TEMA Nº 7
ÁCIDOS Y BASES

Contenido Temático

1.- Propiedades externas de Ácidos y Bases
2.- Teorías sobre Ácidos y Bases
    2.1.- Teoría de Arrhenius
    2.2.- Teoría de Bronsted – Lowry
    2.3.- Teoría de Lewis
3.- Fortaleza de Ácidos y Bases
4.- Producto Iónico del Agua. Concepto de pH y pOH
    4.1.- Relación entre pH y pOH
5.- Ácidos Polipróticos
6.- Hidrólisis
    6.1.- Hidrólisis de una Sal procedente de un Ácido Fuerte y una Base Fuerte
    6.2.- Hidrólisis de una Sal procedente de un Ácido Fuerte y una Base Débil
    6.3.- Hidrólisis de una Sal procedente de un Ácido Débil y una Base Fuerte
    6.4.- Hidrólisis de una Sal procedente de un Ácido Débil y una Base Débil
7.- Volumetrías Ácido – Base
8.- Lluvia Ácida
    8.1.- Química de la Lluvia Ácida
    8.2.- Efectos de la Lluvia Ácida
    8.3.- Soluciones para la Lluvia Ácida

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

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 (hiriente, irritante)
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 manifestaban sus hipótesis y teorías.

2.- Teorías sobre Ácidos y Bases.

Ácidos y bases. Teorías sobre ácidos y bases
http://www.monografias.com/trabajos5/aciba/aciba.shtml

Teorías sobre ácidos y bases
https://qoudo.wordpress.com/temarios/tema-4/teorias-de-acidos-y-bases/

Teorías sobre ácidos y bases
https://www.amarauna.euskadi.eus/es/recurso/reacciones-acido-base-concepto-y-teorias/c135f7e7-4e80-4129-95c4-4c3fd996b8be

Teorías sobre ácidos y bases
http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/361-teorias-acido-base.html

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
https://www.quimicas.net/2015/05/teoria-de-arrhenius-de-acidos-y-bases.html

Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases
https://www.quimicafisica.com/teoria-acido-base-arrhenius.html

Teoría de Arrhenius sobre ácidos y bases
https://redescolar.ilce.edu.mx/20aniversario/componentes/redescolar/c03/c031/circulosa3/publicaciones/publicacionesok/c80nlacidos5.htm

Arrhenius propuso en 1884 su teoría:

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

$HA \rightarrow A^- + H^+$
$HCl \rightarrow Cl^- + H^+$
$CH_3 - COOH \rightarrow CH_3 - COO^- + H^+$

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

$BOH \rightarrow B^+ + OH^-$
$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2\ OH^-$

Esta teoría no es totalmente correcta en lo referente a los ácidos 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:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$
$CH_3 - COOH + H_2O \rightarrow CH_3 - COO^- + H_3O^+$

Video: Reacción de Neutralización
http://www.youtube.com/watch?v=OQKpaF0eaq4

Video: Reacción de Neutralización
http://www.youtube.com/watch?v=f9_QYzMntys

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 consiste en la reacción:

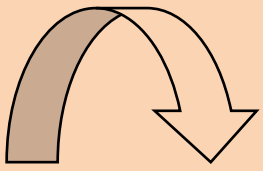
Ácido + Base → Sal + Agua

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 entre ellos y como consecuencia obtenemos la sal procedente del ácido y de la base y el compuesto neutralizador que es el agua. Como ejemplo:

$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl + H_2O$
Ácido + Base Sal Agua

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 amoniaco (NH_3), los óxidos metálicos (Na_2O) o los carbonatos ($CaCO_3$), que no poseen grupos OH^- en su composición y sin embargo presentan un marcado carácter básico como veremos más adelante.
c) Esta teoría sólo se puede aplicar en disoluciones acuosas.



2.2.- Teoría de Bronsted- Lowry.

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
https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/acids-and-bases-ap/acids-bases-and-ph-ap/a/bronsted-lowry-acid-base-theory

Teoría de Bronsted-Lowry sobre ácidos y bases
https://www.greelane.com/es/ciencia-tecnolog%c3%ada-matem%c3%a1ticas/ciencia/bronsted-lowry-theory-of-acids-and-bases-4127201/

Teoría de Bronsted-Lowry sobre ácidos y bases
https://www.liceoagb.es/quimigen/acibas3.html

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. Por ejemplo, el amoníaco y el cloruro de hidrógeno pueden reaccionar para formar cloruro de amonio sólido de acuerdo con la siguiente reacción:

$NH_3\ (g) + HCl\ (g) \rightarrow NH_4Cl\ (s)$

En esta reacción, el ácido de Bronsted-Lowry es HCl porque dona un hidrógeno (protón) al NH_3 con carácter básico. Debido a que la reacción no ocurre en agua y debido a que ninguno de los reactivos formó H^+ u OH^- , esta no sería una reacción ácido-base de acuerdo con la definición de Arrhenius.

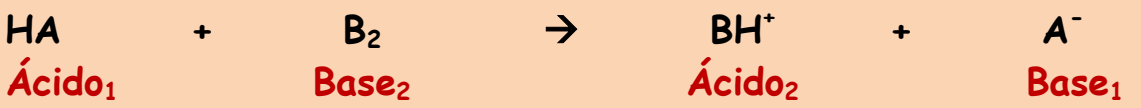
Esta teoría lleva como consecuencia que cuando una molécula, HA, actúe como ácido se transformará en una especie química que podrá aceptar protones, comportándose entonces como base y que se denominará Base Conjugada:

$$\underset{\text{Ácido}_1}{HA} \rightarrow \underset{\text{Base conjugada}_1}{A^-} + H^+$$

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.

$$\underset{\text{Base}_2}{B} + H^+ \rightarrow \underset{\text{Ácido conjugado}_2}{BH^+}$$

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:

ÁCIDO$_1$	BASE$_2$	ÁCIDO$_2$	BASE$_1$
HCl +	H_2O →	H_3O^+ +	Cl^-
CH_3-COOH +	H_2O ↔	H_3O^+ +	CH_3-COO^-
H_2O +	NH_3 ↔	NH_4^+ +	OH^-
HS^- +	H_2O ↔	H_3O^+ +	$S^=$
H_3O^+ +	HS^- ↔	H_2S +	H_2O
H_2CO_3 +	H_2O ↔	H_3O^+ +	$(HCO_3)^-$
$(HCO_3)^-$ +	H_2O ↔	H_3O^+ +	$CO_3^=$
H_2SO_4 +	H_2O →	H_3O+ +	$(HSO_4)^-$
$(HSO_4)^-$ +	H_2O ↔	H_3O^+ +	$SO_4^=$

En esta tabla de reacciones Ácido – Base según Bronsted y Lowry observamos:

a) Los ácidos y las bases pueden ser moléculas e iones

b) Misma sustancia [H_2O, HS^-,$(HCO_3)^-$, $(HSO_4)^-$] puede actuar como ácido y como base, dependiendo su comportamiento de las otras sustancias a las que se enfrenta. Estas sustancias se llaman Anfipróticas o Anfoteras.

c) Algunas de las reacciones se tratan de equilibrios químicos dependiendo de la fortaleza del $Ácido_1$.

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 átomo o átomos de Hidrógeno se pueden comportar como **Ácidos** (SO_2, SO_3, CO_2) como veremos en la teoría de Lewis sobre Ácidos y Bases.

Cuestión resuelta

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

a) $CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow\leftarrow \ldots\ldots + \ldots\ldots$
b) $NH_4^+ + OH^- \rightarrow \leftarrow \ldots\ldots + \ldots\ldots$
c) $CN^- + \ldots\ldots \rightarrow \leftarrow HCN + OH^-$

Resolución

a) $(CO_3)^= + H_2O \rightarrow \leftarrow (HCO3)^- + OH^-$

BASE/ ÁCIDO CONJUGADO
$(CO_3)^=/(HCO_3)^-$

ÁCIDO/BASE CONJUGADA
H_2O/OH^-

b) $NH_4^+ + OH^- \rightarrow \leftarrow NH_3 + H_2O$

ÁCIDO / BASE CONJUGADA
NH_4^+/NH_3

BASE/ÁCIDO CONJUGADO
OH^-/H_2O

c) $CN^- + H_2O \rightarrow\leftarrow HCN + OH^-$

BASE/ÁCIDO CONJUGADO
CN^-/HCN

ÁCIDO/BASE CONJUGADA
H_2O/OH^-

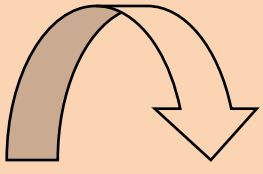
Cuestión resuelta

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?
H_2SO_4 , $(SO_3)^{-2}$, $HClO_4$, S^{2-} , $(HCO_3)^-$, $(CO_3)^{-2}$

Resolución

H_2SO_4

Ácido sulfúrico/ Ác. Tetraoxosulfurico (VI)/ Tetraoxoulfato (VI) de hidrogeno.
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:

$$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow (SO_4)^{=} + 2\ H_3O^+$$

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:

$$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow (HSO_4)^- + H_3O^+$$

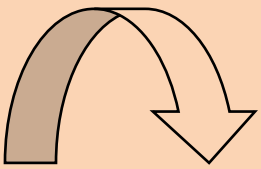
$$(HSO_4)^- + H_2O \rightarrow\leftarrow (SO_4)^{=} + H_3O^+$$

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 H_2SO_4 es un ácido fuerte mientras que el anión bisulfato, $(HSO_4)^-$, actúa como un ácido débil.

$(SO_3)^{=}$

El anión sulfito [anión trioxosulfato (IV)] actúa como base puesto que con el agua capta un un protón, H^+ (Bronsted-Lowry), del agua:

$$(SO_3)^{=} + H_2O \rightarrow (HSO_3)^- + OH^-$$



$HClO_4$

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):

$HClO_4 + H_2O \rightarrow (ClO_4)^- + H_3O^+$

S^{-2}

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

$S^{-2} + H_2O \rightarrow (HS)^- + OH^-$

$(HCO_3)^-$

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):

$(HCO_3)^- + H_2O \rightarrow (CO_3)^= + H_3O^+$

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):

$(HCO_3)^- + HA \rightarrow H_2CO_3 + A^-$

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

$(CO_3)^=$

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:

$(CO_3)^= + H_2O \rightarrow (HCO_3)^- + OH^-$

Cuestión resuelta

De acuerdo con latería de Bronsted-Lowry, indica cuales de las siguientes especies: $HSO4^-$; HNO_3 ; $S^=$; NH_3 ; H_2O y H_3O^+

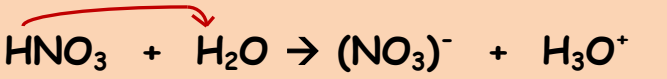
a) Actúan solo como ácidos.
b) Actúan solo como bases.
c) Actúan como ácidos y como bases.

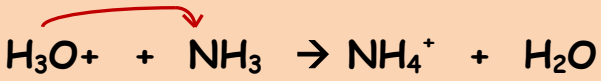
Resolución

Según Bronsted-Lowry:

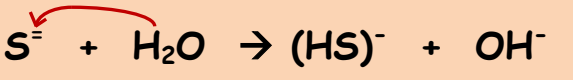
Ácido.- Toda sustancia química (ion o molécula) capaz de ceder protones H^+.
Base.- Toda sustancia química (ion o molécula) capaz de captar protones H^+.

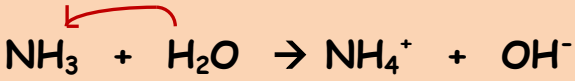
a) Actúan solo como ácidos: HNO_3 y H_3O^+



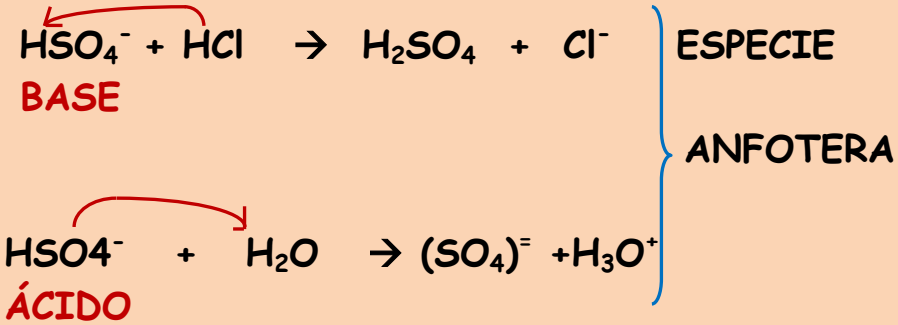


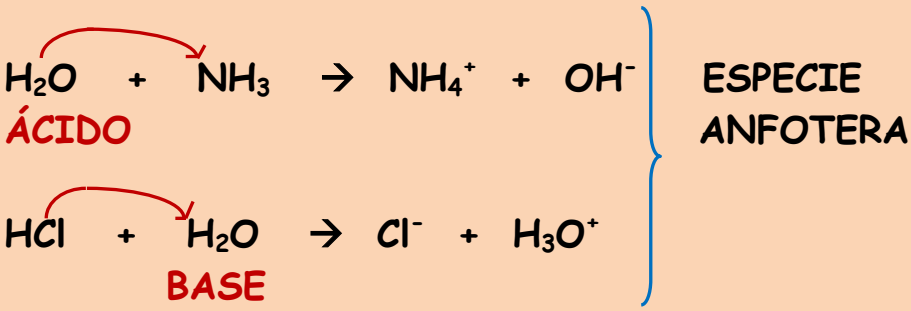
b) Actúan solo como bases: $S^=$ y NH_3

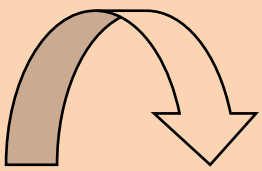




c) Actúan como ácidos y como bases: HSO_4^- y H_2O







Cuestión resuelta

Indica cuál es la base conjugada de las siguientes especies químicas cuando actúan como ácidos: a) HNO_3 ; b) H_2O ; c) NH_3 ; d) HCl ; e) H_2S ; f) H_2SO_4

Resolución

a) $HNO_3 + H_2O \rightarrow (NO_3)^- + H_3O^+$
ÁCIDO — B. CONJUGADA

b) $H_2O + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
ÁCIDO — B. CONJUGADA

c) $NH_3 + C_6H_5\text{-}NH_2 \rightarrow NH_2^- + C_6H_5 - NH_3^+$
ÁCIDO (Teoría de Lewis) — B. CONJUGADA

d) $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
ÁCIDO — B. CONJUGADA

e) $H_2S + H_2O \rightarrow (HS)^- + H_3O^+$
ÁCIDO — B. CONJUGADA

f) $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow (HSO_4)^- + H_3O^+$
ÁCIDO — B. CONJUGADA

Cuestión resuelta

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

a) $CN^- + H_3O^+ \rightarrow\leftarrow$
b) $NH_4^+ + OH^- \rightarrow\leftarrow$
c) $NO_2^- + H2O \rightarrow\leftarrow$

Resolución

a) $CN^- + H_3O^+ \rightleftarrows HCN + H_2O$
$BASE_1$ $ACIDO_2$ $Ác.\ CONJUG_1$ $B.\ CONJUG_2$

b) $NH_4^+ + OH^- \rightleftarrows NH_3 + H_2O$
$ÁCIDO_1$ $BASE_2$ $B.\ CONJUG_1$ $Ác.\ CONJUG_2$

c) $NO_2^- + H_2O \rightleftarrows HNO_2 + OH^-$
$BASE_1$ $ÁCIDO_2$ $Ác.\ CONJUG_1$ $B.\ CONJUG_2$

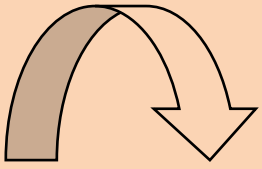
2.3.- Teoría de Lewis.

Teorías de Lewis sobre ácidos y bases
http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_4_princ.htm

Teorías de Lewis sobre ácidos y bases
https://espanol.libretexts.org/Quimica/Libro%3A_Quimica_General_(OpenSTAX)/15%3A_Equilibrios_de_Otras_Clases_de_Reacciones/15.2%3A_Los_acidos_y_las_bases_de_Lewis

Teorías de Lewis sobre ácidos y bases
https://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/acido-base-segun-lewis

Teorías de Lewis sobre ácidos y bases
https://www.liceoagb.es/quimigen/acibas4.html



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:

$SO_3 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4$
$AlCl_3 + Cl^- \rightarrow [AlCl_4]^-$
$Ag^+ + 2\ NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+$

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.

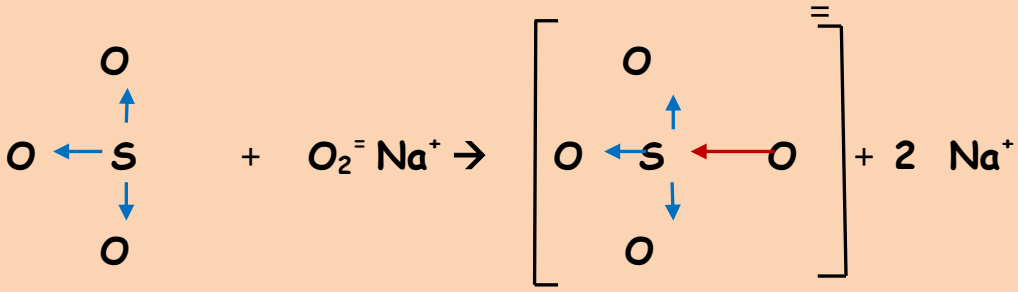
El catión H^+, como sabemos, tiene un orbital atómico 1s totalmente vacío, puede aceptar un par de electrones. Lo mismo le ocurre a los cationes metálicos.

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.

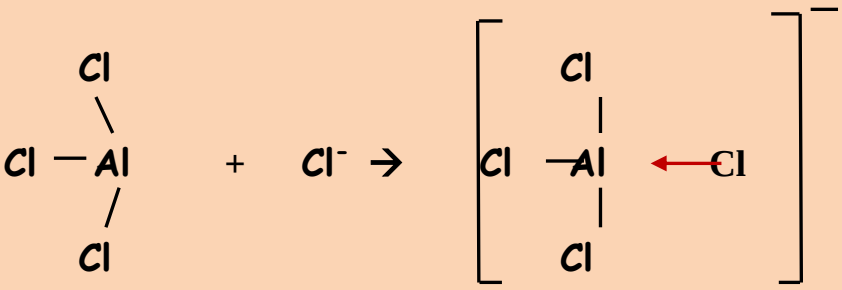
Según esta teoría, la reacción entre un ácido y una base (neutralización para Arrhenius) **consiste en la formación de un enlace covalente coordinado.**

Veamos la reacción:

$SO_3 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4$



$AlCl_3 + Cl^- \rightarrow [AlCl_4]^-$



3.- Fortaleza de los Ácidos y las Bases

Fortaleza de los Ácidos y Bases
https://www.hiru.eus/es/quimica/reacciones-acido-base-fuerza-de-acidos-y-bases

Fortaleza de los Ácidos y Bases
https://espanol.libretexts.org/Quimica/Libro%3A_Quimica_General_(OpenSTAX)/14%3A_Equilibrio_de_acido-base/14.3%3A_Fuerza_relativa_de_los_acidos_y_las_bases

Fortaleza de los Ácidos y Bases
https://www.portaleducativo.net/tercero-medio/47/fuerza-relativa-de-acidos-y-bases

Según Bronsted y Lowry un ácido será tanto más fuerte cuanto mayor sea su tendencia a ceder propones, 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:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$ (disociación total)
$HF + H_2O \leftarrow\rightarrow F^- + H_3O^+$ (disociación 8,5 %)
$CH_3 - COOH + H_2O \leftarrow\rightarrow CH_3 - COO^- + H_3O^+$ (diso. 1,3 %)

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 $CH_3 - COOH$.

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	ÁCIDO Y BASE
$Kc > 55,5$	FUERTES(100% diso)
$55,5 > Kc > 10^{-4}$	MODERADOS
$10^{-4} > Kc > 10^{-10}$	DÉBILES
$10^{-10} > Kc > 1,8 \cdot 10^{-16}$	MUY DÉBILES
$8.10^{-16} > Kc$	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:

$$HA + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$$

La Kc para este equilibrio es:

$$Ka = [A^-]\,[H_3O^+] / [HA]\,[H_2O]$$

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

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

A mayor valor de Ka, mayor fortaleza en el ácido.

Para una base:

$B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$

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

$Kb = [BH^+] [OH] / [B]$

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

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:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
$HNO_3 + H_2O \rightarrow (NO_3)^- + H_3O^+$
$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow (SO_4)^= + 2\ H_3O^+$

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

$CH_3 - COOH + H_2O \rightarrow\leftarrow (CH_3 - COO)^- + H_3O^+$

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.

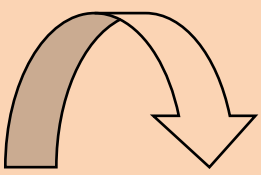
En lo referente a las bases podemos utilizar la teoría de Arrhenius y la teoría de Bronsted-Lowry:

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:

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + (OH)^-$
$Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ca^{+2} + 2\,(OH)^-$

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 amoniaco, NH_3, que frente al agua reacciona de la siguiente forma:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

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 amoniaco 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 pKa y pKb para determinar la fortaleza de un ácido o de una base:

$pKa = - \log Ka$
$pKb = - \log Kb$

A menor pKa y menor pKb Mayor es la fuerza del ácido y de la base.

Podéis demostrar esta afirmación matemáticamente. Suponer dos ácidos cuyas constantes son $Ka_1 = 5 \cdot 10^{-5}$ y $Ka_2 = 3{,}2 \cdot 10^{-8}$.

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:

$pKa_1 = - \log 5 \cdot 10^{-5} = - 1\log 5 + 5 = - 0,69 + 5 = 4,31$
$pK_2 = - \log 3,2 \cdot 10^{-8} = - \log 3,2 + 8 = - 0,50 + 8 = 7,5$

Cuadro de fortaleza de ácidos y bases conjugadas:

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: $HClO_4 > HI > HBr > HCl > H_2SO_4 > HNO_3$

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 Kb 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:

a) HNO_3 + $Mg(OH)_2$
b) NH_3 + H_2SO_4
c) H_2CO_3 + NaOH
d) CH3 - COOH + KOH

Resolución

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

ÁCIDO + BASE → SAL + AGUA

a)

$2\ HNO_3 + Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2\ H_2O$

Ac. Nítrico
Hidróxido de Magnesio
Nitrato de Magnesio
Agua

b)

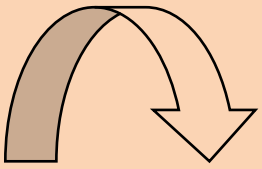
$2\ NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow 2\ NH_4^+ + (SO_4)^= \rightarrow (NH_4)_2SO4$

Amoniaco
Ac. Slfúrico
Catión Amonio
Anión Sulfato
Sulfato Amónico

En esta reacción el amoniaco, 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:

$2\ NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow 2\ NH_4^+ + (SO_4)^=$
$BASE_1 \quad ÁCIDO_2 \quad Ác.\ CONJUG_1 \quad B.\ CONJUG_2$

$\rightarrow (NH_4)_2SO_4$ (Sal)



c)

$H_2CO_3 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + 2\ H_2O$
Ac. Carbónico
Hidróxido de Sodio
Carbonato Sódico
Agua

d)

$CH_3 - COOH + KOH \rightarrow CH_3 - COOK + H_2O$

Ac. Acético
Hidróxido de Potasio
Acetato de Potasio
Agua

4.- Producto Iónico del agua. Concepto de pH y pOH

Producto Iónico del Agua
https://medicina.usac.edu.gt/quimica/eqi/Producto_I_nico_del_Agua.htm

Producto Iónico del Agua
https://cienciadelux.com/2015/07/23/autoionizacion-y-producto-ionico-del-agua/

Producto Iónico del Agua
https://libroelectronico.uaa.mx/capitulo-3-ph-y-soluciones/producto-ionico-del-agua.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

Concepto de pH
https://www.significados.com/ph/

Concepto de pH
http://www.ehu.eus/biomoleculas/ph/ph.htm

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:

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$
$$Ácido_1 \quad Base_2 \quad Ácido_2 \quad Base_1$$

Recibe el nombre de Autoionización del Agua.

Si aplicamos la Ley de equilibrio químico:

$$K = [H_3O^+]\,[OH^-] / [H_2O]^2$$

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

Mm H_2O = 18 u ; 1 mol H_2O / 18 g

Al trabajar con un volumen de 1 litro de agua y sabiendo que la densidad del agua es de 1 g/cm^3, la masa de agua puesta en juego es de:

1 L = 1000 cm^3 . 1 g/ 1 cm^3 = 1000 g de H_2O

Pasaremos esta masa a moles:

1000 g . 1 mol/18 g = 55,55 moles

$[H_2O]$ = nº moles / V(L) = 55,55 / 1 = 55,55 mol/L

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

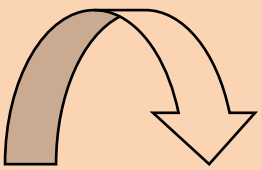
$Kw = K \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+]\,[OH^-]$

$$Kw = [H_3O^+]\,[OH^-] \quad (1)$$

Kw recibe el nombre de Producto Iónico del Agua, que a 25ºC tiene un valor de 10^{-14}. Se Cumple en toda Disolución Acuosa:

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

$$Kw = 10^{-14}$$



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

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

Si llevamos esta igualdad a Kw, nos encontramos con:

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

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

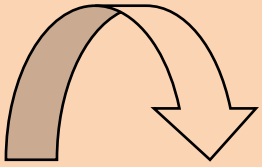
$[H_3O^+] = 10^{-7}$ mol/L.

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

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

Toda Disolución acuosa que cumpla esta condición 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 Kw 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:

$$Kw = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

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 $[H_3O^+] > 10^{-7}$ mol/L, haciendo que $[OH^-] < 10^{-7}$ 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 $[OH^-] > 10^{-7}$ mol/L, lo que obliga que la $[H_3O^+] < 10^{-7}$ mol/L.

Podemos concluir: El Carácter Neutro, Ácido o Básico de una Disolución se basará en la Concentración de los Iones Hidrónio, H_3O^+ (carácter ácido), y de los Iones Hidróxilo, OH^- (carácter básico).

Disolución neutra: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L.

Disolución ácida: $[H_3O^+] > [OH^-]$
$[H_3O^+] > 10^{-7}$ mol/L.
$[OH^-] < 10^{-7}$ mol/L.

Disolución básica: $[OH^-] > [H_3O^+]$
$[OH^-] > 10^{-7}$ mol/L.
$[H_3O^+] < 10^{-7}$ mol/L.

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

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

También lo podréis encontrar:

$pH = - \log [H^+]$ (para Arrhenius)

Podemos confeccionar una tabla de pH:

$[H_3O^+] = 10^{-14}$ mol/L. → pH = 14
$[H_3O^+] = 10^{-13}$ mol/L. → pH = 13
$[H_3O^+] = 10^{-12}$ mol/L. → pH = 12
$[H_3O^+] = 10^{-11}$ mol/L. → pH = 11 — ZONA BÁSICA
$[H_3O^+] = 10^{-10}$ mol/L. → pH = 10
$[H_3O^+] = 10^{-9}$ mol/L. → pH = 9
$[H_3O^+] = 10^{-8}$ mol/L. → pH = 8

$[H_3O^+] = 10^{-7}$ mol/L. → pH = 7 — ZONA NEUTRA

$[H_3O^+] = 10^{-6}$ mol/L. → pH = 6
$[H_3O^+] = 10^{-5}$ mol/L. → pH = 5
$[H_3O^+] = 10^{-4}$ mol/L. → pH = 4
$[H_3O^+] = 10^{-3}$ mol/L. → pH = 3 — ZONA ÁCIDA
$[H_3O^+] = 10^{-2}$ mol/L. → pH = 2
$[H_3O^+] = 10^{-1}$ mol/L. → pH = 1
$[H_3O^+] = 10^{0} = 1$ mol/L → pH = 0

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

Por otra parte también se estableció el pOH:

$$pOH = - Log [OH^-]$$

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

4.1.- 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:

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

Tomemos logaritmo a los dos miembros de la ecuación:

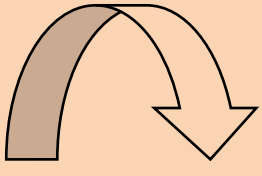
$$\log ([H_3O^+] \cdot [OH^-]) = \log 10^{-14}$$

Apliquemos el cálculo logarítmico:

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

Multipliquemos ambos miembros por (- 1):

$$- \log [H_3O^+] - \log [OH^-] = 14$$



Hagamos una transformación a la ecuación anterior poniendo paréntesis:

$(- \log [H_3O^+]) + (- \log [OH^-]) = 14 \quad (1)$

Un pequeño recordatorio:

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

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

Cuestión resuelta

Considere cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por: A: $[OH^-] = 10^{-13}$; B: pH = 3; C: pH = 10; D: $[H_3O^+] = 10^{-7}$

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 $[OH^-] > 7$.

Disolución B:
Es una disolución ácida puesto que su pH < 7.
Disolución C:
Disolución básica puesto que su pH > 7
Disolución D:
Se trata de una disolución neutra puesto que $[H_3O^+] = 7$

Ejercicio resuelto

La $[H_3O^+]$ 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 $[H_3O^+] = 0,04$ M y por lo tanto su pH valdrá:

$$pH = - \log [H_3O^+] = - \log 0,04 = 1,39$$

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:

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

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

$pH + pOH = 14$

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

Ejercicio resuelto

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

Resolución

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

$pOH = - \log [OH-]$

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

Como:

$pH + pOH = 14$

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

Ejercicio resuelto

Tenemos una disolución 0,01 M de ácido acético CH_3- COOH. Calcular el grado de disociación y el pH de la misma, sabiendo que Ka vale $1.8\ 10^{-5}$.

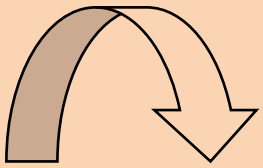
Resolución

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 H_3O^+. 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:

$$N^o \text{ moles iniciales de } CH_3\text{-}COOH = M \cdot V(L) = 0,01 \cdot 1 = 0,01 \text{ mol}$$



$$CH_3\text{-}COOH + H_2O \rightarrow \leftarrow CH_3 - COO^- + H_3O^+$$

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:

$$Ka = [CH_3\text{-}COO^-] \cdot [H_3O^+] / [CH_3\text{-}COOH]$$

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

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

Como V = 1 L:

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

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

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

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

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

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

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

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

$x_2 < 0$ → NO TIENE SENTIDO QUÍMICO

Luego:

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

Por lo tanto el pH del medio valdrá:

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

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

Ejercicio 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 25ºC.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:

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

$$74\ u$$

1 mol $Ca(OH)_2$ / 74 g

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

El $Ca(OH)_2$ disuelto obedece a la reacción:

$$Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ca^{+2} + 2\,(OH)^-$$

Moles Iniciales 2,16 . 10^{-3} 2 . 2 . 10^{-3} = 4 . 10^{-3} mol

V = 100,0 ml = 0,1 L

Podemos conocer la concentración de los aniones $(OH)^-$:

$[OH^-]$ = nº moles/V = 4 . 10^{-3}/ 0,1 = 4 . 10^{-2} mol/L

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

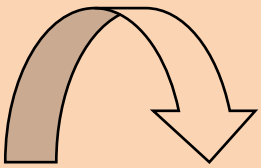
pOH = - log $[OH^-]$ = - log 4 . 10^{-2} = 1,4

Recordaremos que:

pH + pOH = 14

pH = 14 - pOH

pH = 14 – 1,4 = 12,6 (Medio fuertemente básico)



Ejercicio resuelto

El acido butírico, $HC_4H_7O_2$, 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 Ka.

Resolución

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

$$HC_4H_7O_2 + H_2O \rightleftarrows (C_4H_7O_2)^- + H_3O^+$$

La Ka tiene la expresión:

$$Ka = [(C_4H_7O_2)^-] \cdot [H_3O^+] / [HC_4H_7O_2]$$

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

Moles iniciales de $HC_4H_7O_2$ = M . V(L) = 0,250 . 1 = 0,250 moles

Podemos plantear las cuatro etapas de todo equilibrio químico:

$$HC_4H_7O_2 + H_2O \rightleftarrows (C_4H_7O_2)^- + H_3O^+$$

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 Ka nos queda:

$Ka = x/v \; . \; x/v \; / \; (0,250 - x)/v$

Como $V = 1\ L$

$Ka = x \; . \; x \; / \; (0,250 - x)$

$Ka = x^2 \; / \; (0,250 - x)$ (1)

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

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

Sustituimos en esta ecuación el valor del pH:

$2,72 = - \log [H_3O^+]$

Multiplicamos por (- 1):

$-2,72 = \log [H_3O^+]$

Aplicando logaritmos:

$[H_3O^+] = 10^{-2,72} = 1,9 \; . \; 10^{-3}\ ml/L$

Como en la 4ª etapa la $[H_3O^+] = x/v$ podemos escribir:

$x/v = 1,9 \; . \; 10^{-3}$

$x/1 = 1,9 \; . \; 10^{-3}$

$x = 1,9 \cdot 10^{-3}$ moles

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

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

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

Ejercicio resuelto

¿A qué concentración tendrá pH = 3 una disolución acuosa de ácido acético a una temperatura en la que Ka vale $1.6\ 10^{-5}$. ¿Cuánto valdrá el grado de disociación?.

Resolución

Reacción de ionización:

$$CH_3 - COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3 - COO^- + H_3O^+$$

Su constante:

$$Ka = [CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+] / [CH_3 - COOH]$$

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

$$CH_3 - COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3 - COO^- + H_3O^+$$

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

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

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

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

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

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

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

En la 3ª etapa del planteamiento se cumple:

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

Nos vamos a la ecuación de Ka:

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

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

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

$1,6 \cdot 10^{-5} Co - 1,6 \cdot 10^{-8} = 10^{-6}$

$1,6 \cdot 10^{-5} Co = 10^{-6} + 1,6 \cdot 10^{-8}$

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

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

$$CH_3 - COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3 - COO^- + H_3O^+$$

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:

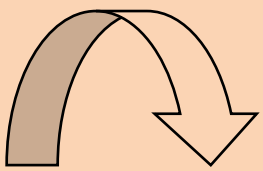
$$[H_3O^+] = n\alpha/v \quad (2)$$

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

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

Según la ecuación (2):

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



Si arreglamos un poco la ecuación (1):

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

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

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

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

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

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

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

$\alpha = 79\ \%$

Ejercicio resuelto

El grado de disociación del ácido fórmico, H – COOH, en sus disoluciones a 25º 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:

$$H - COOH + H_2O \rightleftarrows H - COO^- + H_3O^+$$

Su Ka:

$Ka = [H - COO^-] \cdot [H_3O^+] / [H - COOH]$

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

$$H - COOH + H_2O \rightleftarrows H - COO^- + H_3O^+$$

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 α = 0,013 moles.

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

Nº moles iniciales H – COOH = M . V(L) = 1 . 1 = 1 mol

Las concentraciones de las especies químicas en el equilibrio:

$[H - COOH]_e = (1 - \alpha)\, n/v$ = (1 – 0,013) . 1 /1 = 0,987 ml/L

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

$[H_3O^+]_e = n\alpha/v$ = 1 . 0,013/1 = 0,013 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:

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

Ejercicio propuesto

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

Ejercicio resuelto

¿Cuál será el pH de una disolución 0,25M de NH_3 , si Kb= $1.8\ 10^{-5}$?

Resolución

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

$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH4^+ + OH^-$

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 L. de disolución, luego:

Nº moles NH_3 iniciales = M . V(L) = 0,25 . 1 = 0,25 moles

Equilibrio químico del NH_3:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH4^+ + OH^-$$

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 Kb:

$Kb = [NH_4^+] \cdot [OH^-] / [NH_3]$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$x_2 < 0$ → NO IENE SENTIDO QUÍMICO (El nº de moles nunca puede ser negativo)

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

$[OH^-]$ = nº moles/v = $2 \cdot 10^{-3} / 1 = 2 \cdot 10^{-3}$ mol/L

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

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

Ejercicio resuelto

a) Calcular los gramos 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:

$$KOH + H_2O \rightarrow K^+ + (OH)^-$$

Se trata de una disociación al 100 %:

1 ml/L KOH / 1 mol/L $(OH)^-$ (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 →

pOH = 14 – pH = 14 – 9,5 = 4,5

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

Multiplicando por (-1):

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

Según la proporción (1):

$3,16 \cdot 10^{-5}$ mol/L [OH-] . 1 mol KOH / 1 mol [OH-] =

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

Por otra parte sabemos que:

[KOH] = nº moles /v ; [KOH] = m/Mm / v

$[KOH] = m / Mm \cdot v$

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

Mm KOH = 56,1 u

$$[KOH] = \frac{\text{Nº moles}}{V}$$

$$[KOH] = \frac{m/Mm}{V}$$

$[KOH] = m/(Mm \cdot v)$

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

b) Disociación del ácido clorhídrico:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

Como se trata de una disociación al 100 % se cumple:

$[H_3O^+] = [HCl]$.

El pH = 3,5

$3,5 = - \log [H_3O^+]$

$- 3,5 = \log [H_3O^+]$

$[H_3O^+]$ = 3,16 . 10^{-4} ml/L →[HCl] = 3,16 . 10^{-4} mol/L

[HCl] = nº moles /v ; [HCl] = m/Mm / v

m = [HCl] . Mm . v

Mm HCl = 36,5 u ; v = 0,250 L

m = 3,16 . 10-4 . 36,5 . 0,250 = 28,83 . 10^{-4} g HCl.

Ejercicio resuelto

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.

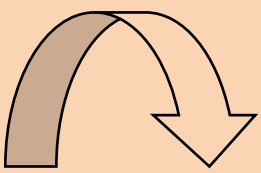
Resolución

Reacciones de ionización:

$Ba(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ba^{+2} + 2\ (OH)^-$
$Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ca^{+2} + 2\ (OH)^-$

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

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



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

$Ba(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ba^{+2} + 2\ OH^-$
$1,5 \cdot 10^{-3}$ moles $\qquad 2 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3}$ moles

$Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ca^{+2} + 2\ OH^-$
$7,5 \cdot 10^{-3}$ moles $\qquad 2 \cdot 7,5 \cdot 10^{-3}$ mol $= 15 \cdot 10^{-3}$ mol

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

Volumen Total = 0,015 + 0,050 = 0,065 L.

$[OH^-]$ = nº moles/v = 18 . 10-3/0,065 = 0,276 mol/L

Podemos conocer el pOH:

pOH = - log $[OH^-]$; pOH = - log 0,276 = 1,88

Como: pH + pOH = 14

pH = 14 – pOH = 14 – 1,88 = 12,12

Ejercicio resuelto

a) Calcule el pH de una disolución de $HClO_4$ 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 $HClO_4$:

$HClO_4 + H_2O \rightarrow (ClO_4)^- + H_3O^+$
0,03 ml/L 0,03 mol/L

Se trata de una ionización al 100%.

pH = - log [H3O+] ; pH = - log 0,03 = 1,52

Disolución de NaOH:

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$
0,05 mol/L 0,05 mol/L

pOH = - log $[OH^-]$; pOH = - log 0,05 = 1,12

pH + pOH = 14

pH = 14 – pOH = 14 – 1,12 = 12,88

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

$HClO4 + NaOH \rightarrow (ClO4)^- + Na^+ + H_2O$

Los iones $(ClO_4)^-$ 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:

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

50 mL de $HClO_4$ 0,03 M:

Moles de $HClO_4$ en juego = M . V(L) = 0,03 . 0,050 = $= 1,5 \cdot 10^{-3}$

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

$HClO_4 + H_2O \rightarrow (ClO_4)^- + H_3O^+$
$1,5 \cdot 10^{-3}$ moles $\quad 1,5 \cdot 10^{-3}$ moles

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$
$2,5 \cdot 10^{-3}$ moles $\quad 2,5 \cdot 10^{-3}$ moles

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

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H2O$
$1,5 \cdot 10^{-3}$ moles $\quad 2,5 \cdot 10^{-3}$ moles

Estequiométricamente:

1 mol H_3O^+ / 1 mol OH^-

Debemos buscar el reactivo limitante:

Supongamos que reaccionan todos los H_3O^+:

$1,5 \cdot 10^{-3}$ moles H_3O^+ . 1 mol OH^- / 1 mol H_3O^+ = $1,5 \cdot 10^{-3}$ moles OH^-

La pregnta 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 $3 \cdot 10^{-3}$ moles de agua y existirá un sobrante de OH^-. Este sobrante será el que nos determine el pH del medio:

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

El volumen de la mezcla es V = 0,05 + 0,05 = 0,1 L

$[OH^-]$ = nº moles/v = $10^{-3}/0,1 = 10^{-2}$ mol/L

pOH = - log $[OH^-]$: pOH = - log 10^{-2} = 2

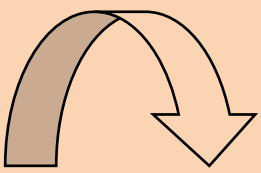
Como pH + pOH = 14

pH = 14 – pOH = 14 – 2 = 12

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

Resolución



a) Calculemos la concentración del ácido metanoico:

Mm H – COOH = 46 u ; 1 mol H – COOH / 46 g

23 g H-COOH . 1 mol H-COOH/46 g H-COOH = 0,5 moles H-COOH

[H-COOH] = nº moles/v = 0,5 / 10 = 0,05 ml/L

Reacción de ionización del ácido mentanoico:

$H\text{-}COOH + H_2O \rightleftarrows H\text{-}COO^- + H_3O^+$

Considerando el V = 1 L de disolución el número de moles iniciales de H-COOH puestos en juego son:

Nº moles H-COOH = M . V(L) = 0,05 . 1 = 0,05 moles

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

$H\text{-}COOH + H_2O \rightleftarrows H\text{-}COO^- + H_3O^+$

M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	(1 – α) n	nα	nα
[ ] Equilibrio	(1 – α) n/v	nα/v	nα/v

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

$[H_3O^+]$ = 0,003 mol/L

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

$[H_3O^+] = na/v$

$na/v = 0,003$

$0,05 \cdot \alpha = 0,003$

$\alpha = 0,003/0,05$

$\alpha = 0,06$ moles → $\alpha = 6$ %

b) La expresión de Ka para nuestro equilíbrio es:

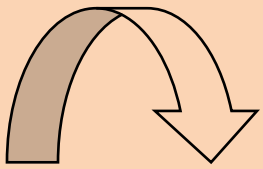
$Ka = [H\text{-}COO^-] \cdot [H_3O^+] / [H\text{-}COOH$

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

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

$Ka = na^2/(1 - \alpha)\ v$

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



Ejercicio resuelto

Una disolución acuosa de ácido cianhídrico (HCN) 0'01 M tiene un pH de 5'6. Calcule:
a) La concentración de todas las especies químicas presentes.
b) 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:

$$HCN + H_2O \leftrightarrow CN^- + H_3O^+$$

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

Nº moles HCN = M . V(L) = 0,01 . 1 = 0,01 moles

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

	HCN	+ H_2O ↔	CN^-	+ H_3O^+
M. Iniciales	1		0	0
M. Disociados	α		α	α
M. Equilibrio	(1-α)n		nα	nα
[ ] Equilibrio	(1-α)n/v		nα/v	nα/v

Como el pH = 5,6

$$pH = -\log [H_3O^+] \; ; \quad 5,6 = -\log [H_3O^+]$$

Multiplicando por (-1):

$- 5,6 = \log [H_3O+]$; $[H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-6} mol/L$

Según la 4ª etapa del planteamiento:

$[H_3O^+] = n\alpha/v = 2,5 \cdot 10^{-6}$ mol/L

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

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

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

Las concentraciones de las especies en el equilibrio son:

$[HCN]_e = (1-\alpha)n/v = (1- 2,5 \cdot 10^{-4}) 0,01/ 1 = 9,9 \cdot 10^{-3}$ mol/L
$[CN^-]_e = n\alpha/v = 0,01 \cdot 2,5 \cdot 10^{-4}/1 = 2,5 \cdot 10^{-6}$ mol/L
$[H_3O^+]_e = n\alpha/v = 0,01 \cdot 2,5 \cdot 10-4/1 = 2,5 \cdot 10^{-6}$ mol/L

b) Calculado en el apartado anterior.

Ejercicio resuelto

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 . V(L)

Considerando un volumen de 1 L de disolución:

Moles de HCl = 0,1 . 1 = 0,1 mol

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

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$
0,1 mol 0,1 mol

La concentración de H_3O^+:

[H_3O^+] = nº moles/v = 0,1/1 = 0,1 mol/L

CONCLUSIÓN: En los ácidos fuertes monopróticos (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 cm^3 de HCl 0,1 M + 10 cm^3 sosa (NaOH) 0,1 M

Se produce una reaccón de neutralización según Arrhenius:

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

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

Moles de HCl puestos en juego = M . V(L) = 0,1 . 0,0 25 = $= 2,5 . 10^{-3}$ mol

Moles NaOH pustos en juego = M . V(L) = 0,1 . 0,010 = $= 10^{-3}$ mol

Según la rección de neutralizacón:

1 mol HCl / 1 mol NaOH

Supongamos que reaccionan todos los moles del HCl:

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

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

Moles en exceso de HCl = $2,5 . 10^{-3} - 10^{-3} = 1,5 . 10^{-3}$ 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^+:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
$1,5 . 10^{-3}$ moles $\quad\quad$ $1,5 . 10^{-3}$ moles

La mezcla tiene un volumen de = 25 + 10 = 35 cm^3 = 0,035 Litros

$[H_3O^+]$ = nº moles/v = $1,5 . 10^{-3}/0,035 = 4,28 . 10^{-2}$ mol/L

Luego:

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

$pH = - \log 4,28 . 10^{-2} = 1,36$ (Medio ácido)

2.- 25 cm^3 HCl 0,1 M + (10+15) cm^3 NaOH 0,1 M

25 cm^3 HCl 0,1 M + 25 cm^3 NaOH 0,1 M

Moles de HCl puestos en juego = M . V(L) = 25 . 10^{-3}
Moles de NaOH pustos en juego = M . V(L) =25 . 10^{-3}

La reacción de neutralización:

HCl + NaOH → NaCl + H_2O
25 . 10^{-3} moles 25 . 10^{-3} moles

La estequiometria de la reacción nos dice:

1 mol HCl / 1 mol NaOH

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

25 . 10^{-3} moles HCl . 1 mol NaOH/1 mol HCl = 25 . 10^{-3} 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 H_2O:

HCl + NaOH → NaCl + H_2O
2,5 . 10^{-3} 2,5 . 10^{-3} 2,5 . 10^{-3} moles

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 → $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L

Luego:

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

$pH = - \log 10^{-7} = 7$ (Medio neutro)

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

25 cm^3 HCl 0,1 M + 50 cm^3 NaOH 0,1 M

Moles HCl puestos en juego = M . V(L) = $25 . 10^{-3}$
Moles de NaOH puestos en juego = M . V(L) = $50 . 10^{-3}$

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

$25 . 10^{-3}$ moles HCl 1 mol NaOH/1 mol HCl = $25 . 10^{-3}$ moles NaOH

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

Moles NaOH en exceso = $50 . 10^{-3} - 25 . 10^{-3} = 25 . 10^{-3}$ moles

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

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$
$25 \cdot 10^{-3}$ moles $25 \cdot 10^{-3}$ moles

La mezcla tiene un volumen = 25 + 50 = 75 cm^3 = 0,075 L

$[OH^-]$ = nº moles/v = $25 \cdot 10^{-3}/0,075$ = 0,33 mol/L

Podemos conocer el pOH:

$pOH = - \log [OH^-]$;

pOH = - log 0,33 = 0,48

Como pH + pOH = 14

pH = 14 – pOH = 14 – 0,48 = 13,52 (M. Básico)

Ejercicio resuelto

A 25 °C, una solucion 0,50 mol/dm^3 de amoniaco tiene el mismo pH que una solucion $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/dm^3 de hidroxido de bario. Calcula:
a) El pH de las dos soluciones.
b) La constante de basicidad del amoniaco.
c) El grado de ionizacion del amoniaco.

Resolución

a) Disolución NH_3 0,50 mol/L mismo pH de una disolución de $Ba(OH)_2$ $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Sé que no hace falta que lo diga, mejor que lo escriba, el dm^3 equivale al Litro

pH de la disolución de $Ba(OH)_2$:

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

$$Ba(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ba^{+2} + 2\ OH^-$$
$$1,5\ .\ 10^{-3}\ ml/L \qquad\qquad 2\ .\ 1,5\ .\ 10^{-3}\ mol/L$$

Luego la concentración de los aniones hidróxilo es:

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

Podemos conocer el pOH:

$pOH = -\log [OH-] = -\log 3\ .\ 10^{-3} = 2,52$

Sabemos que:

$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH$

$pH = 14 - 2,52 = 11,48$

El pH de la disolución de NH_3 0,5 M es pH = 11,48

b) La disociación del NH_3 no es al 100%, se realiza mediante un equilibrio químico:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

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

Moles iniciales de NH_3 puestos en juego = M . V(L) =

= 0,5 . 1 = 0,5

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

Moles Iniciales	0,5	0	0
Moles disociados	x	x	x
Moles Equilibrio	(0,5 – x)	x	x
[ ] Equilibrio	(0,5 – x)/v	x/v	x/v

La expresión de Kb es:

$Kb = [NH_4^+] \cdot [OH^-] / [NH_3]$

Debemos conocer las concentraciones de las especies en el equilibrio.

Según la 4ª etapa del planteamiento:

$[NH_4^+] = x/v$
$[OH^-] = x/v$
$[NH_3] = 0,5 - x/v$

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

Como:

$pOH = - \log [OH^-]$

$2,52 = - \log [OH^-]$

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

Según el planteamiento:

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

$x = 3 \cdot 10^{-3} \cdot 1 = 3 \cdot 10^{-3}$ moles

$[NH_4^+] = x/v = 3 \cdot 10^{-3}$ mol/L
$[NH_3] = (0,5 - x)/v = (0,5 - 3 \cdot 10^{-3})/1 = 0,49$ mol/L

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

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

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

	NH_3 + H_2O →←	NH_4^+ +	OH^-
M. Iniciales	1	0	0
M. Disociados	α	α	α
M. Equilibrio	(1 – α) n	nα	nα
[ ] Equilibrio	(1 – α) n/v	nα/v	nα/v

Se cumple:

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

$0{,}5\ \alpha / 1 = 3 \cdot 10^{-3}$

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

Ejercicio resuelto

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

Resolución

Disolución ácido acético, CH_3-COOH 0,374 M

Calculo del pH de esta disolución:

El ácido acético es un ácido débil (nos lo dice el dato de Ka 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:

Nº moles iniciales CH_3-COOH = M . V(L) = 0,374 . 1 =
= 0,374 moles

Planteamiento del equilibrio:

	$CH_3\text{-}COOH$ + H_2O $\rightleftarrows$	$CH_3\text{-}COO^-$ +	H_3O^+
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 Ka de este equilibrio tiene la expresión:

$$Ka = [CH_3\text{-}COO^-] \cdot [H_3O^+] / [CH_3\text{-}COOH]$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$x_2 < 0 \rightarrow$ NO TIENE SENTIDO QUÍMICO

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

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

$[H_3O^+] = x/v = 2,5 \cdot 10^{-3} / 1 = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L

Esta concentración nos permite conocer el pH:

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

$pH = - \log 2,5 \cdot 10^{-3} = 2,6$

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:

$$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow (SO_4)^{=} + 2\ H_3O^+$$

Estequiométricamente:

1 mol/L H_2SO_4 / 2 moles/L H_3O^+

Como conocemos el pH, la $[H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L

$2,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L $H_3O^+ \cdot$ 1 mol/L H_2SO_4 / 2 moles/L H_3O^+ =

$= 1,25 \cdot 10^{-3}$ mol/L de H_2SO_4

La concentración inicial del ácido sulfúrico es:

$[H_2SO_4] = 1,25 \cdot 10^{-3}$ mol/L

Ejercicio resuelto

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 mL = 0,010 L
250 mL = 0,250 L

Nº de moles iniciales de NaOH puestos en juego = M . V(L) =

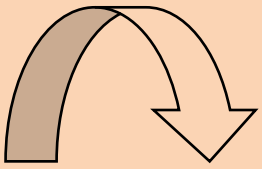
= 2 . 0,010 = 0,02

Si a estos 10 cm^3 de NaOH iniciales le añadimos agua variará la concentración pero no el número de moles de soluto (NaOH). La nueva concentración del NaOH será:

[NaOH] = nº moles/v = 0,02/0,250 = 0,08 mol/L

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

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + (OH)^-$



Estequiométricamente:

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + (OH)^-$
0,08 mol/L 0,08 mol/L

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

$pOH = - \log [OH^-]$; $pOH = - \log 0,08 = 1,09$

Recordemos:

$pH + pOH = 14$

Podemos conocer el pH de la disolución resultante:

$pH = 14 - pOH$; $pH = 14 - 1,09 = 12,91$

Ejercicio resuelto

El ácido cloroacético ($ClCH_2$-COOH) en concentración 0,01 M y a 25 °C se encuentra disociado en un 31 % . Calcule:
a) La constante de disociación de dicho ácido.
b) El pH de la disolución.

Resolución

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

$ClCH_2 - COOH$ 0,01 M
$\alpha = 31\% = 0,31$ mol

Considerando el volumen de 1 L de disolución, el nº de moles iniciales de dicho ácido es:

Nº moles = M . V(L) = 0,01 mol/~~L~~ . 1 ~~L~~ = 0,01 mol

Disociación del ácido:

$$ClCH_2\text{-}COOH + H_2O \rightleftarrows ClCH_2\text{-}COO^- + H_3O^+$$

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

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

$[H_3O^+] = n\alpha/v = 0,01 . 0,31 / 1 = 3,1 . 10^{-3}$ mol/L
$[ClCH_2\text{-}COO^-] = n\alpha/v = 0,01 . 0,31 / 1 = 3,1 . 10^{-3}$ mol/L
$[ClCH_2\text{-}COOH] = (1-\alpha)n/v = (1-0,31) . 0,01 / 1 =$
$= 6,9 . 10^{-3}$ mol/L

La expresión de Ka del equilibrio anterior es:

$Ka = [ClCH_2\text{-}COO^-] . [H_3O^+] / [ClCH_2\text{-}COOH$

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

$Ka = 3,1 . 10^{-3} . 3,1 . 10^{-3} / 6,9 . 10^{-3} = 1,39 . 10^{-3}$

b) El pH lo calcularemos de la siguiente forma:

$pH = - \log [H_3O^+]$; $pH = - \log 1,39 \cdot 10^{-3} = 2,85$

Ejercicio propuesto

Una disolución de un ácido monoprótico en concentración 10^{-2} M, se encuentra ionizado en un 3%.
Calcular:
a) El pH de la disolución.
b) La constante de disociación de dicho ácido.

Ejercicio propuesto

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?.

Ejercicio propuesto

Se forma una disolución adicionando 50 ml de agua destilada a 150 ml de una disolución 0,1 M de amoniaco. Calcular el pH de la nueva disolución.
DATOS: $Kb_{NH3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ejercicio propuesto

El ácido acetilsalicílico (aspirina), AH, es un ácido monoprótico débil cuya fórmula empírica es ($C_9O_4H_8$). 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 $Ka = 2,64 \cdot 10^{-5}$.

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 politrópico MÁS DE UNO.

HNO_3 → Monotrópico (1 H)
H_2SO_4 → Diprótico (2 H)
H_3PO_4 → 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:

$$H_3PO_4 + H_2O \leftrightarrow (H_2PO_4)^- + H_3O^+ \qquad Ka_1 = 7{,}5 \cdot 10^{-3}$$
$$(H_2PO_4)^- + H_2O \leftrightarrow (HPO_4)^{=} + H_3O^+ \qquad Ka_2 = 6{,}2 \cdot 10^{-8}$$
$$(HPO_4)^{=} + H_2O \leftrightarrow (PO_4)^{-3} + H_3O^+ \qquad Ka_3 = 2{,}2 \cdot 10^{-13}$$

Observamos como $Ka_1 >> Ka_2 >> Ka_3$. 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 Ka_2, supondremos que la disociación se produce en dos etapas, la primera en disociación total mientras que la segunda la realiza mediante un equilibrio químico.

$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow (HSO_4)^- + H_3O^+$
$(HSO_4)^- + H_2O \leftarrow\rightarrow (SO_4)^{=} + H_3O^+$ $Ka_2 = ?$

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

$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow (SO_4)^{=} + 2\ H_3O^+$

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

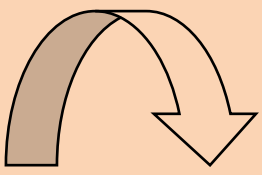
Resolución

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. Como no mencionan el valor de la constante de disociación de la 2ª etapa supondremos que el citado ácido se disocia totalmente en la primera reacción:

$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow (SO_4)^{=} + 2\ H_3O^+$

Esta reacción nos indica estequiométricamente que:

1 mol H_2SO_4 / 2 moles H_3O^+



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:

Nº mles iniciales H_2SO_4 = M . V(L) = 0,2 . 1 = 0,2 moles

$$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow (SO_4)^{=} + 2\ H_3O^+$$

0,2 moles 2 . 0,2 moles = 0,4 moles

La concentración de los cationes hidróxonio será:

$[H_3O^+]$ = nº moles /V(L) = 0,4 / 1 = 0,4 mol/L

pH = - log $[H_3O^+]$

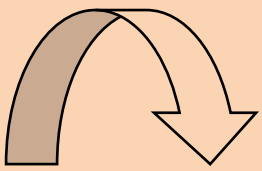
pH = - log 0,4 = 0,39

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: $Ka_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$, $Ka_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ y $Ka_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$.

Resolución

El ácido Fosfórico u Ortofosfórico, H_3PO_4, es un ácido triprótico (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 ml/L

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

Nº moles iniciales H_3PO_4 = M . V(L) = 0,050 . 1 = 0,050 moles

$$H_3PO_4 + H_2O \leftarrow\rightarrow (H_2PO_4)^- + H_3O^+$$

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

$Ka_1 = [(H_2PO_4)^-] [H_3O^+] / [H_3PO_4]$ =

= x/V . x/V /0,050 – x/V = $7,5 . 10^{-3}$

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

$[H_3PO_4]$ = 0,050 – 0,016/1 = 0,034 moles/L
$[(H_2PO_4)^-]$ = x/1 = 0,016 moles/L
$[H_3O^+]$ = x/1 = 0,016 moles/L

2ª Etapa:

$[(H_2PO_4)^-]$ = 0,016 mol/L

Suponiendo el volumen de 1L, el número de moles de la especie $(H_2PO_4)^-$ será:

$$N^o \text{ moles } (H_2PO_4)^- = M \cdot V(L) = 0{,}016 \cdot 1 = 0{,}016 \text{ moles}$$

$$(H_2PO_4)^- + H_2O \rightleftarrows (HPO_4)^{=} + H_3O^+$$

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

$$Ka_2 = [(HPO_4)^{=}] \cdot [H_3O^+] / [(H_2PO_4)^-]$$

Si llevamos a Ka_2 las concentraciones y el valor de Ka_2 tendremos:

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

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

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

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

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

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

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

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

$x_2 < 0$ → NO TIENE SENTIDO QUÍMICO

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

Las concentraciones de las especies químicas serán:

$[(HPO_4)^{=}] = x/v = 3,1 \cdot 10^{-5} / 1 = 3,1 \cdot 10^{-5}$ mol/L
$[H_3O^+] = x/v = 3,1 \cdot 10\text{-}5 / 1 = 3,1 \cdot 10^{-5}$ mol/L
$[H_2PO_4)^-] = (0,016 - 3,1 \cdot 10^{-5})/1 = 1,59 \cdot 10^{-2}$ mol/L

3º Etapa:

$[(HPO_4)^{=}] = 3,1 \cdot 10^{-5}$ mol/L

Considerando el volumen de 1 L:

Nº moles $[(HPO_4)^{=}] = M \cdot V(L) = 3,1 \cdot 10^{-5} \cdot 1 = 3,1 \cdot 10^{-5}$ moles

$$(HPO_4)^{=} + H_2O \rightleftarrows (PO_4)^{-3} + H_3O^+$$

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

$Ka_3 = [(PO_4)^{-3}] \cdot [H_3O^+] / [(HPO_4)^{=}]$

$2,2 \cdot 10^{-13} = x/v \cdot x/v / (3,1.10^{-5} - x)/v$

$2,2 \cdot 10^{-13} = x^2 / (3,1.10^{-5} - x)/v$

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

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

$x^2 + 2,2 \cdot 10^{-13} x - 6,28 \cdot 10^{-18} = 0$

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

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

$x_2 < 0$ → NO TIENE SENTIDO QUÍMICO

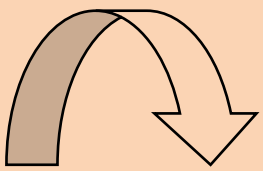
Luego $x = 2 \cdot 10^{-8}$ mol

Las concentraciones en equilibrio son:

$[(PO_4)^{-3}] = x/v = 2 \cdot 10^{-8} / 1 = 2 \cdot 10^{-8}$ mol/L
$[H_3O^+] = x/v = 2 \cdot 10^{-8}$ ml/L
$[(HPO_4)^{=}] = (3,1 \cdot 10^{-5} - 2 \cdot 10^{-8})/ 1 = 3,1 \cdot 10^{-5}$ mol/L

Las concentraciones pedidas son:

$[(H_2PO4)^{-}] = 1,59 \cdot 10^{-2}$ mol/L
$[(HPO_4)^{=}] = 3,1 \cdot 10^{-5}$ mol/L
$[(PO_4)^{-3}] = 2 \cdot 10^{-8}$ mol/L
$[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-8}$ mol/L



$[H_3O^+]_T = [H_3O^+]_1 + [H_3O^+]_2 + [H_3O^+]_3 =$

$= 0{,}016 + 3{,}1 \cdot 10^{-5} + 2 \cdot 10^{-8} =$

$= 1{,}6 \cdot 10^{-2}$ mol/L

Ejercicio resuelto

Determinar el pH de una disolución 0,5 M de H_2SO_4.
Dato: $Ka(HSO4)^- = 1{,}1 \cdot 10^{-2}$.

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 = 1L de disolución, el número de moles iniciales de H_2SO_4 son:

Nº moles iniciales H_2SO_4 = M . V(L) = 0,5 . 1 = 0,5 mol

La reacción de disociacion es:

$$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow (HSO_4)^- + H_3O^+$$

Estequiométricamente: 1 mol H_2SO_4 / 1 mol H_3O^+

$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow (HSO_4)^- + H_3O^+$
0,5 mol 0,5 mol 0,5 mol

$[(HSO_4)^-] = 0,5 / 1 = 0,5$ mol/L
$[H_3O^+] = 0,5 / 1 = 0,5$ mol/L

2ª Etapa

El punto de partida es el anión bisulfato, $(HSO_4)^-$ 0,5 M, que cederá un H^+ al agua en equilibrio químico.

Los moles de $(HSO_4)^-$ = M . V(L) = 0,5 . 1 = 0,5 mol

$(HSO_4)^- + H_2O \rightleftarrows (SO_4)^= + H_3O^+$

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:

$Ka = [(SO_4)^=] . [H_3O^+] / [(HSO_4)^-]$

$1,1 . 10^{-2} = x/v . x/v / (0,5 – x)/v$

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

$1,1 . 10^{-2} (0,5-x) . 1 = x^2$

$0,55 . 10^{-2} – 1,1 . 10^{-2} x = x^2$

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

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

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

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

$x_2 < 0$ → NO TIENE SENTIDO QUÍMICO

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

$[H_3O^+] = x/v = 6,8 \cdot 10^{-2}$ mol/L

El problema nos pide el pH:

En este caso $[H_3O^+]_T = [H_3O^+]_1 + [H_3O^+]_2 = 0,5 + 6,8 \cdot 10^{-2} = 0,568$ moles

$pH = - \log [H_3O^+]_T = - \log 0,568 = 0,24$ (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:

$H_2S + H_2O \leftrightarrow S^= + 2\ H_3O^+$

Resolución

$H_2S + 2\ H_2O \leftrightarrow S^= + 2\ H_3O^+$

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

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

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

1ª Etapa:

$H_2S + H_2O \rightleftarrows (HS)^- + H_3O^+$

$Ka_1 = [(HS)^-] \cdot [H_3O^+] / [H_2S]$

2ª Etapa:

$(HS)^- + H_2O \rightleftarrows S^{=} + H_3O^+$

$Ka_2 = [S^{=}] \cdot [H_3O^+] / [(HS)^-]$

Conociendo Ka_1 y Ka_2 podemos buscar la Ka del proceso:

$H_2S + H_2O \leftrightarrows S^{=} + 2\ H_3O^+$

$Ka = [S^{=}] \cdot [H_3O^+]^2 / [H_2S]$
$Ka_1 = [(HS)^-] \cdot [H_3O^+] / [H_2S]$
$Ka_2 = [S^{=}] \cdot [H_3O^+] / [(HS)^-]$

Ka no tiene $[(HS)^-]$, si despejamos esta concentración de Ka_1 y lo llevamos a Ka_2:

$[(HS)^-] = Ka_1 \cdot [H_2S] / [H_3O^+]$

Nos vamos a Ka_2:

$Ka_2 = [S^=] \cdot [H_3O^+] / Ka_1 \cdot [H_2S] / [H_3O^+]$

$Ka_2 = [S^=] \cdot [H_3O^+]^2 / Ka_1 \cdot [H_2S]$

$Ka_2 \cdot Ka_1 = [S^=] \cdot [H_3O^+]^2 / [H_2S]$

Como:

$Ka = [S^=] \cdot [H_3O^+]^2 / [H_2S]$

Nos queda:

$Ka = Ka_2 \cdot Ka_1 = 1{,}1, \cdot 10^{-16} \cdot 9{,}1 \cdot 10^{-8} = 10{,}01 \cdot 10^{-24}$

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

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.

Para el estudio de la Hidrólisis nos basamos en la teoría de Bronsted y Lowry sobre ácidos y bases

6.1.- 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:

$$NaNO_3 + H_2O \rightarrow Na^+ + (NO_3)^-$$

Como las sales nacen de la reacción de neutralización (ácido + base → 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:

$$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$

Ácido	Base	Sal	Agua
Padre	Madre		

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

$NaNO_3(aq) \rightarrow Na^+ + (NO_3)^-$

Se establecen los pares conjugados Ácido/Base:

Ác. Fuerte Base Conjugada Débil
HNO_3 / $(NO_3)^-$ (Recordar Bronsted y Lowry) →

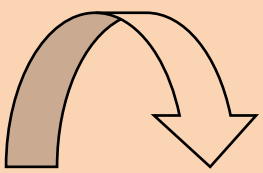
El anión nitrato NO SE HIDROLIZA (por tener carácter básico débil)

B.Fuerte Ác. Conjugado Débil
NaOH / Na^+ → 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, $(NO_3)^-$, proviene del ácido nítrico, muy fuerte, luego su base conjugad, $(NO_3)^-$, 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: $[H_3O^+] = 10^{-7}$ mol/L = $= [(OH)^-]$

Por lo tanto:

$pH = - \log [H_3O^+] = - \log 10^{-7} = 7$

Por lo tanto nos encontramos que las disoluciones de estas características tienen un medio Neutro.

6.2.- Hidrólisis de una Sal procedente de un Ácido Fuerte y de una Base Débil.

Caso del cloruro de amonio, NH_4Cl.

Disolución:

$$NH_4Cl + H_2O \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

Ac. Fuerte/ B. Conjugada Débil
HCl Cl^- → No se Hidroliza

Base . Débil/ Ac. Conjugado Fuerte
NH_3 NH_4^+ → Se Hidroliza

Las hidrólisis siempre se producen en equilibrio químico:

$$NH_4^+ + H_2O \overset{H^+}{\leftarrow\rightarrow} NH_3 + H_3O^+$$

Cualitativamente ya sabemos que el medio resultante será ácido puesto que se libera H_3O^+. Cuantitativamente debemos operar como en los equilibrios químicos.

La ley del equilibrio nos dice:

$$Kh = [NH_3]\,[H_3O^+] / [NH_4^+]$$

Si en esta ecuación, multiplicamos numerador y denominador por $[OH^-]$ y recordando que para el NH_3, se cumple:

$$NH_3 + H_2O \leftarrow\rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$Kb = [NH_4^+]\,[OH^-] / [NH_3]$$

Podemos concluir que:

$$Kh = [NH_3] \cdot [H_3O^+]/[NH_4^+] \cdot [OH^-]/[OH^-]$$

Reagrupando términos:

$$Kh = ([NH_3]/[NH_4^+] \cdot [OH^-]) \cdot [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$Kh = 1/Kb\,[H_3O^+] \cdot [OH^-] = (1/Kb) \cdot Kw = Kw/Kb$$

$$Kh = Kw / Kb$$

6.3.- Hidrólisis de una sal procedente de Ácido Débil y Base Fuerte

Ejemplo: Acetato sódico, $(CH_3 - COONa)$.

Disociación de la sal:

$CH_3 - COONa + H_2O \rightarrow CH_3 - COO^- + Na^+$

Base Fuerte)/ Ac. Conjugado Débil
NaOH Na^+ → No se Hidroliza

Ac. Débil) / Base Conjugada Fuerte
$CH_3 - COOH$ $CH_3 - COO^-$ → Se Hidroliza

Equilibrio de hidrólisis:

$$CH_3 - COO^- + H_2O \leftarrow\rightarrow CH_3 - COOH + OH^-$$

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:

$$Kh = [CH_3 - COOH]\,[OH^-] / [CH_3 - COO^-] \quad (2)$$

Para poder calcular lo que nos pida el problema deberemos conocer el valor de Kh. Para ello multiplicamos la ecuación (2), numerador y denominador por $[H_3O^+]$. Recordemos además que:

$$CH_3 - COOH + H_2O \leftarrow\rightarrow CH_3 - COO^- + H_3O^+$$

$$Ka = [CH_3 - COO^-]\,[H_3O^+] / [CH_3 - COOH]$$

$Kh = [CH_3\text{-}COOH] \cdot [OH^-]/[CH_3\text{-}COO^-] \cdot [H_3O^+]/[H_3O^+]$

$Kh = ([CH_3\text{-}COOH]/[CH_3\text{-}COO^-].[H_3O^+]) \cdot [H_3O^+].[OH^-]$

$Kh = 1/Ka \cdot [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1/Ka \cdot Kw = Kw/Ka$

Llegamos a la conclusión:

$Kh = Kw/Ka$

6.4.- 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:

$NH_4CN + H_2O \rightarrow NH_4^+ + CN^-$

Pares conjugados:

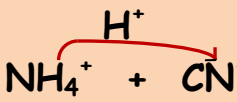
B. Débil/ Ac. Conjugado Fuerte
NH_3 NH_4^+ → Se Hidroliza

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
HCN $(CN)^-$ → Se Hidroliza

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

Reacción de hidrólisis:



$Kh = [NH_3]\,[HCN] / [NH_4^+]\,[CN^-]$

Si multiplicamos, numerador y denominador por $[H_3O^+].[OH^-]$ y recordamos:

$NH_3 + H_2O \leftarrow\rightarrow NH_4^+ + OH^-$

$Kb = [NH_4^+]\,[OH^-] / [NH_3]$

$HCN + H_2O \leftarrow\rightarrow CN^- + H_3O^+$

$Ka = [CN^-]\,[H_3O^+] / [HCN]$

Obtenemos:

$Kh = Kw / (Ka \cdot Kb)$

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:

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\,H_2O$

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

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

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:

$$HCN + NaOH \rightarrow NaCN + H_2O$$

$$HCN + NaOH \rightarrow Na^+ + CN^- + H_2O$$
$$Ác_1 \quad Base_2 \quad Ác_2 \quad Base_1$$

Establecimiento de pares conjugados:

Ácido Débil / Base Conjugada Fuerte
HCN CN^- → Se Hidroliza

Reacción de hidrólisis:

$$CN^- + H_2O \rightarrow\leftarrow HCN + OH^- \text{ (Medio básico)}$$

Base Fuerte / Ácido Conjugado Débil
NaOH Na^+ → No se Hidroliza

b) El cloruro potásico procede de la reacción de neutralización:

$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$

$HCl + KOH \rightarrow K^+ + Cl^- + H_2O$

$Ác_1$ $Base_2$ $Ác_2$ $Base_1$

Pares conjugados:

Ác. Fuerte / Base Conjugada Débil

HCl $Cl^- \rightarrow$ No se Hidroliza

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil

KOH $K^+ \rightarrow$ No se Hidroliza

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

$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L

Como:

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

c) El cloruro amónico procede de la reacción de neutralización:

$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

$Ác_1$ $Base_2$ $Ác_2$ $Base_1$

Pares conjugados:

Ácido Fuerte / Base Conjugada débil

HCl Cl^- → No se Hidroliza

Base Débil / Ácido Conjugado Fuerte

NH_3 NH_4^+ → Se Hidroliza

Reacción de hidrólisis:

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$ (Medio ácido)

Cuestión resuelta

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:

$$CH_3-COOH + NaOH \rightarrow CH_3-COONa + H_2O$$
$$CH_3-COOH + NaOH \rightarrow CH_3-COO^- + Na^+ + H_2O$$
$$Ác_1 \quad Base_2 \quad Base_1 \quad Ác_2$$

Pares conjugados:

Ácido Débil / Base Conjugada Fuerte

CH_3-COOH CH_3-COO^- → Se Hidroliza

Base Fuerte / Ácido Conjugado Débil

$NaOH$ Na^+ → No se Hidroliza

Reacción de hidrólisis:

$$CH_3 - COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3 - COOH + OH^-$$

Medio Básico

Cuestión resuelta

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 disociada en sus iones:

$$NaF + H_2O \rightarrow Na^+ + F^-$$

Para determinar qué 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:

$$F^- \rightarrow HF$$

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

El catión es un Ácido Conjugado de una base ¿qué base?. Quitar la carga positiva del catión y añadir un grupo OH:

Na^+ → NaOH

El hidróxido sódico, NaOH, es la Madre del ácido conjugado.

Pondréis tantos grupos OH como cargas positivas tenía el catión.

Ya podemos establecer los pares conjugados:

Á. Débil / Base Conjugada Fuerte
HF F^- → Se Hidroliza

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

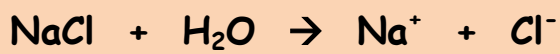
Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil
NaOH Na^+ → No se Hidroliza

Reacción de hidrólisis:

$F^- + H_2O \rightleftarrows HF + OH^-$ (Medio básico)

El pH de esta disolución será superior a 7.

b) Disolución acuosa de la sal, cloruro sódico:



Pares conjugados:

Ác. Fuerte / Base Conjugada Débil
HCl Cl^- → No se Hidroliza

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil
NaOH Na^+ → No se Hidroliza

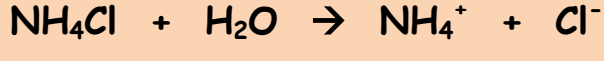
Recordar que solo sufren hidrólisis los iones con carácter de ácido o base fuerte.

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:

$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/L

Lo que determina un 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 Hidroliza

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

Base Débil / Ác. Conjugado Fuerte
NH_3 NH_4^+ → Se Hidroliza

Reacción de hidrólisis:

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$ (Medio ácido)

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

Cuestión resuelta

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^+ (Catión Hidrónio)
CH_3COO^-	CH_3-COOH (Ác. Acético)

Ejercicio resuelto

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

a) Establecer la ecuación y la constante de hidrólisis.

b) Calcular el grado de hidrólisis.

c) Hallar el pH de la disolución

DATO: $Ka_{CH3-COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Resolución

a) Disolución acuosa de la sal:

$$CH_3 - COONa + H_2O \rightarrow CH_3 - COO^- + Na^+$$

Pares conjugados:

Ác. Débil / Base Conjugada Fuerte

CH_3-COOH CH_3-COO^- → Se Hidroliza

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil

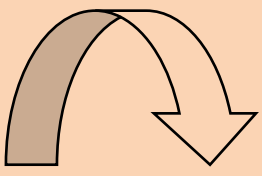
NaOH Na^+ → No se Hidroliza

Reacción de Hidrólisis:

$$CH_3 - COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3 - COOH + OH^-$$

$$Kh = [CH_3 - COOH] \cdot [OH^-] / [CH_3 - COO^-]$$

$Kh = Kw/Ka_{CH3-COOH}$ (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 de la disolución. Por lo tanto con un pH > 7 como se demostrará cuando realicemos el cálculo del mismo.

b) 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 L el nº de moles iniciales de CH_3-COONa puestos en juego será:

Nº moles iniciales de CH_3 – COONa = M . V(L) =

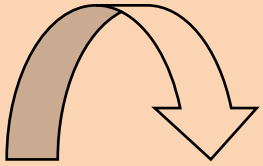
= 0,2 . 1 = 0,2 moles

Como la sal está totalmente disuelta se cumple:

$CH_3 - COONa + H_2O \rightarrow CH_3 - COO^- + Na^+$
0,2 moles/L 0,2 moles/L

Nº moles iniciales CH_3-COO^- = M . V(L) = 0,2 . 1 =

= 0,2 moles



Establezcamos las etapas del equilibrio de hidrólisis:

$$CH_3 - COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3 - COOH + OH^-$$

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

n = moles iniciales de $CH_3 - COO^-$ = 0,2
v = 1 L

La expresión de Kh:

$Kh = [CH_3 - COOH] \cdot [OH^-] / [CH3 - COO^-]$

Expresión de $Kh = Kw/Ka_{CH3-COOH}$

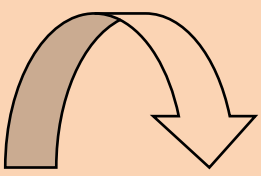
El valor de Kh será:

$Kh = Kw/Ka = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-10}$

Si llevamos a Kh su valor y el planteamiento de la 4ªetapa nos queda:

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

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



Cuando Kh es inferior a 10^{-5} ($Kh < 10^{-5}$), 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 Kh la hidrólisis producida también es muy pequeña y podemos despreciar α_h frente a 1.

La ecuación nos quedaría:

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

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

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

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

$$\alpha_h = 5,24 \cdot 10^{-3}\ \%$$

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

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

Podemos conocer el pOH:

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

Como sabemos que:

$pH + pOH = 14$; $pH = 14 - pOH$

$pH = 14 - 4,97 = 9,03$

Ejercicio resuelto

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, $Ka_{HClO} = 3,3 \cdot 10^{-7}$.

Resolución

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

$NaClO + NaCl + H_2O \rightarrow Na^+ + (ClO)^- + Cl^-$

Veamos mediante los pares conjugados que iones producen hidrólisis:

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil
NaOH Na^+ → No se Hidroliza

Ác. Fuerte / Base Conjugada Débil
HCl Cl^- → No se Hidroliza

Ác. Débil / Base Conjugada Fuerte
HClO $(ClO)^-$ → Se Hidroliza

Reacción de hidrólisis:

$(ClO)^-$ + H_2O ⇄ HClO + OH^- (Medio básico)

La liberización de los aniones hidróxilo, OH^-, dan carácter básico al medio.

b) Disolución de NaClO 0,2 mol/dm^3 = 0,2 mol/L

La sal está totalmente disuelta en agua:

$NaClO + H_2O \rightarrow Na^+ + (ClO)^-$

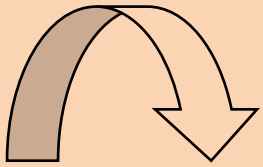
Considerando el V = 1 L, el número de moles iniciales de NaClO será:

Nº moles NaClO = M . V(L) = 0,2 . 1 = 0,2 moles

Luego:

$NaClO + H_2O \rightarrow Na^+ + (ClO)^-$
0,2 moles 0,2 0,2 moles

Los moles iniciales del anión hipoclorito, $(ClO)^-$, serán 0,2 moles.



Planteamiento del equilibrio de hidrólisis:

$$(ClO)^- + H_2O \rightleftarrows HClO + OH^-$$

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:

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

El valor de Kh:

$$Kh = Kw/Ka_{HClO}$$

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

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

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

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

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

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

$$x^2 = 0{,}2 \cdot 3 \cdot 10^{-8}$$

$x = 0,77 \cdot 10^{-4}$

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

Según la 4ª etapa del planteamiento:

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

Podemos conocer el pOH:

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

Recordemos que: $pH + pOH = 14$

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

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

Resolución

El cianuro sódico se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa:

$NaCN + H_2O \rightarrow\leftarrow CN^- + Na^+$

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:

Nº moles iniciales NaCN = M . V(L) = 0,50 . 1 = 0,50 moles

Según la reacción de disociación:

$NaCN + H_2O \rightleftarrows CN^- + Na^+$
0,50 moles 0,50 moles 0,50 moles

Los moles iniciales del anión cianuro (CN^-) son = 0,50
Los moles iniciales de catión Na^+ = 0,50

Estudiemos la posibilidad de hidrólisis de los iones:

Pares conjugados:

Base Fuerte / Ác. Conjugado Débil
NaOH Na^+ → No se Hidroliza

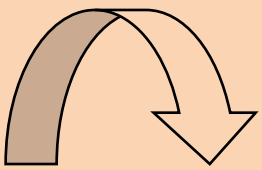
El enunciado del problema nos proporciona la Ka_{HCN} lo que nos dice que el ácido cianhídrico es débil:

Ác. Débil / Base Conjugada fuerte
HCN CN^- → Se Hidroliza

Reacción de hidrólisis:

$CN^- + H_2O \rightleftarrows HCN + OH^-$

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:

$$CN^- + H_2O \rightleftarrows HCN + OH^-$$

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:

$Kh = [HCN] \cdot [OH^-] / [CN^-]$

Valor de Kh:

$Kh = Kw/Ka$; $Kh = 10^{-14}/6,2 \cdot 10^{-10} = 1,6 \cdot 10^{-5}$

Llevaremos a Kh su valor y la 4ª etapa del planteamiento del equilibrio:

$1,6 \cdot 10^{-5} = x/v \cdot x/v \ / \ (0,50 - x)/v$

$1,6 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,50 - x) \cdot v$

$v = 1\ L$

$1,6 \cdot 10^{-5} = x^2 / (0,50 - x)$

$1,6 \cdot 10^{-5} (0,50 - x) = x^2$

$0,8 \cdot 10^{-5} - 1,6 \cdot 10^{-5} x = x^2$

$x^2 + 1,6 \cdot 10^{-5} x - 8 \cdot 10^{-6} = 0$

$x = - 1,6 \cdot 10^{-5} \pm (2,56. 10^{-10} + 32 \cdot 10^{-6})1/2 / 2. 1$

$x = - 1,6 \cdot 10^{-5} \pm (5,65 \cdot 10^{-3}) / 2$

$x_1 = -1,6 \cdot 10^{-6} + 5,65 \cdot 10^{-3} / 2 = 2,82 \cdot 10^{-3}$ moles

$x_2 < 0$ → NO TIENE SENTIDO QUÍMICO

El valor de "x" es por tanto $x = 2,82 \cdot 10^{-3}$ moles

Podemos conocer la concentración de los aniones hidróxilo:

$[OH^-] = x/v = 2,82 \cdot 10^{-3} / 1 = 2,82 \cdot 10^{-3}$ mol/L

El pOH valdrá:

$pOH = - \log [OH-]$; $pOH = - \log 2,82 \cdot 10^{-3} = 2,54$

Recordemos que : $pH + pOH = 14$

$pH = 14 - pOH$; $pH = 14 - 2,54 = 11,46$ (Medio básico)

Ejercicio resuelto

Hallar la constante de hidrólisis, el grado de hidrólisis y el pH de una disolución de acetato de amonio 0,1 M.
Ka = $1,8 \cdot 10^{-5}$; Kb = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Resolución

Nos encontramos con un ejercicio extremadamente largo pero no difícil.

La disolución de acetato amónico está totalmente disociada:

$$CH_3 - COONH_4 + H_2O \rightarrow CH_3 - COO^- + NH_4^+$$

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, $CH_3 - COO^-$ y cationes amonio, NH_4^+:

Moles Iniciales de $CH_3 - COONH_4$ = M . V(L) = 0,1 . 1 = 0,1

$$CH_3 - COONH_4 + H_2O \rightarrow CH_3 - COO^- + NH_4^+$$
0,1 moles 0,1 moles 0,1 moles

Estudiemos la posibilidad de hidrólisis. El enunciado nos proporciona $Ka_{CH3-COOH}$ y Kb_{NH3} lo que nos quiere decir que trabajamos con un ácido padre débil, el acético y una base débil, el amoniaco.

Pares conjugados:

Ác. Débil / Base Conjugada Fuerte
$CH_3 - COOH$ $CH_3 - COO^-$ → Se Hidroliza

Base Débil / Ác. Conjugado Fuerte
NH_3 NH_4^+ → Se Hidroliza

Los dos iones se hidrolizan y la reacción de hidrólisis consiste en:

$CH_3 - COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightarrow\leftarrow CH_3 - COOH + NH_3$

La expresión de Kh será:

$Kh = [CH_3 - COOH] \cdot [NH_3] / [CH_3 - COO^-] \cdot [NH_4^+]$

Su valor:

$Kh = Kw / Ka \cdot Kb$

$Kh = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}$

$Kh = 10^{-14} / 3,24 \cdot 10^{-10} = 0,3 \cdot 10^{-4} = 3 \cdot 10^{-5}$

Para obtener el grado de hidrólisis y el pH deberemos trabajar con cada uno de los iones independientemente.

Anión acetato

Reacción de hidrólisis:

$CH_3 - COO^- + H_2O \rightarrow\leftarrow CH_3 - COOH + OH^-$

El anión acetato nos proporciona un medio **BÁSICO**.

Su Kh:

$Ka = [CH_3 - COOH] \cdot [OH^-] / [CH_3 - COO^-]$

El valor de Kh:

$k_h = Kw/Ka$; $K_h = 10^{-14} / 1{,}8 \cdot 10^{-5} = 5{,}5 \cdot 10^{-10}$

Calculemos el grado de hidrólisis del anión acetato:

$$CH_3 - COO^- + H_2O \rightarrow\leftarrow CH_3 - COOH + OH^-$$

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:

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

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

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

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

Como $Kh << 10^{-5} \rightarrow 1 - \alpha h \approx 1$

$$5{,}5 \cdot 10^{-10} = 0{,}1 \cdot \alpha_h^2$$

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

$$\alpha_h = 7{,}41 \cdot 10^{-10} \text{ moles}$$

$$\alpha_h = 7{,}41 \cdot 10^{-8} \; \%$$

El anión acetato se hidroliza en un $7,41 \cdot 10^{-8}$ % y nos proporciona una concentración de aniones OH^-:

$[OH^-] = n \cdot \alpha_h / v = 0,1 \cdot 7,41 \cdot 10^{-10} / 1 = 7,41 \cdot 10^{-11}$ mol/L

Catión amonio

Reacción de hidrólisis:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

Expresión de K_h:

$$K_h = [NH_3] \cdot [H_3O^+] / [NH_4^+]$$

Su valor:

$$K_h = Kw / Kb \quad ; \quad K_h = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

Veamos el grado de hidrólisis:

	NH_4^+	+ H_2O $\rightleftarrows$	NH_3	+ H_3O^+
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:

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

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

Como $Kh << 10^{-5} \rightarrow 1 - \alpha_h \approx 1$

$5,5 \cdot 10^{-10} = 0,1 \cdot \alpha_h^2$

$\alpha_h = (5,5 \cdot 10^{-10} / 0,1)^{1/2} = 7,41 \cdot 10^{-10}$ 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^+:

$[H_3O^+] = n \cdot \alpha_h / v = 0,1 \cdot 7,41 \cdot 10^{-10} / 1 = 7,41 \cdot 10^{-11}$ mol/L

Recordemos que la unión de los iones H_3O^+ y OH^- nos proporciona:

$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$

En el Agua se cumple: $[H_3O^+] = [OH^-] = 7,41 \cdot 10^{-11}$ mol/L

Demostración:

La estequiométria de la reacción anterior nos dice que:

1 mol H_3O^+ / 1 mol OH^-

Por lo tanto los moles de H_3O^+ consumirán:

$7{,}41 \cdot 10^{-11}$ moles $H_3O^+ \cdot 1$ mol $OH^-/1$ mol $H_3O^+ =$

$= 7{,}41 \cdot 10^{-11}$ 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:

$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/l

El pH de una disolución de acetato amónico será:

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

Ejercicio propuesto (Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche)
Se dispone de una disolución de NH_4Cl 0,1M, $Kb_{NH3} = 2.3\ 10^{-5}$. Calcular:
a) Kh
b) pH
c) % de hidrólisis.

Ejercicio resuelto
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:

$$KCN + H_2O \rightarrow CN^- + K^+$$

Estudiemos 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
KOH K^+ → No se Hidroliza

Ác. Débil / Base Conjugada Fuerte
HCN CN^- → Se Hidroliza

La reacción de hidrólisis:

$$CN^- + H_2O \rightarrow\leftarrow HCN + OH^-$$

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^+:

Moles Iniciales de KCN = M . V(L) = 0,01 . 1 = 0,01 mol

$KCN + H_2O \rightarrow CN^- + K^+$
0,01 mol 0,01 mol

Establezcamos las etapas del equilibrio químico de la hidrólisis del anión CN^-:

$$CN^- + H_2O \rightleftarrows HCN + OH^-$$

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:

$Kh = [HCN] \cdot [OH^-] / [CN^-]$

Si llevamos a Kh la 4ª etapa:

$Kh = x/v \cdot x/v \ / (0,01 - x)/v$; v = 1 L

$Kh = x^2 / (0,01 - x)$ (1)

El valor de Kh:

$Kh = Kw / Ka$; $Kh = 10^{-14} / ka$

Si llevamos el valor de Kh a la ecuación (1):

$10^{-14} / Ka = x^2 / (0,01 - x)$ (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 →

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

Según la 4ª etapa:

$[OH^-] = x/v$

$5 \cdot 10^{-4} = x / 1$

$x = 5 \cdot 10^{-4}$ moles

Si nos marchamos a la ecuación (2):

$10^{-14} / Ka = x^2 / (0,01 - x)$

10^{-14}/ Ka = $(5 \cdot 10^{-4})^2$ / (0,01 – 5 . 10^{-4})

$(5 \cdot 10^{-4})^2$. Ka = 10^{-14} (0,01 – 5 . 10^{-4})

25 . 10^{-8} Ka = 10^{-16} – 5 . 10^{-18}

Ka = 10^{-16} – 5 . 10^{-18} / 25 . 10^{-8} = 0,04 . 10^{-8} = 4 . 10^{-10}

Ejercicio propuesto (Enunciado: Dpto. F/Q IES Carrús – Elche)
¿Cuál será el pH de una disolución de CH_3- COONa 0,5M.
$Ka_{CH3-COOH}$ = 1,8 . 10^{-5}

7.- Volumetrías Ácido- Base.

Volumetrías Ácido-Bases
http://www.slideshare.net/madridmgd/mtodos-volumetricos-de-anlisis

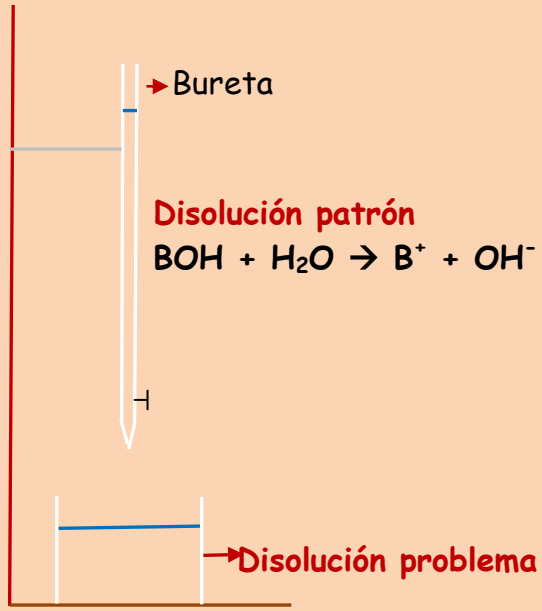
Volumetrías Ácido-Bases
https://quimica.laguia2000.com/reacciones-quimicas/volumetria-acido-base

Volumetrías Ácido-Bases
https://fisquiweb.es/Apuntes/Apuntes2Qui/Valoraciones.pdf

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". Supongamos que queremos realizar una acidimetría (determinación de la concentración de un ácido).

El montaje de la experiencia es el siguiente:



$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

Cuando dejamos caer disolución patrón, los OH^- de la misma con se unen los H_3O^+ de la disolución problema y se produce la reacción de neutralización:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$$

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:

Nº equivalentes del ácido = Nº equivalentes de la base

Existe una forma de expresar la concentración de una disolución que se conoce con el nombre de Normalidad (N):

N = Nº Equivalentes soluto / V. Disolución (L)

Nº Equivalentes = N . V(L)

Si nos vamos a la ecuación del punto de equivalencia:

$V_A \cdot N_A = V_B \cdot N_B$ (1)

La Normalidad se relaciona con la Molaridad (M) mediante la ecuación:

N = M . Valencia

La valencia en los ácidos la determina el nº de H existentes en la molécula del ácido:

HNO_3 → Valencia = 1
H_2SO_4 → Valencia = 2
H_3PO_4 → Valencia = 3

La valencia en las bases la determina el número de OH^- existentes en la molécula de la base:

NaOH → Valencia = 1
$Ca(OH)_2$ → Valencia = 2
$Al(OH)_3$ → Valencia = 3

Si nos vamos a la ecuación (1):

$V_A \cdot M_A \cdot Valencia = V_B \cdot M_B \cdot Valencia$

Esta ecuación puede sufrir modificaciones en función de los datos que tengamos. Como queremos conocer las características del ácido podemos seguir trabajando con ella.

$M_A = m_A / Mm \cdot V(L)$; $V(L) = V_A$

$V_A \cdot [m_A / Mm \cdot V(L)] \cdot Valencia = V_B \cdot M_B \cdot Valencia$

$m_A / Mm \cdot Valencia = V_B \cdot M_B \cdot Valencia$

Podemos llegar a establecer la ecuación:

$m_A / Mm \cdot Valencia = m_B / Mm \cdot Valencia$

Volumetría Ácido - Base
https://www.youtube.com/watch?v=Zps36BWNf5M

7.1.- Indicadores Ácido - Base

Indicadores Ácido - Base
https://quimica.laguia2000.com/general/indicadores-acido-base

Indicadores Ácido - Base
https://www.yubrain.com/ciencia/quimica/que-es-un-indicador-acido-base/

Indicadores Ácido - Base
https://quimicactual.webnode.es/news/indicador-acido-base/

Indicador Ácido - Base
https://www.greelane.com/es/ciencia-tecnolog%C3%ADa-matem%C3%A1ticas/ciencia/definition-of-acid-base-indicator-604738/

Video: Jugo de lombarda como Indicador Natural (Indicador Universal)
https://www.youtube.com/watch?v=s_cK4BCu25c

¿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 $color_1$. Al disolverse en agua se disocia según el equilibrio:

$$HIn + H_2O \leftrightarrow In^- + H_3O^+$$
$$Color_1 \qquad\qquad Color_2$$

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 $color_1$. 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 ($H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$) y desplazan el equilibrio del indicador

hacia la derecha apareciendo el $color_2$. 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:

a) Necesitamos una gota de base patrón en exceso para que el indicador sea atacado.
b) 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.

Ejercicio resuelto

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 cc = 0,032 L disolución NaOH ; Val_B = 1
M_B = ?

V_A = 25 cc = 0,025 L disolución HCl ; 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:

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$$

$$4\ mol/L \cdot 1 \cdot 0{,}025\ L = M_B \cdot 1 \cdot 0{,}032\ L$$

$$0{,}1\ mol = M_B \cdot 1 \cdot 0{,}032\ L$$

$$M_B = 0{,}1\ mol / 0{,}032\ L = 3{,}12\ mol/L$$

Ejercicio resuelto

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

$m_{HCl}/Mm \cdot Val_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$

Mm HCl = 36,5 u
Val_A = 1
Val_B = 1
V_B = 150 cc = 0,150 L
M_B = 0,1 mol/L

$m_{HCl}/36,5 \cdot 1 = 0,1 \cdot 1 \cdot 0,150$

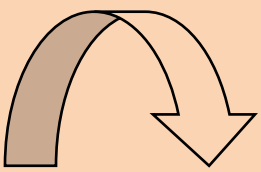
$m_{HCl} = 0,1 \cdot 1 \cdot 0,150 \cdot 36,5 \cdot 1 = 0,54$ g

Ejercicio resuelto

¿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

$m_{HBr}/Mm \cdot Val_A = m_{KOH}/Mm \cdot Val_B$



m_{HBr} = 15 g
M_M HBr = 80,9 u
Val_A = 1

m_{KOH} = ?
Mm KOH = 56,1 u
Val_B = 1

15/80,9 . 1 = m_{KOH}/56,1 . 1

m_{KOH} = 15/80,9 . 56,1

m_{KOH} = 10,40 g

Ejercicio 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 = nº moles soluto/ Vdisol. (L)

M = m_{soluto}/Mm . Vdisol. (L)

Mm NaOH = 40 u
Vdisol. = 250 mL = 0,250 L
M = 0,025 mol/L

$0,025 = m_{soluto}/(40 \cdot 0,250)$

$0,025 = m_{soluto}/ 10$

m_{soluto} = 0,25 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). Deberemos tomar una cantidad de la materia prima (NaOH) que contenga los 0,25 g de NaOH puros necesarios:

0,25 g NaOHpuro.100 g NaOH (m.prima)/ 80 g NaOH puro =

= 0,31 g de NaOH (m. prima)

En la disolución de NaOH existe una disociación total. La reacción de disociación es:

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$

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:

$NaOH + H_2O \rightarrow Na+ + OH^-$
0,025 mol/L 0,025 mol/L

Podemos conocer el pOH del medio:

$pOH = - \log [OH^-]$; $pOH = - \log 0,025 = 1,60$

Como:

$pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1,60 = 12,4$

b) V_B = ? $V_A = 20\ mL = 0,020\ L$
$M_B = 0,025$ $M_A = 0,005$
$Val_B = 1$ $Val_A = 2$

$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$

$0,005 \cdot 2 \cdot 0,020 = 0,025 \cdot 1 \cdot V_B$

$V_B = 0,0002/0,025 = 0,008\ L\ NaOH = 8\ mL\ NaOH$

Ejercicio propuesto

Calcular la concentración del HCl, si para valorar 50ml hemos necesitado 35ml de una disolución de KOH 0,2M.

Ejercicio 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 acido clorhídrico es:

$$CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

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_{HCl} = 0,2 mol/L
V = 200 mL = 0,2 L

Nº moles HCl = M . V(L) = 0,2 . 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:

$$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$$

$$0,2 \cdot 1 \cdot V_A = 0,08 \cdot 1 \cdot 0,1$$

$$V_A = 0,008/0,2 = 0,04 \text{ L}$$

El NaOH a neutralizado un volumen de HCl de 0,04 L, los cuales implican un número de moles:

Moles en exceso de HCl = M . V(L) = 0,2 . 0,04 = 0,008

Por lo tanto los moles de HCl consumidos por la caliza serán:

Moles consumidos = moles iniciales – 0,008 = 0,04 – 0,008 = = 0,032

La reacción inicial ajustada es:

$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

Estequiometricamente:

1 mol $CaCO_3$ / 2 moles HCl

Los moles consumidos de HCl gastarán unos moles de $CaCO_3$:

0,032 moles HCl . 1 mol $CaCO_3$/ 2 moles HCl = 0,016 moles $CaCO_3$

Esos moles son de $CaCO_3$ 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:

Mm $CaCO_3$ = 100 u ; 1 mol $CaCO_3$/ 100 g $CaCO_3$

0,016 moles $CaCO_3$. 100 g $CaCO_3$/ 1 mol $CaCO_3$ = 1,6 g $CaCO_3$

Para que entendáis mejor el cálculo de la riqueza de la caliza utilizaré una regla de tres:

Si en 2 g de caliza ---------- Existen 1,6 g $CaCO_3$
En 100 g de caliza ---------- x

x = 80% en $CaCO_3$

Conclusión: La caliza es de un 80% de riqueza en $CaCO_3$.

Ejercicio 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 $g \cdot L^{-1}$.
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 u

Resolución

10 ml NaOH + 20 mlHCl 1 M

a) Exceso de HCl se determina mediante una volumetría con una disolución de NaOH 0,5 M:

$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$

$1 \cdot 1 \cdot V_A = 0,5 \cdot 1 \cdot 0,015$; $V_A = 0,0075$ L = 7,5 mL.

El volumen de HCl que reacciona con el NaOH inicial es:

Volumen reaccionante de HCl = 20 – 7,5 = 12,5 mL

El cálculo de la concentración del NaOH lo haremos mediante la ecuación:

$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = M_B \cdot Val_B \cdot V_B$

$1 \cdot 1 \cdot 12,5 \cdot 10^{-3} = M_B \cdot 1 \cdot 10 \cdot 10^{-3}$

$M_B = 12,5 \cdot 10^{-3} / 10 \cdot 10^{-3} = 12,5 \cdot 10^{-1} = 1,25\ mol.L^{-1}$

$1,25\ mol/L \cdot 40\ g\ NaOH/\ 1\ mol\ NaOH = 50\ g.L^{-1}$

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:

$N^o\ moles = M \cdot V(L) = 1 \cdot 7,5 \cdot 10^{-3} = 7,5 \cdot 10^{-3}$

La concentración del HCl en exceso:

$[HCl] = n^o\ moles/V_T = 7,5 \cdot 10^{-3}/ (10 \cdot 10^{-3} + 20 \cdot 10^{-3}) =$

$= 7,5 \cdot 10^{-3} / 30 \cdot 10^{-3} = 0,25\ mol.L^{-1}$

La disolución de ácido clorhídrico se encuentra totalmente disociada:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
$0,25\ M \qquad\qquad 0,25\ M$

$pH = - \log [H_3O^+]$; $pH = - \log 0,25 = 0,6$

Ejercicio 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 HNO_3 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 Ka):**

$HNO_3 + H_2O \rightarrow (NO3)^- + H_3O^+$

Según esta disociación se cumple que:

$[(NO_3)^-] = [H_3O^+]$

La concentración de los cationes hidronio, H_3O^+, la calcularemos mediante el pH:

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

$2,3 = - \log [H_3O^+]$

$- 2,3 = \log [H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$

Con lo que podemos afirmar que $[(NO_3)^-] = 5 \cdot 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

$N^o\ moles\ de\ (NO_3)^- = M \cdot V(L) = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,250 =$

$= 1,25 \cdot 10^{-3}$

b) En las volumetrías y en el punto de equivalencia se cumple:

$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = m_{NaOH}/Mm \cdot Val_B \quad (1)$

Mm NaOH = 40 u

La M_A la conoceremos por la disociación total de su disolución.

$HNO_3 + H_2O \rightarrow (NO_3)^- + H_3O^+$

Se cumple:

$[HNO_3] = [(NO_3)^-] = [H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-3}\ ml.L^{-1}$

Conocida la concentración del ácido nítrico, podemos volver a la ecuación (1):

$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = m_{NaOH}/Mm \cdot Val_B$

$5 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 25 \cdot 10^{-3} = m_{NaOH}/40 \cdot 1$

$m_{NaOH} = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 25 \cdot 10^{-3} \cdot 40 = 5 \cdot 10^{-3} = 0{,}005\ g$

c) 25 mL NaOH 0,001 M + 25 ml HNO_3 $5 \cdot 10^{-3}$ M

Reacción química:

$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$

Estequiometricamente:

1 mol HNO_3 / 1 mol NaOH (2)

Moles de HNO_3 puestos en juego = M . V(L) =

$= 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0{,}025 = 0{,}125 \cdot 10^{-3} == 1{,}25 \cdot 10^{-4}$

Moles de NaOH puestos en juego: M . V(L) =

$= 0{,}001 \cdot 25 \cdot 10^{-3} = 25 \cdot 10^{-6} = 2{,}5 \cdot 10^{-5}$

Supongamos que reacciona todo el ácido nítrico ($1{,}25 \cdot 10^{-4}$ moles). Esta cantidad de HNO_3 implicará un consumo, en moles, de NaOH. Según la relación estequiométrica (2):

$1{,}25 \cdot 10^{-3}$ ~~mol~~ $HNO_3 \cdot 1$ mol NaOH/ 1 ~~mol~~ $HNO_3 =$

$= 1{,}25 \cdot 10^{-3}$ moles de NaOH

No tenemos esta cantidad de NaOH, luego el HNO_3 no puede ser el reactivo limitante. Se consumirá todo el NaOH que implicarán unos moles de HNO_3:

$2,5 \cdot 10^{-5}$ moles NaOH . 1 mol HNO_3/ 1 mol NaOH =

$= 2,5 \cdot 10^{-5}$ moles de HNO_3

Esta cantidad de HNO_3 SÍ la tenemos y además existe un exceso del ácido que nos proporcionará el pH del medio:

Moles HNO_3 en exceso = Moles iniciales –
-Moles reaccionantes = $1,25 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-5} = 10^{-4}$

La nueva concentración del ácido nítrico será:

$[HNO_3]$ = nº moles /V_T

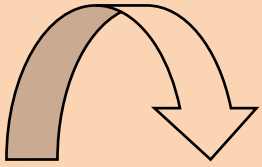
V_T = 25 ml + 25 ml = 50 ml = 0,050 L

$[HNO_3] = 10^{-4} / 0,050 = 2 \cdot 10^{-3}$ mol.L^{-1}

Este HNO_3 se encuentra totalmente disociado:

$HNO_3 + H_2O \rightarrow (NO_3)^- + H_3O^+$
$2 \cdot 10^{-3}$ M $\qquad\qquad$ $2 \cdot 10^{-3}$ M

pH = - log $[H_3O^+]$; pH = - log $2 \cdot 10^{-3} = 2,69$



Ejercicio 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 NaOH = 40 u

La M_A la calcularemos en base al pH del ácido clorhídrico. Este ácido es fuerte y en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado:

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

Según la estequiometria de la reacción se cumple:

$$[HCl] = [H_3O^+] \quad (2)$$

Como:

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

0,3 = - log $[H_3O^+]$ → multiplicando por (-1) ambos membros de la ecuación →

$- 0,3 = \log [H_3O^+]$; $[H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-1} = 0,5$

Luego según (2):

$[HCl] = 0,5 \ mol.L^{-1}$

Volviendo a (1):

$M_A \cdot Val_A \cdot V_A = m_{NaOH}/Mm \cdot Val_B$

$0,5 \cdot 1 \cdot 0,2 = m_{NaOH}/40 \cdot 1$

$m_{NaOH} = 0,5 \cdot 0,2 \cdot 40 = 4$ 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:

$N^o \ moles \ HCl = M \cdot V(L) = 0,5 \cdot 0,010 = 5 \cdot 10^{-3}$

$[HCl] = n^o \ moles/v = 5 \cdot 10^{-3}/0,5 = 10^{-2} = 0,01 \ mol.L^{-1}$

Este ácido clorhídrico se encuentra totalmente disociado:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

Estequiometricamente:

$[HCl] = [H_3O^+] = 0,01\ mol.L^{-1}$

Como $pH = - \log [H_3O^+]$; $pH = - \log 0,01 = 2$

c) 240 ml HCl 0,01 M + 160 ml HNO_3 0,005 M

Como sabemos el $pH = - \log [H_3O^+]$, pero en este caso la $[H_3O^+]$ vendrá determinada por los H_3O^+ procedentes del HCl y los H_3O^+ procedentes del HNO_3.

Calculemos los H_3O^+ totales

a) Procedentes del HCl:

$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

Número de moles de HCl = moles de H_3O^+

Moles procedentes del HCl = M . V(L) = 0,01 . 0,240 =

$= 2,4 . 10^{-3}$

Moles de $H_3O^+ = 2,4 . 10^{-3}$

b) El ácido nítrico está totalmente disociado:

$HNO_3 + H_2O \rightarrow (NO_3)^- + H_3O^+$

Según la reacción de disociación:

Moles de HNO_3 = Moles H_3O^+

Nº moles de HNO_3 = M . V(L) = 0,005 . 0,160 = $8 . 10^{-4}$

Nº moles $H_3O^+ = 8 . 10^{-4}$

Moles totales $H_3O^+ = 2,4 . 10^{-3} + 8 . 10^{-4} = 3,2 . 10^{-3}$

V_T = 0,240 + 0,160 = 0,4 L

$[H_3O^+]$ = nº moles$_T$/V_T = 3,2 . 10^{-3}/0,4 = 8 . 10^{-3} mol.L^{-1}

pH = - log $[H_3O+]$ = - log 8 . 10^{-3} = 2,09

Los gramos de $Ca(OH)_2$ los determinaremos por volumetría:

M_A . Val_A . V_A = $m_{Ca(OH)2}$/Mm . Val_B

En este caso podemos considerar que M_A es equivalente a la concentración de H_3O^+ y por lo tanto:

Mm $Ca(OH)_2$ = 74 u

8 . 10^{-3} . 1 . 0,4 = $m_{Ca(OH)2}$/74 . 2

$m_{Ca(OH)2}$ = 74 . 8 . 10^{-3} . 0,4 / 2 = 0,118 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 ácido nítrico. 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 a 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, como ya se mencionó, por la presencia de ácidos como el ácido sulfúrico, H_2SO_4, y el ácido nítrico, HNO_3.

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.

8.1.- La Química de la Lluvia Ácida

En la fase gaseosa el dióxido de azufre se oxida por reacción con el grupo hidroxilo presente en la atmósfera:

$$SO_2 + OH \rightarrow HOSO_2$$
$$HOSO_2 + O_2 \rightarrow HO_2 + SO_3$$

En presencia del agua atmosférica el trióxido de azufre (SO_3) se convierte rápidamente en ácido sulfúrico (H_2SO_4):

$SO_3(g) + H_2O\ (l) \rightarrow H_2SO_4(l)$

El NO se forma por reacción entre el oxígeno y el nitrógeno a alta temperatura.

$O_2 + N_2 \rightarrow 2NO$

Este NO se oxida con el oxígeno atmosférico:

$O_2 + 2NO \rightarrow 2NO_2$

El NO_2 con el agua atmosférica produce el ácido Nítrico existente en la lluvia:

$3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$

8.2.- Efectos de la lluvia ácida

a) Acidificación de las aguas de lagos, ríos y mares dificultando el desarrollo de vida acuática en estas aguas, lo que aumenta en gran medida la mortalidad de peces.

b) Afecta directamente a la vegetación, por lo que produce daños importantes en las zonas forestales.

c) Sedimentación tanto húmeda como seca de contaminantes ácidos que pueden producir el deterioro de la superficies de los materiales.

d) 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.

e) 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.

8.3.- Soluciones a la Lluvia Ácida

- 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_2 y NO, usando tecnologías para control de emisión de estos óxidos.

- Impulsar el uso de gas natural en diversas industrias.

- Ampliación del sistema de transporte eléctrico.

- 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 (reacciones) de combustión.

---------- O ----------