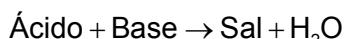


ÁCIDOS Y BASES

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

Desde muy antiguo se sabía de la existencia de dos grupos de compuestos químicos, los ácidos y las bases (o álcalis), que presentaban propiedades aparentemente antagónicas:

- Los ácidos dan coloración roja con el tornasol (indicador), tienen sabor agrio y producen efervescencia al actuar sobre los carbonatos.
- Las bases dan coloración azul con el tornasol, tienen sabor amargo y neutralizan los ácidos al reaccionar con ellos:



Según **Lavoisier** lo que daba a los ácidos sus especiales características era la **presencia de oxígeno**⁽¹⁾ en su composición. Lavoisier solo conocía lo que hoy llamamos oxoácidos (HNO₃, H₂SO₄...) y desconocía la composición de los ácidos hidrácidos (HCl, HF...).

Humpry **Davy** demostró en 1810 que la teoría de Lavoisier era errónea al demostrar que los ácidos hidrácidos carecen de oxígeno.

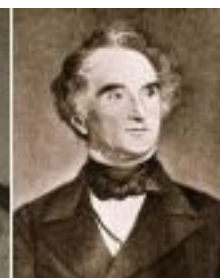
Para Davy el verdadero "principio acidificante" era **el hidrógeno**.



Antoine **Lavoisier**
(1743-1794)



Humpry **Davy**
(1778-1829)

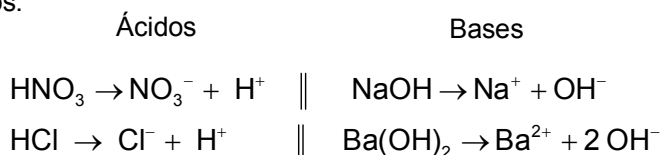


Justus von **Liebig**
(1803-1873)

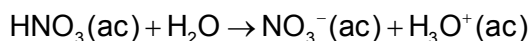
Liebig definió (1838) los ácidos como **sustancias que contienen hidrógeno reemplazable por metales**.

Arrhenius definió (en 1884) los ácidos como **aquellas sustancias que, en disolución acuosa, se ionizan para dar iones H⁺**⁽²⁾ y bases como **aquellas sustancias que, en disolución acuosa, se ionizan para dar iones OH⁻**⁽³⁾

Ejemplos:



Realmente el ión H⁺ no existe como tal en disolución, ya que debido a su reactividad se incorpora a una molécula de agua formando el ión H₃O⁺⁽⁴⁾



Svante **Arrhenius**
(1859-1927)

Podríamos, por tanto, redefinir de forma más actual **ácido** (según Arrhenius), como **una sustancia que en disolución acuosa da iones H₃O⁺**

La teoría de Arrhenius tiene el inconveniente de que solo es aplicable a reacciones en disolución acuosa⁽⁵⁾.

⁽¹⁾ La palabra oxígeno etimológicamente significa "engendrador de ácidos"

⁽²⁾ Lo más común es nombrar a la especie H⁺ como **protón**, aunque dicho término no es reconocido actualmente por la IUPAC, que nombra al H⁺ como **hidrón**.

⁽³⁾ Anión hidróxido

⁽⁴⁾ Cation **oxonio**. El término *hidronio* no está admitido por la IUPAC.

Hoy sabemos que el cation H₃O⁺ puede seguir hidratándose para dar la especie H₃O⁺(H₂O)₆ y otras más complicadas (ver: <http://bit.ly/1fli4Px>), por eso en algunos textos se opta por la notación H⁺(ac)

⁽⁵⁾ Según Arrhenius ¿es el HCl un ácido en esta reacción? $\text{HCl}(\text{g}) + \text{NH}_3(\text{l}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{dis}) + \text{NH}_4^+(\text{dis})$

MEDIDA DE LA ACIDEZ. ESCALA pH

Sørensen propuso (en 1909) **la escala pH** ⁽⁶⁾ para medir la acidez de las disoluciones acuosas.

- **Según esta escala el agua pura se considera una sustancia neutra (no tiene carácter ácido no básico. El valor del pH para el agua pura es 7,0.**
- **Cualquier sustancia ácida tendrá un pH inferior a 7.**
- **Cualquier sustancia básica tendrá un pH superior a 7.**

El pH puede medirse, de forma aproximada, con un **papel medidor de pH**, comparando el color obtenido con el de la escala que posee el propio papel.

Para medir el pH de forma más exacta se utilizan los **pHmetros**.

Los indicadores ácido-base son sustancias que presentan colores distintos en medio ácido o básico y pueden servirnos para identificar si una sustancia es ácida o básica.



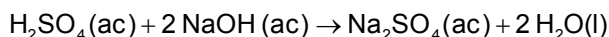
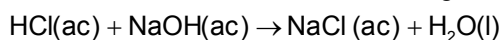
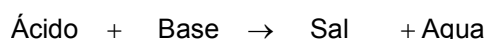
Colores de diversos indicadores ácido-base en medio ácido (arriba) o básico (abajo). De izquierda a derecha:

Fenolftaleína, rojo de metilo, azul de bromotimol, naranja de metilo, rojo congo.

Indicadores ácido-base	Intervalo de viraje	Colores
Fenolftaleína	8,2 - 10,0	Incoloro - Violeta
Rojo de metilo	4,8 - 6,0	Rojo - Amarillo
Azul de bromotimol	6,0 - 7,0	Amarillo - Azul
Naranja de metilo	3,2 - 4,4	Rojo - Amarillo
Rojo congo	3,0 - 5,2	Azul - Rojo

Reacciones de neutralización

Cuando hacemos reaccionar un ácido con una base se obtiene la sal del ácido y agua. Por tanto el ácido y la base desaparecen. Se dice que **se produce una neutralización** y las reacciones de este tipo reciben el nombre de **reacciones de neutralización**:

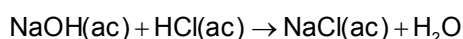


Las reacciones de neutralización pueden utilizarse para determinar la concentración de un ácido o una base a partir de su reacción con una base o un ácido de concentración conocida.

El proceso se denomina valoración.

En las valoraciones se emplea una disolución de concentración conocida (patrón), que se agrega lentamente, mediante una bureta, a un volumen conocido de la disolución de la cual se quiere saber su concentración (analito) hasta neutralización completa.

El caso más sencillo es el de la valoración de un ácido fuerte (por ejemplo HCl) con una base fuerte (por ejemplo NaOH):



⁽⁶⁾ pH es una abreviatura de "potencial de hidrógeno" ya que la forma de medirlo es mediante un aparato (pHmetro) que mide la diferencia de potencial entre dos electrodos: un electrodo de referencia y otro de vidrio, sensible a los iones H_3O^+ .

Si medimos exactamente un volumen de ácido (v_A), si conocemos la concentración de la base (c_B), y medimos el volumen de base necesario para neutralizar exactamente todo el ácido (v_B), podemos conocer la concentración del ácido (c_A):

Según nos indica la estequiometría de la reacción, la neutralización se produce cuando reaccionan el mismo número de moles de ácido y de base:

$$\text{Moles de base que reaccionan: } v_B \text{ mL} \frac{c_B \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{v_B c_B}{1000} \text{ moles base}$$

Moles de ácido que reaccionan:

$$v_A \text{ mL} \frac{c_A \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{v_B c_B}{1000} \text{ moles ácido}$$

Cuando se produzca la neutralización:

moles base = moles ácido

$$\frac{v_B c_B}{1000} = \frac{v_A c_A}{1000};$$

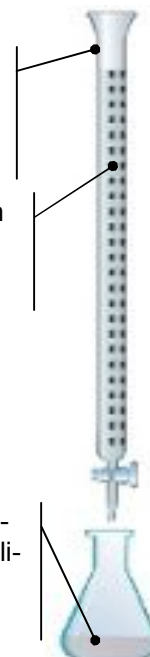
$$v_B c_B = v_A c_A;$$

$$c_A = \frac{v_B c_B}{v_A}$$

10,0 mL ácido de concentración desconocida (análito), y unas gotas de indicador (fenolftaleína).

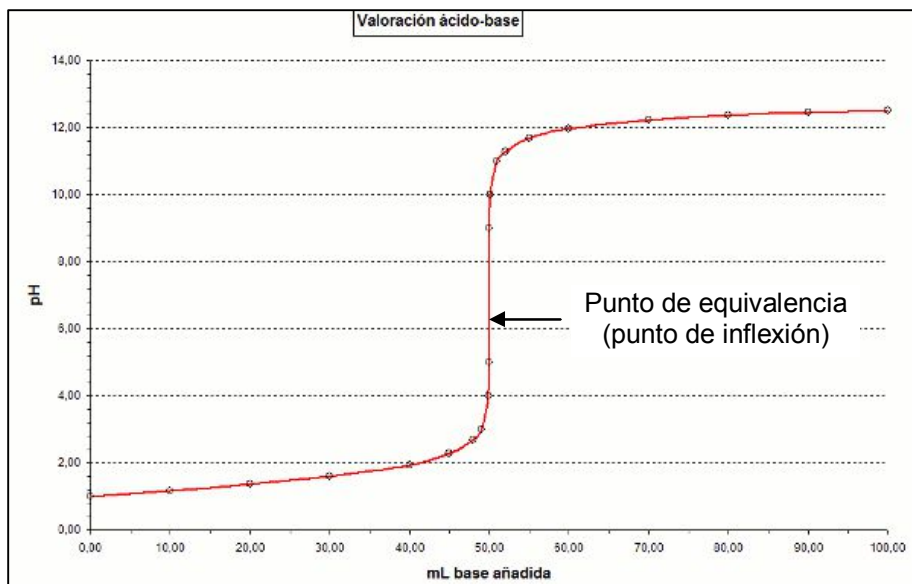
La bureta nos permite medir con gran precisión el volumen de base gastada.

Bureta con disolución 1,0 M de NaOH (patrón)



Si seguimos la variación del pH durante la valoración observamos (ver gráfica) que el pH varía muy poco al ir agregando la base y que en el punto final se produce un salto considerable, cambiando bruscamente de pH ácido (cuando aún hay un ligero exceso de ácido) a pH básico, cuando una vez neutralizado todo el ácido se añade un exceso (una o dos gotas) de base.

Para determinar el final de la valoración (punto final) se emplea un indicador ácido-base, que nos señalará con un brusco cambio de color el final del proceso.



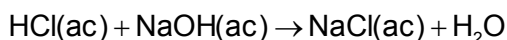
El indicador debe elegirse de forma que su intervalo de viraje esté comprendido en la zona en la que se produce el salto de pH (zona vertical en la gráfica), aunque **cuanto más cercano esté el intervalo de viraje al punto de equivalencia mejor se apreciará el punto final de la valoración.**

Ejemplo 1

La neutralización exacta de 35,0 mL de ácido clorhídrico, necesita 25,0 mL de disolución acuosa de hidróxido de sodio 0,50 M. ¿Cuál es la concentración del ácido?

Solución:

La ecuación correspondiente a la reacción de neutralización es:



moles base = moles ácido

$$\frac{v_B c_B}{1000} = \frac{v_A c_A}{1000};$$

$$v_B c_B = v_A c_A;$$

$$c_A = \frac{v_B c_B}{v_A}$$

$$c_A = \frac{25,0 \text{ mL} \cdot 0,50 \text{ M}}{35 \text{ mL}} = 0,36 \text{ M}$$