

NOMENCLATURA QUÍMICA

OBJETIVOS PARTICULARES

AL CONCLUIR EL DESARROJO DE LA PRESENTE UNIDAD EL ALUMNO:

REPRESENTARÁ COMPUESTOS QUÍMICOS CON FÓRMULAS CONDENSADAS Y DESARROLLADAS SEGÚN LA **IUPAC** (INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY).

CONOCERÁ LAS PRINCIPALES FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS. SU NOTACIÓN Y SU NOMENCLATURA.

CONOCERÁ LA NOTACIÓN QUÍMICA. NOMENCLATURA.

CONSIDERACIONES GENERALES.

A través de los años los químicos han tratado de establecer nombres sistemáticos a infinidad de compuestos conocidos. En la actualidad se ha de-terminado que deben seguirse unas reglas esta-blecidas por comités internacionales(IUPAC). Los nombres están basados en la composición del com-puesto, tipo de moléculas, etcétera.

Ya se estableció anteriormente cómo escribir una fórmula desarrollada, que resulta de uniones de los electrones del nivel periférico, así como unión covalente, iónica o covalente coordinada.

REGLAS PARA ESCRIBIR FÓRMULAS Y DAR NOMBRES.

En esta unidad se verá cómo se escribe la fór-mula de los compuestos cuando se conoce el nom-bre o, al contrario, cuando se conoce el nombre cómo se escribe la fórmula.

Hay diferentes tipos de compuestos. Hasta aho-ra hemos hablado de compuestos binarios, que contienen dos elementos, como por ejemplo:

KCl cloruro de potasio

CaO óxido de calcio

K₂S sulfuro de potasio

también hay compuestos ternarios que tienen tres elementos, como por ejemplo:

Na₂SO₄ sulfato de sodio

NaClO₃ clorato de sodio

NH₄Cl cloruro de amonio

compuestos cuaternarios son los que tienen cua-tro elementos, por ejemplo:

NaHSO₄ hidrógeno sulfato de sodio

También se han establecido ya las reglas relativas con las que a partir de los nombres de los cationes y aniones se puede nombrar la fórmula de un compuesto, por ejemplo:

NaOH hidróxido de sodio

Na⁺ catión OH⁻ anión hidroxilo

NÚMERO DE ÁTOMOS EN UNA FÓRMULA.

Para conocer el número de átomos de los compuestos basta contar los elementos presentes; por ejemplo el cloruro de sodio NaCl tiene un átomo de sodio y un átomo de cloro; el agua H₂O tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno y así en todas las fórmulas.

NÚMERO DE OXIDACIÓN.

Hay una clase importante de cambios químicos que se llaman reacciones de oxidación – reducción.

El término oxidación se aplicó originalmente a aquellas reacciones en las que alguna sustancia "gana oxígeno". Al proceso inverso se le llamó reducción, esto es, una "reducción" del contenido de oxígeno de un compuesto. Más adelante se verá que hay una generalización muy importante de los dos fenómenos anteriores.

Se ha mencionado la valencia como un número que indica la capacidad de combinación de un elemento. Este término se usa a veces también para referirse a la manera como un átomo se combina con otro y se ha hecho una distinción cualitativa entre electrovalencia y covalencia, según la forma de enlace entre los átomos. Ahora veremos que en vez de valencia conviene utilizar otro número que se llama número de oxidación, que, como punto de partida, lo aplicaremos a los átomos.

En un compuesto iónico se llama número de oxidación de cada átomo (O de cada radical) a la carga del ion. Así, en el cloruro de sodio, el átomo de sodio tiene un número de oxidación de +1 y el átomo de cloro un número de oxidación -1 (sin olvidar que el nombre correcto de un átomo con carga es ion).

El concepto de número de oxidación se utiliza para indicar el poder de combinación de un elemento de acuerdo con la fórmula del compuesto del que forma parte, aunque este compuesto no esté formado por iones (como el cloruro de sodio que se mencionó).

REGLAS PARA DETERMINAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN.

1. El número de oxidación de un elemento:

a) combinado consigo mismo es cero (por ejemplo H₂, P₄, S₈, etcétera);

b) combinado con otros elementos es positivo o bien negativo.

2. Los metales de los dos primeros grupos tienen número de oxidación positivo de valor igual al número de su grupo. Así el número de oxidación del potasio es +1 y el número de oxidación del calcio es +2 en todos sus compuestos.

3. Algunos metales tienen varios números de oxidación, según el compuesto de que formen parte.

Así por ejemplo, el manganeso tiene los números de oxidación +2 en MnCl₂, +4 en MnO₂, +7 en KMnO₄.

4. El flúor tiene un número de oxidación de -1 ,

el oxígeno $-II$ y el hidrógeno $+1$ (los tres elementos con ciertas excepciones).

5. El número de oxidación de un ion es igual a la carga que lleve el ion y deberá ser igual a la

Suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que formen el ion.

6. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que forman una molécula neutra debe ser cero.

Ejemplo: El número de oxidación del ion sulfato SO_4^{2-} es $-II$; entonces, como el número de oxidación del oxígeno es $-II$, el número total de oxidación de los cuatro átomos de oxígeno es $-VIII$. Puesto que la suma algebraica de los números de oxidación debe dar $-II$, deducimos que el número de oxidación del azufre debe ser de $+VI$.

Ejemplo. En el ácido nítrico HNO_3 el número de oxidación total de los tres oxígenos es $-VI$, y como el número de oxidación del hidrógeno es $+1$, deducimos que el número de oxidación del nitrógeno es $+V$ para que la suma de todos los números de oxidación de cero.

Ejemplo. En el compuesto $KClO_4$ ¿cuál es el número de oxidación del cloro?

Número de oxidación del potasio = $+1$

Número de oxidación de cuatro oxígenos = $-VIII$

Total = $-VII$

Como el número de oxidación del compuesto debe ser cero, se deduce que el número de oxidación del cloro debe ser $+VII$.

FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS. SU NOTACION Y NOMENCLATURA.

Se llama función química al conjunto de propiedades comunes a un grupo de compuestos similares.

A. PRINCIPALES FUNCIONES INORGANICAS.

1. FUNCIÓN ÓXIDO.

Los óxidos pueden ser: peróxidos, óxidos ácidos o anhídridos y óxidos básicos. Ordinariamente los óxidos básicos son óxidos metálicos y los óxidos ácidos son ametálicos (o sea, óxidos de elementos no metales).

Preparación de óxidos metálicos.

a) Descomposición térmica de sales de oxidación tales como el carbonato o el nitrato. Este método sólo es adecuado para ciertos metales:



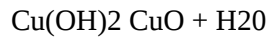
CARBONATO OXIDO DE DIOXIDO

DE ZINC ZINC DE CARBONO



NITRATO DE OXIDO DE DIOXIDO DE OXIGENO

PLOMO (III) PLOMO (III) NITROGENO

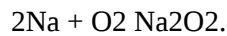


HIDROXIDO OXIDO AGUA

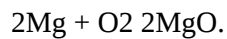
DE COBRE(III) DE COBRE(II)

c) Por combinación directa de los elementos y el oxígeno.

Es el único método posible para óxidos de elementos altamente electropositivos, porque la descomposición de otros compuestos que contengan oxígeno es difícil:



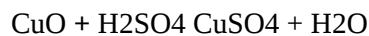
SODIO OXÍGENO PEROXIDO DE SODIO



MAGNESIO OXÍGENO OXIDO DE MAGNESIO

Propiedades.

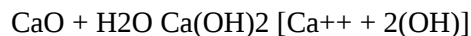
La mayoría de los óxidos metálicos se pueden describir como óxidos básicos, esto es, reaccionan con los ácidos para producir sales y agua solamente:



OXIDO DE ACÍDO SULFATO DE AGUA

COBRE (III) SULFÚRICO COBRE (III)

Algunos óxidos básicos son también alcalinos, esto es, reaccionan en el agua para producir hidróxidos solubles o álcalis:



OXIDO DE AGUA HIDROXIDO -IONES IONES

CALCIO DE CALCIO OXHIDRILO

CALCIO

Los óxidos alcalinos se forman exclusivamente con metales muy electropositivos.

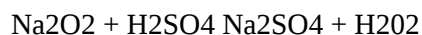
Los peróxidos se forman también con metales muy electropositivos. Son sales del peróxido de hidrógeno y contienen el ion O_2^{2-} . Reaccionan con el agua para producir oxígeno y un hidróxido, y con ácidos diluidos

muy fríos para producir una solución de peróxido de hidrógeno y una sal:



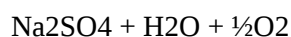
PEROXIDO AGUA HIDROXIDO OXÍGENO

DE SODIO DE SODIO DE SODIO



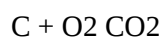
peróxido ácido sulfato peróxido

de sodio sulfúrico de sodio de hidrogeno



Preparación de óxidos no metálicos

a) Combinación directa de los elementos:



CARBONO OXÍGENO DIOXIDO

DE CARBONO

b) Descomposición del oxiácido (un ácido que contiene hidrógeno, oxígeno y el no metal).

El oxiácido se puede producir si se trata su sal con otro ácido. Cuando el no metal es débilmente electronegativo la descomposición puede ser espontánea:



ACIDO AGUA OXIDO DE SILICO (IV)

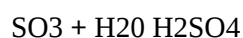
METALCILICO

.

O bien puede ser necesario usar un agente deshidratante.

Propiedades.

La mayoría de los óxidos de los no metales son anhídridos, esto es, pueden reaccionar con agua para producir oxiácidos:



OXIDO DE AGUA ACIDO SULFÚRICO

AZUFRE(IV)

Sin embargo, hay algunos que si bien no pueden reaccionar con agua para producir ácidos, pueden combinarse con álcalis para producir sales y, por consiguiente, se pueden clasificar como ácidos.

Nota: La IUPAC recomienda abandonar el nombre anhídrido y usar el nombre del óxido de que se trate.

FUNCIÓN BASE

Las bases son sustancias que aceptan protones. Reaccionan con los ácidos para producir sales o

sales y agua. El amoníaco, los óxidos y los hidróxidos metálicos son bases inorgánicas.

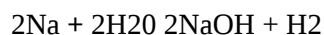
Alcalis. Se llaman así las bases solubles. Producen iones hidroxilo en solución acuosa. El hidróxido de amonio y los hidróxidos metálicos solubles son álcalis.

Hidróxidos metálicos. Estos compuestos metálicos pueden tener solamente propiedades básicas y a veces pueden tener propiedades alcalinas.

Preparación.

Reacción de Un metal con agua fría.

a) Este método solo es adecuado para metales muy electropositivos y producen un hidróxido alcalino



SODIO AGUA HIDROXIDO HIDROGENO

DE SODIO

b) Reacción de un óxido metálico con agua.

Esto sólo es posible si el metal es muy electropositivo; el producto es un álcali:



OXIDO AGUA HIDRÓXIDO IONES IONES

DE CALCIO DE CALCIO CALCIO HIDRÓXIDO

- Se obtienen los hidróxidos insolubles por precipitación de soluciones de sales metálicas y

álcalis:



SULFATO HIDRÓXIDO HIDRÓXIDO SULFATO

DE COBRE (III) DE SODIO DE COBRE(III) DE SODIO

Propiedades.

Como los hidróxidos son bases, reaccionan con los ácidos para producir sales y agua solamente:



HIDRÓXIDO ACÍDO CLORURO

DE HIERRO III CLORHI- DE HIERRO (III)

DRICO

Los hidróxidos formados por metales muy elec-tropositivos son llamados álcalis porque, como son solubles, aumentan la concentración de iones hidroxilo en el agua. Los hidróxilos de sodio y de potasio son muy solubles; el hidróxido de calcio tiene una solubilidad muy limitada y el hidróxido de magnesio es casi insoluble y su alcalinidad es muy pequeña. Los hidróxidos de los metales abajo del magnesio son insolubles en agua.

La estabilidad al calor, lo mismo que el carácter alcalino, está relacionada con una gran elec-tropositividad. Los hidróxidos de sodio y de potasio no se descomponen al calentarse; el de calcio se descompone a 6000C y la descomposición se hace progresivamente más fácil conforme disminuye la electropositividad. Así, por ejemplo, el hidróxido de cobre (II) se descompone y produce el óxido al calentarse en suspensión acuosa:



HIDROXIDO ÓXIDO AGUA

DE COBRE (III) DE COBRE (III)

FUNCIÓN ACIDO

Ácidos. Son sustancias que producen iones hidrógeno (protones) en solución acuosa. Cada protón lleva consigo una molécula de agua unida mediante un enlace coordinado. Como las moléculas de agua, ligadas a los iones, ordinariamente se omiten de las ecuaciones, el ion hidrógeno se representa por H^+ en vez de escribirlo H_3O^+

Fuerza de los ácidos.

Muchos ácidos existen unidos por el enlace covalente y también en forma ionizada. La acidez, o concentración del ion hidrógeno, depende de las condiciones y de la naturaleza del ácido. La mayoría de los ácidos concentrados están ionizados sólo ligeramente, pero en solución acuosa la ionización puede ser completa.

Se entiende por fuerza de un ácido el grado de ionización que alcanza en solución acuosa.

Las soluciones de ácidos fuertes tales como el clorhídrico el- nítrico y el sulfúrico cambian la fenolftaleína de púrpura a incolora, el tornasol de azul a rojo y al anaranjado de metilo lo vuelven rosa

Los ácidos débiles, tales como el ácido carbónico, no afectan al anaranjado de metilo.

Radicales ácidos. Son los iones negativos que se forman cuando se quitan iones hidrógeno a las moléculas de los ácidos.

Oxiácidos no metálicos. Nomenclatura. Cuando un no metal forma más de un oxiácido, como consecuencia de su valencia variable, los nombres de los ácidos indican, mediante sufijos y prefijos, el número relativo de átomos de oxígeno que existen en la molécula. A partir del mínimo número de átomos de oxígeno, el orden de

los prefijos y de los sufijos (O de ambos) es como sigue:

HIPO -- OSO OSO ICO PER -- ICO

HCIO HCIO₂ HCIO₃ HCIO₄

HIPOCLOROSO CLOROSO CLORICO PERCLÓRICO

Las sales correspondientes son hipocloritos, cíoritos, cloratos, percloratos.

Preparación:

a) Acción del agua sobre el anhídrido:

$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$

ÓXIDO DE AGUA ÁCIDO

FÓSFORO (V) ORTOFOSFÓRICO

- Acción de la sal del ácido sobre otro ácido de punto de ebullición más elevado. Ordinariamente se usa en estos casos ácido sulfúrico concentrado:

$KNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HNO_3$

NITRATO ÁCIDO HIDRÓGENO ÁCIDO

DE POTASIO SULFÚRICO SULFATO DE NÍTRICO

POTASIO

En casos como este se dice que un hidrógeno ha sido reemplazado por un átomo de potasio.

Propiedades.

Propiedades oxidantes. Los oxiaácidos que contienen una gran proporción de oxígeno, con el no metal ejerciendo su máxima valencia, a menudo pueden trabajar como agentes oxidantes en condiciones adecuadas. Así el ácido sulfúrico concentrado oxida el sulfuro de hidrógeno:

$H_2S + H_2SO_4 \rightarrow 2H_2O + SO_2 + S$

SULFURO ÁCIDO AGUA DIÓXIDO DE AZUFRE

DE SULFÚRICO AZUFRE U

HIDRÓGENO DE AZUFRE (III)

pero no actúa como agente oxidante en solución diluida. Por otra parte, el ácido nítrico tiene propiedades oxidantes tanto en estado diluido como concentrado, y el ácido orto-fosfórico no tiene propiedades oxidantes en ningunas condiciones.

Propiedades ácidas. Las soluciones acuosas de los oxiácidos tienen las reacciones características usuales con las bases y los carbonatos. Cuando esas soluciones no tienen propiedades oxidantes, ocurren las reacciones normales con los metales, produciendo hidrógeno y soluciones de sales. Este fenómeno no ocurre con todos los metales. Si los ácidos o sus soluciones acuosas tienen propiedades oxidantes, no se produce hidrógeno sino que se obtienen los productos de reducción de ácidos:

el ácido nítrico da óxidos de nitrógeno, y el ácido sulfúrico concentrado da óxido de azufre (II), sulfuro de hidrógeno o azufre.

FUNCIÓN SAL.

Sales son las sustancias que se producen cuando los iones de hidrógeno de un ácido son reemplazados por iones de un metal o por iones amonio.

Se transmiten Cargas positivas de los iones hidrógeno a los átomos de metal o a las moléculas de amoníaco.

Las soluciones ácidas y básicas se pueden clasificar conforme a su fuerza. Un ácido fuerte puede desplazar a un ácido débil de sus sales.

Las soluciones ácidas y las básicas (alcalinas) se pueden distinguir mediante el uso de indicadores. El papel indicador de tornasol se pone rojo con una solución ácida y azul cuando la solución es básica.

Las sales están generalmente 100% ionizadas.

Las soluciones ácidas y las soluciones básicas reaccionan para formar una sal más agua.

La primera parte del nombre de una sal se deriva de un ácido; la segunda parte, de un elemento metálico o una base.

Algunos elementos metálicos reaccionan con los ácidos para formar una sal más hidrógeno.

Los carbonatos son las sales del ácido carbónico. Reaccionan con ácidos más fuertes que el ácido carbónico para formar una nueva sal, agua y dióxido de carbono.

Las soluciones acuosas de las sales pueden presentar reacción ácida, básica o neutra.

Sales normales. Son aquellas en las que se ha eliminado todo el hidrógeno reemplazable y quedan formadas por un metal o iones amonio y radicales ácidos. Por ejemplo Na_2SO_4 .

Sales ácidas. Están formadas por ácidos polibásicos. En ellas sólo ha quedado reemplazada una porción del hidrógeno en tanto que la sustancia contiene radicales ácidos, iones hidrógeno y iones metálicos o de amonio. Por ejemplo KHSO_4 .

Sales anhidras. Son las que no tienen agua de cristalización. Pueden o no presentarse en cristales.

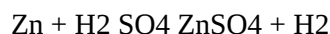
Sales hidratadas. Son las que contienen agua de cristalización. Si las sales son suficientemente estables, el agua se puede expulsar por efecto del calor para dar el compuesto anhidro.

Nomenclatura de las sales hidratadas. Una sal hidratada se llama mono, di, tetra, penta, etcétera, según el número de moléculas de agua que tenga en su fórmula condensada, por ejemplo:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, sulfato de cobre (II) 5 de agua o pentahidratado.

Métodos de preparación de sales solubles:

a) Reacción de un ácido con un metal:



ZINC ÁCIDO SULFATO HIDRÓGENO

SULFÚRICO DE ZINC

b) Reacción de un ácido con una base:



HIDRÓXIDO ÁCIDO CLORURO AGUA

DE CLORHÍ - DE

MAGNESIO DRICO MAGNESIO



ÓXIDO ÁCIDO NITRATO AGUA

DE CALCIO NÍTRICO DE CALCIO

c) Reacción de un ácido con un carbonato (o hidrógeno carbonato).

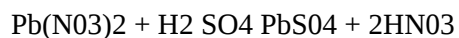


CARBONATO ÁCIDO CLORURO AGUA DIÓXIDO

DE CLORHÍDRICO DE DE

SODIO SODIO CARBONO

Preparación de sales insolubles. Método de precipitación. Se mezcla una solución que contenga los iones metálicos necesarios con una solución que contenga el radical ácido requerido. El sólido insoluble en suspensión se separa por filtración (**O** centrifugación):



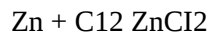
NITRATO ÁCIDO SULFATO ÁCIDO

DE SULFÚRICO DE NÍTRICO

PLOMO (III) PLOMO (III)

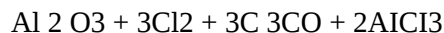
preparación de cloruros metálicos anhidros.

Los cloruros anhidros de metales moderada o débilmente electropositivos se preparan haciendo pasar cloro por el metal calentado o por una mezcla del óxido metálico y carbón:



ZINC CLORO CLORURO

DE ZINC



Oxido de Cloro Carbono Monoxido Cloruro

Aluminio de carbono de aluminio

NOMENCLATURA DE LAS FUNCIONES INORGÁNICAS.

ÓXIDOS.

Los óxidos son compuestos binarios formados por oxígeno y otro elemento, ya sea metal o no metal. Se clasifican en:

- a) Óxidos con tendencia ácida o anhídridos.
- b) Óxidos con tendencia básica u óxidos básicos.
- c) Peróxidos.

a) ÓXIDOS ANHÍDRIDOS O ÁCIDOS.

Son ciertos compuestos binarios de oxígeno con un no metal. Su característica fundamental es que se combinan con el agua formando ácidos. Es esta reacción la que explica el nombre de "anhídrido", que quiere decir "sin agua", porque al quitar agua a un ácido se obtiene el anhídrido de dicho ácido.

Nota: Es conveniente saber que la IUPAC recomienda se abandone la denominación anhídrido en la nomenclatura de los óxidos.

NOMENCLATURA

Se pueden considerar tres casos, según que el no metal dé lugar a la formación de uno, dos o cuatro anhídridos.

El no metal forma cuatro anhídridos.

1. Para designar el primer anhídrido, o sea aquél para el cual el no metal presenta la mayor valencia, se emplea como nombre genérico la palabra anhídrido; para obtener el nombre específico, al nombre del no metal se le añade el prefijo per y el sufijo ico.

2. Para el anhídrido correspondiente a la siguiente valencia del no metal, el nombre específico es igual al del anterior anhídrido, pero suprimiendo el prefijo per y conservando el sufijo ico.

3. En el anhídrido correspondiente a la valencia siguiente inferior del no metal, se usará el nombre del anterior, cambiando el sufijo ico por Oso.

4. Por último, en el caso de la mínima valencia del no metal, al nombre del anterior anhídrido se le agrega el prefijo hipo.

FÓRMULA NOMBRE GENÉRICO NOMBRE ESPECÍFICO

Br₂ 07 ANHÍDRIDO PERBRÓMICO Br₂ 05 ANHÍDRIDO BRÓMICO Br₂ 03 ANHÍDRIDO BROMOSO
Br₂ 0 ANHÍDRIDO HIPOBROMOSO

El no metal da lugar a dos anhídridos.

El anhídrido en que el no metal se combina con la mayor valencia se nombra agregando el sufijo -ico al nombre del no metal.

Cuando el no metal presenta la mínima valencia se añade a su nombre el sufijo -oso, para formar el nombre específico.

FÓRMULA NOMBRE GENÉRICO NOMBRE ESPECÍFICO

Se 03 ANHÍDRIDO SELENICO

Se₂ 02 ANHÍDRIDO SELENIOSO

El no metal da lugar a un solo anhídrido. El nombre genérico es anhídrido y el específico es el nombre del no metal con el sufijo -ico.

FÓRMULA NOMBRE GENÉRICO NOMBRE ESPECÍFICO

Ge 02 ANHÍDRIDO GERMÁNICO

Si 02 ANHÍDRIDO SILICICO

C 02 ANHÍDRIDO CARBÓNICO

b) ÓXIDOS BÁSICOS.

Son compuestos binarios de oxígeno y un metal; presentan la propiedad de que al combinarse con el agua forman bases o hidróxidos, según se detallará más adelante.

NOMENCLATURA

Se pueden considerar tres casos:

Los metales alcalinos del grupo 1-A, tales como K, Na, Li, etcétera, y los alcalinotérreos del grupo II-A, como el Be, Ca, Sr. Dan lugar a un solo óxido. Para nombrarlos se emplea como nombre genérico la palabra óxido y la preposición de seguida del nombre del metal.

Por ejemplo:

FÓRMULA NOMBRE GENÉRICO NOMBRE ESPECÍFICO

Na₂ O ÓXIDO DE SODIO

Li₂ O ÓXIDO DE LITIO

Be O ÓXIDO DE BERILIO

Mg O ÓXIDO DE MAGNESIO

En este segundo caso entran algunos metales de los grupos I-B y II-B tales como el Cu, Hg y Au; así como también algunos del grupo VIII-B como el Fe, Co, Ni, Pt y Pd, que dan lugar a dos óxidos. Para nombrarlos, se usa aquí también el nombre genérico óxido y después se indica el metal por su nombre común y se agrega un número romano con la valencia en que esté trabajando con el oxígeno.

Por ejemplo:

FÓRMULA NOMBRE GENÉRICO NOMBRE ESPECÍFICO

Cu₂ O ÓXIDO DE COBRE (I)

Cu O ÓXIDO DE COBRE (II)

Hg₂O ÓXIDO DE MERCURIO (I)

Hg O ÓXIDO DE MERCURIO (II)

Au₂ O ÓXIDO DE ORO (I)

Au₂ O₃ ÓXIDO DE ORO (III)

Fe O ÓXIDO DE FIERRO (II)

Fe₂ O₃ ÓXIDO DE FIERRO (III)

Los elementos de transición al combinarse con el oxígeno formarán generalmente óxidos si la valencia positiva es inferior a IV, y formarán anhídridos si es mayor de IV.

c) **PERÓXIDOS.**

Son compuestos binarios de oxígeno y un metal. En ellos hay un enlace entre dos átomos de oxígeno (como se aclara en las "fórmulas desarrolladas" del siguiente cuadro) que no hay en los óxidos ni en los anhídridos.

La nomenclatura de los peróxidos es como sigue:

El nombre genérico será la palabra peróxido y el específico el nombre del metal precedido de la preposición de.

Ejemplos:

FÓRMULA FÓRMULA NOMBRE NOMBRE

CONDENSADA DESARROLLADA GENÉRICO ESPECÍFICO

Na₂O₂ Na-O-O-Na PERÓXIDO DE SODIO

H₂O₂ H-O-O-H PERÓXIDO DE HIDROGENO

O

BaO₂ Ba PERÓXIDO DE BARIO

O

Ácidos:

CLASIFICACIÓN DE LOS ÁCIDOS.

Se llaman ácidos a las sustancias que en solución acuosa proporcionan iones hidrógeno o pro-tones (H⁺), los cuales pueden reaccionar con una molécula de H₂O para dar el ion (H₃O⁺) llamado hidronio. Debe entenderse que los iones (H⁺) son cedidos por la sustancia que se disuelve en el agua.

En general, podemos dividir a los ácidos en dos grupos: hidrácidos y oxiácidos.

REGLAS DE NOMENCLATURA.

Por ser este tipo de compuestos muy complejos en lo que se refiere a su estructura química, lo abordaremos presentando dos casos:

1. Conociendo la fórmula determinar el nombre del ácido, y
2. Sabiendo el nombre determinar la fórmula del ácido.

Hidrácido: Son los compuestos binarios del hidrógeno con los no metales de los grupos VII-A y VI-A de la Tabla Periódica (exceptuando el oxígeno, que al combinarse con el hidrógeno forma agua).

Primer Caso: Fórmula conocida, nombre desconocido.

a) Identificación del hidrácido: Para ello se ve si la molécula del compuesto sólo contiene hidrógeno y un no metal. De ser así, el Compuesto es un hidrácido.

b) En todos los ácidos (sean hidrácidos u oxiácidos) la palabra genérica es ácido, y en los hidrácidos la palabra específica, o sea la que nos definirá el nombre del compuesto, será el nombre del no metal con el sufijo -hídrico.

Para ilustrar esta regla con los hidrácidos utilizaremos los elementos no metálicos de los grupos VI-A y VII-A de la Tabla de Mendeléyev (exceptuando el oxígeno) por ser los que más comúnmente forman hidrácidos.

FÓRMULA NOMBRE GENÉRICO NOMBRE ESPECÍFICO

H₂S ÁCIDO SULFHÍDRICO

H₂Se ÁCIDO SELENHÍDRICO

H₂Te ÁCIDO TELURHÍDRICO

H F ÁCIDO FLUORHÍDRICO

H Cl ÁCIDO CLORHÍDRICO

H Br ÁCIDO BROMHÍDRICO

H I ÁCIDO YODHÍDRICO

Segundo Caso: Nombre conocido, fórmula des-conocida.

a) El primer paso será escribir el hidrógeno poniendo encima su valencia (siempre +1. Al lado del hidrógeno se escribe el símbolo del no metal, poniendo arriba su valencia mínima negati-**va**.

b) Los números que expresan la valencia de un elemento pasan como subíndices del elemento acompañante. Como el hidrógeno actúa siempre con valencia uno, el no metal quedará sin subíndice, pues en las fórmulas nunca se pone el sub-índice 1.

NOMBRE PROCEDIMIENTO FORMULA

ÁCIDO SELENHÍDRICO H⁺¹ Se² H₂ Se

ÁCIDO TELURHÍDRICO H⁺¹ Te² H₂ Te

ACIDO FLUORHIDRICO H⁺¹ F⁻¹ H F

ACIDO CLORHIDRICO H⁺¹ Cl⁻¹ H Cl

Oxiácidos. Son compuestos ternarios de hidrógeno, oxígeno y un no metal. En ellos el protón (H⁺) está unido a un átomo de oxígeno y éste,

a su vez, se encuentra enlazado al átomo central (no metal). Estos compuestos se consideran derivados de los anhídridos, ya que al reaccionar éstos con el agua producen oxiácidos.

Primer Caso. Fórmula conocida, nombre des-conocido.

a) Identificación del oxiácido: si además del hidrógeno característico encontramos un no metal unido al oxígeno, tendremos un oxiácido, por ejemplo: HClO.

b) El protón unido a un átomo de oxígeno y el no metal a otro u otros átomos de oxígeno, por ejemplo: H₂SO₄ (ver fórmula desarrollada). El nombre genérico es ácido y el específico el nombre del no metal con los prefijos y sufijos correspondientes, de acuerdo con la valencia con que actúe el no metal, según la siguiente tabla.

TABLA DE PREFIJOS Y SUFIJOS

VALENCIA PREFIJO SUFIJO

FIJA UNA SOLA I O

VARIAS

VALENCIA I O II O O

VALENCIA III o IV HIPO OSO

VALENCIA V o VI ICO

VALENCIA VII u VIII PER- ICO

De acuerdo con la tabla anterior se da el nombre a los ácidos que tienen el mismo átomo central, pero con diferentes valencias.

El de menor valencia se denominará ácido hipo... oso (valencias +I o +II).

Los que tienen valencias + III o + IV se llamarán ácido. Oso.

Las que tienen valencia + V o + VI se llamarán ácido ...ico.

Los que tienen valencia +VII o +VIII se denominarán ácido per ...ico.

C) Ya que la palabra específica depende de las valencias del no metal, es preciso saber cómo averiguarías. Para ello partimos de que siempre el hidrógeno actúa con una valencia positiva y el Oxígeno con dos negativas.

Como toda la molécula es eléctricamente neutra, el número de cargas o valencias positivas debe ser igual al de cargas o valencias negativas; la valencia del no metal se encontrará por la diferencia entre las cargas del O y del H.

Veamos algunos ejemplos:

[2 + 6 - 8] **Tenemos** 2(H+) 2 valencias positivas. H₂ S O₄ (O⁻) = 8 valencias negativas.

El azufre debe tener +VI para que sumadas a las +II de los hidrógenos tengamos el total

positivas igual al total de negativas(-8) por consiguiente el sufijo es ico:

$$3(+1) = +3 + 5 - 4(-2) = -8$$

K₃ AsO₄ H₃ As O₄

El As debe tener +V para que el total de positivas neutralice las 8 valencias negativas. Por consiguiente el sufijo es ico

Segundo caso; Nombre conocido fórmula desconocida.

A veces se prefiere aprender el nombre y la valencia de los radicales (que ya se mencionaron anteriormente) e igualar las valencias del radical (negativas) con iones hidrógeno (positivos).

Ejemplos:

1. Acido clórico

a) Radical clorato: ClO₃⁻

- Se neutraliza con un protón: H⁺ ClO₃, resulta HClO₃

- 2) –Acido sulfúrico.

a) radical sulfato $\text{SO}_4=4$

b) $\text{H}^+ + 2\text{SO}_4$ resulta H_2SO_4

TABLA DE OXIACIDOS

NOMBRE

VALENCIA ESPECIFICO FÓRMULA TOTAL DE DEL NOMBRE (ver tabla de prefijos

CONDENSADA VALENCIA NO METAL GENÉRICO y sufijos)

+3 +3 (-2) x 3

H_3AsO_3 +III ÁCIDO ARSENIOSO

+2 +4 (-2) x 3

H_2SeO_3 +IV SELENIOSO

+2 +6 (-2) x 4

H_2SeO_4 +VI SELÉNICO

+2+ 4 (-2) x 3

H_2CO_3 +IV CARBÓNICO

(valencia fija)

1+1 - 2

HClO +I HIPOCLOROSO

+1 +3 - 4

HClO_2 +III CLOROSO

+1+5 -6

HClO_3 +V CLÓRICO

+1 +7 - 8

HClO_4 +VII PERCLÓRICO

+2+4-6

H_2SO_3 +IV SULFUROSO

+2+6 -8

H₂ S O₄ H₂ S O₄ +VI SULFÚRICO

+2 12/2 = +6-14

H₂ S₂ O₇ H₂ S₂ O₇ +VI DISULFÚRICO

(nomenclatura especial)

+1+3-4

H N O₂ H N O₂ +III NITROSO

+1 +5 -6

H N O₃ H N O₃ +V NÍTRICO

+1+7-8

HMn O₄ H Mn O₄ +VII PERMANGÁNICO

+2+6-8

H₂ Mn O₄ H₂ Mn O₄ +VI MANGÁNICO

+3+ 1- 4

H₃ As O₄ H₃ As O₄ +V ARSÉNICO

+3+1- 4

H₃ P O₂ H₃ P O₂ +I HIPOFOSFOROSO

+3+3 - 6

H₃ P O₃ H₃ P O₃ +III FOSFOROSO

+3+5 - 8

H₃ P O₄ H₃ P O₄ +V FOSFÓRICO

+2 +6 -8

H₂ Cr O₄ H₂ Cr O₄ +VI CRÓMICO

(el Cr tiene

valencia variable)

BASES.

Una base es un compuesto que está formado por la unión de un ion de carácter metálico, ejemplo: Fe^{+3} , Al^{+3} , Na^{+1} , Li^{+1} , etcétera, con iones hidroxilo (OH^-)

A las bases que son solubles se les llama álcalis; éstos, en solución acuosa, se ionizan, proporcionando iones hidroxilo y de aquí que se llame también hidróxidos a las bases.

Las bases o hidróxidos se producen al reaccionar un óxido metálico con agua.

Ejemplo:



ÓXIDO DE AGUA HIDRÓXIDO DE

COBRE III COBRE (III)

Primer caso. Fórmula conocida, nombre desconocido.

1. Identificación del compuesto: si en la fórmula aparecen tantos hidrógenos como oxígenos y además un metal, podemos tener un hidróxido. Puede presentarse el caso de que tanto el hidrógeno como el oxígeno existan en las mismas cantidades, sin que por ello constituyan forzosamente un hidróxido, y entonces es preciso un análisis más detallado de la fórmula. Para que el compuesto sea hidróxido es preciso que todos los oxígenos e hidrógenos se encuentren unidos formando iones (OH^-), de no ser así, o sea si los átomos de hidrógeno y oxígeno se encuentran separados, el compuesto será un oxoácido.

2. Identificada la base o hidróxido utilizaremos como palabra genérica el término hidróxido.

3. Se procede como sigue:

a) Para encontrar la palabra específica, es preciso deducir la valencia con que actúe el metal (2 casos):

(1). Si el metal tiene valencia fija el nombre será hidróxido de "nombre del metal". Ejemplo:

Hidróxido sódico o hidróxido de sodio.

Si el metal tiene valencia variable después del nombre del metal se escribirá su valencia con números romanos.

Nunca se presentan más de dos hidróxidos de un metal dado.

b) Para obtener las valencias del metal compensaremos las Cargas negativas de los (OH^-) con cargas positivas que proporcionarán los metales, siendo éstas las valencias de los mismos:

VALENCIA

FÓRMULA DEL METAL NOMBRE

+ 1 -1

Na OH Na OH +I (FIJA) HIDRÓXIDO DE SODIO

+1 -1

K OH K OH +I (FIJA) HIDRÓXIDO DE POTASIO

+1-1

NH₄ OH* NH₄ OH +I (FIJA) HIDRÓXIDO DE AMONIO

+2 - 2

Ca (OH)₂ Ca (OH)₂ +II (FIJA) HIDRÓXIDO DE CALCIO

+2 -2

Ba (OH)₂ Ba (OH)₂ +II (FIJA) HIDRÓXIDO DE BARIO +1 -1

Cu (OH) CU (OH) +I (variable) HIDRÓXIDO DE COBRE (I)

+ 2 - 2

CU (OH)₂ CU (OH)₂ +II (variable) HIDRÓXIDO DE COBRE(II)

+2 -2

Fe (OH)₂ Fe (OH)₂ +II (variable) HIDRÓXIDO DE FIERRO (II)

+3 -3

Fe (OH)₃ Fe (OH)₃ +III(variable) HIDRÓXIDO DE FIERRO (III)

+1 -1

LI (OH) LI (OH) +I (FIJA) HIDRÓXIDO DE LITIO

+3 -3

Al (OH)₃ Al (OH)₃ +III(FIJA) HIDRÓXIDO DE ALUMINIO

+2 -2

Zn (OH)₂ Zn (OH) 2 +II(FIJA) HIDRÓXIDO DE CINC

+2 -2

Mg (OH)₂ Mg (OH)₂ +II(FIJA) HIDRÓXIDO DE MAGNESIO

El NH₄OH es la única base que no está formada por un metaÍ, sino por eÍ radical amonio; NH₄⁺.

Segundo caso: Nombre Conocido, fórmula desconocida.

- Se escribe el símbolo del metal y a continuación el radical oxhidrilo (OH) negativo y

Monovalente.

2 Sobre el símbolo del metal se escriben las valencias que le correspondan según el número romano que lleva el nombre del hidróxido.

Nota: CUANDO un metal actúe con una valencia mayor de 4, pierde su carácter metálico y con el Oxígeno formará anhídridos en lugar de óxidos metálicos, en tanto que los anhídridos formarán oxiácidos en vez de hidróxidos, como sucede con el Mn y con el Cr.

3. Las valencias indicadas se ponen como sub-índices del elemento o radical adyacente. Si el metal tiene valencia +1 no se le pone el subíndice al radical hidroxilo. No olvidar que el radical (OH) tiene valencia -1, por lo que no se pone subíndice al metal.

Ejemplo ilustrativo:

Obtener la fórmula del hidróxido de hierro (II).

1. Primer paso. Fe (OH)

2. Segundo paso. La valencia que le corresponde al Fe es +II La valencia del radical (OH) es -1.

3. Tercer paso. +2 -1

• Fe (OH)

El resultado es la fórmula Fe (OH)₂: hidróxido de hierro(II)

NOMBRE DESARROLLO FÓRMULA

+1 - 1

HIDRÓXIDO DE POTASIO K (OH) K OH

+1 -1

HIDRÓXIDO DE AMONIO NH₄ OH NH₄ OH

+1 -1

HIDRÓXIDO DE PLATA Ag (OH) Ag OH

+2 -1

HIDRÓXIDO DE CALCIO Ca (OH) Ca (OH)₂

+2 -1

HIDRÓXIDO DE BARIO Ba (OH) Ba (OH)₂

+2 -1

HIDRÓXIDO DE COBRE (II) Cu (OH) Cu (OH)₂

+1 -1

HIDRÓXIDO DE COBRE (I) Cu (OH) Cu OH

+3 -1 HIDRÓXIDO DE FIERRO (III) Fe (OH) Fe (OH)_3

2 - 1

HIDRÓXIDO DE FIERRO (II) Fe (OH) Fe (OH)_2

4o.INDICADORES.

Los indicadores son sustancias anfóteras. Es decir, dan una reacción en medio ácido y otra reacción en medio alcalino o básico. Pero además tienen la característica de que en una o en ambas reacciones se obtienen como producto compuestos que colorean la solución. A continuación se da una tabla con varios indicadores importantes y las coloraciones que dan en solución ácida y en solución alcalina.

INDICADORES COLORACIONES

EN SOL.ACIDA EN SOL ALCALINA

ANARANJADO DE METILO EN ROJO AMARILLO

SOLUCIÓN ACUOSA AL 1%.

ROJO DE METILO EN SOLUCION ROJO AMARILLO

ALCOHÓLICA AL 0.2%.

TORNASOL EN SOLUCION ACUOSA ROJO AZUL

AL 0. 5%.

FENOLFTALEINA EN SOLUCIÓN INCOLORO CARMÍN

ALCOHÓLICA AL 0.1%.

ACTIVIDADES complementarias al tema.

1. Práctica

Acidos y bases.

Objetivo.

Estudio experimental de los principales ácidos y bases. Reactivos para reconocerlos.

Aparatos, materiales y sustancias.

Matraces, frascos grandes, frascos de reactivos, vasos de precipitados, embudo, tubos de ensayo, mechero, trípode, tela de alambre, gradilla, agitador de vidrio; papel filtro; tornasol, azufre, cal apagada, sosa cáustica, ácido clorhídrico.

Procedimiento

lo. En un vaso se quema un poco de azufre, se tapa con un cristal, se invierte y se introduce en agua que se ha coloreado ligeramente de azul con tintura de tornasol. El agua penetra parcialmente en el vaso. ¿Qué cambio de color se observa? ¿Qué cambio se observa al humedecer con ese líquido el papel de tornasol azul?

2o. A la cal apagada obtenida rociando agua sobre un poco de cal viva, se le añade agua abundante para tratar de disolverla agitando. Después se filtra (Figura 30) y el líquido obtenido, llamado agua de cal, se prueba con papel tornasol teñido de rojo con un ácido. ¿Qué cambio sufre el papel?

la cal no disuelta

con cal

y agua

se hace agua

lechada de cal de cal

Fig. 30. Preparación del agua de cal a partir de la lechada de cal.

Nota: Cuando se usa el papel tornasol (rojo o azul) la manera de probarlo es la siguiente: en una porción. seca del papel se pone una gota que se saca mediante un agitador de vidrio. Si en el papel tornasol azul se pone una gota de agua de cal ¿qué pasa?

3o. Se prepara una solución de sosa cáustica disolviendo en agua unos pedacitos de esa sustancia. En un vaso que contenga solución azul de tornasol se ponen unas gotas de ácido clorhídrico. Se observa que toma color rojo. Si se le vierten después unas gotas de la solución de sosa, se vuelve azul nuevamente.

solución

de sosa cáustica El tornasol se

vuelve azul

agua con tintura de tornasol

solución de ácido

clorhídrico

el tornasol

se vuelve

rojo

3er vaso

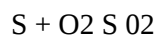
Fig. 31. Una solución básica vuelve azul el tornasol; una solución ácida lo vuelve rojo.

Observaciones y comentarios.

1°. El gas que resulta de quemar el azufre, al disolverse en agua tiñe de rojo la tintura azul de torna-sol. Ese cambio de color ocurre cada vez que se ensaya un ácido.

Si el tornasol así enrojecido se vuelve a poner en contacto con un ácido ya no cambia de color.

El gas que se forma al quemar **el azufre es S02**, que combinado con agua da ácido sulfuroso, de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



AZUFRE OXIGENO OXIDO

DE AZUFRE (IV)



AGUA ÓXIDO ÁCIDO

DE AZUFRE (IV) SULFUROSO

2o. Al poner una gota de agua de cal en el papel tornasol rojo se vuelve azul el papel. Esta es la manera de reconocer una base. En cambio, sobre el papel tornasol azul no tiene ningún efecto la solución de cal.

3o. La sosa cáustica produce el mismo efecto que el agua de cal, porque también es una base, o sea que vuelve azul al tornasol enrojecido por un ácido.

RADICALES.

Al analizar la tabla de radicales se notará que no debe suponerse que todos los hidrógenos de un ácido son reemplazables. Así por ejemplo, hasta donde conocemos, el ácido hipofosforoso (H_3PO_2) sólo tiene uno de sus tres hidrógenos reemplazable por un metal o radical, ya que nunca se ha preparado el Na_2HPO_2 o el Na_3PO_2 (por ejemplo).

El número máximo de átomos de hidrógeno en una molécula de un ácido que son reemplazables por un metal (o un radical) recibe el nombre de basicidad del ácido.

Por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl) es mono básico, dado que cada molécula de HCl contiene sólo un átomo de hidrógeno reemplazable; el ácido sulfúrico (H_2SO_4) es dibásico; el ácido fosfórico

(H_3PO_4) es tribásico.

SALES.

Reacción general de la neutralización.

Si ponemos en contacto un ácido (hidrácido u oxiácido) y una base en solución, ocurre lo que se

llama una reacción de neutralización. Los productos formados son agua y un compuesto al que se le ha dado el nombre de sal; así decimos que una sal está constituida por partículas unidas entre sí mediante fuerzas eléctricas muy intensas. El fenómeno que ocurre se expresa diciendo que el **metal** de la base ha reemplazado o sustituido al hidrógeno del ácido.

La reacción de neutralización es característica de los ácidos y las bases, y en general se puede representar así.'

ácido + base sal + agua

(reacción de neutralización)

En algunos casos no todo el hidrógeno del ácido se sustituye por el metal, formándose entonces una sal como el NaHCO_3 denominada hidrógeno carbonato de sodio (es el llamado comúnmente con el nombre incorrecto de "carbonato", que se expende en las droguerías para usos medicina-les).

ACTIVIDADES Complementarias al tema.

Experimento.

Obtención de cloruro de sodio como resultado de una neutralización.– En un Cristalizador se pone hidróxido de sodio en solución. Se agrega un poco de ácido clorhídrico y se agita. Con la punta de agitador se toma el líquido que a ella se adhiere y se toca un papel de tornasol azul. Si no se nota nada quiere decir que la solución conserva su alcalinidad o basicidad. Se agrega más ácido y se vuelve a probar el efecto de la solución en el tornasol. Así sucesivamente se sigue hasta que el papel tornasol enrojece. ¿Qué se deduce de ello?

Se agrega nuevamente la base hasta que el papel se vuelva azul. Después se agrega al cristalizador más ácido, gota a gota, hasta que el papel enrojece. En ese momento, cuando mucho, hay una gota de ácido en exceso.

Se dice que el ácido y la base se han neutralizado cuando una gota del líquido tomada con el agitador no afecta ni el tornasol azul ni el rojo.

Al evaporar el líquido se encuentra que es agua. ¿Qué es el residuo que cristaliza?

Resultados.– Cuando el papel tornasol enrojece quiere decir que la solución ya no es básica sino ácida.

El residuo que se cristaliza como consecuencia de la neutralización entre el ácido clorhídrico y la sosa cáustica es sal Común NaCl que observada con la lupa se presenta como cristales de forma de cubos.

La reacción que ha ocurrido es:

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

ÁCIDO HIDRÓXIDO CLORURO AGUA

CLORHÍDRICO DE SODIO DE SODIO

En conclusión, cuando una sustancia entra en solución produciendo iones oxhidrilo (OH), estos iones confieren a la solución las propiedades llamadas básicas o alcalinas, según se indicó anteriormente, y esas propiedades se pueden neutralizar con la cantidad adecuada de un ácido.

Obtención industrial del cloruro de sodio o sal de cocina. El agua de mar es la principal fuente de la sal de cocina (cloruro de sodio), pues la contiene disuelta en una proporción considerable además de otras sales como el sulfato de sodio (Na_2SO_4), yoduros y bromuros, etcétera, aunque

en proporción menor.

El procedimiento de extracción usado se vale del calor solar para la evaporación del agua. A este respecto se

construyen, cerca del mar, ciertos depósitos, estanques o esteros de poca profundidad y gran anchura, a fin de que presenten una gran superficie de evaporación.

En la marea alta se llena el primer estero, en él se clarifica el agua, después se pasa a un segundo estero en donde comienza a precipitarse el cloruro de sodio y, finalmente, se pasa a un tercer estero donde se evapora completamente el agua y se re-coge la sal, o bien se somete a algún tratamiento

para extraer otras sustancias que pueda contener, de acuerdo con el lugar, como son el I y el Br. La sal de cocina ordinariamente no es cloruro de sodio puro.

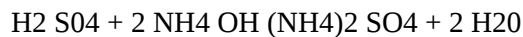
Obtención del sulfato de sodio en el laboratorio. Se pone solución de sosa en un tubo de ensayo y se colorea con unas gotas de tornasol. Se agrega ácido sulfúrico gota a gota. Al cambiar de color el tornasol se habrá efectuado la neutralización entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio, de acuerdo con la reacción:

CLASIFICACIÓN Y NOMENCLATURA DE LAS SALES.

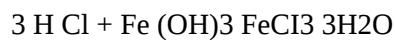
Clasificación. Se clasifican en: sales normales y sales ácidas.

Las sales normales son aquellas en que todos los hidrógenos reemplazables han sido desplazados por el metal o el radical de la base.

Ejemplos:



ÁCIDO BASE SAL AGUA



ACIDO BASE O SAL AGUA

HIDRÓXIDO CLORURO DE

FIERRO (III)

Las sales ácidas son aquellas en que sólo parte de los hidrógenos reemplazables han sido desplazados por un ion metálico quedando los otros hidrógenos formando parte de la sal. Por ejemplo, el hidrógeno sulfato de sodio, NaHSO_4 , contiene la mitad de los hidrógenos reemplazables del ácido sulfúrico reemplazados por sodio.

Si un ácido contiene dos o más átomos de hidrógeno reemplazables, no necesariamente son desplazados por el mismo ion o radical. Así, por ejemplo, el H_2SO_4 (ácido sulfúrico) puede dar las siguientes sales con diversos iones o radicales.

NaHSO_4 hidrógeno sulfato de sodio, llamado

antes bisulfato de sodio o sulfato

ácido de sodio,

Na_2SO_4 sulfato de sodio y potasio.

$\text{NH}_4 \text{Na SO}_4$ sulfato de sodio y amonio.

Nomenclatura de las sales

a) Sales normales. Para las sales normales se cambia el sufijo del ácido y se añade el nombre del radical o ion básico que desplazó el o los hidrógenos de dicho ácido.

Los sufijos de los ácidos serán sustituidos por los siguientes. para las sales.

Ácidos Sales

hídrico uro

oso ito

Co ato

ÁCIDOS SALES

H ClO ácido hipocloroso Na ClO hipoclorito de sodio

H NO_2 ácido nitroso $\text{NH}_4 \text{NO}_2$ nitrito de amonio

$\text{H}_2 \text{SO}_4$ ácido sulfúrico Zn SO_4 sulfato de zinc

H ClO_4 ácido perclórico $\text{Ca (ClO}_4)_2$ perclorato de calcio

H Br ácido bromhídrico Na Br bromuro de sodio

H Cl ácido clorhídrico $\text{NH}_4 \text{Cl}$ cloruro de amonio

b) Sales ácidas. Para las sales ácidas se utilizaban diversas nomenclaturas; a continuación ponemos un ejemplo con sus diversas denominaciones.

Na HS_4

Hidrógeno sulfato de sodio o sulfato ácido de sodio o bisulfato de sodio o sulfato monosódico.

En la actualidad sólo debe usarse la primera (designación). Algunas veces es necesario usar los prefijos di, trí, para distinguir las diferentes sales de un ácido. Entonces, por ejemplo, en el caso del ácido fosfórico como es triprótico da 3 tipos de sales:

$\text{Na H}_2 \text{PO}_4$

H_3PO_4 ácido fosfórico $\text{Na}_2 \text{HPO}_4$

$\text{Na}_3 \text{PO}_4$

c) Otra manera de clasificar las sales es de acuerdo con la clase de ácido que intervino en la reacción de neutralización: si es un hidrácido, la sal se llama haloidea (porque en los hidrácidos hay un elemento halógeno); si es un oxiácido, la sal se llama oxisal.