

2º de Bachillerato. Ácidos y bases.





















Preámbulo




Un tipo muy importante de reacciones entre iones, muy frecuente en todos los campos de dominio de los compuestos químicos, son las reacciones entre las sustancias denominadas ácidos y bases. Más conocidas antiguamente como reacciones de neutralización, ya que se destruían las propiedades características de las sustancias reaccionantes.

Hoy es conocida la trascendencia analítica de estas reacciones, así como su importancia en todo tipo de industrias -siderúrgicas, alimentación, curtidos, etc.- e incluso en las reacciones que tienen lugar en los seres vivos, pues muchas reacciones bioquímicas pueden modificarse con una pequeñísima transformación de las sustancias ácidas.

Preámbulo					
Representación	Nombre	Fórmula	Representación	Nombre	Fórmula
	Hidrógeno	H		Ácido acético	CH ₃ COOH
	Oxígeno	O		Agua	H ₂ O
	Nitrógeno	N		Hidronio	H ₃ O ⁺
	Azufre	S		Hidroxilo	OH ⁻
	Cloro, flúor	Cl, F		Aducto amoniaco-trifluoruro de boro	NH ₃ BF ₃
	Sodio	Na		Cianuro de hidrógeno	HCN
	Carbono	C		Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄
	Trifluoruro de boro	BF ₃		Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S
	Amoniaco	NH ₃		Agua 3D	H ₂ O

NOTA: A lo largo del tema se representará con esferas de colores los diferentes átomos e iones.

Objetivos	
<ul style="list-style-type: none"> ◆ Conocer las características experimentales de ácidos y bases. ◆ Estudiar las teorías que permiten explicar el comportamiento de los ácidos y de las bases. ◆ Comprender que no todos los ácidos ni todas las bases son igual de fuertes, y que puede haber ácidos y bases fuertes y débiles. ◆ Aprender la importancia de la escala pH para indicar la concentración de protones o de hidróxidos de una disolución. ◆ Calcular y medir el pH de una disolución. 	

Objetivos

- ◆ Entender que una disolución de una sal puede ser ácida o básica en función de la procedencia de la sal.
- ◆ Conocer el funcionamiento de las disoluciones reguladoras.
- ◆ Aprender a realizar volumetrías ácido-base.

Introducción histórica

El primero que dio una posible explicación a la causa de que algunas sustancias tuvieran las propiedades características que permitían clasificarlas como ácidas o básicas fue Lavoisier, quien encontró que los ácidos se formaban al quemar no metales como el carbono, el fósforo, el azufre,... en atmósfera de oxígeno y posterior disolución en agua, lo que le condujo a decir que el oxígeno era el elemento causante de las propiedades ácidas.

Posteriormente, en el año 1810, Davy analizó el ácido clorhídrico, demostrando que contenía solo cloro e hidrógeno y optó por señalar que el elemento causante de la acidez era el hidrógeno. Más tarde, Uebig, fijándose seguramente en las características del ataque de los ácidos sobre los metales, considera que los ácidos son aquellas sustancias que contienen por lo menos un átomo de hidrógeno sustituible por un metal.



Introducción histórica

Lavoisier (biografía)

(París, 1743 - id., 1794) Químico francés, padre de la química moderna. Orientado por su familia en un principio a seguir la carrera de derecho, Antoine-Laurent de Lavoisier recibió una magnífica educación en el Collège Mazarino, en donde adquirió no solo buenos fundamentos en materia científica, sino también una sólida formación humanística.

Lavoisier ingresó luego en la facultad de derecho de París, donde se graduó en 1764, por más que en esta época su actividad se orientó sobre todo hacia la investigación científica. En 1766 recibió la medalla de oro de la Academia de Ciencias francesa por un ensayo sobre el mejor método de alumbrado público para grandes poblaciones. Con el geólogo J.E. Guettard, confeccionó un atlas mineralógico de Francia. En 1768 presentó una serie de artículos sobre análisis de muestras de agua, y fue admitido en la Academia, de la que fue director en 1785 y tesorero en 1791.

Su esposa, Marie Paulze, con quien se casó en 1771, fue además su más estrecha colaboradora, e incluso tradujo al inglés los artículos redactados por su esposo. Un año antes, este se había ganado una merecida reputación entre la comunidad científica de la época al demostrar la falsedad de la antigua idea, sostenida incluso por Robert Boyle, de que el agua podía ser convertida en tierra mediante sucesivas destilaciones.

La especulación acerca de la naturaleza de los cuatro elementos tradicionales (aire, agua, tierra y fuego) llevó a Lavoisier a emprender una serie de investigaciones sobre el papel desempeñado por el aire en las reacciones de combustión. Presentó a la Academia los resultados de su investigación en 1772, e hizo hincapié en el hecho de que cuando se queman el azufre o el fósforo, estos ganan peso por absorber «aire», mientras que el plomo metálico formado tras calentar el plomo mineral lo pierde por haber perdido «aire». A partir de los trabajos de Priestley, acertó a distinguir entre un «aire» que no se combina tras la combustión o calcinación (el nitrógeno) y otro que sí lo hace, al que denominó oxígeno (productor de ácido).

Los resultados cuantitativos y demás evidencias que obtuvo Lavoisier se oponían a la teoría del flogisto, aceptada incluso por Priestley, según la cual una sustancia hipotética —el flogisto— era la que se liberaba o se adquiría en los procesos de combustión de las sustancias. Lavoisier publicó en 1786 una brillante refutación de dicha teoría, que logró persuadir a gran parte de la comunidad científica del momento, en especial la francesa; en 1787 se publicó el *Méthode de nomenclature chimique*, bajo la influencia de las ideas de Lavoisier, en el que se clasificaron y denominaron los elementos y compuestos entonces conocidos.

En 1789, en colaboración con otros científicos fundó *Annales de Chimie*, publicación monográfica dedicada a la nueva química. La expansión de la doctrina defendida por Lavoisier se vio favorecida con la publicación en 1789 de su obra *Tratado elemental de química*. De este libro, que contiene una concisa exposición de su labor, cabe destacar la formulación de un primer enunciado de la ley de la conservación de la materia.

También efectuó investigaciones sobre la fermentación y sobre la respiración animal. De los resultados obtenidos tras estudiar el intercambio de gases durante el proceso de respiración, en una serie de experimentos pioneros en el campo de la bioquímica, concluyó

Introducción histórica

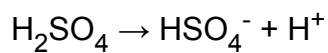
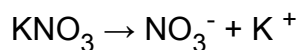
que la respiración es un tipo de reacción de oxidación similar a la combustión del carbón, con lo cual se anticipó a las posteriores explicaciones del proceso cíclico de la vida animal y vegetal.

Lavoisier fue asimismo un destacado personaje de la sociedad francesa de su tiempo. De ideas moderadas, desempeñó numerosos cargos públicos en la Administración del Estado, si bien su adhesión al impopular Ferme Générale le supuso la enemistad con el revolucionario Marat. Un año después del inicio del Terror, en mayo de 1794, tras un juicio de tan solo unas horas, un tribunal revolucionario lo condenó a la guillotina.

Electrolitos

Un electrolito (o electrólito) es una sustancia que al disolverse en agua da lugar a la formación de iones. Los electrolitos pueden ser débiles o fuertes, según estén parcial o totalmente ionizados en medio acuoso.

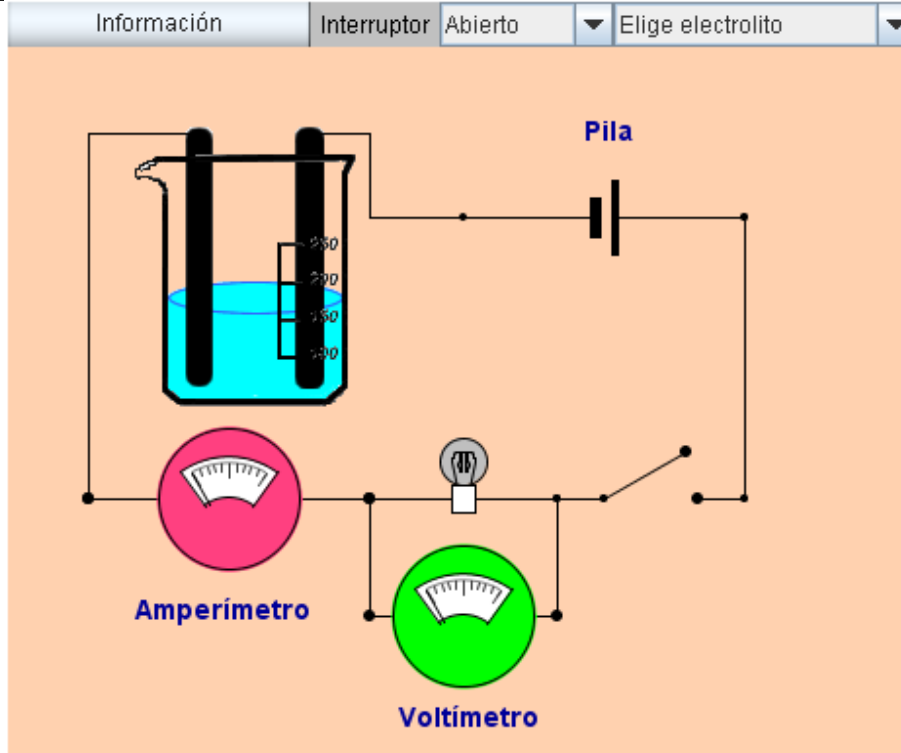
Un electrolito fuerte es toda sustancia que al disolverse en agua se disocia completamente en iones. Por ejemplo:



Un electrolito débil es una sustancia que al disolverse en agua se disocia parcialmente. Por ejemplo el ácido acético:



Electrolitos



En el applet se pretende la observación de la diferencia entre los electrolitos fuertes y débiles en cuanto a la conductividad eléctrica de sus disoluciones.

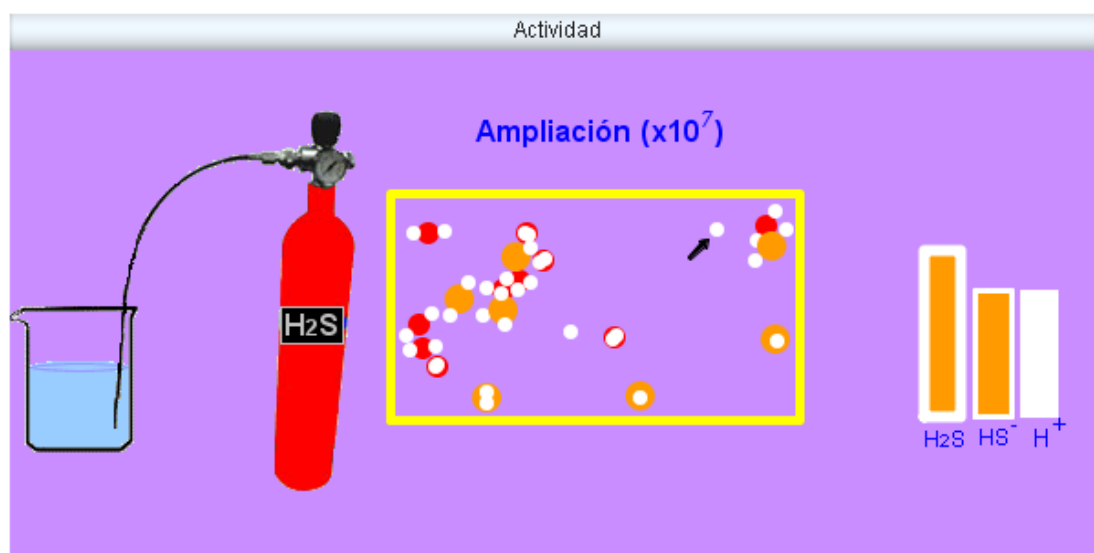
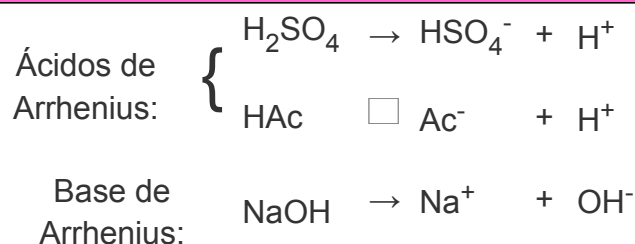
Actividad: En la escena tienes la posibilidad de disolver en agua destilada dos tipos de electrolitos: uno fuerte y otro débil. Prueba disolviendo los dos y cierra el circuito. ¿Qué observas?

Teoría de Arrhenius

Arrhenius definió los ácidos como electrolitos que contienen hidrógeno y que, disueltos en agua, producen una concentración de iones hidrógeno o protones (H^+) mayor que la existente en el agua pura. Del mismo modo, Arrhenius definió una base como una sustancia que disuelta en agua producía un exceso de iones hidróxido (OH^-).

La teoría de Arrhenius ha sido objeto de críticas. La primera es que el concepto de ácido se limita a especies químicas que contienen hidrógeno y el de base a las especies que contienen iones hidróxido. La segunda crítica es que la teoría solo se refiere a disoluciones acuosas, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua.

Teoría de Arrhenius



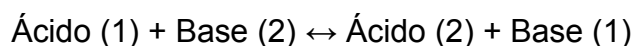
Actividad: En la escena tienes un gas que, disuelto en agua, libera protones. Según Arrhenius, se trataría de un ácido. Agrega este gas al agua y observa la ampliación.

Teoría de Brønsted-Lowry

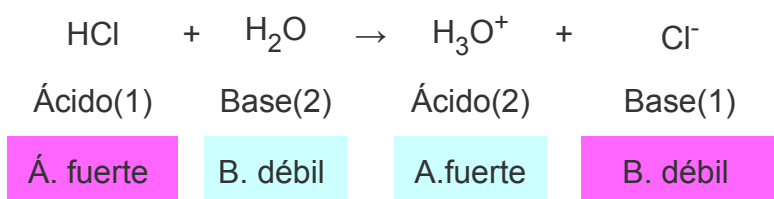
Una teoría más satisfactoria que la de Arrhenius es la que formularon en 1923 el químico danés Johannes Brønsted y, paralelamente, el químico británico Thomas Lowry. Esta teoría establece que los ácidos son sustancias capaces de ceder protones (iones hidrógeno H⁺) y las bases sustancias capaces de aceptarlos. Aún se contempla la presencia de hidrógeno en el ácido, pero ya no se necesita un medio acuoso.

El concepto de ácido y base de Brønsted y Lowry ayuda a entender por qué un ácido fuerte desplaza a otro débil de sus compuestos (lo mismo ocurre entre una base fuerte y otra débil). Las reacciones ácido-base se contemplan como una competición por los protones. En forma de ecuación química, la siguiente reacción de Ácido (1) con Base (2):

Teoría de Brønsted-Lowry



Se produce al transferir un protón el Ácido (1) a la Base (2). Al perder el protón, el Ácido (1) se convierte en su base conjugada, Base (1). Al ganar el protón, la Base (2) se convierte en su ácido conjugado, Ácido (2). La ecuación descrita constituye un equilibrio que puede desplazarse a derecha o izquierda. El HCl es un ácido fuerte en agua porque transfiere fácilmente un protón al agua formando un ion hidronio (H_3O^+):

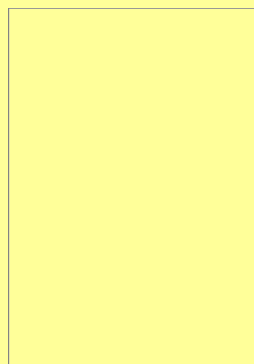


Vemos así que, cuanto más fuerte es el ácido frente a otra especie química, más débil es su base conjugada.

El concepto de ácido-base de Brønsted-Lowry permite establecer una tabla de pares conjugados ácido/base ordenados.

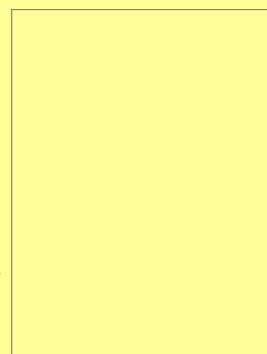
Brønsted

Brønsted, Johannes Nicolaus (1879 - 1947). Químico danés. En 1908 recibió el título de doctor en Filosofía y un cargo de profesor de química en la Universidad de Copenhague. Sus trabajos más importantes fueron en el campo de la termodinámica. En 1923 anunció una teoría revolucionaria como resultado de los experimentos con ácidos y bases en solución, que desafiaba la definición clásica de ácidos y bases no relacionados al crear un nuevo concepto el de pares ácido - base conjugados.



Lowry

Lowry, Thomas Martin (1874 – 1936) fue un físico y químico inglés. Nació en Low Moor, Bradford, West Yorkshire. Estudió química con Henry Armstrong, un químico inglés interesado mayormente en la química orgánica, pero también en la ionización en soluciones acuosas. En 1923, de forma independiente, el danés Johannes Nicolaus Brønsted y el inglés Lowry mejoran la teoría de Arrhenius, definiendo un ácido como toda sustancia capaz de transferir protones y base como toda sustancia capaz de aceptarlos.



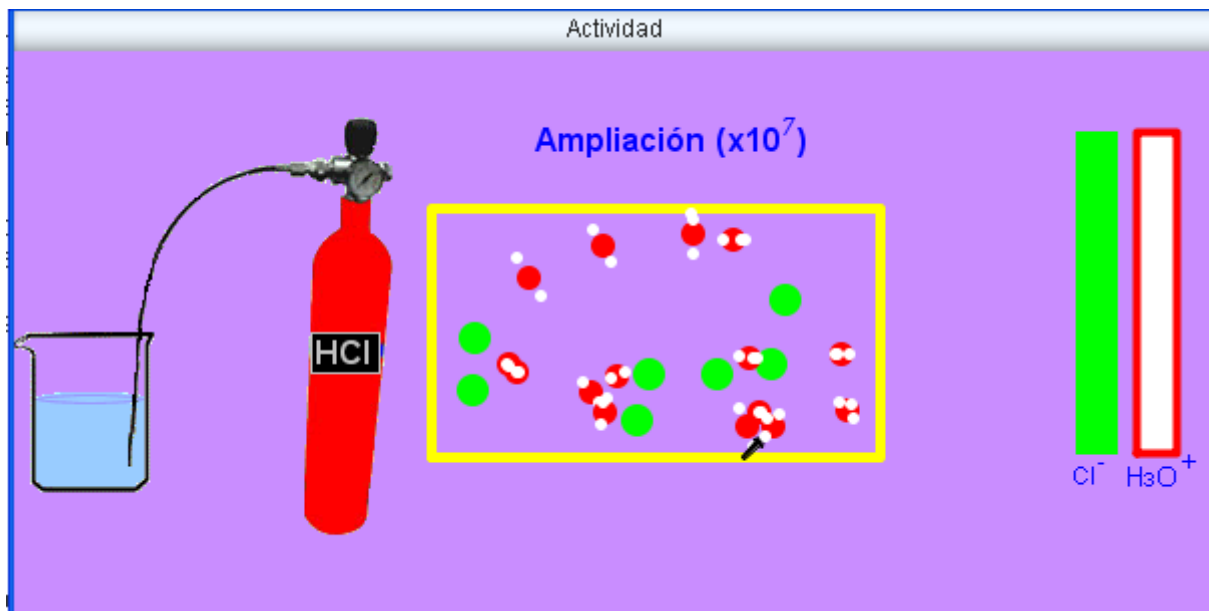
Teoría de Brønsted-Lowry

Tabla en orden decreciente de acidez (ka)

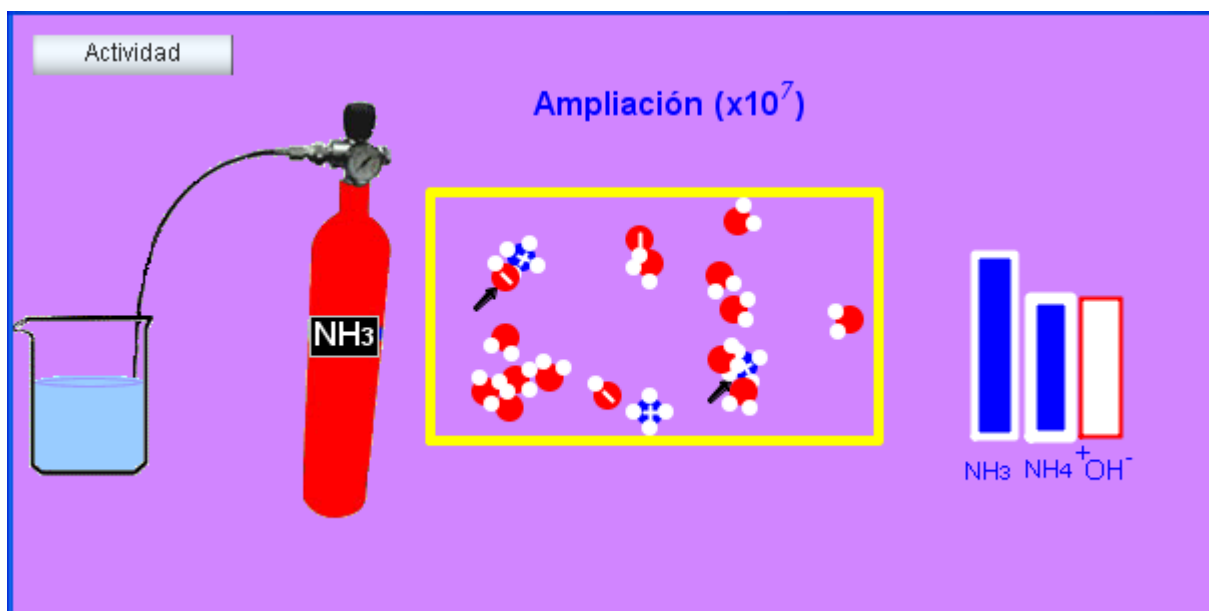
Ácidos

Nombre		ka	Nombre		ka
Ácido perclórico	HClO ₄	Muy Grande	Ácido benzoico	C ₆ H ₅ COOH	6.3x10 ⁻⁵
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Muy Grande	Ácido acético	CH ₃ COOH	1.8x10 ⁻⁵
Ácido selénico	H ₂ SeO ₄	Muy Grande	Ácido propanoico	CH ₃ CH ₂ COOH	1.4x10 ⁻⁵
Ácido clorhídrico	HCl	Muy Grande	Ácido carbónico	H ₂ CO ₃	4.2x10 ⁻⁷
Ácido bromhídrico	HBr	Muy Grande	Ácido sulfhídrico	H ₂ S	1x10 ⁻⁷
Ácido yodhídrico	HI	Muy Grande	Ión dihidrógenofosfato	H ₂ PO ₄ ⁻	6.2x10 ⁻⁸
Ácido nítrico	HNO ₃	~20	Ión hidrógenosulfito	HSO ₃ ⁻	6.3x10 ⁻⁸
Ión hidronio	H ₃ O ⁺	1.0	Ión dihidrógenoarseniato	H ₂ AsO ₄ ⁻	5.6x10 ⁻⁸
Ácido oxálico	H ₂ C ₂ O ₄	5.9x10 ⁻¹	Ácido hipocloroso	HOCl	3.5x10 ⁻⁸
Ácido sulfuroso	H ₂ SO ₃	1.2x10 ⁻²	Ácido hipobromoso	HOBr	2.5x10 ⁻⁹
Ión hidrógenosulfato	HSO ₄ ⁻	1.2x10 ⁻²	Ácido bórico	B(OH) ₃ (H ₂ O)	7.3x10 ⁻¹⁰
Ión hidrógeno seleniato	HSeO ₄ ⁻	1.2x10 ⁻²	Ácido arsenioso	H ₃ AsO ₃	6.0x10 ⁻¹⁰
Ácido fosforoso	H ₃ PO ₃	1.6x10 ⁻²	Ión amonio	NH ₄ ⁺	5.6x10 ⁻¹⁰
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	7.5x10 ⁻³	Cianuro de hidrógeno	HCN	4.0x10 ⁻¹⁰
Ácido cítrico	H ₃ C ₆ H ₅ O ₇	7.4x10 ⁻³	Ión hidrógenocarbonato	HCO ₃ ⁻	4.8x10 ⁻¹¹
Ácido selenioso	H ₂ SeO ₃	2.7x10 ⁻³	Peróxido de hidrógeno	H ₂ O ₂	2.4x10 ⁻¹²
Ácido teluroso	H ₂ TeO ₃	2x10 ⁻³	Ión hidrógeno fosfato	HPO ₄ ²⁻	3.6x10 ⁻¹³
Ácido nitroso	HNO ₂	4.5x10 ⁻⁴	Ión dihidrógenoarseniato	H ₂ AsO ₃ ⁻	3.0x10 ⁻¹⁴
Ácido ciánico	HOCN	3.5x10 ⁻⁴	Agua	H ₂ O	1.0x10 ⁻¹⁴
Ácido acetilsalicílico	HC ₉ H ₇ O ₄	3.0x10 ⁻⁴	Ión hidrógenosulfuro	HS ⁻	1x10 ⁻¹⁹
Ácido arsénico	H ₃ AsO ₄	2.5x10 ⁻⁴	Etanol	C ₂ H ₅ OH	Muy débil
Ácido fórmico	HCOOH	1.8x10 ⁻⁴	Amoníaco	NH ₃	Muy débil
Ácido láctico	HC ₃ H ₅ O ₃	1.4x10 ⁻⁴	Hidrógeno	H ₂	Muy débil
Ión hidrógenooxalato	HC ₂ O ₄ ⁻	6.4x10 ⁻⁵	Metano	CH ₄	Muy débil

Teoría de Brønsted-Lowry



Actividad: En la escena tienes un gas que es capaz de ceder protones al agua. Según Bronsted-Lowry, se trataría de una especie que actúa como ácido frente al agua. Agrega este gas al agua y observa la ampliación, en concreto, fíjate en la molécula señalada por la flecha.



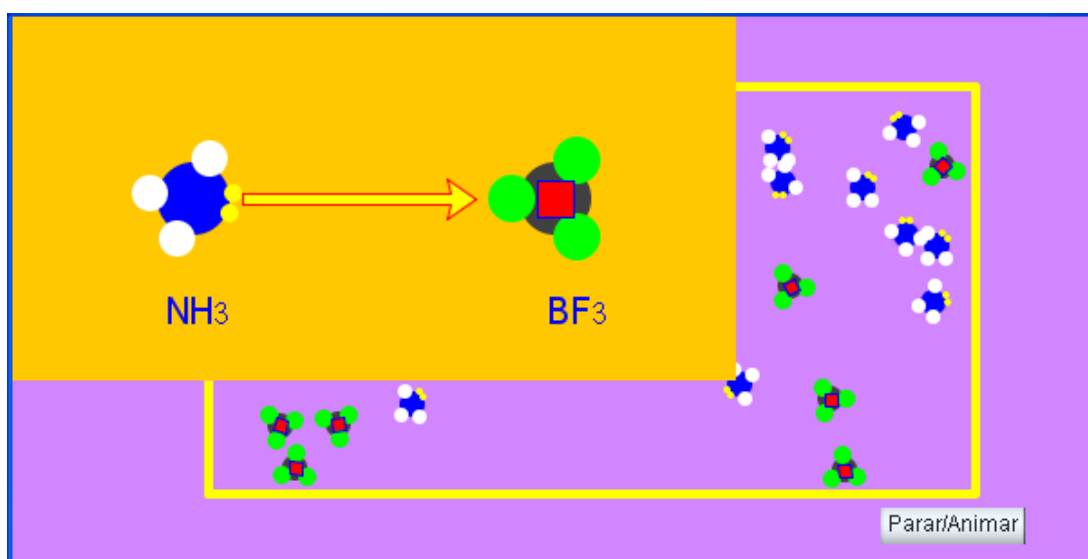
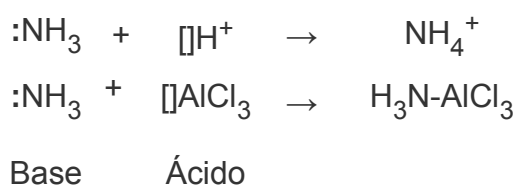
Actividad: En la escena tienes un gas (amoníaco) que es capaz de captar protones del agua. Según Bronsted-Lowry, se trataría de una especie que actúa como base frente al agua. Agrega este gas al agua y observa la ampliación, en concreto, fíjate en las moléculas que aparecen señaladas por las flechas. ¿Qué especie actuó como ácido? ¿Qué especie actuó como base? ¿Cuáles serían los pares conjugados ácido/base?

Teoría de Lewis

El químico estadounidense Lewis dio una definición acerca del comportamiento de los ácidos y de las bases. Según esta, una base sería una especie que puede donar un par de electrones, y un ácido la que los puede aceptar.

El ácido debe tener su octeto de electrones incompleto y la base debe tener algún par de electrones solitario. El amoníaco es una base de Lewis típica y el trifluoruro de boro un ácido de Lewis típico. La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición. Los ácidos de Lewis tales como el tricloruro de aluminio, el trifluoruro de boro, el cloruro estánnico, el cloruro de cinc y el cloruro de hierro (III) son catalizadores sumamente importantes de ciertas reacciones orgánicas.

De esta forma se incluyen sustancias que se comportan como ácidos pero no cumplen la definición de Brønsted y Lowry, y suelen ser denominadas ácidos de Lewis. Puesto que el protón, según esta definición, es un ácido de Lewis (tiene vacío el orbital 1s, en donde alojar el par de electrones), todos los ácidos de Brønsted-Lowry son también ácidos de Lewis:



Actividad: En la escena verás una especie que actúa como ácido de Lewis y otra que actúa como base. Tienes que indicar qué actúa como base y qué como ácido en la simulación. Para ayudarte en la resolución de la actividad, haz las configuraciones electrónicas del boro y del nitrógeno. Los orbitales vacíos se representan con un cuadrado rojo y los pares de electrones solitarios como dos puntos amarillos.

Teoría de Lewis

Lewis

Gilbert Newton Lewis (Weymouth, Massachusetts, 23 de octubre de 1875 - Berkeley, 23 de marzo de 1946) físicoquímico estadounidense, famoso por su trabajo llamado "Estructura de Lewis" o "diagramas de punto".

Aprendió a leer a la edad de tres años. Se mudó a Lincoln, Nebraska, cuando tenía 9 años. Tuvo educación hogareña hasta esa edad y de escuela pública entre los 9 y los 14, momento en el cual ingresó en la Universidad de Nebraska para, tres años más tarde, comenzar a estudiar en la Universidad de Harvard, obteniendo su bachillerato en 1896 y su doctorado en 1898. Desarrolló un intenso trabajo en el campo de la química, publicando numerosos artículos con los resultados de sus investigaciones.

Estudió con el físicoquímico Wilhelm Ostwald en Leipzig y Walter Nernst en Gotinga. Retornó a Harvard donde permaneció tres años más, y en 1904 la abandonó para ocupar el cargo de superintendente de pesos y medidas en la Oficina de ciencia de las Islas Filipinas, en Manila.

Al año siguiente retornó a Cambridge, cuando el Instituto Tecnológico de Massachusetts (MIT) le propuso unirse a un grupo dedicado a la fisicoquímica dirigido por Arthur Amos Noyes. En 1907 pasó a ser profesor asistente, en 1908 como profesor adjunto y en 1911 como profesor titular. En 1912 dejó el MIT para ejercer como profesor de fisicoquímica y Decano del Colegio de química en la Universidad de California.

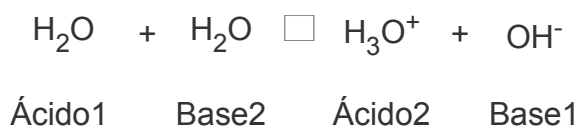
En 1908 publicó el primero de varios artículos sobre la Teoría de la Relatividad, en el cual dedujo la relación masa-energía por un camino distinto al de Einstein.

Se le debe el estudio de los electrones periféricos de los átomos, del que dedujo, en 1916, una interpretación de la covalencia; propuso, en 1926, el nombre de fotón para el cuanto de energía radiante. En 1916 formuló la idea de que un enlace covalente consiste en un par de electrones compartidos y creó el término molécula impar cuando un electrón no es compartido. Sus ideas fueron desarrolladas por Irving Langmuir y sirvieron de inspiración para los estudios de Linus Pauling. Además, en ese año enunció la importante Regla del octeto. En 1923, formuló la teoría del par electrónico para las reacciones ácido - base.

Murió a los 70 años de un ataque cardíaco mientras se encontraba trabajando en su laboratorio en Berkeley.

El producto iónico del agua

Medidas muy precisas de conductividad en agua bidestilada muestran que tiene cierta conductividad, lo que indica la presencia de iones en la misma.



que recibe el nombre de autoionización (según el concepto de Arrhenius) o autoprotólisis (según el concepto de Bronsted).

Teniendo en cuenta que la concentración del agua es prácticamente constante (55.5 M), puede incluirse en la constante de equilibrio, que se expresa entonces del siguiente modo:

El producto iónico del agua

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-14} \text{ (a } 25 \text{ }^\circ\text{C)}$$

Esta constante se llama producto iónico del agua.

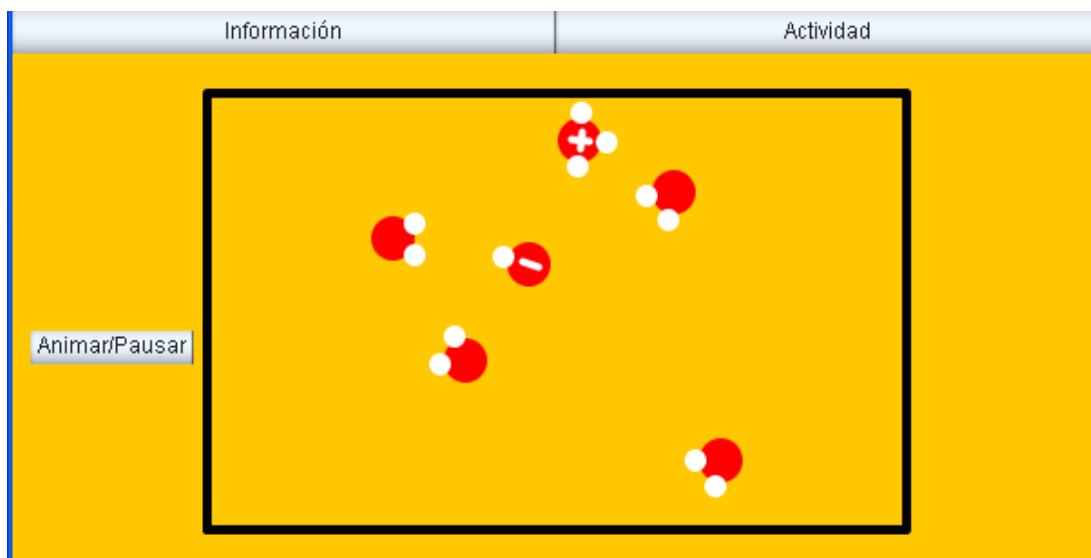
En agua pura, por cada ión H_3O^+ (hidronio) que existe, hay otro ión OH^- (hidróxido). Cualquier disolución acuosa en la que se cumpla esta condición se dice que es neutra. Teniendo en cuenta la expresión y el valor de K_w , resulta que en una disolución neutra, a 25 $^\circ\text{C}$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Al disolver en agua pura un ácido (disolución ácida) deja de ser cierta la relación anterior ya que el ácido aportará H_3O^+ y entonces $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ y, por tanto, $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

Actividad. Cuando a 500 cm^3 de agua pura, a 25 $^\circ\text{C}$, se le añaden 0.05 moles de NaOH sólido .

¿Cuál será $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$? La disolución resultante, ¿será ácida, básica o neutra?



Actividad: En esta escena puedes ver una representación de las partículas que hay en el agua. Observarás que, en una pequeña proporción, coexisten con las moléculas de agua los iones hidronio e hidróxido en un equilibrio químico con el agua.

Como sabes, el equilibrio químico es dinámico es decir, aunque las concentraciones de las diversas especies se mantengan constantes, reactivos y productos se intercambian continuamente. En la simulación puedes observar este equilibrio dinámico. ¿Se mantiene constante la concentración de hidronios y de hidróxidos?

El pH

El pH (del francés pouvoir hydrogène, 'poder del hidrógeno') es una manera de indicar el grado de acidez de una sustancia, es decir, la concentración de iones de H_3O^+ en una solución, el pH también se expresa a menudo en términos de concentración de iones hidrógeno (atendiendo a la definición de Arrhenius).

El agua y todas las soluciones acuosas contienen H_3O^+ e iones OH^- . En el agua pura se cumple que la concentración de iones H^+ es igual a la concentración de iones OH^- , por eso se dice que el agua es neutra.

Como las concentraciones de iones H_3O^+ y de OH^- son muy pequeñas, en 1909, el químico danés Sorensen definió el pH como el logaritmo decimal negativo de la molaridad de los iones hidrógeno. Esto es:

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

Algunas sustancias comunes con su pH

- Jugos gástricos → pH 1.0 – 2.0
- Jugo de limón → pH 2.4
- Orina → pH 4.8 – 7.5
- Saliva → pH 6.4 – 6.9
- Leche de vaca → pH 6.5
- Agua pura → pH 7.0
- Sangre → pH 7.3 – 7.4
- Limpiador con amoníaco → pH 11 – 12

Desde entonces, el término pH ha sido universalmente utilizado por la facilidad de su uso, evitando así el manejo de cifras largas y complejas. Por ejemplo, una concentración de $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$ (0.00000001 M) es simplemente un pH de 8 ya que:

$$\text{pH} = -\log[10^{-8}] = 8$$

La escala de pH en disolución acuosa se establece normalmente en una recta numérica que va desde el 0 hasta el 14 (aunque el pH puede ser menor que 0, y mayor que 14). El número 7 corresponde a las soluciones neutras. El sector izquierdo de la recta numérica indica acidez, que va aumentando en intensidad cuando más cerca se está del 0. Por ejemplo una solución que tiene el pH 1 es más ácida o más fuerte que aquella que tiene un pH 6. De la misma manera, hacia la derecha del 7 las soluciones son básicas y son más fuertes o más básicas cuanto más se acercan al 14. Por ejemplo, una base que tenga pH=14 es más fuerte que una que tenga pH=8.

De un modo semejante, se define el pOH como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones hidróxido (OH^-) de una solución:

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

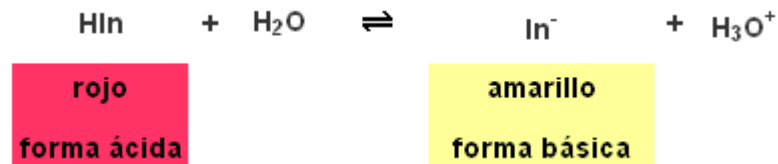
Actividad. Calcula el pH y el pOH de una disolución que contiene una concentración de H_3O^+ de 0.00034 M.

Indicadores

De una manera aproximada, puede conocerse el pH de una disolución utilizando indicadores. Los indicadores son disoluciones de ciertos colorantes cuyo color varía con el pH del medio.

Los indicadores son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener un color diferente a su base conjugada.

Por ejemplo, el naranja de metilo tiene color rojo cuando está protonado, mientras que su base conjugada es de color amarillo.



En la tabla siguiente tienes una lista de indicadores:

Indicador	Color forma ácida	Intervalo de viraje	Color forma básica
Azul de timol (ácido)	Rojo	1.2-2.8	Amarillo
Naranja de metilo	Rojo	3.1-4.5	Amarillo
Verde de bromocresol	Amarillo	3.8-6.4	Azul
Rojo de metilo	Rojo	4.2-6.3	Amarillo
Azul de bromotimol	Amarillo	6.0-7.6	Azul
Tornasol	Rojo	6.0-8.0	Azul
Azul de timol (básico)	Amarillo	8.0-9.6	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	8.3-10.0	Rosa intenso
Amarillo de alizarina	Amarillo	10.1-12.0	Rojo
Alizarina	Rojo	11.0-12.4	Púrpura

Indicadores

Actividad

Otra muestra

Lista de indicadores



Azul de timol (ácido)
[1.2-2.8]



Naranja de metilo
[3.2-4.2]



Rojo de metilo
[4.8-6.0]

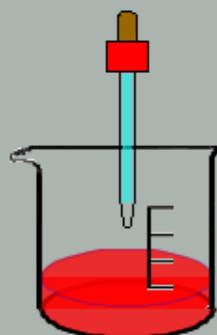


Azul de bromotimol
[6.0-7.6]



Fenolftaleína
[8.2-10.0]

Respuesta
Escoge



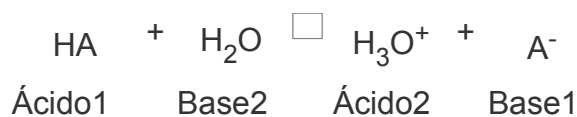
Actividad. En el vaso de precipitados tienes una disolución de pH desconocido. Con el uso de los indicadores propuestos tienes que determinar, aproximadamente, su pH. Para verter el indicador en el vaso, lleva el cuentagotas con el ratón a su parte superior; después, haz un clic sobre la goma. Puedes repetir el análisis de la disolución pulsando sobre el botón 'Otra muestra'.

Ácidos fuertes y débiles

La distinción entre ácidos fuertes y débiles depende tanto del disolvente como de las propiedades de los propios ácidos. Un ácido cederá fácilmente protones en un disolvente que tenga fuerte tendencia a captarlos, comportándose como ácido fuerte en este caso. Si el disolvente tiene poca tendencia a captarlos, este ácido actuará como débil frente a este disolvente. se puede hacer el mismo razonamiento con las bases.

Por tanto, si queremos establecer una lista para comparar la fuerza de los diferentes ácidos, la tendremos que hacer usando el mismo disolvente. Se escogió para tal fin el agua.

Un ácido en disolución acuosa se disocia según el siguiente equilibrio:



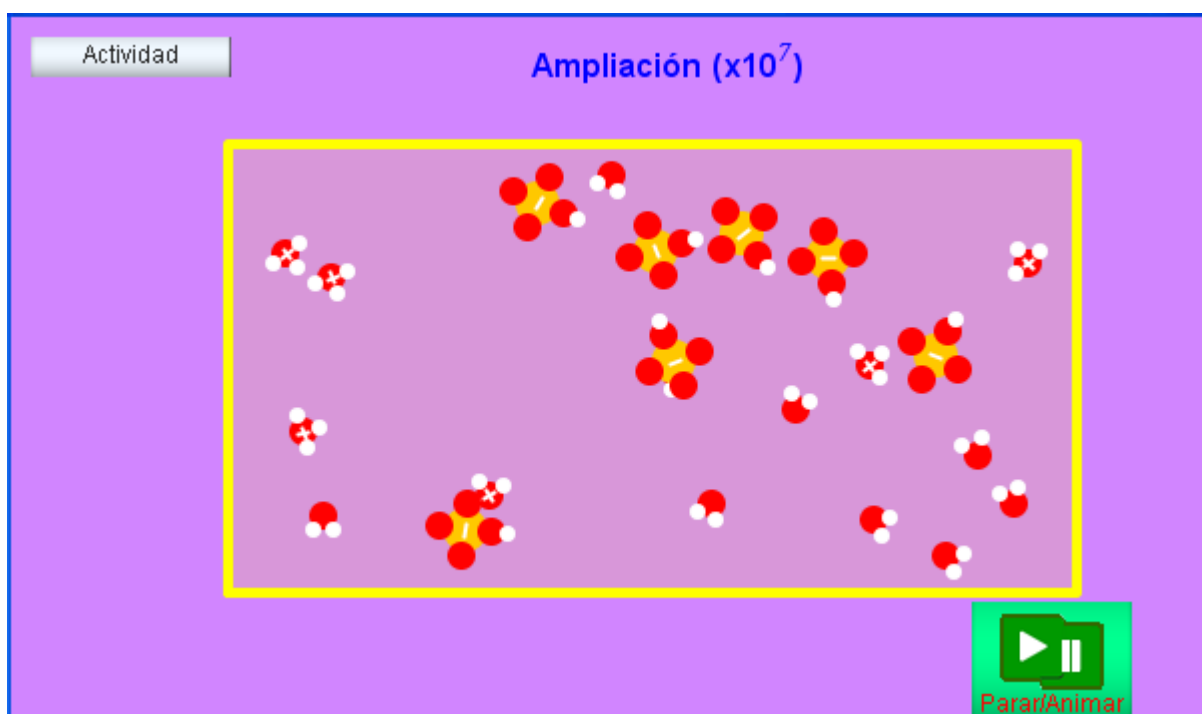
Ácidos fuertes y débiles

la constante de este equilibrio será:

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

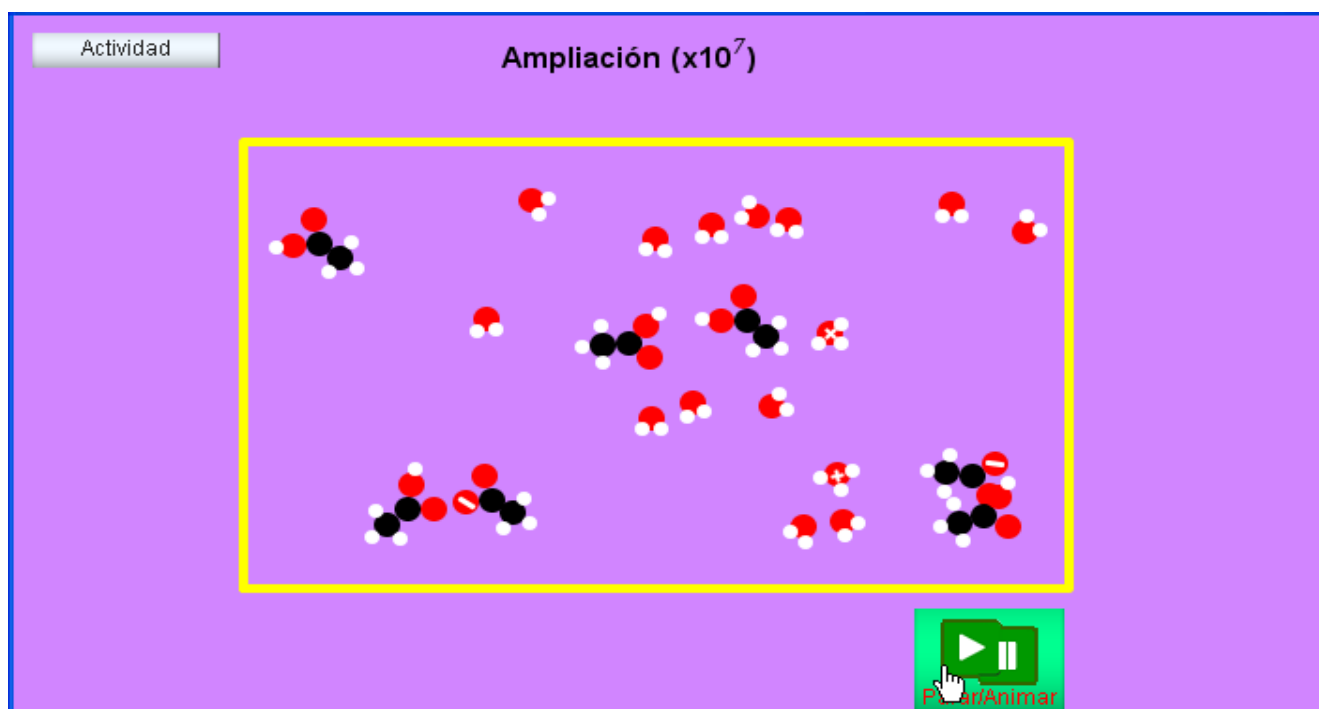
Cuanto mayor sea K_a , más fuerte será el ácido.

Según la teoría de Arrhenius un ácido será fuerte si se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa, mientras que será débil si esta disociación es pequeña. De manera análoga, en la teoría de Bronsted-Lowry, un ácido será fuerte cuando muestre una gran tendencia a ceder un protón, mientras que en un ácido débil esta tendencia será pequeña. En el siguiente applet podéis ver esta distinción cuando se toma como sustancia de referencia el agua:



Ácidos fuertes y débiles

Actividad. En la escena verás el comportamiento de un ácido fuerte, el sulfúrico. En la primera disociación del ácido sulfúrico este se comporta como un ácido fuerte. ¿Queda alguna molécula original de sulfato de hidrógeno después de su disolución en agua?



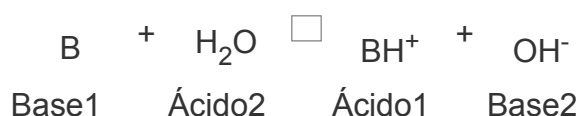
Actividad. En la escena verás el comportamiento de un ácido débil, el acético (CH_3COOH). ¿Queda alguna molécula original de ácido acético después de su disolución en agua? ¿Qué significaría esto?

Bases fuertes y débiles

La distinción entre bases fuertes y débiles depende tanto del disolvente como de las propiedades de las propias bases. Una base captará fácilmente protones en un disolvente que tenga fuerte tendencia a cederlos, comportándose como una base fuerte en este caso. Si el disolvente tiene poca tendencia a cederlos, esta base actuará como débil frente a este disolvente.

Por tanto, si queremos establecer una lista para comparar la fuerza relativa de las diferentes bases, la tendremos que hacer usando el mismo disolvente. Se escogió para tal fin el agua.

Una base en disolución acuosa se disocia según el siguiente equilibrio:



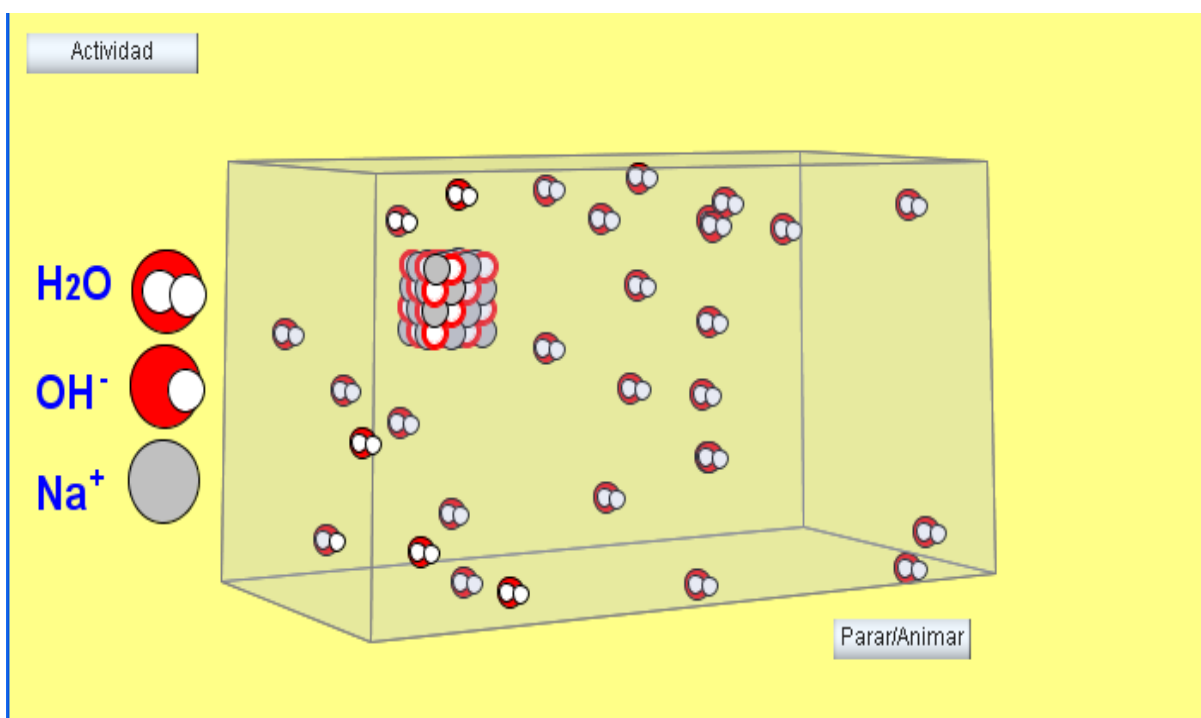
la constante de este equilibrio será:

Bases fuertes y débiles

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

Cuanto mayor sea K_b , más fuerte será la base.

Según la teoría de Arrhenius una base será fuerte si se encuentra totalmente disociada en disolución acuosa, mientras que será débil si esta disociación es pequeña. De manera análoga, en la teoría de Bronsted-Lowry, una base será fuerte cuando muestre una gran tendencia a captar un protón, mientras que será débil si esta tendencia es pequeña. En el siguiente applet podéis ver esta distinción cuando se toma como sustancia de referencia el agua:

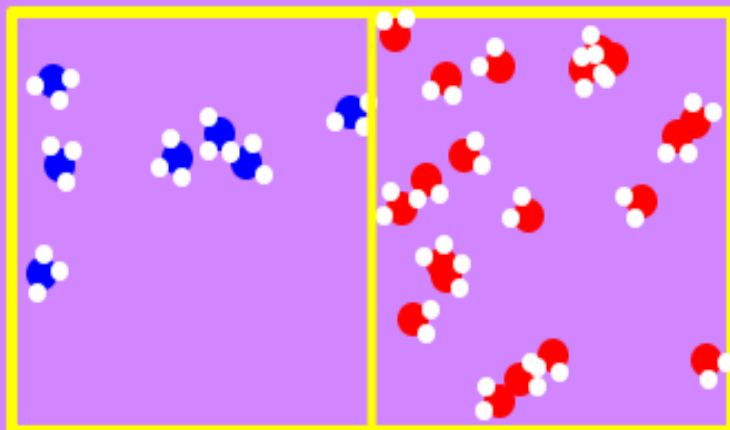


Actividad. En la escena verás el comportamiento de una base fuerte, el hidróxido sódico (NaOH). ¿Se disuelve todo el hidróxido sódico en el agua? ¿Qué especies hay en la disolución? ¿Qué significaría esto?

Bases fuertes y débiles

Actividad

Ampliación ($\times 10^7$)



Actividad. En la escena tienes una base débil, el amoníaco separada inicialmente del agua. Rompe el tabique que separa el agua del amoníaco y observa lo que ocurre. Después de cierto tiempo, ¿qué le ocurre a las concentraciones de las diferentes especies? ¿Entiendes por qué decimos que el amoníaco es una base débil?

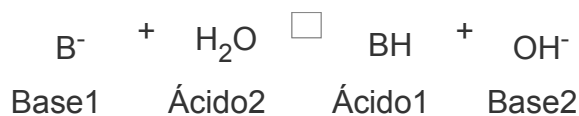
Hidrólisis

Las disoluciones de algunas sales llamadas neutras (que no contienen H ni OH) en su composición, contrariamente a lo que se podría suponer a primera vista, presentan carácter ácido o básico. Por ejemplo, cuando se disuelve carbonato sódico o acetato sódico puede comprobarse que la disolución resultante no es neutra sino básica.

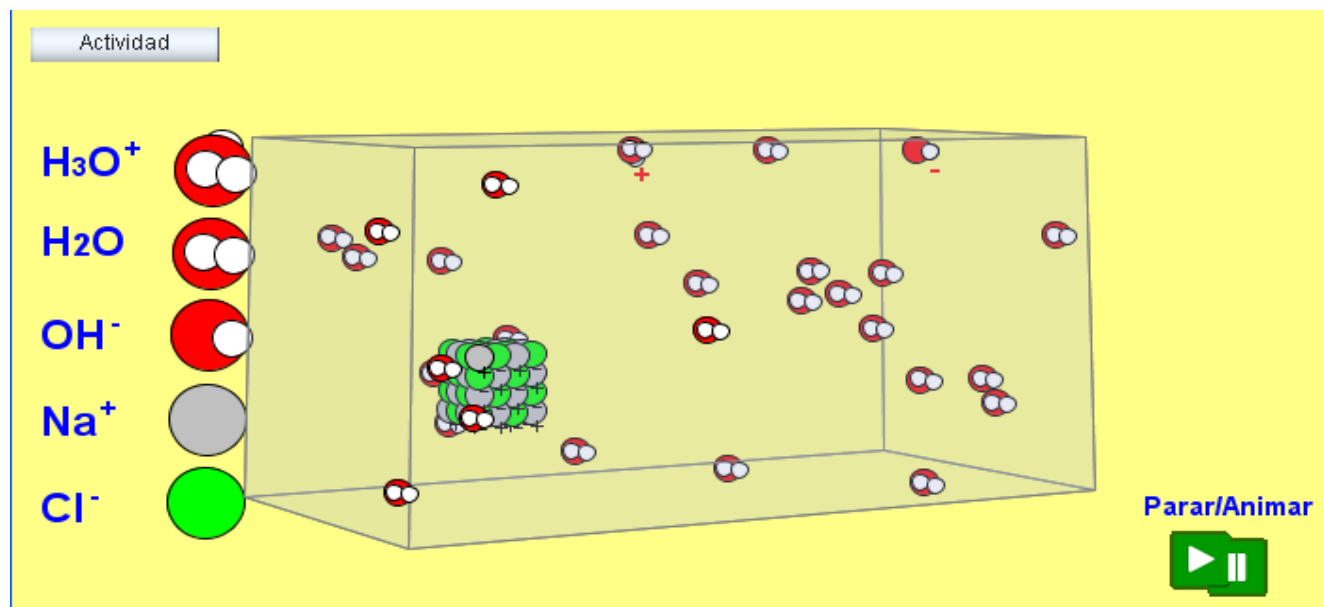
Este comportamiento ácido o básico de las disoluciones de algunas sales se debe a que, al menos, uno de los iones de la sal reacciona con el agua rompiéndola en un proceso denominado hidrólisis.

Por ejemplo uno de los iones resultantes de la disolución podría ser una base más fuerte que el agua, en este caso:

Hidrólisis



Vemos que la disolución resultante tendría carácter básico.



Sal de ácido fuerte y base fuerte.

Son ejemplos de estas sales NaCl, KI, NaNO₃... que provienen de la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte.

Al disolver en agua, por ejemplo, el NaCl, se disocia completamente en iones Na⁺ y Cl⁻. El Cl⁻ (por provenir de un ácido fuerte) es una base débil incapaz de captar protones del agua. El Na⁺ (por provenir de una base fuerte, NaOH) es un ácido débil, incapaz de producir H₃O⁺ en el agua (o de captar OH⁻). Por tanto, en este caso al no haber producción ni de H₃O⁺ ni de OH⁻, el pH del agua continuará siendo neutro.

Actividad. En la escena verás la disolución en agua de una sal proveniente de una base fuerte (NaOH) y de un ácido fuerte (HCl). Esta sal, como ya sabes, se llama cloruro sódico. Fíjate en las especies hidronio (H₃O⁺) e hidróxido (OH⁻), ¿aumenta o disminuye su concentración después de la disolución? ¿qué consecuencias tendrá esto en el pH?

Sal de ácido fuerte y base débil

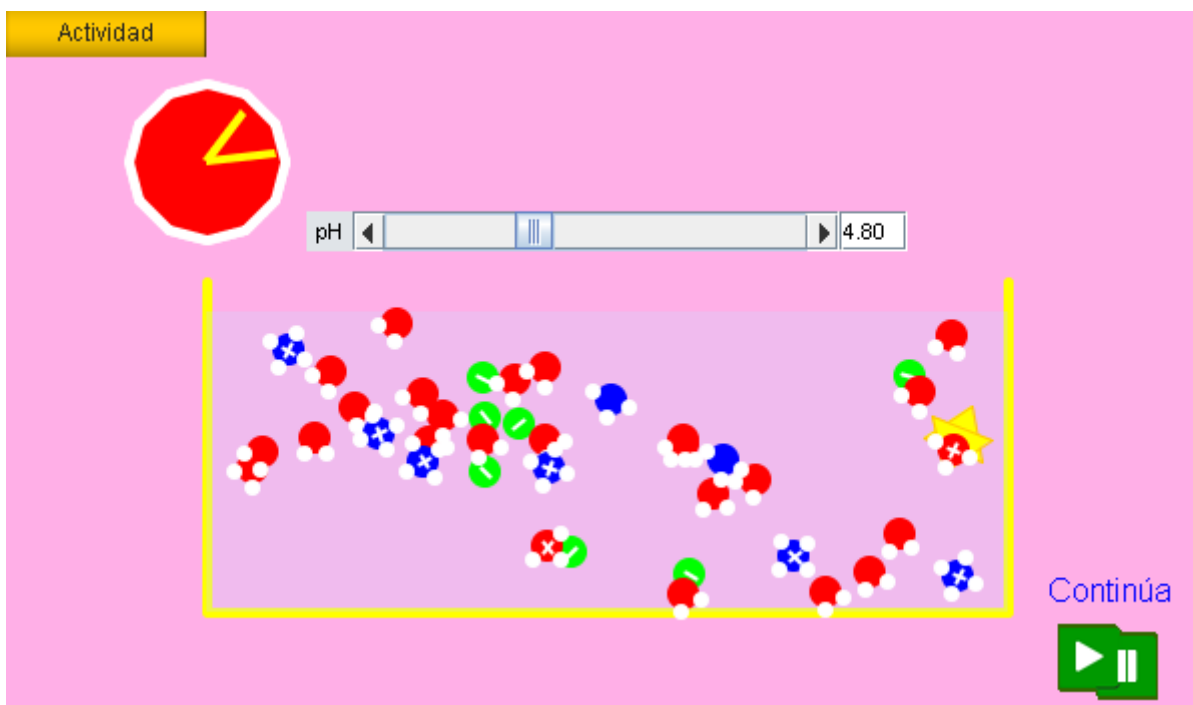
Un ejemplo de este tipo de sales es el cloruro amónico NH_4Cl , que proviene de la reacción entre un ácido fuerte (el HCl) y una base débil (el NH_3).

Al disolver en agua el cloruro amónico, se disocia completamente en iones NH_4^+ y Cl^- . El Cl^- (por provenir de un ácido fuerte) es una base débil incapaz de captar protones del agua. El NH_4^+ (por provenir de una base débil, NH_3) es un ácido relativamente fuerte, capaz de producir H_3O^+ en el agua (o de captar OH^-). Por tanto, en este caso al haber producción neta de H_3O^+ , el pH del agua disminuirá (se hará más ácida).

La reacciones que se producirán son:



Actividad



Continúa

Actividad. En la simulación prepararás una disolución 1 M de una sal proveniente de un ácido fuerte y de una base débil: el cloruro amónico (NH_4Cl). Cuando comience la experiencia, el reloj se pondrá a cero. En la escena se representa una porción pequeñísima de esta disolución con una ampliación del orden de 100 millones de aumentos. ¿Aparecen moléculas de amoníaco? ¿Qué ocurre con los iones hidronio a medida que pasa el tiempo? ¿Qué ocurre con el pH?, ¿por qué?

Sal de ácido débil y base fuerte

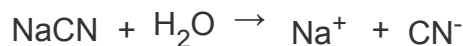
Un ejemplo de este tipo de sales es el cianuro sódico NaCN , que proviene de la reacción entre un ácido débil (el HCN) y una base fuerte (el NaOH).

Al disolver en agua el cianuro sódico, se disocia completamente en iones Na^+ y CN^- . El Na^+ (por provenir de una base fuerte) es un ácido débil incapaz de producir protones en el agua. El CN^- (por provenir de un ácido débil, HCN) es una base relativamente fuerte, capaz de captar protones del agua. Por tanto, en este caso al haber producción neta de OH^- , el pH del

Sal de ácido débil y base fuerte

agua aumentará (se hará más básica).

Las reacciones que se producirán son:



La constante de este equilibrio la podemos obtener a partir de la constante de acidez del HCN y del producto iónico del agua:

$$k_b = \frac{k_w}{k_a} = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-10}} = 2.5 \cdot 10^{-5}$$

Actividad

Se alcanzó el equilibrio: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCN}$

pH 9.40

Continúa

Actividad. En la simulación prepararás una disolución 1 M de una sal de una base fuerte y de un ácido débil: el cianuro sódico (NaCN). Cuando comience la experiencia, el reloj se pondrá a cero. En la escena se representa una porción pequeñísima de esta disolución con una ampliación del orden de 100 millones de aumentos. ¿Aparecen moléculas de cianuro de hidrógeno? ¿Qué ocurre con los iones hidróxido a medida que pasa el tiempo? ¿Qué ocurre con el pH?, ¿por qué?

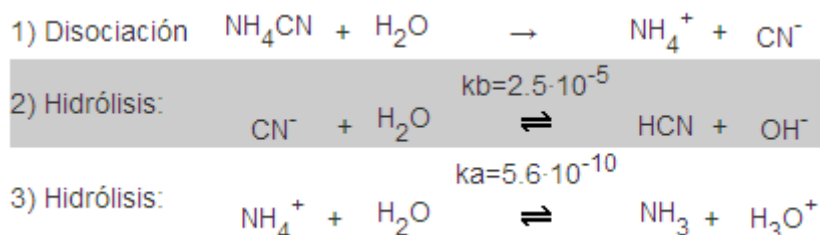
Sal de ácido débil y base débil

Sal de ácido débil y base débil

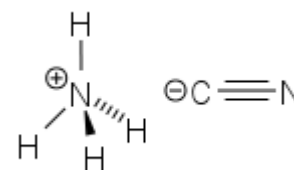
Un ejemplo de este tipo de sales es el cianuro amónico NH_4CN , que proviene de la reacción entre un ácido débil (el HCN) y una base débil (el NH_3).

Al disolver en agua el cianuro amónico, se disociará completamente en iones NH_4^+ y CN^- . El NH_4^+ (por provenir de una base débil) podrá ceder protones al agua. El CN^- (por provenir de un ácido débil, HCN) es una base relativamente fuerte, y será capaz de captar protones del agua. Por tanto, en este caso se establecerán dos equilibrios. La acidez final de la disolución vendrá determinada por los respectivos valores de k_a y k_b de las especies implicadas en la hidrólisis del agua.

Las reacciones que se producirán son:



Actividad. A la vista de las constantes de equilibrio a tener en cuenta en la disolución del cianuro amónico, ¿qué pH crees que habrá en una disolución 1 M de esta sal?

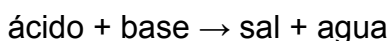


Reacciones entre ácidos y bases: la neutralización

La reacción entre un ácido y una base se llama neutralización. Cuando en la reacción participan un ácido fuerte y una base fuerte se obtiene una sal y agua. Si una de las especies es de naturaleza débil y la neutralización se produce en disolución acuosa también se obtiene su respectiva especie conjugada y agua. Se puede decir que la neutralización es la combinación de iones hidronio y de aniones hidróxido para formar moléculas de agua. Durante este proceso se forma una sal.

Las reacciones de neutralización son generalmente exotérmicas, lo que significa que desprenden energía en forma de calor.

Podemos resumir el proceso así:



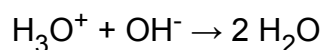
Reacciones entre ácidos y bases: la neutralización

Neutralización				Sal disuelta	
Ácido fuerte	+	Base fuerte	→ Agua + Sal	Anión inerte + Cation inerte	
Ácido fuerte	+	Base débil	→ Agua + Sal	Ácido /Base conjugados + Anión inerte	
Ácido débil	+	Base fuerte	→ Agua + Sal	Ácido/Base conjugados + Cation inerte	
Ácido débil	+	Base débil	→ Agua + Sal	Ácido/Base conjugados + Ácido/Base conjugados	

Concretamos con algunos ejemplos los productos obtenidos al reaccionar un ácido y una base:

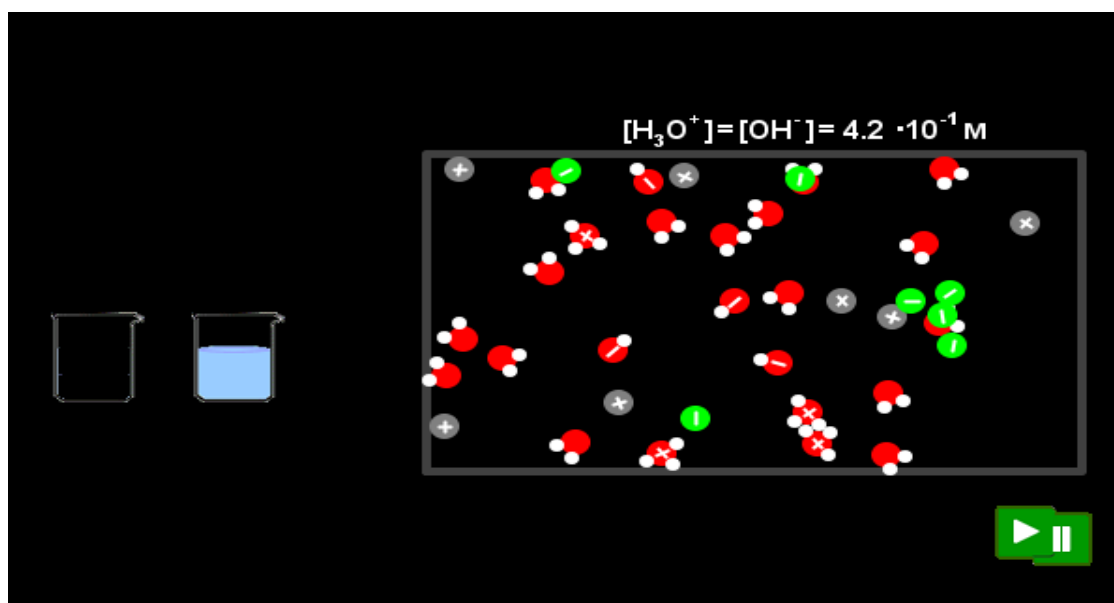
Neutralización				Sal disuelta	
HCl	+	NaOH	→ H ₂ O + NaCl	Cl ⁻ + Na ⁺	
HCl	+	NH ₃	→ H ₂ O + NH ₄ Cl	NH ₄ ⁺ + H ₂ O + Cl ⁻ ⇌ NH ₃ + H ₃ O ⁺ + Cl ⁻	
HCN	+	NaOH	→ H ₂ O + NaCN	Na ⁺ + CN ⁻ + H ₂ O ⇌ Na ⁺ + HCN + OH ⁻	
HCN	+	NH ₃	→ H ₂ O + NH ₄ CN	NH ₄ ⁺ + H ₂ O ⇌ NH ₃ + H ₃ O ⁺ CN ⁻ + H ₂ O ⇌ HCN + OH ⁻	

La reacción de neutralización se produce específicamente entre los iones hidronio e hidróxido que reaccionan para formar agua:



Reacciones entre ácidos y bases: la neutralización

Actividad. En esta escena vas a producir una reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte. En los dos vasos de precipitado tienes sendas disoluciones 1.2 M de ácido clorhídrico y de hidróxido sódico. Coge con el ratón el vaso con el hidróxido sódico y viértelo sobre el ácido clorhídrico, ¿qué observas? Al final de la experiencia, ¿qué pH habrá en la disolución?

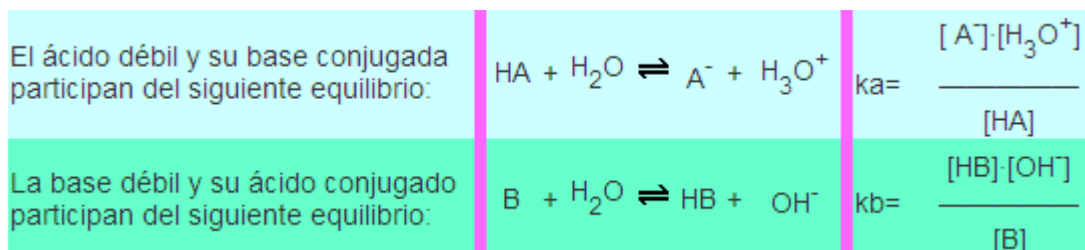


Disoluciones reguladoras

Una disolución reguladora (también llamada amortiguadora, tampón o "buffer") es una disolución capaz de mantener el pH casi constante cuando se le añaden cantidades moderadas de un ácido o de una base.

Una disolución reguladora debe contener una concentración de ácido suficiente para reaccionar con la base (OH^-) que se añada y, también, una concentración de base apropiada para reaccionar con el ácido (H_3O^+) añadido.

Una disolución reguladora se prepara mezclando dos solutos: o bien, un ácido débil (HA) y su base conjugada (A^-); o bien, una base débil (B) y su ácido conjugado (HB^+).



Estudiamos el caso de la disolución reguladora del sistema ácido acético/acetato sódico disuelto en agua con sendas concentraciones 1 M en el equilibrio.

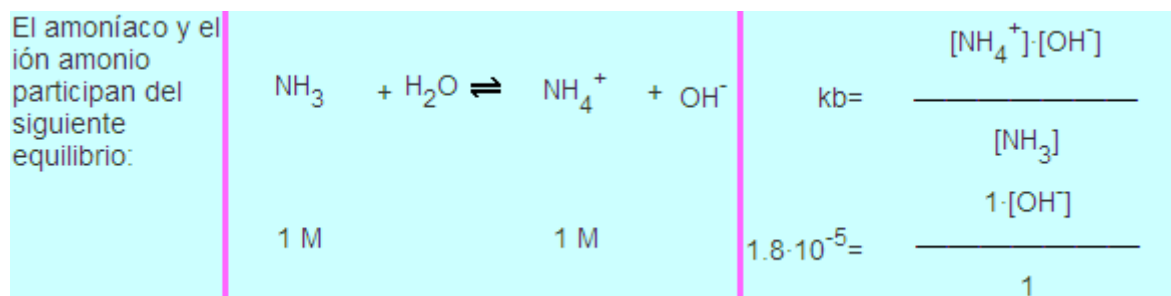
Si calculamos los logaritmos decimales y cambiamos su signo, tenemos:

$$\log(k_a) = \log(1) + \log(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\text{pH} = \text{p}k_a$$

Disoluciones reguladoras

El pH de esta disolución reguladora será / 4.74. Si agregamos un ácido, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda pero si agregamos una base, el equilibrio se desplazará hacia la derecha. En ambos casos, el pH se mantendrá aproximadamente constante. De un modo semejante al anterior, podemos elaborar una disolución reguladora con cloruro amónico y amoníaco que tengan sendas concentraciones 1 M en el equilibrio.



Si sacamos logaritmos decimales y cambiamos el signo, tenemos:

$$\log(k_b) = \log(1) + \log(\text{OH}^-)$$

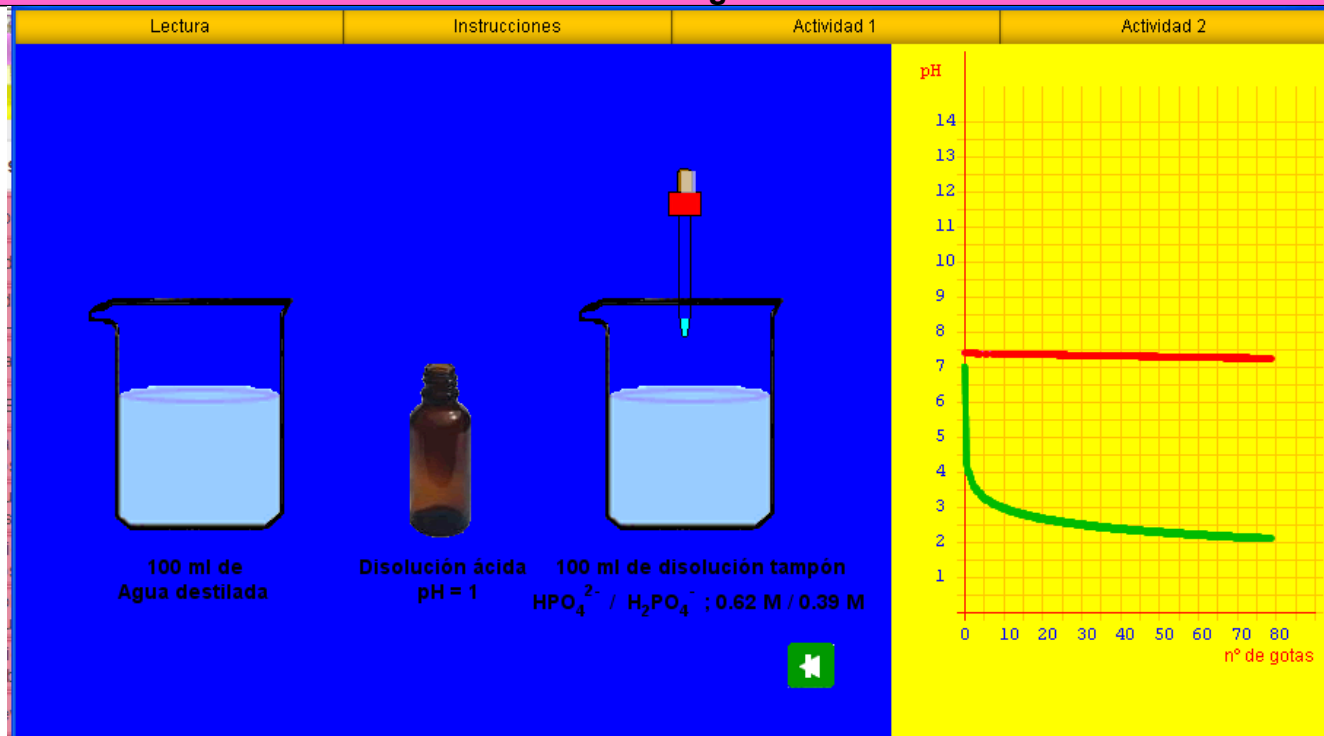
$$\text{pOH} = \text{pkb} = 4.74$$

El pH de esta disolución reguladora será de $14 - 4.74 = 9.26$.

Actividad. Utilizando la tabla de constantes de acidez:

- Indica cómo harías 1 litro de una disolución reguladora que tuviera un pH aproximado de 2.
- Si añadimos a esta disolución 5 ml de HCl 0.5 M, ¿cuál será el nuevo pH de la disolución?

Disoluciones reguladoras



Actividad. Vierte 80 gotas de disolución ácida sobre cada uno de los vasos de precipitado y mira la gráfica. ¿Qué observas? ¿Es efectiva la disolución tampón para regular el pH?

Actividad. ¿Podrías predecir el aspecto de las gráficas en el caso de que hubiéramos usado una disolución básica?

Valoraciones ácido-base

Las valoraciones o volumetrías ácido-base permiten conocer la concentración de un ácido o de una base presente en una disolución.

En estas valoraciones se mide el volumen de ácido (o de base) de una concentración conocida necesaria para neutralizar un volumen determinado de base (o de ácido) de concentración desconocida. Cuando se valoran ácidos se llaman acidimetrías y cuando se valoran bases, alcalimetrías.

Se llama punto de equivalencia al momento en que son iguales los **equivalentes** de la sustancia valorada y los de la sustancia valorante. Este punto de equivalencia se detecta muy fácilmente ya que se observa en sus inmediaciones un brusco salto de pH que se puede detectar en un pH-metro o con un indicador.

Como consecuencia de la estequiometría de la reacción ácido-base podemos llegar a una sencilla ecuación que nos permite conocer rápidamente la concentración desconocida. Por ejemplo, si valoramos con un ácido monoprótico de concentración conocida (HCl) una base de concentración desconocida:

$$[\text{HCl}] \times V_{\text{ácido}} = [\text{Base}] \times n^{\circ} \text{ de OH}^- \times V_{\text{base}}$$

En general, para cualquier valoración:

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

Donde N es la normalidad.

Valoraciones ácido-base

Actividad. Se desea valorar una disolución de ácido sulfúrico con la ayuda de otra de hidróxido de sodio 0.5 M y un indicador apropiado.

Se toman 10 ml de la disolución problema y se depositan, junto con el indicador, en un vaso de precipitados. Con la llave cerrada, se llena la bureta con la solución patrón. A continuación se abre la llave y se hace gotear sobre el vaso. Cuando el descenso del nivel de la bureta indica que se han consumido 20 ml, el indicador, con su cambio característico de color, señala el punto final de la valoración. Calcula la concentración molar de la disolución problema y la cantidad de gramos de H_2SO_4 disueltos en la muestra.

Normalidad ácido-base

Es la normalidad de una disolución cuando se utiliza en una reacción como ácido o como base.

En este caso, los equivalentes se calculan de la siguiente forma:

neq = moles de H protonizable para un ácido,

neq = moles de OH, para una base.

Donde:

neq es la cantidad de equivalentes.

moles es la cantidad de moles.

Por esto, podemos decir lo siguiente:

$N=M \cdot n^\circ$ H protonizables para un ácido,

$N=M \cdot n^\circ$ OH para una base (o, también, n° de protones capaz de captar).

Donde:

N es la normalidad de la disolución.

M es la molaridad de la disolución.

Ejemplos:

Una disolución 1 M de HCl cede 1 H^+ , por lo tanto, es una disolución 1 N.

Una disolución 1 M de H_2SO_4 cede 2 H^+ , por lo tanto, es una disolución 2 N.

Una disolución 1 M de $Ca(OH)_2$ cede 2 OH^- , por lo tanto, es una disolución 2 N.

Valoraciones de un ácido fuerte con una base fuerte

En los laboratorios, para llevar a cabo acidimetrías y alcalimetrías, siempre se parte de soluciones ácidas o alcalinas, que nos sirven de patrón, para poder determinar la concentración de la disolución de concentración desconocida.

Generalmente el HCl se utiliza como ácido, pues es útil en la preparación de soluciones con concentración exacta.

En el caso de las soluciones alcalinas, suelen usarse más variedad de sustancias, pero quizás la más utilizada sea el hidróxido sódico, seguida de otras como el hidróxido potásico, o el amoníaco.

Vamos a estudiar la valoración de un ácido (acidimetría) de tres modos distintos, pero en todos ellos tendremos que usar estas expresiones para determinar la concentración desconocida de la disolución ácida.

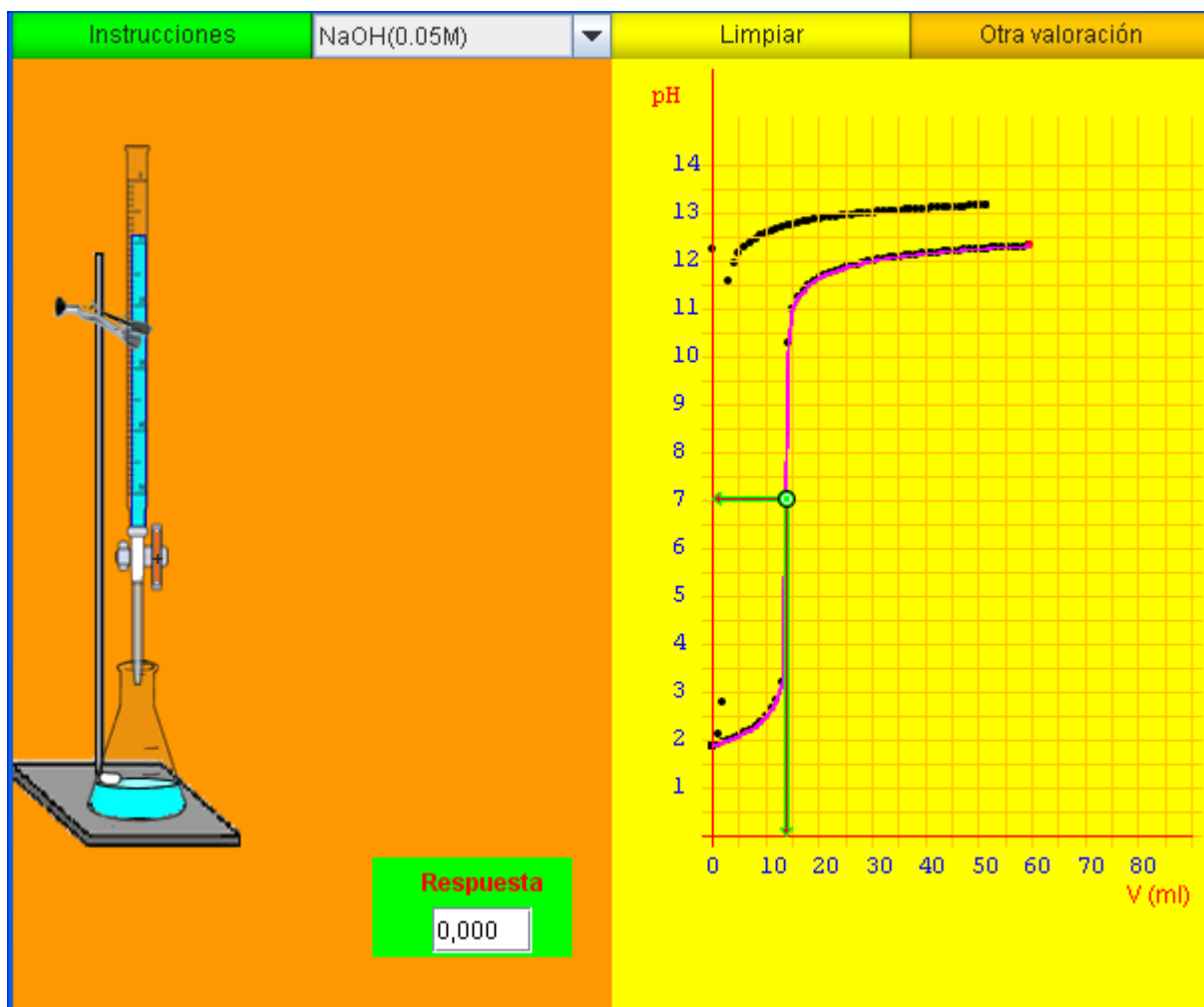
$$[HCl] \times V_{\text{ácido}} = [Base] \times n^\circ \text{ de } OH^- \times V_{\text{base}}$$

En general, para cualquier valoración:

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

Donde N es la normalidad.

Valoraciones de un ácido fuerte con una base fuerte



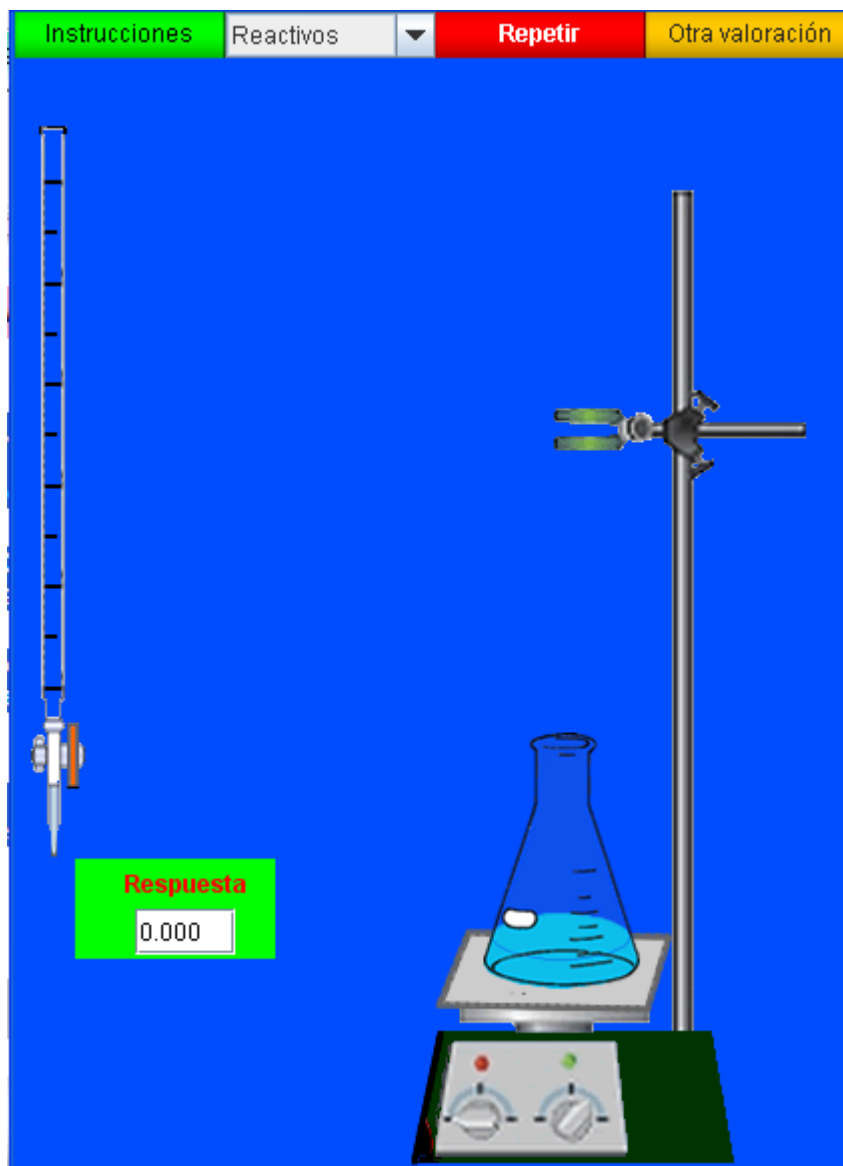
Actividad. En la base del soporte tienes 50 ml de una disolución de ácido clorhídrico de concentración desconocida que tendrás que valorar con cualquiera de las disoluciones de NaOH de concentración conocida de que dispones.

Cuando calcules la concentración en moles/litro, introdúcela en la caja de respuesta (sin unidades).

Escoge en primer lugar el reactivo que vas a usar; después, toma la bureta y llévala al soporte con el ratón. Para verter el hidróxido sódico sobre la disolución problema haz clic en la llave de la bureta. Si en la gráfica no ves claramente el punto de equivalencia, puedes repetir la valoración apretando el botón de limpiar y cambiando la concentración de NaOH (se volverá a rellenar la bureta colocada en el soporte).

Puedes ayudarte del control verde que aparece cuando acaba la valoración para determinar el volumen de base añadido.

Valoraciones de un ácido fuerte con una base fuerte



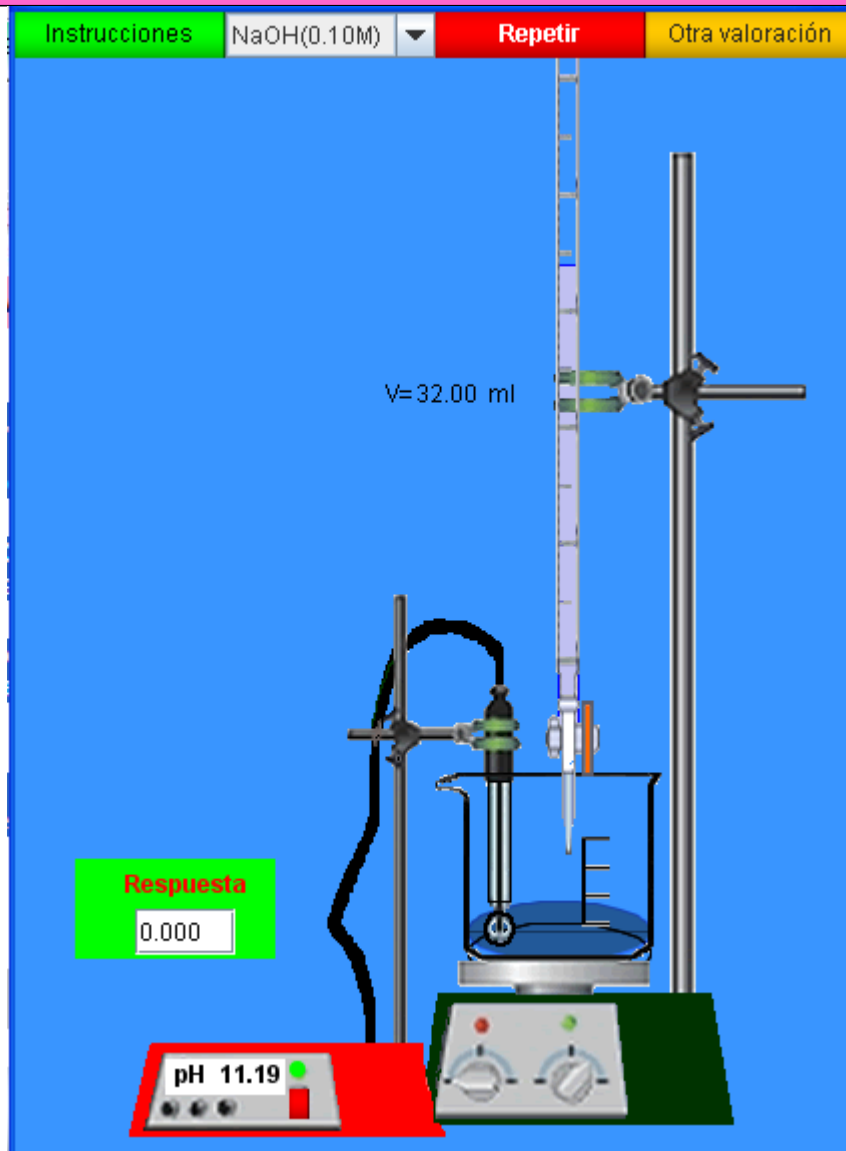
Actividad. En la base del soporte tienes 50 ml de una disolución de ácido clorhídrico de concentración desconocida que tendrás que valorar con cualquiera de las disoluciones de NaOH de concentración conocida de que dispones.

Cuando calcules la concentración en moles/litro, introdúcela en la caja de respuesta (sin unidades).

El indicador usado es la fenolftaleína. Escoge en primer lugar el reactivo que vas a usar; después, toma la bureta y llévala al soporte con el ratón. Para verter el hidróxido sódico sobre la disolución problema haz clics suaves en la llave de la bureta. Cuando cambie el color de la disolución problema, habrá acabado la valoración.

Si se te pide que repitas la valoración (el applet solo admite un 7% de error), coge un reactivo con menor concentración para mejorar el cálculo de la concentración. Para repetir la misma valoración, pulsa el botón 'Repetir'

Valoraciones de un ácido fuerte con una base fuerte



Actividad. En la base del soporte tienes 50 ml de una disolución de ácido clorhídrico de concentración desconocida que tendrás que valorar con cualquiera de las disoluciones de NaOH de concentración conocida de que dispones. Cuando calcules la concentración en moles/litro, introdúcela en la caja de respuesta (sin unidades).

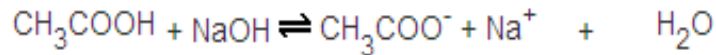
Enciende el pH-metro en primer lugar (el botón rojo situado debajo de su pantalla), escoge en segundo lugar el reactivo que vas a usar; después, toma la bureta y llévala al soporte con el ratón. Para verter el hidróxido sódico sobre la disolución problema haz clics en la llave de la bureta. Cuando el pH indicado en el pH-metro cambie bruscamente, habrá acabado la valoración.

Si se te pide que repitas la valoración (el applet solo admite un 5% de error), coge un reactivo con menor concentración para mejorar el cálculo de la concentración. Para repetir la valoración, pulsa el botón 'Repetir'

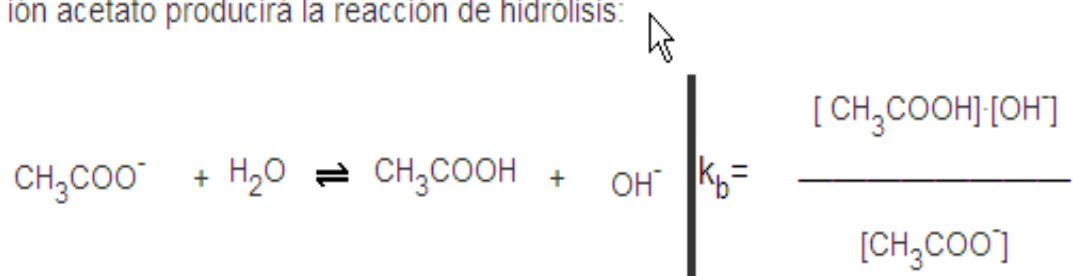
Valoraciones de un ácido débil con una base fuerte

Todo lo expuesto en el punto anterior puede aplicarse a la valoración de un ácido débil con una base fuerte. Si valoramos un ácido acético de concentración desconocida con una disolución de concentración conocida de una base fuerte (p. ej. NaOH). El montaje experimental sería análogo a los anteriores.

En las cercanías del punto de equivalencia, podemos considerar que todo el ácido se ha consumido, según la reacción:



Pero el ión acetato producirá la reacción de hidrólisis:



Así pues, el punto de equivalencia se da en una zona ligeramente básica; esto deberá ser tenido en cuenta a la hora de elegir correctamente el indicador.

El salto de pH que se produce en las proximidades del punto de equivalencia es mucho más pequeño que en la valoración ácido fuerte-base fuerte.

Como en el caso anterior, tendremos que usar esta expresión para determinar la concentración desconocida de la disolución ácida.

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

En general, para cualquier valoración:

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

Donde N es la normalidad.

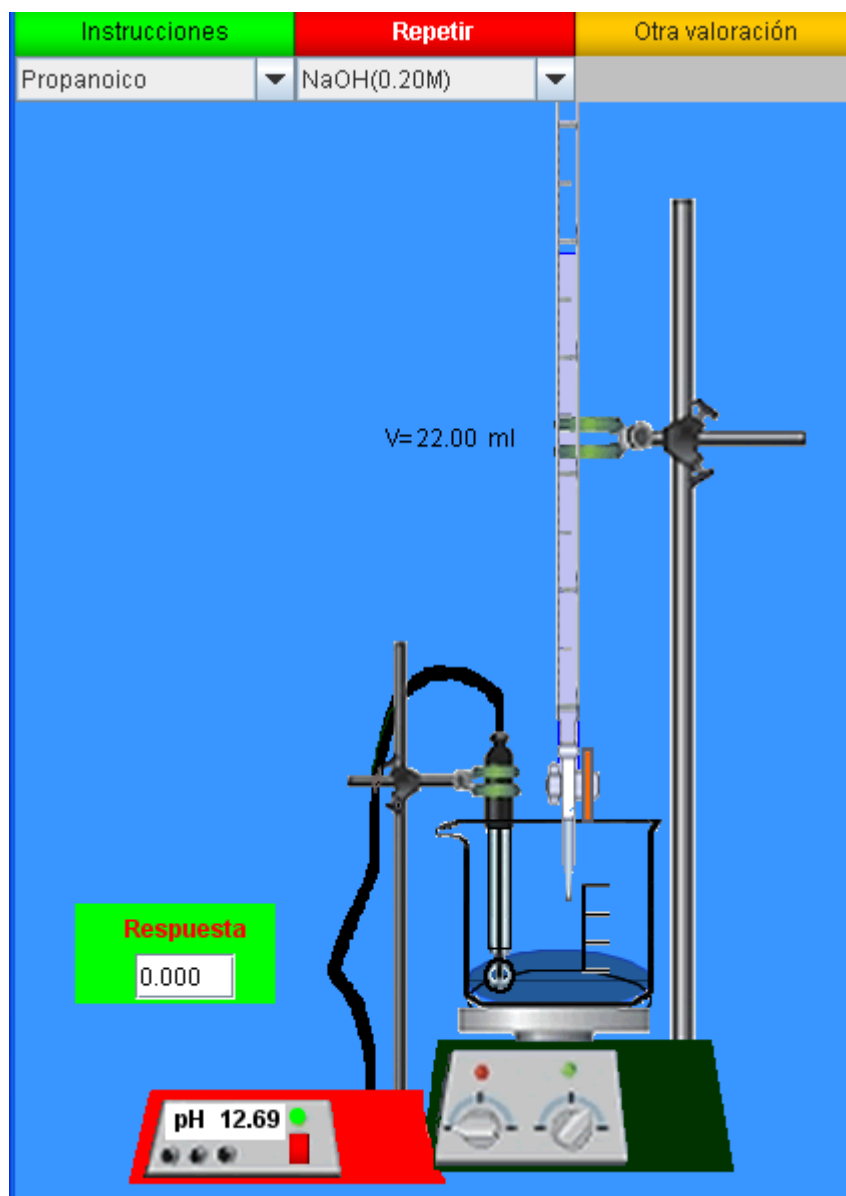
Valoraciones de un ácido débil con una base fuerte



Actividad. Escoge cualquiera de los ácidos débiles propuestos y valóralos sabiendo que tienes 50 ml de una disolución de ácido débil de concentración desconocida. Escoge el reactivo adecuado de NaOH de que dispones. Cuando calcules la concentración en moles/litro, introdúcela en la caja de respuesta (sin unidades).

Toma la bureta y llévala al soporte con el ratón. Para verter el hidróxido sódico sobre la disolución problema haz clic en la llave de la bureta. Si en la gráfica no ves claramente el punto de equivalencia, puedes repetir la valoración apretando el botón de limpiar y cambiando la concentración de NaOH (se volverá a rellenar la bureta colocada en el soporte).

Valoraciones de un ácido débil con una base fuerte



Actividad. En la base del soporte tienes 50 ml de una disolución de un ácido débil de concentración desconocida que tendrás que valorar con cualquiera de las disoluciones de NaOH de concentración conocida de que dispones. Cuando calcules la concentración en moles/litro, introdúcela en la caja de respuesta (sin unidades).

Enciende el pH-metro en primer lugar (el botón rojo situado debajo de su pantalla), escoge en segundo lugar el reactivo que vas a usar; después, toma la bureta y llévala al soporte con el ratón. Para verter el hidróxido sódico sobre la disolución problema haz clics en la llave de la bureta. Cuando el pH indicado en el pH-metro cambie bruscamente, habrá acabado la valoración.

Si se te pide que repitas la valoración (el applet solo admite un 5% de error), coge un reactivo con menor concentración para mejorar el cálculo de la concentración. Para repetir la valoración, pulsa el botón 'Repetir'

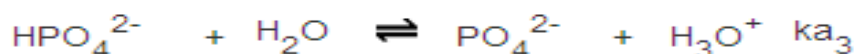
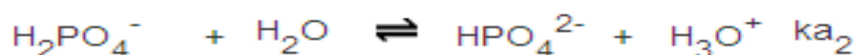
Valoración de un ácido poliprótico

Los ácidos polipróticos son aquellos que presentan más de un hidrógeno ionizable. La ionización ocurre por etapas, o sea, el ácido cede un protón (H^+) cada vez.

El primer protón se extrae con más facilidad que el segundo, pues este es retirado de un ión negativo, por tanto es necesario vencer la atracción eléctrica entre el protón y el anión. Podemos decir que el H_3PO_4 es un ácido más fuerte que $H_2PO_4^-$ y, por tanto, la primera constante de acidez será mayor que la segunda y esta, a su vez, mayor que la tercera.

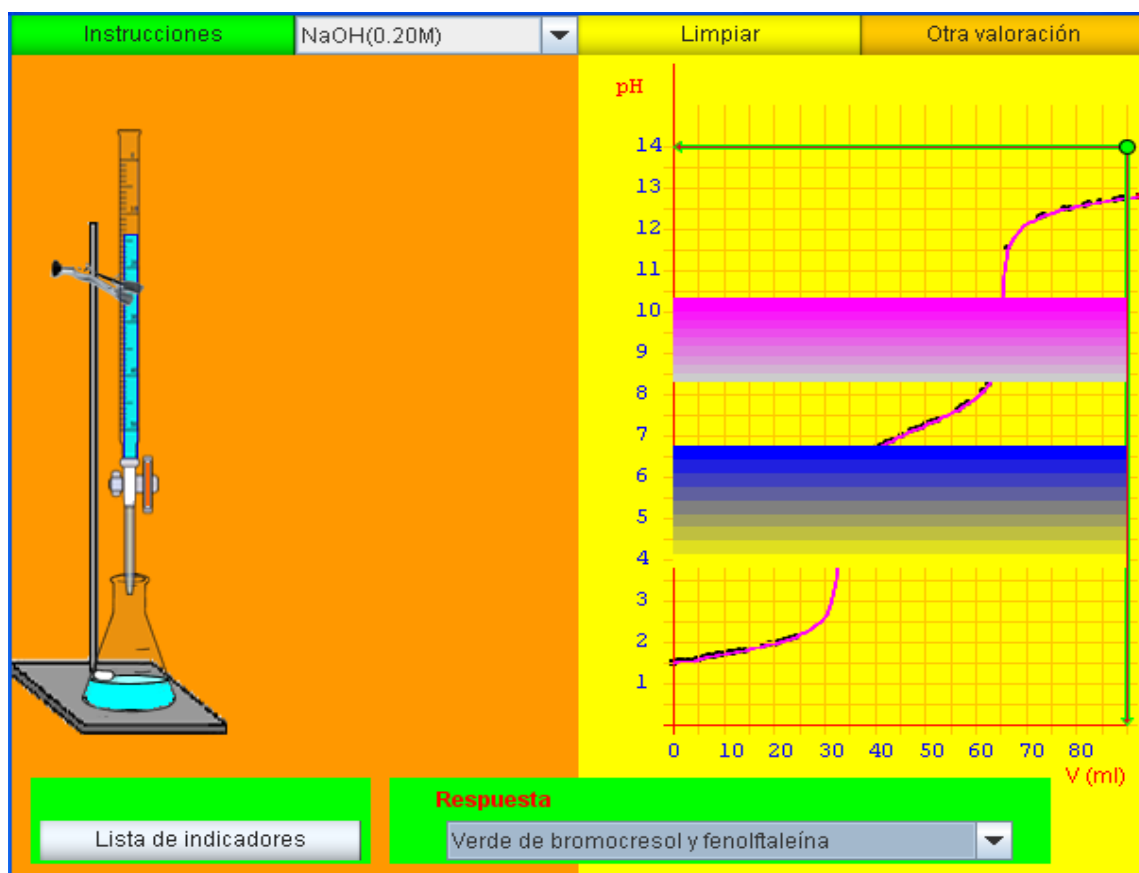
En el caso de la valoración de un ácido triprótico encontraremos en la representación gráfica tres saltos de pH.

Vamos a estudiar el caso de una acidimetría del ácido fosfórico con hidróxido sódico. Los equilibrios a considerar son:



A medida que añadamos hidróxido sódico los equilibrios se desplazarán hacia la derecha.

Los saltos de pH que se producen en las proximidades de los puntos de equivalencia serán mucho más pequeños que en la valoración del ácido fuerte con base fuerte.



Valoración de un ácido poliprótico

Actividad. Vas a valorar 50 ml de un ácido poliprótico: el ácido fosfórico (ortofosfórico) de concentración desconocida. Escoge el reactivo adecuado de NaOH de que dispones. Fíjate en el aspecto de la gráfica.

Toma la bureta y llévala al soporte con el ratón. Para verter el hidróxido sódico sobre la disolución problema haz clic en la llave de la bureta. Si en la gráfica no ves claramente los dos puntos de equivalencia, puedes repetir la valoración apretando el botón de limpiar y cambiando la concentración de NaOH (se volverá a rellenar la bureta colocada en el soporte).

Del listado de indicadores propuestos, ¿cuáles usarías? ¿Escoge la solución en la caja?

Autoevaluación

1. Para Lavoisier el responsable del carácter ácido de las sustancias era:

- a) El oxígeno
- b) El hidrógeno
- c) Los no metales existentes en las moléculas

2. Según Arrhenius, una sustancia es una base si:

- a) Libera protones en el agua
- b) Produce iones hidróxido en agua
- c) Produce iones hidronio en el agua

3. Según Brønsted-Lowry, una base es:

- a) Una sustancia capaz de captar protones de otra
- b) Una sustancia capaz de ceder protones a otra
- c) Una sustancia capaz de ceder iones hidróxido a otra

4. ¿Cuál sería la base conjugada de esta sustancia? HCl

- a) Cl^-
- b) OH^-
- c) NH_3
- d) H_2Cl

5. Según la teoría de Brønsted-Lowry, ¿cuál de estas sustancias puede actuar como ácido y como base (sustancia anfótera)?
- a) CO_3^{2-}
 - b) HCO_3^-
 - c) H_3O^+
6. La concentración de iones H_3O^+ y de OH^- en una disolución acuosa cuyo pOH es de 2.7 es:
- a) $5 \cdot 10^{-12}$ mol/l
 - b) $4 \cdot 10^{-12}$ mol/l
 - c) $3 \cdot 10^{-12}$ mol/l
 - d) $2 \cdot 10^{-12}$ mol/l
7. Introducimos unas gotas de fenolftaleína en una disolución de pH desconocido. Si la disolución adquiere un color rosa intenso, podemos afirmar que:
- a) El pH es ácido
 - b) El pH es básico y menor que 8
 - c) El pH es básico y mayor que 9
8. El grado de ionización en agua de un ácido fuerte
- a) Es mayor que el de un ácido débil
 - b) Es menor que el de un ácido débil
 - c) Puede ser mayor o menor que el de un ácido débil
9. De esta lista, ¿cuál es el ácido más fuerte?
- a) El acético
 - b) El clorhídrico
 - c) El fluorhídrico

Autoevaluación

d) El cianhídrico

10. Un ácido débil tiene una $k_a=1.8 \cdot 10^{-12}$, la constante de basicidad de su base conjugada será:

a) $5 \cdot 10^{-12}$

b) $5 \cdot 10^{-12}$

c) $5.56 \cdot 10^{-12}$

d) $5.56 \cdot 10^{-12}$

11. A 25 °C, el pH de una disolución acuosa de HCl 0.1 M es:

a) 2

b) 5

c) 1

12. A 25 °C, el pH de una disolución acuosa de hidróxido sódico 0.1 M es:

a) 1

b) 4

c) 6

d) 13

13. A 25 °C, el pH de una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) 0.1 M es:

(Dato: $k_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

a) 1.7

b) 2.5

c) 2.9

d) 3.2

14. A 25 °C, el pH de una disolución acuosa de amoníaco (NH_3) 0.1 M es:

(Dato: $k_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

Autoevaluación

- a) 8.5
- b) 5.5
- c) 11.1
- d) 12.3

15. El pH de una disolución de metilamina (CH_3NH_2) 0.30 M es 12.04. ¿Cuál será su constante de basicidad?

- a) $4.2 \cdot 10^{-4}$
- b) $2.2 \cdot 10^{-4}$
- c) $4.2 \cdot 10^{-3}$
- d) $7.2 \cdot 10^{-4}$

16. Se tienen distintas disoluciones de las siguientes sales: KCl, NH_4NO_3 , CH_3COONa , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$. La que tendrá el pH más bajo será:

(Consulta la tabla de constantes de acidez si es necesario).

- a) La de CH_3COONa
- b) La de NH_4NO_3
- c) La de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$
- d) La de KCl

17. ¿Cuál será el grado de hidrólisis de una disolución acuosa de 0.1 M de cianuro de potasio?

- a) 1.4%
- b) 2.4%
- c) 4.4%
- d) 20.4%

18. El pH de una disolución tampón preparada de manera que es 0.50 M de ácido acético y 0.5 M de acetato de sodio será de:

- a) 4.75

Autoevaluación

b) 3.54

c) 12.3

d) 5.5

19. Tenemos una disolución reguladora preparada de manera que es 0.50 M de ácido acético y 0.5 M de acetato de sodio. Si añadimos 5 ml de HCl, el pH final será:

a) 4.75

b) 3.56

c) 12.23

d) 2.43

20. Cuando vertemos una gotas de amarillo de alizarina sobre una disolución, esta se vuelve de color rojo. Podemos afirmar que su pH es:

a) Menor de 10

b) Mayor que 11

c) Menor que 9

d) Menor que 8

21. Valoramos una disolución de amoníaco con ácido clorhídrico. Para ello se diluyen 20 ml de la disolución con agua hasta los 500 ml. Después se toman 25 ml de esta última disolución y se valoran necesitando 22.7 ml de HCl 0.5 M. Podemos afirmar que en 100 ml de la disolución amoniacal hay:

a) 19.3 g de amoníaco

b) 29.3 g de amoníaco

c) 9.3 g de amoníaco

d) 13.3 g de amoníaco

Soluciones de la autoevaluación

1. (a)	4. (a)	7. (c)	10. (c)	13. (c)	16. (b)	19. (a)
2. (b)	5. (b)	8. (a)	11. (c)	14. (c)	17. (a)	20. (b)
3. (a)	6. (a)	9. (b)	12. (d)	15. (a)	18. (a)	21. (a)

