IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

QUIMICA Y FISICA GENERAL

UNIDAD Nº I

Estructura atómica y nomenclatura inorgánica.

WWW.IPLACEX.CL

Introducción

Siempre se ha planteado la inquietud de ¿cómo estaba constituida la materia? Para responder esta pregunta surgieron filósofos y científicos que a través de sus observaciones e investigaciones llegaron a formular que la materia estaba formada por átomos. En este descubrir de que estaba constituida la materia surgen los filósofos griegos Leucipo y Demócrito, sin evidencia científica, llegaron a establecer que todo lo que formaba el Universo estaba constituido por átomos que era una partícula pequeña e indivisible (átomo en griego significa sin división).

Posteriormente en 1803 surge la teoría atómica de Dalton quién establece que la materia se divide en elementos y compuestos, en que ambos estaban formados por átomos considerando las ideas planteadas por Demócrito anteriormente.

Hacia finales del siglo XIX se descubrió que el átomo era divisible, pues estaba formado por pequeñas partículas, como lo demuestra Sir Josep Thomson en 1897 cuando descubre el electrón, determinando que su carga es negativa, por lo que recibe el premio nobel de física en 1906. Posteriormente Ernest Rutherford a partir de sus trabajos realizados entre 1909 y 1911, determina el núcleo atómico.

En el siglo XX, los trabajos de Bohr dan pie al modelo mecano cuántico, modelo actual que considera al átomo como un constituyente de partículas subatómicas, protones, neutrones y electrones. Esto permite el posterior estudio de los elementos químicos, comportamiento, capacidad de reacción entre ellos, para dar lugar a las reacciones químicas, presentes en todos aquello que nos rodea.

Con todo esto se puede apreciar que el estudio de la química es relevante para cualquier ámbito Así como en un principio se planteaban una idea de cómo era la materia, hoy podemos apreciar que en todo lo que nos rodea existe una reacción química, debido a una transferencia de electrones pues cada vez que se produce una transformación de una sustancia en otra se puede observar una reacción química.

Ideas Fuerza

- En esta unidad consideraremos las características de los electrones, pues son partículas de carga negativa, que se distribuyen a través de niveles de energía dentro del átomo, lo que nos lleva a establecer la configuración electrónica de estos.

- Al considerar el número atómico de los elementos establecemos la cantidad de protones que posee cada uno de ellos, como los elementos se representan en estado fundamental ,este indica a la vez la cantidad de electrones que posee, lo que permite construir su configuración electrónica y calcular el valor de los números cuánticos. Cabe destacar que el conocer estos valores determina las propiedades energéticas de los elementos.

- Una vez obtenida la configuración electrónica se puede saber la cantidad de electrones de valencia que posee el elemento de tal forma de establecer la estructura de Lewis. Lewis es quién determina la representación de los electrones de valencia a través de puntos, esto está relacionado con el grupo al cual pertenece el elemento, esto enfatiza la importancia de conocer la configuración terminal de cada elemento.

- Con la estructura de Lewis, se reconoce la capacidad de enlace que tiene un elemento esto es considerando su configuración terminal que caracteriza a los elementos clasificándolos en metales, aquellos capaces de ceder electrones y los no metales, capaces de aceptar electrones, con esto se puede establecer un enlace químico.

- Una vez establecida la capacidad de transferencia de electrones se diferencian los tipos de enlace entre los diferentes elementos, encontrando así enlace iónico, enlace covalente el cual se clasificará en enlace covalente polar y enlace covalente apolar

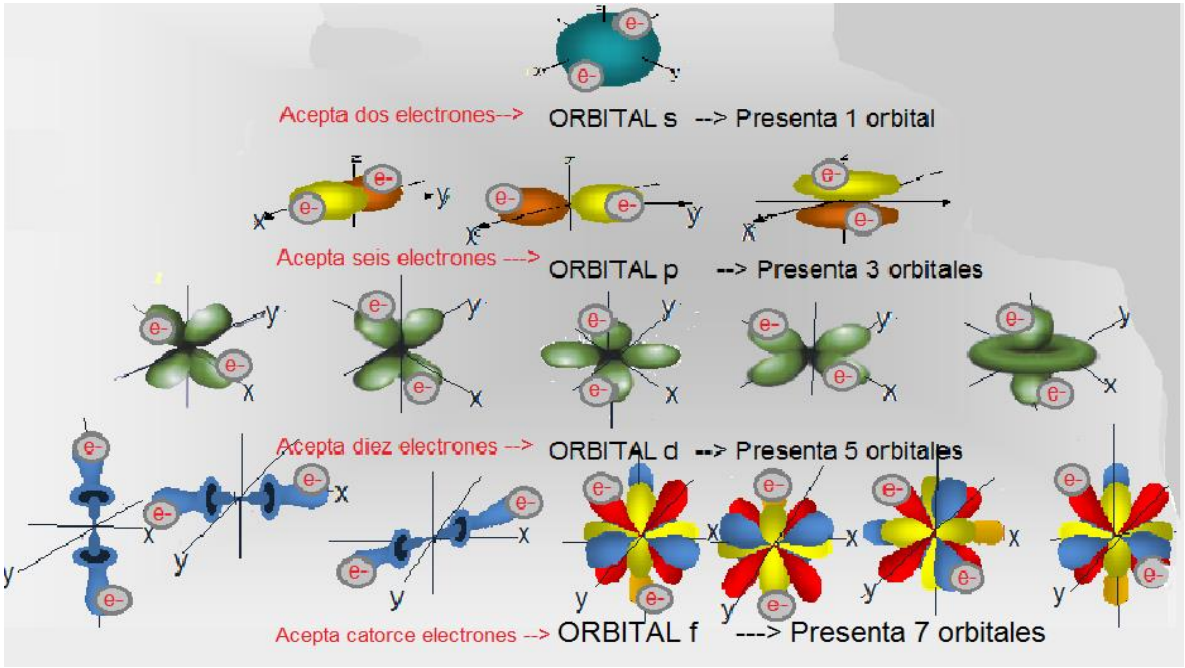
Desarrollo

Estructura Atómica

Si observamos la tabla periódica nos damos cuenta que siguen un orden según su número atómico, esto es considerando las características del núcleo atómico, pues el número atómico corresponde a la cantidad de protones que posee cada átomo en su núcleo, a la vez como se presentan como átomos neutros, este valor también nos indica la cantidad de electrones que posee el átomo.

Considerando esta característica de neutralidad del átomo y teniendo en cuenta la base de los estudios científicos realizados para establecer el modelo mecano cuántico, se puede establecer que en el átomo, los electrones se encuentran ocupando diferentes orbitales atómicos, los cuales se agrupan en niveles de energía. Un orbital atómico es una región del espacio que se encuentra alrededor del núcleo en la que existe la mayor probabilidad de encontrar un electrón.

Formas de orbitales atómicos



Fuente: http://eca-quimica.blogspot.cl/2011/06/configuracion-electronica-de-los-atomos.html

El modelo mecano cuántico para describir la distribución de los electrones en el átomo, utiliza cuatro números cuánticos. Estos se obtienen a partir de la solución de la ecuación de Shrodinger

Primer número cuántico: se denomina número cuántico principal y representa el nivel de energía donde se encuentra el electrón y se representa por la letra n. este puede adquirir valores de 1 hasta el infinito, sin embargo actualmente se conocen siete niveles de energía, si observamos la tabla periódica, este coincide con el periodo. El número cuántico principal también "describe la distancia promedio del electrón al núcleo en un determinado orbital. Cuanto más grande es el valor de n, mayor es la distancia entre un electrón en un orbital respecto del nucleo, y en consecuencia el orbital es más grande (y menos estable)" (Química, Raimond Chang, 2002, pág 265)

Segundo número cuántico, número cuántico del momento angular: corresponde a la forma del orbital atómico, por lo que es el lugar de mayor probabilidad de encontrar el electrón, se representa por la letra l y sus valores dependen del nivel de energía o valor del número cuántico principal y van desde 0 hasta (n – 1).
Por ejemplo si n es 3, los posibles valores de l serán 0, 1 y 2, puesto que sus valores van desde 0 hasta n-1,entonces como n = 3; n -1 es 3 -1 = 2, esto implica que sus posibles valores son 0, 1 y 2

De acuerdo al valor de l se puede determinar el nombre del orbital, lo que queda representado en la siguiente tabla

Valor de l	Tipo de Orbital
0	S
1	P
2	D
3	F

Luego si l = 1, el tipo de orbital será

Tercer número cuántico, se denomina número cuántico magnético y representa la orientación del orbital en el espacio. Se representa por la letra m y sus valores van desde – l a +l , incluyendo el cero, para cierto valor de l, existen (2l +1) valores enteros de m por ejemplo si l = 0, existe solo un valor para m y es 0, si l = 1 los valores de m son: -1, 0, +1
Considerando la regla de Hund, los electrones se ubican de a uno en forma desapareada hasta completar cada orbital con un electrón y luego se ubican en forma desapareada

Ejemplo:

Para el orbital p: este se distribuye en p_x p_y p_z

__↑↓ ↑↓ ↑↓

P_x p_y p_z

-1 0 + 1

Cuarto número cuántico de espin electrónico, este representa el giro del electrón en torno a su propio eje, similar a como gira la Tierra. y sus valores dependen de dos posibles movimientos adquiriendo los valores de + ½, y – ½ .

Ejemplo.

Para el orbital s

↑↓ ↑ = + ½ ↓ = - ½

La representación de la configuración electrónica es

$$nl^x$$

siendo n el nivel de energía
l el tipo de orbital (s, p, d o f)
x la cantidad de electrones presentes en el electrón

ejemplo: para una configuración $3p^3$, los valores de los números cuánticos serán:

Como n corresponde al nivel de energía y en este caso se observa que el nivel de energía es 3 por lo tanto n es igual a 3.

Para determinar el valor de l se observa el tipo de orbital de la configuración y luego se compara con la tabla anterior y en este caso como el orbital es p, el valor de l es 1,

Luego para determinar el valor de m, se debe recordar que m depende de l, como l es 1 los posibles valores de m son -1, 0 y +1 , este valor dependerá del electrón diferencial, el cual corresponde al subíndice de la representación de la configuración electrónica, en este caso es 3 por lo tanto al distribuir los electrones queda

↑ ↑ ↑
-1 0 +1

Como puedes observar el último electrón diferencial queda en el orbital +1, por lo tanto el valor de m es +1.

Finalmente para obtener el valor s como este depende también del electrón diferencial y de acuerdo al diagrama anterior usado para saber el valor de m, se puede apreciar que corresponde al primer electrón que ingresa en el orbital +1 por lo tanto el valor de s es + ½

Luego el conjunto de números cuánticos para la configuración 3 p^3 es:

n = 3
l = 1
m = 1
s = + ½

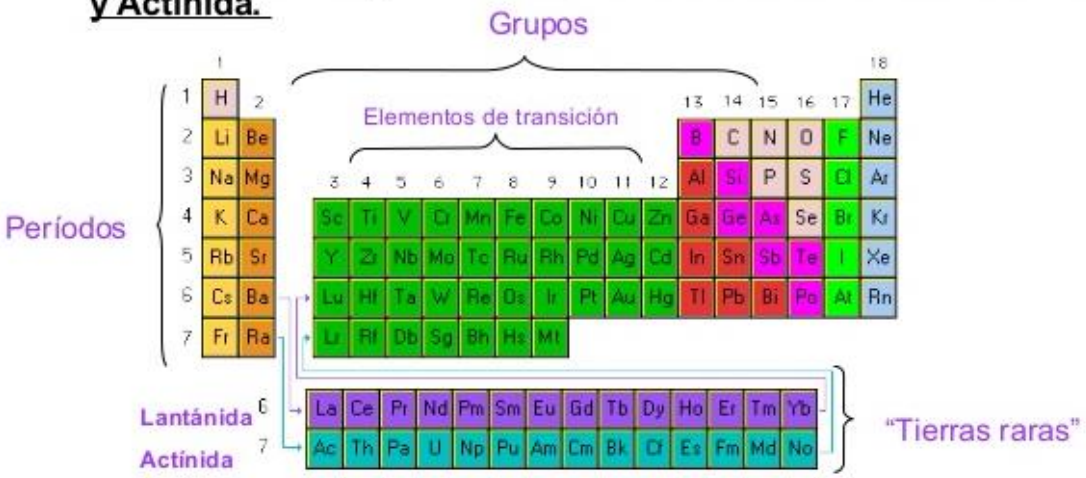
El valor de los números cuánticos permite describir la ubicación del electrón dentro de un orbital. Esto se concluye con la configuración terminal del electrón, la que correspondería al electrón diferencial, es decir, el último electrón posible de ubicar en el orbital.
Si observamos la tabla periódica encontraremos la configuración terminal que es característica para un grupo de elementos químicos, ya que determina propiedades químicas similares. Es por ello que los podemos clasificar en metales, no metales y metaloides. También se clasifican por grupos y periodos en elementos representativos, de transición y de transición interna.
Existen principios que ayudan a determinar el valor de los números cuánticos de un electrón, estos son:

a) Principio de Exclusión de Pauli: este establece que dentro de un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, se deben diferenciar al menos en uno de ellos
b) Regla de Hund: establece que en el átomo la distribución de los electrones será más estable, mientras más electrones con espín paralelos existan. Esto requiere que los electrones se ubique de a uno en todos los subniveles disponibles en forma paralela y una vez que todos contengan un electrón los siguientes se ubicarán en los primeros subniveles, pero con espin antiparalelo.
c) Principio de construcción o principio de Aufbau: este “establece que cuando los protones se incorporan al núcleo de uno a uno para formar un elemento, los electrones se suman de la misma forma en los orbitales atómicos”. (Química, Raimond Chang, 2002. Pág 277).

A continuación se puede observar como los elementos químicos se ubican en la tabla periódica según su número atómico lo que permite diferenciarlos según sus características, y construir la configuración electrónica de estos.

Conformación Tabla Periódica

- 7 filas horizontales: **periodos**
- 18 columnas verticales: **grupos**
  - Grupo A: elementos representativos.(s, p)
  - Grupo B: elementos de transición. (d)
- Transición interna (tierras raras): 14 elementos en series **Lantánida** (f) **y Actínida.**



Fuente: es.sliderhare,net

La configuración electrónica de los átomos se puede desarrollar utilizando el diagrama de las diagonales.

1	$1s^2$	2
2	$2s^2\ 2p^6$	8
3	$3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$	18
4	$4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}$	32
5	$5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 5f^{14}$	32
6	$6s^2\ 6p^6\ 6d^{10}\ 6f^{14}$	32
7	$7s^2\ 7p^6\ 7d^{10}\ 7f^{14}$	32

Fuente: quimica.laguia.2000.com

Por ejemplo si el z del elemento es 17 la configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^5$

Enlace Químico:

Considerando la configuración electrónica de los átomos, su clasificación y su ubicación en la tabla periódica se pueden formar distintos compuestos y moléculas a través de un enlace químico. "La explicación propuesta por Gilbert Lewis es que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable. La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble". (Química, Raymond Chang, 2002, pág 330)

Se define enlace químico a la unión de dos o más elementos a través de los electrones de valencia. Estos electrones según Lewis se representan a través de puntos, en que cada punto representa un electrón, por ejemplo para el átomo de Calcio, su representación será:

· Ca ·

Ideas básicas de la teoría de Lewis

1.- Los electrones, especialmente los que están en la capa más externa o de valencia, juegan un papel fundamental en el enlace químico.

2.- En algunos casos se transfieren electrones de un átomo a otro, formándose iones positivos y negativos que se atraen entre sí mediante fuerzas electrostáticas denominadas enlaces iónicos.

3.- En otros casos se comparten entre los átomos uno o más pares de electrones; esta compartición de electrones se denomina enlace covalente.

4.- Los electrones se transfieren o se comparten de manera que los átomos adquieren una configuración electrónica especialmente estable. Generalmente se trata de una configuración de gas noble con ocho electrones más externos que constituyen un octeto. (Química general, Ralph Petrucci, 2011, pág 396)

Regla del octeto

En 1916 Kossel y Lewis, propusieron esquemas muy similares para explicar el enlace entre átomos.

Un hecho que llamo la atención fue que los gases nobles eran claramente estables. La estructura de un gas noble consta de ocho electrones en el nivel más externo para todos los elementos excepto el helio, en donde, el nivel completo consiste en dos electrones.

Ej. He : $1\ s^2$

Ne : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

El descubrimiento de ambos fue la ***Regla del octeto*** que dice que los átomos interaccionan para modificar el número de electrones en sus niveles electrónicos externos, en un intento de lograr una estructura electrónica similar a la del gas noble. Así de acuerdo con la forma más simple de la regla del octeto, los niveles electrónicos más externos de la mayoría de los átomos al combinarse tienden a ganar o perder electrones hasta que el número total de electrones es igual a ocho. Lewis y Kossel afirmaron que todos los gases nobles tienen cuotas completas de electrones en sus órbitas y concluyeron que esta estructura explicaba la inercia química de los elementos, y que la tendencia a lograr estructuras electrónicas similares a los gases nobles, explica los enlaces químicos en todos los compuestos.

Ejemplos:

1: el sodio tiene un potencial de ionización bajo y puede perder fácilmente su electrón $3s^1$ .El sodio está en el tercer periodo, primer grupo, su configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ .Al perderlo su configuración electrónica queda $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.Como tenía 11 electrones y 11 protones al perder un electrón quedará con 11 protones y 10 electrones, así es un ión sodio llamado catión. La nueva configuración electrónica es igual a la del gas noble neón.

2: otros elementos ganan electrones para llenar su último nivel hasta la configuración estable de ocho electrones como es el caso del cloro, cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^5$ y al ganar un electrón queda con la configuración del argón, es decir, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^6$ formando el ión cloruro que es un anión.

Considerando los elementos que forman un compuesto o una molécula se pueden distinguir los siguientes tipos de enlace químico:

Enlace Iónico: La atracción electrostática entre especies iónicas de carga opuesta da por resultado un tipo de enlace químico llamado enlace iónico, en este tipo de enlace ocurre una transferencia de uno o más electrones.

El enlace iónico se produce entre átomos que tienen una diferencia significativa de electronegatividad. Así el átomo menos electronegativo cede uno o más electrones adquiriendo carga positiva (catión), en tanto el átomo de mayor electronegatividad capta los electrones quedando con carga negativa (anión). Los compuestos que tienen este tipo de enlace se llaman compuestos iónicos.

Ejemplo 1: para formar el fluoruro de litio (LiF) es necesario que el litio entregue al flúor su electrón de valencia, lo que se representa de la siguiente manera:

$$Li + F \rightarrow Li\,[\,F\,] \quad \text{transferencia de 1 e} = LiF$$

Ejemplo 2: para formar un enlace iónico entre el berilio y el flúor se requiere que el berilio ceda sus electrones de valencia. Como en este caso se necesitan dos átomos de flúor, cada uno de ellos aceptará uno de los electrones de acuerdo a lo siguiente:

$$Be \quad + \quad F \rightarrow \quad Be\ 2[\ F\ ] \quad \text{transferencia de 2 e} = BeF_2$$

Al sumar las cargas de los iones enlazados, el resultado es cero, por consiguiente se forman compuestos neutros.

Enlace Covalente

Otra forma en que los átomos adquieren configuración de gas noble es compartiendo electrones. En este tipo de enlace solo participan los electrones de valencia, aquellos que se encuentran en el último nivel de energía del átomo. Para determinar estos se desarrolla la configuración electrónica del átomo.

Por ejemplo para formar la molécula Cl_2

La configuración electrónica de Cl es $1s^2\ 2s^2\ 3s^2\ 3p^5$, esto establece que posee 5 electrones de valencia, al construir la estructura de Lewis queda:

$$:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot \quad + \quad \cdot\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}: \quad \rightarrow \quad :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}: \quad \rightarrow \quad Cl_2$$

En este caso solo participan dos electrones de valencia en la formación de enlace y para cada átomo de cloro quedan tres pares de electrones no enlazantes, denominados electrones libres.

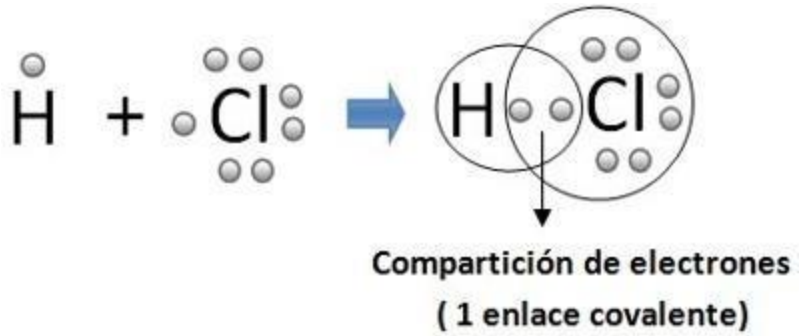
Según la cantidad de pares de electrones compartidos entre los átomos se pueden formar enlaces covalentes simple, donde se comparte solo un par de electrones, como es el caso de H_2, enlace doble donde se comparten dos pares de electrones como es el caso del O_2, o enlace triple donde se comparten tres pares de electrones entre los átomos como es el caso del N_2.

Al analizar las características de compuestos iónicos y compuestos covalentes se puede establecer las siguientes diferencias

Compuestos iónicos	Compuestos covalentes
Fuerzas electrostáticas fuertes	Existen dos fuerzas de atracción: energía de enlace y fuerza intermolecular muy débiles
A temperatura ambiente se encuentran en estado sólido y poseen altos puntos de fusión	Gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión
Solubles en agua y conducen la electricidad debido a que son electrolitos	Insolubles en agua y no conducen la electricidad

Si bien el enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones, se debe diferenciar entre aquellos que están formados por átomos iguales y aquellos formados por átomos diferentes. Considerando esta condición se diferencia el enlace covalente polar y el enlace covalente apolar.

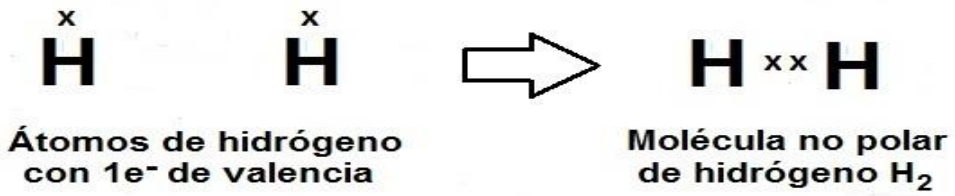
Enlace Covalente Polar: los electrones se comparten en forma desigual, depende de la densidad electrónica de cada átomo que forma el compuesto. Los átomos con mayor electronegatividad tienen mayor tendencia a atraer los electrones por lo que los átomos con menor electronegatividad tendrán menos tendencia a atraer los electrones generando diferencia densidad electrónica entre ellos. Por ejemplo en el compuesto HCl, el átomo de cloro tiene mayor tendencia a atraer el par de electrones enlazantes que el hidrógeno.



Fuente emaze.com

Para diferenciar entre un enlace iónico y un enlace covalente utilizando los valores de electronegatividad de los átomos se establece un rango para enlace iónico una diferencia de electronegatividad entre los átomos es igual o mayor a 1,7, y para un enlace covalente la diferencia de electronegatividad es inferior a 1,7.

Enlace Covalente Apolar: es el que se forma entre átomos iguales o que tienen una diferencia de electronegatividad muy pequeña. En el caso de átomos iguales, como la electronegatividad tiene la misma magnitud, la distribución electrónica es simétrica, es decir, ambos átomos atraen los electrones compartidos con la misma fuerza. Ejemplos de compuestos apolares son las moléculas diatómicas (N_2, O_2, entre otros)



Fuente google

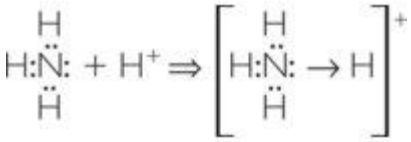
Conociendo los valores de electronegatividad de los elementos se puede determinar el tipo de enlace por la diferencia de electronegatividad que se produce entre ellos. Si la diferencia de electronegatividad es igual o mayor a 1,7 es enlace iónico y si es inferior a 1,7 es covalente polar y si la diferencia de electronegatividad es entre 0 y 0,5 el enlace es covalente apolar

Por ejemplo en el compuesto LiF:
Lo primero es tener el valor de electronegatividad del litio y del fluor, la electronegatividad del Li es 1.0 y la electronegatividad del F es 4,0, por lo tanto la diferencia de electronegatividad entre Li y F es 3,0 :$\Delta EN = 3$, luego el enlace entre estos elementos es iónico

Enlace Covalente Coordinado, también se denomina enlace dativo. En un enlace covalente se produce una compartición de los electrones de valencia que forman un enlace, estos pueden ser aportados por ambos átomos o el par de electrones puede ser aportado solo por uno de los átomos, cuando esto ocurre se produce un enlace covalente coordinado
Ejemplo: al hacer reaccionar una molécula de amoniaco con una molécula de ácido clorhídrico a través de la siguiente reacción:

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

Observando la estructura de Lewis



Fuente google

Se puede determinar que el ion H^+ del HCl se desplaza hacia el NH_3, quedando el electrón del hidrógeno con el Cl, por lo que este se transforma en el anión Cl y el enlace formado entre el NH_3 y H^+ es enlace covalente coordinado

CONCLUSIÓN

En el desarrollo de esta unidad se ha podido establecer como los átomos pueden generar diverso tipos de compuestos, considerando sus características electrónicas y principalmente los electrones de valencia, que son estos determinan las propiedades de los compuestos generados, tanto físicas como químicas. Tanto es así como el comportamiento frente a otras sustancias. Dentro de las propiedades física reconociendo si son metales o no metales según su capacidad para aceptar o ceder electrones a. una vez formados los compuestos iónicos que corresponde a la unión de metal con no metal, estos tendrán altos puntos de fusión y ebullición a diferencia de los compuestos covalentes que tienen bajos puntos de fusión y ebullición.
Considerando el comportamiento electrónico distinguimos los enlaces iónicos como aquellos en que se produce una transferencia de electrones de un átomo a otro generando iónes lo que permite que estas sustancias sean conductores de la electricidad y los enlaces covalentes generados entre elementos no metálicos lo que produce que los electrones sean compartidos por ambos átomos y a la vez conociendo los valores de electronegatividad de determina que átomo atrae con mayor fuerza los electrones que están formando el enlace, generando diferencia de densidad electrónica. Por último mencionar que el enlace covalente se puede diferenciar en enlace covalente polar formado por átomos diferentes de electronegatividad cercana y que generan polos positivos y negativos, enlace covalente apolar producido principalmente por átomos iguales generando una diferencia de electronegatividad igual a cero y enlace covalente coordinado producido cuando uno de los átomos aporta los dos electrones que están participando del enlace

BIBLIOGRAFÍA

Química Raymond Chang
2002 McGRaw – Hill

Química General Ralph Petrucci
2011 Pearson

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

QUIMICA Y FISICA GENERAL

UNIDAD Nº I

Estructura Atómica y Nomenclatura Inorgánica

WWW.IPLACEX.CL

Introducción

Para comunicarse en forma efectiva, los seres vivos utilizan un lenguaje que debe ser comprendido tanto por el que lo emite como por el que lo recibe. Así los químicos, también tienen un lenguaje que les es propio y que los distingue entre los otros especialistas.

El lenguaje utilizado por los químicos incluye símbolos químicos, fórmulas químicas que representan la formación de un compuesto, el cual puede ser covalente o iónico como se vio anteriormente, dependiendo del tipo de elementos que lo formen, finalmente distintos compuestos pueden experimentar una reacción química que es representada por una ecuación química. Como se puede observar existen diversas formas de expresar las sustancias químicas y esto es lo que un químico debe ser capaz de diferenciar.

Ideas Fuerza

- La nomenclatura inorgánica permite reconocer los distintos compuestos de acuerdo a normas básicas que determinan el nombre de estos según la combinación de los elementos químicos, utilizando la nomenclatura de Stock y IUPAC
- Los compuestos químicos se clasifican en compuestos binarios y ternarios, según la cantidad de elementos que forman el compuesto, no la cantidad de átomos, por ejemplo el ácido fluorhídrico H_2S, está formado por dos elementos, hidrógeno y azufre, por lo que es un compuesto binario, pero en su estructura presenta tres átomos; 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de azufre y esto no significa que sea un compuesto ternario
- La combinación de los átomos con hidrógeno da origen a los hidrácidos; combinación de hidrógeno con no metales y a los hidruros combinación de hidrógeno con metales
- Al combinar hidrógeno con oxígeno y otro no metal se genera un oxiácido o ácido y al combinar hidrógeno con oxígeno y un metal se forma un hidróxido o base
- Al unir un metal (ión positivo) con un no metal del grupo VI A y VII A (ion negativo) se genera una sal binaria (compuesto binario iónico)
- Las sales neutras corresponden a compuestos resultantes de la sustitución de los átomos de hidrógeno de un oxiácido por un elemento metálico.

Desarrollo

Los elementos se combinan siguiendo reglas básicas que se relacionan con el comportamiento de estos. Como se vio anteriormente existen elementos metálicos, no metálicos, metaloides, gases nobles, halógenos, etc y estos tienen comportamientos característicos los cuales están relacionados con su configuración electrónica terminal, como se podrá recordar los elementos se ubican en la tabla periódica según grupos y periodos, y los periodos corresponden al nivel de energía donde se encuentra el último electrón del átomo y los grupos determinan la configuración terminal del átomo considerando su electrón diferencial.

Para iniciar el estudio de la nomenclatura de los compuestos químicos es necesario recordar que cada elemento químico está representado por una o dos letras derivadas del nombre del elemento que en algunos casos es el nombre del elemento en latín. Los símbolos químicos son el alfabeto de la química. Algunos de estos son:

Carbono de carboneum (C)

Oro de aurum (Au)

Plata de Argentum (Ag)

Plomo de Plumbum (Pb)

Hidrógeno de Hidrogenium (H)

Oxígeno del griego oxigenium (O)

Estos se encuentran representados en la tabla periódica, clasificándose en metales, no metales, metaloides entre otros, tal como se puede observar en la siguiente tabla.

Grupo → / Periodo ↓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lantánidos				57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actínidos				89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Fuente : google

Para determinar la capacidad de combinación de los elementos es necesario conocer la valencia que presenta cada uno de ellos. Esta se obtiene según la cantidad de electrones que el elemento cede o acepta, dependiendo de su configuración electrónica. Por ejemplo los elementos del grupo IA son metales que tienden a ceder un electrón quedando con carga positiva +1,correspondiente al estado de oxidación, por lo que su valencia es igual a uno, debido a que la valencia corresponde al valor absoluto del estado de oxidación del elemento los elementos del grupo II A ceden dos electrones quedando con carga +2, y valencia 2 los elementos del grupo VI A tienen la capacidad de captar dos electrones por lo que se transforman en el anión respectivo y quedan con carga negativa -2 y valencia 2. Esto permite que entre estos elementos se produzca una transferencia de electrones para formar compuestos iónicos binarios, tal como se revisó anteriormente en el enlace iónico.

A continuación se presenta una tabla con estados de oxidación de los elementos químicos

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H +1																	He
Li +1	Be +2											B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3 +4,+5	O -1,-2	F -1	Ne
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +2, ±4	P ±3,+5	S ±2,+4,+6	Cl ±1 +3,+5,+7	Ar
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +2,+3,+4	V +2,+3 +4,+5	Cr +2,+3 +6	Mn +2,+3 +4,+6,+7	Fe +2,+3	Co +2,+3	Ni +2,+3	Cu +1,+2	Zn +2	Ga +1,+3	Ge +2,+4	As ±3,+5	Se -2,+4,+6	Br ±1 +3,+5,+7	Kr
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3,+4	Nb +2,+3 +4,+5	Mo +2,+3 +4,+5,+6	Tc +4,+5 +6,+7	Ru +2,+3 +4,+5,+6 +7,+8	Rh +2,+3 +4,+5,+6	Pd +2,+4	Ag +1	Cd +2	In +1,+3	Sn +2,+4	Sb ±3,+5	Te ±2,+4,+6	I ±1 +3,+5,+7	Xe
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3,+4	Ta +3,+4,+5	W +2,+3 +4,+5,+6	Re +2,+3 (+4,+6,+7)	Os +2,+3 +4,+5,+6 +7,+8	Ir +2,+3 +4,+5,+6	Pt +2,+4	Au +1,+3	Hg +1,+2	Tl +1,+3	Pb +2,+4	Bi +3,+5	Po ±2,+4,+6	At ±1,+5	Rn
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3,+4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Fuente: http://quimicageneralitc.blogspot.cl/

Como se puede observar los estados de oxidación presentan carga positiva o negativa dependiendo de su capacidad de aceptar o ceder electrones. Esto llevado al concepto de valencia, permitira establecer que elementos ceden electrones transformandose en iones positivos, quienes aceptan electrones tranformandose en iones negativos y a la vez saber quienes serán capaces de compartir electrones en un enlace químico. Como el valor de las valencias es solo el número entero sin signo, observemos como quedan estos valores para empezar a escribir las fórmula química de los compuestos y establecer sus nombres según la nomenclatura de Stok y IUPAC.

Valencias de los Elementos Químicos:

METALES

Nombre	Símbolo	Valencia
Litio	Li	1
Sodio	Na	
Potasio	K	
Rubidio	Rb	
Cesio	Cs	
Francio	Fr	
Plata	Ag	
Amonio *	NH_4^+	
Berilio	Be	2
Magnesio	Mg	
Calcio	Ca	
Estroncio	Sr	
Bario	Ba	
Radio	Ra	
Cinc	Zn	
Cadmio	Cd	
Aluminio	Al	3
Cobre	Cu	1 2
Mercurio	Hg	
Oro	Au	1 3
Cromo	Cr	2 3
Manganeso	Mn	
Hierro	Fe	
Cobalto	Co	
Níquel	Ni	
Estaño	Sn	2 4
Plomo	Pb	
Platino	Pt	

NO METALES

Nombre	Símbolo	Valencia	...uros
Hidrógeno	H	1	–1
Flúor	F		–1
Cloro	Cl	1 3 5 7	–1
Bromo	Br		
Yodo	I		
Oxígeno	O	–2 (–1)	
Azufre	S	4 6	–2
Selenio	Se		
Telurio	Te		
Nitrógeno	N	1 3 5 (2 4)	–3
Fósforo	P	3 5	–3
Arsénico	As		
Antimonio	Sb		
Boro	B	3	
Bismuto	Bi	3 5	
Carbono	C	2 4	–4
Silicio	Si	4	–4
Manganeso	Mn	* 4 6 7	
Cromo	Cr	6	
Molibdeno	Mo		
Wolframio	W		

(*) Aunque el ión amonio no es un elemento, se incluye aquí por la gran cantidad de compuestos donde aparece.

Fuente http://quimicageneralitc.blogspot.cl/
Como se puede observar en la tabla, existen elementos que tienen más de una valencia, por lo que darán origen a más de un compuesto por su capacidad de combinación.

Cuando los elementos ceden o aceptan electrones quedan con carga por lo que se les denomina iones, podemos observar algunos ejemplos en la siguiente tabla

Grupo al que pertenece el elemento	Nombre del elemento	Símbolo de ión respectivo
I A	Hidrógeno	H^{+} ión hidrógeno
I A	Litio	Li^{+} ión litio
II A	Magnesio	Mg^{+2} ión magnesio
II A	Calcio	Ca^{+2} ión calcio
III A	Aluminio	Al^{+3} ión aluminio
VI A	Oxígeno	O^{-2} ión oxígeno
VII A	Cloro	Cl^{-1} ión cloruro

La combinación de elementos da origen a un compuesto químico y este se representa a través de una fórmula química, la que entrega la siguiente información:

Por ejemplo, para el compuesto agua H_2O

Su fórmula expresa que este compuesto está formado por dos tipos de elementos: hidrógeno y oxígeno, a la vez evidencia la proporción en que se combinan cada uno de ellos, esto lo indican los subíndices, en caso se lee que existen dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Esta corresponde a la fórmula molecular del compuesto.

Compuesto Binarios oxigenados:

A este grupo pertenecen los **óxidos básicos** formados por la unión de un metal con oxígeno y los **óxidos ácidos** formados por la unión de un no metal con oxígeno.

Para los óxidos básicos el metal cede electrones quedando con carga positiva y el oxígeno es quien recibe los electrones quedando con carga negativa, luego para escribir la fórmula del compuesto se escribe primero el metal y luego el oxígeno.

La fórmula general de los óxidos básicos es:

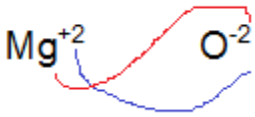
$$M^{x} + O^{y} \rightarrow M_yO_x$$

M es el metal, O es el oxígeno; x es la valencia del metal e y es la valencia del oxígeno

Como se puede observar las valencias de los elementos se intercambian. En el caso de los óxidos la valencia del oxígeno es 2. Si el elemento metálico presenta valencia 1 este no se escribe por ejemplo el óxido de sodio Na_2O, como la valencia del sodio es 1 no se escribe el subíndice del oxígeno.

Por ejemplo Para la combinación del oxígeno con magnesio queda:

El ión positivo es el magnesio Mg^{+2} (valencia 2) y el ión negativo es el O^{-2} (valencia 2), luego:



$\rightarrow \quad Mg_2O_2 \rightarrow MgO$

Como los dos elementos tienen el mismo subíndice, estos se simplifican siendo la fórmula del compuesto MgO.

Nombre de los compuestos según Stok: se menciona la palabra oxido (debido al oxígeno) seguido del nombre del metal y entre paréntesis se escribe el valor de la valencia con números romanos, esto en el caso que el metal tenga más de una valencia.

Para el ejemplo anterior como el magnesio solo tiene valencia 2, el nombre de este compuesto es: óxido de magnesio

En el caso de hierro que tiene valencia 2 y 3, se debe escribir entre paréntesis el valor de la valencia del metal que se esté utilizando con números romanos, quedando:

FeO: óxido de hierro (II)

Fe_2O_3: óxido de hierro (III)

Nombre de los compuestos según la IUPAC: cuando los elementos presentan solo una valencia se considera como la mayor por lo que se escribirá óxido seguido del metal terminado en ico. Para el caso del magnesio, el nombre del compuesto es óxido magnésico.

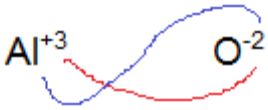
en caso de que los elementos tengan dos valencias, para la de menor valor se utiliza el sufijo **oso** y para el mayor valor de la valencia el sufijo **ico**. En el caso del hierro queda:

FeO: óxido ferroso

Fe_2O_3: óxido férrico

Para la combinación entre oxígeno y aluminio queda:

El ión positivo es el Al^{+3} y el ión negativo es el O^{-2}, luego



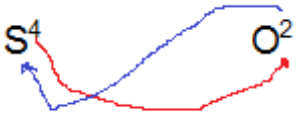
$\rightarrow Al_2O_3$

El nombre del compuesto es óxido de aluminio u óxido alumínico

Los **óxidos ácidos** se generan entre elementos no metálicos y oxígeno siguiendo las mismas reglas que para los óxidos básicos, para escribir la fórmula del compuesto, primero se escribe el no metal distinto al oxígeno y luego se escribe el oxígeno.

La fórmula general es N^xO^y ; siendo N el no metal; O el oxígeno; **x** la valencia del no metal e **y** la valencia del oxígeno. Para nombrarlos se menciona la palabra óxido seguida del nombre del no metal. También en el caso de tener más de una valencia, esta se debe indicar en números romanos o utilizando las terminaciones **oso** e **ico** según corresponda.

Ejemplo: para la combinación entre azufre y oxígeno



$\rightarrow S_2O_4 \rightarrow SO_2$

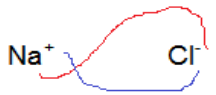
S_2O_4 al simplificar los subíndices queda SO_2, cuyos nombres son: óxido de azufre (IV) u óxido sulfuroso.

S_2O_6 al simplificar los subíndices queda SO_3, y sus nombres son: óxido de azufre (VI) u óxido sulfúrico

Los iones simples con cargas opuestas se combinan para formar **compuestos iónicos binarios,** es decir, compuestos formados solo por dos elementos. Para obtener la fórmula del compuesto primero se escribe el ión con carga positiva y luego el ión con carga negativa y el valor de las cargas de cada ión se escribe como subíndice pero en el elemento contrario. Esto da origen a una sal binaria.

Por ejemplo para el NaCl

El ión positivo es el Na^+ y el ión negativo es el Cl^-, entonces



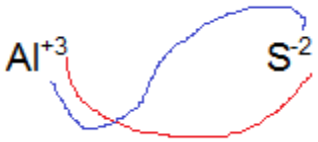
→ Na_1Cl_1 → NaCl

Como el uno no se escribe como subíndice la fórmula del compuesto es NaCl

Para nombrar el ión negativo se menciona el elemento no metálico con el sufijo uro, seguido del nombre del metal. Para este caso el compuesto es cloruro de sodio y considerando las terminaciones según la IUPAC, el nombre será cloruro sódico

Para la combinación entre azufre y aluminio queda:

El ión positivo es el Al^{+3} y el ión negativo es el S^{-2}, luego



→ Al_2S_3

El nombre del compuesto es:

Al_2S_3: sulfuro de aluminio o sulfuro alumínico

Compuestos Hidrogenados

Estos compuestos resultan de la combinación de hidrógeno con un metal o con un no metal. En el caso de que la unión sea con un metal se denominan hidruros y si la unión es con un no metal hidrácidos. Los no metales que forman este tipo de compuestos son los pertenecientes al grupo VI A y VIIA de la tabla periódica.

En el caso de los hidruros la fórmula general es:

M_xH_y

Donde M es el metal

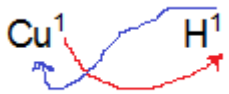
H es el hidrógeno

X es la valencia del hidrógeno (1)

Y es la valencia del metal; recuerde que las valencias se intercambian en la fórmula de los compuestos.

Para nombrar los hidruros al igual que en los casos anteriores se puede utilizar la nomenclatura Stock y la nomenclatura IUPAC.

El hidrógeno se menciona como hidruro de seguido del nombre del metal y su valencia con números romanos en caso de poseer más de una, o bien se inicia el nombre con hidruro seguido del nombre del metal con el sufijo **oso** o **ico** según corresponda. Por ejemplo para la combinación del hidrógeno con cobre:



$\rightarrow$ Cu_1H_1 $\rightarrow$ CuH

Los nombres de este compuesto son: hidruro de cobre (I) ; hidruro cuproso, porque el cobre se encuentra con el menor valor de la valencia y se utiliza la terminación **oso**. En el caso que el cobre este con la valencia 2, el compuesto será:

CuH_2 y sus nombres son: hidruro de cobre (II) ; hidruro cúprico.

Para los hidrácidos, unión de hidrógeno con un no metal del grupo VI A o VII A, la fórmula general es:

H_xE_y

Donde H es hidrógeno

E es el no metal

X es la valencia del no metal

Y es la valencia del hidrógeno (1)

Para nombrarlos al nombre del no metal se agrega el sufijo **uro** seguido de hidrogeno, también se puede nombrar iniciando con la palabra ácido seguido del nombre del no metal terminado en **hídrico**. Para la combinación de hidrógeno con cloro, el compuesto formado se denomina:

HCl: clor**uro** de hidrógeno; ácido clor**hídrico**

Compuestos Ternarios

A este grupo pertenecen los compuestos formados por la unión de hidrógeno, oxígeno y un metal denominados **hidróxidos (bases)** y los formados por la unión de hidrógeno, oxígeno y otro no metal denominados **oxiácidos (ácidos)**.

Para los hidróxidos la fórmula general es $M_x (OH)_y$

Siendo M el metal

OH el grupo hidroxilo

X la valencia del OH (1)

Y la valencia del metal

Para nombrar estos compuestos el nombre se inicia con la palabra hidróxido de seguido del nombre del metal, en caso de poseer más de una valencia, esta debe ir entre paréntesis y con números romanos, a la vez se puede utilizar las terminaciones oso e ico según corresponda. Por ejemplo para el caso del níquel que posee valencia 2 y 3 los compuestos respectivos son:

$Ni(OH)_2$: hidróxido de níquel (II) ; hidróxido niqueloso

$Ni(OH)_3$: hidróxido de níquel (III) ; hidróxido niquélico

Para los oxiácidos la fórmula general del compuesto es:

$$H_xE_yO_z$$

Dónde: H es hidrógeno

E elemento no metálico

O es oxígeno

x,**y,z** son los subíndices que resultan después de la reacción química entre un óxido ácido y agua.

Para nombrarlos, el nombre se inicia con la palabra ácido seguida del elemento no metálico terminado en **oso** o **ico** según la valencia que esté usando. Por ejemplo para el azufre:

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$:

como el azufre está utilizando la valencia de mayor valor el nombre del compuesto es ácido sulfúrico. Para obtener la fórmula del compuesto se debe sumar la cantidad de cada átomo participante de la reacción y se escriben como subíndices. En este caso en la reacción participan: un átomo de S, 4 átomos de oxígeno; 3 del óxido más uno del agua y dos átomos de hidrógeno dando como resultado H_2SO_4

Sales neutras de oxiácidos: si sobre un oxiácido como el nítrico se vierte un hidróxido como el de sodio, se neutraliza el ácido formándose una sal. Estas sales corresponden realmente a compuestos resultantes de la sustitución de los átomos de hidrógeno de un oxiácido por un elemento metálico.

La fórmula general de las sales ternarias o neutras es: $M_xA_zO_y$

Donde M corresponde al símbolo del metal

A es el símbolo del no metal

O es el símbolo del oxígeno

X, z e y son los subíndices obtenidos por la combinación de estos elementos al formar la sal.

Para nombrar las sales, en el nombre del oxiácido cambia su terminación, en el caso de que el sifijo del oxiácido es oso se cambia por ito y si el sufijo es ico se cambia por ato, seguido de y el nombre del metal

Por ejemplo: para formar la sal sulfito de sodio

1- Formación de óxido no metálico $S + O \rightarrow SO_2$ (óxido de azufre (IV)) , óxido sulforoso

2- Formación de un oxiácido $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ (ácido sulfuroso)

3- Disociación del ácido o formación del anión $H_2SO_3 \rightarrow 2\,H^+ + SO_3^{-2}$ (sulfito)

4- Formación de la sal $Na^+ + SO_3^{-2} \rightarrow Na_2SO_3$ (sulfito de sodio)

CONCLUSIÓN

Para poder nombrar los compuestos químicos, se utiliza la nomenclatura inorgánica, que se basa en seguir algunas reglas que permiten construir las distintas fórmulas químicas de los compuestos inorgánicos. Dentro de estas está la nomenclatura tradicional o de Stock y la nomenclatura sistemática o IUPAC (unión internacional de química pura y aplicada)

El conocer las características de los distintos compuestos, a través de su nombre, que indica su composición, es muy útil al momento de formar alguna solución o tratar un reactivo en particular en algún trabajo relacionado con compuestos químicos o para tratamientos de algunas sustancias.

BIBLIOGRAFÍA

Química Raymond Chang
2002 McGRaw – Hill

Química General Ralph Petrucci
2011 Pearson

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

QUIMICA FISICA Y GENERAL

Unidad II: Reacciones químicas y soluciones

WWW.IPLACEX.CL

Introducción

Las reacciones químicas son representadas a través de ecuaciones químicas, estas las podemos observar a diario sin darnos cuenta que son reacciones químicas, por ejemplo, cuando nuestro organismo realiza funciones vitales como la digestión, circulación, respiración entre otras, a esto se debe la interpretación de que el organismo humano es un laboratorio químico. En el caso de la respiración asimilamos oxígeno para que este llegue a las células, estas realizan el proceso de combustión y eliminan dióxido de carbono, pues bien en este caso estamos hablando de una reacción química.

A nuestro alrededor también observamos diversas reacciones químicas como cuando quemamos gas para cocinar o para encender una estufa para calefacción, debido a que existe una transformación de sustancias.

También están los productos que se generan en los procesos industriales para ser utilizados en diversas áreas, incluso en la manipulación de los alimentos, corresponden a una reacción química, pero a la vez estos deben tener un rendimiento porcentual alto para lograr la eficiencia esperada a la hora de utilizar estos productos. En forma indirecta en estas reacciones se está aplicando la estequiometría, la relación cuantitativa de las sustancias, y las leyes de combinación química lo que permitirá obtener un resultado cercano a lo esperado

En esta unidad lograrás establecer el equilibrio estequiométrico a partir de las combinaciones de distintos elementos o compuestos que participan en una reacción química, así como la proporción en que estos reaccionan. A la vez se deben cumplir una serie de leyes cada vez que se analiza una reacción química, estas leyes son ley de conservación de la materia, ley de las proporciones definidas, y ley de las proporciones múltiples. Estas ayudan a establecer el tipo de reacción química que puede ocurrir.

Ideas Fuerza

Un cambio químico es en sí una reacción química, se representa a través de una ecuación química la cual indica las sustancias reaccionantes y los productos formados, además señala el estado físico en que se encuentra cada una de las sustancias participantes de la reacción.

La estequiometría es la técnica que permite el equilibrio cuantitativo de las ecuaciones químicas a través de la utilización de coeficientes estequiométricos, que corresponden a números que se emplean para igualar la cantidad de átomos de un elemento en los reactantes y en los productos, cumpliendo con la ley de conservación de la materia.

Mol es la cantidad de sustancia participantes en una reacción y se utiliza en las ecuaciones químicas para realizar las proporciones estequiométricas que permiten el equilibrio de una ecuación química.

En una reacción química se puede distinguir un reactivo limitante y un reactivo en exceso, el reactivo limitante es aquella sustancia que se consume completamente durante la reacción para dar origen a un producto, en cambio el reactivo en exceso es aquella sustancia que permite la formación de un producto, pero no se consume completamente, por lo que en los productos se podrá identificas parte de este reactivo sin reaccionar.

El rendimiento porcentual de una reacción corresponde a la relación entre el rendimiento teórico esperado de una reacción y el rendimiento real, después de ocurrida la reacción. Este rendimiento depende del reactivo limitante de la reacción.

La ley de conservación de la masa establece que en una reacción química la suma de las masas de las sustancias reaccionantes, debe ser igual a la suma de las masas de los productos

Ley de las proporciones definidas establece que un compuesto siempre tiene la misma composición en masa de los elementos que lo constituyen

Ley de las proporciones múltiples establece que si dos elementos forman más de un compuesto, las masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento, están en una relación de números enteros sencillos

Desarrollo

Reacciones Químicas y Estequiometria

En la naturaleza encontramos constantes procesos de transformación, los cuales podemos clasificar en fenómenos físicos y químicos. En los fenómenos o cambios químicos encontraremos que las sustancias participantes experimentan transformaciones irreversibles lo cual podemos asociar a una reacción química. En toda reacción química las sustancias iniciales reaccionan entre ellas dando origen a nuevas sustancias con características y propiedades distintas a las iniciales. Esto se debe a que al interactuar distintos elementos se produce un reordenamiento de los electrones ya sea porque un átomo cede, recibe o comparte electrones generando un enlace químico, y dependiendo del tipo de enlace formado, el nuevo compuesto tendrá propiedades características.

Una reacción química se representa a través de una ecuación química. Así como se vio en nomenclatura la representación de los compuestos eran las fórmulas químicas, en las reacciones químicas su representación son las ecuaciones químicas. Estas están formadas por reactantes, las sustancias iniciales, los cuales se escriben al lado izquierdo de la ecuación y productos, las sustancias finales, los cuales se escriben al lado derecho de la ecuación. En términos generales una ecuación química se representa por:

$$aA_{(s)} + b\,B_{(l)} \rightarrow c\,C_{(ac)} + d\,D_{(g)}$$

Siendo a, b, c y d los coeficientes estequiométricos de la ecuación que se utilizan para equilibrar la ecuación química, es decir, que exista igual cantidad de átomos de un elemento en los reactantes y en los productos.

A y B corresponde a los reactantes o sustancias iniciales de la reacción.

C y D corresponden a los productos o sustancias finales de la reacción

S, l, ac y g, son los posibles estados en que se pueden encontrar las sustancias (s = sólido, l = líquido, ac = acuoso, g = gaseoso)

La flecha indica el sentido de la reacción y esta se puede interpretar como dan origen a, indicando las sustancias que se producirán.

En el siguiente ejemplo:

$O_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

Las sustancias reaccionantes son $O_{2\,(g)} + H_{2\,(g)}$ y la sustancia producto es $H_2O_{(l)}$. Como se puede observar, después de cada sustancia aparece el estado en que se encuentra, por ejemplo el agua (H_2O) se encuentra en estado líquido.

En toda reacción química los átomos o elementos no cambian, tal como se menciona en la ley de conservación de la masa: los átomos no se crean ni se destruyen solo se transforman, es decir, experimentan una reorganización lo que permite la transformación de reactantes a productos, por lo tanto la cantidad de átomos presentes de cada elemento en los reactantes debe ser igual a la cantidad de átomos presentes en los productos, solo que formando compuestos diferentes. En la siguiente ecuación:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$$

En los reactantes existen 1 átomo de carbono y en los productos 6 átomos de carbono, por lo que la ecuación no está equilibrada y debe ser ajustada. Para esto se utilizan los coeficientes estequiométricos para ajustar la ecuación. En este caso se debe colocar el coeficiente 6 delante de las fórmulas de CO_2, H_2O, y O_2, de tal modo que en ambos lados de la ecuación exista la misma cantidad de átomos de cada elemento.

En el caso anterior se realizó el balance de ecuaciones. Este se utiliza para lograr el equilibrio en una ecuación, es decir, mantener el número de átomos y masa en reactantes y productos, se utilizan los coeficientes estequiométricos, que son los números necesarios para ajustar una ecuación química. Para balancear una ecuación química se deben colocar los valores de coeficientes estequiométricos necesarios para que la cantidad de átomos sea igual a la cantidad de átomos de los productos. Las ecuaciones no pueden ser modificadas en cuanto a los compuestos que están participando, tampoco se pueden agregar nuevos elementos para ajustar la ecuación. Por ejemplo para la reacción de formación de agua.

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

Se puede observar que en los reactantes existen 2 átomos de hidrógeno y en los productos también hay 2 átomos de hidrógeno, al comparar el oxígeno, existen 2 átomos en los reactantes, pero 1 átomos en los productos, por lo tanto la ecuación no está equilibrada, como debe existir la misma cantidad de átomos en cada sector de la ecuación se debe agregar un coeficiente que equilibre la ecuación, en este caso se debe colocar un 2 en el hidrógeno (H_2) de los reactantes y un 2 en la molécula de agua (H_2O) en los productos. Luego la ecuación queda.

$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$$

Con esto la ecuación queda equilibrada, pues existen 4 átomos de hidrógeno en los reactantes y productos y 2 átomos de oxígeno en los reactantes y productos. Este se debe a que el coeficiente multiplica a cada átomo que sigue después del coeficiente. En el caso de la molécula de agua el 2 multiplica al hidrógeno que como ya existen 2 al multiplicar por 2 quedan 4 y a la vez multiplica el átomo de oxígeno, quedando 2 átomos en total.

El método utilizado para equilibrar la ecuación se denomina “ajuste por tanteo”, esto significa equilibrar la ecuación probando coeficientes estequiométricos hasta lograr el equilibrio de la ecuación.

Aspectos que se pueden considerar para ajustar o equilibrar una ecuación química.

- Si un elemento aparece solamente en un compuesto en cada lado de la reacción, intente ajustar este elemento en primer lugar
- Cuando uno de los reactivos o productos aparece como elemento libre, ajústelo en último lugar
- En algunas ocasiones hay grupos de átomos que no se modifican, en estos casos ajuste estos grupos como si se tratase de una unidad (Química, Petrucci,2003, pág 110)

Ejemplo: equilibrar la siguiente ecuación.

$$NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

Paso 1: verificar la cantidad de átomos de cada elemento en cada lado de la ecuación. Al lado izquierdo de la ecuación existe 1 átomo de nitrógeno y al lado derecho existen 2 átomos de nitrógeno, esto ya indica que la ecuación no está equilibrada. Para los hidrógenos existen 3 átomos en los reactantes y en los productos 2 átomos. Para el oxígeno 2 átomos en los reactantes y 1 en los productos.

Paso 2: escribir los coeficientes estequiométricos necesarios para equilibrar la ecuación. En primer lugar equilibrar los átomos de nitrógeno

$$2\ NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$$

Ahora existe la misma cantidad de átomos de nitrógeno en los reactantes y productos.

En segundo lugar equilibrar los átomos de hidrógeno

$$2\ NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + 3\ H_2O$$

En esta etapa ya están equilibrados los átomos de nitrógeno e hidrógeno, ahora se equilibran los átomos de oxígeno, como en los reactantes el oxígeno está como elemento libre se deja para equilibrar en último lugar

$$NH_3 + 3/2\ O_2 \rightarrow N_2 + 3\ H_2O$$

Paso 3: escribir la ecuación equilibrada

$$2\ NH_3 + 3/2\ O_2 \rightarrow N_2 + 3\ H_2O$$

Paso 4: para obtener solo coeficientes de números enteros se debe multiplicar toda la ecuación por 2, quedando:

$$4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O$$

Leyes de Combinación Química:

Entre las leyes de combinación química encontramos la ley de conservación de la materia, ley de las proporciones definidas, y ley de las proporciones múltiples .

Ley de conservación de la materia: esta ley fue establecida por Antoine Laurent Lavoisier en 1774, y establece que en toda reacción química, la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma. De esto se deduce que la masa de los reactantes, es decir, las sustancias iniciales de una reacción química, es igual a la masa total de los productos, es decir, sustancias finales. A través de las ecuaciones químicas hemos visto como los coeficientes estequiométricos, permiten lograr este equilibrio al igualar la cantidad de átomos presentes en la ecuación.

Por ejemplo para la reacción química entre el amoniaco (NH_3) y el oxígeno (O_2), representada en la siguiente ecuación química

$$4\ NH_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O$$

Tenemos que existen:

Desde el punto de vista atómico: 4 átomos de nitrógeno en los reactantes y en los productos, 12 átomos de hidrógeno y 6 átomos de oxígeno en los reactantes y en los productos. Con esto se cumple la ley de conservación de la materia.

A partir de una ecuación se pueden realizar diversos ejercicios de cálculos estequiométricos a partir de la interpretación de la ecuación química. En el caso anterior se puede observar que a partir de 4 mol de NH_3 que se combinan con 3 mol de O_2 se forman 2 mol de N_2 y 6 mol de H_2O. Con esto se podría hacer la siguiente pregunta: ¿Cuántos mol de NH_3 se necesitan para obtener 6 mol de N_2?

Según la ecuación equilibrada 4 mol de NH_3 forman 2 mol de N_2, entonces se debe calcular cuántos mol de NH_3 se requieren para formar 6 mol de N_2?. Para esto se utiliza la razón estequiométrica:

$$\frac{4 \text{ mol de } NH_3}{2 \text{ mol de } N_2} = \frac{x \text{ mol de } NH_3}{6 \text{ mol de } N_2}$$

X = 12 mol de NH_3, por lo tanto para formar 6 mol de N_2 se requiere de 12 mol de NH_3

El mismo procedimiento se puede realizar para establecer la relación entre cada uno de los compuestos que participan de la reacción. Por ejemplo ¿cuántos mol de H_2O se forman a partir de 7 mol de O_2? O a partir de 5 mol de NH_3, etc.

Conociendo los elementos que participan en una reacción química se puede determinar el reactivo limitante. En una reacción química en que se consumen completamente los reactantes para formar un producto se dice que los reactivos están en proporciones estequiométricas. En algunas reacciones existe un reactivo que se consume completamente mientras que existen otros que se encuentran en exceso, a aquel reactivo que se consume completamente se denomina reactivo limitante.

Por ejemplo: Un recipiente contiene 70 g de O_2 y 15 g de H_2. Se hace saltar una chispa eléctrica y se forma agua, según la siguiente ecuación:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

¿Cuál es el reactivo limitante en la reacción descrita?

Considerando los pesos atómicos de cada átomo se puede establecer la relación entre las moléculas participantes de la reacción y luego se establece la relación entre las masas que se dan en el ejercicio. Las masas atómicas de los elementos es H 1 g/mol,

luego la masa de H_2 es 2 g/mol, la masa atómica del O es 16 g/mol, luego la masa de O_2 es 32 g/mol.

Paso 1: equilibrar la ecuación química

$$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$$

Paso 2: comprobar la proporción inicial de los reactivos con la proporción en que se combinan

$$\frac{4 \text{ g de } H_2}{32 \text{ g de } O_2} = \frac{x \text{ g de } H_2}{70 \text{ g de } O_2}$$

X = 8,75 g de O_2, luego se necesitan 8,75 g de H_2 para que reaccionen completamente 70 g de O_2. Como existen 15 g de H_2, este sería el reactivo en exceso pues existe mayor cantidad de lo necesario para consumir el oxígeno, por lo tanto el reactivo limitante es el oxígeno. Esto se puede comprobar calculando la masa de oxígeno necesaria para consumir los 15 g de H_2 siguiendo el mismo procedimiento

$$\frac{4 \text{ g de } H_2}{32 \text{ g de } O_2} = \frac{15 \text{ g de } H_2}{x \text{ g de } O_2}$$

X = 120 g, luego se necesitan 120 g de O_2 para que reaccionen los 15 g de H_2, por lo tanto para consumir todo el H_2 es necesaria una masa mayor a 70 g.

Rendimiento de reacción:

"La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de la reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante. Por lo tanto el rendimiento teórico es el rendimiento máximo que se puede obtener, que se calcula partir de las ecuaciones balanceadas". (Química, Raymond Chang, 2002, pág 93)

Por lo general una vez producida una reacción química el rendimiento real es menor al rendimiento teórico es decir la formación de productos, es menor a lo esperado, esto se debe a diversos factores como por ejemplo si se requiere una energía de activación determinada o si la reacción es reversible, por ejemplo. Por lo tanto se establece una relación entre el rendimiento real o experimental de la reacción y el rendimiento teórico que es el máximo esperado. Esta relación se establece a través de la siguiente ecuación del rendimiento porcentual:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

Por ejemplo: ¿Cuál es el rendimiento de una reacción entre óxido de boro y magnesio para obtener boro y óxido de magnesio si por cada 100 g de óxido de boro se obtienen 25 g de boro?

Paso 1: escribir la ecuación química balanceada

$$B_2O_3 + 3\,Mg \rightarrow 3\,MgO + 2\,B$$

Paso 2: determinar la masa de cada sustancia en equilibrio

$$B_2O_3 + 3\,Mg \rightarrow 3\,MgO + 2\,B$$

70 g 72 g 120 g 22 g

Paso 3: establecer la relación entre el reactivo y producto mencionado. En este caso teóricamente 70 g de B_2O_3 producen 22 g de B, entonces se debe calcular cuántos gramos de boro se obtendrán a partir de 100 g de B_2O_3.

$$\frac{70 \text{ g } B_2O_3}{22 \text{ g B}} = \frac{100 \text{ g } B_2O_3}{x \text{ g B}}$$

X = 31,42 g de B

Según el resultado, el rendimiento teórico es que por cada 100 g de B_2O_3 se producen 31,42 g de B

Paso 3: calcular el rendimiento porcentual

Según la ecuación el rendimiento teórico sería 31,42 g de B y según el planteamiento del ejercicio el rendimiento experimental o real es 25 g de B, entonces, el rendimiento porcentual es:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{25 \text{ g}}{31{,}42 \text{ g}} \times 100 = 79{,}56$$

El rendimiento de la reacción es de un 79,56 %

Ley de las proporciones definidas:

En 1799 Joseph Proust estableció la ley de la composición constante o ley de las proporciones definidas. Esta establece que un compuesto siempre tiene la misma composición en masa de los elementos que lo constituyen. Por ejemplo en la molécula de agua H_2O, la proporción de los elementos siempre será 2:1, es decir, por cada 2 átomos de hidrógeno existe un átomo de oxígeno y esta proporción se mantiene independiente de la muestra de agua que se este analizando.

Ejemplo: se realizan dos experimentos, en el primero se hacen reaccionar 7,3 g de cloro con 3,68 g de sodio, quedando un exceso de cloro y 9,35 g de cloruro de sodio. En el segundo experimento se separaron 2,97 g de cloruro de sodio, produciéndose 1,8 g de cloro y 1,17 g de sodio. Calcular la proporción de cloro y sodio en el compuesto cloruro de sodio

Paso 1: determinar la proporción de combinación entre el cloro y el sodio en el experimento 1

Según la ley de conservación de la masa en el experimento reaccionan 3,68 g de sodio con 5,67 g de cloro, pues se formaron 9,35 g de NaCl. La masa del cloro se puede obtener a partir de la siguiente relación.

Masa total de NaCl – masa del sodio = masa de cloro

$$9{,}35 \text{ g} - 3{,}68 \text{ g} = 5{,}67 \text{ g}$$

Luego para determinar la relación entre los elementos es:

$$\frac{5{,}67 \text{ g de Cl}}{3{,}68 \text{ g de Na}} = 1{,}54$$

El cloro con el sodio se combinan en una proporción de 1,54 : 1

Paso 2: determinar la proporción de combinación entre el cloro y el sodio en el experimento 2

$$\frac{1{,}8 \text{ g de Cl}}{1{,}17 \text{ g de Na}} = 1{,}54$$

El cloro con el sodio se combinan en una proporción de 1,54 : 1

En ambos experimentos la proporción de combinación de los elementos es la misma, por lo tanto se cumple la ley de las proporciones definidas

Ley de las proporciones múltiples.

Propuesta por John Dalton, establece que: si dos elementos forma más de un compuesto, las masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento, están en una relación de números enteros sencillos.

Por ejemplo: considere dos óxidos de carbono. En un óxido, 1g de carbono se combina con 1,333 g de oxígeno y en un segundo óxido 1g de carbono se combina con 2,666 g de oxígeno, en este caso la masa de oxígeno es el doble que la del primer óxido por lo tanto la relación es 2,666g/1,333g = 2 : 1

Las fórmulas químicas de los respectivos óxidos son CO, para el primero y CO_2, para el segundo.

CONCLUSIÓN

Las reacciones químicas son los cambios químicos que puede experimentar la materia, y estas se representan a través de las ecuaciones químicas que corresponden a las relaciones cuantitativas de combinación de las sustancias. Una vez establecida una reacción química a través de su ecuación se pueden desarrollar una serie de cálculos estequiométricos, en los que se aplican las leyes de combinación química: ley de conservación de la materia, ley de las proporciones definidas y ley de las proporciones múltiples. La utilización de estas permite conocer el porcentaje en que reaccionan los reactivos para formar un producto y a la vez determinar las características de los productos formados

BIBLIOGRAFÍA

Química, John S. Phillips

2009 McGraw Hill

Química Raymond Chang
2002 McGRaw – Hill

Química General Ralph Petrucci
2003 Pearson

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

Química Y Física General

UNIDAD Nº II

Reacciones Químicas y Soluciones.

WWW.IPLACEX.CL

Introducción

En la naturaleza muy pocas sustancias se encuentran en estado puro, la mayoría se encuentra formando mezclas o soluciones. En todas las actividades que realizamos se pueden encontrar soluciones, incluso la atmósfera es una solución, pues es una mezcla de gases como el oxígeno, el nitrógeno, el dióxido de carbono, vapor de agua y gases nobles, sin embargo no podemos identificar cada uno de ellos, pero se encuentran a nuestro alrededor y nos permiten el desarrollo de la vida en el planeta. También en el mar encontramos una solución, ya que no solo es agua sino que también posee minerales, así si analizamos cada sistema que nos rodea encontraremos que es una solución o mezcla.

Las soluciones se pueden analizar desde el punto de vista de sus componentes, así como la proporción en que estos se combinan es por ello que en esta oportunidad analizaremos en primer instancia a qué se llama solución, luego los tipos de soluciones y la proporción en que se encuentran sus componentes, con lo que determinaremos las unidades de concentración físicas y químicas, es decir, el análisis cuantitativo de una solución.

El análisis de las soluciones permite a quien trabaje con ellas saber en qué proporciones es necesario combinar los elementos de esta para realizar un estudio determinado o aplicación en algún campo laboral específico relacionado con mezclas de diversas sustancias, por ejemplo en la industria alimentaria es necesario saber en qué cantidades se pueden realizar las mezclas para no perjudicar la calidad de los alimentos.

Ideas Fuerza

- Las soluciones están formadas por soluto y solvente. El soluto es la sustancia que se encuentra en menor proporción y es disuelto por el solvente, el solvente es el componente que se encuentra en mayor proporción y es el que disuelve al soluto.
- La concentración de una solución es la medida cuantitativa de la proporción en que se encuentra el soluto en una solución
- Las soluciones se pueden clasificar en insaturadas, saturadas y sobresaturadas dependiendo de la cantidad de soluto en la solución.
- Las unidades de concentración pueden ser físicas, basadas en el porcentaje en que se encuentran el soluto en una solución y las concentraciones químicas que dependen de la cantidad de mol de soluto disuelto en una solución
- Porcentaje masa- masa (%m/m) corresponde a la masa de soluto que se encuentra disuelto en 100 g de solución.
- Porcentaje masa – volumen(%m/v) corresponde a la masa de soluto disuelto en 100 ml de solución.
- Porcentaje volumen – volumen (%v/v) corresponde al volumen de soluto disuelto en 100 ml de solución
- Molaridad [M] es la cantidad de mol de soluto contenido en un litro de solución.
- Molalidad [m] es la cantidad de mol de soluto contenido en un kilogramo de solvente.
- Fracción molar [X] corresponde a la relación entre los mol de cada sustancia que compone la solución con la cantidad de mol total de la solución.

Desarrollo

Las soluciones están formadas por soluto y solvente, estos se diferencian porque el soluto siempre se encuentra en menor proporción y esta disuelto en el solvente, y el solvente o disolvente se encuentra en mayor proporción. El solvente es el que disuelve al soluto y generalmente este es agua, esto se debe a las propiedades del agua principalmente a que es un compuesto polar, por lo que puede disolver sustancias polares y sustancias iónicas, sin embargo no es capaz de disolver sustancias apolares, para estos compuestos será necesario un solvente apolar. La capacidad de disolver una gran variedad de sustancias por el agua es lo que le da la denominación de solvente universal.
Las soluciones se denominan también mezclas homogéneas debido a que sus propiedades son uniformes o en otras palabras, en una mezcla homogénea o solución se puede observar una fase donde no es posible distinguir sus componentes a simple vista. Las soluciones se pueden encontrar en los distintos estados de la materia, a pesar de que la mayoría de las soluciones se encuentran en estado líquido, también hay soluciones en estado gaseoso y estado sólido.

Algunos ejemplo de tipos de soluciones

TIPO DE SOLUCION	ESTADO FISICO DEL SOLVENTE	ESTADO ORIGINAL DEL SOLUTO	EJEMPLOS
Liquida	Liquido	Solido	NaCl en H2O (salmuera) I2 en C2H5OH (alcohol yodado)
		Liquido	CH3COOH en H2O (vinagre) C2H5OH en H2O (aguardiente)
		Gas	CO2 en H2O (agua gasificada) O2 en H2O de rio, lago, etc.
Solida	Solido	Solido	C en Fe (acero) Zn en Cu (latón) Sn en Cu (bronce)
		Liquido	Hg en Ag (amalgama dental) Hg en Au (amalgama de oro)
		Gas	H2 en Pd (oclusión de H2 en Pd) H2 en Pt (oclusión de H2 en Pt)
Gaseosa	Gas	Solido	I2 en aire C10 H8 (naftalina) en aire
		Liquido	H2O en aire (aire húmedo) Gasolina en aire
		Gas	CH3HS en C3H8 (gas domestico) O2 en N2 (aire artificial)

Fuente google (fullquímica.com)
Concentración de las soluciones: corresponde al estudio cuantitativo de una solución, esto es la cantidad de soluto presente en una cantidad determinada de solución. Según la relación de estos, se pueden distinguir las soluciones insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

Las soluciones insaturadas son aquellas en que la cantidad de soluto presente en la solución es menor a la máxima cantidad de soluto que puede disolver el solvente. Por ejemplo si 100 ml de un solvente x puede disolver como máximo 5 gramos de soluto y a este solo se agregan 3 g, entonces se dice que la solución es insaturada, pues aún se puede agregar más soluto para que disuelva el solvente.
Las soluciones saturadas son aquellas en que el solvente disuelve la máxima cantidad de soluto que puede contener, por ejemplo en el caso anterior serían 5 gramos de soluto en 100 ml de solvente.
Las soluciones sobresaturadas son aquellas en que existe mayor cantidad de soluto de lo que el solvente puede disolver, para el caso anterior serían 6 gramos, esto es mayor de 5 gramos que era lo máximo que podía disolver el solvente por lo que queda una parte de soluto sin disolver.

Las concentraciones de las soluciones pueden ser físicas o químicas. Las unidades de concentración físicas están formadas por: %m/m, %m/v y %v/v y las unidades de concentración químicas: molaridad, molalidad y fracción molar.

Fuente google

<u>Unidades de concentración Físicas</u>:

Porcentaje masa – masa: %m/m: corresponde a la cantidad de soluto disuelto en 100 gramos de solución

$$\%m/m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 100$$

Ejemplo una solución está formada por 10 g de sal y 650 g de agua, ¿cuál es la concentración %m/m de la solución?

Paso 1: extraer los datos del ejercicio

Masa de soluto = 10 g
Masa de solvente = 650 g

Paso 2: como no está la masa de la solución esta se debe calcular y corresponde a la suma de la masa del soluto con la masa del solvente, luego:

Masa de la solución = masa de soluto + masa del solvente
Masa de la solución = 10 g + 650 g
Masa de la solución = 660 g

Paso 3: calcular la concentración de la solución

$$\%m/m = \frac{10\,g}{660\,g} \times 100 = 1{,}51$$

, luego la concentración de la solución es 1,51 %m/m. Esto significa que por cada 100 gramos de solución existen 1,51 gramos de soluto

Ejemplo 2: calcular la concentración %m/m de una solución formada por 30 ml de etanol de densidad 0,78 g/ml con 900 ml de agua de densidad 1 g/ml.

Paso 1: extraer los datos del ejercicio

Volumen de soluto = 30 ml
Volumen de solvente = 900 ml
Densidad de etanol = 0,78 g/ml
Densidad de agua = 1 g/ml

Paso 2: como los valores de soluto y solvente están en unidad de volumen se debe transformar a unidad de masa utilizando los valores de densidad de cada uno de ellos. Para esto se debe utilizar la expresión matemática de la densidad, donde

$$\rho = m/v$$

luego la masa será: $m = \rho \times v$

masa del soluto (etanol) es m = 0,78 g/~~m~~l x 30 ~~m~~l
m = 23,4 g de etanol

masa del solvente (agua) m = 1 g/~~m~~l x 900 ~~m~~l
m = 900 g de agua

luego se debe calcular la masa de la solución, para esto se debe sumar la masa del soluto y solvente

masa de la solución = masa de soluto + masa de solvente
masa de la solución = 23,4 g + 900 g
masa de la solución = 923,4 g

Paso 3: calcular la concentración de la solución

$$\% \text{ m/m} = \frac{23{,}4 \text{ g}}{923{,}4 \text{ g}} \times 100$$

% m/m = 2,53 , luego la concentración de la solución es 2,53 %m/m, es decir, existen 2,53 g de soluto por cada 100 g de solución

Porcentaje masa – volumen: %m/v: corresponde a la masa de soluto contenida en 100 ml de solución

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

Ejemplo: ¿Cuál es la concentración masa volumen de una solución formada por 35 g de etanol de densidad 0,78 g/ml con 750 g de agua de densidad 1g/ml?

Paso 1: extraer los datos del ejercicio

Masa de soluto = 35 g
Densidad de soluto = 0,78 g/ml
Masa de solvente = 750 g
Densidad del solvente = 1 g/ml

Paso 2: realizar las transformaciones de unidades para obtener el volumen de la solución a partir de la fórmula de densidad

Volumen de soluto, v = m/d
v = 35 ~~g~~ / 0,78 ~~g~~ /ml
v = 27,3 ml

volumen de solvente, v = 750 ~~g~~ / 1 ~~g~~/ml
v = 750 ml

volumen de la solución = volumen de soluto + volumen de solvente
volumen de solución = 27,3 ml + 750 ml
volumen de solución = 777,3 ml

Paso 3: calcular la concentración de la solución

$$\% \text{ m/v} = \frac{35 \text{ g}}{777{,}3 \text{ ml}} \times 100$$

% m/v = 4,5, luego la concentración de la solución es 4,5 % m/v, esto indica que por cada 100 ml de solución existen 4, 5 gramos de soluto

Concentración volumen – volumen: % v/v: corresponde al volumen de soluto contenido en un volumen de 100 ml de solución

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

Ejemplo: ¿Cuál es la concentración formada por la mezcla de 25 ml de alcohol con 680 ml de agua?

Paso 1: extraer los datos del ejercicio

Volumen de soluto = 25 ml
Volumen de solvente = 680 ml

Paso 2: calcular el volumen de la solución

Volumen de solución = volumen de soluto + volumen de solvente
Volumen de solución = 25 ml + 680 ml
Volumen de solución = 705 ml

Paso 3: calcular la concentración de la solución

$$\% \text{ v/v} = \frac{25 \text{ ml}}{705 \text{ ml}} \times 100$$

% v/v = 3,54, luego la concentración de la solución es 3,54 % v/v, lo que significa que por cada 100 ml de solución existen 3,54 ml de soluto

A partir de una mezcla determinada se pueden obtener las tres unidades de concentración físicas.

Por ejemplo: Si se mezclan 30 g de yodo de densidad 4,94 g/ml, con 800 ml de tetracloruro de carbono de densidad 1,595 g/ml Calcule la concentración % m/m , % m/v y % v/v de la solución

Paso 1: extraer datos del ejercicio

Masa de soluto (yodo) = 30 g
Densidad de soluto (yodo) = 4,94 g/ml
Volumen de solvente (tetracloruro de carbono) = 800 ml
Densidad del solvente (tetracloruro de carbono) = 1,595 g/ml

Paso 2: transformar las unidades de volumen a masa y obtener volumen y masa de solución para poder obtener las concentraciones requeridas

Masa de soluto = 30 g
Masa de solvente = ρ x v = 1,595 g/~~m~~l x 800 ~~m~~l = 1276 g
Volumen de soluto = m/ ρ = 30 ~~g~~ / 4,94 ~~g~~/ml = 6,07 ml
Volumen de solvente = 800 ml
Masa de solución = masa de soluto + masa de solvente = 30 g + 1276 g = 1306 g
Volumen de solución = volumen de soluto + volumen de solvente = 6,07 ml + 800 ml = 806,07 ml

Paso: calcular los valores de concentración:

a) $\% \, m/m = \dfrac{\text{masa de soluto}}{\text{Masa de solución}} \times 100$

$\%m/m = \dfrac{30 \, \cancel{g}}{1306 \, \cancel{g}} \times 100$

% m/m = 2,29, luego existen 2,29 gramos de soluto en 100 gramos de solución

b) $\% \, m/v = \dfrac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$

$\% \, m/v = \dfrac{30 \text{ g}}{806{,}07 \text{ ml}} \times 100$

% m/v = 3,72, luego existen 3,72 gramos de soluto en 100 ml de solución

c) $\% \, v/v = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$

$\% \, v/v = \frac{6{,}07 \text{ ml}}{806{,}07 \text{ ml}} \times 100$

% v/v = 0,75, luego existen 0,75 ml de soluto en 100 ml de solución

Unidades de concentración Químicas

Para poder calcular las unidades de concentración químicas es necesario conocer el concepto de mol. Mol (n) es la cantidad de sustancia y este se determina a través de la siguiente expresión:

$$n = \frac{\text{masa de la sustancia}}{\text{Masa molecular de la sustancia}}$$

Por ejemplo: ¿cuál es la cantidad de mol contenida en 50 gramos de H_2SO_4?

Lo primero es determinar la masa molecular de la sustancia sabiendo las masas atómicas de cada elemento y luego se multiplica por la cantidad de átomos presentes en cada elemento

H = 1 g/mol
S = 32 g/mol
O = 16 g/mol

Cada masa se multiplica por la cantidad de átomos presentes en el compuesto

H = 1 g/mol x 2 = 2 g/mol
S = 32 g/mol x 1 = 32 g/mol
O = 16 g/mol x 4 = 64 g/mol

Luego se suman los valores obtenidos

H_2SO_4 = 98 g/mol

Una vez obtenida la masa molecular se puede calcular la cantidad de mol de H_2SO_4 contenidos en los 50 g de este

$$n = \frac{50 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0{,}51 \text{ mol}$$

Molaridad (M) o concentración molar de una solución, corresponde a la cantidad de mol de soluto contenidos en una unidad de volumen de solución medido en litros. Por lo tanto la unidad es mol /lt

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

Ejemplo 1: calcule la concentración molar de una solución formada por 5 mol de sal en 6 litros de solución

$$M = \frac{5 \text{ mol}}{6 \text{ lt}} = 0{,}83 \text{ mol/l}$$

Ejemplo 2: ¿cuál es la concentración molar de una solución formada por 30 g de NaCl en 600 ml de solución? (Datos: M.A de Na = 23 g/mol , Cl = 35 g/mol)

Paso 1: obtener la cantidad de mol de soluto, para ello se debe obtener la masa molécular de NaCl

Na = 23 g/mol
Cl =35 g/mol
NaCl = 58 g/mol

$$\text{Luego } n = \frac{30 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 0{,}51 \text{ mol}$$

Luego el volumen de la solución está en ml y se debe pasar a litros, por lo tanto el volumen de la solución es 600 ml = 0,6 lt
Paso 2: calcular la concentración molar

$$M = \frac{0{,}51 \text{ mol}}{0{,}6 \text{ lt}} = 0{,}85 \text{ mol/lt}$$

Molalidad (ɱ): corresponde a la cantidad de mol de soluto contenido en una masa de solvente medido en kilogramos. Matemáticamente es:

$$ɱ = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Ejemplo: Calcule la molalidad de una solución formada por 15 g de NaOH y 890 g de H_2O. la masa atómica del Na = 23 g/mol, O = 16 g/mol , H = 1g/mol

Paso 1 calcular la cantidad de mol presente en 15 g de NaOH, para ello se debe determinar la masa molecular del compuesto.

Na = 23 g/mol
O = 16 g/mol
H = 1 g/mol
La suma de ellos es 40 g/mol y corresponde a la masa molecular de NaOH
Para calcular los mol se tiene:

$$n = \frac{15\ g}{40\ g/mol} = 0{,}375\ mol$$

Luego la masa del solvente esta en gramos y se debe obtener en Kg para ello se divide por 1000, y la masa de solvente es 0,890 Kg

Paso 2: calcular la molalidad de la solución

$$m_j = \frac{n}{\text{Kg de solvente}} = \frac{0{,}375\ mol}{0{,}890\ Kg} = 0{,}42\ mol/Kg$$

Fracción Molar: corresponde a cantidad de mol de cada sustancia contenida en la cantidad total de mol de la solución. Matemáticamente se expresa por:

$$x_i = \frac{\text{mol de i}}{\text{mol de i + mol de j}}$$

$$x_j = \frac{\text{mol de j}}{\text{mol de i + mol de j}}$$

Ejemplo: se prepara una solución disolviendo 10 ml de etanol de densidad 0,78 g/ml en 150 ml de agua, densidad 1 g/ml. ¿cuál es la fracción molar del etanol y agua en la solución?

Paso 1: calcular la cantidad de mol de cada componente de la solución

Cantidad de mol de etanol:

Para obtener la masa de etanol se aplica la ecuación de densidad quedando m = ρ x v

M = 0,78 g/ml x 10 ml = 7,8 g
Ahora se debe calcular la cantidad de mol de etanol, para ello se determina la masa molecular del etanol C_2H_5OH

C = 12 g/mol x 2 = 24 g/mol

H = 1 g/mol x 6 = 6 g/mol
O = 16 g/mol x 1 = 16 g/mol
La masa molar de C_2H_5OH es 46 g/mol

Ahora se obtienen los mol

$$n = \frac{7{,}8\ g}{46\ g/mol} = 0{,}16\ mol$$

Cantidad de mol de agua

Masa de agua : m = 150 ml x 1 g/ml = 150 g

Masa molecular del agua H_2O

H = 1 g/mol x 2 = 2 g/mol
O = 16 g/mol x 1 = 16 g/mol

Masa molecular del agua = 18 g/mol

Mol de agua

$$n = \frac{150\ g}{18\ g/mol} = 8{,}33\ mol$$

Paso 2: calcular la fracción molar de cada componente de la solución

Fracción molar del etanol

$$x_{etanol} = \frac{mol_{etanol}}{mol_{etanol} + mol_{agua}} = \frac{0{,}16\ mol}{0{,}16\ mol + 8{,}33\ mol} = 0{,}018$$

$$x_{agua} = \frac{mol_{agua}}{mol_{etanol} + mol_{agua}} = \frac{8{,}33\ mol}{0{,}16\ mol + 8{,}33\ mol} = 0{,}98$$

Para la mezcla formada por 25 ml de etanol (C_2H_5OH) de densidad 0,78 g/ml con 700 ml de agua de densidad 1 g/ml, calcular las unidades de concentración físicas y químicas

Paso 1: extraer los datos del ejercicio

Volumen de etanol = 25 ml (soluto)
Densidad de etanol = 0,78 g/ml

Volumen de agua = 700 ml (solvente)
Densidad del agua = 1g/ml

Paso 2: realizar las transformaciones necesarias utilizando la expresión de densidad y mol

Masa de etanol = ρ x v = 0,78 g/ml x 25 ml = 19,5 g
Masa de agua = ρ x v = 1 g/mol x 700 ml = 700 g
Masa de la solución = masa de soluto + masa de solvente = 19,5 g + 700 g = 719,5 g
Volumen de la solución = volumen de soluto + volumen de solvente
25 ml + 700 ml = 725 ml

Masa molecular etanol

C_2H_5OH = 46 g/mol

Masa molecular agua

H_2O = 18 g/mol

Mol de etanol

$$n = \frac{19{,}5\ g}{46\ g/mol} = 0{,}42\ mol$$

Mol de agua

$$n = \frac{700\ g}{18\ g/mol} = 38{,}88\ mol$$

Paso 2: cálculo de las unidades de concentración físicas

$$\%\ m/m = \frac{19{,}5\ g}{719{,}5\ g} \times 100 = 2{,}71$$

$$\%\ m/v = \frac{19{,}5\ g}{725\ ml} \times 100 = 2{,}68$$

$$\%\ v/v = \frac{25\ ml}{725\ ml} \times 100 = 3{,}44$$

Paso 3: cálculo de las unidades de concentración químicas
Como el volumen de la solución está en ml se debe transformar a lt dividiendo por 1000, luego el volumen de la solución es 0,725 lt

$$M = \frac{0{,}42 \text{ mol}}{0{,}725 \text{ lt}} = 0{,}57 \text{ mol/lt}$$

Como la masa del solvente está en gramos, se debe transformar a Kg dividiendo por 1000, luego la masa del solvente es 0,7 Kg

$$m = \frac{0{,}42 \text{ mol}}{0{,}7 \text{ Kg}} = 0{,}6 \text{ mol/Kg}$$

Fracción molar de etanol

$$x = \frac{0{,}42 \text{ mol}}{0{,}42 \text{ mol} + 38{,}88 \text{ mol}} = 0{,}01$$

Fracción molar de agua

$$x = \frac{38{,}88 \text{ mol}}{0{,}42 \text{ mol} + 38{,}88 \text{ mol}} = 0{,}98$$

CONCLUSIÓN

Las soluciones químicas están presente en todas partes de la naturaleza como en el agua de los mares, ríos y lagos condicionando la vida en esos ecosistemas.
En nuestro cuerpo es muy importantes conocer las concentraciones de las soluciones que participan en nuestro metabolismo, como por ejemplo la cantidad de azúcar o de sal en la sangre, o la concentración de algunos químicos disueltos en nuestra sangre que nos puede poner en peligro la vida.
En la práctica es necesario conocer las concentraciones de muchas mezclas que habitualmente usamos, por ejemplo cuando endulzamos el café o cuando preparamos una infusión.
Conocer las técnicas de cálculos de las concentraciones químicas es necesario para que un profesional pueda reconocer un accidente por contaminación de una sustancia nociva en el suelo, agua o ambiente.

BIBLIOGRAFÍA

Química, John S. Phillips
2009 McGraw Hill
Química Raymond Chang
2002 McGRaw – Hill
Química General Ralph Petrucci
2003 Pearson

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

QUIMICA Y FISICA GENERAL

UNIDAD Nº III

Cinemática

WWW.IPLACEX.CL

Introducción

Durante nuestra vida cotidiana podemos apreciar una infinidad de movimientos que describen las personas, por ejemplos, el movimiento de animales, de los seres vivos, las nubes, etc. Para poder comprender como y por qué se mueven los cuerpos, la física nos explica estos fenómenos.

La física no es solo una ciencia natural que estudia la relación que existe entre la materia y la energía. Es una construcción de conocimiento basada en la teoría de la experimentación para comprender el comportamiento que tiene la mayor parte de las cosas que ocurren a tu alrededor, desde, el canto de un pájaro hasta la erupción de un volcán. Estos conocimientos se han conseguido en forma colectiva, desde distintos lugares del mundo: cada día nacen nuevos aportes e investigaciones que contribuyen al conocimiento actual de esta ciencia.

Ideas Fuerza

Como la física es considerada la ciencia de las mediciones, para medir las distintas magnitudes que se utilizan a diario se ha propuesto el **Sistema Internacional de Unidades (SI),** de esta forma se ha creado un lenguaje universal. Las unidades SI se basan en un sistema de medidas decimal, es decir, se relacionan entre sí decimalmente

El movimiento de un cuerpo en física se considera un cambio de posición con respecto a un sistema de referencia. Los sistemas de **referencia espacial** se usan para describir la posición y el movimiento de los cuerpos. Un sistema de referencia es un punto fijo, un lugar o sistema de coordenadas (como las coordenadas terrestres), desde el cuál observamos y describimos un movimiento y que, por supuesto, debemos considerar en reposo. Normalmente nuestro sistema de referencia es la Tierra; por esta razón decimos que un árbol, un poste o un edificio, permanece en reposo (respecto a la Tierra).
Otro sistema de referencia usado es el **sistema de coordenadas** que se utiliza para describir la ubicación de un punto o de un cuerpo geométrico, por ejemplo, el sistema de coordenadas cartesiano. Para poder describir o estudiar el movimiento de los cuerpos, usaremos los siguientes sistemas de coordenadas:

a) **Sistema de coordenada en una recta**: es una recta donde tiene un inicio o punto fijo con dos sentido, donde el cuerpo se puede situar cerca a la izquierda o derecha del un punto fijo.

b) **Sistema de coordenada en el plano**: Este sistema consta de dos ejes perpendiculares entre si, donde el eje horizontal se llama **abscisa** y el eje vertical se llama **ordenada,** por ejemplo, si queremos ubicar un punto u objeto en este plano, quedaría determinado por las coordenadas (x,y).

c) **Sistema de coordenadas en el espacio**: Este sistema consta de tres coordenadas **x** e **y** y una tercera coordenada que generalmente representa la altura **z**. Por ejemplo un punto o cuerpo queda determinado por las tres coordenadas (x,y,z).

Dado que el movimiento de un cuerpo, (al igual que el reposo), debe ser definido con respecto a un sistema de referencia, decimos que es un fenómeno relativo, es decir, **depende del observador.**

Desarrollo

Las unidades fundamentales del SI son:

Medida de :	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilógramo	Kg
Tiempo	Segundos	S
Temperatura	Kelvin	K

Las unidades de medidas, está basado en un sistema decimal, por ejemplo, se sabe que si se dice un kilógramo (Kg) se está indicando 1000 gramos (g), ya que prefijo “kilo“ Significa mil. Así la unidad de kilogramo se puede usar con referencia para expresar masas más grandes o más pequeñas, por ejemplos toneladas (1000 Kg) y gramos (0,001 Kg). Otros prefijos se muestran en la siguiente tabla:

Prefijo	**Significado**	**Ejemplo**
mega-	1.000.000	megámetro
kilo-	1.000	kilómetro
deci-	0.1	decímetro
centi-	0.01	centímetro
Mili-	0.001	milímetro

Normas SI para la escritura de las unidades:

- Los nombres de las unidades se escriben siempre con minúscula. Por ejemplo: kilógramo
- Cada unidad tiene un símbolo y no se debe de usar otro. Por ejemplo: kilógramo = kg
- Si el símbolo proviene de un nombre propio (Newton), se escribe con mayúscula. Por ejemplo: newton = N.
- En el caso de que el símbolo no proceda de ningún nombre propio, se escribe con minúscula. Por ejemplo: metro = m
- Los símbolos se escriben sin punto final y no cambian en plural.

Equivalencia de unidades de masa y longitud

La masa en la medida de la cantidad de materia que tiene un cuerpo. Su unidad de medida SI es el **kilógramo** (kg) y el instrumento para medir la masa de un cuerpo es la **balanza.**

1 kg = 1.000 g
1 t = 1.000 kg
1 g = 1.000 mg
1 kg = 1.000.000 mg
1 t = 1.000.000 g

Ejemplo: ¿Cuál es la masa expresada en kilógramo (kg) de una moneda que 40 g?

1 kg --------- 1.000 g
X kg --------- 40 g

$$X = \frac{1\ kg\ .\ 40\ g}{1.000 g}$$

X = 0.04 kg

La longitud de un cuerpo corresponde a las dimensiones de un cuerpo y su unidad SI es el **metro**

1 m = 100 cm
1 cm = 10 mm
1 km = 1.000 m
1 m = 1.000 mm
1 km = 1.000.000 mm

Ejemplo: ¿Cuál es la distancia en centímetro (cm) que existe entre dos cuerpo separados a 2.5 m?

1 m ------- 100 cm
2.5 m ------- x cm

$$X = \frac{2.5\ cm\ .\ 100\ cm}{1\ m}$$

X = 250 cm

El movimiento y el reposo

¿Cómo sabemos que un automóvil en la carretera se está moviendo?

La respuesta puede parecer simple y obvia: se mueve porque cambia de lugar. De esta forma, constantemente estamos observando movimientos: se mueven los microbuses, caminan las personas, se desplazan los pájaros en el aire, etc. Sin embargo, esta primera respuesta aunque no es del todo incorrecta es, al menos imprecisa.

Piensa la siguiente situación:
Si observamos un cerro, en principio diremos que está en reposo, ya que no cambia de posición. Imaginemos un astronauta que se encuentra en otro planeta con un poderoso telescopio. Esta persona vería que la tierra gira y además se traslada en torno al sol. Es decir la Tierra se mueve junto a todos los cuerpos que se encuentran sobre ella (las montañas, los árboles, las personas, etc.).

Entonces ¿el cerro se mueve o está en reposo?

Aunque parezca increíble, la respuesta dependerá de cuál sea el lugar desde el cual observamos y describimos el movimiento, es decir depende de cuál sea nuestro **sistema de referencia.**

Entonces: Un cuerpo se encuentra en movimiento, cuando está cambiando su posición respecto de un sistema de referencia

DESCRIPCION DEL MOVIMIENTO

El movimiento es el cambio de posición de un cuerpo en el tiempo. Para describir el movimiento de un cuerpo, se debe establecer un sistema de referencia. La parte de la física que se encarga de estudiar el movimiento de los cuerpos, sin importar las causas que los provocan, se conoce como **cinemática.**
Para describir el movimiento de un cuerpo, tenemos que entender los conceptos de trayectorias, distancia y desplazamiento.

La **Trayectoria** corresponde a la figura geométrica por donde se mueve un cuerpo y corresponde a la línea continua por la cual un cuerpo se mueve, por lo tanto, esta puede ser recta, curva o enredarse sobre si misma, ya que el objeto puede pasar varias veces sobre el mismo punto.

La **Distancia** se refiere físicamente al camino recorrido, es decir, al perímetro o longitud de la trayectoria.

El **Desplazamiento** es el camino más corto por donde se movió el cuerpo, es decir, la distancia entre el punto de inicio al punto de llegada y se representa por un vector.

El desplazamiento solo depende de los puntos entre los cuales se ha movido el cuerpo y es independiente del camino seguido por él.

Fuente: http://cienciasecu.blogspot.cl/2012/10/distancia-y-desplazamiento.html

Conceptos claves:

Magnitud Escalar: una magnitud escalar es aquella que queda completamente definida a través de un número llamado módulo, por ejemplo; la masa, la temperatura, la distancia y el tiempo.

Magnitud Vectorial: una magnitud vectorial, además de un módulo requiere una dirección y sentido, ejemplos: la fuerza, velocidad, aceleración, desplazamiento, etc,

Diferenciando la trayectoria y desplazamiento

Pedro para trasladarse desde el colegio hasta su casa, realiza el siguiente recorrido; en su bicicleta viaja 8 cuadras al norte y luego 6 cuadras al este. ¿Cuál es el camino recorrido y el desplazamiento realizado por Pedro?

Como ahora se sabe que el camino recorrido corresponde al perímetro de la trayectoria, que en este caso es la suma de todas las cuadras que recorrió Pedro.

d = 8 cuadras + 6 cuadras
d = 14 cuadras

El desplazamiento, por otra parte, es la distancia recta que existe entre la posición inicial y final de Pedro. Esto corresponde a la hipotenusa del triángulo rectángulo.

$\Delta x = \sqrt{(8)^2 + (6)^2}$

$\Delta x = \sqrt{64 + 36}$

$\Delta x = \sqrt{100}$

$\Delta x = 10$ cuadras

Rapidez y velocidad en movimientos rectilíneos

1.- Rapidez Media (V_m):

Corresponde al cociente entre la distancia o camino recorrido y el tiempo empleado en recorrerlo:

$$V_m = \frac{\text{distancia total recorrida}}{\text{Tiempo empleado}}$$

Esta definición es válida para cualquier tipo de movimiento curvo o rectilíneo.
En el Sistema Internacional de Unidades (SI) la rapidez se expresa en m/s. Sin embargo es frecuente expresar la rapidez en km/h

Para transformar km/h a m/s se debe de dividir por el factor 3,6
Y para transformar de m/s a km/h se debe de multiplicar por el factor 3,6

Ejemplo: Cuál es la rapidez de un automóvil en m/s, que se desplaza a 120 km/h?

120 km/h **:** 3,6 = 33,33 m/s

Si un automóvil recorre una distancia de 200 km en 4 horas, su rapidez media es de 50 km/h. Esto no significa que el automovilista condujo 4 horas a 50 km/h, ya que en algunos tramos pudo haber ido a 100 km/h y luego bajo la rapidez a 20 km/h o incluso pudo haber detenido el auto por un instante para descansar. El concepto de rapidez instantánea corresponde al valor de la rapidez en cualquier instante. Una buena aproximación de dicho valor la entrega el velocímetro de los automóviles o microbuses.

2.- Velocidad Media ($\vec{V}_m$) : Corresponde al cociente entre el desplazamiento y el intervalo de tiempo

$$\text{Velocidad Media } (\vec{V}_m) = \frac{\text{desplazamiento}}{\text{Intervalo de tiempo}}$$

$$\vec{V}_m = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

Δx = corresponde al desplazamiento realizado por el cuerpo (m)

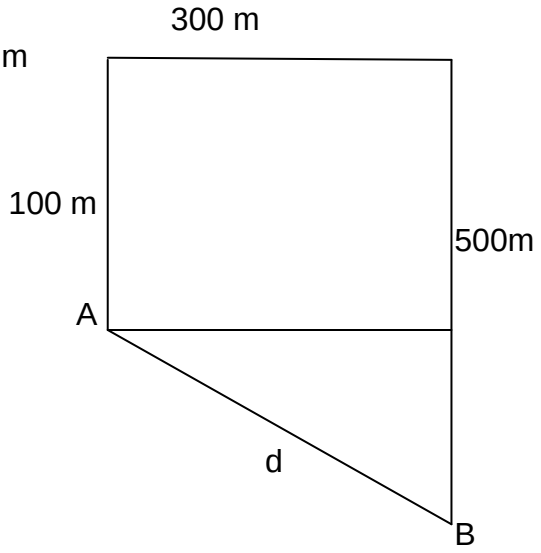
Δt = corresponde al intervalo de tiempo en que realiza el desplazamiento (s)

Las unidades en las que se expresa la velocidad son las mismas que las señaladas para la rapidez.

Ejemplo de camino recorrido, desplazamiento, rapidez y velocidad media:

Un móvil realiza el siguiente itinerario: avanza 100 m al norte, gira al este 300 m, luego gira al sur 500 m. todo en un tiempo de 30 segundos
Determinar:

a) **Camino recorrido** : 100 m + 300 m + 500 m = 900 m



b) Desplazamiento (d):

$d = \sqrt{(300)^2 + (400)^2}$

$d = \sqrt{90.000 + 160.000}$

$d = \sqrt{250.000}$

d = 500 m

c) **Rapidez Media (V_m) :**

$$V_m = \frac{\text{camino recorrido}}{\text{tiempo}}$$

$$V_m = \frac{900\ m}{30\ s}$$

V_m = 30 m/s

d) Velocidad Media ($\vec{V}_m$) :

$$\vec{V}_m = \frac{\text{desplazamiento}}{\text{Intervalo de tiempo}}$$

$$\vec{V}_m = \frac{500\ m}{30\ s}$$

$\vec{V}_m$ = 16,6 m/s

CONCLUSIÓN

Para entender el movimiento de los cuerpos que observamos cotidianamente, debíamos comprender que el movimiento es relativo, es decir tenemos que elegir un sistema de referencia para poder comparar si el cuerpo cambia de posición con respecto a este sistema elegido.
Como la física se considera la ciencia de las mediciones es necesario conocer las unidades para medir longitud y masa de un cuerpo.
Después de este estudio podemos comprender como es el movimiento de muchos cuerpos en la naturaleza y podemos entender, por ejemplo, que una montaña se mueve con respecto a otro planeta, pero que a su vez está en reposo con respecto nuestro planeta. Comprendimos que el movimiento se puede describir según su trayectoria, que puede ser rectilíneo y curvilíneo y también lo podemos determinar por su rapidez y velocidad media que describe el cuerpo cuando se mueve.
Con todas estas características del movimiento estamos en condiciones de poder definir con mayor información cuantitativa de como se desplaza un móvil.

BIBLIOGRAFÍA

Física Universitaria Sears – Zemansky
2005. Volumen 1 Pearson

Física Jerry D. Wilson
2003 Pearson

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL

QUIMICA Y FISICA GENERAL

UNIDAD Nº III

Cinemática.

WWW.IPLACEX.CL

Introducción

Los automóviles viajan a lo largo de las vías o hacen virajes de uno a otro lado, los aviones de pasajeros vuelan a considerable altura de nosotros, los astros siguen regularmente su curso. ¿Qué los hace mover? ¿Qué hace que una cosa se mueva? ¿Hay una causa común a todo el movimiento? ¿Es necesaria alguna causa?

Hasta el momento, en nuestro estudio de la física hemos estado interesados, casi por completo, en estructurar sistemáticamente un medio para describir y analizar los fenómenos físicos. Hemos medidos el tamaño de los átomos, la distancias a las estrellas y la duración de intervalos de tiempo.

En el estudio de movimiento, esta descripción sistemática de las observaciones se denomina **cinemática**.

La cinemática es la descripción del movimiento sin tener en cuenta las causas que lo producen pero, la sola descripción no basta para satisfacer nuestros deseos de realizar algo nuevo, de controlar los movimientos y de ir más allá de la mera de descripción de lo que ocurre.

La mecánica constituye la primera disciplina que se estructuró según el modelo de una teoría científica asentada en unos cuantos principios básicos, a partir de los cuales es posible deducir, por procedimientos matemáticos, la descripción y explicación del movimiento de los cuerpos.

La cinemática, palabra griega que significa “movimiento”, describe el movimiento sin importar sus causas.

La cinemática explica el movimiento a partir de las leyes de Newton.

Este módulo está dedicado a la cinemática de los cuerpos que se mueven en una sola dirección.

Ideas Fuerza

El **movimiento rectilíneo**, es aquel que tiene una trayectoria recta, como ocurre con el movimiento de un tren en algunos tramos o con la caída de un cuerpo.
Quizás la característica fundamental de los movimientos rectilíneos es que, si en ello el cuerpo se mueve siempre en el mismo sentido, entonces, el desplazamiento es de igual valor a la distancia recorrida; de esta manera, es común que ambas magnitudes se empleen como sinónimo, al igual que ocurre con la rapidez media y la velocidad media. Esto es lo que ocurre, por ejemplo, con el movimiento de un automóvil en un tramo rectilíneo de la carretera.

De igual forma que ocurre con la velocidad y la rapidez, el valor de la velocidad del cuerpo, es equivalente a su rapidez. Aunque sabemos que ambas magnitudes no son lo mismo, las consideraremos equivalentes para nuestros estudios.

El **movimiento rectilíneo uniforme (MRU)**, es cuando un cuerpo se mueve de tal modo que su velocidad permanece constante o invariable en el tiempo. Esto significa que recorre distancias iguales en intervalos de tiempos iguales (rapidez constante) y sigue su trayectoria recta (sin variar su sentido y dirección).

En la mayor de las ocasiones, los móviles no se mueven con velocidad constante, sino que esta va cambiando a lo largo de su recorrido. Para estudiar estos movimientos definimos una nueva magnitud llamada **aceleración.** Esta magnitud mide la variación de la velocidad de un móvil en un intervalo de tiempo, donde matemáticamente se define como:

$$\mathbf{a} = \frac{\Delta \mathbf{v}}{\Delta \mathbf{t}}$$

Si la magnitud de la velocidad aumenta a medida que avanza el tiempo, el movimiento se llama **acelerado** y en este caso, la aceleración y la velocidad tienen el mismo sentido. Por otra parte si la magnitud de la velocidad disminuye en el tiempo, el móvil va frenando y se dice que el movimiento es **retardado.** En este caso, la aceleración y la velocidad apuntan en sentido contrario.

La aceleración puede ser positiva o negativa dependiendo el sentido al que apunte según nuestro sistema de referencia.

El **movimiento rectilíneo uniforme acelerado (MRUA)**, es aquél que tiene una trayectoria que es una línea recta y una aceleración constante. Es decir que las variaciones que registran las velocidades en intervalos de tiempos iguales, son constante.

Desarrollo

Movimiento rectilíneo uniforme (MRU)

En general, diremos que un movimiento es uniforme cuando el cuerpo realiza desplazamientos iguales, en tiempos iguales. Si el cuerpo se mueve rectilíneamente, entonces, en una misma unidad de tiempo (hora, minuto o segundo) recorre siempre la misma distancia (kilómetro, metro o centímetro, etc.).
Por ejemplo, si el tren tiene un movimiento uniforme y se mueve con una velocidad de 25 m/s, significa que en 2 segundos correrá 50 m, en 3 segundos 75 m y así sucesivamente.

Nota: al no ser que se especifique algo diferente, trabajaremos el MUR, donde la rapidez es equivalente al valor de la velocidad.

En este movimiento rectilíneo, no hablamos de rapidez o velocidad media, ya que es la misma en cualquier instante, por lo tanto, decimos simplemente rapidez (o velocidad).Las ecuaciones o fórmula para analizar este movimiento son:

$$\mathbf{V = \frac{\Delta x}{\Delta t}}$$

$$\mathbf{V = \frac{x_f - x_0}{t_f - t_0}}$$

Si t_0=0, despejamos x_f para conocer su **posición** en cualquier instante t.

$$\mathbf{X_f = x_0 + vt}$$

Ejemplo 1: Un ciclista parte de un punto situado a una distancia de 2 metros con respecto al origen de coordenadas y lleva una velocidad constante de 5 m/s. ¿A qué distancia se encuentra el ciclista después de 5 segundos de su partida?

$$X_f = 2\ m + 5\ m/s \times 5\ s$$

$$X_f = 27\ m$$

Representación gráfica del MRU

La ecuación $\mathbf{X_f = x_0 + vt}$, representa una línea recta.

Elaboramos una tabla con los valores posición-tiempo y representamos gráficamente estas dos magnitudes. Ubicamos en el eje de las abscisas (eje x) los valores del tiempo (t) y en el eje de las ordenadas (eje y) los valores de la posición x.

Las escalas de ambos ejes no tienen que ser necesariamente iguales; deben adaptarse a los datos de cada variable. Luego, de forma similar, graficamos la velocidad con respecto al tiempo. Como la velocidad no varía, la gráfica es una línea recta.

$\mathbf{X_f = x_0 + vt}$ $\quad x_f = 2 + 5t$

Tiempo (s)	Posición (m)
0	2
1	7
2	12
3	17
4	22

Para determinar la velocidad en un gráfico v(t), se determina la pendiente, que representa la velocidad:

$$V = \frac{x_f - x_i}{T_f - t_i}$$

$$V = \frac{7m - 2m}{1s - 0s} = 5 \text{ m/s}$$

Si tomamos cualquier punto de la recta se obtiene un valor constante que corresponde a la velocidad

$$V = \frac{12 \text{ m} - 7 \text{ m}}{2s - 1s}$$

$$V = 5 \text{ m/s}$$

Gráfico 1

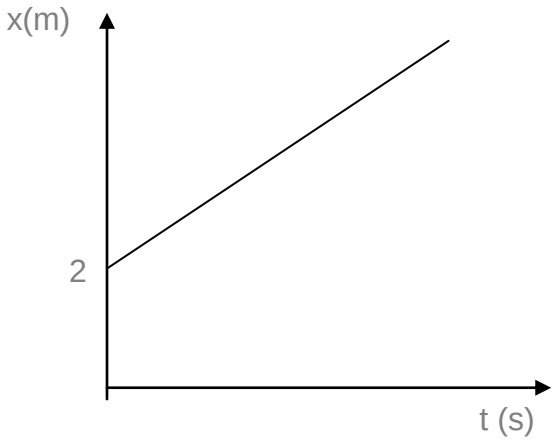
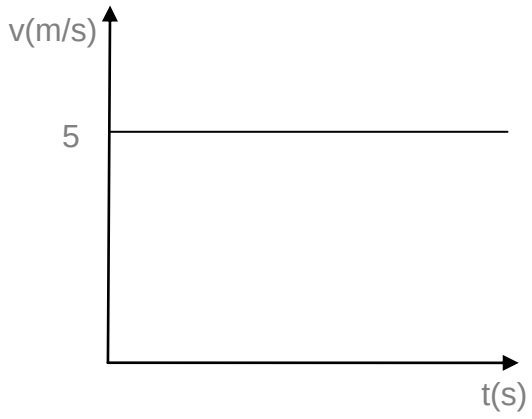


Gráfico 2

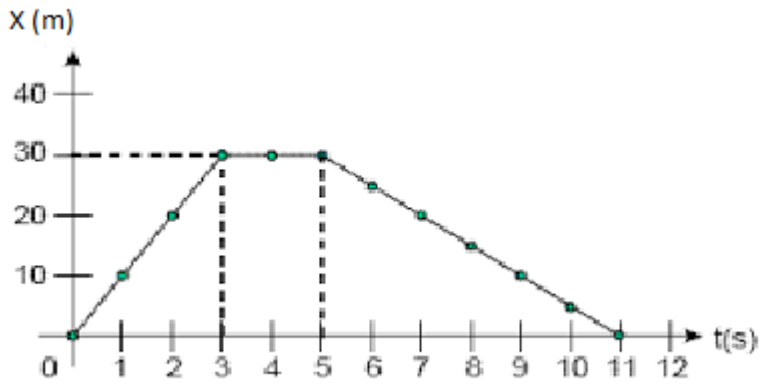


En conclusión, la grafica posición vs tiempo en un MRU es una línea recta que corta el eje de la ordenada en el valor 2 que corresponde a la posición inicial de donde partió el ciclista. Y la grafica velocidad vs tiempo en un MRU es una línea horizontal, paralela al eje de las abscisas, que corta el eje de las ordenada en el valor de la velocidad del móvil.
En gráfico velocidad vs tiempo (v/t), el área bajo la curva representa el camino recorrido del móvil

Ejemplo 2: Un ciclista realiza el siguiente itinerario:

Tiempo (s)	Posición (m)
0	0
3	30
5	30
9	10
11	0

a) Grafica los datos de la tabla del itinerario:



b) Describe cómo fue el movimiento que realizó el ciclista

Respuesta: Fue un movimiento rectilíneo no uniforme, ya que su rapidez varía en el tiempo.

c) ¿Qué distancia recorrió el ciclista al cabo de 11 segundos?

Respuesta: en total recorrió 60 m

Para calcular la distancia total del ciclista, se suman en el eje de posición (eje x) Los puntos por donde pasó el móvil en el tiempo total. En este el ciclista partió en el pinto cero, a lo 3 segundos estaba a 30 m, estuvo detenido 2 segundos y luego regresó al punto de partida, es decir 30 m más, recorriendo en total 60 m

Movimiento rectilíneo uniforme acelerado (MRUA)

Un movimiento rectilíneo tiene aceleración constante si la magnitud de la velocidad aumenta o disminuye proporcionalmente en el tiempo. Si la velocidad aumente, se conoce como **movimiento rectilíneo uniforme acelerado (MRUA)** y, si disminuye, se conoce como **movimiento uniforme rectilíneo retardado (MRUR)**. Ambos se rigen por las mismas ecuaciones.

1.- La ecuación de posición en cualquier instante es:

$$x = x_i + v_i t + \frac{at^2}{2}$$

Donde:

X_1 = es la posición inicial
V_1 = es la velocidad inicial
t = es el tiempo
a = es la aceleración

2.- La ecuación de velocidad en cualquier instante es:

$$v = v_i + at$$

3.- La ecuación de velocidad independiente del tiempo es:

$$v_f^2 - v_i^2 = 2a(\Delta x)$$

La principal característica del MRUA es que la aceleración va a favor del movimiento, por lo que el cuerpo va aumentando su velocidad a medida que transcurre el tiempo.

Ejemplo 3: Un auto viaja a 15 m/s, este aumenta su velocidad a 20 m/s en 10 segundos, para entrar a una carretera recta. Determinar la aceleración (a) del cuerpo

Datos:

V_i = 15 m/s
V = 20 m/s
t = 10 s
a = ¿?

La aceleración se obtiene despejando **a** de la expresión: $v = v_i + at$

$$a = \frac{v - v_i}{t}$$

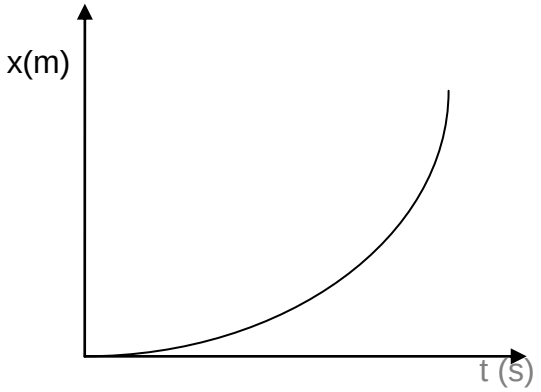
$$a = \frac{20\ m/s - 15\ m/s}{10\ s}$$

a = 0.5 m/s

Representación gráfica del MRUA

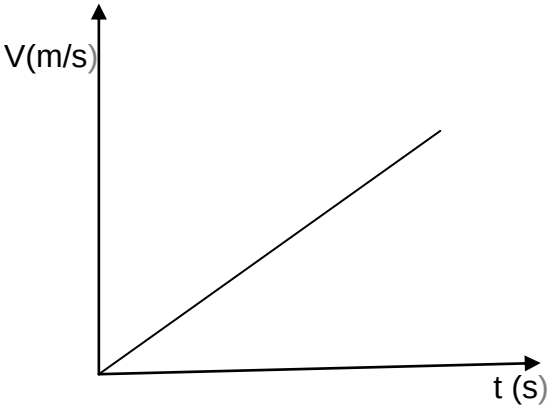
Toda la información que entrega un movimiento rectilíneo uniformemente acelerado puede representarse mediante los gráficos: posición– tiempo, velocidad– tiempo y aceleración- tiempo.

a) Gráfico posición-tiempo:



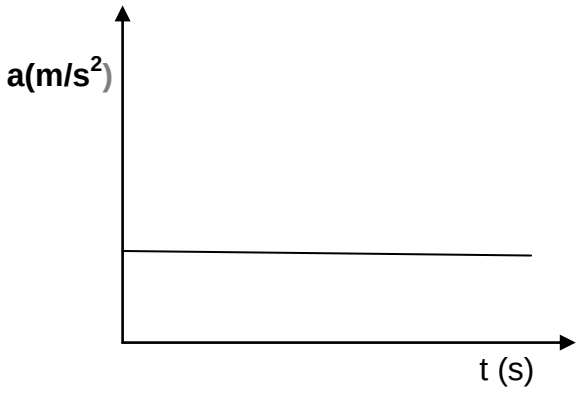
La pendiente del gráfico de x(t) en cada instante es el valor de la velocidad en ese instante. La curva que representa x(t) es cada vez más inclinada, por lo que el valor de la velocidad crecerá con el tiempo. Si x(t) es una parábola, entonces v(t) será una recta

b) Gráfico velocidad- tiempo:



La pendiente del gráfico v(t) en cada instante es el valor de la aceleración en ese instante. El gráfico v(t) tiene la misma pendiente durante todo el tiempo, de manera que la aceleración toma el mismo valor durante todo el movimiento. El gráfico corresponde a un movimiento uniforme acelerado.

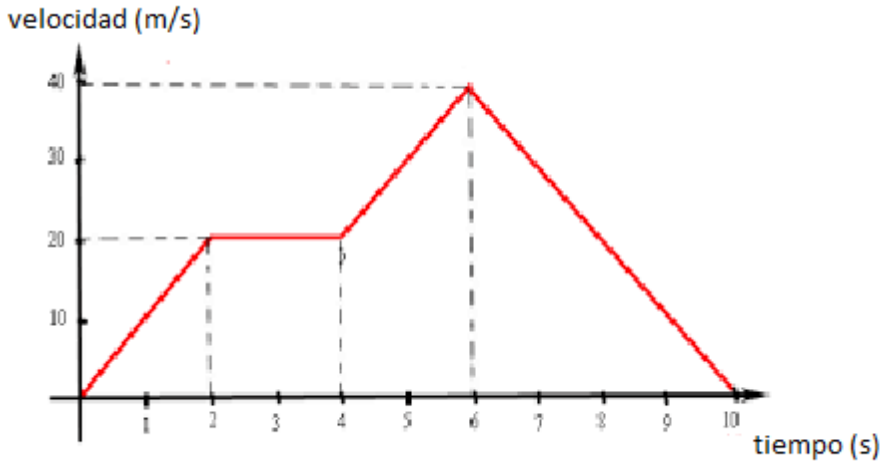
c) **Gráfico aceleración- tiempo**:



Ejemplo 4: Un móvil que se desplaza en una trayectoria rectilínea, variando su velocidad en distintos intervalos de tiempo, realiza el siguiente itinerario:

Velocidad (m/s)	Tiempo (s)
0	0
20	2
20	4
40	6
0	10

a) Graficar los datos en un gráfico v(t)



b) Determinar el camino total recorrido por el móvil

Para calcular el camino total recorrido, se suman las áreas bajo la curva del gráfico resultante:

$A_1 = \frac{2s \times 20\ m/s}{2} = 20\ m$

$A_2 = 2\ s \times 20\ m/s = 40\ m$

$A_3 = \frac{2s \times 20\ m/s}{2} = 20\ m$

$A_4 = 2\ s \times 20\ m/s = 40\ m$

$A_5 = \frac{4s \times 40\ m/s}{2} = 80\ m$

Camino recorrido $= A_1 + A_2 + A_3 + A_4 + A_5 = 200\ m$

CONCLUSIÓN

Los movimientos pueden ser muy simples, como el movimiento de un automóvil en línea recta y con velocidad constante, hasta uno más complejo, como un sistema binario formado por una estrella y un agujero negro, donde los dos cuerpos se mueven en una órbita en torno a un centro común.

El análisis que realizamos en esta unidad, nos permitió conocer, por ejemplo la diferencia entre rapidez y velocidad, o la diferencia entre un movimiento con velocidad constante y otro con aceleración. Logramos identificar mediante gráficos los movimientos uniformes como MRU y MRUA. Logramos conocer y desarrollar las fórmulas matemáticas para poder describir los dos tipos de movimientos estudiados.

Hasta el momento hemos descritos el movimiento de los cuerpos, en particular el movimiento uniforme rectilíneo (MUR) y el movimiento uniforme rectilíneo acelerado (MRUA). En dichos movimientos hemos observados que se producen ciertos cambios, como lo es, por ejemplo, el cambio producido por la velocidad en un cierto intervalo de tiempo. Hasta éste momento no nos hemos preguntado cómo se produce el movimiento, o ¿Qué hace que un cuerpo se ponga en movimiento? o ¿Qué produce que un cuerpo que se desplaza con cierta dirección, de pronto cambie?. Sin duda éstas interrogantes serán resueltas en otra sección de la física que corresponde a la dinámica.

BIBLIOGRAFÍA

Física Universitaria Sear – ZemansKy
2005, volumen 1, Pearson

Física Jerry D. Wilson
2003 Pearson

IPLACEX
TECNOLÓGICO NACIONAL