

DIVERSIDAD Y UNIDAD DE ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1- CONCEPTO DE CIENCIA: LA QUÍMICA.

- La *CIENCIA* es el conocimiento organizado y sistematizado del mundo físico.
- La *QUÍMICA* es la rama de la ciencia que estudia la composición, propiedades y transformaciones que afectan a la composición de la materia.

2- MATERIA Y ENERGÍA, SU CLASIFICACIÓN.

- *MATERIA* es todo aquello que tiene masa y ocupa espacio.
- *ENERGÍA* es la capacidad para efectuar trabajo. Ambas son dos manifestaciones de una misma cosa.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA: Según la propiedad de la misma que se utilice, pueden establecerse diversas clasificaciones de la misma. Así:

Según su apariencia, puede ser : $\left\{ \begin{array}{l} - \text{Homogéneas} \\ - \text{Heterogéneas} \end{array} \right.$

donde:

- Una sustancia es *HOMOGENEA* cuando tiene la misma composición y propiedades en todos sus puntos, y
- Es *HETEROGENIA* cuando tiene una composición o propiedades diferentes en unas partes que en otras.

Según su estado físico, puede ser : $\left\{ \begin{array}{l} - \text{Sólido} \\ - \text{Líquido} \\ - \text{Gas} \end{array} \right.$

donde

- Un *SOLIDO* es una porción de materia que tiene forma y volumen prácticamente constante.
- Un *LIQUIDO* es una porción de materia cuyo volumen es prácticamente constante y su forma es variable, adaptándose a la del recipiente que lo contiene.
- Un *GAS* es una porción de materia cuyo volumen y forma son variables, adaptándose a la del recipiente que lo contiene.

Según su composición, puede ser : $\left\{ \begin{array}{l} - \text{Sustancia pura} \left\{ \begin{array}{l} - \text{Elemento} \\ - \text{Compuesto} \end{array} \right. \\ - \text{mezcla} \end{array} \right.$

donde

- Una *SUSTANCIA PURA* es aquella que tiene un solo componente; no puede descomponerse en otras sustancias por métodos físicos y son todas homogéneas (uniformes en su composición y propiedades).

Las sustancias puras pueden ser:

- *ELEMENTOS* son aquellas sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples por métodos químicos ordinarios. En la actualidad se conocen unos 105 elementos que se encuentran ordenados de acuerdo con sus propiedades químicas en la TABLA o SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS
- *COMPUESTOS* son aquellas sustancias formadas por la unión química de varios elementos, que entran en proporciones fijas, y cuyas propiedades físicas y químicas son diferentes a las de sus componentes. Los compuestos pueden descomponerse por métodos químicos ordinarios dando otras sustancias más simples.
- Una *MEZCLA* es una porción de materia formada por la reunión de varias sustancias puras (elementos y/o compuestos) que entran en proporciones variables y que pueden separarse por métodos físicos.

Si la mezcla es homogénea, recibe el nombre de DISOLUCIÓN.

3- EVOLUCIÓN DE LAS TEORÍAS ATÓMICAS

El concepto del átomo es conocido desde la antigüedad, pues fue definido ya en el Siglo V a.d.c. por el filósofo griego DEMÓCRITO, como "*la parte más pequeña en que puede dividirse la materia*", aunque para él, todos los átomos eran iguales y la diferencia entre un trozo de hierro y uno de madera, por ejemplo, estaban en que en el hierro los átomos se encontraban mucho más juntos que en la madera.

Este concepto de átomo, abandonado durante toda la edad media, fue recuperado a principios del Siglo XIX por DALTON, que enunció la primera teoría atómica, cuyas ideas fundamentales son las siguientes:

- 1- *La materia está formada por átomos, que son partículas muy pequeñas que no pueden ser creadas ni destruidas.*
- 2- *Los átomos de un mismo elemento son todos iguales entre sí tanto en su masa como en las demás propiedades.*
- 3- *Los átomos de elementos distintos tienen masa y propiedades diferentes.*
- 4- *Los átomos de los elementos pueden combinarse entre originando moléculas de un compuesto, cuya masa y propiedades son diferentes a las de los elementos que lo han formado.*

A finales del Siglo XIX se empezaron a descubrir las partículas subatómicas, que son las que componen los átomos, con lo que las ideas de Demócrito y Dalton sobre la indivisibilidad de los átomos no eran del todo ciertas, pues los átomos podían dividirse, sin embargo seguían siendo ciertas algunas partes de sus ideas.

Las partículas subatómicas fundamentales son:

- El **ELECTRÓN**, descubierto en 1897 por Thompson, tiene una carga de (- 1) unidad y una masa despreciable
- El **PROTÓN**, descubierto en 1913 por Goldstein. Tiene una carga de (+ 1) unidad y una masa de 1 UMA.
- El **NEUTRÓN**, descubierto en 1932 por Chadwick. No tiene carga eléctrica y su masa es de 1 UMA.

Basándose en estos descubrimientos, aparecieron nuevas teorías atómicas que intentaban explicar la composición de los átomos, pero que aceptaban algunas de las ideas anteriores en lo referente a que el átomo es la parte más pequeña de la materia "que mantiene sus propiedades" así como las demás afirmaciones de Dalton.

Las nuevas teorías atómicas fueron las siguientes:

- **THOMPSON**, en 1898, después del descubrimiento del electrón y basándose en sus experimentos sobre el comportamiento de los átomos en los campos eléctricos, llegó a la conclusión que los átomos "*eran pequeñas esferas que contenían en su interior una serie de partículas positivas y negativas en igual número*". Esta teoría fija ya la atención en la naturaleza eléctrica de la materia.
- **RUTHERFORD**, en 1913, ideó un modelo atómico similar al sistema solar, en el que el núcleo, parte central del átomo, el núcleo, alrededor del cual giran los electrones (cargas negativas) de la misma forma que los planetas alrededor del sol.

El núcleo del átomo ocupa una pequeña parte del mismo (su radio es unas 10.000 veces más pequeño que el del átomo) y en él se encuentra toda la masa y toda la carga positiva del átomo, es decir, en él están los protones y los neutrones del átomo.

La corteza atómica, que rodea al núcleo está prácticamente vacía ya que en ella se encuentran los electrones, cuya masa es despreciable.

- **BOHR**, enunció en 1920 su teoría atómica para explicar la distribución de los electrones en la corteza del átomo. Esta teoría atómica fue ligeramente modificada por Sommerfeld, quedando finalmente reducida a los postulados siguientes

- 1- *Los electrones giran alrededor del núcleo del átomo describiendo órbitas elípticas.*
- 2- *Cuando un electrón gira en su órbita no absorbe ni emite energía.*
- 3- *Cuando un electrón cae desde una órbita a otra más interior emite energía en forma de luz, cuyo color (contenido en energía) depende tanto del átomo de que se trate como de las órbitas entre las que se mueva.*

De acuerdo con todas estas teorías atómicas, los átomos de los elementos están formados por dos partes bien diferenciadas:

La **CORTEZA**, que es la parte exterior del átomo, y en ella se encuentran los *electrones distribuidos en*

capas o niveles. Es la responsable de las propiedades químicas de los átomos.

El **NÚCLEO**, en el que se sitúan los *protones* y *los neutrones*, por lo que en él se encuentra concentrada toda la masa del átomo y es el responsable principal de las propiedades físicas del mismo: masa atómica, densidad, etc.

Puesto que en su estado fundamental los átomos son eléctricamente neutros, el número de protones del núcleo coincide con el número de electrones de la corteza, y este número se denomina *NUMERO ATÓMICO*, y es siempre el mismo para cada elemento, coincidiendo, además con la posición que ocupa dicho elemento en la tabla periódica de los elementos.

Otra de las propiedades características de los átomos es el *NUMERO MÁSIKO*, que corresponde al número de protones y neutrones que tiene el núcleo de ese átomo. Puesto que el número de neutrones de los átomos de un mismo elemento puede no ser el mismo, existirán átomos de un mismo elemento que tienen diferente número másico, por tener distinto número de neutrones en su núcleo; son los *ISÓTOPOS*.

Por todo ello, el átomo de Bohr puede considerarse como un pequeño sistema planetario en el que los electrones giran alrededor del núcleo distribuidos en diferentes capas o niveles.

4- CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS. SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS.

En la segunda mitad del siglo XIX se conocían ya más de 50 elementos químicos, algunos de ellos con propiedades químicas semejantes, por lo que los químicos de la época hicieron diversas tentativas para ordenarlos de una manera útil basándose en la comparación de sus propiedades químicas.

La primera clasificación agrupó los elementos en dos grupos:

- **Metales**: eran aquellos elementos de aspecto brillante, dúctiles, maleables y buenos conductores del calor y la electricidad.
- **No metales o metaloides**: eran aquellos elementos que no conducían el calor ni la electricidad y que no tenían ningún aspecto característico.

En 1817, el alemán J. Döbereiner organizó los elementos de tres en tres (triadas) por sus propiedades químicas semejantes: (Ca, Sr, Ba); (Cl, Br, I)

En 1865, el inglés J. Newlands ordenó los elementos conocidos según un orden creciente de sus masas atómicas, observando que las propiedades parecían repetirse cada 8 elementos (octavas).

En 1869, el alemán Lothar Meyer y sobre todo el ruso Dmitri Mendeleev ordenaron todos los elementos al observar que hay propiedades físicas y químicas que se repiten en forma periódica cuando los elementos se ordenan en orden de peso atómico creciente. Los científicos de esa época no conocían nada acerca de la estructura atómica, pero como los pesos atómicos aumentan al hacerlo el número atómico, resulta que colocaron los elementos en la secuencia apropiada. Aunque ambos llegaron prácticamente a las mismas conclusiones sobre la periodicidad de las propiedades de los elementos, fue Mendeleev quien más defendió su idea acerca del hecho que los elementos con características semejantes debían pertenecer a la misma familia, lo cual hizo que dejara varios espacios en blanco en su tabla periódica. Así, por ejemplo, no se conocían entonces ni el Galio ni el Germanio, y Mendeleev predijo tanto su existencia como sus propiedades, refiriéndose a ellos como eka-aluminio y eka-silicio. Asimismo modificó el orden de algunos elementos, tales como el Argón y Potasio, Teluro y yodo

En 1913 y después que Rutherford propusiera su modelo nuclear para el átomo, Moseley, estudiando los rayos X producidos por los diferentes elementos, descubrió el concepto de número atómico, pudiendo comprobarse entonces que la ordenación de los elementos en la Tabla Periódica propuesta por Mendeleev iba más allá de una simple ordenación por sus propiedades, ya que conectaba directamente con la propia estructura atómica de los elementos.

Actualmente se conocen muchos más elementos que en la época de Mendeleev y se conoce con más detalle la composición y propiedades de los átomos, por lo que la disposición de la Tabla Periódica de Mendeleev ha cambiado, utilizándose la llamada simplemente Tabla o Sistema Periódico, en el cual podemos observar algunas características generales:

- Los elementos se ordenan de izquierda a derecha en 7 filas horizontales (PERIODOS) y de arriba a abajo en orden creciente de número atómico, que coincide también con el de sus masas atómicas, con algunas

excepciones (Ar-K, Co-Ni y Te-I).

- Los elementos más numerosos son los metales, que ocupan el centro y lado izquierdo de la tabla. Los situados a la derecha y hacia arriba son los no metales (En negrilla sobre fondo gris). Entre unos y otros hay algunos elementos con propiedades intermedias, que son los semimetales (En recuadros con línea doble). Es frecuente, no obstante, dividir los elementos de la Tabla periódica solamente en Metales: los de la izquierda (están en recuadros con fondo blanco) y No metales, los de la derecha (están en negrilla en recuadros con fondo gris).

- Cada columna (GRUPO) se identifica con un número y los elementos que la forman tienen propiedades químicas semejantes. Algunas de ellas tienen nombres específicos:

Columna 1: ALCALINOS

Columna 2: ALCALINOTÉRREOS

Columna 17: HALÓGENOS

Columna 18: GASES NOBLES

El resto DE LOS NO METALES se conocen como familias del elemento que encabeza la columna: FAMILIA DEL OXÍGENO, FAMILIA DEL CARBONO, ETC

- Los elementos que se encuentran en una misma columna tienen los electrones distribuidos en la corteza de tal forma que en su última capa contiene el mismo número de electrones.

- Los elementos de la parte central (pertenecientes a las columnas cortas: de la 3 a la 12) reciben el nombre de METALES DE TRANSICIÓN, y los de las dos filas que aparecen separadas son los LANTÁNIDOS, los de la primera fila, y los ACTÍNIDOS, los de la segunda, y se sitúan todos en el mismo lugar. A partir del Uranio, los demás elementos son todos artificiales.

- Los GASES NOBLES, que se encuentran en la columna 18, constituyen un grupo de elementos muy estables, que se encuentran en la naturaleza en forma de átomos y no formas compuesto alguno.

- El HIDRÓGENO es el primer elemento de la tabla periódica y tiene unas propiedades especiales que hacen que no tenga cabida en ninguno de los grupos de la tabla periódica, ya que tiene como número de oxidación más frecuente 1+, como los alcalinos, pero también tiene el 1- y es un gas, como los halógenos. No obstante suele situarse encima del Litio para que la tabla sea más simétrica.

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| Cs | Ba | * | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| Fr | Ra | ** | | | | | | | | | | | | | | | |

| | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| * | La | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
| ** | Ac | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |

5 - REGLAS GENERALES DE FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

Una FORMULA es la representación abreviada de un compuesto químico en la que se indican aquellos aspectos más importantes del mismo.

Cualquier compuesto procede de la unión química de varios elementos que entran en proporciones fijas. Los elementos más importantes son los siguientes:

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|---|----------------|----------------|----------|----------|----|------------|-------------|----------|-----------|----------------|----------------|----------------------|----|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| H | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | Al | Si | P | S | Cl | Ar |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| Rb | Sr | | | | | | | | | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| Cs | Ba | | | | W | | | | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| Fr | Ra | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1+ | 2+ | | | | 6+ 3+ 2+ | 7+ 4+ 2+ | 3+ 2+ | 3+ 2+ | | 1+ (**) | 2+ (***) | 3+ | 4+ 2+ | 5+ 3+ 1+ | 6+ 4+ 2+ | 7+ 5+ 3+ 1+ | |
| 1- | | | | | | | | | | | | | 4- | 3- | 2- | 1- | 0 |

(*) El Níquel tiene 2+ y 3+ y el Platino tiene 2+ y 4+

(**) El Cobre tiene 1+ y 2+, la Plata sólo tiene 1+ y el Oro 1+ y 3+

(***) El Mercurio tiene 1+ y 2+

Los no metales, que son los que están por encima de la línea gruesa y en negrita, pueden tener valencia negativa (solo una) que corresponde a la diferencia entre la columna en que se encuentran y la última (la 18). Además, también es no-metal el Hidrógeno, cuya valencia negativa es 1-

La situación de cada elemento en la Tabla Periódica obedece a criterios químicos, y así, todos los elementos que están en una misma columna tienen unas propiedades físicas y sobre todo químicas parecidas.

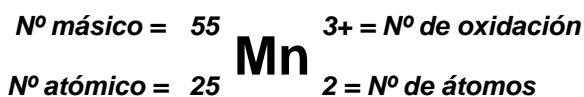
Cuando un átomo se une a otro átomo para formar un compuesto lo hace por medio de los electrones que sus átomos tienen en la parte más externa de la corteza atómica, generalmente uno de los átomos cede electrones al otro. De ahí nace el llamado "NUMERO DE OXIDACIÓN o VALENCIA" que es el número de electrones que un átomo determinado cede o gana al formar un enlace con otro átomo. Si cede electrones su número de oxidación es positivo, y si los gana, negativo.

SOLAMENTE PUEDEN TENER NUMERO DE OXIDACIÓN NEGATIVO LOS NO METALES, que son los elementos que están situados a la derecha de la tabla periódica (aparecen en negrilla), y ésta coincide con la diferencia entre el número de la columna en que se encuentran y 18 (que es la columna de los gases nobles).

SISTEMAS DE NOTACIÓN, NUMERACIÓN Y PREFIJOS NUMERALES UTILIZADOS

Las reglas generales de formulación y nomenclatura necesitan indicar diversos datos de los átomos o compuestos que se van a formular y/o nombrar.

Así, cuando queremos indicar en un átomo alguna característica, el número que nos la indica debe colocarse en una posición concreta tal y como se indica en el caso del manganeso:



donde se indican los siguientes datos del átomo:

- **Número másico:** que es el número de protones + neutrones que tiene ese átomo,

- **Número atómico:** que es el número de protones que tiene dicho átomo y coincide, además, con el lugar que ocupa en la tabla periódica,
- **Número de oxidación:** también llamado valencia, que es el número de electrones que ese átomo cede (si es positivo) o gana (si es negativo) en la formación de un enlace con otro átomo.
- **Número de átomos:** que es el número de átomos de dicho elemento que forman parte del compuesto en el que se encuentre.

Los prefijos numerales utilizados en la nomenclatura para indicar el número de átomos de cada elemento son los siguientes:

| <u>Nº de átomos</u> | <u>Prefijo</u> | <u>Nº de átomos</u> | <u>Prefijo</u> |
|---------------------|----------------|---------------------|----------------|
| 1 | MONO- | 4 | TETRA- |
| 2 | DI- | 5 | PENTA- |
| 3 | TRI- | 6 | HEXA- |
| etc. | | | |

Asimismo, todos los compuestos han de cumplir la siguiente regla general:

"La suma de los números de oxidación de todos los átomos que forman un compuesto ha de ser siempre CERO". Esta regla tiene que cumplirse ya que los enlaces entre átomos se hacen por medio de electrones, y en un compuesto formado por varios átomos, el número total de electrones que hayan cedido uno o varios átomos (los que tengan números de oxidación positivos), tienen que haberlos ganado los demás átomos que forman dicho compuesto (los que tendrán números de oxidación negativos).

SUSTANCIAS SIMPLES

Son los compuestos formados por átomos de un mismo elemento.

- **Se formulan** escribiendo el símbolo del elemento de que se trate afectado del subíndice que nos indique el número de átomos del mismo que forman la molécula.
- **Se nombran** escribiendo el nombre del elemento precedido del prefijo numeral que nos indique cuantos átomos contiene la molécula.

H_2 Dihidrógeno O_3 Trióxígeno (llamado también ozono).

COMPUESTOS BINARIOS

Son los compuestos formados por dos elementos. Uno de ellos tiene número de oxidación positivo y el otro, negativo.

Teniendo en cuenta la clasificación de los elementos en **Metales** y **No metales**, los compuestos binarios podrán ser de los tipos siguientes:

No metal - **No metal**
Metal - **No metal**
Metal - **Metal** (aunque este tipo no se va a estudiar).

Así, para decidir cual de los dos elementos que forman el compuesto binario tiene número de oxidación negativo, hemos de tener en cuenta la siguiente serie en la que se indica en orden creciente la "capacidad" para tener número de oxidación negativo de los diferentes elementos:

El grupo de elementos con menor capacidad, son los **Metales**, que no pueden tener nunca número de oxidación negativo, y entre los no metales, el orden es el siguiente:

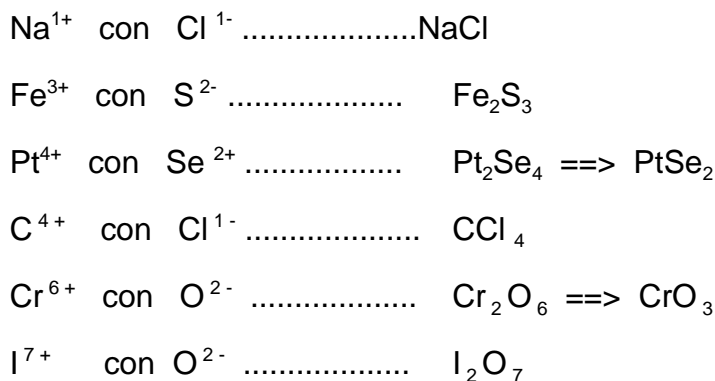
$B < Si < C < As < P < N < H < Te < Se < S < I < Br < Cl < O < F$

Por tanto, en cualquier compuesto binario formado por un *metal* y un *no metal*, el número de oxidación (valencia) negativa la tendrá siempre el **No metal**, y si se trata de un compuesto binario formado por dos *No metales*, el número de oxidación (valencia) negativa la tendrá siempre aquel que se encuentre más a la DERECHA en la serie anterior.

Para **formularlos**, se escribe SIEMPRE delante el símbolo del elemento que tenga el número de oxidación positivo seguido del símbolo del elemento que tenga el número de oxidación negativo, colocándole a cada uno

como subíndice, el número de oxidación del otro y, si se puede, se simplifica.

Por ejemplo,



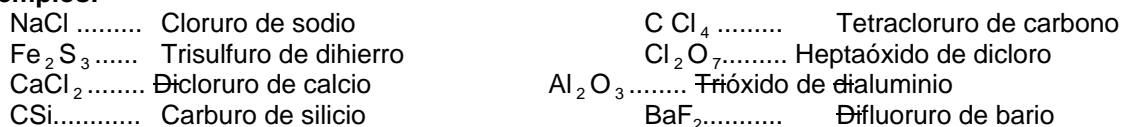
La I.U.P.A.C. admite dos maneras de nombrar estos compuestos: la **nomenclatura sistemática estequiométrica**, en la cual se indica el número de átomos de cada elemento que componen el compuesto, y la **nomenclatura sistemática funcional** en la cual se indica expresamente el número de oxidación del elemento que lo tiene positivo.

Nomenclatura sistemática estequiométrica

Se escribe el nombre del elemento que tenga número de oxidación negativo precedido del prefijo numeral que nos indique cuantos átomos de ese elemento hay, añadiéndole la terminación "**-URO**" (o "**-IDO**" si se trata del oxígeno o uno de sus derivados) seguida del nombre del elemento que tenga el número de oxidación positivo afectado del prefijo numeral correspondiente. El prefijo MONO suele omitirse, y asimismo, cuando el elemento con número de oxidación positivo solamente tiene uno, también pueden omitirse ambos prefijos numerales.

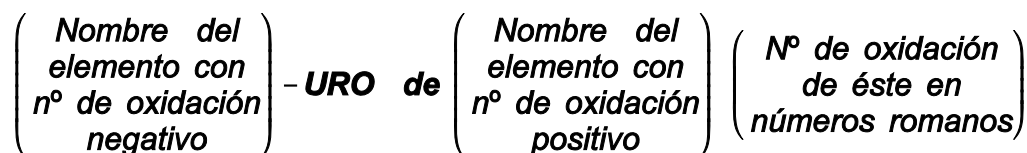


Ejemplos:



Nomenclatura sistemática funcional

Se escribe el nombre del elemento que tenga número de oxidación negativo añadiéndole la terminación "**-URO**" (o "**-IDO**" si se trata del oxígeno o uno de sus derivados) seguida del nombre del elemento que tenga el número de oxidación positivo seguido de su número de oxidación, entre paréntesis y en números romanos (*). Cuando el elemento con número de oxidación positivo solamente puede presentar uno, puede omitirse.



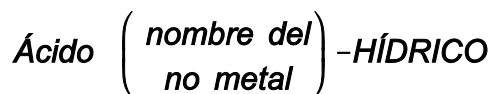
Ejemplos:



Los compuestos binarios que forma el **Hidrógeno** con los **No metales** tienen características especiales, que dependen de la posición del no metal en la serie vista en la página anterior con respecto a la posición del hidrógeno.

Así, los elementos no metálicos que se encuentran a la derecha del hidrógeno (Se, S, I, Br, Cl, O y F), cuando se combinan con el hidrógeno tienen número de oxidación negativo, y los compuestos que originan tienen la propiedad de producir disoluciones ácidas cuando se disuelven en agua.

Por ello, las disoluciones acuosas de estos compuestos se nombran como ácidos, aunque su fórmula es la misma que si no están disueltos. El nombre de estos ácidos se obtiene escribiendo la palabra **ACIDO** seguida del nombre del no metal con la terminación **HÍDRICO**:



Ejemplos:

HCl..... **Acido clorhídrico**
(Si no están disueltos: Cloruro de hidrógeno)

H₂S..... **Acido sulfhídrico**
Sulfuro de hidrógeno

Los no metales que se encuentran más a la izquierda que el hidrógeno, (N, P, As, C, Si y B), cuando se combinan con él deben escribirse en la fórmula antes que el hidrógeno, aunque su valencia sea negativa y la del hidrógeno positiva (1+). El Boro es una excepción a esta regla ya que no tiene número de oxidación negativo. Las disoluciones acuosas de los compuestos originados no tienen ya carácter ácido, por lo que no pueden nombrarse como los anteriores, aunque todos ellos tienen nombres especiales:

NH₃ Amoniaco
PH₃ Fosfina
AsH₃ Arsina

CH₄ Metano
SiH₄ Silano
BH₃ Borano

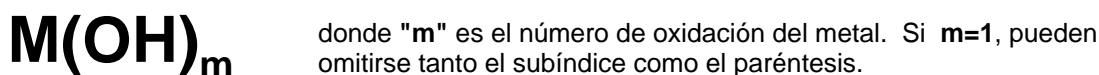
COMPUESTOS PSEUDOBINARIOS: LOS HIDRÓXIDOS

Son aquellos compuestos que están formados por una agrupación de átomos inseparable que funciona como fuera un átomo con valencia negativa, (anión) el cual suele recibir un nombre terminado en "**-URO**" (o en "**-IDO**", si deriva del oxígeno). De entre estos aniones, el más frecuente, que es el único que vamos a ver es:



Los hidróxidos son los compuestos que se forman al unirse el ión hidróxido (OH⁻) con un metal.

Para **formularlos** se escribe el símbolo del metal seguido del **OH** dentro de un paréntesis al que se coloca como subíndice el número de oxidación del metal:

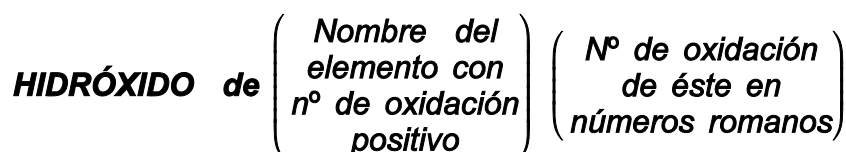


Para **nombrarlos** se les aplican las reglas generales de los compuestos binarios, teniendo en cuenta que el anión (ion con carga negativa) es el **ion hidróxido** (OH⁻), que actúa como si su número de oxidación es **1-**:

Nomenclatura sistemática estequiométrica:



Nomenclatura sistemática funcional:



Ejemplos

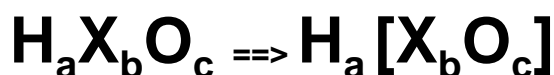
Al(OH)₃..... Trihidróxido de aluminio..... Hidróxido de aluminio(III)
Sn(OH)₄..... Tetrahidróxido de estaño..... Hidróxido de estaño(IV)

| | | |
|---------------------------|----------------------------|-------------------------|
| Sn(OH) ₂ | Dihidróxido de estaño..... | Hidróxido de estaño(II) |
| NaOH..... | Hidróxido de sodio..... | Hidróxido de sodio(I) |

OXOÁCIDOS

Son aquellos compuestos cuya molécula contiene hidrógeno, oxígeno y otro elemento, y que son susceptibles de sustituir todos o alguno de sus hidrógenos por otros cationes.

Para **FORMULARLOS** se escribe el símbolo del Hidrógeno, seguido del símbolo del otro elemento (elemento central) y finalmente el del oxígeno, afectados todos ellos por los subíndices correspondientes.

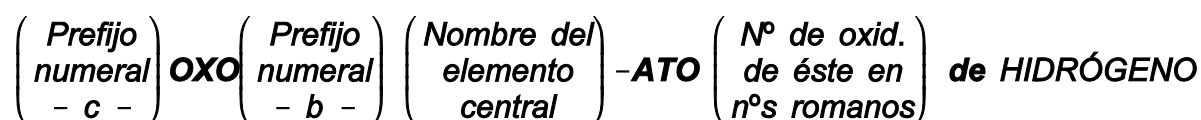


Las moléculas de los ácidos pueden considerarse formadas por dos partes, asimilables a las que componen las moléculas de los compuestos binarios: el **Hidrógeno**, cuyo número de oxidación es siempre positivo y por eso debe colocarse delante, y el **Radical ácido**, formado por el resto de los átomos que componen la molécula del ácido, y que en su conjunto lleva un índice de oxidación negativo

Para nombrarlos, al igual que en los casos anteriores, hay dos **NOMENCLATURAS**

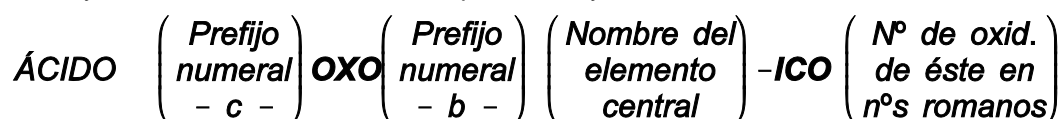
Nomenclatura sistemática estequiométrica:

Se escribe la palabra **OXO** (que significa oxígeno), precedida del prefijo numeral (**c**), indicativo del número de oxígenos que intervengan en la fórmula, a continuación se escribe el nombre del elemento formador del ácido, precedido del correspondiente prefijo numeral (**b**) y afectado por la terminación **-ATO**. A continuación se indica su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos, finalmente se añade **de hidrógeno**.



No nomenclatura sistemática funcional:

Es bastante similar a la anterior. Se escribe la palabra **ÁCIDO**, seguida de otra palabra compuesta por OXO, precedido éste por el prefijo numeral © que nos indica el número de oxígenos, y seguida del prefijo numeral (**b**), que nos indica el número de átomos del elemento central, formador del ácido, el nombre de éste con la terminación **-ICO** y su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos.



Ejemplos

| | | |
|--|--|-----------------------------|
| H ₂ SO ₄ | Tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno | Ácido tetraoxosulfúrico(VI) |
| | <i>Tetraoxo: tiene cuatro átomos de oxígeno; sulfato(VI): el n° de oxidación del azufre es 6+</i> | |
| HNO ₃ | Trioxonitrato(V) de hidrógeno | Ácido trioxonítrico(V) |
| H ₃ PO ₄ | Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno | Ácido tetraoxofosfórico(V) |
| HClO ₂ | Dioxoclorato(III) de hidrógeno | Ácido dioxoclorico(III) |
| H ₄ B ₂ O ₅ | Pentaoxidoborato(III) de hidrógeno | Ácido pentaoxidibórico(III) |
| | <i>(Pentaoxo: tiene cinco átomos de oxígeno; Diborato: tiene dos átomos de boro; borato(III): el número de oxidación del boro es 3+)</i> | |

NOMBRES VULGARES DE OXOÁCIDOS ACEPTADOS POR LA I.U.P.A.C.

Hay muchos ácidos cuyos nombres, que corresponden a una nomenclatura antigua, se siguen manteniendo y

son aceptados por la IUPAC. Los nombres de los ácidos más corrientes son los siguientes:

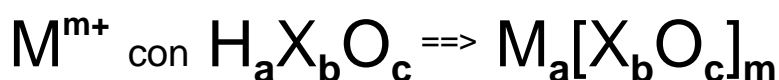
| | | | | | |
|--------------------------------|---------------------|---------------------------------|---------------------|------------------|----------------|
| HClO | Ac. hipocloroso | HBrO | Ac. hipobromoso | HIO | Ac. hipoyodoso |
| HClO ₂ | Ac. cloroso | HBrO ₂ | Ac. bromoso | HIO ₂ | Ac. yodoso |
| HClO ₃ | Ac. clórico | HBrO ₃ | Ac. brómico | HIO ₃ | Ac. yódico |
| HClO ₄ | Ac. perclórico | HBrO ₄ | Ac. perbrómico | HIO ₄ | Ac. peryódico |
| H ₂ SO ₃ | Ac. sulfuroso | H ₂ SeO ₃ | Ac. selenioso | | |
| H ₂ SO ₄ | Ac. sulfúrico | H ₂ SeO ₄ | Ac. selénico | | |
| HNO ₂ | Ac. nitroso | HNO ₃ | Ac. nítrico | | |
| H ₃ PO ₂ | Ac. hipofosforoso | --- | | | |
| H ₃ PO ₃ | Ac. (orto)fosforoso | H ₃ AsO ₃ | Ac. (orto)arsenioso | | |
| H ₃ PO ₄ | Ac. (orto)fosfórico | H ₃ AsO ₄ | Ac. (orto)arsénico | | |
| H ₂ CO ₃ | Ac. carbónico | H ₄ SiO ₄ | Ac. (orto)silícico | | |
| H ₃ BO ₃ | Ac. (orto)bórico | | | | |

Los ácidos cuyo nombre está precedido por el prefijo ORTO, corresponden a elementos que pueden originar varios ácidos con cada número de oxidación, de los que el más frecuente es el ácido "orto", que es el más importante, en el cual el prefijo orto puede suprimirse.

OXOXALES

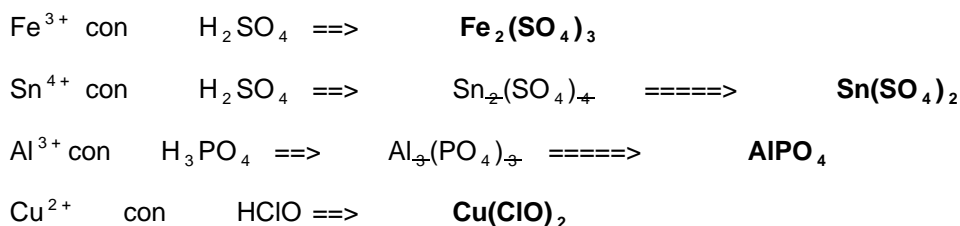
Son los compuestos que se obtienen cuando en un oxoácido se sustituye el **H** por un metal.

Para **FORMULARLOS** se escribe la fórmula del ácido del que deriva, se le elimina el **H** y se coloca en su lugar el símbolo del metal que lo sustituye (que quedará afectado por el subíndice que tuviera el hidrógeno, si éste lo tenía), y el resto del ácido se mete dentro de un paréntesis al que se le coloca como subíndice el número de oxidación del metal y, si se puede, se simplifica



Al igual que las moléculas de los ácidos, las de las sales también pueden considerarse formadas por dos partes, asimilables a las que componen las moléculas de los compuestos binarios: el **metal que sustituyó al hidrógeno**, cuyo número de oxidación es siempre positivo y por eso debe colocarse delante, y el **Radical ácido**, formado por el resto de los átomos que componen la molécula y que es igual que en el ácido del que deriva la sal, el cual en su conjunto lleva un índice de oxidación negativo

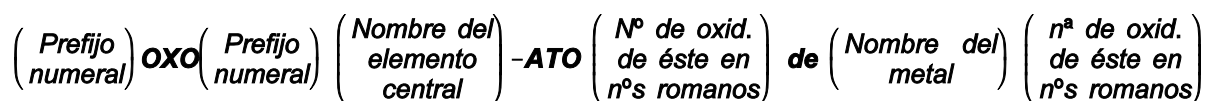
Ejemplos:



Para **NOMBRARLOS**, al igual que para todos los compuestos anteriormente vistos, hay dos nomenclaturas:

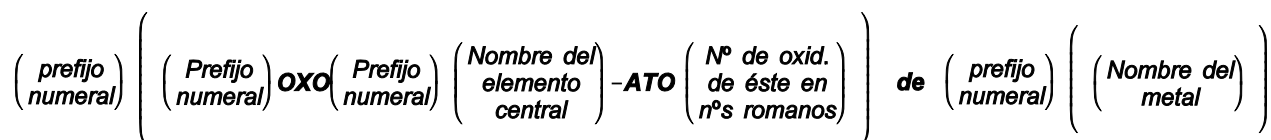
Nomenclatura sistemática funcional:

Es similar a la del ácido del que deriva. Así, se escribe la palabra **OXO** (que significa oxígeno), precedida del prefijo numeral (**c**), indicativo del número de oxígenos que intervengan en la fórmula, a continuación se escribe el nombre del elemento formador del ácido, precedido del correspondiente prefijo numeral (**b**) y afectado por la terminación **-ATO**. A continuación se indica su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos, finalmente se añade **el nombre del metal** que sustituyó al hidrógeno, seguido de su número de oxidación, entre paréntesis y en números romanos.



Nomenclatura sistemática estequiométrica:

Es parecida a la anterior. Así, se escribe la raíz del nombre del ácido (la palabra **OXO** (que significa oxígeno), precedida del prefijo numeral (**c**), indicativo del número de oxígenos que intervengan en la fórmula, a continuación se escribe el nombre del elemento formador del ácido, precedido del correspondiente prefijo numeral (**b**) y afectado por la terminación **-ATO** y seguido del número de oxidación de dicho elemento central entre paréntesis y en números romanos), precedido todo por el prefijo numeral que nos indique cuantos grupos de éstos hay en la fórmula. Finalmente se añade **el nombre del metal** que sustituyó al hidrógeno, precedido por el prefijo numeral que nos indique cuantos átomos de dicho metal intervienen en la fórmula.



Los prefijos que se utilizan delante de nombres compuestos deben ser los prefijos multiplicativos griegos:

| Nº de grupos | Prefijo | Nº de grupos | Prefijo |
|--------------|----------|--------------|------------|
| 1 | Se omite | 4 | TETRAQUIS- |
| 2 | BIS- | 5 | PENTAQUIS- |
| 3 | TRIS- | 6 | HEXAQUIS- |
| etc. | | | |

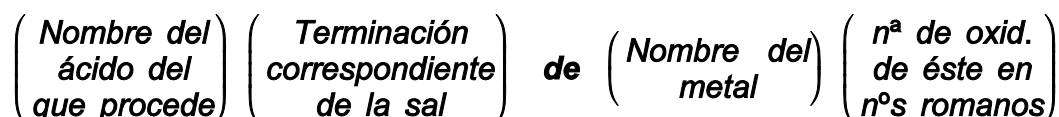
Nomenclatura tradicional

Esta nomenclatura procede del hecho que la IUPAC acepta los nombres de determinados ácidos en esta nomenclatura.

Para nombrar las sales en esta nomenclatura, se toma el nombre del correspondiente ácido, en el que se sustituye la terminación del ácido por otra terminación:

| Terminación del ácido | | Terminación de la sal |
|-----------------------|------------------|-----------------------|
| - OSO | se sustituye por | - ITO |
| - ICO | se sustituye por | - ATO |

añadiéndole a continuación **el nombre del metal** que sustituyó al hidrógeno, **seguido de su número de oxidación**, entre paréntesis y en números romanos. Al igual que en el caso de los compuestos anteriores, si el metal solamente puede tener un estado de oxidación, puede omitirse éste.



Ejemplos:

| Fórmula | N. s. funcional | N. S. estequiométrica | N. tradicional |
|---------|-----------------|-----------------------|----------------|
|---------|-----------------|-----------------------|----------------|

| | | | |
|------------------------------|--|--|--------------------------|
| $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | Tetraoxosulfato(VI) de hierro(III) | Tris{tetraoxosulfato(VI)} de dihierro | Sulfato de hierro(III) |
| $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ | Tetraoxosulfato(VI) de estaño(IV) | Bis{tetraoxosulfato(VI)} de estaño | Sulfato de estaño(IV) |
| AlPO_4 | Tetraoxofosfato(V) de aluminio(III) | Tetraoxofosfato(V) de aluminio | Fosfato de aluminio(III) |
| $\text{Cu}(\text{ClO})_2$ | (Mon)oxoclorato(I) de cobre(II) | Bis{Monoxoclorato(I)} de cobre | Hipoclorito de cobre(II) |
| K_2SO_3 | Trioxosulfato(IV) de potasio(I) | Trioxosulfato(IV) de potasio | Sulfito de potasio |
| CuCO_3 | Trioxocarbonato(IV) de cobre(II) | Trioxocarbonato(IV) de cobre | Carbonato de cobre(II) |

6 - ELEMENTOS QUÍMICOS Y COMPUESTOS. SÍMBOLOS Y FORMULAS. CONCEPTO DE MOL. CALCULO DE MASAS MOLECULARES

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

ÁTOMO es la parte más pequeña de la materia que puede intervenir en un proceso químico. Tal como se vio al enunciar las teorías atómicas, también podemos definirlo como la parte más pequeña en que puede dividirse un **elemento** conservando sus propiedades.

MOLÉCULA es la parte más pequeña en que puede dividirse un **compuesto** conservando sus propiedades. Las moléculas están formadas por varios átomos iguales o diferentes. Solamente las moléculas de los gases nobles están formadas por un solo átomo.

SÍMBOLOS Y FÓRMULAS

SÍMBOLO es la representación abreviada de un elemento. Está formado por una o dos letras, la primera mayúscula y la segunda minúscula.

FÓRMULA es la representación abreviada de un compuesto. En ella se representan como mínimo los símbolos de los elementos que forman parte de dicho compuesto afectados por unos subíndices que nos indican el número de átomos de cada elemento que existen en la molécula.

PESOS Y MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

UNIDAD DE MASA ATÓMICA es la doceava parte de la masa de un átomo de C-12 (Carbono-12).

MASA ATÓMICA es el número de veces que la masa de un átomo contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de C-12.

MASA MOLECULAR es el número de veces que la masa de una molécula contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de C-12.

PESO ATÓMICO o MASA ATÓMICA MEDIA es la media aritmética de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento.

Los elementos están compuestos por átomos que tienen diferente masa atómica, debido a que en su núcleo tienen diferente número de neutrones; son los **isótopos**, aunque no están en la misma proporción. Debido a ello, se calcula la media aritmética de las masas atómicas de todos los isótopos de un mismo elemento teniendo en cuenta la proporción en que se encuentra cada uno. Esta masa atómica media recibe el nombre de **peso atómico**, por convenio, aunque en realidad sea una masa no un peso.

PESO MOLECULAR o MASA MOLECULAR MEDIA es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que componen una molécula.

Por ejemplo, el ácido sulfúrico tiene de fórmula: H_2SO_4 , por lo que su peso molecular será la suma de los pesos atómicos de 2 átomos de hidrógeno, 1 de azufre y 4 de oxígeno:

$$\begin{array}{rcl} \text{H}_2: & 2 \times 1 & = & 2 \\ \text{S}: & 1 \times 32 & = & 32 \\ \text{O}_4: & 4 \times 16 & = & \underline{64} \\ \text{Total:} & & & 98 \implies \text{Peso molecular del } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \end{array}$$

Como acabamos de calcular, el peso molecular de este ácido es 98, lo cual quiere decir que la masa de una molécula de este ácido es de 98 UMAs, y que la masa de un mol de mismo es de 98 g cantidad ésta en la que hay 2 g de hidrógeno, 32 g de azufre y 64 g de oxígeno.

7 - EL ENLACE ENTRE LOS ÁTOMOS

ESTABILIDAD DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Los gases nobles: Helio, Neón, Argón, Kriptón, xenón y radón son extraordinariamente inertes, es decir, no reaccionan prácticamente con ninguna sustancia, ni siquiera se unen con ellos mismos para formar moléculas pues se encuentran en forma atómica y cuando se intenta arrancarles algún electrón de la corteza la energía necesaria es extraordinariamente alta.

Esta nula reactividad de los gases nobles lleva a la conclusión de que los gases nobles son elementos muy estables. Esta estabilidad viene dada por la especial distribución de los electrones en la corteza.

Los átomos de los demás elementos de la tabla periódica no son tan estables y por ello reaccionan entre sí buscando una situación que los haga más estables y esta la consiguen adaptando los electrones de la corteza para que su distribución sea similar a la de los gases nobles y para ello en ocasiones necesitan intercambiar algunos de sus electrones con otros átomos. Cuando se produce este intercambio de electrones, éstos constituyen el lazo de unión entre los átomos que los han intercambiado: es decir, forman el enlace entre ellos.

Los átomos suelen presentarse en la naturaleza unidos entre ellos para formar agregados estables: las moléculas. *Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos dentro de las moléculas reciben el nombre de enlaces químicos.*

Existen varias formas de intercambiar estos electrones, y cada una de ellas da lugar a la formación de un tipo diferente de enlace: iónico, covalente o metálico. Estos son los tipos de enlace límite, pero la mayoría de las sustancias tienen enlaces intermedios: no son totalmente iónicos, ni covalentes, ni metálicos.

EL ENLACE COVALENTE

El enlace covalente es aquel que tiene lugar entre dos o más átomos que comparten sus electrones. Cuando aparece este tipo de enlace, cada átomo está unido únicamente con aquellos con los cuales comparte sus electrones, pero no con otros átomos vecinos.

El enlace covalente aparece siempre que los átomos que se unen son dos NO METALES y puede ser de dos tipos según que los átomos que se unen sean iguales o diferentes.

Cuando las moléculas están constituidas por átomos iguales, como, por ejemplo, las moléculas de oxígeno, nitrógeno, hidrógeno, etc. los átomos que la forman comparten en la misma proporción los electrones forman el enlace, originando una molécula neutra.

Pero cuando las moléculas están formadas por átomos diferentes: por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno, que forman el agua, en la que el átomo de oxígeno comparte un par de electrones con cada átomo de hidrógeno, los electrones del enlace pertenecen más a uno de los átomos que al otro, por lo que están desplazados originando una molécula con un exceso de carga positiva hacia un lado y de carga negativa hacia el otro: un dipolo.

EL ENLACE IÓNICO

Otra forma que tienen los átomos para lograr la estabilidad consiste en que dicho átomo ceda o capte electrones de otro átomo, quedando cargados eléctricamente ya que como sabemos los átomos tienen el mismo número de protones (tienen carga 1+) en el núcleo que de electrones (tienen carga 1-) en la corteza. eléctricamente neutros

Por tanto el átomo que capta electrones quedará con un exceso de ellos, por lo que tendrá carga negativa, mientras que el átomo que haya perdido los electrones, tendrá un exceso de protones, por lo que tendrá carga positiva. Así, aparecerá una fuerza de atracción entre ambos tipos de cargas la cual es la responsable de la aparición del enlace iónico.

El enlace iónico aparece, por tanto, entre átomos con carga eléctrica, y en él, cada átomo atrae hacia sí a todos los átomos con carga opuesta que se encuentran a su alrededor sin diferenciar el átomo con el que intercambio sus electrones de los demás, por ello, da lugar a la aparición de cristales, como en el NaCl.

El enlace iónico aparece cuando los átomos que se unen son UN METAL Y UN NO METAL.

ENLACE METÁLICO

Existen átomos que para estabilizarse comparten un gran número de electrones entre un gran número de átomos. Estos electrones se mueven con gran facilidad entre los restos de los átomos de los que proceden, que han quedado con carga positiva.

Estas sustancias son los metales.

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS SEGÚN SU TIPO DE ENLACE

Las sustancias químicas tienen diferentes propiedades, algunas de las cuales dependen del tipo de enlace que aparece entre los átomos que las forman.

Los compuestos con **enlace iónico tienen las siguientes propiedades:**

- Tienen aspecto cristalino, ya que forman redes cristalinas en lugar de moléculas individuales.
- Son duros.
- Son frágiles.
- Tienen temperaturas de fusión y ebullición elevadas.
- Son solubles en agua y otros disolventes de este tipo.
- Conducen la corriente eléctrica cuando se encuentran fundidos o en disolución.

Los compuestos con **enlace covalente tienen las siguientes propiedades:**

- Están formados por moléculas muy estables.
- Son blandos.
- Las temperaturas de fusión y ebullición son bajas.
- Son insolubles en agua, pero solubles en disolventes orgánicos, tales como el éter o el benceno.
- No conducen la corriente eléctrica ni fundidos ni en disolución.

Por último, los **metales tienen las siguientes propiedades:**

- Son buenos conductores del calor y de la electricidad.
- Tienen brillo "metálico".
- Son dúctiles y maleables.

8 - NUMERO DE AVOGADRO: ÁTOMO-GRAMO, MOLÉCULA-GRAMO Y MOL. VOLUMEN MOLAR NORMAL

NUMERO DE AVOGADRO es el número de partículas que contiene un mol. Corresponde a la equivalencia entre el gramo y la unidad de masa atómica:

$$1 \text{ gramo} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ UMAs}$$

ÁTOMO-GRAMO es la cantidad de un **elemento** que contiene el número de Avogadro de átomos. También puede definirse como la cantidad de un elemento cuya masa, expresada en gramos, coincide numéricamente con su peso atómico, expresado en UMAs.

MOLÉCULA-GRAMO es la cantidad de un **compuesto** que contiene el número de Avogadro de moléculas. También puede definirse como la cantidad de un **compuesto** cuya masa, expresada en gramos, coincide numéricamente con su peso molecular, expresado en UMAs.

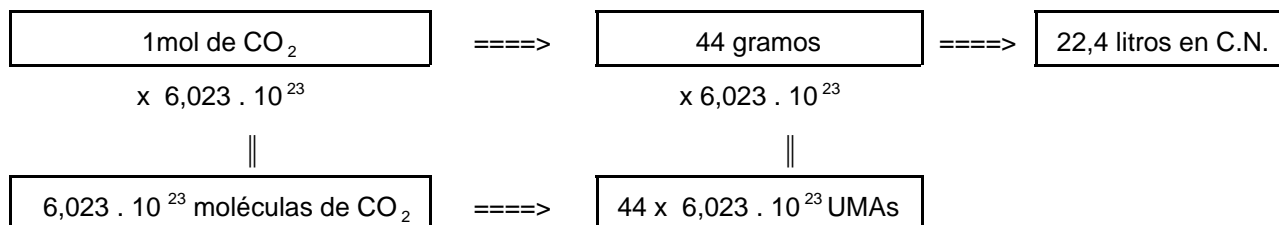
MOL es un concepto que engloba a los dos anteriores, por lo que se define como la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro de partículas

VOLUMEN MOLAR NORMAL: el volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal en condiciones normales de presión y temperatura (1 atmósfera de presión y 0°C de temperatura) es de 22,4 litros

La relación entre todos estos conceptos se establece en dos niveles, el primero establecería la relación entre MOLES, MASA EN GRAMOS y VOLUMEN EN LITROS (si se trata de un gas), y en el segundo nivel se establecería la relación entre MOLÉCULAS (o ÁTOMOS) y MASA EN UMAs. La relación entre las cantidades que aparecen en ambos niveles, vendría dada por el número de Avogadro.

Aplicando esto a un caso concreto tal como el dióxido de carbono (CO₂), que es un compuesto gaseoso cuyo peso molecular es 44, tendremos que:

1 mol de CO₂ pesa 44 g y contiene 6,023.10²³ moléculas y ocupa 22,4 litros, en C.N.



PROBLEMAS Y EJERCICIOS SOBRE PESOS ATÓMICOS, MOL, ETC

- 1 - Calcule el peso molecular del ACIDO SULFÚRICO. ¿Cuántas moles y cuántas moléculas habrá en 9,8 gramos de dicho ácido?
- 2 - Calcule el peso molecular del ACIDO SULFÚRICO. ¿Cuántas moles y cuántas moléculas habrá en 0,98 gramos de dicho ácido? ¿Cuántos átomos de Hidrógeno? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?
- 3 - ¿Cuántas moléculas habrá en una cucharilla de agua, si contiene 10 ml?
- 4 - Calcule el peso molecular del HIDRÓXIDO DE HIERRO(III). ¿Cuántas moles y moléculas del mismo hay en 10,70 g de dicha sustancia?
- 5 - ¿Cuál es la masa molecular del hidróxido de sodio? ¿Cuántos gramos "pesarán" dos moles del mismo? ¿Cuántas moléculas habrá en esos dos moles?
- 6 - Calcule el peso molecular del ÓXIDO DE HIERRO(III). ¿Cuántas moles y moléculas del mismo hay en 16,0 g de dicha sustancia?
- 7 - Calcule el peso molecular del ÁCIDO NÍTRICO. ¿Cuántas moles y cuántas moléculas de dicho ácido habrá que tomar para que su masa sea de 0,63 gramos? ¿Cuántos átomos de NITRÓGENO tendremos en esa cantidad? ¿Y cuántos átomos de OXIGENO?
- 8 - Indique razonadamente en cual de las siguientes cantidades hay mayor número de moléculas:
a) 36,5 gramos de CLORURO DE HIDRÓGENO. b) 0,1 moles de TRIOXOBORATO(III) DE HIERRO(II)
- 9 - Indique razonadamente en cual de las siguientes cantidades hay mayor número de moléculas:
a) 36,0 gramos de AGUA. b) 0,3 moles de FOSFATO DE CALCIO
- 10 - Indique razonadamente en cual de las siguientes cantidades hay mayor número de moléculas:
a) 1,6 gramos de CLORURO DE COBALTO(II) b) 0,5 moles de CARBONATO DE CALCIO
c) 0,17 gramos de AMONIACO.
- 11 - Indique razonadamente si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:
a) La masa de una molécula de AGUA es de 18 UMAs.
b) 18 moléculas de AGUA líquida contienen 6,023 · 10²³ moles.
c) Un mol de AGUA contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- 12 - Dadas las siguientes cantidades: a) 5 · 10³ mg de cloruro de sodio b) 12 · 10²³ moléculas de amoníaco; c) 0,25 moles de agua ; ; d) 500 ml de agua, Ordenalas en orden creciente de masas.
- 13 - Calcule la masa total de 3 moles de ác. Sulfúrico + 12,046 · 10²³ moléculas de agua + 18,069 · 10²⁴ átomos de hierro
- 14 - Ordene en orden creciente de número de moles las siguientes cantidades: 19,6 g de ácido sulfúrico , 0,63 g de ácido nítrico, 18 g de agua y 12,046 · 10²⁴ moléculas de agua.
- 15 - ¿Cuál es la masa obtenida al mezclar 6,023 · 10²⁴ moléculas de agua y 6,023 · 10²⁴ moléculas de cloruro de sodio?
- 16 - Calcule el número de moles y moléculas existentes en 3,2 g de oxígeno (O2). ¿Qué volumen ocupará en C.N.?

9 - LOS GASES

- Como ya hemos visto, la materia según su estado físico puede clasificarse en sólido, líquido y gas.
- Un sólido es una porción de materia que tiene forma y volumen prácticamente constante.
 - Un líquido es una porción de materia cuyo volumen es prácticamente constante, pero su forma es

variable ya que se adapta a la del recipiente que lo contiene.

- Un gas es una porción de materia cuya forma y volumen son variables ya que se adaptan a la del recipiente que lo contiene, el cual ocupan totalmente.

CARACTERÍSTICAS DE LOS GASES

Los gases están formados por moléculas que se encuentran separadas unas de otras por distancias grandes comparadas con su tamaño debido a que las fuerzas que las mantienen unidas son débiles. Por ello estas moléculas pueden moverse fácil y continuamente y ello le confiere a los gases unas propiedades especiales comparadas con las de los sólidos y líquidos, y que son:

- Se comprimen fácilmente ya que la compresión se produce al acercarse entre sí más las moléculas.
- No tienen forma ni volumen constante ya que al estar las moléculas separadas y en continuo movimiento se desplazará por todo el interior del recipiente que lo contiene ocupándole completamente.
- Presión: debido al continuo movimiento las moléculas gaseosas chocarán contra las paredes del recipiente ejerciendo sobre ellas una presión. Esta presión dependerá por tanto del número de choques de las moléculas gaseosas contra las paredes del recipiente, que serán tanto mayores cuanto mayor sea el número de moléculas de gas presentes y de la velocidad con que se muevan éstas, la cual depende de la temperatura.

LEYES QUE RIGEN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

Entre las primeras leyes de la Química que se enunciaron se encuentran las que rigen el comportamiento de los gases cuando se modifican algunas de las variables que los afectan: presión, volumen o temperatura. Estas tres variables determinan en cada caso las propiedades del gas, por lo que reciben el nombre de "variables o funciones de estado".

LEY DE BOYLE - MARIOTTE: Relación entre la presión y el volumen ocupado por una masa de gas.

Fue enunciada en 1662 y relaciona las variaciones de presión y volumen para una misma cantidad de gas cuando se mantiene constante la temperatura. Se enuncia así: "A temperatura constante, el volumen que ocupa una determinada cantidad de gas es inversamente proporcional a la presión a la que se encuentra sometido".

Matemáticamente se expresa así: $P \cdot V = K$ siendo T y n constantes, o bien así: $P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$ siendo P_i, V_i las condiciones iniciales y $P_f \cdot V_f$ las condiciones finales.

LEY DE CHARLES - GAY LUSSAC: Relación entre la temperatura y el volumen ocupado por una masa de gas. Su enunciado es: "A presión constante, el volumen que ocupa una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta"

Matemáticamente se expresa así: $V = KT$, o bien $\frac{V}{T} = K$, siendo P constante, o también: $\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$

donde los subíndices i y f se refieren a las condiciones inicial y final del volumen y de la temperatura.

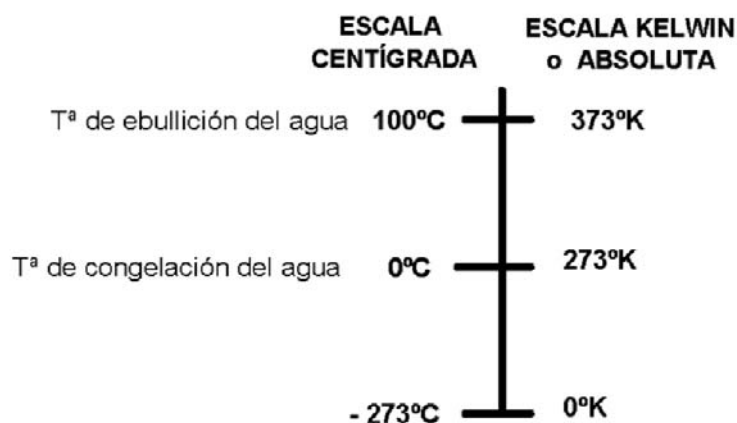
Es importante destacar que para aplicar esta ley la temperatura debe expresarse en GRADOS KELWIN (Temperatura absoluta), y no en grados centígrados o Celsius.

La **TEMPERATURA** es una medida del "nivel térmico" del cuerpo.

Si tenemos dos cuerpos cada uno de ellos tendrá una cierta cantidad de energía térmica, al igual que si tenemos dos depósitos de agua, cada uno de ellos contendrá una cantidad de agua que depende de la forma del recipiente y de la altura hasta la que esté lleno (nivel). Pues bien, de forma análoga, la cantidad de energía térmica de cada cuerpo depende de la naturaleza del mismo (aspecto que podemos comparar con la forma del recipiente de agua anterior) y del "nivel de calor o nivel térmico", que es la temperatura y que es comparable al nivel del agua del recipiente con el que lo hemos comparado.

Para medir la temperatura existen varias escalas termométricas o escalas de temperatura, de las que solamente vamos a ver dos: **Escala centígrada y Escala Kelvin o absoluta.**

En ambas se toma como referencia las temperaturas de fusión y ebullición del agua, dividiendo dicho intervalo de temperaturas en CIENTO PARTES, lo cual quiere decir que el "grado centígrado" y el "grado kelvin" son "iguales", por lo que la diferencia entre estas dos escalas de temperatura está en la temperatura a la cual fijan el CERO:



La escala KELVIN o ABSOLUTA sitúa el 0° en el CERO ABSOLUTO de temperatura, que corresponde a la temperatura más baja a la que se puede llegar, y que corresponde a -273°C.

La escala CENTÍGRADA sitúa el 0° en la temperatura de fusión del agua.

Por tanto, la relación que hay entre estas temperaturas viene dada por la diferencia entre los "0°" de ambas escalas: $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$ Así, si tenemos una temperatura expresada en grados centígrados, debemos sumarle 273 para expresar dicha temperatura en la escala Kelvin, o restárselos si queremos pasar de la escala Kelvin a la centígrada..

Así, por ejemplo: $542^{\circ}\text{C} \Rightarrow ^{\circ}\text{K} = 542 + 273 = 815^{\circ}\text{K}$

$193^{\circ}\text{K} \Rightarrow 193^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$; $^{\circ}\text{C} = 193 - 273 = -80^{\circ}\text{C}$

La **PRESIÓN** es la fuerza que se realiza sobre la unidad de superficie, por lo que las unidades de presión serán siempre : $\frac{\text{unidad de fuerza}}{\text{unidad de superficie}}$, aunque normalmente se deben emplear las unidades del

sistema internacional, en el caso de las leyes de los gases se utiliza la **ATMÓSFERA**, que es el peso una columna de aire de 1 cm² de sección, y que equivale al peso una columna de mercurio de 1cm² de sección y 760 mm de altura, por lo que en ocasiones se emplea también como unidad de presión el cm de Hg,

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES: Relación entre la temperatura, la presión y el volumen ocupado por una masa de gas. Se obtiene al aplicar simultáneamente las Leyes de Boyle y Gay-Lussac. Se enuncia así: "El producto de la presión por el volumen que ocupa una determinada cantidad de gas dividido todo por la temperatura a que se encuentre, es siempre constante"

Matemáticamente se expresa así: $\frac{P \cdot V}{T} = K$, o también: $\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}$; donde los subíndices i

y f se refieren a las condiciones inicial y final de la presión, del volumen y de la temperatura.

EJERCICIOS RESUELTOS

1) Se tienen 6 litros de aire a una presión de 720 mm Hg y una temperatura de 0°C. Determinar el volumen que ocuparán si se triplica la presión y la temperatura aumenta 67°C.

SOLUCIÓN:

Antes de realizar cálculo alguno debemos transformar los datos correspondientes a las condiciones iniciales y finales del gas para expresar la presión en atmósferas, la temperatura en °K y el volumen en litros:

CONDICIONES INICIALES

CONDICIONES FINALES

Presión: $P_i = 720 \text{ mm Hg} = \frac{720}{760} = 0,947 \text{ atm}$

$P_f = 3 \cdot 0,947 = 2,842 \text{ atm}$

Temperatura: $T_i = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$

$T_f = 67^\circ\text{C} = 340 \text{ }^\circ\text{K}$

Volumen: $V_i = 6 \text{ litros}$

$V_f = ?$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,947 \cdot 6}{273} = \frac{2,842 \cdot V_f}{340} \text{ de donde: } V_f = \frac{0,947 \cdot 6 \cdot 340}{273 \cdot 2,842} ; V_f = 2,490 \text{ litros}$$

2) Se tienen 150 cm³ de un gas a 42°C y 714 mm Hg. Determina la temperatura a la que deberán encontrarse para ocupar 102 cm³ a una presión de 830 mm Hg

SOLUCIÓN

Para poder aplicarle la ecuación general de los gases ideales debemos transformar los datos correspondientes a las condiciones iniciales y finales del gas para expresar la presión en atmósferas, la temperatura en °K y el volumen en litros:

CONDICIONES INICIALES

CONDICIONES FINALES

Presión: $P_i = 714 \text{ mm Hg} = \frac{714}{760} = 0,939 \text{ atm}$

$P_f = 830 \text{ mm Hg} = \frac{830}{760} = 1,092 \text{ atm}$

Volumen: $V_i = 150 \text{ cm}^3 = 0,15 \text{ litros}$

$V_f = 102 \text{ cm}^3 = 0,102 \text{ litros}$

Temperatura: $T_i = 42^\circ\text{C} = 315 \text{ }^\circ\text{K}$

$T_f = ? \text{ }^\circ\text{K}$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{0,939 \cdot 0,15}{315} = \frac{1,092 \cdot 0,102}{T_f} \text{ de donde: } T_f = \frac{1,092 \cdot 0,102 \cdot 315}{0,939 \cdot 0,15} ; T_f = 249,1^\circ\text{K} = - 23,9^\circ\text{C}$$

3- Se tienen 64 gramos de oxígeno (O₂) en condiciones normales de presión y temperatura. Calcular el volumen que ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C.

SOLUCIÓN

Para aplicar la ecuación general de los gases ideales, hemos de calcular antes el volumen que ocupa la cantidad de Oxígeno que tenemos. Para ello, hemos de recordar el Volumen Molar Normal: "Un mol de cualquier gas en Condiciones Normales de Presión y Temperatura ocupa 22,4 litros". En este caso, el número de moles que tenemos, sabiendo que el peso molecular del O₂ es: 2 · 16 = 32 g/mol, es

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de Oxígeno} = \frac{\text{gramos}}{\text{Peso molecular}} = \frac{64 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$$

por lo que el volumen que ocupan estos dos moles en condiciones normales es:

2 moles · 22,4 litros/mol = **44,8 litros** y por tanto las condiciones iniciales y finales de esta cantidad de gas serán:

CONDICIONES INICIALES

CONDICIONES FINALES

Presión: $P_i = 1 \text{ atm}$

$P_f = 900 \text{ mm Hg} = \frac{900}{760} = 1,184 \text{ atm}$

Volumen: $V_i = 2 \text{ moles} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 44,8 \text{ litros}$

$V_f = ? \text{ Litros}$

Temperatura: $T_i = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ }^\circ\text{K}$

$T_f = 37 + 273 = 310 \text{ }^\circ\text{K}$

Y ahora , se le aplica la ecuación general de los gases ideales, y nos quedará:

$$\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f} ; \frac{1 \text{ atm} \cdot 44,8 \text{ l}}{273^\circ \text{K}} = \frac{1,184 \text{ atm} \cdot V_f}{310^\circ \text{K}} \text{ de donde: } V_f = \frac{1 \cdot 44,8 \cdot 310}{1,184 \cdot 273} ; V_f = 42,97 \text{ litros}$$

EJERCICIOS SOBRE GASES PARA RESOLVER

- 1- Consulta y después señala a qué estado de la materia (sólido (s), líquido (l) y gas (g)): corresponde cada una de las propiedades siguientes: a) Duro y rígido. b) - Fluidez y volumen constante. c) - Volumen constante y forma variable ; d) Volumen y forma constantes. e) - Pequeñas fuerzas intermoleculares.
- 2- ¿Cuál será el volumen en condiciones normales de dos litros de aire a 0°C y presión de 840 mm Hg
- 3- ¿ Qué volumen ocuparan 10 g. de Oxígeno a 2 atm. y 50°C?
- 4- Si la presión se mantiene constante, halla el volumen que ocuparán cuatro litros de hidrógeno, en condiciones normales, cuando la temperatura aumenta hasta 87°C.
- 5- Un globo meteorológico de goma contiene 820 litros de hidrógeno a 27°C y 1 atm en el momento de ser lanzado. Cuando está a la altura de 5 000 m los instrumentos que lleva a bordo informan que la temperatura es de 270° K y la presión 600 mm Hg. ¿Cuál es el volumen del globo a esa altura?
- 6- Se tiene un gas en condiciones normales; ¿cuál será la presión si la temperatura absoluta se triplica, permaneciendo constante el volumen?
- 7- Los cambios experimentados por un gas son:

| | | | | | | |
|-----------|----|---|---|---|---|----|
| P (Atm) | 1 | 2 | 3 | 4 | 6 | 12 |
| V(litros) | 12 | 6 | 4 | 3 | 2 | 1 |

 ¿Qué ley regula esta transformación? Representala gráficamente.
- 8- Una vasija A de 200 cm³ está separada de otra B de 600 cm³ mediante una tubería de capacidad despreciable provista de una llave de paso. La vasija A contiene un gas a 750 mm Hg y en la B se ha hecho el vacío. Calcula la presión en los dos recipientes después de abrir la llave de paso y fluir el gas de A a B, si no varía la temperatura.
- 9- En un matraz cerrado hay oxígeno a 47°C y 1 atm. Si se calienta hasta 407°C y el volumen aumenta un 5% ¿cual será la presión final?
- 10- En una botella de acero hay cinco litros de hidrógeno a la presión de 24 atm. ¿Cuántos globos de ese gas podrán hincharse si su capacidad una vez llenos y a 1,2 atm es de cuatro litros? (Supóngase constante la temperatura.)
- 11- Explica qué sucedería si un astronauta dejase fuera de la nave, que órbita a 400 Km de altura, un globo lleno de oxígeno.
- 12- Una ampolla de vidrio contiene helio a 37°C y 700 mm Hg de presión. Si el volumen se mantiene constante, ¿cuál será la presión del helio a 80°K?
- 13- Un recipiente contiene 152 ml de argón a 10 mm de Hg y 20°C. ¿Qué volumen ocupará en C. N.?
- 14- ¿A qué temperatura deben enfriarse 600 ml de hidrógeno para que ocupen 275 ml si no ha variado la presión y la temperatura inicial era de 125°C?
- 15- La presión de un neumático a 17°C es de 2,50 atmósferas Si su volumen permanece constante, halla la presión a 47°C.
- 16- Un gas ocupa un volumen de 100 litros a 200°C y 1 atm. ¿A qué presión mínima debe someterse para que ocupe 1 l. si no varía la temperatura?
- 17- ¿Qué volumen ocupará a 710 mm. de presión y 200°C de temperatura una masa de gas que ocupa un volumen de 800 litros a 750 mm. y 20°C?.
- 18- Un volumen de oxígeno recogido sobre mercurio mide 50 litros a 20° C y 742 mm. de presión, ¿Qué volumen ocupará a 0° C y 760 mm?.
- 19- Se tienen 100 gramos de NO₂ ¿Cuántos litros ocuparán en condiciones normales?
- 20- ¿Cuál será la presión ejercida por un gas a 100°C de temperatura, si ejercía a 27°C la presión de 3 atmósferas sobre las paredes del recipiente que le contenía?

10 - SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

Como ya vimos, la materia puede clasificarse de acuerdo con su composición en:

SUSTANCIA PURA, que es aquella que contiene un solo componente, ya sea elemento o compuesto, y que no puede descomponerse por métodos físicos ordinarios. Las sustancias puras son siempre homogéneas.

MEZCLA que es aquella porción de materia formada por la reunión de varios componentes, los cuales entran en proporciones variables, mantienen sus propiedades y pueden separarse por métodos físicos. Estas mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

A las mezclas homogéneas se las llama DISOLUCIONES.

Una disolución está formada por varios componentes: **DISOLVENTE Y SOLUTOS**.

El **DISOLVENTE** es el componente mayoritario de la disolución. No obstante, si uno de los componentes es el agua se la suele considerar como disolvente aunque no sea el componente que se encuentre en mayor proporción. También puede tomarse como disolvente, en ocasiones, aquel componente que se encuentra en el mismo estado físico que la disolución. Por tanto, en una disolución solamente hay un disolvente.

Los **SOLUTOS** son todos los demás componentes de la disolución.

$$\mathbf{DISOLUCION} = \left\{ \begin{array}{l} \mathbf{DISOLVENTE} \text{ (uno sólo)} \\ + \\ \mathbf{SOLUTOS} \text{ (uno sólo o más de uno)} \end{array} \right.$$

CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES:

Las disoluciones podemos distribuirlas en varios grupos, según la propiedad que utilicemos para clasificarlas. Así tenemos:

| | | |
|---|---|---------------------------------------|
| Según el estado físico de los componentes (Soluta - Disolvente) | { | Sólido en Sólido (Acero) |
| | | Líquido en Sólido (Amalgamas) |
| | | Gas en Sólido (Hidrógeno en un metal) |
| | | Sólido en Líquido (Agua de mar) |
| | | Líquido en Líquido (Alcohol y agua) |
| | | Gas en Líquido (Oxígeno en el agua) |
| | | Sólido en Gas (Polvo en el aire) |
| | | Líquido en Gas (Aire húmedo) |
| | | Gas en Gas (aire) |

pero si nos fijamos en otra propiedad, tendremos:

| | | | |
|--|---|-----------------------------|------------------------------|
| Según la proporción soluto - disolvente | { | Expresiones cualitativas { | Concentrada |
| | | | Diluida |
| | | Expresiones cuantitativas { | Unidades físicas: g/l ; % |
| | | | Unidades químicas: Molaridad |

donde nos encontramos que la concentración de las disoluciones podemos expresarla de dos formas generales diferentes, que son

EXPRESIONES CUALITATIVAS son aquellas en las que se indica la proporción relativa entre el soluto y disolvente de una manera aproximada, y así, pueden ser:

DISOLUCIONES CONCENTRADAS: son aquellas en las que la cantidad de soluto es grande comparada con la cantidad de disolvente,

DISOLUCIONES DILUIDAS: son aquellas en las que la cantidad de soluto es pequeña con relación a la cantidad de disolvente.

EXPRESIONES CUANTITATIVAS son aquellas en las que se indica exactamente las cantidades de soluto y disolvente. Pueden expresarse en unidades físicas (en general utilizando unidades de masa o volumen: gramos, litros, ...) o bien en unidades químicas (moles).

Las expresiones de la concentración en unidades físicas más utilizadas son:

1) GRAMOS POR LITRO en la que se expresa el número de gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$\frac{\text{GRAMOS DE SOLUTO}}{\text{LITRO DE DISOLUCIÓN}} \left(\frac{g_s}{l_{dsl}} \right)$$

En general, como vamos a trabajar con disoluciones diluidas el volumen de disolución coincidirá con el volumen de disolvente.

Volumen de disolución ~ volumen de disolvente

2) % EN PESO DE SOLUTO: en el que se indican los gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

Con la masa no podemos hacer la aproximación que indicábamos para el volumen, y así los gramos totales de disolución se determinan sumando los gramos de soluto más los gramos de disolvente.

Gramos de disolución = Gramos de soluto + Gramos de disolvente

3) MOLARIDAD, que es el número de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Como la masa, en gramos, de cada mol de soluto nos la da su peso molecular:

$$\left. \begin{aligned} \text{Molaridad} &= \frac{\text{Nº moles soluto}}{\text{litros de disolución}} \\ \text{Nº moles soluto} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso molecular del soluto}} \end{aligned} \right\} \text{MOLARIDAD} = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_s \cdot l_{\text{disol}}}$$

Además de las indicadas, existen otras expresiones de la concentración de las disoluciones, pero no se van a estudiar en este curso.

CALCULO DE CONCENTRACIONES

Ejemplos:

1- *Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 ml de agua.*

SOLUCIÓN

En todos los casos hemos de calcular las cantidades de soluto, disolvente y disolución que tenemos, expresando las de soluto en gramos y moles, las de disolvente en gramos y litros y las de disolución también en gramos y litros, así, tenemos

| | SOLUTO | | DISOLVENTE | | DISOLUCIÓN |
|---------|---------------------|---|-----------------|---|------------|
| Masa | 14,7 g = 0,15 moles | + | 750 g | = | 764,7 g |
| Volumen | ----- | | 750 ml = 0,75 l | ≈ | 0,75 l |

Con estos datos, podemos calcular ya cualquier expresión de concentración sin más que relacionar aquellos que nos interesen, así:

- **GRAMOS/LITRO:** Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: gramos de soluto (14,7 g) y los litros de disolución (0,75 l):

$$\frac{14,7 \text{ g de soluto}}{0,75 \text{ l. de disolución}} = 19,6 \frac{\text{g}_s}{\text{l. disolución}}$$

- **% EN PESO:** los gramos de soluto (14,7 g) y los gramos totales (de disolución = 764,7 g) y así:

$$\left. \begin{array}{l} 764,7 \text{ g de disolución} \text{ --- } 14,7 \text{ g de soluto} \\ 100 \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{100 \cdot 14,7}{764,7} = 1,92 \% \text{ de soluto}$$

MOLARIDAD: Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: el número de moles de soluto (0,15 moles), que habremos calculado antes dividiendo los gramos de soluto que tengamos entre su peso molecular, y los litros de disolución (0,75 l), o bien tomando directamente los gramos de soluto (14,7 g):

$$M = \frac{0,15 \text{ moles de soluto}}{0,75 \text{ l. disolución}} = 0,2 \text{ Molar}$$

$$M = \frac{14,7 \text{ g}_s}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,75 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = 0,2 \text{ Molar}$$

Por lo que las concentraciones de esta disolución serán:

19,6 g/l ; 1,92 % de soluto ; 0,2 Molar

PROBLEMAS Y EJERCICIOS SOBRE DISOLUCIONES

- 1 - En 100 cm³ de una disolución acuosa de ácido sulfúrico hay 0,49 g. de ácido sulfúrico. Determinar su concentración en g/l, % en peso y molaridad.
- 2 - Expresar la concentración del agua del mar en g/l, % en peso y molaridad, sabiendo que de 2 Kg de agua salada se han obtenido 50 g de sal (cloruro de sodio).
- 3 - Determinar la cantidad de hidróxido de sodio que se necesita para preparar 250 ml de disolución 0,5 Molar. ¿Cual será su concentración expresada en g/l y % en peso?.
- 4 - Expresar la concentración de una disolución de ácido nítrico en g/l, % en peso y molaridad, sabiendo que en 3 litros de la misma hay 21 g de dicho ácido.
- 5 - ¿Qué cantidad de sulfato de aluminio se necesitará para preparar 2 litros de una disolución al 5% en peso? ¿Cual será su concentración expresada como Molaridad y g/litro?
- 6 - ¿Cual será la concentración expresada en g/l y % en peso, de una disolución 0,25 Molar de cloruro de calcio? ¿Qué cantidad de soluto se necesitará para preparar 750 ml de la misma?
- 7 - Para preparar una disolución de ácido sulfúrico se añaden 2,5 g de dicho ácido sobre agua, completando después con más agua hasta obtener un volumen total de 125 ml, ¿Cual será la concentración expresada como Molaridad, g/l y % en peso?
- 8 - ¿Cual es la molaridad de una disolución de HCl del 2,5% en peso? ¿Y su concentración en g/litro?
- 9 - Se quieren preparar 100 ml de una disolución de hidróxido de sodio al 9% en peso. ¿Qué cantidad de soluto se necesita? ¿Cual será su concentración expresada como Molaridad y g/litro?

- 10 - ¿Qué cantidad de disolución de cloruro de hierro(III) al 5% en peso se necesita para obtener 6,5 gramos de dicha sal? ¿Cual será su concentración expresada como Molaridad y g/litro?
- 11 - ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio se necesitan para preparar 500 ml de disolución 0,2 Molar? Expresa la concentración de esta disolución en g/l y en % en peso.
- 12 - ¿Cual es la Molaridad de una disolución de nitrato de potasio si 100 ml de la misma contienen 10 g de soluto?
- 13 - Se tienen 500 ml de una disolución de ácido nítrico 0,5 Molar y se le añaden 250 ml de agua. Calcular la concentración de la disolución resultante, expresándola como Molaridad, % en peso y g/litro?
- 14 - Ordenar las siguientes disoluciones según un orden creciente de concentración, expresada como a) Molaridad, y b) en g/litro
- 1) ácido sulfúrico al 7,35% en peso
 - 2) ácido clorhídrico al 3,65% en peso
 - 3) nitrato de hierro(III), que contiene 30,25 g en 250 ml de disolución
- 15 - Se tiene tres disoluciones de hidróxido de potasio, ácido clorhídrico y yoduro de sodio, todas ellas con una concentración de 15 g/litro. ¿Tendrán todas la misma molaridad? Razone la contestación.
- 16 - Qué cantidad de una disolución de sulfato de sodio al 8% se necesita para tener 3 g de dicha sal? ¿Cual será su molaridad?
- 17 - Se quiere preparar una disolución 0,5 Molar y se dispone de cloruro de sodio, carbonato de sodio y nitrato de potasio. ¿De cual de los tres se necesitará menos cantidad? Razone la contestación.
- 18 - En un recipiente de 5 litros de capacidad se colocan 25 g de clorato de potasio y se le añade después agua hasta llenarlo. ¿Cual será la concentración de la disolución resultante?
- 19 - ¿Cual de las siguientes disoluciones tendrá mayor de concentración, expresada como a) Molaridad, y b) como % en peso
- 1) Contiene 2,1 g de ácido nítrico en 500 ml de disolución.
 - 2) Contiene 19,5 g de cloruro de sodio en 3 litros de disolución.
 - 3) Carbonato de calcio al 0,5%.
- 20 - ¿Qué cantidad de una disolución de bromuro de litio al 6% en peso se necesita para obtener 2 gramos de dicha sal? ¿Cual será su concentración expresada como Molaridad y g/litro?
- 21 - Calcula la concentración, expresándola en % en peso, Molaridad y g/litro de una disolución de clorato de potasio si sabemos que al evaporar 20 ml de la misma, que pesaban 21 g, se han obtenido 1,45 g de sal.
- 22 - En un frasco de laboratorio se lee "Disolución acuosa de ácido perclórico, 35% (debe sobreentenderse en peso) y densidad 1,252 g/ml . Calcula todas las demás expresiones de la concentración. ¿Cree que sería correcto realizar los cálculos como en los demás ejercicios? ¿Por qué?
- 23 - Calcule la concentración, en % en peso, de una disolución de clorato de potasio sabiendo que al evaporar 20 ml de la misma que pesaban 21 g , se ha obtenido un residuo de 1,45 g de clorato de potasio.
- 24 - Para preparar 4 litros de una disolución de cloruro de calcio de una determinada concentración se pesan exactamente 11,1 g de dicho compuesto y se añaden sobre 500 ml de agua. Cuando están completamente disueltos, se añade más agua hasta completar los 4 litros. Calcular la concentración de la disolución final expresándola en g/l, % en peso y Molaridad. ¿Por qué crees que debe realizarse la operación de esa forma?