

ACIDIMETRIA Y ALCALIMETRIA

CONSIDERACIONES GENERALES

Trata sobre la determinación de la concentración de soluciones ácidas y alcalinas partiendo de soluciones patrón ácidas y alcalinas.

El HCl es considerado como el ácido más usado ya que pueden preparar soluciones de concentración exacta a partir del ácido de punto de ebullición constante, por dilución.

Las soluciones de H_2SO_4 se usan ocasionalmente, las soluciones HNO_3 y $HClO_4$ muy raramente.

Las soluciones HCl se preparan de normalidad aproximada, valorándolas luego de manera volumétrica. Generalmente la concentración de HCl varía entre los valores de 10,5 a 12.

En cuanto a las soluciones alcalinas son muchas pero entre las más empleadas destaca: NaOH. Otras disoluciones como KOH, NH_4OH , etc tienen ciertas desventajas por lo cual se usan poco.

Indicadores

Pueden clasificarse en:

Neutros. Sensibles a los ácidos y sensibles a las bases. En agua pura los primeros dan su color de transición, los segundos su color ácido y los terceros su color alcalino.

Consideremos el caso de una valoración de ácido fuerte con base fuerte donde puede emplearse cualquier indicador pero debe notarse que el color de transición no indicará el mismo pH, ya que la concentración de iones H^+ a que el indicador varía de color *ácido* al *básico* es diferente. Es conveniente elegir un indicador con un terreno de cambio de color lo más estrecho posible y valorar siempre hasta la misma transición de color.

Valoraciones de soluciones

El método para valorar soluciones debe elegirse teniendo en cuenta el fin a que se van a destinar, incluso los HCl y los H_2SO_4 pueden valorarse gravimétricamente.

Las soluciones ácidas pueden valorarse por reacción con soluciones de productos químicos purificados en cantidades exactamente pesadas, es el caso de bórax o carbonato de sodio o por valoración de soluciones alcalinas valoradas.

PROCEDIMIENTO

• Preparación de una solución de HCl " 0,1 N

En la práctica se prepara una solución 0,1 N y se valora con una sustancia alcalina patrón, como bórax.

Se procede de la siguiente forma:

Determinar la densidad de HCl concentrado.

Calcular el porcentaje de HCl puro contenido en el HCl usado.

Valoración del HCl 0,1N

Se pesa 295 mg de bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). se disuelve con 60 ml de agua destilada, agitar hasta completar la disolución (si fuese necesario calentar). Añadir 2 a 3 gotas de indicador de anaranjado de metilo y titular con HCl 0,1 N, anotamos el gasto.

• Preparación de una solución valorada de un álcali.

Se emplea solución de NaOH base fuerte. Soluble en agua se pesa 4,02 gr de NaOH químicamente puro. Se disuelve en agua destilada hervida y lleva a un volumen final de un litro. Esta es una solución de NaOH 0,1 N.

Valoración de NaOH 0,1 N

El HCl 0,1 valorado servirá para titular la solución de NaOH 0,1 N.

Se toma 20 ml de solución NaOH 0,1 N y se diluye hasta 60 ml con agua destilada. luego añade gotas (2-3) del indicador fenoltaleína y titular con HCl 0,1 N valorado. Anotar el gasto.

Determinación de la concentración del H_2SO_4 (ac) comercial.

$N[\text{H}_2\text{SO}_4] : 36$

CUESTIONARIO

- Con sus valores experimentales, calcule las concentraciones de HCL(ac) y NaOH (ac) con tres cifras decimales.

Titulación I :

#Eq-gr HCl : #Eq-gr Bórax

$N_1V_1 : (w/P_{eq})_{\text{bórax}} : w / V_1M$

$M_{\text{bórax}} : 381,24 \text{ gr/mol}$

: 2

gasto : 14,9 ml

entonces, operando: $N_1 : 0,0103$

$M : 0,103 \text{ mol/litro}$

En la titulación II:

#Eq-gr NaOH : #Eq-gr HCl

$(N_2V_2)_{\text{NaOH}} : (N_1V_1)_{\text{HCl}} , N_1 : 0,1 , V_1 : 17,45\text{ml}$

$N_2 : N_1V_2/V_{\text{solución}}$

N2 : 0,087

M : 0,087 mol/litro

- Calcular la molaridad del ácido comercial concentrado.

: 1,834 gr/mol valor medido

- % H₂SO₄

1,8297 91,80

1,8354 93,19

Interpolamos: $1,8354 - 1,834 : 93,19 - X$

$1,834 - 1,8247 X - 91,8$

X : 92,85 %

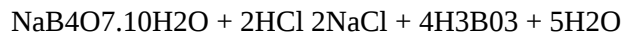
W solución : 1834 gr

W soluto: 1702,135 gr

M : nsoluto : 17,36 mol/l

Vsolución

- demuestre con la respectiva ecuación que la solución del bórax es básica alcalina.



La solución bórax reacciona con el HCl(ac), forma una sal + agua y un ácido muy débil el cual es común de una neutralización ácido más base, que forma sal más agua. En este caso con ligera acidez. Pero predomina la solución básica por lo tanto es solución básica alcalina.

- Cómo varia la estructura molecular de los indicadores fenoltaleína y anaranjado de metilo al variar el pH de la solución?

El anaranjado de metilo: es un indicador básico plenamente anfótero, puesto que normalmente contiene SO₃H (ácido) y N(OH₃) (básico) cuando se ionizan forman anfolitos (iones) portadores de cargas positivas y negativas.

Estos iones tienen un tinte rosado cuando se acumulan en la acidificación. Si se alcaliniza la solución, se produce una interacción entre iones anfóteros y OH⁻ reestructurándose el indicador, variando su color de rosado al amarillo.

Fenoltaleína : el intervalo de viraje de este indicador esta entre pH : 8,2 y 10 y se aplica en las variaciones en que participa un ácido débil. La fenoltaleína se decolora fácilmente bajo la acción del dióxido de carbono y por lo tanto no se emplea para las determinaciones en las cuales se desprende CO₂. Durante la estancia en reposo las disoluciones valoradas hasta un color rosa de fenoltaleína vuelven a decolorarse. Esta debe tomarse en consideración cuando se realiza una valoración.

La fenoltaleína se utiliza en forma de disolución alcohólica al 1% (1,2,3,...,gotas por 25 ml de disolución que se valore)

- Con los datos experimentales (libro) dibuje la curva de neutralización, para la titulación ácido débil, base fuerte o a la inversa.

Neutralización de un ácido débil con una base fuerte:

Se verá únicamente en el caso de soluciones de 0,1 N , para otras concentraciones se pueden hacer razonamientos similares. Sea por ejemplo:

La neutralización de 100 ml ácido acético (CH_3COOH) 0,1 N ($K_a: 1,82 \times 10^{-5}$) $pK_a: 4,75$ con solución de NaOH 0,1 N . el pH de la solución, en el punto de equivalencia.

Tabla: neutralización de 100 ml de HA 0,1 N ($K_a: 1 \times 10^{-7}$, $pK_a: 7$) con NaOH 0,1 N.

NaOH 0,1 N pH HA ($K_a: 1 \times 10^{-7}$)

Agregado ml ($\text{N.C}_2\text{H}_3\text{O}_2$) 0,1 N 0,1 N

0 2,9 4,0

10 3,8 6,0

25 5,7 6,5

50 7,0 7,0

90 7,4 8,0

99 4,3 9,0

99,5 4,7 9,3

99,8 6,7 9,7

99,9 7,7 9,8

100 8,7 9,9

Curva de neutralización de ácido acético 0,1 N y de una base fuerte NaOH 0,1 N

Neutralización de una base débil con un ácido fuerte

Se puede tomar como ejemplo la titulación de 100 ml de hidróxido de amonio 0,1 N ($K_b: 1,8 \times 10^{-5}$) ($pK_b: 4,75$) con ácido clorhídrico HCl 0,1 N a temperatura ambiente. El pH de la solución en el punto de equivalencia.

Neutralización de 100 ml de hidróxido de amonio 0,1 N ($K_b: 1,8 \times 10^{-5}$, $pK_b: 4,75$) y de 100 ml de BOH ($K_b: 1 \times 10^{-7}$, $pK_b: 7$) 0,1 N con ácido clorhídrico.

HCl 0,1 N NH_4OH 0,1 N BIH 0,1 N

ml pH Kb : 10^{-7} pH

0 11,1 10,0

10 10,2 8,0

25 9,8 7,5

50 9,3 7,0

90 8,3 6,1

99,0 7,3 5,0

99,5 7,0 4,7

99,8 6,6 4,1

99,9 6,3 4,0

100 5,3 4,0

Curva de neutralización de 100 ml de NH_4OH Kb : $1,8 \times 10^{-5}$ pKb : 4,75 y de BOH 0,1 N (Kb : 10^{-7} , pKb : 7) con HCl 0,1 N