

## Prova de Equilíbrio Iônico – ITA

1 – (ITA-13) A tabela a seguir apresenta os números de cargas elétricas ( $Z$ ) e o raio iônico ( $r$ ) apresentados por alguns cátions metálicos. Para as mesmas condições de temperatura e pressão é CORRETO afirmar que o pH de soluções aquosas, com concentração  $1\text{ mol/L}$  dos nitratos de cada um dos cátions apresentados na tabela, aumenta na sequência:

Cátion metálico	$Z$	$r$ (pm)
$\text{Na}^+$	+1	95
$\text{Fe}^{2+}$	+2	76
$\text{Mg}^{+2}$	+2	65
$\text{Fe}^{-3}$	+3	64
$\text{Al}^{+3}$	+3	50

- a)  $\text{Na}^+ < \text{Fe}^{2+} < \text{Mg}^{2+} \cong \text{Fe}^{3+} < \text{Al}^{3+}$   
 b)  $\text{Na}^+ < \text{Fe}^{2+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Fe}^{3+} < \text{Al}^{3+}$   
 c)  $\text{Al}^{3+} \cong \text{Fe}^{3+} < \text{Mg}^{2+} \cong \text{Fe}^{2+} < \text{Na}^+$   
 d)  $\text{Al}^{3+} < \text{Fe}^{3+} \cong \text{Mg}^{2+} < \text{Fe}^{2+} < \text{Na}^+$   
 e)  $\text{Al}^{3+} < \text{Fe}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Fe}^{2+} < \text{Na}^+$

2 - (ITA-12) São descritos três experimentos (I, II e III) utilizando-se em cada um 30 mL de uma solução aquosa saturada, com corpo de fundo de cloreto de prata, em um béquer de 50 mL a  $25^\circ\text{C}$  e 1 atm:

I. Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa  $1\text{ mil. L}^{-1}$  em cloreto de sódio.

II. Borbulha-se sulfeto de hidrogênio gasoso na solução por certo período de tempo.

III. Adiciona-se certa quantidade de uma solução aquosa  $1\text{ mol.L}^{-1}$  em nitrato de prata.

Em relação aos resultados observados após atingir o equilíbrio, assinale a opção que apresenta o(s) experimento(s) no(s) qual(is) houve aumento da quantidade de sólido.

- a) Apenas I  
 b) Apenas I e II  
 c) Apenas I e III  
 d) Apenas II e III  
 e) Apenas I, II e III

3 - (ITA-12) Considere uma amostra aquosa em equilíbrio a  $60^\circ\text{C}$ , com pH de 6,5, a respeito da qual são feitas as seguintes afirmações:

I. A amostra pode ser composta de água pura.

II. A concentração molar de  $\text{H}_3\text{O}^+$  é igual a concentração de  $\text{OH}^-$ .

III. O pH da amostra não varia com a temperatura.

IV. A constante de ionização da amostra depende da temperatura.

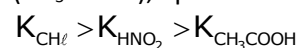
V. A amostra pode ser uma solução aquosa  $0,1\text{ mol.L}^{-1}$  em  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , considerando que a constante de dissociação de  $\text{H}_2\text{CO}_3$  é da ordem de  $1 \times 10^{-7}$ .

Das afirmações acima está(ão) CORRETA(S) apenas

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

4 - (ITA-11) A  $25^\circ\text{C}$ , três fracos (I, II e III) contêm, respectivamente, soluções aquosas  $0,10\text{ mol L}^{-1}$  em acetato de sódio, em cloreto de sódio e em nitrito de sódio.

Assinale a opção que apresenta a ordem crescente CORRETA de valores de  $\text{pH}_x$  ( $x=I, II$  e  $III$ ) dessas soluções, sabendo que as constantes de dissociação ( $K$ ), a  $25^\circ\text{C}$ , dos ácidos clorídrico ( $\text{HCl}$ ), nitroso ( $\text{HNO}_2$ ) e acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), apresenta a seguinte relação:



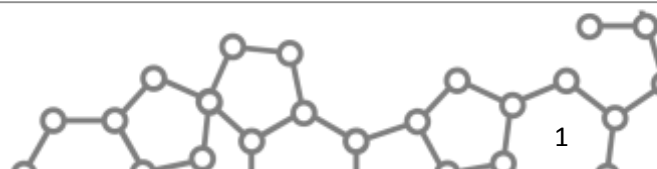
- a)  $\text{pH}_I < \text{pH}_{II} < \text{pH}_{III}$   
 b)  $\text{pH}_I < \text{pH}_{III} < \text{pH}_{II}$   
 c)  $\text{pH}_{II} < \text{pH}_I < \text{pH}_{III}$   
 d)  $\text{pH}_{II} < \text{pH}_{III} < \text{pH}_I$   
 e)  $\text{pH}_{III} < \text{pH}_{II} < \text{pH}_I$

5 - (ITA-11) Em um experimento de laboratório, cloreto de alumínio, cloreto de zinco e carbonato de sódio são dissolvidos, individualmente, em três recipientes separados contendo água neutra aerada com  $\text{PH} = 7$ . Uma placa de ferro metálico é imersa em cada um dos recipientes, que são mantidos à temperatura de  $25^\circ\text{C}$ . Admitindo-se as condições experimentais apresentadas acima, são feitas as seguintes afirmações em relação à influência da hidrólise dos sais na velocidade de corrosão das placas metálicas:

I. O cátion alumínio hidratado forma soluções aquosas que aceleram a corrosão do ferro.

II. As soluções aquosas produzidas pela hidrólise do ânion carbonato inibem a corrosão do ferro.

III. A corrosão do ferro é inibida pela solução aquosa formada no processo de hidrólise do cátion zinco hidratado.



Das afirmações acima, está (ão) CORRETAS (S) apenas

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

**6 - (ITA-10)** Em cinco béqueres foram adicionados 50ml de uma solução de referência, que consiste de uma solução aquosa saturada de em cloreto de prata, contendo corpo de fundo, a 25 °C e 1 atm. A cada béquer, foram adicionados 50 ml de uma solução diluída, dentre as seguintes:

- I. Solução de cloreto de sódio a 25 °C.
- II. Solução de Glicose a 25 °C.
- III. Solução de Iodeto de sódio a 25 °C.
- IV. Solução de Nitrato de prata a 25 °C.
- V. Solução de Sacarose a 50 °C.

Considere que o corpo de fundo permanece em contato com as soluções após a rápida homogeneização das misturas aquosas e que não ocorre formação de óxido de prata sólido. Nestas condições, assinale a opção que indica a(s) solução(ões), dentre as acima relacionadas, que altera(m) a constante de equilíbrio da solução de referência.

- A. Apenas I, III, IV
- B. Apenas I e IV
- C. Apenas II e V
- D. Apenas III
- E. Apenas V

**7 - (ITA-10)** Uma solução aquosa saturada em fosfato de estrôncio  $[Sr_3(PO_4)_2]$  está em equilíbrio químico à temperatura de 25°C, e a concentração de equilíbrio do íon estrôncio, nesse sistema, é de  $7,5 \cdot 10^{-7}$  mol/L. Considerando-se que ambos os reagentes (água e sal inorgânico) são quimicamente puros, assinale a alternativa CORRETA com o valor do  $pK_{PS(25^\circ C)}$  do  $Sr_3(PO_4)_2$ .

Dado:  $K_{PS}$  = constante do produto de solubilidade

- A. 7,0
- B. 13,0
- C. 25,0
- D. 31,0
- E. 35,0

**8 - (ITA-09)** Uma solução aquosa de um ácido fraco monoprotico é mantida à temperatura de 25°C. Na condição de equilíbrio, este ácido está 2,0% dissociado. Assinale a opção CORRETA que apresenta, respectivamente, os valores numéricos do pH e da concentração molar (expressa em mol.L<sup>-1</sup>) do íon

hidroxila nesta solução aquosa. Dados:  $pK_a(25^\circ C) = 4,0$  ;  $\log 5 = 0,7$ .

- a) 0,7 e  $5,0 \cdot 10^{-14}$
- b) 1,0 e  $1,0 \cdot 10^{-13}$
- c) 1,7 e  $5,0 \cdot 10^{-13}$
- d) 2,3 e  $2,0 \cdot 10^{-12}$
- e) 4,0 e  $1,0 \cdot 10^{-10}$

**9 - (ITA-08)** Considere cinco frascos contendo, cada um, uma solução aquosa saturada de sulfato de cálcio em equilíbrio químico com seu corpo de fundo. A cada um dos cinco frascos é adicionada uma solução aquosa saturada, sem corpo de fundo, de um dos seguintes sais, respectivamente:

- I.  $CaSO_4$  II.  $CaCl_2$  III.  $MgSO_4$  IV.  $NaCl$  V.  $KNO_3$
- Assinale a opção que indica os sais cujas soluções aquosas saturadas aumentam a massa do sulfato de cálcio sólido nos frascos em que são adicionadas.
- a) Apenas I e II
  - b) Apenas I e IV
  - c) Apenas II e III
  - d) Apenas III e IV
  - e) Apenas IV e V

**10 - (ITA-08)** Assinale a opção CORRETA que corresponde à variação da concentração de íons  $Ag^+$  provocada pela adição, a 25 °C, de um litro de uma solução 0,02 mol L<sup>-1</sup> em NaBr a um litro de uma solução aquosa saturada em AgBr.

Dado:  $K_{PS_{AgBr(298K)}} = 5,3 \times 10^{-13}$ .

- a)  $3 \times 10^{-14}$
- b)  $5 \times 10^{-11}$
- c)  $7 \times 10^{-7}$
- d)  $1 \times 10^{-4}$
- e)  $1 \times 10^{-2}$

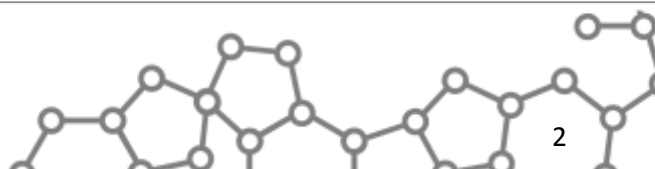
**11 - (ITA-07)** Assinale a opção que apresenta um sal que, quando dissolvido em água, produz uma solução aquosa ácida.

- a)  $Na_2CO_3$
- b)  $CH_3COONa$
- c)  $CH_3NH_3Cl$
- d)  $Mg(ClO_4)_2$
- e) NaF

**12 - (ITA-07)** Um indicador ácido-base monoprotico tem cor vermelha em meio ácido e cor laranja em meio básico. Considere que a constante de dissociação desse indicador seja igual a  $8,0 \times 10^{-5}$ . Assinale a opção que indica a quantidade, em moles, do indicador que, quando adicionada a 1 L de água pura, seja suficiente para que 80% de suas moléculas apresentem a cor vermelha após alcançar o equilíbrio químico.

- a)  $1,3 \times 10^{-5}$
- b)  $3,2 \times 10^{-5}$
- c)  $9,4 \times 10^{-5}$
- d)  $5,2 \times 10^{-4}$
- e)  $1,6 \times 10^{-3}$

**13 - (ITA-06)** Considere as afirmações abaixo, todas relativas à temperatura de 25 °C, sabendo que os



produtos de solubilidade das substâncias hipotéticas XY, XZ e XW são, respectivamente, iguais a  $10^{-8}$ ,  $10^{-12}$  e  $10^{-16}$ , naquela temperatura.

I. Adicionando-se  $1 \times 10^{-3}$  mol do ânion W proveniente de um sal solúvel a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XY sem corpo de fundo, observa-se a formação de um sólido.

II. Adicionando-se  $1 \times 10^{-3}$  mol do ânion Y proveniente de um sal solúvel a 100 mL de uma solução aquosa saturada em XW sem corpo de fundo, não se observa a formação de sólido.

III. Adicionando-se  $1 \times 10^{-3}$  mol de XZ sólido a 100 mL de uma solução aquosa contendo  $1 \times 10^{-3}$  mol L<sup>-1</sup> de um ânion Z proveniente de um sal solúvel, observa-se um aumento da quantidade de sólido.

IV. Adicionando-se uma solução aquosa saturada em XZ sem corpo de fundo a uma solução aquosa saturada em XZ sem corpo de fundo, observa-se a formação de um sólido.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S)

- A ( ) apenas I e II.      B ( ) apenas I e III.  
 C ( ) apenas II.      D ( ) apenas III e IV.  
 E ( ) apenas IV.

**14 - (ITA-05)** Utilizando os dados fornecidos na tabela da questão 3, é CORRETO afirmar que o produto de solubilidade do sulfito de sódio em água, a 15 °C, é igual a

- a)  $8 \times 10^{-3}$       b)  $1,6 \times 10^{-2}$       c)  $3,2 \times 10^{-2}$   
 d) 8      e) 32

**15 - (ITA-05)** Qual das opções a seguir apresenta a seqüência CORRETA de comparação do pH de soluções aquosas dos sais  $2 \text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{KClO}_2$ , todas com mesma concentração e sob mesma temperatura e pressão?

- a)  $\text{FeCl}_2 > \text{FeCl}_3 > \text{MgCl}_2 > \text{KClO}_2$   
 b)  $\text{MgCl}_2 > \text{KClO}_2 > \text{FeCl}_3 > \text{FeCl}_2$   
 c)  $\text{KClO}_2 > \text{MgCl}_2 > \text{FeCl}_2 > \text{FeCl}_3$   
 d)  $\text{MgCl}_2 > \text{FeCl}_2 > \text{FeCl}_3 > \text{KClO}_2$   
 e)  $\text{FeCl}_3 > \text{MgCl}_2 > \text{KClO}_2 > \text{FeCl}_2$

**16 - (ITA-05)** A 25 °C, borbulha-se  $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$  em uma solução aquosa  $0,020 \text{ mol L}^{-1}$  em  $\text{MnCl}_2$ , contida em um erlenmeyer, até que seja observado o início de precipitação de  $\text{MnS}(\text{s})$ . Neste momento, a concentração de  $\text{H}^+$  na solução é igual a  $2,5 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ . Dados eventualmente necessários, referentes à temperatura de 25 °C:

I.  $\text{MnS}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ ;  $K_1 = 3 \times 10^{-11}$

II.  $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{HS}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$   $K_{II} = 9,5 \times 10^{-8}$

III.  $\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$ ;  $K_{III} = 1,0 \times 10^{-14}$

Assinale a opção que contém o valor da concentração, em mol L<sup>-1</sup>, de  $\text{H}_2\text{S}$  na solução no instante em que é observada a formação de sólido.

- a)  $1,0 \times 10^{-10}$       b)  $7 \times 10^{-7}$       c)  $4 \times 10^{-2}$   
 d)  $1,0 \times 10^{-1}$       e)  $1,5 \times 10^4$

**17 - (ITA-04)** Na temperatura de 25°C e pressão igual a 1 atm, a concentração de  $\text{H}_2\text{S}$  numa solução aquosa saturada é de aproximadamente  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . Nesta solução, são estabelecidos os equilíbrios representados pelas seguintes equações químicas balanceadas:

I –  $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{HS}^-(\text{aq})$ ;  $K_I(25^\circ\text{C}) = 9,1 \times 10^{-8}$

II –  $\text{HS}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq})$ ;  $K_{II}(25^\circ\text{C}) = 1,2 \times 10^{-15}$

Assinale a informação **ERRADA** relativa a concentrações aproximadas (em mol L<sup>-1</sup>) das espécies presentes nesta solução.

- a) ( )  $[\text{H}^+]^2 [\text{S}^{2-}] \cong 1 \times 10^{-23}$   
 b) ( )  $[\text{S}^{2-}] \cong 1 \times 10^{-15}$   
 c) ( )  $[\text{H}^+] \cong 1 \times 10^{-7}$   
 d) ( )  $[\text{HS}^-] \cong 1 \times 10^{-4}$   
 e) ( )  $[\text{H}_2\text{S}] \cong 1 \times 10^{-1}$

**18 - (ITA-04)** Quatro copos (I, II, III e IV) contêm, respectivamente, soluções aquosas de misturas de substâncias nas concentrações especificadas a seguir:

I. Acetato de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  + Cloreto de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

II. Ácido acético  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  + Acetato de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

III. Ácido acético  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  + Cloreto de sódio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

IV. Ácido acético  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  + Hidróxido de amônio  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ .

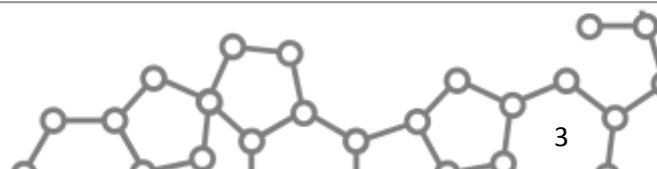
Para uma mesma temperatura, qual deve ser a seqüência **CORRETA** do pH das soluções contidas nos respectivos copos?

Dados eventualmente necessários:

Constante de dissociação do ácido acético em água a 25°C:  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ .

Constante de dissociação do hidróxido de amônio em água a 25°C:  $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ .

- A. ( )  $\text{pH}_I > \text{pH}_{IV} > \text{pH}_{II} > \text{pH}_{III}$ .  
 B. ( )  $\text{pH}_I$ ;  $\text{pH}_{IV} > \text{pH}_{III} > \text{pH}_{II}$ .  
 C. ( )  $\text{pH}_{II}$ ;  $\text{pH}_{III} > \text{pH}_I > \text{pH}_{IV}$ .  
 D. ( )  $\text{pH}_{III} > \text{pH}_I > \text{pH}_{II} > \text{pH}_{IV}$ .  
 E. ( )  $\text{pH}_{III} > \text{pH}_I > \text{pH}_{IV} > \text{pH}_{II}$ .



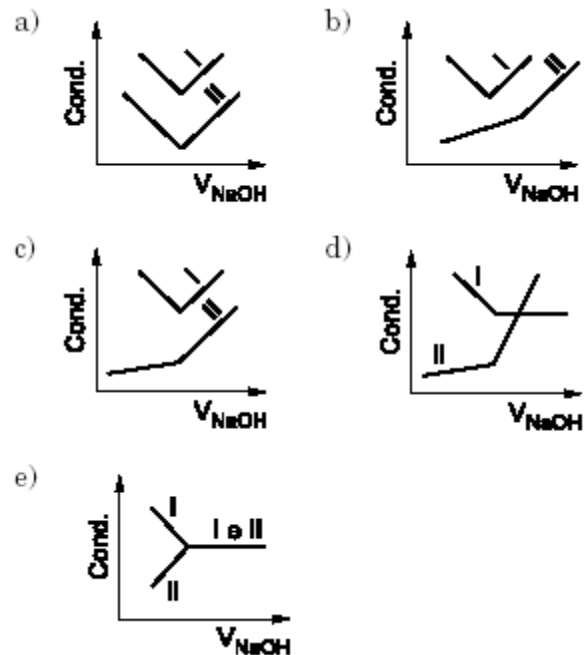
**19 - (ITA-03)** Considere os equilíbrios químicos abaixo e seus respectivos valores de pK ( $pK = -\log K$ ), válidos para a temperatura de 25 °C (K representa constante de equilíbrio químico).

	pK
Fenol: $C_6H_5OH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + C_6H_5O^-(aq)$	9,89
Anilina: $C_6H_5NH_2(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	9,34
Ácido acético: $CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H^+(aq)$	4,74
Amônia: $NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	4,74

Na temperatura de 25 oC e numa razão de volumes = 10, misturam-se pares de soluções aquosas de mesma concentração. Assinale a opção que apresenta o par de soluções aquosas que ao serem misturadas formam uma solução tampão com pH próximo de 10.

- $C_6H_5OH(aq) / C_6H_5NH_2(aq)$ .
- $C_6H_5NH_2(aq) / C_6H_5NH_3Cl(aq)$ .
- $CH_3COOH(aq) / NaCH_3COO(aq)$ .
- $NH_3(aq) / NH_4Cl(aq)$ .
- $NaCH_3COO(aq) / NH_4Cl(aq)$ .

**20 - (ITA-03)** Duas soluções aquosas (I e II) contêm, respectivamente, quantidades iguais (em mol) e desconhecidas de um ácido forte,  $K \gg 1$ , e de um ácido fraco,  $K \cong 10^{-10}$  ( $K =$  constante de dissociação do ácido). Na temperatura constante de 25 °C, essas soluções são tituladas com uma solução aquosa 0,1 mol L<sup>-1</sup> de NaOH. A titulação é acompanhada pela medição das respectivas condutâncias elétricas das soluções resultantes. Qual das opções abaixo contém a figura com o par de curvas que melhor representa a variação da condutância elétrica (Cond.) com o volume de NaOH ( $V$ ) adicionado às soluções I e II, respectivamente?



**21 - (ITA-02)** Considere as soluções aquosas obtidas pela dissolução das seguintes quantidades de solutos em um 1 L de água:

- 1 mol de acetato de sódio e 1 mol de ácido acético.
- 2 mols de amônia e 1 mol de ácido clorídrico.
- 2 mols de ácido acético e 1 mol de hidróxido de sódio.
- 1 mol de hidróxido de sódio e 1 mol de ácido clorídrico.
- 1 mol de hidróxido de amônio e 1 mol de ácido acético.

Das soluções obtidas, apresentam efeito tampão

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

**22 - (ITA-01)** Considere as afirmações abaixo relativas à concentração (mol/L) das espécies químicas presentes no ponto de equivalência da titulação de um ácido forte (do tipo HA) com uma base forte (do tipo BOH):

- A concentração do ânion A<sup>-</sup> é igual à concentração do cátion B<sup>+</sup>.
- A concentração do cátion H<sup>+</sup> é igual à constante de dissociação do ácido HA.
- A concentração do cátion H<sup>+</sup> consumido é igual à concentração inicial do ácido HA.
- A concentração do cátion H<sup>+</sup> é igual à concentração do ânion A<sup>-</sup>.
- A concentração do cátion H<sup>+</sup> é igual à concentração do cátion B<sup>+</sup>.

Das afirmações feitas, estão **CORRETAS**

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

- B) apenas I e V.      E) apenas III, IV e V.  
 C) apenas I, II e IV.

**23 - (ITA-01)** Uma célula eletrolítica foi construída utilizando-se 200mL de uma solução aquosa 1,0mol/L em NaCl com pH igual a 7 a 25°C, duas chapas de platina de mesmas dimensões e uma fonte estabilizada de corrente elétrica. Antes de iniciar a eletrólise, a temperatura da solução foi aumentada e mantida num valor constante igual a 60°C. Nesta temperatura, foi permitido que corrente elétrica fluísse pelo circuito elétrico num certo intervalo de tempo. Decorrido esse intervalo de tempo, o pH da solução, ainda a 60°C, foi medido novamente e um valor igual a 7 foi encontrado. Levando em consideração os fatos mencionados neste enunciado e sabendo que o valor numérico da constante de dissociação da água ( $K_w$ ) para a temperatura de 60°C é igual a  $9,6 \times 10^{-14}$ , é **CORRETO** afirmar que

- A) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é neutro.  
 B) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é alcalino.  
 C) a reação anódica predominante é aquela representada pela meia-equação:  
 $4OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g) + 4e^-(CM)$ .  
 D) A reação catódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:  
 $Cl_2(g) + 2e^-(CM) \rightarrow 2Cl^-(aq)$ .  
 E) A reação anódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:  
 $H(g) + 2OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + 2e^-(CM)$ .

**24 - (ITA-99)** A um béquer contendo 100mL de ácido acético 0,10 mol/L, a 25°C, foram adicionados 100 mL de água destilada. Considere que a respeito deste sistema sejam feitas as seguintes afirmações:

- I- O número total de íons diminui.  
 II- O número total de íons aumenta.  
 III- A condutividade elétrica do meio diminui.  
 IV- A condutividade elétrica do meio aumenta.  
 V- O número de íons  $H^+$  e  $H_3CCOO^-$  por  $cm^3$  diminui.  
 VI- O número de íons  $H^+$  e  $H_3CCOO^-$  por  $cm^3$  aumenta.  
 Qual das opções abaixo se refere a todas afirmações **CORRETAS** ?  
 a) I e V    b) II e VI    c) III e V    d) II, III e V    e) I, IV, VI

**25 - (ITA-99)** Um recipiente contém 0,50 L de uma solução aquosa com as espécies químicas  $Pb^{2+}(aq)$ ,  $SCN^-(aq)$  e  $Pb(SCN)_2(c)$ . Estando o sistema em equilíbrio

químico e a temperatura sendo constante, as concentrações das espécies químicas  $Pb^{2+}(aq)$ ,  $SCN^-(aq)$  e a quantidade de  $Pb(SCN)_2(c)$  não variam com o tempo. Qual das opções abaixo só contém informação(ões) **CORRETA(S)** a respeito desse sistema?

- a) A adição de 0,30g de  $Pb(NO_3)_2(c)$  diminuirá a concentração de  $Pb^{2+}(aq)$  no recipiente.  
 b) A adição de 0,30g de  $Pb(NO_3)_2(c)$  aumentará a concentração de  $SCN^-(aq)$  no recipiente.  
 c) A adição de 0,60g de  $Pb(SCN)_2(c)$  manterá constantes as concentrações de  $Pb^{2+}(aq)$  e  $SCN^-(aq)$ , e aumentará a quantidade de  $Pb(SCN)_2(c)$ .  
 d) A adição de 0,60g de  $Pb(SCN)_2(c)$  aumentará as respectivas concentrações de  $Pb^{2+}(aq)$  e  $SCN^-(aq)$ , sem aumentar a quantidade de  $Pb(SCN)_2(c)$ .  
 e) A adição de 0,60g de  $Pb(SCN)_2(c)$  aumentará a concentração de  $Pb^{2+}(aq)$  e a quantidade de  $Pb(SCN)_2(c)$  no recipiente.

**26 - (ITA-97)** Numa solução aquosa 0,100 mol/l de um ácido monocarboxílico, a 25°C, o ácido está 3,7% dissociado após o equilíbrio ter atingido. Assinale a opção que contém o valor correto da constante de dissociação desse ácido nesta temperatura.

- a) 1,4    b)  $1,4 \cdot 10^{-3}$     c)  $1,4 \cdot 10^{-4}$     d)  $3,7 \cdot 10^{-2}$     e)  $3,7 \cdot 10^{-4}$

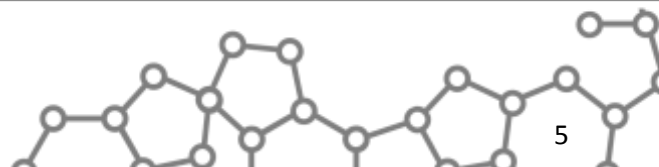
**27 - (ITA-97)** Sabe-se que processo de dissolução do  $Pb_{2(s)}$  em água é endotérmico. Sobre o filtrado de uma solução aquosa de  $PbI_2$  que estava originalmente em contato com seu corpo de fundo ( $Pb_{2(s)}$ ), na temperatura de 25°C, são feitas as afirmações:

- I- O filtrado é uma solução aquosa de  $PbI_2$  onde a concentração do íon  $Pb^{+2}_{(aq)}$  é igual a do íon  $I^-_{(aq)}$ .  
 II- Espera-se que ocorra precipitação de  $PbI_2$  se a temperatura do filtrado diminuir para um valor menor do que 25°C.  
 III- Se ao filtrado for adicionado um excesso de  $PbI_{2(s)}$ , aumentará tanto a concentração dos íons  $I_{(aq)}$  como a dos íons  $Pb^{+2}_{(aq)}$ .  
 IV- Se ao filtrado for adicionada uma solução saturada a 25°C de iodeto de potássio, a concentração de íons  $I^-_{(aq)}$  aumentará, enquanto a concentração de íons  $Pb^{+2}_{(aq)}$  diminuirá.

Estão corretas:

- a) Todas.      b) Apenas I e III.    c) Apenas I e IV.  
 d) Apenas II e III.    e) Apenas II e IV.

**28 - (ITA-97)** A 25°C o produto de solubilidade do  $CaSO_4(s)$  em água é  $2,4 \cdot 10^{-5}$  (a concentração de  $Ca^{+2}_{(aq)}$  na solução saturada é  $5,10^{-3}$  mol/l). Num copo contendo 10 ml de uma solução aquosa  $3,0 \cdot 10^{-3}$  mol/l de cloreto e cálcio a 25°C foram adicionados, gota a gota, 10 ml de



uma solução aquosa  $3,0 \cdot 10^{-3}$  mol/l de sulfato de cálcio a  $25^\circ\text{C}$ . Em relação às espécies químicas existentes, ou que podem passar a existir, no copo - à medida que a adição avança - é correto afirmar que:

- A quantidade (mol) dos íons  $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$  diminuirá.
- A concentração, em mol/l, dos íons  $\text{SO}_4^{2-}$  diminuirá.
- A concentração, em mol/l, dos íons  $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$  permanecerá constante.
- A quantidade (mol) dos íons  $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$  diminuirá.
- Poderá precipitar a fase sólida  $\text{CaSO}_4(\text{s})$ .

**29 - (ITA-97)** Considere soluções aquosas diluídas de ácido acético, a  $25^\circ\text{C}$ , em equilíbrio. A equação abaixo, na qual HA significa ácido acético e  $\text{A}^-$  o íon acetato, representa este equilíbrio:  $\text{HA}_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-_{(\text{aq})}$ ;  $K_c = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . Considerando um comportamento ideal das soluções e a notação  $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{A}^-]$  e  $[\text{HÁ}]$  para representar as respectivas concentrações em mol/l e definindo:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{A}^-] + [\text{HA}]}$$
 e  $c = [\text{A}^-] + [\text{HA}]$ .

Assinale a opção cuja afirmação está errada:

- A pressão parcial do HA sobre a solução é proporcional ao produto  $(1 - \alpha) \cdot C$ .
- A condutividade elétrica é proporcional ao produto  $\alpha \cdot C$ .
- O abaixamento da temperatura do início de solidificação no resfriamento é proporcional ao produto  $(1 + \alpha) \cdot C$ .
- O produto  $\alpha \cdot C$  é uma função crescente de C.
- Considerando também a dissociação iônica do solvente, conclui-se que a  $[\text{H}^+]$  é menor do que a  $[\text{A}^-]$ .

**30 - (ITA-96)** Um copo, com capacidade de 250 ml, contém 100 ml de uma solução aquosa 0,10 molar em ácido acético na temperatura de  $25^\circ\text{C}$ . 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 100 ml 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   |

**31 - (ITA-95)** A  $60^\circ\text{C}$  o produto iônico da água,  $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ , é igual a  $1,0 \cdot 10^{-13}$ . Em relação a soluções aquosas nesta temperatura são feitas as seguintes afirmações:

I- Soluções ácidas são aquelas que têm  $\text{pH} < 6,5$ .

II- Soluções neutras têm  $\text{pH} = 6,5$ .

III- Soluções básicas têm  $\text{pH} > 6,5$ .

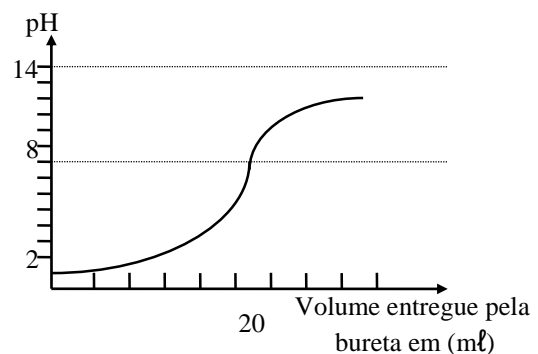
IV-  $\text{pH} + \text{pOH}$  tem que ser igual a 13,0.

V- Solução com  $\text{pH} 14$  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.

**32 - (ITA-94)** Um copo contém, inicialmente, 20 ml 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.



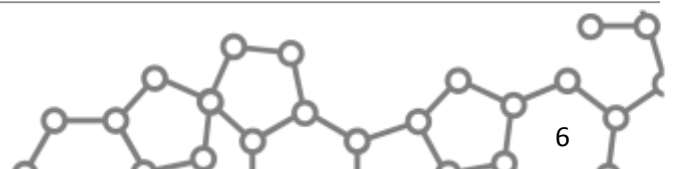
Da observação do gráfico acima, qual era a natureza das soluções iniciais no copo e na bureta?

- |    | 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          |

**33 - (ITA-92)** A massa molar do  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  é 58,3 g/mol e seu produto de solubilidade em água é  $4,6 \cdot 10^{-24}$  para  $25^\circ\text{C}$ . Colocando excesso de hidróxido de magnésio sólido em contato com 1,0 l de água pura, o máximo de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  que irá se dissolver neste volume será :

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

**34 - (ITA-92)** Dissolvendo-se 1,0 mol de ácido acético em água suficiente para obter 1,0 l de líquido, resulta uma solução que tem uma concentração de íons  $\text{H}^+$



igual a  $4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ . Com relação a esta solução é falso afirmar que;

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

**35** - (ITA-91) Em 1,0 litro de uma solução aquosa não tamponada, a  $25^\circ\text{C}$ , ocorre uma reação química que produz ânion  $\text{OH}^-$ . Sabendo-se que ao se iniciar a reação a solução tinha  $\text{pH} = 6$ , após a produção de  $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de  $\text{OH}^-$  o  $\text{pH}$  da solução será:

- 3
- 6
- 7
- 9
- 11

**36** - (ITA-91) Num copo se estabelece o seguinte equilíbrio heterogêneo:  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \leftrightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})}$ . Com relação à possibilidade de se deslocar este equilíbrio para a direita, mantendo a temperatura constante, são feitas as seguintes sugestões:

- Acrescentar  $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ .
  - Retirar uma parte do  $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ .
  - Acrescentar um pouco de  $\text{NaCl}_{(\text{s})}$ .
  - Acrescentar água.
  - Evaporar parte da água.
- Das sugestões acima irá(irão) deslocar, efetivamente, o equilíbrio no sentido desejado apenas:
- III
  - I e IV
  - II e III
  - III e V
  - II, III e V

**37** - (ITA-90) O produto de Solubilidade, PS, do carbonato de cálcio em água vale  $8,7 \cdot 10^{-9}$ , a  $25^\circ\text{C}$ . 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, sejam 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  $\text{CaCO}_3$  se, a uma solução  $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ molar}$  em íons de cálcio, se acrescenta volume igual de solução de igual concentração de íons de carbonato.

**38** - (ITA-89) Em quatro copos são colocados  $100 \text{ cm}^3$  de água e quatro gotas de azul de bromotimol, um

indicador que adquire cor amarela em  $\text{pH} < 6,0$ ; verde em  $\text{pH}$  entre 6,0 e 7,6; azul em  $\text{pH} > 7,6$ . 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.

**39** - Assinale a afirmação incorreta relativa à comparação das duas soluções aquosas seguintes: a primeira foi preparada dissolvendo – se 1 mol de um ácido forte (  $\text{HX}$  ) em 1 litro de água; a segunda, dissolvendo-se em 1 litro de água 1 mol de um ácido fraco (  $\text{AH}$  ) com constante de ionização igual a  $10^{-6}$ .

- a solução de  $\text{HX}$  tem uma concentração de íons  $\text{H}^+$  muito maior que a solução de  $\text{HA}$
- enquanto a dissociação iônica, na primeira solução, pode ser representada por  $\text{HX} \rightarrow \text{H}^+ + \text{X}^-$ , na solução de  $\text{AH}$  ela é representada por  $\text{AH} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$
- Enquanto que não se deve esperar uma modificação apreciável do  $\text{pH}$  da primeira solução, por acréscimo de sais do tipo  $\text{NaX}$ , deve – se esperar um aumento do  $\text{pH}$  da segunda solução, quando a ela são acrescentados sais do tipo  $\text{NaA}$
- Adição de mais 0,5 mol do ácido  $\text{HX}$  a cada uma das duas soluções fará com que a concentração de  $\text{H}^+$  em ambas aumente igualmente cerca de 0,5 mol/L.
- A adição de mais 0,5 mol de  $\text{NaOH}$  às duas soluções fará com que a concentração de  $\text{H}^+$  em ambas diminua de aproximadamente 0,5 mol /L

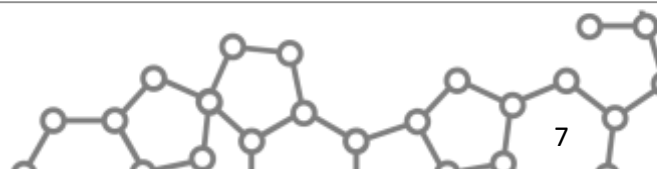
**40** - Uma solução 0,005 molar de hidróxido de bário em água à temperatura ambiente, terá  $\text{pH}$  aproximadamente igual a:

- 0,01
- 2
- 5
- 9
- 12

**41** - Para uma certa solução sabe – se que o  $\text{pH} = 6,8$  e o  $\text{pOH}$  também tem o mesmo valor, isto é, 6,8 destas informações pode –se concluir que a solução é:

- neutra, mas sua temperatura está acima de  $250 \text{ C}$
- neutra, mas sua temperatura está abaixo de  $250 \text{ C}$
- é ácida, para qualquer temperatura
- é básica, para qualquer temperatura
- não pode ser neutra porque seu  $\text{pH}$  é diferente de 7

**42** - A respeito das substâncias  $\text{CO}_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  e  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10} \text{COONa}$  são feitas as afirmações :



I – O pH de uma amostra de água não é alterada pela dissolução de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

II – A dissolução de  $\text{CO}_2$  e de  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  em água produz soluções ácidas.

III – A dissolução de  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COONa}$  em água produz soluções alcalinas.

Das afirmações feitas está(ão) CERTA(S) :

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

**43** - Sabendo que as constantes de produto de solubilidade, a **25°C**, para  **$\text{Mg}(\text{OH})_2$**  e  **$\text{Ca}(\text{OH})_2$**  são, respectivamente,  **$1,8 \times 10^{-11}$**  e  **$1,3 \times 10^{-6}$** , chega-se à conclusão que:

I –  **$\text{Ca}(\text{OH})_2$**  é mais solúvel em água do que  **$\text{Mg}(\text{OH})_2$** .

II – A solubilidade de  **$\text{Ca}(\text{OH})_2$**  em água é de  **$7 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$** .

III –  **$\text{Ca}(\text{OH})_2$**  é um eletrólito mais forte do que  **$\text{Mg}(\text{OH})_2$**

IV – O pH da solução aquosa saturada de  **$\text{Mg}(\text{OH})_2$**  é maior do que o da solução aquosa saturada de  **$\text{Ca}(\text{OH})_2$** .

Das conclusões acima estão CERTAS:

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

**44** - Considere as substâncias:

I –  $\text{CH}_3\text{COOK}$                       IV –  $\text{KHCO}_3$

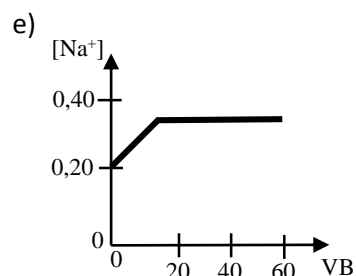
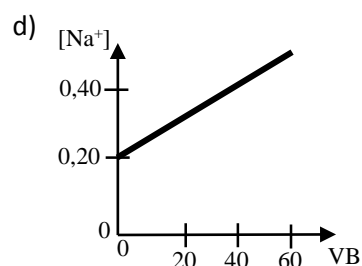
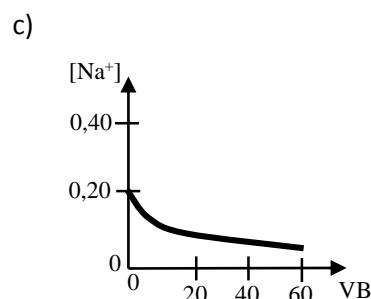
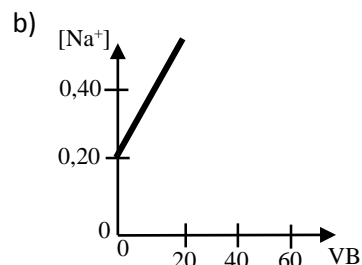
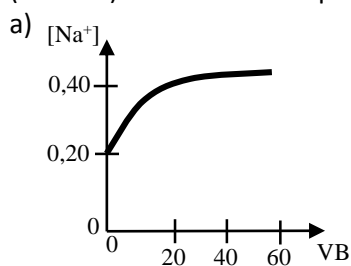
II –  $\text{NH}_3$                               V –  $\text{KHSO}_4$

III –  $\text{KNO}_3$                         VI –  $\text{K}_2\text{CO}_3$

Quais são as que produzem soluções alcalinas (**pH > 7**), quando dissolvidas em água?

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

**45** - Um copo de  **$100 \text{ cm}^3$**  contém inicialmente  **$20,0 \text{ cm}^3$**  ( **$V_0$** ) de uma solução  **$0,20$**  molar de  **$\text{NaCl}$**  em água. Com o auxílio de uma bureta se adiciona gradualmente um volume crescente ( **$V_b$** ) de uma solução  **$0,40$**  molar de  **$\text{NaNO}_3$**  em água. A concentração dos íons de sódio ( **$[\text{Na}^+]$**  em  **$\text{mol/l}$** ) no copo irá variar em função de  **$V_b$**  (em  **$\text{cm}^3$** ) de acordo com qual dos gráficos abaixo?





## GABARITO

1	E
2	E
3	A
4	D
5	A
6	E
7	D
8	D
9	C
10	C
11	C
12	E
13	A
14	E
15	C
16	D
17	C
18	A
19	D
20	C
21	C
22	A
23	B
24	D
25	C
26	C
27	E
28	C
29	E
30	D
31	D
32	D
33	A
34	C
35	E
36	D
37	E
38	B
39	E
40	E
41	A
42	E
43	A

44	D
45	A

