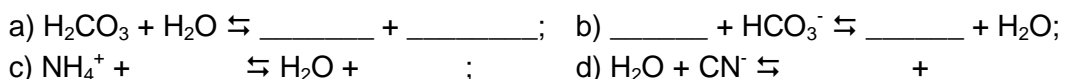


Unidade 5 - Exercicios de autoavaliación

1.- Completar os seguintes equilibrios entre pares de ácidos e bases conxugadas, de tal forma que o primeiro composto de cada ecuación actúe como ácido:



2.- Xustifica porqué o ión HCO_3^- actúa como ácido fronte ao NaOH e como base fronte ao HCl.

3.- Dúas especies químicas HA e HB compórtanse como ácidos débiles fronte á auga. Se as súas constantes de acidez son 10^{-4} e 10^{-6} , respectivamente, indica razoándoo: a) Cal dos dous é máis débil fronte á auga; b) Se preparásemos dúas disolucións de ambos de idéntica concentración, cal tería o valor de pH máis baixo; c) Cal das dúas bases conxugadas de tales ácidos se comportará como base máis forte fronte á auga.

4.- Se engadimos 1,65 g de hidróxido bórico a 47,6 mL de disolución 0,0562 M dese hidróxido e suficiente auga como para ter un volume de 70,8 mL, calcular $[\text{Ba}^{+2}]$ e $[\text{OH}^-]$ supondo que se disocia por completo.

5.- Nun laboratorio dispónse de cinco matraces, cada un deles con disolucións das que se ten a seguinte información:

1º) $\text{pH}=7$; 2º) $[\text{H}_3\text{O}^+]=10^{-3}$; 3º) $\text{pOH}=2$; 4º) $[\text{OH}^-]=10^{-6}$; 5º) $\text{pH}=1$.

Ordena os devanditos matraces de maior a menor acidez.

6.- O ácido cianhídrico é un ácido débil cun valor de $k_a=5 \cdot 10^{-10}$. Se se disolven 11,2 litros deste gas, medidos a 0°C e 1 atm de presión, en auga de xeito que se obteña un litro de disolución, determine: a) Número de moles de ácido disoltos na auga. b) Concentración de HCN, CN^- e H_3O^+ na disolución. c) Valor do pH da disolución resultante.

7.- ¿Cal é a concentración dun ácido monoprótico ($K_a=3,0 \cdot 10^{-8}$), sabendo que unha disolución acuosa deste ácido ten un $\text{pH}=4,02$?

8.- A 25°C unha disolución 0,1 M de amoníaco ten un pH de 11,12. Determina a constante de basicidade do amoníaco. **EXERCICIO 12: Sol $K_b = 1,74 \cdot 10^{-5}$ M**

9.- Se 10,1 mL de vinagre necesitaron 50,5 mL de hidróxido sódico 0,2 M para a súa neutralización. a) Cal será a molaridade do ácido no vinagre, supondo que a súa acidez se debe ao ácido acético (ácido etanoico). b) Cal é a porcentaxe en peso do ácido acético se a densidade do vinagre é de 1,06 g/mL?

10.- ¿Que volume de hidróxido sódico 0,2 M se necesita para neutralizar a) 5,0 g de ácido sulfúrico. b) 16,4 mL de disolución 0,15 M de ácido clorhídrico.

11.- ¿Que condición debe cumprir un indicador ácido-base para que poida utilizarse na valoración volumétrica dunha disolución de HCl con outra de NaOH?.

12.- a) Como será o pH dunha disolución de 150 ml de NaClO 0,1 M? b).Cánto valerá? $K_a(\text{HClO}) = 3,2 \cdot 10^{-8}$.

13.- Calcular cantos g de cloruro amónico deberemos disolver en 0,200 L de auga para que o pH sexa 4,75. Dato: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

14.- Disponse de tres disolucións acuosas. Unha contén cloruro amónico, outra cloruro sódico e a terceira acetato sódico. Se os frascos que as conteñen están sen etiquetar, ¿como podería distinguilas dispoñendo de papel indicador?.

15.- Coas seguintes especies químicas: ácido sulfúrico, ácido acético, cloruro de sodio, acetato de sodio e amoníaco explica como farías para preparar no laboratorio unha disolución reguladora. Unha vez preparada a disolución como farías para determina-lo seu pH. Indica o procedemento a seguir e o material a utilizar en ámbolos casos.

16.- Indique o procedemento a seguir e describa o material a utilizar na valoración de 10 mL de disolución de hidróxido de sodio cunha disolución de ácido clorhídrico. Se para a valoración de 10 mL de disolución de hidróxido de sodio se realizaron tres experiencias nas que o volume de ácido gastado foi 9,8; 9,7 e 9,9 respectivamente, ¿qué concentración asignaría á disolución da base?, ¿a que atribúe os valores diferentes do volume de ácido medido?.

Respostas

Exercicio 1:

a) Se o H_2CO_3 actúa como ácido, cede un H^+ que recibirá a base, H_2O , formándose H_3O^+ : $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$

b) A substancia que actúe como ácido cederá un H^+ ó HCO_3^- que se transformará en H_2CO_3 e como quen cedeu o H^+ se converteu en H_2O , tivo que ser o H_3O^+ , logo: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

c) Se o NH_4^+ actúa como ácido cede un H^+ converténdose en NH_3 , ese H^+ tivo que formar con alguén H_2O , logo tivo que unirse a OH^- : $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$

d) Se a H_2O actúa como ácido, cede un H^+ que recibirá a base, CN^- , para formar HCN , converténdose a H_2O en OH^- : $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCN}$

Exercicio 2:

O NaOH é unha base forte que proporciona OH^- á disolución: $\text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$, polo que $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, é dicir, o ión HCO_3^- actúa como ácido.

O HCl é un ácido forte polo que se disocia por completo: $\text{HCl (ac)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, de xeito que os H^+ reaccionarán co HCO_3^- segundo: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 (\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O})$, é dicir, o ión HCO_3^- actúa como base.

Exercicio 3:

a) É máis débil HB porque a súa K_a é menor.

b) Tería o pH máis baixo HA , porque ao ser máis forte dará unha maior concentración de protóns, o que pasa que ao cambiar o signo ao calcular o pH, cambiamos a orde.

c) Será máis forte B^- que A^- , porque canto máis débil é o ácido máis forte é a súa base conxugada.

Exercicio 4:

Ba(OH)_2 sólido $\Rightarrow n = m/M_{\text{mol}} \Rightarrow n = 1,65/(137,34 + 16 \cdot 2 + 1 \cdot 2) = 9,63 \cdot 10^{-3}$ moles

En disolución: $M = n/V(L) \Rightarrow n = M \cdot V(L) = 0,0562 \cdot 47,6 \cdot 10^{-3} = 2,68 \cdot 10^{-3}$ moles

Polo tanto, hai $9,63 \cdot 10^{-3}$ moles + $2,68 \cdot 10^{-3}$ moles = $1,23 \cdot 10^{-2}$ moles que están en 70,8 ml, logo a concentración é: $M = n/V(L) \Rightarrow M = 1,23 \cdot 10^{-2} / 70,8 \cdot 10^{-3} = 0,174 \text{ M}$

A ionización é: $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{+2} + 2\text{OH}^-$ logo cada mol de hidróxido dá un de ión bórico e dous de ión hidróxido, polo que obteremos: $[\text{Ba}^{+2}] = 0,174 \text{ M}$; $[\text{OH}^-] = 0,174 \cdot 2 = 0,348 \text{ M}$

Exercicio 5:

A acidez pode medirse mediante o pH: canto máis baixo máis ácido. Así que temos que calcular o pH dos frascos 2º, 3º e 4º:

2º: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-3}) = -(-3) = 3$

$$3^{\circ}: pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 2 = 12$$

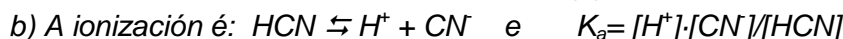
$$4^{\circ}: [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-14} / 10^{-6} = 10^{-8} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-8}) = -(-8) = 8$$

Por tanto a orde de acidez será: $5^{\circ} > 2^{\circ} > 1^{\circ} > 4^{\circ} > 3^{\circ}$.

Exercicio 6:

a) Comezaremos calculando os moles que se disolven: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = P \cdot V / (R \cdot T) \Rightarrow n = 1 \cdot 11,2 / (0,082 \cdot 273) = 0,500 \text{ moles}$.

Como están nun litro de disolución: $M = n/V(L) = 0,500/1 = 0,500 \text{ M}$.



[Inicial]: $0,500 \quad 0 \quad 0$ $5 \cdot 10^{-10} = X \cdot X / (0,500 - X)$

[Equilibrio]: $0,500 - X \quad X \quad X$ Como $K_a < 10^{-5}$, $(0,500 - X) \approx 0,500$

Logo, $5 \cdot 10^{-10} \cdot 0,500 = X^2 \Rightarrow X = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

Polo tanto $[\text{H}^+] = [\text{CN}^-] = X = 1,58 \cdot 10^{-5} \text{ M}$; $[\text{HCN}] = 0,500 - 1,58 \cdot 10^{-5} = 0,500 \text{ M}$

c) $pH = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,58 \cdot 10^{-5}) = 4,80$

Exercicio 7:

$pH = 4,02 \Rightarrow -\log[\text{H}^+] = 4,02 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4,02} = 9,55 \cdot 10^{-5} \text{ M}$



[Inicial]: $C_0 \quad 0 \quad 0$ $3,0 \cdot 10^{-8} = X \cdot X / (C_0 - X)$

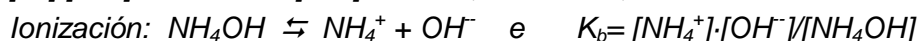
[Equilibrio]: $C_0 - X \quad X \quad X$ Como $K_a < 10^{-5}$, $(C_0 - X) \approx C_0$ e $X = [\text{H}^+]$

Logo, $3,0 \cdot 10^{-8} = (9,55 \cdot 10^{-5})^2 / C_0 \Rightarrow C_0 = (9,55 \cdot 10^{-5})^2 / 3,0 \cdot 10^{-8} = 0,30 \text{ M}$

Exercicio 8:

$pH = 11,12 \Rightarrow -\log[\text{H}^+] = 11,12 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-11,12} = 7,59 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 7,59 \cdot 10^{-12} = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

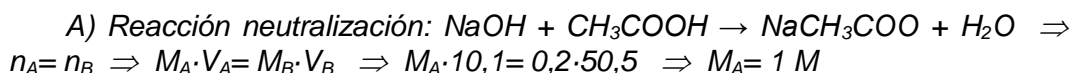


[Inicial]: $0,1 \quad 0 \quad 0$ $K_b = X \cdot X / (0,1 - X)$

[Equilibrio]: $0,1 - X \quad X \quad X$ $X = [\text{OH}^-] = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

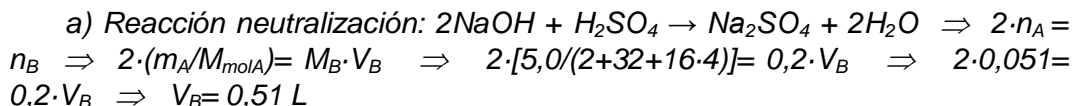
Polo tanto, $K_b = (1,32 \cdot 10^{-3})^2 / (0,1 - 1,32 \cdot 10^{-3}) \Rightarrow K_b = 1,77 \cdot 10^{-5}$

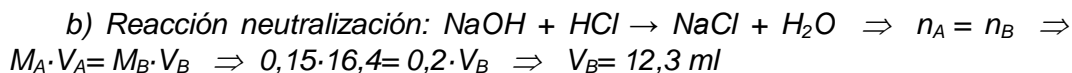
Exercicio 9:



B) 1L de disolución ten 1 mol de acético (o que significa $12+3+12+16 \cdot 2+1=60 \text{ g}$) e ten unha masa de 1060 g, polo tanto a porcentaxe en peso será: $(60/1060) \cdot 100 = 5,66\%$

Exercicio 10:





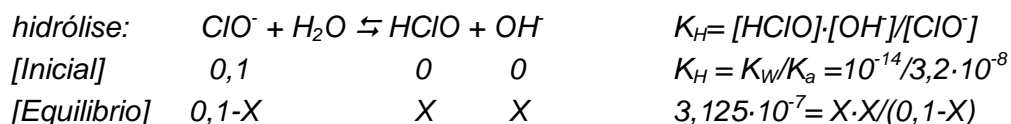
Exercicio 11:

Como no punto de equivalencia o pH varía bruscamente (de 4 a 10, aproximadamente), o intervalo de viraxe do indicador debe estar nesa zona.

Exercicio 12:

a) O NaClO é soluble polo que se disocia por completo: $\text{NaClO} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{ClO}^-$. Como o ClO^- ven dun ácido débil (o hipocloroso) é unha base forte polo que reacciona coa auga segundo: $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$; logo o pH será básico.

b) A disociación do NaClO é mol a mol, polo tanto obtemos 0,1 M de Na^+ e ClO^-



Como $K_H < 10^{-5}$, $(0,1-X) \approx 0,1$, logo $3,125 \cdot 10^{-7} = X^2 / 0,1 \Rightarrow X = 1,77 \cdot 10^{-4} \text{ M} = [\text{OH}^-]$

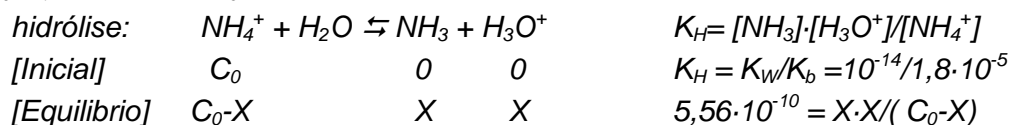
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,77 \cdot 10^{-4}) = 3,75$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 3,75 = 10,25$$

Exercicio 13:

O NH_4Cl é soluble polo que se disocia por completo: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$. Como o NH_4^+ ven dunha base débil é un ácido forte polo que reacciona coa auga segundo: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$; dando pH ácido.

b) A disociación do NH_4Cl é mol a mol, polo tanto se a concentración inicial é $C_0 \text{ M}$, obteremos $C_0 \text{ M}$ de NH_4^+ e Cl^- .



$$\text{pH} = 4,75 \Rightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,75 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,75} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,78 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como $K_H < 10^{-5}$, $(C_0-X) \approx C_0$, logo $5,56 \cdot 10^{-10} = (1,78 \cdot 10^{-5})^2 / C_0 \Rightarrow C_0 = 0,57 \text{ M}$

$$M = n/V(L) = (m/M_{\text{mol}})/V(L) \Rightarrow m = M \cdot V(L) \cdot M_{\text{mol}} = 0,57 \cdot 0,200 \cdot (14+4+35,5) = 6,1 \text{ g}$$

Exercicio 14:

Cando se dissolve o NH_4Cl en auga, disóciase nos seus ións: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$. O Cl^- é unha base débil porque provén do ácido clorhídrico, que é un ácido forte, e non é capaz de reaccionar coa auga. O ion NH_4^+ , sen embargo, é un ácido forte porque provén dunha base débil –o hidróxido amónico– e será capaz de reaccionar coa auga segundo o proceso $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ no que se forman ións hidronio e, polo tanto, obtense unha disolución ácida (**pH < 7**).

O NaCl en auga, disóciase nos seus ións: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. O ión sódico é un ácido débil porque provén do hidróxido sódico, que é unha base forte, polo que non é capaz de reaccionar coa auga. Outro tanto ocorre co ión Cl^- , que é unha base débil porque provén do ácido clorhídrico, que é un ácido forte, e non é capaz de reaccionar coa auga. Polo tanto o cloruro sódico dará unha disolución neutra (**pH= 7**)

O $\text{NaCH}_3\text{-COO}$ en auga, disóciase nos seus ións: $\text{NaCH}_3\text{-COO} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{-COO}^-$. O Na^+ é un ácido débil porque provén do hidróxido sódico, que é unha base forte, polo que non é capaz de reaccionar coa auga. O ión acetato é unha base forte porque provén dun ácido débil –o ácido acético- e será capaz de reaccionar coa auga segundo o proceso: $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{OH}^-$ no que se forman ións hidróxido e, por conseguinte, obtense unha disolución básica (**pH> 7**).

Polo tanto, se cunha variña tocamos en cada disolución e logo no papel indicador, a que nos dea pH ácido será a de NH_4Cl , a que nos dea neutro será a de NaCl e a que dea básico será a de $\text{NaCH}_3\text{-COO}$.

Exercicio 15:

Unha disolución reguladora está formada por un ácido (ou unha base) débil e unha das súas sales. Aquí temos un ácido débil –acético- e unha sal súa (acetato de sodio) e unha base débil –amoníaco- pero da que non hai ningunha sal amónica, por conseguinte, a disolución reguladora preparariámola cunha mestura de ácido acético e acetato de sodio. Supoñamos que queremos preparar un litro de disolución que sexa 0,1 M no ácido e na sal. Calcularíamos o volume de ácido comercial que necesitamos para a concentración dada, mediríamos ese volume cunha probeta, botariámolo nun vaso de precipitados, con coidado, sobre unha cantidade de auga (sen que chegue ao litro) e pasaríamos todo a un matraz aforado de un litro onde completariamos o volume. Logo calcularíamos o peso de acetato de sodio que necesitamos para a concentración desexada, pesariamos esa cantidade sobre un vidro de reloxo nunha balanza, e nun vaso de precipitados mesturariámolo coa disolución que preparamos antes, axitando cunha variña ata a disolución total.

Para determinar o pH usaría un pHmetro (máis preciso) e senón un papel indicador universal: mollaría unha variña limpa na disolución e tocaría logo o papel indicador; a escala do mesmo permite coñecer o pH aproximado.

Exercicio 16:

Mídese de forma precisa (cunha pipeta) o volume da base que queremos valorar e poñémola nun Erlenmeyer ó que lle engadimos unhas pingas de indicador como alaranxado de metilo ou tornasol (non serviría a fenolftaleína porque é moi difícil apreciar cando desaparece a cor: pasaría de rosa a incolora). Nunha bureta poñémo-lo ácido de concentración coñecida, que imos empregar como axente valorante. Engadimos lentamente o ácido sobre o base, axitando o Erlenmeyer, ata que o indicador cambia de cor. Anotámo-lo volume gastado.

Repetimos tres ou catro veces a experiencia e tomamos como volume gastado a media aritmética dos tres ou catro valores obtidos. Sexa esa media V_A mL.

Para calcular a concentración da base teremos en conta que nesta neutralización ($\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$): $n_A = n_B \Rightarrow M_A \cdot V_A = M_B \cdot V_B \Rightarrow M_B = M_A \cdot V_A / 10$.

Que se obteñan volumes distintos en cada valoración é normal a causa do erro experimental: que non axitemos ben a disolución antes de pipetear e polo tanto a concentración da mesma non sexa igual en tódalas repeticións, as variacións de volume que se poden dar cada vez que pipeteamos, ou usamos a bureta... Por iso para minimizar o erro accidental, tomamos a media de tódalas medidas.

Os aparatos a usar son:

Matraz Erlenmeyer: frasco de vidro de boca estreita, o que facilita que se poida axitar sen perder líquido.

Pipeta: tubo graduado, ou non, que permite medir volumes determinados de líquidos con precisión e transvasalos. Debe utilizarse cunha pera para pipetas ou un aspirapipetas por seguridade.

Bureta: tubo de vidro graduado con chave para dispensar volumes variables de líquidos con precisión. Debe usarse sostida por unha pinza nun soporte.

Contagotas ou pipeta Pasteur: para dispensar as gotas de indicador. Sempre se deben usar o mesmo número de gotas.