotérmica, é correto concluir que a diminuição da temperatura tenderá a deslocar o equilíbrio da reação no sentido de formar mais HCl .

Comentários:

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, se a reação é exotérmica (ou seja, libera calor), a diminuição da temperatura favorece o deslocamento do equilíbrio para o sentido em que há produção de calor, ou seja, no sentido da formação de mais HCl .

Resposta: Certo.

4. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.

Ao se adicionar $\text{Cl}_2 (\text{g})$ à mistura em equilíbrio, a reação tenderá a se deslocar no sentido de formação do produto.

Comentários:

A questão aborda o princípio de Le Chatelier que estabelece que, quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma perturbação, o sistema se ajusta para minimizar o impacto. Nesse caso, a alteração é a adição de $\text{Cl}_2 (\text{g})$ à mistura em equilíbrio. Quando se acrescenta mais Cl_2 , o equilíbrio é perturbado, e



o sistema se ajusta para se livrar do excesso de Cl_2 . A reação pode fazer isso se deslocando no sentido da formação do produto (HCl), que consome Cl_2 .

Resposta: Certo.

5. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023) Os ácidos são substâncias amplamente encontradas em vários sistemas, um exemplo é o ácido clorídrico, que, em solução aquosa, reage com o hidróxido de sódio formando sal e água em uma reação que se chama reação de neutralização. Julgue o item seguinte, referente à propriedades e definições funcionais dos ácidos.

Quanto menor for o valor de constante de acidez (K_a), mais forte será o ácido, ou seja, mais íons estarão presentes no equilíbrio em relação às moléculas não ionizadas.

Comentários:

Esta afirmação é incorreta. A constante de acidez (K_a) é um indicador da força do ácido, sendo que um ácido forte terá um alto valor de K_a e um ácido fraco terá um baixo valor de K_a . Isso significa que um ácido com uma elevada constante de acidez (K_a) irá ionizar seus íons numa maior extensão, o que torna a solução mais ácida. Por outro lado, um ácido com um baixo valor de K_a irá ionizar menos, o que torna a solução menos ácida. Portanto, quanto menor for o valor de K_a , mais fraco será o ácido, o que é o oposto do afirmado na questão.

Resposta: Errado.

6. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Em um equilíbrio químico, quando a constante de equilíbrio K_c for baixa, o equilíbrio químico estará deslocado para os produtos, o rendimento da reação será alto e a concentração dos reagentes será baixa no momento em que o equilíbrio for atingido.

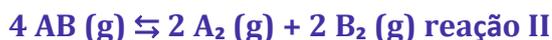
Comentários:

Na afirmação acima, quando se afirma que uma baixa constante de equilíbrio (K_c) resulta em um equilíbrio químico deslocado para os produtos, isso está incorreto. Na verdade, uma baixa constante de equilíbrio indica que o equilíbrio está deslocado para os reagentes, não para os produtos. Por conseguinte, se a constante de equilíbrio for baixa, o rendimento da reação não será alto, mas sim baixo, uma vez que mais reagentes estarão presentes no momento em que o equilíbrio for atingido.

Resposta: Errado.

7. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS) - PETROBRAS - 2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.





Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

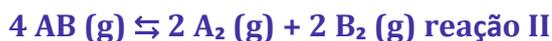
Um aumento de pressão no sistema onde ocorre a reação II favorece a decomposição do gás AB.

Comentários:

Ao aumentar a pressão em um sistema no equilíbrio, o sistema se desloca no sentido de diminuir o número de moléculas gasosas. Na reação II, temos 4 moléculas de AB se decompondo em 4 moléculas (2 de A_2 e 2 de B_2). Assim, **o número de moléculas gasosas não muda com a reação**. Logo, o aumento da pressão não irá favorecer nem a formação nem a decomposição das moléculas de AB.

Resposta: Errado.

8. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

A relação entre as duas constantes de equilíbrio é $K_2 = K_1^{-2}$.

Comentários:

Nessa questão é necessário apenas descobrir o K_1 e o K_2 e verificar a relação entre eles, portanto de acordo com a fórmula teremos que:

$$K_1 = [AB]^2 / ([A_2] \cdot [B_2])$$

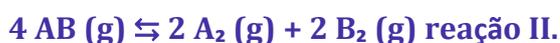
$$K_2 = ([A_2]^2 \cdot [B_2]^2) / [AB]^4$$

Fazendo então K_1^{-2} teremos que

$$K_1^{-2} = ([A_2]^2 \cdot [B_2]^2) / [AB]^4 = K_2$$

Resposta: Certo.

9. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.



Considere-se que, processando-se a reação I em um recipiente fechado de 2 L na temperatura T_1 , o equilíbrio tenha sido atingido com 1×10^{-2} mol de A_2 , 2×10^{-2} mol de B_2 e 4×10^{-2} mol de AB. Assim, caso a temperatura seja alterada para T_2 , na qual a constante de equilíbrio seja igual a 40, é correto afirmar que, a partir da condição de equilíbrio anterior, a reação favorecida será a inversa, no sentido da formação dos reagentes A_2 e B_2 .

Comentários:

Por meio dos dados da questão teremos que calcular o K_c antes do aumento de temperatura.

$$K_1 = \frac{[AB]^2}{[A_2] \cdot [B_2]}$$

$$[AB] = 4 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 2 \times 10^{-2}$$

$$[A] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 1 \times 10^{-2}$$

$$[B] = 1 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 0,5 \times 10^{-2}$$

Substituindo os valores teremos que: $K_1 = 8$.

Dessa forma, com o aumento da temperatura tivemos o aumento do K_c e como por K_1 temos que ele representa produtos/reagentes se houve um aumento dessa relação então há um favorecimento para formação dos produtos e não dos reagentes.

Resposta: Errado.

10. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Representando-se por K_c e K_p as constantes de equilíbrio em termos de concentração e pressão, respectivamente, e considerando-se a constante universal dos gases ideais (R) igual a $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$, é correto afirmar que, para a reação I, com $K_c = 30$ a 573 K , tem-se $K_c < K_p$.

Comentários:

A questão traz um equívoco no enunciado, pois segundo a relação entre as constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c) e pressão (K_p), temos que $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, onde Δn é a diferença entre os números de moles de gás dos produtos e dos reagentes. Para a reação I, $\Delta n = 2 - 2 = 0$. Com $\Delta n = 0$, temos que $K_p = K_c$.

Resposta: Errado.

11. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Estudos termodinâmicos de sistemas que contêm ácido sulfídrico (H_2S) e sulfeto de ferro (FeS) são de particular relevância para diversas áreas, entre as quais se inclui a produção de petróleo e gás



em ambientes ácidos. Nesse contexto, durante a corrosão do aço carbono pelo H_2S , é formado um filme de FeS (mackinawita), conforme a equação a seguir.

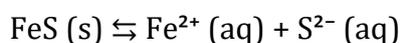


A partir do texto anterior, sabendo que $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$ e $M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$, bem como desprezando a formação de outras espécies de íons de enxofre, julgue o item a seguir.

Considere-se que, para a reação $\text{FeS (s)} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} \text{ (aq)} + \text{S}^{2-} \text{ (aq)}$, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, a constante do produto da solubilidade (K_{ps}) seja igual a $2,56 \times 10^{-18}$. Nesse caso, quando o equilíbrio for alcançado, a solubilidade do FeS em água será inferior a $2 \times 10^{-7} \text{ g/L}$, desconsiderando-se qualquer hidrólise posterior dos íons.

Comentários:

O equilíbrio para a dissolução de FeS é dado pela expressão:



Para esta reação a constante do produto da solubilidade (K_{ps}) é definida como o produto das concentrações em equilíbrio dos íons no meio, ou seja,

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{+2}][\text{S}^{-2}]$$

Como cada mol de FeS dissolvido produz um mol de cada íon, podemos dizer que $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = S$, em que S representa a solubilidade de FeS . Assim, a expressão para K_{ps} se torna:

$$K_{ps} = S^2$$

Substituindo o valor dado de K_{ps} , teremos:

$$2,56 \times 10^{-18} = S^2$$

Resolvendo para S , obtemos:

$$S = \sqrt{2,56 \times 10^{-18}} = 1,6 \times 10^{-9} \text{ mol / L}$$

Note que a solubilidade está expressa em mol/L , mas o item nos pede para julgar uma afirmação que está em g/L . Para converter de mol/L para g/L , precisamos multiplicar a solubilidade em mol/L pela massa molar do FeS . A massa molar do FeS é a soma das massas molares do Fe e do S , que são, respectivamente, 56 g/mol e 32 g/mol , totalizando 88 g/mol . Então:

$$S = 1,6 \times 10^{-9} \text{ mol / L} \times 88 \text{ g / mol}$$

$$S = 1,408 \times 10^{-7} \text{ g / L}$$

Resposta: Certo.

12. (CESPE - Perito Criminal PC PB - 2022) O chumbo metálico pode ser produzido pela redução de minério de chumbo com coque em reator com controle de pressão, em um processo



reversível conforme a equação química a seguir, cuja variação de entalpia nas condições padrão é igual a 42 kJ/mol.



Nessas condições, o rendimento do processo em quantidade de matéria pode ser aumentado pela:

- a) adição de um catalisador.
- b) compressão isotérmica do sistema.
- c) elevação da concentração de coque.
- d) redução da temperatura do sistema.
- e) condensação do dióxido de carbono

Comentários:

Letra A: Incorreto. A adição de catalisador **não desloca a reação em nenhum sentido**, apenas acelera a reação. Na prática, caso a equação não esteja em equilíbrio, o catalisador fará com que ele seja alcançado mais rapidamente.

Letra B: Incorreto. Na compressão isotérmica, estamos diminuindo o volume, e conseqüentemente, aumentando a pressão. Sabemos que no **aumento da pressão**, o equilíbrio se desloca no sentido de menor volume, no caso, os reagentes. Logo, não há um aumento do rendimento.

Volume dos Reagentes	Volume dos Produtos
0V	1V

Letra C: Incorreto. O **coque é sólido**, e substâncias sólidas não alteram o deslocamento do equilíbrio. Essas substâncias não influenciam o equilíbrio químico.

Letra D: Incorreto. A reação apresentada é endotérmica, pois $\Delta H^\circ > 0$, e, para fins de estudo de deslocamento de equilíbrio, pode ser reescrita da seguinte forma:



A **redução da temperatura** pode ser entendida como a retirada de um dos produto(calor), o que desloca a reação no sentido de formação dos reagentes.

Letra E: correto. Com a condensação do dióxido de carbono, ocorre a **diminuição da sua concentração**. A retirada de uma parte dos produtos (CO₂) do sistema, provoca um deslocamento no sentido de formação de mais produto (seta para direita) a fim de reequilibrar o sistema.



Resposta: letra E

13. (CESPE - Papiloscopista Policial Federal - 2021) Uma das técnicas mais utilizadas para a coleta de impressões digitais faz uso de pós. A interação dos pós com os componentes da impressão digital se dá, normalmente, por interação de Van der Waals. É comum utilizar óxido de ferro (III) — Fe_2O_3 — na formulação desses pós. A revelação da impressão feita com Fe_2O_3 pode ser destruída pela presença de ácido, por causa da seguinte reação.



Com base nessas informações, julgue o seguinte item.

A constante de equilíbrio K da reação do óxido de ferro (III) é corretamente expressa pela seguinte equação: $K = [\text{Fe}^{3+}]^y [\text{H}_2\text{O}]^z / [\text{Fe}_2\text{O}_3] [\text{H}^+]^x$

Comentários:

A partir da equação fornecida acima, podemos escrever uma equação algébrica denominada constante de equilíbrio, válida para o estado de equilíbrio, como segue:

$$K = \frac{[\text{Fe}^{3+}]^y \times [\text{H}_2\text{O}]^z}{[\text{Fe}_2\text{O}_3] \times [\text{H}^+]^x}$$

Sabemos que para sólidos e líquidos puros, os termos serão sempre iguais a 1, ou seja, esses termos são omitidos da equação. Como também o solvente, pois sua concentração é tão alta que seu comportamento será muito próximo a de um líquido puro. Então, a constante de equilíbrio é:

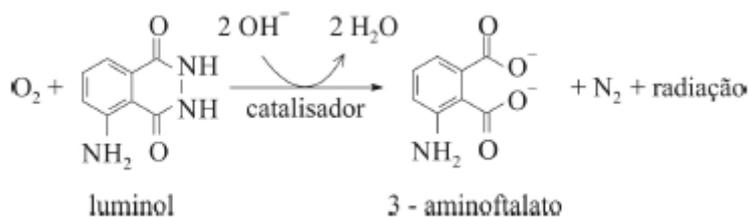
$$K = \frac{[\text{Fe}^{3+}]^y}{[\text{H}^+]^x}$$

Logo, a afirmativa está incorreta.

Resposta: Errado

14. (CESPE - Perito Criminal Federal Área 6 (Polícia Federal) - 2018) O composto conhecido como luminol é empregado para a detecção de sangue em perícias criminais. Em meio básico, em presença de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e de um catalisador adequado, o luminol é oxidado ao ânion 3-aminofталato, o qual é obtido inicialmente em um estado excitado, mas que rapidamente libera o excesso de energia emitindo radiação na faixa do azul.





A oxidação do luminol é realizada pelo O_2 (g) formado a partir da decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), de acordo com a equação:



Sem a presença de um catalisador, a decomposição em questão é bastante lenta. Entretanto, o ferro presente na hemoglobina do sangue catalisa a decomposição e o O_2 (g) formado rapidamente oxida o luminol, ocasionando a característica luminescência azul.

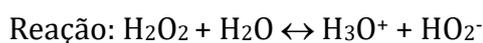
Com relação à reação apresentada e às espécies nela envolvidas, e considerando a primeira constante de ionização ácida do H_2O_2 igual a $2,4 \times 10^{-12}$, julgue o item a seguir.

Em solução aquosa com pH igual a 10,0, o grau de ionização ácida do H_2O_2 é superior a 2,0%.

Comentários:

Inicialmente, vamos resolver a questão utilizando a lei de Ostwald e depois com o uso da lei, para que você possa compreender o quão mais simples os cálculos se tornam ao aplicar a equação, ok?

Bom, antes de calcularmos o grau de ionização, devemos encontrar a concentração das espécies químicas envolvidas no equilíbrio.



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}_2^-]}{[\text{H}_2\text{O}_2]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{F - x}$$

Sabendo que o pH é 10, então $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}_2^-] = 1 \times 10^{-10}$ mol/L, podemos aplicar na equação da constante de equilíbrio:



$$2,4 \times 10^{-12} = \frac{1 \times 10^{-10} \times 1 \times 10^{-10}}{[\text{H}_2\text{O}_2 - 1 \times 10^{-10}]}$$
$$2,4 \times 10^{-12} \times [\text{H}_2\text{O}_2] - 2,4 \times 10^{-22} = 1 \times 10^{-20}$$
$$2,4 \times 10^{-12} \times [\text{H}_2\text{O}_2] = 1,024 \times 10^{-20}$$
$$[\text{H}_2\text{O}_2]_{\text{inicial}} = 4,3 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Desse resultado, temos que a concentração inicial de H_2O_2 é $4,3 \times 10^{-9}$ mol/L. Aplicando na fórmula do grau de dissociação (α), temos:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} = \frac{x}{x + (\text{F} - x)} = \frac{x}{\text{F}}$$
$$\alpha = \frac{x}{\text{F}} \rightarrow \alpha = \frac{1,0 \cdot 10^{-10}}{4,3 \times 10^{-9}} = 0,023$$

Com o α , podemos multiplica-lo por 100 e obter 2,3%, que corresponde a porcentagem do ácido que, em equilíbrio, se encontra na forma dissociada.

Já com a lei, podemos substituir a constante ácida e a concentração formal na equação de Ostwald para ácidos e bases fracos:

$$K_a = \alpha^2 \cdot F$$

$$\alpha^2 = \frac{2,4 \times 10^{-12}}{4,3 \times 10^{-9}} = 5,58 \times 10^{-4}$$
$$\alpha = \sqrt{5,58 \times 10^{-4}} = 0,023$$

Por fim, multiplicamos o α por 100 para encontramos o grau de ionização em porcentagem.

$$\alpha = 0,023 \times 100 = 2,3\%$$

O grau de ionização ácida do H_2O_2 é 2,3%, logo é superior a 2,0%, questão correta.

Resposta: Certo

15. (CESPE - Perito Criminal PC MA - 2018) A respeito de equilíbrio químico e de eletroquímica, assinale a opção correta.

a) O pH da água pura varia com a temperatura.



- b) Uma pilha é constituída pela combinação de substâncias que são oxidadas e, com isso, geram eletricidade.
- c) Eletrólise é um processo natural de geração de energia.
- d) Uma reação está em equilíbrio quando não há mais formação de produtos.
- e) Sempre que são submetidos a aumento de temperatura, os sistemas em equilíbrio químico são deslocados para a formação de produtos.

Comentários:

Letra A: Correta. A temperatura pode sim variar o pH da água, pois influencia na constante de equilíbrio da água (K_w). Por exemplo, a 25°C o K_w é igual a 1×10^{-14} e a 30°C é igual a $1,48 \times 10^{-14}$.

Letra B: Incorreta. Uma pilha é constituída pela combinação de substâncias que são oxidadas ou reduzidas, ou seja, ocorre uma reação de oxirredução, e assim, gera eletricidade.

Letra C: Incorreta. Eletrólise não é um processo natural. É necessário a aplicação de uma corrente elétrica para que uma reação redox não espontânea ocorra. É o contrário do que ocorre nas pilhas.

Letra D: Incorreta. Uma reação está em equilíbrio quando a velocidade da reação direta (formação dos produtos) é igual a velocidade da reação inversa (formação dos reagentes), ou seja, as reações não param.

Letra E: Incorreta. Com o aumento da temperatura, apenas reações endotérmicas favorecem a reação direta (desloca para os produtos). Já nas reações exotérmicas, o aumento da temperatura desloca o equilíbrio para o lado dos reagentes. Sendo assim, o aumento da temperatura, dependendo do tipo de reação, pode deslocar para o lado dos produtos ou dos reagentes.

Resposta: letra A

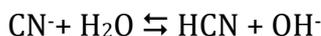
16. (CESPE- Perito Criminal SDS/PE - 2016) Soluções aquosas dos sais cianeto de sódio (NaCN) e cloreto de amônio (NH_4Cl) apresentam pH

- a) ácido.
- b) básico.
- c) básico e ácido, respectivamente.
- d) ácido e básico, respectivamente.
- e) neutro.

Comentários:



Embora todos os íons presentes nos dois sais possam ser analisados quanto o caráter ácido e básico pela teoria de Lewis, o enunciado quer saber sobre o pH das soluções, ou seja, sobre a formação de H^+ e OH^- . Nesse sentido, os dois íons que merecem atenção são CN^- em $NaCN$ e NH_4^+ em NH_4Cl , os quais participam dos seguintes equilíbrios em meio aquoso:



Portanto, a solubilização de NH_4Cl em água produzirá um aumento de H_3O^+ (ou H^+) e conseqüentemente o pH passará a ser ácido. Por outro lado, a solubilização de $NaCN$ em água produzirá um aumento de OH^- e conseqüentemente o pH será básico.

Resposta: letra C

17. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) Considere que, na temperatura T_0 , a constante de equilíbrio para a reação de decomposição do N_2O_4 (g) apresentada a seguir seja igual a 4,0 e que o comportamento dos gases envolvidos nessa reação seja ideal.



De acordo com as informações do texto acima, se, em determinado instante, na temperatura T_0 , as pressões parciais de N_2O_4 (g) e NO_2 (g) dentro de uma câmara forem iguais a 0,16 bar e 0,80 bar, respectivamente, então

- a) a reação não se encontrará em equilíbrio, mas as velocidades das reações direta e inversa serão iguais e diferentes de zero.
- b) a reação se encontrará em equilíbrio, e a velocidade tanto da reação direta quanto da reação inversa será igual a zero.
- c) a reação se encontrará em equilíbrio, e as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.
- d) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação direta será superior à da reação inversa.
- e) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação inversa será superior à da reação direta.

Comentários:

Inicialmente devemos utilizar os dados da reação para escrever a equação da constante de equilíbrio.

$$K = 4 = \frac{P(NO_2)^2}{P(N_2O_4)}$$



em que P corresponde a pressão em bar. Precisamos agora descobrir se o sistema está em equilíbrio com as pressões parciais fornecidas. Podemos calcular o quociente de reação (Q) e em seguida compará-lo com K. O Q é calculado de maneira semelhante ao K, mas difere deste por apresentar a condição real ou atual do sistema ou da reação. Vejamos como calculá-lo.

$$Q = \frac{P(\text{NO}_2)^2}{P(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

$$Q = \frac{0,8^2}{0,16} \rightarrow Q = 4$$

Comparação entre Q e K (Empregue este raciocínio em outros exercícios quando precisar).

Comparação	O que significa
Se $Q = K$	A reação está em equilíbrio.
Se $Q > K$	Significa que, em Q, o numerador está alto em relação ao denominador. Por isso, precisará diminuir o numerador (PRODUTOS) até que Q se iguale com K. REAÇÃO IRÁ SE DESLOCAR PARA OS REAGENTES (ESQUERDA)
Se $Q < K$	Significa que, em Q, o denominador está alto em relação ao numerador. Por isso, precisará diminuir o denominador (REAGENTES) até que Q alcance K. REAÇÃO IRÁ SE DESLOCAR PARA OS PRODUTOS (DIREITA)

Como $Q=K$, concluímos que o sistema se encontra em equilíbrio e, portanto, as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.

Resposta: letra C

18. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que a solução do ácido acético apresente comportamento ideal, é correto afirmar que o grau de ionização do ácido acético em uma solução aquosa a 0,010 mol/L, na temperatura T_0 , será igual a

- a) 40%.
- b) 0,5%.
- c) 2%.
- d) 4%.
- e) 16%.



Comentários:

Inicialmente, trago a solução sem o emprego da lei de Ostwald e depois com o uso da lei, para que você possa compreender o quão mais simples os cálculos se tornam ao aplicar a equação, ok?

Bom, antes de calcularmos o grau de ionização, devemos encontrar a concentração das espécies químicas envolvidas no equilíbrio.

$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ <p>Podemos desconsiderar a autoprotólise da água, por entendermos que a concentração do ácido seja consideravelmente elevada em relação aos íons oriundos da água. Desta maneira, podemos utilizar $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = x$ para estruturar a equação da constante ácida (K_a), considerando a parte não ionizada do ácido como sendo $[\text{HA}] = F - x$.</p> $K_a = \frac{x \cdot x}{F - x}$ $1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}$ <p>Já que o ácido é fraco, considere que $0,1 \gg x$ e, portanto $0,1 - x \approx 0,1$</p> $1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01}$ $x = 4,0 \cdot 10^{-4}$
---	--

Desse resultado, temos que $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 4,0 \cdot 10^{-4}$. Finalmente, aplicando $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ e F na fórmula do grau de dissociação (α), temos:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} = \frac{x}{x + (F - x)} = \frac{x}{F}$$

$$\alpha = \frac{x}{F} \rightarrow \alpha = \frac{4,0 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 4,0 \cdot 10^{-2}$$

Com o α , podemos multiplica-lo por 100 e obter 4,0%, que corresponde a porcentagem do ácido que, em equilíbrio, se encontra na forma dissociada.

Já com a lei, podemos substituir a constante ácida e a concentração formal na equação de Ostwald para ácidos e bases fracos, já que o ácido acético é um ácido fraco:



$$K_a = \alpha^2 \cdot F$$

$$\alpha^2 = \frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,6 \cdot 10^{-3}$$

Aqui temos um pulo do gato para o cálculo da raiz quadrada de $1,6 \cdot 10^{-3}$: basta andar com a vírgula para direita, resultando em $16 \cdot 10^{-4}$, já que para este valor sabemos a raiz quadrada.

$$\alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-2}$$

Por fim, multiplicamos o α por 100 para encontramos o grau de ionização em porcentagem.

$$\alpha = 4 \cdot 10^{-2} \times 100 = 4\%$$

Resposta: letra D

19. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) A remoção de metais pesados em efluentes líquidos pode ser realizada por meio da precipitação do metal, empregando-se um ânion adequado. Por exemplo, a concentração de Cd^{2+} em água pode ser reduzida pela precipitação, em meio alcalino, de $\text{Cd}(\text{OH})_2$. Nesse sentido, considerando-se que o produto de solubilidade (Kps) do $\text{Cd}(\text{OH})_2$ seja igual a $1,0 \times 10^{-14}$, é correto concluir que a concentração residual de $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$ em uma solução aquosa com comportamento ideal e pH igual a 10 será igual a

- a) $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L.
- b) $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L.
- c) $1,0 \times 10^{-6}$ mol/L.
- d) $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- e) $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L.

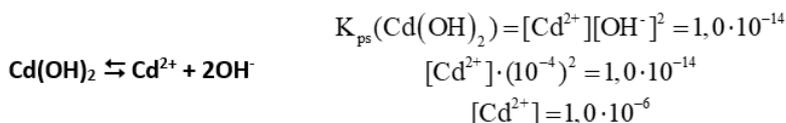
Comentários:

Toda vez que o enunciado fornecer o valor de pH, lembre-se de que podemos encontrar pOH por meio da relação $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, e por isso, tanto as concentrações $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ serão constantes e conhecidas. Neste caso, se $\text{pH} = 10$, logo $\text{pOH} = 4$. Podemos encontrar a concentração de $[\text{OH}^-]$ por meio da relação abaixo.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow 4 = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$



Em seguida, devemos estruturar a reação e o K, aplicando a concentração de OH^- calculada acima para encontrar $[\text{Cd}^{2+}]$.



Resposta: letra C

20. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que as soluções envolvidas apresentem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta, respectivamente, um sal adequado para a preparação de uma solução tampão com o ácido acético e a faixa de pH em que se encontrará a referida solução tampão, na temperatura T_0 , se ela for preparada empregando-se as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido.

- a) acetato de sódio; entre 4 e 5
- b) cloreto de sódio; entre 3 e 4
- c) cloreto de sódio; entre 4 e 5
- d) acetato de sódio; entre 2 e 3
- e) acetato de sódio; entre 3 e 4

Comentários:

O sal adequado para o preparo do tampão de ácido acético é aquele que possui a sua base conjugada acetato. Portanto, dentre as opções apresentadas, o adequado seria utilizar o acetato de sódio. Quanto ao pH, podemos aplicar os dados fornecidos no enunciado diretamente na equação de Henderson-Hasselbalch, como segue:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Como foi fornecido K_a , podemos reescrever a equação acima para:

$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = -\log 1,6 \cdot 10^{-5} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



Já que foram utilizadas as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido, então $([A^-]/[HA]) = 1$. Considerando que $\log 1 = 0$, temos:

$$\text{pH} = -\log 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,79$$

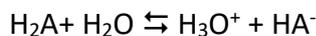
Resposta: letra A

21. (CESPE - Professor de Química SEDUC/AL - 2013) Em relação à teoria de Arrhenius, a teoria de Bronsted-Lowry é mais abrangente para explicar a teoria ácido-base; segundo esta teoria, ácido é a espécie doadora de prótons (íons H^+) e base é a espécie receptora de prótons (íons H^+). Considerando essas informações, julgue o próximo item.

A ionização do ácido sulfídrico (H_2S), constituído de dois hidrogênios ionizáveis, ocorre em duas etapas e apresenta duas constantes de ionização que têm o mesmo valor.

Comentários:

Ácidos dipróticos possuem mais de um H^+ ionizável e por isso apresentam mais de uma K_a . Em geral, a tendência para um ácido diprótico liberar seu primeiro H^+ é maior do que para liberar o segundo H^+ , isto significa que a primeira constante de ionização ácida é sempre maior que segunda constante, pois o aumento de carga gera instabilidade para o composto.



$$K_{a1} = \frac{[H^+][HA^-]}{[H_2A]}$$



$$K_{a2} = \frac{[H^+][A^{2-}]}{[HA^-]}$$

Resposta: Certo* questionável.

22. (CESPE - Professor Química SEDUC AL - 2013) Em relação à teoria de Arrhenius, a teoria de Bronsted-Lowry é mais abrangente para explicar a teoria ácido-base; segundo esta teoria, ácido é a espécie doadora de prótons (íons H^+) e base é a espécie receptora de prótons (íons H^+). Considerando essas informações, julgue o próximo item.

O ácido acético ($HC_2H_3O_2$), um dos principais componentes do vinagre, apresenta $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, sendo, por isso, classificado em ácido fraco, embora sua base conjugada $C_2H_3O_2^-$ seja forte.

Comentários:

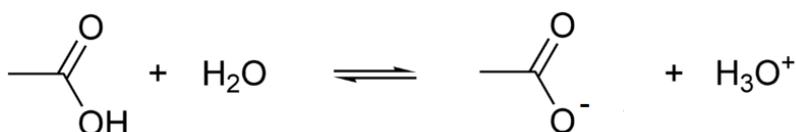
A questão fornece a constante de acidez do ácido acético, sabendo da relação: $K_a \times K_b = 1 \cdot 10^{-14}$, conseguimos encontrar o valor da constante de basicidade (K_b):



$$\begin{aligned}K_a \times K_b &= 1 \times 10^{-14} \\1,8 \times 10^{-5} \times K_b &= 1 \times 10^{-14} \\K_b &= 5,56 \times 10^{-10}\end{aligned}$$

Observamos que o valor de K_b é muito baixo, ou seja, a base conjugada do ácido acético é fraca, e não forte como afirma a questão.

Aqui vale a pena abrir um destaque, veja que ao se dissociar, o ácido acético forma uma base conjugada estável, devido a deslocalização da carga negativa (ressonância) e, portanto, tem-se uma base mais fraca (carga menos disponível).



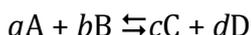
Resposta: Errado

23. (CESPE - Professor - Química SEE-AL - 2013) Em relação à teoria de Arrhenius, a teoria de Bronsted-Lowry é mais abrangente para explicar a teoria ácido-base; segundo esta teoria, ácido é a espécie doadora de prótons (íons H^+) e base é a espécie receptora de prótons (íons H^+). Considerando essas informações, julgue os próximos itens.

Quanto maior for o valor da constante de ionização básica, maior será o valor do pH.

Comentários:

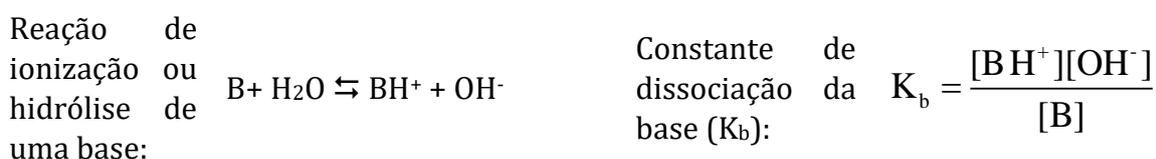
A discussão sobre constantes de equilíbrio ácido e base é tema de outra aula. Em uma rápida introdução ao assunto, tomemos como exemplo a seguinte equação genérica:



A partir da equação balanceada acima, podemos escrever uma equação algébrica denominada **constante de equilíbrio**, válida para o estado de equilíbrio, como segue:

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

Os termos $[A]$, $[B]$, $[C]$ e $[D]$ representam as concentrações em mol.L^{-1} das espécies químicas envolvidas. Quanto maior o valor de K , mais a reação será deslocada para o lado dos produtos (C e D), sendo também verdadeiro o raciocínio contrário. Aplicando essa noção de equilíbrio a uma equação de equilíbrio básico, temos:



Analisando o equilíbrio acima, notamos que, quanto maior K_b , maior a concentração de OH^- , o que torna o meio mais básico e o pH mais elevado. Desta forma, a afirmação está certa.

Resposta: certo



QUESTÕES COMENTADAS

Equilíbrio químico

1. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - 2023) Um químico preparou uma solução de Ba^{+2} com concentração 0,025M. Inicia-se então uma titulação com SO_4^{-2} seguindo a reação: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{+2}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{-2}(\text{aq})$ onde $K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}] = 1,1 \times 10^{-10}$. Verifica-se que:

I. A partir da concentração de SO_4^{-2} acima de 0,025M inicia a precipitação de Ba^{+2} .

II. Em concentrações menores que $4,4 \times 10^{-9}$ M já houve precipitação de BaSO_4 .

Assinale a alternativa correta:

a) A afirmativa I é correta e complementar à II

b) A afirmativa I é incorreta, a II é correta, pois a concentração $4,4 \times 10^{-9}$ M mostra o ponto onde inicia a precipitação do BaSO_4

c) A afirmativa I é correta e a II incorreta, já que não há precipitação antes da concentração $4,4 \times 10^{-9}$ M

d) As afirmativas I e II estão incorretas

Comentários:

Afirmativa I: Falsa. A precipitação de BaSO_4 ocorrerá quando o produto das concentrações de Ba^{+2} e SO_4^{-2} superar o valor de K_{ps} .

Vamos supor que $[\text{Ba}^{+2}] = s$ e $[\text{SO}_4^{2-}] = s$ numa solução saturada em que não há excesso de nenhum íon. Mas, se quisermos encontrar a concentração de SO_4^{2-} para uma concentração específica de Ba^{2+} que leva à precipitação, devemos rearranjar a fórmula do K_{ps} : $[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}]/K_{\text{ps}}$.

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-10} / 0,025$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 4,4 \times 10^{-9}$$

A concentração de SO_4^{2-} necessária para iniciar a precipitação de BaSO_4 quando a concentração de Ba^{2+} é 0,025 M é aproximadamente $4,4 \times 10^{-9}$.

Afirmativa II: Errada. Nos cálculos anteriores, determinamos que a concentração de SO_4^{2-} necessária para atingir o ponto de precipitação de BaSO_4 , dado que $[\text{Ba}^{2+}]$ é 0,025 M, é $4,4 \times 10^{-9}$. Isso significa que quando $[\text{SO}_4^{2-}]$ atinge $4,4 \times 10^{-9}$, o produto das concentrações de Ba^{2+} e SO_4^{2-} iguala ao K_{ps} de $1,1 \times 10^{-10}$, e qualquer valor acima disso levará à precipitação.

Portanto, se $[\text{SO}_4^{2-}]$ for menor que $4,4 \times 10^{-9}$ M, sob condições normais e sem adição de mais Ba^{2+} , o produto $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ será menor que K_{ps} , indicando que a solução ainda está insaturada e não ocorrerá precipitação.



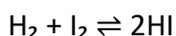
Resposta: letra D.

2. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - 2023) Analise a seguinte situação: Misturou-se, em um balão de 1 L, 0,10 mol de H_2 , 0,10 mol de I_2 . Calcule a concentração no equilíbrio de todas as espécies em temperatura constante. Reação $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI$, em que $K = 64$. Assinale a alternativa que contenha a concentração no equilíbrio de $H_2(g)$, $I_2(g)$ e HI respectivamente:

- a) 0,1; 0,1 e 0,1
- b) 0,08; 0,08 e 0,16
- c) 0,02; 0,02 e 0,16
- d) 0,08; 0,08 e 1,6

Comentários:

A reação de formação de HI a partir de H_2 e de I_2 é uma reação de equilíbrio. Sabendo-se que a reação se dá no sentido direto, temos que:



Para o cálculo da concentração em equilíbrio das espécies envolvidas na reação, podemos montar a tabela de variação das concentrações no equilíbrio:

Inicialmente (antes da reação iniciar): $[H_2] = [I_2] = 0,1 \text{ mol/L}$ e $[HI] = 0 \text{ mol/L}$

Variação das concentrações (Δ): $[H_2] = [I_2] = -x$ e $[HI] = +2x$ (Já que possui 2 como coeficiente estequiométrico)

Em equilíbrio (após a reação ter ocorrido): $[H_2] = [I_2] = 0,1 - x$ e $[HI] = 0 + 2x$

Podemos, então, substituir esses valores na expressão da constante de equilíbrio (K):

$$K = \frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$$

$$64 = \frac{(2x)^2}{(0,1-x)(0,1-x)}$$

$$64 = \frac{4x^2}{(0,1-x)^2}$$

$$64(0,1-x) = 4x^2$$

$$16(0,1-x)^2 = x^2$$

$$16(0,01 - 0,2x + x^2) = x^2$$

$$0,16 - 3,2x + 16x^2 = x^2$$

$$15x^2 - 3,2x + 0,16 = 0$$



As soluções da equação são $x \approx -0.1333$ e $x \approx 0.08$. Estes são os valores de x que satisfazem a equação original. Utilizando, portanto, o valor de x positivo.

$$[H_2] = [I_2] = 0,1 - 0,08 = 0,02 \text{ mol/L e } [HI] = 2 \times 0,08 = 0,16 \text{ mol/L}$$

Resposta: letra C.

3. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - 2023) O metanol (CH₃OH) pode ser produzido pela reação do CO com o H₂ em uma reação exotérmica em que todos os compostos estão na forma gasosa. Seguiu-se algumas experiências e foi verificado o seguinte:

- I. Com o aumento da pressão, a reação deslocou-se na formação dos reagentes.**
- II. Com o volume do recipiente sendo diminuído, a reação deslocou-se no sentido do produto.**
- III. Quando adicionado calor, a reação favoreceu mais a formação do produto.**
- IV. Com a adição de H₂, a reação tende a formar mais produto.**
- V. Com a adição de CO, a reação é deslocada para formar mais reagentes.**

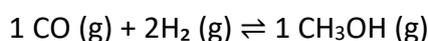
Estão corretas as afirmativas:

- a) I, III e V apenas
- b) II, III e IV apenas
- c) I e V apenas
- d) II e IV apenas

Resposta: Letra D

Comentários:

A reação retratada é a formação do metanol:



Afirmativa I: incorreta. Com o aumento da pressão, a reação desloca-se para o lado que apresenta menor volume. Nesse caso, a reação deve deslocar-se para o lado dos produtos (CH₃OH), e não dos reagentes (CO e H₂), uma vez que o volume dos reagentes é 3V e dos produtos é 1V.

Afirmativa II: correta. Com a diminuição do volume do recipiente, a pressão total aumenta e o equilíbrio desloca-se para o lado com menos volume. Neste caso, para a formação do produto, metanol.

Afirmativa III: incorreta. Sendo a reação exotérmica, o calor é liberado no processo. Se for adicionado calor ao sistema, de acordo com o princípio de Le Châtelier, o equilíbrio tende a deslocar-se em sentido contrário ao que libera calor, ou seja, para o lado dos reagentes.



Afirmativa IV: correta. Com a adição de H_2 , o equilíbrio se desloca para o lado dos produtos para diminuir a concentração deste reagente, aumentando a formação do produto (metanol).

Afirmativa V: incorreta. Com a adição de CO , o equilíbrio é deslocado para o lado dos produtos (metanol) para anular a perturbação, e não para o lado dos reagentes.

Resposta: letra D.

4. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - Pref Cuiabá - 2023) Considera a titulação de 100,0 ml do ácido acético 0,100M com hidróxido de sódio 0,100M:



Para atingir o ponto de equivalência foram gastos $5,3 \times 10^{-6}$ M de OH^- e o pH ficou em 8,72.

Analise as afirmativas a seguir e dê valores Verdadeiro (V) ou Falso (F).

() No ponto de equivalência o pH é neutro.

() No ponto de equivalência, o pH é ligeiramente básico, porém a partir desse ponto, a adição de mais NaOH torna a solução substancialmente básica.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta de cima para baixo.

a) V - V

b) V - F

c) F - F

d) F - V

Comentários:

Afirmativa 1: falsa. No ponto de equivalência de uma titulação que envolve um ácido fraco (como o ácido acético) e uma base forte (NaOH), o pH será maior que 7, ou seja, a solução será básica. Isto ocorre porque o ânion proveniente do ácido fraco ($CH_3CO_2^-$) age como uma base, aceitando prótons da água e resultando em uma solução de pH básico.

Afirmativa 2: verdadeira. No ponto de equivalência, o pH é ligeiramente básico, como explicado acima. Quando mais NaOH é adicionado após o ponto de equivalência, a solução se torna substancialmente básica, já que o NaOH é uma base forte que aumenta a concentração de OH^- na solução, aumentando o pH.

Resposta: letra D.

5. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - Pref Cuiabá – 2023) Soluções-tampão possuem uma função importante em sistemas reacionais e biológicos, mantendo o pH de uma solução em uma faixa específica para o trabalho. Algumas informações sobre soluções-tampão são mostradas nas seguintes afirmativas:



I. Duas substâncias devem ser utilizadas, um ácido capaz de reagir com os íons OH^- adicionados e uma base capaz de reagir com os íons H_3O^+ adicionados.

II. Soluções-tampão podem ser preparadas a partir de um par ácido forte e seu sal conjugado.

III. A dupla conjugada do sistema tampão do ácido acético é: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-$.

Estão corretas as afirmativas:

- a) I e II apenas
- b) I e III apenas
- c) II e III apenas
- d) III apenas

Comentários:

Afirmativa I: verdadeira. A estrutura básica de um tampão contém um **ácido fraco e sua base conjugada** ou uma **base fraca e seu ácido conjugado**. O ácido é capaz de reagir com os íons OH^- adicionados, enquanto a base é capaz de reagir com os íons H_3O^+ adicionados, mantendo, desta forma, o pH da solução aproximadamente constante.

Afirmativa II: falsa. **Soluções-tampão** não podem ser preparadas a partir de um par de ácido forte e seu sal conjugado. Isto ocorre porque ácidos fortes se ionizam completamente em solução, de modo que não haverá ácido não ionizado disponível para reagir com qualquer base adicionada.

Afirmativa III: verdadeira. A dupla conjugada do sistema tampão do ácido acético é o próprio ácido acético (CH_3COOH) e seu ânion acetato (CH_3COO^-).

Resposta: letra B.

6. (IBFC - Prof (SEC BA) - 2023) As concentrações de reagentes e produtos para uma reação em equilíbrio são representadas por uma equação matemática. Na reação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, a constante de equilíbrio da reação é _____. Se supor que as concentrações no início do processo sejam de 0,2 mol/l para o H_2 e para o I_2 a 400°C , espera-se que a concentração inicial do HI seja 0,0 mol / l. Como passar do tempo, as concentrações dos reagentes _____ e do produto _____ até chegar no _____. A equação que melhor representa a constante de equilíbrio para esse tampão é:

- a) $K = \frac{[\text{HI}]^2}{([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])}$ / diminua/ aumente / equilíbrio
- b) $K = \frac{[\text{HI}]^2}{([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])}$ / aumente / diminua / final
- c) $K = \frac{[\text{HI}]}{([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])}$ / diminua / aumente / equilíbrio
- d) $K = \frac{[\text{HI}]}{([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])}$ / aumente / diminua / ápice



e) $K = \frac{[HI]}{[H_2] \cdot [I_2]^2}$ / diminua / aumente / equilíbrio

Comentários:

A constante de equilíbrio é dada pela razão entre os produtos das concentrações das espécies químicas no estado final do equilíbrio no numerador e o produto das concentrações iniciais das espécies químicas no denominador, cada uma elevada ao coeficiente estequiométrico na equação química balanceada. No enunciado, a reação dada é $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, em que cada um dos reagentes tem coeficiente estequiométrico igual a 1 e o produto tem coeficiente estequiométrico igual a 2. Portanto, a expressão da constante de equilíbrio é $K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$. Além disso, conforme a reação progride para a formação do produto, espera-se que as concentrações dos reagentes diminuam e a concentração do produto aumente até que o sistema atinja o equilíbrio.

Resposta: letra A.

7. (IBFC - Prof (SEC BA)/SEC BA/2023) Foi feita uma proposta para um estudante calcular o pH de diversas substâncias. Para o cálculo encontrou dificuldade em uma delas, onde era solicitado que se calculasse o pH de uma solução 0,01 M de NaOH a temperatura de 25°C. Assinale a alternativa que contém o pH calculado de forma correta.

- a) -2
- b) 2
- c) 7
- d) 10
- e) 12

Comentários:

A solução é de um hidróxido, que é uma base forte. Base forte se ioniza completamente, ou seja, 1 mol de NaOH gera 1 mol de OH^- . Portanto, a concentração de OH^- é igual à concentração da base, que é 0,01 mol/L.

A partir da concentração de OH^- podemos calcular a pOH, pela relação $pOH = -\log[OH^-]$. Logo, $pOH = -\log(0,01) = 2$.

A relação entre pH, pOH é dada por $pH + pOH = 14$. Dessa forma, podemos calcular o pH da solução. Logo, $pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$.

Resposta: Letra E.

8. (IBFC - Prof (SEC BA)/SEC BA/Educação Básica - 2023) O ácido sulfúrico é um ácido poliprótico que possui duas deprotonação. A primeira deprotonação é _____, já que é um ácido _____. A segunda deprotonação possui uma constante $K_{a2}=0,012$.



Essa característica faz que uma solução de ácido sulfúrico de concentração $0,01 \text{ mol l}^{-1}$ tenha um pH de _____.

Assinale a alternativa que preencha correta e respectivamente as lacunas.

- a) parcial / forte / 4,0
- b) completa / forte / 2,0
- c) parcial / fraco / 4,0
- d) completa / forte / 4,0
- e) fraca / fraco / 6,2

Comentários:

O ácido sulfúrico é um ácido forte, então sua primeira desprotonação é completa. Além disso, a fórmula para calcular o pH de uma solução ácida é $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$, então o pH de uma solução $0,01 \text{ mol l}^{-1}$ é $-\log (0,01) = 2$.

Resposta: letra B.

9. (IDECAN - Ges Amb (SEMACE)/SEMACE/2023) Reações de neutralização são reações entre um ácido e uma base que produzem sal e água, de acordo com os conceitos de Arrhenius. O sal inorgânico formado é então um produto iônico dessa reação que ao ter contato com a água é dissolvido liberando no mínimo um cátion diferente de H^+ e no mínimo um ânion diferente de OH^- . Considerando a dissolução de um sal em uma solução aquosa neutra, assinale a alternativa correta.

- a) A concentração de íons H^+ aumenta 3 vezes se o pH da nova solução for igual a 4.
- b) A concentração de íons H^+ é reduzida com a dissolução de um sal de carácter ácido.
- c) A concentração de íons H^+ e OH^- permanece a mesma independente do sal dissolvido.
- d) A concentração de íons OH^- aumenta 10 vezes se o pH da nova solução for igual a 8.
- e) A concentração de íons OH^- é reduzida 2 vezes se o pH da nova solução for igual a 8.

Comentários:

Letra A: incorreta. O pH é uma medida logarítmica inversa da concentração de íons H^+ . Portanto, se o pH diminui, em outras palavras, se o pH da solução passar para 4, a concentração de íons H^+ aumenta 10^3 vezes, e não 3 vezes. Isto é, comparando essa concentração com a concentração em água pura, podemos calcular o fator de mudança: $10^{-4}/10^{-7}=10^3=1000$. Portanto, ao mudar o pH de 7 para 4, a concentração de íons H^+ aumenta 1000 vezes, não apenas 3 vezes.



Letra B: incorreta. A dissolução de um sal de caráter ácido em água aumenta a concentração de íons H^+ , pois o sal irá liberar íons H^+ na solução, não reduzindo.

Letra C: incorreta. Dependendo do sal que é dissolvido, a concentração de H^+ e OH^- pode mudar. Se o sal for derivado de um ácido forte e uma base fraca, a concentração de H^+ aumentará. Se o sal for derivado de um ácido fraco e uma base forte, a concentração de OH^- aumentará.

Letra D: correta. O pH e a pOH de uma solução estão relacionados pela seguinte equação: $pH + pOH = 14$. Se a solução tem pH 8, então a pOH é $14 - 8 = 6$. Isso significa que a concentração de OH^- é 10^{-6} mol/L. Em uma solução neutra, o pH é 7, então a pOH é $14 - 7 = 7$ e a concentração de OH^- é 10^{-7} mol/L. Portanto, ao aumentar o pH de 7 para 8, a concentração de OH^- aumenta 10 vezes.

Letra E: incorreta. Como explicado no comentário da letra D, ao aumentar o pH de 7 para 8, a concentração de OH^- aumenta 10 vezes, não reduz 2 vezes.

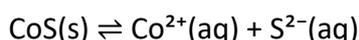
Resposta: letra D.

10. (Instituto ACCESS - Qui (SAS Barbacena)/SAS Barbacena/2023) (adaptada) Em certos processos industriais, ou mesmo em tratamento de água ou esgoto, é preciso precipitar metais pesados presentes com contaminantes (Hg, Pb, etc.). Geralmente, esses metais pesados são hidrolisados e precipitados na forma de hidróxidos poucos solúveis em água, contudo, como os íons estão em equilíbrio dinâmico com o sólido, alguns íons permanecem em solução. Sendo a solubilidade do sulfeto de cobalto (II) ($K_{ps} = 5 \times 10^{-22}$), assinale a alternativa que apresente a correta concentração do sulfeto de cobalto em água pura.

- a) $2,2 \times 10^{-11}$
- b) $7,2 \times 10^{-11}$
- c) $1,2 \times 10^{-22}$
- d) $5,2 \times 10^{-22}$

Comentários:

Primeiramente, é importante lembrar que a dissolução do sulfeto de cobalto (II) na água pode ser representada pela seguinte equação:



E cada um destes íons em solução possui igual concentração do sulfeto de cobalto (II). Portanto, podemos escrever a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) como:

$$K_{ps} = [Co^{2+}] \cdot [S^{2-}] = [S^{2-}]^2$$

Substituindo o valor de K_{ps} dado no enunciado, podemos calcular a $[S^{2-}]$.



$$5 \times 10^{-22} = [S^{-2}]^2 \Rightarrow [S^{-2}] = \sqrt{5 \times 10^{-22}} = 2,2 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Portanto, a concentração do sulfeto é $2,2 \times 10^{-11}$ mol/L.

Resposta: letra A.

11. (Instituto ACCESS - Tec (UFFS)/UFFS/2023) Solução tampão é uma solução aquosa capaz de resistir às mudanças de pH quando ácidos ou bases são adicionados. Nesse contexto, as alternativas abaixo relacionam algumas características dos sistemas tampões, à exceção de uma. Assinale-a.

- a) Alternativamente, tampões podem ser formados por uma base fraca e seu ácido conjugado.
- b) A capacidade tamponante de um sistema tampão depende da concentração dos seus componentes.
- c) Sistemas tampões são extremamente importantes em fluidos biológicos, já que o grau de ionização pode afetar a estabilidade de moléculas e, conseqüentemente, suas funções.
- d) Soluções tampão resistem à mudança de pH por conta do equilíbrio químico entre um ácido fraco e sua base conjugada.
- e) Tampões são formados pela mistura de ácidos fortes e suas bases conjugadas em uma solução de pH próximo ao pKa da base.

Comentários:

Letra A: correta. Tampões podem de fato ser formados por uma base fraca e seu ácido conjugado. Isso é feito para resistir a mudanças no pH quando ácidos ou bases são adicionados à solução.

Letra B: correta. A capacidade de um sistema tampão em resistir a mudanças no pH é diretamente proporcional à concentração dos componentes do tampão. Quanto maiores as concentrações, maior será a capacidade tamponante.

Letra C: correta. Em ambientes biológicos, os tampões são essenciais para manter o pH estável. As mudanças no grau de ionização podem afetar a estabilidade de moléculas biológicas e, portanto, suas funções.

Letra D: correta. A capacidade de uma solução tampão de resistir a mudanças no pH se deve ao equilíbrio químico entre um ácido fraco e sua base conjugada. Quando um ácido ou base é adicionado, esse equilíbrio é deslocado para compensar a adição, mantendo o pH quase constante.

Letra E: incorreta. Tampões não são formados pela mistura de ácidos fortes e suas bases conjugadas. Na verdade, os tampões são formados pela mistura de um ácido fraco e sua base conjugada ou vice-versa. A afirmação de que o pH da solução de tampão está próximo ao pKa da base está correta, mas não para ácidos fortes, e sim para ácidos fracos.

Resposta: letra E.



12. (Instituto AOCP - Tec (IF MA) - IF MA – 2023) Foi solicitado ao técnico de laboratório de química que preparasse 500 mL de uma solução saturada (sem corpo de fundo) de BaSO_4 , a 25°C . Diante dessa informação, assinale a alternativa que apresenta a quantidade (massa) máxima de BaSO_4 aproximada que estará dissolvida nessa solução.

Dado: $K_{\text{ps}}(\text{BaSO}_4) = 1,0 \times 10^{-10}$ (25°C).

- a) $5,0 \times 10^{-6}$ kg
- b) $2,3 \times 10^{-3}$ g
- c) $2,3 \times 10^{-8}$ g
- d) $1,0 \times 10^{-5}$ g
- e) $1,2 \times 10^{-3}$ g

Comentários:

A questão trata do cálculo da solubilidade do BaSO_4 em água. Para resolver a questão, precisamos lembrar que a solubilidade de um sal pouco solúvel é dada pela raiz quadrada do produto de solubilidade (K_{ps}).

O equilíbrio de dissolução do BaSO_4 pode ser representado por:



Cada mol de BaSO_4 que se dissolve forma 1 mol de Ba^{2+} e 1 mol de SO_4^{2-} , portanto, a solubilidade do BaSO_4 (s) será igual a $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$.

A expressão para o produto de solubilidade do BaSO_4 é:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2$$

Onde s é a solubilidade do BaSO_4 em mol/L.

Podemos então isolar s na equação acima:

$$s = \sqrt{K_{\text{ps}}}$$

Substituindo o valor de K_{ps} na equação, temos:

$$s = \sqrt{(1,0 \times 10^{-10})}$$

$$s = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Portanto, a solubilidade do BaSO_4 em mol/L é $1,0 \times 10^{-5}$.



A questão solicita a massa de BaSO_4 que estará dissolvida em 500 mL de solução, ou seja, 0,5 L.

A massa molar do BaSO_4 é 233,4 g/mol.

Portanto, a massa de BaSO_4 que estará dissolvida é:

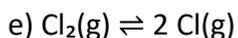
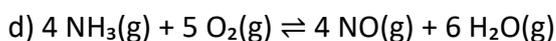
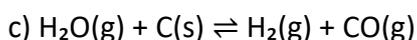
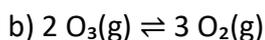
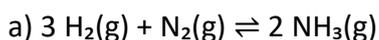
$$m = s \cdot V \cdot M$$

$$m = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 0,5 \text{ L} \times 233,4 \text{ g/mol}$$

$$m = 1,2 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Resposta: letra E.

13. (Instituto AOCP - Tec IF MA/Laboratório/IF MA/2023) Considerando os seguintes equilíbrios químicos, sob temperatura constante, assinale a alternativa que apresenta aquele que será deslocado em direção aos produtos, como consequência da elevação da pressão total do sistema, resultando em compressão do volume da mistura gasosa.



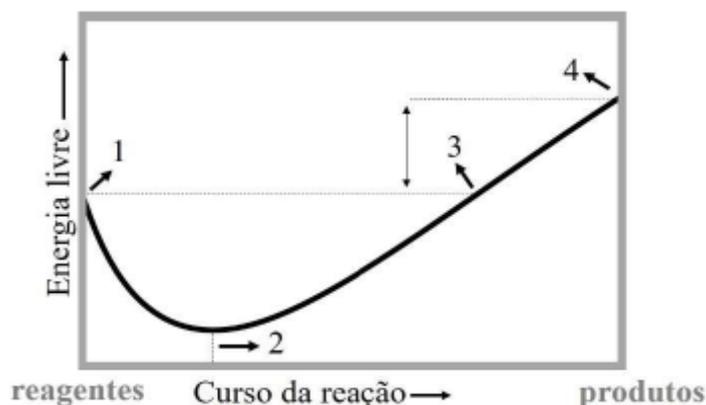
Comentários:

O equilíbrio químico será deslocado para o lado com o menor número de menor volume. No caso, a reação de formação do NH_3 , tem menor número de moléculas de gás no lado dos produtos (2 moléculas de NH_3) do que no dos reagentes (3 moléculas de H_2 e 1 molécula de N_2 , totalizando 4 moléculas). Portanto, ao aumentar a pressão, o sistema se desloca no sentido de menor volume, ou seja, no sentido da formação de NH_3 .

Resposta: letra A.

14. (Unifil - QuiAmb, Pref Faz RG - 2023) A imagem representa a variação da energia livre (energia de Gibbs, ΔG) em função do progresso da reação química.





Considere a imagem para resolver a questão. Na imagem, o ponto que representa o equilíbrio químico da reação é numerado por

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.

Comentários:

Letra A: incorreta. O ponto 1 na imagem geralmente representa o estado inicial dos reagentes antes da reação começar, portanto não pode ser o ponto de equilíbrio.

Letra B: correta. O ponto de equilíbrio químico de uma reação é o ponto em que a energia livre de Gibbs atinge o valor mínimo. Ou seja, é o ponto onde a reação atinge um estado de mínima energia e máxima estabilidade. Na imagem, isso é representado pelo ponto mais baixo na curva, que é o ponto 2.

Letra C: incorreta. O ponto 3 na imagem geralmente representa um estado intermediário na reação, não o estado de equilíbrio.

Letra D: incorreta. O ponto 4 na imagem geralmente representa o estado final dos produtos após a reação ter ocorrido, e não o ponto de equilíbrio.

Resposta: letra B.

15. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEX) - EsFCEX – 2023) A dissolução em água de um comprimido antiácido efervescente forma alguns equilíbrios químicos, entre eles, o sistema carbonato/bicarbonato representado a seguir:



A solução tampão formada nesse sistema envolve o par conjugado ácido-base, nessa ordem:

- a) $\text{HCO}_3^- - \text{CO}_3^{2-}$
- b) $\text{CO}_3^{2-} - \text{HCO}_3^-$
- c) $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{CO}_2$
- d) $\text{OH}^- - \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{HCO}_3^- - \text{H}_2\text{CO}_3$

Comentários:

O sistema tampão é formado por um ácido fraco e sua base conjugada. Assim, o par conjugado ácido-base deve ser formado por um ácido e sua respectiva base.

Letra A: correta. O bicarbonato (HCO_3^-) atua como ácido, pois doa um próton para formar o íon carbonato (CO_3^{2-}), que é sua base conjugada.

Letra B: incorreta. O íon carbonato (CO_3^{2-}) atua como base, pois recebe um próton para formar o bicarbonato de hidrogênio (HCO_3^-), que é seu ácido conjugado. Essa alternativa apresenta a ordem inversa da correta.

Letra C: incorreta. O ácido carbônico (H_2CO_3) e o dióxido de carbono (CO_2) não formam um par ácido-base conjugado.

Letra D: incorreta. O íon hidróxido (OH^-) e a água (H_2O) não formam um par ácido-base conjugado.

Letra E: incorreta. O bicarbonato de hidrogênio (HCO_3^-) e o ácido carbônico (H_2CO_3) formam um par ácido-base conjugado, mas em um equilíbrio diferente do proposto na questão.

Resposta: letra A.

16. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEX) - EsFCEX - 2023) O equilíbrio $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$, uma das etapas de formação do ácido sulfúrico, apresentou os seguintes valores de pressões parciais à temperatura de 726 °C.

P_{SO_2} (bar)	P_{O_2} (bar)	P_{SO_3} (bar)
0,70	0,40	0,080

A constante de equilíbrio para esse sistema tem valor de

- a) 0,33.
- b) 4,2.



- c) 3,1.
- d) 24.
- e) 0,033.

Comentários:

A constante de equilíbrio de um sistema é dada pela razão entre o produto das pressões parciais dos produtos elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos e o produto das pressões parciais dos reagentes elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos.

Para o equilíbrio $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$, a expressão da constante de equilíbrio é dada por:

$$K_p = (P_{\text{SO}_3})^2 / (P_{\text{SO}_2})^2 \cdot (P_{\text{O}_2})$$

Substituindo os valores fornecidos na questão na expressão acima, temos:

$$K_p = (0,080)^2 / (0,70)^2 \cdot (0,40) = 0,0064 / 0,196 = 0,033$$

Portanto, o valor da constante de equilíbrio para esse sistema é 0,033.

Resposta: letra E.

17. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEEx) - EsFCEEx - 2023) A 100 mL de uma solução contendo $1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ em íons Mg^{2+} foram adicionados 100 mL de hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ precipitando $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (K_{ps} , a $25^\circ\text{C} = 9 \times 10^{-12}$). A concentração de íons Mg^{2+} em solução, após a reação é de

- a) $3,6 \times 10^{-5}$
- b) $3,6 \times 10^{-9}$
- c) $9,0 \times 10^{-11}$
- d) $5,6 \times 10^{-9}$
- e) $5,6 \times 10^{-4}$

Comentários:

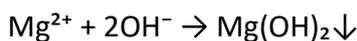
Inicialmente, é importante calcular a quantidade de reagente em mols para Mg^{2+} e OH^- .

Para Mg^{2+} : $1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Para OH^- : $0,10 \text{ mol.L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$

A reação química de precipitação de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ é dada por:

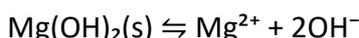




Pela estequiometria da reação, percebe-se que a quantidade de Mg^{2+} é suficiente para reagir com 2×10^{-3} mol de OH^- (dobro de mols do Mg^{2+}). No entanto, a quantidade de OH^- disponível na solução é de 0,01 mol, ou seja, existe excesso de OH^- .

Portanto, todo o Mg^{2+} irá reagir, formando $\text{Mg}(\text{OH})_2$, e ainda sobrar OH^- na solução.

Após a precipitação, alguns íons Mg^{2+} irão se dissolver na solução até atingir o equilíbrio, de acordo com a reação:



A constante do produto de solubilidade (k_{ps}) dessa reação é dada por:

$$k_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 9 \times 10^{-12}$$

Como após a precipitação sobraram $0,01 - 2 \times 10^{-3} = 0,008$ mol de OH^- em 200 mL de solução, então a concentração de OH^- é de $0,008 \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = 0,04 \text{ mol/L}^{-1}$.

Substituindo a concentração de OH^- na expressão do k_{ps} , é possível calcular a concentração de Mg^{2+} em equilíbrio:

$$9 \times 10^{-12} = [\text{Mg}^{2+}](0,04)^2$$

$$9 \times 10^{-12} = [\text{Mg}^{2+}](0,0016)$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 9 \times 10^{-12} / 0,0016 = 5,6 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

Resposta: Letra D.

18. (VUNESP - Prof - SEDUC SP - 2023) Considere os dados da tabela sobre constantes de dissociação, a 25 °C, para ácidos e bases.

Nome	Fórmula	Constante
Ácido acético (etanoico)	CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
Ácido clorídrico	HCl	10^7
Ácido fluorídrico	HF	$6,8 \times 10^{-4}$
Ácido cianídrico	HCN	$4,9 \times 10^{-10}$
Amônia	NH_3	$1,8 \times 10^{-5}$
Hidróxido de sódio	NaOH	4,0

A ordem crescente de pH para soluções de mesma concentração dos sais NaCH_3COO , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, NH_4Cl , NaCN e NaF é:

a) $\text{NaCN} < \text{NaCH}_3\text{COO} < \text{NaF} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$



- b) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaF} < \text{NaCN} < \text{NaCH}_3\text{COO}$
- c) $\text{NH}_4\text{Cl} < \text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} < \text{NaF} < \text{NaCH}_3\text{COO} < \text{NaCN}$
- d) $\text{NaF} < \text{NaCN} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaCH}_3\text{COO} < \text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$
- e) $\text{NaCH}_3\text{COO} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaCN} < \text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} < \text{NaF}$

Comentários:

A questão aborda o conceito de hidrólise salina, que é a reação dos íons provenientes de um sal com a água, resultando na formação de ácido ou base, que altera o pH da solução. Podemos analisar cada sal separadamente:

O sal **cloreto de amônio (NH_4Cl)** é formado a partir da neutralização entre HCl (ácido forte) e NH_4OH (base fraca), sendo, portanto, **um sal de caráter ácido**. Lembre-se **os sais de caráter ácido são formados, em geral, a partir da neutralização de ácido forte com base fraca**.

O sal **acetato de amônio ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$)**: é formado a partir da neutralização entre CH_3COOH (ácido fraco) e NH_4OH (base fraca). O pH será próximo da neutralidade, ligeiramente ácido ou neutro.

O sal **fluoreto de sódio (NaF)** é formado a partir da neutralização entre HF (ácido fraco) e NaOH (base forte), sendo, portanto, **um sal de caráter básico**. Lembre-se **os sais de caráter básico são formados, em geral, a partir da neutralização de base forte com ácido fraco ou, no máximo, moderado**.

O sal **acetato de sódio (NaCH_3COO)** é formado a partir da neutralização entre HF (ácido fraco) e NaOH (base forte), sendo, portanto, **um sal de caráter básico**. Solução claramente básica, mais do que NaF, pois o ácido acético é um ácido mais fraco em comparação com o HF.

Por fim, o sal **cianeto de sódio (NaCN)** é formado a partir da neutralização entre HCN (ácido fraco) e NaOH (base forte), sendo, portanto, **um sal de caráter básico**. Solução fortemente básica, já que o CN^- é a base conjugada de um ácido extremamente fraco.

Analisando os resultados, podemos concluir que a ordem crescente de pH é: $\text{NH}_4\text{Cl} < \text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} < \text{NaF} < \text{NaCH}_3\text{COO} < \text{NaCN}$.

Resposta: Letra C.

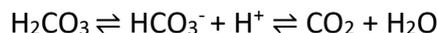
19. (VUNESP - Prof (SEDUC SP)/SEDUC SP - 2023) A acidose respiratória é uma situação relacionada com a diminuição do pH sanguíneo, em valor inferior a 7,35. Ela ocorre em situações relacionadas a diferentes distúrbios no organismo humano e que resultam em acúmulo de ácido carbônico no sangue. Qualquer situação que leva à acidose respiratória deve ser imediatamente verificada para evitar problemas maiores. Essa diminuição do pH sanguíneo ocorre devido

- a) ao aumento da concentração de O_2 no interior das hemácias.
- b) à diminuição da eliminação de CO_2 pelo sistema respiratório.



- c) ao aumento da concentração O_2 no plasma sanguíneo.
- d) à diminuição da concentração de CO_2 no sangue.
- e) ao aumento da concentração do CO_2 no interior das hemácias.

Comentários:



Letra A: incorreta. O aumento da concentração de O_2 no interior das hemácias não tem relação direta com a diminuição do pH sanguíneo. O pH é uma medida da acidez, portanto é diretamente relacionado à concentração de íons H^+ , e não de O_2 .

Letra B: correta. A diminuição da eliminação de CO_2 pelo sistema respiratório resulta em um aumento na produção de ácido carbônico (H_2CO_3), que se dissocia em H^+ e HCO_3^- , aumentando a concentração de íons H^+ e, conseqüentemente, diminuindo o pH.

Letra C: incorreta. O aumento da concentração de O_2 no plasma sanguíneo não está relacionado com a diminuição do pH sanguíneo.

Letra D: incorreta. A diminuição da concentração de CO_2 no sangue resultaria em uma diminuição da concentração de ácido carbônico, e conseqüentemente, um aumento no pH, e não uma diminuição.

Letra E: incorreta. O aumento da concentração de CO_2 no interior das hemácias pode levar ao aumento da produção de ácido carbônico, mas o texto se refere à concentração de ácido carbônico no sangue, e não especificamente no interior das hemácias.

Resposta: letra B.

20. (CEBRASPE - Cad (CBM TO) - CBM TO - 2023) Considerando que esteja em equilíbrio a reação $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g)$, em que a, b e c representam os coeficientes estequiométricos das substâncias A, B e C, respectivamente, assinale a opção correta.

- a) Caso $a + b > c$, um aumento na pressão deslocará a reação no sentido da formação dos reagentes A e B.
- b) Caso a formação de C seja um processo endotérmico, um aumento na temperatura deslocará o equilíbrio no sentido da formação de A e B.
- c) A adição de um catalisador influenciará diretamente a quantidade de produto C formado.
- d) A remoção de C do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de mais produto.

Comentários:

Letra A: incorreta. O aumento da pressão deslocará a reação para o lado que produz o menor volume. Então, se $a + b > c$, o aumento na pressão deslocará o equilíbrio para os produtos, não os reagentes.



Letra B: incorreta. Se a formação de C é um processo endotérmico, então um aumento na temperatura deslocará o equilíbrio para a formação de mais C, não A e B, de acordo com o Princípio de Le Chatelier.

Letra C: incorreta. A adição de um catalisador não muda a quantidade de produto formado em um equilíbrio. Apenas acelera a taxa em que o equilíbrio é alcançado.

Letra D: correta. A remoção de um produto de um sistema em equilíbrio, neste caso C, deslocará o equilíbrio no sentido de formar mais produto, ou seja, mais C, para substituir o que foi removido.

Resposta: Letra D.

21. (CEBRASPE - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.

Considerando-se que a constante de equilíbrio K_c da reação em apreço valha $5,00 \times 10^{18}$, é correto concluir que a concentração de HCl no equilíbrio será igual a $1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Comentários:

A constante de equilíbrio K_c é dada pela expressão $K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}$. Podemos usar a constante fornecida e as concentrações dos reagentes para encontrar a concentração do produto, HCl . A expressão fica da seguinte forma:

$$5,00 \times 10^{18} = \frac{[\text{HCl}]^2}{(1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}) \times (2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L})}.$$

$$[\text{HCl}]^2 = 5 \cdot 2 \cdot 1 \cdot 10^{18} \cdot 10^{-11} \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{HCl}]^2 = 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-2}$$

$$[\text{HCl}] = 10^{-1}$$

Resposta: Errado.

22. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL - 2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.



Considerando-se que a formação de HCl pela reação em tela é exotérmica, é correto concluir que a diminuição da temperatura tenderá a deslocar o equilíbrio da reação no sentido de formar mais HCl .

Comentários:

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, se a reação é exotérmica (ou seja, libera calor), a diminuição da temperatura favorece o deslocamento do equilíbrio para o sentido em que há produção de calor, ou seja, no sentido da formação de mais HCl .

Resposta: Certo.

23. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.

Ao se adicionar $\text{Cl}_2 (\text{g})$ à mistura em equilíbrio, a reação tenderá a se deslocar no sentido de formação do produto.

Comentários:

A questão aborda o princípio de Le Chatelier que estabelece que, quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma perturbação, o sistema se ajusta para minimizar o impacto. Nesse caso, a alteração é a adição de $\text{Cl}_2 (\text{g})$ à mistura em equilíbrio. Quando se acrescenta mais Cl_2 , o equilíbrio é perturbado, e o sistema se ajusta para se livrar do excesso de Cl_2 . A reação pode fazer isso se deslocando no sentido da formação do produto (HCl), que consome Cl_2 .

Resposta: Certo.

24. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023) Os ácidos são substâncias amplamente encontradas em vários sistemas, um exemplo é o ácido clorídrico, que, em solução aquosa, reage com o hidróxido de sódio formando sal e água em uma reação que se chama reação de neutralização. Julgue o item seguinte, referente à propriedades e definições funcionais dos ácidos.

Quanto menor for o valor de constante de acidez (K_a), mais forte será o ácido, ou seja, mais íons estarão presentes no equilíbrio em relação às moléculas não ionizadas.

Comentários:

Esta afirmação é incorreta. A constante de acidez (K_a) é um indicador da força do ácido, sendo que um ácido forte terá um alto valor de K_a e um ácido fraco terá um baixo valor de K_a . Isso significa que um ácido com uma elevada constante de acidez (K_a) irá ionizar seus íons numa maior extensão, o que torna a solução mais



ácida. Por outro lado, um ácido com um baixo valor de K_a irá ionizar menos, o que torna a solução menos ácida. Portanto, quanto menor for o valor de K_a , mais fraco será o ácido, o que é o oposto do afirmado na questão.

Resposta: Errado.

25. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.

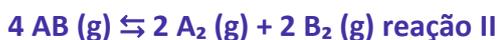
Em um equilíbrio químico, quando a constante de equilíbrio K_c for baixa, o equilíbrio químico estará deslocado para os produtos, o rendimento da reação será alto e a concentração dos reagentes será baixa no momento em que o equilíbrio for atingido.

Comentários:

Na afirmação acima, quando se afirma que uma baixa constante de equilíbrio (K_c) resulta em um equilíbrio químico deslocado para os produtos, isso está incorreto. Na verdade, uma baixa constante de equilíbrio indica que o equilíbrio está deslocado para os reagentes, não para os produtos. Por conseguinte, se a constante de equilíbrio for baixa, o rendimento da reação não será alto, mas sim baixo, uma vez que mais reagentes estarão presentes no momento em que o equilíbrio for atingido.

Resposta: Errado.

26. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS) - PETROBRAS - 2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Um aumento de pressão no sistema onde ocorre a reação II favorece a decomposição do gás AB.

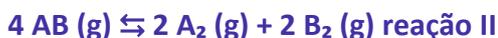
Comentários:

Ao aumentar a pressão em um sistema no equilíbrio, o sistema se desloca no sentido de diminuir o número de moléculas gasosas. Na reação II, temos 4 moléculas de AB se decompondo em 4 moléculas (2 de A_2 e 2 de B_2). Assim, **o número de moléculas gasosas não muda com a reação**. Logo, o aumento da pressão não irá favorecer nem a formação nem a decomposição das moléculas de AB.

Resposta: Errado.



27. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

A relação entre as duas constantes de equilíbrio é $K_2 = K_1^{-2}$.

Comentários:

Nessa questão é necessário apenas descobrir o K_1 e o K_2 e verificar a relação entre eles, portanto de acordo com a fórmula teremos que:

$$K_1 = [AB]^2 / ([A_2] \cdot [B_2])$$

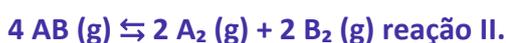
$$K_2 = ([A_2]^2 \cdot [B_2]^2) / [AB]^4$$

Fazendo então K_1^{-2} teremos que

$$K_1^{-2} = ([A_2]^2 \cdot [B_2]^2) / [AB]^4 = K_2$$

Resposta: Certo.

28. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Considere-se que, processando-se a reação I em um recipiente fechado de 2 L na temperatura T_1 , o equilíbrio tenha sido atingido com 1×10^{-2} mol de A_2 , 2×10^{-2} mol de B_2 e 4×10^{-2} mol de AB. Assim, caso a temperatura seja alterada para T_2 , na qual a constante de equilíbrio seja igual a 40, é correto afirmar que, a partir da condição de equilíbrio anterior, a reação favorecida será a inversa, no sentido da formação dos reagentes A_2 e B_2 .

Comentários:

Por meio dos dados da questão teremos que calcular o K_c antes do aumento de temperatura.

$$K_1 = [AB]^2 / ([A_2] \cdot [B_2])$$



$$[AB] = 4 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 2 \times 10^{-2}$$

$$[A] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 1 \times 10^{-2}$$

$$[B] = 1 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 0,5 \times 10^{-2}$$

Substituindo os valores teremos que: $K_1 = 8$.

Dessa forma, com o aumento da temperatura tivemos o aumento do K_c e como por K_1 temos que ele representa produtos/reagentes se houve um aumento dessa relação então há um favorecimento para formação dos produtos e não dos reagentes.

Resposta: Errado.

29. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

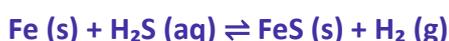
Representando-se por K_c e K_p as constantes de equilíbrio em termos de concentração e pressão, respectivamente, e considerando-se a constante universal dos gases ideais (R) igual a $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, é correto afirmar que, para a reação I, com $K_c = 30$ a 573 K , tem-se $K_c < K_p$.

Comentários:

A questão traz um equívoco no enunciado, pois segundo a relação entre as constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c) e pressão (K_p), temos que $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, onde Δn é a diferença entre os números de moles de gás dos produtos e dos reagentes. Para a reação I, $\Delta n = 2 - 2 = 0$. Com $\Delta n = 0$, temos que $K_p = K_c$.

Resposta: Errado.

30. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Estudos termodinâmicos de sistemas que contêm ácido sulfídrico (H_2S) e sulfeto de ferro (FeS) são de particular relevância para diversas áreas, entre as quais se inclui a produção de petróleo e gás em ambientes ácidos. Nesse contexto, durante a corrosão do aço carbono pelo H_2S , é formado um filme de FeS (mackinawita), conforme a equação a seguir.



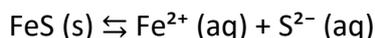
A partir do texto anterior, sabendo que $M_{Fe} = 56 \text{ g/mol}$ e $M_S = 32 \text{ g/mol}$, bem como desprezando a formação de outras espécies de íons de enxofre, julgue o item a seguir.



Considere-se que, para a reação $\text{FeS (s)} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} \text{ (aq)} + \text{S}^{2-} \text{ (aq)}$, a 25 °C, a constante do produto da solubilidade (K_{ps}) seja igual a $2,56 \times 10^{-18}$. Nesse caso, quando o equilíbrio for alcançado, a solubilidade do FeS em água será inferior a 2×10^{-7} g/L, desconsiderando-se qualquer hidrólise posterior dos íons.

Comentários:

O equilíbrio para a dissolução de FeS é dado pela expressão:



Para esta reação a constante do produto da solubilidade (K_{ps}) é definida como o produto das concentrações em equilíbrio dos íons no meio, ou seja,

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

Como cada mol de FeS dissolvido produz um mol de cada íon, podemos dizer que $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = S$, em que S representa a solubilidade de FeS. Assim, a expressão para K_{ps} se torna:

$$K_{ps} = S^2$$

Substituindo o valor dado de K_{ps} , teremos:

$$2,56 \times 10^{-18} = S^2$$

Resolvendo para S, obtemos:

$$S = \sqrt{2,56 \times 10^{-18}} = 1,6 \times 10^{-9} \text{ mol / L}$$

Note que a solubilidade está expressa em mol/L, mas o item nos pede para julgar uma afirmação que está em g/L. Para converter de mol/L para g/L, precisamos multiplicar a solubilidade em mol/L pela massa molar do FeS. A massa molar do FeS é a soma das massas molares do Fe e do S, que são, respectivamente, 56 g/mol e 32 g/mol, totalizando 88 g/mol. Então:

$$S = 1,6 \times 10^{-9} \text{ mol / L} \times 88 \text{ g / mol}$$

$$S = 1,408 \times 10^{-7} \text{ g / L}$$

Resposta: Certo.

31. (CEV URCA - Vest - URCA/2023) Qual dos sais abaixo tem o caráter mais ácido?

- a) NaCl
- b) Na_2SO_4
- c) FeCl_3



d) KNO_3

e) CH_3COONa

Comentários:

Letra A: NaCl , é formado por um cátion de uma base forte (NaOH) e um ânion de um ácido forte (HCl). Portanto, não apresenta caráter ácido nem básico.

Letra B: Na_2SO_4 , é formado por um cátion de uma base forte (NaOH) e um ânion de um ácido forte (H_2SO_4). Portanto, não apresenta caráter ácido nem básico.

Letra C: FeCl_3 , é formado por um cátion de uma base fraca ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) e um ânion de um ácido forte (HCl). Portanto, apresenta caráter ácido, pois o cátion Fe^{3+} tem a capacidade de receber um par de elétrons e se comportar como um ácido de Lewis.

Letra D: KNO_3 , é formado por um cátion de uma base forte (KOH) e um ânion de um ácido forte (HNO_3). Portanto, não apresenta caráter ácido nem básico.

Letra E: CH_3COONa , é formado por um cátion de uma base forte (NaOH) e um ânion de um ácido fraco (CH_3COOH). Portanto, apresenta caráter básico, pois o ânion CH_3COO^- pode doar um par de elétrons e se comportar como uma base de Lewis.

Resposta: letra C.

32. (COCP IFMT - PEBTT - IF MT - 2023) A reação entre $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ de N_2 (g) com $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ de H_2 (g) resulta em $0,60 \text{ mol.L}^{-1}$ de NH_3 (g) quando atingido o equilíbrio químico. Considerando que a reação química ocorre em condições normais de temperatura e pressão, assinale a alternativa que indica o valor correto da constante de equilíbrio em função da concentração (K_c) nessas condições. Considere a equação química não balanceada: N_2 (g) + H_2 (g) \rightleftharpoons NH_3 (g).

a) 0,067.

b) 15.

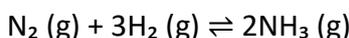
c) 22,5.

d) 75.

e) 225.

Comentários:

A equação química balanceada para a reação é:



O problema nos dá as concentrações no equilíbrio: $[N_2] = 0,20 \text{ mol/L}$, $[H_2] = 0,20 \text{ mol/L}$ e $[NH_3] = 0,60 \text{ mol/L}$. Substituindo esses valores na expressão do K_c , temos:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{([N_2] \times [H_2]^3)} = \frac{(0,60 \text{ mol/L})^2}{(0,20 \text{ mol/L} \times (0,20 \text{ mol/L})^3)}$$

$$K_c = 225.$$

Resposta: Letra E.

33. (COCP IFMT - PEBTT - IF MT – 2023) Considerando a equação de equilíbrio a 160 °C



Foi realizado um experimento, à mesma temperatura, e após o equilíbrio determinaram-se as seguintes concentrações:

$$[PCl_5] = 0,027 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[PCl_3] = 0,046 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl_2] = 0,012 \text{ mol.L}^{-1}$$

Desse modo, pode-se dizer que o valor da constante K_c corresponde, aproximadamente, a:

a) 48,913

b) 2,148

c) 0,200

d) 0,002

e) 0,020

Comentários:

Basta substituir os valores na expressão da constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

$$K_c = \frac{0,046 \text{ mol.L}^{-1} \cdot 0,012 \text{ mol.L}^{-1}}{0,027 \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$K_c = 0,020$$

Resposta: letra E.

34. (COCP IFMT - PEBTT - IF MT/2023) “Em uma solução ácida a concentração de íons hidrogênio (hidrônio) é maior do que a de íons hidróxido”. Considerando uma solução de HCl de concentração $4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ($\log 4,6 = 0,66$), a alternativa que indica o pH e o pOH corretamente é:



- a) 2 e 12.
- b) 2,34 e 11,66.
- c) 11,66 e 2,34.
- d) 12 e 2.
- e) 1,6 e 12,4.

Comentários:

Para calcular o pH de uma solução ácida, utilizamos a fórmula $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$. Nessa questão, temos que a concentração de íons H^+ é $4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Substituindo esse valor na fórmula, temos que:

$$\text{pH} = -\log (4,6 \cdot 10^{-3})$$

Utilizando a propriedade logaritma na qual o logaritmo do produto de dois ou mais números positivos é igual à soma dos logaritmos de cada um desses números temos:

$$\text{pH} = -\log (4,6 \cdot 10^{-3}) = -(\log 4,6 + \log 10^{-3}) = -(0,66 - 3) = 2,34$$

O pOH é calculado usando a fórmula $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$. Substituindo o valor do pH que acabamos de calcular na fórmula, temos que $\text{pOH} = 14 - 2,34$, que resulta em $\text{pOH} = 11,66$.

Resposta: letra B.

35. (COMPERVE - Qui (UFRN)/UFRN - 2023) Uma solução foi preparada dissolvendo-se 0,82 g de acetato de sódio (CH_3COONa) em solução de ácido acético $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ e completando-se o volume para 500 mL com a própria solução de ácido acético, considerando-se que $\text{pK}_a=4,76$. Nesse caso, o pH desta solução é

- a) 4,76.
- b) 5,12.
- c) 6,82.
- d) 8,22.

Comentários:

A questão envolve o cálculo do pH de uma solução de tampão. A solução de tampão é uma mistura de um ácido fraco (ácido acético) e suas respectivas bases conjugadas (acetato de sódio), que tem a propriedade de resistir a mudanças de pH quando pequenas quantidades de ácido ou base são adicionadas.

Para calcular o pH da solução de tampão, usamos a equação de Henderson-Hasselbalch:



$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Primeiro, precisamos calcular as concentrações em mol/L de ácido acético (HA) e acetato de sódio (A⁻). A concentração do ácido acético (HA) é dada como 0,02 mol/L.

A massa molar do acetato de sódio é 82 g/mol. Então, 0,82 g correspondem a 0,01 mol. Como a solução é de 500 mL (ou 0,5 L), a concentração [A⁻] = 0,01 mol / 0,5 L = 0,02 mol/L.

Substituindo na equação de Henderson-Hasselbalch temos:

$$\text{pH} = 4,76 + \log(0,02/0,02)$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log(1)$$

$$\text{pH} = 4,76$$

Resposta: letra A.

36. (COMPERVE - Qui (UFRN)/UFRN/2023) O equilíbrio químico é um dos aspectos básicos para a compreensão de uma reação química como um sistema. Sobre essa temática, avalie as afirmativas abaixo.

I A natureza dinâmica do equilíbrio químico decorre da permanente igualdade estabelecida entre as velocidades de duas reações químicas opostas.

II Atingido o estado de equilíbrio espontaneamente, continua naturalmente o balanço entre as velocidades opostas.

III O estado de equilíbrio depende da direção em que a reação se processa; ou seja, é atingido partindo-se da reação direta ou inversa.

IV O estado de equilíbrio é alcançado quando as moléculas atingem o mínimo de energia e o máximo de entropia.

Das afirmativas, estão corretas:

a) I e IV.

b) III e IV.

c) II e III.

d) I e II.

Comentários:



Afirmativa I: verdadeira. No equilíbrio químico, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa, mantendo assim as concentrações das substâncias constantes.

Afirmativa II: verdadeira. Após alcançado o estado de equilíbrio, este se mantém, desde que as condições do sistema não sejam alteradas. Portanto, as velocidades das reações direta e inversa permanecem iguais.

Afirmativa III: falsa. O estado de equilíbrio é atingido independentemente da direção em que a reação se processa. Seja partindo dos reagentes (reação direta) ou dos produtos (reação inversa), o equilíbrio é o mesmo.

Afirmativa IV: falsa. O equilíbrio é estabelecido quando as velocidades das reações direta e inversa se igualam. Este estado não é determinado apenas pelo mínimo de energia ou máximo de entropia das moléculas, mas sim pelo ponto em que a energia livre de Gibbs do sistema é minimizada, o que pode não coincidir com esses extremos. A energia livre de Gibbs é uma função que combina a entalpia e a entropia do sistema, refletindo a energia disponível para realizar trabalho a uma temperatura constante. Portanto, equilíbrio é mais uma condição de estabilidade termodinâmica onde a variação da energia livre de Gibbs (ΔG) é zero, indicando um equilíbrio dinâmico entre as reações que ocorrem em direções opostas.

Resposta: letra A.

37. (COMPERVE (UFRN) - Qui (UFRN)/UFRN/2023 Química e Engenharia Química) Os constituintes inorgânicos dissolvidos nos corpos hídricos provêm de minerais em contato com a água e de outros componentes da atmosfera, como é o caso do dióxido de carbono. O conteúdo de gás carbônico da atmosfera pode ser de origem natural ou antropogênica e está associado aos equilíbrios de dissolução e precipitação dos minerais, conforme a reação a seguir, estabelecendo-se um dos equilíbrios mais fundamentais nesses sistemas.



Sobre essa temática, avalie as afirmativas abaixo.

I Há presença de uma capacidade tamponante, responsável pelo equilíbrio ácido-base nesses corpos hídricos.

II O aumento da PCO_2 promove uma maior precipitação de minerais, representado na equação pelo CaCO_3 .

III O aumento da acidez do meio promove dissolução de minerais, representado na equação pelo CaCO_3 .

IV O aumento da queima de combustíveis fósseis desloca, para esquerda, o equilíbrio da reação apresentada acima.

Estão corretas as afirmativas

- a) I e III
- b) II e III
- c) II e IV



d) I e IV

Comentários:

Afirmativa I: correta. A equação apresentada indica a formação de íons bicarbonato, que nesse caso atuam de forma direta equilibrando o pH, portanto, conferindo propriedade tamponante ao sistema.

Afirmativa II: incorreta. O aumento da PCO_2 (pressão parcial do CO_2) desloca a reação para a direita, segundo o Princípio de Le Chatelier, promovendo a dissolução de minerais (representada pelo $CaCO_3$), e não a precipitação. Isto porque, do lado dos produtos há 0V, menor volume, e do lado dos reagentes há 1V.

Afirmativa III: correta. O aumento da acidez do meio (aumento da concentração de íons H^+) favorece a dissolução de minerais, representada na equação pela reação do $CaCO_3$ com o CO_2 e a água para formar íons bicarbonato e Ca^{2+} .

Afirmativa IV: incorreta. O aumento da queima de combustíveis fósseis resulta no aumento da concentração de CO_2 na atmosfera. Isso deslocaria a reação para a direita (formação de mais produtos), e não para a esquerda.

Resposta: Letra A.

38. (COMPERVE (UFRN) - Qui (UFRN)/UFRN/2023) Um dos cuidados que se deve ter ao preparar uma solução de cloreto férrico é o de evitar hidrólise com conseqüente precipitação do hidróxido férrico ($K_{ps}=3,8 \cdot 10^{-38}$). Para evitar que isso ocorra, deve-se preparar a solução

- a) em meio ácido.
- b) em meio alcalino.
- c) em meio neutro.
- d) em pH constante.

Comentários:

Letra A: correta. A hidrólise do cloreto férrico gerará íons Fe^{3+} e Cl^- . Os íons Fe^{3+} reagem com a água, originando hidróxido férrico, $Fe(OH)_3$, que é um precipitado. Por ser uma reação reversível, ela pode ser evitada se o meio for ácido, pois a presença de H^+ inibe a formação de OH^- pela água, deslocando o equilíbrio para a esquerda e evitando a formação do precipitado.

Letra B: incorreta. Em meio alcalino, a hidrólise do cloreto férrico seria favorecida, aumentando a possibilidade de formação do precipitado de hidróxido férrico.

Letra C: incorreta. Em meio neutro, a hidrólise do cloreto férrico ainda poderia ocorrer, levando à formação do precipitado.



Letra D: incorreta. Manter o pH constante não necessariamente previne a hidrólise do cloreto férrico. O importante é manter o meio ácido para evitar a formação do precipitado.

Resposta: letra A.

39. (COMVEST UNICAMP - Vest (UNICAMP) - 2023) Um artigo – publicado no volume 70 da Revista Instituto Adolfo Lutz, de 2011 – relata que, na obtenção do tucupi, a manipueira recém-extraída apresentou uma concentração de 227,8 mg/L de cianeto total e 46,6 mg/L de cianeto livre. Após a fermentação, a concentração de cianeto total foi de 37,1 mg/ml enquanto que a de cianeto livre foi de 8,9 mg/L. Quanto aos demais parâmetros do tucupi, os valores encontrados foram: pH=3,6 e acidez total titulável=12,3 meq NaOH/100 mL. Assim, pode-se concluir que o tucupi é um líquido que apresenta um caráter

- a) ácido e que a fermentação da manipueira eliminou cerca de 80% de ambas as formas de cianeto.
- b) ácido e que a fermentação eliminou cerca de 40% do cianeto total.
- c) básico e que a fermentação eliminou cerca de 80% de ambas as formas de cianeto.
- d) básico e que a fermentação eliminou cerca de 40% do cianeto total.

Comentários:

Letra A: correta. O pH abaixo de 7 indica caráter ácido. A redução de cianeto é calculada como: $(227,8 - 37,1) / 227,8 \times 100\% \approx 83,7\%$ para o cianeto total e $(46,6 - 8,9) / 46,6 \times 100\% \approx 80,9\%$ para o cianeto livre.

Resposta: letra A.

40. (FGV - PEB - SEDUC TO - 2023) Os compostos anfetamínicos atuam como estimulantes do sistema nervoso central, sendo uma das suas principais características a eliminação da sonolência. A anfetamina é rapidamente absorvida após a administração oral, distribuindo-se, preferencialmente, no cérebro, rins e pulmões. Os compostos resultantes da sua biotransformação, bem como a substância alterada são excretados pela urina. Sabe-se ainda que a anorexia causada por esses compostos pode provocar uma cetose, com conseqüente acidificação da urina. Considere o pH 6,0 da urina um valor dentro dos padrões. A urina de um indivíduo que sofre de anorexia, após consumo de anfetamina, pode ter

- a) $[H^+] > 6,0$
- b) $[OH^-] = 8,0$
- c) $[H^+] = 6,0$
- d) $[OH^-] > 10^{-8}$
- e) $[H^+] > 10^{-6}$



Comentários:

Letra A: incorreta. A concentração de íons H^+ , expressa em mol/L, não pode ser maior que 6,0. Isso contradiz a definição de pH, que é o logaritmo negativo da concentração de H^+ . Assim, se $pH = 6,0$, então $[H^+] = 10^{-6}$.

Letra B: incorreta. A concentração de OH^- não tem relação direta com o valor do pH. Por isso, não podemos afirmar que $[OH^-] = 8,0$.

Letra C: incorreta. Novamente, a concentração de H^+ não pode ser igual a 6,0. Isso contradiz a definição de pH.

Letra D: incorreta. A concentração de OH^- ser maior que 10^{-8} não implica necessariamente em um pH menor que 6,0. Isso porque, a partir da expressão $K_w = [H^+].[OH^-]$, em que K_w é a constante de ionização da água, é possível ter uma concentração de OH^- maior que 10^{-8} e ainda assim ter uma concentração de H^+ correspondente a um pH de 6,0.

Letra E: correta. Como mencionado anteriormente, se $pH = 6,0$, então $[H^+] = 10^{-6}$. Portanto, se a urina está acidificada (ou seja, $pH < 6,0$), a concentração de H^+ será maior que 10^{-6} .

Resposta: letra E.

41. (FGV - PEB (SEDUC TO)/SEDUC TO/2023) Em um recipiente fechado à determinada temperatura, o equilíbrio $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$ é estabelecido com as pressões parciais de SO_2 (g) e O_2 (g) iguais, respectivamente a 0,8 atm e a 0,4 atm. A pressão total do sistema é de 1,4 atm. Assinale a opção que indica o valor da constante de equilíbrio em função das pressões.

- a) 8,8.
- b) 6,4.
- c) 4,2.
- d) 1,6.
- e) 0,16.

Comentários:

No caso deste equilíbrio, temos a seguinte relação:

$$K_{ps} = \frac{PSO_2 \times PO_2}{PSO_3^2}$$

As pressões parciais de SO_2 e O_2 são dadas no enunciado como sendo respectivamente 0,8 atm e 0,4 atm. A pressão parcial de SO_3 pode ser encontrada pela diferença entre a pressão total (1,4 atm) e a soma das pressões de SO_2 e O_2 , ou seja, $1,4 - 0,8 - 0,4 = 0,2$ atm.



Substituindo estes valores na fórmula de K_p , temos:

$$K_{ps} = \frac{0,8^2 \times 0,4}{0,2^2} = 6,4$$

Resposta: letra B.

42. (FGV - Prof (Pref SP) - 2023) Ácido crotônico é um composto insaturado de cadeia normal. Ele é sólido, de ponto de fusão $71,6^\circ\text{C}$, e, em soluções aquosas, comporta-se como um ácido fraco, com $K_a = 2 \times 10^{-5}$. Uma solução aquosa de ácido crotônico foi preparada pela dissolução de 2,15g do ácido em água, sendo o volume final igual a 500mL. [Dados: massas molares (em $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). C: 12; H: 1; O: 16.

O pH dessa solução é igual a

- a) 1,30.
- b) 2,50.
- c) 3,00.
- d) 4,30.
- e) 5,00.

Comentários:

O ácido crotônico possui a fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$. Portanto, sua massa molar é igual a $4 \times 12 + 6 \times 1 + 2 \times 16 = 86 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

A quantidade de mols do ácido na solução pode ser calculada dividindo a massa do ácido pela sua massa molar, ou seja, $n = m/M = 2,15\text{g} / 86 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,025 \text{ mol}$.

A concentração (C) do ácido crotônico na solução é dada pela razão entre a quantidade de mols e o volume da solução, ou seja, $C = n/V = 0,025 \text{ mol} / 0,500 \text{ L} = 0,050 \text{ mol/L}$.

Assumindo que $[\text{H}^+] = x$ e, portanto, $[\text{A}^-] = x$, podemos desprezar x no denominador da equação da constante de acidez (K_a), já que $C > 100 \times K_a$. Ou seja, $[\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_2] = C - x \approx C = 0,050 \text{ M}$.

Portanto, a equação final para resolver o valor de x (ou $[\text{H}^+]$) é:

$$K_{ps} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



$$2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,05}$$
$$x = \sqrt{2 \times 10^{-5} \cdot 0,05}$$
$$x = 10^{-3}$$

O pH da solução é igual ao negativo do logaritmo base 10 da concentração dos íons H^+ , ou seja, $pH = -\log [H^+] = -\log(10^{-3}) = 3,00$.

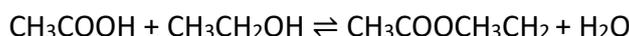
Resposta: letra C.

43. (FGV - Prof (Pref SP) - 2023) Um reator foi carregado com 2,5 mols de etanol e 2,5 mols de ácido acético. A mistura foi levemente agitada e a reação de esterificação (ácido acético + etanol \rightleftharpoons acetato de etila + água) foi conduzida sob temperatura constante por tempo suficiente para que o sistema atingisse o equilíbrio. Nesta temperatura, a constante de equilíbrio, K_c , vale 4. O número de mols de acetato de etila presente no meio reacional após o equilíbrio ter sido atingido será, aproximadamente, igual a

- a) 5,0.
- b) 4,2.
- c) 2,5.
- d) 1,7.
- e) 0,8.

Comentários:

A reação de esterificação pode ser representada pela equação



Inicialmente, temos 2,5 mol de cada um dos reagentes e nenhum produto. Vamos supor que, ao atingir o equilíbrio, o sistema consumiu x mol de cada um dos reagentes para produzir x mol de cada um dos produtos. As concentrações molares no equilíbrio serão então:

$$[\text{ácido acético}] = [\text{etanol}] = 2,5 - x$$

$$[\text{acetato de etila}] = [\text{água}] = x$$

Substituindo esses valores na expressão para a constante de equilíbrio K_c , temos

$$K_c = \frac{[\text{acetato de etila}] \cdot [\text{água}]}{[\text{ácido acético}] \cdot [\text{etanol}]}$$

$$4 = \frac{x \cdot x}{(2,5 - x) \cdot (2,5 - x)}$$



$$4 = x^2 / (2,5 - x)^2$$

Expansão do quadrado:

$$x^2 = 4 \times (6,25 - 5x + x^2)$$

Simplificando e distribuindo o 4:

$$x^2 = 25 - 20x + 4x^2$$

Reorganizando a equação para formar um polinômio de segundo grau:

$$4x^2 - 20x + 25 - x^2 = 0$$

$$3x^2 - 20x + 25 = 0$$

Resolvendo essa equação quadrática, utilizamos a fórmula de Bhaskara ou métodos algébricos para encontrar as raízes.

As soluções encontradas foram:

$$x \approx 1,67 \quad x \approx 5,0$$

$$x = 5,0 \quad x = 5,0$$

Como a quantidade de acetato de etila é igual a x , a resposta correta é a alternativa mais próxima de 1,67, que é 1,7. Note que não pode ser 5,0, pois é maior que a concentração do etanol e ácido acético.

Resposta: letra D.

44. (FUNDATEC - PEBTT - IFC - 2023) As solubilidades molares a 25°C do fosfato de cálcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e do cromato de prata, Ag_2CrO_4 , são, respectivamente, $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ e $6,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$. Determine o valor de K_{ps} para o Ag_2CrO_4 e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e indique qual desses sólidos é mais solúvel.

a) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 26 \times 10^{-15}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3,0 \times 10^{18}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

b) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 6,5 \times 10^{-5}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,0 \times 10^{-6}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

c) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \times 10^{-12}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,08 \times 10^{-28}$, Ag_2CrO_4

d) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 2,6 \times 10^{-13}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 4,3 \times 10^{-27}$, Ag_2CrO_4

e) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 8,8 \times 10^{-7}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 2,0 \times 10^{-12}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Comentários:



Para determinar o valor de Kps (produto de solubilidade) para o Ag_2CrO_4 e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, precisamos decompor cada composto em seus íons e balancear as equações:



Agora, precisamos usar as solubilidades fornecidas e os coeficientes das equações para determinar Kps:

$$Kps (\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2 \cdot 6,5 \times 10^{-5})^2 \cdot (6,5 \times 10^{-5}) = 1,1 \cdot 10^{-12}$$

$$Kps (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3 \cdot 1,0 \times 10^{-6})^3 \cdot (2 \cdot 1,0 \times 10^{-6})^2 = 1,08 \cdot 10^{-28}$$

A partir disso, podemos ver que o Ag_2CrO_4 tem um maior valor de Kps, o que indica que é mais solúvel.

Resposta: Letra C.

45. (FUNDATEC - PEBTT - IFC - 2023) Quando aquecemos carbonato de cálcio em um recipiente fechado, atinge-se o seguinte equilíbrio:



A 800°C, a pressão do CO_2 é 0,230 atm.

Com base nessas informações, assinale a alternativa INCORRETA.

- a) A constante de equilíbrio para a reação é $K_c = [\text{CO}_2]$.
- b) Podemos expressar a constante de equilíbrio para a reação como: $K_p = P_{\text{CO}_2}$.
- c) Trata-se de um equilíbrio heterogêneo.
- d) A pressão de CO_2 no equilíbrio a 800°C independe da quantidade de carbonato de cálcio presente.
- e) A 800°C, o valor de K_p para a reação é 0,115.

Comentários:

Letra A: correta. Em equilíbrios envolvendo apenas gases, a constante de equilíbrio (K_c) é igual a concentração do produto (no caso, $[\text{CO}_2]$).

Letra B: correta. A expressão $K_p = P_{\text{CO}_2}$ é uma maneira alternativa de expressar a constante de equilíbrio, utilizando as pressões parciais dos gases envolvidos na reação.

Letra C: correta. O equilíbrio é considerado heterogêneo por envolver substâncias em diferentes estados físicos, sólido (CaCO_3 e CaO) e gasoso (CO_2).



Letra D: correta. A pressão de CO_2 no equilíbrio é determinada pela constante de equilíbrio e independe das quantidades iniciais de reagentes ou produtos, neste caso, do carbonato de cálcio.

Letra E: incorreta. Dado que a pressão de CO_2 no equilíbrio a 800°C é $0,230 \text{ atm}$, o valor de K_p para a reação a essa temperatura é igual a pressão de CO_2 , ou seja, $K_p = 0,230 \text{ atm}$ e não $0,115$ como afirmado na alternativa.

Resposta: Letra E.

46. (FUNDATEC - PEBTT (IFC) - IFC - 2023) Em relação ao produto iônico da água e ao potencial hidrogeniônico (pH), analise as assertivas abaixo e assinale V, se verdadeiras, ou F, se falsas.

- Em soluções ácidas à 25°C , $[\text{H}^+] > 1,0 \times 10^{-7}$ e $\text{pH} < 7,0$.
- Em soluções básicas à 25°C , $[\text{H}^+] < 1,0 \times 10^{-7}$ e $\text{pH} > 7,0$.
- Sempre que $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, a solução aquosa é denominada neutra.
- O pH de uma solução aumenta quando $[\text{H}^+]$ aumenta.
- O pH de soluções ácidas concentradas pode ser negativo.

A ordem correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) V – V – F – F – F.
- b) F – F – V – V – F.
- c) V – V – F – F – V.
- d) F – F – F – V – F.
- e) V – V – V – F – V.

Comentários:

I. Verdadeira. Se a concentração de íons H^+ for maior que $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$, a solução é considerada ácida e o pH será inferior a $7,0$.

II. Verdadeira. Em soluções básicas, a concentração de íons H^+ é menor que $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$, isso faz com que o pH seja superior a $7,0$.

III. Verdadeira. Quando a concentração de íons H^+ é igual a concentração de íons OH^- , a solução é considerada neutra, pois não tem predominância de nenhuma dessas espécies.

IV. Falsa. O pH de uma solução é inversamente proporcional à $[\text{H}^+]$. Ou seja, quando a concentração de íons H^+ aumenta, o pH diminui.



V. Verdadeira. O pH é calculado pelo logaritmo negativo da concentração de íons H^+ . Logo, para soluções muito ácidas, onde a $[H^+]$ é muito maior que 1, o pH pode sim ser negativo.

Resposta: letra E.

47. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC - 2023) Os valores das constantes de ionização de muitos ácidos já foram determinados experimentalmente e encontram-se tabelados à mesma concentração e temperatura. Por meio dos valores tabelados, pode-se comparar a força desses ácidos. Analise a tabela a seguir e assinale a alternativa INCORRETA.

Acidez de alguns ácidos	
ÁCIDOS	Constante de ionização (K_a)
HCl	10^{+7}
H_2SO_4	10^{+3}
H_2SO_3	$1,5 \cdot 10^{-2}$
H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$
HNO_2	$4,3 \cdot 10^{-4}$
HF	$3,5 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$
H_2S	$1,3 \cdot 10^{-7}$
HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$

Fonte: Adaptado de ATKINS e JONES (2011).

- a) O ácido clorídrico apresenta força ácida muito forte.
- b) A força ácida do ácido fosfórico é considerada forte, pois apresenta elevado pKa.
- c) O HCN é classificado como sendo um ácido muito fraco devido a sua constante de ionização ser muito baixa.
- d) O ácido sulfídrico possui dois hidrogênios ionizáveis e não é classificado como ácido muito forte.
- e) Ácidos com K_a alto possuem pKa baixo, pois são inversamente proporcionas.

Comentários:

Letra A: correta. O ácido clorídrico (HCl) tem o maior valor de K_a entre os ácidos listados, o que sugere que é um ácido muito forte.

Letra B: incorreta. A força ácida do ácido fosfórico (H_3PO_4) não é considerada forte devido a um elevado pKa. Na realidade, um pKa elevado indicaria um ácido mais fraco, não mais forte.



Podemos observar isso na forma de valores por meio da fórmula de cálculo do pKa: $pKa = -\log Ka$. Teremos então que o valor de pKa é inversamente proporcional ao de Ka, portanto o ácido ser considerado forte devido ao alto valor de Pka é errado.

Letra C: correta. O HCN tem o menor valor de K_a entre os ácidos listados, o que sugere que é um ácido muito fraco.

Letra D: correta. Embora o ácido sulfídrico (H_2S) tenha dois hidrogênios ionizáveis, ele não é classificado como um ácido muito forte, como indicado pelo valor relativamente baixo de K_a .

Letra E: correta. Quanto maior o K_a , menor o pKa, pois eles são inversamente proporcionais.

Resposta: letra B.

48. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/2023) Em relação a constante de equilíbrio, é correto afirmar:

- a) Na expressão de K_c não devem ser representados os componentes sólidos.
- b) Na expressão de K_c deve ser representada a $H_2O(l)$ para reações em meio aquoso.
- c) Na expressão K_p não devem ser representados os componentes gasosos.
- d) Tanto K_c quanto K_p não variam com a temperatura.
- e) A relação entre K_c e K_p é dada pela expressão $K_c = K_p (RT)$

Comentários:

Letra A: correta. Na expressão de uma constante de equilíbrio, os componentes sólidos e líquidos puros não são representados, pois suas concentrações são consideradas constantes.

Letra B: incorreta. Na expressão de uma constante de equilíbrio, a água (H_2O) em estado líquido, por ser o solvente, não é representada.

Letra C: incorreta. Na expressão de uma constante de equilíbrio, os componentes gasosos devem sim ser representados, pois eles podem alterar suas concentrações.

Letra D: incorreta. As constantes de equilíbrio variam com a temperatura. A única forma de uma constante de equilíbrio permanecer constante é se a temperatura do sistema também permanecer constante.

Letra E: incorreta. A relação entre K_p e K_c é: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, em que Δn é a diferença entre os números de moles de gás dos produtos e dos reagentes.

Resposta: letra A.

49. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório - 2023) Calcule o valor da constante de equilíbrio K_c (em termo de concentração) para a reação a seguir, na temperatura de $400^\circ C$. Considere a constante de



equilíbrio em termos de pressão (Kp), para a mesma reação, igual a $3,1 \cdot 10^{-4}$. Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.



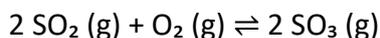
- a) $1,0 \cdot 10^{-6}$.
- b) $1,7 \cdot 10^{-2}$.
- c) $1,7 \cdot 10^4$.
- d) $5,5 \cdot 10^2$.
- e) $5,5 \cdot 10^{-8}$.

Comentários:

A questão envolve o cálculo da constante de equilíbrio em termos de concentração (Kc) a partir do valor da constante de equilíbrio em termos de pressão (Kp). Para isso, devemos utilizar a relação entre essas constantes, que é dada pela expressão:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

Onde R é a constante dos gases, T é a temperatura em kelvin e Δn é a variação do número de mols de gás na reação. Para calcular Δn , subtraímos o número total de mols de gás dos reagentes do número total de mols de gás dos produtos. No caso da reação dada:



$$\text{Temos } \Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$$

A temperatura fornecida é 400°C , que deve ser convertida para kelvin somando 273,15. Portanto, $T = 400 + 273,15 = 673,15 \text{ K}$.

Substituindo os valores na fórmula, temos:

$$K_p = K_c(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 673,15 \text{ K})^{-1}$$

Ou seja, para encontrar Kc, devemos resolver para Kc:

$$K_c = K_p / (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 673,15 \text{ K})^{-1}$$

$$K_c = K_p \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 673,15 \text{ K}$$

$$K_c = 3,1 \times 10^{-4} \times 0,082 \times 673,15$$

$$K_c = 0,0171 = 1,7 \times 10^{-2}$$



Resposta: letra B.

50. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório – 2023) Determine o pH de uma solução-tampão preparada a partir de uma solução de ácido acético, $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, contendo uma solução de acetato de sódio, $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e assinale a alternativa correta. Dados: K_a do ácido acético = $1,8\cdot 10^{-5}$; $\log 1,8 = 0,25$ e $\log 5 = 0,7$.

- a) A determinação do pH de soluções-tampões só é possível através de medição com pHmetro, ou seja, não é possível estimar o pH teórico da solução.
- b) O pH da solução-tampão é 5,45.
- c) O pH da solução de ácido acético é igual a 3.
- d) A adição da solução de acetato de sódio faz com que o pH da solução-tampão se mantenha em 4,75.
- e) O K_a do ácido acético indica que a adição da solução de acetato de sódio não influenciará no pH e a solução-tampão apresentará pH 5,95.

Comentários:

A questão pede o cálculo do pH de uma solução-tampão. Neste caso, a solução-tampão é formada por ácido acético (um ácido fraco) e acetato de sódio (a base conjugada do ácido acético). Para calcular o pH, podemos usar a equação de Henderson-Hasselbalch, que é aplicada para tampões e é expressa por:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Neste caso, temos:

$$\text{pK}_a = -\log(K_a) = -\log(1,8\cdot 10^{-5}) = 5 - 0,25 = 4,75$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log\left(\frac{0,5}{0,1}\right)$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log(5)$$

$$\text{pH} = 4,75 + 0,7$$

$$\text{pH} = 5,45$$

Assim, aplicando a equação, obtemos o pH da solução-tampão.

Analise das alternativas:

Letra A: incorreta. A determinação do pH de soluções-tampões pode ser feita por cálculos teóricos, como demonstrado.

Letra B: correta. Como calculado, o pH da solução-tampão é 5,45.



Letra C: incorreta. O pH da solução de ácido acético não é pedido e não pode ser igual a 3, uma vez que se trata de um ácido fraco.

Letra D: incorreta. A adição de acetato de sódio não mantém o pH da solução em 4,75, mas auxilia na resistência da mudança de pH.

Letra E: incorreta. K_a do ácido acético indica quão forte é o ácido, ou seja, sua tendência de doar prótons (H^+). Não indica como a adição de acetato de sódio influencia no pH.

Resposta: letra B.

51. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório - 2023) Em laboratórios, a maneira mais precisa de determinar o pH de uma solução é por meio da utilização de um aparelho elétrico denominado pHmetro. Com o uso do pHmetro, pode-se determinar o pH de alguns materiais comuns em nosso dia a dia, conforme tabela apresentada abaixo.

Solução	pH
Suco de limão	2,0
Vinagre	2,8
Suco de laranja	3,5
Café	5,0
Leite	6,4
Sangue	7,4
Água do mar	8,5
Leite de magnésia	10,5
Alvejante	12,0

Assinale a alternativa correta de acordo com a tabela acima.

- a) A concentração de íons H^+ no alvejante é igual à concentração de OH^- no suco de limão.
- b) A concentração de íons H^+ da água do mar é aproximadamente a $3,16 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- c) São apresentadas quatro soluções ácidas e cinco soluções básicas.
- d) A concentração do suco de laranja é cem vezes mais básica do que o leite de magnésia.
- e) O suco de limão é dez vezes mais ácido do que o café.

Comentários:

Letra A: correta. O pH do alvejante é apresentado como 12, o que significa que a concentração de íons H^+ é 10^{-12} mol/L . A concentração de íons OH^- em uma solução é dada por 10^{-14} mol/L dividido pela concentração de íons H^+ . Para o suco de limão, com pH 2, a concentração de íons OH^- é $10^{-14} \text{ mol/L} \div 10^{-2} \text{ mol/L} = 10^{-12} \text{ mol/L}$. Como 10^{-12} mol/L é igual a 10^{-12} mol/L , a concentração de íons H^+ no alvejante é igual à concentração de OH^- no suco de limão.



Letra B: incorreta. A concentração de íons H^+ da água do mar, com pH 8,5, é de $10^{-8,5} \text{ mol/L}$, não de $3,16 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Letra C: incorreta. São apresentadas 4 soluções básicas, que possuem pH acima de 7, e 5 soluções ácidas, que possuem pH abaixo de 7.

Letra D: incorreta. Suco de laranja pH= 3,5, leite de magnésia 10,5. Olhando para o caráter básico deles teremos que o pOH deles e a concentração de OH será:

Suco de laranja

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - 3,5 = 10,5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-10,5}$$

Leite de magnésia

$$\text{pOH} = 14 - 10,5 = 3,5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,5}$$

Então um a concentração do suco de laranja não é cem vezes mais básica do que o leite de magnésia.

Letra E: incorreta. Podemos mostrar por meio dos cálculos da concentração de H^+

Café pH= 5

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

$$[H^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5}$$

Suco de limão pH= 2

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

Como mostrado o suco de limão é 1000 vezes mais ácido que o café e não 10 vezes.

Resposta: letra A.

52. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório - 2023) Observe a equação abaixo e analise as assertivas a seguir, assinalando V, se verdadeiras, ou F, se falsas.



() A adição de um catalisador não desloca o equilíbrio da reação.

() A diminuição da temperatura irá deslocar o equilíbrio para a esquerda.



() Um aumento na concentração de monóxido de carbono irá deslocar a reação para a direita.

() Quando ocorre um aumento de pressão, o equilíbrio desloca-se para o lado de menor volume, ou seja, o lado que possui o menor número de mol.

() Ao diminuir a concentração de H_3COH , ocorre o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação de H_2 .

A ordem correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

a) V – F – F – V – V.

b) V – V – F – F – F.

c) F – F – V – V – V.

d) F – V – F – F – V.

e) V – F – V – V – F.

Comentários:

Afirmativa I: verdadeira. Um catalisador acelera a velocidade de ambas as direções de uma reação reversível, mas não altera a posição de equilíbrio.

Afirmativa II: falsa. Como o ΔH é negativo, a reação é exotérmica (libera calor). Logo, a diminuição da temperatura favorece o deslocamento do equilíbrio para direita (lado dos produtos), não para esquerda.

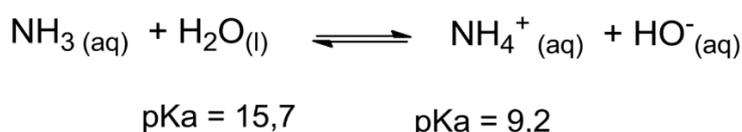
Afirmativa III: verdadeira. O aumento na concentração de um dos reagentes (neste caso, CO), de acordo com o Princípio de Le Châtelier, desloca o equilíbrio para o lado dos produtos, ou seja, para a direita.

Afirmativa IV: verdadeira. Quando a pressão aumenta, o equilíbrio se desloca para o lado da reação que possui menor número de moléculas gasosas, no caso, para o lado direito (produto).

Afirmativa V: falsa. A diminuição da concentração de um dos produtos (neste caso, H_3COH) provoca, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, um deslocamento do equilíbrio para a direita (formação de mais produto), não para a esquerda.

Resposta: letra E.

53. (UFPR - Químico - UFPR - 2018) Considere a reação ácido-base entre amônia e água mostrada a seguir:



Com base nessa reação, identifique como verdadeiras (V) ou falsas (F) as seguintes afirmativas:

() A constante de basicidade da reação será $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]}$.

() A adição de NH_4Cl deslocará o equilíbrio no sentido dos produtos.

() A água é um ácido mais fraco do que o íon amônio (NH_4^+), e o equilíbrio está deslocado no sentido dos reagentes.

() A amônia (NH_3) é uma base mais forte do que o íon hidróxido, e o equilíbrio da reação está deslocado no sentido dos reagentes.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo.

a) V – F – V – F.

b) V – F – F – V.

c) F – V – F – F.

d) V – F – V – V.

e) F – V – F – V.

Comentários:

Afirmativa 1: verdadeira. De acordo com a constante de equilíbrio (escrita logo abaixo), temos os termos [A], [B], [C] e [D] representando as concentrações em $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, na qual [C] e [D] dizem sobre os produtos e [A] e [B] sobre os reagentes.

$$K = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^d}$$

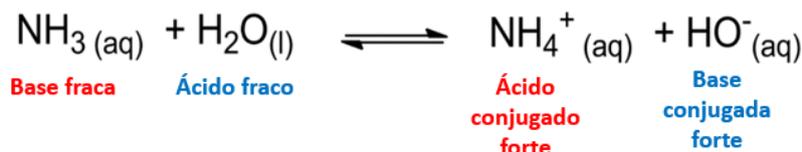
Devemos nos lembrar que solventes, líquidos e sólidos são omitidos da constante. Assim, o H_2O deve ser omitido e a constante da reação será escrita como:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{HO}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Afirmativa 2: falsa. A adição de NH_4Cl aumentará a concentração de NH_4^+ e assim perturbará o equilíbrio. E para que o equilíbrio reine novamente, é necessário que o aumento de NH_4^+ seja compensado, deslocando o equilíbrio para os reagentes.

Afirmativa 3: verdadeira. Determinando a base, o ácido e seus termos conjugados, temos o seguinte:





Note que o íon NH_4^+ é um ácido mais forte que a água e como o NH_4^+ é um ácido conjugado forte, este pode doar o H^+ para o OH^- e formar novamente os reagentes. Isto explica o motivo do equilíbrio estar deslocado para os reagentes.

Afirmativa 4: falsa. Ainda observando a base, o ácido e seus termos conjugados, podemos perceber que a amônia é mais fraca que o OH^- .

Resposta: letra A

54. (IF-RS - Professor - Química/Química Analítica - IF-RS - 2015) Com relação ao equilíbrio químico e aos fatores que o deslocam, assinale a alternativa CORRETA.

- a) Se a constante de equilíbrio K, for alta, então a formação dos produtos é desfavorecida, e quando a mesma for baixa, a formação dos produtos é favorecida.
- b) A compressão de uma mistura reacional no equilíbrio tende a deslocar a reação na direção em que reduz o número de moléculas em fase líquida.
- c) Aumentando a temperatura de uma reação exotérmica, ocorre um favorecimento da formação de produtos; e aumentando a temperatura de uma reação endotérmica, ocorre um favorecimento da formação de reagentes.
- d) Segundo o princípio de Le Châtelier, quando um produto é adicionado a um sistema em equilíbrio, a reação tende a formar reagentes. Quando um produto é removido, mais produto é formado.
- e) Quando uma quantidade de reagente é adicionada a um sistema em equilíbrio, a constante de equilíbrio aumenta, favorecendo a formação dos produtos.

Comentários:

Letra A: incorreta. A formação dos produtos será favorecida quando K for elevado (**basta lembrar que os produtos estão no numerador da equação de K**).

Letra B: incorreta. O examinador não deixa claro a qual tipo de equilíbrio está se referindo, mas fica subentendido que é um equilíbrio entre fase líquida e gasosa, do tipo $\text{A}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}(\text{g})$. Nesse tipo de equilíbrio, a compressão (aumento da pressão total) desloca o equilíbrio na direção da forma líquida, que ocupa menos volume, aumentando, desta forma, o número de moléculas em fase líquida.

Letra C: incorreta. Para uma reação exotérmica temos:



Reagentes \rightleftharpoons Produtos + Calor

Caso haja aquecimento externo, o equilíbrio será deslocado no sentido de formação de reagentes. De forma oposta, sendo aquecida, a reação endotérmica seria deslocada para a formação de produtos.

Letra D: correta. Enunciado de acordo com o que estudamos.

Letra E: incorreta. A constante de equilíbrio não se altera com a adição ou subtração de reagentes ou produtos. Por este motivo, recebe o nome de constante.

Resposta: letra D

55. (CESPE | CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) Soluções aquosas dos sais cianeto de sódio (NaCN) e cloreto de amônio (NH₄Cl) apresentam pH

- a) ácido.
- b) básico.
- c) básico e ácido, respectivamente.
- d) ácido e básico, respectivamente.
- e) neutro.

Comentários:

Embora todos os íons presentes nos dois sais possam ser analisados quanto o caráter ácido e básico pela teoria de Lewis, o enunciado quer saber sobre o pH das soluções, ou seja, sobre a formação de H⁺ e OH⁻. Nesse sentido, os dois íons que merecem atenção são CN⁻ em NaCN e NH₄⁺ em NH₄Cl, os quais participam dos seguintes equilíbrios em meio aquoso:



Portanto, a solubilização de NH₄Cl em água produzirá um aumento de H₃O⁺ (ou H⁺) e conseqüentemente o pH passará a ser ácido. Por outro lado, a solubilização de NaCN em água produzirá um aumento de OH⁻ e conseqüentemente o pH será básico.

Resposta: letra C

56. (Quadrix - Professor - Química - SEDF - 2018) No que se refere aos ácidos e ao equilíbrio químico, julgue o próximo item.

Como a água é um eletrólito forte, sua ionização pode ser representada por:





sendo a constante de autoprotólise da água escrita por:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^{-1} \cdot [\text{OH}^-]^{-1}$$

Comentários:

Todas as constantes de equilíbrio seguem o termo genérico (escrito logo abaixo), na qual os termos [A], [B], [C] e [D] representando as concentrações em mol·L⁻¹. Os termos [C] e [D] dizem sobre os produtos e [A] e [B] sobre os reagentes.

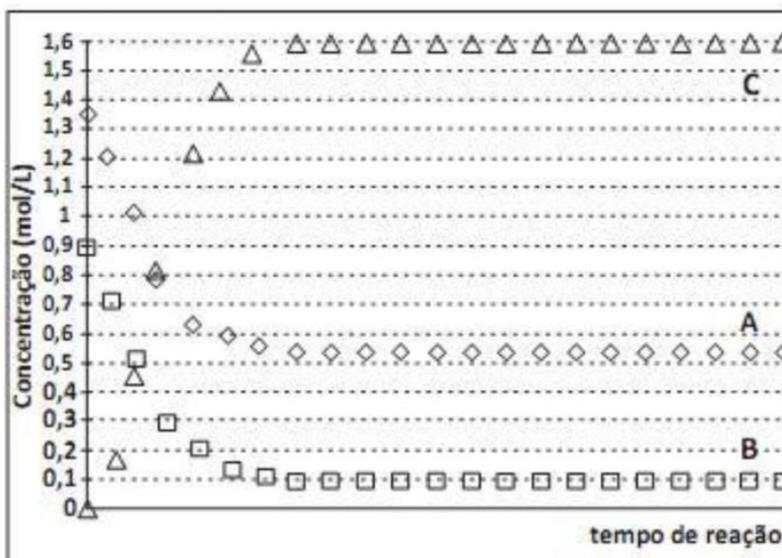
$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

Logo, na constante de autoprotólise da água, H₃O⁺ e OH⁻ estão no denominador, enquanto, o numerador é 1, já que a água é líquida. Assim, teríamos:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Resposta: errado

57. (CESGRANRIO - Técnico de Operação - Petrobras - 2010) Seja uma dada reação $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$, onde reagentes e produto estão em meio aquoso. O gráfico abaixo mostra a variação da concentração das espécies em função do tempo de reação.



Segundo a análise do gráfico, o valor da constante de equilíbrio está entre

a) 25 e 30



- b) 30 e 35
- c) 35 e 40
- d) 40 e 45
- e) 45 e 50

Comentários:

Questão interessante porque aborda a interpretação gráfica do equilíbrio. Sabemos que, no equilíbrio químico, as concentrações das espécies participantes são constantes. Devemos, então, retirar essas concentrações constantes do gráfico (região a partir da qual a concentração se comporta como uma reta perpendicular ao eixo y da concentração).

$$[C] \approx 1,60 \text{ mol/L,}$$

$$[A] \approx 0,54 \text{ mol/L, e}$$

$$[B] \approx 0,10 \text{ mol/L}$$

Não seria necessário que o exercício tivesse indicado quais eram os reagentes e o produto, pois sabemos que a concentração de reagente diminui até se alcançar o equilíbrio, enquanto que a concentração de produto aumenta.

O próximo passo é escrever a equação da constante de equilíbrio e aplicar as concentrações constantes retiradas do gráfico.

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} \rightarrow K = \frac{[1,60]^2}{[0,54][0,1]} = 47,4$$

Resposta: letra E

58. (COPEVE-UFAL - Químico - UFAL - 2012) Dadas as seguintes afirmativas sobre equilíbrio iônico em solução aquosa,

- I. Quanto maior a constante de ionização de um ácido, mais forte será esse ácido.
- II. Em um ácido poliprótico, a remoção do 2º hidrogênio é bem mais fácil que o 1º hidrogênio.
- III. Quanto menor o valor da constante de ionização maior a tendência de liberar H⁺.
- IV. Para poliácidos o valor da primeira constante de ionização é maior que o da segunda constante.

Verifica-se que estão corretas

- a) I, II, III e IV.



- b) I e IV, apenas.
c) II, III e IV, apenas.
d) I e II, apenas.
e) II e III, apenas.

Comentários:

Afirmativa I: a força de um ácido diz respeito à sua capacidade de liberar prótons (H^+). Note na equação e na constante de dissociação abaixo que o próton é produto da reação e, portanto, está presente no numerador da constante. Desta forma, quanto maior for o K, maior será o favorecimento para formação dos produtos e mais forte será o ácido. Afirmativa correta.

Reação de
dissociação
de um ácido:



Constante de
dissociação de
ácido (K_a):

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Afirmativa II: incorreta. O segundo hidrogênio ionizável é menos ácido que o primeiro, ou seja, $K_{a1} > K_{a2}$, portanto, mais difícil de ser liberado.

Afirmativa III: o texto contradiz a afirmativa I. Sabemos que mais forte será o ácido quanto maior for o K. Portanto, afirmativa incorreta.

Afirmativa IV: correta. Conforme já discutido, o segundo hidrogênio ionizável é menos ácido que o primeiro, ou seja, $K_{a1} > K_{a2}$.

Resposta: letra B

59. (UFPI - Perito Criminal/Química - PCPI - 2008) Os sais inorgânicos têm inúmeras aplicações no cotidiano. Entre essas, o sulfato de bário é usado como pigmento branco em pinturas, como contraste em diagnósticos por raios X, e em vidros. O carbonato de bário é usado como veneno para ratos, e também pode ser usado para a fabricação de vidros e tijolos. E a solubilidade desses sais depende, entre outros fatores, da natureza e concentração dos íons na mistura. A partir desse conhecimento, determine a concentração mínima de íons $[Ba^{+2}]$ necessária para iniciar a precipitação de um dos sais, adicionando-se lentamente íons $[Ba^{+2}]$ a uma solução que contém $4 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ de íons $[CO_3^{-2}]$ e $3 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ de íons $[SO_4^{-2}]$.

Dados: $K_{ps} (BaCO_3) = 8,1 \times 10^{-9}$

$K_{ps} (BaSO_4) = 9,2 \times 10^{-11}$



- a) $2,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$
- b) $3,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
- c) $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- d) $1,5 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
- e) $2,5 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$

Comentários:

O primeiro passo é estruturar as reações e os respectivos Kps. Em seguida, podemos incluir as concentrações de CO_3^{2-} e SO_4^{2-} e encontrar $[\text{Ba}^{2+}]$.

$$K_{ps}(\text{BaCO}_3) = [\text{Ba}^+][\text{CO}_3^-] = 8,1 \cdot 10^{-9}$$



$$[\text{Ba}^+] \cdot 4 \cdot 10^{-4} = 8,1 \cdot 10^{-9}$$

$$[\text{Ba}^+] = 2,03 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^+][\text{SO}_4^-] = 9,2 \cdot 10^{-11}$$



$$[\text{Ba}^+] \cdot 3 \cdot 10^{-4} = 9,2 \cdot 10^{-11}$$

$$[\text{Ba}^+] = 3,07 \cdot 10^{-7}$$

Como se vê, nas condições experimentais do enunciado, o BaSO_4 apresenta uma menor concentração de Ba^{2+} quando em equilíbrio. Isto significa que esse sal irá precipitar primeiro em relação ao BaCO_3 . Essas concentrações de bário obtidas são os valores limiares a partir dos quais os sais começam a precipitar. Portanto, a Letra B é a alternativa correta, pois a partir da concentração $3,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ de Ba^{2+} , será iniciada a precipitação de BaSO_4 .

Resposta: letra B

60. (FGV - Tecnologista em Saúde - FIOCRUZ - 2010) Para preparar um tampão Tris-HCl (PM = 157,6g) na concentração de $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, pH7,2, deve-se:

- a) pesar 78,8g de Tris-HCl, adicionar 80mL de água destilada, medir o pH, se este estiver acima de 7,2 ajustá-lo com uma solução ácida até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 100mL.
- b) pesar 7,88g de Tris-HCl, adicionar 80mL de água destilada, medir o pH, se este estiver acima de 7,2 ajustá-lo com uma solução básica até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 100mL.
- c) pesar 15,76g de Tris-HCl, adicionar 180mL de água destilada, medir o pH, se este estiver acima de 7,2 ajustá-lo com uma solução ácida até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 200mL.



d) pesar 157,6g de Tris-HCl, adicionar 850mL de água destilada, medir o pH, se este estiver abaixo de 7,2, ajustá-lo com uma solução ácida até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 1000mL.

e) pesar 157,6g de Tris-HCl, adicionar 80mL de água destilada, medir o pH, se este estiver abaixo de 7,2, ajustá-lo com uma solução básica até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 100mL.

Comentários:

Exercício referente à preparação de uma solução tampão. No geral, devemos seguir os seguintes passos:

- Pesar o número de mols desejado;
- Adicionar um volume de água inferior ao volume final;
- Ajustar o pH; e
- Ajustar o volume final.

Os volumes finais nas alternativas são 100 mL (0,1 L), 200 mL (0,2 L) e 1000 mL (1,0 L). Podemos montar a seguinte tabela para facilitar a identificação da resposta:

DADO (PM = 157,6 g)

Por meio dos cálculos estequiométricos, podemos calcular a massa a ser pesada para cada volume.

Volume final em L	Concentração molar desejada	Massa que deve ser pesada (g)
0,1	0,5	7,88
0,2	0,5	15,76
1,0	0,5	78,8

Portanto, a letra C é a única alternativa que descreve a massa condizente ao volume final, conforme tabela acima. As outras etapas, além da pesagem, também são respeitadas:

- Adicionar 180mL de água destilada;
- Medir o pH, se este estiver acima de 7,2 ajustá-lo com uma solução ácida até chegar a 7,2; e
- Completar o volume com água destilada para 200mL.

A alternativa B, embora apresente a massa condizente com o volume final, falha no ajuste de pH, pois sugere a utilização de solução básica nessa etapa, o que elevaria o pH e não o reduziria como desejado.

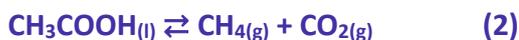
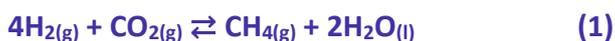
Resposta: letra C

61. (FCC - Analista Ambiental - Química - Prefeitura de Teresina - PI - 2016) A produção de metano no biogás através de biodigestores pode ser realizada através de digestão anaeróbia por duas classes de bactérias metanogênicas, as hidrogenotróficas e as acetoclásticas. As produções de metano por estas bactérias estão representadas pelas equações (1) e (2), respectivamente. O processo representado pela equação 2 é responsável pela produção de 70% do metano.

Dados:



$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}$$



(Extraído e adaptado de: http://www.tcc.sc.usp.br/tce/disponiveis/18/180500/tce.../Oliveira_Rafael_Deleo_e.pdf)

Um aumento da pressão favorecerá o deslocamento do equilíbrio para o lado dos

- a) Produtos, em (2) apenas.
- b) Produtos, em (1) apenas.
- c) Reagentes, em (1) apenas.
- d) Reagentes, em (1) e (2).
- e) Produtos, em (1) e (2).

Comentários:

Conforme exercitamos em um exercício passado, faça a soma dos volumes para os reagentes e para os produtos em cada reação.

	Volume dos reagentes	Volume dos produtos
(1)	5V	1V
(2)	0V	2V

O equilíbrio será deslocado na direção de menor volume caso haja aumento de pressão. Portanto, em (1), o equilíbrio será deslocado no sentido dos produtos. Enquanto que em (2), o equilíbrio será deslocado no sentido dos reagentes.

Resposta: letra B

62. (IBFC - Perito Criminal - PCRJ - 2013) O conceito original de ação tamponante surgiu de estudos bioquímicos e da necessidade do controle do pH em diversos aspectos da pesquisa biológica, como por exemplo em estudos com enzimas que têm sua atividade catalítica muito sensível a variações de pH. Em relação ao conceito de solução tampão, indique a alternativa correta.

- a) Solução que resiste a variação de valores de pH decorrente da diluição ou da adição de um sal em água.
- b) Solução produzida a partir de uma mistura de um ácido ou uma base forte, que resiste a variação de pH.
- c) Solução produzida a partir de uma mistura de um ácido ou uma base fraca e sua base ou ácido conjugado, que resiste a variação de pH.



d) Solução produzida em meio aquoso pela adição de um sal, uma base e um ácido forte, que resiste a variação de pH.

e) Solução que resiste a variações de pH, somente para sistemas com elevado valores de pH que representa sistemas alcalinos.

Comentários:

A letra C traz a correta definição e/ou entendimento sobre soluções tampão. Revisando:

Soluções tampão são soluções aquosas que resistem a mudanças de pH quando são adicionadas bases ou ácidos ou quando se realiza uma diluição. Essa capacidade tem um limite que deve ser observado. Os tampões são preparados pela mistura de ácidos fracos e suas bases conjugadas ou sais do ácido. De forma alternativa, um tampão também pode ser preparado utilizando uma base fraca e seu ácido conjugado.

Resposta: letra C

63. (BIO-RIO - Analista Ambiental - ELETROBRAS - 2014) Dada a reação exotérmica:



Em relação ao deslocamento do equilíbrio é correto afirmar que:

- a) aumentos de temperatura e pressão favorecem a produção de C.
- b) aumento de temperatura e diminuição da pressão favorecem a produção de C.
- c) diminuição da temperatura e aumento de pressão favorecem a produção de C.
- d) diminuição de temperatura e diminuição de pressão favorecem a produção de C.
- e) só a temperatura atua sobre o equilíbrio.

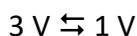
Comentários:

Já que a reação é exotérmica, podemos reescrevê-la como segue:



Aplicando o princípio de L^e Châtelier à equação acima, temos que o aumento da temperatura desloca no sentido dos reagentes, enquanto que o resfriamento desloca no sentido de formação do produto C.

Quanto ao volume, temos:



O aumento de pressão desloca o sistema na direção de menor volume, ou seja, no sentido de formação do produto C.



Portanto, as condições que favorecem a formação do produto C são a diminuição da temperatura e o aumento da pressão.

Resposta: letra C

64. (FGV - Professor/Química - SEDUC-AM - 2014) O cloreto de bromo (BrCl) é um gás amarelado e instável, utilizado como desinfetante nos sistemas de resfriamento das indústrias. Em um sistema fechado foi estabelecido o seguinte equilíbrio entre o cloreto de bromo e os produtos de sua degradação:



Para este equilíbrio foram determinadas, experimentalmente, as seguintes constantes:

Temperatura (K)	Constante de equilíbrio
300	377
500	32
1000	5

Considerando o Princípio de Le Châtelier, o fator que desloca este equilíbrio, favorecendo a produção de cloro, é

- a) adição de catalisador.
- b) aumento da pressão total.
- c) diminuição da temperatura.
- d) aumento da concentração de Br₂.
- e) aumento da pressão parcial de Cl₂.

Comentários:

Exercício interessante por exigir do candidato uma linha de raciocínio um pouco diferente. A tabela demonstra que quanto maior a temperatura, menor é a constante de equilíbrio. Isso significa que com o aumento da temperatura, o equilíbrio está sendo deslocado no sentido dos reagentes. Pois bem, disso, concluímos que a reação é exotérmica, a qual pode ser representada de forma genérica por:



Correlacionando o princípio de Le Châtelier com a equação acima, temos que a formação do cloro, que é um produto, será favorecida com a retirada de calor (**diminuição da temperatura**) do meio reacional.

Resposta: letra C

65. (COSEAC - Químico - UFF - 2014) A característica fundamental de um sistema em equilíbrio é:



- a) ser fechado ou comportar-se como tal.
- b) apresentar propriedades macroscópicas diferentes.
- c) apresentar propriedades microscópicas ocorrendo, simultaneamente, porém, sem a mesma rapidez.
- d) ser deslocado para o lado dos produtos quando reagentes são retirados.
- e) ser deslocado para o sentido do maior volume quando a pressão total for aumentada.

Comentários:

Letra A: correta. Embora não tenhamos discutido explicitamente essa questão, é evidente que se o sistema for aberto, haverá trocas com as vizinhanças que provocará perturbações, as quais modificarão a situação de equilíbrio. Por exemplo, suponha que o produto de uma reação seja um gás. Caso o sistema seja aberto, esse gás poderá ser perdido para atmosfera e a condição de equilíbrio nunca será atingida, pois os reagentes serão continuamente consumidos para produção do gás (PRODUTO) perdido.

Letra B: incorreta. Não há exigência para a condição de equilíbrio quanto às suas propriedades macroscópicas.

Letra C: incorreta. No equilíbrio, as reações direta e inversa ocorrem com a mesma rapidez ou mesma velocidade.

Letra D: incorreta. Pelo princípio de L^e Châtelier, quando reagentes são retirados, o equilíbrio desloca-se no sentido de formação de mais reagentes.

Letra E: incorreta. Quando o sistema é comprimido (pressão total aumentada), a reação desloca-se no sentido de menor volume.

Resposta: letra A

66. (FCC - Químico - SABESP - 2012) O metanol é preparado industrialmente a partir do gás de síntese (CO e H₂), de acordo com a seguinte equação:



Pelo princípio de Le Châtelier

- a) a adição de CO(g) desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.
- b) o aumento da temperatura desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.
- c) a adição de H₂(g) desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.
- d) a adição de um catalisador desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.
- e) o aumento da pressão desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.



Comentários:

Letra A: incorreta. A adição de um reagente desloca a reação para a formação dos produtos.

Letra B: correta. a reação apresentada é exotérmica, pois $\Delta H^\circ < 0$, e, para fins de estudo de deslocamento de equilíbrio, pode ser reescrita da seguinte forma:



O aquecimento por meio do aumento da temperatura pode ser entendido como a adição de um produto, o que desloca a reação no sentido de formação dos reagentes. Portanto, a letra B está correta.

Letra C: incorreta. A adição de um reagente desloca a reação para a formação dos produtos.

Letra D: incorreta. A adição de catalisador **não desloca a reação em nenhum sentido**, apenas acelera a reação. Na prática, **caso a equação não esteja em equilíbrio, o catalisador fará com que ele seja alcançado mais rapidamente.**

Letra E: incorreta. Do lado dos reagentes o volume é 3V, enquanto que do lado dos produtos, 1V. Nesse caso, diferentemente do que afirma o enunciado, o aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido de menor volume, que nesse caso é o dos produtos.

Resposta: letra B

67. (FEPESE - Químico - CASAN - 2012) A dissolução de 400,0 g de hidróxido de sódio, NaOH(s), numa caixa de água de 1,0 m³ resulta numa solução aquosa cuja concentração e pH serão respectivamente:

- a) $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e pH: 5,0.
- b) $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e pH: 12,0.
- c) $0,04 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e pH: 2,0.
- d) $1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e pH: 14,0.
- e) $10,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e pH: 14,0.

Comentários:

O NaOH dissociará completamente, por ser uma base forte. Utilizando as massas atômicas da tabela periódica obtemos $MM_{(\text{NaOH})} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Em seguida, devemos transformar a massa em número de mols.

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 40 \text{ g} \\ \times \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 400 \text{ g} \\ \hline x = 10 \text{ mols de NaOH} \end{array}$$



Por fim, aplicando o número de mols encontrado e o volume de 1000 L (1 m³) no cálculo da molaridade, encontramos a concentração final, como segue:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow M = \frac{10}{1000 \text{ L}} \rightarrow M = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

A concentração de OH⁻ é a mesma que de NaOH, 0,010 mol·L⁻¹, pois a dissolução dessa base é completa. Portanto, podemos calcular o pOH e, em seguida, calcular o pH como segue:

$$\text{pOH} = -\log 0,010 \rightarrow \text{pOH} = 2,00$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 14 - 2,00 = 12,00$$

Resposta: letra B

68. (FJPF - Químico - MAPA - 2007) Em relação a uma solução tampão, é correto afirmar que:

- a) sendo uma solução mista, pode ser preparada a partir de um ácido forte e sua base conjugada, não podendo ser outra;
- b) pode ser obtida misturando-se 200 mL de solução de ácido acético 1,0 mol·L⁻¹ com 100 mL de solução de hidróxido de sódio 1,0 mol·L⁻¹;
- c) em geral é constituída de um ácido fraco com uma base forte qualquer, de preferência de um elemento da família dos metais alcalinos;
- d) quando formada por uma base forte e um ácido também forte, apresentará um pH muito próximo de sete;
- e) sofre alterações significativas em seu pH quando a ela é adicionada pequena quantidade de ácido ou de base.

Comentários:

Letra A: incorreta. Os tampões são preparados pela mistura de ácidos fracos e suas bases conjugadas ou sais do ácido. De forma alternativa, um tampão também pode ser preparado utilizando uma base fraca e seu ácido conjugado.

Letra B: correta. O ácido acético é um ácido fraco e a adição de uma base forte, como o hidróxido de sódio, promove a formação da base conjugada do ácido fraco, pois ela reage com o H⁺, deslocando o equilíbrio para a formação de produtos.

Letra C: incorreta. Conforme discutido na letra A.

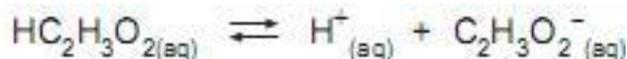
Letra D: incorreta. Ácido forte e base forte não formam tampão.



Letra E: incorreta. Soluções tampão são soluções aquosas que resistem a mudanças de pH quando são adicionados bases ou ácidos ou quando se realiza uma diluição.

Resposta: letra B

69. (CESGRANRIO - Técnico de Laboratório Júnior - PETROQUÍMICA SUAPE - 2011) Considere uma solução aquosa de ácido acético 0,1 mol/L e o seu equilíbrio iônico representado, de forma simplificada, por



A uma dada temperatura, a constante de equilíbrio (K_a) é igual a 1×10^{-5} . A concentração da espécie química H^+ na solução em equilíbrio é

- a) 10^{-1}
- b) 10^{-2}
- c) 10^{-3}
- d) 10^{-4}
- e) 10^{-5}

Comentários:

É importante sempre revisar o passo a passo para encontrar o pH de uma solução de ácido fraco. Vamos lá!

Balanço de carga para um ácido fraco (HA):

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$$

Caso a concentração do ácido adicionada (F) seja alta, então $[\text{H}^+]$ e $[\text{A}^-] \gg [\text{OH}^-]$. Portanto, podemos desprezar $[\text{OH}^-]$, considerando-a muito próximo a zero.

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{H}^+] \approx [\text{A}^-]$$

Em seguida, devemos utilizar $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = x$ para estruturar a equação da constante ácida (K_a), considerando que a parte não ionizada do ácido como sendo $[\text{HA}] = F - x$.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{F - x}$$



Aplicando os dados fornecidos à equação acima, temos:

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

Já que o ácido é fraco, considere que $0,1 \gg x$ e, portanto $0,1 - x \approx 0,1$.

$$1 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1} \rightarrow x = 1 \cdot 10^{-3}$$

Resposta: letra C

70. (Quadrix - SEDF - 2017) Com base nos conceitos de equilíbrio químico, julgue o item subsequente:

O equilíbrio químico ocorre quando há um equilíbrio dinâmico entre reagentes e produtos em uma reação química, ou seja, a condição na qual os processos direto e inverso ocorrem simultaneamente em velocidades iguais.

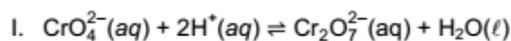
Comentários:

Afirmção correta. O candidato desatento pode confundir, pois no equilíbrio as concentrações das espécies são constantes. Entretanto, isso não significa que o sistema se encontra estático. Chamei atenção para o fato de o equilíbrio ser uma condição dinâmica, pois reagentes e produtos estão sendo formados ao mesmo tempo.

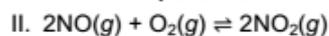
Resposta: certo

71. (COMVEST - UFAM - 2016) A seguir são apresentados itens com as reações de equilíbrio e as correspondentes constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c):

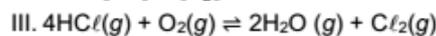




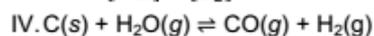
$$K_c = \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CrO}_4^{2-}] \times [\text{H}^+]^2}$$



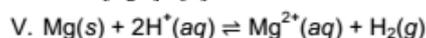
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \times [\text{O}_2]}$$



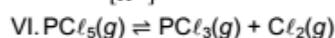
$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \times [\text{Cl}_2]}{[\text{HCl}]^4 \times [\text{O}_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{CO}] \times [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}] \times [\text{C}]}$$



$$K_c = \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Assinale a alternativa correta:

- a) Somente os itens I, II e V estão corretos
- b) Somente os itens I, III e VI estão corretas
- c) Somente os itens II, III e VI estão corretos
- d) Somente os itens II, IV e V estão corretas
- e) Somente os itens II, IV e VI estão corretos

Comentários:

Excelente questão para treinar as regras básicas de escrita das equações de equilíbrio. Além disso, a questão apresenta “peguinhas” que nos deixarão mais atentos em questões semelhantes. Vamos analisar cada afirmativa separadamente.

Afirmativa I: o equilíbrio se dá em meio aquoso, o que é perceptível pelos índices (aq) que corresponde a aquoso. Portanto, o solvente, que nesse caso é a água, deveria ter sido omitido da equação. Portanto, afirmativa incorreta.

Afirmativa II: a equação para constante de equilíbrio (K) está correta.

Afirmativa III: nesse caso a água participa da equação, pois a reação se dá no estado gasoso, sendo a água um produto da reação. Portanto, afirmativa correta.

Afirmativa IV: sólidos devem ser omitidos na equação da constante. Afirmativa incorreta.

Afirmativa V: faltou o gás H_2 na equação. Incorreta.



Afirmativa VI: a equação prevê corretamente todas as espécies participantes do equilíbrio. Afirmativa correta.

Resposta: letra C

72. (CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) Considere que, na temperatura T_0 , a constante de equilíbrio para a reação de decomposição do N_2O_4 (g) apresentada a seguir seja igual a 4,0 e que o comportamento dos gases envolvidos nessa reação seja ideal.



De acordo com as informações do texto acima, se, em determinado instante, na temperatura T_0 , as pressões parciais de N_2O_4 (g) e NO_2 (g) dentro de uma câmara forem iguais a 0,16 bar e 0,80 bar, respectivamente, então

- a) a reação não se encontrará em equilíbrio, mas as velocidades das reações direta e inversa serão iguais e diferentes de zero.
- b) a reação se encontrará em equilíbrio, e a velocidade tanto da reação direta quanto da reação inversa será igual a zero.
- c) a reação se encontrará em equilíbrio, e as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.
- d) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação direta será superior à da reação inversa.
- e) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação inversa será superior à da reação direta.

Comentários:

Inicialmente devemos utilizar os dados da reação para escrever a equação da constante de equilíbrio.

$$K = 4 = \frac{P(NO_2)^2}{P(N_2O_4)}$$

em que P corresponde a pressão em bar. Precisamos agora descobrir se o sistema está em equilíbrio com as pressões parciais fornecidas. Podemos calcular o quociente de reação (Q) e em seguida compará-lo com K. O Q é calculado de maneira semelhante ao K, mas difere deste por apresentar a condição real ou atual do sistema ou da reação. Vejamos como calculá-lo.

$$Q = \frac{P(NO_2)^2}{P(N_2O_4)}$$

$$Q = \frac{0,8^2}{0,16} \rightarrow Q = 4$$



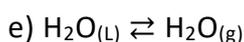
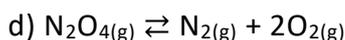
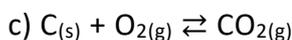
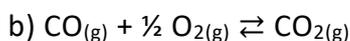
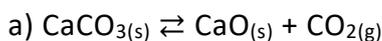
Comparação entre Q e K (Empregue este raciocínio em outros exercícios quando precisar).

Comparação	O que significa
Se $Q = K$	A reação está em equilíbrio.
Se $Q > K$	Significa que, em Q, o numerador está alto em relação ao denominador. Por isso, precisará diminuir o numerador (PRODUTOS) até que Q se iguale com K. REAÇÃO IRÁ SE DESLOCAR PARA OS REAGENTES (ESQUERDA)
Se $Q < K$	Significa que, em Q, o denominador está alto em relação ao numerador. Por isso, precisará diminuir o denominador (REAGENTES) até que Q alcance K. REAÇÃO IRÁ SE DESLOCAR PARA OS PRODUTOS (DIREITA)

Como $Q=K$, concluímos que o sistema se encontra em equilíbrio e, portanto, as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.

Resposta: letra C

73. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2013) O aumento de pressão do sistema acarretará maior rendimento em produto do equilíbrio representado por:



Comentários:

Considere que cada mol de gás, independente da substância gasosa, ocupe o mesmo volume V. Faça a soma dos volumes para os reagentes e para os produtos em cada reação. Veja:

Letra	Volume dos produtos	Volume dos reagentes
A	0V	1V
B	1,5V	1V
C	1V	1V
D	1V	3V
E	0V	1V

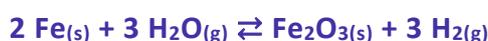
Nas reações em que os volumes dos lados opostos da reação são iguais, a variação da pressão não deve causar deslocamento do equilíbrio. Nos demais, o equilíbrio será deslocado na direção de menor volume



caso haja aumento de pressão. Vale lembrar que o enunciado quer saber qual reação aumentaria seu rendimento (aumentaria a formação de produtos) com o aumento da pressão. Segundo a tabela acima, a reação da Letra B é a única em que os reagentes ocupam um volume menor que os produtos.

Resposta: letra B

74. (IBFC - Perito Criminal/Eng. Química - PCRJ - 2013) A corrosão pode ter inúmeras causas, entre elas podemos citar os incêndios. Quando o fenômeno ígneo ocorre em edificações ou viadutos, pode colocar em risco a integridade física e o patrimônio dos cidadãos. Nos processos de corrosão do Ferro, há formação de ferrugem e, dependendo dos fatores que contribuem para este processo, pode-se minimizar ou até evitar o processo corrosivo. Na equação da reação abaixo está representado uma das formas de oxidação do ferro.



Marque a alternativa que apresenta o correto procedimento para dificultar este processo de corrosão:

- a) Retirar óxido férrico.
- b) Adicionar hidrogênio gasoso.
- c) Adicionar ferro metálico.
- d) Alterar a pressão do sistema reacional.
- e) Adicionar água.

Comentários:

O candidato deveria se basear no princípio de L^e Châtelier para julgar todas as alternativas.

Letra A: incorreta. O óxido férrico (Fe_2O_3) é uma espécie sólida. Dessa maneira, não desloca o equilíbrio da reação.

Letra B: correta. Adicionar hidrogênio gasoso, que é um produto, desloca a reação no sentido dos reagentes, evitando, dessa forma, a oxidação do ferro metálico e a formação de ferrugem (Fe_2O_3).

Letra C: incorreta. O ferro metálico (Fe) é uma espécie sólida. Dessa maneira, não desloca o equilíbrio da reação.

Letra D: incorreta. Do lado dos reagentes há 3 mols de $\text{H}_2\text{O}(g)$, enquanto que do lado dos produtos há 3 mols de $\text{H}_2(g)$. Considerando um comportamento ideal, os 3 mols dos diferentes gases ocuparão o mesmo volume. Portanto, como não há diferença de volume entre os dois lados da equação, o equilíbrio independe da pressão.

Letra E: incorreta. Adicionar reagente desloca a reação para a formação dos produtos.



Resposta: letra B

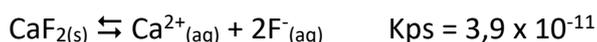
75. (ESAF - Químico - MI - 2012) O fluoreto de cálcio (CaF_2) apresenta risco quando reage com ácido sulfúrico concentrado formando ácido fluorídrico, que provoca corrosão de frascos de vidro. Indique a opção que mostra a solubilidade do CaF_2 , em mol/L, em uma solução de fluoreto de sódio (NaF) com concentração 0,010 mol/L. Dado: $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 3,9 \times 10^{-11}$

- a) $2,1 \times 10^{-4}$
- b) $4,4 \times 10^{-6}$
- c) $3,9 \times 10^{-7}$
- d) $2,1 \times 10^{-8}$
- e) $3,9 \times 10^{-9}$

Comentários:

Exercício que aborda o **efeito do íon comum**. Como K_{ps} do $\text{CaF}_2 \ll 1$, então esse sal é pouco solúvel. Estudaremos em inorgânica como prever qualitativamente a solubilidade dos sais em geral. Por enquanto, lembre-se de uma **dica valiosa: caso não seja fornecido o K_{ps} de um determinado sal no enunciado, então muito provavelmente esse sal é solúvel** como acontece neste exercício para o NaF (sal solúvel).

A adição do NaF aumenta consideravelmente a concentração do ânion fluoreto em comum (F^-), que é comum a ambos os sais. Esse aumento desloca o equilíbrio abaixo para esquerda, no sentido de formação de $\text{CaF}_{2(s)}$ e diminuição da concentração de $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$, ou seja, acaba diminuindo a solubilidade desse sal.



Agora que entendemos a parte conceitual, precisamos calcular para quanto a solubilidade do sal será diminuída. Entenda aqui solubilidade como a concentração do sal em mol/L que estará na forma dissociada.

A dissociação de 1 mol de $\text{CaF}_{2(s)}$ produz 1 mol de $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$ e 2 mols de $2\text{F}^{-}_{(aq)}$. Portanto, se considerarmos que x mols de $\text{CaF}_{2(s)}$ está dissociado, então estarão presentes x mol de $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$ e $2x$ mol de $2\text{F}^{-}_{(aq)}$. Além disso, a concentração de $2\text{F}^{-}_{(aq)}$ recebe um incremento de 0,010 mol/L vindos do NaF (sal muito solúvel, cuja dissociação será completa). Com base nessas considerações, podemos incluir os valores na equação do equilíbrio da seguinte maneira:

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = K_{ps}$$

$$x \cdot (2x + 0,01)^2 = 3,9 \cdot 10^{-11}$$

Caso desenvolvêssemos a equação acima, encontraríamos uma equação de 3º grau. Em exercícios de equilíbrio, nunca tente resolver uma equação de 3º grau porque você perderá muito tempo. Nesses casos, sempre podemos fazer uma aproximação coerente que simplifique os cálculos. Já que o $\text{CaF}_{2(s)}$ é pouquíssimo solúvel ($K_{ps} \ll 1$), podemos supor que a concentração 0,01 mol/L oriunda de NaF é muitíssimo maior que $2x$



de F^- oriundo do CaF_2 . Desta forma, se $[F^-] = 2x+0,01$, podemos aproximar para $[F^-] \approx 0,01$. Aplicando esse valor aproximado na equação do equilíbrio, temos:

$$x \cdot (0,01)^2 \approx 3,9 \cdot 10^{-11}$$

$$x \approx 3,90 \cdot 10^{-7} \text{ (Letra C)}$$

Portanto, na presença de aproximadamente $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de F^- , $3,90 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} . Considerando que, na dissolução de 1 mol do sal CaF_2 , 1 mol de Ca^{2+} é liberado, então $3,90 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ é a própria solubilidade desse sal.

Um pequeno desafio para você: sugiro que calcule a concentração de F^- oriundo do sal CaF_2 em equilíbrio e na ausência do NaF. Compare o resultado obtido com $0,01 \text{ mol/L}$ e perceberá que realmente a aproximação realizada é muito plausível.

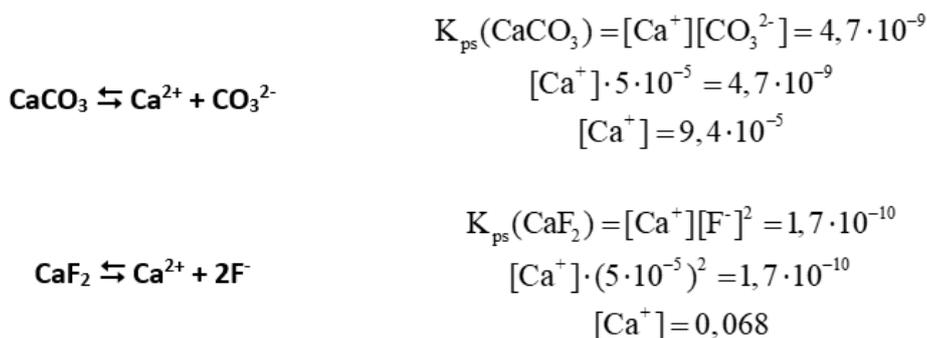
Resposta: letra C

76. (IPAD - Perito Criminal/Química - PCPE - 2006) Em uma análise qualitativa, fluoreto de cálcio sólido foi adicionado, em pequenas quantidades e lentamente, a uma solução contendo íons fluoreto e carbonato. Sabendo-se que as concentrações de F^- e CO_3^{2-} são de $5,0 \times 10^{-5} \text{ M}$ e que os produtos de solubilidade do $CaCO_3$ é de $4,7 \times 10^{-9}$ e do CaF_2 é $1,7 \times 10^{-10}$, pode-se dizer que nesse processo:

- a) o $CaCO_3$ precipita primeiro.
- b) o CaF_2 precipita primeiro.
- c) o $CaCO_3$ e o CaF_2 precipitam ao mesmo tempo.
- d) não ocorre precipitação de nenhum sal.
- e) o Kps do CaF_2 não pode ser ultrapassado.

Comentários:

O primeiro passo é estruturar as reações e os respectivos Kps. Em seguida, podemos incluir as concentrações de F^- e CO_3^{2-} e encontrar $[Ca^{2+}]$.



Perceba que no primeiro caso a concentração de Ca^{2+} ($9,4 \cdot 10^{-5}$ mol/L) é muito menor que a concentração no segundo caso (0,068 mol/L). Essas concentrações de cálcio obtidas são os valores limiares a partir dos quais os sais começam a precipitar. Portanto, com a adição gradual de Ca^{2+} à solução, o CaCO_3 será o primeiro sal a precipitar. Em uma outra interpretação das concentrações obtidas para Ca^{2+} nos cálculos acima, podemos dizer que CaF_2 suporta uma maior quantidade de cátions Ca^{2+} até que ultrapasse o equilíbrio e comece a precipitar.

Resposta: letra A

77. (CESPE | CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que a solução do ácido acético apresente comportamento ideal, é correto afirmar que o grau de ionização do ácido acético em uma solução aquosa a 0,010 mol/L, na temperatura T_0 , será igual a

- a) 40%.
- b) 0,5%.
- c) 2%.
- d) 4%.
- e) 16%.

Comentários:

Inicialmente, trago a solução sem o emprego da lei de Ostwald e depois com o uso da lei, para que você possa compreender o quão mais simples os cálculos se tornam ao aplicar a equação, ok?

Bom, antes de calcularmos o grau de ionização, devemos encontrar a concentração das espécies químicas envolvidas no equilíbrio.



$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ <p>Podemos desconsiderar a autoprotólise da água, por entendermos que a concentração do ácido seja consideravelmente elevada em relação aos íons oriundos da água. Desta maneira, podemos utilizar $[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = x$ para estruturar a equação da constante ácida (K_a), considerando a parte não ionizada do ácido como sendo $[\text{HA}] = F - x$.</p> $K_a = \frac{x \cdot x}{F - x}$ $1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01 - x}$ <p>Já que o ácido é fraco, considere que $0,1 \gg x$ e, portanto $0,1 - x \approx 0,1$</p> $1,6 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,01}$ $x = 4,0 \cdot 10^{-4}$
---	--

Desse resultado, temos que $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = 4,0 \cdot 10^{-4}$. Finalmente, aplicando $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ e F na fórmula do grau de dissociação (α), temos:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]} = \frac{x}{x + (F - x)} = \frac{x}{F}$$
$$\alpha = \frac{x}{F} \rightarrow \alpha = \frac{4,0 \cdot 10^{-4}}{0,01} = 4,0 \cdot 10^{-2}$$

Com o α , podemos multiplica-lo por 100 e obter 4,0%, que corresponde a porcentagem do ácido que, em equilíbrio, se encontra na forma dissociada.

Já com a lei, podemos substituir a constante ácida e a concentração formal na equação de Ostwald para ácidos e bases fracos, já que o ácido acético é um ácido fraco:

$$K_a = \alpha^2 \cdot F$$

$$\alpha^2 = \frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,6 \cdot 10^{-3}$$

Aqui temos um pulo do gato para o cálculo da raiz quadrada de $1,6 \cdot 10^{-3}$: basta andar com a vírgula para direita, resultando em $16 \cdot 10^{-4}$, já que para este valor sabemos a raiz quadrada.



$$\alpha = \sqrt{16 \cdot 10^{-4}} = 4 \cdot 10^{-2}$$

Por fim, multiplicamos o α por 100 para encontramos o grau de ionização em porcentagem.

$$\alpha = 4 \cdot 10^{-2} \times 100 = 4\%$$

Resposta: letra D

78. (CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) A remoção de metais pesados em efluentes líquidos pode ser realizada por meio da precipitação do metal, empregando-se um ânion adequado. Por exemplo, a concentração de Cd^{2+} em água pode ser reduzida pela precipitação, em meio alcalino, de $\text{Cd}(\text{OH})_2$. Nesse sentido, considerando-se que o produto de solubilidade (K_{ps}) do $\text{Cd}(\text{OH})_2$ seja igual a $1,0 \times 10^{-14}$, é correto concluir que a concentração residual de $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$ em uma solução aquosa com comportamento ideal e pH igual a 10 será igual a

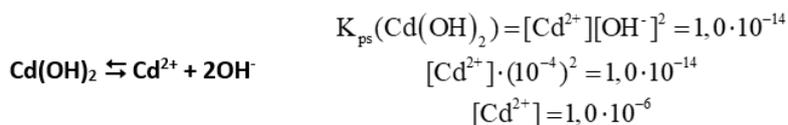
- a) $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L.
- b) $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L.
- c) $1,0 \times 10^{-6}$ mol/L.
- d) $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- e) $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L.

Comentários:

Toda vez que o enunciado fornecer o valor de pH, lembre-se de que podemos encontrar pOH por meio da relação $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, e por isso, tanto as concentrações $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ serão constantes e conhecidas. Neste caso, se $\text{pH} = 10$, logo $\text{pOH} = 4$. Podemos encontrar a concentração de $[\text{OH}^-]$ por meio da relação abaixo.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow 4 = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Em seguida, devemos estruturar a reação e o K, aplicando a concentração de OH^- calculada acima para encontrar $[\text{Cd}^{2+}]$.



Resposta: letra C

79. (CONSULPLAN - Químico - MAPA - 2014) A água pura a 25°C em equilíbrio com o ar contendo 390 ppm CO_2 possui uma concentração de CO_2 dissolvido próximo a 1×10^{-5} mol/L, conforme reação a seguir.





Considerando que a constante de equilíbrio da reação anterior é igual a 4×10^{-7} , qual será o pH da água?

- a) Menor que 5.
- b) Entre 5 e 7.
- c) Entre 7 e 9.
- d) Maior que 9.

Comentários:

Devemos estruturar a reação e o K da reação acima, aplicando os valores fornecidos pelo enunciado. Lembro que uma parte do CO_2 dissolvido reagirá e outra não. Assim, se $[\text{HCO}_3^-] = x$, então $[\text{CO}_2] = 1 \cdot 10^{-5} - x$.

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{CO}_2]}$ $4,0 \cdot 10^{-7} = \frac{(x)(x)}{(1 \cdot 10^{-5} - x)}$ <p>Já que o ácido é fraco e estamos em busca de um resultado aproximado (observe as alternativas), considere que $1 \cdot 10^{-5} - x \approx 1 \cdot 10^{-5}$.</p> $4,0 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{1 \cdot 10^{-5}}$ $x = 2 \cdot 10^{-6}$ <p>Aplicando na equação do pH, temos:</p> $\text{pH} = -\log(2 \cdot 10^{-6})$ $\text{pH} = -(\log 2 + \log 10^{-6})$ $\text{pH} = 6 - \log 2$ <p>Como o exercício não forneceu o valor de $\log 2$, então você poderia pensar: se $\log 10 = 1$, logo $\log 2$ será um valor entre 0 e 1. Portanto, pH será menor que 6 e maior que 5. Letra B.</p>
---	---

Resposta: letra B



80. (ESAF - Químico - MI - 2012) Qual o valor do pH da solução resultante da mistura de 20 mL de ácido acético (CH_3COOH) 0,20 mol/L com 20 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 mol/L?

Dados:

$$K_a = 2,0 \times 10^{-5}$$

$$pK_a = 4,7$$

N	Log N
0,05	- 1,3
0,1	- 1,0
0,2	- 0,7
0,5	- 0,3
1	0
2	0,3

- a) 4,0
- b) 4,4
- c) 4,7
- d) 5,0
- e) 6,0

Comentários:

O diferencial para resolução desta questão é saber que uma base forte reage completamente com um ácido fraco, da mesma forma como uma base forte reage completamente com um ácido fraco. Podemos inclusive representar a reação com uma seta unidirecional como segue:



Se a reação ocorre numa proporção de 1 CH_3COOH para 1 NaOH , então a concentração do ácido será diminuída em 0,1 mol/L, já que ambos os volumes são iguais. Portanto, temos:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{final}} = [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{inicial}} - 0,1 \text{ mol/L} = 0,2 - 0,1 = 0,1 \text{ mol/L}$$

Caso o volume não fosse igual, poderíamos transformar ambos volumes em número de mols (n) e, em seguida, subtrair $n(\text{NaOH})$ do $n(\text{CH}_3\text{COOH})$.

Se 0,1 mol/L do ácido foi neutralizado pela base forte, então $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Mas você deve se lembrar que parte do ácido que sobrou também sofrerá dissociação iônica, liberando mais x mol/L de CH_3COO^- . Então, na verdade, $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 + x$. Podemos agora estruturar a reação e o K_a do ácido acético, aplicando $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ para encontrar $[\text{H}^+]$



$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ $2,0 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,1 + x)(x)}{(0,1 - x)}$ <p>Já que o ácido é fraco, considere que $0,1 \gg x$ e, portanto, $0,1 - x \approx 0,1$ e $0,1 + x \approx 0,1$</p> $2,0 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1 \cdot x}{0,1}$ $x = 2,0 \cdot 10^{-5}$
	<p>Desta forma, evitamos resolver uma equação de 2º grau, fazendo uma aproximação coerente. Mas tome cuidado e observe se realmente o ácido é muito fraco, contribuindo muito pouco para concentração final de H⁺.</p> <p>Aplicando x na equação do pH, encontramos o resultado final:</p> $\text{pH} = -\log(2,00 \cdot 10^{-5}) = 4,70$

Resposta: letra C

81. (IADES - Perito Criminal/Química - PCDF - 2016) Solução-tampão é uma solução cujo pH mantém-se estável frente a pequenas adições de ácidos, ou de bases, ou a diluições. Considerando $\text{pK}_a = 4,757$, acerca desse assunto, é correto afirmar que o pH de uma solução-tampão de $\text{CH}_3\text{COONa}/\text{CH}_3\text{COOH}$, que apresenta razão molar igual a 12,00, é

- a) $1,75 \times 10^{-5}$.
- b) 3,14.
- c) 3,83.
- d) 5,84.
- e) 9,80.

Comentários:



Exercício de aplicação direta da equação de Henderson-Hasselbalch. Por isso, julgo conveniente que a memorize, pois isso lhe garantirá maior agilidade na hora da prova. Veja, podemos aplicar diretamente os dados fornecidos no enunciado como segue:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = 4,757 + \log 12$$

$$\text{pH} = 5,84$$

Resposta: letra D

82. (CESPE | CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que as soluções envolvidas apresentem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta, respectivamente, um sal adequado para a preparação de uma solução tampão com o ácido acético e a faixa de pH em que se encontrará a referida solução tampão, na temperatura T^0 , se ela for preparada empregando-se as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido.

- a) acetato de sódio; entre 4 e 5
- b) cloreto de sódio; entre 3 e 4
- c) cloreto de sódio; entre 4 e 5
- d) acetato de sódio; entre 2 e 3
- e) acetato de sódio; entre 3 e 4

Comentários:

O sal adequado para o preparo do tampão de ácido acético é aquele que possui a sua base conjugada acetato. Portanto, dentre as opções apresentadas, o adequado seria utilizar o acetato de sódio. Quanto ao pH, podemos aplicar os dados fornecidos no enunciado diretamente na equação de Henderson-Hasselbalch, como segue:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Como foi fornecido K_a , podemos reescrever a equação acima para:



$$\text{pH} = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = -\log 1,6 \cdot 10^{-5} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Já que foram utilizadas as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido, então $([\text{A}^-]/[\text{HA}]) = 1$. Considerando que $\log 1 = 0$, temos:

$$\text{pH} = -\log 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,79$$

Resposta: letra A

83. (IBFC - Perito Criminal/Eng. Química - PCRJ - 2013) A equação fundamental para os tampões é a equação de Henderson-Hasselbalch, que é uma forma de expressão da constante de hidrólise das espécies iônicas e não dissociada. A equação é empregada para calcular o valor de pH de soluções tampão e é frequentemente encontrada na literatura química. Considere o sistema representado pelas equações e suas respectivas constantes de hidrólise:



Sabe-se que α_0 e α_1 são as frações da concentração total da espécie não dissociada e C_T (concentração total) é a soma das concentrações analítica das espécies e sua espécie conjugada.

$$\alpha_0 = \frac{[\text{NH}_3]}{C_T} \quad \alpha_1 = \frac{[\text{NH}_4^+]}{C_T}$$

Indique a alternativa correta para quando este sistema possuir os valores de α_0 e α_1 iguais.

- a) $\text{pH} = 14 - \text{pKb}$
- b) $\text{pH} = \text{pKb}$
- c) $\text{pH} = \text{pKb} + \log \text{NH}_3$
- d) $\text{pH} = \text{pKa} + \log (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)$
- e) $\text{pH} = 7,0$



Comentários:

Estudamos que caso o tampão seja preparado a partir de uma base fraca e seu ácido conjugado, temos o seguinte enunciado para a Equação de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$$

Se os valores de α_0 e α_1 são iguais e CT é o mesmo para o par ácido-base conjugado, então $[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_3]$. Já que $\log 1 = 0$, podemos reescrever a fórmula acima.

$$\text{pH} = \text{pK}_a$$

Utilizando a relação $\text{pK}_a + \text{pK}_b = 14$, temos:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b$$

Resposta: letra A



LISTA DE QUESTÕES

Equilíbrio químico

1. (CEBRASPE - Cad (CBM TO) - CBM TO - 2023) Considerando que esteja em equilíbrio a reação $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g)$, em que a, b e c representam os coeficientes estequiométricos das substâncias A, B e C, respectivamente, assinale a opção correta.

- a) Caso $a + b > c$, um aumento na pressão deslocará a reação no sentido da formação dos reagentes A e B.
- b) Caso a formação de C seja um processo endotérmico, um aumento na temperatura deslocará o equilíbrio no sentido da formação de A e B.
- c) A adição de um catalisador influenciará diretamente a quantidade de produto C formado.
- d) A remoção de C do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de mais produto.

2. (CEBRASPE - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Considerando-se que a constante de equilíbrio K_c da reação em apreço valha $5,00 \times 10^{18}$, é correto concluir que a concentração de HCl no equilíbrio será igual a 1×10^{-2} mol/L.

3. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL - 2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Considerando-se que a formação de HCl pela reação em tela é exotérmica, é correto concluir que a diminuição da temperatura tenderá a deslocar o equilíbrio da reação no sentido de formar mais HCl .

4. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Ao se adicionar Cl_2 (g) à mistura em equilíbrio, a reação tenderá a se deslocar no sentido de formação do produto.

5. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023) Os ácidos são substâncias amplamente encontradas em vários sistemas, um exemplo é o ácido clorídrico, que, em solução aquosa, reage com o hidróxido de sódio formando sal e água em uma reação que se chama reação de neutralização. Julgue o item seguinte, referente à propriedades e definições funcionais dos ácidos.

Quanto menor for o valor de constante de acidez (K_a), mais forte será o ácido, ou seja, mais íons estarão presentes no equilíbrio em relação às moléculas não ionizadas.

6. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Em um equilíbrio químico, quando a constante de equilíbrio K_c for baixa, o equilíbrio químico estará deslocado para os produtos, o rendimento da reação será alto e a concentração dos reagentes será baixa no momento em que o equilíbrio for atingido.

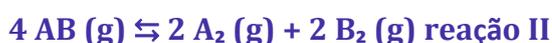
7. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS) - PETROBRAS - 2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Um aumento de pressão no sistema onde ocorre a reação II favorece a decomposição do gás AB.

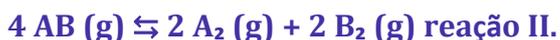
8. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

A relação entre as duas constantes de equilíbrio é $K_2 = K_1^{-2}$.

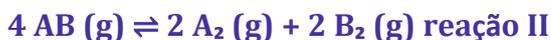
9. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Considere-se que, processando-se a reação I em um recipiente fechado de 2 L na temperatura T_1 , o equilíbrio tenha sido atingido com 1×10^{-2} mol de A_2 , 2×10^{-2} mol de B_2 e 4×10^{-2} mol de AB. Assim, caso a temperatura seja alterada para T_2 , na qual a constante de equilíbrio seja igual a 40, é correto afirmar que, a partir da condição de equilíbrio anterior, a reação favorecida será a inversa, no sentido da formação dos reagentes A_2 e B_2 .

10. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Representando-se por K_c e K_p as constantes de equilíbrio em termos de concentração e pressão, respectivamente, e considerando-se a constante universal dos gases ideais (R) igual a 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹, é correto afirmar que, para a reação I, com $K_c = 30$ a 573 K, tem-se $K_c < K_p$.

11. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Estudos termodinâmicos de sistemas que contêm ácido sulfídrico (H_2S) e sulfeto de ferro (FeS) são de particular relevância para diversas áreas, entre as quais se inclui a produção de petróleo e gás em ambientes ácidos. Nesse contexto, durante a corrosão do aço carbono pelo H_2S , é formado um filme de FeS (mackinawita), conforme a equação a seguir.



A partir do texto anterior, sabendo que $M_{Fe} = 56$ g/mol e $M_S = 32$ g/mol, bem como desprezando a formação de outras espécies de íons de enxofre, julgue o item a seguir.

Considere-se que, para a reação $FeS (s) \rightleftharpoons Fe^{2+} (aq) + S^{2-} (aq)$, a 25 °C, a constante do produto da solubilidade (K_{ps}) seja igual a $2,56 \times 10^{-18}$. Nesse caso, quando o equilíbrio for alcançado, a



solubilidade do FeS em água será inferior a 2×10^{-7} g/L, desconsiderando-se qualquer hidrólise posterior dos íons.

12. (CESPE - Perito Criminal PC PB - 2022) O chumbo metálico pode ser produzido pela redução de minério de chumbo com coque em reator com controle de pressão, em um processo reversível conforme a equação química a seguir, cuja variação de entalpia nas condições padrão é igual a 42 kJ/mol.



Nessas condições, o rendimento do processo em quantidade de matéria pode ser aumentado pela:

- a) adição de um catalisador.
- b) compressão isotérmica do sistema.
- c) elevação da concentração de coque.
- d) redução da temperatura do sistema.
- e) condensação do dióxido de carbono

13. (CESPE - Papiloscopista Policial Federal - 2021) Uma das técnicas mais utilizadas para a coleta de impressões digitais faz uso de pós. A interação dos pós com os componentes da impressão digital se dá, normalmente, por interação de Van der Waals. É comum utilizar óxido de ferro (III) — Fe_2O_3 — na formulação desses pós. A revelação da impressão feita com Fe_2O_3 pode ser destruída pela presença de ácido, por causa da seguinte reação.

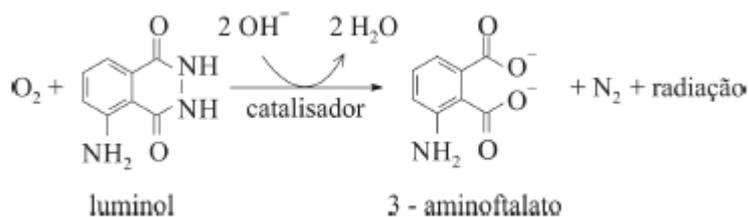


Com base nessas informações, julgue o seguinte item.

A constante de equilíbrio K da reação do óxido de ferro (III) é corretamente expressa pela seguinte equação: $K = [\text{Fe}^{3+}]^y [\text{H}_2\text{O}]^z / [\text{Fe}_2\text{O}_3] [\text{H}^+]^x$

14. (CESPE - Perito Criminal Federal Área 6 (Polícia Federal) - 2018) O composto conhecido como luminol é empregado para a detecção de sangue em perícias criminais. Em meio básico, em presença de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) e de um catalisador adequado, o luminol é oxidado ao ânion 3-aminoftalato, o qual é obtido inicialmente em um estado excitado, mas que rapidamente libera o excesso de energia emitindo radiação na faixa do azul.





A oxidação do luminol é realizada pelo O_2 (g) formado a partir da decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2), de acordo com a equação:



Sem a presença de um catalisador, a decomposição em questão é bastante lenta. Entretanto, o ferro presente na hemoglobina do sangue catalisa a decomposição e o O_2 (g) formado rapidamente oxida o luminol, ocasionando a característica luminescência azul.

Com relação à reação apresentada e às espécies nela envolvidas, e considerando a primeira constante de ionização ácida do H_2O_2 igual a $2,4 \times 10^{-12}$, julgue o item a seguir.

Em solução aquosa com pH igual a 10,0, o grau de ionização ácida do H_2O_2 é superior a 2,0%.

15. (CESPE - Perito Criminal PC MA - 2018) A respeito de equilíbrio químico e de eletroquímica, assinale a opção correta.

- a) O pH da água pura varia com a temperatura.
- b) Uma pilha é constituída pela combinação de substâncias que são oxidadas e, com isso, geram eletricidade.
- c) Eletrólise é um processo natural de geração de energia.
- d) Uma reação está em equilíbrio quando não há mais formação de produtos.
- e) Sempre que são submetidos a aumento de temperatura, os sistemas em equilíbrio químico são deslocados para a formação de produtos.

16. (CESPE- Perito Criminal SDS/PE - 2016) Soluções aquosas dos sais cianeto de sódio (NaCN) e cloreto de amônio (NH_4Cl) apresentam pH

- a) ácido.
- b) básico.
- c) básico e ácido, respectivamente.



- d) ácido e básico, respectivamente.
e) neutro.

17. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) Considere que, na temperatura T_0 , a constante de equilíbrio para a reação de decomposição do N_2O_4 (g) apresentada a seguir seja igual a 4,0 e que o comportamento dos gases envolvidos nessa reação seja ideal.



De acordo com as informações do texto acima, se, em determinado instante, na temperatura T_0 , as pressões parciais de N_2O_4 (g) e NO_2 (g) dentro de uma câmara forem iguais a 0,16 bar e 0,80 bar, respectivamente, então

- a) a reação não se encontrará em equilíbrio, mas as velocidades das reações direta e inversa serão iguais e diferentes de zero.
b) a reação se encontrará em equilíbrio, e a velocidade tanto da reação direta quanto da reação inversa será igual a zero.
c) a reação se encontrará em equilíbrio, e as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.
d) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação direta será superior à da reação inversa.
e) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação inversa será superior à da reação direta.

18. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que a solução do ácido acético apresente comportamento ideal, é correto afirmar que o grau de ionização do ácido acético em uma solução aquosa a 0,010 mol/L, na temperatura T_0 , será igual a

- a) 40%.
b) 0,5%.
c) 2%.
d) 4%.
e) 16%.

19. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) A remoção de metais pesados em efluentes líquidos pode ser realizada por meio da precipitação do metal, empregando-se um ânion adequado. Por exemplo, a concentração de Cd^{2+} em água pode ser reduzida pela precipitação,



em meio alcalino, de $\text{Cd}(\text{OH})_2$. Nesse sentido, considerando-se que o produto de solubilidade (Kps) do $\text{Cd}(\text{OH})_2$ seja igual a $1,0 \times 10^{-14}$, é correto concluir que a concentração residual de $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$ em uma solução aquosa com comportamento ideal e pH igual a 10 será igual a

- a) $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L.
- b) $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L.
- c) $1,0 \times 10^{-6}$ mol/L.
- d) $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L.
- e) $1,0 \times 10^{-3}$ mol/L.

20. (CESPE - Perito Criminal SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que as soluções envolvidas apresentem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta, respectivamente, um sal adequado para a preparação de uma solução tampão com o ácido acético e a faixa de pH em que se encontrará a referida solução tampão, na temperatura T_0 , se ela for preparada empregando-se as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido.

- a) acetato de sódio; entre 4 e 5
- b) cloreto de sódio; entre 3 e 4
- c) cloreto de sódio; entre 4 e 5
- d) acetato de sódio; entre 2 e 3
- e) acetato de sódio; entre 3 e 4

21. (CESPE - Professor de Química SEDUC/AL - 2013) Em relação à teoria de Arrhenius, a teoria de Bronsted-Lowry é mais abrangente para explicar a teoria ácido-base; segundo esta teoria, ácido é a espécie doadora de prótons (íons H^+) e base é a espécie receptora de prótons (íons H^+). Considerando essas informações, julgue o próximo item.

A ionização do ácido sulfídrico (H_2S), constituído de dois hidrogênios ionizáveis, ocorre em duas etapas e apresenta duas constantes de ionização que têm o mesmo valor.

22. (CESPE - Professor Química SEDUC AL - 2013) Em relação à teoria de Arrhenius, a teoria de Bronsted-Lowry é mais abrangente para explicar a teoria ácido-base; segundo esta teoria, ácido é a espécie doadora de prótons (íons H^+) e base é a espécie receptora de prótons (íons H^+). Considerando essas informações, julgue o próximo item.



O ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), um dos principais componentes do vinagre, apresenta $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$, sendo, por isso, classificado em ácido fraco, embora sua base conjugada $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ seja forte.

23. (CESPE - Professor - Química SEE-AL - 2013) Em relação à teoria de Arrhenius, a teoria de Bronsted-Lowry é mais abrangente para explicar a teoria ácido-base; segundo esta teoria, ácido é a espécie doadora de prótons (íons H^+) e base é a espécie receptora de prótons (íons H^+). Considerando essas informações, julgue os próximos itens.

Quanto maior for o valor da constante de ionização básica, maior será o valor do pH.



GABARITO



1	D	21	C*
2	E	22	E
3	C	23	C
4	C		
5	E		
6	E		
7	E		
8	C		
9	E		
10	E		
11	C		
12	E		
13	E		
14	C		
15	A		
16	C		
17	C		
18	D		
19	C		
20	A		





LISTA DE QUESTÕES

Equilíbrio químico

1. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - 2023) Um químico preparou uma solução de Ba^{+2} com concentração $0,025\text{M}$. Inicia-se então uma titulação com SO_4^{-2} seguindo a reação: $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{+2}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{-2}(\text{aq})$ onde $K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}] = 1,1 \times 10^{-10}$. Verifica-se que:

I. A partir da concentração de SO_4^{-2} acima de $0,025\text{M}$ inicia a precipitação de Ba^{+2} .

II. Em concentrações menores que $4,4 \times 10^{-9}\text{M}$ já houve precipitação de BaSO_4 .

Assinale a alternativa correta:

a) A afirmativa I é correta e complementar à II

b) A afirmativa I é incorreta, a II é correta, pois a concentração $4,4 \times 10^{-9}\text{M}$ mostra o ponto onde inicia a precipitação do BaSO_4

c) A afirmativa I é correta e a II incorreta, já que não há precipitação antes da concentração $4,4 \times 10^{-9}\text{M}$

d) As afirmativas I e II estão incorretas

Comentários:

Afirmativa I: Falsa. A precipitação de BaSO_4 ocorrerá quando o produto das concentrações de Ba^{+2} e SO_4^{-2} superar o valor de K_{ps} .

Vamos supor que $[\text{Ba}^{+2}] = s$ e $[\text{SO}_4^{-2}] = s$ numa solução saturada em que não há excesso de nenhum íon. Mas, se quisermos encontrar a concentração de SO_4^{-2} para uma concentração específica de Ba^{+2} que leva à precipitação, devemos rearranjar a fórmula do K_{ps} : $[\text{SO}_4^{-2}] = [\text{Ba}^{+2}]/K_{\text{ps}}$.

$$[\text{SO}_4^{-2}] = 1,1 \times 10^{-10} / 0,025$$

$$[\text{SO}_4^{-2}] = 4,4 \times 10^{-9}$$

A concentração de SO_4^{-2} necessária para iniciar a precipitação de BaSO_4 quando a concentração de Ba^{+2} é $0,025\text{M}$ é aproximadamente $4,4 \times 10^{-9}$.

Afirmativa II: Errada. Nos cálculos anteriores, determinamos que a concentração de SO_4^{-2} necessária para atingir o ponto de precipitação de BaSO_4 , dado que $[\text{Ba}^{+2}]$ é $0,025\text{M}$, é $4,4 \times 10^{-9}$. Isso significa que quando $[\text{SO}_4^{-2}]$ atinge $4,4 \times 10^{-9}$, o produto das concentrações de Ba^{+2} e SO_4^{-2} iguala ao K_{ps} de $1,1 \times 10^{-10}$, e qualquer valor acima disso levará à precipitação.



Portanto, se $[\text{SO}_4^{2-}]$ for menor que $4,4 \times 10^{-9} \text{ M}$, sob condições normais e sem adição de mais Ba^{2+} , o produto $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ será menor que K_{ps} , indicando que a solução ainda está insaturada e não ocorrerá precipitação.

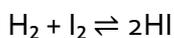
Resposta: letra D.

2. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - 2023) Analise a seguinte situação: Misturou-se, em um balão de 1 L, 0,10 mol de H_2 , 0,10 mol de I_2 . Calcule a concentração no equilíbrio de todas as espécies em temperatura constante. Reação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}$, em que $K = 64$. Assinale a alternativa que contenha a concentração no equilíbrio de $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{I}_2(\text{g})$ e HI respectivamente:

- a) 0,1; 0,1 e 0,1
- b) 0,08; 0,08 e 0,16
- c) 0,02; 0,02 e 0,16
- d) 0,08; 0,08 e 1,6

Comentários:

A reação de formação de HI a partir de H_2 e de I_2 é uma reação de equilíbrio. Sabendo-se que a reação se dá no sentido direto, temos que:



Para o cálculo da concentração em equilíbrio das espécies envolvidas na reação, podemos montar a tabela de variação das concentrações no equilíbrio:

Inicialmente (antes da reação iniciar): $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,1 \text{ mol/L}$ e $[\text{HI}] = 0 \text{ mol/L}$

Variação das concentrações (Δ): $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = -x$ e $[\text{HI}] = +2x$ (Já que possui 2 como coeficiente estequiométrico)

Em equilíbrio (após a reação ter ocorrido): $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,1 - x$ e $[\text{HI}] = 0 + 2x$

Podemos, então, substituir esses valores na expressão da constante de equilíbrio (K):



$$K = \frac{[HI]}{[H_2][I_2]}$$

$$64 = \frac{(2x)^2}{(0,1-x)(0,1-x)}$$

$$64 = \frac{4x^2}{(0,1-x)^2}$$

$$64(0,1-x) = 4x^2$$

$$16(0,1-x)^2 = x^2$$

$$16(0,01 - 0,2x + x^2) = x^2$$

$$0,16 - 3,2x + 16x^2 = x^2$$

$$15x^2 - 3,2x + 0,16 = 0$$

As soluções da equação são $x \approx -0,1333$ e $x \approx 0,08$. Estes são os valores de x que satisfazem a equação original. Utilizando, portanto, o valor de x positivo.

$[H_2] = [I_2] = 0,1 - 0,08 = 0,02$ mol/L e $[HI] = 2 \times 0,08 = 0,16$ mol/L

Resposta: letra C.

3. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - 2023) O metanol (CH_3OH) pode ser produzido pela reação do CO com o H_2 em uma reação exotérmica em que todos os compostos estão na forma gasosa. Seguiu-se algumas experiências e foi verificado o seguinte:

- I. Com o aumento da pressão, a reação deslocou-se na formação dos reagentes.
- II. Com o volume do recipiente sendo diminuído, a reação deslocou-se no sentido do produto.
- III. Quando adicionado calor, a reação favoreceu mais a formação do produto.
- IV. Com a adição de H_2 , a reação tende a formar mais produto.
- V. Com a adição de CO, a reação é deslocada para formar mais reagentes.

Estão corretas as afirmativas:

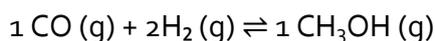
- a) I, III e V apenas
- b) II, III e IV apenas
- c) I e V apenas
- d) II e IV apenas

Resposta: Letra D

Comentários:



A reação retratada é a formação do metanol:



Afirmativa I: incorreta. Com o aumento da pressão, a reação desloca-se para o lado que apresenta menor volume. Nesse caso, a reação deve deslocar-se para o lado dos produtos (CH₃OH), e não dos reagentes (CO e H₂), uma vez que o volume dos reagentes é 3V e dos produtos é 1V.

Afirmativa II: correta. Com a diminuição do volume do recipiente, a pressão total aumenta e o equilíbrio desloca-se para o lado com menos volume. Neste caso, para a formação do produto, metanol.

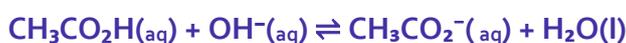
Afirmativa III: incorreta. Sendo a reação exotérmica, o calor é liberado no processo. Se for adicionado calor ao sistema, de acordo com o princípio de Le Châtelier, o equilíbrio tende a deslocar-se em sentido contrário ao que libera calor, ou seja, para o lado dos reagentes.

Afirmativa IV: correta. Com a adição de H₂, o equilíbrio se desloca para o lado dos produtos para diminuir a concentração deste reagente, aumentando a formação do produto (metanol).

Afirmativa V: incorreta. Com a adição de CO, o equilíbrio é deslocado para o lado dos produtos (metanol) para anular a perturbação, e não para o lado dos reagentes.

Resposta: letra D.

4. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - Pref Cuiabá - 2023) Considera a titulação de 100,0 ml do ácido acético 0,100M com hidróxido de sódio 0,100M:



Para atingir o ponto de equivalência foram gastos $5,3 \times 10^{-6}$ M de OH⁻ e o pH ficou em 8,72.

Analise as afirmativas a seguir e dê valores Verdadeiro (V) ou Falso (F).

() No ponto de equivalência o pH é neutro.

() No ponto de equivalência, o pH é ligeiramente básico, porém a partir desse ponto, a adição de mais NaOH torna a solução substancialmente básica.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta de cima para baixo.

- a) V - V
- b) V - F
- c) F - F
- d) F - V

Comentários:



Afirmativa 1: falsa. No ponto de equivalência de uma titulação que envolve um ácido fraco (como o ácido acético) e uma base forte (NaOH), o pH será maior que 7, ou seja, a solução será básica. Isto ocorre porque o ânion proveniente do ácido fraco (CH_3CO_2^-) age como uma base, aceitando prótons da água e resultando em uma solução de pH básico.

Afirmativa 2: verdadeira. No ponto de equivalência, o pH é ligeiramente básico, como explicado acima. Quando mais NaOH é adicionado após o ponto de equivalência, a solução se torna substancialmente básica, já que o NaOH é uma base forte que aumenta a concentração de OH^- na solução, aumentando o pH.

Resposta: letra D.

5. (IBFC - Esp S (Pref Cuiabá) - Pref Cuiabá – 2023) Soluções-tampão possuem uma função importante em sistemas reacionais e biológicos, mantendo o pH de uma solução em uma faixa específica para o trabalho. Algumas informações sobre soluções-tampão são mostradas nas seguintes afirmativas:

I. Duas substâncias devem ser utilizadas, um ácido capaz de reagir com os íons OH^- adicionados e uma base capaz de reagir com os íons H_3O^+ adicionados.

II. Soluções-tampão podem ser preparadas a partir de um par ácido forte e seu sal conjugado.

III. A dupla conjugada do sistema tampão do ácido acético é: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-$.

Estão corretas as afirmativas:

- a) I e II apenas
- b) I e III apenas
- c) II e III apenas
- d) III apenas

Comentários:

Afirmativa I: verdadeira. A estrutura básica de um tampão contém um **ácido fraco e sua base conjugada** ou uma **base fraca e seu ácido conjugado**. O ácido é capaz de reagir com os íons OH^- adicionados, enquanto a base é capaz de reagir com os íons H_3O^+ adicionados, mantendo, desta forma, o pH da solução aproximadamente constante.

Afirmativa II: falsa. **Soluções-tampão** não podem ser preparadas a partir de um par de ácido forte e seu sal conjugado. Isto ocorre porque ácidos fortes se ionizam completamente em solução, de modo que não haverá ácido não ionizado disponível para reagir com qualquer base adicionada.

Afirmativa III: verdadeira. A dupla conjugada do sistema tampão do ácido acético é o próprio ácido acético (CH_3COOH) e seu ânion acetato (CH_3COO^-).

Resposta: letra B.



6. (IBFC - Prof (SEC BA) - 2023) As concentrações de reagentes e produtos para uma reação em equilíbrio são representadas por uma equação matemática. Na reação $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, a constante de equilíbrio da reação é _____. Se supor que as concentrações no início do processo sejam de 0,2 mol/l para o H_2 e para o I_2 a 400°C , espera-se que a concentração inicial do HI seja 0,0 mol / l. Como passar do tempo, as concentrações dos reagentes _____ e do produto _____ até chegar no _____. A equação que melhor representa a constante de equilíbrio para esse tampão é:

- a) $K = [\text{HI}]^2/([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])$ / diminua/ aumente / equilíbrio
- b) $K = [\text{HI}]^2/([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])$ / aumente / diminua / final
- c) $K = [\text{HI}]/([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])$ / diminua / aumente / equilíbrio
- d) $K = [\text{HI}]/([\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2])$ / aumente / diminua / ápice
- e) $K = [\text{HI}]/([\text{H}_2]^2 \cdot [\text{I}_2]^2)$ / diminua / aumente / equilíbrio

Comentários:

A constante de equilíbrio é dada pela razão entre os produtos das concentrações das espécies químicas no estado final do equilíbrio no numerador e o produto das concentrações iniciais das espécies químicas no denominador, cada uma elevada ao coeficiente estequiométrico na equação química balanceada. No enunciado, a reação dada é $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, em que cada um dos reagentes tem coeficiente estequiométrico igual a 1 e o produto tem coeficiente estequiométrico igual a 2. Portanto, a expressão da constante de equilíbrio é $K = [\text{HI}]^2/[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$. Além disso, conforme a reação progride para a formação do produto, espera-se que as concentrações dos reagentes diminuam e a concentração do produto aumente até que o sistema atinja o equilíbrio.

Resposta: letra A.

7. (IBFC - Prof (SEC BA)/SEC BA/2023) Foi feita uma proposta para um estudante calcular o pH de diversas substâncias. Para o cálculo encontrou dificuldade em uma delas, onde era solicitado que se calculasse o pH de uma solução 0,01 M de NaOH a temperatura de 25°C . Assinale a alternativa que contém o pH calculado de forma correta.

- a) -2
- b) 2
- c) 7
- d) 10
- e) 12



Comentários:

A solução é de um hidróxido, que é uma base forte. Base forte se ioniza completamente, ou seja, 1 mol de NaOH gera 1 mol de OH^- . Portanto, a concentração de OH^- é igual à concentração da base, que é 0,01 mol/L.

A partir da concentração de OH^- podemos calcular a pOH, pela relação $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$. Logo, $\text{pOH} = -\log(0,01) = 2$.

A relação entre pH, pOH é dada por $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Dessa forma, podemos calcular o pH da solução. Logo, $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$.

Resposta: Letra E.

8. (IBFC - Prof (SEC BA)/SEC BA/Educação Básica - 2023) O ácido sulfúrico é um ácido poliprótico que possui duas deprotonação. A primeira deprotonação é _____, já que é um ácido _____. A segunda deprotonação possui uma constante $K_{a2}=0,012$.

Essa característica faz que uma solução de ácido sulfúrico de concentração 0,01 mol l^{-1} tenha um pH de _____.

Assinale a alternativa que preencha correta e respectivamente as lacunas.

- a) parcial / forte / 4,0
- b) completa / forte / 2,0
- c) parcial / fraco / 4,0
- d) completa / forte / 4,0
- e) fraca / fraco / 6,2

Comentários:

O ácido sulfúrico é um ácido forte, então sua primeira desprotonação é completa. Além disso, a fórmula para calcular o pH de uma solução ácida é $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$, então o pH de uma solução 0,01 mol l^{-1} é $-\log(0,01) = 2$.

Resposta: letra B.

9. (IDECAN - Ges Amb (SEMACE)/SEMACE/2023) Reações de neutralização são reações entre um ácido e uma base que produzem sal e água, de acordo com os conceitos de Arrhenius. O sal inorgânico formado é então um produto iônico dessa reação que ao ter contato com a água é dissolvido liberando no mínimo um cátion diferente de H^+ e no mínimo um ânion diferente de OH^- . Considerando a dissolução de um sal em uma solução aquosa neutra, assinale a alternativa correta.



- a) A concentração de íons H^+ aumenta 3 vezes se o pH da nova solução for igual a 4.
- b) A concentração de íons H^+ é reduzida com a dissolução de um sal de carácter ácido.
- c) A concentração de íons H^+ e OH^- permanece a mesma independente do sal dissolvido.
- d) A concentração de íons OH^- aumenta 10 vezes se o pH da nova solução for igual a 8.
- e) A concentração de íons OH^- é reduzida 2 vezes se o pH da nova solução for igual a 8.

Comentários:

Letra A: incorreta. O pH é uma medida logarítmica inversa da concentração de íons H^+ . Portanto, se o pH diminui, em outras palavras, se o pH da solução passar para 4, a concentração de íons H^+ aumenta 10^3 vezes, e não 3 vezes. Isto é, comparando essa concentração com a concentração em água pura, podemos calcular o fator de mudança: $10^{-4}/10^{-7}=10^3=1000$. Portanto, ao mudar o pH de 7 para 4, a concentração de íons H^+ aumenta 1000 vezes, não apenas 3 vezes.

Letra B: incorreta. A dissolução de um sal de carácter ácido em água aumenta a concentração de íons H^+ , pois o sal irá liberar íons H^+ na solução, não reduzindo.

Letra C: incorreta. Dependendo do sal que é dissolvido, a concentração de H^+ e OH^- pode mudar. Se o sal for derivado de um ácido forte e uma base fraca, a concentração de H^+ aumentará. Se o sal for derivado de um ácido fraco e uma base forte, a concentração de OH^- aumentará.

Letra D: correta. O pH e a pOH de uma solução estão relacionados pela seguinte equação: $pH + pOH = 14$. Se a solução tem pH 8, então a pOH é $14 - 8 = 6$. Isso significa que a concentração de OH^- é 10^{-6} mol/L. Em uma solução neutra, o pH é 7, então a pOH é $14 - 7 = 7$ e a concentração de OH^- é 10^{-7} mol/L. Portanto, ao aumentar o pH de 7 para 8, a concentração de OH^- aumenta 10 vezes.

Letra E: incorreta. Como explicado no comentário da letra D, ao aumentar o pH de 7 para 8, a concentração de OH^- aumenta 10 vezes, não reduz 2 vezes.

Resposta: letra D.

10. (Instituto ACCESS - Qui (SAS Barbacena)/SAS Barbacena/2023) (adaptada) Em certos processos industriais, ou mesmo em tratamento de água ou esgoto, é preciso precipitar metais pesados presentes com contaminantes (Hg, Pb, etc.). Geralmente, esses metais pesados são hidrolisados e precipitados na forma de hidróxidos poucos solúveis em água, contudo, como os íons estão em equilíbrio dinâmico com o sólido, alguns íons permanecem em solução. Sendo a solubilidade do sulfeto de cobalto (II) ($K_{ps} = 5 \times 10^{-22}$), assinale a alternativa que apresente a correta concentração do sulfeto de cobalto em água pura.

- a) $2,2 \times 10^{-11}$
- b) $7,2 \times 10^{-11}$

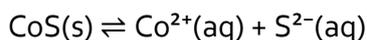


c) $1,2 \times 10^{-22}$

d) $5,2 \times 10^{-22}$

Comentários:

Primeiramente, é importante lembrar que a dissolução do sulfeto de cobalto (II) na água pode ser representada pela seguinte equação:



E cada um destes íons em solução possui igual concentração do sulfeto de cobalto (II). Portanto, podemos escrever a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) como:

$$K_{ps} = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = [\text{S}^{2-}]^2$$

Substituindo o valor de K_{ps} dado no enunciado, podemos calcular a $[\text{S}^{2-}]$.

$$5 \times 10^{-22} = [\text{S}^{2-}]^2 \Rightarrow [\text{S}^{2-}] = \sqrt{5 \times 10^{-22}} = 2,2 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Portanto, a concentração do sulfeto é $2,2 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$.

Resposta: letra A.

11. (Instituto ACCESS - Tec (UFFS)/UFFS/2023) Solução tampão é uma solução aquosa capaz de resistir às mudanças de pH quando ácidos ou bases são adicionados. Nesse contexto, as alternativas abaixo relacionam algumas características dos sistemas tampões, à exceção de uma. Assinale-a.

- a) Alternativamente, tampões podem ser formados por uma base fraca e seu ácido conjugado.
- b) A capacidade tamponante de um sistema tampão depende da concentração dos seus componentes.
- c) Sistemas tampões são extremamente importantes em fluidos biológicos, já que o grau de ionização pode afetar a estabilidade de moléculas e, conseqüentemente, suas funções.
- d) Soluções tampão resistem à mudança de pH por conta do equilíbrio químico entre um ácido fraco e sua base conjugada.
- e) Tampões são formados pela mistura de ácidos fortes e suas bases conjugadas em uma solução de pH próximo ao pK_a da base.

Comentários:

Letra A: correta. Tampões podem de fato ser formados por uma base fraca e seu ácido conjugado. Isso é feito para resistir a mudanças no pH quando ácidos ou bases são adicionados à solução.



Letra B: correta. A capacidade de um sistema tampão em resistir a mudanças no pH é diretamente proporcional à concentração dos componentes do tampão. Quanto maiores as concentrações, maior será a capacidade tamponante.

Letra C: correta. Em ambientes biológicos, os tampões são essenciais para manter o pH estável. As mudanças no grau de ionização podem afetar a estabilidade de moléculas biológicas e, portanto, suas funções.

Letra D: correta. A capacidade de uma solução tampão de resistir a mudanças no pH se deve ao equilíbrio químico entre um ácido fraco e sua base conjugada. Quando um ácido ou base é adicionado, esse equilíbrio é deslocado para compensar a adição, mantendo o pH quase constante.

Letra E: incorreta. Tampões não são formados pela mistura de ácidos fortes e suas bases conjugadas. Na verdade, os tampões são formados pela mistura de um ácido fraco e sua base conjugada ou vice-versa. A afirmação de que o pH da solução de tampão está próximo ao pKa da base está correta, mas não para ácidos fortes, e sim para ácidos fracos.

Resposta: letra E.

12. (Instituto AOCP - Tec (IF MA) - IF MA – 2023) Foi solicitado ao técnico de laboratório de química que preparasse 500 mL de uma solução saturada (sem corpo de fundo) de BaSO_4 , a 25°C . Diante dessa informação, assinale a alternativa que apresenta a quantidade (massa) máxima de BaSO_4 aproximada que estará dissolvida nessa solução.

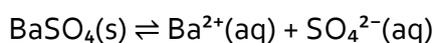
Dado: $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,0 \times 10^{-10}$ (25°C).

- a) $5,0 \times 10^{-6}$ kg
- b) $2,3 \times 10^{-3}$ g
- c) $2,3 \times 10^{-8}$ g
- d) $1,0 \times 10^{-5}$ g
- e) $1,2 \times 10^{-3}$ g

Comentários:

A questão trata do cálculo da solubilidade do BaSO_4 em água. Para resolver a questão, precisamos lembrar que a solubilidade de um sal pouco solúvel é dada pela raiz quadrada do produto de solubilidade (Kps).

O equilíbrio de dissolução do BaSO_4 pode ser representado por:



Cada mol de BaSO_4 que se dissolve forma 1 mol de Ba^{2+} e 1 mol de SO_4^{2-} , portanto, a solubilidade do BaSO_4 (s) será igual a $[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$.



A expressão para o produto de solubilidade do BaSO_4 é:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = s^2$$

Onde s é a solubilidade do BaSO_4 em mol/L.

Podemos então isolar s na equação acima:

$$s = \sqrt{K_{ps}}$$

Substituindo o valor de K_{ps} na equação, temos:

$$s = \sqrt{(1,0 \times 10^{-10})}$$

$$s = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Portanto, a solubilidade do BaSO_4 em mol/L é $1,0 \times 10^{-5}$.

A questão solicita a massa de BaSO_4 que estará dissolvida em 500 mL de solução, ou seja, 0,5 L.

A massa molar do BaSO_4 é 233,4 g/mol.

Portanto, a massa de BaSO_4 que estará dissolvida é:

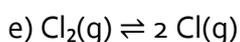
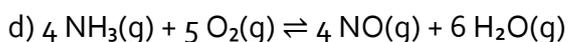
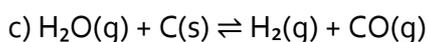
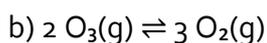
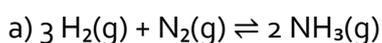
$$m = s \cdot V \cdot M$$

$$m = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 0,5 \text{ L} \times 233,4 \text{ g/mol}$$

$$m = 1,2 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Resposta: letra E.

13. (Instituto AOCP - Tec IF MA/Laboratório/IF MA/2023) Considerando os seguintes equilíbrios químicos, sob temperatura constante, assinale a alternativa que apresenta aquele que será deslocado em direção aos produtos, como consequência da elevação da pressão total do sistema, resultando em compressão do volume da mistura gasosa.

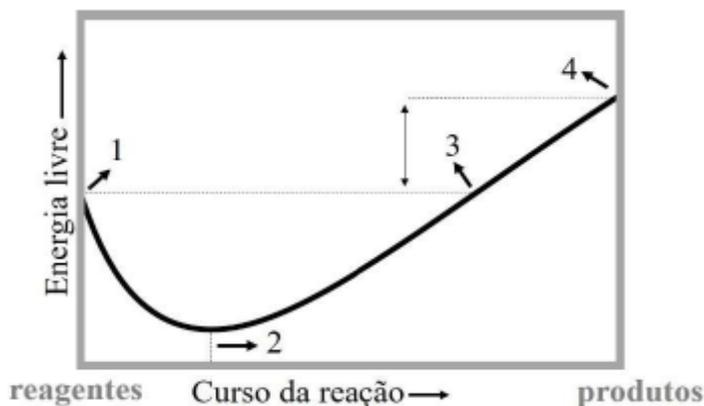


Comentários:

O equilíbrio químico será deslocado para o lado com o menor número de menor volume. No caso, a reação de formação do NH_3 , tem menor número de moléculas de gás no lado dos produtos (2 moléculas de NH_3) do que no dos reagentes (3 moléculas de H_2 e 1 molécula de N_2 , totalizando 4 moléculas). Portanto, ao aumentar a pressão, o sistema se desloca no sentido de menor volume, ou seja, no sentido da formação de NH_3 .

Resposta: letra A.

14. (Unifil - QuiAmb, Pref Faz RG - 2023) A imagem representa a variação da energia livre (energia de Gibbs, ΔG) em função do progresso da reação química.



Considere a imagem para resolver a questão. Na imagem, o ponto que representa o equilíbrio químico da reação é numerado por

- a) 1.
- b) 2.
- c) 3.
- d) 4.

Comentários:

Letra A: incorreta. O ponto 1 na imagem geralmente representa o estado inicial dos reagentes antes da reação começar, portanto não pode ser o ponto de equilíbrio.

Letra B: correta. O ponto de equilíbrio químico de uma reação é o ponto em que a energia livre de Gibbs atinge o valor mínimo. Ou seja, é o ponto onde a reação atinge um estado de mínima energia e máxima estabilidade. Na imagem, isso é representado pelo ponto mais baixo na curva, que é o ponto 2.

Letra C: incorreta. O ponto 3 na imagem geralmente representa um estado intermediário na reação, não o estado de equilíbrio.



Letra D: incorreta. O ponto 4 na imagem geralmente representa o estado final dos produtos após a reação ter ocorrido, e não o ponto de equilíbrio.

Resposta: letra B.

15. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEEx) - EsFCEEx – 2023) A dissolução em água de um comprimido antiácido efervescente forma alguns equilíbrios químicos, entre eles, o sistema carbonato/bicarbonato representado a seguir:



A solução tampão formada nesse sistema envolve o par conjugado ácido-base, nessa ordem:

- a) $\text{HCO}_3^{-} - \text{CO}_3^{2-}$
- b) $\text{CO}_3^{2-} - \text{HCO}_3^{-}$
- c) $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{CO}_2$
- d) $\text{OH}^{-} - \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{HCO}_3^{-} - \text{H}_2\text{CO}_3$

Comentários:

O sistema tampão é formado por um ácido fraco e sua base conjugada. Assim, o par conjugado ácido-base deve ser formado por um ácido e sua respectiva base.

Letra A: correta. O bicarbonato (HCO_3^{-}) atua como ácido, pois doa um próton para formar o íon carbonato (CO_3^{2-}), que é sua base conjugada.

Letra B: incorreta. O íon carbonato (CO_3^{2-}) atua como base, pois recebe um próton para formar o bicarbonato de hidrogênio (HCO_3^{-}), que é seu ácido conjugado. Essa alternativa apresenta a ordem inversa da correta.

Letra C: incorreta. O ácido carbônico (H_2CO_3) e o dióxido de carbono (CO_2) não formam um par ácido-base conjugado.

Letra D: incorreta. O íon hidróxido (OH^{-}) e a água (H_2O) não formam um par ácido-base conjugado.

Letra E: incorreta. O bicarbonato de hidrogênio (HCO_3^{-}) e o ácido carbônico (H_2CO_3) formam um par ácido-base conjugado, mas em um equilíbrio diferente do proposto na questão.

Resposta: letra A.



16. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEX) - EsFCEX - 2023) O equilíbrio $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$, uma das etapas de formação do ácido sulfúrico, apresentou os seguintes valores de pressões parciais à temperatura de 726°C .

P_{SO_2} (bar)	P_{O_2} (bar)	P_{SO_3} (bar)
0,70	0,40	0,080

A constante de equilíbrio para esse sistema tem valor de

- a) 0,33.
- b) 4,2.
- c) 3,1.
- d) 24.
- e) 0,033.

Comentários:

A constante de equilíbrio de um sistema é dada pela razão entre o produto das pressões parciais dos produtos elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos e o produto das pressões parciais dos reagentes elevadas aos seus respectivos coeficientes estequiométricos.

Para o equilíbrio $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$, a expressão da constante de equilíbrio é dada por:

$$K_p = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 \cdot (P_{\text{O}_2})}$$

Substituindo os valores fornecidos na questão na expressão acima, temos:

$$K_p = \frac{(0,080)^2}{(0,70)^2 \cdot (0,40)} = 0,0064 / 0,196 = 0,033$$

Portanto, o valor da constante de equilíbrio para esse sistema é 0,033.

Resposta: letra E.

17. (VUNESP - CFO/QC (EsFCEX) - EsFCEX - 2023) A 100 mL de uma solução contendo $1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ em íons Mg^{2+} foram adicionados 100 mL de hidróxido de sódio $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ precipitando $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (kps, a $25^\circ\text{C} = 9 \times 10^{-12}$). A concentração de íons Mg^{2+} em solução, após a reação é de

- a) $3,6 \times 10^{-5}$
- b) $3,6 \times 10^{-9}$



c) $9,0 \times 10^{-11}$

d) $5,6 \times 10^{-9}$

e) $5,6 \times 10^{-4}$

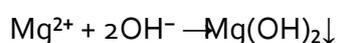
Comentários:

Inicialmente, é importante calcular a quantidade de reagente em mols para Mg^{2+} e OH^- .

Para Mg^{2+} : $1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Para OH^- : $0,10 \text{ mol.L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$

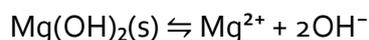
A reação química de precipitação de $Mg(OH)_2$ é dada por:



Pela estequiometria da reação, percebe-se que a quantidade de Mg^{2+} é suficiente para reagir com 2×10^{-3} mol de OH^- (dobro de mols do Mg^{2+}). No entanto, a quantidade de OH^- disponível na solução é de 0,01 mol, ou seja, existe excesso de OH^- .

Portanto, todo o Mg^{2+} irá reagir, formando $Mg(OH)_2$, e ainda sobrar OH^- na solução.

Após a precipitação, alguns íons Mg^{2+} irão se dissolver na solução até atingir o equilíbrio, de acordo com a reação:



A constante do produto de solubilidade (kps) dessa reação é dada por:

$$kps = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 9 \times 10^{-12}$$

Como após a precipitação sobraram $0,01 - 2 \times 10^{-3} = 0,008$ mol de OH^- em 200 mL de solução, então a concentração de OH^- é de $0,008 \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = 0,04 \text{ mol/L}^{-1}$.

Substituindo a concentração de OH^- na expressão do kps, é possível calcular a concentração de Mg^{2+} em equilíbrio:

$$9 \times 10^{-12} = [Mg^{2+}](0,04)^2$$

$$9 \times 10^{-12} = [Mg^{2+}](0,0016)$$

$$[Mg^{2+}] = 9 \times 10^{-12} / 0,0016 = 5,6 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

Resposta: Letra D.



18. (VUNESP - Prof - SEDUC SP - 2023) Considere os dados da tabela sobre constantes de dissociação, a 25 °C, para ácidos e bases.

Nome	Fórmula	Constante
Ácido acético (etanoico)	CH ₃ COOH	1,8x10 ⁻⁵
Ácido clorídrico	HCl	10 ⁷
Ácido fluorídrico	HF	6,8x10 ⁻⁴
Ácido cianídrico	HCN	4,9x10 ⁻¹⁰
Amônia	NH ₃	1,8x10 ⁻⁵
Hidróxido de sódio	NaOH	4,0

A ordem crescente de pH para soluções de mesma concentração dos sais NaCH₃COO, NH₄CH₃COO, NH₄Cl, NaCN e NaF é:

- a) NaCN < NaCH₃COO < NaF < NH₄Cl < NH₄CH₃COO
- b) NH₄CH₃COO < NH₄Cl < NaF < NaCN < NaCH₃COO
- c) NH₄Cl < NH₄CH₃COO < NaF < NaCH₃COO < NaCN
- d) NaF < NaCN < NH₄Cl < NaCH₃COO < NH₄CH₃COO
- e) NaCH₃COO < NH₄Cl < NaCN < NH₄CH₃COO < NaF

Comentários:

A questão aborda o conceito de hidrólise salina, que é a reação dos íons provenientes de um sal com a água, resultando na formação de ácido ou base, que altera o pH da solução. Podemos analisar cada sal separadamente:

O sal **cloreto de amônio (NH₄Cl)** é formado a partir da neutralização entre HCl (ácido forte) e NH₄OH (base fraca), sendo, portanto, **um sal de caráter ácido**. Lembre-se **os sais de caráter ácido são formados, em geral, a partir da neutralização de ácido forte com base fraca**.

O sal **acetato de amônio (NH₄CH₃COO)**: é formado a partir da neutralização entre CH₃COOH (ácido fraco) e NH₄OH (base fraca). O pH será próximo da neutralidade, ligeiramente ácido ou neutro.

O sal **fluoreto de sódio (NaF)** é formado a partir da neutralização entre HF (ácido fraco) e NaOH (base forte), sendo, portanto, **um sal de caráter básico**. Lembre-se **os sais de caráter básico são formados, em geral, a partir da neutralização de base forte com ácido fraco ou, no máximo, moderado**.

O sal **acetato de sódio (NaCH₃COO)** é formado a partir da neutralização entre HF (ácido fraco) e NaOH (base forte), sendo, portanto, **um sal de caráter básico**. Solução claramente básica, mais do que NaF, pois o ácido acético é um ácido mais fraco em comparação com o HF.



Por fim, o sal **cianeto de sódio (NaCN)** é formado a partir da neutralização entre HCN (ácido fraco) e NaOH (base forte), sendo, portanto, **um sal de caráter básico**. Solução fortemente básica, já que o CN^- é a base conjugada de um ácido extremamente fraco.

Analisando os resultados, podemos concluir que a ordem crescente de pH é: $\text{NH}_4\text{Cl} < \text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} < \text{NaF} < \text{NaCH}_3\text{COO} < \text{NaCN}$.

Resposta: Letra C.

19. (VUNESP - Prof (SEDUC SP)/SEDUC SP - 2023) A acidose respiratória é uma situação relacionada com a diminuição do pH sanguíneo, em valor inferior a 7,35. Ela ocorre em situações relacionadas a diferentes distúrbios no organismo humano e que resultam em acúmulo de ácido carbônico no sangue. Qualquer situação que leva à acidose respiratória deve ser imediatamente verificada para evitar problemas maiores. Essa diminuição do pH sanguíneo ocorre devido

- a) ao aumento da concentração de O_2 no interior das hemácias.
- b) à diminuição da eliminação de CO_2 pelo sistema respiratório.
- c) ao aumento da concentração O_2 no plasma sanguíneo.
- d) à diminuição da concentração de CO_2 no sangue.
- e) ao aumento da concentração do CO_2 no interior das hemácias.

Comentários:



Letra A: incorreta. O aumento da concentração de O_2 no interior das hemácias não tem relação direta com a diminuição do pH sanguíneo. O pH é uma medida da acidez, portanto é diretamente relacionado à concentração de íons H^+ , e não de O_2 .

Letra B: correta. A diminuição da eliminação de CO_2 pelo sistema respiratório resulta em um aumento na produção de ácido carbônico (H_2CO_3), que se dissocia em H^+ e HCO_3^- , aumentando a concentração de íons H^+ e, conseqüentemente, diminuindo o pH.

Letra C: incorreta. O aumento da concentração de O_2 no plasma sanguíneo não está relacionado com a diminuição do pH sanguíneo.

Letra D: incorreta. A diminuição da concentração de CO_2 no sangue resultaria em uma diminuição da concentração de ácido carbônico, e conseqüentemente, um aumento no pH, e não uma diminuição.

Letra E: incorreta. O aumento da concentração de CO_2 no interior das hemácias pode levar ao aumento da produção de ácido carbônico, mas o texto se refere à concentração de ácido carbônico no sangue, e não especificamente no interior das hemácias.



Resposta: letra B.

20. (CEBRASPE - Cad (CBM TO) - CBM TO - 2023) Considerando que esteja em equilíbrio a reação $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g)$, em que a, b e c representam os coeficientes estequiométricos das substâncias A, B e C, respectivamente, assinale a opção correta.

- a) Caso $a + b > c$, um aumento na pressão deslocará a reação no sentido da formação dos reagentes A e B.
- b) Caso a formação de C seja um processo endotérmico, um aumento na temperatura deslocará o equilíbrio no sentido da formação de A e B.
- c) A adição de um catalisador influenciará diretamente a quantidade de produto C formado.
- d) A remoção de C do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, favorecendo a formação de mais produto.

Comentários:

Letra A: incorreta. O aumento da pressão deslocará a reação para o lado que produz o menor volume. Então, se $a + b > c$, o aumento na pressão deslocará o equilíbrio para os produtos, não os reagentes.

Letra B: incorreta. Se a formação de C é um processo endotérmico, então um aumento na temperatura deslocará o equilíbrio para a formação de mais C, não A e B, de acordo com o Princípio de Le Chatelier.

Letra C: incorreta. A adição de um catalisador não muda a quantidade de produto formado em um equilíbrio. Apenas acelera a taxa em que o equilíbrio é alcançado.

Letra D: correta. A remoção de um produto de um sistema em equilíbrio, neste caso C, deslocará o equilíbrio no sentido de formar mais produto, ou seja, mais C, para substituir o que foi removido.

Resposta: Letra D.

21. (CEBRASPE - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Considerando-se que a constante de equilíbrio K_c da reação em apreço valha $5,00 \times 10^{18}$, é correto concluir que a concentração de HCl no equilíbrio será igual a 1×10^{-2} mol/L.

Comentários:



A constante de equilíbrio K_2 é dada pela expressão $K_c = ([HCl]^2) / ([H_2][Cl_2])$. Podemos usar a constante fornecida e as concentrações dos reagentes para encontrar a concentração do produto, HCl. A expressão fica da seguinte forma:

$$5,00 \times 10^{18} = ([HCl]^2) / ((1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}) \times (2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L})).$$

$$[HCl]^2 = 5 \cdot 2 \cdot 1 \cdot 10^{18} \cdot 10^{-11} \cdot 10^{-10}$$

$$[HCl]^2 = 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-2}$$

$$[HCl] = 10^{-1}$$

Resposta: Errado.

22. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL - 2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl, as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.

Considerando-se que a formação de HCl pela reação em tela é exotérmica, é correto concluir que a diminuição da temperatura tenderá a deslocar o equilíbrio da reação no sentido de formar mais HCl.

Comentários:

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, se a reação é exotérmica (ou seja, libera calor), a diminuição da temperatura favorece o deslocamento do equilíbrio para o sentido em que há produção de calor, ou seja, no sentido da formação de mais HCl.

Resposta: Certo.

23. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl, as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ e $2,00 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$, julgue o item seguinte.

Ao se adicionar $Cl_2(g)$ à mistura em equilíbrio, a reação tenderá a se deslocar no sentido de formação do produto.

Comentários:

A questão aborda o princípio de Le Chatelier que estabelece que, quando um sistema em equilíbrio é submetido a uma perturbação, o sistema se ajusta para minimizar o impacto. Nesse caso, a alteração é a



adição de Cl_2 (g) à mistura em equilíbrio. Quando se acrescenta mais Cl_2 , o equilíbrio é perturbado, e o sistema se ajusta para se livrar do excesso de Cl_2 . A reação pode fazer isso se deslocando no sentido da formação do produto (HCl), que consome Cl_2 .

Resposta: Certo.

24. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023) Os ácidos são substâncias amplamente encontradas em vários sistemas, um exemplo é o ácido clorídrico, que, em solução aquosa, reage com o hidróxido de sódio formando sal e água em uma reação que se chama reação de neutralização. Julgue o item seguinte, referente à propriedades e definições funcionais dos ácidos.

Quanto menor for o valor de constante de acidez (K_a), mais forte será o ácido, ou seja, mais íons estarão presentes no equilíbrio em relação às moléculas não ionizadas.

Comentários:

Esta afirmação é incorreta. A constante de acidez (K_a) é um indicador da força do ácido, sendo que um ácido forte terá um alto valor de K_a e um ácido fraco terá um baixo valor de K_a . Isso significa que um ácido com uma elevada constante de acidez (K_a) irá ionizar seus íons numa maior extensão, o que torna a solução mais ácida. Por outro lado, um ácido com um baixo valor de K_a irá ionizar menos, o que torna a solução menos ácida. Portanto, quanto menor for o valor de K_a , mais fraco será o ácido, o que é o oposto do afirmado na questão.

Resposta: Errado.

25. (CEBRASPE (CESPE) - Per Crim (POLC AL)/POLC AL/Engenharia Química, Bioquímica, Química, Química Industrial/2023)



Considerando a reação química acima e que, em uma mistura em equilíbrio entre H_2 e Cl_2 para formar HCl , as concentrações de H_2 e Cl_2 sejam, respectivamente, $1,00 \times 10^{-11}$ mol/L e $2,00 \times 10^{-10}$ mol/L, julgue o item seguinte.

Em um equilíbrio químico, quando a constante de equilíbrio K_c for baixa, o equilíbrio químico estará deslocado para os produtos, o rendimento da reação será alto e a concentração dos reagentes será baixa no momento em que o equilíbrio for atingido.

Comentários:

Na afirmação acima, quando se afirma que uma baixa constante de equilíbrio (K_c) resulta em um equilíbrio químico deslocado para os produtos, isso está incorreto. Na verdade, uma baixa constante de equilíbrio indica que o equilíbrio está deslocado para os reagentes, não para os produtos. Por conseguinte, se a constante de equilíbrio for baixa, o rendimento da reação não será alto, mas sim baixo, uma vez que mais reagentes estarão presentes no momento em que o equilíbrio for atingido.



Resposta: Errado.

26. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS) - PETROBRAS - 2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Um aumento de pressão no sistema onde ocorre a reação II favorece a decomposição do gás AB.

Comentários:

Ao aumentar a pressão em um sistema no equilíbrio, o sistema se desloca no sentido de diminuir o número de moléculas gasosas. Na reação II, temos 4 moléculas de AB se decompondo em 4 moléculas (2 de A_2 e 2 de B_2). Assim, **o número de moléculas gasosas não muda com a reação**. Logo, o aumento da pressão não irá favorecer nem a formação nem a decomposição das moléculas de AB.

Resposta: Errado.

27. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

A relação entre as duas constantes de equilíbrio é $K_2 = K_1^{-2}$.

Comentários:

Nessa questão é necessário apenas descobrir o K_1 e o K_2 e verificar a relação entre eles, portanto de acordo com a fórmula teremos que:

$$K_1 = \frac{[AB]^2}{[A_2] \cdot [B_2]}$$

$$K_2 = \frac{[A_2]^2 \cdot [B_2]^2}{[AB]^4}$$

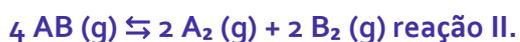
Fazendo então K_1^{-2} teremos que

$$K_1^{-2} = \frac{[A_2]^2 \cdot [B_2]^2}{[AB]^4} = K_2$$

Resposta: Certo.



28. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.

Considere-se que, processando-se a reação I em um recipiente fechado de 2 L na temperatura T_1 , o equilíbrio tenha sido atingido com 1×10^{-2} mol de A_2 , 2×10^{-2} mol de B_2 e 4×10^{-2} mol de AB. Assim, caso a temperatura seja alterada para T_2 , na qual a constante de equilíbrio seja igual a 40, é correto afirmar que, a partir da condição de equilíbrio anterior, a reação favorecida será a inversa, no sentido da formação dos reagentes A_2 e B_2 .

Comentários:

Por meio dos dados da questão teremos que calcular o K_c antes do aumento de temperatura.

$$K_1 = \frac{[AB]^2}{[A_2] \cdot [B_2]}$$

$$[AB] = 4 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 2 \times 10^{-2}$$

$$[A] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 1 \times 10^{-2}$$

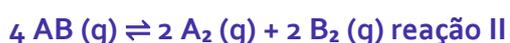
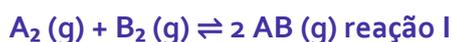
$$[B] = 1 \times 10^{-2} \text{ mol} / 2 \text{ L} = 0,5 \times 10^{-2}$$

Substituindo os valores teremos que: $K_1 = 8$.

Dessa forma, com o aumento da temperatura tivemos o aumento do K_c e como por K_1 temos que ele representa produtos/reagentes se houve um aumento dessa relação então há um favorecimento para formação dos produtos e não dos reagentes.

Resposta: Errado.

29. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Considere as seguintes reações químicas genéricas.



Considerando K_1 e K_2 como as constantes de equilíbrio das reações I e II, respectivamente, julgue os itens subsequentes, referentes aos equilíbrios e às espécies envolvidas.



Representando-se por K_c e K_p as constantes de equilíbrio em termos de concentração e pressão, respectivamente, e considerando-se a constante universal dos gases ideais (R) igual a $0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, é correto afirmar que, para a reação I, com $K_c = 30$ a 573 K , tem-se $K_c < K_p$.

Comentários:

A questão traz um equívoco no enunciado, pois segundo a relação entre as constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c) e pressão (K_p), temos que $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, onde Δn é a diferença entre os números de moles de gás dos produtos e dos reagentes. Para a reação I, $\Delta n = 2 - 2 = 0$. Com $\Delta n = 0$, temos que $K_p = K_c$.

Resposta: Errado.

30. (CEBRASPE (CESPE) - PPNT (PETROBRAS)/PETROBRAS/Operação/2023) Estudos termodinâmicos de sistemas que contêm ácido sulfídrico (H_2S) e sulfeto de ferro (FeS) são de particular relevância para diversas áreas, entre as quais se inclui a produção de petróleo e gás em ambientes ácidos. Nesse contexto, durante a corrosão do aço carbono pelo H_2S , é formado um filme de FeS (mackinawita), conforme a equação a seguir.

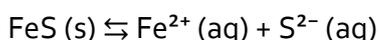


A partir do texto anterior, sabendo que $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$ e $M_{\text{S}} = 32 \text{ g/mol}$, bem como desprezando a formação de outras espécies de íons de enxofre, julgue o item a seguir.

Considere-se que, para a reação $\text{FeS (s)} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} \text{ (aq)} + \text{S}^{2-} \text{ (aq)}$, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, a constante do produto da solubilidade (K_{ps}) seja igual a $2,56 \times 10^{-18}$. Nesse caso, quando o equilíbrio for alcançado, a solubilidade do FeS em água será inferior a $2 \times 10^{-7} \text{ g/L}$, desconsiderando-se qualquer hidrólise posterior dos íons.

Comentários:

O equilíbrio para a dissolução de FeS é dado pela expressão:



Para esta reação a constante do produto da solubilidade (K_{ps}) é definida como o produto das concentrações em equilíbrio dos íons no meio, ou seja,

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{+2}][\text{S}^{-2}]$$

Como cada mol de FeS dissolvido produz um mol de cada íon, podemos dizer que $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = S$, em que S representa a solubilidade de FeS . Assim, a expressão para K_{ps} se torna:

$$K_{ps} = S^2$$

Substituindo o valor dado de K_{ps} , teremos:



$$2,56 \times 10^{-18} = S^2$$

Resolvendo para S, obtemos:

$$S = \sqrt{2,56 \times 10^{-18}} = 1,6 \times 10^{-9} \text{ mol} / L$$

Note que a solubilidade está expressa em mol/L, mas o item nos pede para julgar uma afirmação que está em g/L. Para converter de mol/L para g/L, precisamos multiplicar a solubilidade em mol/L pela massa molar do FeS. A massa molar do FeS é a soma das massas molares do Fe e do S, que são, respectivamente, 56 g/mol e 32 g/mol, totalizando 88 g/mol. Então:

$$S = 1,6 \times 10^{-9} \text{ mol} / L \times 88 \text{ g} / \text{mol}$$

$$S = 1,408 \times 10^{-7} \text{ g} / L$$

Resposta: Certo.

31. (CEV URCA - Vest - URCA/2023) Qual dos sais abaixo tem o caráter mais ácido?

- a) NaCl
- b) Na₂SO₄
- c) FeCl₃
- d) KNO₃
- e) CH₃COONa

Comentários:

Letra A: NaCl, é formado por um cátion de uma base forte (NaOH) e um ânion de um ácido forte (HCl). Portanto, não apresenta caráter ácido nem básico.

Letra B: Na₂SO₄, é formado por um cátion de uma base forte (NaOH) e um ânion de um ácido forte (H₂SO₄). Portanto, não apresenta caráter ácido nem básico.

Letra C: FeCl₃, é formado por um cátion de uma base fraca (Fe(OH)₃) e um ânion de um ácido forte (HCl). Portanto, apresenta caráter ácido, pois o cátion Fe³⁺ tem a capacidade de receber um par de elétrons e se comportar como um ácido de Lewis.

Letra D: KNO₃, é formado por um cátion de uma base forte (KOH) e um ânion de um ácido forte (HNO₃). Portanto, não apresenta caráter ácido nem básico.

Letra E: CH₃COONa, é formado por um cátion de uma base forte (NaOH) e um ânion de um ácido fraco (CH₃COOH). Portanto, apresenta caráter básico, pois o ânion CH₃COO⁻ pode doar um par de elétrons e se comportar como uma base de Lewis.



Resposta: letra C.

32. (COCP IFMT - PEBTT - IF MT - 2023) A reação entre $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ de N_2 (g) com $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ de H_2 (g) resulta em $0,60 \text{ mol.L}^{-1}$ de NH_3 (g) quando atingido o equilíbrio químico. Considerando que a reação química ocorre em condições normais de temperatura e pressão, assinale a alternativa que indica o valor correto da constante de equilíbrio em função da concentração (K_c) nessas condições. Considere a equação química não balanceada: N_2 (g) + H_2 (g) \rightleftharpoons NH_3 (g).

a) 0,067.

b) 15.

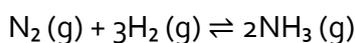
c) 22,5.

d) 75.

e) 225.

Comentários:

A equação química balanceada para a reação é:



O problema nos dá as concentrações no equilíbrio: $[\text{N}_2] = 0,20 \text{ mol/L}$, $[\text{H}_2] = 0,20 \text{ mol/L}$ e $[\text{NH}_3] = 0,60 \text{ mol/L}$. Substituindo esses valores na expressão do K_c , temos:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{([\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3)} = \frac{(0,60 \text{ mol/L})^2}{(0,20 \text{ mol/L}) \times (0,20 \text{ mol/L})^3}$$

$$K_c = 225.$$

Resposta: Letra E.

33. (COCP IFMT - PEBTT - IF MT – 2023) Considerando a equação de equilíbrio a $160 \text{ }^\circ\text{C}$



Foi realizado um experimento, à mesma temperatura, e após o equilíbrio determinaram-se as seguintes concentrações:

$$[\text{PCl}_5] = 0,027 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_3] = 0,046 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,012 \text{ mol.L}^{-1}$$

Desse modo, pode-se dizer que o valor da constante K_c corresponde, aproximadamente, a:



- a) 48,913
- b) 2,148
- c) 0,200
- d) 0,002
- e) 0,020

Comentários:

Basta substituir os valores na expressão da constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

$$K_c = 0,046 \text{ mol.L}^{-1} \cdot 0,012 \text{ mol.L}^{-1} / 0,027 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_c = 0,020$$

Resposta: letra E.

34. (COCP IFMT - PEBTT - IF MT/2023) "Em uma solução ácida a concentração de íons hidrogênio (hidrônio) é maior do que a de íons hidróxido". Considerando uma solução de HCl de concentração $4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ($\log 4,6 = 0,66$), a alternativa que indica o pH e o pOH corretamente é:

- a) 2 e 12.
- b) 2,34 e 11,66.
- c) 11,66 e 2,34.
- d) 12 e 2.
- e) 1,6 e 12,4.

Comentários:

Para calcular o pH de uma solução ácida, utilizamos a fórmula $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$. Nessa questão, temos que a concentração de íons H^+ é $4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Substituindo esse valor na fórmula, temos que:

$$\text{pH} = -\log (4,6 \cdot 10^{-3})$$

Utilizando a propriedade logarítmica na qual o logaritmo do produto de dois ou mais números positivos é igual à soma dos logaritmos de cada um desses números temos:

$$\text{pH} = -\log (4,6 \cdot 10^{-3}) = -(\log 4,6 + \log 10^{-3}) = -(0,66 - 3) = 2,34$$



O pOH é calculado usando a fórmula $pOH = 14 - pH$. Substituindo o valor do pH que acabamos de calcular na fórmula, temos que $pOH = 14 - 2,34$, que resulta em $pOH = 11,66$.

Resposta: letra B.

35. (COMPERVE - Qui (UFRN)/UFRN - 2023) Uma solução foi preparada dissolvendo-se 0,82 g de acetato de sódio (CH_3COONa) em solução de ácido acético $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ e completando-se o volume para 500 mL com a própria solução de ácido acético, considerando-se que $pK_a=4,76$. Nesse caso, o pH desta solução é

- a) 4,76.
- b) 5,12.
- c) 6,82.
- d) 8,22.

Comentários:

A questão envolve o cálculo do pH de uma solução de tampão. A solução de tampão é uma mistura de um ácido fraco (ácido acético) e suas respectivas bases conjugadas (acetato de sódio), que tem a propriedade de resistir a mudanças de pH quando pequenas quantidades de ácido ou base são adicionadas.

Para calcular o pH da solução de tampão, usamos a equação de Henderson-Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Primeiro, precisamos calcular as concentrações em mol/L de ácido acético (HA) e acetato de sódio (A^-). A concentração do ácido acético (HA) é dada como $0,02 \text{ mol/L}$.

A massa molar do acetato de sódio é 82 g/mol . Então, $0,82 \text{ g}$ correspondem a $0,01 \text{ mol}$. Como a solução é de 500 mL (ou $0,5 \text{ L}$), a concentração $[A^-] = 0,01 \text{ mol} / 0,5 \text{ L} = 0,02 \text{ mol/L}$.

Substituindo na equação de Henderson-Hasselbalch temos:

$$pH = 4,76 + \log(0,02/0,02)$$

$$pH = 4,76 + \log(1)$$

$$pH = 4,76$$

Resposta: letra A.



36. (COMPERVE - Qui (UFRN)/UFRN/2023) O equilíbrio químico é um dos aspectos básicos para a compreensão de uma reação química como um sistema. Sobre essa temática, avalie as afirmativas abaixo.

I A natureza dinâmica do equilíbrio químico decorre da permanente igualdade estabelecida entre as velocidades de duas reações químicas opostas.

II Atingido o estado de equilíbrio espontaneamente, continua naturalmente o balanço entre as velocidades opostas.

III O estado de equilíbrio depende da direção em que a reação se processa; ou seja, é atingido partindo-se da reação direta ou inversa.

IV O estado de equilíbrio é alcançado quando as moléculas atingem o mínimo de energia e o máximo de entropia.

Das afirmativas, estão corretas:

a) I e IV.

b) III e IV.

c) II e III.

d) I e II.

Comentários:

Afirmativa I: verdadeira. No equilíbrio químico, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa, mantendo assim as concentrações das substâncias constantes.

Afirmativa II: verdadeira. Após alcançado o estado de equilíbrio, este se mantém, desde que as condições do sistema não sejam alteradas. Portanto, as velocidades das reações direta e inversa permanecem iguais.

Afirmativa III: falsa. O estado de equilíbrio é atingido independentemente da direção em que a reação se processa. Seja partindo dos reagentes (reação direta) ou dos produtos (reação inversa), o equilíbrio é o mesmo.

Afirmativa IV: falsa. O equilíbrio é estabelecido quando as velocidades das reações direta e inversa se igualam. Este estado não é determinado apenas pelo mínimo de energia ou máximo de entropia das moléculas, mas sim pelo ponto em que a energia livre de Gibbs do sistema é minimizada, o que pode não coincidir com esses extremos. A energia livre de Gibbs é uma função que combina a entalpia e a entropia do sistema, refletindo a energia disponível para realizar trabalho a uma temperatura constante. Portanto, equilíbrio é mais uma condição de estabilidade termodinâmica onde a variação da energia livre de Gibbs (ΔG) é zero, indicando um equilíbrio dinâmico entre as reações que ocorrem em direções opostas.

Resposta: letra A.



37. (COMPERVE (UFRN) - Qui (UFRN)/UFRN/2023 Química e Engenharia Química) Os constituintes inorgânicos dissolvidos nos corpos hídricos provêm de minerais em contato com a água e de outros componentes da atmosfera, como é o caso do dióxido de carbono. O conteúdo de gás carbônico da atmosfera pode ser de origem natural ou antropogênica e está associado aos equilíbrios de dissolução e precipitação dos minerais, conforme a reação a seguir, estabelecendo-se um dos equilíbrios mais fundamentais nesses sistemas.



Sobre essa temática, avalie as afirmativas abaixo.

I Há presença de uma capacidade tamponante, responsável pelo equilíbrio ácido-base nesses corpos hídricos.

II O aumento da PCO_2 promove uma maior precipitação de minerais, representado na equação pelo CaCO_3 .

III O aumento da acidez do meio promove dissolução de minerais, representado na equação pelo CaCO_3 .

IV O aumento da queima de combustíveis fósseis desloca, para esquerda, o equilíbrio da reação apresentada acima.

Estão corretas as afirmativas

- a) I e III
- b) II e III
- c) II e IV
- d) I e IV

Comentários:

Afirmativa I: correta. A equação apresentada indica a formação de íons bicarbonato, que nesse caso atuam de forma direta equilibrando o pH, portanto, conferindo propriedade tamponante ao sistema.

Afirmativa II: incorreta. O aumento da PCO_2 (pressão parcial do CO_2) desloca a reação para a direita, segundo o Princípio de Le Chatelier, promovendo a dissolução de minerais (representada pelo CaCO_3), e não a precipitação. Isto porque, do lado dos produtos há 0V, menor volume, e do lado dos reagentes há 1V.

Afirmativa III: correta. O aumento da acidez do meio (aumento da concentração de íons H^+) favorece a dissolução de minerais, representada na equação pela reação do CaCO_3 com o CO_2 e a água para formar íons bicarbonato e Ca^{2+} .



Afirmativa IV: incorreta. O aumento da queima de combustíveis fósseis resulta no aumento da concentração de CO_2 na atmosfera. Isso deslocaria a reação para a direita (formação de mais produtos), e não para a esquerda.

Resposta: Letra A.

38. (COMPERVE (UFRN) - Qui (UFRN)/UFRN/2023) Um dos cuidados que se deve ter ao preparar uma solução de cloreto férrico é o de evitar hidrólise com consequente precipitação do hidróxido férrico ($K_{ps}=3,8 \cdot 10^{-38}$). Para evitar que isso ocorra, deve-se preparar a solução

- a) em meio ácido.
- b) em meio alcalino.
- c) em meio neutro.
- d) em pH constante.

Comentários:

Letra A: correta. A hidrólise do cloreto férrico gerará íons Fe^{3+} e Cl^- . Os íons Fe^{3+} reagem com a água, originando hidróxido férrico, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, que é um precipitado. Por ser uma reação reversível, ela pode ser evitada se o meio for ácido, pois a presença de H^+ inibe a formação de OH^- pela água, deslocando o equilíbrio para a esquerda e evitando a formação do precipitado.

Letra B: incorreta. Em meio alcalino, a hidrólise do cloreto férrico seria favorecida, aumentando a possibilidade de formação do precipitado de hidróxido férrico.

Letra C: incorreta. Em meio neutro, a hidrólise do cloreto férrico ainda poderia ocorrer, levando à formação do precipitado.

Letra D: incorreta. Manter o pH constante não necessariamente previne a hidrólise do cloreto férrico. O importante é manter o meio ácido para evitar a formação do precipitado.

Resposta: letra A.

39. (COMVEST UNICAMP - Vest (UNICAMP) - 2023) Um artigo – publicado no volume 70 da Revista Instituto Adolfo Lutz, de 2011 – relata que, na obtenção do tucupi, a manipueira recém-extraída apresentou uma concentração de 227,8 mg/L de cianeto total e 46,6 mg/L de cianeto livre. Após a fermentação, a concentração de cianeto total foi de 37,1 mg/ml enquanto que a de cianeto livre foi de 8,9 mg/L. Quanto aos demais parâmetros do tucupi, os valores encontrados foram: $\text{pH}=3,6$ e acidez total titulável= $12,3$ meq $\text{NaOH}/100$ mL. Assim, pode-se concluir que o tucupi é um líquido que apresenta um caráter

- a) ácido e que a fermentação da manipueira eliminou cerca de 80% de ambas as formas de cianeto.



- b) ácido e que a fermentação eliminou cerca de 40% do cianeto total.
- c) básico e que a fermentação eliminou cerca de 80% de ambas as formas de cianeto.
- d) básico e que a fermentação eliminou cerca de 40% do cianeto total.

Comentários:

Letra A: correta. O pH abaixo de 7 indica caráter ácido. A redução de cianeto é calculada como: $(227,8 - 37,1) / 227,8 \times 100\% \approx 83,7\%$ para o cianeto total e $(46,6 - 8,9) / 46,6 \times 100\% \approx 80,9\%$ para o cianeto livre.

Resposta: letra A.

40. (FGV - PEB - SEDUC TO - 2023) Os compostos anfetamínicos atuam como estimulantes do sistema nervoso central, sendo uma das suas principais características a eliminação da sonolência. A anfetamina é rapidamente absorvida após a administração oral, distribuindo-se, preferencialmente, no cérebro, rins e pulmões. Os compostos resultantes da sua biotransformação, bem como a substância alterada são excretados pela urina. Sabe-se ainda que a anorexia causada por esses compostos pode provocar uma cetose, com conseqüente acidificação da urina. Considere o pH 6,0 da urina um valor dentro dos padrões. A urina de um indivíduo que sofre de anorexia, após consumo de anfetamina, pode ter

- a) $[H^+] > 6,0$
- b) $[OH^-] = 8,0$
- c) $[H^+] = 6,0$
- d) $[OH^-] > 10^{-8}$
- e) $[H^+] > 10^{-6}$

Comentários:

Letra A: incorreta. A concentração de íons H^+ , expressa em mol/L, não pode ser maior que 6,0. Isso contradiz a definição de pH, que é o logaritmo negativo da concentração de H^+ . Assim, se $pH = 6,0$, então $[H^+] = 10^{-6}$.

Letra B: incorreta. A concentração de OH^- não tem relação direta com o valor do pH. Por isso, não podemos afirmar que $[OH^-] = 8,0$.

Letra C: incorreta. Novamente, a concentração de H^+ não pode ser igual a 6,0. Isso contradiz a definição de pH.

Letra D: incorreta. A concentração de OH^- ser maior que 10^{-8} não implica necessariamente em um pH menor que 6,0. Isso porque, a partir da expressão $K_w = [H^+].[OH^-]$, em que K_w é a constante de ionização da água,



é possível ter uma concentração de OH^- maior que 10^{-8} e ainda assim ter uma concentração de H^+ correspondente a um pH de 6,0.

Letra E: correta. Como mencionado anteriormente, se $\text{pH} = 6,0$, então $[\text{H}^+] = 10^{-6}$. Portanto, se a urina está acidificada (ou seja, $\text{pH} < 6,0$), a concentração de H^+ será maior que 10^{-6} .

Resposta: letra E.

41. (FGV - PEB (SEDUC TO)/SEDUC TO/2023) Em um recipiente fechado à determinada temperatura, o equilíbrio $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ é estabelecido com as pressões parciais de $\text{SO}_2(\text{g})$ e $\text{O}_2(\text{g})$ iguais, respectivamente a 0,8 atm e a 0,4 atm. A pressão total do sistema é de 1,4 atm. Assinale a opção que indica o valor da constante de equilíbrio em função das pressões.

a) 8,8.

b) 6,4.

c) 4,2.

d) 1,6.

e) 0,16.

Comentários:

No caso deste equilíbrio, temos a seguinte relação:

$$K_{ps} = \frac{P_{\text{SO}_2} \times P_{\text{O}_2}}{P_{\text{SO}_3}^2}$$

As pressões parciais de SO_2 e O_2 são dadas no enunciado como sendo respectivamente 0,8 atm e 0,4 atm. A pressão parcial de SO_3 pode ser encontrada pela diferença entre a pressão total (1,4 atm) e a soma das pressões de SO_2 e O_2 , ou seja, $1,4 - 0,8 - 0,4 = 0,2$ atm.

Substituindo estes valores na fórmula de K_p , temos:

$$K_{ps} = \frac{0,8^2 \times 0,4}{0,2^2} = 6,4$$

Resposta: letra B.

42. (FGV - Prof (Pref SP) - 2023) Ácido crotônico é um composto insaturado de cadeia normal. Ele é sólido, de ponto de fusão $71,6^\circ\text{C}$, e, em soluções aquosas, comporta-se como um ácido fraco, com $K_a = 2 \times 10^{-5}$. Uma solução aquosa de ácido crotônico foi preparada pela dissolução de 2,15g do ácido em água, sendo o volume final igual a 500mL. [Dados: massas molares (em $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$). C: 12; H: 1; O: 16.



O pH dessa solução é igual a

- a) 1,30.
- b) 2,50.
- c) 3,00.
- d) 4,30.
- e) 5,00.

Comentários:

O ácido crotônico possui a fórmula molecular $C_4H_6O_2$. Portanto, sua massa molar é igual a $4 \times 12 + 6 \times 1 + 2 \times 16 = 86 \text{ g.mol}^{-1}$.

A quantidade de mols do ácido na solução pode ser calculada dividindo a massa do ácido pela sua massa molar, ou seja, $n = m/M = 2,15 \text{ g} / 86 \text{ g.mol}^{-1} = 0,025 \text{ mol}$.

A concentração (C) do ácido crotônico na solução é dada pela razão entre a quantidade de mols e o volume da solução, ou seja, $C = n/V = 0,025 \text{ mol} / 0,500 \text{ L} = 0,050 \text{ mol/L}$.

Assumindo que $[H^+] = x$ e, portanto, $[A^-] = x$, podemos desprezar x no denominador da equação da constante de acidez (K_a), já que $C > 100K_a$. Ou seja, $[C_4H_5O_2] = C - x \approx C = 0,050 \text{ M}$.

Portanto, a equação final para resolver o valor de x (ou $[H^+]$) é:

$$K_{ps} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,05}$$

$$x = \sqrt{2 \times 10^{-5} \cdot 0,05}$$

$$x = 10^{-3}$$

O pH da solução é igual ao negativo do logaritmo base 10 da concentração dos íons H^+ , ou seja, $pH = -\log [H^+] = -\log(10^{-3}) = 3,00$.

Resposta: letra C.

43. (FGV - Prof (Pref SP) - 2023) Um reator foi carregado com 2,5 mols de etanol e 2,5 mols de ácido acético. A mistura foi levemente agitada e a reação de esterificação (ácido acético + etanol \rightleftharpoons acetato de etila + água) foi conduzida sob temperatura constante por tempo suficiente para que o sistema atingisse o equilíbrio. Nesta temperatura, a constante de equilíbrio, K_c , vale 4. O número de mols de

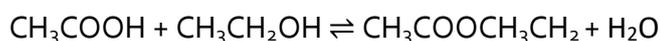


acetato de etila presente no meio reacional após o equilíbrio ter sido atingido será, aproximadamente, igual a

- a) 5,0.
- b) 4,2.
- c) 2,5.
- d) 1,7.
- e) 0,8.

Comentários:

A reação de esterificação pode ser representada pela equação



Inicialmente, temos 2,5 mol de cada um dos reagentes e nenhum produto. Vamos supor que, ao atingir o equilíbrio, o sistema consumiu x mol de cada um dos reagentes para produzir x mol de cada um dos produtos. As concentrações molares no equilíbrio serão então:

$$[\text{ácido acético}] = [\text{etanol}] = 2,5 - x$$

$$[\text{acetato de etila}] = [\text{água}] = x$$

Substituindo esses valores na expressão para a constante de equilíbrio K_c , temos

$$K_c = \frac{[\text{acetato de etila}] \cdot [\text{água}]}{[\text{ácido acético}] \cdot [\text{etanol}]}$$

$$4 = \frac{x \cdot x}{(2,5 - x) \cdot (2,5 - x)}$$

$$4 = \frac{x^2}{(2,5 - x)^2}$$

Expansão do quadrado:

$$x^2 = 4x(6,25 - 5x + x^2)$$

Simplificando e distribuindo o 4:

$$x^2 = 25 - 20x + 4x^2$$

Reorganizando a equação para formar um polinômio de segundo grau:

$$4x^2 - 20x + 25 - x^2 = 0$$

$$3x^2 - 20x + 25 = 0$$



Resolvendo essa equação quadrática, utilizamos a fórmula de Bhaskara ou métodos algébricos para encontrar as raízes.

As soluções encontradas foram:

$$x \approx 1,67 \quad x \approx 1,67$$

$$x = 5,0 \quad x = 5,0$$

Como a quantidade de acetato de etila é igual a x , a resposta correta é a alternativa mais próxima de 1,67, que é 1,7. Note que não pode ser 5,0, pois é maior que a concentração do etanol e ácido acético.

Resposta: letra D.

44. (FUNDATEC - PEBTT - IFC - 2023) As solubilidades molares a 25°C do fosfato de cálcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e do cromato de prata, Ag_2CrO_4 , são, respectivamente, $1,0 \times 10^{-6}$ mol/L e $6,5 \times 10^{-5}$ mol/L. Determine o valor de K_{ps} para o Ag_2CrO_4 e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e indique qual desses sólidos é mais solúvel.

a) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 26 \times 10^{-15}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3,0 \times 10^{18}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

b) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 6,5 \times 10^{-5}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,0 \times 10^{-6}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

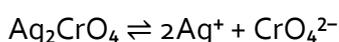
c) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \times 10^{-12}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,08 \times 10^{-28}$, Ag_2CrO_4

d) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 2,6 \times 10^{-13}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 4,3 \times 10^{-27}$, Ag_2CrO_4

e) $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 8,8 \times 10^{-7}$, $K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 2,0 \times 10^{-12}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Comentários:

Para determinar o valor de K_{ps} (produto de solubilidade) para o Ag_2CrO_4 e $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, precisamos decompor cada composto em seus íons e balancear as equações:



Agora, precisamos usar as solubilidades fornecidas e os coeficientes das equações para determinar K_{ps} :

$$K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2 \cdot 6,5 \times 10^{-5})^2 \cdot (6,5 \times 10^{-5}) = 1,1 \cdot 10^{-12}$$

$$K_{ps}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3 \cdot 1,0 \times 10^{-6})^3 \cdot (2 \cdot 1,0 \times 10^{-6})^2 = 1,08 \cdot 10^{-28}$$

A partir disso, podemos ver que o Ag_2CrO_4 tem um maior valor de K_{ps} , o que indica que é mais solúvel.

Resposta: Letra C.



45. (FUNDATEC - PEBTT - IFC - 2023) Quando aquecemos carbonato de cálcio em um recipiente fechado, atinge-se o seguinte equilíbrio:



A 800°C, a pressão do CO₂ é 0,230 atm.

Com base nessas informações, assinale a alternativa INCORRETA.

- a) A constante de equilíbrio para a reação é $K_c = [\text{CO}_2]$.
- b) Podemos expressar a constante de equilíbrio para a reação como: $K_p = P_{\text{CO}_2}$.
- c) Trata-se de um equilíbrio heterogêneo.
- d) A pressão de CO₂ no equilíbrio a 800°C independe da quantidade de carbonato de cálcio presente.
- e) A 800°C, o valor de K_p para a reação é 0,115.

Comentários:

Letra A: correta. Em equilíbrios envolvendo apenas gases, a constante de equilíbrio (K_c) é igual a concentração do produto (no caso, $[\text{CO}_2]$).

Letra B: correta. A expressão $K_p = P_{\text{CO}_2}$ é uma maneira alternativa de expressar a constante de equilíbrio, utilizando as pressões parciais dos gases envolvidos na reação.

Letra C: correta. O equilíbrio é considerado heterogêneo por envolver substâncias em diferentes estados físicos, sólido (CaCO₃ e CaO) e gasoso (CO₂).

Letra D: correta. A pressão de CO₂ no equilíbrio é determinada pela constante de equilíbrio e independe das quantidades iniciais de reagentes ou produtos, neste caso, do carbonato de cálcio.

Letra E: incorreta. Dado que a pressão de CO₂ no equilíbrio a 800°C é 0,230 atm, o valor de K_p para a reação a essa temperatura é igual a pressão de CO₂, ou seja, $K_p = 0,230$ atm e não 0,115 como afirmado na alternativa.

Resposta: Letra E.

46. (FUNDATEC - PEBTT (IFC) - IFC - 2023) Em relação ao produto iônico da água e ao potencial hidrogeniônico (pH), analise as assertivas abaixo e assinale V, se verdadeiras, ou F, se falsas.

- () Em soluções ácidas à 25°C, $[\text{H}^+] > 1,0 \times 10^{-7}$ e $\text{pH} < 7,0$.
- () Em soluções básicas à 25°C, $[\text{H}^+] < 1,0 \times 10^{-7}$ e $\text{pH} > 7,0$.
- () Sempre que $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, a solução aquosa é denominada neutra.
- () O pH de uma solução aumenta quando $[\text{H}^+]$ aumenta.



() O pH de soluções ácidas concentradas pode ser negativo.

A ordem correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) V – V – F – F – F.
- b) F – F – V – V – F.
- c) V – V – F – F – V.
- d) F – F – F – V – F.
- e) V – V – V – F – V.

Comentários:

I. Verdadeira. Se a concentração de íons H^+ for maior que $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L, a solução é considerada ácida e o pH será inferior a 7,0.

II. Verdadeira. Em soluções básicas, a concentração de íons H^+ é menor que $1,0 \times 10^{-7}$ mol/L, isso faz com que o pH seja superior a 7,0.

III. Verdadeira. Quando a concentração de íons H^+ é igual a concentração de íons OH^- , a solução é considerada neutra, pois não tem predominância de nenhuma dessas espécies.

IV. Falsa. O pH de uma solução é inversamente proporcional à $[H^+]$. Ou seja, quando a concentração de íons H^+ aumenta, o pH diminui.

V. Verdadeira. O pH é calculado pelo logaritmo negativo da concentração de íons H^+ . Logo, para soluções muito ácidas, onde a $[H^+]$ é muito maior que 1, o pH pode sim ser negativo.

Resposta: letra E.

47. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC - 2023) Os valores das constantes de ionização de muitos ácidos já foram determinados experimentalmente e encontram-se tabelados à mesma concentração e temperatura. Por meio dos valores tabelados, pode-se comparar a força desses ácidos. Analise a tabela a seguir e assinale a alternativa INCORRETA.

Acidez de alguns ácidos	
ÁCIDOS	Constante de ionização (K_a)
HCl	10^{+7}
H_2SO_4	10^{+3}
H_2SO_3	$1,5 \cdot 10^{-2}$
H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$
HNO_2	$4,3 \cdot 10^{-4}$
HF	$3,5 \cdot 10^{-4}$



CH ₃ COOH	1,8.10 ⁻⁵
H ₂ CO ₃	4,3.10 ⁻⁷
H ₂ S	1,3.10 ⁻⁷
HCN	4,9.10 ⁻¹⁰

Fonte: Adaptado de ATKINS e JONES (2011).

- a) O ácido clorídrico apresenta força ácida muito forte.
- b) A força ácida do ácido fosfórico é considerada forte, pois apresenta elevado pKa.
- c) O HCN é classificado como sendo um ácido muito fraco devido a sua constante de ionização ser muito baixa.
- d) O ácido sulfídrico possui dois hidrogênios ionizáveis e não é classificado como ácido muito forte.
- e) Ácidos com K_a alto possuem pKa baixo, pois são inversamente proporcionais.

Comentários:

Letra A: correta. O ácido clorídrico (HCl) tem o maior valor de K_a entre os ácidos listados, o que sugere que é um ácido muito forte.

Letra B: incorreta. A força ácida do ácido fosfórico (H₃PO₄) não é considerada forte devido a um elevado pKa. Na realidade, um pKa elevado indicaria um ácido mais fraco, não mais forte.

Podemos observar isso na forma de valores por meio da fórmula de cálculo do pka: $pka = -\log Ka$. Teremos então que o valor de pka é inversamente proporcional ao de Ka, portanto o ácido ser considerado forte devido ao alto valor de Pka é errado.

Letra C: correta. O HCN tem o menor valor de K_a entre os ácidos listados, o que sugere que é um ácido muito fraco.

Letra D: correta. Embora o ácido sulfídrico (H₂S) tenha dois hidrogênios ionizáveis, ele não é classificado como um ácido muito forte, como indicado pelo valor relativamente baixo de Ka.

Letra E: correta. Quanto maior o Ka), menor o pKa, pois eles são inversamente proporcionais.

Resposta: letra B.

48. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/2023) Em relação a constante de equilíbrio, é correto afirmar:

- a) Na expressão de K_c não devem ser representados os componentes sólidos.
- b) Na expressão de K_c deve ser representada a H₂O(l) para reações em meio aquoso.
- c) Na expressão K_p não devem ser representados os componentes gasosos.



- d) Tanto K_c quanto K_p não variam com a temperatura.
- e) A relação entre K_c e K_p é dada pela expressão $K_c = K_p (RT)$

Comentários:

Letra A: correta. Na expressão de uma constante de equilíbrio, os componentes sólidos e líquidos puros não são representados, pois suas concentrações são consideradas constantes.

Letra B: incorreta. Na expressão de uma constante de equilíbrio, a água (H_2O) em estado líquido, por ser o solvente, não é representada.

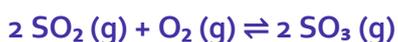
Letra C: incorreta. Na expressão de uma constante de equilíbrio, os componentes gasosos devem sim ser representados, pois eles podem alterar suas concentrações.

Letra D: incorreta. As constantes de equilíbrio variam com a temperatura. A única forma de uma constante de equilíbrio permanecer constante é se a temperatura do sistema também permanecer constante.

Letra E: incorreta. A relação entre K_p e K_c é: $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, em que Δn é a diferença entre os números de moles de gás dos produtos e dos reagentes.

Resposta: letra A.

49. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório - 2023) Calcule o valor da constante de equilíbrio K_c (em termo de concentração) para a reação a seguir, na temperatura de $400^\circ C$. Considere a constante de equilíbrio em termos de pressão (K_p), para a mesma reação, igual a $3,1 \cdot 10^{-4}$. Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.



- a) $1,0 \cdot 10^{-6}$.
- b) $1,7 \cdot 10^{-2}$.
- c) $1,7 \cdot 10^4$.
- d) $5,5 \cdot 10^2$.
- e) $5,5 \cdot 10^{-8}$.

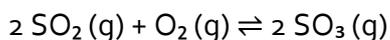
Comentários:

A questão envolve o cálculo da constante de equilíbrio em termos de concentração (K_c) a partir do valor da constante de equilíbrio em termos de pressão (K_p). Para isso, devemos utilizar a relação entre essas constantes, que é dada pela expressão:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$



Onde R é a constante dos gases, T é a temperatura em kelvin e Δn é a variação do número de mols de gás na reação. Para calcular Δn , subtraímos o número total de mols de gás dos reagentes do número total de mols de gás dos produtos. No caso da reação dada:



$$\text{Temos } \Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$$

A temperatura fornecida é 400°C , que deve ser convertida para kelvin somando $273,15$. Portanto, $T = 400 + 273,15 = 673,15 \text{ K}$.

Substituindo os valores na fórmula, temos:

$$K_p = K_c(0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times 673,15 \text{ K})^{-1}$$

Ou seja, para encontrar K_c , devemos resolver para K_c :

$$K_c = K_p / (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times 673,15 \text{ K})^{-1}$$

$$K_c = K_p \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times 673,15 \text{ K}$$

$$K_c = 3,1 \times 10^{-4} \times 0,082 \times 673,15$$

$$K_c = 0,0171 = 1,7 \times 10^{-2}$$

Resposta: letra B.

50. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório – 2023) Determine o pH de uma solução-tampão preparada a partir de uma solução de ácido acético, $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, contendo uma solução de acetato de sódio, $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ e assinale a alternativa correta. Dados: K_a do ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$; $\log 1,8 = 0,25$ e $\log 5 = 0,7$.

- a) A determinação do pH de soluções-tampões só é possível através de medição com pHmetro, ou seja, não é possível estimar o pH teórico da solução.
- b) O pH da solução-tampão é $5,45$.
- c) O pH da solução de ácido acético é igual a 3 .
- d) A adição da solução de acetato de sódio faz com que o pH da solução-tampão se mantenha em $4,75$.
- e) O K_a do ácido acético indica que a adição da solução de acetato de sódio não influenciará no pH e a solução-tampão apresentará pH $5,95$.

Comentários:



A questão pede o cálculo do pH de uma solução-tampão. Neste caso, a solução-tampão é formada por ácido acético (um ácido fraco) e acetato de sódio (a base conjugada do ácido acético). Para calcular o pH, podemos usar a equação de Henderson-Hasselbalch, que é aplicada para tampões e é expressa por:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Neste caso, temos:

$$\text{pK}_a = -\log(\text{K}_a) = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 5 - 0,25 = 4,75$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log\left(\frac{0,5}{0,1}\right)$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log(5)$$

$$\text{pH} = 4,75 + 0,7$$

$$\text{pH} = 5,45$$

Assim, aplicando a equação, obtemos o pH da solução-tampão.

Analise das alternativas:

Letra A: incorreta. A determinação do pH de soluções-tampões pode ser feita por cálculos teóricos, como demonstrado.

Letra B: correta. Como calculado, o pH da solução-tampão é 5,45.

Letra C: incorreta. O pH da solução de ácido acético não é pedido e não pode ser igual a 3, uma vez que se trata de um ácido fraco.

Letra D: incorreta. A adição de acetato de sódio não mantém o pH da solução em 4,75, mas auxilia na resistência da mudança de pH.

Letra E: incorreta. K_a do ácido acético indica quão forte é o ácido, ou seja, sua tendência de doar prótons (H^+). Não indica como a adição de acetato de sódio influencia no pH.

Resposta: letra B.

51. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório - 2023) Em laboratórios, a maneira mais precisa de determinar o pH de uma solução é por meio da utilização de um aparelho elétrico denominado pHmetro. Com o uso do pHmetro, pode-se determinar o pH de alguns materiais comuns em nosso dia a dia, conforme tabela apresentada abaixo.

Solução	pH
Suco de limão	2,0
Vinagre	2,8



Suco de laranja	3,5
Café	5,0
Leite	6,4
Sangue	7,4
Água do mar	8,5
Leite de magnésia	10,5
Alvejante	12,0

Assinale a alternativa correta de acordo com a tabela acima.

- a) A concentração de íons H^+ no alvejante é igual à concentração de OH^- no suco de limão.
- b) A concentração de íons H^+ da água do mar é aproximadamente a $3,16 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- c) São apresentadas quatro soluções ácidas e cinco soluções básicas.
- d) A concentração do suco de laranja é cem vezes mais básica do que o leite de magnésia.
- e) O suco de limão é dez vezes mais ácido do que o café.

Comentários:

Letra A: correta. O pH do alvejante é apresentado como 12, o que significa que a concentração de íons H^+ é 10^{-12} mol/L . A concentração de íons OH^- em uma solução é dada por 10^{-14} mol/L dividido pela concentração de íons H^+ . Para o suco de limão, com pH 2, a concentração de íons OH^- é $10^{-14} \text{ mol/L} \div 10^{-2} \text{ mol/L} = 10^{-12} \text{ mol/L}$. Como 10^{-12} mol/L é igual a 10^{-12} mol/L , a concentração de íons H^+ no alvejante é igual à concentração de OH^- no suco de limão.

Letra B: incorreta. A concentração de íons H^+ da água do mar, com pH 8,5, é de $10^{-8,5} \text{ mol/L}$, não de $3,16 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Letra C: incorreta. São apresentadas 4 soluções básicas, que possuem pH acima de 7, e 5 soluções ácidas, que possuem pH abaixo de 7.

Letra D: incorreta. Suco de laranja pH= 3,5, leite de magnésia 10,5. Olhando para o caráter básico deles teremos que o pOH deles e a concentração de OH será:

Suco de laranja

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 3,5 = 10,5$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-10,5}$$

Leite de magnésia



$$pOH = 14 - 10,5 = 3,5$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3,5}$$

Então um a concentração do suco de laranja não é cem vezes mais básica do que o leite de magnésia.

Letra E: incorreta. Podemos mostrar por meio dos cálculos da concentração de H^+

Café pH= 5

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-5}$$

Suco de limão pH= 2

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2}$$

Como mostrado o suco de limão é 1000 vezes mais ácido que o café e não 10 vezes.

Resposta: letra A.

52. (FUNDATEC - Tec (IFC)/IFC/Laboratório - 2023) Observe a equação abaixo e analise as assertivas a seguir, assinalando V, se verdadeiras, ou F, se falsas.



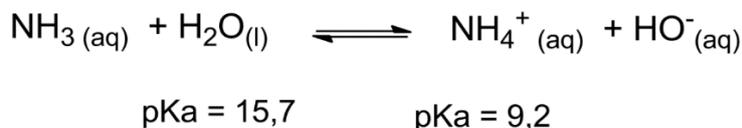
- () A adição de um catalisador não desloca o equilíbrio da reação.
- () A diminuição da temperatura irá deslocar o equilíbrio para a esquerda.
- () Um aumento na concentração de monóxido de carbono irá deslocar a reação para a direita.
- () Quando ocorre um aumento de pressão, o equilíbrio desloca-se para o lado de menor volume, ou seja, o lado que possui o menor número de mol.
- () Ao diminuir a concentração de H_3COH , ocorre o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, favorecendo a formação de H_2 .

A ordem correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é:

- a) V – F – F – V – V.
- b) V – V – F – F – F.
- c) F – F – V – V – V.
- d) F – V – F – F – V.
- e) V – F – V – V – F.



53. (UFPR - Químico - UFPR - 2018) Considere a reação ácido-base entre amônia e água mostrada a seguir:



Com base nessa reação, identifique como verdadeiras (V) ou falsas (F) as seguintes afirmativas:

() A constante de basicidade da reação será $K_b = [\text{NH}_4^+][\text{HO}^-]/[\text{NH}_3]$.

() A adição de NH_4Cl deslocará o equilíbrio no sentido dos produtos.

() A água é um ácido mais fraco do que o íon amônio (NH_4^+), e o equilíbrio está deslocado no sentido dos reagentes.

() A amônia (NH_3) é uma base mais forte do que o íon hidróxido, e o equilíbrio da reação está deslocado no sentido dos reagentes.

Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo.

a) V – F – V – F.

b) V – F – F – V.

c) F – V – F – F.

d) V – F – V – V.

e) F – V – F – V.

54. (IF-RS - Professor - Química/Química Analítica - IF-RS - 2015) Com relação ao equilíbrio químico e aos fatores que o deslocam, assinale a alternativa CORRETA.

a) Se a constante de equilíbrio K , for alta, então a formação dos produtos é desfavorecida, e quando a mesma for baixa, a formação dos produtos é favorecida.

b) A compressão de uma mistura reacional no equilíbrio tende a deslocar a reação na direção em que reduz o número de moléculas em fase líquida.

c) Aumentando a temperatura de uma reação exotérmica, ocorre um favorecimento da formação de produtos; e aumentando a temperatura de uma reação endotérmica, ocorre um favorecimento da formação de reagentes.

d) Segundo o princípio de Le Châtelier, quando um produto é adicionado a um sistema em equilíbrio, a reação tende a formar reagentes. Quando um produto é removido, mais produto é formado.



e) Quando uma quantidade de reagente é adicionada a um sistema em equilíbrio, a constante de equilíbrio aumenta, favorecendo a formação dos produtos.

55. (CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) Soluções aquosas dos sais cianeto de sódio (NaCN) e cloreto de amônio (NH₄Cl) apresentam pH

- a) ácido.
- b) básico.
- c) básico e ácido, respectivamente.
- d) ácido e básico, respectivamente.
- e) neutro.

56. (Quadrix - Professor - Química - SEDF - 2018) No que se refere aos ácidos e ao equilíbrio químico, julgue o próximo item.

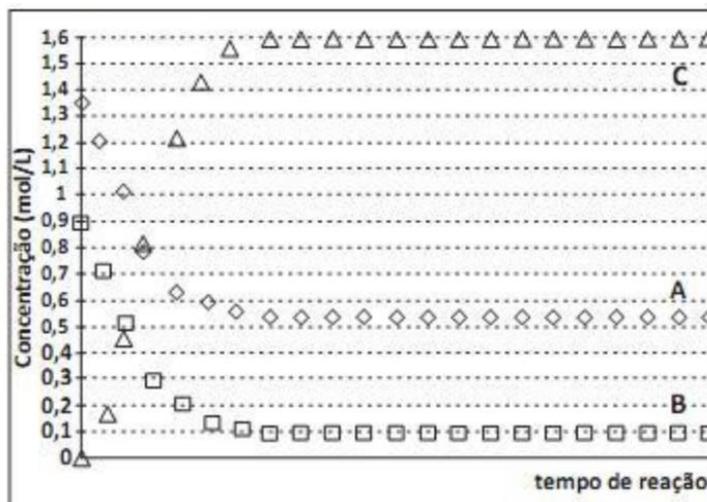
Como a água é um eletrólito forte, sua ionização pode ser representada por:



sendo a constante de autoprotólise da água escrita por:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^{-1} \cdot [\text{OH}^-]^{-1}$$

57. (CESGRANRIO - Técnico de Operação - Petrobras - 2010) Seja uma dada reação $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$, onde reagentes e produto estão em meio aquoso. O gráfico abaixo mostra a variação da concentração das espécies em função do tempo de reação.



Segundo a análise do gráfico, o valor da constante de equilíbrio está entre



- a) 25 e 30
- b) 30 e 35
- c) 35 e 40
- d) 40 e 45
- e) 45 e 50

58. (COPEVE-UFAL - Químico - UFAL - 2012) Dadas as seguintes afirmativas sobre equilíbrio iônico em solução aquosa,

- I. Quanto maior a constante de ionização de um ácido, mais forte será esse ácido.
- II. Em um ácido poliprótico, a remoção do 2º hidrogênio é bem mais fácil que o 1º hidrogênio.
- III. Quanto menor o valor da constante de ionização maior a tendência de liberar H⁺.
- IV. Para poliácidos o valor da primeira constante de ionização é maior que o da segunda constante.

Verifica-se que estão corretas

- a) I, II, III e IV.
- b) I e IV, apenas.
- c) II, III e IV, apenas.
- d) I e II, apenas.
- e) II e III, apenas.

59. (UFPI - Perito Criminal/Química - PCPI - 2008) Os sais inorgânicos têm inúmeras aplicações no cotidiano. Entre essas, o sulfato de bário é usado como pigmento branco em pinturas, como contraste em diagnósticos por raios X, e em vidros. O carbonato de bário é usado como veneno para ratos, e também pode ser usado para a fabricação de vidros e tijolos. E a solubilidade desses sais depende, entre outros fatores, da natureza e concentração dos íons na mistura. A partir desse conhecimento, determine a concentração mínima de íons [Ba⁺²] necessária para iniciar a precipitação de um dos sais, adicionando-se lentamente íons [Ba⁺²] a uma solução que contém $4 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ de íons [CO₃⁻²] e $3 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ de íons [SO₄⁻²].

Dados: $K_{ps}(\text{BaCO}_3) = 8,1 \times 10^{-9}$

$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 9,2 \times 10^{-11}$



- a) $2,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$
- b) $3,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
- c) $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- d) $1,5 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
- e) $2,5 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$

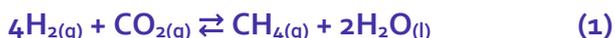
60. (FGV - ^{Tecnologista} em Saúde - FIOCRUZ - 2010) Para preparar um tampão Tris-HCl (PM = 157,6g) na concentração de $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, pH7,2, deve-se:

- a) pesar 78,8g de Tris-HCl, adicionar 80mL de água destilada, medir o pH, se este estiver acima de 7,2 ajustá-lo com uma solução ácida até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 100mL.
- b) pesar 7,88g de Tris-HCl, adicionar 80mL de água destilada, medir o pH, se este estiver acima de 7,2 ajustá-lo com uma solução básica até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 100mL.
- c) pesar 15,76g de Tris-HCl, adicionar 180mL de água destilada, medir o pH, se este estiver acima de 7,2 ajustá-lo com uma solução ácida até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 200mL.
- d) pesar 157,6g de Tris-HCl, adicionar 850mL de água destilada, medir o pH, se este estiver abaixo de 7,2, ajustá-lo com uma solução ácida até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 1000mL.
- e) pesar 157,6g de Tris-HCl, adicionar 80mL de água destilada, medir o pH, se este estiver abaixo de 7,2, ajustá-lo com uma solução básica até chegar a 7,2 e completar o volume com água destilada para 100mL.

61. (FCC - Analista Ambiental - Química - Prefeitura de Teresina - PI - 2016) A produção de metano no biogás ^{através} de biodigestores pode ser realizada através de digestão anaeróbia por duas classes de bactérias metanogênicas, as hidrogenotróficas e as acetoclásticas. As produções de metano por estas bactérias estão representadas pelas equações (1) e (2), respectivamente. O processo representado pela equação 2 é responsável pela produção de 70% do metano.

Dados:

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1}$$



(Extraído e adaptado de: http://www.tcc.sc.usp.br/tce/disponiveis/18/180500/tce.../Oliveira_Rafael_Deleo_e.pdf)

Um aumento da pressão favorecerá o deslocamento do equilíbrio para o lado dos

- a) Produtos, em (2) apenas.



- b) Produtos, em (1) apenas.
- c) Reagentes, em (1) apenas.
- d) Reagentes, em (1) e (2).
- e) Produtos, em (1) e (2).

62. (IBFC - Perito Criminal - PCRJ - 2013) O conceito original de ação tamponante surgiu de estudos bioquímicos e da necessidade do controle do pH em diversos aspectos da pesquisa biológica, como por exemplo em estudos com enzimas que têm sua atividade catalítica muito sensível a variações de pH. Em relação ao conceito de solução tampão, indique a alternativa correta.

- a) Solução que resiste a variação de valores de pH decorrente da diluição ou da adição de um sal em água.
- b) Solução produzida a partir de uma mistura de um ácido ou uma base forte, que resiste a variação de pH.
- c) Solução produzida a partir de uma mistura de um ácido ou uma base fraca e sua base ou ácido conjugado, que resiste a variação de pH.
- d) Solução produzida em meio aquoso pela adição de um sal, uma base e um ácido forte, que resiste a variação de pH.
- e) Solução que resiste a variações de pH, somente para sistemas com elevado valores de pH que representa sistemas alcalinos.

63. (BIO-RIO - Analista Ambiental - ELETROBRAS - 2014) Dada a reação exotérmica:



Em relação ao deslocamento do equilíbrio é correto afirmar que:

- a) aumentos de temperatura e pressão favorecem a produção de C.
- b) aumento de temperatura e diminuição da pressão favorecem a produção de C.
- c) diminuição da temperatura e aumento de pressão favorecem a produção de C.
- d) diminuição de temperatura e diminuição de pressão favorecem a produção de C.
- e) só a temperatura atua sobre o equilíbrio.

64. (FGV - Professor/Química - SEDUC-AM - 2014) O cloreto de bromo (BrCl) é um gás amarelado e instável, utilizado como desinfetante nos sistemas de resfriamento das indústrias. Em um sistema fechado foi estabelecido o seguinte equilíbrio entre o cloreto de bromo e os produtos de sua degradação:





Para este equilíbrio foram determinadas, experimentalmente, as seguintes constantes:

Temperatura (K)	Constante de equilíbrio
300	377
500	32
1000	5

Considerando o Princípio de Le Châtelier, o fator que desloca este equilíbrio, favorecendo a produção de cloro, é

- a) adição de catalisador.
- b) aumento da pressão total.
- c) diminuição da temperatura.
- d) aumento da concentração de Br_2 .
- e) aumento da pressão parcial de Cl_2 .

65. (COSEAC - Químico - UFF - 2014) A característica fundamental de um sistema em equilíbrio é:

- a) ser fechado ou comportar-se como tal.
- b) apresentar propriedades macroscópicas diferentes.
- c) apresentar propriedades microscópicas ocorrendo, simultaneamente, porém, sem a mesma rapidez.
- d) ser deslocado para o lado dos produtos quando reagentes são retirados.
- e) ser deslocado para o sentido do maior volume quando a pressão total for aumentada.

66. (FCC - Químico - SABESP - 2012) O metanol é preparado industrialmente a partir do gás de síntese (CO e H_2), de acordo com a seguinte equação:



Pelo princípio de Le Châtelier

- a) a adição de $\text{CO}_{(g)}$ desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.
- b) o aumento da temperatura desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.
- c) a adição de $\text{H}_{2(g)}$ desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.



- d) a adição de um catalisador desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.
e) o aumento da pressão desloca o equilíbrio para o sentido dos reagentes.

67. (FEPESE - Químico - CASAN - 2012) A dissolução de 400,0 g de hidróxido de sódio, NaOH(s), numa caixa de água de 1,0 m³ resulta numa solução aquosa cuja concentração e pH serão respectivamente:

- a) $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ e pH: 5,0.
b) 0,01 mol·L⁻¹ e pH: 12,0.
c) 0,04 mol·L⁻¹ e pH: 2,0.
d) 1,00 mol·L⁻¹ e pH: 14,0.
e) 10,0 mol·L⁻¹ e pH: 14,0.

68. (FJPF - Químico - MAPA - 2007) Em relação a uma solução tampão, é correto afirmar que:

- a) sendo uma solução mista, pode ser preparada a partir de um ácido forte e sua base conjugada, não podendo ser outra;
b) pode ser obtida misturando-se 200 mL de solução de ácido acético 1,0 mol·L⁻¹ com 100 mL de solução de hidróxido de sódio 1,0 mol·L⁻¹;
c) em geral é constituída de um ácido fraco com uma base forte qualquer, de preferência de um elemento da família dos metais alcalinos;
d) quando formada por uma base forte e um ácido também forte, apresentará um pH muito próximo de sete;
e) sofre alterações significativas em seu pH quando a ela é adicionada pequena quantidade de ácido ou de base.

69. (CESGRANRIO - Técnico de Laboratório Júnior - PETROQUÍMICA SUAPE - 2011) Considere uma solução aquosa de ácido acético 0,1 mol/L e o seu equilíbrio iônico representado, de forma simplificada, por



A uma dada temperatura, a constante de equilíbrio (K_a) é igual a 1×10^{-5} . A concentração da espécie química H⁺ na solução em equilíbrio é

- a) 10^{-1}

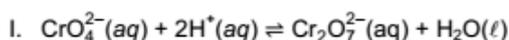


- b) 10^{-2}
- c) 10^{-3}
- d) 10^{-4}
- e) 10^{-5}

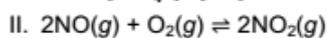
70. (Quadrix - SEDF - 2017) Com base nos conceitos de equilíbrio químico, julgue o item subsequente:

O equilíbrio químico ocorre quando há um equilíbrio dinâmico entre reagentes e produtos em uma reação química, ou seja, a condição na qual os processos direto e inverso ocorrem simultaneamente em velocidades iguais.

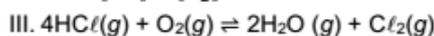
71. (COMVEST - UFAM - 2016) A seguir são apresentados itens com as reações de equilíbrio e as correspondentes constantes de equilíbrio em termos de concentração (K_c):



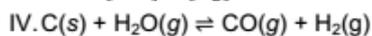
$$K_c = \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CrO}_4^{2-}] \times [\text{H}^+]^2}$$



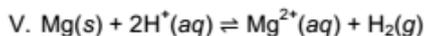
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \times [\text{O}_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \times [\text{Cl}_2]}{[\text{HCl}]^4 \times [\text{O}_2]}$$



$$K_c = \frac{[\text{CO}] \times [\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}] \times [\text{C}]}$$



$$K_c = \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{[\text{H}^+]^2}$$



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \times [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Assinale a alternativa correta:

- a) Somente os itens I, II e V estão corretos
- b) Somente os itens I, III e VI estão corretas
- c) Somente os itens II, III e VI estão corretos
- d) Somente os itens II, IV e V estão corretas
- e) Somente os itens II, IV e VI estão corretos



72. (CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) Considere que, na temperatura T_0 , a constante de equilíbrio para a reação de decomposição do N_2O_4 (g) apresentada a seguir seja igual a 4,0 e que o comportamento dos gases envolvidos nessa reação seja ideal.



De acordo com as informações do texto acima, se, em determinado instante, na temperatura T_0 , as pressões parciais de N_2O_4 (g) e NO_2 (g) dentro de uma câmara forem iguais a 0,16 bar e 0,80 bar, respectivamente, então

- a) a reação não se encontrará em equilíbrio, mas as velocidades das reações direta e inversa serão iguais e diferentes de zero.
- b) a reação se encontrará em equilíbrio, e a velocidade tanto da reação direta quanto da reação inversa será igual a zero.
- c) a reação se encontrará em equilíbrio, e as velocidades das reações direta e inversa serão iguais.
- d) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação direta será superior à da reação inversa.
- e) a reação não se encontrará em equilíbrio, e a velocidade da reação inversa será superior à da reação direta.

73. (VUNESP - Perito Criminal - PCSP - 2013) O aumento de pressão do sistema acarretará maior rendimento em produto do equilíbrio representado por:

- a) $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
- b) $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$
- c) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$
- d) $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2O_{2(g)}$
- e) $H_2O_{(L)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$

74. (IBFC - Perito Criminal/Eng. Química - PCRJ - 2013) A corrosão pode ter inúmeras causas, entre elas podemos citar os incêndios. Quando o fenômeno ígneo ocorre em edificações ou viadutos, pode colocar em risco a integridade física e o patrimônio dos cidadãos. Nos processos de corrosão do Ferro, há formação de ferrugem e, dependendo dos fatores que contribuem para este processo, pode-se minimizar ou até evitar o processo corrosivo. Na equação da reação abaixo está representado uma das formas de oxidação do ferro.



Marque a alternativa que apresenta o correto procedimento para dificultar este processo de corrosão:

- a) Retirar óxido férrico.
- b) Adicionar hidrogênio gasoso.
- c) Adicionar ferro metálico.
- d) Alterar a pressão do sistema reacional.
- e) Adicionar água.

75. (ESAF - Químico - MI - 2012) O fluoreto de cálcio (CaF_2) apresenta risco quando reage com ácido sulfúrico concentrado formando ácido fluorídrico, que provoca corrosão de frascos de vidro. Indique a opção que mostra a solubilidade do CaF_2 , em mol/L, em uma solução de fluoreto de sódio (NaF) com concentração 0,010 mol/L. Dado: $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 3,9 \times 10^{-11}$

- a) $2,1 \times 10^{-4}$
- b) $4,4 \times 10^{-6}$
- c) $3,9 \times 10^{-7}$
- d) $2,1 \times 10^{-8}$
- e) $3,9 \times 10^{-9}$

76. (IPAD - Perito Criminal/Química - PCPE - 2006) Em uma análise qualitativa, fluoreto de cálcio sólido foi adicionado, em pequenas quantidades e lentamente, a uma solução contendo íons fluoreto e carbonato. Sabendo-se que as concentrações de F^- e CO_3^{2-} são de $5,0 \times 10^{-5}$ M e que os produtos de solubilidade do CaCO_3 é de $4,7 \times 10^{-9}$ e do CaF_2 é $1,7 \times 10^{-10}$, pode-se dizer que nesse processo:

- a) o CaCO_3 precipita primeiro.
- b) o CaF_2 precipita primeiro.
- c) o CaCO_3 e o CaF_2 precipitam ao mesmo tempo.
- d) não ocorre precipitação de nenhum sal.
- e) o K_{ps} do CaF_2 não pode ser ultrapassado.

77. (CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que a solução do



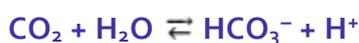
ácido acético apresente comportamento ideal, é correto afirmar que o grau de ionização do ácido acético em uma solução aquosa a $0,010 \text{ mol/L}$, na temperatura T_0 , será igual a

- a) 40%.
- b) 0,5%.
- c) 2%.
- d) 4%.
- e) 16%.

78. (CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) A remoção de metais pesados em efluentes líquidos pode ser realizada por meio da precipitação do metal, empregando-se um ânion adequado. Por exemplo, a concentração de Cd^{2+} em água pode ser reduzida pela precipitação, em meio alcalino, de $\text{Cd}(\text{OH})_2$. Nesse sentido, considerando-se que o produto de solubilidade (K_{ps}) do $\text{Cd}(\text{OH})_2$ seja igual a $1,0 \times 10^{-14}$, é correto concluir que a concentração residual de $\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$ em uma solução aquosa com comportamento ideal e pH igual a 10 será igual a

- a) $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.
- b) $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- c) $1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$.
- d) $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.
- e) $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

79. (CONSULPLAN - Químico - MAPA - 2014) A água pura a 25°C em equilíbrio com o ar contendo 390 ppm CO_2 possui uma concentração de CO_2 dissolvido próximo a $1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, conforme reação a seguir.



Considerando que a constante de equilíbrio da reação anterior é igual a 4×10^{-7} , qual será o pH da água?

- a) Menor que 5.
- b) Entre 5 e 7.
- c) Entre 7 e 9.
- d) Maior que 9.



80. (ESAF - Químico - MI - 2012) Qual o valor do pH da solução resultante da mistura de 20 mL de ácido acético (CH_3COOH) 0,20 mol/L com 20 mL de hidróxido de sódio (NaOH) 0,1 mol/L?

Dados:

$$K_a = 2,0 \times 10^{-5}$$

$$pK_a = 4,7$$

N	Log N
0,05	- 1,3
0,1	- 1,0
0,2	- 0,7
0,5	- 0,3
1	0
2	0,3

- a) 4,0
- b) 4,4
- c) 4,7
- d) 5,0
- e) 6,0

81. (IADES - Perito Criminal/Química - PCDF - 2016) Solução-tampão é uma solução cujo pH mantém-se estável frente a pequenas adições de ácidos, ou de bases, ou a diluições. Considerando $pK_a = 4,757$, acerca desse assunto, é correto afirmar que o pH de uma solução-tampão de $\text{CH}_3\text{COONa}/\text{CH}_3\text{COOH}$, que apresenta razão molar igual a 12,00, é

- a) $1,75 \times 10^{-5}$.
- b) 3,14.
- c) 3,83.
- d) 5,84.
- e) 9,80.

82. (CESPE|CEBRASPE - Perito Criminal - SDS/PE - 2016) O ácido acético é um ácido fraco cuja constante de ionização ácida (K_a), a temperatura T_0 , é igual a $1,6 \times 10^{-5}$. Considerando que as soluções envolvidas apresentem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta, respectivamente, um sal adequado para a preparação de uma solução tampão com o ácido acético e a faixa de pH em que se



encontrará a referida solução tampão, na temperatura T°, se ela for preparada empregando-se as mesmas concentrações, em quantidade de matéria, do sal e do ácido.

- a) acetato de sódio; entre 4 e 5
- b) cloreto de sódio; entre 3 e 4
- c) cloreto de sódio; entre 4 e 5
- d) acetato de sódio; entre 2 e 3
- e) acetato de sódio; entre 3 e 4

83. (IBFC - Perito Criminal/Eng. Química - PCRJ - 2013) A equação fundamental para os tampões é a equação de Henderson-Hasselbalch, que é uma forma de expressão da constante de hidrólise das espécies iônicas e não dissociada. A equação é empregada para calcular o valor de pH de soluções tampão e é frequentemente encontrada na literatura química. Considere o sistema representado pelas equações e suas respectivas constantes de hidrólise:



Sabe-se que α_0 e α_1 são as frações da concentração total da espécie não dissociada e CT (concentração total) é a soma das concentrações analítica das espécies e sua espécie conjugada.

$$\alpha_0 = \frac{[\text{NH}_3]}{C_T} \quad \alpha_1 = \frac{[\text{NH}_4^+]}{C_T}$$

Indique a alternativa correta para quando este sistema possuir os valores de α_0 e α_1 iguais.

- a) $\text{pH} = 14 - \text{pKb}$
- b) $\text{pH} = \text{pKb}$
- c) $\text{pH} = \text{pKb} + \log \text{NH}_3$
- d) $\text{pH} = \text{pKa} + \log (\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)$
- e) $\text{pH} = 7,0$



GABARITO

GABARITO



1	D	34	B	67	B
2	C	35	A	68	B
3	D	36	A	69	C
4	D	37	A	70	Certo
5	B	38	A	71	C
6	A	39	A	72	C
7	E	40	E	73	B
8	B	41	B	74	B
9	D	42	C	75	C
10	A	43	D	76	A
11	E	44	C	77	D
12	E	45	E	78	C
13	A	46	E	79	B
14	B	47	B	80	C
15	A	48	A	81	D
16	E	49	B	82	A
17	D	50	B	83	A
18	C	51	A		
19	B	52	E		
20	D	53	A		
21	E	54	D		
22	C	55	C		
23	C	56	Errado		
24	E	57	E		
25	E	58	B		
26	E	59	B		
27	C	60	C		
28	E	61	B		
29	E	62	C		
30	C	63	C		
31	C	64	C		
32	E	65	A		
33	E	66	B		



ESSA LEI TODO MUNDO CONHECE: PIRATARIA É CRIME.

Mas é sempre bom revisar o porquê e como você pode ser prejudicado com essa prática.



1 Professor investe seu tempo para elaborar os cursos e o site os coloca à venda.



2 Pirata divulga ilicitamente (grupos de rateio), utilizando-se do anonimato, nomes falsos ou laranjas (geralmente o pirata se anuncia como formador de "grupos solidários" de rateio que não visam lucro).



3 Pirata cria alunos fake praticando falsidade ideológica, comprando cursos do site em nome de pessoas aleatórias (usando nome, CPF, endereço e telefone de terceiros sem autorização).



4 Pirata compra, muitas vezes, clonando cartões de crédito (por vezes o sistema anti-fraude não consegue identificar o golpe a tempo).



5 Pirata fere os Termos de Uso, adultera as aulas e retira a identificação dos arquivos PDF (justamente porque a atividade é ilegal e ele não quer que seus fakes sejam identificados).



6 Pirata revende as aulas protegidas por direitos autorais, praticando concorrência desleal e em flagrante desrespeito à Lei de Direitos Autorais (Lei 9.610/98).



7 Concurseiro(a) desinformado participa de rateio, achando que nada disso está acontecendo e esperando se tornar servidor público para exigir o cumprimento das leis.



8 O professor que elaborou o curso não ganha nada, o site não recebe nada, e a pessoa que praticou todos os ilícitos anteriores (pirata) fica com o lucro.



Deixando de lado esse mar de sujeira, aproveitamos para agradecer a todos que adquirem os cursos honestamente e permitem que o site continue existindo.