

ÁCIDOS y BASES. TRANSFERENCIA DE PROTONES.

1. Teoría de Arrhenius.

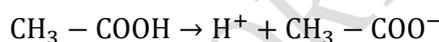
El químico **Arrhenius** propuso en 1887 la teoría de la **disociación iónica** para las sustancias, llamadas **electrólitos**, que conducen la electricidad en disolución. Los electrólitos, al disolverse, se disocian en dos o más componentes, llamados **iones**, que tienen carga eléctrica positiva o negativa.

Arrhenius propuso que:

- Los ácidos son compuestos eléctricamente neutros que, al disolverse en el agua, se disocian en iones H^+ e iones negativos:



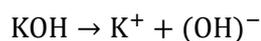
Por ejemplo:



- Las bases son compuestos eléctricamente neutros que, al disolverse en el agua, se disocian en iones OH^- e iones positivos:



- Por ejemplo:



Según Arrhenius, la neutralización o reacción entre un ácido y una base se reduciría a la reacción entre los iones H^+ y OH^- :



Las principales limitaciones de la teoría de Arrhenius son:

- Solo resulta aplicable a sustancias neutras en disoluciones acuosas.
- No es capaz de explicar el comportamiento de todas las bases.

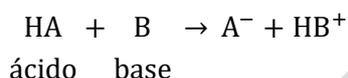
En efecto, hay muchas sustancias, como el amoníaco (NH_3), el óxido de calcio (CaO) o el carbonato de sodio (Na_2CO_3), en cuya fórmula no aparecen grupos OH^- , y aun así, se comportan como bases.

2. Teoría de Brønsted y Lowry o teoría del ácido-base conjugados.

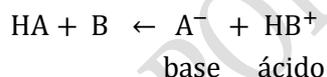
Esta teoría fue publicada en 1923 por dos científicos, **Brønsted** y **Lowry**. La gran diferencia respecto a la antigua teoría de Arrhenius es que considera el comportamiento de ácidos y bases no de forma aislada, sino como algo interrelacionado. Es decir, un ácido para actuar como tal necesita de una base, y viceversa. Así:

- **Un ácido es una sustancia que cede iones H^+ a una base.**
- **Una base es una sustancia que capta iones H^+ de un ácido.**

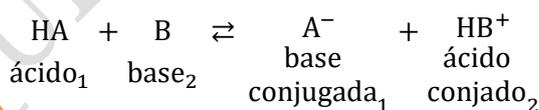
De esta forma, las reacciones de neutralización entre ácidos y bases deben entenderse como reacciones de transferencia de protones (es decir, iones H^+) en las que el ácido cede protones a la base, y la base capta los protones del ácido:



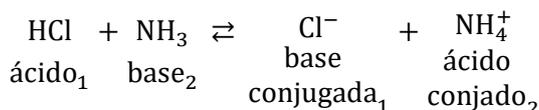
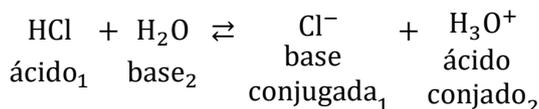
Como esta transferencia del ion H^+ es reversible, la reacción puede transcurrir al revés:



Al observar las ecuaciones anteriores queda patente que las especies químicas HA (forma ácida) y A^- (forma básica) son interconvertibles mediante la ganancia o pérdida de un ion H^+ . Se denomina así par ácido-base conjugados. Al igual que el ácido, la base también tiene su par base-ácido conjugado. Así quedará:



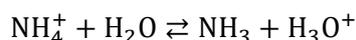
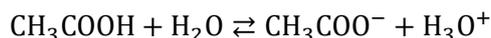
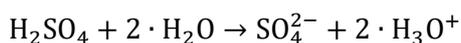
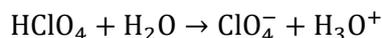
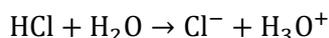
Ejemplos:



FÍSICA y QUÍMICA

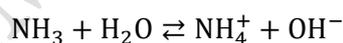
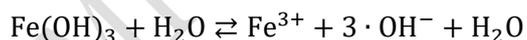
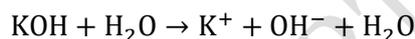
2.1. Ácidos en disoluciones acuosas.

Veamos unos ejemplos de ácidos cuando se mezclan con agua:



2.2. Bases en disoluciones acuosas.

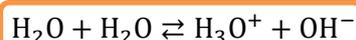
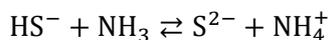
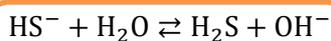
Veamos unos ejemplos de bases cuando se mezclan con agua:



2.3. Anfóteros.

Reciben el nombre de anfóteros aquellas especies químicas que pueden comportarse a la vez como ácidos y como bases, dependiendo de las sustancias con las que se emparenten.

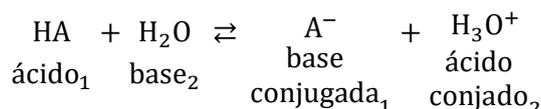
Ejemplos:



3. Fuerza de ácidos y bases.

3.1. Ácidos fuertes y débiles. Constante de acidez.

La reacción de disociación de cualquier ácido, como es natural, está gobernada por su constante de equilibrio referida a las concentraciones, K_c . Normalmente se utiliza la constante de acidez, K_a , donde ya tiene incluida la concentración de agua, $[H_2O]$, ya que se considera casi invariable, frente al soluto que es el ácido. Así para la reacción:



El valor de K_c vendrá dado por:

$$K_c = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA] \cdot [H_2O]}$$

Como la concentración de agua, $[H_2O]$, permanece aproximadamente constante, quedará en la K_c :

$$K_a = K_c \cdot [H_2O] = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

Así, la constante de acidez, K_a , quedará:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

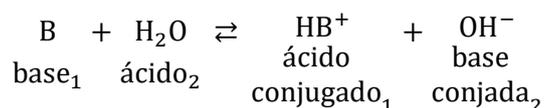
Podemos decir entonces que:

Un **ácido fuerte** es aquel ácido que se encuentra en su totalidad disociado en sus componentes diluidas, o también que apenas queda concentración de HA, y al acercarse el denominador a cero hace que el valor de la constante de acidez, K_a , sea muy elevado (superior a 10^3). Podemos afirmar entonces que la reacción es total, o disociada por completo, y únicamente exista una flecha (\rightarrow) en la reacción.

Un **ácido débil** es aquel ácido que no se disocia por completo en sus componentes diluidas, y por tanto podemos calcular el valor de la constante de acidez, K_a , y lleva asociado entonces una doble flecha (\rightleftharpoons) en su reacción.

3.2. Bases fuertes y débiles. Constante de basicidad.

La reacción de disociación de cualquier base, como es natural, está gobernada por su constante de equilibrio referida a las concentraciones, K_c . Normalmente se utiliza la constante de basicidad, K_b , donde ya tiene incluida la concentración de agua, $[H_2O]$, ya que se considera casi invariable, frente al soluto que es la base. Así para la reacción:



El valor de K_c vendrá dado por:

$$K_c = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B] \cdot [H_2O]}$$

Como la concentración de agua, $[H_2O]$, permanece aproximadamente constante, quedará en la K_c :

$$K_b = K_c \cdot [H_2O] = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

Así, la constante de basicidad, K_b , quedará:

$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

Podemos decir entonces que:

Una **base fuerte** es aquella base que se encuentra en su totalidad disociada en sus componentes diluidas, o también que apenas queda concentración de B, y al acercarse el denominador a cero hace que el valor de la constante de basicidad, K_b , sea muy elevada (superior a 10^3). Podemos afirmar entonces que la reacción es total, o disociada por completo, y únicamente exista una flecha (\rightarrow) en la reacción.

Una **base débil** es aquella base que no se disocia por completo en sus componentes diluidas, y por tanto podemos calcular el valor de la constante de basicidad, K_b , y lleva asociado entonces una doble flecha (\rightleftharpoons) en su reacción.

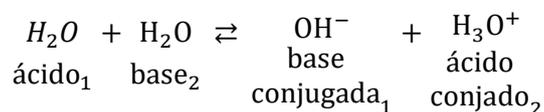
3.3. Relación de ácidos y bases fuertes para problemas.

ÁCIDOS	
Fórmula	Nombre
HClO_4	Ácido perclórico
HI	Ácido yodhídrico
HBr	Ácido bromhídrico
HCl	Ácido clorhídrico
H_2SO_4	Ácido sulfúrico
HNO_3	Ácido nítrico

BASES	
Fórmula	Nombre
LiOH	Hidróxido de litio
NaOH	Hidróxido de sodio
KOH	Hidróxido de potasio
RbOH	Hidróxido de rubidio
CsOH	Hidróxido de cesio
FrOH	Hidróxido de francio
Ca(OH)_2	Hidróxido de calcio
Sr(OH)_2	Hidróxido de estroncio
Ba(OH)_2	Hidróxido de bario
Ra(OH)_2	Hidróxido de radio

4. Medida de la acidez. Escala de pH.

Sabemos que el agua es una sustancia anfótera, ya que puede comportarse como ácido o como base dependiendo de con qué sustancias interactúe. Esto, nos permite argumentar que las moléculas de agua interaccionan entre sí, actuando algunas como ácido y otras como base:



La existencia del equilibrio escrito arriba está confirmada por la conductividad eléctrica que presenta el agua pura que, si bien es muy baja, se puede medir con conductímetros o voltímetros muy sensibles. Así, la constante de equilibrio del agua es:

$$K_c = \frac{[OH^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2O] \cdot [H_2O]}$$

Como en apartados anteriores, sabemos que la concentración de agua permanece casi invariable, entonces podemos unir K_c con las concentraciones de agua que se encuentran en el denominador, y conocer así la nueva constante de equilibrio:

$$K_w = K_c \cdot [H_2O] \cdot [H_2O] = [OH^-] \cdot [H_3O^+]$$

$$K_w = [OH^-] \cdot [H_3O^+]$$

Esta nueva constante de equilibrio, K_w , se conoce como **producto iónico del agua** ("w" hace referencia al nombre del agua en inglés). Su valor aumenta con la temperatura y a 25°C experimentalmente es:

$$K_w = [OH^-] \cdot [H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}^2$$

El valor tan pequeño indica que la disociación del agua en sus iones solo existe en una pequeñísima proporción.

- En agua pura o **disoluciones neutras** habrá la misma concentración de iones H_3O^+ y OH^-

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

- En **disoluciones ácidas** existirán mayor número de especies H_3O^+ que de OH^- :

$$[H_3O^+] > [OH^-]$$

- En **disoluciones básicas** existirá menor número de especies H_3O^+ que de OH^- :

$$[H_3O^+] < [OH^-]$$

4.1. Concepto y escala de pH.

En las disoluciones acuosas, las concentraciones de los iones H_3O^+ (también se puede escribir como H^+) y OH^- están relacionadas a través del producto iónico del agua, K_w , de manera que basta con conocer una para determinar la otra.

El químico danés **Peter Sørensen** introdujo en 1909 el concepto de **pH** para facilitar el manejo de las disoluciones con concentraciones de H_3O^+ y concentraciones de OH^- . Se basó, para explicar el concepto, en el producto iónico del agua, K_w , y de ahí obtuvo el pH y, por consiguiente, el pOH.

Si el producto iónico del agua, K_w , es:

$$K_w = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Tomando logaritmos a ambos lados de la ecuación:

$$\log([\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) = \log(1 \cdot 10^{-14})$$

$$\log[\text{OH}^-] + \log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log(1) + \log(10^{-14})$$

$$\log[\text{OH}^-] + \log[\text{H}_3\text{O}^+] = 0 - 14 \cdot \log(10)$$

$$\log[\text{OH}^-] + \log[\text{H}_3\text{O}^+] = -14 \cdot (1)$$

$$-\log[\text{OH}^-] - \log[\text{H}_3\text{O}^+] = 14$$

Así, se pudo definir entonces:

- El **pH** como:

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

- El **pOH** como:

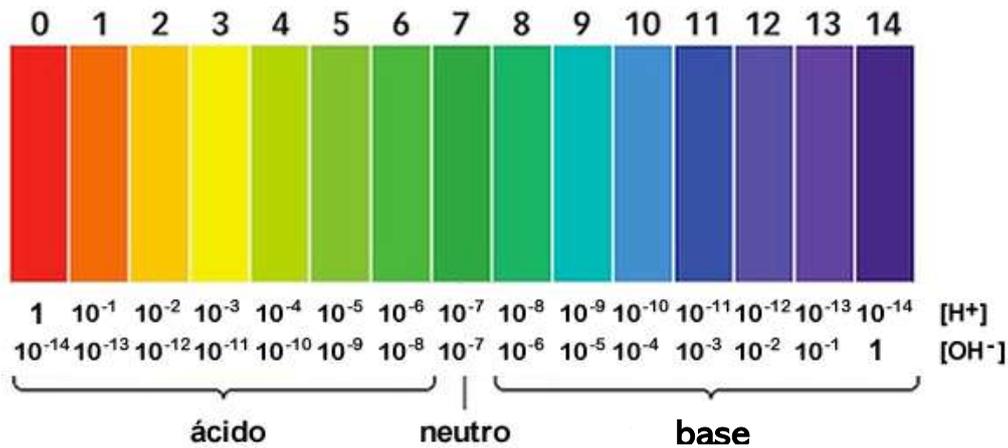
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

- La **relación** entre el pH y el pOH como:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

FÍSICA y QUÍMICA

Así, la escala de pH va desde 0 (siendo este valor el más ácido) a 14 (el menos ácido). Y al revés, la escala de pOH va desde 0 (siendo este valor el menos básico) a 14 (el más básico). Entre medio de los dos, cuando existen las mismas cantidades de concentración de H_3O^+ y de OH^- , el pH se denomina **neutro** y su valor es **pH = 7**. Se deja un diagrama clarificador para entender la acidez y la basicidad de una disolución cualquiera.



Podemos dejar como ejemplo elementos que conocemos de la vida cotidiana, que pueden indicar el pH de distintas sustancias en disolución que usamos de manera habitual. Estos elementos que calculan el pH se les denomina “**indicadores de pH**” o “**pHmetros**”.

Un ejemplo muy típico es el indicador de la *col lombarda*. Este vegetal, extrayéndole los antocianinos que contienen en sus hojas de color moradas, al añadir unas gotas en las disoluciones que queramos estudiar nos darán una coloración distinta para cada ácido o base que estudiemos. Proporcionamos la escala de pH de la col lombarda, y unas disoluciones modelo que se han estudiado con su coloración correspondiente.

Tabla relación color-pH con Lombarda



5. Hidrólisis.

Se define hidrólisis como destrucción por agua y se utiliza para designar reacciones en las que los iones de una sal reaccionan con el agua para regenerar el ácido o la base débil con la que están emparentados.

Las sales, al entrar en contacto con el agua y disociarse en sus iones, pueden sufrir hidrólisis o no dependiendo del ácido o base del cuál procedan. Hay cuatro posibles tipos de sales.

5.1. Sales de ácido fuerte y base fuerte.

Ningún ion de esta sal experimentará hidrólisis. **La disolución será neutra (pH = 7).** Ejemplo:



5.2. Sales de ácido débil y base fuerte.

Experimentará hidrólisis el ion negativo (anión). **La disolución resultante será básica (pH > 7).** Este pH se determinará a partir del K_a del ácido débil del que procede ese ion negativo. Ejemplo:

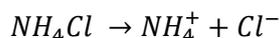


Como hemos dicho, el que experimentará la hidrólisis será el anión, sobrando iones OH^- :

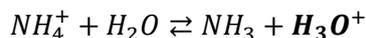


5.3. Sales de ácido fuerte y base débil.

Experimentará hidrólisis el ion positivo (catión). **La disolución resultante será ácida (pH < 7).** Este pH se determinará a partir del K_a de la base débil del que procede ese ion positivo. Ejemplo:

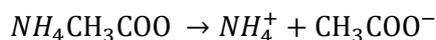


Como hemos dicho, el que experimentará la hidrólisis será el catión, sobrando iones H_3O^+ :



5.4. Sales de ácido débil y base débil.

Experimentarán hidrólisis ambos iones. **La disolución resultante será ácida o básica,** dependiendo de qué concentración de H_3O^+ u OH^- resulte sobrante. Ejemplo:

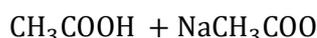


6. Disoluciones tampón.

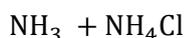
Las **disoluciones tampón**, también llamadas “*buffers*”, *reguladoras* o *amortiguadoras*, son disoluciones resistentes a la variación del pH cuando se les añade un ácido o una base. Ello es debido a que contienen solutos que participan en equilibrios de disociación capaces de absorber un exceso de iones H_3O^+ (H^+) o iones OH^- . Estos solutos deben ser ácidos o bases débiles junto con sales correspondientes.

Pueden ser de dos tipos:

- **Ácido débil con su sal.**

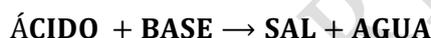


- **Base débil con su sal.**

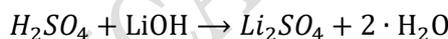


7. Valoración ácido-base y neutralización.

La **valoración** ácido base es aquella reacción que se produce al unir un ácido con una base, resultando siempre el mismo resultado:



Ejemplos:



Lo que debemos calcular será el pH resultante de dicha disolución mezclada:

- Podrá ser **ácida** ($\text{pH} < 7$) si sobran iones H_3O^+ (H^+) en el medio (agua).
- Podrá ser **básica** ($\text{pH} > 7$) si sobran iones OH^- en el medio (agua).
- Podrá ser **neutra** ($\text{pH} = 7$) si no sobran iones H_3O^+ ni OH^- en el medio.

Este último caso se le denomina **neutralización**, y es cuando no sobran iones en el agua de H_3O^+ ni de OH^- , y la disolución tiene un pH de 7.

Podremos calcular entonces distintos aspectos según la siguiente fórmula:

$$\text{Equivalente}_{\text{ácido}} = \text{Equivalente}_{\text{base}}$$

$$V_{\text{ácido}} \cdot N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot N_{\text{base}}$$

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