

AC 05 67

Hola, buenas noches, este es el tiempo del curso de acceso directo, el CAT. Esta noche en nuestro programa química nos acompaña la profesora María José Morcillo, con la que hablaremos de las reacciones de ácido base. Esta noche en la asignatura de química nos acompaña la profesora María José Morcillo, muy buenas noches María José.

Hola, muy buenas noches. ¿Nos podrías hacer una pequeña introducción del tema que vamos a tratar esta noche? Sí, mira, desde hace mucho tiempo los químicos en su afán de ordenar sus conocimientos acerca de la materia y poner de relieve las semejanzas y contrastes en el comportamiento de las sustancias, clasificaron a los compuestos inorgánicos, que eran los únicos conocidos por entonces, en tres grandes grupos, ácidos, bases y sales. En la emisión de hoy vamos a comentar brevemente algunas de las propiedades y aplicaciones de los ácidos y de las bases.

¿Y en base a qué se hizo esta primera clasificación de las sustancias? En un principio la clasificación de las sustancias en uno u otro grupo se hizo teniendo en cuenta una serie de propiedades comunes que presentaban sus disoluciones acuosas. Así, por ejemplo, el sabor agrio de ciertas sustancias fue lo que sugirió su primitiva clasificación como ácidos, del latín *acidus*, que significa agrio. Las bases antiguamente se llamaron alcalis, del árabe *alcalí*, cenizas de planta, nombre que todavía se utiliza, así como sus derivados alcalino, alcalimetría, para indicar bases o propiedades básicas.

Este nombre se debe a que una de las bases más utilizadas en antigüedad, la sosa o carbonato sódico, se obtenía de las cenizas de ciertas plantas. ¿Cuáles eran las propiedades comunes de los ácidos y de las bases? Pues ya en el año 1663 aproximadamente, el famoso físico inglés Boyle estableció una serie de propiedades comunes a todos los ácidos que fueron ampliándose con el transcurso del tiempo. Y en los comienzos del siglo XIX, las principales propiedades características de los ácidos eran, en primer lugar, son compuestos que tienen un sabor agrio típico, llamado sabor ácido.

En segundo, producen una sensación punzante o escozor en contacto con la piel o las mucosas. Sus disoluciones acuosas cambian el color de muchos colorantes vegetales, por ejemplo, producen un color rojo con el tornasol azul. También contienen hidrógeno que puede liberarse en forma gaseosa cuando a sus disoluciones acuosas se añade un metal activo, como por ejemplo, zinc.

Disuelven a muchas sustancias y por último, cuando reaccionan con hidróxidos metálicos, pierden todas sus propiedades características. Estas sustancias, capaces de neutralizar las propiedades típicas de los ácidos, reciben el nombre de bases y pueden también definirse por una serie de propiedades comunes, como son, en primer lugar, que tienen un sabor amargo característico. Sus disoluciones acuosas producen una sensación de suavidad, o sea, como jabonosa al tacto.

Sus disoluciones acuosas cambian el color de muchos colorantes vegetales, por ejemplo, pues devuelven el color azul al tornasol enrojecido, pues, por un ácido. Precipitan muchas sustancias que son solubles en los ácidos y, por último, pierden todas sus propiedades características cuando reaccionan con un ácido. Esta última propiedad de las bases, análoga, como verás, a la última de los ácidos, de neutralizar sus propiedades características cuando reaccionan entre sí, se llama, por ello, neutralización.

En la reacción de neutralización entre un ácido y una base, se forma agua y otro compuesto que, por sus propiedades, pertenece al tercer grupo que hemos dicho al principio, esto es una sal. Bien, esta serie de propiedades para clasificar las sustancias en ácidos o bases, pues, parece poco científica, ¿no lo crees así? Sí, efectivamente, así es. Esta clasificación es puramente empírica.

El conjunto de las propiedades anteriores constituye lo que se llama una definición operacional o fenomenológica, basada en hechos experimentales, pero sin tratar de darles una interpretación. No hace referencia en absoluto a la constitución molecular que debe tener alguna característica común a todos los ácidos o a todas las bases. Como es lógico, los químicos no se encontraban satisfechos con esta definición e intentaron poder explicar el comportamiento semejante de los ácidos o de las bases mediante algún elemento que entrase siempre en su composición.

Así, durante muchos años, los químicos creyeron que todos los ácidos contenían oxígeno. Precisamente, Lavoisier fue quien propuso el nombre al recién elemento descubierto en 1774, llamándole oxígeno de origen griego, que significa formador de ácidos, por creer que estaba presente en todos los ácidos. Según este concepto de ácido, de Lavoisier, debería ser posible aislar oxígeno de cualquier ácido, por ejemplo, del ácido clorhídrico, llamado por entonces ácido muriático.

Sin embargo, fracasaron todos los intentos que se llevaron a cabo. Años más tarde, con el descubrimiento del elemento cloro, que se realizó en 1810 por el famoso Sir Humphrey Davy, se demostró que el ácido muriático, hoy clorhídrico, estaba constituido solamente por hidrógeno y cloro. El propio Davy propuso entonces que el elemento común presente en todos los ácidos era el hidrógeno y no el oxígeno, opinión que ya se fue generalizando rapidísimamente.

Entonces, ¿cuál fue una de las primeras teorías más lógicas para explicar el comportamiento de los ácidos y las bases? Pues una de las primeras teorías para explicar el comportamiento de los ácidos y de las bases, y que si bien no es del todo completa, pero que todavía se emplea bastante, es la propuesta en 1887 por el famoso químico sueco Arrhenius. Esta teoría, llamada ahora teoría clásica o teoría de Arrhenius, de ácidos y bases, es de tipo conceptual, en contraposición con la fenomenológica u operacional, es decir, que trata de señalar el principio o la causa del comportamiento de los ácidos y de las bases. Esta nueva definición de ácidos y bases, o teoría de Arrhenius, está basada en la llamada teoría de la ionización, o de la

disociación de muchos compuestos, llamados electrolitos, cuando se disuelven en agua, desarrollada por el propio Arrhenius en su revolucionaria tesis doctoral presentada en 1884 en la Universidad de Ushala.

Es curioso mencionar que a causa de sus ideas revolucionarias sobre la ionización, la tesis doctoral de Arrhenius estuvo a punto de ser rechazada, e incluso después de aceptada, gracias al apoyo de su teoría por el eminente químico físico alemán Oswald, que ya era entonces una reconocida autoridad científica internacional, pudo Arrhenius sostener una plaza de profesor ayudante en la Universidad de Ushala. Sin embargo, muy pronto se hizo su nombre ya muy famoso y en el año 1903 recibió el tercer premio Nobel de química por su teoría, esta de la ionización, completamente aceptada ya en esta época y gracias a la cual se habían podido interpretar muchas de las propiedades de las disoluciones de los que se llamaron electrolitos, esto es, de los ácidos, envases y sales. ¿Nos podrías explicar un poco más la teoría de Arrhenius? Sí, cómo no.

Mira, Arrhenius llegó a la conclusión de que las propiedades características que presentaban las disoluciones de los ácidos se debían a los iones hidrógenos H^+ positivo, o sea, con una carga positiva, en tanto que las propiedades típicas de las bases se debían a los iones hidróxido OH^- con una carga negativa. Entonces se llegó a una nueva definición de ácidos y bases que puede expresarse en la forma siguiente. Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa se ioniza dando lugar a iones hidrógeno, son ácidos entonces, por ejemplo, el clorhídrico, nítrico, acético, etcétera, porque todos ellos al disolverse en agua se ionizan en dos iones, uno negativo que es el anión del ácido y otro positivo que es el catión hidrógeno.

Base es toda sustancia que en disolución acuosa se ioniza dando lugar a iones hidróxido, entonces son bases, por lo tanto, todos los hidróxidos como por ejemplo pues el hidróxido sódico, el hidróxido cálcico, el hidróxido de aluminio, etcétera, porque todos ellos al disolverse en agua se ionizan en un ión positivo que es el catión metálico y en un ión negativo que es el anión hidróxido. Con esta definición se comprende fácilmente que la neutralización, esto es, la reacción en disolución acuosa de un ácido con una base en la que ambos compuestos pierden sus propiedades típicas es simplemente la combinación de los iones hidrógeno con los iones hidróxido para formar moléculas de agua. Así, por ejemplo, en una disolución acuosa de ácido clorhídrico existen iones cloruro e iones hidrógeno, mientras que en una disolución de hidróxido sódico existen iones sodio e iones hidróxido.

Si se mezclan cantidades equimoleculares de ambas disoluciones, los iones hidróxido de esta última se combina con los iones hidrógeno de la primera para formar moléculas de agua que están muy poco disociadas. Los iones cloruro y los iones sodio quedan en la disolución sin sufrir ningún cambio, con lo que ésta resulta igual que si se hubiese disuelto en agua directamente sal común, es decir, cloruro sódico. Si esto es verdad, todas las propiedades de la reacción de neutralización deben ser iguales para cualquier ácido y cualquier base, y esto es en efecto lo que se encuentra experimentalmente.

En toda esta explicación de la teoría de Arrhenius de ácidos y bases estás hablando continuamente de iones hidrógeno, es decir, H^+ positivo, mientras que en muchos textos se habla de iones hidróneo, esto es H_3^+ o positivo. ¿Por qué es esto? ¿Qué diferencia hay entre ambos? Mira, esta es una pregunta muy acertada que voy a explicar. En primer lugar, conviene advertir que en disolución acuosa tanto los iones hidrógeno H^+ positivo como los hidróxido OH^- negativo están siempre unidos más o menos fuertemente a varias moléculas de agua, es decir, que están siempre hidratados.

Esta hidratación es mucho más intensa en los iones hidrógeno debido a su pequeñísimo tamaño, son protones sin ningún electrón. Resultados experimentales confirman que el ión hidróneo o H_3^+ positivo, llamado también ión osonio, es particularmente estable, aunque también se encuentra hidratado formándose una primera capa de hidratación con tres moléculas más de agua, por lo que a veces suele escribirse en la forma $H_4O_4^+$ positivo. Un poco de difícil de entender por la radio.

No obstante, para casi todos los fines suelen utilizarse las formas más simples, es decir, H^+ positivo o bien H_3O^+ positivo, aunque hay que tener presente que tanto estos como todos los demás iones en disolución acuosa están siempre hidratados. Pues muchas gracias por tu aclaración, yo creo que ha quedado muy claro este concepto, así que si quieres ya puedes continuar con lo que estabas explicando. Sí, mira, volviendo a la reacción de neutralización, conviene indicar que puede darse también la reacción inversa.

Esto es la reacción de una sal con agua para formar el ácido y la base correspondientes, que recibe el nombre de hidrólisis, que viene del griego que significa descomposición por el agua. La neutralización y la hidrólisis son, por lo tanto, los dos procesos directo e inverso de la reacción reversible entre un ácido y una base para formar una sal y agua. El equilibrio de esta reacción se encuentra en general muy desplazado hacia la formación de la sal y agua.

Únicamente en el caso de sales que procedan de ácido débil o de base débil, o de ambos débiles, es apreciable el proceso de hidrólisis. La teoría de Arrhenius, según creo entender, se refiere únicamente a disoluciones acuosas, ¿es así? Efectivamente, así es. Por ello, dicha teoría de ácidos y bases se llama también definición acuosa, porque sólo puede aplicarse cuando se utiliza el agua como disolvente.

En la actualidad, si bien el agua sigue siendo disolvente de mayor uso, se emplean también a veces otros disolventes como, por ejemplo, benceno, amoníaco líquido, dióxido de azufre líquido, etcétera. Por ello, varios autores extendieron la definición de Arrhenius a disolventes no acuosos en la forma siguiente. Ácido es toda sustancia que, al disolverse, origina los mismos iones positivos que el disolvente en que se autoioniza.

Y base es toda sustancia que, al disolverse, origina los mismos iones negativos que en la autoionización del disolvente. ¿Hasta qué años se siguió utilizando la teoría de Arrhenius como única definición de ácido y bases? Pues la definición de Arrhenius generalizada de ácidos y bases se utilizó durante algunos años, hasta que en 1923 el químico danés Broughton y el

químico inglés Thomas Lowry establecieron de forma independiente y casi simultánea una nueva definición de ácidos y bases, que es conocida en la actualidad como la teoría de Broughton-Lowry y también como teoría protónica, puesto que está basada en la transferencia de protones. En ella se define a ácido es toda especie química capaz de ceder un protón a una base, y base es toda especie química capaz de aceptar un protón de un ácido.

En esta teoría, dada la reversibilidad de la transferencia de protones, es muy importante tener en cuenta que cuando una molécula de un ácido, que suele representarse de forma general por HA, cede un protón, el anión A negativo puede naturalmente aceptar un protón. Esto es, puede actuar como una base, que se llama base conjugada del ácido. Análogamente, cuando una base que representaremos por B acepta un protón, se convierte en un ácido BH positivo, puesto que puede volver a ceder el protón y que se llama ácido conjugado de la base.

Las especies de cada pareja, es decir, HA y A negativo y BH positivo y B, que toman parte en toda reacción ácido-base, reciben el nombre de pares ácido-base conjugados y la reacción de forma general es ácido 1 más base 2 igual a base 1 más ácido 2. Esta reacción es reversible y estará más o menos desplazada en uno u otro sentido según los pares ácido-base que se enfrenten. Por lo tanto, el concepto de ácido o de base es relativo. Esto depende de que la sustancia a la que se enfrente.

Si, por ejemplo, frente al cloruro de hidrógeno el agua actúa como una base aceptando un protón, en cambio actúa como ácido cediendo un protón frente al amoníaco, o los iones carbonato, iones hidróxido, etcétera. Las sustancias que pueden comportarse en unos casos como ácidos y en otras como bases se llaman anfipróticas y en la teoría de Arrhenius, según tengo entendido la teoría de Bronsted-Lowry es normalmente la que se utiliza en la actualidad. ¿Es esto así y qué ventajas tiene sobre la teoría de Arrhenius? Efectivamente, la teoría de Bronsted-Lowry, la más utilizada hoy en día, en primer lugar sirve para cualquier disolvente y no sólo para disoluciones acuosas, pero además es más general que la teoría de Arrhenius y engloba a esta como un caso particular.

Respecto al concepto de ácido en disolución acosa, ambas teorías son muy parecidas. Todos los ácidos clásicos o de Arrhenius como clorhídrico, nítrico, sulfúrico, acético, etcétera, son dadores de protones. Únicamente la teoría protónica de Bronsted-Lowry extiende el concepto de ácido a ciertos iones como, por ejemplo, NH_4 positivo, HSO_4 negativo, H_2PO_4 negativo, etcétera, no considerados explícitamente como ácidos en la teoría de Arrhenius.

En cuanto al concepto de base, las dos teorías presentan notables diferencias. En primer lugar, los hidróxidos de metales activos, como el hidróxido de sodio, de potasio, de calcio, etcétera, bases típicas de Arrhenius, se comportan como bases de Bronsted-Lowry debido a su disociación produciendo iones OH negativos, que son los que realmente actúan como base aceptando un protón. Por otro lado, una de las limitaciones más graves de la teoría de Arrhenius, esto es que sustancias que no contienen grupos OH pudiesen actuar como bases, como por ejemplo el amoníaco, el carbonato sódico, una de las bases más antiguas, se salva en

la teoría de Bronsted-Lowry que amplía mucho el concepto de base como aceptor de un protón, incluyendo así a moléculas neutras como amoníaco, aminas, pirimidinas, etcétera, y también a muchos iones como carbonato, acetato, sulfuro, cianuro, etcétera, cuyo comportamiento como bases no se pueden explicar en la teoría de Arrhenius.

Por ello, la teoría de Bronsted-Lowry de ácidos y bases es la más utilizada en la actualidad, sin embargo, no es del todo tampoco completa. Pues nos podrías aclarar por qué dices que no es del todo completa. La definición de bases como aceptora de protones incluye, en efecto, a todas las sustancias conocidas que en cualquier aspecto presentan propiedades básicas.

Por el contrario, la definición de ácidos como dadores de protones limita éstos obviamente a las sustancias que contienen hidrógeno. Sin embargo, hay muchos compuestos que sin tener hidrógeno se comportan como ácidos en sus reacciones. Así, por ejemplo, una base como es el amoníaco puede neutralizarse y perder todas sus propiedades básicas si se le añade cloruro de aluminio o dióxido de azufre.

Estos dos compuestos tienen propiedades ácidas, aunque no pueden ceder protones, puesto que no existe hidrógeno en sus moléculas. Estos hechos condujeron al eminente químico norteamericano Newton Lewis, primero en 1923, a exponer su teoría del enlace químico y más concretamente después, en 1938, a dar una definición más amplia de ácidos y bases, que puede resumirse en la forma siguiente. Ácido es toda molécula o guión que puede aceptar la compartición de una pareja de electrones para formar un enlace covalente coordinado.

Y base es toda molécula o guión que puede ceder para compartir una pareja de electrones y formar un enlace covalente coordinado. De esta definición resulta que las moléculas de los ácidos deben tener un orbital vacío en la capa de valencia de alguno de sus átomos para poder aceptar y compartir una pareja de electrones. Esto es lo que ocurre en los halogenuros de boro y de aluminio, así como en los óxidos de los no metales antiguos anhidridos, como SO_2 , SO_3 , CO_2 , etc., y en muchos cationes metálicos especialmente de transición, que por lo tanto se comportan como ácidos.

El protón, como es obvio, tiene vacío el orbital $1s$, por lo que es un ácido de Lewis. Naturalmente se comportarán como ácidos de Lewis todas las sustancias que puedan ceder protones, es decir, los ácidos de Bronsted-Lowry. A estos, como por ejemplo HCl , NH_4^+ , etc., se les llama a veces ácidos secundarios de Lewis, puesto que para comportarse como ácidos tienen primero que romper el enlace del protón y dejarlo libre.

Por otro lado, las moléculas de las bases deben tener una pareja solitaria de electrones en la capa de valencia de alguno de sus átomos para poder cederla y compartirla. Esto es lo que ocurre en muchas moléculas como H_2O , NH_3 , CH_3 , NH_2 , etc., así como en iones como el flúor negativo, O^{2-} negativo, CN^- negativo, etc., y en el propio ión hidróxido, OH^- negativo. En realidad todas las bases de Bronsted-Lowry, para poder aceptar un protón, deben cumplir esta condición, por lo que son a su vez bases de Lewis.

La reacción de un ácido con una base, esto es la neutralización, es simplemente la unión de una molécula del ácido con otra de la base, mediante la formación de un enlace covalente coordinado, así la formación de los iones hidratados, y en general la de todos los iones complejos o de coordinación, como por ejemplo el ión hexacianoferrato 3, o ión ferreoceanuro, se pueden interpretar como reacciones de neutralización ácido-base de Lewis. Pues con esto acabamos, despedimos a la profesora María José Morcillo, muy buenas noches, muchas gracias. Buenas noches.

Y también el curso de acceso. Y hasta aquí la programación de la UNED, mañana estaremos de nuevo con todos ustedes. Nuestro primer espacio será el programa de formación del profesorado.

Continuaremos con Ingeniería Técnica de Informática y la Escuela Técnica Superior de Ingenieros Industriales. Nuestro último espacio será el curso de acceso. Les deseamos que pasen una feliz noche.

Subtítulos realizados por la comunidad de Amara.org ¡Suscríbete al canal!