

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS
AULA 09 – TURMA FMJ

01. Item A

III – Incorreto. A torrefação não consiste em um processo de separação de misturas.

IV – Incorreto. A trituração não consiste em processo químico pois não transforma a substância.

02. Item E

A reação descrita é $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$

1 – Cálculo do número de mol do ácido.

$$100 \text{ mL} \times \frac{0,01 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL}} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

2 – Cálculo do número de mol da base.

$$1 \text{ mL} \times \frac{2 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ mL}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

3 – Após a neutralização das quantidades equivalentes, haverá um excesso de 1×10^{-3} mol de KOH em um volume total de 101 mL ($\cong 0,1\text{L}$), gerando uma concentração de íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ de aproximadamente 1×10^{-2} mol/L. Isto faz com que tenhamos $\text{pOH} = 2$ e **pH = 12**.

03. Item C

A reação de hidrólise descrita é $\text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HClO}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$.

Se $\text{pH} = 10$, então $\text{pOH} = 4$. Logo, teremos $[\text{OH}^-] = [\text{HClO}] = 10^{-4}$ mol/L.

$$K_h = \frac{[\text{HClO}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} \quad \text{.....} \quad 2 \times 10^{-7} = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{[\text{ClO}^-]} \quad \text{.....} \quad [\text{ClO}^-] = 5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

04. Item D

III – Incorreto. Uma solução de HCl é ácida e assim deverá apresentar $\text{pH} < 7$.

05. Item A

A água mineral é uma solução aquosa e como tal deverá conter íons hidrônio e hidroxila em equilíbrio.

06. Item B

A cal (CaO) ou óxido de cálcio possui um elemento alcalino terroso e assim deve apresentar caráter básico. Quando adicionada ao solo deverá neutralizar os íons ácidos do mesmo e portanto elevar seu pH.

07. Item D

A reação que ocorre pode ser descrita como $\text{HAS (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{(aq)} + \text{AS}^- \text{(aq)}$.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{AS}^-]}{[\text{HAS}]} \quad \text{.....} \quad 3 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+]^2}{3,3 \times 10^{-4}} \quad \text{.....} \quad [\text{H}^+] \cong 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Diante da concentração de íons hidrogênio, fica $\text{pH} = 4$.

08. Item A

Para obter flores de cor rosa, o solo na qual serão plantadas deve adquirir caráter básico, o que será conseguido com o sal CaCO_3 , proveniente de um ácido fraco, H_2CO_3 , e de uma base forte, Ca(OH)_2 .

09. Item C

A reação tratada é $\text{HCl (aq)} + \text{KOH (aq)} \rightarrow \text{KCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$.

1 – Cálculo do número de mol de KOH que reage.

$$30 \text{ mL} \times \frac{1,0 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ mL}} = 0,03 \text{ mol KOH}$$

2 – Para produzir um pH neutro (7,0), devemos usar o mesmo número de mol para o HCl.

$$0,03 \text{ mol HCl} \times \frac{1000 \text{ mL}}{0,05 \text{ mol HCl}} = \mathbf{600 \text{ mL}}$$

10. Item A

As funções orgânicas presentes são éster e ácido carboxílico, sendo que a última, por ser ácida, gera um meio com $\text{pH} < 7$.

11. Item D

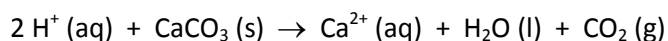
1 – Se o pH inicial vale 4,0, a concentração de íons H^+ (aq) = 10^{-4} mol/L. Seu número de mol fica:

$$1000 \text{ L} \times \frac{10^{-4} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L}} = 0,10 \text{ mol H}^+$$

2 – No fim do tratamento, teremos $\text{pH} = 7,0$, o que leva a concentração de hidrogênio para 10^{-7} mol/L.

$$1000 \text{ L} \times \frac{10^{-7} \text{ mol H}^+}{1 \text{ L}} = 0,00010 \text{ mol H}^+$$

3 – Assim, o consumo de íons H^+ foi de $(0,10 - 0,00010) \cong 0,10$ mol. Sua reação com CaCO_3 fica sendo:



O que permite visualizar que o número de mol de CaCO_3 (100g/mol) a ser consumido é apenas metade do íon hidrogênio. Logo, haverá o consumo de 0,05 mol de CaCO_3 , ou seja, **5g** deste sal.

12. Item A

O composto mostrada, além das funções amina e ácido carboxílico, tem um sal gerado a partir de um ácido orgânico (fraco) e a base NaOH (forte). Portanto, quando em água, teremos uma solução básica com $\text{pH} > 7$.

13. Item E

Se $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$, teremos $\text{pH} = 4$ e $\text{pOH} = 10$. Esta solução é ácida e para neutralizá-la deverá ser usada outra com caráter básico (alcalino).

14. Item A

Se $\text{pH} = 3$, teremos $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$. Considerando 1m^3 (1000L) de chuva, fica:

$$m (\text{g}) = 1000 \text{ L} \times \frac{10^{-3} \text{ mol}}{\text{L}} \times \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol}} = 63 \text{ g HNO}_3$$

15. Item B

$$[\text{H}^+] = \frac{25}{100} \times 0,004 \text{ mol/L} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

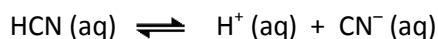
Isso deixará $\text{pH} = 3$ e $\text{pOH} = 11$. Logo, a razão $\text{pH}/\text{pOH} = 0,27$

16. Item A

Para evitar que o equilíbrio desloque-se para direita, podemos movê-lo para esquerda e assim aumentar a eficiência do processo. Em meio básico a concentração do produto (OH^-) aumenta e com isso haverá deslocamento para esquerda.

17. Item D

A ionização do HCN pode ser representada como.



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} \quad \text{:::::} \quad 4 \times 10^{-10} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}^+]}{0,010} \quad \text{::::::::::} \quad [\text{H}^+]^2 = 4 \times 10^{-12}$$

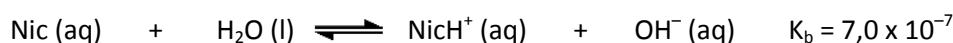
$[\text{H}^+] \cong 2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$. Considerando que $\log 2 = 0,3$, chegaremos a um $\text{pH} \cong 5,7$.

18. Item E

Como a base é forte e o ácido é fraco, o meio resultante será básico ($\text{pH} > 7$). Devido à natureza fraca, o ânion do ácido será hidrolisado.

19. Item D

O pH é definido com base na primeira equação iônica, sendo ela representada por:



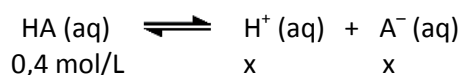
Como no equilíbrio $[\text{NicH}^+] = [\text{OH}^-]$, fica:

$$K_b = \frac{[\text{NicH}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Nic}]} = 7 \times 10^{-7} \quad \text{:::::} \quad 7 \times 10^{-7} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{0,2}$$

$[\text{OH}^-] \cong 4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, o que leva a $\text{pOH} = 3,4$ e $\text{pH} = 10,6$. Fica mais próximo do pH o valor contido no item D da questão.

20. Item C

Sendo o ácido HA (60g/mol), 6,00 do mesmo corresponde a 0,1 mol que, dissolvido no volume final de 250 mL (0,25L), deixará uma concentração de HA igual a 0,4 mol/L. Durante a ionização do ácido teremos:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{::::} \quad 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}^+]}{0,4} \quad \text{:::::} \quad [\text{H}^+]^2 = 4 \times 10^{-6} \quad \text{:::::} \quad [\text{H}^+] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Já para a base, vamos determinar o número de mol inicial.

$$50 \text{ mL} \times \frac{0,001 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 5 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Esse valor dissolvido em 0,25L, leva a uma concentração de íons OH^- igual a $2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Após a neutralização, haverá um excesso de H^+ , $2 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-4}$, equivalente a $18 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, ou seja, $1,8 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Logo, o pH será próximo de 3.