

## QUÍMICA 3 – Volume 2

### RESOLUÇÕES TAREFA DE CASA

#### AULA 11

##### 01. D

A redução da pressão desloca o equilíbrio para o lado do volume maior, quantidade total de mols.

##### 02. E

Um aumento da concentração dos produtos (gasoso), o equilíbrio se desloca no sentido dos reagentes.

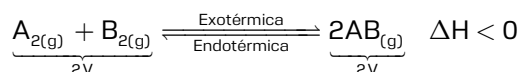
##### 03. D

Aumento da concentração de CO<sub>2</sub> desloca-se no sentido de formação do ácido carbônico, diminuindo o pH.

##### 04. B

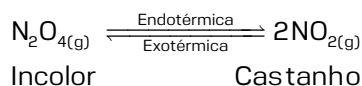
Dobrando o valor das concentrações no equilíbrio, o valor de K<sub>c</sub> não vai alterar.

##### 05. C



- A) O equilíbrio se desloca para a esquerda.  
 B) O equilíbrio não se desloca.  
 C) O equilíbrio se desloca para a direita.  
 D) O equilíbrio não se desloca para a direita.  
 E) O catalisador não se desloca o equilíbrio.

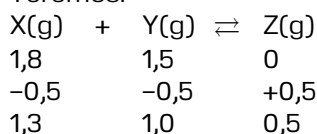
##### 06. D



Observamos que quanto maior a temperatura, maior o valor de K<sub>c</sub>, o que caracteriza uma reação endotérmica.

##### 07. D

Teremos:



A mesma quantidade de matéria de X e Y (0,5 M) é gasta para se obter o produto Z.

##### 08. E

Em um recipiente aberto, o eteno, sendo gasoso, desloca o equilíbrio para a direita.

##### 09. A

As duas substâncias deslocam o equilíbrio para a esquerda.

##### 10. D

A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio no sentido exotérmico. Deslocamento no sentido de formação de HBr.

#### AULA 12

##### 01. D

I. V; II. V; III. F; IV. V

##### 02. E

Aumentando o peróxido de hidrogênio

##### 03. C

Análise das afirmações:

**Falsa.** O único fator capaz de alterar uma constante de equilíbrio é a temperatura.

**Falsa.** Como foi explicado acima, o único fator capaz de alterar K<sub>c</sub> é a temperatura.

**Verdadeira.** De acordo com o Princípio de Le Châtelier, uma adição de acetato de etila (produto) causa deslocamento no sentido de um maior consumo desse produto, favorecendo assim a produção de reagente, ou seja, deslocando o sistema para a esquerda.

**Falsa.** A adição de ácido acético (reagente) provocará um deslocamento no sentido da formação e produtos.

**Falsa.** O único fator que afeta K<sub>c</sub> é a mudança de temperatura. A adição de ácido acético desloca o equilíbrio, mas mantendo o valor da constante.

##### 04. E

Sabemos que num sistema reversível a variação de temperatura provoca deslocamentos, isto é, favorece a produção de produtos ou reagentes. De maneira geral, observa-se que um aumento na temperatura do sistema provocará favorecimento da reação endotérmica (aquela que absorve calor). No caso em questão, a reação endotérmica é a inversa, o que pode ser verificado pelo sinal negativo da variação e entalpia. Assim, o aumento de temperatura provocará um deslocamento no sentido da formação de reagentes, isto é, haverá consumo do poliéster. Por isso o gráfico correto encontra-se na alternativa E.

##### 05. E

O Princípio de Le Châtelier estabelece que: *se uma força externa é aplicada a um sistema de equilíbrio, o sistema se ajusta de tal modo que a força seja parcialmente anulada, de modo que o mesmo volte à posição de equilíbrio.* A palavra “força” significa uma mudança na concentração de uma das espécies, pressão, volume ou temperatura do sistema em equilíbrio. Um aumento da concentração de uma das espécies faz com que a reação tenda a se deslocar no sentido do maior consumo daquela espécie. Um aumento na temperatura favorece a reação endotérmica (ΔH < 0). Na reação descrita na questão, um aumento na temperatura favorece a formação do [CoCl<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> (reação endotérmica), e uma diminuição favorece a formação do [Co(H<sub>2</sub>O)]<sup>2+</sup> (reação exotérmica). A adição do cloreto de sódio aquoso à solução acarreta o aumento da concentração dos íons Cl<sup>-</sup> no meio. Conseqüentemente, a reação deslocar-se-á no

sentido de consumir os íons  $\text{Cl}^-$  adicionados, ou seja, formação do  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$  (cor azul). Portanto, somente a alternativa E está correta.

**06. D**  
Velocidade da direita = velocidade da esquerda ( $v_1 = v_2$ )

**07. A)** F; B) F; C) F; D) F; E) V

**08. B**  
I. V; II. F; III. V; IV. F

**09. B**  
Favorece a remoção de hidróxido de sódio e bicarbonato de sódio.

**10. E**  
A paciente precisa de um ambiente arejado e ar puro.

### AULA 13

**01. A**  
 $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$

INÍCIO	0,10 MOL/L	0,0
Reage e forma	0,06 mol/L	0,12 mol/L
Equilíbrio	0,04 mol/L	0,12 mol/L

$$\alpha = \frac{0,06 \text{ mol}}{0,10 \text{ mol}} = 0,6 = 60\%$$

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,12)^2}{(0,04)} = \frac{1,44 \cdot 10^{-2}}{4 \cdot 10^{-2}} = 0,36$$

O equilíbrio foi atingido no tempo 70 s (aproximadamente).

**02. E**  
 $K_C = 8 \times 8/22 = 16$

**03. A**  
Se,  $K = \frac{[\text{Produtos}]}{[\text{Reagentes}]}$  logo,  $K_C = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$

Assim teremos  
 $2\text{NO}_2 \rightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$

**04. D**  
Dada a reação  
 $\text{SO}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{3(g)}$

temos que

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2][\text{O}_2]^{1/2}}$$

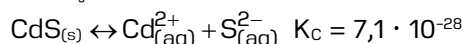
**05. C**  
II. Pressão  
IV. Catalisador – não influi no equilíbrio  
III. Temperatura  
I. Concentração de  $\text{H}_2$

**06. B**  
A 75 °C há formação de metano e água, o equilíbrio se desloca para a esquerda.

**07. E**  
I. F; II. F; III. V; IV. V.

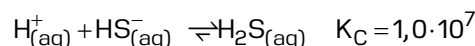
**08. A**  
O pH não altera a constante de equilíbrio.

**09. B**  
A reação mais completa, no sentido da direita para a esquerda, é aquela em que a reação inversa é mais favorecida que a direta, ou seja, é aquela que possui o menor valor para  $K_C$ , ou seja, a reação:



é a mais favorecida no sentido inverso.

**10. C**  
A reação mais completa, no sentido da esquerda para a direita, é aquela que a reação direta é mais favorecida que a inversa, ou seja, é aquela que possui o maior valor para  $K_C$ , ou seja, a reação:



é a mais favorecida no sentido direto.

### AULA 14

**01. B**  
 $\text{H}_2\text{O} + \text{D}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HDO} \quad K_C = \frac{[\text{HDO}]^2}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{D}_2\text{O}]}$

Para o estado I, temos, de acordo com o gráfico fornecido, as seguintes quantidades de mols:

$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,9 \text{ mol}$   $n(\text{D}_2\text{O}) = 0,1 \text{ mol}$   $n(\text{HDO}) = 0,6 \text{ mol}$

Para um sistema de volume V (em litros), temos:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,9}{V} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad [\text{HDO}] = \frac{0,6}{V} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{D}_2\text{O}] = \frac{0,1}{V} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Assim, a constante de equilíbrio para o estado I será:

$$K_C = \frac{[\text{HDO}]^2}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{D}_2\text{O}]} = \frac{\left(\frac{0,6}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,9}{V}\right) \cdot \left(\frac{0,1}{V}\right)} = \frac{0,36}{0,09} = 4$$

Como o único fator que altera a constante do equilíbrio ( $K_C$ ) é a temperatura e esta permaneceu constante, podemos concluir que o valor do  $K_C$ , após o restabelecimento do equilíbrio no estado II, será igual ao do estado I, isto é, 4.

**02. B**  
A) F  
Gráfico 1:  $1 \text{H}_{2(g)} + 1 \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(g)}$   
Gráfico 2:  $2 \text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons 1 \text{H}_{2(g)} + 1 \text{I}_{2(g)}$

B) V

$$K_{c1} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{(1,6)^2}{(0,2) \cdot (0,2)} = \frac{2,56}{0,04} = 64$$

C) A reação atingiu o equilíbrio, pois as concentrações dos reagentes e produtos permaneceram constantes.

D) F

$$K_{c1} = 64; K_{c2} = \frac{1}{64}$$

**03. A**

$$1. K_1 = \frac{[X]}{[A] \cdot [B]} = 10 \text{ (mais rápida)}$$

$$2. K_2 = \frac{[Y]}{[A] \cdot [B]} = 1,0 \cdot 10^3 \text{ (mais lenta)}$$

O produto x é produzido mais rapidamente, mas ao final da reação a concentração do produto y é maior que a do produto x.

**04. D**

$$pN_2O_4 = 3,0 \text{ atm}$$

$$pNO_2 = 0,6 \text{ atm}$$

$$K_c = 3,0 / (0,6)^2 = 8,3$$

**05. C**

Com o aumento da temperatura, a constante de equilíbrio diminui, deslocando o equilíbrio para a esquerda, diminuindo a produção de amônia.

**06. E**

$$K_c = 2^2 / 0,5 = 8$$

**07. A**

$$1,67 \times 10^{-3} = [NH_3]^2 / 2,0 \times (3,0)^3$$

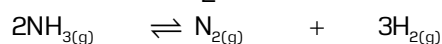
$$[NH_3] = 0,3 \text{ mol/L}$$

**08. A**

Teremos:

$$[NH_{3(g)}]_{\text{início}} = \frac{10}{2} \text{ mol/L} = 5,0 \text{ mol/L}$$

$$[NH_{3(g)}]_{\text{equilíbrio}} = \frac{5}{2} \text{ mol/L} = 2,5 \text{ mol/L}$$



$$5,0 \text{ mol/L} \quad 0 \quad 0$$

$$\text{(início)}$$

$$-2,5 \text{ mol/L} \quad +1,25 \text{ mol/L} \quad +3,75 \text{ mol/L}$$

(durante)

$$2,5 \text{ mol/L} \quad +1,25 \text{ mol/L} \quad +3,75$$

(equilíbrio)

$$\text{Conclusão: } [N_2]_{\text{equilíbrio}} = 1,25 \text{ mol/L}$$

**09. B**

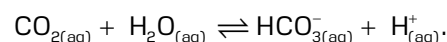
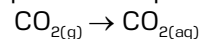
O equilíbrio é atingido quando a velocidade de reação direta = inversa.

**10. E**

Quanto maior for o  $K_c$  (diretamente proporcional à concentração de produtos) maior será a concentração dos produtos.

**AULA 15****01. C**

A reação do dióxido de carbono com a água faz o pH da água baixar, devido à formação de íons  $H^+$  e pode ser representada por:

**02. D**

A ordem crescente das amostras, quanto à concentração de  $H^+$ .

$$12,0 \text{ (IV)} > 8,0 \text{ (V)} > 6,1 \text{ (I)} > 5,0 \text{ (II)} > 3,0 \text{ (III)}$$

**03. E**

A expressão da constante de equilíbrio pode ser escrita da seguinte forma:

$$K = \frac{[Cr^{+3}]^2 \times [CH_3CHO]^3}{[C_2H_5OH]^3 \times [H^+]^8 \times [Cr_2O_7^{2-}]}$$

Se o pH = 3,0 então  $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$

Substituindo-se os valores fornecidos pelo texto, teremos:

$$K = \frac{[1]^2 \times [1]^3 \times [1]^7}{[1]^3 \times [10^{-3}]^8 \times [1]} = 10^{24}$$

**04. E**

A 25 °C, temos:

I. Ácido;  $[H^+] > [OH^-]$ ; pH < 7;II. Ácido;  $[H^+] > [OH^-]$ ; pH < 7;III. De neutro a básico;  $[H^+] = [OH^-]$ ; ou  $[H^+] < [OH^-]$ ;IV. Básico;  $[H^+] < [OH^-]$ ; pH > 7V. Básico;  $[H^+] < [OH^-]$ ; pH > 7

- Quanto menor o pH mais ácido.

- Quanto maior o pH menos ácido (mais básico).

- Somente o item E está de acordo com as afirmações acima.

**05. A**

A) V; quanto maior o pH menos ácido é o sistema.

B) F; o líquido mais próximo da neutralidade é o leite.

$$C) F; \frac{[H^+]_{\text{laranja}}}{[H^+]_{\text{saliva}}} = \frac{10^{-4} \text{ M}}{10^{-6} \text{ M}} = 10^2 = 100 \text{ vezes.}$$

$$D) F; \frac{[H^+]_{\text{vinagre}}}{[H^+]_{\text{tomate}}} = \frac{10^{-3} \text{ M}}{10^{-5} \text{ M}} = 10^2 = 100 \text{ vezes.}$$

E) F; leite, sangue e clara de ovo são básicos.

**06. E**

Pela análise das cores obtidas utilizando o suco de repolho roxo como indicador, temos:

I. Amoníaco apresentou cor verde, solução de pH &gt; 7 e caráter básico.

II. Leite de magnésia apresentou cor azul, solução de pH &gt; 7 e caráter básico.

III. Vinagre apresentou cor vermelha, solução de pH &lt; 7 e caráter ácido.

IV. Leite de vaca apresentou cor rosa, solução de pH &lt; 7 e caráter ácido.

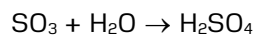
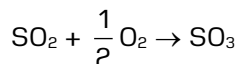
**07. D**

Utilizando o suco de repolho roxo como indicador em sucos de abacaxi e limão, que são soluções ácidas (contêm ácido cítrico), pode-se esperar como resultado as cores vermelho ou rosa.

**08. C**

I. **Incorreta.** A gasolina é uma mistura de hidrocarbonetos.

II. **Correta.**  $S + O_2 \rightarrow SO_2$



III. **Correta.**  $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$   
Ácido carbônico  $pH < 7$

IV. **Incorreta.** Carbonato de cálcio =  $CaCO_3$ .

V. **Incorreta.** O principal material sólido presente no ar visível é o carbono (carvão), em dispersão coloidal.

**09. C**

**Efluente da indústria I:**  $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L} \therefore$

$$pH = 3 < pH = 5$$

Esse efluente (I) não pode ser lançado nos rios.

**Efluente da indústria II:**  $[OH^-] = 10^{-5} \text{ mol/L} \therefore$

$$pOH = 5 \therefore pH = 14 - 5 = 9$$

$$pH = 9 > pH = 8$$

Esse efluente (II) não pode ser lançado nos rios.

**Efluente da indústria III:**  $[OH^-] = 10^{-8} \text{ mol/L}$

$$pOH = 8$$

$$pH = 14 - 8 = 6$$

Esse efluente (III) pode ser lançado nos rios, porque a restrição é para  $pH < 5$  e  $pH > 8$ .

**10. C**

PESSOA	PRODUTOS CONSUMIDOS DIARIAMENTE	pH	$[H^+]$	CARÁTER DO MEIO
X	Suco de laranja	3	$10^{-3}$	Ácido
Y	Água com gás	4	$10^{-4}$	Ácido
Z	"Leite de magnésia"	10	$10^{-10}$	Básico

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, em meio ácido ocorre consumo de  $OH^-$ , e o equilíbrio apresentado



irá se deslocar para a direita.

Dessa forma, ocorre dissolução de hidroxiapatita do esmalte dos dentes para as pessoas X e Y, apenas.

**AULA 16****01. B**

Observando os frascos, podemos concluir que:

1 – representa o ácido acético

2 – representa o ácido tricloroacético

**02. E**

Diminuindo o pH, o equilíbrio se desloca para a direita, conseqüentemente diminui a concentração de oxigênio na água.

**03. C**

A adição de carbonato de sódio provoca maior formação de íons  $CO_3^{2-}$ , contemplando o processo de formação da casca dos ovos das aves.

**04. A**

Quanto maior  $K_a$  maior acidez.

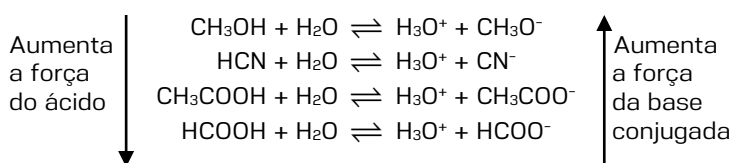
**05. E**

- Ácido cítrico:  $K_a = 8 \cdot 10^{-4}$  (maior); mais forte.
- Ácido ascórbico:  $K_a = 8 \cdot 10^{-5}$  (menor); mais fraco.
- Ácido clorídrico (HCl) é mais forte que os dois ácidos citados, pois o HCl é um ácido forte.
- O equilíbrio, quando envolve ácido fraco, se encontra deslocado para a esquerda.

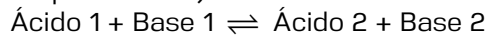
São verdadeiros os itens I e III.

**06. A**

De acordo com as constantes de equilíbrio apresentadas:



Os processos I, II e III do enunciado são do tipo:



Esse tipo de processo favorece a formação dos produtos se:

- Ácido 1 mais forte que ácido 2 e
- Base 1 mais forte que base 2.

Assim, pelas informações anteriores, apenas o processo (I) favorece a formação dos produtos.

**07. A**

Para que o equilíbrio esteja deslocado para a esquerda (sentido 2), e, portanto, predomine o número de moléculas não ionizadas e assim a condutividade elétrica seja menor, o eletrólito deverá ser fraco, o que ocorre no item I, ácido acético, ácido fraco. O item A é correto.

**08. B**

I. V; II. F; III. V; IV. F

**09. B**

Com a diminuição do pH, aumenta a acidificação do meio, a contaminação com íons  $Pb^{2+}$  aumenta.

**10. C**

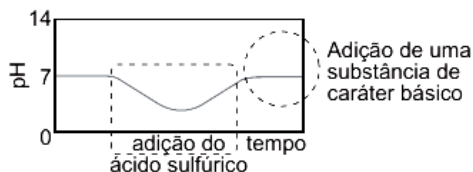
Na presença de  $H^+$ , o equilíbrio da reação, desloca-se para a esquerda, diminuindo o esmalte dos dentes.

**AULA 17****01. A**

O botânico observou que ao adicionar calcário moído ( $CaCO_3$ ) ao solo em que estava a planta com flores azuis, ela passou a gerar flores rosadas. Como o carbonato de cálcio é um sal básico, concluímos que em um solo mais ácido do que aquele de pH 5, 6, as flores da planta seriam azuis.

**02. C**

Com a adição do ácido sulfúrico ocorre aumento da concentração de íons  $H^+$ , conseqüentemente o pH diminui. Com a adição de uma substância básica, a concentração de íons  $H^+$  volta a diminuir atingindo seu patamar inicial, conforme o gráfico do item C:

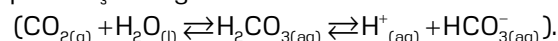
**03. B**

Sob a perspectiva do químico, teremos:

**Garrafa fechada:** apresenta uma única fase (mistura homogênea).

**Garrafa aberta:** apresenta duas fases, pois tem-se a formação de bolhas, devido à diferença de pressão externa e interna.

O caráter da bebida é ácido ( $pH < 7$ ), devido à presença de gás carbônico dissolvido na bebida



Como o teor de etanol é em torno de 4,5 % (v/v):

$$4,5 \text{ mL} \text{ ————— } 100 \text{ mL (produto)}$$

$$V_{\text{etanol}} \text{ ————— } 1000 \text{ mL (produto)}$$

$$V_{\text{etanol}} = 45 \text{ mL}$$

**04. D**

A dissolução do ácido sulfúrico em água é um processo exotérmico, que provoca um aumento na sua temperatura. Além disso, esse ácido provoca diminuição do seu pH. Esses fatos, que aumentam a mortandade dos peixes acima do normal, são mais significativos no local do derramamento, pois, como o rio carrega essa água poluída, ocorre uma diluição que diminui os efeitos do ácido derramado. Se não ocorrerem novos derramamentos, o dano à qualidade da água não será permanente.

**05. C**

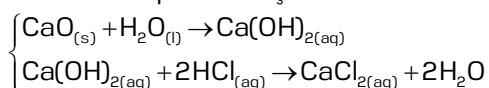
O valor do pH determinado pelo primeiro grupo de alunos está por volta de 5. É uma solução ácida, pois o pH é menor que 7. Quanto maior a concentração de íons  $H^+$ , maior a acidez e, portanto, menor o Ph. Diluindo a solução, diminui a acidez e, portanto, aumenta o pH, isto é, fica maior que 5.

O pH continua menor que 7, pois a solução é ácida. Portanto, o próximo grupo de alunos deverá encontrar para o pH valores entre 5 e 7.

**06. D**

Com o derramamento do ácido clorídrico as águas dos córregos no local do acidente se tornaram ácidas, com  $pH < 7$ , ou seja, o pH das águas diminuiu. (Os itens A, B e C são falsos.)

A adição de cal ( $CaO$ ) serve para neutralizar o ácido clorídrico pelas reações abaixo:



O item D é verdadeiro.

O  $NaCl$  é um sal neutro, que não iria neutralizar o  $HCl$ . (O item E é falso.)

**07. E**

Amostra	pH	$[H^+]$
6ª	4	$10^{-4} \text{ mol/L}$
8ª	5	$10^{-5} \text{ mol/L}$
14ª	6	$10^{-6} \text{ mol/L}$
18ª	7	$10^{-7} \text{ mol/L}$

$$I. \frac{[H^+](6^{\text{a}} \text{ amostra})}{[H^+](14^{\text{a}} \text{ amostra})} = \frac{10^{-4}}{10^{-6}} = 100$$

Da 6ª para a 14ª amostra a acidez, ou seja, a  $[H^+]$ , ficou 100 vezes menor, portanto I está incorreta.

II. A 18ª amostra apresenta a menor  $[H^+]$ , ou seja, é a menos ácida, portanto II está correta.

$$III. \frac{[H^+](8^{\text{a}} \text{ amostra})}{[H^+](14^{\text{a}} \text{ amostra})} = \frac{10^{-5}}{10^{-6}} = 10$$

A 8ª amostra é 10 vezes mais ácida que a 18ª amostra, portanto, III está correta.

IV. Somente a 6ª e a 8ª amostras têm  $pH < 5,5$ , portanto são as únicas que podem ser chamadas chuvas ácidas, portanto IV está correta.

Corretas: II, III e IV.

**08. D**

Teremos:

$$pH = 7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

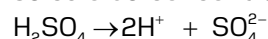
$$pH = 5 \Rightarrow [H^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$\frac{[H^+]'}{[H^+]} = \frac{10^{-5} \text{ mol/L}}{10^{-7} \text{ mol/L}} = 100 \Rightarrow [H^+]' = 100x[H^+]$$

**09. B**

A concentração molar do ácido sulfúrico é de  $0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ( $5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).

Cálculo da concentração de cátions  $H^+$ :



$$5 \times 10^{-3} \text{ ————— } 2 \times 5 \times 10^{-3}$$

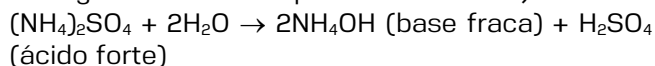
$$[H^+] = 2 \times 5 \times 10^{-3} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

$$pH = 2,0$$

**10. C**

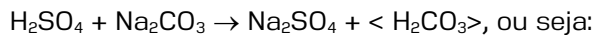
Uma substância química que diminui o pH do meio deve gerar cátions  $H^+$  após a sua hidrólise, então:

**AULA 18****01. D**

( $NaCN$ ) – básico; ( $ZnCl_2$ ) – ácido; ( $Na_2SO_4$ ) – neutro; ( $NH_4Cl$ ) – ácido.

**02. D**

Teremos:



$\text{Na}_2\text{SO}_4$  é um sal originando em um ácido forte e uma base forte, em função disto o meio ficará neutro.

**03. B**

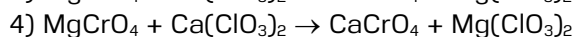
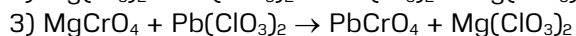
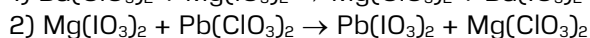
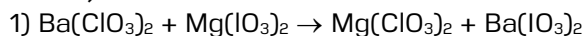
$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$  (meio ácido; diminuição do pH).

$\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$  (meio ácido; diminuição do pH).

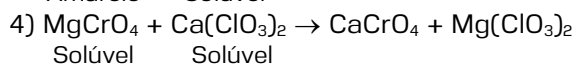
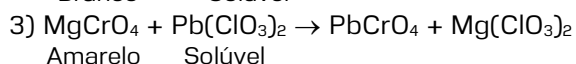
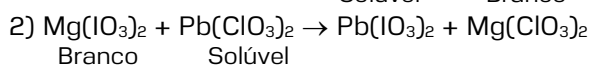
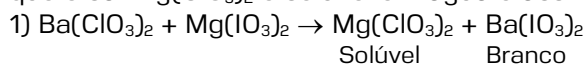
**04. D**

EXPERIMENTO	SOLUTOS CONTIDOS INICIALMENTE NAS SOLUÇÕES QUE FORAM MISTURADAS		OBSERVAÇÕES
1	$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$	$\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$	formação de precipitado branco
2	$\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$	$\text{Pb}(\text{ClO}_3)_2$	formação de precipitado branco
3	$\text{MgCrO}_4$	$\text{Pb}(\text{ClO}_3)_2$	formação de precipitado amarelo
4	$\text{MgCrO}_4$	$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$	nenhuma transformação observada

Equacionando os experimentos fornecidos na tabela, teremos:



Como a tabela nos informa que na reação 4 não ocorre a formação de um precipitado, concluímos que o sal  $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$  é solúvel em água e assim:



A partir desses experimentos, conclui-se que são pouco solúveis em água somente os compostos  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$  e  $\text{PbCrO}_4$ .

**05. D**

Bicarbonato neutraliza a acidez do leite em estágio de deterioração porque seus ânions sofrem hidrólise.

**06. A**

Neutro, pois não altera o PH.

**07. A**

A hidrólise do bicarbonato aumenta o PH da água.

**08. B**

$\text{NaHCO}_3$  – Bicarbonato de Sódio

$\text{NH}_4\text{NO}_3$  – Nitrato de Amônio

**09. A**

Para um sal formar uma solução que apresente pH maior que 7 (possui íons hidróxidos,  $\text{OH}^-$ , livres na solução), ele deve possuir um cátion que não sofre hidrólise (não irá interagir com o  $\text{OH}^-$  da água), e um ânion que sofre hidrólise (irá interagir com o  $\text{H}^+$  da água).

→ Cátion: não sofre hidrólise quando é da família IA ou IIA (com exceção do magnésio).

→ Ânion: sofre hidrólise com  $\text{H}^+$  quando forma um hidrácido diferente de HBr, HCl e HI, ou quando forma oxiácidos em que a subtração do número de oxigênios pelo número de hidrogênios seja inferior a 2.

- A) **correta:**  $\text{Na}_2\text{S}$

O  $\text{Na}^+$  com o  $\text{OH}^-$  formaria base forte (por ele ser da família IA). Logo,  $\text{Na}^+$  não sofre hidrólise. O  $\text{S}^{2-}$  com o  $\text{H}^+$  forma ácido hidrácido fraco  $\text{H}_2\text{S}$  (por não ser um dos hidrácidos fortes HCl, HBr, HI). Logo,  $\text{S}^{2-}$  sofre hidrólise.

- B) **incorreta:**  $\text{NaCl}$

O  $\text{Na}^+$  com o  $\text{OH}^-$  formaria base forte (por ele ser da família IA). Logo,  $\text{Na}^+$  não sofre hidrólise. O  $\text{Cl}^-$  com o  $\text{H}^+$  forma ácido forte (por ser um dos hidrácidos HCl, HBr, HI). Logo,  $\text{Cl}^-$  não sofre hidrólise.

- C) **incorreta:**  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

O  $\text{NH}_4^+$  com o  $\text{OH}^-$  formaria base fraca (por ele não ser da família IA ou IIA). Logo,  $\text{NH}_4^+$  sofre hidrólise.

O  $\text{SO}_4^{2-}$  com o  $\text{H}^+$  forma ácido forte,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , (porque a subtração entre o número de oxigênios é igual ou maior que 2. Logo,  $\text{SO}_4^{2-}$  não sofre hidrólise.

- D) **incorreta:**  $\text{KNO}_3$

O  $\text{K}^+$  com o  $\text{OH}^-$  formaria base forte (por ele ser da família IA). Logo,  $\text{K}^+$  não sofre hidrólise.

O  $\text{NO}_3^-$  com o  $\text{H}^+$  forma ácido forte,  $\text{HNO}_3$ , (porque a subtração entre o número de oxigênios é igual ou maior que 2. Logo,  $\text{NO}_3^-$  não sofre hidrólise.

- E) **incorreta:**  $\text{NH}_4\text{Br}$

O  $\text{NH}_4^+$  com o  $\text{OH}^-$  formaria base fraca (por ele não ser da família IA ou IIA). Logo,  $\text{NH}_4^+$  sofre hidrólise.

O  $\text{Br}^-$  com o  $\text{H}^+$  forma ácido forte (por ser um dos hidrácidos HCl, HBr, HI). Logo,  $\text{Br}^-$  não sofre hidrólise.

**10. D**

O hipoclorito de sódio apresenta o ânion hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ ) e o cátion sódio ( $\text{Na}^+$ ). Quando em solução aquosa, estes íons estarão em contato com os íons provenientes da água, hidrônio ( $\text{H}^+$ ) e o hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). Como cátion só pode interagir com ânion, então:

- Íon  $\text{ClO}^-$  do sal só pode interagir com  $\text{H}^+$  da água:

O íon  $\text{ClO}^-$  sofre hidrólise, ou seja, vai interagir com o  $\text{H}^+$  proveniente da água, porque resulta no ácido fraco HClO (porque a subtração do número de oxigênios pelo número de hidrogênios é igual a 0).

- Íon  $\text{Na}^+$  do sal só pode interagir com  $\text{OH}^-$  da água:  
O íon  $\text{Na}^+$  não interage, não sofre hidrólise, com o  $\text{OH}^-$  porque resultaria em uma base forte (porque o Na é um metal alcalino, pertence à família IA).  
Como a hidrólise é uma reação inversa da reação de um ácido com uma base, logo o sal  $\text{NaClO}$  é originado a partir da interação de uma base forte e um ácido fraco.

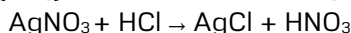
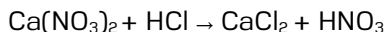
**AULA 19****01. A**

Todos os ânions presentes nos sais propostos pelo exercício são solúveis quando acompanhados de elementos químicos da família dos metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) ou pelo amônio ( $\text{NH}_4$ ).

**02. E**

O enunciado informa que o sólido branco dissolve-se na água, por isso, os compostos  $\text{PbCO}_3$ ,  $\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$  e  $\text{K}_2\text{CO}_3$  podem ser descartados porque apenas seriam solúveis se apresentassem o amônio ( $\text{NH}_4$ ) ou elementos da família IA (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr).

Os sais  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{AgNO}_3$  são nitratos, logo, são solúveis. Para excluir um deles, devemos levar em consideração a reação (proposta no enunciado) deles com o ácido clorídrico:



O enunciado diz que o sólido branco, quando reage com o HCl, forma um precipitado, ou seja, um composto praticamente insolúvel em água. Dos cloretos formados nas reações descritas acima, apenas o  $\text{AgCl}$  é praticamente insolúvel.

**03. D**

Pelo procedimento citado, o sal A é insolúvel em água quente. Pela tabela, vemos que o único assim é o sulfato de chumbo II:  $\text{PbSO}_4$ .

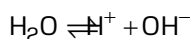
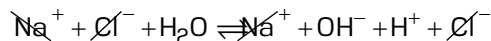
O sal B é solúvel em água quente e insolúvel em água fria (cristaliza com o resfriamento da água usada na dissolução):  $\text{PbI}_2$ .

O sal C é solúvel tanto em água quente quanto em água fria, sendo, então, o nitrato de chumbo II:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Ele só aparece como sólido quando a água de sua dissolução é totalmente vaporizada.

**04. B**

Teremos:

- Leite de magnésia (suspensão aquosa de hidróxido de magnésio): mistura básica.
- Limonada (suco de limão, água e açúcar): mistura ácida.
- Salmoura (cloreto de sódio dissolvido em água): mistura neutra.  
Hidrólise salina:



(solução neutra)

**05. B**

Para ferroadas de abelhas e mordidas de formigas, que injetam substâncias ácidas, o efeito local pode ser minimizado pela aplicação de substâncias de natureza básica, o que torna erradas as opções D e E, onde se propõe para o tratamento ácidos orgânicos.

A opção A está incorreta por propor para ferroadas de vespas, que injetam substâncias alcalinas, tratamento com leite de magnésia que também tem natureza básica.

Compressas de  $\text{NaCl}$ , sal neutro, não contribuem para neutralização de substâncias ácidas ou básicas, sendo, portanto, incorreta a opção C.

É, correta, portanto, a opção B, que indica o sal básico, bicarbonato de sódio para neutralizar substâncias ácidas injetadas por ferroadas de abelhas.

**06. B**

I. pH ácido

$\text{NH}_4^+$	$\text{Cl}^-$
$\text{NH}_4\text{OH}$	HCl
Fraca	Forte

II. pH básico

$\text{H}_3\text{CCOO}^-$	$\text{Na}^+$
$\text{H}_3\text{CCOOH}$	NaOH
Fraca	Forte

III. pH neutro

$\text{K}^+$	$\text{Cl}^-$
KOH	HCl
Forte	Forte

**07. C**

Para a solução X, teremos:

$$V = 0,5 \text{ L e } 3,01 \times 10^{14} \text{ íons } \text{H}^+$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \text{ H}^+$$

$$n \text{ — } 3,01 \times 10^{14} \text{ H}^+$$

$$n(\text{H}^+) = 0,5 \times 10^{-9} \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = (0,5 \times 10^{-9})/0,5 = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Como  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ , vem:

$$\text{pH} = 9 \text{ na solução aquosa X.}$$

Para a solução Y, teremos:

$$V = 0,1 \text{ L e } 6,02 \times 10^{19} \text{ íons } \text{H}^+$$

$$1 \text{ mol} \text{ — } 6,02 \times 10^{23} \text{ H}^+$$

$$n \text{ — } 6,02 \times 10^{19} \text{ H}^+$$

$$n(\text{H}^+) = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = (1,0 \times 10^{-4})/0,1 = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

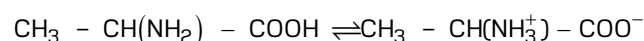
Como  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ , vem:

$$\text{pH} = 3 \text{ na solução aquosa Y.}$$

**08. C**

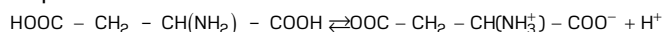
Vamos analisar a protonação (recebimento do  $\text{H}^+$ ) do grupo amina e a desprotonação (perda do  $\text{H}^+$ ) do grupo carboxila nos aminoácidos fornecidos.

Alanina:



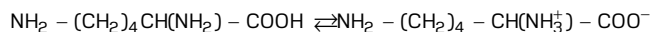
O pH ficará próximo a 7, no intervalo II (de 5,5 a 6,0).

Aspartato:



O meio ficará ácido (pH < 7), no intervalo I (de 3,0 a 3,5).

Lisina:



O meio ficará básico (pH > 7), no intervalo (de 9,0 a 10).

### 09. E

A) Todos os sulfatos que apresentam elementos da família dos metais alcalinoterrosos (II A) são praticamente insolúveis, com exceção do sulfato de magnésio ( $\text{MgSO}_4$ ).

B/D) Apresentam sais praticamente insolúveis, já que todos os cloretos são solúveis, com exceção do  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  e  $\text{PbCl}_2$ .

C) Os carbonatos são solúveis apenas se apresentarem o amônio ( $\text{NH}_4$ ) ou elementos da família IA (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr).

### 10. D

I. Sulfitos ( $\text{SO}_3$ ) são solúveis apenas com elementos da família IA (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) ou amônio ( $\text{NH}_4$ ).

II. Sulfatos ( $\text{SO}_4$ ) são praticamente insolúveis apenas quando apresentam os elementos, magnésio (Mg), mercúrio I ( $\text{Hg}_2^{+2}$ ), chumbo II ( $\text{Pb}^{+2}$ ) e prata (Ag).

III. Carbonatos ( $\text{CO}_3$ ) são solúveis apenas com elementos da família IA ou amônio.

IV. Sulfetos ( $\text{S}_2$ ) são solúveis apenas com elementos das famílias IA, IIA (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) ou amônio.

V. Dicromatos ( $\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) são solúveis apenas com elementos da família IA ou amônio.

## AULA 20

### 01. C

O fosfato de cálcio é um sal solúvel apenas com os elementos da família IA ou  $\text{NH}_4$ , logo, é praticamente insolúvel em água. Já o cloreto, quando está acompanhado de elementos da família IA (sódio por exemplo), é solúvel.

### 02. E

Todos os sais citados no texto (iodetos, iodatos e cloreto), se estiverem com elementos da família IA (como sódio e potássio) ou  $\text{NH}_4$ , sempre serão solúveis em água.

### 03. D

O  $\text{KClO}_3$  é um sal solúvel porque o clorato está ligado a um elemento da família IA.

### 04. D

A concentração inicial era de  $10^{-3}$  mol/L ou 0,01 mol/L.

Antes da diluição:

$$10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^{1+} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1000 \text{ mL}$$

$$x \xrightarrow{\quad\quad\quad} 20 \text{ mL}$$

$$x = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^{1+} \text{ em } 1000 \text{ mL}$$

Depois da diluição:

$$2 \cdot 10^{-5} \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^{1+} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 200 \text{ mL}$$

$$y \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1000 \text{ mL}$$

$$y = 10^{-4} \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^{1+} \text{ em } 1000 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{1+}]$$

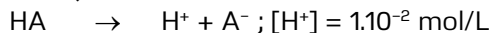
$$\text{pH} = -\log [10^{-4}]$$

$$\text{pH} = -(-4)$$

$$\text{pH} = 4$$

### 05. C

HA é forte sua ionização pode ser considerada 100%, assim



$$0,01 \text{ mol} \quad 0,01$$

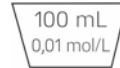
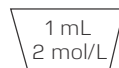
$$\text{Logo, } \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = 2$$

### 06. A

$$[\text{H}^+] = 0,01 \text{ mol/L} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 2$$

### 07. E



$$2 \text{ mol} \text{ --- } 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ --- } 1 \text{ mL}$$

$$1000 x = 2$$

$$x = \frac{2}{1000} = 2 \cdot 10^{-3}$$

$$0,01 \text{ mol} \text{ --- } 1000 \text{ mL}$$

$$x \text{ --- } 100 \text{ mL}$$

$$10 x = 0,01$$

$$x = \frac{0,01}{10}$$

$$x = 1 \cdot 10^{-3}$$

Como KOH irá reagir com todo o HCl, a quantidade de KOH que restará na solução será

Assim, o pOH da solução  $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow$

$$\text{pOH} = 3$$

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

$$\text{pH} + 3 = 14 \rightarrow \text{pH} = 11$$

### 08. D

Como o pH normal é de 5,5 e a chuva ácida apresenta pH 4,5 e  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$  podemos concluir que a chuva ácida é 10 vezes mais ácida que a normal

### 09. B

A partir da diluição

$$10 \text{ mL} \cdot 0,100 \frac{\text{mol}}{2} = 100 \text{ mL} \cdot m_F$$

$$m_F = 0,01 \text{ mol/L}$$

Assim,

$$\text{pH} = -\log \text{H}^+ = -\log 1 \cdot 10^{-2} \Rightarrow \text{pH} = 2 \text{ log } 10 \rightarrow$$

$$\text{pH} = 2$$



**10. D**

A concentração de  $\text{OH}^-$  no resíduo é  $1.10^{-10}$  mol/L, assim

$$\text{pOH} = -\log 1.10^{-10}$$

$$\text{pOH} = 10 \log 10 \rightarrow \text{pOH} = 10$$

Agora, para o cálculo de pH teremos

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

$$\text{pH} = 14 - 10$$

$$\text{pH} = 4$$

Como a solução está ácida será necessária a adição de um sal básico como o  $\text{K}_2\text{CO}_3$  para adequar o pH ao descarte.