

EQUILÍBRIO IÔNICO

EXERCÍCIOS

- (Q23-ITA/1989) Em quatro copos são colocados 100cm³ de água e quatro gotas de azul de bromotimol, um indicador que adquire cor amarela em pH < 6,0; verde em pH entre 6,0 e 7,6; azul em pH > 7,6. Adicionando ao primeiro copo sulfato férrico, ao segundo acetato de sódio, ao terceiro sulfato de sódio e ao quarto cloreto de amônio (aproximadamente uma colher de chá do respectivo sólido), a seqüência de cores das soluções finais será.
 - Amarela; verde; azul e amarela.
 - Amarela; azul; verde e amarela.
 - Verde; azul; verde e verde.
 - Verde; azul; verde e azul.
 - Azul; amarela; verde e azul.
- (Q20-ITA/1990) O produto de Solubilidade, PS, do carbonato de cálcio em água vale $8,7 \cdot 10^{-9}$, a 25°C. Partindo desta informação é correto concluir que:
 - O valor do PS indica que o carbonato de cálcio deve ser um eletrólito fraco.
 - Espera-se que o PS do carbonato de cálcio, quando dissolvido em solução que já contenha íons de cálcio, seja maior que $8,7 \cdot 10^{-9}$.
 - O valor do PS indica que deve ser muito pequena a velocidade com que consegue dissolver carbonato de cálcio em água.
 - Espera-se que o PS de carbonato de cálcio em etanol também valha $8,7 \cdot 10^{-9}$.
 - Espera-se precipitação de CaCO₃ se, a uma solução $1,0 \cdot 10^{-3}$ molar em íons de cálcio, se acrescenta volume igual de solução de igual concentração de íons de carbonato.
 - Justifique por que a conclusão contida na opção e está certa ou errada.
- (Q5-ITA/1991) Em 1,0 litro de uma solução aquosa não tamponada, a 25°C, ocorre uma reação química que produz ânion OH⁻. Sabendo-se que ao se iniciar a reação, a solução tinha pH = 6, após a produção de $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol de OH⁻ o pH da solução será:
 - 3
 - 6
 - 7
 - 9
 - 11

- (Q13-ITA/1991) A 1,0 litro de solução aquosa que contém simultaneamente 0,10 mol de cada um dos sais de sódio: a) acetato; b) benzoato; c) cromato; d) nitrato; e) perclorato é adicionada gradualmente uma solução aquosa 0,10 molar de nitrato de prata. Nas condições em que se realiza a experiência as solubilidades dos sais de prata que podem eventualmente se formar são as fornecidas abaixo.

Sal de Prata	Solubilidade (mol / ℓ)
Acetato	$6 \cdot 10^{-2}$
Benzoato	$1 \cdot 10^{-2}$
Cromato	$6 \cdot 10^{-5}$
Nitrato	$1 \cdot 10^1$
Perclorato	$3 \cdot 10^1$

Assinale a opção que contém o sal de prata que será formado primeiro se não houver supersaturação.

- Acetato.
 - Benzoato.
 - Cromato.
 - Nitrato.
 - Perclorato.
- (Q17-ITA/1991) Num copo se estabelece o seguinte equilíbrio heterogêneo: $Ag_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^- \leftrightarrow AgCl_{(c)}$
Com relação à possibilidade de se deslocar este equilíbrio para a direita, mantendo a temperatura constante, são feitas as seguintes sugestões:
 - Acrescentar AgCl_(c);
 - Retirar uma parte do AgCl_(c);
 - Acrescentar um pouco de NaCl_(c);
 - Acrescentar água;
 - Evaporar parte da água.

Das sugestões dadas anteriormente, irá (irão) deslocar, efetivamente, o equilíbrio no sentido desejado apenas:

 - III
 - I e IV
 - II e III
 - III e V
 - II, III e V
 - (Q18-ITA/1991) Dentre as substâncias abaixo assinale aquela que, quando dissolvida em água, produz solução alcalina.
 - C₂H₅OH
 - NaCl
 - CH₃COONa
 - NH₄Cl
 - KNO₃

7. (Q17-ITA/1992) A massa molar do $Mg(OH)_2$ é 58,3g/mol e seu produto de solubilidade em água é $4,6 \cdot 10^{-24}$ para 25°C. Colocando excesso de hidróxido de magnésio sólido em contato com 1,0ℓ de água pura, o máximo de $Mg(OH)_2$ que irá se dissolver volume será:

- $\sqrt[3]{4,6 \cdot 10^{-24}}/4$ mol
- $\sqrt[3]{4,6 \cdot 10^{-24}}$ mol
- $\sqrt[3]{4,6 \cdot 10^{-24}}/58,3$ g
- $4,6 \cdot 10^{-24}$ mol
- $(4,6 \cdot 10^{-24} \cdot 58,3/3)$ g

A 25°C, excesso de $Mg(OH)_2$ é posto em contato com 1,0 litro de uma solução aquosa 0,20 molar em NaOH. Calcule o número de mols e a massa (em gramas) de íons Mg^{++} que poderão se dissolver na solução. O raciocínio precisa ser deixado claro; mas basta deixar os cálculos indicados, como nas alternativas do teste acima.

8. (Q18-ITA/1992) Dissolvendo-se 1,0 mol de ácido acético em água suficiente para obter 1,0ℓ de líquido, resulta uma solução que tem uma concentração de íon H^+ igual a $4,2 \cdot 10^{-3}$ mol/ℓ. Com relação a esta solução é **falso** afirmar que:

- a quantidade de ácido acético na forma molecular é $(1,0 - 4,2 \cdot 10^{-3})$ mol.
- a quantidade de ânion acetato é $4,2 \cdot 10^{-3}$ mol.
- ela se torna neutra (pH = 7) pela adição de $4,2 \cdot 10^{-3}$ mol de NaOH(c).
- ela se torna mais alcalina (pH > 7) pela adição de 1,0 mol de NaOH(c).
- ela se torna mais ácida, pela adição de gotas de ácido sulfúrico concentrado.

Justifique se o acréscimo de mais água a uma solução de ácido acético 0,10 molar irá afetar:

- o grau de dissociação do ácido.
- a condutividade elétrica da solução.
- o total de tons presentes na solução.
- o pH da solução.

9. (Q9-ITA/1992) Considere as duas soluções seguintes, ambas aquosas e a 25°C:

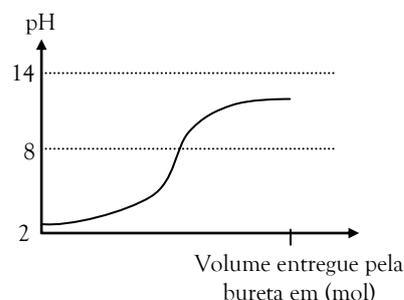
- 0,005 molar de hidróxido de bário;
- 0,010 molar de hidróxido de amônio.

Estas soluções terão respectivamente os seguintes valores de pH:

- | I | II |
|---------------|------------|
| a) pH ≈ 12 | pH < 12 |
| b) pH ≈ 12 | pH ≈ 12 |
| c) pH ≈ 12 | pH > 12 |
| d) pH ≈ 0,010 | pH < 0,010 |
| e) pH ≈ 2 | pH > 12 |

Estime os valores de pH das duas soluções mencionadas na questão 9, apresentando o raciocínio empregado.

10. (Q30-ITA/1994) Um copo contém, inicialmente, 20mL de uma solução aquosa 0,1 molar de uma substância desconhecida. De uma bureta se deixa cair, gota a gota, uma solução aquosa 0,1 molar de outra substância, também desconhecida. Sabe-se que uma das substâncias em questão é um ácido e a outra uma base. Após a adição de cada gota da bureta, o pH do conteúdo do copo é monitorado e o resultado desta monitoração do pH é mostrado no gráfico a seguir.



Da observação do gráfico acima, qual era a natureza das soluções iniciais no copo e na bureta?

- | Substância no copo | Substância na bureta |
|--------------------|----------------------|
| a) ácido forte | base forte |
| b) base forte | ácido fraco |
| c) ácido fraco | base forte |
| d) ácido forte | base fraca |
| e) base fraca | ácido fraco |

Justifique a resposta encontrada para a questão 10.

11. (Q3-ITA/1995) Em um copo de 500ml são misturados 100ml de ácido clorídrico 1,00 molar em 100ml de hidróxido de sódio 0,50 molar. A solução resultante no copo é:

- $1,0 \cdot 10^{-7}$ molar em OH^- .
- $1,0 \cdot 10^{-7}$ molar em H^+ .
- 0,05 molar em H^+ .
- 0,25 molar em H^+ .
- 0,50 molar em H^+ .

12. (Q24-ITA/1995) A 60°C o produto iônico da água, $[H^+] \cdot [OH^-]$, é igual a $1,0 \cdot 10^{-13}$. Em relação a soluções aquosas nesta temperatura são feitas as seguintes afirmações:

- Soluções ácidas são aquelas que têm pH < 6,5;
- Soluções neutras têm pH = 6,5;
- Soluções básicas têm pH > 6,5;
- pH + pOH tem que ser igual a 13,0.
- Solução com pH 14 é impossível de ser obtida.

Das afirmações acima estão corretas:

- apenas V.
- apenas I e III.
- apenas II e IV.
- apenas I, II, III e IV.
- nenhuma.

13. (Q32-ITA/1995) Determine a massa de hidróxido de potássio que deve ser dissolvida em 0,500ml de água para que a solução resultante tenha um pH \approx 13 a 25°C.
14. (Q11-ITA/1996) Juntando 1,0 litro de uma solução aquosa de HCl com pH = 1,0 a 10,0 litros de uma solução aquosa de HCl com pH = 6,0, qual das opções abaixo contém o valor de pH que mais se aproxima do pH de 11,0 litros da mistura obtida?
- pH \approx 0,6
 - pH \approx 1,0
 - pH \approx 2,0
 - pH \approx 3,5
 - pH \approx 6,0
15. (Q12-ITA/1996) Considere as três soluções aquosas contidas nos frascos seguintes:
- Frasco 1: 500ml de HCl 1,0 molar
 - Frasco 2: 500ml de CH₃COOH 1,0 molar
 - Frasco 3: 500ml de NH₄OH, 1,0 molar

Para a temperatura de 25 C e sob pressão de 1 atm, são feitas as seguintes afirmações:

- A concentração de íons H⁺ no frasco 1 é aproximadamente 1,0 mol/litro;
- A concentração de íons H⁺ no frasco 2 é aproximadamente 1,0 mol/litro;
- A concentração de íons OH⁻ no frasco 3 é aproximadamente 1,0 mol/litro.
- A mistura de 100ml do conteúdo do frasco 1 com igual volume do conteúdo do frasco 2 produz 200ml de uma solução aquosa cuja concentração de íons H⁺ é aproximadamente 2,0mol/litro.
- A mistura de 100ml do conteúdo do frasco 1 com igual volume do conteúdo do frasco 3 produz 200ml de uma solução cujo pH é menor do que sete.

Das afirmações acima estão erradas apenas:

- I e V
 - I, II e III
 - II, III e IV
 - III, IV e V
 - IV e V
16. (Q17-ITA/1996) Considere as informações seguintes, todas relativas à temperatura de 25°C:
- $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{NH}_3_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$; $K_c \approx 10^{-10}$;
 - $\text{HNO}_2_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{NO}_2^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$; $K_c \approx 10^{-4}$;
 - $\text{OH}^-_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{O}^{2-}_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$; $K_c < 10^{-36}$.
- Examinando estas informações, alunos fizeram as seguintes afirmações:
- OH⁻ é um ácido muitíssimo fraco;
 - O ânion NO₂⁻ é a base conjugada do HNO₂;
 - HNO₂ é ácido conjugado da base NO₂⁻;
 - NH₄⁺ é um ácido mais fraco do que o HNO₂;
 - Para $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_2^-_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{NH}_3_{(\text{aq})} + \text{HNO}_2_{(\text{aq})}$ devemos ter $K_c < 1$.

Das afirmações acima está(ão) correta(S):

- todas.
 - apenas I.
 - apenas I, II e III.
 - apenas I, II, III e IV.
 - apenas II e III.
17. (Q18-ITA/1996) Um copo, com capacidade de 250ml, contém 100ml de uma solução aquosa 0,10 molar em ácido acético na temperatura de 25°C. Nesta solução ocorre o equilíbrio $\text{HOAc}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{OAc}^-_{(\text{aq})}$; $K_c = 1,8 \cdot 10^{-5}$. A adição de mais 100ml de água pura a esta solução, com a temperatura permanecendo constante, terá as seguintes conseqüências:
- Concentração de íons acetato Quantidade de íons acetato:
- | (mol/litro) | (mol/litro) |
|-------------------|----------------|
| a) Vai aumentar | Vai aumentar |
| b) Vai aumentar | Vai diminuir |
| c) Fica constante | Fica constante |
| d) Vai diminuir | Vai aumentar |
| e) Vai diminuir | Vai diminuir |
18. (Q31-ITA/1996) A 25°C, o produto de solubilidade, em água, do PbSO₄ é igual a 2,0.10⁻⁸ e o PBCrO₄ é igual a 3,2 · 10⁻¹⁴. Um copo de um litro contém 100ml de uma solução aquosa 0,10 molar de Pb(NO₃)₂ nesta temperatura. A esta solução junta-se, gota a gota, sob constante agitação, uma solução que contém 0,020 mol/l de sulfato e 0,030 mol/l de cromato, o único cátion sendo o sódio. Continuando esta adição, o que pode precipitar primeiro: PbSO_{4(c)} ou PBCrO_{4(c)}? Ou irá aparecer uma mistura destes dois sólidos? Neste último caso, qual a proporção de cada um dos sais precipitados?
19. (Q36-ITA/1966) Escreva o que você sabe sobre os processos fisico-químicos fundamentais na transformação de sangue arterial em venoso e vice-versa.
20. (Q6-ITA/1997) Numa solução aquosa 0,100 mol/L de um ácido monocarboxílico, a 25°C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter sido atingido. Assinale a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nesta temperatura.
- 1,4
 - $1,4 \times 10^{-3}$
 - $1,4 \times 10^{-4}$
 - $3,7 \times 10^{-2}$
 - $3,7 \times 10^{-4}$

MARATONA DE QUÍMICA - 2009

FARIAS BRITO

O MELHOR EM QUÍMICA



A ÚNICA MEDALHA DO INTERIOR DO ESTADO
PETRÔNIO FONTELES DE ANDRADE
ALUNO DA 9ª SÉRIE DO FBSOBRALENSE

**MEDALHA DE PRATA.
O MELHOR RESULTADO NO
INTERIOR DO ESTADO.**

www.fariasbrito.com.br | (88)3677.8000

