



UNIVERSITAT
POLITÈCNICA
DE VALÈNCIA

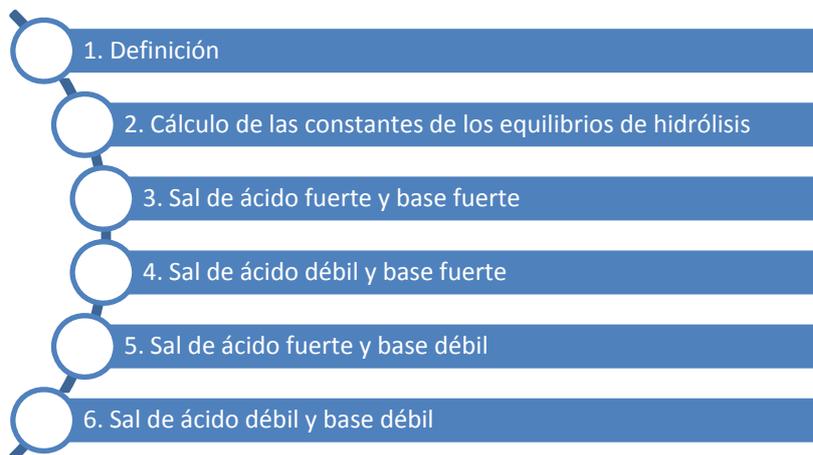
Propiedades ácido-base de las sales

Apellidos, nombre	Morais Ezquerro, Sergi B. (smorais@qim.upv.es) Noguera Murray, Patricia (pnoguera@qim.upv.es) Tortajada Genaro, Luis A. (luitorge@qim.upv.es) Atienza Boronat, Julia (matien@qim.upv.es) Herrero Villén, M ^a Asunción (maherrero@qim.upv.es)
Departamento	Departamento de Química
Centro	ETSIAMN (Universitat Politècnica de València)



1 Resumen de las ideas clave

En este objeto de aprendizaje, vas a ver aspectos clave sobre las propiedades ácido-base de las sales:



2 Introducción

Algunas sales se utilizan como fertilizantes en agricultura, por ejemplo el nitrato amónico (NH_4NO_3) y los fosfatos naturales. Sin embargo, su comportamiento ácido-base es distinto, de hecho el nitrato amónico acidifica el suelo mientras los fosfatos naturales lo basifican. Hay otras sales que se utilizan como conservantes alimentarios, es el caso del nitrito sódico (NaNO_2) y del benzoato sódico ($\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$) que presentan comportamiento básico. Al finalizar el presente artículo docente, serás capaz de explicar la razón de estas diferencias.

3 Objetivos

- Interpretar el comportamiento ácido, básico o neutro de las sales en disolución acuosa
- Deducir cualitativamente el pH de disoluciones acuosas de sales
- Calcular el pH de estas disoluciones

4 Desarrollo

Las sales son compuestos iónicos que se pueden obtener por reacción entre ácidos y bases. Todas las sales que se van a considerar en el presente artículo docente son electrólitos fuertes, que al disolverse en agua se disocian totalmente, originando iones.

Los iones generados pueden (o no) reaccionar con el agua, mediante una reacción denominada de **hidrólisis**, para formar una base o un ácido débil y H_3O^+ u OH^- , respectivamente. Para que los iones de una sal den lugar a un proceso de hidrólisis deben ser especies conjugadas de un ácido o una base débil. Cuanto



más débil sea el ácido o la base de procedencia, más grande es la tendencia del ión a sufrir la reacción de hidrólisis. Los iones procedentes de los ácidos y de las bases fuertes no sufren hidrólisis al ser especies conjugadas muy débiles.

Conocer el comportamiento ácido-base de las sales es muy interesante, ya que, se puede controlar el pH del medio utilizando sales adecuadas.

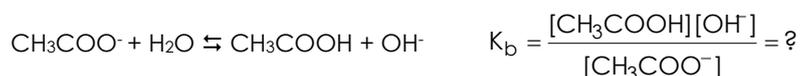
En este artículo, se tratará el comportamiento ácido-base de diferentes tipos de sales. Para ello tendremos en cuenta los siguientes apartados:

- 4.1. Cálculo de las constantes de los equilibrios de hidrólisis
- 4.2. Características ácido-base de los distintos tipos de sales
 - o Sal procedente de ácido fuerte y base fuerte
 - o Sal procedente de ácido débil y base fuerte
 - o Sal procedente de ácido fuerte y base débil
 - o Sal procedente de ácido débil y base débil

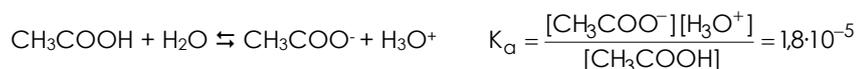
4.1 Cálculo de las constantes de los equilibrios de hidrólisis

Antes de estudiar el comportamiento acuoso de diferentes sales es necesario explicar cómo se puede calcular el valor de las constantes asociadas a los equilibrios de hidrólisis; tomaremos como ejemplos el anión acetato y el catión amonio.

a) La siguiente reacción muestra el equilibrio de hidrólisis (o de basicidad) del anión acetato:



A esta reacción le corresponde una constante de hidrólisis o de basicidad cuyo valor se puede calcular fácilmente a partir de la constante de acidez del ácido acético:



Al multiplicar y dividir la expresión de K_b por la concentración de protones, y sabiendo que $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$, se obtiene:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Además de obtener el valor de K_b , se observa que hay una relación entre K_a y K_b :

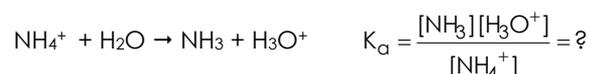
$$K_w = K_a \cdot K_b$$

Esta relación permite calcular la constante de hidrólisis o basicidad de un anión a partir de la constante de acidez del ácido débil.



Observarás, que cuánto más débil es el ácido (menor K_a), tanto más se hidroliza su anión. Es decir, cuanto más débil es el ácido, más fuerte es su base conjugada y viceversa.

b) En el caso de que consideremos el equilibrio de hidrólisis del ion amonio:



La constante de hidrólisis o de acidez se puede calcular siguiendo un proceso similar al visto para el anión acetato. Multiplicando y dividiendo la expresión de K_a por $[\text{OH}^-]$, y sabiendo que el amoníaco tiene una $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, se obtiene:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \cdot \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{K_b} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Fíjate que, al igual que en el caso anterior, se deduce que cuanto más débil es la base, más fuerte es su ácido conjugado.

Recuerda que para que una sal sufra el proceso de hidrólisis, debe estar compuesta por aniones procedentes de un ácido débil y/o cationes procedentes de una base débil.

Conclusión: Para un par conjugado existe una relación entre K_a de la forma ácida y K_b de su base conjugada:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

Cuanto mayor es la fuerza del ácido (mayor K_a) menor será la fuerza de su base conjugada (K_b o constante de hidrólisis) y viceversa. Lo mismo ocurre respecto a la fuerza de las bases y sus ácidos conjugados.

4.2 Características ácido-base de los distintos tipos de sales

Consideremos las siguientes disoluciones acuosas de diferentes sales:

a) Al disolver NaCl en agua el pH de la disolución final es 7



b) Al disolver NaCH₃COO en agua, el pH de la disolución final es mayor que 7



c) En una disolución acuosa de NH₄Cl el pH es inferior a 7



La explicación a este fenómeno, radica, en que, pese a que estas sales no tienen ni H₃O⁺ ni OH⁻ en su composición, los cationes o aniones generados pueden presentar carácter ácido o básico frente al agua (sufren procesos de hidrólisis).

Vas a ver los casos que se pueden presentar y así justificar el comportamiento de las sales anteriores. En este artículo docente únicamente se considerarán sales de estequiometría 1:1.



4.2.1 Sal de ácido fuerte y base fuerte

Una sal que cumple estos requisitos es el NaCl. Al disolverla en agua, se disociará totalmente:



Los iones originados (Na^+ y Cl^-) proceden de una base fuerte (NaOH) y de un ácido fuerte (HCl), por lo que son especies conjugadas tan débiles que **no reaccionan con el agua**. Como no se generan ni H_3O^+ ni OH^- , la disolución resultante mantiene el pH inicial del agua, por lo que el NaCl es una **sal neutra**.



Conclusión: Las disoluciones acuosas de sales procedentes de un ácido fuerte y una base fuerte no se hidrolizan, y su pH es neutro (pH = 7)

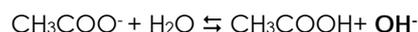
4.2.2 Sal de ácido débil y base fuerte

El acetato sódico, NaCH_3COO es una sal que procede de un ácido débil, el ácido acético (CH_3COOH , $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) y una base fuerte, hidróxido sódico (NaOH). Cuando esta sal se pone en contacto con agua sufre los siguientes procesos:

1) Reacción de disolución:



2) Reacción de hidrólisis: como el ión CH_3COO^- es la base conjugada de un ácido débil tiene tendencia a reaccionar con el agua:



Mientras que el ión sodio no reacciona:



Como ves, el ion acetato (que procede de un ácido débil) se hidroliza, mientras que el ion sodio (que procede de una base fuerte) no sufre ningún proceso de hidrólisis. Por ello, el pH resultante de una disolución acuosa de esta sal es alcalino, ya que se generan OH^- , por lo que esta sal es una **sal básica**.

Conclusión: Las disoluciones acuosas de sales procedentes de un ácido débil y una base fuerte tienen un pH básico (pH > 7)

4.2.3 Sal de ácido fuerte y base débil

Un ejemplo de este tipo de sal es el cloruro amónico (NH_4Cl), que procede de un ácido fuerte (HCl) y de una base débil (NH_3 , $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Esta sal al disolverse en el agua, primero se disocia y luego el ion amonio (procedente de una base débil) se hidroliza:

1) Reacción de disolución:





2) Reacción de hidrólisis:



El pH es ácido porque se generan protones. Esto es así porque el ion amonio es el ácido conjugado de una base débil y tiende a reaccionar con el agua.

En cambio el ion cloruro, como procede de un ácido fuerte, no tiene tendencia a reaccionar con el agua:



Como ves, el ion amonio (que procede de una base débil) se hidroliza, mientras que el cloruro (que procede de un ácido fuerte) no sufre ningún proceso de hidrólisis. Por ello el pH de una disolución acuosa de esta sal es ácido, ya que se generan H_3O^+ , por lo que esta sal es una **sal ácida**.

Conclusión: Las disoluciones acuosas de sales procedentes de un ácido fuerte y una base débil son ácidas (su $\text{pH} < 7$)

4.2.4 Sal de ácido débil y base débil

En este apartado vas estudiar el diferente comportamiento de dos sales de este tipo, el acetato amónico ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$) y el nitrito amónico (NH_4NO_2). La primera es una sal neutra, mientras que la segunda es ácida.

Veamos que ocurre con el **acetato amónico**, que procede de un ácido débil (ácido acético) y de una base débil (amoniacó). En primer lugar se disuelve y posteriormente los dos iones sufren el proceso de hidrólisis:

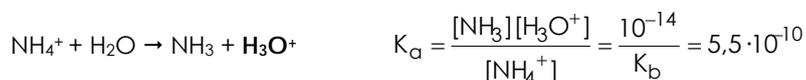
1) Reacción de disolución:



2) Reacciones de hidrólisis: los dos iones se hidrolizan, ya que proceden de un ácido débil y una base débil:



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{10^{-14}}{K_a} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$



Dado que la estequiometría de esta sal es 1:1, la concentración inicial de ión acetato y de ión amonio es la misma, de modo que el pH de la disolución se deduce a partir del valor de las constantes de las dos reacciones de hidrólisis. En este caso particular, las dos constantes tienen el mismo valor, por lo que la concentración de hidroxilos y protones que aportan las dos reacciones es la misma. Por tanto, el pH de la disolución será neutro ($\text{pH} = 7$).

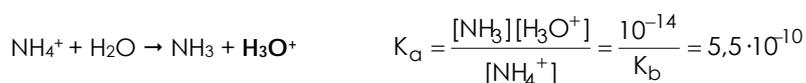
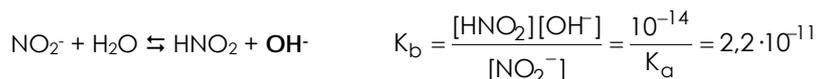


¿Qué ocurre con el NH_4NO_2 ? De nuevo, es una sal de ácido débil (HNO_2 , $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$) y base débil (NH_3 , $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) con estequiometría 1:1. Las reacciones que tienen lugar son:

1) Reacción de disolución:



2) Reacciones de hidrólisis:



Vemos que, en este caso, la concentración inicial de ambos iones es la misma pero las constantes de hidrólisis no lo son ($K_a \text{NH}_4^+ = 5,5 \cdot 10^{-10} > K_b \text{NO}_2^- = 2,2 \cdot 10^{-11}$). Esto implica que el aporte de protones es mayor que el de hidroxilos, por lo que el pH resultante será ácido ($\text{pH} < 7$).

Conclusión: Las disoluciones acuosas de sales procedentes de un ácido débil y una base débil tienen un pH que viene determinado por el equilibrio que presente mayor constante de hidrólisis.

4.3 Resumen: pH de las disoluciones de sales

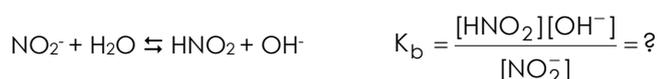
Tipo de sal	Reacciones de hidrólisis	Ejemplo	pH de la disolución
Ácido fuerte y base fuerte	Ninguno de los iones se hidrolizan	NaCl	7
Ácido débil y base fuerte	Se hidroliza el anión, que actúa como una base	NaCH_3COO	> 7
Ácido fuerte y base débil	Se hidroliza el catión, que actúa como un ácido	NH_4Cl	< 7
Ácido débil y base débil	Se hidrolizan ambos iones	$\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ NH_4NO_2 NH_4CN	$K_a\text{NH}_4^+ = K_b\text{Ac}^- \text{ pH}=7$ $K_a\text{NH}_4^+ > K_b\text{NO}_2^- \text{ pH}<7$ $K_a\text{NH}_4^+ < K_b\text{CN}^- \text{ pH}>7$



4.4 Ejemplos relacionados con las propiedades ácido-base de las sales

Ejemplo 1: El NaCN es una sal que se utiliza en la recuperación de metales preciosos y para endurecer aceros mientras que el NaNO₂ se utiliza como conservante alimentario. Para dos disoluciones de estas sales, con la misma concentración inicial, ¿cuál tendrá un mayor valor de pH? Datos: K_a HCN = 10^{-9,3}; K_a HNO₂ = 4,5 · 10⁻⁴.

El catión de ambas sales es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH) y los aniones son bases conjugadas de ácidos débiles (HCN o HNO₂), por lo que estos últimos sufrirán hidrólisis, actuando como bases:



Para contestar a la pregunta planteada, tienes que comparar el valor de las constantes de hidrólisis de los iones CN⁻ y NO₂⁻. Aquel anión que tenga una mayor constante originará una disolución con un mayor pH.

Para calcular las constantes de hidrólisis o de basicidad, hay que recurrir a las constantes de acidez de los ácidos conjugados, que se aportan como datos:

$$K_{b\text{CN}^-} = \frac{10^{-14}}{K_{a\text{HCN}}} = \frac{10^{-14}}{10^{-9,3}} = 2 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{b\text{NO}_2^-} = \frac{10^{-14}}{K_{a\text{HNO}_2}} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

Como la K_b del CN⁻ es mayor que la del NO₂⁻, el ion cianuro se hidrolizará en mayor extensión que el ion nitrito, dando una disolución con un mayor contenido de OH⁻. Por tanto, para la misma concentración inicial, la disolución de cianuro sódico es más básica que la de nitrito sódico.

Ejemplo 2: ¿Qué carácter (ácido, básico o neutro) tendrán cada una de las siguientes disoluciones acuosas: KNO₃ 1M, KCN 1M, NH₄I 1M, NH₄CN 1M? Escribir las reacciones que tienen lugar. Datos: K_a HCN = 10^{-9,3}; K_b NH₃ = 1,8 · 10⁻⁵.

Para predecir cualitativamente el pH de una disolución acuosa de una sal (sin hacer cálculos), hay que tener en cuenta si en su hidrólisis se producen protones u hidroxilos. En el caso de que se hidrolicen ambos iones, hay que recurrir al valor de sus respectivas constantes de hidrólisis.



Sal Reacción de disolución y disociación	Reacción de hidrólisis de los iones	pH resultante
KNO₃ 1M $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+ (\text{ac}) + \text{NO}_3^- (\text{ac})$	$\text{K}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza	neutro
KCN 1M $\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+ (\text{ac}) + \text{CN}^- (\text{ac})$	$\text{K}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$	básico
NH₄I 1M $\text{NH}_4\text{I} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{I}^- (\text{ac})$	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ No se hidroliza	ácido
NH₄CN 1M $\text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{ac}) + \text{CN}^- (\text{ac})$	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{10^{-14}}{K_b} = 5,5 \cdot 10^{-10}$ $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ $K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{10^{-14}}{K_a} = 2 \cdot 10^{-5}$	básico $K_b > K_a$ $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

Ejemplo 3: ¿Cómo calcular el pH de una disolución de NaCH₃COO 0,08 M sabiendo que la K_a del CH₃COOH es 1,8 · 10⁻⁵?

Al tratarse de una sal, en primer lugar se disolverá y disociará:

1) Reacción de disolución:



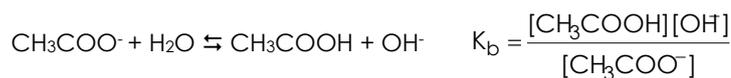
Después de la disociación y debido a la estequiometría de la sal, las concentraciones de ambos iones son las mismas e iguales a la inicial (0,08 M).



$$C_0 (\text{M}) \quad 0,08$$

$$C_{\text{final}} (\text{M}) \quad \quad \quad 0,08 \quad \quad 0,08$$

2) Reacción de hidrólisis: en esta sal sólo se hidrolizará el anión acetato, pues es el conjugado de un ácido débil, por lo que el pH será básico.



$$C_0 (\text{M}) \quad 0,08$$

$$C_{\text{equi}} (\text{M}) \quad 0,08 - x \quad \quad x \quad \quad x$$

x es la cantidad de reactivo que desaparece o la cantidad de producto que se forma, y está relacionada con la estequiometría de la reacción.



Sustituyendo en la constante de hidrólisis:

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_a} = 5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,08 - x}$$

Dado que el valor de K_b es muy pequeño, podemos considerar que $0,08 - x \approx 0,08$ y, por tanto:

$$K_b = 5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,08}, \text{ despejando, } x = [\text{OH}^-] = 6,6 \cdot 10^{-6} \text{ M.}$$

Esto implica valores de $\text{pOH} = -\log(6,6 \cdot 10^{-6}) = 5,17$ y $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,8$. Observamos que el pH es básico, tal y como se había anticipado.

Como ves, es importante tener en cuenta que para calcular el pH de una disolución acuosa de una sal, debes trabajar con el equilibrio de hidrólisis y su correspondiente constante.

5 Cierre

A lo largo de este artículo docente, has aprendido a:

- Escribir los equilibrios de hidrólisis de los iones obtenidos en la disolución de las sales
- Justificar por qué este proceso sólo se produce si los iones son especies conjugadas de ácidos y/o bases débiles
- Predecir cualitativamente el pH de disoluciones acuosas de sales
- Calcular el pH de disoluciones acuosas de estas sustancias

6 Bibliografía

6.1 Libros:

[1] Chang, R.: "Química" 10ª edición, Ed. McGraw-Hill, México, 2010, pág. 689-693.

[2] Petrucci, R.H.; Herring, F.G.; Madura, J.D.; Bissonette, C.: "Química general" 10ª edición, Ed. Pearson Educación, Madrid, 2011, pág. 724-727.