

## EQUILÍBRIO QUÍMICO

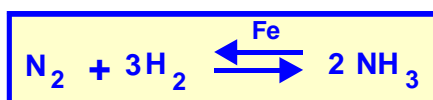
01) Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando:

- a) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.
- b) **as velocidades das reações direta e inversa são iguais.**
- c) os reagentes são totalmente consumidos.
- d) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
- e) a razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária.

02) Assinale a alternativa **falsa** acerca de um equilíbrio químico numa dada temperatura.

- a) Ambas as reações direta e inversa continuam ocorrendo com velocidades iguais.
- b) Todas as reações reversíveis caminham espontaneamente para o equilíbrio e assim permanecem, a menos que um fator modifique tal situação.
- c) O equilíbrio existe num sistema fechado e a energia armazenada é a menor possível, daí o equilíbrio ser procurado espontaneamente.
- d) As concentrações de todas as substâncias presentes no equilíbrio não variam mais.
- e) **São iguais as concentrações de cada substância presente no equilíbrio.**

03) A respeito da atividade catalítica do ferro na reação:



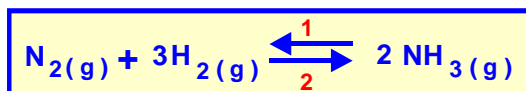
Pode-se afirmar que:

- a) altera o valor da constante de equilíbrio.
- b) altera as concentrações de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  e  $\text{NH}_3$  no equilíbrio.
- c) não altera o tempo necessário para ser estabelecido o equilíbrio.
- d) é consumido ao se processar a reação.
- e) **abaixa a energia de ativação para a formação do estado intermediário.**

04) Quando uma reação química exotérmica atinge o equilíbrio, são válidas todas as afirmativas abaixo, exceto:

- a) As velocidades da reação nos sentidos direto e inverso se igualam.
- b) **A energia de ativação é a mesma nos sentidos direto e inverso.**
- c) A reação ocorre com liberação de calor.
- d) As concentrações de reagentes e produtos permanecem inalteradas.
- e) A reação inversa é endotérmica.

05) Considere a reação entre nitrogênio e hidrogênio:

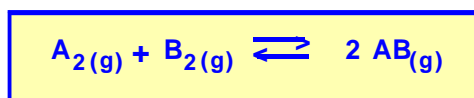


( $v_1$  e  $v_2$  são as velocidades das reações direta e inversa)

Quando se estabelece o equilíbrio químico é possível afirmar que:

- a)  $[\text{N}_2] = [\text{H}_2]$ .
- b)  **$[\text{NH}_3] = \text{constante}$ .**
- c)  $[\text{N}_2] = [\text{NH}_3]$ .
- d)  $v_2 > v_1$ .
- e)  $v_1 > v_2$ .

06) (UEL-PR) Num recipiente fechado, misturam-se 2,0 mols de  $\text{A}_{2(\text{g})}$  com 3 mols de  $\text{B}_{2(\text{g})}$ . Ocorrem as reações



Sendo  $v_1$  e  $v_2$  as velocidades das reações indicadas,  $[\text{A}_2]$  e  $[\text{B}_2]$  as concentrações dos reagentes em mol/L, pode-se afirmar que o sistema atinge o equilíbrio quando:

- a)  **$v_1 = v_2$ .**
- b)  $v_1 = 2 v_2$ .
- c)  $[\text{A}_2] = 0$ .
- d)  $[\text{B}_2] = 0$ .
- e)  $[\text{A}_2] = [\text{B}_2]$ .

07) (Covest-2009) Quando o equilíbrio químico é alcançado por um sistema:

0	0	as concentrações de todas as espécies reagentes e produtos tornam-se iguais.
1	1	os produtos reagem com a mesma velocidade na qual são formados.
2	2	ambas, as reações direta e inversa, continuam após o equilíbrio ser atingido, com a mesma velocidade.
3	3	as concentrações das espécies nos reagentes e produtos permanecem constantes.
4	4	todas as espécies químicas param de reagir.

0 0 ) No equilíbrio químico, as concentrações de reagentes e produtos são constantes.

1 1 ) No equilíbrio químico, as velocidades das reações direta e inversa são iguais.

2 2 ) O equilíbrio químico é dinâmico.

3 3 ) As concentrações permanecem constantes como consequência da igualdade das velocidades direta e inversa.

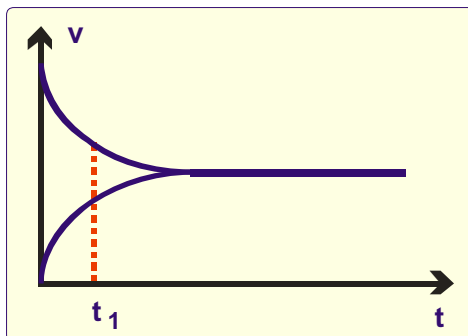
4 4 ) As reações direta e inversa continuam após o equilíbrio ser atingido.

08)(UNICAP-98)

0	0	Se a constante de ionização do ácido fórmico for $1,77 \times 10^{-4}$ e a do ácido benzóico for $6,3 \times 10^{-3}$ podemos concluir que o ácido benzóico é mais forte que o fórmico.
1	1	Segundo Ostwald, o grau de ionização de um eletrólito cresce com a diluição da solução.
2	2	Na reação $\text{FeO (s)} + \text{CO (g)} \rightarrow \text{Fe (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$ , a constante $K_c = [\text{CO}] / [\text{CO}_2]$ .
3	3	A velocidade de decomposição do peróxido de hidrogênio é acelerada quando sobre o mesmo incide luz. Nesse caso, a luz é um catalisador.
4	4	Numa reação reversível com $K_c > 1$ , no equilíbrio, a $[\text{produto}] > [\text{reagentes}]$ .

( F V F F V )

09)O gráfico a seguir representa a evolução de um sistema onde uma reação reversível ocorre até atingir o equilíbrio.



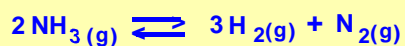
Sobre o ponto “ $t_1$ ”, neste gráfico, pode-se afirmar que indica:

- uma situação anterior ao equilíbrio, pois as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
- um instante no qual o sistema já alcançou o equilíbrio.
- uma situação na qual as concentrações de reagentes e produtos são necessariamente iguais.
- uma situação anterior ao equilíbrio, pois a velocidade da reação direta está diminuindo e a velocidade da reação inversa está aumentando.
- um instante no qual o produto das concentrações dos reagentes é igual ao produto das concentrações dos produtos.

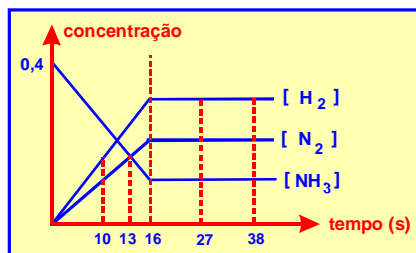
10) Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:

- xícara de café bem quente.
- garrafa de água mineral gasosa fechada.
- chama uniforme de bico de Bunsen.
- porção de água fervendo em temperatura constante.
- tigela contendo feijão cozido.

- 11)(UFC-CE) Um estudante introduziu 0,4 mol de  $\text{NH}_3$  gasoso em um recipiente fechado de 1,0 L, a  $25^\circ\text{C}$ , e observou as variações de concentração das espécies que participaram do equilíbrio químico:



Ilustrada no gráfico a seguir.

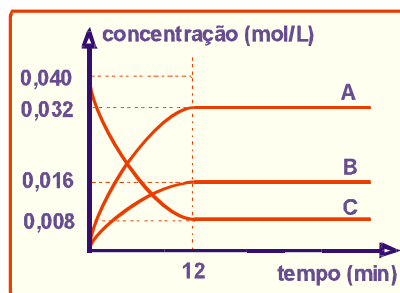


Com base nessas observações, é correto afirmar que o equilíbrio é inicialmente estabelecido no tempo de:

- 0 s.
  - 10 s.
  - 13 s.
  - 16 s.**
  - 27 s.
- 12) Dentro de um recipiente contendo inicialmente apenas  $\text{NO}_2$ , ocorre o seguinte processo, a temperatura constante:

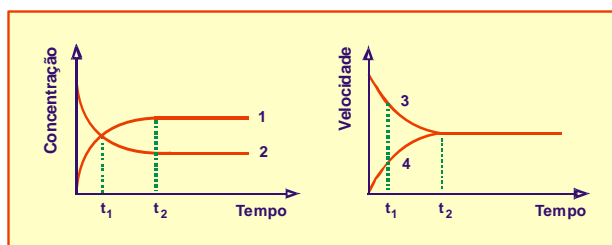


As concentrações dos participantes foram acompanhadas com o passar do tempo, tendo sido feito o gráfico abaixo:



0	0	A curva "A" corresponde à variação da concentração molar do $\text{NO}_{(\text{g})}$ .
1	1	O equilíbrio químico tem início a partir de 12 minutos do início da reação.
2	2	Decorridos 12 minutos do início da reação, as concentrações molares dos participantes da reação terão concentrações molares iguais.
3	3	As curvas "A" e "B" correspondem aos reagentes da reação.
4	4	A variação da concentração molar do $\text{NO}_{2(\text{g})}$ é representada pela curva "C".

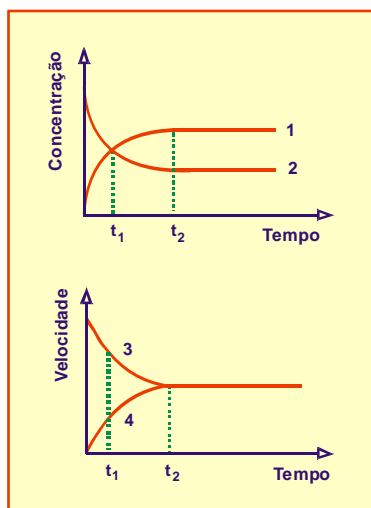
- 13) (UFG-GO) Os seguintes gráficos representam variáveis de uma reação química:



Os gráficos indicam:

- No instante  $t_1$ , a velocidade da reação direta é igual à da inversa.
- Após  $t_2$ , não ocorre reação.
- No instante  $t_1$ , a reação atingiu o equilíbrio.
- A curva 4 corresponde à velocidade da reação inversa.**
- No ponto de intersecção das curvas 3 e 4, a concentração de produtos é igual à de reagentes.

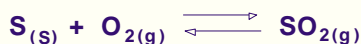
14) (UFG-GO) Os seguintes gráficos representam variáveis de uma reação química:



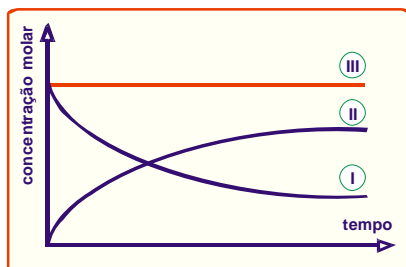
Os gráficos indicam:

- No instante  $t_1$ , a velocidade da reação direta é igual à da inversa.
- Após  $t_2$ , não ocorre reação.
- No instante  $t_1$ , a reação atingiu o equilíbrio.
- A curva 4 corresponde à velocidade da reação inversa.
- No ponto de intersecção das curvas 3 e 4, a concentração de produtos é igual à de reagentes.

15) (Vunesp-SP) Estudou-se a cinética da reação:



realizada a partir de enxofre e oxigênio em um sistema fechado. Assim as curvas I, II e III do gráfico abaixo representam as variações das concentrações dos componentes com o tempo desde o momento da mistura até o sistema atingir o equilíbrio.



As variações das concentrações de S, de  $\text{O}_2$  e de  $\text{SO}_2$  são representadas, respectivamente, pelas curvas:

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

16) (Covest-2005) Considerando a reação em equilíbrio:  $\text{CO} (g) + \text{Cl}_2 (g) \rightarrow \text{COCl}_2 (g)$

e que a lei de velocidade para a reação direta é  $v_d = k_d[\text{CO}][\text{Cl}_2]^{3/2}$ , podemos afirmar que:

0	0	a reação direta tem ordem global igual a 5/2.
1	1	no equilíbrio, o gráfico $[\text{CO}]$ versus tempo é uma reta com inclinação negativa.
2	2	no equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa.
3	3	duplicando a concentração de cloro, a velocidade da reação direta duplica.
4	4	a reação direta é de primeira ordem com relação ao CO.

Resposta: VFVVFV

Justificativa:

0-0) Verdadeira. A ordem global da reação é  $1 + 3/2$  que é igual a  $5/2$ .

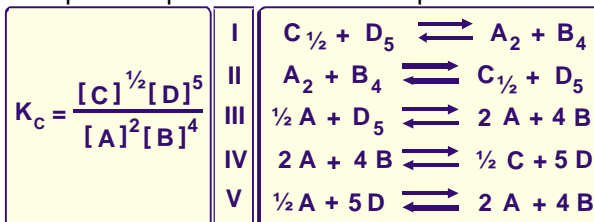
1-1) Falsa. No equilíbrio, o gráfico  $[CO]$  versus tempo é uma reta com inclinação igual a zero.

2-2) Verdadeira. O equilíbrio químico é dinâmico.

3-3) Falsa. Duplicando a concentração de cloro, a velocidade da reação direta triplica.

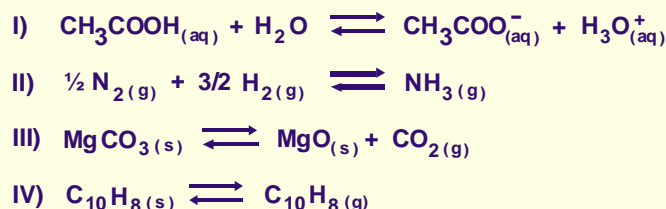
4-4) Verdadeira. Na lei de velocidade proposta, o expoente da  $[CO]$  é igual a um, indicando que a velocidade da reação direta é diretamente proporcional à  $[CO]$ .

17) A equação da constante de equilíbrio químico abaixo corresponde à de número:



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

18) Dados os equilíbrios:



Podemos classifica-los corretamente como:

Homogêneo      Heterogêneo

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

19) (Covest-2009) As reações químicas nem sempre atingem o equilíbrio. A velocidade com que elas ocorrem varia muito de sistema para sistema, sofrendo influência de catalisadores e da temperatura. De um modo geral:

0	0	um catalisador permite que uma reação ocorra por um caminho de menor energia de ativação.
1	1	no início, a velocidade de uma reação é mais elevada porque as concentrações dos reagentes são maiores.
2	2	o aumento da concentração de um reagente aumenta a velocidade de uma reação porque aumenta a constante de velocidade da reação direta.
3	3	a constante de equilíbrio de uma reação elementar é igual à constante de velocidade da reação direta dividida pela constante de velocidade da reação inversa.
4	4	se uma reação apresenta grande energia de ativação, deverá também apresentar constante de velocidade de valor elevado.

0 0 O catalisador diminui a energia de ativação de uma reação.

1 1 Senda máxima a concentração dos reagentes, no início da reação, teremos uma maior velocidade.

2 2 O aumento da concentração de um dos reagentes aumenta a velocidade de uma reação mas, não altera a constante de velocidade.

3 3 Nas reações elementares, a constante de equilíbrio é igual ao quociente entre as constantes das velocidades direta e inversa.

4 4 Quanto maior a energia de ativação menor será o valor da constante da velocidade.

20) (Covest-2009) A reação de hidrogenação do etino a etano possui uma constante de equilíbrio, a 25°C, de  $2,65 \times 10^{42}$ . Sabe-se que esta reação é catalisada por platina. Considerando essas informações, assinale a afirmativa correta.

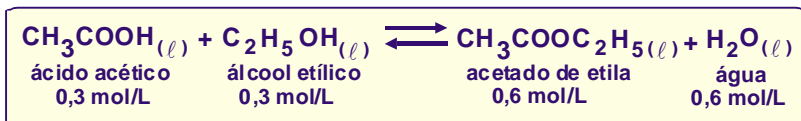
- a) A reação de hidrogenação é, com certeza, muito rápida mesmo na ausência de platina, pois o valor da constante de equilíbrio é muito elevado.
- b) A reação na presença de platina deve ser mais rápida que na ausência de platina.
- c) A reação na presença de platina possui uma constante de equilíbrio maior que na ausência de platina.
- d) A energia livre de Gibbs padrão da reação de hidrogenação é negativa e deve ser menor ainda na presença de platina.
- e) A presença da platina aumenta a energia de ativação dessa reação.

- ❖ A constante de equilíbrio não é afetada pela presença do catalisador, que torna a reação mais rápida, por abaixar a energia de ativação da reação.
- ❖ A constante de equilíbrio só depende da reação e da temperatura.
- ❖ O valor alto da constante indica que o produto (etano) se encontra em grande quantidade no equilíbrio químico.

21) (U.F.R.S) A reação genérica  $A \rightleftharpoons B$ , a 25°C, tem por constante de velocidade, para a reação direta,  $6 \text{ min}^{-1}$ , e, para a reação inversa,  $3 \text{ min}^{-1}$ . O valor da constante de equilíbrio naquela temperatura é:

- a)  $(6 - 3) \text{ min}^{-1}$ .
- b)  $(6 + 3) \text{ min}^{-1}$ .
- c)  $2 \text{ min}^{-1}$ .
- d)  $1 / 2 \text{ min}^{-1}$ .
- e)  $18 \text{ min}^{-1}$ .

22) Os ésteres são compostos orgânicos derivados de ácidos e com larga aplicação como flavorizantes para doces e balas. O flavorizante de maçã (acetato de etila) pode ser produzido conforme a equação no equilíbrio:



Conhecendo-se as quantidades do número de mol/L no equilíbrio, especificado na equação, o valor da constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é:

- a) 4.
- b) 2.
- c) 1,5.
- d) 15.
- e) 8.

23) Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol / L de  $\text{N}_2\text{O}_4$  em equilíbrio com 2,0 mols / L de  $\text{NO}_2$ , segundo a reação  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ . Então, a constante de equilíbrio,  $K_c$ , deste equilíbrio, nas condições da experiência, numericamente igual a:

- a) 0,125.
- b) 0,25.
- c) 1.
- d) 4.
- e) 8.

24) Dada a reação abaixo, verificou-se no equilíbrio, a 1000°C, que as concentrações em mols/L são  $[\text{X}_2] = 0,20$ ,  $[\text{Y}_2] = 0,20$ ,  $[\text{XY}_3] = 0,60$ . O valor da constante de equilíbrio da reação química é:



- a) 2,5.
- b) 25.
- c) 175.
- d) 225.
- e) 325.

- 25) Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/L de  $\text{N}_2\text{O}_4$  em equilíbrio com 2 mols/L de  $\text{NO}_2$ , segundo a equação

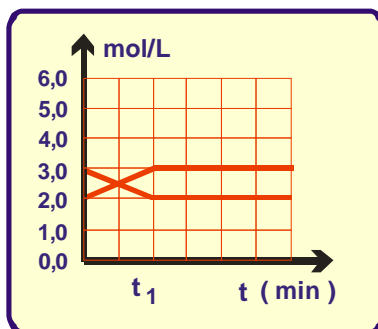


Qual o valor da constante de equilíbrio, nas condições da experiência?

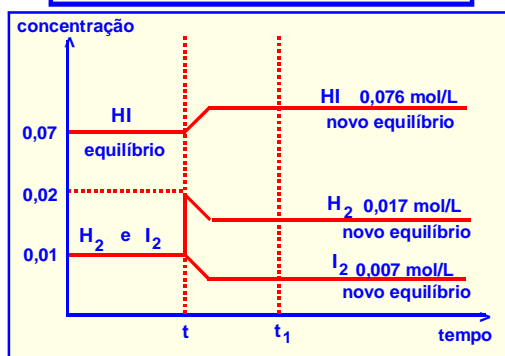
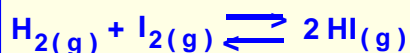
- a) 8.  
b) 4.  
c) 2.  
d) 0,4.  
e) 0,25.
- 26) (UFAM) A reação química genérica, abaixo representada, possui constante de equilíbrio igual a 120, a 25°C. É correto afirmar que:



- a) Em 50°C a constante de equilíbrio terá valor igual a 240.  
b) No equilíbrio haverá maior quantidade de reagentes que de produtos.  
c) No equilíbrio, as quantidades de reagentes e produtos são iguais.  
**d) No equilíbrio haverá maior quantidade de produto que de reagentes.**  
e) Se o valor da constante baixar para 60, a velocidade da reação cairá pela metade.
- 27) Com base no gráfico a seguir, calcule o valor de  $K_c$  para a reação  $\text{A} + \text{B} \rightarrow 2 \text{X} + 2 \text{Y}$  e marque a alternativa correspondente:



- a) 81,0.  
b) 20,25.  
c) 2,25.  
d) 9,0.  
e) 4,0.
- 28) Considere a mistura gasosa em equilíbrio, a 450°C, contida em um recipiente de 1,0 L.



Analisando o gráfico podemos afirmar que a constante de equilíbrio  $K_c$  é igual a:

- a) 40.  
b) 49.  
c) 56.  
d) 60.  
e) 68.

29) (UFES) A constante de equilíbrio  $K_c$  é igual a 10,50 para a seguinte reação, a 227°:



O valor de  $K_c$  para a reação abaixo, na mesma temperatura, é:



- a) 3,25.
- b) 5,25.
- c) 10,50.
- d) 21,00.
- e) 110,25.

30) (Uespi-PI) Se 1 mol de  $\text{H}_2$  e 1 mol de  $\text{I}_2$  em um recipiente de 1 L atingirem a condição de equilíbrio a 500°C, a concentração de HI no equilíbrio será:

Dado:  $K_c = 64$ .

- a) 1,60.
- b) 1,80.
- c) 3,60.
- d) 2,54.
- e) 0,80.

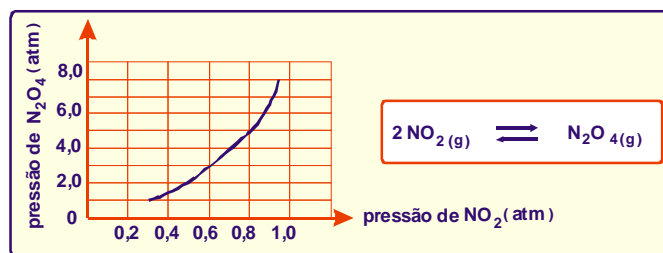
31)(Rumo-2004) Os gases poluentes do ar,  $\text{N}_2\text{O}_4$  e  $\text{NO}_2$ , encontram-se em equilíbrio, de acordo com a reação:



Introduziu-se 1,50 mol de  $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$  em um reator de 2,0 litros, a 25°C. Uma vez atingido o equilíbrio, a concentração de  $\text{NO}_{2(g)}$  foi de 0,060 mol/L. O valor da constante de equilíbrio,  $K_c$ , será:

- a)  $3,8 \times 10^{-3}$ .
- b)  $2,0 \times 10^{-3}$ .
- c)  $8,3 \times 10^{-3}$ .
- d)  $5,0 \times 10^{-3}$ .
- e)  $5,9 \times 10^{-3}$ .

32)(FUVEST-SP) No gráfico, estão os valores das pressões parciais de  $\text{NO}_2$  e  $\text{N}_2\text{O}_4$ , para diferentes misturas desses dois gases, quando, à determinada temperatura, é atingido o equilíbrio.



Com os dados desse gráfico, pode-se calcular o valor da constante ( $K_p$ ) do equilíbrio atingido, naquela temperatura. Seu valor numérico é próximo de:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 4.
- d) 8.
- e) 12.

33) (Med.ABC-SP) Nas células, tem-se o equilíbrio:



Quando a concentração em quantidade de matéria de glicose for 0,10 mol/L, a de frutose será:

- a) 0,042 mol/L.
- b) 0,083 mol/L.
- c) 0,23 mol/L.
- d) 0,33 mol/L.
- e) 0,53 mol/L.

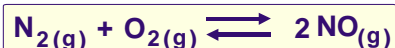
- 34) (Covest-2004) Quando glicose (açúcar do milho) e frutose (açúcar das frutas) são dissolvidos em água, se estabelece o equilíbrio químico:



Um químico preparou uma solução de frutose 0,244 M a 25°C. Ao atingir o equilíbrio, a concentração de frutose diminuiu para 0,113 M. A constante de equilíbrio para a reação a 25°C será:

- a) 2,16.
- b) 0,113.
- c) 0,46.
- d) 46.
- e) 1,16.

- 35) Numa dada temperatura, as pressões parciais de cada componente da reação:



No equilíbrio valem, respectivamente, 0,8 atm, 2 atm e 1 atm. Qual o valor de  $K_p$ ?

- a) 1,6.
- b) 2,65.
- c) 0,0625.
- d) 0,8.
- e) 0,625.

- 36) Os óxidos de nitrogênio desempenham um papel chave na formação do smog fotoquímico. A queima de combustíveis à alta temperatura é a principal fonte de óxidos de nitrogênio. Quantidades detectáveis de óxidos nítricos são produzidas pela reação em equilíbrio:



Supondo o sistema em equilíbrio e que numa determinada temperatura as pressões parciais dos gases em equilíbrio são iguais a:  $P_{\text{NO}} = 0,1 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{N}_2} = 0,2 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{O}_2} = 0,01 \text{ atm}$ , indique o valor correto da constante de equilíbrio ( $K_p$ ).

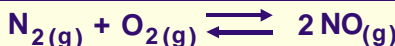
- a) 0,2.
- b) 4.
- c) 5.
- d) 40.
- e) 50.

- 37) FACHA (MG) A reação abaixo



representa uma fonte de hidrogênio. A 1500°C, o valor de  $K_c$  é 5,67, qual o valor de  $K_p$ ?

- 38) A altas temperaturas,  $\text{N}_2$  reage com  $\text{O}_2$  produzindo NO, um poluente atmosférico:



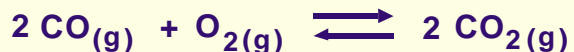
À temperatura de 2000 K, a constante de equilíbrio dada é igual a  $4,0 \times 10^{-4}$ . Nesta temperatura, se as concentrações de equilíbrio de  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  forem, respectivamente,  $4,0 \times 10^{-3}$  e  $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ , qual será a do NO?

- a)  $1,6 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ .
- b)  $4,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ .
- c)  $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ .
- d)  $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ .
- e)  $1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ .

39) Para a reação:  $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$ , a uma dada temperatura, a constante de equilíbrio é 5, e as concentrações molares de  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$  e  $\text{NO}$  são, respectivamente, iguais a 0,5 mol/L, 2,0 mol/L e 0,1 mol/L. A concentração molar do  $\text{SO}_3$  é:

- a) 1,0 mol/L.
- b) 5,0 mol/L.
- c) 50 mol/L.
- d) 20 mol/L.
- e) 30 mol/L.

40) Para a reação a seguir:



realizada a uma dada temperatura, o valor da constante de equilíbrio é 40 e as concentrações molares do  $\text{CO}_{(\text{g})}$  e  $\text{CO}_{2(\text{g})}$  valem respectivamente 0,05 mol/L e 0,10 mol/L. Calcule a molaridade do  $\text{O}_{2(\text{g})}$ .

- a) 0,10.
- b) 0,20.
- c) 0,30.
- d) 0,40.
- e) 0,50.

41) A constante de equilíbrio é  $K_c = 1,7$  para a reação abaixo a uma temperatura T.



Sabendo-se que o equilíbrio é estabelecido nessa temperatura T quando as concentrações de  $\text{NH}_{3(\text{g})}$ ,  $\text{N}_{2(\text{g})}$  e  $\text{H}_{2(\text{g})}$  são, respectivamente, 2 mol/L, x mol/L e 1 mol/L, assinale, entre as opções abaixo, o valor de "x".

- a) 0,4.
- b) 1,0.
- c) 3,0.
- d) 3,8.
- e) 6,8.

42) Se 1 mol de  $\text{H}_2$  e 1 mol de  $\text{I}_2$ , em um recipiente de 1 litro, atingirem a condição de equilíbrio a  $500^\circ\text{C}$ , a concentração do  $\text{HI}$  no equilíbrio é:  
Dado:  $K_c = 49$ .

- a) 2,31.
- b) 5,42.
- c) 1,54.
- d) 3,29.
- e) 4,32.

43) Suponha uma reação química genérica do tipo:  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB}$ , que é iniciada com 2 mols de A e 2 mols de B. Se após atingido o equilíbrio químico, a quantidade de A existente no sistema for de 0,5 mol, a constante de equilíbrio,  $K_c$ , será:

- a) 0,5.
- b) 1,5.
- c) 3,0.
- d) 4,0.
- e) 6,0.

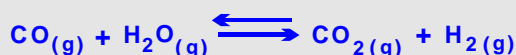
44) Dois mols de  $\text{CO}_{(g)}$  reagem com dois mols de  $\text{NO}_{2(g)}$ , conforme a equação:



Quando se estabelece o equilíbrio, verifica-se que  $3/4$  de cada um dos reagentes foram transformados em  $\text{CO}_{2(g)}$  e  $\text{NO}_{(g)}$ . A constante de equilíbrio para a reação é:

- a) 0,11.
- b) 0,56.
- c) 1,77.
- d) 9,00.
- e) 10,50.

45) A 620 K o valor de  $K_c$  para a reação a seguir é igual a 324. Números iguais de mol de  $\text{CO}$  e  $\text{H}_2\text{O}$  são adicionados a um recipiente, a 620K. Depois, de estabelecido o equilíbrio,  $[\text{CO}_2] = 9,0 \text{ mol/L}$ . A concentração do  $\text{CO}$  no equilíbrio é:

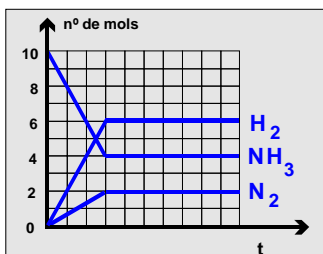


- a) 0,5 mol/L.
- b) 8,5 mol/L.
- c) 9,0 mol/L.
- d) 9,5 mol/L.
- e) 5,6 mol/L.

46) São colocados 8,0 mols de amônia num recipiente fechado de 5,0 L de capacidade. Acima de  $450^\circ\text{C}$ , estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:

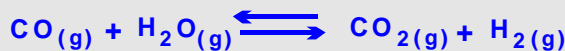


Sabendo que a variação do número de mols dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio,  $K_c$ , é igual a:



- a) 27,0.
- b) 5,40.
- c) 1,08.
- d) 2,16.
- e) 7,34.

47) A reação reversível abaixo admite os seguintes valores da constante de equilíbrio K:



T $^\circ\text{C}$	250	450	650	850	950
K	0,008	0,100	0,500	1,00	1,80

Partindo-se de uma mistura equimolar de  $\text{CO}_{(g)}$  e  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ , todas afirmativas a seguir estão corretas, exceto:

- a) Os compostos que predominam, no equilíbrio, a  $250^\circ\text{C}$ , são  $\text{CO}_{(g)}$  e  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ .
- b) Os compostos que predominam, no equilíbrio, a  $950^\circ\text{C}$ , são  $\text{CO}_{2(g)}$  e  $\text{H}_{2(g)}$ .
- c) Com o aumento da temperatura, a constante de equilíbrio K aumenta.
- d) À temperatura de  $850^\circ\text{C}$ , as concentrações de reagentes e produtos, no equilíbrio, são iguais.
- e) Aumentando a temperatura, haverá predominância, no equilíbrio, dos compostos  $\text{CO}_{(g)}$  e  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ .

48) A reação entre os gases  $\text{SO}_2$  e  $\text{NO}_2$ , a uma dada temperatura, atinge o equilíbrio descrito pela equação:



As concentrações iniciais e de equilíbrio, em mol/L, estão representadas neste quadro:

Concentração	$[\text{SO}_2]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{SO}_3]$	$[\text{NO}]$
Inicial	A	B	-	-
Equilíbrio	x	y	z	z

A alternativa que indica, corretamente, a relação de concentrações no equilíbrio é:

- a)  $x = z$ .
- b)  $x = y$ .
- c)  $a - x = z$ .
- d)  $x + y = 2z$ .
- e)  $b - y = 2z$ .

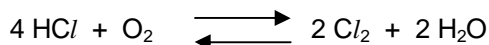
49) Dada a tabela:

	I	II	III	IV	V
$[\text{AB}]$	0,9	2,9	1,2	1,0	2,4
$[\text{CD}]$	0,6	0,54	0,3	0,4	1,2

Para o sistema  $\text{AB}_{(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{CD}_{(\text{g})}$ , a constante de equilíbrio é 0,4 a  $100^\circ\text{C}$ . Na tabela dada, constam as concentrações de AB e CD, em cinco sistemas diferentes, todos a  $100^\circ\text{C}$ . Dentre eles, o único que se encontra em equilíbrio é o sistema:

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

50) (UNIP-SP) Uma mistura, contendo inicialmente 0,070 mol/L de  $\text{HCl}$  e 0,035 mol/L de  $\text{O}_2$ , reage atingindo o equilíbrio a  $480^\circ\text{C}$  de acordo com a equação:



No equilíbrio, a concentração de  $\text{Cl}_2$  é 0,030 mol/L. a constante de equilíbrio em termos de concentração é igual a:

- a) 0,20.
- b) 41,0.
- c) 378,0.
- d) 889,0.
- e) 4050,0.

51) Em um recipiente de 1,0L, colocou-se 1 mol de  $\text{PCl}_5$ . Suponha o sistema  $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ , homogêneo e em temperatura tal que o  $\text{PCl}_5$  esteja 80% dissociado. A constante de equilíbrio para este sistema é:

- a) 0,48 mol/L.
- b) 0,82 mol/L.
- c) 1,65 mol/L.
- d) 3,20 mol/L.
- e) 6,40 mol/L.

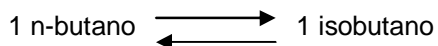
52) (UFMG) Quando 1 mol de amônia é aquecido num sistema fechado, a uma determinada temperatura, 50% do composto se dissocia, estabelecendo-se o equilíbrio:



A soma das quantidades de matéria, em mol, das substâncias presentes na mistura em equilíbrio é:

- a) 3,0.
- b) 2,5.
- c) 2,0.
- d) 1,5.
- e) 1,0.

- 53) (UFPE) O valor da constante de equilíbrio para a reação abaixo é 2,5. 140 mols de n-butano são injetados num botijão de 20 litros. Quando o equilíbrio for atingido, quantos mols de n-butano restarão?



- 54) (UPE-2004-Q2) Admita 1 L de um sistema contendo "A<sub>2</sub>", "B<sub>2</sub>" e "AB" em equilíbrio ( $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$ ) a uma dada temperatura. Neste sistema, há 0,10 mol de A<sub>2</sub>, 0,10 mol de B<sub>2</sub> e 0,80 mol de AB. Adicionando-se 0,40 mol de AB ao sistema, a concentração de AB, após o equilíbrio ser restabelecido à mesma temperatura, é:

- a) 0,80 mol/L.
- b) 0,04 mol/L.
- c) 0,12 mol/L.
- d) 1,12 mol/L.
- e) 0,16 mol/L.

- 55) (Covest-2002) A presença de tampão é fundamental para manter a estabilidade de ecossistemas pequenos, como lagos, por exemplo. Íons fosfato, originários da decomposição da matéria orgânica, formam um tampão, sendo um dos equilíbrios expressos pela seguinte equação:



Se no equilíbrio foram medidas as concentrações molares  $[H_2PO_4^-] = 2M$ ,  $[HPO_4^{2-}] = 1M$  e  $[H^+] = 0,2M$ , o valor da constante de equilíbrio (admitindo-se comportamento ideal) será:

- a) 2
- b) 0,2
- c) 10
- d) 0,1
- e) 0,01

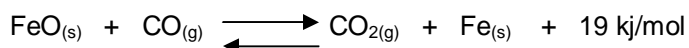
$$K = 1,0 \times 0,2 / 2 = 0,1.$$

#### DESLOCAMENTO DE UM EQUILÍBRIO QUÍMICO

- 56) Os fatores que alteram o equilíbrio de  $A_2 (g) + B_2 (g) \rightleftharpoons 2 AB (g) + \text{energia}$  são:

- a) pressão e temperatura.
- b) apenas temperatura.
- c) pressão, temperatura e concentração.
- d) concentração e temperatura.
- e) presença de um catalisador.

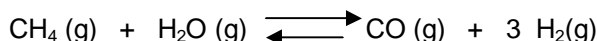
- 57) Considere um sistema em equilíbrio a 25°C e 1 atm representado pela equação:



Se **K** for constante de equilíbrio, qual das seguintes ações poderá aumentar seu valor numérico?

- a) aumentar a pressão.
- b) aumentar a temperatura.
- c) aumentar a concentração do CO.
- d) triturar mais o óxido de ferro.
- e) utilizar um catalisador.

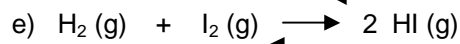
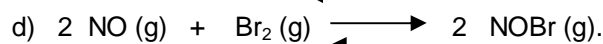
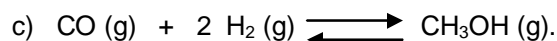
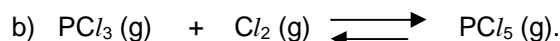
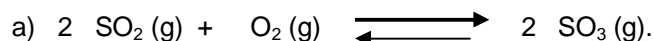
- 58) O hidrogênio molecular pode ser obtido, industrialmente, pelo tratamento do metano com vapor de água. O processo envolve a seguinte reação endotérmica:



Com relação ao sistema em equilíbrio, pode-se afirmar, corretamente, que:

- a) A presença de um catalisador afeta a composição da mistura.
- b) A presença de um catalisador afeta a constante de equilíbrio.
- c) O aumento da pressão diminui a quantidade de CH<sub>4</sub> (g).
- d) O aumento da temperatura afeta a constante de equilíbrio.
- e) O aumento de temperatura diminui a quantidade de CO (g).

59) À temperatura constante, em qual das reações reversíveis representadas abaixo a pressão não influencia sobre o rendimento do produto obtido?

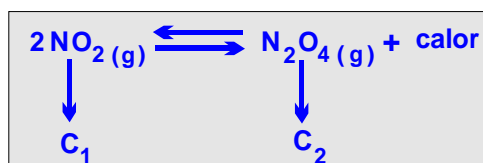


60) O equilíbrio gasoso representado pela equação:  $\text{N}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(\text{g})} - 88 \text{ kJ}$

É deslocado no sentido de formação de  $\text{NO}_{(\text{g})}$ , se:

- a pressão for abaixada.
- $\text{N}_2$  for retirado.
- a temperatura for aumentada.
- for adicionado um catalisador sólido ao sistema.
- o volume do recipiente for diminuído.

61) Na atmosfera terrestre, o equilíbrio:



É estabelecido à pressão **P** e temperatura **T**, sendo  $C_1$  e  $C_2$  as concentrações no equilíbrio.

O valor de  $C_2$  aumentará, desde que a:

- Temperatura se eleve.
- Pressão aumente.
- Mistura gasosa entre em contato com um catalisador.

Dessas afirmações, apenas:

- I é correta.
- II é correta.**
- III é correta.
- I e II são corretas.
- I e III são corretas.

62) (Vunesp-SP) Sabendo que a reação representada pela equação:



É exotérmica, é correto afirmar que o equilíbrio:

- se deslocará para a esquerda, no sentido da formação de  $\text{H}_2$  e do  $\text{Br}_2$ , com o aumento da pressão.
- se deslocará para a direita, no sentido de formação do  $\text{HBr}$ , com o aumento da pressão.
- se deslocará para a direita, no sentido de formação do  $\text{HBr}$ , com o aumento da temperatura.
- se deslocará para a direita, no sentido de formação do  $\text{HBr}$ , com a diminuição da temperatura.**
- não é alterado por mudanças apenas na temperatura do sistema.

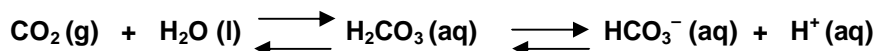
63) Refrigerantes possuem grande quantidade de gás carbônico dissolvido. A equação a seguir representa, simplificada, o equilíbrio envolvendo esse gás em solução aquosa:



O equilíbrio é deslocado para a direita, quando se adiciona:

- ácido sulfúrico.
- sacarose.
- ácido acético.
- cloreto de sódio.
- hidróxido de sódio.

- 64) (Covest-2000, 2ª f) O pH do sangue humano é mantido entre 7,35 e 7,45 por diversos sistemas tampão associados, sendo o principal deles o sistema ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) – hidrogênio carbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ):



Sabendo-se que exalamos  $\text{CO}_2$  através da respiração e que  $\text{HCO}_3^-$  é excretado na urina, de que maneira os equilíbrios acima se deslocariam para prevenir que o uso intenso de diuréticos e a condição conhecida por hiperventilação (respiração anormalmente rápida e profunda) afetem o pH do sangue?

0	0	Se deslocariam para a esquerda em ambos os casos.
1	1	Se deslocariam para a direita em ambos os casos.
2	2	Não se deslocariam porque se trata de um sistema tampão, capaz de manter o pH constante.
3	3	Se deslocariam para a esquerda no caso de hiperventilação
4	4	Se deslocariam para a direita no caso do uso intenso de diuréticos

- 65) (Covest-2002) Em meio básico, alguns cátions metálicos precipitam na forma de hidróxidos gelatinosos, que são usados para adsorver impurezas sólidas e posteriormente decantá-las, ajudando a purificar a água. Um desses cátions metálicos é o alumínio, cuja formação inicial de flocos pode ser descrita pela seguinte equação química:



Para que este processo seja eficiente, o equilíbrio deve ser deslocado em direção aos produtos, o que pode ser realizado através:

- da adição de ácido clorídrico.
- da adição de sulfato de sódio.
- do aumento da pressão externa.
- da adição de cloreto de potássio.
- da adição de hidróxido de sódio.

**Justificativa:**

A hidróxido de sódio aumentará a concentração de reagentes, a saber,  $\text{OH}^-(\text{aq})$  deslocando o equilíbrio em direção aos produtos (direita).

- 66) (Covest-2004) Uma reação foi preparada pela mistura de 0,100 mol de  $\text{SO}_2$ , 0,200 mol de  $\text{NO}_2$ , 0,100 mol de  $\text{NO}$  e 0,150 mol de  $\text{SO}_3$  em um recipiente de reação de 5,0 L. Deixa-se que a reação abaixo atinja o equilíbrio a  $460^\circ\text{C}$ , quando  $K_c = 85,0$ .



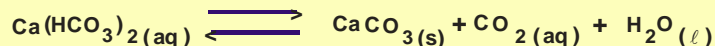
Com relação a esta reação, podemos dizer que:

0	0	Diminuindo o volume do recipiente, o equilíbrio se desloca para a direita.
1	1	Aumentando a temperatura da reação, ocorre uma alteração na posição do equilíbrio, mas a constante de equilíbrio continua constante.
2	2	As concentrações iniciais de $\text{NO}$ e $\text{SO}_2$ são iguais a 0,020 mol/L.
3	3	Com as condições iniciais, o quociente da reação é 3/4.
4	4	A partir das condições iniciais dadas, a reação ocorre da esquerda para a direita até atingir o equilíbrio.

**Justificativas:**

- 0 – 0 Diminuindo o volume o equilíbrio não se desloca, pois o número mol dos reagentes gasosos é igual ao número de mol dos produtos gasosos.
- 1 – 1 Aumentando a temperatura há deslocamento do equilíbrio e do valor da constante de equilíbrio.
- 2 – 2  $[\text{NO}] = [\text{SO}_2] = 0,100 : 5 = 0,020 \text{ mol/L}$ .
- 3 – 3  $Q_c = \frac{[\text{NO}] \cdot [\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{NO}_2]} = (0,020 \times 0,030) : (0,020 \times 0,040) = 3/4$ .
- 4 – 4  $Q_c = 3/4 < K_c$ .

67)(UNAERP-SP) A reação química que explica a formação de corais é a seguinte:



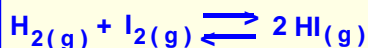
Observou-se que, em mares frios, há muito  $\text{CO}_2$  dissolvido e, em mares quentes, há pouco  $\text{CO}_2$  dissolvido. Em que tipo de águas marinhas se encontram as formações de corais?

- águas frias.
- águas quentes.
- águas sulfurosas.
- águas petrolíferas.
- águas ácidas.

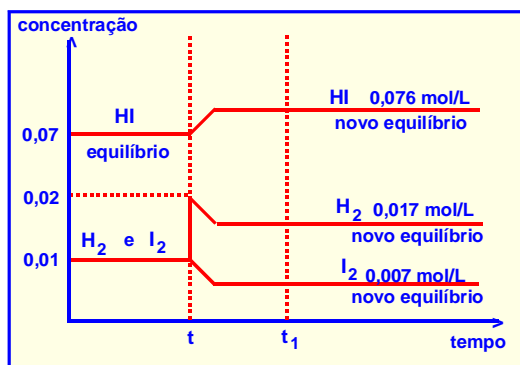
68) (Covest-98) A fixação do nitrogênio, fundamental na produção de adubos inorgânicos, pode ser conseguida através da reação exotérmica  $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ . No processo em equilíbrio, é possível aumentar a produção de amônia:

- aumentando o volume do recipiente no qual se realiza a reação.
- retirando hidrogênio do interior do recipiente.
- introduzindo ar no recipiente.
- introduzindo nitrogênio no recipiente.
- aumentando a temperatura.

69)(FATEC-SP-2002) Considere a mistura gasosa em equilíbrio, a  $450^\circ\text{C}$ , contida em um recipiente de 1,0 L.



No instante “t”, o sistema sofreu uma perturbação que conduziu a um novo estado de equilíbrio.



Analisando o gráfico e sabendo que a temperatura e a pressão durante o experimento foram mantidas constantes, podemos afirmar que

- os valores da constante  $K_c$  nos instantes “t” e “t<sub>1</sub>” são iguais.
- a concentração de  $\text{I}_2$  no equilíbrio inicial é 0,02 mol/L.
- no instante “t<sub>1</sub>”, a concentração de HI é duplicada.
- no instante “t<sub>1</sub>”, constata-se a presença de 0,07 mol/L de  $\text{H}_2$ .
- no instante “t”, a concentração de  $\text{H}_2$  foi reduzida à metade.

70)(UNIFOR-CE) A conversão da mistura de dióxido de enxofre e oxigênio em trióxido de enxofre é uma reação exotérmica que ocorre com diminuição de volume gasoso. Uma pressão “X” deve aumentar o rendimento dessa conversão. O melhor rendimento deveria ser obtido a “Y” temperatura, porém nesse caso a velocidade da reação seria “Z”. Sendo assim, utiliza-se uma temperatura da ordem de  $400^\circ\text{C}$ , junto com um catalisador.

Para completar o texto acima, substitui-se X, Y e Z, respectivamente por:

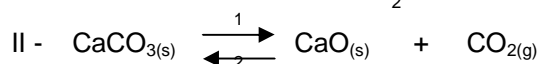
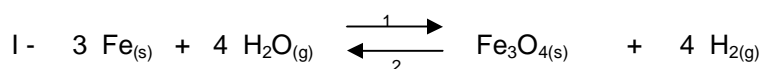
- alta, alta e muito baixa.
- alta, baixa e muito alta.
- baixa, alta e muito alta.
- baixa, baixa e muito baixa.
- alta, baixa e muito baixa.

- 71) (UFPA) Um sistema químico, a certa temperatura, contém os gases  $F_{2(g)}$ ,  $O_{2(g)}$  e  $OF_{2(g)}$  em equilíbrio, de acordo com a equação:

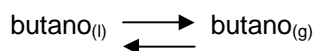


Analisando o sistema, podemos afirmar que:

- I. Se aumentarmos a temperatura do sistema, a concentração de  $OF_{2(g)}$  aumentará.
  - II. Se aumentarmos a pressão sobre o sistema, a concentração de  $OF_{2(g)}$  aumentará.
  - III. Se aumentarmos a pressão sobre o sistema, a constante de equilíbrio aumentará.
  - IV. Se adicionarmos ao sistema um catalisador adequado, a concentração de  $OF_{2(g)}$  aumentará.
- a) somente a afirmativa II está correta.
  - b) somente as afirmativas I e II estão corretas.
  - c) somente as afirmativas II e IV estão corretas.
  - d) somente as afirmativas I, II e III estão corretas.
  - e) todas as afirmativas estão corretas.
- 72) Sabendo que o aumento de pressão desloca o equilíbrio no sentido em que haja menor número de mols de gás, nas reações a seguir representadas, o aumento de pressão:



- a) em I, desloca o equilíbrio no sentido 1.
  - b) em I, desloca o equilíbrio no sentido 2.
  - c) em I e II, não desloca o equilíbrio.
  - d) em II, desloca o equilíbrio no sentido 2.
  - e) em II, desloca o equilíbrio no sentido 1.
- 73) No botijão de gás doméstico, quando fechado e sob temperatura constante, na sombra há o equilíbrio:



Este estado de equilíbrio pode ser destruído e, em seguida, restabelecido com a mesma pressão de butano gasoso se o botijão for:

- I. Aberta à sombra e, logo em seguida, fechado novamente sob temperatura constante.
- II. Exposto ao sol e mantido nessa situação.
- III. Aberto ao sol até desaparecer a fase líquida.

Dessas afirmações, apenas:

- a) I é correta.
  - b) II é correta.
  - c) III é correta.
  - d) I e II são corretas.
  - e) II e III são corretas.
- 74) Água pura, ao ficar em contato com o ar atmosférico durante um certo tempo, absorve gás carbônico,  $CO_2$ , o qual pode ser eliminado pela fervura. A dissolução do  $CO_2$  na água pode ser representada pela equação química:



O azul de bromotimol é um indicador ácido-base que apresenta coloração amarela em soluções ácidas, verde em soluções neutras e azul em soluções básicas.

Uma amostra de água pura foi fervida e, em seguida, deixada exposta ao ar durante longo tempo. A seguir, dissolveu-se nessa água o indicador azul de bromotimol.

0	0	A solução adquire a coloração amarela.
1	1	Em contato com o ar atmosférico a solução ficou ácida.
2	2	A solução não sofre alteração na sua cor.
3	3	Por ser básica, em contato com o ar, a solução fica azul.
4	4	Com a fervura, mesmo em contato com o ar atmosférico, a solução nunca ficará ácida.

75) Uma das seguintes mudanças aumentará a concentração molar dos produtos em qualquer reação química em equilíbrio:

- diminuição da pressão.
- aumento da temperatura.
- aumento da concentração molar dos reagentes.
- diminuição da temperatura.
- adição de catalisador.

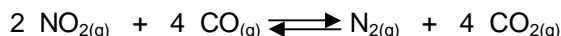
76) A cerca do equilíbrio químico  $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{A}^-_{(\text{aq})}$ , são formuladas as proposições abaixo:

- A constante de equilíbrio pode ser designada por constante de ionização de ácido.
- Quanto maior for a constante de equilíbrio mais forte é o eletrólito.
- O equilíbrio pode ser deslocado pela adição de uma base.
- A constante de equilíbrio independe da temperatura.

São afirmações corretas apenas:

- I e II.
- I e III.
- I e IV.
- I, II e III.**
- II, III e IV.

77) Atualmente, a emissão de poluentes por automóveis está sendo controlada dentro de rígidas normas. Para isso, já estão sendo colocados catalisadores em automóveis novos. Esses catalisadores aceleram as reações químicas que transformam os poluentes ( $\text{CO}$ ,  $\text{NO}_x$ ) em compostos menos prejudiciais à saúde ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$ ), como, por exemplo, a reação que ocorre em liberação de calor:



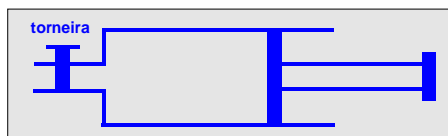
A respeito dessa reação, fazem-se as seguintes afirmações:

- Um aumento da temperatura da mistura gasosa favorece a produção de gases prejudiciais à saúde.
- Um aumento da pressão parcial do gás dióxido de nitrogênio no sistema favorece a produção de gases menos prejudiciais à saúde.
- Um aumento da pressão total sobre o sistema favorece a produção de gases menos prejudiciais à saúde.

Assinale:

- se apenas o item (I) estiver correto.
- se apenas o item (II) estiver correto.
- se apenas os itens (I) e (II) estiverem corretos.
- se apenas os itens (II) e (III) estiverem corretos.
- se os itens (I), (II) e (III) estiverem corretos.

78) Considere-se a figura abaixo, constituída por um pistão móvel provido de uma torneira, em temperatura constante:



No interior do cilindro estabeleceu-se o equilíbrio:

Fazendo-se as seguintes modificações:



- Introduz-se mais  $\text{NO}_{2(\text{g})}$  pela torneira, o pistão permanece fixo.
- Reduz-se o volume por deslocamento do pistão.
- Introduz-se um gás inerte pela torneira, o pistão permanece fixo.
- Introduz-se mais  $\text{N}_2\text{O}_4$  pela torneira, o pistão permanece fixo.

Qual ou quais das alternativas provocarão um deslocamento do equilíbrio para a esquerda que levará ou levarão à produção de mais  $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})}$  dentro do cilindro?

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

79) Analise o texto

**BEM NA FRENTE DOS SEUS OLHOS**

Os óculos fotocromáticos escurecem sob a luz do sol e clareiam dentro de casa. Estas lentes possuem cristais de cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ ) incorporados diretamente ao vidro. Quando a radiação ultravioleta atinge os cristais de cloreto de prata, eles escurecem. Isso ocorre quando íons prata ( $\text{Ag}^+$ ) são reduzidos a prata metálica ( $\text{Ag}$ ) pelos íons cloreto ( $\text{Cl}^-$ ), que se transformam em átomos de cloro elementar ( $\text{Cl}$ ), pela reação:



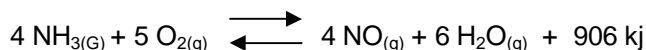
Os milhões de átomos de prata resultantes dão uma cor escura à lente. Na reação inversa, átomos de **prata** se recombinaem com átomos de **cloro** para formar  $\text{AgCl}$  e liberar energia. A reação inversa acontece porque os átomos de prata e de cloro estão presos no vidro e não escapam. É correto afirmar que:

- Quanto maior a incidência de luz maior o número de átomos de prata formados.
- O aumento da incidência de luz desloca o equilíbrio para a esquerda.
- A reação direta é exotérmica.
- A diminuição da incidência de luz desloca o equilíbrio para a direita.
- A pressão atmosférica influi neste equilíbrio.

80) O rendimento de  $\text{CO}_{2(g)}$  no equilíbrio  $\text{CO}_{(g)} + 1/2 \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + 107 \text{ kcal/mol}$ , aumenta:

0	0	Quando se eleva a temperatura do sistema.
1	1	Quando se diminui a concentração do $\text{CO}_{(g)}$ .
2	2	Quando diminui a pressão total do sistema.
3	3	Mesmo não variando a temperatura, concentração e pressão e variando o tempo.
4	4	Quando se aumenta a concentração do $\text{CO}_{(g)}$ .

81)(UNIP-SP) Na fabricação do ácido nítrico, uma das etapas é a oxidação da amônia:

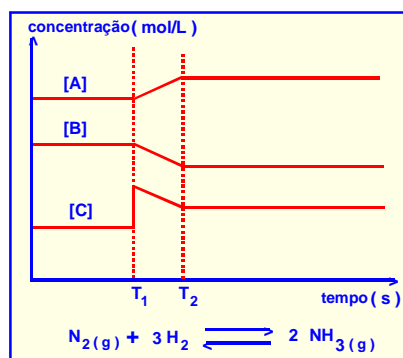


Para aumentar o rendimento em monóxido de nitrogênio, pode-se usar:

- um catalisador.
- alta temperatura e elevada pressão.
- alta temperatura e baixa pressão.
- baixa temperatura e alta pressão.
- baixa temperatura e baixa pressão.

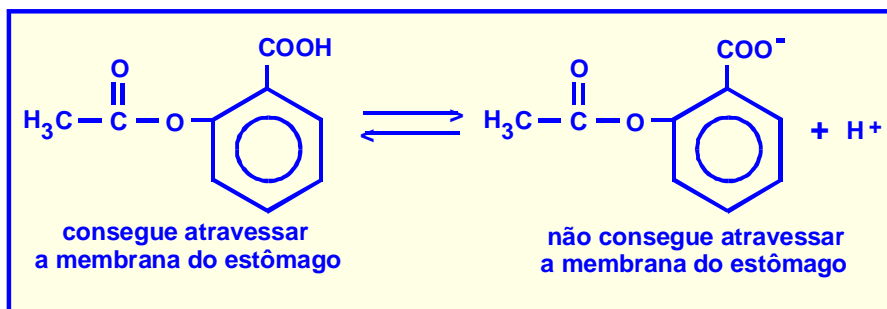
82)(UNIVEST-SP) O gráfico abaixo representa o comportamento de uma reação em que a adição de nitrogênio gasoso ao sistema ocasiona uma nova posição de equilíbrio em função das espécies **A**, **B** e **C**, que se referem à reação indicada.

Considerando que a temperatura do sistema e o volume do recipiente não se alteram, é **FALSO** afirmar que:



- B** representa o  $\text{H}_2$  na reação.
- em  $T_2$  o equilíbrio se restabelece.
- a concentração de **A** aumenta na relação molar de 1:1 com a diminuição da concentração de **B**.
- a adição do  $\text{N}_{2(g)}$  se dá no tempo  $T_1$ .
- a constante de equilíbrio em função das concentrações molares ( $K_c$ ) não se altera com a adição do  $\text{N}_{2(g)}$ .

83)(CEFET-BA) A aspirina, ácido acetil salicílico, em água, sofre o seguinte equilíbrio:



Considerando-se apenas as informações acima, para maior absorção da aspirina pelo nosso organismo é recomendado o seu uso com:

- água pura.
- água e açúcar.
- água e sal de cozinha.
- suco de laranja.
- leite de magnésia.

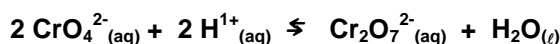
84) (Covest-2005) No sistema em equilíbrio:



A quantidade de  $\text{CO}_2$  aumenta com a:

- adição de catalisador.
- diminuição da concentração de oxigênio.
- diminuição da pressão.
- diminuição da temperatura.**
- introdução de um gás inerte.

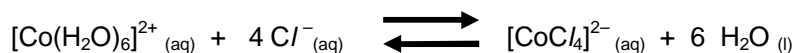
85) (UPE-2005-Q1) Considere o equilíbrio abaixo.



Adicionando-se gotas de cromato de sódio ao sistema em equilíbrio, é de se esperar que

- | $[\text{CrO}_4^{2-}]$ | $[\text{H}^{1+}]$ | $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$ , respectivamente |
|-----------------------|-------------------|--|
| a) aumente            | aumente           | diminua.   |
| b) diminua            | aumente           | diminua.   |
| <b>c) aumente</b>     | <b>diminua</b>    | <b>aumente.</b>                                  |
| d) diminua            | diminua           | diminua.   |
| e) aumente            | não se altere     | aumente.   |

86) (Covest-2007) O cobalto pode formar os íons complexos  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$  e  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  em solução aquosa. O íon  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$  apresenta forte coloração azul, enquanto o  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  confere à solução um tom cor-de-rosa. O equilíbrio entre esses dois compostos é reversível e pode ser representado pela equação:

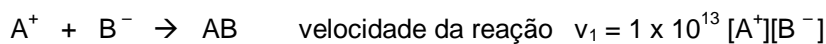


Sobre esta reação e compostos de cobalto é **incorreto** afirmar que:

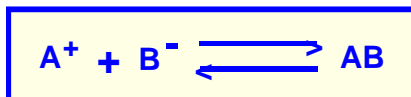
- Na expressão para a constante de equilíbrio desta reação, a concentração de  $\text{Cl}^-$  será multiplicada por 4.**
- A adição de ácido clorídrico concentrado a uma solução aquosa de nitrato de cobalto fará a solução passar de rosa para azul.
- O cloreto de cobalto sólido anidro,  $\text{CoCl}_2$ , deve ser um sal de coloração azul.
- Soluções de cobalto II muito diluídas tendem a ser cor-de-rosa.
- O estado de oxidação do cobalto não é alterado quando o equilíbrio acima é deslocado.

## EQUILÍBRIO IÔNICO

87)(FISS-RJ) À temperatura de 25°C



O valor numérico da constante de equilíbrio, a 25°C, da reação representada pela reação abaixo é:



- a)  $2 \times 10^{-6}$ .
- b)  $5 \times 10^{-6}$ .
- c)  $2 \times 10^{-20}$ .
- d)  $5 \times 10^{-14}$ .
- e)  $5 \times 10^{19}$ .

88) (UFMG) O hidróxido de amônio,  $NH_4OH_{(aq)}$ , em solução  $10^{-2}$  mol/L, apresenta grau de dissociação 1% à temperatura ambiente.

Sua constante de dissociação valerá, aproximadamente, nessa temperatura:

- a)  $10^{-6}$ .
- b)  $10^{-3}$ .
- c)  $10^{-2}$ .
- d)  $10^3$ .
- e)  $10^6$ .

89) A constante de ionização do ácido acético, a 25°C, numa solução  $2 \times 10^{-2}$  mol/L, sabendo-se que nessas condições o seu grau de ionização é 30%, é:

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

90)(FAMECA-SP) Qual o valor de " $K_a$ " para o HCN, sabendo-se que o ácido em solução 0,10 mol/L encontra-se 0,006% ionizado?

- a)  $1,2 \times 10^{-4}$ .
- b)  $3,6 \times 10^{-10}$ .
- c)  $3,6 \times 10^{-8}$ .
- d)  $3,6 \times 10^{-5}$ .
- e)  $6,0 \times 10^{-5}$ .

91) Dada amostra de vinagre foi diluída com água até se obter uma solução de  $[H^+] = 10^{-3}$  mol/L. Nesta solução as concentrações em mol/L de  $CH_3COO^-$  e de  $CH_3COOH$  são, respectivamente, da ordem de:

Dado: constante de ionização do ácido acético =  $1,8 \times 10^{-5}$

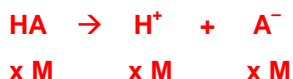
- a)  $3 \times 10^{-1}$  e  $5 \times 10^{-10}$ .
- b)  $3 \times 10^{-1}$  e  $5 \times 10^{-2}$ .
- c)  $1 \times 10^{-3}$  e  $2 \times 10^{-5}$ .
- d)  $1 \times 10^{-3}$  e  $5 \times 10^{-12}$ .
- e)  $1 \times 10^{-3}$  e  $5 \times 10^{-2}$ .

92) O vinagre pode ser considerado uma solução de concentração 0,72 mol/L em relação ao ácido acético. Esse ácido é fraco e possui constante de ionização ( $K_a$ ) igual a  $1,8 \times 10^{-5}$ , a 25°C. Nessa temperatura, o grau de ionização do ácido acético é igual a:

- a) 0,5 %.
- b) 0,05 %.
- c) 0,005 %.
- d) 5,0 %.
- e) 0,0005 %.

- 93) (Covest-2009) Qual deve ser a concentração, em milimol por litro, de uma solução de um ácido HA, cujo  $pK_a = 6$ , para que a mesma tenha um  $pH = 4$ ?

**Resp: 10**



$$K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}] \rightarrow 10^{-6} = 10^{-4} \times 10^{-4} / x, \text{ então, } x = 10^{-8} : 10^{-6} \rightarrow x = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{Então } x = 10^{-2} \times 10^3 = 10 \text{ milimol/L}$$

- 94) Qual o grau de dissociação iônica de uma solução 1 mol/L de ácido acético ?

Dado:  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

- a)  $\alpha < 0,5\%$ .
- b)  $0,5\% < \alpha < 1\%$ .
- c)  $1\% < \alpha < 5\%$ .
- d)  $5\% < \alpha < 20\%$ .
- e)  $\alpha > 20\%$ .

- 95) (Covest-2005) Analisando a tabela a seguir, com valores de constantes de basicidade,  $K_b$ , a  $25^\circ\text{C}$  para diversas bases, podemos afirmar que:

Base	$K_b$
Dimetilamina, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$5,4 \times 10^{-4}$
Amônia, $\text{NH}_3$	$1,8 \times 10^{-5}$
Hidróxido de zinco, $\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,2 \times 10^{-7}$
Piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,8 \times 10^{-9}$
Anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4,3 \times 10^{-10}$

- a) a amônia é uma base mais fraca que o hidróxido de zinco.
- b) a anilina é a base mais forte.
- c) a piridina e a amônia têm a mesma força básica.
- d) a dimetilamina é a base mais forte.**
- e) a anilina é mais básica que a piridina.

- 96) (Covest-2005) Considerando os valores das constantes de dissociação ácida na tabela a seguir:

Fórmula	Constantes de acidez, $K_a$
HF	$7,2 \times 10^{-4}$
$\text{HNO}_2$	$4,0 \times 10^{-4}$
HCN	$6,2 \times 10^{-10}$

0	0	a ordem crescente de basicidade é: $\text{F}^- < \text{NO}_2^- < \text{CN}^-$ .
1	1	a ordem crescente de acidez é: $\text{HF} < \text{HNO}_2 < \text{HCN}$ .
2	2	a posição de equilíbrio para a dissociação do ácido cianídrico está bem deslocada para a direita.
3	3	sabendo que o $\text{NaNO}_2$ é solúvel em água, espera-se que o pH de uma solução aquosa deste sal seja menor que 7.
4	4	o valor de $K_b$ do íon fluoreto é menor que o do íon nitrito.

**Justificativa:**

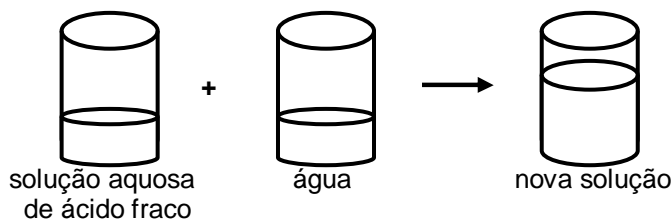
- 0-0) Verdadeira. Quanto menor o valor de  $K_a$ , mais fraco é o ácido e mais forte é sua base conjugada.
- 1-1) Falsa. Quanto menor o valor de  $K_a$ , mais fraco é o ácido  $\Rightarrow \text{HF} > \text{HNO}_2 > \text{HCN}$ .
- 2-2) Falsa. O valor de  $K_a$  do ácido cianídrico é muito pequeno:  $6,2 \times 10^{-10} \Rightarrow$  ácido muito fraco  $\Rightarrow$  equilíbrio deslocado bem para a esquerda.
- 3-3) Falsa. Um sal formado por um cátion de uma base forte (NaOH) com um ânion de um ácido fraco ( $\text{HNO}_2$ ), sofre reação de hidrólise alcalina, resultando em  $pH > 7$ .
- 4-4) Verdadeira. Como  $K_a$  do HF é maior do que o  $K_a$  do  $\text{HNO}_2$ , o  $K_b$  do íon fluoreto é menor do que o do íon nitrito.

97) Considerando soluções aquosas de mesma molaridade dos ácidos relacionados na tabela a seguir, podemos concluir que:

Ácidos	$K_a$ (25°C)
Ácido nitroso	$5,0 \times 10^{-4}$
Ácido acético	$1,8 \times 10^{-5}$
Ácido hipocloroso	$3,2 \times 10^{-8}$
Ácido cianídrico	$4,0 \times 10^{-10}$

- O ácido que apresenta maior acidez é o ácido cianídrico.
- O ácido que apresenta menor acidez é o ácido acético.
- O ácido que apresenta menor acidez é o ácido hipocloroso.
- O ácido que apresenta maior acidez é o ácido nitroso.
- Todos os ácidos apresentam a mesma acidez.

98) Considere o esquema:



Se, durante esse processo, a molaridade diminui 100 vezes, podemos afirmar que o grau de ionização do ácido:

- diminui 10 vezes.
- diminui 100 vezes.
- aumenta 100 vezes.
- aumenta 10 vezes.
- não se altera.

## pH e pOH

99) Ao analisar um determinado suco de tomate, a 25°C, um técnico determinou que sua concentração hidrogeniônica era igual a 0,001 mol / L. Assim o pH desse suco de tomate é de:

- 2.
- 3.
- 4.
- 9.
- 11.

100) Sabendo que a clara do ovo tem  $[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-6}$  mol/L, pode-se afirmar que o valor de seu pH é:

- 8.
- 6.
- 4.
- 2.
- 1.

101) A soma do pH com o pOH de uma solução, a 25°C, é igual a:

- 1.
- 4.
- 7.
- 10.
- 14.

102) Um refrigerante é uma solução saturada de  $\text{CO}_2$  e apresenta uma concentração de íons  $\text{OH}^-$  igual a  $10^{-10}$  íons - grama por litro a 25°C. O pH e o caráter da solução são, respectivamente:

- 10 e básico.
- 10 e ácido.
- 4 e básico.
- 4 e ácido.
- 7 e neutro.

103) Qual o pH, a 25°C, de uma solução 0,000005 mol/L de ácido sulfúrico?

- a) 5.
- b) 6.
- c) 4.
- d) 3.
- e) 2.

104) O pH do suco gástrico, a 25°C, tem valor médio igual a 2. Logo, o pOH e a concentração do íon  $H^+$  em mol/L, nesse suco são, respectivamente:

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

105) A análise de uma determinada amostra de um refrigerante, a 25°C, detectou pH = 2. A concentração de íons  $H^+$  nesse refrigerante é:

- a)  $10^{-6}$  M.
- b)  $10^{-12}$  M.
- c)  $10^{-2}$  M.
- d)  $10^2$  M.
- e)  $10^{-7}$  M.

106) A bile, segregada pelo fígado, é um líquido amargo, esverdeado e muito importante na digestão. Sabendo que a concentração de  $H^+$  na bile é de  $1,0 \times 10^{-8}$  mol/L, pode-se afirmar que o pH e o caráter da bile, são respectivamente:

- a) 8 e básica.
- b) 8 e ácida.
- c) 8 e neutra.
- d) 6 e ácida.
- e) 6 e básica.

107) Dada a afirmação: “A urina é uma solução aquosa que apresenta pH = 5, a 25°C”. Podemos concluir que:

- a) A solução tem caráter básico.
- b) A concentração hidrogeniônica é  $10^{-5}$  mol/L.
- c) A concentração hidroxiliônica é  $10^{-7}$  mol/L.
- d) A constante de ionização da água é  $10^{-7}$ .
- e) A urina é uma solução não eletrolítica.

108) Observe atentamente os dados da tabela abaixo:

solução	$[H^+]$ , a 25°C
A	$1,0 \times 10^{-3}$ mol/L
B	$1,0 \times 10^{-7}$ mol/L
C	$1,0 \times 10^{-10}$ mol/L

Com base nesses dados, assinale a alternativa que traz as conclusões corretas:

- a) A solução A tem pH = 11 e é básica.
- b) A solução B tem pH = 7 e é ácida.
- c) A solução C tem pH = 10 e é neutra.
- d) A solução A tem pH = 3 e é ácida.
- e) A solução C tem pH = 4 e é ácida.

109) A 25°C, o pH de uma solução aquosa de certo eletrólito é igual a 14. Qual a concentração de  $OH^-$  dessa solução?

- a) 1 mol/L.
- b) 7 mol/L.
- c) 14 mol/L.
- d)  $10^{-7}$  mol/L.
- e)  $10^{-14}$  mol/L.

110)(UFMG) A água em uma região poluída tem  $\text{pH} = 3$ .

Considere estas duas misturas e seus respectivos  $\text{pH}$ :

- Suco de limão  $\text{pH} = 2,2$ .
- Suco de tomate  $\text{pH} = 4,3$ .

Com base nessas informações, é correto afirmar que:

- A concentração hidrogeniônica na chuva é igual a  $0,001 \text{ mol/L}$ .
- A chuva é mais ácida que o suco de limão.
- A chuva é menos ácida que o suco de tomate.
- A concentração oxidriliônica nas duas misturas é igual a zero.
- As duas misturas são básicas.

111)(Mack-SP) Consultando a tabela abaixo, verifica-se que:

pH	Substâncias em soluções a $25^\circ\text{C}$
2,0	Suco gástrico
10,0	Preparado para tintura de cabelos
5,0	Urina
8,0	Solução aquosa de bicarbonato de sódio

- A urina é mais ácida que o suco gástrico.
- A concentração hidroxiliônica é igual a  $10^{-6} \text{ mol/L}$  na solução de bicarbonato de sódio.
- O preparado usado na tintura de cabelos é neutro.
- A urina é neutra.
- A solução de bicarbonato de sódio é mais ácida que o suco gástrico.

112)Um xampu tem  $\text{pH} = 8$ . Podemos, então, concluir que o xampu é:

- básico e possui  $[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ .
- básico e possui  $[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ .
- ácido e possui  $[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ .
- ácido e possui  $[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ .
- neutro e possui  $[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ .

113)(Mack-SP) A respeito da tabela

Solução A	Solução B	Solução C
$25^\circ\text{C}$	$25^\circ\text{C}$	$25^\circ\text{C}$
$\text{pOH} = 11$	$\text{pOH} = 2$	$\text{pOH} = 7$

Fazem-se as seguintes afirmações:

- A solução **A** tem  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ .
- A solução **B** tem  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ .
- A solução **C** tem  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ .

Então:

- I, II e III estão corretas.
- Apenas I está correta.
- Apenas II e III estão corretas.
- Apenas III está correta.
- Apenas I e II estão corretas.

114)(Covest – 2004) Sabendo-se que, a  $25^\circ\text{C}$ , o cafezinho tem  $\text{pH} = 5,0$ , o suco de tomate apresenta  $\text{pH} = 4,2$ , a água sanitária  $\text{pH} = 11,5$  e o leite,  $\text{pH} = 6,4$ , pode-se afirmar que, nesta temperatura:

- o cafezinho e a água sanitária apresentam propriedades básicas.
- o cafezinho e o leite apresentam propriedades básicas.
- a água sanitária apresenta propriedades básicas.
- o suco de tomate e a água sanitária apresentam propriedades ácidas.
- apenas o suco de tomate apresenta propriedades ácidas.

115) Observando a tabela abaixo, podemos afirmar que entre os líquidos citados tem(em) caráter ácido apenas:

Líquido	$[H^+]$	$[OH^{-1}]$
Leite	$10^{-7}$	$10^{-7}$
Água do mar	$10^{-8}$	$10^{-6}$
Coca-cola	$10^{-3}$	$10^{-11}$
Café preparado	$10^{-5}$	$10^{-9}$
Lágrima	$10^{-7}$	$10^{-7}$
Água de lavadeira	$10^{-12}$	$10^{-2}$

- a) o leite e a lágrima.
- b) a água de lavadeira.
- c) o café preparado e a coca-cola.
- d) a água do mar e a água de lavadeira.
- e) a coca-cola.

116) (UFMG) Esta tabela indica o pH aproximado de alguns sistemas, a 25°C.

Sistema	pH
suco de limão	2,5
vinagre	3,0
suco de tomate	5,0
sangue humano	7,5
leite de magnésia	11,0

Considerando-se as informações dessa tabela, a afirmativa **falsa** é:

- a) A concentração de íons  $H_3O^+$  no sangue humano é inferior a  $10^{-7}$  mol/L.
- b) A concentração de íons  $H_3O^+$  no vinagre é  $10^{-3}$  mol/L.
- c) A concentração de íons  $OH^-$  no leite de magnésia é  $10^{-11}$  mol/L.
- d) A concentração de íons  $OH^-$  no suco de tomate é maior que no vinagre.
- e) A suco de limão é mais ácido do que no vinagre.

117) O pH é uma grandeza que serve para medir a acidez de uma solução. Quando a solução é acida apresenta  $pH < 7$  e se for básica seu pH é maior que 7. Em vista do exposto anteriormente podemos concluir que em um lago que tenha sua água vinda de uma chuva de um ambiente poluído poderá ter:

- a)  $pH = 7$ .
- b)  $pH = 10$ .
- c)  $pH = 14$ .
- d)  $pH = 5$ .
- e)  $pH > 7$ .

118) (UFV-MG) Um estudante, visitando um laboratório, depara-se com dois frascos, 1 e 2.

- Frasco 1:  $HNO_3$  de concentração 0,01 mol/L.
- Frasco 2: KOH de concentração 0,1 mol/L.

Os valores de pH, a 25°C, para as soluções contidas nos frascos 1 e 2, são, respectivamente:

- a) 2 e 1.
- b) 0,01 e 0,1.
- c) 12 e 1.
- d) 2 e 13.
- e) 0 e 14.

119) (Covest-2003) As características ácidas e básicas de soluções aquosas são importantes para outras áreas além da Química, como, por exemplo, a Saúde Pública, a Biologia, a Ecologia, e Materiais. Estas características das soluções aquosas são quantificadas pelo **pH**, cuja escala é definida em termos da constante de ionização da água ( $K_w$ ) a uma dada temperatura. Por exemplo, a 25°C a constante de ionização da água é  $10^{-14}$  e a 63°C é  $10^{-13}$ . Sobre o **pH** de soluções aquosas a 63°C julgue os itens abaixo:

0	0	pH + pOH = 13.
1	1	Água pura (neutra) apresenta pH igual a 6,5.
2	2	Água pura (neutra) apresenta pH igual a 7,0.
3	3	Uma solução com pH igual a 6,7 é ácida.
4	4	A concentração de íons hidroxila na água pura (neutra) é igual $10^{-7}$ mol/L.

0-0) A autoionização da água é representada pela equação:  $\text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$  com  $K_w = a(\text{H}^+)a(\text{OH}^-) \approx [\text{H}^+][\text{OH}^-]/(\text{mol/L})^2$  (1). Tomando a função p, isto é,  $\text{pW} = -\log W$ , temos  $\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH}$ . Assim, a 63°C:  $\text{pH} + \text{pOH} = -\log 10^{-13} = 13$ .

1-1) Em água pura (neutra), as concentrações em mol/L dos íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  são iguais. Portanto, pela equação (1) (item 0-0) a 63°C, água pura (neutra) tem:  $[\text{H}^+]^2 = [\text{OH}^-]^2 = 10^{-13} \Rightarrow [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-13})^{1/2} = 10^{-6,5} \text{ mol/L}$  e  $\text{pH} = 6,5$ .

2-2) Ver item 1-1.

3-3) A solução será ácida se o  $\text{pH} < 6,5$  e básica se o  $\text{pH} > 6,5$ .

4-4) A concentração de íons hidroxila na água pura (neutra) é igual  $10^{-6,5} \text{ mol/L}$  (ver item 1-1).

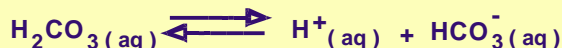
120)(UNICAP-2007/Q1) A respeito do equilíbrio iônico em soluções aquosas, pode-se afirmar que:

0	0	Uma solução cujo pOH é 8, a 25°C, tem caráter alcalino.
1	1	Uma solução cujo pH é 3, a 25°C, apresenta $1,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$ de íons $\text{OH}^-$ .
2	2	Adicionando-se a um litro de uma solução de pH igual a 3 do ácido forte HÅ a 1 L de uma solução de pH igual a 9 MOH (M é um metal), a solução resultante será ácida.
3	3	O produto $[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ é uma constante tanto para a água pura quanto para soluções ácidas ou básicas.
4	4	Se, a determinada temperatura, $K_w = 1,0 \times 10^{-16}$ , então uma solução de pH igual a 8 será alcalina.

121)(Covest-2007) O pH de fluidos em partes distintas do corpo humano tem valores diferentes, apropriados para cada tipo de função que o fluido exerce no organismo. O pH da saliva é de 6,5; o do sangue é 7,5 e, no estômago, o pH está na faixa de 1,6 a 1,8.

O esmalte dos dentes é formado, principalmente por um mineral de composição  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ . Após as refeições, ocorre diminuição do pH bucal.

O pH do sangue é mantido aproximadamente constante pelo seguinte equilíbrio químico, envolvendo o íon bicarbonato:



Com base nestas informações avalie as seguintes proposições:

0	0	A concentração de íons $\text{H}^+$ é maior na saliva que no sangue.
1	1	A concentração de $\text{H}^+$ no estômago é maior que $10^{-2} \text{ mol/L}$ .
2	2	Um aumento na acidez da saliva pode resultar em ataque ao esmalte dos dentes.
3	3	O bicarbonato pode ser usado para elevar o pH do estômago.
4	4	A adição de uma base em um meio contendo ácido carbônico, íons hidrogênio e bicarbonato causará deslocamento do equilíbrio mostrado no enunciado da questão no sentido da formação dos reagentes.

**Justificativa:**

0-0) Verdadeiro: Sendo o pH na saliva menor que no sangue, a concentração de  $\text{H}^+$  será maior na saliva que no sangue.

1-1) Verdadeiro: Nesta concentração, o pH é igual a 2,0. Como o pH do estômago é ainda menor, a concentração de  $\text{H}^+$  é maior que  $10^{-2} \text{ mol/L}$ .

2-2) Verdadeiro: O esmalte tem íons  $\text{OH}^-$  em sua composição, que podem ser atacados em meio ácido.

3-3) Verdadeiro: O íon bicarbonato é uma base.

4-4) Falso: O equilíbrio deslocar-se-á no sentido oposto.

122)(Rumo-2004) A constante de auto-ionização da água pura,  $K_w$ , a 45°C é igual a  $4 \times 10^{-14}$ . Logo, o pH da água pura nessa temperatura será:

Dados:  $\log 2 = 0,30$ ;  $\log 4 = 0,60$ .

- a) 7,0.
- b) 6,7.
- c) 7,3.
- d) 7,6.
- e) 13,4.

123)O vinagre é uma solução de ácido acético que pode ser obtida pela oxidação do álcool etílico do vinho. Sabendo que a análise de uma amostra de vinagre revelou ter  $[\text{H}^+] = 4,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ , pede-se o pH e o pOH desta amostra, respectivamente:

Dado:  $\log 4,5 = 0,65$ .

- a) 2,35 e 11,65.
- b) 11,65 e 2,35.
- c) 3,00 e 11,00.
- d) 11,00 e 3,00.
- e) 4,50 e 9,50.

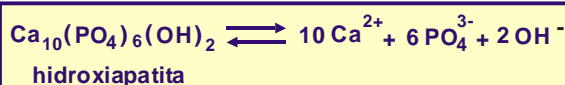
124)(FESO-RJ) Uma solução de um monoácido fraco de concentração igual a 0,25 mol/L apresenta grau de ionização igual a 0,4%. O pH desta solução é igual a:

- a) 2.
- b) 3.
- c) 4.
- d) 5.
- e) 6.

125)(UCSAL-BA) O pH de uma solução aquosa 0,002 mol/L de hidróxido de bário, 100% dissociado, a 25°C, é: Dado:  $\log 2 = 0,3$

- a) 2,4.
- b) 3,4.
- c) 6,6.
- d) 9,4.
- e) 11,6.

126)(UNESP-2002) O esmalte dos dentes é formado por hidroxiapatita que, em determinadas condições, pode ser dissolvida devido ao equilíbrio químico representado pela equação:



Considere três pessoas, X, Y e Z, que consomem diariamente os produtos cujos valores de pH estão apresentados na tabela.

Pessoa	Produtos consumidos diariamente	pH
X	suco de laranja	3
Y	água com gás	4
Z	leite de magnésia	10

Considerando somente o efeito do uso continuado desses três produtos, ocorrerá dissolução da hidroxiapatita do esmalte dos dentes...

- a) da pessoa X, apenas.
- b) da pessoa Y, apenas.
- c) das pessoas X e Y, apenas.
- d) da pessoa Z, apenas.
- e) das pessoas X e Z, apenas.

127)Um dos muitos problemas derivados da contaminação do ar é a chuva ácida. Fala-se em chuva ácida, quando o pH da água que cai é menor do que 5,5. Nela podemos encontrar dissolvidos em quantidades apreciáveis ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), além do ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). Uma amostra de água coletada da chuva apresentou um pH igual a 4,5. Considere inexpressiva a contribuição do ácido carbônico para o valor do pH da água da chuva e assinale a alternativa correta.

- a) A concentração de íons  $\text{H}^+$  na amostra é  $10^{-4,5}$  mol/L, e todos esses íons são provenientes da dissociação do ácido sulfúrico na água.
- b) A concentração de íons  $\text{H}^+$  na amostra é 0,045 mol/L, e esses íons são oriundos da dissociação parcial dos ácidos nítrico e sulfúrico na água.
- c) A concentração de íons  $\text{H}^+$  na amostra é 0,045 mol/L, e esses íons são provenientes da dissociação dos ácidos nítrico e sulfúrico na água.
- d) A concentração de íons  $\text{H}^+$  na amostra é  $10^{-4,5}$  mol/L, e esses íons são provenientes da dissociação do ácido nítrico e do ácido sulfúrico na água.
- e) Não se pode estimar a concentração de íons  $\text{H}^+$  na água, pois não sabemos o grau de dissociação dos ácidos nítrico e sulfúrico na água.

128)(Covest-2008) Considere três sistemas, inicialmente em equilíbrio:

- a) solução aquosa de hidrazina,  $\text{NH}_2\text{NH}_2$ ,
- b) água pura,
- c) solução aquosa de ácido acético/acetato de sódio ( $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  /  $\text{NaCH}_3\text{CO}_2$ ).

Sobre esses sistemas, podemos afirmar o que segue.

0	0	Na água pura, ocorre o equilíbrio $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ .
1	1	A solução de hidrazina é alcalina.
2	2	Na solução de hidrazina, ocorre o equilíbrio químico: $\text{NH}_2\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{NH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ .
3	3	A adição de ácido à solução de hidrazina desloca o equilíbrio no sentido da formação de mais $\text{NH}_2\text{NH}_2$ .
4	4	Na solução aquosa de ácido acético/acetato de sódio, estabelece-se o equilíbrio: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ .

0 – 0 Verdadeiro: O equilíbrio acima representa a autoprotólise da água.

1 – 1 Verdadeiro: A hidrazina é uma base.

2 – 2 Falso: A hidrazina é uma base, logo recebe  $\text{H}^+$  em solução aquosa.

3 – 3 Falso: Ocorre neutralização do ácido pelo íon hidroxila ( $\text{OH}^-$ ), deslocando o equilíbrio no sentido do consumo da hidrazina.

4 – 4 Verdadeiro: O acetato de sódio é solúvel em água e origina íons acetato, que também resultam da dissociação do ácido acético.

129)(Covest-2008) Considerando ainda a água pura e as soluções aquosas de hidrazina e de ácido acético/acetato de sódio, analise as proposições a seguir.

0	0	A adição de ácido à solução de ácido acético/acetato de sódio desloca o equilíbrio no sentido da formação de mais ácido acético.
1	1	A adição da solução de hidrazina à solução de ácido acético/acetato de sódio desloca o equilíbrio no sentido da formação de mais íons acetato.
2	2	A adição da solução de hidrazina à água pura causa diminuição do pH.
3	3	A solução de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{NaCH}_3\text{CO}_2$ tem capacidade tamponante (solução tampão).
4	4	O ânion acetato é a base conjugada ao ácido acético.

0 – 0 Verdadeiro: A adição de produto desloca o equilíbrio no sentido da formação de reagentes. (Princípio de Le Chatelier)

1 – 1 Verdadeiro: A adição de base causa desprotonação do ácido, originando íons acetato.

2 – 2 Falso: Sendo a solução de hidrazina alcalina, o pH deverá tornar-se maior que o pH da água pura.

3 – 3 Verdadeiro: A adição de ácido ou de base a esta solução desloca o equilíbrio no sentido de compensar esta adição, mantendo o pH do meio constante.

4 – 4 Verdadeiro: Ao se dissociar, o ácido acético origina acetato.

130)(Fuvest-SP) À temperatura ambiente, o pH de um certo refrigerante, saturado com gás carbônico, quando em garrafa fechada, vale 4. Ao abrir-se a garrafa, ocorre escape de gás carbônico. Qual deve ser o valor do pH do refrigerante depois de a garrafa ser aberta?

- a)  $\text{pH} = 4$ .
- b)  $0 < \text{pH} < 4$ .
- c)  $4 < \text{pH} < 7$ .
- d)  $\text{pH} = 7$ .
- e)  $7 < \text{pH} < 14$ .

131)Admita que a chuva não-poluída tenha  $\text{pH} = 6$  e que uma chuva ácida tenha  $\text{pH} = 4$ . Analisando a relação abaixo, pode-se dizer que o valor de “x” é igual a:

$$\frac{[\text{H}^+] \text{ na chuva ácida}}{[\text{H}^+] \text{ na chuva não-poluída}} = x$$

- a) 1.
- b) 10.
- c) 100.
- d) 1000.
- e) 10000.

132) (FEI-SP) A chuva ácida ocorre em regiões de alta concentração de poluentes provenientes da queima de combustíveis fósseis. Numa chuva normal, o pH está em torno de 5 e, em Los Angeles, já ocorreu chuva com pH em torno de 2. A concentração de íons  $H^+$  dessa chuva ocorrida em Los Angeles, em relação à chuva normal, é:

- a) 1000 vezes maior.
- b) 1000 vezes menor.
- c) 3 vezes maior.
- d) 3 vezes menor.
- e) 100 vezes maior.

133) A análise feita durante um ano da chuva da cidade de São Paulo forneceu um valor médio de pH igual a 5. Comparando-se esse valor com o pH da água pura, percebeu-se que a concentração  $[H^+]$  na água da chuva é, em média:

- a) duas vezes maior.
- b) duas vezes menor.
- c) cem vezes menor.
- d) cinco vezes maior.
- e) cem vezes maior.

134) O acidente ocorrido recentemente com o navio Bahamas provocou o vazamento de milhares de toneladas de ácido sulfúrico na lagoa dos Patos. Em determinados locais, foram registrados valores de pH entre 3 e 4. Podemos afirmar que, nesses locais, a concentração aproximada de íons hidroxila, em mol/L, foi:

- a) maior que  $10^{-11}$ .
- b) maior que  $10^{-9}$ .
- c) maior que  $10^{-7}$ .
- d) maior que  $10^{-5}$ .
- e) maior que  $10^{-4}$ .

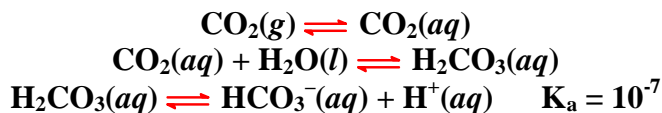
134) (Covest-90) O leite azeda pela transformação da lactose em ácido láctico, por ação bacteriana. Conseqüentemente apresenta ...

- I) aumento da concentração dos íons hidrogênio.
- II) aumento da concentração dos íons oxidrilas.
- III) diminuição da concentração dos íons hidrogênios.
- IV) diminuição da concentração dos íons oxidrilas.

Assinale o item a seguir que melhor representa o processo.

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

135) (Covest-2002) A solubilidade do dióxido de carbono em refrigerantes pode ser representada pelos seguintes processos:



Nos refrigerantes o  $CO_2$  é mantido a pressões maiores que a atmosférica, mas após abertos, a pressão entra em equilíbrio com a pressão atmosférica, e portanto o pH do refrigerante, de acordo com as equações acima, deverá:

- a) aumentar.
- b) diminuir.
- c) permanecer inalterado.
- d) tornar-se igual a  $10^{-7}$ .
- e) tornar-se igual a  $10^7$ .

136)(Covest-98) Quando abrimos uma garrafa de refrigerante observamos que seu conteúdo começa, com o tempo, a sofrer um processo de deterioração. Do ponto de vista químico, podemos afirmar que ocorrem as seguintes modificações:

- a)  $[O_2]$  decresce e pH decresce.
- b)  $[CO_2]$  decresce e pH decresce.
- c)  $[O_2]$  aumenta e pH decresce.
- d)  $[CO_2]$  decresce e pH aumenta.
- e)  $[CO_2]$  aumenta e pH decresce.

137)(Fuvest-SP) A criação de camarão em cativeiro exige, entre outros cuidados, que a água a ser utilizada apresente pH próximo de 6. Para tornar a água, com pH igual a 8, adequada à criação de camarão, um criador poderá:

- a) adicionar água de cal.
- b) adicionar carbonato de sódio sólido.
- c) adicionar solução aquosa de amônia.
- d) borbulhar, por certo tempo, gás carbônico.
- e) borbulhar, por certo tempo, oxigênio.

138)(Covest-2002) A determinação quantitativa de nitrogênio em alimentos é importante, pois fornece a quantidade de proteínas dos mesmos. O método de Kjeldahl é um dos mais utilizados para tal determinação e consiste na transformação de todo o nitrogênio orgânico em amônia. A dissolução da amônia em água pura fornecerá uma solução:

0	0	Ácida.
1	1	Com pH maior que 7.
2	2	Com concentração de $OH^-(aq)$ igual à concentração de $H^+(aq)$ .
3	3	Com concentração de $OH^-(aq)$ menor que $10^{-7}$ M.
4	4	Com um precipitado, pois a amônia é insolúvel em água.

139)Comparando-se os valores de pH de alguns líquidos:

Suco de limão	pH = 2,2
Saliva	pH = 6,3
Sangue	pH = 7,3
Água da chuva	pH = 5,7
Água do mar	pH = 8,3

Sabe-se que:

- a) a água do mar é mais ácida que a da chuva.
- b) o suco de limão é o menos ácido de todos.
- c) o sangue é menos ácido que a saliva.
- d) a água do mar é menos básica que o sangue.
- e) o pOH da saliva é menor que 7.

140)UPE-2004-Q1) Na tabela, há alguns sistemas aquosos com os respectivos valores aproximados de pH, a 25°C.

Material	pH
Vinagre	3,0
Saliva	8,0
Limpa-forno	13,0
Água do mar	9,0
Suco gástrico	1,0

Considerando os sistemas aquosos da tabela, é correto afirmar que:

- a) o vinagre é três vezes mais ácido que o suco gástrico.
- b) no vinagre, a concentração de íons  $H_3O^+$  é cem mil vezes maior que a da saliva.
- c) a água do mar é menos alcalina que a saliva e mais ácida que o vinagre.
- d) o sistema aquoso limpa-forno é o que contém o menor número de mols de oxidrila por litro.
- e) o suco gástrico constitui um sistema aquoso fracamente ácido.

141) Certos corantes naturais, contidos em flores e folhas, sofrem mudanças de cor quando o pH do meio é alterado. Por essa razão, tais corantes funcionam como bons indicadores de ácido e base. Folhas de repolho-roxo, por exemplo, imersas em água, formam uma solução violeta. Ao se adicionar vinagre, essa solução corante fica rosa; ao se adicionar carbonato de sódio, fica verde. Assinale a opção que apresenta corretamente as cores desse indicador natural nos meios indicados.

pH = 2      pH = 7      pH = 12

- a) rosa      violeta      verde.
- b) verde      rosa      violeta.
- c) verde      violeta      rosa.
- d) violeta      rosa      verde.
- e) rosa      verde      violeta.

142)(FUVEST-SP) À temperatura ambiente, o pH de um certo refrigerante, saturado com gás carbônico, quando em garrafa fechada, vale 4. Ao abrir-se a garrafa, ocorre escape de gás carbônico. Qual deve ser o valor do pH do refrigerante depois de a garrafa aberta?

- a) pH = 4.
- b)  $0 < \text{pH} < 4$ .
- c)  $4 < \text{pH} < 7$ .
- d) pH = 7.
- e)  $7 < \text{pH} < 14$ .

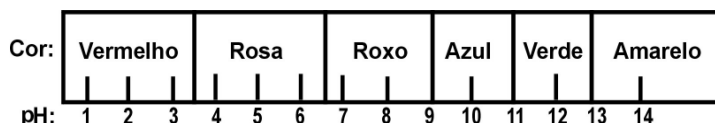
143)(FUVEST-SP-2001) A auto-ionização da água é uma reação endotérmica. Um estudante mediu o pH da água recém-destilada, isenta de  $\text{CO}_2$  e a  $50^\circ\text{C}$ , encontrando o valor 6,6. Desconfiado de que o aparelho de medida estivesse com defeito, pois esperava o valor 7,0 consultou um colega 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  $25^\circ\text{C}$ .
- 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  $\text{H}^+$ .
- III. na água, o pH é tanto menor quanto maior a concentração de  $\text{H}^+$ .

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.

O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo.



Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

Material	Cor
I Amoníaco	Verde
II Leite de magnésia	Azul
III Vinagre	Vermelho
IV Leite de vaca	Rosa

144)(ENEM-2000) De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

- a) ácido/básico/básico/ácido.
- b) ácido/básico/ácido/básico.
- c) básico/ácido/básico/ácido.
- d) ácido/ácido/básico/básico.
- e) básico/básico/ácido/ácido.

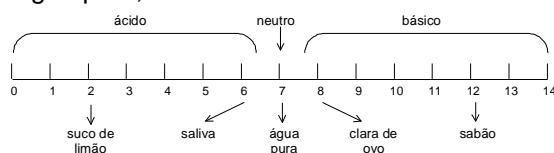
145)(ENEM-2000) Utilizando-se o indicador citado em sucos de abacaxi e de limão, pode-se esperar como resultado as cores:

- a) rosa ou amarelo.
- b) vermelho ou roxo.
- c) verde ou vermelho.
- d) rosa ou vermelho.
- e) roxo ou azul.

146) Após comemorações excessivas dos festejos de final de ano, um indivíduo foi acometido de azia (acidez estomacal excessiva). O mais aconselhável para ele ingerir, com um pouco de água, é:

- a) vinagre.
- b) suco de laranja.
- c) bebida alcoólica.
- d) limão.
- e) leite de magnésia (hidróxido de magnésio)

O pH informa a acidez ou a basicidade de uma solução. A escala abaixo apresenta a natureza e o pH de algumas soluções e da água pura, a 25°C.



Uma solução desconhecida estava sendo testada no laboratório por um grupo de alunos. Esses alunos decidiram que deveriam medir o pH dessa solução como um dos parâmetros escolhidos na identificação da solução. Os resultados obtidos estão na tabela abaixo.

Aluno	Valor do pH
Carlos	4,5
Gustavo	5,5
Simone	5,0
Valéria	6,0
Paulo	4,5
Wagner	5,0
Renata	5,0
Rodrigo	5,5
Augusta	5,0
Eliane	5,5

147)(ENEM-98) Da solução testada pelos alunos, o professor retirou 100mL e adicionou água até completar 200mL de solução diluída. O próximo grupo de alunos a medir o pH deverá encontrar para o mesmo:

- a) valores inferiores a 1,0.
- b) os mesmos valores.
- c) valores entre 5 e 7.
- d) valores entre 5 e 3.
- e) sempre o valor 7.

“Um dos problemas ambientais decorrentes da industrialização é a poluição atmosférica. Chaminés altas lançam ao ar, entre outros materiais, o dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) que pode ser transportado por muitos quilômetros em poucos dias. Dessa forma, podem ocorrer precipitações ácidas em regiões distantes, causando vários danos ao meio ambiente (chuva ácida)”.

148)(ENEM-98) Um dos danos ao meio ambiente diz respeito à corrosão de certos materiais. Considere as seguintes obras:

- I. Monumento Itamarati - Brasília (mármore).
- II. Esculturas do Aleijadinho - MG (pedra sabão, contém carbonato de cálcio).
- III. Grades de ferro ou alumínio de edifícios.

A ação da chuva ácida pode acontecer em:

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

149)(ENEM-98) Com relação aos efeitos sobre o ecossistema, pode-se afirmar que:

- I. As chuvas ácidas poderiam causar a diminuição do pH da água de um lago, o que acarretaria a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar.
- II. As chuvas ácidas poderiam provocar acidificação do solo, o que prejudicaria o crescimento de certos vegetais.
- III. As chuvas ácidas causam danos se apresentarem valor de pH maior que o da água destilada.

Dessas afirmativas está(ão) correta(s):

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

150) Considerando-se os sistemas: vinagre (pH = 3), cerveja (pH = 5), salmoura (pH = 7), bicarbonato de sódio (pH = 8,5) e amoníaco (pH = 12), podemos concluir que os sistemas de caráter básico são:

- a) salmoura.
- b) vinagre e cerveja.
- c) bicarbonato de sódio e salmoura.
- d) bicarbonato de sódio e amoníaco.
- e) cerveja e salmoura.

151) Uma solução aquosa tem  $[H^+] = 10^{-2}$  mol/L; uma segunda solução aquosa tem  $[H^+] = 10^{-5}$  mol/L. O pH da primeira solução é X, sendo mais Y do que a segunda. Completa-se corretamente a afirmação substituindo X e Y, respectivamente por:

- a)  $10^{-2}$ , ácida.
- b) 2, ácida.
- c) 2, básica.
- d) 12, básica.
- e) 12, ácida.

152) Misturando-se 100 mL de suco de laranja, cuja  $[H^+] = 0,6$  mol/L, com 200 mL de suco de laranja, cuja  $[H^+] = 0,3$  mol/L, não se obtém:

- a) uma solução onde  $[H^+] = 0,4$  mol/L.
- b) uma solução completamente neutra.
- c) uma solução de acidez intermediária.
- d) uma solução menos ácida do que a de  $[H^+] = 0,6$  mol/L.
- e) uma solução mais ácida do que a de  $[H^+] = 0,3$  mol/L.

153)(PUC-RS) Misturando-se volumes iguais de uma solução de ácido sulfúrico com pH = 1,0 e de hidróxido de lítio com pH = 13,0, obtém-se uma solução que apresenta pH, aproximadamente:

- a) 0.
- b) 1.
- c) 7.
- d) 12.
- e) 14.

154)(UFRGS-RS) Quando a 1,0 L de ácido sulfúrico 0,004 mol/L se adicionam 3,0 L de NaOH 0,04 mol/L, a solução resultante terá pH aproximadamente igual a:

- a) 1.
- b) 2.
- c) 7.
- d) 12.
- e) 13.

155) Ao tomar dois copos de água, uma pessoa diluiu seu suco gástrico (solução contendo ácido clorídrico), de pH = 1 de 50 mL para 500 mL. Qual será o pH da solução resultante após a ingestão da água?

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

- 156)(Covest-2ª fase-98) Quantos gramas de NaOH devem ser adicionados a um tanque contendo 2000 litros de água com pH = 3, para neutralizar a acidez?  
Dados: Na = 23 g / mol; O = 16 g / mol; H = 1 g / mol. Resp: 80
- 157)(Covest-98) O pH médio de uma limonada está em torno de 3. Quantos mols de  $\text{H}_3\text{O}^+$  são ingeridos quando se bebe um copo (250 mL) de limonada?
- $1,2 \times 10^{-3}$ .
  - $5,0 \times 10^{-3}$ .
  - $1,0 \times 10^{-4}$ .
  - $2,5 \times 10^{-4}$ .
  - $1,2 \times 10^{-5}$ .
- 158)(Cesgranrio-RJ) Um químico entrou na cantina de seu laboratório e mediu o pH do café e do leite encontrado, respectivamente, 5 e 6. Em seguida, para seu lanche misturou 20 mL de café com 80 mL de leite.  
A concentração  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  em mol/L nos seus 100 mL de café com leite é:
- $10^{-30}$ .
  - $10^{-11}$ .
  - $2,8 \times 10^{-6}$ .
  - $10^{-5,5}$ .
  - $1,1 \times 10^{-5}$ .
- 159) Ao se colocar gelo seco ( $\text{CO}_2$ ) em água levemente alcalina, em presença de fenolftaleína, verifica-se que a solução que inicialmente era rósea torna-se incolor. Esse fato observa-se porque:
- Ocorre abaixamento da temperatura da água.
  - Ocorre vaporização da fenolftaleína.
  - O ácido carbônico formado é incolor.
  - O pH da solução aumenta.
  - O pH da solução diminui.
- 160)(UNIP-SP) A constante de equilíbrio em termos de concentração para a reação abaixo é  $2 \times 10^{-9}$  mol/L. O pH de uma solução 0,05 mol/L de ácido hipobromoso ( $\text{HBrO}$ ) é:
- $$\text{HBrO}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{BrO}^-_{(\text{aq})}$$
- 3.
  - 4.
  - 5.
  - 6.
  - 8.
- 161)(MACKENZIE-SP) A reação de ionização do ácido nitroso, um ácido fraco, apresenta constante de ionização igual a  $2,5 \times 10^{-4}$  mol/L. Calcular a concentração hidrogeniônica, no equilíbrio, para uma solução 0,10 mol/L do ácido.
- $2,5 \times 10^{-4}$ .
  - $25 \times 10^{-6}$ .
  - $2,5 \times 10^{-6}$ .
  - $25 \times 10^{-3}$ .
  - $5 \times 10^{-3}$ .
- 162)(UEGO) Sucos concentrados de laranja, apresentam pH ácido, em parte pelo alto teor de ácido cítrico e do ácido ascórbico (vitamina C) normalmente adicionado ao produto. Esses produtos são industrializados a partir da remoção da água (e pasteurização) do suco de laranjas maduras, comumente da variedade Citrus sinensis, posterior adição de vitamina C e aromatização.  
Um hipotético suco concentrado de laranja apresenta concentração hidrogeniônica de  $10^{-4}$  mol/L. As instruções de preparo da bebida consistem na adição de 1 parte do suco concentrado a nove partes de água e açúcar a gosto. O pH do suco preparado, conforme as instruções, será:
- 3,0.
  - 3,5.
  - 4,0.
  - 5,0.
  - 7,0.

163)(CEFET-PR) Um piscicultor retirou 5 mL de água do seu aquário de pesquisa e constatou que o pH da amostra era igual a 8. Selecione a alternativa que contém o tipo do meio e a quantidade em mols de íons hidrogênio presente na amostra coletada pelo piscicultor:

- a) básico,  $5 \times 10^{-11}$ .
- b) ácido,  $5 \times 10^{-11}$ .
- c) básico,  $5 \times 10^{-8}$ .
- d) ácido,  $5 \times 10^{-8}$ .
- e) ácido,  $10^{-8}$ .

164)(UPE-2006-Q1) 100,0 mL de uma solução aquosa de uma base  $M(OH)_2$  de massa molar 81g/mol contém 0,081 mg desse hidróxido.

$\log 2 = 0,30$

É correto afirmar que o:

- a) pH da solução é igual a 6.
- b) pH da solução será igual a 5, se o grau de ionização da base for 100%.
- c) pOH da solução será igual a 5, se o grau de ionização da base for igual a 50%.
- d) pOH da solução será igual a 6, se o grau de ionização da base for igual a 100%.
- e) pH da solução será igual a 11, se o grau de ionização da base for igual a 1.

$$V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} = 10^{-1} \text{ L}; m_1 = 0,081 \text{ mg} = 8,1 \times 10^{-5} \text{ g}; M_1 = 81 \text{ g/mol}$$

$$m = 8,1 \times 10^{-5} / (81 \times 10^{-1}) = 10^{-5} \text{ mol/L}$$



$$10^{-5} \quad 10^{-5} \quad 2 \times 10^{-5} \text{ (totalmente ionizada)} \rightarrow pOH = 4,7 \text{ e } pH = 9,3$$

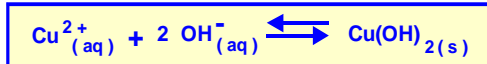
Se estiver 50% ionizada teríamos:



$$10^{-5} \quad 0,5 \times 10^{-5} \quad 10^{-5} \rightarrow pOH = 5,0 \text{ e } pH = 9,0$$

## EQUILÍBRIO HETEROGÊNEO

165)Quando se estabelece o equilíbrio químico:



O valor numérico da expressão  $K = [Cu^{2+}].[OH^-]^2$  corresponde ao:

- a) pH da solução.
- b) pOH da solução.
- c) produto de solubilidade da base.
- d) grau de ionização da base.
- e) produto iônico da água.

166)O produto de solubilidade ( $K_s$ ) do  $Pb(OH)_2$  é dado pela expressão:

- a)  $K_s = [Pb^{2+}].[OH^-]^2$ .
- b)  $K_s = [Pb^{2+}]^2 [OH^-]$ .
- c)  $K_s = [Pb(OH)_2]$ .
- d)  $K_s = [Pb^{2+}] + [OH^-]^2$ .
- e)  $K_s = [Pb^{2+}] / [OH^-]$ .

167)No equilíbrio abaixo o  $K_s$  será dado pela expressão:



- a)  $[Ag^+].[PO_4^{3-}]^3$ .
- b)  $3 [Ag^+] + [PO_4^{3-}]$ .
- c)  $[Ag^+].[PO_4^{3-}]$ .
- d)  $[Ag^+]^3.[PO_4^{3-}]$ .
- e)  $[Ag^+]^3.[PO_4^{3-}]^3$ .

168)Uma expressão tipo:  $K_{ps} = [\text{cátion}].[ânion]$ . É correta para indicar o produto de solubilidade do sulfato de:

- a) alumínio.
- b) sódio.
- c) bário.
- d) potássio.
- e) amônio.

169) Um frasco contém água com um precipitado de  $\text{BaSO}_4$ . A respeito desse frasco, uma pessoa afirmou:

- I. Com certeza, a solução é supersaturada.
- II. O equilíbrio  $\text{BaSO}_{4(s)} \rightleftharpoons \text{Ba}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_{4(aq)}^{2-}$  é heterogêneo.
- III. O produto  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$  é constante, a uma dada temperatura.
- IV. Quanto maior o produto  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ , menos solúvel será o sal.

Estão corretas somente as afirmações:

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

170) A determinada temperatura de  $t^\circ\text{C}$ , a solubilidade do sulfato de prata,  $\text{Ag}_2\text{SO}_{4(aq)}$  (312g/mol), em água é igual  $2 \times 10^{-2}$  mol/L. O produto de solubilidade,  $K_{ps}$ , do sal nessa temperatura, é:

- a)  $4,0 \times 10^{-4}$ .
- b)  $8,0 \times 10^{-4}$ .
- c)  $6,4 \times 10^{-5}$ .
- d)  $3,2 \times 10^{-5}$ .
- e)  $8,0 \times 10^{-6}$ .

171) (FESO-RJ) A solubilidade de um fosfato de metal alcalino terroso a  $25^\circ\text{C}$  é  $10^{-4}$  mol/L. O produto de solubilidade deste sal a  $25^\circ\text{C}$  é, aproximadamente, igual a:

- a)  $1,08 \times 10^{-8}$ .
- b)  $1,08 \times 10^{-12}$ .
- c)  $1,08 \times 10^{-16}$ .
- d)  $1,08 \times 10^{-18}$ .
- e)  $1,08 \times 10^{-2}$ .

172) A  $25^\circ\text{C}$ , numa solução saturada de  $\text{SrCrO}_4$ , a concentração de íons  $\text{Sr}^{2+}$ , em mol/L, vale:  
Dado:  $K_{ps} = 3,5 \times 10^{-5}$ , a  $25^\circ\text{C}$ .

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

173) A determinada temperatura, a solubilidade do composto XY em água é  $2,0 \times 10^{-2}$  mol/L. O produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ) desse sal à mesma temperatura é:

- a)  $4,0 \times 10^{-4}$ .
- b)  $8,0 \times 10^{-4}$ .
- c)  $6,4 \times 10^{-5}$ .
- d)  $3,2 \times 10^{-5}$ .
- e)  $8,0 \times 10^{-6}$ .

174) (UNITAU-SP) Em uma determinada temperatura, o produto de solubilidade do fosfato de prata,  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , é  $2,7 \times 10^{-19}$ . A solubilidade em mol/L é, aproximadamente:

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

175) O carbonato de bário,  $\text{BaCO}_3$ , tem  $K_s = 1,6 \times 10^{-9}$ , sob  $25^\circ\text{C}$ . A solubilidade desse sal, em mol/L, será igual a:

- a)  $4 \times 10^{-5}$ .
- b)  $16 \times 10^{-5}$ .
- c)  $8 \times 10^{-10}$ .
- d)  $4 \times 10^{-10}$ .
- e)  $32 \times 10^{-20}$ .

176)(FURRN) Com base na tabela de produto de solubilidade abaixo:

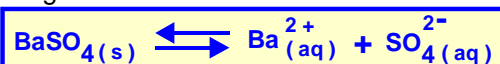
substância	PS
$\text{Ca(OH)}_2$	$4 \times 10^{-6}$
$\text{AgCl}$	$2,6 \times 10^{-10}$
$\text{Mn(OH)}_2$	$3,5 \times 10^{-14}$
$\text{CdS}$	$8 \times 10^{-27}$
$\text{Ag}_2\text{S}$	$3,2 \times 10^{-51}$

aponte a substância mais solúvel.

- a)  $\text{Ca(OH)}_2$ .
- b)  $\text{AgCl}$ .
- c)  $\text{Mn(OH)}_2$ .
- d)  $\text{CdS}$ .
- e)  $\text{Ag}_2\text{S}$ .

177) Um frasco contém água com um precipitado de  $\text{BaSO}_4$ . A respeito desse frasco, uma pessoa afirmou:

- I. Com certeza, a solução é supersaturada.
- II. O equilíbrio abaixo é heterogêneo:



- III. O produto  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$  é constante, a uma dada temperatura.
- IV. Quanto maior o produto  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ , menos solúvel será o sal.

Estão corretas somente as afirmações:

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

178) Para um sal pouco solúvel, do tipo **AB**, com proporção de íons **1 : 1**, a solubilidade (**S**) em mol/L é dada por uma das expressões citadas abaixo. A expressão correta é:

I $(K_s)^2$	II $(K_s + 1)^2$	III $\sqrt{K_s}$	IV $\sqrt{K_s - 1}$	V $\sqrt{K_s + 1}$
----------------	---------------------	---------------------	------------------------	-----------------------

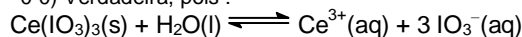
- a) I.
- b) II.
- c) III.
- d) IV.
- e) V.

179)(Covest-2005) 700 mL de uma solução aquosa de  $\text{Ce(NO}_3)_3$   $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$  são adicionados a 300 mL de uma solução aquosa de  $\text{KIO}_3$   $2,0 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ . Com base nos dados acima e considerando que o produto de solubilidade  $K_{ps}$ , do  $\text{Ce(IO}_3)_3$  é igual a  $1,9 \times 10^{-10}$ , podemos afirmar que:

0	0	Para o $\text{Ce(IO}_3)_3$ a expressão do $K_{ps}$ é dada por: $K_{ps} = [\text{Ce}^{3+}][\text{IO}_3^-]^3$ .
1	1	Não haverá reação química, pois todos os íons, inicialmente em solução, permanecerão em solução após ocorrer a mistura das soluções.
2	2	Ocorrendo precipitação de $\text{Ce(IO}_3)_3$ , a equação química simplificada que representa a reação é: $\text{Ce}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{IO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Ce(IO}_3)_3(\text{s})$
3	3	A concentração de íons $\text{IO}_3^-$ , logo após a adição das soluções, é $6,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ .
4	4	A concentração de íons $\text{IO}_3^-$ , logo após a adição das soluções, é $6,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ .

## Justificativa:

0-0) Verdadeira, pois :



1-1) Falsa.

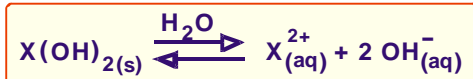
$$4,0 \times 10^{-3} \text{ M} \times 700 = [\text{Ce}^{3+}] 1000 \therefore [\text{Ce}^{3+}] = 2,8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$2,0 \times 10^{-2} \text{ M} \times 300 = [\text{IO}_3^{-}] 1000 \therefore [\text{IO}_3^{-}] = 6,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$Q_{\text{ps}} = [\text{Ce}^{3+}][\text{IO}_3^{-}]^3 = 2,8 \times 10^{-3} (6,0 \times 10^{-3})^3 = 6,0 \times 10^{-10} > K_{\text{ps}} \Rightarrow \text{precipitará } \text{Ce}(\text{IO}_3)_3.$$

2-2) Verdadeira.

3-3) Verdadeira. Ver cálculos do item (1-1).

4-4) Verdadeira. Os íons  $\text{K}^+(\text{aq})$  e  $\text{NO}_3^{-}(\text{aq})$  não participam da reação.180)(PUC-SP) Uma solução saturada de base representada por  $\text{X}(\text{OH})_2$ , cuja reação de equilíbrio étem pH = 10 a 25°C. O produto de solubilidade de ( $K_{\text{PS}}$ ) do  $\text{X}(\text{OH})_2$  é:

- a)  $5 \times 10^{-13}$ .
- b)  $2 \times 10^{-13}$ .
- c)  $6 \times 10^{-1}$ .
- d)  $1 \times 10^{-12}$ .
- e)  $3 \times 10^{-10}$ .

181)(UPE-2004-Q2) Um sistema químico apresenta íons  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{Ca}^{2+}$ , ambos com concentração 0,10 mol/L. Adicionando-se lentamente uma solução de sulfato de sódio ao sistema, pode-se concluir que a concentração do íon  $\text{Ba}^{2+}$  na solução, no instante em que se inicia a precipitação do sulfato de cálcio, é:  
 Dados:  $K_{\text{PS}} = 2,4 \times 10^{-5}$  (sulfato de cálcio);  $K_{\text{PS}} = 1,5 \times 10^{-9}$  (sulfato de bário)

Considere desprezível a variação de volume do sistema.

- a)  $6,25 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ .
- b)  $1,5 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ .
- c)  $2,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ .
- d)  $1,12 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ .
- e)  $1,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$ .

182)(UPE-2006-Q2) Leia atentamente as afirmativas abaixo, referentes aos sais pouco solúveis.

- I. Entre dois sais pouco solúveis, verifica-se que o menos solúvel será sempre aquele que possui o menor  $K_{\text{ps}}$ .
- II. A solubilidade do cloreto de prata na água destilada é maior que a solubilidade do mesmo sal em solução de cloreto de sódio.
- III. O produto de solubilidade de um sal é numericamente igual à sua solubilidade em água pura, em determinadas condições de temperatura e pressão.
- IV. A solubilidade do  $\text{PbCl}_2$  em água pura é dada pela expressão matemática

$$\sqrt[3]{0,5 K_{\text{ps}}}$$

É(são) correta(s) **apenas** a(s) afirmativa(s):

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

I - Quando os expoentes das expressões dos produtos de solubilidade de dois sais não são iguais, o sal menos solúvel não apresenta necessariamente o menor  $K_{\text{PS}}$ .

II - A solubilidade de um sal diminui na presença de um íon comum.

III - O produto de solubilidade de um sal é dado pela expressão  $K_{\text{PS}} = [\text{C}^{x+}]^x [\text{A}^{y-}]^y$ . A solubilidade do sal pode ser calculada a partir do  $K_{\text{PS}}$ .IV - A solubilidade do  $\text{PbCl}_2$  em água pura é dada por  $(0,25 K_{\text{PS}})^{1/3}$ .

183)(Covest-2008) Uma determinada água mineral tem em sua composição os íons bário e cálcio nas seguintes quantidades:  $\text{Ba}^{2+}$ :  $0,28 \text{ mg.L}^{-1}$ ;  $\text{Ca}^{2+}$ :  $16,00 \text{ mg.L}^{-1}$ . Ambos formam sais pouco solúveis, ao se combinarem com íons sulfato, cujos produtos de solubilidade são  $K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1 \times 10^{-10}$  e  $K_{ps}(\text{CaSO}_4) = 5 \times 10^{-5}$ . Sobre esta água mineral, analise as afirmativas abaixo.

(Massas atômicas aproximadas: Ba = 140; Ca = 40)

0	0	A concentração de íons bário é $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .
1	1	A concentração molar de íons cálcio é maior que a concentração molar de íons bário.
2	2	$\text{BaSO}_4(\text{s})$ é menos solúvel que $\text{CaSO}_4(\text{s})$ .
3	3	A formação de um precipitado de $\text{BaSO}_4$ , nesta água mineral, deverá ocorrer somente quando a concentração de íons sulfato for superior a $5 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ .
4	4	É possível separar os dois sais por precipitação seletiva.

0 – 0 Falso: O valor é  $2,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

1 – 1 Verdadeiro:  $[\text{Ca}^{2+}] = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

2 – 2 Verdadeiro: Em ambos os sais, a proporção ânion : cátion é 1:1, portanto, as constantes de solubilidade são diretamente comparáveis. O valor para o  $\text{BaSO}_4$  é menor; portanto, este é menos solúvel.

3 – 3 Verdadeiro: Nesta concentração de sulfato, o produto  $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = K_{ps}(\text{BaSO}_4)$ .

4 – 4 Verdadeiro: A precipitação do  $\text{CaSO}_4$  só ocorrerá a partir do momento em que  $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,125 \text{ mol.L}^{-1}$ .

## HIDRÓLISE SALINA

184)Dadas as soluções aquosas:

- I.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
- II.  $\text{NaCN}$ .
- III.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .

Podemos concluir que:

- a) A ordem crescente de pH será dada por I < II < III.
- b) Em I, há hidrólise do cátion e do ânion.
- c) Em II, há hidrólise do cátion.
- d) Em III, há hidrólise do ânion.
- e) II é a única solução básica.

185)(FEI-SP) Os compostos cianeto de sódio ( $\text{NaCN}$ ), cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ), sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) e cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), quando dissolvidos em água, tornam o meio respectivamente:

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

186)(UFSM-RS) O bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) é um sal freqüentemente usado para combater problemas de acidez, tais como azia e aftas. Essa propriedade deve-se a uma reação estomacal em que há:

- a) diminuição do pH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.
- b) aumento do pH, uma vez que esse sal possui caráter alcalino.
- c) aumento do pH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.
- d) aumento do pOH, uma vez que esse sal possui caráter alcalino.
- e) diminuição do pOH, uma vez que esse sal possui caráter ácido.

187)Em uma determinada solução aquosa de  $\text{NaCl}$  é verificado  $\text{pH} = 7$ . Isso se deve ao fato de:

- a) ocorrer apenas hidrólise do cátion  $\text{Na}^+$ .
- b) ocorrer apenas hidrólise do ânion  $\text{Cl}^-$ .
- c) não ocorrer hidrólise, porque o  $\text{NaOH}$  e  $\text{HCl}$  são eletrólitos fortes.
- d) ocorrer hidrólise do cátion e do ânion.
- e)  $\text{NaOH}$  e  $\text{HCl}$  serem eletrólitos fracos.

188)A única espécie que, ao ser dissolvida em água, resulta uma solução com pH menor que o do solvente puro é:

- a)  $\text{NaCl}$ .
- b)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- c)  $\text{CaCl}_2$ .
- d)  $\text{NH}_3$ .
- e)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .

189) Terá pH = 7 a solução aquosa de:

- a) KCN.
- b)  $\text{Na}_2\text{S}$ .
- c)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
- d)  $\text{KNO}_3$ .
- e) KF.

190) Um químico necessita de uma solução aquosa de um sal que apresente pH < 7. Para isso, poderá usar uma solução de:

- a) cloreto de sódio.
- b) **nitrato de amônio.**
- c) sulfato de potássio.
- d) acetato de sódio.
- e) nitrito de lítio.

191)(Covest-2001) O sal propanoato de cálcio é usado na preservação de pães, bolos e queijos, pois impede o crescimento de bactérias e fungos ("bolor" ou "mofo"). Assinale a alternativa que descreve esse sal e o pH de sua solução aquosa obtida pela dissolução de **100 g** do mesmo em **500 mL** de água destilada:

	Fórmula Molecular	pH da solução aquosa
a)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	básico
b)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	ácido
c)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})\text{Ca}$	básico
d)	<b><math>(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}</math></b>	<b>básico</b>
e)	$(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO})_2\text{Ca}$	neutro

192)(VUNESP-SP) Quando se dissolve  $\text{NH}_4\text{Cl}$  sólido em água, o pH da solução resultante é:

- a) ácido, porque o sal é derivado de base fraca com ácido forte.
- b) básico, porque o sal é derivado de ácido fraco com base forte.
- c) básico, porque tanto o ácido como a base que formam o sal são fracos.
- d) neutro, porque o sal é resultante de uma reação de neutralização.
- e) neutro, porque o sal não sofre hidrólise em água.

193)(Covest-2003) O pH é uma propriedade físico-química de soluções muito importante para a manutenção dos ecossistemas (lagos, rios) bem como da vida (pH sanguíneo). Qual a alternativa que apresenta substâncias que, quando dissolvidas em água, fornecerão soluções com pH ácido e básico, respectivamente?

- a)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  e  $\text{CH}_3\text{COOH}$
- b)  $\text{NaNO}_3$  e  $\text{HCl}$
- c)  **$\text{H}_2\text{SO}_4$  e  $\text{CH}_3\text{NH}_2$**
- d)  $\text{KOH}$  e  $\text{HNO}_3$
- e)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  e  $\text{NaClO}_4$

Quando  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é dissolvido em água, produz íons  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ , aumentando assim a concentração desse íon em água. Isso gera um pH < 7, ou seja: pH ácido.

Quando  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  é dissolvida em água, produz íons  $\text{OH}^-(\text{aq})$ , de acordo com a reação:

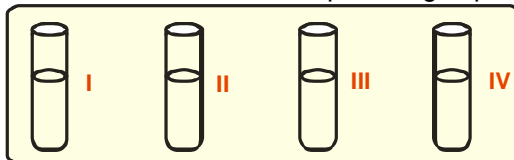


Ocorre, portanto, um aumento na concentração de íons  $\text{OH}^-$  na água e isso gera um pH > 7, ou seja: pH básico.

194)(Unisinos\_RS) Utilizando como solvente água destilada e preparando soluções dos seguintes compostos: óxido de sódio,  $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{aq})}$ , cloreto de alumínio,  $\text{AlCl}_{3(\text{aq})}$ , cloreto de potássio,  $\text{KCl}_{(\text{aq})}$ , sulfato de amônio,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$ , e carbonato de potássio,  $\text{K}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$ , o pH das soluções será, respectivamente:

- a) **> 7; < 7; = 7; < 7; > 7.**
- b) > 7; = 7; > 7; = 7; > 7.
- c) < 7; > 7; < 7; > 7; = 7.
- d) < 7; < 7; > 7; = 7; > 7.
- e) > 7; > 7; < 7; > 7; = 7.

195)(FESP-90) Considere quatro tubos de ensaio, contendo apenas água pura.



Admita que no tubo "I" adicionou-se  $P_2O_5$ , no tubo "II" adicionou-se  $Na_2O$ , no tubo "III" adicionou-se  $NaCl$  e finalmente no tubo "IV" adicionou-se  $NaHCO_3$ . Pode-se concluir como verdadeira a seguinte afirmativa:

- a) Os tubos I e IV apresentam propriedades ácidas.
- b) Os tubos I, II e IV apresentam propriedades básicas.
- c) Os tubos II e IV apresentam propriedades básicas.
- d) Os tubos I e III apresentam propriedades alcalinas.
- e) Os tubos I, II, III e IV apresentam propriedades básicas.

196)(UPE-2005-Q1) Para uma solução aquosa de nitrato de amônio, é correto afirmar que

- a) há igual quantidade em mols de íons  $H_3O^{1+}$  e  $OH^{1-}$  na solução.
- b) é maior a quantidade de íons  $OH^{1-}$  do que de íons  $H_3O^{1+}$  na solução.
- c) não há íons  $H_3O^{1+}$  presentes na solução, só, íons  $OH^{1-}$ .
- d) há maior quantidade de íons  $H_3O^{1+}$  do que íons de  $OH^{1-}$  na solução.
- e) a quantidade de íons  $OH^{1-}$  é duas vezes maior que a quantidade dos íons  $H_3O^{1+}$  presentes na solução.

Comentários: O  $NH_4NO_3$  sofre hidrólise ácida.

197)(Covest-2006) Sabe-se que o íon hipoclorito pode se combinar com a água, originando uma reação ácido-base, cuja constante de equilíbrio é  $3,0 \times 10^{-7}$ . Considere as afirmações abaixo.

- 1) Soluções de  $NaClO$  são alcalinas.
- 2) O íon hipoclorito é um ácido fraco.
- 3) O  $HClO$  é o ácido conjugado ao  $ClO^-$ .
- 4) A concentração de  $ClO^-$  em uma solução de  $NaClO$   $0,30 \text{ mol L}^{-1}$  será menor que  $0,30 \text{ mol L}^{-1}$ .

Estão corretas apenas:

- a) 1, 2 e 3
- b) 2 e 3
- c) 2 e 4
- d) 1, 3 e 4
- e) 1 e 3

198)(UPE-2006-Q2) Analise os dados da tabela abaixo.

Substâncias	Fórmulas	Constante
Ácido hipocloroso	$HClO$	$K_a = 3,1 \times 10^{-8}$
Ácido fórmico	$HCHO_2$	$K_a = 1,8 \times 10^{-4}$
Ácido cianídrico	$HCN$	$K_a = 5 \times 10^{-10}$
Ácido barbitúrico	$HC_4H_3N_2O_3$	$K_a = 1 \times 10^{-5}$
Ácido acético	$CH_3COOH$	$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$
Amônia	$NH_3$	$K_b = 1,8 \times 10^{-5}$

As afirmativas abaixo se referem aos dados da tabela acima. Analise-as.

- I. A constante de hidrólise do sal  $NaClO$  é numericamente maior que a do  $CHO_2Na$ .
- II. Em meio aquoso, o íon  $C_4H_3N_2O_3^{1-}$  protoniza-se mais facilmente que o íon  $CN^{1-}$ .
- III. Como o  $pK_a$  do ácido fórmico é menor que o  $pK_a$  do ácido acético, o formiato tem menor avidez pelo próton que o acetato.
- IV. A hidrólise do cianeto de amônio origina um meio com propriedades alcalinas.

São verdadeiras apenas as afirmativas

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

I. (V) A constante de hidrólise é dada por  $K_h = K_w/K_a$ , isto é, inversamente proporcional ao  $K_a$ .

Como  $K_a(\text{HClO}) < K_a(\text{HCHO}_2)$  então  $K_h(\text{NaClO}) > K_h(\text{NaCHO}_2)$

II. (F) De acordo com a definição de ácido - base de Brønsted-Lowry, todo ácido origina uma base conjugada, de modo que, quanto mais forte o ácido, mais fraca a base conjugada, como o  $K_a(\text{HC}_4\text{H}_3\text{N}_2\text{O}_2) > K_a(\text{HCN})$  então o 1º ácido é mais forte que o 2º então CN é a base conjugada mais forte.

III. (V)  $K_a(\text{HCHO}_2) > K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$  então o acetato é a base + forte (vide item II)

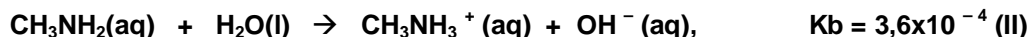
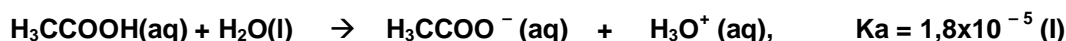
IV. (V)  $\text{NH}_4\text{CN}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{L}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) + \text{HCN}(\text{aq})$

Base Fraca      Ácido Fraco      nesse caso,  $K_b > K_a$  (vide tabela) meio alcalino.

199) (UPE-2006-Q1) Considere os ácidos HX, HY e HZ e os valores  $10^{-6}$ ,  $10^{-8}$  e  $10^{-10}$ , que são, respectivamente, os valores numéricos das constantes de ionização desses ácidos. Admita que NaX, NaY e NaZ sejam sais derivados desses ácidos. Dissolvendo-se quantidades equimolares desses sais em três béqueres distintos, contendo a mesma quantidade de água destilada, o resultado está numa das alternativas abaixo. Assinale-a.

- a) O pH da solução contida no béquer, onde se dissolveu NaX, é próximo de 5.
- b) As hidrólises desses sais produzem meios com pH menor que 6.
- c) O maior pH é o da solução resultante da hidrólise do sal NaZ.
- d) A solução resultante da hidrólise do sal NaX é duas vezes mais ácida que a solução resultante da hidrólise do sal NaZ.
- e) As soluções contidas nos três béqueres são igualmente neutras, pois os sais em questão não se hidrolisam.

200) (Covest-2007) Considere as duas reações a seguir e assinale a alternativa correta.



- a) A reação (I) não está de acordo com a definição de Arrhenius para ácidos.
- b) O íon metilamônio é a base conjugada da metilamina e possui constante de basicidade maior que o íon acetato.
- c) O íon acetato é a base conjugada do ácido acético e possui constante de basicidade  $< 1,0 \times 10^{-9}$ .
- d) A metilamina é uma base mais fraca que o íon acetato.
- e) O íon metilamônio é uma base de Brønsted.

201) (UPE-2008-Q1) Dissolve-se 0,1 mol de um sal, MA, derivado de um ácido monoprótico em um béquer, contendo água destilada e, em seguida, transfere-se a solução para um balão volumétrico de 1,0L, aferindo-o de forma conveniente. Em relação à solução contida no balão volumétrico, é CORRETO afirmar que:

- a) por se tratar de um sal de um ácido monoprótico, o pH da solução deverá ser menor do que 7.
- b) ela terá um pH = 7, se o sal MA for originado de uma reação entre um ácido fraco com uma base fraca.
- c) ela será ácida, se o íon hidrolisado for o cátion do sal MA e não, o ânion, como ocorre nas hidrólises alcalinas.
- d) a solução poderá ser ácida ou básica, dependendo, apenas, da concentração em mols/L do sal.
- e) não há hidrólise do sal, apenas ocorrerá a dissolução, pois comumente os sais que se hidrolisam são derivados de ácidos polipróticos.

Os casos fundamentais são:

- ❖ Hidrólise de um sal de ácido forte e base fraca  $\rightarrow \text{pH} < 7$ .
- ❖ Hidrólise de um sal de ácido fraco e base forte  $\rightarrow \text{pH} > 7$ .
- ❖ Hidrólise de um sal de ácido e base ambos fracos  $\rightarrow$  depende do  $K_a$  ou do  $K_b$ , o que for maior determinará o caráter da solução.
- ❖ Hidrólise de um sal de ácido e base ambos fortes  $\rightarrow \text{pH} = 7$ .

## SOLUÇÃO TAMPÃO

202)(UPE-2008-Q2) Dispõe-se de 1,0L de uma solução tampão constituída por 0,80 mol de ácido acético e 0,80 mol de acetato de potássio. Adicionou-se “x” mol de HCl(g) ao tampão e verificou-se que após a reação, o pH da solução tornou-se igual a 4,52. Admitindo-se que a mesma quantidade em mols de ácido clorídrico gasoso, que foi adicionada ao tampão, seja adicionada a 800,0 mL de uma solução aquosa de acetato de sódio 0,50 mol/L.

ma(C) = 12u, ma(Na) = 23u, ma(O) = 16u, ma(Cl) = 35,5u  
ma(H) = 1u,  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ ,  $\log 1,8 = 0,26$ ,  $10^{-0,22} = 0,6$

Após o término da reação, é CORRETO afirmar que o(a):

- número de mol do acetato de sódio presente na solução é igual a 0,30.
- massa de acetato de sódio consumida na reação com o ácido clorídrico foi igual a 16,40g.**
- pH da solução resultante da reação do acetato de sódio com ácido clorídrico é igual a 3,74.
- massa de ácido clorídrico que foi utilizada na reação com o acetato de sódio foi igual a 0,73g.
- solução de acetato de sódio não reage espontaneamente com a solução de ácido clorídrico, pois não há formação de gás.

**Cálculo do número de mols do HCl/adicionado**

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{n_{\text{sal}}}{n_{\text{ácido}}} \right)$$

$$4,52 = 4,74 + \log \left( \frac{x - 0,8}{x + 0,8} \right)$$

$$\text{pK}_a = -\log (1,8 \times 10^{-5})$$

$$\text{pK}_a = 4,74$$

$$-0,22 = \log \left( \frac{x - 0,8}{x + 0,8} \right) \rightarrow 10^{-0,22} = \left( \frac{x - 0,8}{x + 0,8} \right) \rightarrow x = 0,2 \text{ mol de HCl}$$

**Adiciona-se 0,2 mol de HCl a 800 mL (0,8 L) de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0,5 mol/L ( $n = 0,2 \times 0,8 = 0,4 \text{ mol}$ )**



1 mol

1 mol

0,2mol

**0,2 mol de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ou  $m = 0,2 \times 82 = 16,40\text{g}$**

203)(UPE-2005-Q2) Preparou-se 1,0L de um tampão, misturando-se 0,10mol de um sal BA com 0,001mol de um ácido fraco HA. O pH do tampão é igual a 5,85. Qual o  $K_a$  do ácido utilizado na preparação do tampão?

Dado:  $10^{0,15} = 1,41$ .

- $1,51 \times 10^{-4}$ .
- $1,41 \times 10^{-4}$ .**
- $1,85 \times 10^{-4}$ .
- $1,85 \times 10^{-5}$ .
- $1,51 \times 10^{-5}$ .

Comentários:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left\{ \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \right\}$$

$V = 1 \text{ L}$ ;  $\text{pH} = 5,85$ ;  $[\text{sal}] = 0,1 \text{ mol/L}$ ;  $[\text{ácido}] = 0,001 \text{ mol/L}$ .

$$5,85 = \text{pK}_a + \log (0,1 : 0,001) \rightarrow 5,85 = \text{pK}_a + \log 100, \text{ isto é, } 5,85 = \text{pK}_a + 2 \times \log 10$$

$$\text{pK}_a = 5,85 - 2 \times 1 \rightarrow \text{pK}_a = 3,85.$$

$$\text{pK}_a = -\log K_a, \text{ isto é, } 3,85 = -\log K_a, \text{ ou seja, } K_a = 10^{-3,85}$$

$$K_a = 10^{0,15} \times 10^{-4}, \text{ como } 10^{0,15} = 1,41 \text{ teremos que } \mathbf{K_a = 1,41 \times 10^{-4}}.$$