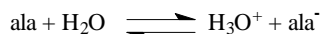
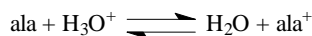


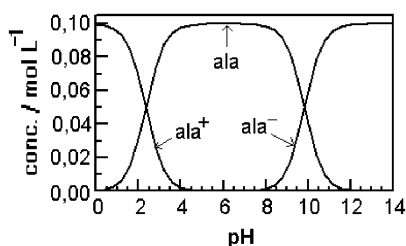
## FUVEST (Equilíbrio Químico) 1ª Fase

## 01 - (FUVEST SP/2005)

Em água, o aminoácido alanina pode ser protonado, formando um cátion que será designado por  $\text{ala}^+$ ; pode ceder próton, formando um ânion designado por  $\text{ala}^-$ . Dessa forma, os seguintes equilíbrios podem ser escritos:



A concentração relativa dessas espécies depende do pH da solução, como mostrado no gráfico.



Quando  $[\text{ala}] = 0,08 \text{ mol L}^{-1}$ ,  $[\text{ala}^+] = 0,02 \text{ mol L}^{-1}$  e  $[\text{ala}^-]$  for desprezível, a concentração hidrogeniônica na solução, em  $\text{mol L}^{-1}$ , será aproximadamente igual a:

- $10^{-11}$
- $10^{-9}$
- $10^{-6}$
- $10^{-3}$
- $10^{-1}$

## 02 - (FUVEST SP/2005)

O Brasil produz, anualmente, cerca de  $6 \times 10^6$  toneladas de ácido sulfúrico pelo processo de contacto. Em uma das etapas do processo há, em fase gasosa, o equilíbrio



que se estabelece à pressão total de  $P$  atm e temperatura constante. Nessa temperatura, para que

o valor da relação  $\frac{x_{\text{SO}_3}^2}{x_{\text{SO}_2}^2 x_{\text{O}_2}}$  seja igual a  $6,0 \times 10^4$ , o

valor de  $P$  deve ser:

$x$  = fração em quantidade de matéria (fração molar) de cada constituinte na mistura gasosa

$K_P$  = constante de equilíbrio

- 1,5
- 3,0
- 15
- 30
- 50

## 03 - (FUVEST SP/2006)

Preparam-se duas soluções saturadas, uma de oxalato de prata ( $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) e outra de tiocianato de prata ( $\text{AgSCN}$ ). Esses dois sais têm, aproximadamente, o mesmo produto de solubilidade (da ordem de  $10^{-12}$ ). Na primeira, a concentração de íons prata é  $[\text{Ag}^+]_1$  e, na segunda,  $[\text{Ag}^+]_2$ ; as

concentrações de oxalato e tiocianato são, respectivamente,  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$  e  $[\text{SCN}^-]$ .

Nesse caso, é correto afirmar que:

- $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$  e  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$  e  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$  e  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 < [\text{Ag}^+]_2$  e  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$
- $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$  e  $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$

## 04 - (FUVEST SP/1995)

Coloca-se em um recipiente de vidro água destilada, gotas de solução de fenolftaleína e, em seguida, pedaços de sódio metálico:

Observa-se, então, violenta reação do metal com a água, resultando chama na superfícies exposta do metal e coloração rósea na solução. A chama e a coloração resultam, respectivamente, da queima de:

- hidrogênio produzido na reação e aumento de pH.
- oxigênio produzido na reação e aumento de pH.
- nitrogênio do ar e aumento de pH.
- hidrogênio produzido na reação e diminuição de pH.
- hidrogênio do ar e diminuição de pH.

## 05 - (FUVEST SP/2001)

Deseja-se estudar três gases incolores, recolhidos em diferentes tubos de ensaio. Cada tubo contém apenas um gás. Em um laboratório, foram feitos dois testes com cada um dos três gases:

- colocação de um palito de fósforo aceso no interior do tubo de ensaio;
- colocação de uma tira de papel de tornassol azul, umedecida com água, no interior do outro tubo, contendo o mesmo gás, tampando se em seguida.

Os resultados obtidos foram:

gás	teste com o palito de fósforo	teste com o papel de tornassol azul
X	extinção da chama	continuou azul
Y	explosão e condensação de água nas paredes do tubo	continuou azul
Z	extinção da chama	ficou vermelho

Com base nesses dados, os gases X, Y e Z poderiam ser, respectivamente,

- |    |               |              |               |
|----|---------------|--------------|---------------|
|    | X             | Y            | Z             |
| a) | $\text{SO}_2$ | $\text{O}_2$ | $\text{N}_2$  |
| b) | $\text{CO}_2$ | $\text{H}_2$ | $\text{NH}_3$ |
| c) | He            | $\text{O}_2$ | $\text{N}_2$  |
| d) | $\text{N}_2$  | $\text{H}_2$ | $\text{CO}_2$ |
| e) | $\text{O}_2$  | He           | $\text{SO}_2$ |

**06 - (FUVEST SP/2001)**

A auto-ionização da água é uma reação endotérmica. Um estudante mediu o pH da água recém-destillada, isenta de CO<sub>2</sub> e a 50°C, encontrando o valor 6,6. Desconfiado de que o aparelho de medida estivesse com defeito, pois esperava o valor 7,0, consultou um colega que fez as seguintes afirmações:

- I. O seu valor (6,6) pode estar correto, pois 7,0 é o pH da água pura, porém a 25 o C.
- II. A aplicação do Princípio de Le Chatelier ao equilíbrio da ionização da água justifica que, com o aumento da temperatura, aumente a concentração de H<sup>+</sup>.
- III. Na água, o pH é tanto menor quanto maior a concentração de H<sup>+</sup>.

Está correto o que se afirma

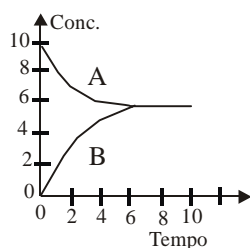
- a) somente em I.
- b) somente em II.
- c) somente em III.
- d) somente em I e II.
- e) em I, II e III.

**07 - (FUVEST SP/2001)**

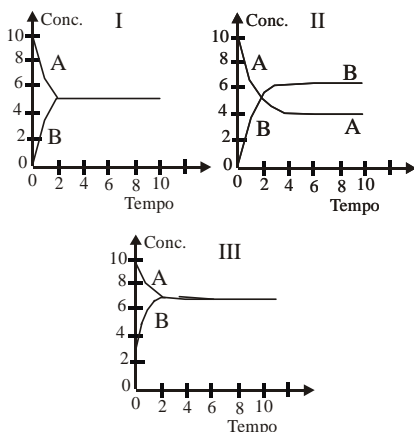
No equilíbrio  $A \rightleftharpoons B$ , a transformação de A em B é endotérmica. Esse equilíbrio foi estudado, realizando-se três experimentos.

Experimento	Condições
X	a 20°C, sem catalisador
Y	a 100°C, sem catalisador
Z	a 20°C, com catalisador

O gráfico abaixo mostra corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, para o experimento X.



Examine os gráficos abaixo.



Aqueles que mostram corretamente as concentrações de A e de B, em função do tempo, nos experimentos Y e Z são, respectivamente,

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

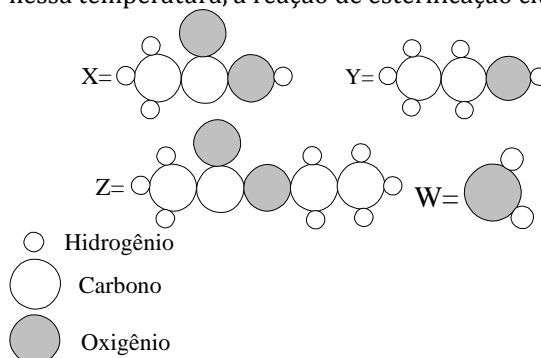
**08 - (FUVEST SP/1995)**

VALOR NUMÉRICO DA CONSTANTE DE DISSOCIAÇÃO DO ÁCIDO ACÉTICO =  $1,8 \times 10^{-5}$   
Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução de pH = 3. Nesta solução as concentrações, em mol/L, de CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> e de CH<sub>3</sub>COOH são, respectivamente, da ordem de

- a)  $3 \times 10^{-1}$  e  $5 \times 10^{-10}$
- b)  $3 \times 10^{-1}$  e  $5 \times 10^{-2}$
- c)  $1 \times 10^{-3}$  e  $2 \times 10^{-5}$
- d)  $1 \times 10^{-3}$  e  $5 \times 10^{-12}$
- e)  $1 \times 10^{-3}$  e  $5 \times 10^{-2}$

**09 - (FUVEST SP/2004)**

A reação de esterificação do ácido etanóico com etanol apresenta constante de equilíbrio igual a 4, à temperatura ambiente. Abaixo estão indicadas cinco situações, dentre as quais apenas uma é compatível com a reação, considerando-se que a composição final é a de equilíbrio. Qual alternativa representa, nessa temperatura, a reação de esterificação citada?

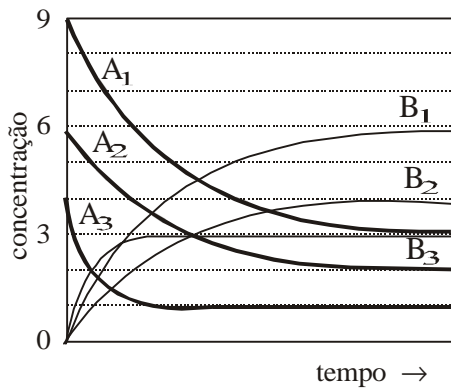


	Composição inicial em mol				Composição final em mol			
	X	Y	Z	W	X	Y	Z	W
a.	6	6	0	0	2	2	4	4
b.	6	5	0	0	4	3	2	2
c.	4	5	0	0	2	3	2	2
d.	3	3	1	0	1	1	3	2
e.	0	0	6	6	3	3	3	3

**10 - (FUVEST SP/2004)**

A transformação de um composto A em um composto B, até se atingir o equilíbrio ( $A \rightleftharpoons B$ ), foi estudada em três experimentos. De um experimento para o outro, variou-se a concentração inicial do reagente A ou a temperatura ou ambas. Registraram-se as concentrações de reagente e produto em função do tempo.

Com esses dados, afirma-se:



Com esses dados, afirma-se:

- I. Os experimentos 1 e 2 foram realizados à mesma temperatura, pois as constantes de equilíbrio correspondentes são iguais.
- II. O experimento 3 foi realizado numa temperatura mais elevada que o experimento 1, pois no experimento 3 o equilíbrio foi atingido em um tempo menor.
- III. A reação é endotérmica no sentido da formação do produto B.

Dessas afirmações,

- a) todas são corretas.
- b) apenas I e III são corretas.
- c) apenas II e III são corretas.
- d) apenas I é correta.
- e) apenas II é correta.

### 11 - (FUVEST SP/2002)

Considere os equilíbrios abaixo e o efeito térmico da reação da esquerda para a direita, bem como a espécie predominante nos equilíbrios A e B, à temperatura de 175 °C.

	equilíbrio	efeito térmico	espécie predominante
a.	$N(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$	exotérmica	$NH_3(g)$
b.	$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	endotérmica	$NO_2(g)$
c.	$MgCO_3(s) \rightleftharpoons MgO(s) + CO_2(g)$	endotérmica	

O equilíbrio A foi estabelecido misturando-se, inicialmente, quantidades estequiométricas de  $N_2(g)$  e  $H_2(g)$ . Os equilíbrios B e C foram estabelecidos a partir de, respectivamente,  $N_2O_4$  e  $MgCO_3$  puros.

A tabela abaixo traz os valores numéricos das constantes desses três equilíbrios, em função da temperatura, não necessariamente na mesma ordem em que os equilíbrios foram apresentados. As constantes referem-se a pressões parciais em atm.

t / °C	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>
100	$1,5 \cdot 10^1$	$1,1 \cdot 10^{-5}$	$3,9 \cdot 10^2$
175	$3,3 \cdot 10^2$	$2,6 \cdot 10^{-3}$	2,4
250	$3,0 \cdot 10^3$	$1,2 \cdot 10^{-1}$	$6,7 \cdot 10^{-2}$

Logo, as constantes K<sub>1</sub>, K<sub>2</sub> e K<sub>3</sub> devem corresponder, respectivamente, a K<sub>1</sub> K<sub>2</sub> K<sub>3</sub>

	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>
a.	B	C	A
b.	A	C	B
b.	C	B	A
d.	B	A	C
e.	C	A	B

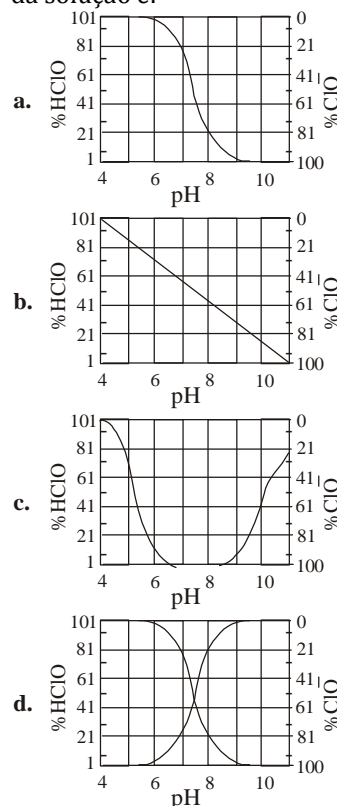
### 12 - (FUVEST SP/2002)

O vírus da febre aftosa não sobrevive em pH < 6 ou pH > 9, condições essas que provocam a reação de hidrólise das ligações peptídicas de sua camada protéica. Para evitar a proliferação dessa febre, pessoas que deixam zonas infectadas mergulham, por instantes, as solas de seus sapatos em uma solução aquosa de desinfetante, que pode ser o carbonato de sódio. Neste caso, considere que a velocidade da reação de hidrólise aumenta com o aumento da concentração de íons hidroxila (OH<sup>-</sup>). Em uma zona afetada, foi utilizada uma solução aquosa de carbonato de sódio, mantida à temperatura ambiente, mas que se mostrou pouco eficiente. Para tornar este procedimento mais eficaz, bastaria

- a) utilizar a mesma solução, porém a uma temperatura mais baixa.
- b) preparar uma nova solução utilizando água dura (rica em íons Ca<sup>2+</sup>).
- c) preparar uma nova solução mais concentrada.
- d) adicionar água destilada à mesma solução.
- e) utilizar a mesma solução, porém com menor tempo de contacto.

### 13 - (FUVEST SP/2002)

O composto HClO, em água, dissocia-se de acordo com o equilíbrio:  $HClO(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons ClO^-(aq) + H_3O^+(aq)$ . As porcentagens relativas, em mols, das espécies ClO<sup>-</sup> e HClO dependem do pH da solução aquosa. O gráfico que representa corretamente a alteração dessas porcentagens com a variação do pH da solução é:

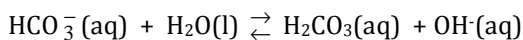
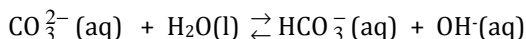
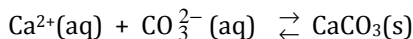


Dado: Constante de Dissociação do HClO em água e a 25°C  $4,0 \cdot 10^{-8}$

### 14 - (FUVEST SP/2002)

Galinhas não transpiram e, no verão, a frequência de sua respiração aumenta para resfriar seu corpo. A

maior eliminação de gás carbônico, através da respiração, faz com que as cascas de seus ovos, constituídas principalmente de carbonato de cálcio, se tornem mais finas. Para entender tal fenômeno, considere os seguintes equilíbrios químicos:

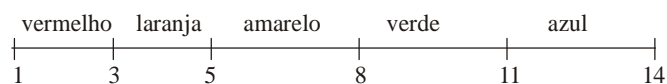


Para que as cascas dos ovos das galinhas não diminuam de espessura no verão, as galinhas devem ser alimentadas

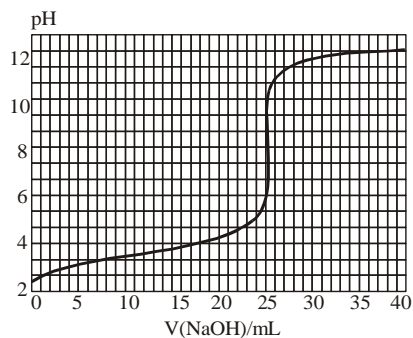
- com água que contenha sal de cozinha.
- com ração de baixo teor de cálcio.
- com água enriquecida de gás carbônico.
- com água que contenha vinagre.
- em atmosfera que contenha apenas gás carbônico.

### 15 - (FUVEST SP/2003)

Um indicador universal apresenta as seguintes cores em função do pH da solução aquosa em que está dissolvido:



A 25,0 mL de uma solução de ácido fórmico (HCOOH), de concentração 0,100 mol/L, contendo indicador universal, foi acrescentada, aos poucos, solução de hidróxido de sódio (NaOH), de concentração 0,100 mol/L. O gráfico mostra o pH da solução resultante no decorrer dessa adição. Em certo momento, durante a adição, as concentrações de HCOOH e de HCOO<sup>-</sup> se igualaram. Nesse instante, a cor da solução era:

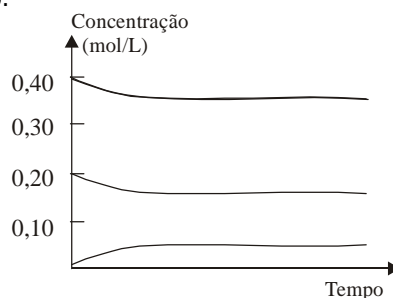


- vermelha
- laranja
- amarela
- verde
- azul

### 16 - (FUVEST SP/2003)

Em uma experiência, aqueceu-se, a uma determinada temperatura, uma mistura de 0,40 mol de dióxido de enxofre e 0,20 mol de oxigênio, contidos em um recipiente de 1L e na presença de um catalisador. A equação química, representando a reação reversível que ocorre entre esses dois reagentes gasosos, é :  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$ . As concentrações dos reagentes e do produto foram determinadas em

vários tempos, após o início da reação, obtendo-se o gráfico:



Em uma nova experiência, 0,40 mol de trióxido de enxofre, contido em um recipiente de 1L, foi aquecido à mesma temperatura da experiência anterior e na presença do mesmo catalisador. Acompanhando-se a reação ao longo do tempo, deve-se ter, ao atingir o equilíbrio, uma concentração de SO<sub>3</sub> de aproximadamente:

- 0,05 mol/L
- 0,18 mol/L
- 0,20 mol/L
- 0,35 mol/L
- 0,40 mol/L

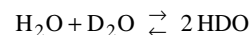
### 17 - (FUVEST SP/2008)

Para indicar a acidez de uma solução, usa-se o pH, que informa a concentração de íons H<sup>+</sup> que se encontram na solução. A água pura tem pH igual a 7, o que significa que existe 1 mol de H<sup>+</sup> para cada 10<sup>7</sup> litros. Do mesmo modo, numa solução de pH igual a 3 existe 1 mol de H<sup>+</sup> para cada 10<sup>3</sup> litros. Se determinada solução tem pH igual a 6, pode-se concluir que a concentração de íons H<sup>+</sup> nessa solução é

- duas vezes maior que a existente em uma solução de pH = 3.
- dez vezes maior que a existente em água pura.
- mil vezes maior que a existente em uma solução de pH = 3.
- três vezes menor que a existente em uma solução de pH = 3.
- aproximadamente 16% menor que a existente em água pura.

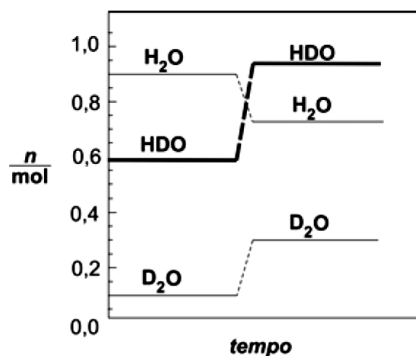
### 18 - (FUVEST SP/2008)

Certas quantidades de água comum (H<sub>2</sub>O) e de água deuterada (D<sub>2</sub>O) – água que contém átomos de deutério em lugar de átomos de hidrogênio – foram misturadas. Ocorreu a troca de átomos de hidrogênio e de deutério, formando-se moléculas de HDO e estabelecendo-se o equilíbrio (estado I)



As quantidades, em mols, de cada composto no estado I estão indicadas pelos patamares, abaixo, no diagrama.

Depois de certo tempo, mantendo-se a temperatura constante, acrescentou-se mais água deuterada, de modo que a quantidade de D<sub>2</sub>O, no novo estado de equilíbrio (estado II), fosse o triplo daquela antes da adição. As quantidades, em mols, de cada composto envolvido no estado II estão indicadas pelos patamares, abaixo, no diagrama.



A constante de equilíbrio, nos estados I e II, tem, respectivamente, os valores

- 0,080 e 0,25
- 4,0 e 4,0
- 6,6 e 4,0
- 4,0 e 12
- 6,6 e 6,6

### 19 - (FUVEST SP/2009)

Considere uma solução aquosa diluída de ácido acético (HA), que é um ácido fraco, mantida a 25 °C. A alternativa que mostra corretamente a comparação entre as concentrações, em mol/L, das espécies químicas presentes na solução é

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

### 20 - (FUVEST SP/2010)

A magnitude de um terremoto na escala Richter é proporcional ao logaritmo, na base 10, da energia liberada pelo abalo sísmico. Analogamente, o pH de uma solução aquosa é dado pelo logaritmo, na base 10, do inverso da concentração de íons  $H^+$ .

Considere as seguintes afirmações:

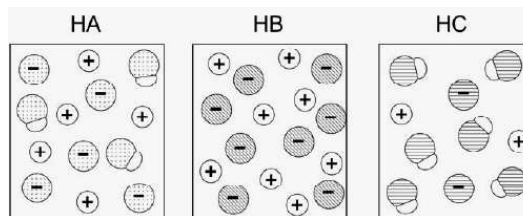
- O uso do logaritmo nas escalas mencionadas justifica-se pelas variações exponenciais das grandezas envolvidas.
- A concentração de íons  $H^+$  de uma solução ácida com pH 4 é 10 mil vezes maior que a de uma solução alcalina com pH 8.
- Um abalo sísmico de magnitude 6 na escala Richter libera duas vezes mais energia que outro, de magnitude 3.

Está correto o que se afirma somente em

- I.
- II.
- III.
- I e II.
- I e III.

### 21 - (FUVEST SP/2010)

As figuras a seguir representam, de maneira simplificada, as soluções aquosas de três ácidos, HA, HB e HC, de mesmas concentrações. As moléculas de água não estão representadas.



Considerando essas representações, foram feitas as seguintes afirmações sobre os ácidos:

- HB é um ácido mais forte do que HA e HC.
- Uma solução aquosa de HA deve apresentar maior condutibilidade elétrica do que uma solução aquosa de mesma concentração de HC.
- Uma solução aquosa de HC deve apresentar pH maior do que uma solução aquosa de mesma concentração de HB.

Está correto o que se afirma em

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

### 22 - (FUVEST SP/2010)

Um botânico observou que uma mesma espécie de planta podia gerar flores azuis ou rosadas. Decidiu então estudar se a natureza do solo poderia influenciar a cor das flores. Para isso, fez alguns experimentos e anotou as seguintes observações:

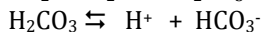
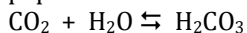
- Transplantada para um solo cujo pH era 5,6, uma planta com flores rosadas passou a gerar flores azuis.
- Ao adicionar um pouco de nitrato de sódio ao solo, em que estava a planta com flores azuis, a cor das flores permaneceu a mesma.
- Ao adicionar calcário moído ( $CaCO_3$ ) ao solo, em que estava a planta com flores azuis, ela passou a gerar flores rosadas.

Considerando essas observações, o botânico pôde concluir que

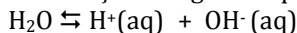
- em um solo mais ácido do que aquele de pH 5,6, as flores da planta seriam azuis.
- a adição de solução diluída de  $NaCl$  ao solo, de pH 5,6, faria a planta gerar flores rosadas.
- a adição de solução diluída de  $NaHCO_3$  ao solo, em que está a planta com flores rosadas, faria com que ela gerasse flores azuis.
- em um solo de pH 5,0, a planta com flores azuis geraria flores rosadas.
- a adição de solução diluída de  $Al(NO_3)_3$  ao solo, em que está uma planta com flores azuis, faria com que ela gerasse flores rosadas.

**GABARITO:****1) Gab: D****2) Gab: A****3) Gab: B****4) Gab: A****5) Gab: D**

A seqüência correta é:

X → N<sub>2</sub>: Gás não combustível nem comburente e de caráter neutro (não afeta a cor do tornassol).Y → H<sub>2</sub>: Gás combustível que em contato com oxigênio do ar queima produzindo água. Por ter caráter neutro não afeta a cor do tornassol.Z → CO<sub>2</sub>: Gás carbônico é usado em alguns tipos de extintores de incêndio e, tendo caráter ácido, torna o papel de tornassol vermelho:**6) Gab: E**

A ionização da água é representada pela equação:

I e II. Corretas. Segundo o Princípio de Le Chatelier, com o aumento da temperatura (de 25°C a 50°C) o equilíbrio desloca-se no sentido direto (endotérmico), aumentando a concentração de H<sup>+</sup>(aq) (diminuição do pH).III. Correta. Quanto maior a concentração de H<sup>+</sup> menor será o pH.**7) Gab: C**

Na ausência de catalisador e em alta temperatura (100°C) haverá o deslocamento do equilíbrio no sentido direto (Princípio de Le Chatelier). Isso está evidente no gráfico II, que mostra um aumento da concentração de B e proporcional diminuição da concentração de A.

Na presença do catalisador e em baixa temperatura (20°C) o equilíbrio será atingido mais rapidamente, porém, sem que haja variação da concentração dos participantes do sistema. O gráfico que representa essa situação é o I.

**8) Gab: E****9) Gab: A****10) Gab: A****11) Gab: A****12) Gab: C****13) Gab: A****14) Gab: C****15) Gab: B****16) Gab: A****17) Gab: B****18) Gab: B****19) Gab: A****20) Gab: D****21) Gab: E****22) Gab: A**