

TEMA N° 7. ÁCIDOS Y BASES

NOTAS del profesor para el buen hacer de los alumnos:

Para acceder a las páginas Webs y videos propuestos a lo largo del tema, mantener **PULSADO** control y con el botón izquierdo del ratón **PINCHAR** la página Web o el video seleccionado.

Trataremos de afrontar este **IMPORTANTÍSIMO** tema con el siguiente contenido:

- 1.- *Propiedades externas de los Ácidos y de las bases. (pág. N° 1)*
- 2.- *Teorías sobre Ácidos y Bases. (pág. N° 3)*
 - 2.1.- *Teoría de Arrhenius. (pág. N° 3)*
 - 2.2.- *Teoría de Bronsted- Lory. (pág. 5)*
 - 2.3.- *Teoría de Lewis. (pág. N° 12)*
- 3.- *Fortaleza de los Ácidos y de las Bases (pág. N° 14)*
- 4.- *Producto iónico del agua. Concepto de pH.(pág. N° 20)*
- 5.- *Ácidos polipróticos. (pág. N° 55)*
- 6.- *Hidrólisis. (pág. N° 63)*
- 7.- *Volumetrías Ácido- Base. (pág. N° 88)*
- 8.- *Lluvia ácida (pág. N° 105)*
- 9.- *Experiencia de laboratorio (pág. N° 109)*

1.- Propiedades externas de los Ácidos y de las bases.

Propiedades de los ácidos y de las bases.

http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/3_eso_materiales/b_v/conceptos/conceptos_bloque_5_5.htm

Ácidos y Bases

http://200.26.134.109:8091/unichoco/hermesoft/portal/home_1/rec/arc841.pdf

Video: Comportamiento de los ácidos y las bases sobre los metales.
Reacción de neutralización

<http://www.youtube.com/watch?v=imkGxUzbowU>

Video: Características de los ácidos y las bases

<http://www.youtube.com/watch?v=mdOksvzdV9o>

Video: Características de los ácidos y las bases

http://www.youtube.com/watch?v=-P_s7nTeXg

Video: Características de los ácidos y las bases

<http://www.youtube.com/watch?v=ahnrs72K5TA>

Video: La Neutralización entre ácidos y bases

<http://www.youtube.com/watch?v=lbACBTDQWVA>

Los ácidos y las bases tienen unas características externas que permiten distinguirlos fácilmente.

Los ácidos

- a) Tienen sabor agrio (limón, vinagre)
- b) En disolución acuosa enrojecen el papel azul de tornasol
- c) Decoloran la fenolftaleína enrojecida por las bases
- d) Producen efervescencia con el carbonato de calcio
- e) Reaccionan con algunos metales, desprendiendo H_2
- f) Neutralizan la acción de las bases
- g) En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica

Las bases

- a) Tienen sabor caustico
- b) En disolución acuosa azulean el papel de tornasol
- c) Enrojecen la disolución alcohólica de fenolftaleína
- d) Neutralizan la acción de los ácidos
- e) En disolución acuosa dejan pasar la corriente eléctrica

Para poder explicar estas características los científicos plantaban sus hipótesis y teorías.



2.- Teorías sobre Ácidos y Bases.

Antes de iniciarnos en la teorías de Arrhenius, Brosted-Lory y Lewis considero interesante que leáis las siguientes páginas Web.

Ácidos. Teorías sobre ácidos. Propiedades de los ácidos

<http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81cido>

Ácidos y bases. Teorías sobre ácidos y bases

<http://www.monografias.com/trabajos5/aciba/aciba.shtml>

Teorías sobre los Ácidos y las Bases

http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=58&l=s

Teorías sobre Ácidos y Bases

http://catedras.quimica.unlp.edu.ar/correlacion/Info_Promo/Material%20Complementario/Diapos/Naturales/AcidosyBasesNaturales_1a_parte.pdf

2.1.- Teoría de Arrhenius.

Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases

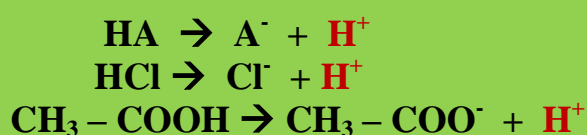
<http://www.slideshare.net/valeeentina/teora-de-arrhenius-1154095>

Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases

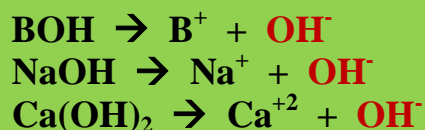
http://www.educared.org/wikiEducared/Conceptos_hist%C3%B3ricos_de_%C3%A1cido_y_base._Teor%C3%ADa_de_Arrhenius.html

Arrhenius propuso en 1884 su teoría:

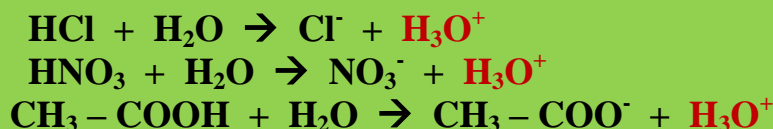
Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa libera iones H^+ , llamados protones:



Base es toda sustancia que en disolución acuosa libera iones OH^- , llamados aniones hidroxilo:



Esta teoría no es totalmente correcta pues los iones H^+ en disolución acuosa no existen, es decir, se hidratan con gran facilidad originando iones H_3O^+ , llamados cationes *oxonio* o *hidronio*.



Video: Reacción de Neutralización

<http://www.youtube.com/watch?v=OQKpaF0eaq4>

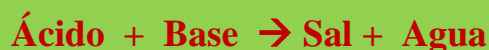
Video: Reacción de Neutralización

http://www.youtube.com/watch?v=f9_QYzMntys

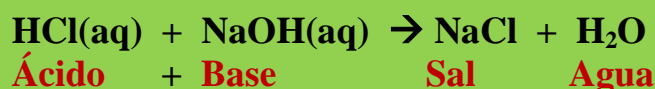
Reacciones de neutralización

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/acidobase2.htm>

En la introducción al tema se dijo que los ácidos anulaban la acción de las bases y las bases anulaban la acción de los ácidos. Este fenómeno recibió, por parte de Arrhenius, el nombre de **NEUTRALIZACIÓN** que consistía en la reacción:



A esta reacción se le llamó **REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN**, que como dice su propio nombre, el carácter ácido de las sustancias químicas y el carácter básico son anulados y como consecuencia obtenemos la sal procedente del ácido y de la base y el compuesto neutralizador que es *el agua*. Como ejemplo:



La teoría de Arrhenius tenía sus limitaciones:

- a) Los cationes H^+ , como ya se dijo, no tienen existencia en medio acuoso.
- b) Existen muchas sustancias, como el amoníaco (NH_3), los *óxidos metálicos* o los *carbonatos*, que no poseen grupos OH en su composición y sin embargo presentan un *marcado carácter básico*.
- c) Esta teoría sólo se puede aplicar en *disoluciones acuosas*.

2.2.- Teoría de Bronsted- Lory.

Teoría de Bronsted-Lowry sobre ácidos y bases

<http://quimicaparatodos.blogcindario.com/2009/11/00208-acidos-y-bases-teoria-de-bronsted-lowry.html>

Teoría de Bronsted-Lowry sobre ácidos y bases

<http://www.quimiweb.com.ar/sitio/2009/10.A-TEORiA DE BRONSTED Y LOWRY.pdf>

Teoría de Bronsted-Lowry sobre ácidos y bases

<http://www.slideshare.net/profeblog/t6-cido-base-teora-de-brnsted-y-lowry>

Teoría de Bronsted-Lowry sobre ácidos y bases

<http://www.quimiweb.com.ar/sitio/2009/10.A-TEORiA DE BRONSTED Y LOWRY.pdf>

BRONSTED Y LOWRY resolvieron el problema de la necesidad de un medio acuoso en la teoría de Arrhenius. Lo hicieron dándole al *agua* la categoría de *reactivo de reacción* y abandonando su carácter de *disolvente*.

Para ellos:

Ácido es toda sustancia capaz de ceder protones (H^+).

Base toda sustancia capaz de captar protones (H^+).

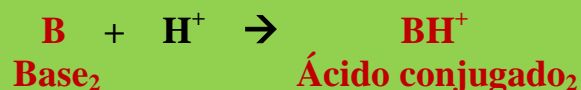
En base a estos conceptos, para que una sustancia *actúe como ácido* debe existir otra que *actúe como base* y viceversa.

Estamos hablando, por lo tanto, de **REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES**.

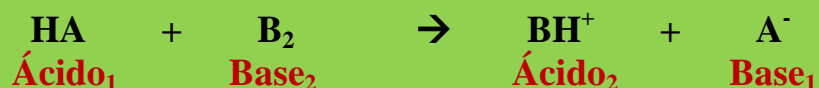
Esta teoría lleva como consecuencia que cuando una molécula, **HA**, actúe como ácido se transformará en una especie química que podrá *aceptar protones*, comportándose entonces como base y que se denominará **BASE CONJUGADA**:



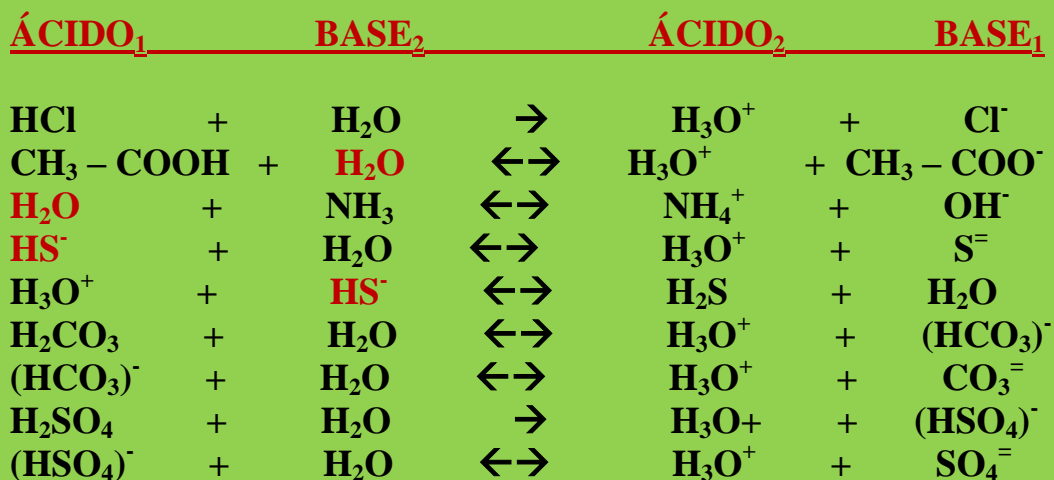
Por otra parte, cuando una base, **B**, capte un protón se convertirá en un ácido puesto que podrá *ceder ese protón*. Obtenemos el **ÁCIDO CONJUGADO** de la base.



Por lo tanto para *Bronsted* y *Lowry* la reacción entre un ácido y una base implica *dos ácidos* y *dos bases*:



Tenemos varios ejemplos a los que se le puede aplicar esta teoría:



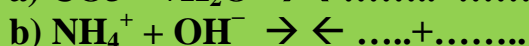
Observamos en estas reacciones que los ácidos y las bases pueden ser moléculas e iones.

También podemos observar, en las reacciones anteriores, que una misma sustancia (H_2O , HS^-) puede actuar *como ácido y como base*, dependiendo su comportamiento de las otras sustancias a las que se enfrenta. Si es *más fuerte como ácido*, actuará *como base* y si es *más fuerte como base*, actuará *como ácido*. Estas sustancias se llaman **ANFIPROTICAS** o **ANFOTERAS**.

Bronsted y **Lorwy** resolvieron el problema de la exigencia del medio acuoso de la teoría de Arrhenius. El **concepto de base** establecido por ellos era aceptable pero sin embargo el **CARÁCTER ÁCIDO** siempre lo ligaban a la existencia en la molécula del compuesto químico de **átomos de Hidrógeno**. Hoy día sabemos que existen compuestos químicos que no teniendo en su composición átomos o átomo de Hidrógeno se pueden comportar como **ÁCIDOS**.

Cuestión resuelta

Complete los siguientes equilibrios e identifique los pares ácido-base conjugados:

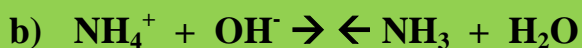


Resolución



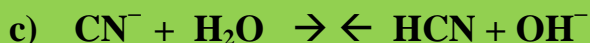
BASE / ÁCIDO CONJUGADO
 $(CO_3)^{-} / (HCO_3)^{-}$

ÁCIDO / BASE CONJUGADA
 $H_2O \quad OH^{-}$



ÁCIDO / BASE CONJUGADA
 $NH_4^+ \quad NH_3$

BASE / ÁCIDO CONJUGADO
 $OH^- \quad H_2O$

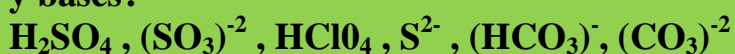


BASE / ÁCIDO CONJUGADO
 CN^- HCN

ÁCIDO / BASE CONJUGADA
 H_2O OH^-

Cuestión resuelta (Enunciado: Adriana. Solución A. zaragoza)

Según la teoría de Bronsted-Lowry, ¿cuáles de las siguientes especies pueden actuar sólo como ácidos, sólo como bases y cuáles como ácidos y bases?



RESOLUCIÓN

H₂SO₄

Ácido sulfúrico/ Ác. Tetraoxosulfúrico (VI)/ Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno.

Actúa como *ácido* porque puede *ceder protones* al agua que actuaría como base (Bronsted-Lowry) o proporcionar *protones en medio acuoso* (Arrhenius), y lo puede hacer de dos formas diferentes puesto que es un ácido diprótico:

1.- En una sola etapa, cediendo conjuntamente los dos protones:



Con esta sola disociación estamos admitiendo que el ácido sulfúrico es un ácido muy fuerte.

2.- En dos etapas en donde en cada una de ellas se cede un protón:



En estas dos etapas existe una diferencia fundamental. La primera de ellas es una disociación total y sin embargo, la segunda se realiza mediante un equilibrio químico. Esto nos indica que la especie H₂SO₄ es un ácido fuerte mientras que el anión bisulfato, (HSO₄)⁻, actúa como un ácido débil.



El anión *sulfito* o *anión trioxosulfato (IV)* actúa como *base* puesto que en medio acuoso *recibe un protón*, H^+ (Bronsted-Lowry), del agua:



Ácido perclórico/ Ác. Tetraoxosulfúrico (VII) / Tetraoxosulfato (VII) de hidrogeno.

Como dice su nombre, se trata de un ácido. Puede ceder protones al agua que actuaría como base (Bronsted-Lowry) o proporcionar protones en medio acuoso (Arrhenius):



Anión sulfuro. Actúa como *base* porque puede captar protones del agua que actuaría como ácido (Bronsted-Lowry):



Anión Bicarbonato/ Anión Hidrogenocarbonato

Actúa como *ácido* puesto que puede ceder un *protón* al agua que actuaría como base (Bronsted-Lowry) o proporcionar *protones en un medio acuoso* (Arrhenius):



Por otra parte *puede captar un protón* de una especie química con un carácter ácido más fuerte, con lo cual su comportamiento sería el de una *base* (Bronsted-Lowry):



El anión bicarbonato, al poder actuar como ácido y como base posee carácter **ANFOTERO**.



Anión Carbonato/ Anión Trioxocarbonato

Se comporta como **base** puesto que en un medio acuoso puede captar un protón cedido por el agua que actuaría como ácido:



Problema resuelto

De acuerdo con la teoría de Bronsted-Lowry, indica cuales de las siguientes especies: HSO_4^- ; HNO_3 ; S^{2-} ; NH_3 ; H_2O y H_3O^+

- Actúan solo como ácidos.
- Actúan solo como bases.
- Actúan como ácidos y como bases.

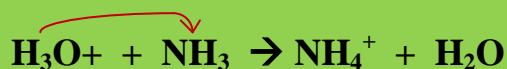
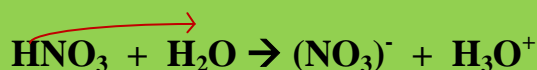
Resolución

Según Bronsted-Lowry:

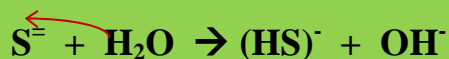
Ácido.- Toda sustancia química (ion o molécula) capaz de ceder protones H^+ .

Base.- Toda sustancia química (ion o molécula) capaz de captar protones H^+ .

- Actúan solo como ácidos: HNO_3 y H_3O^+

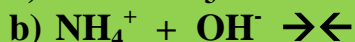


- Actúan solo como bases: S^{2-} y NH_3



Problema resuelto (Fuente Enunciado: Manuel Díaz Escalera. Resolución: A. Zaragoza)

Complete las reacciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Bronsted-Lowry:



Resolución



2.3.- Teoría de Lewis.

Teorías sobre ácidos y bases. Teoría de Lewis

http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_4_princ.htm

Teoría de Lewis sobre ácidos y bases

<http://www.uclm.es/profesorado/pablofernandez/QG-05-equilibrio%20acido%20base/equilibrio%20acido%20base.pdf>

Teoría de Lewis sobre ácidos y bases

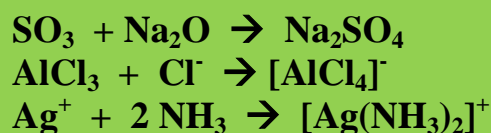
http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81cidos_y_bases_de_Lewis

Teoría de ácidos y bases. Teoría de Lewis

http://webdelprofesor.ula.ve/ciencias/isolda/seminarios/acido_base.pdf

Como dije anteriormente la teoría de *Bronsted* y *Lowry* explica perfectamente el *comportamiento de todas las bases*; sin embargo, en lo

que respecta a los ácidos, *adolece de algunas limitaciones*, pues restringe su definición a sustancias que deben tener en su composición *átomos de hidrógeno*. Existen compuestos que carecen de hidrógeno, no pueden cederlo, y sin embargo se comportan como ácidos. Son capaces de neutralizar a las bases y modificar la coloración de los indicadores. Este es el caso de sustancias tales como: SO_2 , SO_3 , CO_2 , $SnCl_4$, $AlCl_3$, BF_3 , Ag^+ y Al^{+3} . Así por ejemplo:



Lewis propuso en 1938 una teoría según la cuál:

Ácido toda sustancia (molecular o iónica) que puede *aceptar la compartición de una pareja de electrones*.

Base es toda sustancia (molecular o iónica) que puede *ceder*, para compartir, *una pareja de electrones*.

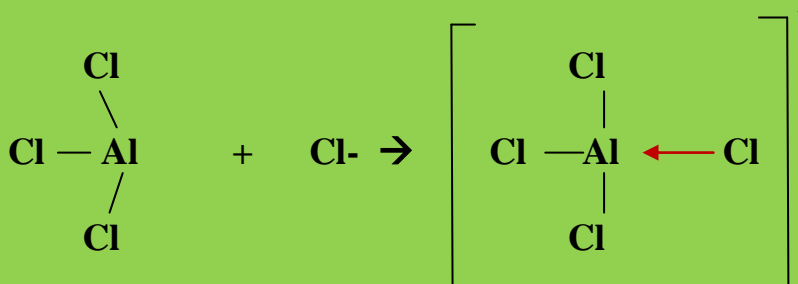
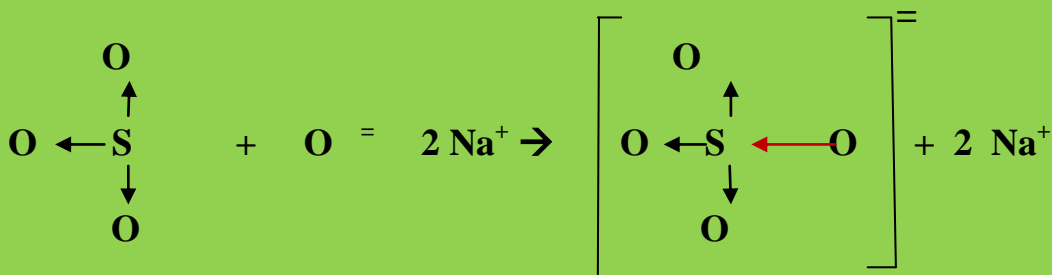
El catión H^+ , como sabemos, tiene un *orbital atómico 1s* totalmente vacío, *puede aceptar un par de electrones*. Lo mismo le ocurre a los cationes metálicos.

Por otra parte, moléculas o aniones como: NH_3 , H_2O , O^- , F^- , OH^- , tienen *pares de electrones solitarios en su capa de valencia* y pueden *cederlos en compartición*.

Según esta teoría, la reacción entre un ácido y una base (neutralización para Arrhenius) *consiste en la formación de un enlace covalente coordinado*.



Veamos la reacción:



3.- Fortaleza de los Ácidos y de las Bases

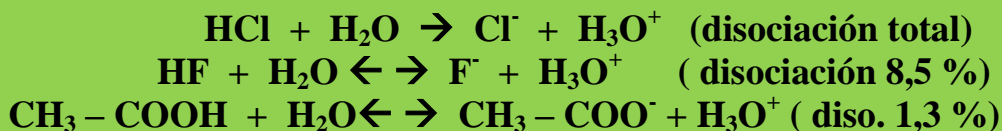
Fortaleza de ácidos y bases

http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/3_eso_materiales/b_v/conceptos/conceptos_bloque_5_5.htm

Teorías sobre ácidos y bases. Fortaleza de ácidos y bases

<http://www.uclm.es/profesorado/pablofernandez/QG-05-equilibrio%20acido%20base/equilibrio%20acido%20base.pdf>

En la teoría de *Bronsted* y *Lowry* un *ácido será tanto más fuerte cuanto mayor sea su tendencia a ceder protones*, mientras que una *base fuerte será tanto más fuerte cuanto mayor sea su tendencia a captar protones*. Como trabajamos con disoluciones tomaremos el agua como disolvente. Así por ejemplo, en disoluciones acuosas 0,1 M las reacciones siguientes tienen lugar en las proporciones que se indican:



Un *ácido será tanto más fuerte cuanto mayor sea su grado de disociación*. Por ello, el HCl es el ácido más fuerte seguido del HF y por último el CH₃ – COOH.

También es importante destacar que en los dos segundos casos, donde no existe una disociación total, *existe un equilibrio químico*. Vuelve a tomar importancia la *teoría de Arrhenius* puesto que en una *disociación total*, tanto para un ácido como para una base, *el ácido y la base es fuerte*. Cuando no existe disociación total, existen todas las especies químicas de la reacción, es decir, nos encontramos en una situación de equilibrio químico que está regido por la *Ley de Equilibrio* y que la regula la Constante de equilibrio (Kc). La *existencia de una situación de equilibrio es sinónimo de debilidad tanto para el ácido como para la base*. En *función de las Kc* se puede establecer una primera tabla de fortalezas en los ácidos y en las bases:

Kc. DISOCIACIÓN

$$\begin{aligned} \text{Kc} &> 55,5 \\ 55,5 &> \text{Kc} > 10^{-4} \\ 10^{-4} &> \text{Kc} > 10^{-10} \\ 10^{-10} &> \text{Kc} > 1,8 \cdot 10^{-16} \\ 8 \cdot 10^{-16} &> \text{Kc} \end{aligned}$$

ÁCIDO Y BASE

FUERTES(100% diso)
MODERADOS
DÉBILES
MUY DÉBILES
EXTR. DÉBILES

Volvemos a Bronsted y Lowry:

Cuando un ácido es *muy fuerte* y cede fácilmente el protón, *se convierte en su base conjugada que es extremadamente débil*. Si el *ácido es débil*, al ceder el protón *se convierte en su base conjugada que es muy fuerte*.

Tanto para Arrhenius como para Bronsted, estamos dependiendo de una constante de equilibrio que determinará la fortaleza del ácido o de la base. Supongamos el equilibrio:



La K_c para este equilibrio es:

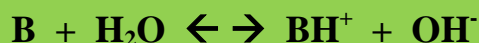
$$K_a = [A^-] [H_3O^+] / [HA] [H_2O]$$

para disoluciones diluidas la concentración del agua se mantiene prácticamente constante y se puede englobar en K_c , obteniendo la expresión:

$$K_a = [A^-] [H_3O^+] / [AH]$$

A mayor valor de K_a , *mayor fortaleza en el ácido*.

Para una base:



La K_b , y con las mismas condiciones para el agua, toma la expresión:

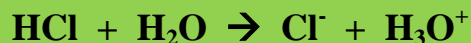
$$K_b = [BH^+] [OH^-] / [B]$$

A *mayor valor de K_b , mayor fortaleza en la base y menor acidez en su ácido conjugado*.

Laboratorio virtual: Ionización de ácidos fuertes y débiles.

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/acid13.swf>

Los ácidos los consideramos **FUERTES** cuando su reacción de disociación es completa, es decir, el ácido se disocia totalmente. Como ejemplo de ácidos fuertes con sus reacciones de disociación (ionización) tenemos:



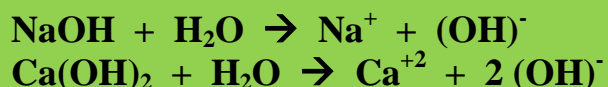
Aquellos ácidos que *no tienen una disociación al 100 %* y que lo hacen mediante Equilibrio Químico, los consideramos como *ácidos DÉBILES*.



Si en un ejercicio se nos plantea la duda de una disociación total o parcial recurriremos al enunciado del ejercicio. Si en el enunciado nos proporcionan *una constante de equilibrio* o nos piden el *cálculo de una constante de equilibrio* perteneciente a *la disociación de un ácido*, el ácido en cuestión es un *ácido DÉBIL*.

En lo referente a las bases podemos utilizar la teoría e Arrhenius y la teoría de Bronsted-Lowry:

La teoría de Arrhenius se utiliza para los *hidróxidos* que en disolución acuosa se disocian y proporcionan aniones *“hidróxilo”*, *OH⁻*, que son los que aportan el *carácter básico al medio*:



En estas reacciones de ionización las moléculas de agua se utilizan solamente para la rotura de la estructura cristalina del hidróxido. ***NO SE UTILIZAN PARA AJUSTAR LA REACCIÓN***. Aparecerán ajustados los iones del hidróxido.

Se consideran ***BASES FUERTES*** los *hidróxidos* de los metales *Alcalinos* (Grupo 1 o Grupo I – A) y metales *alcalinotérreos* (Grupo 2 o grupo II – A)

En la teoría de Bronsted y Lowry las bases *ya no dependen de la existencia de iones (OH)⁻ en la molécula del compuesto*. Para estos científicos, recordar, *base es toda sustancia, iónica o molecular, capaz de captar protones H⁺*. La fortaleza de la base dependerá de que la captación del protón se realice mediante *equilibrio químico* o *no*. Un ejemplo lo tenemos en el amoníaco, NH₃, que frente al agua reacciona de la siguiente forma:



Observar que como en la teoría de Arrhenius se obtienen aniones (OH^-) pero la base inicial, NH_3 , no tiene que llevar necesariamente estos aniones en su composición.

El amoníaco reacciona con el agua mediante un equilibrio químico y por lo tanto su carácter como base es **DÉBIL**.

Se utilizó durante mucho tiempo los conceptos de pK_a y pK_b para determinar la fortaleza de un ácido o de una base:

$$pK_a = -\log K_a$$

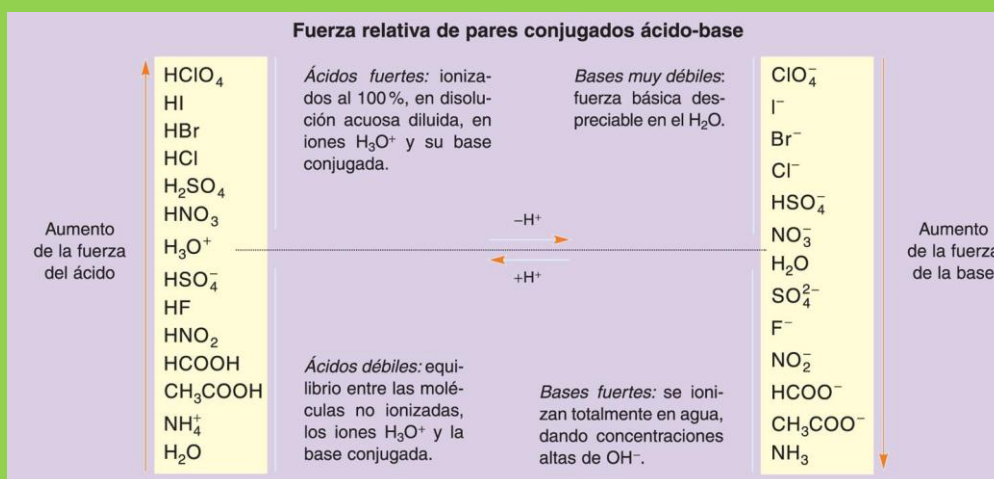
$$pK_b = -\log K_b$$

A **menor pK_a y menor pK_b MAYOR** es la fuerza del ácido y de la base.

Podéis demostrar esta afirmación matemáticamente. Bueno, lo haré yo. Suponer dos ácidos cuyas constantes son $K_{a1} = 5 \cdot 10^{-5}$ y $K_{a2} = 3,2 \cdot 10^{-8}$. En función de los valores de las constantes, el ácido nº 1 es más fuerte que el ácido 2 puesto que su constante es mayor. Calculemos los pK :

$$pK_{a1} = -\log 5 \cdot 10^{-5} = -\log 5 + 5 = -0,69 + 5 = 4,31$$

$$pK_{a2} = -\log 3,2 \cdot 10^{-8} = -\log 3,2 + 8 = -0,50 + 8 = 7,5$$



En los enunciados de los ejercicios suelen dar las constantes ácidas, lo que nos indica el carácter débil del ácido. Si **NO** nos dan constantes aprenderemos de memoria los ácidos fuertes que son precisamente los

seis primeros de la tabla anterior: $\text{HClO}_4 > \text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{HNO}_3$

Cuestión resuelta

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) En las disoluciones acuosas de las bases débiles, éstas se encuentran totalmente disociadas.
- b) Un ácido débil es aquél cuyas disoluciones son diluidas.

Resolución

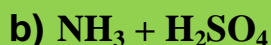
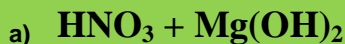
a) Esta afirmación es falsa ya que *una base débil es aquella que no está totalmente disociada*; en su proceso de disociación se alcanza una situación de *equilibrio químico* (con una constante de equilibrio K_b muy pequeña) en el que las concentraciones de los iones que se producen en la disociación son muy pequeñas mientras que la concentración del ácido permanece prácticamente igual a la concentración inicial; precisamente porque se ha disociado muy poco.

b) Esta afirmación es falsa ya que no tiene nada que ver *la fortaleza de un ácido con la concentración de la disolución*. Por ejemplo, el ácido acético es un ácido débil pero puede encontrarse en disoluciones diluidas (por ejemplo 0,01 M) o en disoluciones concentradas (por ejemplo 10 M).

Un ácido débil es el que está poco disociado.

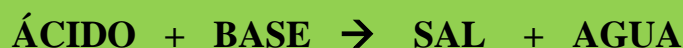
Cuestión resuelta

Completa y ajusta las siguientes ecuaciones ácido-base y nombra todos los compuestos:



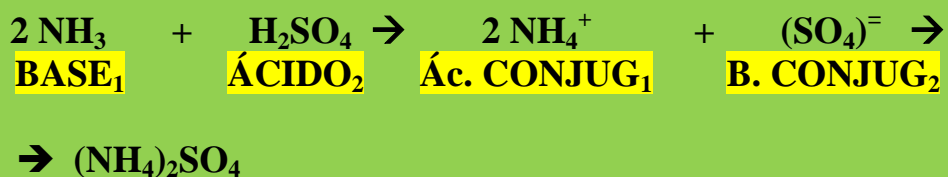
Resolución

Todos los apartados, excepto el b), corresponden a reacciones de neutralización según la teoría de Arrhenius:





En esta reacción el amoníaco, NH_3 , actúa como *base* porque acepta *protones* H^+ que proceden del ácido sulfúrico. Se basa en la teoría de Bronsted-Lowry según la cual la reacción entre un ácido y una base se obtiene otro ácido y otra base llamados *ácidos y bases conjugadas*



4.- Producto Iónico del agua. Concepto de pH

Ionización del agua.

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/H2Oeq.html>

Producto iónico del agua. Concepto de pH

http://www.educared.org/wikiEducared/El_Producto_i%C3%B3nico_del_agua._Concepto_de_pH.html

Producto iónico del agua. Concepto de pH

<http://infunid014o.blogspot.com/2009/01/soluciones.html>

Producto iónico del agua. Concepto de pH y pOH

<http://www.monografias.com/trabajos13/equiquim/equiquim.shtml>

Producto iónico del agua. Concepto de pH

http://www.educa.madrid.org/web/ies.isidradeguzman.alcala/departamentos/fisica/temas/acido_bases/ph.html

El agua *absolutamente pura* se dice que *no es conductora de la electricidad*, aunque medidas muy precisas ponen de manifiesto que

incluso en agua bidestilada recogida en un recipiente de platino presenta una *pequeña conductividad eléctrica*, lo que revela la existencia de *iones en esta agua*. La ionización del agua puede presentarse mediante el equilibrio:



que recibe el nombre de **AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA**.

Si aplicamos la Ley de equilibrio:

$$K = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]^2$$

Como la concentración del agua es prácticamente invariable e igual a 55,5 mol/L. Demostración:

$$\text{Mm H}_2\text{O} = 18 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol H}_2\text{O} / 18 \text{ g}$$

Al trabajar con un volumen de 1 litro de agua y sabiendo que la densidad del agua es de 1 g/cm³, la masa de agua puesta en juego es de:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ g} / 1 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Pasaremos esta masa a moles:

$$1000 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol} / 18 \text{ g} = 55,55 \text{ moles}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = n^\circ \text{ moles} / V(\text{L}) = 55,55 / 1 = 55,55 \text{ mol/L}$$

se puede incluir dentro de la constante de equilibrio, resultando:

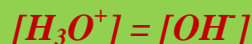
$$K_w = K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad (1)$$

K_w recibe el nombre de **PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA**, que a 25°C tiene un valor de **10⁻¹⁴**. **SE CUMPLE EN TODA DISOLUCIÓN ACUOSA:**

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

Cuando el agua pura se ioniza se originan igual número de cationes hidrónico que aniones hidroxilo:



Si llevamos esta igualdad a K_w , nos encontramos con:

$$[H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14} ; [H_3O^+]^2 = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/L.}$$

Podemos hacer lo mismo con los iones OH^- y obtenemos:

$$[OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L.}$$

TODA DISOLUCIÓN ACUOSA QUE CUMPLA ESTA CONDICION SE DICE QUE TIENE CARÁCTER NEUTRO.

Si en una disolución acuosa *añadimos un ácido* aumentará la concentración de H_3O^+ y para que se cumpla el producto iónico del agua debe *disminuir la concentración de los aniones OH^-* . Lo mismo ocurriría *si añadimos una base*, es decir, *aumentaría la concentración de los OH^-* y por lo tanto para mantener constante el K_w debe *disminuir la concentración de H_3O^+* .

Lo importante de todo lo que se ha dicho hasta el momento se puede resumir en: **EN TODA DISOLUCIÓN ACUOSA SE CUMPLE EL PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA:**

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

y como es constante a una temperatura determinada, *al aumentar la concentración de un ión debe disminuir la concentración del otro.*

Cuando se disuelve un ácido en agua el número de H_3O^+ aumenta, pues la disolución tendrá como H_3O^+ totales los procedentes del agua más los que proporciona el ácido y por lo tanto $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$, haciendo que $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Si lo que se disuelve en agua es una base los OH^- totales serán la suma de los procedentes del agua más los que proporciona la base y por lo tanto $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$, lo que obliga que la $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Podemos concluir: **EL CARÁCTER NEUTRO, ÁCIDO O BÁSICO DE UNA DISOLUCIÓN ESTARÁ EN BASE A LA CONCENTRACIÓN DE LOS IONES HIDRÓNIO, H_3O^+ (carácter ácido), Y DE LOS IONES HIDRÓXILO, OH^- (carácter básico).**

Disolución neutra: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Disolución ácida: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/L}$.
 $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Disolución básica: $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$
 $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$.
 $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Concepto de pH

<http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/ph.htm>

Definición de pH

<http://www.pce-iberica.es/medidor-detalles-tecnicos/definicion-ph.htm>

Definición de pH

<http://www.elacuariodulce.com/t983-ph-definicion>

En 1909 Sorensen propuso una notación especial para determinar el *carácter ácido o básico* de una disolución de *forma cuantitativa*. Introdujo el término *pH*.

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

También lo podréis encontrar:

$$pH = - \log [\text{H}^+] \quad (\text{para Arrhenius})$$



Podemos confeccionar una tabla de pH:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 14$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 13$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 12$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 11$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 10$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 9$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 8$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 7$	ZONA NEUTRA
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 6$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 5$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 4$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 3$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 2$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ mol/L.} \rightarrow \text{pH} = 1$	
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^0 = 1 \text{ mol/L} \rightarrow \text{pH} = 0$	

A menor valor de pH mayor acidez del medio. A mayor valor de pH menor acidez del medio.

Por otra parte también se estableció el pOH:

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

Sabiendo las características de una disolución básica podéis confeccionar una tabla de pOH.

Cuestión propuesta

Confeccionar una tabla de pOH en donde se pueda distinguir las zonas ácida, básica y neutra. Mediante un diagrama de flechas establecer la variación del carácter ácido y básico.

Relación entre pH y pOH

Si partimos del producto iónico del agua y operamos matemáticamente con él, podemos establecer una relación ***entre el pH y el pOH***. Vamos a buscar dicha relación:

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

Tomemos logaritmo a los dos miembros de la ecuación:

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

Apliquemos el cálculo logarítmico:

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

Multipliquemos ambos miembros por (- 1):

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

Hagamos una transformación a la ecuación anterior poniendo paréntesis:

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

Un pequeño recordatorio:

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

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

La ecuación (1) quedaría de la forma:

$$***pH + pOH = 14***$$

Hemos obtenido la ecuación que nos relaciona el pH con el pOH.

Laboratorio virtual: Escala de pH.

http://phet.colorado.edu/simulations/sims.php?sim=pH_Scale

Laboratorio virtual: Escala de pH.

<http://www.educaplus.org/play-68-Escala-de-pH.html>

Laboratorio virtual: Calculo del pH de una disolución.

<http://www.educaplus.org/play-72-Calculadora-de-pH.html>

Cuestión resuelta

Considere cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por: A: $[\text{OH}^-] = 10^{-13}$; B: $\text{pH} = 3$; C: $\text{pH} = 10$; D: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$

a) Ordénelas de menor a mayor acidez.

b) Indique, razonadamente, cuáles son ácidas, básicas o neutras.

Resolución

a) $A < C < D < B$

b) **Disolución A:**

Se trata de una **disolución básica** puesto que cumple la condición de $[\text{OH}^-] > 7$.

Disolución B:

Es una **disolución ácida** puesto que su $\text{pH} < 7$.

Disolución C:

Disolución **básica puesto** que su $\text{pH} > 7$

Disolución D:

Se trata de una **disolución neutra** puesto que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche.

Resolución: A. Zaragoza)

La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una disolución es 0.04 M. ¿Cuál es su pH y su pOH?.

Resolución

Independientemente del el origen de los cationes Hidronio, H_3O^+ , la concentración de los mismos es $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,04$ M y por lo tanto su pH valdrá:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,04 = 1,39$$

En lo referente al cálculo del pOH podemos seguir dos caminos:

1.- En toda disolución acuosa se cumple:

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Conocemos la $[H_3O^+]$, sustituimos su valor en la ecuación anterior:

$$0,04 \cdot [OH^-] = 10^{-14} ;$$

$$[OH^-] = 10^{-14} / 0,04 = 0,25 \cdot 10^{-12} = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Por otra parte sabemos que:

$$pOH = - \log [OH^-] ; pOH = - \log 2,5 \cdot 10^{-13} = 12,6$$

2.- pH y pOH se relacionan mediante la ecuación:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 1,39 = 12,6$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)

¿Cuál es el pH de una disolución cuya $[OH^-]$ vale $2,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$?

Resolución

Conociendo la $[OH^-] = 2,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ podemos conocer el pOH del medio:

$$pOH = - \log [OH^-] ; pOH = - \log 2,25 \cdot 10^{-3} = 2,65$$

Como:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,65 = 11,35$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)
 Tenemos una disolución 0,01 M de ácido acético CH₃-COOH.
 Calcular el grado de disociación y el pH de la misma, sabiendo que Ka vale 1,8 · 10⁻⁵.

Resolución

El problema nos proporciona la **Ka** del ácido acético lo que nos quiere decir que se trata de un **ácido débil** y que se disocia mediante un **equilibrio químico** y que por lo tanto la **disociación no es al 100 %**.

Queremos calcular el pH del medio que como sabemos depende de la concentración de los cationes **H₃O⁺**. Tendremos que plantear las etapas de un equilibrio químico:

Consideremos el volumen de **1 L** de disolución, el número de moles iniciales de ácido acético puestos en juego son:

Nº moles iniciales de CH₃-COOH = M · V(L) = 0,01 · 1 = 0,01 mol



M. Iniciales	0,01	0	0
M. Disociados	x	x	x
M. Equilibrio	(0,01 - x)	x	x
[] Equilibrio	(0,01-x/v)	x/v	x/v

La **Ka** de este equilibrio tiene la expresión:

$$K_a = [\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{-COOH}]$$

Si llevamos a esta expresión la 4ª etapa, nos queda:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x/v \cdot x/v}{(0,01-x)/v}$$

Como V = 1 L:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,01-x)}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{(0,01-x)} ; 1,8 \cdot 10^{-5} (0,01-x) = x^2$$

$$1,8 \cdot 10^{-7} - 1,8 \cdot 10^{-5} x = x^2 ; x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 1,8 \cdot 10^{-7} = 0$$

$$x = -1,8 \cdot 10^{-5} \pm (3,24 \cdot 10^{-10} + 7,2 \cdot 10^{-7})^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = -1,8 \cdot 10^{-5} \pm 8,48 \cdot 10^{-4} / 2$$

$$x_1 = -1,8 \cdot 10^{-5} + 8,48 \cdot 10^{-4} / 2 = 4,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$x_2 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

Luego:

$$[H_3O^+] = x/v = 4,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

y por lo tanto el pH del medio valdrá:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 4,15 \cdot 10^{-4} = 3,39$$

Problema resuelto

El hidróxido de calcio es una base fuerte poco soluble en agua, concretamente 0,16 g de Ca(OH)_2 por 100,0 mL de disolución a 25°C. Cual es el pH de la disolución saturada?

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; O = 16 u ; H = 1 u

Resolución

El pH se calcula en base a una concentración molar. Lo primero que tendremos que hacer es pasar los gramos a moles:

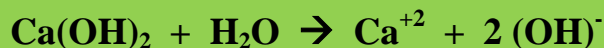
$$\text{Mm Ca(OH)}_2 \begin{cases} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \end{cases}$$

74 u ; 1 mol Ca(OH)_2 / 74 g

$$0,16 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot 1 \text{ mol Ca(OH)}_2 / 74 \text{ g} = 2,16 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Ca(OH)}_2$$



El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ disuelto obedece a la reacción:



Moles Iniciales $2,16 \cdot 10^{-3}$ $2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3}$ mol

$V = 100,0 \text{ ml} = 0,1 \text{ L}$

Podemos conocer la concentración de los aniones $(\text{OH})^-$:

$$[\text{OH}^-] = n^\circ \text{ moles}/V = 4 \cdot 10^{-3} / 0,1 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Conocida la concentración de los aniones *hidróxilo*, $(\text{OH})^-$, podemos conocer el pOH del medio:

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 4 \cdot 10^{-2} = 1,4$$

Recordaremos que:

$$p\text{H} + p\text{OH} = 14$$

$$p\text{H} = 14 - p\text{OH}$$

$$p\text{H} = 14 - 1,4 = 12,6 \text{ (Medio fuertemente básico)}$$

Problema resuelto

El ácido butírico, $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$, se utiliza en jarabes y sabores artificiales. Se encuentra que una disolución acuosa 0,250 M de este ácido tiene un pH de 2,72. Determine K_a .

Resolución

El ácido butírico se disocia parcialmente mediante un equilibrio químico (Nos piden K_s):



La K_a tiene la expresión:

$$K_a = [(\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2)^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2]$$

La disolución es 0,250 M lo que nos quiere decir que considerando un $V = 1 \text{ L}$ se ponen en juego:

Moles iniciales de $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2 = M \cdot V(L) = 0,250 \cdot 1 = 0,250$ moles

Podemos plantear las cuatro etapas de todo equilibrio químico:



M. Iniciales	0,250	0	0
M. Disociados	x	x	x
M. Equilibrio	0,250 - x	x	x
[] Equilibrio	(0,250 - x)/v	x/v	x/v

Si llevamos la 4ª etapa a la ecuación de K_a nos queda:

$$K_a = \frac{x/v \cdot x/v}{(0,250 - x)/v}$$

como $V = 1 L$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{(0,250 - x)} ; \quad K_a = \frac{x^2}{(0,250 - x)} \quad (1)$$

Tenemos una ecuación con dos incógnitas. El enunciado nos dice que el $\text{pH} = 2,72$. El pH tiene como ecuación:

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

sustituimos en esta ecuación el valor del pH :

$$2,72 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

multiplicamos por (-1):

$$-2,72 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

aplicando logaritmos:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,72} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ ml/L}$$

Como en la 4ª etapa la $[\text{H}_3\text{O}^+] = x/v$ podemos escribir:

$$x/v = 1,9 \cdot 10^{-3} ; \quad x/1 = 1,9 \cdot 10^{-3} ; \quad x = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Con el valor de “x” podemos ir a la ecuación (1):

$$K_a = (1,9 \cdot 10^{-3})^2 / (0,250 - 1,9 \cdot 10^{-3})$$

$$K_a = 3,61 \cdot 10^{-6} / 0,2481 = 1,45 \cdot 10^{-5}$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)

¿A qué concentración tendrá pH = 3 una disolución acuosa de ácido acético a una temperatura en la que K_a vale $1,6 \cdot 10^{-5}$. ¿Cuánto valdrá el grado de disociación?

Resolución

Reacción de ionización:



Su constante:

$$K_a = [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3 - \text{COOH}]$$

Si queremos conocer la concentración inicial del ácido acético haremos el siguiente planteamiento:



[] Inicial	Co	0	0
[] Disociada	x	x	x
[] Equilibrio	Co - x	x	x

Si llevamos la tercera etapa a la ecuación de K_a y sabiendo su valor podemos establecer:

$$1,6 \cdot 10^{-5} = x \cdot x / (\text{Co} - x) ; 1,6 \cdot 10^{-5} = x^2 / (\text{Co} - x)$$

Al conocer el pH podemos conocer la concentración de los cationes H_3O^+ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] ; 3 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

En la 3ª etapa del planteamiento se cumple:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Nos vamos a la ecuación de Ka:

$$1,6 \cdot 10^{-5} = 10^{-3} \cdot 10^{-3} / (Co - 10^{-3}) ; 1,6 \cdot 10^{-5} = 10^{-6} / (Co - 10^{-3})$$

$$1,6 \cdot 10^{-5} (Co - 10^{-3}) = 10^{-6} ; 1,6 \cdot 10^{-5} Co - 1,6 \cdot 10^{-8} = 10^{-6}$$

$$1,6 \cdot 10^{-5} Co = 10^{-6} + 1,6 \cdot 10^{-8} ; Co = 10^{-6} / 1,6 \cdot 10^{-5} = 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

En lo referente al grado de disociación establezcamos las etapas del equilibrio químico:



M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$n\alpha$	$n\alpha$
[] Equilibrio	$(1 - \alpha) n/v$	$n\alpha/v$	$n\alpha/v$

Si llevamos la 4ª etapa a la ecuación de Ka:

$$Ka = n\alpha/v \cdot n\alpha/v / (1 - \alpha) n/v ; 1,6 \cdot 10^{-5} = n\alpha^2 / (1 - \alpha) \cdot v \quad (1)$$

En la 4ª etapa:

$$[H_3O^+] = n\alpha/v \quad (2)$$

Recordemos que el enunciado nos proporciona el pH y este nos proporcionaba:

$$[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Según la ecuación (2):

$$n\alpha/v = 10^{-3}$$

Si arreglamos un poco la ecuación (1):

$$1,6 \cdot 10^{-5} = n\alpha^2 / (1 - \alpha) \cdot v ; 1,6 \cdot 10^{-5} = n\alpha/v \cdot \alpha / (1 - \alpha)$$

$$1,6 \cdot 10^{-5} = 10^{-3} \cdot \alpha / (1 - \alpha) ; 1,6 \cdot 10^{-2} (1 - \alpha) = \alpha$$

$$1,6 \cdot 10^{-2} - 1,6 \cdot 10^{-2} \alpha = \alpha ; 1,6 \cdot 10^{-2} = 2,016 \alpha$$

$$\alpha = 1,6 \cdot 10^{-2} / 2,016 = 0,79 \cdot 10^{-2} \text{ moles} ; \alpha = 79 \%$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche.
Resolución: A. Zaragoza)

El grado de disociación del ácido fórmico, H – COOH, en sus disoluciones a 25° C y concentración 1 M es 0,013. Hállense:

a) Concentraciones de cada una de las especies presentes en el equilibrio.

b) pH

c) pKa

Resolución:

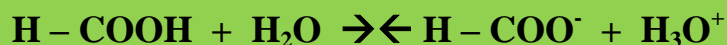
a) La reacción de ionización del ácido fórmico es:



Su Ka:

$$K_a = [\text{H} - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{H} - \text{COOH}]$$

Si planteamos las cuatro etapas del equilibrio químico en función del grado de disociación:



M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$n\alpha$	$n\alpha$
[] Equilibrio	$(1 - \alpha) n / v$	$n\alpha/v$	$n\alpha/v$

La concentración inicial del H – COOH es 1 M y $\alpha = 0,013$ moles.

Si consideramos el V = 1 L. los moles iniciales del ácido fórmico, “n”, serán:

$$N^\circ \text{ moles iniciales H} - \text{COOH} = M \cdot V(\text{L}) = 1 \cdot 1 = 1 \text{ mol}$$

Las concentraciones de las especies químicas en el equilibrio:

$$[\text{H} - \text{COOH}]_e = (1 - \alpha) n/v = (1 - 0,013) \cdot 1 / 1 = 0,987 \text{ mol/L}$$

$$[H - COO^-]_e = n\alpha/v = 1 \cdot 0,013/1 = 0,013 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_e = n\alpha/v = 1 \cdot 0,013/1 = 0,013 \text{ mol/L}$$

b) Sabemos que:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,013 = 1,8$$

c) El pKa tiene la siguiente expresión:

$$pKa = -\log Ka$$

Deberemos conocer el valor de Ka y para ello nos vamos a la ecuación de Ka y sustituimos los valores obtenidos de las concentraciones en el equilibrio:

$$Ka = 0,013 \cdot 0,013/0,987 = 1,71 \cdot 10^{-4}$$

Por lo tanto el pKa valdrá:

$$pKa = -\log (1,71 \cdot 10^{-4}) = 3,76$$

Problema propuesto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche)

Una disolución de NH_3 0,2M, con $Kb = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Averigua las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)

¿Cuál será el pH de una disolución 0,25M de NH_3 , si $Kb = 1,8 \cdot 10^{-5}$?

Resolución

Al estar en una disolución acuosa del NH_3 se cumple el equilibrio químico:



lo que nos permite conocer es el pOH mediante la $[OH^-]$. Pero sabemos de la existencia de la ecuación:

$$pH + pOH = 14$$

Conoceremos primero el pOH:

Consideremos el $V = 1 \text{ L}$. de disolución, luego:

$$N^{\circ} \text{ moles } \text{NH}_3 \text{ iniciales} = M \cdot V(\text{L}) = 0,25 \cdot 1 = 0,25 \text{ moles}$$

Equilibrio químico del NH_3 :



M. Iniciales	0,25	0	0
M. Reaccionantes	x	x	x
M. Equilibrio	(0,25-x)	x	x
[] Equilibrio	(0,25-x)/v	x/v	x/v

La expresión de K_b :

$$K_b = [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3]$$

Si llevamos a K_b la 4ª etapa y el valor de la constante nos queda:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = x/v \cdot x/v / (0,25-x)/v ; v = 1 \text{ L} \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = x^2/(0,25-x)$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} (0,25-x) = x^2 ; 0,45 \cdot 10^{-5} - 1,8 \cdot 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 0,45 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = -1,8 \cdot 10^{-5} \pm (0,2 \cdot 10^{-10} + 1,8 \cdot 10^{-5})^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = -1,8 \cdot 10^{-5} \pm 4,24 \cdot 10^{-3} / 2$$

$$x_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$x_2 < 0 \rightarrow$ **NO TIENE SENTIDO QUÍMICO** (El n° de moles nunca puede ser negativo)

Por lo tanto $x = 2 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$.

$$[\text{OH}^-] = n^{\circ} \text{ moles}/v = 2 \cdot 10^{-3} / 1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2 \cdot 10^{-3} = 2,69$$

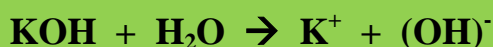
$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,69 = 11,31$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)

- a) Calcular los g de KOH que hay que añadir a 250 cc de agua para obtener una disolución de pH = 9,5.
b) Calcular los g de HCl que hay que añadir a 250 cc de agua para obtener una disolución de pH = 3,5.

Resolución

- a) La disociación del KOH en agua cumple la reacción:



Se trata de una disociación al 100 %:

$$1 \text{ mol/L KOH} / 1 \text{ mol/L } (OH)^- \quad (1)$$

Esta proporción no dice que conociendo la concentración de los aniones OH^- , podremos conocer los gramos de KOH .

Como pH = 9,5 y $pH + pOH = 14 \rightarrow$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9,5 = 4,5$$

Como $pOH = -\log [OH^-]$; $4,5 = -\log [OH^-]$

multiplicando por (-1):

$$-4,5 = \log [OH^-] ; [OH^-] = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Según la proporción (1):

$$\begin{aligned} 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L } [OH^-] \cdot 1 \text{ mol KOH} / 1 \text{ mol } [OH^-] &= \\ = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L KOH} \end{aligned}$$

Por otra parte sabemos que:

$$[KOH] = n^\circ \text{ moles} / v ; [KOH] = m/Mm / v ; [KOH] = m / Mm \cdot v$$

$$\text{Como } [KOH] = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$Mm \text{ KOH} = 56,1 \text{ u}$$

$$m = [\text{KOH}] \cdot Mm \cdot v = 3,16 \cdot 10^{-5} \cdot 56,1 \cdot 0,250 = 4,43 \cdot 10^{-4} \text{ g KOH}$$

b) Disociación del ácido clorhídrico:



Como se trata de una disociación al 100 % la $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$.

$$\text{El pH} = 3,5 ; 3,5 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] ; -3,5 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \rightarrow [\text{HCl}] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCl}] = n^\circ \text{ moles} / v ; [\text{HCl}] = m / Mm / v$$

$$m = [\text{HCl}] \cdot Mm \cdot v$$

$$Mm \text{ HCl} = 36,5 \text{ u} ; v = 0,250 \text{ L}$$

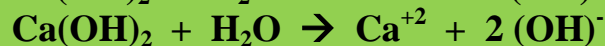
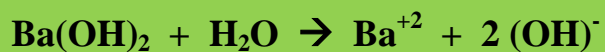
$$m = 3,16 \cdot 10^{-4} \cdot 36,5 \cdot 0,250 = 28,83 \cdot 10^{-4} \text{ g HCl}$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)

Calcula el pH de la mezcla obtenida al agregar 15 cc de hidróxido de bario 0,1M a 50 cc de hidróxido de calcio 0,15M.

Resolución

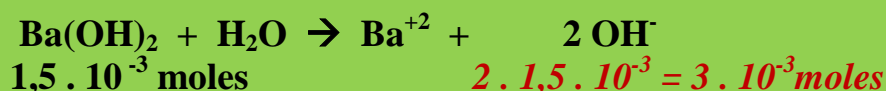
Reacciones de ionización:

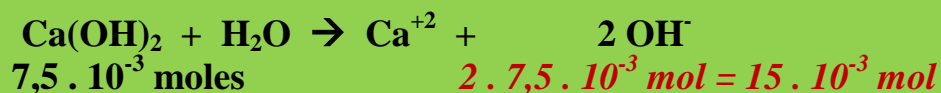


$$\text{Moles de Ba(OH)}_2 \text{ puestos en juego} = M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,015 = 1,5 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles de Ca(OH)}_2 \text{ puestos en juego} = M \cdot V(L) = 0,15 \cdot 0,050 = 7,5 \cdot 10^{-3}$$

Como las disociaciones son al 100 % ya que se trata de hidróxidos fuertes podemos calcular los moles de **OH** obtenidos:





$$\text{Moles totales de OH}^- = 3 \cdot 10^{-3} + 15 \cdot 10^{-3} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{Volumen Total} = 0,015 + 0,050 = 0,065 \text{ L.}$$

$$[\text{OH}^-] = n^\circ \text{ moles}/v = 18 \cdot 10^{-3}/0,065 = 0,276 \text{ mol/L}$$

Podemos conocer el pOH:

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] ; p\text{OH} = -\log 0,276 = 1,88$$

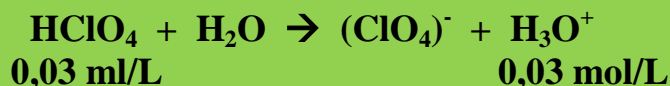
$$\text{Como: } p\text{H} + p\text{OH} = 14 \rightarrow p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 1,88 = 12,12$$

Problema resuelto

- a) Calcule el pH de una disolución de HClO₄ 0'03 M y de una disolución 0'05 M de NaOH.
 b) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Resolución

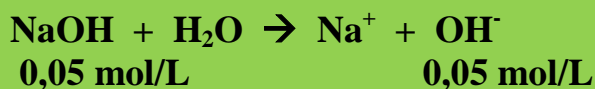
- a) Disolución de HClO₄:



Se trata de una ionización al 100%.

$$p\text{H} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] ; p\text{H} = -\log 0,03 = 1,52$$

Disolución de NaOH:



$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] ; p\text{OH} = -\log 0,05 = 1,12$$

$$p\text{H} + p\text{OH} = 14 ; p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 1,12 = 12,88$$

b) Al mezclar las dos disoluciones se produce una reacción de neutralización:



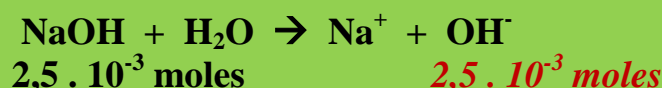
Los iones $(\text{ClO}_4)^-$ y Na^+ no sufren hidrólisis (lo veremos en su punto del Tema). El pH lo determinará la reacción entre los H_3O^+ procedentes del HClO_4 y los OH^- procedentes del NaOH :



50 mL de HClO_4 0,03 M:

$$\text{Moles de HClO}_4 \text{ en juego} = M \cdot V(\text{L}) = 0,03 \cdot 0,050 = 1,5 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles NaOH en juego} = M \cdot V(\text{L}) = 0,05 \cdot 0,05 = 2,5 \cdot 10^{-3}$$



En la reacción de obtención de agua tenemos los siguientes moles:



Estequiométricamente:

$$1 \text{ mol H}_3\text{O}^+ / 1 \text{ mol OH}^-$$

Debemos buscar el reactivo limitante:

Supongamos que reaccionan todos los H_3O^+ :

$$1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_3\text{O}^+ \cdot 1 \text{ mol OH}^- / 1 \text{ mol H}_3\text{O}^+ = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles OH}^-$$

La pregunta es ¿Tenemos estos moles de OH^- ? *SI*

Los $1,5 \cdot 10^{-3}$ moles de H_3O^+ se llevarán $1,5 \cdot 10^{-3}$ moles de OH^- para formar $1,5 \cdot 10^{-3}$ moles de agua y existirá un sobrante de OH^- . *Este sobrante será el que nos determine el pH del medio:*

$$\text{Moles de OH en exceso} = 2,5 \cdot 10^{-3} - 1,5 \cdot 10^{-3} = 10^{-3} \text{ moles}$$

El volumen de la mezcla es $V = 0,05 + 0,05 = 0,1 \text{ L}$

$$[\text{OH}] = n^{\circ} \text{ moles}/v = 10^{-3}/0,1 = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}] : p\text{OH} = -\log 10^{-2} = 2$$

$$\text{Como } p\text{H} + p\text{OH} = 14 \rightarrow p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 2 = 12$$

Problema resuelto

Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH, en agua hasta obtener 10 L de disolución. La concentración de H_3O^+ es 0'003 M. Calcule:

a) El grado de disociación del ácido en disolución. b) El valor de la constante K_a .

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

Resolución

a) Calculemos la concentración del ácido metanoico:

$$\text{Mm H - COOH} = 46 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol H - COOH} / 46 \text{ g}$$

$$23 \text{ g H-COOH} \cdot 1 \text{ mol H-COOH}/46 \text{ g H-COOH} = 0,5 \text{ moles H-COOH}$$

$$[\text{H-COOH}] = n^{\circ} \text{ moles}/v = 0,5 / 10 = 0,05 \text{ mol/l}$$

Reacción de ionización del ácido metanoico:



Considerando el $V = 1 \text{ L}$ de disolución el número de moles iniciales de H-COOH puestos en juego son:

$$N^{\circ} \text{ moles H-COOH} = M \cdot V(\text{L}) = 0,05 \cdot 1 = 0,05 \text{ moles}$$



Establezcamos las etapas de un equilibrio químico en función del grado de disociación:

$$\text{H-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$n\alpha$	$n\alpha$
[] Equilibrio	$(1 - \alpha) n/v$	$n\alpha/v$	$n\alpha/v$

Nos proporcionan el valor de la concentración de los cationes hidróxonio, H_3O^+ , en el equilibrio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,003 \text{ mol/L}$$

En la 4ª etapa del planteamiento a la concentración de H_3O^+ se le ha descrito como:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = n\alpha/v \rightarrow n\alpha/v = 0,003 ; 0,05 \cdot \alpha = 0,003 ; \alpha = 0,003/0,05$$

$$\alpha = 0,06 \text{ moles} \rightarrow \alpha = 6 \%$$

b) La expresión de K_a para nuestro equilibrio es:

$$K_a = [\text{H-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{H-COOH}]$$

Sustituyendo en K_a los planteamientos de la 4ª etapa nos queda:

$$K_a = n\alpha/v \cdot n\alpha/v / (1 - \alpha) n/v$$

$$K_a = n\alpha^2 / (1 - \alpha) v$$

$$K_a = 0,05 \cdot (0,06)^2 / (1 - 0,06) \cdot 1 = 1,8 \cdot 10^{-4} / 0,94 = 1,91 \cdot 10^{-4}$$

Problema resuelto

Una disolución acuosa de ácido cianhídrico (HCN) 0'01 M tiene un pH de 5'6. Calcule:

- La concentración de todas las especies químicas presentes.
- El grado de disociación del HCN y el valor de su constante de acidez.

Resolución

a) HCN 0,01 M, pH = 5,6

La reacción de ionización del ácido cianhídrico, HCN, es:



Si consideramos un volumen inicial de **1 L**, *el número de moles iniciales de HCN puestos en juego son:*

$$N^\circ \text{ moles HCN} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 1 = 0,01 \text{ moles}$$

Planteamos las etapas de un equilibrio químico en función del grado de disociación:

	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	$(1-\alpha)n$	$n\alpha$	$n\alpha$
[] Equilibrio	$(1-\alpha)n/v$	$n\alpha/v$	$n\alpha/v$

Como el pH = 5,6 ; $pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$; $5,6 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

multiplicando por (-1) $\rightarrow -5,6 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Según la 4ª etapa del planteamiento $[\text{H}_3\text{O}^+] = n\alpha/v = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

$0,01 \cdot \alpha / 1 = 2,5 \cdot 10^{-6}$; $\alpha = 2,5 \cdot 10^{-6} / 0,01 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$

$$\alpha = 2,5 \cdot 10^{-2} \%$$

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$$[\text{HCN}]_e = (1-\alpha)n/v = (1- 2,5 \cdot 10^{-4}) 0,01 / 1 = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CN}^-]_e = n\alpha/v = 0,01 \cdot 2,5 \cdot 10^{-4} / 1 = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e = n\alpha/v = 0,01 \cdot 2,5 \cdot 10^{-4} / 1 = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

b) Calculado en el apartado anterior.

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche.

Resolución: A. Zaragoza)

Tenemos 25 cc de HCl 0,1M. ¿Cuál será su pH?

A este volumen le añadimos 1º) 10 cc de sosa 0,1M; 2º) otros 15 cc de sosa 0,1M y finalmente otros 25 cc. Calcular el pH de la disolución después de cada adición.

Resolución

Disolución de HCl 0,1 M

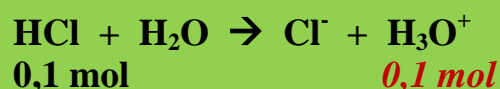
Vamos a realizar un planteamiento que no es necesario para resolver la cuestión. Veremos que $[H_3O^+]$ es la misma que la del HCl:

Moles iniciales de HCl puestos en juego = $M \cdot V(L)$

Considerando un volumen de **1 L** de disolución:

Moles de HCl = $0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ mol}$

El ácido clorhídrico, HCl, es un **ácido fuerte** y se disocia al **100%**:



La concentración de H_3O^+ :

$[H_3O^+] = n^\circ \text{ moles}/v = 0,1/1 = 0,1 \text{ mol/L}$

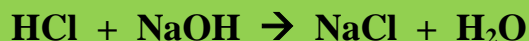
CONCLUSIÓN: En los ácidos **fuertes monoproticos** (un átomo de H en la molécula) la concentración de los cationes H_3O^+ coincide con la concentración del ácido que nos proporciona estos cationes, en nuestro caso el HCl, independientemente del volumen que pongamos en juego. **El volumen nos puede proporcionar los moles puestos en juego.**

El pH tendrá un valor de:

$pH = -\log [H_3O^+]$; $pH = -\log 0,1 = 1$ (Medio fuertemente ácido)

1.- 25 cm³ de HCl 0,1 M + 10 cm³ sosa (NaOH) 0,1 M

Se produce una reacción de neutralización según Arrhenius:



Si las cantidades puestas en juego son las estequiométricas, el pH del medio lo proporcionará los H_3O^+ del agua.

$$\begin{aligned} \text{Moles de HCl puestas en juego} &= M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,025 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ \text{Moles NaOH puestas en juego} &= M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,010 = 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

Según la reacción de neutralización:



Supongamos que reaccionan todos los moles del HCl:

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles HCl} \cdot 1 \text{ mol NaOH} / 1 \text{ mol HCl} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles de NaOH}$$

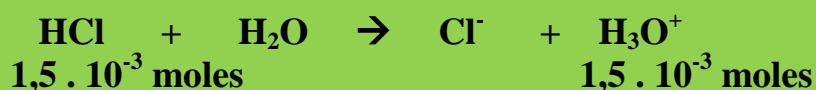
La pregunta que tenemos que hacernos es si tenemos esta cantidad de moles de NaOH y la respuesta es **NEGATIVA**, es decir, el NaOH no es el **REACTIVO LIMITANTE**. Luego se consumirán todos los moles de NaOH que implican unos moles de HCl:

$$10^{-3} \text{ moles NaOH} \cdot 1 \text{ mol HCl} / 1 \text{ mol NaOH} = 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

Esta cantidad de moles de HCl **SÍ** la tenemos e incluso existe un exceso del mismo que no reaccionará. *Este exceso es el que nos proporciona el pH del medio:*

$$\text{Moles en exceso de HCl} = 2,5 \cdot 10^{-3} - 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Como queremos conocer el pH y este depende de la concentración de los cationes H_3O^+ tendremos que ir a la busca de la concentración de los H_3O^+ :



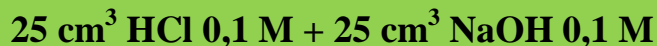
La mezcla tiene un volumen de $= 25 + 10 = 35 \text{ cm}^3 = 0,035 \text{ L}$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = n^\circ \text{ moles}/v = 1,5 \cdot 10^{-3} / 0,035 = 4,28 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Luego:

$$pH = -\log [H_3O^+] ; pH = -\log 4,28 \cdot 10^{-2} = 1,36 \text{ (Medio ácido)}$$

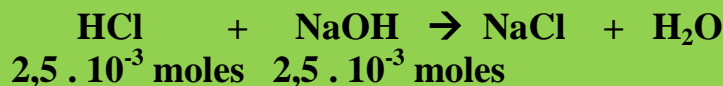
2.- 25 cm³ HCl 0,1 M + (10+15) cm³ NaOH 0,1 M



$$\text{Moles de HCl puestos en juego} = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles de NaOH pustos en juego} = M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,025 = 2,5 \cdot 10^{-3}$$

La reacción de neutralización:



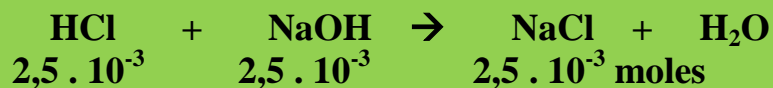
La estequiometria de la reacción nos dice:



Veamos los moles de NaOH que consumen los moles de HCl:

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles HCl} \cdot 1 \text{ mol NaOH} / 1 \text{ mol HCl} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH}$$

Observamos, según este cálculo, que el ácido HCl y la base NaOH se neutralizan totalmente, es decir, *se consumen totalmente obteniendo una cantidad de NaCl y H₂O*:



En este caso *el pH nos lo proporciona el agua*, en donde se cumple:

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Cuando actúa solamente el agua $\rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Luego:

$$pH = -\log [H_3O^+] ; pH = -\log 10^{-7} = 7 \text{ (Medio neutro)}$$

3.- 25 cm³ HCl 0,1 M + (10+15+25) cm³ NaOH 0,1 M

25 cm³ HCl 0,1 M + 50 cm³ NaOH 0,1 M

Moles HCl puestos en juego = $2,5 \cdot 10^{-3}$ moles

Moles de NaOH puestos en juego = $M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 0,050 = 5 \cdot 10^{-3}$

Veamos los moles de NaOH que neutralizan los moles puestos en juego de HCl:

$2,5 \cdot 10^{-3}$ moles HCl 1 mol NaOH/1 mol HCl = $2,5 \cdot 10^{-3}$ moles NaOH

¿Tenemos esta cantidad de moles de NaOH? **SÍ**. Incluso existe un exceso de NaOH que es el *que determinará el pH del medio*:

Moles NaOH en exceso = $5 \cdot 10^{-3} - 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-3}$ moles

La disociación del hidróxido de sodio es al 100% puesto que se trata de una **base FUERTE**.



La mezcla tiene un volumen = $25 + 50 = 75 \text{ cm}^3 = 0,075 \text{ L}$

$[\text{OH}^-] = n^\circ \text{ moles}/v = 2,5 \cdot 10^{-3}/0,075 = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Podemos conocer el pOH:

$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-]$; $p\text{OH} = -\log 3,3 \cdot 10^{-2} = 1,48$

Como $p\text{H} + p\text{OH} = 14$; $p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 1,48 = 12,52$ (M. Básico)

Problema propuesto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche)

¿Cuál es el pH de una disolución obtenida al añadir 50 cc de HCl 0,1M a 25 cc de una disolución 0,2M de NaOH? ¿Y si se añadiesen 40 cc de HCl 0,2M? ¿Y si se añadiesen 40 cc de HCl 0,1M?

Problema resuelto

A 25 °C, una solución 0,50 mol/dm³ de amoníaco tiene el mismo pH que una solución 1,5 · 10⁻³ mol/dm³ de hidróxido de bario. Calcula:

- El pH de las dos soluciones.
- La constante de basicidad del amoníaco.
- El grado de ionización del amoníaco.

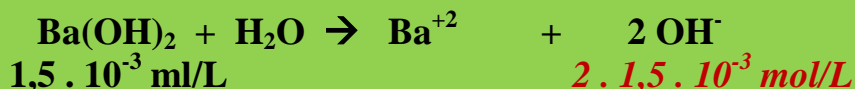
Resolución

- Disolución NH₃ 0,50 mol/L, pH = al de una disolución de Ba(OH)₂ 1,5 · 10⁻³ mol/L.

Sé que no hace falta que lo diga, mejor que lo escriba, el *dm³ equivale a Litro*

pH de la disolución de Ba(OH)₂:

El hidróxido de bario es una base fuerte y se disocia al 100%:



Luego la concentración de los aniones hidróxilo es:

$$[\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Podemos conocer el pOH:

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3 \cdot 10^{-3} = 2,52$$

Sabemos que $p\text{H} + p\text{OH} = 14 \rightarrow p\text{H} = 14 - p\text{OH}$;

$$p\text{H} = 14 - 2,52 = 11,48$$

El *pH de la disolución de NH₃ 0,5 M es pH = 11,48*

- La disociación del NH₃ no es al 100%, se realiza mediante un equilibrio químico:



Como la disolución del NH_3 es 0,5 M, considerando un volumen de **1 L**:

$$\text{Moles iniciales de } \text{NH}_3 \text{ puestos en juego} = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 1 = 0,5$$

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$		
Moles Iniciales	0,5	0	0
Moles dissociados	x	x	x
Moles Equilibrio	(0,5 - x)	x	x
[] Equilibrio	(0,5 - x)/v	x/v	x/v

La expresión de K_b es:

$$K_b = [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3]$$

Debemos conocer las concentraciones de las especies en el equilibrio.

Según la 4ª etapa del planteamiento:

$$[\text{NH}_4^+] = x/v$$

$$[\text{OH}^-] = x/v$$

$$[\text{NH}_3] = 0,5 - x/v$$

La concentración de los iones OH^- la podemos conocer mediante el cálculo del pOH:

$$pH + pOH = 14 ; pOH = 14 - pH ; pOH = 14 - 11,48 = 2,52$$

$$\text{como } pOH = -\log [\text{OH}^-]; 2,52 = -\log [\text{OH}^-] ; [\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Según el planteamiento:

$$[\text{OH}^-] = x/v = 3 \cdot 10^{-3} ; x = 3 \cdot 10^{-3} \cdot 1 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$[\text{NH}_4^+] = x/v = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_3] = (0,5 - x)/v = (0,5 - 3 \cdot 10^{-3})/1 = 0,49 \text{ mol/L}$$

Nos vamos a la expresión de K_b y sustituimos las concentraciones calculadas:

$$K_b = 3 \cdot 10^{-3} \cdot 3 \cdot 10^{-3} / 0,49 = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

- c) Si realizamos el planteamiento del equilibrio en función del grado de disociación:

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$		
M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	$(1 - \alpha) n$	$n\alpha$	$n\alpha$
[] Equilibrio	$(1 - \alpha) n/v$	$n\alpha/v$	$n\alpha/v$

Se cumple:

$$[\text{OH}^-] = n\alpha/v = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} ; 0,5 \alpha / 1 = 3 \cdot 10^{-3}$$

$$\alpha = 3 \cdot 10^{-3} / 0,5 ; \alpha = 6 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \rightarrow \alpha = 6,10^{-1}\%$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Adriana. Resolución: A. Zaragoza)

Calcule la concentración molar de una disolución de ácido sulfúrico que tenga el mismo pH que otra de ácido acético 0,374 M.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32.

K_a ác. acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Resolución

Disolución ácido acético, $\text{CH}_3\text{-COOH}$ 0,374 M

Calculo del pH de esta disolución:

El ácido acético es un ácido débil (nos lo dice el dato de K_a que nos proporciona el enunciado). Su disociación se producirá mediante un equilibrio químico.

Considerando el volumen de **1 L**, el número de moles iniciales del ácido acético será:

$$N^\circ \text{ moles iniciales } \text{CH}_3\text{-COOH} = M \cdot V(\text{L}) = 0,374 \cdot 1 = 0,374 \text{ moles}$$



Planteamiento del equilibrio:



M. Iniciales	0,374	0	0
M. Disociados	x	x	x
M. Equilibrio	(0,374-x)	x	x
[] Equilibrio	(0,374-x)/v	x/v	x/v

La K_a de este equilibrio tiene la expresión:

$$K_a = [\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{-COOH}]$$

Si llevamos a esta ecuación el planteamiento de la 4ª etapa y sustituimos el valor de K_a nos queda:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = x/v \cdot x/v / (0,374-x)/x \quad ; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,374-x) v$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} (0,374-x) \cdot 1 = x^2 \quad ; \quad 0,67 \cdot 10^{-5} - 1,8 \cdot 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 0,67 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = -1,8 \cdot 10^{-5} \pm (3,24 \cdot 10^{-10} + 2,68 \cdot 10^{-5})^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = -1,8 \cdot 10^{-5} \pm 0,51 \cdot 10^{-2} / 2$$

$$x_1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$x_2 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

Luego el valor de x es $x = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$

Según la 4ª etapa, la concentración de los cationes H_3O^+ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x/v = 2,5 \cdot 10^{-3} / 1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Esta concentración nos permite conocer el pH:

$$pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad ; \quad pH = -\log 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,6$$

Este valor de pH es el mismo que tiene la disolución de ácido sulfúrico.

El ácido sulfúrico es un ácido muy fuerte y se disocia al 100%, según la reacción:



Estequiométricamente:



Como conocemos el pH, la $[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L } \text{H}_3\text{O}^{+} \cdot 1 \text{ mol/L } \text{H}_2\text{SO}_4 / 2 \text{ moles/L } \text{H}_3\text{O}^{+} =$$

$$= 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La concentración inicial del ácido sulfúrico es:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Adriana. Resolución: A. Zaragoza)

Calcular el pH de la disolución obtenida al diluir 10 ml de una disolución de hidróxido sódico 2 M con agua, hasta un volumen final de 250 ml.

Resolución

$$10 \text{ mL} = 0,010 \text{ L}$$

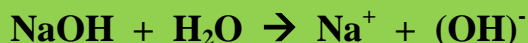
$$250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$$

$$\begin{aligned} \text{N}^{\circ} \text{ de moles iniciales de NaOH puestos en juego} &= M \cdot V(\text{L}) = 2 \cdot 0,010 = \\ &= 0,02 \text{ moles} \end{aligned}$$

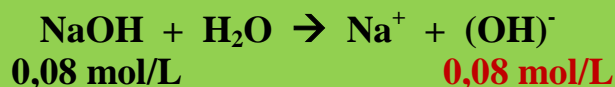
Si a estos 10 cm³ de NaOH iniciales le añadimos agua *variará la concentración* pero *no el número de moles de soluto* (NaOH). La nueva concentración del NaOH será:

$$[\text{NaOH}] = n^{\circ} \text{ moles}/v = 0,02/0,250 = 0,08 \text{ mol/L}$$

El hidróxido sódico, NaOH, es una *base muy fuerte* y su disociación en agua es del **100%**:



Estequiométricamente:



Conocida la concentración de los aniones hidróxilo, $(\text{OH})^-$, podemos conocer el pOH:

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] ; p\text{OH} = -\log 0,08 = 1,09$$

Con el pOH y la ecuación:

$$p\text{H} + p\text{OH} = 14$$

podemos conocer el pH de la disolución resultante:

$$p\text{H} = 14 - p\text{OH} ; p\text{H} = 14 - 1,09 = 12,91$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Adriana. Resolución: A. Zaragoza)

El ácido cloroacético ($\text{ClCH}_2\text{-COOH}$) en concentración 0,01 M y a 25 °C se encuentra disociado en un 31 % . Calcule:

- La constante de disociación de dicho ácido.
- El pH de la disolución.

Resolución

- Al pedirnos la K_a nos indica que el ácido cloroacético es un ácido débil y su disociación en agua es parcial y se produce mediante un equilibrio químico.

$$\begin{array}{l} \text{ClCH}_2 - \text{COOH} \quad 0,01 \text{ M} \\ \alpha = 31\% = 0,31 \text{ mol} \end{array}$$

Considerando el volumen de **1 L** de disolución, el n° de moles iniciales de dicho ácido es:

$$N^\circ \text{ moles} = 0,01 \cdot 1 = 0,01 \text{ mol}$$

Disociación del ácido:



M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	$(1-\alpha)n$	$n\alpha$	$n\alpha$
[] Equilibrio	$(1-\alpha)n/v$	$n\alpha/v$	$n\alpha/v$

Según la cuarta etapa del planteamiento, las concentraciones de las especies químicas en el equilibrio son:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = n\alpha/v = 0,01 \cdot 0,31 / 1 = 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] = n\alpha/v = 0,01 \cdot 0,31 / 1 = 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{ClCH}_2\text{-COOH}] = (1-\alpha)n/v = (1-0,31) \cdot 0,01 / 1 = 6,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

La expresión de K_a del equilibrio anterior es:

$$K_a = [\text{ClCH}_2\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{ClCH}_2\text{-COOH}]$$

Si llevamos a K_a las concentraciones obtenidas, nos queda que:

$$K_a = 3,1 \cdot 10^{-3} \cdot 3,1 \cdot 10^{-3} / 6,9 \cdot 10^{-3} = 1,39 \cdot 10^{-3}$$

b) El pH lo calcularemos de la siguiente forma:

$$pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] ; pH = -\log 3,1 \cdot 10^{-3} = 2,51$$

Problema propuesto (Fuente Enunciado: Adriana)

Una disolución de un ácido monoprótico en concentración 10^{-2} M, se encuentra ionizado en un 3%.

Calcular:

- El pH de la disolución.
- La constante de disociación de dicho ácido.

Problema propuesto (Enunciado: Adriana)

Calcule la constante de ionización de un ácido monoprótico débil, HA, sabiendo que una disolución acuosa de 0,10 moles de este ácido, en 250 ml de disolución, se ioniza el 1,5%. ¿Cuál es el pH de la disolución?.

Problema propuesto (Enunciado: Adriana)

Se forma una disolución adicionando 50 ml de agua destilada a 150 ml de una disolución 0,1 M de amoníaco. Calcular el pH de la nueva disolución.

DATOS: $K_{b_{\text{NH}_3}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Problema propuesto (Enunciado: Adriana)

El ácido acetilsalicílico (aspirina), AH, es un ácido monoprótico débil cuya fórmula empírica es (C₉O₄H₈). Calcule el pH de una disolución preparada disolviendo una tableta de aspirina de 0,5 g en 100 ml de agua. Se supone que el ácido acetilsalicílico se disuelve totalmente y que su constante de acidez es $K_a = 2,64 \cdot 10^{-5}$.

5.- Ácidos polipróticos.

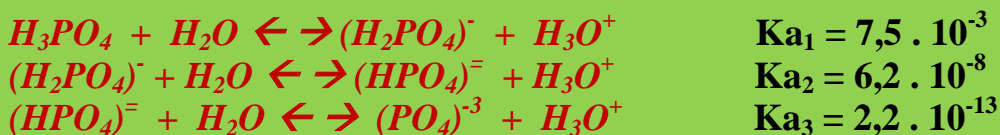
En los ácidos los *términos monopróticos y polipróticos* están relacionados con el número de *átomos de hidrógeno* que tiene el ácido en su molécula. No es difícil entender que monoprótico significa **UNO** y poliprótico **MÁS DE UNO**.

$\text{HNO}_3 \rightarrow$ Monoprótico (1 H)

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ Diprótico (2 H)

$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ Triprótico (3 H)

Los ácidos polipróticos *no ceden de en una sola etapa* (reacción) y con la misma facilidad *todos sus protones*, sino que lo van haciendo de una *manera sucesiva y cada vez con mayor dificultad*. En el caso del ácido fosfórico (ortofosfórico), H_3PO_4 , se producen tres disociaciones y las tres en equilibrio químico:



Observamos como $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$. El ácido fosfórico es un ácido de fuerza moderada en su primera disociación, mientras que en la segunda se comporta como un ácido débil y más débil en su tercera disociación.

El ácido sulfúrico es un caso especial. Si en la redacción del problema nos hablan de una K_{a2} , supondremos que la disociación se produce en

dos etapas, la primera en disociación total mientras que la segunda la realiza mediante un equilibrio químico.



Si en la redacción del problema no nos dicen nada K_a , supondremos que el ácido sulfúrico cede *en una sola reacción los dos protones*:



Problema resuelto

Calcular el pH de una disolución 0,2M de H_2SO_4 .

Resolución

El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , es un ácido diprótico (dos átomos de hidrógeno en la molécula) lo que nos indica que puede ceder dos protones H^+ . Los puede ceder en dos etapas. La primera de ellas con una disociación total y la segunda con una disociación parcial puesto que su reacción frente al agua implica un equilibrio químico:

Primera etapa:

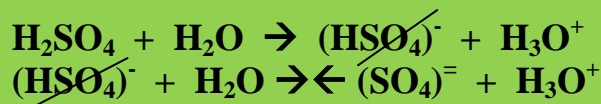


Segunda etapa:



Como esta segunda etapa es un equilibrio químico debe aparecer una constante de equilibrio con un valor determinado.

En nuestro enunciado no aparece constante alguna lo que nos dice que el ácido sulfúrico cede al mismo tiempo los dos protones, es decir en *una sola etapa*. Esta sola etapa la podemos obtener mediante la suma de las dos anteriores:



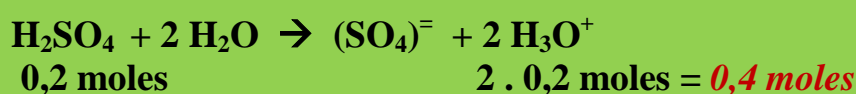


Esta reacción nos indica estequiométricamente que:



La disolución de H_2SO_4 es 0,2 M, es decir, 0,2 moles/L. *Considerando el volumen de un litro*, el número de moles del H_2SO_4 puestos en juego son:

$$N^{\circ} \text{ moles iniciales } H_2SO_4 = M \cdot V(L) = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ moles}$$



La concentración de los cationes hidróxonio será:

$$[H_3O^{+}] = n^{\circ} \text{ moles} / V(L) = 0,4 / 1 = 0,4 \text{ mol/L}$$

Como $pH = -\log [H_3O^{+}]$, el pH de esta disolución de ácido sulfúrico será:

$$pH = -\log 0,4 = 0,39$$

Ejercicio resuelto

Calcular las concentraciones de los iones H_3O^{+} , $(H_2PO_4)^{-}$, $(HPO_4)^{-}$ y $(PO_4)^{-3}$ en una disolución de H_3PO_4 0,050 M. Las constantes son: $K_{a1} = 7,5 \cdot 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$ y $K_{a3} = 2,2 \cdot 10^{-13}$.

Resolución

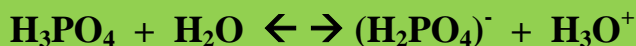
El ácido Fosfórico u Ortofosfórico, H_3PO_4 , es un ácido tripótico (Tres átomos de H en su molécula). Cederá los protones H^{+} al agua, que actúa como base, en tres etapas mediante equilibrio químico:

1ª Etapa

$$[H_3PO_4] = 0,050 \text{ mol/L}$$

Considerando el volumen de **1 L** el número de moles iniciales de dicho ácido puestos en juego son:

$$N^{\circ} \text{ moles iniciales } H_3PO_4 = M \cdot V(L) = 0,050 \cdot 1 = 0,050 \text{ moles}$$



M. Iniciales	0,050	0	0
M. Reaccionantes	x	x	x
M. Equilibrio	0,050 - x	x	x
[]e	0,050 - x/V	x/V	x/V

$$K_{a1} = \frac{[(\text{H}_2\text{PO}_4)^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = \frac{x/V \cdot x/V}{0,050 - x/V} = 7,5 \cdot 10^{-3}$$

$x = 0,016$ moles, lo que implica que:

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] = 0,050 - 0,016 = 0,034 \text{ moles.}$$

$$[(\text{H}_2\text{PO}_4)^-] = x = 0,016 \text{ moles.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 0,016 \text{ moles.}$$

2ª Etapa:

$$[(\text{H}_2\text{PO}_4)^-] = 0,016 \text{ mol/L}$$

Suponiendo el volumen de **1L**, el número de moles de la especie $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$ será:

$$N^\circ \text{ moles } (\text{H}_2\text{PO}_4)^- = M \cdot V(L) = 0,016 \cdot 1 = 0,016 \text{ moles}$$



M. Iniciales	0,016	0	0
M. Disociados	x	x	x
M. Equilibrio	(0,016-x)	x	x
[] Equilibrio	(0,016-x)/v	x/v	x/v

$$K_{a2} = \frac{[(\text{HPO}_4)^=][\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{H}_2\text{PO}_4)^-]}$$

Si llevamos a K_{a2} las concentraciones y el valor de K_{a2} tendremos:

$$6,2 \cdot 10^{-8} = \frac{x/v \cdot x/v}{(0,016-x) v} ; 6,2 \cdot 10^{-8} = \frac{x^2}{(0,016-x) \cdot 1}$$

$$6,2 \cdot 10^{-8} (0,016-x) = x^2 ; 9,9 \cdot 10^{-10} - 6,2 \cdot 10^{-8} x = x^2$$

$$x^2 + 6,2 \cdot 10^{-8} x - 9,9 \cdot 10^{-10} = 0$$

$$x = -6,2 \cdot 10^{-8} \pm (38,44 \cdot 10^{-16} + 39,6 \cdot 10^{-10})^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = -6,2 \cdot 10^{-8} \pm 6,29 \cdot 10^{-5}/2$$

$$x_1 = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$x_2 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

$$\text{Luego } x = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Las concentraciones de las especies químicas serán:

$$[(\text{HPO}_4)^-] = x/v = 3,1 \cdot 10^{-5} / 1 = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x/v = 3,1 \cdot 10^{-5} / 1 = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = (0,016 - 3,1 \cdot 10^{-5})/1 = 1,59 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

3º Etapa:

$$[(\text{HPO}_4)^-] = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Considerando el *volumen de 1 L*:

$$\text{Nº moles } [(\text{HPO}_4)^-] = M \cdot V(\text{L}) = 3,1 \cdot 10^{-5} \cdot 1 = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$$



M. Iniciales	$3,1 \cdot 10^{-5}$	0	0
M. Disociados	x	x	x
M. Equilibrio	$(3,1 \cdot 10^{-5} - x)$	x	x
[] Equilibrio	$(3,1 \cdot 10^{-5} - x)/v$	x/v	x/v

$$K_{a3} = [(\text{PO}_4)^{-3}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [(\text{HPO}_4)^-]$$

$$2,2 \cdot 10^{-13} = x/v \cdot x/v / (3,1 \cdot 10^{-5} - x)/v ; 2,2 \cdot 10^{-13} = x^2 / (3,1 \cdot 10^{-5} - x)/v$$

$$2,2 \cdot 10^{-13} (3,1 \cdot 10^{-5} - x) = x^2 ; 6,82 \cdot 10^{-18} - 2,2 \cdot 10^{-13} x = x^2$$

$$x^2 + 2,2 \cdot 10^{-13} x - 6,82 \cdot 10^{-18} = 0$$

$$x = -2,2 \cdot 10^{-13} \pm (4,48 \cdot 10^{-26} + 1607,69 \cdot 10^{-18})/2 / 2 \cdot 1$$

$$x_1 = -2,2 \cdot 10^{-13} + 40,09 \cdot 10^{-9}/2 = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$x_2 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

Luego $x = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$

Las concentraciones en equilibrio son:

$$[(\text{PO}_4)^{-3}] = x/v = 2 \cdot 10^{-8} / 1 = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x/v = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[(\text{HPO}_4)^{-}] = (3,1 \cdot 10^{-5} - 2 \cdot 10^{-8}) / 1 = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Las concentraciones pedidas son:

$$[(\text{H}_2\text{PO}_4)^{-}] = 1,59 \cdot 10^{-2}$$

$$[(\text{HPO}_4)^{-}] = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[(\text{PO}_4)^{-3}] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_T = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2 + [\text{H}_3\text{O}^+]_3 = 0,016 + 3,1 \cdot 10^{-5} + 2 \cdot 10^{-8} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Ejercicio resuelto

Determinar el pH de una disolución 0,5 M de H_2SO_4 .

Dato: $K_a(\text{HSO}_4)^{-} = 1,1 \cdot 10^{-2}$.

Resolución

El ácido sulfúrico es un ácido diprótico que cederá al agua los H^+ uno a uno en dos etapas, una de ellas, en equilibrio químico.

1ª Etapa:

Se trata de una disociación al 100%

H_2SO_4 0,5 M.

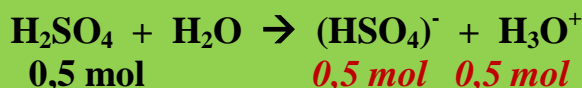
Considerando $V = 1\text{L}$ de disolución, el número de moles iniciales de H_2SO_4 son:

$$N^\circ \text{ moles iniciales } \text{H}_2\text{SO}_4 = M \cdot V(\text{L}) = 0,5 \cdot 1 = 0,5 \text{ mol}$$

La reacción de disociación es:



Estequiométricamente: $1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 / 1 \text{ mol } \text{H}_3\text{O}^{+}$



$$[(\text{HSO}_4)^-] = 0,5 / 1 = 0,5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,5 / 1 = 0,5 \text{ mol/L}$$

2ª Etapa

El punto de partida es el anión bisulfato, $(\text{HSO}_4)^-$ 0,5 M, que cederá un H^+ al agua en equilibrio químico.

$$\text{Los moles de } (\text{HSO}_4)^- = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 1 = 0,5 \text{ mol}$$



M. Iniciales	0,5	0	0
M. Disociados	x	x	x
M. Equilibrio	(0,5 - x)	x	x
[] Equilibrio	(0,5 - x)/v	x/v	x/v

Para este equilibrio:

$$K_a = [(\text{SO}_4)^=] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [(\text{HSO}_4)^-]$$

$$1,1 \cdot 10^{-2} = x/v \cdot x/v / (0,5 - x)/v ; 1,1 \cdot 10^{-2} = x^2 / (0,5 - x) \cdot v$$

$$1,1 \cdot 10^{-2} (0,5 - x) \cdot 1 = x^2 ; 0,55 \cdot 10^{-2} - 1,1 \cdot 10^{-2} x = x^2$$

$$x^2 + 1,1 \cdot 10^{-2} x - 0,55 \cdot 10^{-2} = 0$$

$$x = -1,1 \cdot 10^{-2} \pm (1,21 \cdot 10^{-4} + 2,2 \cdot 10^{-2})^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = -1,1 \cdot 10^{-2} \pm 1,48 \cdot 10^{-1} / 2$$

$$x_1 = 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

$$x_2 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

$$\text{Luego } x = 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x/v = 6,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

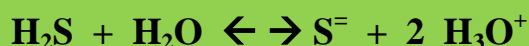
El problema nos pide el pH:

$$\text{En este caso } [\text{H}_3\text{O}^+]_T = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 0,5 + 6,8 \cdot 10^{-2} = 0,568 \text{ moles}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]_T = -\log 0,568 = 0,24 \text{ (Medio ácido)}$$

Ejercicio resuelto

La K_1 del H_2S vale $9,1 \cdot 10^{-8}$, y la $K_2 = 1,1 \cdot 10^{-14}$. Cuál es el valor de la constante de equilibrio del proceso:

**Resolución**

Este equilibrio tiene una K_a cuya expresión es de la forma:

$$K_a = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+]^2 / [H_2S]$$

El ácido sulfhídrico es diprótico y se disocia en dos etapas:

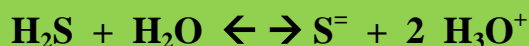
1ª Etapa:

$$K_{a1} = [(HS)^-] \cdot [H_3O^+] / [H_2S]$$

2ª Etapa:

$$K_{a2} = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+] / [(HS)^-]$$

Conociendo K_{a1} y K_{a2} podemos buscar la K_a del proceso:



$$K_a = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+]^2 / [H_2S]$$

$$K_{a1} = [(HS)^-] \cdot [H_3O^+] / [H_2S]$$

$$K_{a2} = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+] / [(HS)^-]$$

K_a no tiene $[(HS)^-]$, si despejamos esta concentración de K_{a1} y lo llevamos a K_{a2} :

$$[(HS)^-] = K_{a1} \cdot [H_2S] / [H_3O^+]$$

Nos vamos a K_{a2} :

$$K_{a2} = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+] / K_{a1} \cdot [H_2S] / [H_3O^+]$$

$$K_{a2} = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+]^2 / K_{a1} \cdot [H_2S]$$

$$K_{a2} \cdot K_{a1} = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+]^2 / [H_2S]$$

$$\text{Como } K_a = [S^{2-}] \cdot [H_3O^+]^2 / [H_2S]$$

nos queda:

$$K_a = K_{a2} \cdot K_{a1}$$

6.- Hidrólisis.

Hidrólisis de sales

<http://www.100ciaquimica.net/temas/tema8/punto7.htm>

Hidrólisis de sales

<http://quimica.laguia2000.com/reacciones-quimicas/hidrolisis-de-las-sales>

Hidrólisis de sales

<http://es.wikipedia.org/wiki/Hidr%C3%B3lisis>

Hidrólisis de sales

<http://www.quimica.aeok.org.ar/Materias/Quinto/QACI/Qacl-1/Hidrolisis.pdf>

Hidrólisis de sales

<http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/hidrolisis-de-sales>

Las disoluciones *acuosas de las sales* no tienen generalmente *carácter neutro*, sino que muchas de ellas presentan un comportamiento *ácido o básico*. La razón de ello estriba en que en muchos casos los iones presentes en disolución, procedentes de la disolución de la sal, o al menos uno de ellos, reaccionan con el agua, en un proceso que se conoce con el nombre de **HIDRÓLISIS**.

Según la teoría de *Bronsted* y *Lowry* muchos de los iones en disoluciones acuosas se pueden *comportar como ácidos y base fuertes* (pueden captar o ceder protones), lo que origina la reacción con el agua obteniéndose cationes H_3O^+ o aniones OH^- que dan el carácter ácido o básico a la disolución resultante.

Ionización de disoluciones acuosas de ácidos y bases.

<http://www.educaplus.org/play-18-Ionización.html>

Ionización de disoluciones de ácidos y bases.

<http://www.educaplus.org/play-18-Ionizaci%C3%B3n.html>

Nos encontramos con diferentes tipos de **HIDRÓLISIS**:

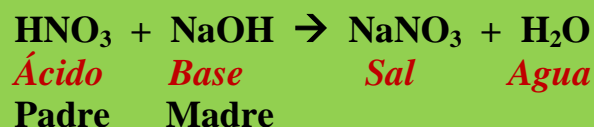
1.- Hidrólisis de una *sal procedente de un ácido fuerte y de una base fuerte*. Ejemplo: Nitrato sódico, $NaNO_3$.

La sal en contacto con el agua se disocia en los iones que la forman:



Como las sales nacen de la reacción de neutralización (ácido + base \rightarrow sal + agua), tendrán un *ácido progenitor* y una *base progenitora*. Yo les llamo el **PADRE** del ácido y la **MADRE** de la base.

El nitrato sódico nace de la reacción:



El nitrato sódico se encuentra totalmente disociado en el medio acuoso:



Se establecen los pares conjugados *Ácido/Base*:

Ác. Fuerte Base Conjugada Débil

HNO_3 / $(\text{NO}_3)^-$ (Recordar Bronsted y Lowry) \rightarrow

\rightarrow El anión nitrato *NO SE HIDROLIZA* (por tener carácter débil)

B.Fuerte Ác. Conjugado Débil

NaOH / Na^+ \rightarrow *NO SE HIDROLIZA*

El catión Na^+ procede del NaOH. El Na^+ es el ácido conjugado del hidróxido de sodio. El hidróxido de sodio es una base muy fuerte lo que nos dice que su ácido conjugado es muy débil y por lo tanto *NO SE HIDROLIZA*.

El anión nitrato, $(\text{NO}_3)^-$, proviene del ácido nítrico, muy fuerte, luego su base conjugada, $(\text{NO}_3)^-$, es muy débil. *NO SE HIDROLIZA*.

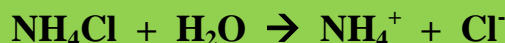
Cuando los iones de la sal no sufren hidrólisis es el agua el compuesto que actúa para la determinación de la acidez o basicidad de la disolución.

En el caso del H_2O , recordar que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/L} = [(\text{OH})^-]$. Por lo tanto:

$$pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$$

y por lo tanto nos encontramos que las disoluciones de estas característica tienen un medio *NEUTRO*.

2.- Hidrólisis de una sal procedente de un *ácido fuerte y de una base débil*. Caso del cloruro de amonio, NH_4Cl .



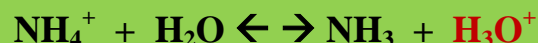
Ac. Fuerte/ B. Conjugada Débil

HCl / Cl^- \rightarrow *NO SE HIDROLIZA*.

B. Débil/ Ac. Conjugado Fuerte

NH_3 / NH_4^+ \rightarrow *SE HIDROLIZA*.

Las *hidrólisis* siempre se producen en *equilibrio químico*:



Cualitativamente ya sabemos que el medio resultante será *ácido puesto que se liberan H₃O⁺*. Cuantitativamente debemos operar como en los equilibrios químicos.

La ley del equilibrio nos dice:

$$K_h = [\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+]$$

Si en esta ecuación, multiplicamos numerador y denominador por *[OH⁻]* y recordando que para el *NH₃*, se cumple:



$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-] / [\text{NH}_3]$$

Podemos concluir que:

$$K_h = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{OH}^-]$$

Reagrupando términos:

$$K_h = [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_h = 1/K_b [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1/K_b \cdot K_w = K_w/K_b$$

$$K_h = K_w / K_b$$

3.- Hidrólisis de una sal *procedente de ácido débil y base fuerte*.
Ejemplo: Acetato sódico, (*CH₃-COONa*).

Disociación de la sal:



Base Fuerte)/ Ac. Conjugado Débil



Ac. Débil) / Base Conjugada Fuerte



Equilibrio de hidrólisis:

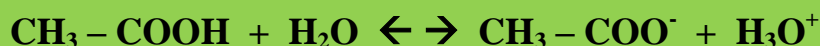


Cualitativamente ya sabemos que el medio resultante será *básico* puesto que se liberan los iones, *OH*⁻, característicos de este medio.

La K de hidrólisis es:

$$K_h = [\text{CH}_3 - \text{COOH}] [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \quad (2)$$

Para poder calcular lo que nos pida el problema deberemos conocer el valor de K_h . Para ello multiplicamos la ecuación (2), numerador u denominador por $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Recordemos además que:



$$K_a = [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3 - \text{COOH}]$$

$$K_h = [\text{CH}_3 - \text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_h = [\text{CH}_3 - \text{COOH}] / [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_3\text{O}^+]$$

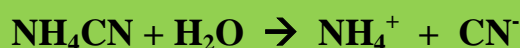
$$K_h = 1/K_a \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 1/K_a \cdot K_w = K_w/K_a$$

Llegamos a la conclusión de que :

$$K_h = K_w / K_a$$

4.- Hidrólisis de una sal procedente de un *ácido débil y de una base débil*. Por ejemplo cianuro amónico, (NH_4CN).

Disociación de la sal en agua:



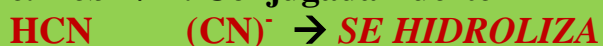
Pares conjugados:

B. Débil/ Ac. Conjugado Fuerte



El catión NH_4^+ es un ácido fuerte puesto que procede del NH_3 que es una *base débil*. El catión NH_4^+ se *HIDROLIZA*.

Ác. Débil / B. Conjugada Fuerte



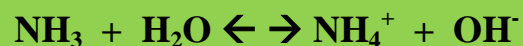
El anión CN^- es una *base fuerte* puesto que procede de un *ácido débil*, el HCN. El anión CN^- se *HIDROLIZA*.

Reacción de hidrólisis:

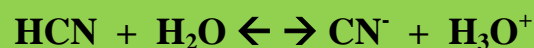


$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{HCN}]}{[\text{NH}_4^+][\text{CN}^-]}$$

Si multiplicamos, numerador y denominador por $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ y recordamos:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$



$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

nos quedaría que:

$$K_h = K_w / K_a \cdot K_b$$

En los casos típicos de estas sales tendremos que trabajar independientemente con cada uno de los iones. La hidrólisis de uno de ellos nos proporcionará H_3O^+ y la del otro OH^- . Como sabemos que:



Determinaremos qué ión está en exceso y este será el que nos determine el pH del medio.

Procederemos como se dijo en el apartado anterior.

El grado de hidrólisis también lo hallaremos para cada ión por separado.

Indicaciones importantes para resolver las cuestiones y problemas de hidrólisis de sales:

1.- El alumno debe saber:

- a) Conocer la teoría de Bronsted – Lowry sobre Ácidos y Bases.
- b) Toda **SAL** está constituida por un anión y un catión.
- c) El carácter ácido de una disolución lo proporciona los cationes Hidróxonio, H_3O^+ . El carácter básico los aniones Hidróxilo, OH^- .

2.- El **anión** tiene su origen en un **ácido** después de actuar como tal. El **anión** realiza la reacción de hidrólisis si este es una **Base Conjugada Fuerte**. Para saber si es una base es fuerte, su **ácido progenitor debe ser Débil**. Para saber si el ácido es fuerte o débil el enunciado del problema nos resolverá el dilema. Si el enunciado nos proporciona la K_a del ácido, éste es **DÉBIL**, si no nos proporciona la K_a el ácido será **FUERTE**. Puede ocurrir que el enunciado no nos diga nada sobre K_a y que se trate de **un ácido débil**. Os recomiendo que os sepáis de memoria los ácidos fuertes de la tabla que dimos anteriormente ($HClO_4 > HI > HBr > HCl > H_2SO_4 > HNO_3$).

3.- El **catión** procede de una **Base** y será por tanto su **Ácido conjugado**. Este **catión** podrá realizar hidrólisis si se trata de un **Ácido Conjugado Fuerte**. Si el enunciado nos proporciona K_b nos indica que la base **DÉBIL**, si no la proporciona se trata de una **Base Fuerte**. Al igual que ocurría con los ácidos la K_b puede no aparecer y tratarse de una base **DÉBIL**. Os recuerdo que los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos son base muy fuertes.

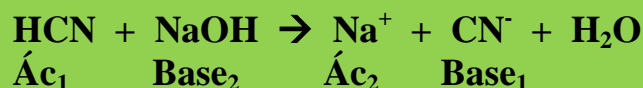
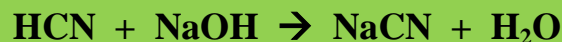
Cuestión resuelta

Escriba las reacciones de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH resultante será ácido, básico o neutro:

- a) NaCN (HCN es un ácido débil).
- b) KCl.
- c) NH_4Cl .

Resolución

- a) El cianuro sódico, NaCN, tiene su origen en la reacción de neutralización:



Establecimiento de pares conjugados:

Ácido Débil / Base Conjugada Fuerte



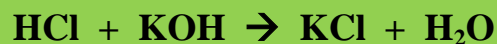
Reacción de hidrólisis:



Base Fuerte / Ácido Conjugado Débil



- b) El cloruro potásico procede de la reacción:



Pares conjugados:

Ác. Fuerte / Base Conjugada Débil



Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil

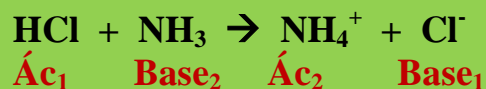


Cuando no se hidrolizan ninguno de los dos iones, el pH del medio lo proporciona el agua. En el agua se cumple:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$ (Medio neutro)

c) El cloruro amónico procede de la reacción:

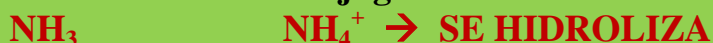


Pares conjugados:

Ácido Fuerte / Base Conjugada débil



Base Débil / Ácido Conjugado Fuerte



El enunciado del problema debía proporcionarnos K_b pero no lo ha hecho. El NH_3 es una base débil de $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Reacción de hidrólisis:



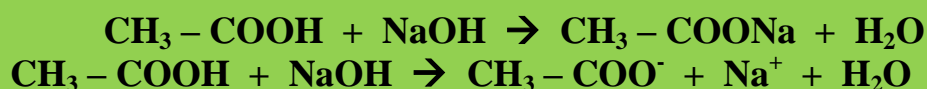
Cuestión resuelta (Fuente Enunciado: Adriana. Resolución: A. Zaragoza)

Indique si son ácidas, básicas o neutras las disoluciones acuosas de los compuestos: 1) Cloruro de amonio. 2) Acetato de sodio. Formule las ecuaciones iónicas que justifiquen su respuesta.

Resolución

a) Visto en el ejercicio anterior.

b) El acetato sódico tiene su origen en la reacción:



Pares conjugados:

Ácido Débil / Base Conjugada Fuerte



Base Fuerte / Ácido Conjugado Débil



El enunciado de la cuestión no nos proporciona la K_a del ácido Acético pero sabéis que no pertenece al grupo de los **SEIS** ácidos fuertes.

Reacción de hidrólisis:



Cuestión resuelta (Fuente Enunciado: Adriana. Resolución: A. Zaragoza)
Se preparan tres disoluciones acuosas de tres sales diferentes: 1) Fluoruro sódico. 2) Cloruro sódico. 3) Cloruro amónico. Justifique cómo será el pH de las disoluciones anteriores.

Resolución

- a) Para resolver estas cuestiones y problemas de hidrólisis no es necesario establecer la reacción química que da lugar a la sal.

Podemos trabajar directamente con la disolución acuosa de la sal. En esta disolución la sal se encuentra totalmente dissociada en sus iones:



Para determinar que ion se hidroliza debemos establecer los pares conjugados. Recordar que el **anión** es la **BASE CONJUGADA** de un ácido *¿qué ácido?* Lo podéis saber muy fácilmente, le quitáis la carga negativa al anión y le añadimos un átomo de H, es decir:



El ácido fluorhídrico, HF, es el **PADRE** de la Base conjugada.

El **cation** es un **ÁCIDO CONJUGADO** de una base *¿qué base?*. Quitar la carga positiva del cation y añadir un grupo OH:



El hidróxido sódico, NaOH, es la **MADRE** del ácido conjugado. Pondréis tantos grupos OH como cargas positivas tenía el cation.

Ya podemos establecer los pares conjugados:

Á. Débil / Base Conjugada Fuerte

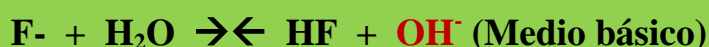


El problema no nos proporciona la K_a del ácido HF pero recordar que no pertenece al grupo de los *seis ácidos fuertes*.

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil

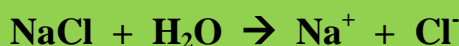


Reacción de hidrólisis:



El pH de esta disolución será superior a 7.

b) Disolución acuosa de la sal, cloruro sódico:

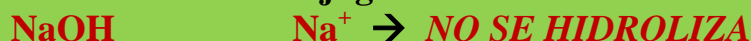


Pares conjugados:

Ác. Fuerte / Base Conjugada Débil



Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil



Recordar que solo sufren hidrólisis los iones con carácter de ácido o base fuerte.

En una disolución de cloruro sódico, NaCl, los iones *NO SUFREN HIDRÓLISIS*. En estos casos el carácter ácido o básico de la disolución lo determina el agua. En el caso del agua se cumple:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Lo que determina un $\text{pH} = 7$ y se establece el *ESTADO NEUTRO DE LA DISOLUCIÓN*.

c) Disolución acuosa del cloruro amónico:



Pares conjugados:

Ác Fuerte / Base Conjugada Débil

HCl

Cl⁻ → NO SE HIROLIZA

Para el caso del catión amonio, NH_4^+ , no se cumple la regla que establecí anteriormente. Recordar que el catión amonio viene del amoniaco, NH_3 , que se trata de una base débil.

Base Débil / Ác. Conjugado Fuerte

NH₃

NH₄⁺ → SE HIDROLIZA

Reacción de hidrólisis:



El pH de una disolución de cloruro amónico será *inferior a 7*.

Problema resuelto

- a) Justifique, mediante la reacción correspondiente, el pH ácido de una disolución acuosa de NH_4Cl .
- b) Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies cuando actúan como base en medio acuoso: HCO_3^- , H_2O y CH_3COO^- .

Resolución

a) Visto en ejercicio anterior.

b) ÁCIDO CONJUGADO

HCO_3^-

H_2CO_3 (Ác. Carbónico)

H_2O

H_3O^+ (Cation Hidrónico)

CH_3COO^-

CH_3COOH (Ác. Acético)

Problema resuelto

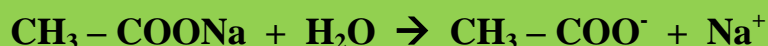
Tenemos una disolución acuosa 0,2 M de acetato de sodio:

- Establecer la ecuación y la constante de hidrólisis.
- Calcular el grado de hidrólisis.
- Hallar el pH de la disolución

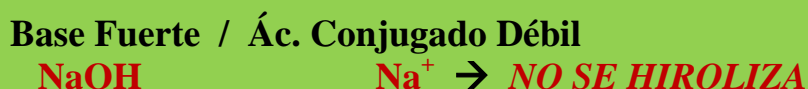
DATO: $K_{a_{\text{CH}_3\text{-COOH}}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Resolución

- Disolución acuosa de la sal:



Pares conjugados:



Reacción de Hidrólisis:



$$K_h = [\text{CH}_3\text{-COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3\text{-COO}^-]$$

$$K_h = K_w / K_{a_{\text{CH}_3\text{-COOH}}} \text{ (Demostrada en su apartado teórico)}$$

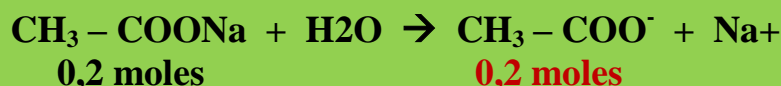
La hidrólisis pone de manifiesto la existencia de aniones OH^- en el medio lo que nos indica el carácter *básico del sistema*. Por lo tanto con un $\text{pH} > 7$ como se comprobará cuando realicemos el cálculo del mismo.

- El grado de hidrólisis es lo mismo que el grado de disociación, ahora lo determinaremos por " α_h ":

La disolución de acetato de sodio es 0,2 M, considerando $V = 1 \text{ L}$ el nº de moles iniciales de $\text{CH}_3\text{-COONa}$ puestos en juego será:

$$\text{N}^\circ \text{ moles iniciales de } \text{CH}_3\text{-COONa} = M \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ moles}$$

Como la sal está totalmente disuelta se cumple:



$$N^\circ \text{ moles iniciales } \text{CH}_3 - \text{COO}^- = M \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ moles}$$

Establezcamos las etapas del equilibrio de hidrólisis:



M. Iniciales	1	0	0
M. Hidrolizados	α_h	α_h	α_h
M. Equilibrio	$(1 - \alpha_h) n$	$n\alpha_h$	$n\alpha_h$
[] Equilibrio	$(1 - \alpha_h) n/v$	$n\alpha_h/v$	$n\alpha_h/v$

$$n = \text{moles iniciales de } \text{CH}_3 - \text{COO}^- = 0,2$$

$$v = 1 \text{ L}$$

La expresión de K_h :

$$K_h = [\text{CH}_3 - \text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]$$

Expresión de $K_h = K_w/K_a_{\text{CH}_3 - \text{COOH}}$

El valor de K_h será:

$$K_h = K_w/K_a = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Si llevamos a K_h su valor y el planteamiento de la 4ª etapa nos queda:

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n\alpha_h/v \cdot n\alpha_h/v / (1 - \alpha_h) n/v$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n\alpha_h^2 / (1 - \alpha_h)$$

Cuando K_h es inferior a 10^{-5} ($K_h < 10^{-5}$), el denominador del miembro de la izquierda de la última ecuación se transforma en:

$$(1 - \alpha_h) \approx 1$$

La razón la tenemos en el hecho de que al ser muy pequeño el valor de K_h la hidrólisis producida también es muy pequeña y podemos despreciar α_h frente a 1.

La ecuación nos quedaría:

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n\alpha_h^2 / 1$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n\alpha_h^2$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = 0,2 \alpha_h^2$$

$$\alpha_h = (5,5 \cdot 10^{-10} / 0,2)^{1/2} = 5,24 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \rightarrow \alpha_h = 5,24 \cdot 10^{-3} \%$$

c) En la 4ª etapa del planteamiento se establece que:

$$[OH] = n \alpha_h / v = 0,2 \cdot 5,24 \cdot 10^{-5} / 1 = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Podemos conocer el pOH:

$$pOH = -\log [OH] = -\log 1,05 \cdot 10^{-5} = 4,97$$

Como sabemos que:

$$pH + pOH = 14 ; pH = 14 - pOH ; pH = 14 - 4,97 = 9,03$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Adriana. Resolución: A. Zaragoza)

Una lejía contiene hipoclorito de sodio, cloruro de sodio y agua.

a) Justifique el carácter básico de la disolución.

b) Si la concentración en hipoclorito es 0,2 mol/dm³, calcule el pH de la disolución

DATOS: a 25 °C, $K_{a_{HClO}} = 3,3 \cdot 10^{-7}$.

Resolución

a) La lejía es una disolución acuosa que tiene los siguientes iones en disolución:

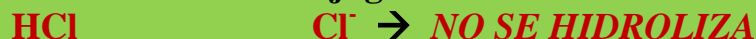


Veamos mediante los pares conjugados que iones producen hidrólisis:

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil



Ác. Fuerte / Base Conjugada Débil



Ác. Débil / Base Conjugada Fuerte



Reacción de hidrólisis:



La liberización de los aniones hidróxilo, **OH⁻**, dan carácter básico al medio.

b) Disolución de NaClO 0,2 mol/dm³ = 0,2 mol/L

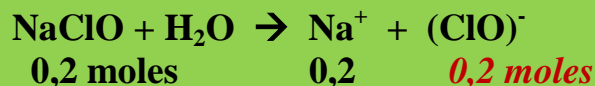
La sal está totalmente disuelta en agua:



Considerando el **V = 1 L**, el número de moles iniciales de NaClO será:

$$\text{N}^\circ \text{ moles NaClO} = M \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ moles}$$

Luego:



Los moles iniciales del anión hipoclorito, (ClO)⁻, serán **0,2 moles**.

Planteamiento del equilibrio de hidrólisis:



M. Iniciales	0,2	0	0
M. Hidrolizados	x	x	x
M. Equilibrio	(0,2 - x)	x	x
[] Equilibrio	(0,2 - x)/v	x/v	x/v

La Kh tendrá la expresión:

$$\text{Kh} = [\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-] / [(\text{ClO})^-]$$

El valor de K_h :

$$K_h = K_w / K_{a_{\text{HClO}}}$$

$$K_h = 10^{-14} / 3,3 \cdot 10^{-7} = 3 \cdot 10^{-8}$$

Si llevamos a la expresión de K_h el valor de la misma y el 4º planteamiento del equilibrio, nos queda:

$$3 \cdot 10^{-8} = x/v \cdot x/v / (0,2 - x)/v ; 3 \cdot 10^{-8} = x^2 / (0,2 - x)$$

$$\text{Al ser } K_h < 10^{-5} \rightarrow 0,2 - x \approx 0,2$$

$$3 \cdot 10^{-8} = x^2 / 0,2 ; x^2 = 0,2 \cdot 3 \cdot 10^{-8} ; x = 0,77 \cdot 10^{-4}$$

$$x = 7,7 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$$

Según la 4ª etapa del planteamiento:

$$[\text{OH}^-] = x/v = 7,7 \cdot 10^{-5} / 1 = 7,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Podemos conocer el pOH:

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] ; p\text{OH} = -\log 7,7 \cdot 10^{-5} = 4,11$$

Recordemos que: $pH + pOH = 14$

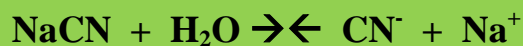
$$pH = 14 - pOH ; pH = 14 - 4,11 = 9,89$$

Problema resuelto

Cuál es el pH de una disolución 0,50 M de NaCN? $K_{a(\text{HCN})} = 6,2 \cdot 10^{-10}$.

Resolución

El cianuro sódico se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa:



La disolución tiene una concentración en NaCN de 0,50 M. Al considerar $V = 1 L$, los moles iniciales de NaCN iniciales puestos en juego serán:

$$N^{\circ} \text{ moles iniciales NaCN} = M \cdot V(L) = 0,50 \cdot 1 = 0,50 \text{ moles}$$

Según la reacción de disociación:



Los moles iniciales del *anión cianuro*(CN⁻) son = 0,50

Los moles iniciales de *cación* Na⁺ = 0,50

Estudieemos la posibilidad de hidrólisis de los iones:

Pares conjugados:

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil



El enunciado del problema nos proporciona la $K_{a\text{HCN}}$ lo que nos dice que el ácido cianhídrico es débil:

Ác. Débil / Base Conjugada fuerte



Reacción de hidrólisis:



Pasan al medio aniones hidróxilo, **OH⁻**, lo que nos indica que estamos en un medio *básico* lo que será constatado con el cálculo del pH (pH>7).

Establezcamos las etapas del equilibrio de hidrólisis:

	$\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$		
M. Iniciales	0,50 moles	0	0
M. Hidrolizados	x	x	x
M. Equilibrio	$0,50 - x$	x	x
[] Equilibrio	$0,50 - x/v$	x/v	x/v

Constante de equilibrio:

$$K_h = [\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CN}^-]$$

Valor de K_h :

$$K_h = K_w / K_a \quad ; \quad K_h = 10^{-14} / 6,2 \cdot 10^{-10} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

Llevaremos a K_h su valor y la 4ª etapa del planteamiento del equilibrio:

$$1,6 \cdot 10^{-5} = x/v \cdot x/v / (0,50 - x)/v \quad ; \quad 1,6 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,50 - x) \cdot v$$

$$v = 1 \text{ L}$$

$$1,6 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,50 - x) \quad ; \quad 1,6 \cdot 10^{-5} (0,50 - x) = x^2$$

$$0,8 \cdot 10^{-5} - 1,6 \cdot 10^{-5} x = x^2 \quad ; \quad x^2 + 1,6 \cdot 10^{-5} x - 8 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = -1,6 \cdot 10^{-5} \pm (2,56 \cdot 10^{-10} + 32 \cdot 10^{-6})^{1/2} / 2 \cdot 1$$

$$x = -1,6 \cdot 10^{-5} \pm (5,65 \cdot 10^{-3}) / 2$$

$$x_1 = -1,6 \cdot 10^{-6} + 5,65 \cdot 10^{-3} / 2 = 2,82 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$x_2 < 0 \rightarrow \text{NO TIENE SENTIDO QUÍMICO}$$

El valor de “x” es por tanto $x = 2,82 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$

Podemos conocer la concentración de los aniones hidróxilo:

$$[\text{OH}^-] = x/v = 2,82 \cdot 10^{-3} / 1 = 2,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

El pOH valdrá:

$$p\text{OH} = -\log [\text{OH}^-] \quad ; \quad p\text{OH} = -\log 2,82 \cdot 10^{-3} = 2,54$$

Recordemos que : $pH + pOH = 14$

$$pH = 14 - pOH \quad ; \quad pH = 14 - 2,54 = 11,46 \text{ (Medio básico)}$$

Problema resuelto

Hallar la constante de hidrólisis, el grado de hidrólisis y el pH de una disolución de acetato de amonio 0,1 M.

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} ; K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

Resolución

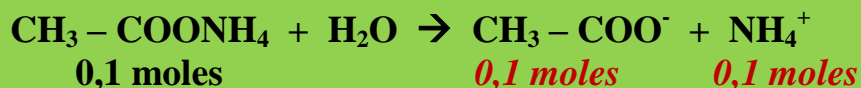
Nos encontramos con un ejercicio *extremadamente largo* pero **NO DIFÍCIL**.

La disolución de acetato amónico está totalmente disociada:



La disolución de acetato amónico es 0,1 M. Mediante la utilización de **1 L** de disolución nos permite conocer los moles iniciales de acetato amónico puestos en juego y en base a ellos y en función de una disociación total los moles iniciales de los aniones acetato, $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$ y cationes amonio, NH_4^+ :

$$\text{Moles Iniciales de } \text{CH}_3 - \text{COONH}_4 = M \cdot V(L) = 0,1 \cdot 1 = 0,1$$



Estudiamos la posibilidad de hidrólisis. El enunciado nos proporciona $K_{a_{\text{CH}_3\text{-COOH}}}$ y $K_{b_{\text{NH}_3}}$ lo que nos quiere decir que trabajamos con un *ácido padre débil*, el acético y una *base débil*, el amoniaco.

Pares conjugados:



Los dos iones se hidrolizan y la reacción de hidrólisis consiste en:



La expresión de K_h será:

$$K_h = [\text{CH}_3 - \text{COOH}] \cdot [\text{NH}_3] / [\text{CH}_3 - \text{COO}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]$$

Su valor:

$$K_h = K_w / K_a \cdot K_b \quad ; \quad K_h = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_h = 10^{-14} / 3,24 \cdot 10^{-10} = 0,3 \cdot 10^{-4} = 3 \cdot 10^{-5}$$

Para obtener el grado de hidrólisis y el pH deberemos trabajar con cada uno de los iones independientemente.

Anión acetato

Reacción de hidrólisis:



El anión acetato nos proporciona un medio **BÁSICO**.

Su K_h :

$$K_a = [\text{CH}_3 - \text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CH}_3 - \text{COO}^-]$$

El valor de K_h :

$$k_h = K_w/K_a \quad ; \quad K_h = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Calculemos el **grado de hidrólisis** del anión acetato:



M. Iniciales	1	0	0
M. Hidrolizados	α_h	α_h	α_h
M. Equilibrio	$(1 - \alpha_h) \cdot n$	$n \cdot \alpha_h$	$n \cdot \alpha_h$
[] Equilibrio	$(1 - \alpha_h) \cdot n / v$	$n \cdot \alpha_h / v$	$n \cdot \alpha_h / v$

Si llevamos el valor de K_h y la 4ª etapa a la ecuación de K_h :

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n \cdot \alpha_h/v \cdot n \cdot \alpha_h/v / (1 - \alpha_h) \cdot n/v$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n \cdot \alpha_h^2 / (1 - \alpha_h) \cdot v \quad ; \quad v = 1 \text{ L}$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n \cdot \alpha_h^2 / (1 - \alpha_h) \quad ; \quad 5,5 \cdot 10^{-10} = 0,1 \cdot \alpha_h^2 / (1 - \alpha_h)$$

Como $K_h \ll 10^{-5} \rightarrow 1 - \alpha_h \approx 1$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = 0,1 \cdot \alpha_h^2 \quad ; \quad \alpha_h = (5,5 \cdot 10^{-10} / 0,1)^{1/2} \quad ; \quad \alpha_h = 7,41 \cdot 10^{-10} \text{ moles}$$

$$\alpha_h = 7,41 \cdot 10^{-8} \%$$

El anión acetato se hidroliza en un $7,41 \cdot 10^{-8} \%$ y nos proporciona una concentración de aniones OH^- :

$$[\text{OH}^-] = n \cdot \alpha_h / v = 0,1 \cdot 7,41 \cdot 10^{-10} / 1 = 7,41 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Cación amonio

Reacción de hidrólisis:



Expresión de K_h :

$$K_h = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+]$$

Su valor:

$$K_h = K_w / K_b \quad ; \quad K_h = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Veamos el grado de hidrólisis:



M. Iniciales	1	0	0
M. Hidrolizados	α_h	α_h	α_h
M. Equilibrio	$(1 - \alpha_h) \cdot n$	$n \cdot \alpha_h$	$n \cdot \alpha_h$
[] Equilibrio	$(1 - \alpha_h) \cdot n/v$	$n \cdot \alpha_h/v$	$n \cdot \alpha_h/v$

Si llevamos el valor de K_h y la 4ª etapa del planteamiento a la ecuación de K_h :

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n \cdot \alpha_h/v \cdot n \cdot \alpha_h/v / (1 - \alpha_h) \cdot n/v$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = n \cdot \alpha_h^2 / (1 - \alpha_h)$$

Como $K_h \ll 10^{-5} \rightarrow 1 - \alpha_h \approx 1$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = 0,1 \cdot \alpha_h^2 \quad ; \quad \alpha_h = (5,5 \cdot 10^{-10} / 0,1)^{1/2} = 7,41 \cdot 10^{-10} \text{ moles}$$

$$\alpha_h = 7,41 \cdot 10^{-8} \%$$

El catión amonio se hidroliza en un $7,41 \cdot 10^{-8} \%$ y nos proporciona una concentración de cationes H_3O^+ :

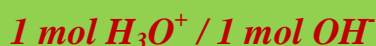
$$[H_3O^+] = n \cdot \alpha_h / v = 0,1 \cdot 7,41 \cdot 10^{-10} / 1 = 7,41 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Recordemos que la unión de los iones H_3O^+ y OH^- nos proporciona:



Se cumple: $[H_3O^+] = [OH^-] = 7,41 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

La estequiometria de la reacción anterior nos dice que:



Por lo tanto los moles de H_3O^+ consumirán:

$$7,41 \cdot 10^{-11} \text{ moles } H_3O^+ \cdot 1 \text{ mol } OH^- / 1 \text{ mol } H_3O^+ = 7,41 \cdot 10^{-11} \text{ moles } OH^-$$

Esto nos quiere decir que los OH^- son totalmente *neutralizados* por los H_3O^+ y *viceversa*. No hay *exceso de H_3O^+* ni de *OH^-* que nos proporcione un *medio ácido o básico, el pH lo dará el agua* en donde sabemos que:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

El pH de una disolución de acetato amónico será:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 10^{-7} = 7 \text{ (Medio neutro)}$$

Problema propuesto (Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche)

Se dispone de una disolución de NH_4Cl 0,1M, $K_{b_{NH_3}} = 2.3 \cdot 10^{-5}$.

Calcular:

- Kh
- pH
- % de hidrólisis.

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)

Una disolución de KCN 0,01M tiene pH 10,7. Determina Kh.

Resolución

El cianuro de potasio en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado según la reacción:



Estudiamos los pares conjugados para la posibilidad de hidrólisis de los iones cianuro y potasio (catión).

Los cationes metálicos provienen de un hidróxido, en este caso de hidróxido de potasio, KOH , que se trata de una *base muy fuerte*.

El anión cianuro, proviene del ácido cianhídrico, *HCN*.

Pares conjugados:

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil



Ác. Débil / Base Conjugada Fuerte

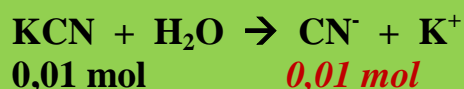


La reacción de hidrólisis:



La disolución de KCN tiene una concentración 0,01 M. Poniendo en juego **1 L** de esta disolución conoceremos los moles iniciales de KCN y en consecuencia por la disociación total los moles de CN⁻ y de K⁺:

$$\text{Moles Iniciales de KCN} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 1 = 0,01 \text{ mol}$$



Establezcamos las etapas del equilibrio químico de la hidrólisis del anión CN⁻:



M. Iniciales	0,01	0	0
M. Hidrolizados	x	x	x
M. Equilibrio	(0,01 - x)	x	x
[] Equilibrio	(0,01 - x)/v	x/v	x/v

Su constante de hidrólisis:

$$K_h = [\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{CN}^-]$$

Si llevamos a Kh la 4ª etapa:

$$K_h = \frac{x/v \cdot x/v}{(0,01 - x)/v} ; v = 1 \text{ L} \rightarrow K_h = \frac{x^2}{(0,01 - x)} \quad (1)$$

El valor de Kh:

$$K_h = K_w / K_a ; K_h = 10^{-14} / k_a$$

Si llevamos el valor de Kh a la ecuación (1):

$$10^{-14} / K_a = x^2 / (0,01 - x) \quad (2)$$

Tenemos una ecuación con dos incógnitas, Ka y x.

El valor de “x” lo podemos conocer a través del pH del medio que nos lo proporciona el enunciado:

$$pH + pOH = 14 ; pOH = 14 - pH ; pOH = 14 - 10,7 = 3,3$$

Como sabemos que:

$pOH = -\log [OH^-]$; $3,3 = -\log [OH^-]$; multipliquemos por (-1) ambos miembros de la última ecuación \rightarrow

$$-3,3 = -\log [OH^-] ; [OH^-] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ ml/L}$$

Según la 4ª etapa:

$$[OH^-] = x/v ; 5 \cdot 10^{-4} = x / 1 ; x = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

Si nos marchamos a la ecuación (2):

$$10^{-14} / K_a = x^2 / (0,01 - x) ; 10^{-14} / K_a = (5 \cdot 10^{-4})^2 / (0,01 - 5 \cdot 10^{-4})$$

$$(5 \cdot 10^{-4})^2 \cdot K_a = 10^{-14} (0,01 - 5 \cdot 10^{-4})$$

$$25 \cdot 10^{-8} K_a = 10^{-16} - 5 \cdot 10^{-18}$$

$$K_a = 10^{-16} - 5 \cdot 10^{-18} / 25 \cdot 10^{-8} = 0,04 \cdot 10^{-8} = 4 \cdot 10^{-10}$$

Problema propuesto (Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche)

¿Cuál será el pH de una disolución de CH_3COONa 0,5M.

$$K_{aCH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

7.- Volumetrías Ácido- Base.

Volumetrías Ácido-Base

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/Acido-Base/Volumetrianneutralizacion/teoriaVolumetriasacidobase.htm>

Volumetrías Ácido-Bases

<http://www.slideshare.net/madridmgd/mtodos-volumetricos-de-analisis>

Volumetrias Ácido-Bases

<http://www.canopina.com/paginasecundaria.cfm?codigo=9788486108-89-2&tipopagina=detallecatalogo>

Volumetrías Ácido-Bases

<http://quimica.laguia2000.com/reacciones-quimicas/volumetria-acido-base>

Laboratorio virtual: Volumetría Ácido-Base (MUY BUENO)

En la pantalla aparecerá un aviso de posibles problemas con virus. Pinchar ACEPTAR.

[http://rodin.uca.es:8081/xmlui/bitstream/handle/10498/8098/NaOH_molar_deter\(es\).swf?sequence=1](http://rodin.uca.es:8081/xmlui/bitstream/handle/10498/8098/NaOH_molar_deter(es).swf?sequence=1)

Laboratorio virtual: Volumetría ácido-base

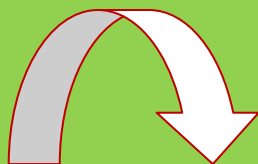
<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/usrn/lentiscal/1-cdquimica-tic/FlashQ/Acido-Base/Volumetrianeutralizacion/Volumetriasacidobase.htm>

Laboratorio virtual: Gráfica pH en una volumetrías ácido-base.

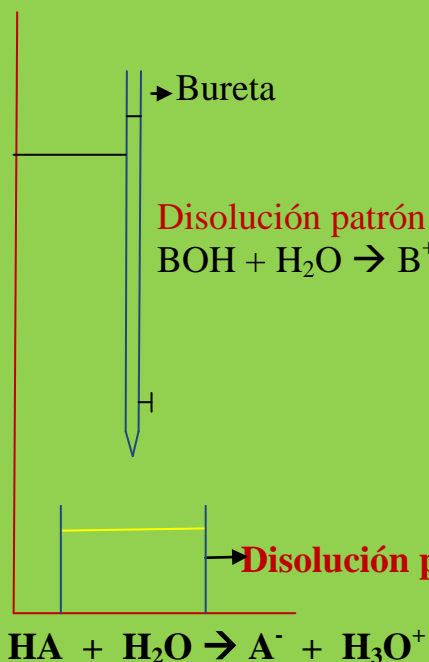
Cambio de color del indicador.

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/acidobase2.htm>

Se nos presenta muchas veces la necesidad del conocimiento de la **CONCENTRACIÓN** de una disolución de un ácido o de una base. Las **VOLUMETRÍAS DE NEUTRALIZACIÓN** nos permiten la resolución de este problema. Se trata de un procedimiento experimental en donde debemos conocer una **disolución "patrón"** y se conoce con el nombre de **VALORACIÓN ÁCIDO - BASE**. Supongamos que queremos realizar una **acidimetría** (determinación de la concentración de un ácido).



El montaje de la experiencia es el siguiente:



Cuando dejamos caer disolución patrón, los OH^- de la misma se unen con los H_3O^+ de la disolución problema y se produce la reacción de neutralización:



Cuando todos los H_3O^+ del ácido problema hayan sido neutralizados por los OH^- de la base patrón la volumetría ha terminado. Hemos llegado al **PUNTO DE EQUIVALENCIA**.

En el punto de equivalencia se cumple que:

$$N^\circ \text{ equivalentes del ácido} = N^\circ \text{ equivalentes de la base}$$

Existe un tipo de expresar la concentración de una disolución que se conoce con el nombre de **NORMALIDAD (N)**:

$$N = N^\circ \text{ EQUIVALENTES SOLUTO} / \text{VOL. DE LA DISOLUCIÓN}$$

$$N^\circ \text{ Equivalentes} = N \cdot V(L)$$

Si nos vamos a la ecuación del punto de equivalencia:

$$V_A \cdot N_A = V_B \cdot N_B \quad (1)$$

La Normalidad se relaciona con la molaridad mediante la ecuación:

$$N = M \cdot \text{Valencia} \quad M = \text{Molaridad}$$

La valencia en los ácidos la determina el nº de H existentes en la molécula del ácido:



La valencia en las bases la determina el número de **OH** existentes en la molécula de la base:



Si nos vamos a la ecuación (1):

$$V_A \cdot M_A \cdot \text{Valencia} = V_B \cdot M_B \cdot \text{Valencia}$$

Esta ecuación puede sufrir modificaciones en función de los datos que tengamos. Como queremos conocer las características del ácido podemos seguir trabajando con él.

$$M_A = m_A / Mm \cdot V(L) \quad ; \quad V(L) = V_A$$

$$V_A \cdot m_A / Mm \cdot V(L) \cdot \text{Valencia} = V_B \cdot M_B \cdot \text{Valencia}$$

$$m_A / Mm \cdot \text{Valencia} = V_B \cdot M_B \cdot \text{Valencia}$$

Podemos llegar a establecer la ecuación:

$$m_A / Mm \cdot \text{Valencia} = m_B / Mm \cdot \text{Valencia}$$

Indicadores

<http://www.heurema.com/QG7.htm>

Video: Acción de los indicadores frente a ácidos y bases

http://www.youtube.com/watch?v=e_rFSWmR6jk&feature=related

Video: Jugo de lombarda como Indicador

http://www.youtube.com/watch?v=tR0j_M1LvtI&feature=relmfu

Tipos de Indicadores (Tabla)

http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/qui/indic.pdf

Indicadores

http://catedras.quimica.unlp.edu.ar/qg/equilibrios%20acido_base.pdf

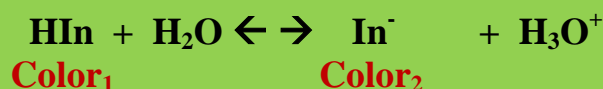
Indicadores

<http://html.rincondelvago.com/acidos-y-bases.html>

Indicadores

<http://quimicaparatodos.blogcindario.com/2009/07/00012-acidos-y-bases-indicadores.html>

*¿Cuándo termina la volumetría? ¿Cuándo hemos llegado al punto de equivalencia?. La respuesta a estas preguntas la tenemos en los llamados **INDICADORES**. Estos son **colorantes orgánicos complejos que tienen distinto color según sea el pH de la disolución en la que se encuentra**. Se trata de **ácidos y bases débiles cuyas formas ácido o base conjugada tienen colores diferentes**. Supongamos un indicador tipo ácido que representamos por **HIn** y que presenta un color llamado **color₁**. Al disolverse en agua se disocia según el equilibrio:*



Si suponemos que estamos en la volumetría del ejemplo del apartado anterior, añadimos unas gotas del indicador a la muestra problema, como ésta es un ácido (H_3O^+), el equilibrio del indicador se encuentra desplazado hacia la izquierda y manifiesta el **color₁**. Cuando todos los H_3O^+ de la muestra problema han sido neutralizados, la siguiente gota de la disolución patrón, sus OH^- , **atacarán a los H_3O^+ del indicador** ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$) y desplazan el equilibrio del indicador hacia la derecha apareciendo el **color₂**. Se produce el cambio de color o **VIRAJE DEL INDICADOR**.



Escala de indicadores

INDICADOR	COLOR		Intervalo de pH de viraje
	Acido	Alcalino	
• Azul de Timol	• rojo	• amarillo	• 1'2 - 2'8
• Azul de bromofenol	• amarillo	• azul	• 3'0 - 4'6
• Azol de bromotimol	• amarillo	• azul	• 6'0 - 7'6
• Azul de Timol (2ª etapa)	• amarillo	• púrpura	• 8'0 - 9'6
• Naranja de metilo	• rojo	• amarillo	• 3'1 - 4'4
• Rojo de metilo	• rojo	• amarillo	• 4'2 - 6'3
• Fenoftaleína	• incoloro	• rojo	• 8'3 - 10'0
• Tornasol	• rojo	• azul	• 6'1 - 7'2

Existe un indicador **UNIVERSAL**, sirve para cualquier medio, y es el **jugo** de la **“lombarda”** (obtenido de la cocción de la misma, el caldo resultante sería el indicador universal).

Es importante resaltar el hecho de que el punto de equivalencia determinado mediante indicadores **tiene errores** o más bien **lleva consigo errores puesto que:**

- Necesitamos una gota de base patrón en exceso para que el indicador sea atacado.
- El ojo humano tiene limitaciones para determinar con exactitud el cambio de color del indicador.

El segundo error se puede prácticamente eliminar mediante la utilización de aparatos ópticos electrónicos.

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. Zaragoza)

Se valoran 32 cc de disolución de sosa, gastándose en su neutralización 25 cc de ácido clorhídrico 4 M. Calcular la concentración de sosa.

Resolución

$$V_B = 32 \text{ cc} = 0,032 \text{ L disolución NaOH ; Val}_B = 1$$

$$M_B = ?$$

$$V_A = 25 \text{ cc} = 0,025 \text{ L disolución HCl} ; \text{Val}_A = 1$$

$$M_A = 4$$

De entre las ecuaciones determinadas para las volumetrías ácido-base y en función de los datos portados por el problema utilizaremos la ecuación:

$$M_A \cdot \text{Val}_A \cdot V_A = M_B \cdot \text{Val}_B \cdot V_B$$

$$4 \text{ mol/L} \cdot 1 \cdot 0,025 \text{ L} = M_B \cdot 1 \cdot 0,032 \text{ L}$$

$$0,1 \text{ mol} = M_B \cdot 1 \cdot 0,032 \text{ L} ; M_B = 0,1 \text{ mol} / 0,032 \text{ L} = 3,12 \text{ mol/L}$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. zaragoza)

Calcular el peso de HCl necesario para neutralizar 150 cc de disolución 0,1M de KOH.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u; Cl = 35,5 u

Resolución

$$m_{\text{HCl}}/M_m \cdot \text{Val}_A = M_B \cdot \text{Val}_B \cdot V_B$$

$$M_m \text{ HCl} = 36,5 \text{ u}$$

$$\text{Val}_A = 1$$

$$\text{Val}_B = 1$$

$$V_B = 150 \text{ cc} = 0,150 \text{ L}$$

$$M_B = 0,1$$

$$m_{\text{HCl}}/36,5 \cdot 1 = 0,1 \cdot 1 \cdot 0,150$$

$$m_{\text{HCl}} = 0,1 \cdot 1 \cdot 0,150 \cdot 36,5 \cdot 1 = 0,54 \text{ g}$$

Problema resuelto (Fuente Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche. Resolución: A. zaragoza)

¿Cuántos g de KOH puro gastaremos en la neutralización de 15g de HBr?

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 u; O = 16 u; H = 1 u; Br = 79,9 u

Resolución

$$m_{\text{HBr}}/M_m \cdot \text{Val}_A = m_{\text{KOH}}/M_m \cdot \text{Val}_B$$

$$\begin{array}{ll}
 m_{\text{HBr}} = 15 \text{ g} & m_{\text{KOH}} = ? \\
 M_{\text{M}} \text{ HBr} = 80,9 \text{ u} & M_{\text{M}} \text{ KOH} = 56,1 \text{ u} \\
 \text{Val}_{\text{A}} = 1 & \text{Val}_{\text{B}} = 1
 \end{array}$$

$$15/80,9 \cdot 1 = m_{\text{KOH}}/56,1 \cdot 1 ; m_{\text{KOH}} = 15/80,9 \cdot 56,1 ; m_{\text{KOH}} = 10,40 \text{ g}$$

Problema resuelto

a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución 0'025 M y determine su pH.

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior se necesita para neutralizar 20 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0'005 M?

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

Resolución

a) Recordemos que la **Molaridad** (M) es igual:

$$M = n^{\circ} \text{ moles soluto} / V_{\text{disol.}} \text{ (L)} ; M = m_{\text{soluto}} / M_{\text{M}} \cdot V_{\text{disol.}} \text{ (L)}$$

$$M_{\text{M}} \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$$

$$V_{\text{disol.}} = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$$

$$M = 0,025 \text{ mol/L}$$

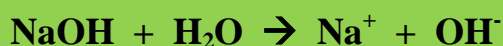
$$0,025 = m_{\text{soluto}} / (40 \cdot 0,250) ; 0,025 = m_{\text{soluto}} / 10$$

$$m_{\text{soluto}} = 0,25 \text{ g NaOH (puros)}$$

Necesitamos 0,25 gramos de NaOH puro. Nuestro hidróxido de sodio es de una riqueza del 80% (por cada 100 g de NaOH 80 g son de NaOH). Debemos tomar una cantidad de la materia prima (NaOH) que contenga los 0,25 g de NaOH puros necesarios.

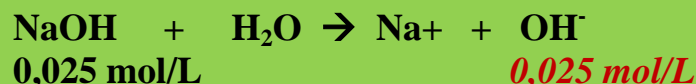
$$\begin{aligned}
 &0,25 \text{ g NaOH puro} \cdot 100 \text{ g NaOH (m.prima)} / 80 \text{ g NaOH puro} = \\
 &= 0,31 \text{ g de NaOH (m. prima)}
 \end{aligned}$$

En la disolución de NaOH existe una disociación total. La reacción de disociación es:



La existencia, en el medio de aniones OH^- , nos determina el carácter *básico* del medio.

La concentración del NaOH es 0,025 mol/L y según la reacción de disociación, la concentración de OH^- será la misma, es decir, 0,025 mol/L:



Podemos conocer el pOH del medio:

$$pOH = -\log [OH^-] ; pOH = -\log 0,025 = 1,60$$

$$\text{Como } pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1,60 = 12,4$$

$$\begin{array}{ll} \text{b) } V_B = ? & V_A = 20 \text{ mL} = 0,020 \text{ L} \\ M_B = 0,025 & M_A = 0,005 \\ Val_B = 1 & Val_A = 2 \end{array}$$

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$$

$$0,005 \cdot 2 \cdot 0,020 = 0,025 \cdot 1 \cdot V_B ;$$

$$V_B = 0,0002/0,025 = 0,008 \text{ L NaOH} = 8 \text{ mL NaOH}$$

Problema propuesto

Calcular la concentración del HCl, si para valorar 50ml hemos necesitado 35ml de una disolución de KOH 0,2M.

Problema resuelto

Con objeto de determinar la riqueza en $CaCO_3$ de una caliza se disuelven 2g de ella en 200 ml de disolución 0,2M de HCl. El ácido sobrante se valora por retroceso, utilizándose para ello, 100 ml de disolución 0,08M de NaOH. Calcula el porcentaje de $CaCO_3$ en la caliza.

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resolución

La reacción entre el carbonato de calcio, CaCO_3 , y el ácido clorhídrico es:



En las reacciones químicas los reactivos que intervienen son **PUROS**. Si conocemos la cantidad de HCl que necesita el CaCO_3 (caliza) para consumirse totalmente, conoceremos la cantidad de CaCO_3 puro que tenemos en la muestra de caliza y en función de la misma la pureza de la caliza.

Calcularemos primero los moles de HCl puestos en juego:

$$M_{\text{HCl}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$V = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

$$N^\circ \text{ moles HCl} = M \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 0,2 = 0,04$$

Pero todos ellos **no son consumidos por la caliza** puesto que el enunciado dice que el exceso de HCl se valora por retroceso con una disolución de NaOH. Con esta volumetría determinamos los moles en exceso de HCl (los que no reaccionaron). En el punto de equivalencia se cumple:

$$M_A \cdot \text{Val}_A \cdot V_A = M_B \cdot \text{Val}_B \cdot V_B$$

$$0,2 \cdot 1 \cdot V_A = 0,08 \cdot 1 \cdot 0,1 ; V_A = 0,008/0,2 = 0,04 \text{ L}$$

El NaOH a neutralizado un volumen de HCl de 0,04 L, los cuales implican un número de moles:

$$\text{Moles en exceso de HCl} = M \cdot V(\text{L}) = 0,2 \cdot 0,04 = 0,008$$

Por lo tanto los moles de HCl consumidos por la caliza serán:

$$\text{Moles consumidos} = \text{moles iniciales} - 0,008 = 0,04 - 0,008 = 0,032$$

La reacción inicial ajustada es:



Estequiométricamente:



Los moles consumidos de HCl gastarán unos moles de CaCO_3 :

$$0,032 \text{ moles HCl} \cdot 1 \text{ mol CaCO}_3 / 2 \text{ moles HCl} = 0,016 \text{ moles CaCO}_3$$

Esos moles son de *CaCO₃ puro* que se encuentran en la muestra de *2 gramos de caliza*. Calculemos los gramos de CaCO_3 puros existentes en 0,016 moles del mismo:

$$\text{Mm CaCO}_3 = 100 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol CaCO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3$$

$$0,016 \text{ moles CaCO}_3 \cdot 100 \text{ g CaCO}_3 / 1 \text{ mol CaCO}_3 = 1,6 \text{ g CaCO}_3$$

Para que entendáis mejor el cálculo de la riqueza de la caliza utilizaré una regla de tres:

$$\begin{array}{l} \text{Si en 2 g de caliza ----- Existen 1,6 g CaCO}_3 \\ \text{En 100 g de caliza -----} \quad \quad \quad x \end{array}$$

$$x = 80\% \text{ en CaCO}_3$$

Conclusión: *La caliza es de un 80% de riqueza en CaCO₃*.

Problema resuelto

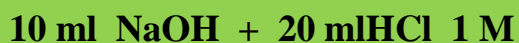
10 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio se mezclan con 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 1 M. La mezcla obtenida tiene carácter ácido y precisa para su neutralización 15 mL de hidróxido de sodio 0,5 M. Calcule:

a) La concentración de la disolución inicial de hidróxido de sodio en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) El pH de la disolución ácida obtenida al mezclar las disoluciones iniciales de hidróxido de sodio y ácido clorhídrico.

Datos.- Masa molecular del NaOH: 40.(junio 2004)

Resolución



- a) Exceso de HCl se determina mediante una volumetría con una disolución de NaOH 0,5 M:

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$$

$$1 \cdot 1 \cdot V_A = 0,5 \cdot 1 \cdot 0,015 ; V_A = 0,0075 \text{ L} = 7,5 \text{ mL}$$

El volumen de HCl que reacciona con el NaOH inicial es:

$$\text{Volumen reaccionante de HCl} = 20 - 7,5 = 12,5 \text{ mL}$$

El cálculo de la concentración del NaOH lo haremos de la siguiente forma:

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$$

$$1 \cdot 1 \cdot 12,5 \cdot 10^{-3} = M_B \cdot 1 \cdot 10 \cdot 10^{-3}$$

$$M_B = 12,5 \cdot 10^{-3} / 10 \cdot 10^{-3} = 12,5 \cdot 10^{-1} = 1,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$1,25 \text{ mol/L} \cdot 40 \text{ g NaOH} / 1 \text{ mol NaOH} = 50 \text{ g.L}^{-1}$$

- b) El pH de la disolución obtenida inicialmente vendrá determinado por el *exceso de ácido clorhídrico*:

7,5 ml HCl 1 M. En este volumen hay un número de moles de HCl:

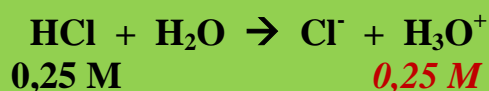
$$N^{\circ} \text{ moles} = M \cdot V(L) = 1 \cdot 7,5 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-3}$$

La concentración del HCl en exceso:

$$[HCl] = n^{\circ} \text{ moles} / V_T = 7,5 \cdot 10^{-3} / (10 \cdot 10^{-3} + 20 \cdot 10^{-3}) =$$

$$= 7,5 \cdot 10^{-3} / 30 \cdot 10^{-3} = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$$

La disolución de ácido clorhídrico se encuentra totalmente disociada:



$$pH = -\log [H_3O^+] ; pH = -\log 0,25 = 0,6$$

Problema resuelto

Se tiene una disolución de ácido nítrico de pH 2,30.a) Determina el número de moles de ión nitrato en disolución sabiendo que el volumen de la misma es de 250 mL.

b) Calcula la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 25 mL de la disolución anterior.

c) Determina el pH de la disolución obtenida al añadir 25 mL de hidróxido de sodio 0,001 M a 25 mL de la primera disolución de ácido nítrico, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u.

Resolución

Disolución de HNO₃ de pH = 2,3

a) La disolución de ácido nítrico se encuentra totalmente disociada puesto que se trata de un ácido fuerte (el problema no proporciona K_a):



Según esta disociación se cumple que:

$$[(\text{NO}_3)^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

La concentración de los cationes hidronio, H_3O^+ , la calcularemos mediante el pH:

$$\text{pH} = - \log [\text{H}_3\text{O}^+] ; 2,3 = - \log [\text{H}_3\text{O}^+] \leftrightarrow - 2,3 = \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

como resultado de multiplicar por (- 1) la ecuación anterior →

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Con lo que podemos afirmar que $[(\text{NO}_3)^-] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{N}^\circ \text{ moles de } (\text{NO}_3)^- = M \cdot V(\text{L}) = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,250 = 1,25 \cdot 10^{-3}$$

b) En las volumetrías y en el punto de equivalencia se cumple:

$$M_A \cdot \text{Val}_A \cdot V_A = m_{\text{NaOH}}/Mm \cdot \text{Val}_B \quad (1)$$

$$Mm \text{ NaOH} = 40 \text{ u}$$

La M_A la conoceremos por la disociación total de su disolución.

Recordar:



cumpléndose:

$$[\text{HNO}_3] = [(\text{NO}_3)^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conocida la concentración del ácido nítrico, podemos volver a la ecuación (1):

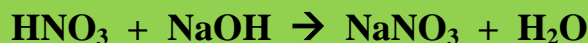
$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = m_{\text{NaOH}}/Mm \cdot Val_B$$

$$5 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 25 \cdot 10^{-3} = m_{\text{NaOH}}/40 \cdot 1$$

$$m_{\text{NaOH}} = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \cdot 40 = 5 \cdot 10^{-3} = 0,005 \text{ g}$$

c) 25 mL NaOH 0,001 M + 25 ml HNO₃ 5 · 10⁻³ M

Rección química:



Estequiométricamente:



$$\begin{aligned} \text{Moles de HNO}_3 \text{ puestos en juego} &= M \cdot V(L) = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,025 = \\ &= 0,125 \cdot 10^{-3} = \\ &= 1,25 \cdot 10^{-4} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de NaOH puestos en juego: } M \cdot V(L) &= 0,001 \cdot 25 \cdot 10^{-3} = \\ &= 25 \cdot 10^{-6} = 2,5 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Supongamos que reacciona *todo el ácido nítrico* (1,25 · 10⁻⁴ moles). Esta cantidad de HNO₃ implicará un consumo, en moles, de NaOH Según la relación estequiométrica (2):

$$\begin{aligned} 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3 \cdot 1 \text{ mol NaOH} / 1 \text{ mol HNO}_3 &= \\ &= 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ moles de NaOH} \end{aligned}$$

No tenemos esta cantidad de NaOH, luego el *HNO₃* no puede ser el *reactivo limitante*. Se *consumirá todo el NaOH* que implicarán unos moles de HNO₃:

$$2,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles NaOH} \cdot 1 \text{ mol HNO}_3 / 1 \text{ mol NaOH} = 2,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles de HNO}_3$$

Esta cantidad de HNO₃ *SÍ la tenemos* y además existe un exceso del ácido que nos proporcionará el pH del medio:

$$\begin{aligned} \text{Moles HNO}_3 \text{ en exceso} &= \text{Moles iniciales} - \text{Moles reaccionantes} = \\ &= 1,25 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-5} = 10^{-4} \end{aligned}$$

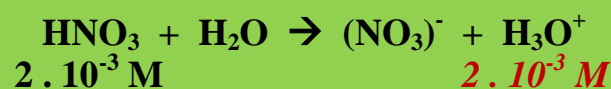
La *nueva concentración* del ácido nítrico será:

$$[\text{HNO}_3] = n^\circ \text{ moles} / V_T$$

$$V_T = 25 \text{ ml} + 25 \text{ ml} = 50 \text{ ml} = 0,050 \text{ L}$$

$$[\text{HNO}_3] = 10^{-4} / 0,050 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Este HNO₃ se encuentra totalmente disociado:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] ; \text{pH} = -\log 2 \cdot 10^{-3} = 2,69$$

Problema resuelto

Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3.a) Calcula la masa de NaOH necesaria para neutralizar 200 mL de la disolución comercial de HCl. b) Si 10 mL de la disolución comercial de HCl se diluyen con agua hasta un volumen final de 500 mL, calcula el pH de la disolución diluida resultante. c) A 240 mL de la disolución diluida resultante del apartado anterior se le añaden 160 mL de ácido nítrico 0,005 M. Calcula el pH de la nueva disolución (los volúmenes son aditivos).d) Calcula los gramos de Ca(OH)₂ necesarios para neutralizar la disolución final del apartado c).

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u; H = 1 u; Ca = 40 u; O = 16 u.

Resolución

a) HCl pH = 0,3

En las volumetrías y en el punto de equivalencia se cumple:

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = m_{NaOH}/Mm \cdot Val_B \quad (1)$$

$$Mm \text{ NaOH} = 40$$

La M_A la calcularemos en base al pH del ácido clorhídrico. Este ácido, es un ácido fuerte y en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado:



Según la estequiometria de la reacción se cumple:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (2)$$

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

0,3 = - log $[\text{H}_3\text{O}^+]$ → multiplicando por (-1) ambos miembros de la ecuación →

$$-0,3 = \log [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-1} = 0,5$$

Luego según (2):

$$[\text{HCl}] = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$$

Volviendo a (1):

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = m_{NaOH}/Mm \cdot Val_B$$

$$0,5 \cdot 1 \cdot 0,2 = m_{NaOH}/40 \cdot 1$$

$$m_{NaOH} = 0,5 \cdot 0,2 \cdot 40 = 4 \text{ g de NaOH}$$

b) 10 ml de la disolución de HCl se diluyen hasta un volumen de 500 ml. El HCl tendrá una nueva concentración:

El número de moles de HCl contenidos en los 10 ml se mantendrán constantes, y son:

$$N^\circ \text{ moles HCl} = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 0,010 = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{HCl}] = n^\circ \text{ moles}/v = 5 \cdot 10^{-3}/0,5 = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

Este ácido clorhídrico se encuentra totalmente disociado:



Estequiométricamente:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

Como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$; $\text{pH} = -\log 0,01 = 2$

c) 240 ml HCl 0,01 M + 160 ml HNO₃ 0,005 M

Como sabemos el $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, pero en este caso la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ vendrá determinada por los H_3O^+ procedentes del HCl y los H_3O^+ procedentes del HNO₃.

Calculemos los H₃O⁺ totales

a) Procedentes del HCl:



Número de moles de HCl = moles de H₃O⁺

$$\text{Moles procedentes del HCl} = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 0,240 = 2,4 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles de H}_3\text{O}^+ = 2,4 \cdot 10^{-3}$$

b) El ácido nítrico esta totalmente disociado:



Según la reacción de disociación:

Moles de HNO₃ = Moles H₃O⁺

$$\text{N}^\circ \text{ moles de HNO}_3 = M \cdot V(L) = 0,005 \cdot 0,160 = 8 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles H}_3\text{O}^+ = 8 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{Moles totales H}_3\text{O}^+ = 2,4 \cdot 10^{-3} + 8 \cdot 10^{-4} = 3,2 \cdot 10^{-3}$$

$$V_T = 0,240 + 0,160 = 0,4 \text{ L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = n^\circ \text{ moles}_T / V_T = 3,2 \cdot 10^{-3} / 0,4 = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 8 \cdot 10^{-3} = 2,09$$

Los gramos de $Ca(OH)_2$ los determinaremos por volumetría:

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = m_{Ca(OH)_2} / Mm \cdot Val_B$$

En este caso podemos considerar que M_A es equivalente a la concentración de H_3O^+ y por lo tanto:

$$Mm \text{ Ca(OH)}_2 = 74 \text{ u}$$

$$8 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 0,4 = m_{Ca(OH)_2} / 74 \cdot 2$$

$$m_{Ca(OH)_2} = 74 \cdot 8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,4 / 2 = 0,118 \text{ g.}$$

8.- Lluvia ácida



Efectos de la *lluvia ácida* en un bosque de la República Checa.

La lluvia ácida se forma cuando la *humedad* en el *aire* se combina con los *óxidos de nitrógeno* y el *dióxido de azufre* emitidos por fábricas, centrales eléctricas y vehículos que queman *carbón* o productos derivados del *petróleo*. En interacción con el *vapor de agua*, estos gases forman *ácido sulfúrico* y *ácidos nítricos*. Finalmente, estas sustancias químicas caen a la tierra acompañando a las *precipitaciones*, constituyendo la *lluvia ácida*.

Los contaminantes atmosféricos primarios que dan origen a la lluvia ácida pueden recorrer grandes distancias, trasladándolos los vientos cientos o miles de kilómetros antes de precipitar en forma de rocío,

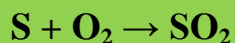
lluvia, llovizna, granizo, nieve, niebla o neblina. Cuando la precipitación se produce, puede provocar *importantes deterioros* en el ambiente.

La lluvia normalmente presenta un *pH* de aproximadamente 5,65 (ligeramente ácido), debido a la presencia del CO_2 atmosférico, que forma *ácido carbónico*, H_2CO_3 . Se considera lluvia ácida si presenta un pH de menos de 5 y puede alcanzar el pH del *vinagre* (pH = 3). Estos valores de pH se alcanzan por la presencia de ácidos como el *ácido sulfúrico*, H_2SO_4 , y el *ácido nítrico*, HNO_3 . Estos ácidos se forman a partir del *dióxido de azufre*, SO_2 , y el monóxido de nitrógeno, NO , que se convierten en ácidos.

Los hidrocarburos y el carbón usados como fuente de energía, en grandes cantidades, pueden también producir óxidos de *azufre* y *nitrógeno* y el *dióxido de azufre* emitidos por fábricas, centrales eléctricas y vehículos que queman *carbón* o productos derivados del *petróleo*.

Formación de la lluvia ácida

- Una gran parte del SO_2 (dióxido de azufre) emitido a la atmósfera procede de la emisión natural que se produce por las *erupciones volcánicas*, que son fenómenos irregulares. Sin embargo, una de las fuentes de SO_2 es la *industria metalúrgica*. El SO_2 puede proceder también de otras fuentes, por ejemplo como el sulfuro de dimetilo, $(\text{CH}_3)_2\text{S}$, y otros derivados, o como sulfuro de hidrógeno, H_2S . Estos compuestos se *oxidan* con el oxígeno atmosférico dando SO_2 . Finalmente el SO_2 se oxida a SO_3 (interviniendo en la reacción radicales hidroxilo y oxígeno) y este SO_3 puede quedar disuelto en las gotas de lluvia, es el de las emisiones de SO_2 en procesos de obtención de energía: el carbón, el petróleo y otros combustibles fósiles contienen azufre en unas cantidades variables (generalmente más del 1%), y, debido a la combustión, el azufre se oxida a dióxido de azufre.



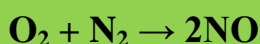
Los procesos industriales en los que se genera SO_2 , por ejemplo, son los de la industria metalúrgica. En la fase *gaseosa* el dióxido de azufre *se oxida* por reacción con el radical hidroxilo por una reacción intermolecular.



En presencia del agua atmosférica o sobre superficies húmedas, el trióxido de azufre (SO_3) se convierte rápidamente en **ácido sulfúrico** (H_2SO_4).



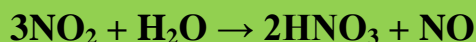
- El NO se forma por reacción entre el oxígeno y el nitrógeno a alta temperatura.



Una de las fuentes más importantes es a partir de las reacciones producidas en los **motores térmicos** de los automóviles y aviones, donde se alcanzan temperaturas muy altas. Este NO se oxida con el oxígeno atmosférico:



y reacciona con el agua dando **ácido nítrico** (HNO_3), que se disuelve en el agua.



Efectos de la lluvia ácida

La **acidificación** de las aguas de lagos, ríos y mares dificulta el desarrollo de vida acuática en estas aguas, lo que aumenta en gran medida la mortalidad de peces. Igualmente, afecta directamente a la vegetación, por lo que produce daños importantes en las zonas forestales, y acaba con los **microorganismos fijadores de N**.

El término "**lluvia ácida**" abarca la **sedimentación** tanto húmeda como seca de contaminantes ácidos que pueden producir el deterioro de la superficies de los materiales. Estos contaminantes que escapan a la atmósfera al quemarse carbón y otros componentes fósiles reaccionan con el agua y los oxidantes de la atmósfera y se transforman químicamente en **ácido sulfúrico y nítrico**. Los compuestos ácidos se precipitan entonces a la tierra en forma de **lluvia, nieve o niebla**, o pueden unirse a partículas secas y caer en forma de **sedimentación seca**.

La lluvia ácida por su carácter corrosivo, corroe las construcciones y las infraestructuras. Puede disolver, por ejemplo, el *carbonato de calcio*, CaCO_3 , y afectar de esta forma a los *monumentos* y edificaciones construidas con *mármol* o *caliza*.

Un efecto indirecto muy importante es que los *protones*, H^+ , procedentes de la lluvia ácida arrastran ciertos *iones* del suelo. Por ejemplo, *cationes* de hierro, calcio, aluminio, plomo o zinc. Como consecuencia, se produce un empobrecimiento en ciertos *nutrientes esenciales* y el denominado *estrés en las plantas*, que las hace más vulnerables a las *plagas*.

Los *nitratos* y *sulfatos*, sumados a los cationes *lixiviados* de los suelos, contribuyen a la *eutrofización* de ríos y lagos, embalses y regiones costeras, lo que deteriora sus condiciones ambientales naturales y afecta negativamente a su aprovechamiento.

Un estudio realizado en 2005 por Vincent Gauci de *Open University*, sugiere que cantidades relativamente pequeñas de *sulfato* presentes en la *lluvia ácida* tienen una fuerte influencia en la reducción de gas *metano* producido por *metanógenos* en áreas pantanosas, lo cual podría tener un impacto, aunque sea leve, en el *efecto invernadero*.

Soluciones

Entre las medidas que se pueden tomar para reducir la emisión de los contaminantes precursores de éste problema tenemos las siguientes:

- Reducir el nivel máximo de azufre en diferentes combustibles.
- Trabajar en conjunto con las fuentes fijas de la industria para establecer disminuciones en la emisión de SO_x y NO_x , usando tecnologías para control de emisión de estos óxidos.
- Impulsar el uso de *gas natural* en diversas industrias.
- Introducir el *convertidor catalítico* de tres vías.
- La conversión a gas en vehículos de empresas mercantiles y del gobierno.
- Ampliación del sistema de *transporte eléctrico*.
- Instalación de equipos de control en distintos establecimientos.
- No agregar muchas *sustancias químicas* en los cultivos.
- Adición de un *compuesto alcalino* en lagos y ríos para neutralizar el pH.

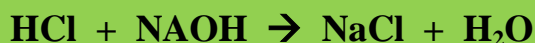
- Control de las condiciones de combustión (temperatura, oxígeno, etc.).

9.- Experiencia de laboratorio

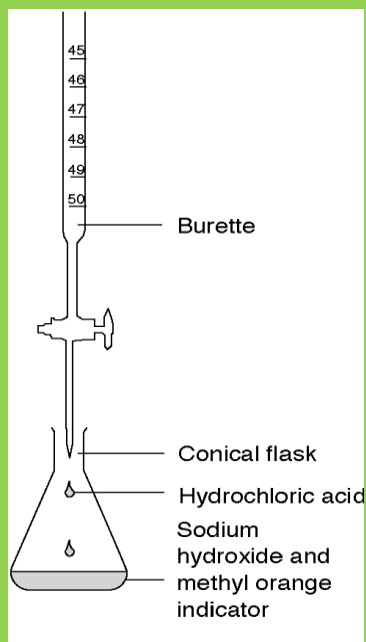
VALORACIÓN DE HIDRÓXIDO DE SODIO CON ÁCIDO CLORHÍDRICO

Objetivo

Determinar la concentración de hidróxido de sodio (muestra problema). En este experimento nos basamos teóricamente en las reacciones de neutralización:



El hidróxido de sodio es neutralizado con ácido clorhídrico utilizando los materiales básicos de la técnica volumétrica, tal como se muestra en el esquema de la figura:



Material

- .- Bureta
- .- Soporte para buretas
- .- Indicador naranja de metilo
- .- Embudo
- .- Disolución problema de hidróxido de sodio

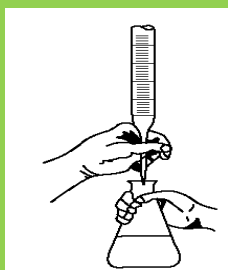
- .- Matraz erlenmeyer
- .- Papel de filtro
- .- Disolución patrón de ácido clorhídrico
- .- Pipeta

Procedimiento

Lavar bien la bureta, primero con agua, luego con agua destilada y finalmente con la disolución a utilizar (HCl)

Cargar la bureta con la disolución patrón de ácido clorhídrico. Enrasar.

Colocar 20 o 25 mL de la disolución a valorar de NaOH en el matraz erlenmeyer.



Añadir unas gotas de indicador.

Dejar caer lentamente la disolución de ácido clorhídrico sobre la de hidróxido de sodio hasta cambio permanente de color. Anotar el volumen de ácido clorhídrico consumido.

Repetir la experiencia varias veces.

Cálculo la concentración de NaOH:

Basándonos en el hecho de que en el punto de equivalencia (cambio de color del indicador) se cumple:

$$N^{\circ} \text{ equivalentes del ácido} = N^{\circ} \text{ equivalentes de la base}$$

Trabajando con esta ecuación (Visto en teoría del tema) podemos llegar a la expresión:

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$$

M_A = Concentración molar del ácido clorhídrico.

Val_A = Valencia del ácido.

V_A = Volumen consumido, en litros, del ácido patrón.

M_B = Concentración de la base problema.

Val_B = Valencia de la base.

V_B = Volumen de la muestra problema de NaOH

- Atención a las normas de seguridad en el manejo de productos químicos.
- ¿Qué se debe hacer con los residuos del trabajo en orden a su toxicidad y su capacidad de contaminación ambiental?



Se terminó

Antonio Zaragoza López