



ÁCIDO-BASE | 2.º BACH

PRÁCTICA I. CONCEPTO DE PH

ALBA LÓPEZ VALENZUELA

OBJETIVOS

1. Entender el concepto de pH.
2. Medir el pH de sustancias de la vida cotidiana y clasificar sus disoluciones como disoluciones ácidas, básicas o neutras.

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

El **pH** es una medida de la acidez de las disoluciones. Se relaciona con la concentración de iones oxonio en una disolución a través de la fórmula

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

El **pOH** es una medida de la basicidad de las disoluciones. Se relaciona con la concentración de iones hidróxido en una disolución a través de la fórmula

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

El producto de las concentraciones de los iones hidróxido y oxonio es la constante de autoionización del agua (a 25 °C).

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Se pueden clasificar las disoluciones en ácidas, básicas o neutras en función de su concentración de iones oxonios o por su concentración de iones hidróxidos.

$$\begin{array}{lll} \text{Ácida:} & [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} & \rightarrow [\text{OH}^-] < 10^{-7} \\ \text{Básica:} & [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} & \rightarrow [\text{OH}^-] > 10^{-7} \\ \text{Neutra:} & [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} & \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-7} \end{array}$$

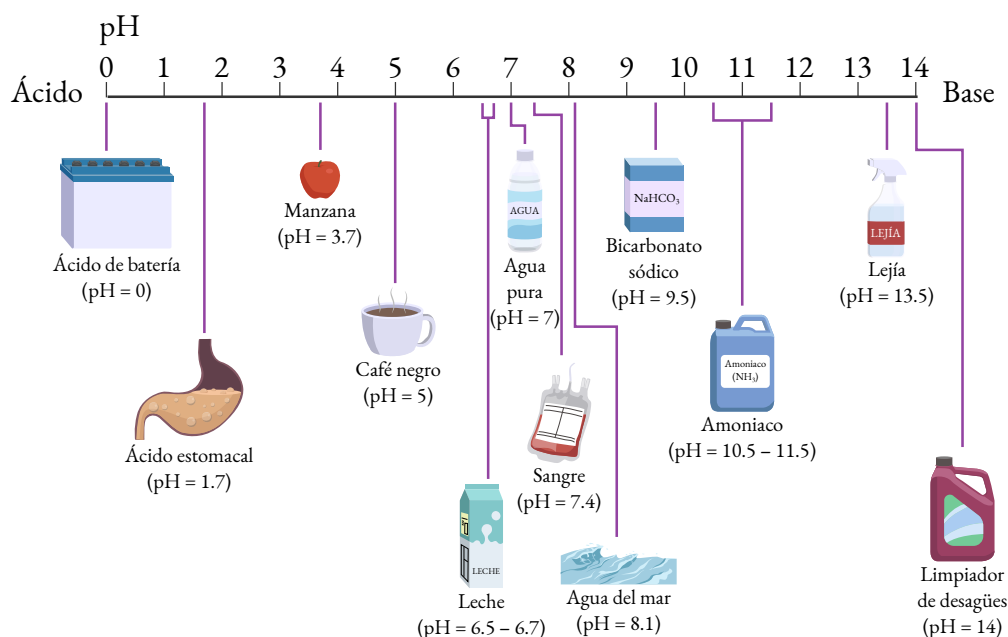


Figura 1: Escala de pH con algunas sustancias cotidianas.

Fuente: <https://fisiquimicamente.com>

PRÁCTICA 1: pH DE UNA DISOLUCIÓN

PREGUNTA 1.

Ordena las siguientes disoluciones por orden decreciente de acidez.

1. $\text{pH} = 3$
2. $\text{pOH} = 10$
3. $\text{pOH} = 5$
4. $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$
5. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ M}$
6. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$

En esta práctica vamos a medir el pH de algunas disoluciones de sustancias que podemos encontrar en nuestras casas, como son sal común (NaCl), amoníaco (NH_3), bicarbonato de sodio (NaHCO_3), vinagre (que contiene ácido acético CH_3COOH), quitagrasas, lejía (NaClO) y zumo de limón que contiene ácido cítrico (ver fórmula en el margen).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Coloca una gota de cada disolución sobre un trozo de papel indicador. Observa y apunta el color observado. Apunta su valor de pH con la ayuda de la escala del papel indicador utilizado (ver figura 2). Clasifícalas como ácidas, básicas o neutras.

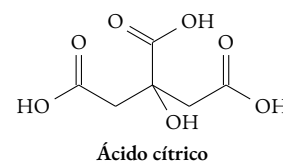


Figura 2: Ejemplo de papel indicador de pH en rollo.

PREGUNTA 2. Rellena la tabla.

SUSTANCIA	COLOR	pH
-----------	-------	----

Prepara una disolución 1:1 de lejía en agua y mide su pH. Ídem con una disolución 1:2.

PREGUNTA 3.

¿Qué ocurre con el pH de una disolución básica como la lejía cuando se diluye? ¿Por qué?

¿Qué crees que le ocurrirá al pH de una disolución diluida de vinagre?
Compruébalo experimentalmente.



ÁCIDO-BASE | 2.º BACH

PRÁCTICAS II Y III. VALORACIONES ÁCIDO-BASE

ALBA LÓPEZ VALENZUELA

OBJETIVOS

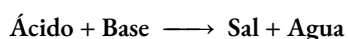
1. Conocer el material de laboratorio usado en una valoración.
2. PRÁCTICA II. Obtener la concentración molar M de una disolución de HCl a través de su valoración con una disolución 0.1 M de NaOH .
3. PRÁCTICA III. Determinar la concentración de ácido acético de un vinagre a través de su valoración con una disolución 1 M de NaOH .

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Una **valoración**, también conocida como titulación, es un procedimiento experimental ampliamente utilizado para determinar la concentración de una disolución.

Para ello se dispone un volumen conocido de una disolución de concentración desconocida (*disolución problema*) en un matraz Erlenmeyer. Se coloca en una bureta otra disolución de concentración conocida (*disolución valorante o disolución patrón*) que reacciona con la primera. Gota a gota se va añadiendo la disolución valorante sobre la disolución problema hasta que se alcanza el **punto de equivalencia**. Es necesario algún cambio en la disolución (color, potencial o conductividad) para determinar cuándo se ha alcanzado el punto de equivalencia.

Las VALORACIONES ÁCIDO-BASE son aquellas en las que interviene el proceso de neutralización. En una reacción de **neutralización** un ácido y una base reaccionan entre sí formándose una sal y agua.



El **punto de equivalencia** se alcanza cuando la cantidad de iones H_3O^+ a los que da lugar el ácido es igual a la cantidad de iones OH^- a los que da lugar la base y se neutralizan entre sí.

En el punto de equivalencia, los moles de ácido y base son equivalentes:

$$\begin{aligned}\beta \cdot n_a &= \alpha \cdot n_b \\ \beta \cdot M_a \cdot V_a &= \alpha \cdot M_b \cdot V_b\end{aligned}$$

donde α y β son los equivalentes¹ del ácido y de la base. Nótese que el cociente de los equivalentes coincide con el cociente de los coeficientes estequiométricos, $\frac{\alpha}{\beta} = \frac{a}{b}$, por lo que se puede reescribir la ecuación como:

$$b \cdot M_a \cdot V_a = a \cdot M_b \cdot V_b$$

que es la ecuación que usaremos, donde a y b son los coeficientes estequiométricos del ácido y la base, respectivamente.

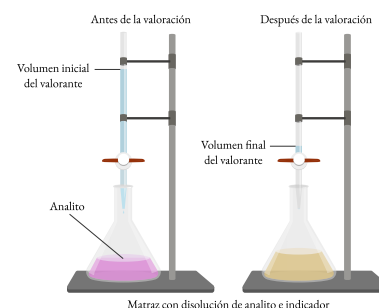


Figura 1: Montaje de valoración.

FUENTE: <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/2bach/quimica/acido-base/>

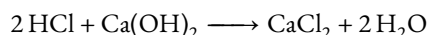
¹ **Equivalente:** Fracción de la sustancia correspondiente a:

- la transferencia de un ion H^+ en una reacción de neutralización ($\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{1}{2}$, $\text{HCl} = 1$, $\text{NaOH} = 1$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \frac{1}{2}$),
- la transferencia de un electrón en una reacción redox ($\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} = \frac{1}{5}$, $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+} = 1$) o
- a la magnitud del número de carga igual a 1 en iones ($\text{Fe}^{3+} = \frac{1}{3}$).

FUENTE: IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). Online version (2019-) created by S. J. Chalk. ISBN 0-9678550-9-8. <https://doi.org/10.1351/goldbook>.

Ejemplo

Para la reacción de neutralización:



Entidades equivalentes:

Coefficientes estequiométricos:

$$\alpha = 1 \text{ y } \beta = \frac{1}{2}$$

$$a = 2 \text{ y } b = 1$$

$$\frac{1}{2} \cdot M_a \cdot V_a = 1 \cdot M_b \cdot V_b$$

$$1 \cdot M_a \cdot V_a = 2 \cdot M_b \cdot V_b$$

Experimentalmente, no se detiene la adición de agente valorante en el punto de equivalencia, si no en el **punto final** (una gota más). En este punto es donde se observa un cambio de color (o conductividad) que nos indica un cambio brusco de pH. A efectos prácticos, consideraremos el volumen gastado hasta el punto final como el volumen gastado hasta el punto de equivalencia.

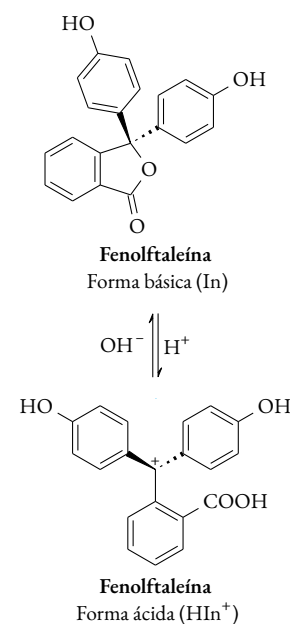
Para determinar el punto de equivalencia suele hacerse uso de un indicador. Los **indicadores** son sustancias que se añaden a la disolución a valorar y que presentan diferente color en función del pH. El indicador escogido será aquél cuyo intervalo de viraje se acerque al pH del punto de equivalencia. En la siguiente tabla se incluye una lista resumida de indicadores ácido-base.

Indicador	Color en medio ácido	Color en medio básico	Intervalo de viraje
Naranja de metilo	Rojo	Naranja-Amarillo	3-4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4-6
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Fenolftaleína	Incoloro	Magenta	8-10

La lista completa de indicadores la tienes en las **Tablas de ácido-base** que puedes descargar [aquí](#).

El indicador que utilizaremos en estas prácticas será FENOLFTALEÍNA cuyo intervalo de viraje es pH 8.2 – 10. Las disoluciones de fenolftaleína son magenta en medio más básico (el indicador está en forma básica In) e incoloras en medio más ácido (el indicador está en forma ácida HIn⁺) (ver Figura).

Como en el punto de equivalencia el ácido y la base se han neutralizado, el pH dependerá de la disolución de la sal formada (HIDRÓLISIS DE LAS SALES).



PRÁCTICA 2: VALORACIÓN ÁCIDO FUERTE CON BASE FUERTE

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Preparar una disolución de HCl de concentración desconocida

Se preparan, en matraz aforado², 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico de concentración desconocida. Para ello, se toman 10 mL de la disolución madre de ácido clorhídrico preparada previamente (HCl 0.5 M).

Como tenemos datos suficientes podemos calcular la concentración del ácido, aunque el objetivo de la práctica es hacerlo a través de una valoración.

² Por seguridad, la disolución debe hacerse añadiendo el ácido sobre el agua en un vaso de precipitados. Una vez disuelto, se trasvasa el contenido al matraz con la ayuda de un embudo y se enrasa con agua.

PREGUNTA 1. Calcula la concentración del ácido preparado.

2. Volumetría de 50 mL de HCl de concentración desconocida con NaOH 0.1 M

En un _____ se introducen los 50 mL de ácido clorhídrico de concentración desconocida y se añaden 2 gotas del indicador. Se llena (con cuidado) una _____ con NaOH 0.1 M.

PREGUNTA 2. Escribe la reacción de neutralización.

PREGUNTA 3. Dibuja el montaje de valoración.

PREGUNTA 4. ¿Cuál de las dos disoluciones es el valorante?

Apunta en la tabla adjunta el volumen gastado. La valoración se realiza por triplicado. El valor del volumen gastado será la media de los tres volúmenes.

Apunta en la tabla adjunta el volumen gastado. La valoración se realiza por triplicado. El valor del volumen gastado será la media de los tres volúmenes.

PREGUNTA 5. Obtén la concentración del ácido.

PREGUNTA 6. ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?

PREGUNTA 7. Elabora una lista de material y reactivos utilizados

Experimento	V (mL)
1	
2	
3	
Media	

Tabla 1: Volumen de NaOH 0.1 M gastado.

PRÁCTICA 3: DETERMINACIÓN DEL GRADO DE ACIDEZ DEL VINAGRE

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Preparar la disolución de NaOH 1 M

Vamos a preparar 100 mL de disolución de hidróxido de sodio NaOH de concentración 1 M.

PREGUNTA 1. ¿Cuántos gramos de NaOH deberemos pesar?

[NaOH]

Recalcula la concentración de la base en función de la masa que hayas pesado.

Se pesa la cantidad necesaria sobre vidrio de reloj y se disuelven en suficiente agua en un vaso de precipitados. Una vez disuelto, trasvasar a un matraz aforado de 100 mL y enrasar con agua. Agitar, tapar y reservar. Mide su pH con papel indicador.

2. Preparar la disolución de vinagre

Se pipetea 10 mL de vinagre y se introducen en un matraz Erlenmeyer. Se diluye con agua hasta 25 mL aproximadamente (no importa el volumen final). Se añaden 2 gotas del indicador. Mide su pH con papel indicador.

PREGUNTA 2. Escribe la reacción de neutralización.

Este proceso hay que realizarlo rápidamente para evitar la carbonatación del hidróxido de sodio. La **carbonatación** es una reacción química en la que el hidróxido de sodio reacciona con el dióxido de carbono presente en la atmósfera y forma carbonato de sodio:



3. Volumetría

Se llena (con cuidado) la bureta con la disolución de NaOH 1 M y se enrasa.

Vamos añadiendo gota a gota y agitando la sosa sobre el ácido (inicialmente incoloro) hasta viraje del indicador que nos indicará el punto final de la valoración (color violeta-magenta que no desaparece con agitación).

Apunta en la tabla adjunta el volumen gastado. La valoración se realiza por triplicado. El valor del volumen gastado será la media de los tres volúmenes.

PREGUNTA 4. Obtén la concentración molar de CH_3COOH del vinagre.

Experimento	V (mL)
1	
2	
3	
Media	

Tabla 2: Volumen de NaOH 1 M gastado.

PREGUNTA 5. Halla la concentración en g/L

PREGUNTA 6.

Teniendo en cuenta que la densidad del ácido acético es 1.05 g/mL, calcula el grado en acidez de este vinagre y compara el valor obtenido con el valor de la etiqueta.

Mide con papel indicador el pH del punto final de la valoración.

PREGUNTA 7. ¿Cómo es el pH en el punto de equivalencia?



Figura 2: Etiqueta de una botella de 1 L de vinagre de vino blanco. Puede leerse: "Acidez 6%"

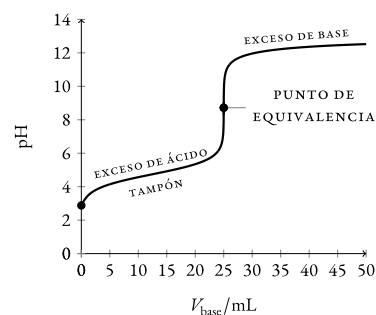


Figura 3: Curva de valoración/titulación de 25 mL de ácido acético 0.1 M con hidróxido de sodio 0.1 M.

FUENTE: <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/2bach/quimica/acido-base/>