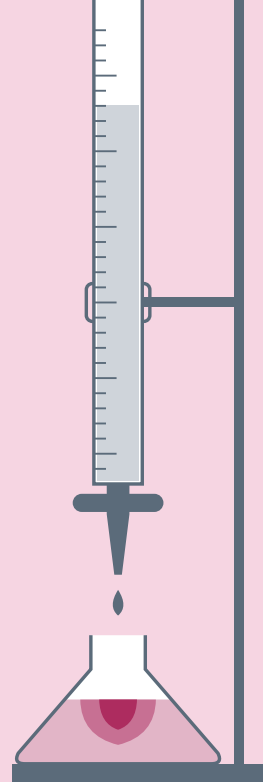


4 Valoración ácido-base: la acidez de un vinagre

AUTORES Lucía Varela · Daniel Okafor · Marta Ibarra
GRUPO 2.º B · mesa 3
PROFESORA Elena Soto
FECHA 12 de marzo de 2026



RESUMEN

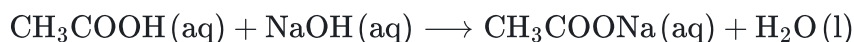
Hemos medido el ácido acético de un vinagre de manzana valorándolo con hidróxido de sodio $0,100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ y fenolftaleína. Tres valoraciones concordantes gastaron de media $20,87 \text{ cm}^3$ de NaOH, así que el vinagre contiene $0,835 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ de CH_3COOH , es decir, $5,01 \pm 0,04 \text{ g}$ por cada 100 cm^3 , de acuerdo con el 5 % que declara la etiqueta. Otra valoración, seguida con un pH-metro, dio la curva de valoración y un $\text{p}K_a$ de 4,75.

1 Objetivo

Determinar el contenido de ácido acético (CH_3COOH) de un vinagre por valoración con una base fuerte y comprobar la acidez que declara la etiqueta; además, registrar la curva de pH y estimar con ella la K_a del ácido.

2 Fundamento

El vinagre es una disolución acuosa diluida de ácido acético, un ácido débil, y los iones OH^- del hidróxido de sodio lo neutralizan mol a mol:



En el punto de equivalencia se ha añadido tanta base como ácido había, y como la cantidad de sustancia es $n = cV$, la concentración del ácido se deduce del volumen de base gastado. La sosa sólida absorbe agua y CO_2 del aire, así que pesarla no fija la concentración: la disolución se valoró el día anterior con hidrogenoftalato de potasio ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$), un patrón primario que no absorbe agua.

En la equivalencia el matraz no contiene ácido ni base, sino acetato de sodio, y el ion acetato, CH_3COO^- , es una base débil: $K_b = K_w/K_a = 5,7 \times 10^{-10}$. En ese punto su concentración c ronda los $0,045 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, así que

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b c} = 5,1 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}, \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,7$$

El pH en la equivalencia no es, por tanto, 7. Por eso el indicador es la fenolftaleína, incolora por debajo de pH 8,2 y rosa por encima, que vira dentro del salto brusco de pH que rodea la equivalencia. Antes del salto, la mezcla de ácido y acetato es una disolución reguladora que cumple la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Con la mitad de la base añadida, las dos concentraciones se igualan y el pH coincide con el $\text{p}K_{\text{a}}$ del ácido, que la bibliografía da como 4,76 a 25 °C.

3 Materiales y reactivos

- Bureta de 50 cm³ ($\pm 0,05$ cm³), pipetas aforadas de 10 y 25 cm³ con pera de succión, matraz aforado de 100 cm³ y tres erlenmeyers de 250 cm³.
- pH-metro calibrado con disoluciones tampón de pH 4,00 y 7,00, agitador magnético y una baldosa blanca.
- Disolución de NaOH 0,100 mol · dm⁻³, valorada, y disolución de fenolftaleína al 0,5 % en etanol como indicador.
- Un embudo pequeño para llenar la bureta y un frasco lavador.
- Vinagre de manzana con una acidez declarada del 5 %, y agua destilada.

SEGURIDAD

La disolución de NaOH, aunque diluida, irrita los ojos y la piel, así que llevamos gafas durante toda la práctica. Las pipetas se llenaron siempre con la pera, nunca con la boca, y la bureta, por debajo de la altura de los ojos y con un embudo que retirábamos antes de leer. La fenolftaleína está disuelta en etanol, que es inflamable: en la mesa no hubo ninguna llama. Si la sosa salpicaba la piel, la lavábamos enseguida con agua abundante.

4 Procedimiento

1. Pasamos 10 cm³ de vinagre con la pipeta al matraz aforado de 100 cm³, enrasamos con agua destilada y agitamos el matraz: el vinagre quedó diluido diez veces.
2. Enjuagamos la bureta con un poco de la disolución de NaOH, la llenamos, eliminamos la burbuja de la punta y anotamos la lectura inicial, con los ojos a la altura del menisco.
3. Pasamos 25,0 cm³ del vinagre diluido a un erlenmeyer, que pusimos sobre la baldosa blanca, y añadimos tres gotas de fenolftaleína.
4. Añadimos la sosa agitando sin parar. Cuando el rosa empezó a tardar en desaparecer, seguimos gota a gota hasta que un rosa pálido se mantuvo medio minuto, y anotamos la lectura final.
5. Tras una valoración orientativa, repetimos hasta tener tres volúmenes que no difirieran en más de 0,10 cm³.
6. Para la curva valoramos otra alícuota con el electrodo del pH-metro sumergido. Añadimos la sosa de 2 en 2 cm³, y de 0,5 en 0,5 cm³ entre 18 y 24 cm³, y anotamos el pH tras cada adición.

5 Resultados

5.1 Valoraciones con indicador

Las lecturas de la bureta están en la tabla 1. La valoración orientativa se pasó del punto final y queda fuera de la media; las otras tres no difieren en más de $0,05 \text{ cm}^3$. El volumen medio de NaOH es $V_b = 20,87 \text{ cm}^3$, con una desviación típica de $0,03 \text{ cm}^3$.

Tabla 1. Lecturas de la bureta: $25,0 \text{ cm}^3$ de vinagre diluido frente a NaOH $0,100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Valoración	$V_{\text{inicial}} / \text{cm}^3$	$V_{\text{final}} / \text{cm}^3$	$V_b \text{ gastado} / \text{cm}^3$
Orientativa	0,00	21,30	21,30
1	0,40	21,25	20,85
2	1,10	22,00	20,90
3	0,25	21,10	20,85
Media de 1-3			20,87
Desviación típica			0,03

Lecturas sintéticas, con la apreciación de la bureta: $0,05 \text{ cm}^3$.

Como cada alícuota era de $V_a = 25,0 \text{ cm}^3$ de vinagre diluido diez veces, con un factor $f = 10$, la concentración de ácido acético en el vinagre es

$$c_{\text{vinagre}} = f \frac{c_b V_b}{V_a} = 10 \cdot \frac{0,100 \cdot 20,87}{25,0} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 0,835 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Con la masa molar del ácido acético, $60,05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, son $50,1 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$, es decir, $5,01 \text{ g}$ por cada 100 cm^3 de vinagre. Al combinar las tolerancias del material con la de la concentración de la sosa, la incertidumbre relativa resulta del $0,7 \%$. El resultado es, pues, de $5,01 \pm 0,04 \text{ g}$ de ácido acético por cada 100 cm^3 de vinagre.

5.2 Curva de pH

La figura 1 muestra el pH frente al volumen de sosa añadido. El pH parte de 2,9 en el vinagre diluido y sube despacio hasta unos 18 cm^3 , porque la mezcla de ácido y acetato amortigua los cambios; entre 20 y 22 cm^3 salta más de cinco unidades. El salto más brusco, entre $20,5$ y 21 cm^3 , contiene el punto de equivalencia, que el cálculo sitúa en $20,87 \text{ cm}^3$ y pH 8,7, dentro del intervalo de viraje de la fenolftaleína. Interpolando entre las lecturas de 10 y 12 cm^3 , el pH a la mitad de ese volumen es 4,75, que tomamos como pK_a del ácido acético.

6 Discusión

La dispersión de las valoraciones concordantes, $0,03 \text{ cm}^3$, es menor que la tolerancia de la bureta, así que el error aleatorio es pequeño; el más probable es sistemático. La sosa capta CO_2 del aire: si lo hubiera hecho desde que se valoró, parte de ella sería ya carbonato, y el volumen gastado

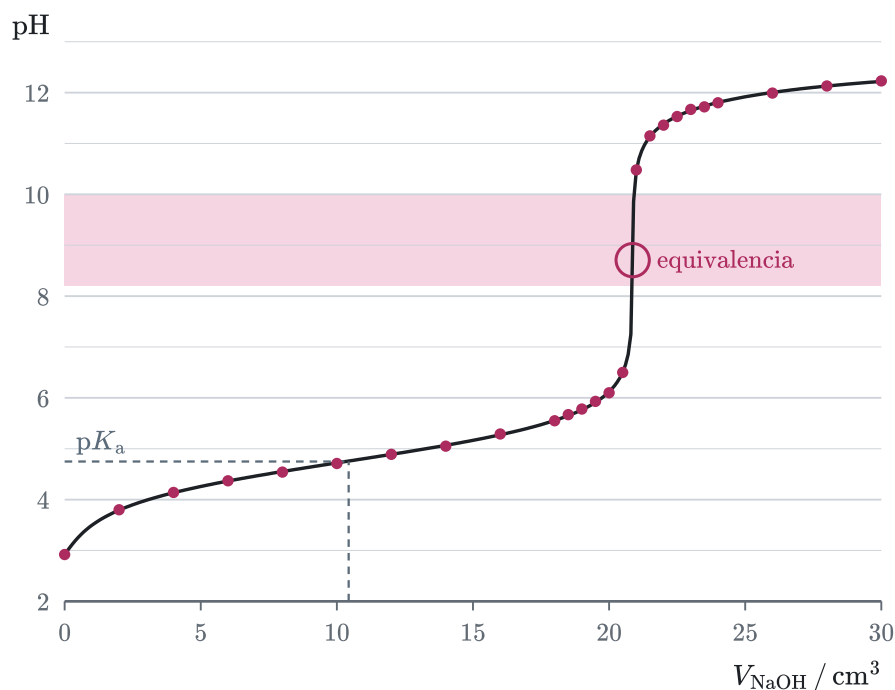


Figura 1. Curva de valoración de 25,0 cm³ de vinagre diluido con NaOH 0,100 mol·dm⁻³: lecturas del pH-metro (puntos) y el cálculo con $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$ (línea). La banda rosa es el viraje de la fenolftaleína, de pH 8,2 a 10,0.

Lecturas sintéticas.

con fenolftaleína saldría mayor que el real. Valorar la sosa el mismo día, o protegerla con un tubo de cal sodada, lo evitaría.

La curva confirma la elección del indicador: el primer rosa aparece a pH 8,2, cuando falta menos de una gota para la equivalencia. Con naranja de metilo, que vira entre pH 3,1 y 4,4, el color habría cambiado antes de neutralizar un tercio del ácido. El pK_a obtenido, 4,75, solo difiere en 0,01 del que da la bibliografía.

7 Conclusiones

El vinagre de manzana analizado contiene $5,01 \pm 0,04$ g de ácido acético en cada 100 cm³, es decir, 0,835 mol·dm⁻³, así que la acidez del 5 % que declara la etiqueta es correcta dentro de nuestra incertidumbre. Según la curva de pH, el pK_a del ácido acético es 4,75, lo que da una K_a de $1,8 \times 10^{-5}$.

Referencias

Flowers, P., Theopold, K., Langley, R. y Robinson, W. R. (2019). *Chemistry 2e*, cap. 14: «Acid-Base Equilibria». OpenStax.

Harris, D. C. (2020). *Quantitative Chemical Analysis* (10.^a ed.). W. H. Freeman.

Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J. y Crouch, S. R. (2015). *Fundamentos de química analítica* (9.^a ed.). Cengage Learning.