

VALORACIONES ÁCIDO-BASE

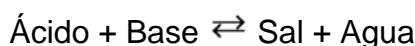
Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte utilizando un indicador

Objetivo

Adquirir el concepto de “valoración” como un procedimiento de amplio uso en el laboratorio para el análisis cuantitativo. Afianzar los conceptos de ácido, base, pH e indicador. **Acidimetría**: valoración de un ácido y **alcalimetría**: valoración de una base; es decir, determinar la concentración de ácido o de base desconocida, respectivamente.

Fundamento

La determinación del pH en una muestra es un proceso muy habitual en el laboratorio de análisis químico para cuantificar el grado de acidez o basicidad de la misma. La medida puede llevarse a cabo aproximadamente mediante indicadores como el papel de tornasol, o de manera exacta mediante el peachímetro (pH-metro). Otro procedimiento de amplio uso en el laboratorio analítico consiste en determinar la concentración de protones o de iones hidroxilo en una disolución mediante una valoración ácido-base, basada en las reacciones de neutralización entre ácidos y bases.

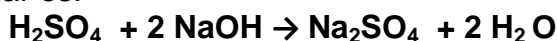


El final de la valoración, cuando todo el ácido o la base inicialmente presente se ha consumido, viene dado por el punto de equivalencia, que se puede detectar mediante el uso de un indicador adecuado o de un peachímetro.

En esta práctica vamos a valorar una disolución de ácido sulfúrico. **Se trata de determinar la concentración de una disolución de H_2SO_4** (disolución a valorar) neutralizándola con una disolución de NaOH (reactivo valorante).

El punto de equivalencia se alcanzará cuando todo el H_2SO_4 haya sido neutralizado por el NaOH, y el pH de la disolución resultante sea, por lo tanto, 7. Para ello, añadiremos NaOH al ácido hasta su total neutralización.

La reacción que tiene lugar es:



al ser la estequiometría de la reacción 1:2, en el punto de equivalencia se cumplirá que:

$$(n^\circ \text{ moles añadidos de } \text{H}_2\text{SO}_4) = 2 (n^\circ \text{ moles añadidos de NaOH})$$

También se puede utilizar la expresión:

$$V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} \cdot (n^\circ \text{H}^+)_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}} \cdot (n^\circ \text{OH}^-)_{\text{base}} \quad (1)$$

Siendo: $V_{\text{ácido}}$ = volumen añadido de H_2SO_4 , $M_{\text{ácido}}$ = Molaridad del H_2SO_4
 V_{base} = volumen añadido de NaOH; M_{base} = Molaridad del NaOH

Hay que ser muy precisos al medir V_A y V_B para evitar errores en el cálculo de N_A .

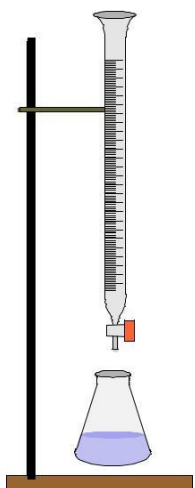
Como el salto de pH en las proximidades del punto de equivalencia es muy brusco (4-10), para detectar el punto final de la neutralización puede usarse cualquier indicador que vire en ese intervalo. Nosotros, usaremos fenolftaleína que vira de incoloro (pH < 8) a fucsia (pH > 10).

Material

- Bureta de 50 cm³
- Matraz erlenmeyer de 250 cm³
- Nuez doble y pinzas de bureta
- Base y varilla soporte.
- Pipeta de 25 cm³
- Vaso de precipitados
- Embudo de vidrio
- Cuentagotas
- Disolución de fenolftaleína
- Disolución de NaOH 0,2 M (reactivo valorante o disolución patrón)
- 25 mL de disolución problema de H₂SO₄ (disolución a valorar)

Procedimiento

Volumetría ácido-base con fenolftaleína como indicador



1. Se toman 25 mL de la disolución de H₂SO₄ empleando para ello una pipeta aforada equipada con una pera de succión y se colocan en un matraz erlenmeyer

2. Seguidamente se echan en el matraz erlenmeyer **5 gotas de fenolftaleína**. ¿Qué color presenta ahora el indicador?

3. Para observar mejor el cambio de color del indicador, es conveniente poner debajo del Erlenmeyer un papel blanco.

4. A continuación, y con la ayuda de un embudo, llenamos la bureta con el reactivo valorante (NaOH) y enrasamos cuidadosamente la bureta.

5. Una vez hecho esto, vamos añadiendo lentamente (gota a gota) la disolución de NaOH desde la bureta al erlenmeyer, agitando continuamente, hasta que se produzca el viraje del indicador de incoloro a rosa fuerte. Se anota el volumen de disolución de NaOH empleado en la valoración. Se deja de añadir NaOH en el momento en que vire el indicador

6. Una vez que hemos dejado de añadir el NaOH, medimos el volumen gastado. Esta operación ha de repetirse al menos dos veces más y como volumen gastado tomamos la media aritmética de los valores encontrados.

	mL NaOH añadidos
1	
2	

Una vez tenemos el volumen gastado (la media aritmética de las dos operaciones), a partir de la ecuación (1) y despejando la $M_{\text{ácido}}$ de la disolución de H₂SO₄.

NOTA:

A veces el color rosa desaparece en unos segundos. En este caso hay que seguir añadiendo gotas hasta que el color rosa pálido sea persistente.

La lenta adición gota a gota puede ser una "lata". Por ello, los veteranos, la primera vez echan la sosa rápidamente y se fijan en el volumen aproximado que se ha gastado cuando ha virado el indicador. Supongamos que ese volumen es de 15 mL. Entonces, repetimos la operación añadiendo unos 10 mL de golpe y a partir de ahí seguimos la adición gota a gota.