

curso de formación  
para la vida  
universitaria

Curso de formación para la vida universitaria  
Universidad Nacional de San Antonio de Areco | UNSAdA

Prof. Dr. Jerónimo Enrique Ainchil  
| Rector

Prof. Mg. Silvina Sansarricq  
| Vicerrectora

Lic. Pablo Rossi  
| Secretario General

Prof. Walter Bonillo  
| Secretario Académico

Lic. Natacha Waridel  
| Directora Académica

Prof. Miguel Ignacio Sforzini  
| Coordinador de Química

Prof. Alvaro Carrera  
| Coordinador de Física

SAN ANTONIO DE ARECO

**Rectorado y sede académica**

Avenida Güiraldes 689 (CP 2760)- Teléfono: 02326 453079  
San Antonio de Areco, Provincia de Buenos Aires

**Sede académica Rivadavia**

Rivadavia y Quetgles (CP 2760) - Teléfono: 02326 455025  
San Antonio de Areco, Provincia de Buenos Aires

BARADERO

**Sede académica**

Gallo 220  
Baradero, Provincia de Buenos Aires

**Centro Universitario Baradero**

Thames 1594 (CP 2942) - Teléfono 03329 488678  
Baradero, Provincia de Buenos Aires

**[www.unsada.edu.ar](http://www.unsada.edu.ar)**

Con profunda satisfacción y bien fundadas esperanzas en todo el trabajo compartido, presentamos este material de trabajo destinado al Curso de Formación para la Vida Universitaria. Simboliza la continuidad del quehacer universitario en la Universidad Nacional de San Antonio de Areco que se lleva a cabo con un conjunto de acciones de propósitos múltiples altamente significativos: el avance de sus actividades académicas, la interacción con los otros niveles de la enseñanza y el desarrollo de una actividad de alcance regional. Una Universidad de siglo XXI, integrada plenamente al tejido social y que comparte las aspiraciones que lo guían y los problemas que lo aquejan, debe asumir el desafío de la calidad, la pertinencia y la articulación, como cualidades centrales para garantizar la igualdad de oportunidades y transformar el crecimiento económico en desarrollo social. Ante tal circunstancia la UNSAdA dobléa sus esfuerzos con su programa de educación preuniversitaria, trabajando en conjunto con los actores de educación secundaria en la preparación de los futuros estudiantes universitarios de la región. Tenemos certeza de la importancia y trascendencia de este esfuerzo, y queremos expresar nuestro profundo agradecimiento a todos los que participan con tanto entusiasmo de esta actividad innovadora.

La UNSAdA nace en un contexto mundial, nacional y regional que cuestiona modelos de enseñanza y aprendizaje en busca de mejores resultados, al tiempo que entiende a los estudiantes como verdaderos protagonistas de su proceso educativo y a los maestros y profesores como guías del mismo. En efecto, solicitamos de los estudiantes el esfuerzo de estudiar y sus docentes el esfuerzo por generar en ellos la inquietud, la creatividad, el espíritu crítico y el deseo de superación.

Esta experiencia académica que se desarrolla a partir de distintas actividades en diferentes localidades, son, en conjunto con todas las demás actividades desarrolladas y por desarrollar, una señal palpable del compromiso regional al servicio del desarrollo local y la calidad de vida de sus habitantes. Este desafío nos convoca. En este marco, convencido de que las construcciones comunes requieren de las ideas y del esfuerzo de hombres y mujeres solidarios, les doy la bienvenida a este proyecto, los insto a protagonizarlo y apropiarse de él, con la seguridad plena de que en el final del recorrido estaremos orgullosos del aporte realizado.



**Dr. Jerónimo E. Ainchil**  
RECTOR

## **ÍNDICE GENERAL**

|                         |    |
|-------------------------|----|
| Anexo Química           | 5  |
| Resolución de problemas | 83 |
| Anexo Física            | 96 |

anexo

Química

# Sistemas materiales

## Distintos tipos de sistemas

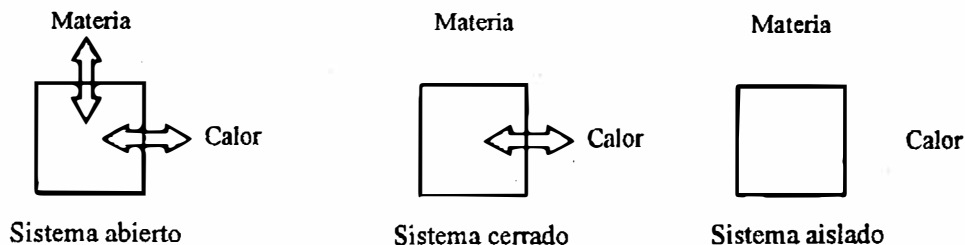
**Sistema** : parte del universo que se aisl. para estudiar.

La aislación puede ser real o imaginaria, esta superficie que separa el sistema del universo se llama frontera.

Se llaman sistemas materiales porque los químicos estudian los materiales que componen el sistema, sus características y su comportamiento.

Los sistemas pueden intercambiar con el medio, parte del universo que no es el sistema, dos cosas : Calor y materia.

Según lo que intercambia los sistemas se pueden clasificar en:

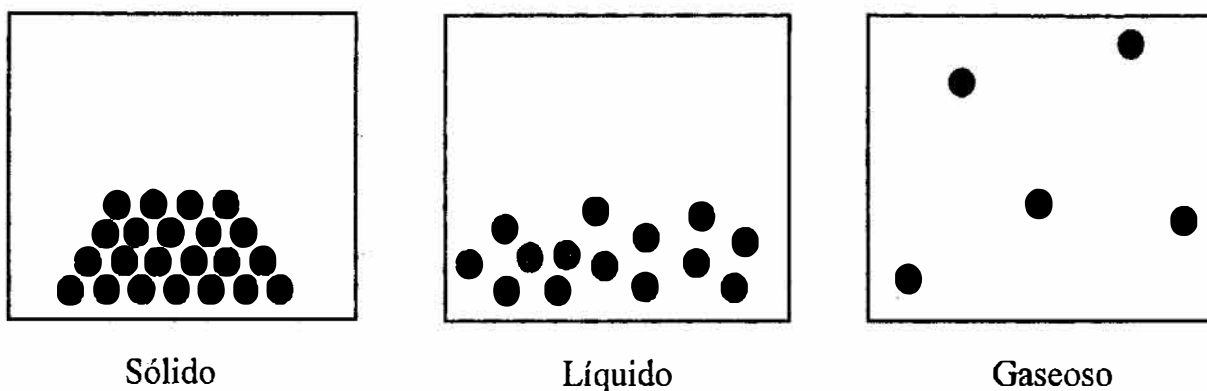


## Estados de agregación de la materia

La materia se puede encontrar en 3 estados de agregación : sólido, líquido y gaseoso. Todas las sustancias se pueden encontrar en los tres estados, esto depende de la temperatura y la presión a la que se encuentra la sustancia.

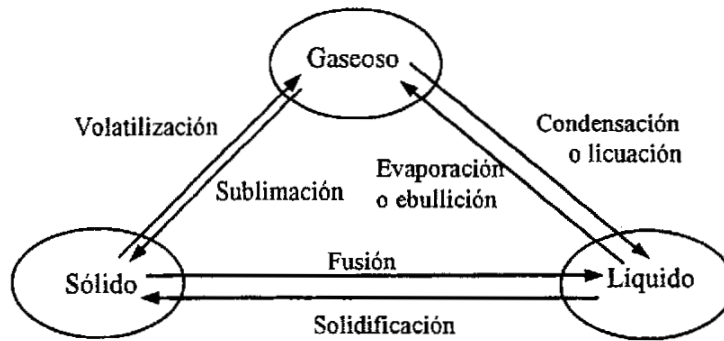
Se puede cambiar de un estado de agregación a otro, entregándole o extrayéndole calor.

Si consideramos a las partículas que componen a la sustancia como pelotitas, los estados de agregación se observarán algo así :



Los sólidos tiene forma y volumen propio, los líquidos tienen volumen propio pero no forma propia, adoptan la forma del recipiente, los gases no tienen ni volumen, ni forma propia, ocupan todo el volumen del recipiente adoptando su forma. Si a un gas se le varía el volumen del recipiente, éste varía su volumen con él, no así con los líquidos y sólidos.

## Cambios de estados



La fusión es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación de sólido a líquido.

La solidificación es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación líquido a sólido.

Estos dos procesos ocurren a la misma temperatura, uno cuando se le entrega calor a la sustancia y el otro cuando se le extrae. Esta temperatura varía si varía la presión, si ésta última es de una atmósfera (presión ejercida por la atmósfera normal), a esa temperatura se la conoce como punto de fusión o solidificación.

La ebullición es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación de líquido a gaseoso, pero todo el líquido pasa a vapor (gas).

La evaporación es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación de líquido a gaseoso, pero solo la superficie pasa a vapor (gas).

El proceso de evaporación ocurre a toda temperatura, en cambio el de ebullición ocurre a una determinada temperatura, y si la presión es de una atmósfera, se lo conoce como punto de ebullición.

La condensación es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación de gaseoso a líquido, por extraerle calor.

La licuación es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación de gaseoso a líquido, por extraerle calor y aumentar la presión.

La volatilización es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación de sólido a gaseoso, este proceso ocurre directamente sin pasar por el estado líquido.

La sublimación es el proceso en donde una sustancia cambia de estado de agregación de gaseoso a sólido, este proceso ocurre directamente sin pasar por el estado líquido.

Estos procesos son todos procesos físicos, debido a que antes o después del mismo la sustancia sigue siendo la misma, no se transformó en otra.

Los procesos químicos, son aquellos en donde partimos de una o varias sustancias y luego tenemos otras distintas.

Ejemplos de los cambios de estados hay muchísimos, pero le contaremos algunos :

Cuando se deja un cubito de hielo fuera de la heladera. ¿Qué ocurre? Se derrite, o sea pasa de estar en estado sólido a estar en estado líquido. Se funde (cambio de estado : fusión).

Cuando colocamos en la cubetera agua y ella en la heladera. ¿Qué ocurre? Luego de un tiempo encontramos que se ha convertido en hielo. Se congeló (cambio de estado : solidificación).

Cuando se coloca un jarro de agua en el fuego, se empieza a calentar y luego qué ocurre. Empiezan a formarse burbujas de todos los lados del agua y a salir vapor. El agua está pasando de estado líquido a gaseoso. Hierve (cambio de estado : ebullición).

En el espejo del baño, luego de una ducha bien caliente. Se forman pequeñas gotitas de agua, de dónde vienen. El vapor generado por el agua caliente de la ducha se encuentra con la superficie fría del espejo y se condensa. El vapor (agua gaseosa) está pasando a estado líquido. (cambio de estado : condensación).

Cuando colocamos naftalina en el armario, no es para que las polillas se la coman, pero luego de un tiempo las bolitas de naftalina no están. ¿Qué pasó?. Cuando abrimos el armario nos encontramos con un olor a naftalina, lo que está ocurriendo es que la naftalina estaba en estado sólido (bolita de naftalina) pasó a estado gaseoso (olor de naftalina). (cambio de estado : volatilización).

## Propiedades de los materiales

Todos los materiales tienen propiedades que pueden ser determinadas. Estas propiedades se dividen en dos según dependan o no de la cantidad de materia.

**Propiedad intensiva** : es aquella propiedad de un material que no depende de la cantidad de materia. O sea no importa si tomamos 1 gramo, 100 gramos o 1 kilogramo. Estas propiedades son una característica del material con lo cual nos puede servir para identificarlo.

**Propiedad extensiva** : es aquella propiedad de un material que depende de la cantidad de materia. Estas propiedades no nos van a servir para identificar al material porque varían dependiendo el sistema elegido.

| Propiedad intensiva | Propiedad extensiva |
|---------------------|---------------------|
| Color               | Masa                |
| Densidad            | Volumen             |
| Punto de Fusión     | Peso                |
| Punto de ebullición |                     |
| Olor                |                     |

Sistema material : Un litro de agua.

|                                |              |                              |              |
|--------------------------------|--------------|------------------------------|--------------|
| Masa : 1 kilogramo             | (prop. ext.) | Volumen : 1 litro            | (prop. ext.) |
| Densidad : 1 g/cm <sup>3</sup> | (prop. int.) | Color : transparente         | (prop. int.) |
| Punto de fusión : 0 °C         | (prop. int.) | Punto de ebullición : 100 °C | (prop. int.) |
| Peso : 1 kilogramofuerza       | (prop. ext.) | Olor : incoloro              | (prop. int.) |

Todos los materiales están formado por una o más sustancias.

### Clasificación de sistemas a partir de las propiedades intensivas

En los sistemas materiales se pueden presentar dos casos : uno donde las propiedades intensivas sean iguales en todos los puntos del mismo y otro en donde una o más de las propiedades intensivas sea diferente en por lo menos dos lugares del mismo.

De esta manera podemos clasificarlos en dos : homogéneos y heterogéneos.

**Sistema homogéneo** : es aquel en donde todas las propiedades intensivas son iguales en todas las partes del mismo.

**Sistema heterogéneo** : es aquel en donde al menos una de las propiedades intensivas es diferente en dos lugares.

**Fase** : porción de un sistema en donde todas las propiedades intensivas son iguales.

Los sistemas homogéneos tienen una sola fase y los heterogéneos dos o más.

**Interfase** : superficie de separación entre dos fases.

Hay sistemas en donde es muy sencillo diferenciar si es homogéneo o heterogéneo. Como por ejemplo : agua y clavos de hierro (heterogéneo), agua y aceite (heterogéneo). Cuando un sistema es claramente heterogéneo es fácil de clasificar. Pero cuando a simple vista es homogéneo no es tan fácil clasificarlo, por ejemplo : sangre, leche, etc., si uno lo observa a simple vista son homogéneos, pero si lo observa en un microscopio se ven diferentes fases, con lo cual sería un sistema heterogéneo.

Los químicos tuvieron que definir un límite para clasificar los sistemas y eligieron un microscopio especial llamado ultramicroscopio, que es similar a un microscopio común con la diferencia de que la iluminación es lateral.

Con esta convención queda bien definido el límite de sistemas homogéneos de heterogéneos, si a simple vista, en un microscopio y aún en el ultramicroscopio un sistema se observa homogéneo, es homogéneo.

Nosotros no vamos a tener un ultramicroscopio, con lo cual seguramente utilizaremos ejemplos sencillos: sistemas que a simple vista se vean heterogéneos o sistemas homogéneos (como agua y etanol, agua y sal, agua y azúcar, agua, etanol, etc.).



Existen sistemas que no entran en la clasificación de homogéneo y heterogéneo, estos sistemas son los inhomogéneos, en estos casos alguna propiedad intensiva varía en forma gradual con lo cual no se presenta ninguna interfase, por esto sería homogéneo, pero si se mide esa propiedad en un extremo y en el otro, son diferentes, con lo cual sería heterogéneo.

Los sistemas heterogéneos están formados por fases (ver definición de fase); si a estas fases las separamos obtendríamos sistemas homogéneos.

**Componente** : cada una de las sustancias que forman parte de un sistema material.

Estos sistemas homogéneos pueden estar formados por un componente o más. Con lo cual los podemos clasificar en sustancia pura (un solo componente) o solución (más de un componente).

**Solución** : Sistema homogéneo con más de un componente.

La fases de un sistema heterogéneo se pueden separar por métodos físico (filtración, decantación, imantación, etc.), en cambio los componentes que se encuentran dentro de un sistema homogéneo no, estos se deben separar por : destilación, cristalización, etc.

Una fase no necesariamente debe ser continua, como por ejemplo : tres clavos de hierro son una sola fase, porque todos tienen las mismas propiedades intensivas aunque se encuentren separados.

Una sustancia pura puede estar formada por uno o más elementos químicos. Con lo cual las podemos clasificar en **sustancias simples** (formadas por un solo tipo de elemento químico) y **sustancias compuestas** (formadas por más de un tipo de elemento químico).

Por ejemplo  $H_2$  ,  $O_3$  ,  $Cu$  ,  $N_2$  ,  $Na$  son todas sustancias simples en cambio  $H_2O$  ,  $NaCl$ ,  $C_6H_{12}O_6$  son todas sustancias compuestas.

Los elementos químicos son una clasificación de los átomos que forman a las sustancias, se conocen actualmente alrededor de 100 elementos diferentes, algunos naturales y otros creados por el hombre. Los elementos químicos se representan a través de símbolos químicos, estos están formados por una letra mayúscula o una letra mayúscula y una minúscula.

Las sustancias están formadas por partículas muy pequeñas llamadas moléculas y éstas se representan a través de fórmulas químicas. Éstas son un grupo de símbolos químicos, en donde algunos llevan un subíndice. Este subíndice lleva el nombre de atomicidad y corresponde a la cantidad de átomos de ese elemento que se encuentra en una molécula.

## Ley de conservación de masas

En todas las reacciones químicas se conserva la masa. Esto quiere decir que en un sistema antes y después de una reacción química nos encontramos con la misma masa de sistema, siempre y cuando el sistema sea cerrado.

Esto nos indica que la materia no se crea ni se destruye, sino que en una reacción química se transforman las sustancias en otras.

Esta transformación de unas sustancias en otras mantiene la cantidad de átomos de cada especie. O sea la cantidad de átomos de un elemento químico debe ser igual antes o después de la reacción.

Esta es la base del balanceo o igualación de las reacciones químicas que veremos más adelante.



Las sustancias que se encuentran en el comienzo de la reacción ( $N_2$  e  $H_2$  ) desaparecen para que se forme ( $NH_3$  ).

Si controlamos los átomos antes y después de la reacción veremos :

|   | Antes | Después |
|---|-------|---------|
| N | 2     | 2       |
| H | 6     | 6       |

Como los átomos tienen la misma masa antes y después de la reacción, la masa del sistema también es la misma.

# Teoría Atómico Molecular - Gases

## Teoría Atómico Molecular

Esta teoría se remonta alrededor de 1810 en donde un científico de apellido Dalton formuló unas ideas que se transformaron en esta teoría.

Estas ideas “simplificadas” son las siguientes :

- Todas las sustancias están formadas por partículas muy pequeñas, llamadas moléculas.
- Estas moléculas están formadas por partículas aún más pequeñas llamadas átomos (del griego “sin división”).
- En una reacción química se conserva la masa debido a que los átomos se separan de la forma que se encontraban unidos y se unen de forma diferente para formar las nuevas sustancias, pero en este proceso no varían su masa.
- Los átomos que se combinan para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción.

Ya en el capítulo anterior introducimos los conceptos de átomo, molécula, símbolo químico, fórmula química y atomicidad pero lo refrescaremos.

**Sustancia** : toda clasificación de la materia. Es el componente en sí de la materia. Existe millones de sustancias diferentes entre las que se encuentran en las naturales y las creadas por el hombre.

**Molécula** : partícula más pequeña de una sustancia que mantiene sus propiedades. Son partículas muy pequeñas que no pueden ser vista ni con microscopio.

**Átomo** : Es una partícula pequeñísima que forma todas las moléculas. Existen alrededor de 100 clases diferentes.

**Elemento químico** : es una clasificación de los átomos. Muchas veces es usado indistintamente como átomo, pero la diferencia se presenta en que elemento químico es una clasificación y átomo en un ente real, que existe aunque no se pueda ver.

**Símbolo químico** : es el símbolo con que se representan los átomos de un elemento químico. Pueden ser una letra mayúscula o una letra mayúscula y una minúscula. Ejemplo : O (oxígeno), Na (sodio), Cl (cloro), etc.

**Fórmula química** : (en algunos casos vamos a utilizar como sinónimo fórmula molecular, pero no siempre es así) es un conjunto de símbolos químicos ordenados de una determinada forma en donde algunos tienen un subíndice. Representa a una sustancia.

**Atomicidad** : es el subíndice de algunos átomos en las fórmulas químicas, si un átomo no tiene subíndice es porque la atomicidad es uno. Me indica la cantidad de átomos de ese elemento que se encuentran en una fórmula química.

Para este capítulo vamos a utilizar que una fórmula química representa a una molécula de la sustancia, pero más adelante vamos a ver que no es así en todas las sustancias.

Ejemplo :

Sustancia : agua.

Fórmula química (fórmula molecular) :  $H_2O$

Símbolos de los elementos químicos que la forman : H , O.

Elementos químicos que la forman : hidrógeno y oxígeno.

Atomicidades : atomicidad del hidrógeno en el agua es 2, atomicidad del oxígeno en el agua es 1.

La fórmula química no es sólo una forma de abreviar a una sustancia, sino que nos da mucha información como por ejemplo que : una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Nos indica las clase de átomos que la forman y la cantidad de cada uno.

Más adelante vamos a ver que podemos obtener mucha más información de la sustancia a partir de la fórmula química, sus características.

## Composición centesimal

La composición centesimal es una herramienta muy utilizada en la química moderna, se puede aplicar tanto a un sistema material como a una sustancia compuesta, en el primer caso nos indica el porcentaje en masa de cada uno de los componentes, en la segunda nos indica también el porcentaje en masa pero esta vez de cada uno de los elementos que forman dicha sustancia.

Por ejemplo para un sistema material formado por arena, agua y cloruro de sodio (sal común de mesa) podríamos decir 20 gramos de la primera, 25 gramos de la segunda y 5 de la última, dando un total del sistema de 50 gramos o decir de un sistema de 50 gramos que tiene un 40 % de arena, 50 % de agua y 10 % de cloruro de sodio. Estas dos formas de expresar el contenido del sistemas son similares, por lo cual debemos aprender a pasar de una a otra.

Por ejemplo para una sustancia compuesta como el agua ( $H_2O$ ) podríamos decir que por cada 2 gramos de átomos de hidrógeno hay 16 gramos de átomos de oxígeno dentro del agua o decir que el 11,1 % del agua corresponde a átomos de hidrógeno y el 88,9 % a átomos de oxígeno.

**En los apéndices se podrán encontrar problemas resueltos y otros para ser resueltos por los alumnos, en donde los numéricos se encuentran con la solución.**

**Ante una duda teórica o práctica recomendamos consultar con la bibliografía indicada por los docentes de la materia.**

## Partículas subatómicas -Número atómico y másico

La teoría de Dalton fue fundamental en su época para el avance de la química y con los datos experimentales de su momento era algo de avanzada, pero ahora ya todos sabemos que tiene algunas fallas como por ejemplo, que el átomo es indivisible. Hemos que en algún momento de su vida todos ustedes han escuchado que los átomos están formados por protones, electrones y neutrones.

Estas partículas subatómicas son conocidas como partículas elementales, o fundamentales.

Son los constituyentes de los átomos, todos están formados por estas partículas. Los electrones, protones y neutrones de todos los átomos son iguales entre sí.

La cantidad de estas partículas son la que identifican a un átomo.

Todos saben que los protones y los neutrones se encuentran en el núcleo y los electrones fuera de él.

Los protones y los neutrones tienen una masa similar en cambio los electrones tienen una masa que es 1810 veces más pequeña que las otras. **Por lo cual la masa de los átomos está determinada por la cantidad de neutrones y protones que tiene el núcleo del átomo.**

También todos saben que los protones tienen carga positiva y los electrones tienen la misma carga que los protones pero negativa y los neutrones no tienen carga.

**Como los átomos son partículas neutras, o sea sin carga, deben tener igual cantidad de electrones que de protones.**

Hemos dicho que los electrones son los que se encuentran en la parte externa del átomo con lo cual son los más expuestos, esto permite que el elemento gane o pierda electrones para dejar de ser neutro.

Por eso la identificación del átomo tiene que ser a través de las partículas que se encuentran en el núcleo : protones y neutrones. Para ello se definen dos números, estos identifican a un átomo en forma definitiva.

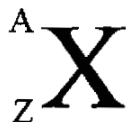
**Estos números son : el número atómico y el número másico (o número de masa).**

El primero es el más importante de los dos porque es propio de un elemento químico, debido a que todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número atómico, o que si dos átomos tienen el mismo número atómico, son del mismo elemento. **Este número coincide con la cantidad de protones que tiene el átomo en su núcleo. Se simboliza con la letra Z.**

El segundo me da una idea de la masa del átomo, por lo cual tenemos que tomar en cuenta las partículas que influyen en la masa del átomo. Estas son los protones y los neutrones, así definimos este número como la suma de los protones y neutrones que se encuentran en el núcleo del átomo. **Se simboliza con la letra A.**

El número atómico se coloca en el extremo inferior izquierdo del símbolo químico y el número másico en el extremo superior izquierdo.

Ejemplo :

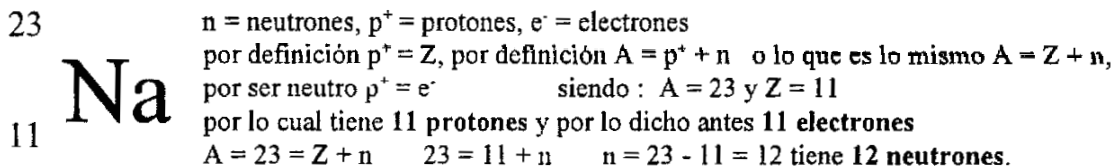


Siendo X el símbolo químico del elemento y A y Z los números másicos y atómicos respectivamente.

Como en el número másico a los protones se le suman los neutrones, esto indica que **siempre el número másico es mayor que el número atómico, o a lo sumo igual.**

**Estos números son siempre enteros, porque son cantidades de protones o protones y neutrones.**

A partir de estos dos números podemos saber cuantas son las partículas que forman al átomo, por ejemplo :



O al revés de las partículas calcular los dos números.

Un elemento que tiene 17 protones, 17 electrones y 20 neutrones tiene los siguientes números atómico y másico :

$$Z = p^+ = 17, \quad A = Z + n = 17 + 20 = 37$$

Los átomos pueden dejar de ser neutros, la única forma que esto ocurra es modificando la cantidad de electrones que tiene el átomo (ganar o perder electrones). Al modificar la cantidad de electrones el átomo deja de ser neutro y pasa a convertirse en un ión. Si gana electrones adquiere carga negativa y se transforma en un anión y si pierde electrones adquiere carga positiva y se transforma en un catión. Tantas cargas como electrones gane o pierda.

## Isótopos - Masa atómica relativa

Otro error que cometió Dalton, pero era imposible de saber en su época, era que planteó que todos los átomos de un elemento son todos iguales. Eso no es cierto, lo que es cierto, por lo visto antes, es que todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico.

¿Pero dónde estará la diferencia entre los átomos de un mismo elemento? Si tienen el mismo número atómico quiere decir que tienen la misma cantidad de protones, y si todos son neutros también tendrán la misma cantidad de electrones. Por lo cual la única diferencia posible se encuentra en el número de neutrones, por ende también en el número másico.

**Definiremos como isótopos a : dos átomos que corresponden al mismo elemento químico (o sea tienen el mismo número atómico) pero se diferencian en su número másico (o sea en su número de neutrones).**

Por ejemplo en la naturaleza existen dos isótopos de cloro :

$^{35}_{17}\text{Cl}$  y  $^{37}_{17}\text{Cl}$  El primero tiene 17 protones, 17 electrones y 18 neutrones en cambio el segundo tiene 17 protones, 17 electrones y 20 neutrones.

Pero si quisiera conocer la masa de los átomos de cloro cuál tomaríamos 35 o 37. Como los átomos son muy pequeños y no podemos verlos de a uno y tampoco pesarlos de a uno, lo que se hace es hacer un promedio, pero este promedio no es  $(35 + 37) / 2$ , sino que se realiza lo que se llama un promedio ponderado, esto quiere decir que se toma en cuenta cuantos átomos hay de cada uno de los isótopos en la naturaleza.

Nosotros no podemos ponernos a determinar cuantos átomos hay de cada isótopo, por lo cual hay tablas donde se encuentran establecido el porcentaje de cada isótopo presente en la naturaleza. (Esto se llama **abundancia isotópica**).

A partir de las abundancias isotópicas y de los números de masa de todos los isótopos se puede calcular ese promedio, llamado **masa atómica relativa (Ar)**.

$$Ar = \frac{A1 \times \%1 + A2 \times \%2 + \dots}{100}$$

Siendo:

A1 = número de masa del isótopo 1.

%1 = abundancia isotópica del isótopo 1.

A2 = número de masa del isótopo 2.

%2 = abundancia isotópica del isótopo 2.

y así con todos los isótopos existentes en la naturaleza.

Este número es el que se coloca en las tablas periódicas de los elementos (Ver más adelante capítulo 3) y el que se utiliza para hacer los cálculos correspondientes.

Para medir las masas de las personas utilizamos el kilogramo, para los automóviles las toneladas, para cocinar medimos las masas en gramos, pero eso no quiere decir que no podamos medir las masa de las personas en toneladas o en gramos, o la de los automóviles en gramos, sino que las que utilizamos son las más adecuada para ello. Para los átomos que son partículas muy, pero muy pequeñas, no son las adecuadas ni la tonelada, ni el kilogramo, ni el gramo por lo cual tendríamos que establecer una unidad para las masa de los átomos.

Pero eso ya ha sido realizado y se definió la **Unidad de Masa Atómica (UMA)**, para definir esta unidad en un principio se eligió el átomo más liviano como patrón, el átomo de hidrógeno, por esta definición un átomo de hidrógeno tenía una masa de una UMA. Pero esta definición tenía un gran problema que era que el hidrógeno presenta tres isótopos muy diferentes, uno que tiene un número de masa de uno, otro de dos y otro de tres.

Esto llevó a cambiar la definición, pero el valor de la UMA sigue siendo similar al anterior. La nueva definición se vio influenciada por el progreso de la llamada química orgánica por lo cual se eligió como patrón la doceava parte del átomo de  $^{12}\text{C}$ .

A partir de esta unidad se definieron las masa de todos los átomos y de allí el nombre de relativas. **Por ser relativos los Ar no llevan unidades o a lo sumo su unidad sería UMA.**

# Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos

## Estructura atómica

Aquí apuntaremos a la distribución de las partículas elementales dentro del átomo. Ya hemos descrito que los protones y neutrones se encuentran en el núcleo del átomo y los electrones fuera de él.

Pero esta idea no fue siempre así, sino que fue evolucionando de acuerdo a los datos experimentales obtenidos por los científicos a lo largo del tiempo.

Haremos una breve reseña de cómo se fue modificando el modelo de átomo desde el de Dalton (esfera rígida sin división) al modelo actual.

El modelo de Dalton presentaba al átomo como una esfera rígida, indivisible y si carga, pero experimentos como los de los rayos catódicos y los rayos canales, presentaban que había dentro de las sustancias partículas positiva y negativas.

Dentro de un tubo con un gas a baja presión, se colocaban dos electrodos y éstos a una fuente eléctrica. Se veía que del cátodo (electrodo positivo) salían rayos en dirección al otro electrodo (ánodo), se cambiaba el gas dentro del tubo y los materiales con que estaban hechos los electrodos y los rayos eran los mismos (rayos catódicos).

Concluyeron que dentro de todas las sustancias había partículas negativas, que eran iguales para todas las sustancias y lo llamaron electrones.

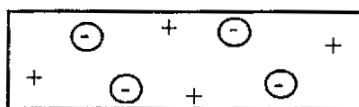
En una experiencia similar pero en donde el cátodo tenía perforaciones, se veían rayos que lo atravesaban en sentido opuesto al otro electrodo (rayos canales), que variaban de acuerdo al gas que se encontraba dentro del tubo.

Concluyeron que dentro de todas las sustancias había partículas positivas, que eran diferentes para todas las sustancias y lo llamaron protones.

Los experimentos eran los siguientes :



Estos experimentos llevaron al modelo de Thomson o budín inglés :



El modelo correspondía a una masa de cargas positivas que era propia de cada sustancia con incrustaciones de partículas negativas que eran iguales en todas las sustancias (electrones).

La cantidad de carga negativa era igual a la positiva de tal forma que el átomo era neutro.

Luego se presentó el experimento de Rutherford que llevó al modelo del mismo nombre.

En esta experiencia se utilizó una sustancia radiactiva para bombardear una muy delgada lámina de oro.

Esta sustancia radiactiva emitía partículas alfa, éstas partículas tienen la masa de un átomo de helio y carga positiva. Las partículas alfa luego de chocar con la lámina de oro, se estrellaban sobre una película fotográfica y así era detectado el lugar final de impacto.

Pero actualmente los científicos están utilizando un modelo diferente a este conocido como Modelo Actual.

Este modelo explica la ubicación de los electrones en una forma un poco diferente, basado en el principio de incertidumbre de Heisenberg y en el comportamiento dual de la luz

La luz se puede comportar de dos formas diferentes, como una onda electromagnética (comportamiento ondulatorio) o como un haz de fotones (comportamiento corpuscular). Este último presenta a partículas muy pequeñas que se mueven muy rápidamente. El electrón tiene unas características similares a estas, por lo que se plantea que también se podrá explicar a partir de un comportamiento ondulatorio. Entonces se describe el comportamiento del electrón a partir de una función de onda.

El principio de incertidumbre de Heisenberg: plantea que para partículas tan pequeñas como el electrón es imposible determinar la posición y la cantidad de movimiento al mismo tiempo ( $m \times v$ ), debido a esto no se puede determinar el recorrido del electrón. (órbita) Dejando de lado el concepto de Bohr.

Este modelo es totalmente matemático, por esta razón es mucho más difícil de representar y de comprender que el modelo de Bohr.

Pero si no existen las órbitas, cómo podemos saber dónde encontrar a los electrones.

En este modelo trabajando a partir de las funciones de onda se obtiene zonas donde es más probable encontrar un electrón (90-99 %). Llamadas **orbitales**.

A partir de ahora hablaremos de que los electrones se encuentran en orbitales. Algo muy diferente al concepto de órbita que dejaremos de utilizar en forma definitiva.

La resolución matemática de este modelo nos llevan a una solución compuesta por cuatro números, llamados números cuánticos. Estos cuatro números identifican exactamente a un electrón.

#### Principio de exclusión de Pauli.

En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Los números cuánticos son :

Número cuántico principal (n) : indica el nivel de energía en donde se encuentra el electrón (similar a las capas del modelo de Bohr), también indicada la distancia promedio del electrón al núcleo. Este número puede tomar valores naturales. Con los átomos conocidos hasta la actualidad este valor puede ser : 1, 2, 3, 4, 5, 6, o 7 siendo el 1 el de menor energía y el 7 el de mayor, y el 1 el más interior y el 7 el más exterior.

Número cuántico secundario o azimutal (l) : indica un subnivel dentro de un nivel, también indica la forma del orbital (zona donde es más probable encontrar al electrón). Toma valores naturales y el cero. Depende del número cuántico principal y con los elementos conocidos actualmente puede tomar los valores : 0, 1, 2 y 3 que corresponden a las formas S, P, d y f respectivamente. Su energía aumenta de S a f. Por depender del número cuántico principal no se presentan todos los subniveles en todos los niveles.

Número cuántico magnético (m) : indica la orientación del orbital en un campo magnético. Depende de la forma del orbital y puede tomar una cantidad de valores diferentes para cada número cuántico secundario según la fórmula:  $2 \times l$  (número cuántico secundario) + 1.

Número cuántico de Spin (s) : indica el sentido de giro del electrón sobre su eje. Puede tomar los valores  $1/2$  y  $-1/2$ .

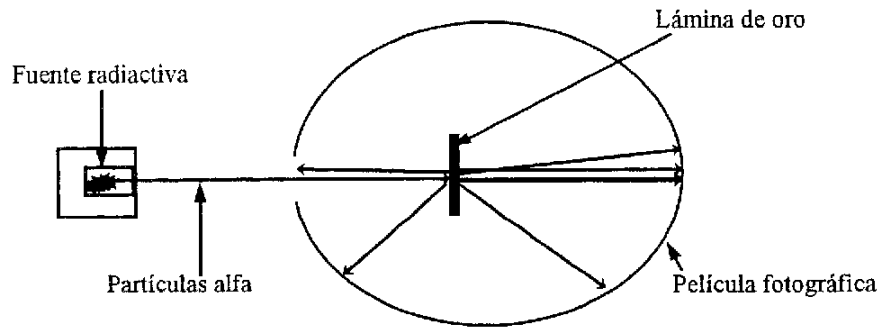
Los tres primeros números cuánticos determinan un orbital. El cuarto complementa la información para identificar a un electrón. Según el principio de exclusión de Pauli puede haber como máximo dos electrones dentro de un orbital.

Como existe un solo orbital S, en los subniveles S pueden encontrarse como máximo dos electrones, como existen tres orbitales P, en los subniveles P pueden encontrarse como máximo seis electrones, como existen cinco orbitales d, en los subniveles d pueden encontrarse como máximo diez electrones y como existen siete orbitales f, en los subniveles f pueden encontrarse como máximo catorce electrones.

Los electrones se van incorporando a los niveles y subniveles de energía de forma que la energía sea la mínima.

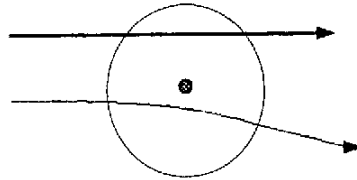
Los electrones no van ingresando completando todo el 1º nivel, el 2º, el 3º, el 4º, etc. sino que existen subniveles de niveles mayores que tienen menor energía que otros de niveles inferiores.

El equipo utilizado fue este :



Se observó que la mayoría de las partículas alfa pasaban de largo sin ser afectadas, pero algunas eran desviadas un pequeño ángulo, otras pocas un ángulo mayor y algunas hasta rebotaban hasta volver hasta casi el origen. Estos datos no concordaban con el modelo de Thomson en donde esperaban que todas atravesaran la lámina como una bala atraviesa un papel o que rebotaran. Pero nunca podrían haberse desviado como mostraba la experiencia.

Esto llevó a Rutherford a cambiar el modelo para poder explicar lo ocurrido, llegando a la conclusión que la **masa del átomo y la carga del mismo se encontraban concentrada en una pequeña parte del mismo que llamó Núcleo.**



Al ser las partículas alfa positivas cuanto más cerca del núcleo pasaban más se desviaban pero como la mayoría pasaron sin ser desviadas esto indicaba que el núcleo era una parte muy pequeña del átomo. Se realizaron cálculos para encontrar la relación entre el tamaño del átomo y su núcleo.

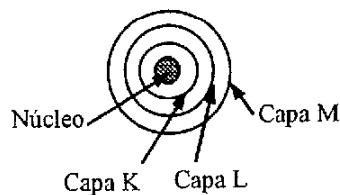
Se observó que la relación átomo-núcleo es similar a una relación entre una cancha de fútbol (átomo) a una cabeza de alfiler en el centro de la misma (núcleo).

Pero Rutherford no podía explicar donde se encontraban los electrones, si los colocaba en reposo en la parte externa al núcleo, estos eran atraído y chocarían con el núcleo. Si los colocaba en órbitas (modelo planetario), según la física clásica, una partícula cargada sometida a una aceleración emite energía, con lo cual iría perdiendo energía hasta chocar con el núcleo.

Bohr propone, a partir de conceptos de física cuántica y la experiencia de emisión de hidrógeno, que los electrones se mueven alrededor del núcleo pero no por cualquier lugar, sino por órbitas fijas, capas o niveles de energía estables en donde el electrón no emite energía. Para pasar de una capa a otro el electrón debe absorber o emitir una determinada cantidad de energía (cuanto de energía). Bohr nombró esas capa de energía con letras y determinó que las capas más interiores son las de menos energía y las exteriores las de mayor.

Por esto un electrón para pasar a una capa más alejada del núcleo (de mayor energía) debe absorber una determinada cantidad de energía y para pasar de la capa más alejada a la que se encontraba antes debe emitir la misma cantidad de energía.

Este modelo es ampliamente difundido por los docentes de los secundarios por su facilidad de comprensión y sencillez de presentación. Sirve para explicar muchos de los comportamientos de los átomos.

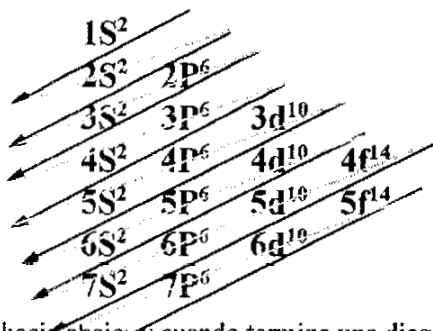




Pero entonces cómo podemos saber el orden en que van ingresando los electrones.

Para ello hay una regla que nos indica el orden creciente de energía de los subniveles, se llama regla de las diagonales.

### Regla de las diagonales



Se siguen las diagonales de arriba hacia abajo, y cuando termina una diagonal se continúa con la siguiente inferior.

A partir de la cantidad de electrones de un átomo y aplicando la tabla de las diagonales podemos obtener la distribución de los electrones en los niveles y subniveles. Esto se conoce como configuración electrónica (C.E.)

Por ejemplo para un átomo que tiene cuarenta y cinco electrones, los dos primeros entrarán en el subnivel 1S, los dos que siguen en el 2S, los siguientes seis en el 2P y así sucesivamente quedando la configuración electrónica (C.E.) así:

C.E. para 45 electrones :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^6 5S^2 4d^7$

En número que se encuentra adelante corresponde al nivel de energía de los electrones, la letra corresponde al subnivel o forma del orbital donde se encuentran los electrones y el superíndice corresponde a la cantidad de electrones en ese subnivel.

Todos los electrones son importantes, pero para las características y el comportamiento químico de un átomo los más importantes son los externos, lo que se llama configuración electrónica externa (C.E.E.).

Para determinar la C.E.E. de un átomo lo que hay que hacer es buscar el mayor nivel de energía ocupado por electrones (mayor número cuántico principal).

Una vez determinado el mayor nivel se busca el subnivel S perteneciente a ese nivel y se traza una línea de ahí hacia el final de la C.E. Si entre los subniveles marcados por la línea se encuentra un subnivel perteneciente a un nivel menor al determinado antes y está completo y seguido de otro subnivel; dicho subnivel no pertenece a la C.E.E.

Ejemplos:

C.E. :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2$

Máximo nivel ocupado por electrones es 4.

C.E. E.:  $4S^2$

C.E. :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10}$

Máximo nivel ocupado por electrones es 4.

C.E.E. :  $4S^2 3d^{10}$

C.E. :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^6$

Máximo nivel ocupado por electrones es 4.

C.E. E.:  $4S^2 3d^6$

C.E. :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^3$

Máximo nivel ocupado por electrones es 4.

C.E.E. :  $4S^2 4P^3$

El subnivel 3d no pertenece a la C.E.E.

Los subniveles que pueden no pertenecer a la C.E.E. son siempre los d o los f, siempre y cuando corresponda. (no sean los últimos)

#### Principio de máxima multiplicidad o Regla de Hund

Cuando los electrones ingresan en un subnivel de energía que tiene varios orbitales (P, d o f), los electrones entran uno en cada orbital antes de aparearse (colocarse dos electrones en el mismo orbital). Como todos los orbitales de un subnivel tienen la misma energía, por eso un electrón puede elegir indistintamente cualquiera de los orbitales. Aparte de ingresar uno en cada orbital, todos van ingresando con el mismo spin. ( $1/2$  o  $-1/2$ ).

## Tabla periódica

La tabla periódica es una herramienta fundamental para quien trabaja con la química, en ella se encuentran muchos datos importantes sobre los elementos químicos. Algunos como los ya vistos, símbolo químico, nombre del elemento, número atómico, masa atómica relativa, configuración electrónica y otros que veremos más adelante, como grupo y período, electronegatividad, números de oxidación y otros datos más.

Por ello debemos conocerla muy bien para poderle extraer la mayor cantidad de información, para poderla utilizar cuando la necesitemos.

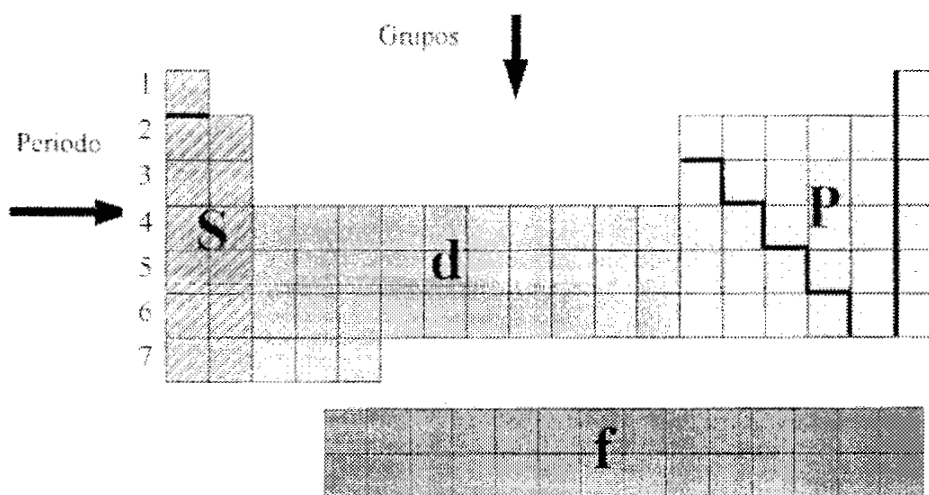
En la tabla periódica se encuentran ubicados los elementos químicos en orden creciente de número atómico, de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo.

De esta forma quedan determinadas columnas y filas (o renglones), o sea una tabla de doble entrada. Para ubicar un elemento se debe identificar el orden (número atómico) o indicar la columna y fila en donde se encuentra.

Las columnas se llaman grupos y las filas, períodos.

Los elementos que se encuentran dentro de un mismo grupo tienen características similares.

Los períodos son siete y se numeran con números de arriba hacia abajo 1, 2, 3... Si se fijan también tenemos siete niveles de energía. Podemos concluir que para los elementos que se encuentran en un determinado período, el máximo nivel ocupado por electrones coincide con su período. Con lo cual conociendo el período de un elemento conocemos el máximo nivel de energía ocupado por electrones en dicho átomo o al revés si conocemos el máximo nivel de energía ocupado por electrones sabemos en qué período está el elemento.



La tabla se divide en cuatro zonas:

|             |        |
|-------------|--------|
| 2 columnas  | Zona S |
| 6 columnas  | Zona P |
| 10 columnas | Zona d |
| 14 columnas | Zona f |

Si se fijan las zonas coinciden con los nombres de los orbitales y la cantidad de columnas con la cantidad máxima de electrones que pueden ingresar en esos orbitales.

Concluimos que los elementos que se encuentran en esas zonas tienen su último electrón en un orbital de ese tipo.

Los elementos de las zonas S y P se llaman representativos (o sea que su último electrón se encuentra en un orbital S o P).

Los elementos de la zona d se llaman de transición (o sea que su último electrón se encuentra en un orbital d).

Los elementos de la zona f se llaman de transición interna (o sea que su último electrón se encuentra en un orbital f).

Para identificar el grupo a partir de la configuración electrónica externa, primero determinamos a que tipo de grupo pertenece A o B, esto se realiza observando el último subnivel de la C.E.E., si este es un subnivel S o P corresponde a un elemento representativo o sea a un grupo A, si es un subnivel d corresponde a un elemento de transición o sea a un grupo B y si es un subnivel f corresponde a un elemento de transición interna que no tiene grupo.

Los grupos A y B son ocho cada uno. Los grupos se identifican con un número romano de I a VIII y con la letra correspondiente A o B.

Si es un elemento de un grupo A debemos contar la cantidad de electrones que tiene la C.E.E. y con eso obtenemos el número de grupo.

Existe una excepción es el Helio (He), este elemento tiene dos electrones y su C.E. y C.E.E. son  $1s^2$ , por terminar en un subnivel S es un elemento representativo, de un grupo A, pero la suma de los electrones es dos, debería pertenecer al grupo IIA, pero pertenece al grupo VIIIA.

Si es un elemento de un grupo B se nos presenta un problema debido a que tenemos diez columnas y solamente ocho grupos y además la suma de los electrones de la C.E.E. puede llegar a ser doce.

El procedimiento es similar, se suma los electrones de la C.E.E., si la suma está entre tres y siete, coincide con el número de grupo, si la suma es ocho, nueve o diez el grupo es ocho, si la suma es once el grupo es uno y si la suma es doce el grupo es dos.

Para los elementos representativos es muy importante la cantidad de electrones de la C.E.E. debido a que estos le confieren al elemento sus características. Por ello si conocemos el número de grupo de un elemento, conocemos la cantidad de electrones de la C.E.E.

Hemos visto la forma de obtener el grupo y período de un elemento a partir de su C.E.E., pero nos podría interesar obtener la información inversa, del grupo y período obtener la C.E.E.

Sabemos que una C.E.E. siempre comienza con un subnivel S que pertenece al máximo nivel ocupado por electrones (también coincide con el número de período).

Si es un elemento del grupo A, habíamos dicho que estos tienen su último electrón en un subnivel S o P. En una C.E.E. de un elemento representativo solamente tiene subniveles S y P correspondientes al máximo nivel ocupado por electrones (número de período). En los subniveles S pueden ingresar dos electrones y si sobran (más de grupo IIA) en el subnivel P pueden ingresar seis electrones.

Si es un elemento del grupo B, habíamos dicho que estos tienen su último electrón en un subnivel d. En una C.E.E. de un elemento de transición existen subniveles S del máximo nivel ocupado por electrones (número de período) y un subnivel d perteneciente a un nivel inferior al máximo ocupado (número de período - 1) y los electrones se distribuyen dos en el subnivel S y el resto en el subnivel d. Si pertenece al grupo VIIIB se nos presenta un problemita debido a que son tres columnas las que pertenecen a este grupo, si pertenece a la primera columna son ocho electrones, si es la segunda, nueve y si es la tercera, diez. Si pertenece al grupo IB son once electrones y si pertenece al IIB son doce electrones.

Hay grupos que son muy importantes, por eso tienen nombre propio, como ser:

Los elementos del grupo IA, sin el hidrógeno se llaman metales alcalinos, los elementos del grupo IIA se llaman metales alcalinos-térreos, los elementos del grupo VIIA se llaman halógenos y los del VIIIA se llaman gases nobles o inertes.

El primero de los metales alcalinos se encuentra en el período 2, el primero de los metales alcalinos-térreos se encuentra en el período 2 y el primero de los halógenos también se encuentra en el período 2, pero el primero de los gases nobles se encuentra en el período 1.

El primero de los elementos de transición se encuentra en el período 4 y el primero de los elementos de transición interna se encuentra en el período 6.

**Vamos a ver más adelante que saber ubicar un elemento en la tabla periódica es algo muy importante.**

Los elementos se dividen en metales y no metales, para separarlos existe en la tabla una línea en forma de escalera que pasa por debajo del hidrógeno, el boro, el silicio, el arsénico, el telurio. Los elementos que se encuentran a la derecha y arriba de esta línea son no metales y los que se encuentran a la izquierda y abajo son metales. Esto no es tan así, cortante, los elementos que se encuentran cerca de esa línea, ya sea por arriba o por debajo tienen algunas características similares a los metales y otras similares a los no metales.

En algunas tablas hay una línea que separa los no metales de la última columna. (gases nobles o inertes).



# Uniones químicas, nomenclatura y

## Uniones químicas

Hemos dicho, según la teoría de Dalton, que los átomos se separan y se unen en forma distinta en una reacción química, pero por qué los átomos están unidos entre ellos y no están solos. Por qué se unen de determinada manera y no de otra. A estas preguntas y otras más que irán apareciendo, les trataremos de encontrar una respuesta.

No todos los átomos tratan de estar unidos, se ve que hay átomos que es muy difícil, casi imposible unirlos con otros átomos, estos son los llamados gases nobles o inertes (grupo VIII A). Lewis basándose en que estos átomos deben ser estables solos y viendo que las otras sustancias se unían en una forma determinada, propuso que los átomos se unieran de tal forma de alcanzar una estabilidad y esta se lograba cuando los átomos obtenían una configuración electrónica similar a la de estos elementos. (conocido como regla del octeto)

Para eso propuso un modelo para representar a los átomos y a las uniones de los mismos.

Para los átomos propuso que el núcleo y los electrones internos (los que no pertenecen a la C.E.E.) se representaran con el símbolo químico del elemento y los electrones de la C.E.E. con cruces o redondelitos.

Por ejemplo:

C.E. Na :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$     C.E.E.:  $3S^1$     C.E. Cl :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$     C.E.E.:  $3S^2 3P^5$



Para definir las uniones se utiliza una propiedad periódica llamada electronegatividad, que es la tendencia que tiene un átomo a atraer electrones, por lo tanto los elementos que mayor electronegatividad tengan mayor atracción por los electrones tendrán y los que posean menor electronegatividad son los que menos tendencia a atraer a los electrones tendrán.

Los elementos más electronegativos son los que se encuentran en la parte superior derecha y los menos son los que se encuentran en la zona inferior izquierda.

Para la electronegatividad existen varias escalas, la que utilizaremos es la de Pauling, en esta se le asigna electronegatividad 4 al Flúor (que es el más electronegativo) y a partir de él se calculan las demás.

A partir de esta propiedad se dividen a las uniones químicas en tres grandes grupos : uniones iónicas, uniones covalentes y uniones metálicas.

Las uniones iónicas se dan entre elementos de alta electronegatividad y elementos de baja electronegatividad, la diferencia de electronegatividades debe ser mayor o igual a dos.

Las uniones covalentes se dan entre dos elementos de alta electronegatividad, la diferencia de electronegatividades es menor a dos.

Las uniones metálicas se dan entre dos elementos de baja electronegatividad.

Los elementos de baja electronegatividad son metales y los de alta electronegatividad son los no metales.

Siempre que una sustancia tenga una unión iónica debe haber un metal y un no metal. Pero no es cierto que siempre que haya un metal y un no metal la unión sea iónica. (Si la diferencia de electronegatividad es menor a dos la unión es covalente).

Siempre que se unan dos no metales la unión es covalente.

La unión metálica se realiza entre dos átomos de metales.

**Para tener en cuenta : - Entre dos átomos siempre hay una sola unión.**

**- Para determinar la diferencia de electronegatividad entre dos elementos se le resta a la electronegatividad del mayor la del menor, sin tomar en cuenta cuántos átomos hay de cada uno.**

## Uniones iónicas

Las uniones iónicas se caracterizan por la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen, esto quiere decir que un átomo tiene mucha tendencia a atraer electrones y el otro muy poca (tendencia a ceder electrones). Esta diferencia produce una transferencia de electrones del menos electronegativo al más formándose iones. El elemento menos electronegativo pierde electrones y se transforma en un catión y el elemento más electronegativo gana electrones y se transforma en un anión. Los cationes (cargas positivas) se atraen con los aniones (cargas negativas) para formar así a la sustancia.

Los elementos más electronegativos tienden a ganar tantos electrones como sea necesario para obtener la configuración del gas noble más cercano (regla del octeto (ocho electrones en la C.E.E.)).

Los elementos menos electronegativos tienden a perder tantos electrones como sea necesario para obtener la configuración del gas noble más cercano (regla del octeto (ocho electrones en la C.E.E.)).

Sigamos con el ejemplo de los átomos:

Na y Cl forman NaCl el cloruro de sodio (sal común de mesa)

C.E. Na:  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$  C.E.E.:  $3S^1$  C.E. Cl:  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$  C.E.E.:  $3S^2 3P^5$



El cloro (Cl) tiene una electronegatividad de 3,0 y el sodio (Na) de 0,9, la diferencia de electronegatividades es 2,1.

Como la diferencia es mayor que dos, por lo tanto su unión es iónica.

El átomo de cloro tiene siete electrones en su C.E.E. El gas noble más cercano es el argón (Ar) que tiene un electrón más. Entonces como el cloro es muy electronegativo tenderá a ganar electrones, y ganará un electrón para así completar la C.E.E. de un gas noble (regla del octeto).

A su vez el sodio que tiene un electrón en la C.E.E. El gas noble más cercano es el neón (Ne) que tiene un electrón menos. Entonces como el sodio es muy poco electronegativo tenderá a perder electrones, y perderá un electrón para así obtener la C.E.E. de un gas noble (C.E.E. Ne:  $2S^2 2P^6$ ).

El átomo de cloro al ganar un electrón se convierte en un anión ( $\text{Cl}^-$ ) y el átomo de sodio al perder un electrón se convierte en un catión ( $\text{Na}^+$ ).

Vamos a representar al electrón que era del sodio y pasó al cloro como un redondelito vacío para diferenciarlo de los demás, pero todos los electrones son iguales.

Lewis formuló una forma de representar estas uniones y se llama:

### Estructura de Lewis

Siempre que haya una unión iónica deben estar presentes los corchetes.

Debe haber igual cantidad de cargas positivas y negativas.



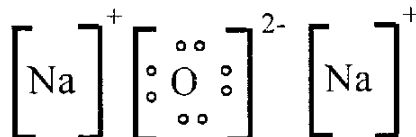
Ambos elementos deben cumplir la regla del octeto.

Ejemplo  $\text{Na}_2\text{O}$

C.E. O:  $1S^2 2S^2 2P^4$

C.E.E.:  $2S^2 2P^4$

6 electrones en C.E.E.



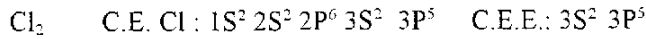
## Uniones covalentes

Las uniones covalentes se caracterizan por la poca diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen. Debido a que son dos átomos que tienen alta electronegatividad, los dos tienen tendencia a atraer electrones, no se produce una transferencia neta de electrones como en la unión iónica, sino que se comparten los electrones.

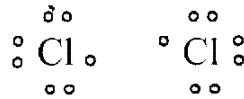
Que se compartan electrones quiere decir que los electrones son utilizados por los dos elementos indistintamente para completar su estructura de gas noble (regla del octeto). Los electrones compartidos pertenecen a los dos átomos.

**Siempre se comparten pares de electrones. La cantidad de electrones compartida es siempre par.**

Por ejemplo:



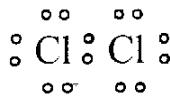
Ambos átomos tienen siete electrones en la C.E.E. por lo tanto les falta uno para estructura de gas noble (regla del octeto)



Se juntan los átomos compartiendo un par de electrones en donde cada uno aporta un electrón.

### Estructura de Lewis

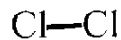
Las estructuras de Lewis de compuestos covalentes no llevan corchetes.



Las uniones covalentes de este tipo en donde cada átomo aporta un electrón a la unión se llaman uniones covalentes simples.

Para las sustancias covalentes existe otra estructura o fórmula en donde se reemplaza al par de electrones de unión por una línea, y no se representan los demás electrones. Esta se llama:

### Fórmula desarrollada

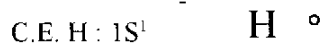


En estos casos se encuentran los átomos unidos formando una unidad (molécula) que se comporta como tal. Las sustancias que tienen uniones iónicas no tienen esta unidad por lo tanto no forman moléculas.

Estas sustancias son también conocidas como sustancias moleculares.

Ya habíamos dicho en el capítulo 2 que no todas las sustancias tenían fórmula molecular, para estas sustancias (sustancias iónicas) hablamos de fórmula química.

En el caso del  $\text{H}_2$

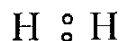


completa su configuración de gas noble cuando alcanza la del He C.E. He:  $1s^2$ .

Por lo tanto le falta un electrón para adquirir la configuración electrónica de gas noble.

Quedando así:

### Estructura de Lewis

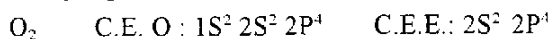


### Fórmula desarrollada



También tiene una unión covalente simple.

Por ejemplo:



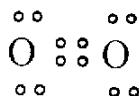
Ambos átomos tienen seis electrones en la C.E.E. por lo tanto les faltan dos para estructura de gas noble (regla del octeto)



Se juntan los átomos compartiendo dos pares de electrones en donde cada uno aporta dos electrones.

#### Estructura de Lewis

Las estructuras de Lewis de compuestos covalentes no llevan corchetes.



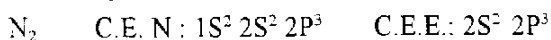
Las uniones covalentes de este tipo en donde cada átomo aporta dos electrones a la unión se llaman uniones covalentes dobles.

#### Fórmula desarrollada



En estos casos se colocan dos rayitas debido a que son dos pares de electrones. Pero existe sólo una unión.

Por ejemplo:



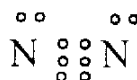
Ambos átomos tienen cinco electrones en la C.E.E. por lo tanto les faltan tres para estructura de gas noble (regla del octeto)



Se juntan los átomos compartiendo tres pares de electrones en donde cada uno aporta tres electrones.

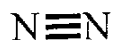
#### Estructura de Lewis

Las estructuras de Lewis de compuestos covalentes no llevan corchetes.



Las uniones covalentes de este tipo en donde cada átomo aporta tres electrones a la unión se llaman uniones covalentes triples.

#### Fórmula desarrollada

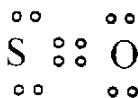


En estos casos se colocan tres rayitas debido a que son tres pares de electrones. Pero existe sólo una unión.



Ambos átomos tienen seis electrones en la C.E.E. por lo tanto les faltan dos para estructura de gas noble (regla del octeto)

#### Estructura de Lewis



#### Fórmula desarrollada

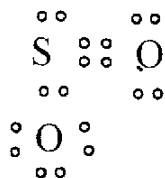


SO<sub>2</sub> C.E. O : 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2P<sup>4</sup> C.E.E.: 2S<sup>2</sup> 2P<sup>4</sup> C.E. S : 1S<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup> 2P<sup>6</sup> 3S<sup>2</sup> 3P<sup>4</sup> C.E.E.: 3S<sup>2</sup> 3P<sup>4</sup>

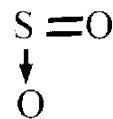
Ambos átomos tienen seis electrones en la C.E.E. por lo tanto les faltan dos para estructura de gas noble (regla del octeto). Pero si antes se unía un átomo de azufre con uno de oxígeno y ambos completaban la estructura de gas noble, cómo hacemos para unir el otro oxígeno.

Al completar el azufre sus ocho electrones después de realizar una unión covalente doble con un oxígeno, todavía le quedan cuatro electrones que no forman parte de una unión, entonces se acerca el átomo de oxígeno que nos falta unir y utiliza un par de electrones del azufre para completar su estructura de gas noble.

Estructura de Lewis



Fórmula desarrollada



En esta nueva unión el azufre aporta un par de electrones y el oxígeno ninguno, pero los dos los utilizan para completar su estructura de gas noble.

Esta unión en donde un elemento aporta dos electrones y el otro ninguno, se llama unión covalente dativa, también llamadas coordinadas.

Se representa en la fórmula desarrollada como una flecha que parte del elemento que aporta los electrones.

Las uniones dativas siempre son dos electrones, ni uno, ni tres. Como el elemento que utiliza los electrones del otro debe ser más electronegativo, lo más probable (casi siempre) es que este elemento sea el oxígeno. Para poder dar una unión dativa un elemento debe haber completado su estructura de gas noble.

Hay elementos que son excepciones a la regla del octeto, o sea no completan su estructura de gas noble.

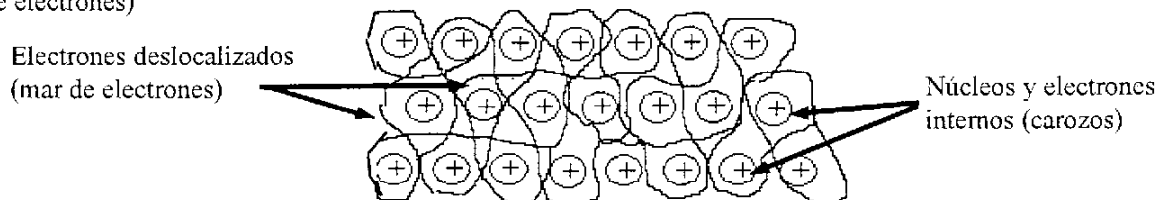
Estos son : el berilio (Be) cuando da uniones covalentes (diferencia de electronegatividad menor de dos) queda con cuatro electrones en su último nivel, el boro (B) y el aluminio (Al) quedan con seis y al fósforo se le permite tener en algunos compuestos diez electrones en su último nivel.

### Uniones metálicas

Las uniones metálicas se dan entre átomos de baja electronegatividad, por lo cual ambos átomos no tienen tendencia a atraer los electrones, sino a cederlos.

Esto produce que la unión sea muy diferente a las anteriores, debido a esto, este tipo de unión no tiene estructura de Lewis.

Debido a que los átomos no tienen mucha afinidad por sus electrones de la C.E.E. estos son compartidos por todos los átomos. Formándose carozos (núcleos y electrones de los niveles internos), tienen cargas positivas, ordenados en una red y los electrones de la C.E.E. en forma deslocalizada alrededor de todos los carozos. (mar de electrones)



Esta unión se presenta en los metales puros y en las aleaciones.

Es un conjunto de átomos en una forma ordenada, no presenta una unidad (molécula).

Se representa a la sustancia con el símbolo químico del elemento, Cu, Na, etc.

Sus características están determinadas por esta forma de unirse, las cuales vamos a ver más adelante junto con las de las sustancias que tienen los otros tipos de uniones.



## Propiedades de las sustancias

Ahora estamos en condiciones de predecir las propiedades de una sustancia con solo tener la fórmula química.

Para esto lo primero que hay que hacer es clasificarla según el tipo de unión que tienen sus átomos. (Iónica, metálica o covalente). Vemos que las sustancias que tienen los mismos tipos de uniones entre sus átomos tienen características similares.

Por ejemplo si una sustancia tiene uniones iónicas, quiere decir que se forman cationes y aniones (cargas positivas y negativas) que se ubican ordenadamente en una red cristalina alternándose cargas opuestas.

Estas cargas electrostáticas se atraen con una gran fuerza, manteniéndose muy unidas. Por eso las sustancias que tienen uniones iónicas tienen altísimos puntos de fusión y ebullición, necesitan calentarlos mucho (elevar la temperatura) para que pase de sólido a líquido y luego a gaseoso. El calor presente a temperatura ambiente no es suficiente para romper esa red cristalina por eso son sólidos a esta temperatura.

En el caso de las sustancias metálicas se forman los carozos y el mar de electrones (cargas positivas y negativas) pero esta atracción es más débil que en caso de las sustancias iónicas, por consiguiente los puntos de fusión y de ebullición son altos pero no tan altos como los de las sustancias iónicas. A temperatura ambiente la mayoría es sólido.

En el caso de las sustancias covalentes se forman moléculas que son entidades definidas sin carga, por eso la atracción entre ellas es muy débil y sus puntos de fusión y ebullición son bajos y a temperatura ambiente se encuentran como sólidos, líquidos y gaseosos. Pero cómo podemos determinar en qué estado está una determinada sustancia.

### Momento dipolar

Las sustancias covalentes a su vez se dividen en dos grupos según sus características: covalentes polares y covalentes no polares.

Deberá haber una forma para clasificar una sustancia covalente a partir de su fórmula.

Para ello vamos a utilizar una característica de las uniones covalentes (la polaridad).

La polaridad de una unión covalente está determinada por los átomos que forman la unión. Esta tiene que ver con la distribución de los pares de electrones de unión entre los mismos. Si son dos átomos diferentes los que se unen, tendrán diferente electronegatividad (tendencia a atraer los electrones).

El elemento que tenga mayor electronegatividad atraerá con más fuerza el par de electrones de la unión, encontrándose más próximo a él que al otro elemento (más tiempo cerca de él que del otro), formándose una densidad de carga negativa sobre el elemento más electronegativo y una densidad de carga positiva sobre el otro. Esto es lo que se llama unión covalente polar.

Si los dos elementos unidos son iguales, los dos atraen con igual intensidad los electrones de unión y no se forman densidades eléctricas sobre ninguno de los dos átomos. Esto es lo que se llama unión covalente no polar.

Cuando una molécula tiene una sola unión es fácil determinar si la sustancia es polar o no polar, si la unión es polar la sustancia es polar, si la unión es no polar la sustancia es no polar.

¿Qué pasa cuando hay más de una unión?. ¿Cómo sabemos si la sustancia es polar o no?.

La magnitud que mide la polaridad de una unión se llama momento dipolar. Esta magnitud tiene unidad de Debye (D) y es vectorial (tiene módulo, dirección y sentido). Se simboliza con ( $\mu$ ). Se puede representar por un vector que parte del elemento menos electronegativo hacia el más electronegativo. Pero por ser una magnitud vectorial se suma como vectorial (como las fuerzas). Para sumar dos momentos dipolares tendremos que tomar en cuenta los módulos pero también la dirección y el sentido.

Indicaremos a las sustancias polares como  $\mu \neq 0$  y a las no polares como  $\mu = 0$ .

Si en una sustancia existen uniones polares puede resultar una molécula no polar si la suma vectorial conduce a una resultante cero.

¿Cómo debemos proceder para saber si una sustancia que tiene varias uniones es polar o no?.

Primero realizar la estructura de Lewis y con ella la geometría molecular (aplicando TRRePEV).

Entre las geometrías moleculares comunes, existen solamente tres que pueden llevar a que la suma de los momentos dipolares se anule ( $\mu = 0$  molécula no polar) que son la lineal, la plana triangular y la tetraédrica. Pero eso no basta, además también deben ser iguales todos los momentos dipolares (átomos iguales).

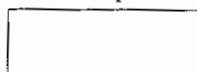
Si la geometría no es una de estas tres y/o los átomos que están unidos al átomo central no son todos iguales, la suma de los momento dipolares no se anula ( $\mu \neq 0$ ) resultando una molécula polar.

Representaremos:

Molécula polar



Molécula no polar



## Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción entre moléculas, también conocidas como fuerzas de Van der Waals.

Ordenadas de mayor a menor intensidad éstas son :

- Puente de hidrógeno
- Dipolo-dipolo o dipolo permanente
- London o dipolo temporario

En una sustancia que se presenta una fuerza de mayor intensidad se presentan las de menor intensidad, pero éstas últimas no tienen importancia frente a la primera.

Sólo las moléculas polares pueden tener las dos primeras, por lo que las no polares sólo pueden tener la tercera.

Pero no todos las polares pueden tener la primera, deben cumplir ciertas condiciones para poder tenerla.

Entonces las moléculas no polares tienen fuerzas intermoleculares de London o dipolo temporario.

Las moléculas polares que tengan hidrógeno unido directamente a flúor, oxígeno o nitrógeno (F,O,N) pueden tener fuerzas intermoleculares de puente de hidrógeno.

Las demás moléculas polares tendrán fuerzas intermoleculares de dipolo-dipolo o dipolo permanente.

¿Qué significa esto de dipolo permanente o temporario y puente de hidrógeno?

En las moléculas polares dijimos que se formaban zonas de densidad positiva y otra negativa, (esto es un dipolo), que se encuentra todo el tiempo, de ahí lo de permanente. Cuando se acercan dos moléculas polares, la zona de densidad negativa de una se atrae con la zona de densidad positiva de la otra, esta atracción es la llamada fuerza intermolecular dipolo-dipolo o dipolo permanente.

Las moléculas no polares no tienen zonas de densidades eléctricas permanentes, pero como los electrones se mueven al azar, puede ocurrir que en un determinado instante se encuentren en una zona de la molécula algunos electrones produciendo una densidad instantánea de carga negativa que produzca un desplazamiento en la molécula vecina y por ese instante se atraigan, esta atracción es la llamada fuerza intermolecular de London o dipolo temporario.

En las moléculas polares en donde se encuentra el hidrógeno (el átomo más chiquito) unido directamente a un átomo muy electronegativo (F,O,N), ocurre que estos átomos atraen con tanta fuerza el único electrón que tiene el hidrógeno que deja muy desprotegido al núcleo (protón) que por ser muy pequeño puede acercarse mucho a un átomo muy electronegativo de otra molécula, atrayéndose con mucha intensidad, esta atracción es la llamada fuerza intermolecular de puente de hidrógeno.

Los gases nobles no entrarían entre las sustancias covalentes debido a que son monoatómicos, pero la atracción entre los átomos es de tipo London o dipolo temporario. Por ser sustancias monoatómicas es mucho más difícil que los electrones se encuentren en una determinada zona del mismo.

Por lo visto, dentro de las sustancias covalentes podemos hacer una distinción con respecto a los puntos de fusión y de ebullición debido a que existen distintas fuerzas y de distintas intensidades.

Las sustancias que tengan fuerzas de puente de hidrógeno tendrán mayores puntos de fusión y de ebullición, luego las que tengan dipolo-dipolo o dipolo permanente y luego las que tengan fuerzas de London o dipolo temporario. Los gases nobles se encuentran aún por debajo de estas últimas.

En general los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias covalentes están por debajo de las metálicas y de las iónicas.

Para sustancias que tienen las mismas fuerzas intermoleculares es muy importante otra variable que es la masa molecular. Las sustancias que tengan mayor masa molecular tendrán mayor punto de fusión y de ebullición.

¿Que pasa si mezclamos sustancias?

Para que dos sustancias se mezclen y formen una solución debe haber interacciones entre las mismas que lo permitan.

Por ejemplo una sustancia metálica no se puede mezclar bien con una iónica o una covalente (no formaría una solución).

Las sustancias iónicas, se pueden mezclar bien con las sustancias covalentes polares, debido a que estas rodean con su zona de densidad positiva a los aniones y con su zona de densidad negativa a los cationes, interponiéndose entre ellos en la red cristalina y separándolos. La sustancia polar más común es el agua y si se produce éste proceso con agua se llama solvatación.

En cambio las sustancias covalentes no polares no tienen zonas con densidades de cargas eléctricas, por lo cual no pueden separar los cationes y aniones y no los pueden disolver.

Para que dos sustancias covalentes se mezclen y formen una solución, las fuerzas de atracción entre las moléculas de las dos sustancias deben ser semejantes a las que tenían ambas sustancias por separado. Esto quiere decir que las sustancias deben tener fuerzas intermoleculares iguales o semejantes.

Por ésta razón las sustancias polares se disuelven (mezclan formando una solución) en otras sustancias polares, pero no se disuelven en sustancias no polares.

Y lo mismo las sustancias no polares se disuelven en otras sustancias no polares y no en sustancias polares.

¿Qué pasa con la corriente eléctrica?

Para que una sustancia conduzca la corriente eléctrica debe presentarse una condición : que haya cargas eléctricas que se puedan mover.

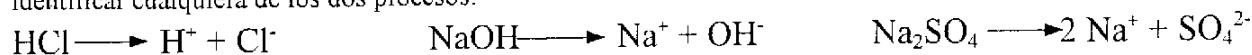
En las **sustancias metálicas** se encuentran los electrones deslocalizados que pueden moverse libremente, por ello las sustancias metálicas **pueden conducir la corriente eléctrica sólidos y fundidos (líquidos)**.

En las **sustancias iónicas** se encuentran cationes y aniones que son cargas eléctricas positivas y negativas pero en estado sólido no se pueden mover, por eso en este estado no conducen la corriente eléctrica. Pero si la sustancia se **funde (estado líquido) o es disuelta en agua los iones pueden moverse y por lo tanto en estas condiciones si conducen la corriente eléctrica.**

Las **sustancias covalentes** no presentan cargas eléctricas que se puedan mover libremente en ninguno de los estados de agregación por ello **no conducen la corriente eléctrica.**

## Ionización - Disociación

Hay sustancias que cuando se las coloca en agua producen iones. Este proceso se conoce con el nombre de ionización. Algunas de éstas sustancias ya tienen los iones dentro de la misma (sales e hidróxidos) que al entrar en contacto con el agua, esta produce una separación de los iones (disociación). En cambio otras no tienen los iones dentro de la misma (ácidos), sino que se generan al estar en contacto con el agua (ionización). Hay autores que usan indistintamente la palabras ionización y disociación. Utilizaremos la palabra disociación para identificar cualquiera de los dos procesos.



Las sustancias que no se disocian son los óxidos (tanto de metales, como de no metales), las sustancias simples y las sustancias que llamamos hidruros especiales. ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{PH}_3$ )

**En los apéndices se podrán encontrar problemas resueltos y otros para ser resueltos por los alumnos, en donde los numéricos se encuentran con la solución.**

**Ante una duda teórica o práctica recomendamos consultar con la bibliografía indicada por los docentes de la materia.**

## Nomenclatura

Cuando hablamos de nomenclatura nos referimos a conocer los nombres de las sustancias químicas, aquí nos dedicaremos a nombrar compuestos inorgánicos. Para ello utilizaremos dos formas que se emplean en la actualidad. Una la llamaremos I.U.P.A.C. o moderna que es la establecida por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada y a la otra la llamaremos tradicional que es la que se viene utilizando hace muchos años y es muy difícil de remplazar.

Es muy importante poder reconocer en una fórmula química las clase de elementos (metales - no metales). Las fórmulas químicas se escriben de forma tal que los elementos se encuentren (de izquierda a derecha) en forma creciente de electronegatividad. (Existen excepciones). En cambio los nombres se escriben al revés, primero lo referente los elementos más electronegativos y luego los menos electronegativos.

Las nomenclaturas se basan en un concepto llamado número de oxidación (antes llamado valencia), por lo cual vamos a ver este concepto para luego aplicarlo.

### Número de oxidación

Número de oxidación: es el número de electrones que ganaría (-) o perdería (+) si todas sus uniones fueran iónicas. En las uniones iónicas no hay problema, pero con las uniones covalentes sí. En este caso el elemento más electronegativo sería el que ganara los electrones y el menos el que los perdería.

Para poder obtener el número de oxidación de los elementos se deben seguir ciertas reglas, en donde las primeras son más importantes y luego en forma decreciente de importancia. Verán que en algunos caso se rompen algunas reglas menos importantes para poder cumplir las más importantes.

1) La suma de los números de oxidación multiplicados por la atomicidad de cada elemento debe ser cero para las sustancias neutras o igual a la carga si se trata de un ión.

2) El Flúor actúa con número de oxidación (-1).

3) Los metales tienen número de oxidación positivo.

Si el metal es del grupo I A (+1)

Si el metal es del grupo II A (+2)

Si el metal es del grupo III A (+3)

Si el metal es del grupo IV A (+2 y +4)

Si el metal es del grupo V A (+3 y +5)

Los metales de transición tienen varios números de oxidación y no tienen que ver con el grupo en que están, los más comunes son:

Mn, Cr, Fe, Co y Ni (+2 y +3)

Cu, Hg (+1, +2)      Zn, Cd (+2)

Ag (+1)      Au (+1 y +3)

Los metales de transición subrayados (Mn y Cr) pueden actuar como no metales teniendo otros números de oxidación.

4) El Hidrógeno actúa con número de oxidación (+1)

5) El oxígeno actúa con número de oxidación (-2).

6) Los elementos de los grupos VII A, VI A y V A actúan con número de oxidación (-1), (-2) y (-3) respectivamente.

Aplicando estas reglas en forma ordenada (de más a menos importante) (1 a 6) se puede obtener los números de oxidación de los elementos en una sustancia.

Un elemento dentro de una determinada sustancia puede tener un solo valor. Pero un elemento en sustancias diferentes puede tener distintos números de oxidación.

En la tabla periódica de los elementos se encuentran los números de oxidación más comunes de los elementos.

Para aprender los nombres de las sustancias vamos a dividirlos según la cantidad de elementos que se encuentran en la fórmula química.

### Sustancias simples (un solo elemento)

Las sustancias simples tienen el mismo nombre que el elemento que la forma.

excepto : el O<sub>3</sub> ozono y C grafito o diamante.

### Sustancias binarias (dos elementos)

A su vez a esta las vamos a dividir en cuatro grupos:

#### Óxidos (XO)

Los óxidos se encuentran formado con un elemento unido a oxígeno.

Los óxidos los podemos dividir en dos : óxidos básico y óxidos ácidos.

Los óxidos básicos son sustancias formadas por oxígeno unido a un metal y los óxidos ácidos están formados por oxígeno unido a un no metal.

El nombre de la sustancia depende de la cantidad de números de oxidación que tiene el elemento unido al oxígeno.

Los metales tienen 1 o 2 números de oxidación.

Los no metales pueden tener hasta 4 números de oxidación.

En los elementos que tienen un solo número de oxidación no debemos aclarar de ninguna forma el número de oxidación pues es el único que puede tener, pero si el elemento tiene más de un número de oxidación de alguna forma debemos diferenciarlo. Aquí es donde difieren las dos nomenclaturas.

La nomenclatura tradicional utiliza prefijos y sufijos al nombre del elemento, en cambio la IUPAC aclara luego del nombre del elemento su número de oxidación con un número romano entre paréntesis (numeral de Stock).

Los sufijos utilizados por la nomenclatura tradicional son -oso, -ico indicando menor y mayor respectivamente.

Los prefijos son utilizados cuando existen más de dos números de oxidación posibles (no metales), siendo hipo- para el menor de todos y per- para el mayor de todos.

| Fórmula                        | Número de oxid. | Posibles Nros.Oxid. | Nombre Tradicional | Nombre IUPAC          |
|--------------------------------|-----------------|---------------------|--------------------|-----------------------|
| CaO                            | +2              | +2                  | óxido de calcio    | óxido de calcio       |
| PbO                            | +2              | +2 y +4             | óxido plumboso     | óxido de plomo (II)   |
| Cl <sub>2</sub> O              | +1              | +1, +3, +5 y +7     | óxido hipocloroso  | óxido de cloro (I)    |
| Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | +3              | +1, +3, +5 y +7     | óxido cloroso      | óxido de cloro (III)  |
| Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | +7              | +1, +3, +5 y +7     | óxido perclórico   | óxido de cloro (VII)  |
| Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | +3              | +2 y +3             | óxido férrico      | óxido de hierro (III) |

En estos casos el número de oxidación del oxígeno es siempre (-2).

Existen unos óxidos muy especiales en donde el oxígeno actúa con número de oxidación (-1), estos se llaman peróxidos.

Números de oxidación más comunes de los no metales y prefijo y sufijos para óxidos (nomenclatura tradicional)

| Grupo | hipo- -oso | -oso | -ico | per- -ico |
|-------|------------|------|------|-----------|
| VII A | +1         | +3   | +5   | +7        |
| VI A  | +2         | +4   | +6   |           |
| V A   |            | +3   | +5   |           |
| IV A  |            | +2   | +4   |           |

## Hidruros (XH)

Los hidruros se encuentran formado con un elemento unido a hidrógeno.

Los Hidruros los podemos dividir en tres : hidruros metálicos, hidrácidos e hidruros especiales.

Los hidruros metálicos están formado por hidrógeno unido a un metal y los hidrácidos están formado por hidrógeno unido a un no metal del grupo VII A o del VI A sin el oxígeno y los hidruros especiales están formados por hidrógeno unido a un no metal que no corresponde a los anteriores.

Para los hidruros metálicos el nombre depende de la cantidad de números de oxidación que tiene el metal.

En los elementos que tienen un solo número de oxidación no debemos aclarar de ninguna forma el número de oxidación pues es el único que puede tener, pero si el elemento tiene más de un número de oxidación de alguna forma debemos diferenciarlo. Aquí es donde difieren las dos nomenclaturas.

La nomenclatura tradicional utiliza sufijos al nombre del elemento, en cambio la IUPAC aclara luego del nombre del elemento su número de oxidación con un número romano entre paréntesis (numeral de Stock).

Los sufijos utilizados por la nomenclatura tradicional son -oso, -ico indicando menor y mayor respectivamente.

En estos casos el número de oxidación del hidrógeno es siempre (-1).

En caso de los hidrácidos el hidrógeno está actuando con número de oxidación (+1) por lo que los no metales actúan con número de oxidación negativo. Los no metales tiene sólo un número de oxidación negativo.

El nombre del compuesto es diferente según la nomenclatura utilizada :

Para la tradicional se coloca la palabra ácido delante del no metal y a este el sufijo -hidrico.

Para la IUPAC se le coloca el sufijo -uro al no metal y luego ... de hidrógeno.

En el caso de los hidruros especiales, lo llamamos así porque tienen características diferentes a los dos anteriores, tiene nombres que se vienen utilizando hace mucho tiempo, por lo cual es el mismo en las dos nomenclaturas.

Estos son:

H<sub>2</sub>O (agua) NH<sub>3</sub> (amoníaco) PH<sub>3</sub> (fosfina) AsH<sub>3</sub> (arsina) CH<sub>4</sub> (metano) SiH<sub>4</sub> (silano)  
BH<sub>3</sub> (borano) B<sub>2</sub>H<sub>6</sub> (diborano)

| Fórmula          | Número de oxid. | Posibles Nros.Oxid. | Nombre Tradicional | Nombre IUPAC          |
|------------------|-----------------|---------------------|--------------------|-----------------------|
| CaH <sub>2</sub> | +2              | +2                  | hidruro de calcio  | hidruro de calcio     |
| PbH <sub>2</sub> | +2              | +2 y +4             | hidruro plumboso   | hidruro de plomo (II) |
| HCl              | -1              | -1                  | ácido clorhídrico  | cloruro de hidrógeno  |
| H <sub>2</sub> S | -2              | -2                  | ácido sulfhídrico  | Sulfuro de hidrógeno  |

Si uno se encuentra con un nombre de una sustancia que termina en -hídrico o que el no metal tiene terminación -uro esto significa que no hay oxígeno en la fórmula de la sustancia.

## Sales (MX) también llamadas sales binarias, sales de hidrácidos.

Las sales se encuentran formadas por un metal y un no metal distinto de hidrógeno u oxígeno.

El nombre de la sustancia depende de la cantidad de números de oxidación que tiene el metal.

En los elementos que tienen un solo número de oxidación no debemos aclarar de ninguna forma el número de oxidación pues es el único que puede tener, pero si el elemento tiene más de un número de oxidación de alguna forma debemos diferenciarlo. Aquí es donde difieren las dos nomenclaturas.

La nomenclatura tradicional utiliza sufijos al nombre del elemento, en cambio la IUPAC aclara luego del nombre del elemento su número de oxidación con un número romano entre paréntesis (numeral de Stock).

En ambas nomenclaturas a los no metales se le coloca el sufijo -uro.

Los sufijos utilizados por la nomenclatura tradicional son -oso, -ico indicando menor y mayor respectivamente.

En estos casos el número de oxidación de los no metales es siempre negativo y el de los metales positivo.

En el nombre se coloca primero la parte correspondiente al no metal y luego la correspondiente al metal.

| Fórmula           | Núm. de oxid. met | Posibles Nros.Oxid. | Nombre Tradicional | Nombre IUPAC           |
|-------------------|-------------------|---------------------|--------------------|------------------------|
| CaCl <sub>2</sub> | +2                | +2                  | cloruro de calcio  | cloruro de calcio      |
| CuF <sub>2</sub>  | +2                | +1 y +2             | Fluoruro cúprico   | Fluoruro de cobre (II) |
| SnBr <sub>2</sub> | +4                | +2 y +4             | Bromuro estannico  | Bromuro de estaño (IV) |
| Na <sub>2</sub> S | +1                | +1                  | sulfuro de sodio   | Sulfuro de sodio       |

Existen otros compuestos binarios, no muy comunes, en donde dos no metales se unen, estos dos no metales no son ni oxígeno ni hidrógeno.

En estos casos el nombre es el mismo en ambas nomenclaturas, al no metal más electronegativo se le coloca el sufijo -uro y luego ... de no metal (nombre del otro no metal).

En el nombre se coloca primero la parte correspondiente al no metal más electronegativo y luego la correspondiente al otro no metal.

### Sustancias ternarias (tres elementos)

A su vez a esta las vamos a dividir en tres grupos:

#### Hidróxidos (MOH)

Los hidróxidos se encuentran formados con un metal unido a oxígeno e hidrógeno.

En estos compuestos el oxígeno está unido al hidrógeno por una unión covalente formando el grupo oxidrilo o hidroxilo (OH<sup>-</sup>), este grupo de átomos se encuentran unidos al metal por una unión iónica. Este grupo es capaz de captar un electrón, por eso el metal se encontrará unido a tantos grupos oxidrilos como electrones ceda en la unión iónica (número de oxidación).

La primer parte de nombre siempre será hidróxido, la segunda dependerá de la cantidad de números de oxidación del metal.

En los elementos que tienen un solo número de oxidación no debemos aclarar de ninguna forma el número de oxidación pues es el único que puede tener, pero si el elemento tiene más de un número de oxidación de alguna forma debemos diferenciarlo. Aquí es donde difieren las dos nomenclaturas.

La nomenclatura tradicional utiliza sufijos al nombre del elemento, en cambio la IUPAC aclara luego del nombre del elemento su número de oxidación con un número romano entre paréntesis (numeral de Stock).

Los sufijos utilizados por la nomenclatura tradicional son -oso, -ico indicando menor y mayor respectivamente.

| Fórmula             | Núm. de oxid. met | Posibles Nros.Oxid. | Nombre Tradicional  | Nombre IUPAC               |
|---------------------|-------------------|---------------------|---------------------|----------------------------|
| Ca(OH) <sub>2</sub> | +2                | +2                  | Hidróxido de calcio | Hidróxido de calcio        |
| Fe(OH) <sub>2</sub> | +2                | +2 y +3             | Hidróxido ferroso   | Hidróxido de Hierro (II)   |
| Co(OH) <sub>3</sub> | +3                | +2 y +3             | Hidróxido cobaltico | Hidróxido de cobalto (III) |
| NaOH                | +1                | +1                  | Hidróxido de sodio  | Hidróxido de sodio         |

#### Oxoácidos (HXO)

Los oxoácidos se encuentran formados con un no metal unido a oxígeno e hidrógeno.

En estos compuestos el oxígeno está unido al hidrógeno por una unión covalente y a su vez unido al otro no metal también con uniones covalentes.

Aquí el no metal que no es oxígeno ni hidrógeno utiliza números de oxidación positivos, pueden presentar hasta cuatro como en los óxidos ácidos (óxidos de no metales).

Por ende hay que identificar el número de oxidación que está utilizando el no metal, en el caso de la nomenclatura tradicional utiliza los mismos prefijo y sufijos que para los óxidos ácidos, pero en vez de la palabra óxido que se colocaba antes, ahora se coloca ácido.

Para la IUPAC se coloca el sufijo -ato al no metal, se aclara en número de oxidación con el numeral de Stock y luego ... de hidrógeno.

| Fórmula                        | Núm. de oxid. no met | Posibles Nros.Oxid. | Nombre Tradicional       | Nombre IUPAC                |
|--------------------------------|----------------------|---------------------|--------------------------|-----------------------------|
| HNO <sub>2</sub>               | +3                   | -3 y +5             | ácido <u>nitroso</u>     | Nitrato (III) de hidrógeno  |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | +6                   | +2, +4 y +6         | ácido <u>sulfúrico</u>   | Sulfato (VI) de hidrógeno   |
| HClO                           | +1                   | +1, +3, +5 y +7     | ácido <u>hipocloroso</u> | Clorato (I) de hidrógeno    |
| HClO <sub>4</sub>              | +7                   | +1, +3, +5 y +7     | ácido <u>perclórico</u>  | Clorato (VII) de hidrógeno  |
| H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | +4                   | +2 y +4             | ácido <u>carbónico</u>   | Carbonato (IV) de hidrógeno |

Vemos que los ácidos en donde el no metal tiene un número de oxidación par llevan dos hidrógenos en la fórmula y los que tiene número de oxidación impar llevan un solo hidrógeno.

Siempre se escriben la fórmula : hidrógeno, no metal, oxígeno en ese orden.

**Oxosales (MXO)** también llamadas sales ternarias, o sales de oxoácidos.

Las oxosales se encuentran formadas con un metal unido a oxígeno y un no metal.

En estos compuestos el oxígeno está unido al no metal por una unión covalente y a su vez unido al metal con una unión iónica.

Aquí el no metal utiliza números de oxidación positivos, pueden presentar hasta cuatro como en los óxidos ácidos (óxidos de no metales).

Y los metales pueden presentar uno o dos números de oxidación.

Por ende hay que identificar el número de oxidación que está utilizando el no metal; en el caso de la nomenclatura tradicional utiliza los mismos prefijos y sufijos que para los óxidos ácidos, pero cambiando el sufijo por -ito o -ato (menor o mayor)

Para la IUPAC se coloca el sufijo -ato al no metal, se aclara en número de oxidación con el numeral de Stock.

Pero también debemos identificar que pasa con el metal, si tiene un solo número de oxidación no debemos aclarar nada, pero si tiene dos, en la nomenclatura tradicional la aclararemos utilizando el sufijo -oso o -ico dependiendo de si es el menor o mayor número de oxidación, y en la IUPAC lo haremos colocando el numeral de Stock.

En el nombre se coloca primero la parte correspondiente al no metal y luego la correspondiente al metal.

Encontrar en el nombre de una sal la terminación -ito o -ato al no metal está indicando que en la fórmula está presente el oxígeno.

| Fórmula                            | Nro. ox met | Pos. Nro.Ox met. | Nro ox no met | Pos. Nro.Ox met. | Nombre Tradicional   | Nombre IUPAC                   |
|------------------------------------|-------------|------------------|---------------|------------------|----------------------|--------------------------------|
| Ca(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>  | +2          | +2               | +3            | +3 y +5          | nitrito de calcio    | Nitrato (III) de calcio        |
| FeSO <sub>4</sub>                  | +2          | +2 y +3          | +6            | +2, +4 y +6      | sulfato ferroso      | Sulfato (VI) de hierro (II)    |
| CuClO                              | +1          | +1 y +2          | +1            | +1, +3, +5 +7    | hipoclorito cuproso  | Clorato (I) de cobre (I)       |
| Co(ClO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> | +3          | +2 y +3          | +7            | +1, +3, +5 +7    | perclorato cobáltico | Clorato (VII) de cobalto (III) |
| Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>    | +1          | +1               | +4            | +2 y +4          | carbonato de sodio   | Carbonato (IV) de sodio        |

Vemos que en un nombre puede haber hasta dos numerales de Stock el primero corresponde al no metal y el segundo al metal.

En estos casos el oxígeno actúa siempre con número de oxidación (-2) y el no metal y el metal con números de oxidación positivos.

Los oxígenos y el no metal forman un anión y el metal un catión. Recomendamos para obtener las fórmulas a partir de los nombres separar las sustancias en catión y anión y luego unirlos de tal forma que la carga neta de la sustancia sea cero.

Recordar que los no metales con número de oxidación par forman aniones con carga (-2) y los de números de oxidación impar (-1). La carga de los cationes coincide con el número de oxidación del metal.



Unos compuestos que se dividen entre terciarios y cuaternarios son las llamadas sales ácidas.

Estas son similares a las sales que vimos antes, las sales binarias y las oxosales. Pero con la diferencia de que estas sales vienen de ácido (hidrácidos y oxoácidos) que tienen más de un hidrógeno en la fórmula y además no pierden todos los hidrógenos que tenían, sino que algunos le quedan.

Los ácidos que tienen más de un hidrógeno son los que el no metal tiene un número de oxidación par, o sea que tenían dos átomos de hidrógeno en su fórmula. También existen otros ácidos que vamos a ver más adelante.

Las sales ácidas se caracterizan por ser sales que tienen hidrógeno en la fórmula.

Las sales ácidas terciarias vienen de los hidrácidos y las cuaternarias de los oxoácidos.

El nombre es similar al que tienen las sales comunes, con la diferencia de que en la nomenclatura IUPAC se coloca la palabra hidrógeno adelante del nombre y en la tradicional la palabra ácido entre los correspondientes al no metal y lo correspondiente al metal.

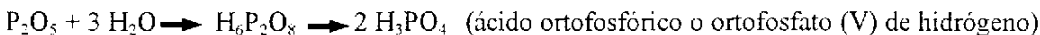
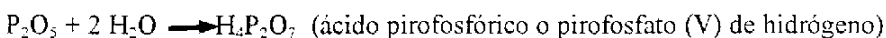
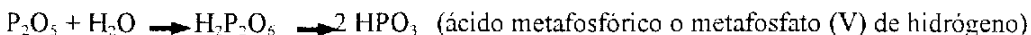
Si se presentan en la sal más de un átomo de hidrógeno, en ambas nomenclaturas, se coloca el prefijo di-, o tri- según haya dos o tres átomos.

Los ácidos nombrados anteriormente (en las sales ácidas), son ácidos especiales y se deben a las distintas incorporaciones de agua por los óxidos ácidos.

Los ácidos que vimos en la parte OXOÁCIDOS, son los más comunes y se llaman meta-ácidos, pero para algunos elementos los otros ácidos son también comunes. Estos son los piro-ácidos o di-ácidos y los orto-ácidos.

Uno de los elementos en donde son muy comunes estos ácidos es el fósforo.

Vamos a tomar como ejemplo, partiendo del óxido de fósforo (V) u óxido fosfórico, pero podría utilizar el número de oxidación tres también.



Hay que tener en cuenta que los meta-ácidos tienen uno o dos hidrógenos en la fórmula y los demás tienen más de dos hidrógenos.

Los piro-ácidos tienen dos átomos del no metal y los orto-ácidos tienen más de dos hidrógenos pero un solo átomo del no metal.

| Fórmula  | Nro. ox met | Pos. Nro. Ox met. | Nro ox no met | Pos. Nro. Ox no met. | Nombre Tradicional          | Nombre IUPAC                               |
|--|-------------|-------------------|---------------|----------------------|-----------------------------|--|
| Ca(HSO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>               | +2          | +2,               | +4            | +2, +4 y +6          | sulfito ácido de calcio     | hidrógeno Sulfato (IV) de calcio           |
| Fe(HS) <sub>2</sub>                              | +2          | +2 y +3           | -2            | -2                   | sulfuro ácido ferroso       | hidrógeno Sulfuro de hierro (II)           |
| Cu(H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> | +1          | +1 y +2           | +3            | +3 y +5              | ortofosfito diácido cuproso | dihidrógeno ortofosfato (III) de cobre (I) |
| Co(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>               | +3          | +2 y +3           | +4            | +2 y +4              | carbonato ácido cobáltico   | hidrógeno carbonato (IV) de cobalto (III)  |
| NaHSO <sub>4</sub>                               | +1          | +1                | +6            | +2, +4 y +6          | sulfato ácido de sodio      | hidrógeno sulfato (VI) de sodio            |

Existe un catión formado por no metales que se comporta de la misma forma que un catión sodio, este puede formar sales binarias, oxosales y sales ácidas como cualquier otro catión. Aunque este formado por no metales este se une a los otros no metales por una unión iónica. Este catión se llama catión amonio y su fórmula es NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

Con esto concluimos el resumen de nomenclatura, existen muchísimos casos dentro de estos grupos, pero creemos que con estos alcanzará como ejemplo dentro de la teoría, pero es necesario para obtener un buen manejo de la nomenclatura una abundante ejercitación a partir de nombres a fórmula y de fórmula a nombre.

# Reacciones de Óxido - Reducción (Red-Ox)

## Las reacciones químicas

Vamos a tratar de entender como son las reacciones químicas, para ello empezaremos en la forma en que se representan.

Ya hemos visto que los átomos se unen en una determinada forma para formar sustancias y a las sustancias las representamos a través de las fórmulas químicas.

En los procesos químicos los átomos de una o varias sustancias se separan de la forma en que están unidos para unirse de otra forma y así formar otras sustancias.

En estos procesos los átomos no se transforman en otros átomos, sino que siguen siendo los mismos pero unidos de otra forma. Los átomos no pueden desaparecer y aparecer durante estos procesos. (Ley de conservación de la masa (Ver capítulo 1)).

Por lo visto en una representación de una reacción química deberán estar presentes las sustancias que estaban antes de que se produzca la reacción (Reactivos) y las que se forman después de la misma (Productos).

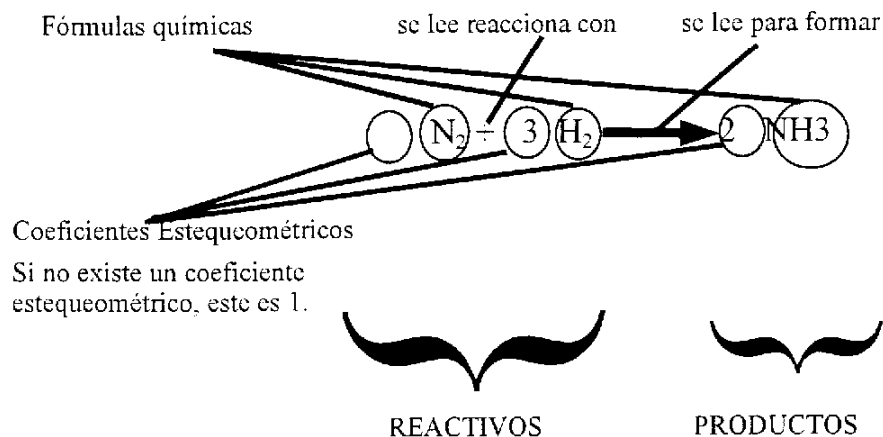
Deberán estar separadas de forma tal que se identifique el antes y después.

Colocaremos las fórmulas químicas de las sustancias que se encuentran antes (REACTIVOS) separadas por signos más, luego una flecha que apunta hacia la derecha y luego las fórmulas químicas de las sustancias que se producen después de la reacción (PRODUCTOS) separadas por signos más.

De esta forma tendremos las sustancias intervinientes en la reacción identificando su comportamiento.

Pero puede ser que no haya igual cantidad de átomos de cada especie antes y después. Esto contradice la ley de conservación de la masa, para salvar este inconveniente se colocan números enteros (COEFICIENTES ESTEQUEOMÉTRICOS) delante de cada fórmula química.

Ejemplo :



Esta reacción química se puede leer como :

Una molécula de Nitrógeno ( $N_2$ ) reacciona con tres moléculas de Hidrógeno ( $H_2$ ) para formar dos moléculas de amoníaco ( $NH_3$ ).

o Un mol de moléculas de Nitrógeno ( $N_2$ ) reacciona con tres moles de moléculas de Hidrógeno ( $H_2$ ) para formar dos moles de moléculas de amoníaco ( $NH_3$ ).

La segunda forma de leer la reacción química es la más común por uno no trabaja con una o dos moléculas, sino con una cantidad grande de moléculas comparable al mol de moléculas.

Si aparecen más de una sustancia en la parte de productos también se separan por signos más, pero estos se leen como "y" o "junto a".

## El proceso de Óxido - Reducción

Las reacciones de Óxido - Reducción es una de las tantas que ocurren en la naturaleza. Es similar a todas las reacciones químicas, pero diferente. Lo similar se debe a que todas las reacciones químicas tienen una o más sustancias que se comportan como reactivo y una o más sustancias que se comportan como producto, o sea que la representación de todas las reacciones es similar. La diferencia se presenta en el proceso en sí de la reacción, éste proceso se caracteriza por que ocurre una transferencia de electrones de una sustancia a otra durante la reacción. Esto es la base de este tipo de reacciones.

Este proceso es muy importante debido a que es la base de los acumuladores de electricidad (baterías, pilas), pero sobre todo es parte fundamental de los procesos biológicos (respiración celular, degradación de toxinas, etc.).

Vamos a tratar de explicar un proceso sencillo para poder ir metiéndonos en el tema.

Veamos que pasa cuando tengo sodio (Na) con la presencia de oxígeno ( $O_2$ ). Ya esto lo hemos visto en uniones químicas (Capítulo 4), se forma el óxido de sodio ( $Na_2O$ ).

Cuando una sustancia simple se combina con oxígeno se dice que esa sustancia se oxida. Por lo tanto el sodio se oxida.

La reacción sería :



Pero esta reacción no respeta la ley de conservación de la masa, entonces :



C.E. Na :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$

C.E. O :  $1S^2 2S^2 2P^4$

La diferencia de electronegatividad es mayor que 2 por lo tanto la unión entre el sodio y el oxígeno es iónica.

Veamos que le pasa a cada átomo :

El sodio cuando se encuentra en reactivo aparece como sodio metálico C.E. Na :  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$  ( $N^\circ$  de oxidación del Na = 0 ).

En producto se transformó en el catión sodio ( $Na^+$ ), como lo vimos en el Capítulo 4, según Lewis el sodio perdería un electrón para obtener la configuración del gas noble más cercano. C.E.  $Na^+$  :  $1S^2 2S^2 2P^6$  ( $N^\circ$  de oxidación del Na = +1)

o sea :



El sodio metálico equivale a un catión sodio más un electrón, entonces esto se debería escribir así :



Este proceso se llama OXIDACIÓN.

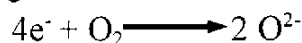
Veamos que pasa con el oxígeno :

Cuando se encuentra en reactivo aparece como oxígeno gaseoso (molécula de oxígeno), cada oxígeno C.E. O :  $1S^2 2S^2 2P^4$  compartiendo dos pares de electrones ( $N^\circ$  de oxidación del O = 0 )

En producto se transforman en aniones óxido ( $O^{2-}$ ) como lo vimos en el Capítulo 4, según Lewis el oxígeno ganaría dos electrones para obtener la configuración del gas noble más cercano. C.E.  $O^{2-}$  :  $1S^2 2S^2 2P^6$  ( $N^\circ$  de oxidación del O = -2)



El anión óxido equivale a un átomo de oxígeno más dos electrones, entonces esto se debería escribir así



Esto se leería que la molécula de oxígeno ( $O_2$ ) gana cuatro electrones para transformarse en dos aniones óxidos. Este proceso se llama REDUCCIÓN.

El proceso de OXIDACIÓN no es una reacción química, sino parte de una, (la mitad de la reacción), por lo que recibe el nombre de HEMIRREACCIÓN DE OXIDACIÓN.

Lo mismo ocurre con el proceso de REDUCCIÓN, por lo que recibe el nombre de HEMIRREACCIÓN DE REDUCCIÓN.

Como cada uno es la mitad de un todo, no pueden existir individualmente, sino que tienen que ocurrir al mismo instante. No puede existir un proceso de Oxidación sin uno de Reducción.

Pero además hay una condición más, como en estos procesos están involucrados una pérdida o ganancia de electrones, y los electrones no pueden acumularse, ni aparecer de la nada debe ocurrir que todos los electrones que se pierdan (liberen) en la Oxidación sean ganados (tomados) en la Reducción.

Por lo tanto si volvemos al ejemplo anterior, veremos que el sodio pierde un electrón, pero la molécula de oxígeno gana cuatro.

Esto no puede ocurrir así sino se crearían de la nada tres electrones. Cómo hacemos para solucionar esto, entonces.

Si o si el sodio tiene que perder uno porque así se vuelve estable, no podemos hacerlo perder cuatro. Ni tampoco podemos hacer que la molécula de oxígeno gane un solo electrón, porque los átomos de oxígenos no serían estables.

No vamos a guiarnos por el mayor, si necesitamos obtener cuatro electrones para la molécula de oxígeno, debemos hacer que cuatro átomos de sodio pierdan cada uno un electrón.

Y nos quedaría :

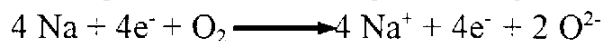


y

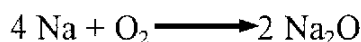


Podemos observar que en la primera que se están perdiendo o liberando cuatro electrones (Hemirreacción de Oxidación) y en la segunda se están ganando o tomando cuatro electrones (Hemirreacción de Reducción), por lo tanto ni se acumulan electrones, ni se crean.

Si juntamos las dos Hemirreacciones para formar la reacción química nos quedaría :



Como los electrones son ganados y perdidos en la misma cantidad, los podemos sacar y como un anión óxido ( $\text{O}^{2-}$ ) se une a dos cationes sodio ( $\text{Na}^+$ ) :



Si observamos los números de oxidación de los elementos antes y después de la reacción, podemos ver que en la oxidación, el número de oxidación aumenta y en la reducción disminuye.

De esto que vimos podemos concluir varias cosas:

- **No existe OXIDACIÓN sin REDUCCIÓN. Siempre que alguien se oxide, alguien tiene que reducirse.**
- **En los procesos de ÓXIDO-REDUCCIÓN hay transferencia de electrones de una sustancia o especie (ión) a otra. Siempre teniendo en cuenta que los electrones que uno pierda, el otro lo gana.**
- **En toda reacción de ÓXIDO-REDUCCIÓN existe cambio en el número de oxidación de alguno de los elementos de la misma, al pasar de reactivo a producto.**
- **Siempre que sea una reacción de ÓXIDO-REDUCCIÓN debe haber un aumento y una disminución del número de oxidación.**
- **Puede ser que la misma sustancia se oxide y reduzca al mismo tiempo. Esto se llama dismutación.**
- **Puede ser que un elemento en dos estados de oxidación diferentes, uno se reduzca y el otro se oxide para llegar al mismo estado de oxidación (número de oxidación).**

Podemos definir :

- **Agente Oxidante** : es la sustancia o especie que hace que otra se oxide. Para oxidar a otra ella debe reducirse. (Contiene al elemento que disminuye su número de oxidación)

- **Agente Reductor** : es la sustancia o especie que hace que otra se reduzca. Para oxidar a otra ella debe oxidarse. (Contiene al elemento que aumenta su número de oxidación)

**Los agentes son siempre reactivos.**

**Para cada agente existen dos especies o formas:**

- **Especie o Forma Oxidada** : es la sustancia o especie (Ión) en donde el elemento que cambia de número de oxidación se encuentra con el mayor de los dos valores.

- **Especie o Forma Reducida** : es la sustancia o especie (Ión) en donde el elemento que cambia de número de oxidación se encuentra con el menor de los dos valores.

**Una de las formas o especies se encuentra en reactivos y la otra en productos.**

Ejemplo :



Vemos que esta reacción es de Óxido-Reducción debido a que el Zn cambio de número de oxidación al pasar de reactivo a producto (de 0 a +2) y el hidrógeno también cambio (de +1 a 0). El Cl no cambia de número de oxidación porque va acompañando a los elementos que cambian.

Como el número de oxidación del Zn aumentó, forma parte de la oxidación y como el número de oxidación del hidrógeno disminuyó forma parte de la reducción.

El Zn (metálico : número de oxidación = 0) es la sustancia que se oxida haciendo reducir al HCl. Por lo tanto se comporta como agente reductor.

El HCl es la sustancia que se reduce haciendo oxidar al Zn (metálico : número de oxidación = 0). Por lo tanto se comporta como agente oxidante.

El Zn (metálico : número de oxidación = 0) es la especie o forma reducida del agente reductor y ZnCl<sub>2</sub> (número de oxidación del Zn = +2) es la especie o forma oxidada del agente reductor).

El HCl (número de oxidación = +1) es la especie o forma oxidada del agente oxidante y H<sub>2</sub> es la especie o forma reducida del agente oxidante).

Pero vimos en el primer ejemplo que partiendo de las sustancias sin los coeficientes estequiométricos pudimos llegar a conocer estos números.

Colocar los coeficientes estequiométricos a una reacción química se conoce como balancear o igualar un reacción.

Siguiendo estos pasos se puede balancear cualquier reacción de óxido-reducción, esto se conoce como el **método del ión-electrón**.

Este método sirve sólo para reacciones de óxido-reducción, existen otros métodos que sirven para todas las reacciones químicas como el método del tanteo y el método algebraico (explicado en el libro), pero no serán explicado aquí.

Las reacciones que vimos son muy sencillas, pero existen otras que necesitan un procedimiento más complejo y metódico.

## El método del ión-electrón

El método consta de una serie de pasos a seguir que deben ser respetados para poder obtener un buen resultado.

La siguiente no es la única forma de llegar al resultado (balancear la reacción química), en el libro está explicado este método con algunas variaciones que no lo modifican substancialmente.

Recordar que este método **sólo** sirve para reacciones de óxido-reducción.

**Primer paso:** (que no pertenece al método) es ver si la reacción se encuentra o no balanceada, para eso hay que ver que la cantidad de átomos de cada especie sea igual antes y después de la reacción. Si no es así la reacción no se encuentra balanceada.

**Segundo paso :** hay que determinar si la reacción es de óxido-reducción o no. Para ello se colocan los números de oxidación de todos los elementos. Si existen cambios de números de oxidación de reactivo a producto, la reacción es de óxido-reducción, sino no.

Como la mayoría de las reacciones químicas ocurren en solución acuosa, este método fue realizado pensando en estos casos, pero es válido para otros.

Si la reacción es de óxido-reducción :

**Tercer paso :** hay que disociar todo lo que se pueda disociar en agua. Determinar el medio en que ocurre la reacción (Si hay  $H^+$ , medio ácido; si hay  $HO^-$ , medio básico o alcalino).

**Cuarto paso :** escribir las hemirreacciones, colocando las sustancias o especies que tienen los elementos que cambian de número de oxidación.

**Quinto paso :** (para cada hemirreacción)

a) Balancear el elemento que cambia de número de oxidación.

b) Calcular la diferencia entre los números de oxidación del elemento que cambia el número de oxidación y multiplicado por la cantidad de átomos de ese elemento. Colocar esa cantidad de electrones del lado donde el número de oxidación sea mayor.

c) Balancear las cargas con  $H^+$  o  $HO^-$  según el medio.

d) Balancear los H y O con  $H_2O$ .

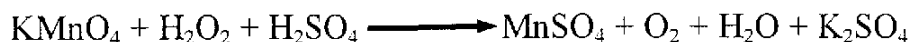
**Sexto paso :** igualar la cantidad de electrones en ambas hemirreacciones (Si es necesario multiplicar una o las dos hemirreacciones por números enteros) y sumarlas. (Simplificar lo que se pueda simplificar electrones,  $H_2O$ ,  $H^+$ ,  $HO^-$ ).

**Séptimo paso :** sumar los contraiones (sumar los iones que vienen acompañando a los que aparecen de tal forma de que queden formadas las sustancias iniciales. Debe agregar en la parte de reactivo y la misma cantidad en la parte de producto. (Normalmente en la parte de reactivo las agrega para formar y luego en la parte de producto ya quedan listos para formar las sustancias).

**Octavo paso :** obtener la reacción balanceada.

**Noveno paso :** comprobar que la reacción este bien balanceada. Debe haber igual cantidad de átomos de cada especie de cada lado.

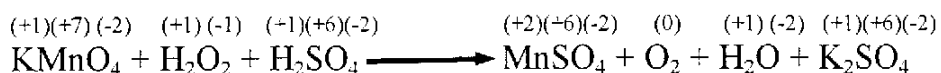
Ejemplo:



**Primer paso :**

si nos fijamos en K en reactivo a uno y en producto hay dos, ya no está balanceada.

**Segundo paso :**



Podemos observar que el manganeso (Mn) en reactivo se encuentra con número de oxidación (+7) y en producto con (+2) y el oxígeno aparece con (-1) en reactivo y con (0) en producto; el oxígeno también aparece con (-2) en reactivo y producto, pero esto no sufrió ningún cambio.

Como hay cambio en el número de oxidación de reactivo a productos, la reacción es de óxido-reducción.

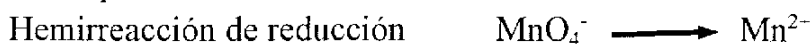
**Tercer paso :**



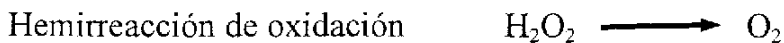
Como aparece  $H^+$ , se trata de un medio ácido.

Para disociar hay que tener en cuenta lo visto en el capítulo 5.

**Cuarto paso:**



Como disminuye el número de oxidación es una reducción.



Como aumenta el número de oxidación es una oxidación.

**Quinto paso :**

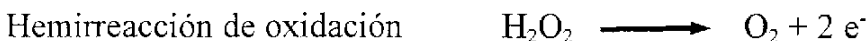
a) Manganese (Mn) hay uno de cada lado, está balanceado el átomo que cambia de número de oxidación.

Oxígeno (O) hay dos de cada lado, está balanceado el átomo que cambia de número de oxidación.

b) Manganese (Mn) en reactivo número de oxidación (+7), en producto (+2), diferencia 5. Como hay un solo manganese de cada lado coloco 5 electrones del lado del manganese con número de oxidación más alto (+7), reactivo.



Oxígeno (O) en reactivo número de oxidación (-1), en producto (0), diferencia 1. Como hay dos oxígenos de cada lado coloco 2 electrones del lado del oxígeno con número de oxidación más alto (0), producto.



Si observamos en la reducción se están ganando electrones y en la oxidación se están perdiendo, y esto es correcto.

c) Como el medio es ácido, debemos balancear las cargas con  $\text{H}^+$ .

Como la carga del  $\text{H}^+$  es positiva el efecto de agregarlo aumenta el valor de la carga (Recordar que (-6) es más chico que (+2)). Colocaremos los  $\text{H}^+$  del lado donde la carga es menor, para así aumentarla hasta llegar al valor del otro lado.

Hemirreacción de reducción:

Como en reactivo la carga de (-6) y en producto la carga es (+2), colocaremos 8  $\text{H}^+$  del lado de reactivo así en ambos lados la carga es igual (+2).



Hemirreacción de oxidación:

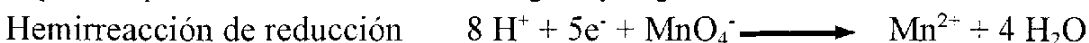
Como en reactivo la carga de (0) y en producto la carga es (-2), colocaremos 2  $\text{H}^+$  del lado de producto así en ambos lados la carga es igual (0).



d)

Hemirreacción de reducción:

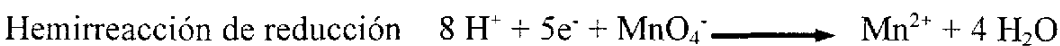
Tenemos 8 hidrógenos y 4 oxígenos en reactivo y nada en producto, deberemos colocar 4 agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) del lado de producto para balancear los átomos de hidrógenos y oxígenos.



Hemirreacción de oxidación:

Tenemos 2 hidrógenos y 2 oxígenos en reactivos y en productos, ya se encuentra balanceados.

Quedando hasta ahora :

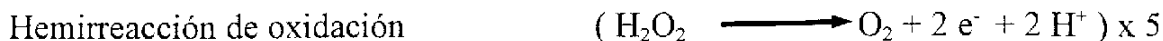
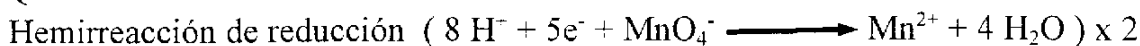


**Sexto paso :**

En la hemirreacción de reducción tenemos 5 electrones y en la de oxidación tenemos 2. Como son distintas las cantidades de electrones tenemos que igualarlas.

Como 5 no es múltiplo de 2 debemos multiplicar ambas hemirreacciones, la de reducción por 2 y la de oxidación por 5.

Quedando :



Como hay 10 electrones de cada lado (siempre debe quedar la misma cantidad de cada lado) los puedo simplificar y además aparecen  $\text{H}^+$  en ambos lados y en la disociación sólo aparecen en reactivos, por lo tanto como hay 16 en reactivo y 10 en producto quedarían solamente 6 en reactivo.

Quedando :

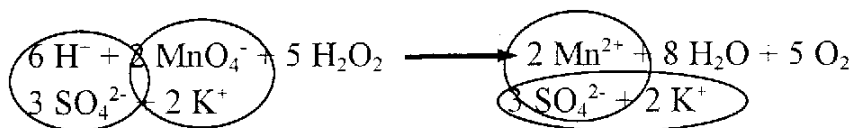


**Septimo paso :**

El anión permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ) está acompañado por el catión potasio ( $\text{K}^+$ ), por cada permanganato hay un catión potasio, como tenemos dos aniones permanganato necesitamos dos cationes potasio.

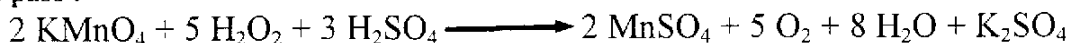
El catión hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) está acompañado por el anión sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), por cada dos cationes hidrógenos hay un anión sulfato, como tenemos seis cationes hidrógenos necesitamos tres aniones sulfato.

Quedando :



En la parte de producto dos aniones sulfatos ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) se utilizan con los dos cationes manganosos ( $\text{Mn}^{2+}$ ) y el otro anión sulfato con los dos cationes potasios ( $\text{K}^+$ )

**Octavo paso :**



**Noveno paso :**

| Elementos | Reactivos                                   | Productos                              |
|-----------|---|--|
| K         | 2   | 2                                      |
| Mn        | 2   | 2                                      |
| O         | $2 \times 4 + 5 \times 2 + 3 \times 4 = 30$ | $2 \times 4 + 5 \times 2 + 8 + 4 = 30$ |
| H         | $5 \times 2 + 3 \times 2 = 16$              | $8 \times 2 = 16$                      |
| S         | 3   | $2 + 1 = 3$                            |

La reacción nos quedó bien balanceada.

Si el medio es básico o alcalino, la diferencia se presenta en el **quinto paso, parte c)** porque no se balancea las cargas con  $\text{H}^+$ , sino con  $\text{HO}^-$ .

En este caso como la carga del  $\text{HO}^-$  es negativa, se los coloca del lado de mayor carga para que esta disminuya hasta ser igual a la del otro lado.

El resto del método es igual.

**En los apéndices se podrán encontrar problemas resueltos y otros para ser resueltos por los alumnos, en donde los numéricos se encuentran con la solución.**

**Ante una duda teórica o práctica recomendamos consultar con la bibliografía indicada por los docentes de la materia.**



## Masa molecular relativa y masa molar

De la misma forma que definimos la masa atómica relativa podemos definir la **masa molecular relativa**,  $M_r$ , nos indica cuanto mayor es la masa de una molécula con respecto a la UMA.

Como lo dice la definición se aplica a moléculas, o sea a un grupo de átomos unidos que actúan en su conjunto como unidad.

Este valor se podría obtener experimentalmente como se obtuvieron el de los átomos, pero como existen millones de moléculas diferentes y muchas más por descubrir o fabricar esto sería muy engorroso, por lo cual vamos a utilizar un concepto de la teoría de Dalton que decía que los átomos en proceso químicos no variaban su masa, entonces los átomos dentro de una molécula tienen la misma masa que la que tienen si se encuentran solos.

Con este concepto y la fórmula de la sustancia podremos obtener la masa molecular relativa.

Ejemplo: Agua :  $H_2O$

Ar H: 1, Ar O : 16

$M_r H_2O : 2 \times Ar H + Ar O = 2 \times 1 + 16 = 18$

Esto nos indica que la masa de la molécula de agua es 18 veces más grande que la UMA.

Aquí vemos también que el átomo de hidrógeno tiene la misma masa que una UMA y la del átomo de oxígeno es 16 veces mayor.

De esta forma podemos obtener las masas de los átomos y de las moléculas, pero nosotros no trabajamos con un solo átomo o molécula y no existen equipos para medir en UMAs, entonces debemos encontrar una relación entre magnitudes de un átomo o una molécula con las cantidades de sustancias utilizadas en la práctica y su unidad de masa, el gramo.

**Hipótesis de Avogadro :**

*"En volúmenes iguales de dos gases que se encuentran a la misma presión y temperatura, hay igual cantidad de partículas"*

Esta partículas de Avogadro son lo que llamamos moléculas.

Utilizando la hipótesis de Avogadro y luego de mucho experimentar los científicos llegaron a la siguiente conclusión.

Tomaron varias sustancias : agua ( $H_2O$ ), oxígeno ( $O_2$ ), hidrógeno ( $H_2$ ) y Nitrógeno ( $N_2$ ) entre otras.

siendo los Ar H = 1, Ar O = 16, Ar N = 14, por lo tanto  $M_r H_2O = 18$ ,  $M_r O_2 = 32$ ,  $M_r H_2 = 2$  y  $M_r N_2 = 28$

Colocaron en cuatro recipientes de igual volumen 18 gramos de agua, 32 gramos de oxígeno, 2 gramos de hidrógeno y 28 gramos de nitrógeno una sustancia en cada recipiente, y llevaron a una temperatura en donde todos se encontraran en estado gaseoso y midieron la presión, para asombro de todos, la presión era la misma en los cuatro recipientes.

Concluyeron que en los cuatro recipiente había la misma cantidad de partículas (moléculas) y a esta cantidad de moléculas, que no sabían cuantas eran, le dieron el nombre de mol.

Entonces mol es una forma de medir la cantidad de unidades de algo, o sea similar a la docena, decena, centena, millar, o millones.

También podríamos aplicar el concepto de mol a UMAs, por ejemplo, con lo cual un mol de UMAs tendría una masa de 1 gramo.

Se puede observar que la relación entre la masa de un mol de agua y un mol de UMAs es 18 igual a la relación entre una molécula de agua y una UMA. ( $M_r H_2O = 18$  o 18 UMAs)

Por ende para saber la masa de un mol de cualquier sustancia, lo único que necesitamos es saber su masa molecular relativa ( $M_r$ ) y agregarle la unidad de gramo.

**Masa Molar :** es la masa de un mol de algo, normalmente se aplica a moléculas o átomos. Se simboliza con M. (Algunos docentes cuando aplican el concepto a átomos utilizan para simbolizar A.)

De la misma forma podemos definir el **Volumen Molar :** es el volumen de un mol de sustancia. Se simboliza con  $\bar{V}$  o  $V_M$ .

Luego de muchos más experimentos y horas de trabajo los científicos pudieron obtener la cantidad de partículas que correspondían a un mol de sustancia.

**1 mol equivale a  $6,02 \times 10^{23}$  unidades o sea 602.000.000.000.000.000.000 unidades**

Esto es algo similar a decir 1 docena equivale a 12 unidades o 1 millar equivale a 1.000 unidades, pero son algunas unidades más, el concepto de cantidad de unidades es igual.

Hemos visto que un mol de agua tiene una masa de 18 gramos, 18 gramos es la décima parte de un vaso de agua, casi nada cuando alguien tiene sed, pero equivale a  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua. Esto nos da una idea de que las moléculas son algo muy, pero muy pequeño.

El mol es una forma útil para agrupar a los átomos y las moléculas pero nunca se nos ocurriría agrupar a las facturas en moles de facturas, ¿o sí?

El concepto de mol lleva a confusión a muchos alumnos, no sabemos si es por el nombre o por el número de unidades que se agrupan, por eso recomendamos, repasar bien este concepto debido a que lo utilizaremos más adelante, ante alguna duda consultar con los docentes de la materia.

## Gases

Ya hemos visto como están formadas las sustancias, sus partículas microscópicas, ahora nos ocuparemos del comportamiento de lo que se ve, o sea a nivel macroscópico.

Sabemos que todas las sustancias se pueden encontrar en los tres estados de agregación dependiendo de la temperatura y la presión. Estos son sólido, líquido y gaseoso.

Comenzaremos tratando de explicar el comportamiento de las sustancias cuando se encuentran en estado gaseoso, el estudio de los estado líquido y sólido no serán vistos en esta materia pero si quizás en algún encuentro posterior con la química.

El estado gaseoso es el más sencillo de explicar, por eso empezamos por él.

Para explicar el comportamiento de algo genérico, se debe realizar a partir de un modelo. En este caso aplicaremos el modelo de **gas ideal**.

Y este modelo dentro de la teoría cinética de los gases.

Este es el modelo más sencillo para explicar el comportamiento de los gases.

El modelo se basa en siguientes ideas:

- Las partículas del gas se comportan como puntuales (o sea que no ocupan lugar).
- No existe interacciones entre las partículas (atracción - repulsión) excepto en los choques, que son totalmente elásticos.

Por no haber interacción la única energía que tienen las partículas, es la energía cinética. **Y ocupan todo el volumen que se le permita.**

Ya todos saben que la energía cinética es la energía del movimiento,  $E_c = 1/2 m v^2$ , o sea a mayor velocidad de movimiento mayor es la energía de las partículas. Nosotros no vemos las partículas en movimiento, para nosotros una medida de esa energía es la temperatura a la que se encuentra el gas. A mayor temperatura, mayor es la energía que tienen las partículas del gas, o sea más velocidad.

También sabemos que las sustancias en estado gaseoso son muy compresibles (que se puede modificar su volumen por acción de la presión). La presión de una gas está dada por la cantidad de choques contra las paredes del recipiente que lo contiene, o sea a mayor cantidad de choques mayor es la presión que ejerce el gas.

Por lo dicho antes tenemos cuatro variables que son muy importantes para un sistema gaseoso y son :

**el volumen (V), la presión (P), la temperatura (T), y la cantidad de gas (moles = n).**

Cada una de las variables tiene sus unidades:

Volumen (V) =  $\text{dm}^3$ , litro (l),  $\text{cm}^3$ , mililitro (ml)

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ litro} = 1.000 \text{ cm}^3 = 1.000 \text{ ml}$$

La unidad más común para el manejo de volúmenes de gases es el  $\text{dm}^3$ .

Presión (P) = atmósfera (atm), mm de mercurio (mmHg), hectopascal (hPa)

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1013 \text{ hPa}$$

La unidad más común para el manejo de presión de gases es la atm .

Temperatura (T) = grados centígrados o grados Celcius (°C), Kelvin (K)

$$\text{temperatura en K} = \text{temperatura en } ^\circ\text{C} + 273$$

La unidad que se debe utilizar en las fórmulas de gases es K

La cantidad de sustancia = masa (gramos), mol (n)

$$n \text{ (moles)} = \frac{m \text{ (masa)}}{M \text{ (masa molar)}}$$

La unidad que se utiliza en las fórmulas de gases es mol o su remplazo según fórmula anterior.

Luego de mucho estudio se llegó a una fórmula que relacionara las cuatro variables, para lo cual se pasó por fórmulas que las relacionaran de a dos (leyes de Boyle-Mariotte y Charles-Gay-Lussac).

Esta fórmula es la siguiente y es conocida como :

### Ecuación General de un gas ideal

$$P \times V = n \times R \times T$$

Siendo P la presión del gas, V el volumen ocupado por el gas , n el número de moles de gas, T la temperatura en K, y R la constante general de los gases ideales.

$$R = 0,082 \frac{\text{dm}^3 \times \text{atm}}{\text{K} \times \text{mol}}$$

Partiendo de esta ecuación, si trabajamos en un recipiente cerrado al cual se le varía la presión, el volumen o la temperatura llegamos a una nueva ecuación.

$$\frac{P \times V}{T} = n \times R \quad , \text{ por ser cerrado no hay intercambio de materia, o sea } n \text{ es constante.}$$

Planteando esto para un estado inicial (1) y un estado final (2) llegamos a :

### Ecuación de estados de un gas ideal

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

De esta ecuación manteniendo una de las tres variable constante, además de la cantidad de gas, se obtienen las tres leyes de Boyle-Mariotte y Charles y Gay-Lussac.

Si partimos de la ecuación general de un gas ideal y usamos las siguientes fórmulas :

$$n = \frac{m}{M} \quad \delta = \frac{m}{V} \quad \Rightarrow \quad P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \quad \Rightarrow \quad P \times M = \frac{m}{V} \times R \times T \quad \Rightarrow \quad P \times M = \delta \times R \times T$$

Esta fórmula es muy útil para determinar la masa molar de una sustancia gaseosa, a partir de su densidad, presión y temperatura.

Pero muchas veces, lo que se hace es comparar dos gases que se encuentran a igual presión y temperatura pero en distintos recipientes.

Planteamos esta última ecuación para dos gases A y B:

$$\frac{P_A \times M_A = \delta_A \times R \times T_A}{P_B \times M_B = \delta_B \times R \times T_B}$$

Dividiendo ambas ecuaciones y siendo las presiones y las temperatura iguales y R una constante :

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{\delta_A}{\delta_B}$$

Los científicos establecieron unas **condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) que son presión 1 atm y temperatura 273 K = 0 °C.**

Como en la ecuación general de un gas ideal colocamos el número de moles de partículas sin importarnos que gas es, o que masa tiene. Podemos concluir que el volumen molar de un gas sólo depende de la presión y la temperatura y no de que gas es.

**Si las condiciones de presión y temperatura son las normales (CNPT) el volumen molar es de 22,4 dm<sup>3</sup>.**

Hasta ahora hemos trabajado con un solo gas dentro del recipiente. ¿Qué pasará cuando tengamos varios gases dentro del mismo recipiente?

Ya hemos visto que lo importante en el comportamiento de los gases es el número de moles de partículas y no la masa del mismo, por lo cual para el comportamiento global de la mezcla de gases lo importante es la cantidad total de moles de partículas dentro del recipiente sin importar de que gas sea.

Si planteamos que hay dos gases en el mismo recipiente, A y B:

$$n_T = n_A + n_B \quad P_T = \text{presión del recipiente}$$

Como sabemos que los gases ocupan todo el espacio disponible, los dos gases ocuparán todo el volumen del recipiente sin importarle la presencia del otro gas.

El recipiente se encuentra a una determinada temperatura, por esta razón los dos gases tienen que tener la misma temperatura.

Planteando la ecuación general de un gas ideal nos quedaría:

$$P_T \times V = n_T \times R \times T$$

reemplazado nos quedaría :

$$P_T \times V = (n_A + n_B) \times R \times T$$

Aplicando la propiedad distributiva y pasando el volumen dividiendo:

$$P_T = \frac{n_A \times R \times T}{V} + \frac{n_B \times R \times T}{V}$$

Siendo el primer termino la presión que ejercería A si se encontrara solo y el segundo la presión que ejercería B si se encontrara solo.

Definiremos entonces como **presión parcial de un gas en una mezcla de gases como la presión que ejercería el gas si estuviera solo.**

**Presión total (presión que recibe el recipiente) como la suma de las presiones parciales de todos los gases de la mezcla.**

$$P_T = P_A + P_B$$

## Fórmula mínima y molecular

Hemos venido hablando de las moléculas, y de las fórmulas moleculares o fórmulas químicas, pero no se ha dicho nada de la forma en que éstas se determinan.

Como a las moléculas no las podemos ver no hay una forma directa de determinar cómo están formadas, qué átomos las forman y cuántos de cada uno de los elementos hay en una molécula.

Para determinar las fórmulas moleculares los científicos siguen un determinado procedimiento :

Primero se realiza un análisis cualitativo, esto les permite determinar los elementos que se encuentran en dicha molécula.

Segundo un análisis cuantitativo, esto le permite conocer cuanto hay de cada elemento en dicha sustancia, composición centesimal.

A partir de esta composición centesimal por cálculos se obtiene lo que llaman la **fórmula mínima, mínima relación de átomos que mantiene la proporción presente en la sustancia.**

Tercero determinan un dato propio de la molécula, Mr, cantidad de átomos totales, etc.

Y con ello y la fórmula mínima se obtiene la fórmula molecular.

Vamos a aplicarlo sobre un ejemplo:

Se tiene una sustancia que a temperatura ambiente es gaseosa y se quiere determinar la fórmula molecular:

Análisis cualitativo: está formada sólo por carbono (C) e hidrógeno (H).

Análisis cuantitativo: está formada por 80 % de carbono y 20 % de hidrógeno.

Pasos para llegar a la fórmula mínima:

La composición centesimal es una relación en masa, en cambio una fórmula mínima una relación en átomos.

Según la composición centesimal por cada 100 gramos de sustancia, 80 gramos son de carbono y 20 gramos de hidrógeno.

Transformemos los gramos de cada uno de los elementos en moles:

Ar C : 12 , Ar H : 1.

Cada 12 gramos de carbono ..... 1 mol de átomos de carbono

80 gramos de carbono ..... x = 6,67 moles de átomos de carbono

Cada 1 gramo de hidrógeno ..... 1 mol de átomos de hidrógeno

20 gramos de hidrógeno ..... 20 moles de átomos de hidrógeno

Entonces podríamos transformar la composición centesimal a una relación en moles de átomos diciendo: por cada 6,67 moles de átomos de carbono hay 20 moles de átomos de hidrógeno.

Sabemos que la relación que hay entre moles de átomos en una sustancia es la misma que hay entre átomos, debido a que para transformar moles de átomos en átomos solamente hay que multiplicar por  $6,02 \times 10^{23}$ .

Númericamente podríamos decir entonces que por cada 6,67 átomos de carbono hay 20 átomos de hidrógeno, pero no sería correcto, debido a que no existen partes de átomos, (no tiene sentido decir 6,67 átomos).

Para tratar de reducir al mínimo las atomicidades de la fórmula mínima, dividiremos la cantidad de átomos de cada elemento por la cantidad de átomos del elemento que sea la menor.

En este caso dividiremos todos por 6,67, quedando 1 átomo de carbono por cada 3 átomos de hidrógeno.

**Fórmula mínima : CH<sub>3</sub>**

En este caso al dividir por el número de átomos en menor cantidad, llegamos a números enteros, pero hay casos en donde se obtiene números decimales, entonces debe multiplicarse todas las atomicidades por números enteros hasta que todas sean enteras.

Una vez determinada la fórmula mínima podemos tratar de obtener la fórmula molecular.

Siempre la fórmula molecular es igual a la fórmula mínima multiplicada por un número entero, (1, 2, 3...).

Por lo cual lo que tenemos que determinar es el número por el que hay que multiplicar a la fórmula mínima y obtendremos la fórmula molecular.

Por ejemplo que 60,3 gramos de esta sustancia colocados en un recipiente de 30 dm<sup>3</sup> y a una temperatura de 273K ejercen una presión de 1,5 atm.

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{60,3 \text{ g}}{30 \text{ dm}^3} = 2,01 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3} \quad P \times M = \delta \times R \times T$$

$$M = \frac{2,01 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3} \times 0,082 \text{ dm}^3 \times \text{atm} \times 273 \text{ K}}{1,5 \text{ atm} \times \text{K} \times \text{mol}} = 29,997 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A partir de la fórmula mínima podemos saber el Mr de la fórmula mínima (f.m.)

$$\text{Mr f.m.} = \text{Ar C} + 3 \times \text{Ar H} = 12 + 3 \times 1 = 15$$

y de lo calculado anteriormente el Mr de la sustancia es 30.

Cantidad de veces que se encuentra la fórmula mínima repetida dentro de la fórmula molecular es  $30 / 15 = 2$ , por lo que la fórmula molecular es el doble de la mínima.

**Fórmula molecular = C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>**

Otro caso podría ser decir que la molécula está formada por ocho átomos, como la fórmula mínima tiene cuatro átomos la molecular debe ser el doble.

**Puede haber muchos ejemplos, pero lo importante para obtener este número por el que hay que multiplicar la fórmula mínima para obtener la molecular se determina algo de la molécula y lo mismo de la mínima y luego hacer una cociente. Siempre debe ser un número entero.**

**En los apéndices se podrán encontrar problemas resueltos y otros para ser resueltos por los alumnos, en donde los numéricos se encuentran con la solución.**

**Ante una duda teórica o práctica recomendamos consultar con la bibliografía indicada por los docentes de la materia.**

# Estequiometría

## Introducción

El tema de estequiometría es la base de toda la química industrial. Nos permite calcular la cantidad de productos que se forman con un determinada cantidad de reactivo, cuanto de cada reactivo necesitamos para formar un determinada cantidad de producto.

Ya hemos tomado contacto con las reacciones químicas en el capítulo anterior, pero este tema se basa totalmente en reacciones químicas.

**Para poder trabajar en este tema es necesario que la reacción química se encuentre balanceada, sino no tiene sentido todos los cálculos que efectuemos.**

En el capítulo anterior, en el tema reacciones químicas, hemos adelantado la forma de leer una reacción. Esa forma de leer la reacción nos indica una relación entre reactivos y productos.

Con el ejemplo anterior :



1 mol de moléculas de  $\text{F}_2$  reaccionan con 2 moles de átomos de Li para dar 2 moles de "moléculas" de LiF

Como el Ar F = 19, entonces el Mr  $\text{F}_2 = 38$  y M  $\text{F}_2 = 38$  g/mol

Como el Ar Li = 7, entonces el M Li = 7 g/mol

Como el Ar F = 19, y el Ar Li = 7, entonces el Mr LiF = 26 y M LiF = 26 g/mol

Si recordamos la masa de una sustancia equivale al número de moles multiplicados por la masa molar

( $m = n \times M$ )

Nos quedaría :

| Magnitud              | $\text{F}_2$                           | Li                                    | LiF                                    |
|-----------------------|--|---------------------------------------|--|
| Cant. de sust (moles) | 1 mol                                  | 2 moles                               | 2 moles                                |
| masa (gramos)         | $1 \times 38 \text{ g} = 38 \text{ g}$ | $2 \times 7 \text{ g} = 14 \text{ g}$ | $2 \times 26 \text{ g} = 52 \text{ g}$ |

Si observamos la cantidad de moles en reactivos no es igual a la cantidad de moles de productos que se forman, pero lo que si es igual es la masa que hay en reactivo que luego se transforma en producto. (Capítulo 1 Ley de conservación de la masa)

Quiere decir que si reaccionan 52 gramos de reactivo ( $\text{F}_2 + \text{Li}$ ) se formarán 52 gramos de productos (LiF).

Pero además nos está indicando mucho más, que por cada 38 gramos de  $\text{F}_2$  necesito 14 gramos de Li y se formarán 52 gramos de LiF.

Que pasa si no tenemos 38 gramos de  $\text{F}_2$ , sino que tenemos 19 gramos, necesitaremos la mitad de Li que antes, o sea 7 gramos y se formarán solamente 26 gramos de  $\text{LiF}$ .

Quizás con 19 gramos de  $\text{F}_2$  el cálculo es sencillo, pero con otro valor se complica un poco, pero se resume todo a utilizar una regla de tres simple o proporciones.

En caso de utilizar regla de tres, el primer renglón de la misma es lo que se puede obtener de la reacción (1 mol o 38 gramos para el  $\text{F}_2$ , 2 moles o 14 gramos para el Li y 2 moles o 52 gramos para el LiF) y el segundo renglón está formado por el dato propio de este problema (19 gramos de  $\text{F}_2$ , etc.) y la magnitud que queremos obtener.

Por ejemplo : Si tenemos 10 gramos de  $\text{F}_2$  ¿Cuántos moles de Li reaccionarán ?

Si 38 gramos de  $\text{F}_2$  ..... 2 moles de Li

10 gramos de  $\text{F}_2$  ..... X = 2 moles de Li x 10 gramos de  $\text{F}_2$  / 38 gramos de  $\text{F}_2 = 0,53$  moles de Li

Los puntos o la línea de la regla de tres se debe leer como "reacciona con" para así no perder la idea química del problema.

## Cálculo de la cantidad de producto formado a partir de un reactivo

Si tenemos un solo reactivo o si tenemos una cantidad de uno de los reactivos y el o los demás reactivos se encuentran en exceso, o se tiene la cantidad necesaria o suficiente para que reaccione el primero, los cálculos de las cantidades de productos se obtienen a partir de la cantidad de reactivo que tenemos.

Los cálculos se realizan como hicimos anteriormente, con una regla de tres simple o proporciones a partir de la reacción química balanceada.

Por ejemplo : Si tenemos 10 gramos de  $F_2$  con cantidad suficiente de Li. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

**Cálculo estequiométrico :**

Si 38 gramos de  $F_2$ ..... 2 moles de LiF

10 gramos de  $F_2$ ..... X = 2 moles de LiF x 10 gramos de  $F_2$  / 38 gramos de  $F_2$  = **0,53 moles de LiF**

Los puntos o la línea de la regla de tres se debe leer como “forman” para así no perder la idea química del problema.

## Reactivo impuro (Pureza y soluciones)

### Pureza:

No siempre los reactivos se encuentran puro, sino que muchas veces se encuentran impurificados con sustancias inertes que no afectan la reacción, pero que disminuyen la cantidad de reactivo real que hay.

La pureza es una forma de indicar que porción de lo que se pone a reaccionar, en realidad es reactivo. Se indica como un porcentaje, (70 %, 80 %, etc).

También se puede indicar el contenido de impurezas como un porcentaje (15 %, 10 % de impurezas) o como una cantidad (5, 10 gramos de impurezas).

La pureza se aplica al reactivo en particular al que está indicada y siempre a la masa del mismo.

Los cálculos se realizan como hicimos anteriormente, con una regla de tres simple o proporciones a partir de la reacción química balanceada. Pero antes se corregirá la cantidad de reactivo.

Por ejemplo : Si tenemos 10 gramos de  $F_2$  con 95 % de pureza que reacciona con cantidad suficiente de Li. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

**Cálculo de Pureza:**

Por cada 100 gramos de reactivo ..... 95 gramos son de  $F_2$

en 10 gramos de reactivo..... X = 95 gramos de  $F_2$  x 10 gramos de reactivo / 100 gramos de reactivo  
= **9,5 gramos de  $F_2$**

**Cálculo estequiométrico :**

Si 38 gramos de  $F_2$  ..... 2 moles de LiF

9,5 gramos de  $F_2$ ..... X = 2 moles de LiF x 9,5 gramos de  $F_2$  / 38 gramos de  $F_2$  = **0,5 moles de LiF**

Los puntos o la línea de la regla de tres se debe leer como “forman” para así no perder la idea química del problema.

Pero el mismo ejemplo podría ser así: Si tenemos 10 gramos de  $F_2$  con 5 % de impurezas que reacciona con cantidad suficiente de Li. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

Si tiene un 5 % de impurezas, su pureza será : 100 % - 5 % = 95 % y continuamos de la misma forma que antes.

O podría ser así : Si tenemos 10 gramos de  $F_2$  con 0,5 gramos de impurezas que reacciona con cantidad suficiente de Li. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

Si tenemos 10 gramos de reactivo - 0,5 gramos de impurezas nos quedarían 9,5 gramos de  $F_2$  .

**Cálculo estequiométrico :**

Si 38 gramos de  $F_2$  ..... 2 moles de LiF

9,5 gramos de  $F_2$ ..... X = 2 moles de LiF x 9,5 gramos de  $F_2$  / 38 gramos de  $F_2$  = **0,5 moles de LiF**

Los puntos o la línea de la regla de tres se debe leer como “forman” para así no perder la idea química del problema.



## Soluciones:

Como muchas de las sustancias se presentan en soluciones quizás uno de los reactivos se encuentre de esta manera, normalmente el reactivo es el soluto de dicha solución. Por lo tanto para resolver el problema de estequiometría necesitamos conocer la cantidad de soluto en dicha solución. Los conceptos y procedimientos para obtener este valor fueron vistos en el capítulo 5.

Los cálculos se realizan como hicimos anteriormente, con una regla de tres simple o proporciones a partir de la reacción química balanceada. Pero antes se corregirá la cantidad de reactivo.

Por ejemplo : Si tenemos 10 gramos de una solución de  $F_2$  cuya concentración es 25 % m/m que reacciona con cantidad suficiente de Li. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

**Cálculo de soluciones :**

Por cada 100 gramos de solución..... 25 gramos son de  $F_2$   
en 10 gramos de solución.....  $X = 25 \text{ gramos de } F_2 \times 10 \text{ gramos de solución} / 100 \text{ gramos de solución}$   
 $= 2,5 \text{ gramos de } F_2$

**Cálculo estequiométrico :**

Si 38 gramos de  $F_2$ ..... 2 moles de LiF  
2,5 gramos de  $F_2$ .....  $X = 2 \text{ moles de LiF} \times 2,5 \text{ gramos de } F_2 / 38 \text{ gramos de } F_2 = 0,13 \text{ moles de LiF}$

Las líneas de la regla de tres se debe leer como "forman" para así no perder la idea química del problema.

## Reactivo limitante

Hasta ahora hemos trabajado con un solo reactivo, ya sea porque es la reacción tiene un solo reactivo o porque de los demás reactivos tenemos cantidad suficiente (exceso).

Pero que pasa si tenemos dos cantidades de reactivo, no sabemos que de uno tenemos cantidad suficiente.

No necesariamente debemos colocar la cantidad adecuada de cada uno de los reactivos, puede ser que de uno de ellos haya más de lo necesario.

Tomemos esto como ejemplo: Supongamos que tenemos que armar bicicletas. Sabemos que para armar una bicicleta necesitamos un cuadro (armazón y manubrio) y dos ruedas. Esto es similar a una reacción química.

1 cuadro + 2 ruedas = 1 bicicleta.

Si tenemos 14 ruedas y 9 cuadros. ¿Cuántas bicicletas podemos armar?

Sabemos que 1 cuadro..... 2 ruedas  
9 cuadros .....  $X = 18 \text{ ruedas}$

Si quisiéramos utilizar todos los cuadros necesitaríamos 18 ruedas, pero como solamente tenemos 14 ruedas no nos alcanzan para usar todos los cuadros. Nos faltarían 4 ruedas.

Por lo tanto no podemos utilizar todos los cuadros, algunos nos van a sobrar.

Se nos van a terminar las ruedas antes de utilizar todos los cuadros, cuando se nos terminen las ruedas no podemos seguir armado las bicicletas.

Entonces la cantidad de bicicletas armadas estarán limitadas por la cantidad de ruedas. Las ruedas serán nuestro limitante (En reacciones químicas se llama reactivo limitante)

Si hubiésemos planteado al revés nos quedaría

Sabemos que 2 ruedas ..... 1 cuadro  
14 ruedas .....  $X = 7 \text{ cuadros}$

Si quisiéramos utilizar todas las ruedas necesitaríamos 7 cuadros, como tenemos 9 cuadros nos sobran 2.

Se nos van a terminar las ruedas antes de utilizar todos los cuadros, cuando se nos terminen las ruedas no podemos seguir armado las bicicletas.

Entonces la cantidad de bicicletas armadas estarán limitadas por la cantidad de ruedas. Las ruedas serán nuestro limitante (En reacciones químicas se llama reactivo limitante)

**En ambos casos llegamos a la misma conclusión, que la cantidad de bicicletas está limitada por la cantidad de ruedas.**

Como queremos calcular la cantidad de bicicletas que armaremos, para ello utilizaremos la cantidad de ruedas que tenemos, por que son las que limitan la cantidad de bicicletas que armaremos.

Si con 2 ruedas ..... 1 bicicleta  
con 14 ruedas .....  $X = 7$  bicicletas

Tratemos de llevar este razonamiento sencillo a la reacción química que veníamos trabajando.

Por ejemplo: Si tenemos 10 gramos de  $F_2$  que reacciona con 5 gramos de Li. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

**Cálculo del reactivo limitante :**

Por cada 38 gramos de  $F_2$  ..... 14 gramos de Li  
con 10 gramos de  $F_2$  .....  $X = 14 \text{ gramos de Li} \times 10 \text{ gramos de } F_2 / 38 \text{ gramos de } F_2$   
**= 3,68 gramos de Li**

Si necesitamos 3,68 gramos de Li y tenemos 5 gramos nos sobra 1,32 gramos de Li , por lo tanto el reactivo limitante es el  $F_2$  .

**Cálculo estequiométrico :**

Si 38 gramos de  $F_2$  ..... 2 moles de LiF  
10 gramos de  $F_2$  .....  $X = 2 \text{ moles de LiF} \times 10 \text{ gramos de } F_2 / 38 \text{ gramos de } F_2 = 0,53 \text{ moles de LiF}$

Las líneas de la regla de tres se debe leer como “forman” para así no perder la idea química del problema.

**El cálculo del reactivo limitante es fundamental para el procedimiento de los cálculos estequiométricos, si no se realiza evidencia un no comprendimiento del tema.**

**Debe realizarse en forma explicita aunque resulte sencillo y pueda ser realizado mentalmente.**

**El cálculo a partir de uno u otro reactivo debe conducir a la misma conclusión.**

## Rendimiento

Puede haber muchas razones para que una reacción química no produzca todo lo que se espera de ella, depende de muchas condiciones, temperatura, la misma reacción, etc.

Por lo tanto para una determinada reacción, en unas determinadas condiciones se puede determinar un rendimiento, este es un porcentaje.

Me indica que porcentaje de los esperado se obtiene en realidad. Siempre que exista un rendimiento menor que el 100 % se obtiene menos de lo esperado.

**El rendimiento nunca puede ser mayor que el 100 %, porque sino estaríamos obteniendo más producto del que nos posibilita la reacción.**

Este porcentaje se aplica sobre los moles y la masa de **producto** y es el mismo para todos los productos, porque es de la reacción.

Por ejemplo : Si tenemos 10 gramos de  $F_2$  que reacciona con cantidad suficiente de Li y la reacción tiene un rendimiento del 80 %. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

**Cálculo estequiométrico :**

Si 38 gramos de  $F_2$  ..... 2 moles de LiF  
10 gramos de  $F_2$  .....  $X = 2 \text{ moles de LiF} \times 10 \text{ gramos de } F_2 / 38 \text{ gramos de } F_2 = 0,53 \text{ moles de LiF}$

Las líneas de la regla de tres se debe leer como “forman” para así no perder la idea química del problema.

Pero esto es lo que esperaríamos que la reacción formara, pero como el rendimiento es menor que el 100 % se obtendra menos.

**Cálculo del rendimiento :**

Si 100 % de rendimiento ..... 0,53 moles de LiF  
80 % de rendimiento .....  $X = 0,53 \text{ moles de LiF} \times 80 \% \text{ de rend.} / 100 \% \text{ de rend.} = 0,42 \text{ moles de LiF}$

Se obtiene menos de lo esperado debido al rendimiento.

## Estequiometría directa (procedimiento completo)

La estequiometría directa es un procedimiento para obtener las cantidades de productos formados a partir de cantidades de reactivos.

Consiste en reunir todos los conceptos que vimos recientemente en este capítulo (Pureza y Soluciones, Reactivo limitante, Cálculos estequiométricos y Rendimiento), pueden estar todos presentes o sólo algunos.

Veamos el ejemplo que venimos tratando con todos los conceptos juntos.

Si tenemos 80 gramos de una solución de  $F_2$  cuya concentración es de 25 % m/m que reacciona con 5 gramos de Li cuya pureza es de 90 % y la reacción tiene un rendimiento del 80 %. ¿Cuántos moles de LiF se formarán ?

**Cálculo de soluciones:**

Por cada 100 gramos de solución ..... 25 gramos son de  $F_2$   
en 80 gramos de solución .....  $X = 25 \text{ gramos de } F_2 \times 80 \text{ gramos de solución} / 100 \text{ gramos de solución}$   
 $= 20 \text{ gramos de } F_2$

**Cálculo de pureza :**

Por cada 100 gramos de reactivo ..... 90 gramos son de Li  
en 5 gramos de reactivo .....  $X = 90 \text{ gramos de Li} \times 5 \text{ gramos de reactivo} / 100 \text{ gramos de reactivo}$   
 $= 4,5 \text{ gramos de Li}$

**Cálculo del reactivo limitante :**

Por cada 38 gramos de  $F_2$  ..... 14 gramos de Li  
con 20 gramos de  $F_2$  .....  $X = 14 \text{ gramos de Li} \times 20 \text{ gramos de } F_2 / 38 \text{ gramos de } F_2$   
 $= 7,37 \text{ gramos de Li}$

Si necesitamos 7,37 gramos de Li y tenemos 4,5 gramos nos faltan 2,87 gramos de Li , por lo tanto el reactivo limitante es el Li .

**Cálculo estequiométrico :**

Si 14 gramos de Li ..... 2 moles de LiF  
4,5 gramos de Li .....  $X = 2 \text{ moles de LiF} \times 4,5 \text{ gramos de Li} / 14 \text{ gramos de Li} = 0,64 \text{ moles de LiF}$

Esto si el rendimiento fuera del 100 %.

**Cálculo del rendimiento :**

Si 100 % de rendimiento ..... 0,64 moles de LiF  
80 % de rendimiento .....  $X = 0,64 \text{ moles de LiF} \times 80 \% \text{ de rend.} / 100 \% \text{ de rend.} = 0,51 \text{ moles de LiF}$

Si observamos se sigue un orden determinado (Pureza y soluciones - Reactivo limitante - Cálculos estequiométricos - Rendimiento)

## Estequiometría inversa (procedimiento completo)

La estequiometría inversa es un procedimiento para obtener las cantidades de reactivos necesarios para formar una determinada cantidad de producto.

Consiste en reunir todos los conceptos que vimos recientemente en este capítulo (Pureza y Soluciones, Reactivo limitante, Cálculos estequiométricos y Rendimiento), pueden estar todos presentes o sólo algunos, pero el orden para aplicarlos es al revés.

Veamos el ejemplo que venimos tratando con todos los conceptos juntos.

Si queremos obtener 0,14 moles de LiF y si la reacción tiene un rendimiento 80 % y se trabaja con un exceso de Li . ¿ Qué masa de  $F_2$  95 % de pureza se necesita?

**Cálculo del rendimiento :**

Si 80 % de rendimiento ..... 0,14 moles de LiF  
100 % de rendimiento .....  $X = 0,14 \text{ moles de LiF} \times 100 \% \text{ de rend.} / 80 \% \text{ de rend.} = 0,17 \text{ moles de LiF}$

Una vez que tenemos lo ideal (lo esperado) recién ahora se puede realizar el cálculo estequiométrico.

### **Cálculo estequiométrico :**

Si 2 moles de LiF..... 38 gramos de  $F_2$

0,17 moles de LiF ..... X = 38 gramos de  $F_2$  x 0,17 moles de LiF / 2 moles de LiF = **3,23 gramos de  $F_2$**

Esta cantidad es del  $F_2$  puro, no del 95 % de pureza.

### **Cálculo de la pureza :**

Si 95 gramos de  $F_2$  ..... 100 gramos de reactivo

3,23 gramos de  $F_2$ ..... X = 100 gramos de reactivo x 3,23 gramos de  $F_2$  / 95 gramos de  $F_2$  =  
= **3,4 gramos de reactivo**

Si observamos se sigue un orden determinado (Rendimiento - Cálculos estequiométricos - Pureza y Soluciones).

En este problema nos aclaraban que el Li se encontraba en exceso, sino deberíamos suponerlo y luego comprobarlo.

Los problemas de estequiometría no tiene una gran complicación matemática, sólo las reglas de tres simples, ni una gran complicación química, consiste en un razonamiento lógico sin perder de vista el contexto químico.

Suele ser muy útil el leer las reglas de tres simples con palabras, (reaciona con, formando, etc) para no perder el contexto químico y enredarse en reglas de tres sin sentido.

Recomendamos colocar a cada valor su magnitud y de que se trata, porque los valores son valores y sino se encuentran dentro del contexto todo es válido aunque no sea posible.

Además cabe aclarar que en una regla de tres simple, en las columnas debe corresponder (hablar de lo mismo) lo presente en el primer y segundo renglón.

**En los apéndices se podrán encontrar problemas resueltos y otros para ser resueltos por los alumnos, en donde los numéricos se encuentran con la solución.**

**Ante una duda teórica o práctica recomendamos consultar con la bibliografía indicada por los docentes de la materia.**

# Soluciones

## Manejo de formas de expresión de la concentración

Ya hemos visto lo que es una solución en el capítulo 1, pero lo recordaremos.

Una solución es un sistema homogéneo que está formado por más de un componente.

Las soluciones se presentan en los tres estados y con mezclas de sustancias que también se encuentran en los tres estados. Las más comunes son las soluciones líquidas que son las que más vamos a utilizar, pero también son bastante comunes las gaseosas.

En las soluciones podemos distinguir dos componentes : el solvente y el o los solutos.

En una solución existe un solo solvente pero pueden existir más de un soluto.

Se define como solvente a aquella sustancia que se encuentra en mayor proporción.

También se define como solvente aquel que coincide con el estado de agregación de la solución.

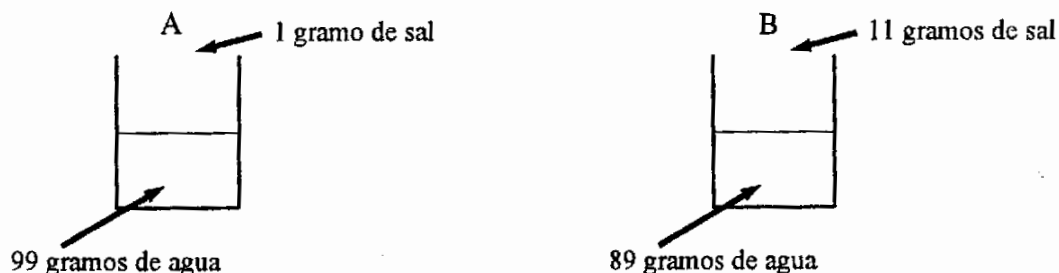
En algunos casos se utilizará una u otra definición o ambas a la vez.

Como trabajamos con soluciones líquidas y en la mayoría de ellas se encuentra el agua. Siempre que en una solución líquida se encuentre el agua, éste será el solvente. Si en una solución no se indica cual es el solvente, este es el agua.

Vamos a utilizar algunas abreviaciones y son:

Para solución (SC o SN), para solvente (SV) y para soluto (ST).

Supongamos que preparamos dos soluciones:



Ambos sistemas son soluciones formadas por agua y sal por lo tanto podríamos llamarlos a los dos agua salada, en ambos el agua es el solvente y la sal el soluto. Ambos tienen una masa de 100 gramos de solución.

Tiene los mismos componentes, el mismo nombre, el mismo solvente, el mismo soluto y la misma masa. ¿Entonces estos dos sistemas son iguales?

Pero vemos que no lo son. Entonces para identificar soluciones debemos conocer algo más que los componentes.

Esto que debemos conocer se llama concentración. La concentración es una relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o una relación entre la cantidad de soluto y la de solución. No depende de la cantidad de solución tomada por lo que es una propiedad intensiva.

Hemos aplicado un concepto muy importante para la resolución de problemas de soluciones sin hacerlo explícitamente. ¿Cómo supimos que la masa del sistema A y B eran de 100 gramos?

Simbolizaremos a la masa con la letra *m* (minúscula) y como subíndice indicaremos la abreviación de lo que estamos mencionando.

$$m_{SCA} = m_{SVA} + m_{STA} = 99 \text{ gramos} + 1 \text{ gramo} = 100 \text{ gramos}$$

$$m_{SCB} = m_{SVB} + m_{STB} = 89 \text{ gramos} + 11 \text{ gramos} = 100 \text{ gramos}$$

Podemos concluir que:

$$m_{SC} = m_{SV} + m_{ST}$$

Aprenderemos algunas de las formas de expresar la concentración más comunes.

| Cantidad de soluto / Cantidad de solución   | Cantidad de soluto / Cantidad de solvente  |
|---|--|
| % m/m = g de ST / 100 g de SC<br>% m/V = g de ST / 100 cm <sup>3</sup> de SC<br>% V/V = cm <sup>3</sup> de ST / 100 cm <sup>3</sup> de SC |  |
| M = Molaridad = moles de ST / 1000 cm <sup>3</sup> de SC  | m = molalidad = moles de ST / 1000 g de SV |
| X = fracción molar = moles de ST / (moles ST + moles SV)  |  |

Existen tres formas que son porcentajes, por lo tanto se expresa siempre por cada 100 de solución y la fracción que se encuentra después del porcentaje me indica la unidad en que esta cada uno, si es en masa unidad gramos, si es en volumen unidad en cm<sup>3</sup> ya sea es soluto (numerado) o la solución (denominador).

Luego vemos dos en donde el soluto se encuentra expresado en moles, y se referencia a 1000, en el caso de la Molaridad a 1000 cm<sup>3</sup> de SC y en el de la molalidad a 1000 g de SV.

Por último se presenta una unidad en donde el soluto también está en moles pero este caso se referencia a los moles totales que hay en la solución (moles de ST + moles de SV). Esta forma de expresar a la concentración es un número mayor que cero y menor que uno, sin unidades.

Vemos que la cantidad de materia la podemos expresar en gramos (masa), en cm<sup>3</sup> (volumen) o en moles, por lo que debemos aprender a transformar una en otra.

$$n = \frac{m \text{ (masa)}}{M \text{ (masa molar)}} \quad \delta = \frac{m \text{ (masa)}}{V \text{ (volumen)}} \quad \eta = \frac{V \text{ (volumen)}}{V_M \text{ (volumen molar)}}$$

Utilizando estas fórmulas o haciendo las reglas de tres que utilizaban en el capítulo 2 se puede transformar uno en otro.

También deberemos aprender a transformar de un forma de expresar la concentración a otra.

Para pasar de % m/m a % m/V necesitaremos la densidad de la solución. Debido a que tenemos al soluto en la misma unidad en ambos caso (gramos) pero en un caso la solución se encuentra en (gramos - masa) y en el otro en (cm<sup>3</sup> - volumen). Con la densidad transformaremos los 100 gramos de solución en volumen de solución y luego a partir de una regla de tres lo llevaremos a 100 cm<sup>3</sup>.

Para pasar de % m/V a % m/m necesitaremos la densidad de la solución. Debido a que tenemos al soluto en la misma unidad en ambos casos (gramos) pero en un caso la solución se encuentra en (gramos - masa) y en el otro en (cm<sup>3</sup> - volumen). Con la densidad transformaremos los 100 cm<sup>3</sup> de solución en masa de solución y luego a partir de una regla de tres lo llevaremos a 100 gramos.

Para pasar de % m/V a M (Molaridad) necesitaremos la masa molar del soluto. Debido a que tenemos a la solución en la misma unidad en ambos casos (cm<sup>3</sup>) pero en un caso el soluto se encuentra en (gramos - masa) y en el otro en (moles). Con la masa molar transformaremos los gramos de soluto en moles de soluto y luego a partir de una regla de tres lo llevaremos 100 cm<sup>3</sup> a 1000cm<sup>3</sup> de solución.

Para pasar de % m/m a M (Molaridad) necesitaremos la masa molar del soluto y la densidad de la solución. Debido a que en una tenemos a la solución en (gramos - masa) y en el otro caso en (cm<sup>3</sup> - volumen) y en un caso el soluto se encuentra en (gramos - masa) y en el otro en (moles). Con la masa molar transformaremos los gramos de soluto en moles de soluto y luego con la densidad transformaremos la masa de solución (100 g) en volumen de solución y luego a partir de una regla de tres llevaremos éste volumen a 1000 cm<sup>3</sup> de solución.

Para pasar de M (Molaridad) a % m/V necesitaremos la masa molar del soluto. Debido a que tenemos a la solución en la misma unidad en ambos casos ( $\text{cm}^3$ ) pero en un caso el soluto se encuentra en (moles) y en el otro en (gramos - masa). Con la masa molar transformaremos los moles de soluto en gramos de soluto y luego a partir de una regla de tres lo llevaremos  $1000 \text{ cm}^3$  a  $100 \text{ cm}^3$  de solución.

Para pasar de M (Molaridad) a % m/m necesitaremos la masa molar del soluto y la densidad de la solución. Debido a que en una tenemos a la solución en ( $\text{cm}^3$  - volumen) y en el otro caso en (gramos - masa) y en un caso el soluto se encuentra en (moles) y en el otro en (gramos - masa). Con la masa molar transformaremos los moles de soluto en gramos de soluto y luego con la densidad transformaremos el volumen de solución ( $1000 \text{ cm}^3$ ) en masa de solución y luego a partir de una regla de tres llevaremos ésta masa a 100 gramos de solución.

Para transformar en m (molalidad) se nos presenta un inconveniente, debido a que esta forma, a diferencia de las otras, expresa la cantidad de soluto con respecto a cantidad de solvente.

Para éstas transformaciones no hay una forma sencilla de realizarlas, pero siempre hay que tener en cuenta que la suma de la masa del soluto más la del solvente es igual a la de la solución.

Para transformar una forma a otra de expresión de la concentración no existe un único camino, los propuestos antes son algunos, pero cada alumno deberá encontrar el camino que le resulte más cómodo en cada uno de los problemas.

## Diluciones, concentraciones y mezclas de soluciones

Existen dos procesos que suelen confundirse, desde el punto de los nombres, diluir y disolver.

Disolver es cuando el soluto se coloca en contacto con el solvente y por medio de agitación se obtiene una solución.

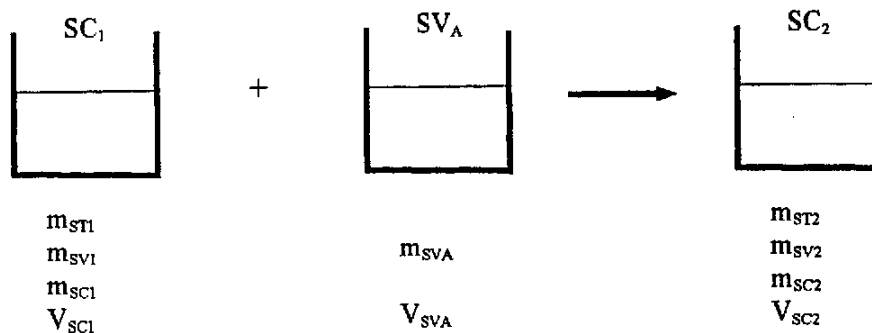
Diluir es cuando a una solución se le agrega solvente para formar una nueva solución de concentración menor.

Los procesos de diluciones son aquellos que llevan a disminuir la concentración de una solución, podría obtenerse esto a partir de agregar solvente o sacar soluto (este proceso es mucho más difícil de realizar).

Los procesos de concentraciones son aquellos que llevan a aumentar la concentración de una solución, podría obtenerse esto a partir de sacar solvente (evaporación del solvente) o agregar soluto.

En estos procesos partimos de una solución que le ocurre algo y llegamos a una nueva solución, distinta de la de partida.

**Dilución (agregado de solvente) (Siempre la concentración de la solución 2 es menor que la de la 1)**



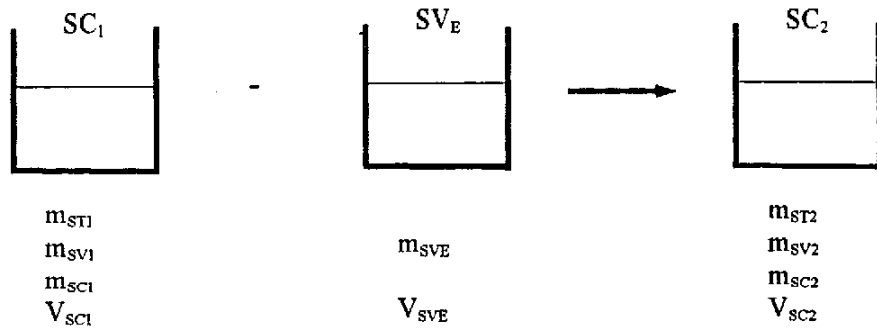
$$\begin{aligned}
 m_{ST1} &= m_{ST2} & n_{ST1} &= n_{ST2} \\
 m_{SV1} + m_{SVA} &= m_{SV2} \\
 m_{SC1} + m_{SVA} &= m_{SC2} \\
 V_{SC1} + V_{SVA} &= V_{SC2} \\
 & \text{(considerando volúmenes aditivos)}
 \end{aligned}$$

Lo más importante para la resolución de problemas de soluciones es que la masa de soluto (o moles de soluto) se mantiene constante durante el proceso.

Estos problemas se pueden resolver utilizando reglas de tres o las siguientes fórmulas:  $n_{ST1} = n_{ST2}$   $n_{ST} = V_{SC} (\text{dm}^3) \times M_{SC}$  (Molaridad)

$$M_{SC1} \times V_{SC1} (\text{dm}^3) = M_{SC2} \times V_{SC2} (\text{dm}^3)$$

**Concentración (evaporación de solvente) (Siempre la concentración de la solución 2 es mayor que la de la 1)**



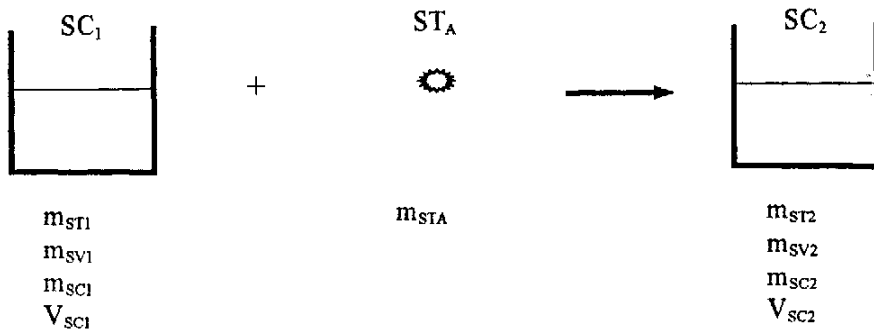
$$\begin{aligned}
 m_{ST1} &= m_{ST2} & n_{ST1} &= n_{ST2} \\
 m_{SV1} - m_{SVE} &= m_{SV2} \\
 m_{SC1} - m_{SVE} &= m_{SC2} \\
 V_{SC1} - V_{SVE} &= V_{SC2} \\
 & \text{(considerando volúmenes aditivos)}
 \end{aligned}$$

Lo más importante para la resolución de problemas de soluciones es que la masa de soluto (o moles de soluto) se mantiene constante durante el proceso.

Estos problemas se pueden resolver utilizando reglas de tres o las siguientes fórmulas:  $n_{ST1} = n_{ST2}$   $n_{ST} = V_{SC} (\text{dm}^3) \times M_{SC}$  (Molaridad)

$$M_{SC1} \times V_{SC1} (\text{dm}^3) = M_{SC2} \times V_{SC2} (\text{dm}^3)$$

**Concentración (agregado de soluto) (Siempre la concentración de la solución 2 es mayor que la de la 1)**



$$\begin{aligned}
 m_{ST1} + m_{STA} &= m_{ST2} & n_{ST1} + n_{STA} &= n_{ST2} \\
 m_{SV1} &= m_{SV2} \\
 m_{SC1} + m_{STA} &= m_{SC2} \\
 V_{SC1} &= V_{SC2} \\
 & \text{(considerando no hay modificación} \\
 & \text{de volúmenes)}
 \end{aligned}$$

Lo más importante para la resolución de problemas de soluciones es que la masa de soluto (o moles de soluto) aumenta por el agregado externo durante el proceso.

Estos problemas se pueden resolver utilizando reglas de tres o las siguientes fórmulas:

$$n_{ST1} + n_{STA} = n_{ST2} \quad n_{ST} = V_{SC} (\text{dm}^3) \times M_{SC} \text{ (Molaridad)}$$

$$M_{SC1} \times V_{SC1} (\text{dm}^3) + n_{STA} = M_{SC2} \times V_{SC2} (\text{dm}^3)$$

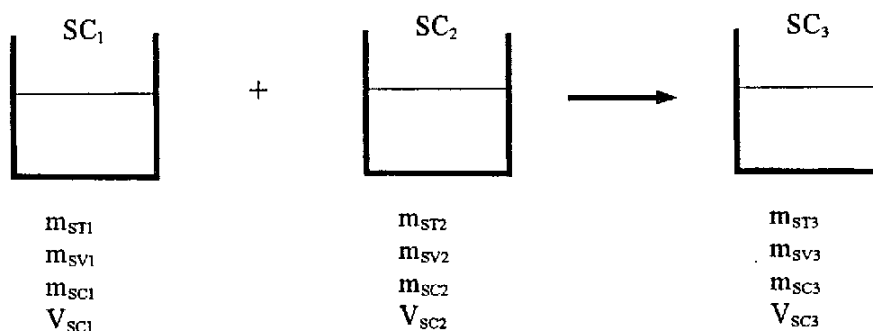
Es de recalcar que en estos tipos de problemas existen dos soluciones : una de partida que nosotros llamamos 1 y otra a la que se llega luego del proceso que llamamos 2.

Si se utiliza las fórmulas para resolver un problema deben plantearse por completo desde los moles hasta llegar a la ecuación final y luego utilizarla.

Para resolver los problemas es imprescindible saber a donde se quiere llegar para poder elegir el camino.



**Mezcla de soluciones de igual soluto(Siempre la concentración de la solución 3 se encuentra entre la de la 1 y la de la 2)**



$$\begin{aligned}
 m_{ST1} + m_{ST2} &= m_{ST3} & n_{ST1} + n_{ST2} &= n_{ST3} \\
 m_{SV1} + m_{SV2} &= m_{SV3} \\
 m_{SC1} + m_{SC2} &= m_{SC3} \\
 V_{SC1} + V_{SC2} &= V_{SC3} \\
 &(\text{considerando volúmenes aditivos})
 \end{aligned}$$

Lo más importante para la resolución de problemas de soluciones es que lo que se obtiene de solución 3 es la suma de la 1 y 2.

Estos problemas se pueden resolver utilizando reglas de tres o las siguientes fórmulas:

$$\begin{aligned}
 n_{ST1} + n_{ST2} &= n_{ST3} & n_{ST} &= V_{SC} (\text{dm}^3) \times M_{SC} (\text{Molaridad}) \\
 M_{SC1} \times V_{SC1} (\text{dm}^3) + M_{SC2} \times V_{SC2} (\text{dm}^3) &= M_{SC3} \times V_{SC3} (\text{dm}^3)
 \end{aligned}$$

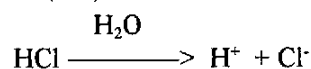
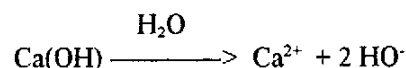
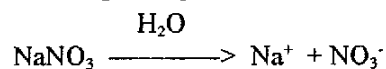
**Se suman las masas, los moles o el volumen pero nunca las concentraciones.**

Es de recalcar que en estos tipos de problemas existen tres soluciones : dos de partida que nosotros llamamos 1 y 2 y otra a la que se llega luego del proceso que llamamos 3.

Lo importante de este tema es la resolución de gran cantidad de ejercicios. Éstos se pueden resolver utilizando reglas de tres simples o por medio de fórmulas, el camino lo encontrará cada uno de los alumnos.

#### **Ionización :**

Al disolver algunas sustancias en agua aparecen iones, pueden ocurrir dos procesos, que los iones se encuentren en la sustancia y el agua los separe (Sales e hidróxidos) (Disociación) o que al estar en contacto la sustancia con el agua se generen (Ácidos) (Ionización).



Las sustancias que en agua no se ionizan son los óxidos, las sustancias simples y los gases.

**En los apéndices se podrán encontrar problemas resueltos y otros para ser resueltos por los alumnos, en donde los numéricos se encuentran con la solución.**

**Ante una duda teórica o práctica recomendamos consultar con la bibliografía indicada por los docentes de la materia.**

# Equilibrio Químico

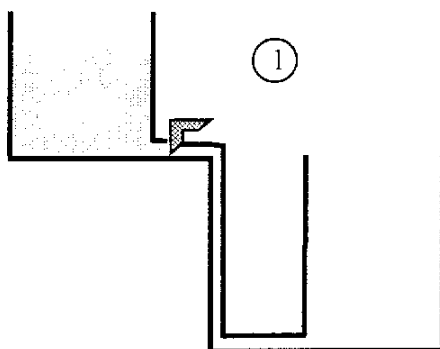
## Introducción

Una de las posibles causas para que una reacción química tenga un rendimiento menor que el 100 % puede ser que ésta produzca un equilibrio químico.

La mayoría de las reacciones químicas no se comportan como hemos visto anteriormente, pero bajo ciertas circunstancias se pueden aproximar a dicho razonamiento.

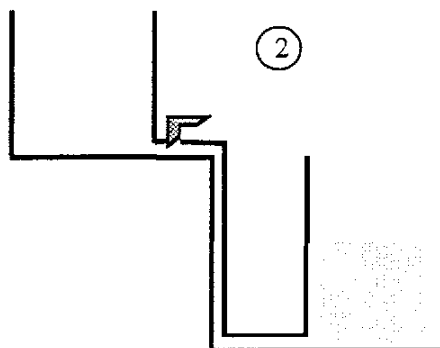
El equilibrio químico forma parte de los equilibrios en general, por lo tanto quizás es más sencillo de entender si empezamos tratando con otro equilibrio que es más común como el equilibrio hidrodinámico.

Supongamos que tenemos un sistema como este:



Si abrimos la llave, todos sabemos que el agua va a fluir del recipiente superior al inferior, por diferencia de altura. ¿Hasta cuando?

Si el recipiente inferior está lo suficientemente abajo, fluye hasta que se acabe el agua en el recipiente superior.



Si despreciamos lo que quedó en el tubo de conexión todo el contenido del recipiente superior pasó al recipiente inferior.

Esto es lo que ocurría hasta ahora en las reacciones químicas que veníamos viendo, todo el reactivo se transformaba en producto, éste tipo de reacciones químicas reciben el nombre de reacciones irreversibles o reacciones completas, una vez que comienzan producen una transformación total de reactivo en producto.

¿Qué pasaría si partimos del sistema 2, el recipiente inferior lleno y el superior vacío y abrimos la llave.

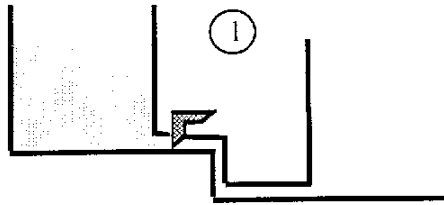
No pasaría nada, nunca se le ocurriría al agua subir del recipiente inferior al superior, porque las leyes físicas lo prohíben.

Lo mismo ocurre en las reacciones irreversibles, el producto no tiene posibilidad de transformarse en reactivo, por lo tanto la reacción ocurre en un solo sentido, de reactivo a producto.

Por lo tanto conociendo la cantidad de reactivo que teníamos podemos conocer la cantidad de producto que se formaría.

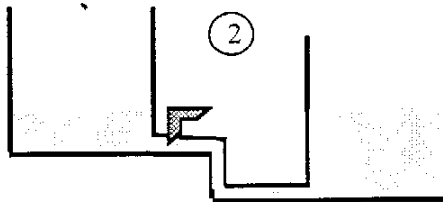
Vemos que en este caso no se alcanza ningún equilibrio.

Cambiamos un poco el sistema, subiendo el segundo recipiente.



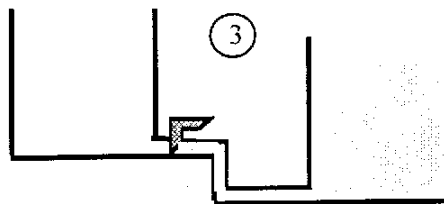
Si abrimos la llave, todos sabemos que el agua va a fluir del recipiente lleno al vacío. ¿Hasta cuando?

Si no hay suficientemente diferencia de altura como para que fluya toda el agua, fluirá hasta que la altura de agua en el recipiente superior sea igual a la del recipiente inferior.



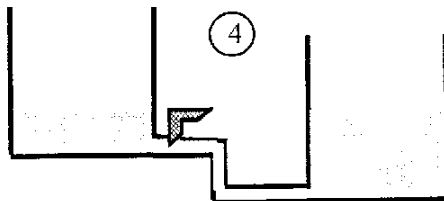
A simple vista no podemos saber cuanta agua hay en el recipiente inferior, a diferencia del caso anterior, sabemos que parte del agua inicial se encuentra en el recipiente superior y parte en el inferior. Pero para conocer la cantidad que hay en cada lado necesitamos más datos como diferencia de altura entre recipientes y secciones de los recipientes. No nos basta con conocer la cantidad de agua que teníamos al inicio como antes.

Si partimos del recipiente inferior con agua



Y si abrimos la llave, todos sabemos que el agua va a fluir del recipiente lleno al vacío. ¿Hasta cuando?

Hasta llegar a que las alturas del agua sean iguales en ambos recipientes.



Vemos que podemos obtener el estado final partiendo de ambos recipientes a diferencia del caso anterior.

Si agregamos una gota de tinta en el recipiente inferior, que no modifica el volumen, vemos que el color se difunde por todo el recipiente y pasa al otro. O sea que aunque no cambien las alturas de agua en ambos recipientes, sigue habiendo pasaje de líquido del recipiente inferior al superior.

Pero si hay pasaje del recipiente inferior, cómo no aumenta la altura del recipiente superior.

Qué pasaría si en vez de colocar la gota de tinta en el recipiente inferior la colocamos en el superior. Veríamos que el color se difunde por todo el recipiente y pasa al otro. O sea que aunque no cambien las alturas de agua en ambos recipientes, sigue habiendo pasaje de líquido del recipiente superior al inferior.

Podemos llegar a la conclusión que aunque las cantidades de líquidos no varían en ambos recipientes sigue habiendo pasaje de líquidos de un lado a otro. Pero pasa para ambos lados la misma cantidad de líquido por unidad de tiempo, por lo consiguiente no hay cambio de volúmenes en ambos recipientes.

Este tipo de situación se conoce como equilibrio dinámico.

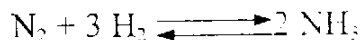
Hay algunas reacciones químicas que se comportan como el sistema que vimos recién, se las conoce con el nombre de reacciones de equilibrio o reacciones reversibles.

A ellas nos vamos a referir en este capítulo, tienen las mismas características que el sistema que recién describimos, puede alcanzarse el estado final (estado de equilibrio) partiendo de ambos lados (reactivos o productos), por lo tanto la reacción ocurre en ambas direcciones y se comporta como un equilibrio dinámico.

La forma de expresar la reacción es similar a como la veníamos expresando con la diferencia que no se usa una flecha entre reactivos y productos sino una doble flecha que indica que la reacción puede ocurrir en ambos sentidos.

Pero como uno puede alcanzar el equilibrio partiendo de cualquiera de los lados (reactivos o productos) se toma como convención que lo que se coloca antes de la doble flecha lleva el nombre de reactivo y lo que se coloca después producto, aunque se coloquen a reaccionar los que llamamos productos.

Una reacción de equilibrio se debe representar así :



Como en el sistema anterior, al llegar al equilibrio se encuentra presentes reactivos y productos (recipiente superior e inferior).

Una vez alcanzado el equilibrio las cantidades de reactivos y productos dejan de variar a lo largo del tiempo, o sea se mantienen constantes.

Esta es la indicación de que se ha alcanzado el equilibrio aunque siga habiendo reacción en ambos sentidos (equilibrio dinámico).

## Constante de equilibrio (Kc)

Cuando vimos el último sistema propusimos que para conocer la cantidad de agua que quedaba en cada recipiente deberíamos tener algunos datos más (diferencia de alturas y secciones de los recipientes), para las reacciones de equilibrio pasa algo semejante, porque en el estado de equilibrio se encuentran presentes reactivos y productos al mismo tiempo.

Para las reacciones químicas se utiliza lo que se conoce con el nombre de constante de equilibrio (Kc), ésta es un número adimensional (sin unidades) que es propio de la reacción química y solo depende de la temperatura.

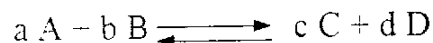
La expresión de la constante es un cociente en donde el **numerador** corresponde a la **concentración molar en el equilibrio** de todos los **productos multiplicadas** entre ellas y cada una **elevada a su coeficiente estequiométrico** y el **denominador** corresponde a la **concentración molar en el equilibrio** de todos los **reactivos multiplicadas** entre ellas y cada una **elevada a su coeficiente estequiométrico**.

Veamos un ejemplo :

Las letras minúsculas corresponden al los coeficientes estequiométrico y las mayúsculas a las fórmulas de las sustancias.

Colocar la fórmula de una sustancias entre corchete es indicar la concentración molar de la misma.

[A] = concentración molar de A



$$K_c = \frac{[A]_{eq}^a \times [B]_{eq}^b}{[C]_{eq}^c \times [D]_{eq}^d}$$

o con el ejemplo anterior :

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]_{eq}^2}{[\text{N}_2]_{eq} \times [\text{H}_2]_{eq}^3}$$

# Equilibrio Ácido-Base

## Introducción

El equilibrio ácido-base es un ejemplo de equilibrio químico, quizás el más importante. Es fundamental para la química de la vida.

Las definiciones de ácidos y bases fue cambiando con el tiempo; los cambios se fueron realizando para incorporar mayor cantidad de sustancias a este comportamiento y poder generalizar.

Las primeras definiciones fueron de Arrhenius:

**Ácido** : es aquella sustancia que cuando se la coloca en medio acuosa libera un  $H^+$ . Ejemplo :  $HCl$ ,  $HNO_3$ , etc.

**Base** : es aquella sustancia que cuando se la coloca en medio acuosa libera un  $HO^-$ . Ejemplo :  $NaOH$ ,  $KOH$ , etc.

Estas definiciones de Arrhenius tenían algunos inconveniente, para liberar  $H^+$  y  $HO^-$  la sustancias deberían contener estos grupos en su molécula. Pero existían sustancias como el  $NH_3$  que tienen hidrógenos en su moléculas pero que cuando se colocaban en medio acuoso generaban  $HO^-$ . Y además se limitaba a medio acuoso.

Para salvar estos inconvenientes se realizaron otras definiciones en este caso de Bronted-Lowry :

**Ácido** : es aquella sustancia capaz de ceder un  $H^+$  al medio.

**Base** : es aquella sustancia capaz de toma un  $H^+$  del medio.

Luego aparecieron la definiciones de Lewis que ponen en juego electrones, son más genéricas, pero para los conocimientos que vamos a incorporar en este curso utilizaremos las definiciones de Bronted-Lowry.

Veamos los siguientes ejemplos y definamos el comportamiento de cada una de las sustancias:



Si observamos la primera reacción vemos que el cloruro de hidrógeno ( $HCl$ ) sede un  $H^+$  al agua cuando ocurre la reacción, por lo tanto se comporta como un ácido. En cambio el agua toma un  $H^+$  del cloruro de hidrógeno, por ende se comporta como una base.

Si nos ponemos del lado de los productos como si fuera reversible veremos que el hidronio ( $H_3O^+$ ) le sede un  $H^+$  al cloruro ( $Cl^-$ ), por lo tanto se comporta como un ácido y a su vez el cloruro tomo un  $H^+$  del hidronio, por ende se comporta como una base.

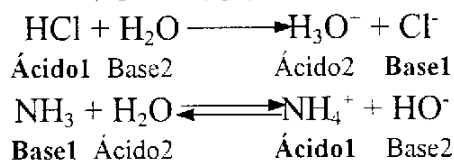
Según las definiciones de Bronted-Lowry, siempre que hay una sustancia que se comporta como ácido debe haber una sustancia que se comporta como base.

También definen lo que se llama par ácido-base conjugado. Como ( $HCl/Cl^-$ ) y ( $H_3O^+/H_2O$ ). Si en una reacción una sustancia se comporta como ácido deberá aparecer en producto su base conjugada y si se comporta como base, su ácido conjugado. La diferencia en un ácido y su base conjugada es un  $H^+$ . Siempre el ácido tiene un  $H^+$  más que su base conjugada.

Si observamos la segunda reacción vemos que el amoniaco ( $NH_3$ ) toma un  $H^+$  del agua cuando ocurre la reacción, por lo tanto se comporta como una base. En cambio el agua cede un  $H^+$  al amoniaco, por ende se comporta como un ácido.

Si nos ponemos del lado de los productos veremos que el amonio ( $NH_4^+$ ) le sede un  $H^+$  al oxidrilo ( $HO^-$ ), por lo tanto se comporta como un ácido y a su vez el oxidrilo tomo un  $H^+$  del amonio, por ende se comporta como una base.

Y los pares ácido-base conjugados serían : ( $H_2O/HO^-$ ) y ( $NH_4^+/NH_3$ )

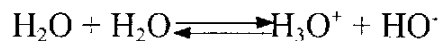


## El agua, su comportamiento y Kw

Si observamos las dos reacciones anteriores veremos que el agua se puede comportar como ácido o como base dependiendo de con qué sustancia se la compare.

¿Qué pasará si comparamos dos moléculas de agua?

Podría ocurrir que una se comporte como ácido y la otra como base.



Como es una reacción reversible (de equilibrio) podemos escribir una constante de equilibrio ( $K_c$ ).

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Como en el denominador tenemos la concentración molar del agua en agua, esto es una constante, por lo tanto la podemos pasar al otro miembro.

$$[\text{H}_2\text{O}]^2 \times K_c = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$$

El producto de dos constantes es una constante.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$$

Se conoce como producto iónico del agua o constante de autoionización del agua. Y como toda constante depende de la temperatura.

La temperatura de trabajo común en un laboratorio es de 25 °C, a esta temperatura  $K_w$  tiene un valor de  $1 \times 10^{-14}$ . Vemos que este valor es muy pequeño, con lo cual la reacción está muy poco desplazada hacia producto, quiere decir que muy pocas moléculas de agua se van a autoionizar.

Si observamos la reacción de autoionización del agua vemos que por cada hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) que se forma, también se forma un oxidrilo ( $\text{HO}^-$ ). Por lo cual las concentraciones molares del hidronio y oxidrilo en agua son iguales.

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

Si reemplazamos en  $K_w$  y trabajamos a 25 °C :

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{o} \quad 1 \times 10^{-14} = [\text{HO}^-] \times [\text{HO}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \quad \text{o} \quad [\text{HO}^-] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

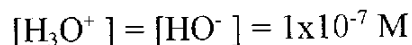
Por lo tanto en agua pura y a 25 °C

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

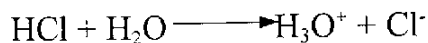
## Soluciones neutras, ácidas y básicas

Todas las soluciones en donde las concentraciones de hidronios y oxidrilos sean iguales se conocen como **soluciones neutras**.

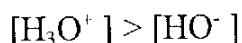
Si trabajamos a 25 °C:



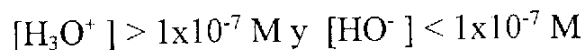
Si al agua le agregamos un ácido como el cloruro de hidrógeno :



Se generan mayor cantidad de hidronios, con lo cual aumenta la concentración del mismo. Como el producto de la concentración de hidronio multiplicada por la concentración de oxidrilo es una constante ( $K_w$ ); si aumenta la concentración de hidronios debe disminuir la de oxidrilos.

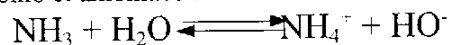


y si trabajamos a 25 °C entonces :

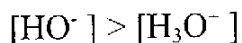


Por lo tanto todas las soluciones en donde la concentración de hidronio es mayor a la de oxidrilos se conocen como **soluciones ácidas**.

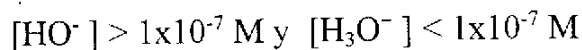
Si al agua le agregamos una base como el amoníaco :



Se generan mayor cantidad de oxidrilos, con lo cual aumenta la concentración del mismo. Como el producto de la concentración de hidronio multiplicada por la concentración de oxidrilo es una constante ( $K_w$ ); si aumenta la concentración de oxidrilos debe disminuir la de hidronios.

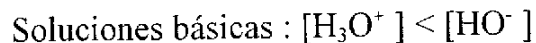
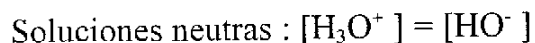
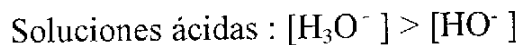


y si trabajamos a 25 °C entonces :



Por lo tanto todas las soluciones en donde la concentración de oxidrilos es mayor a la de hidronios se conocen como **soluciones básicas o alcalinas**.

Resumiendo:



A mayor concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , mayor es la acidez.

A mayor concentración de  $\text{HO}^-$ , mayor es la basicidad.

## Escalas de pH y pOH

Como los valores de concentración de hidronios y oxidrilos son alrededor de  $10^{-7}$ ,  $10^{-3}$  o  $10^{-9}$  M, los químicos aplicaron un operador matemático para transformar estos valores a otros más sencillos de utilizar.

Este operado matemático es el operador "p" que significa  $-\log_{10}$  de algo. O sea  $pC = -\log_{10} C$

Si aplicamos el operador p a la concentración de hidronios obtenemos el pH

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

Si aplicamos el operador p a la concentración de oxidrilos obtenemos el pOH

$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{HO}^-]$$

De la misma manera podemos aplicarlo a  $K_w$ .

$$\text{p}K_w = -\log_{10} K_w$$

Si partimos de la expresión de la constante de autoionización del agua y aplicamos ciertas operaciones matemáticas :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$$

$$-\log_{10} K_w = -\log_{10} ( [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] )$$

$$-\log_{10} K_w = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] + (-\log_{10} [\text{HO}^-] )$$

$$\boxed{\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}}$$

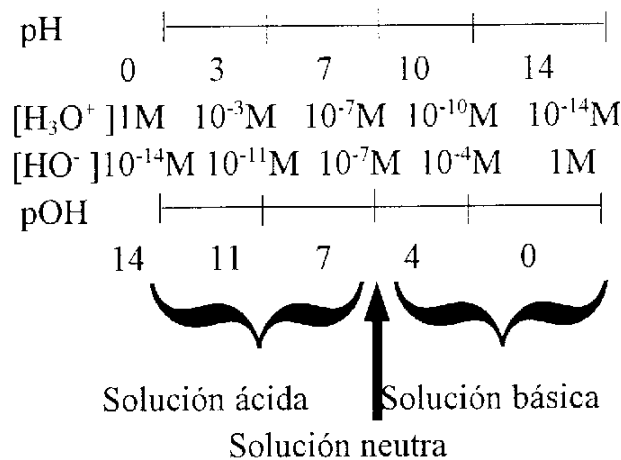
Aplicando  $-\log_{10}$  a ambos miembros.

El logaritmo de un multiplicación es igual a la suma de los logaritmos.

Si trabajamos a  $25^\circ\text{C}$  :

$$K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ y } \text{p}K_w = -\log_{10} 1 \times 10^{-14} = 14$$

$$\boxed{14 = \text{pH} + \text{pOH}}$$



Es una escala arbitraria en donde se encuentran contenidas la mayoría de las soluciones acuosa, con lo cual no quita que alguna solución en especial tenga un pH mayor que 14 o menor que 0.

Resumiendo :

Soluciones ácidas :  $\text{pH} < 7$  y  $\text{pOH} > 7$

Soluciones neutra :  $\text{pH} = 7$  y  $\text{pOH} = 7$

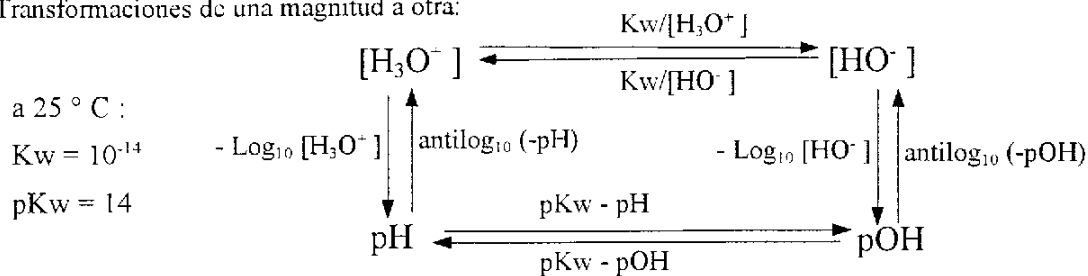
Soluciones básicas :  $\text{pH} > 7$  y  $\text{pOH} < 7$

Vemos que los valores de pH son más sencillos de utilizar que la concentración de hidronios, de ahí su importancia.

Lo mismo ocurre con el pOH y la concentración de oxidrilos.



Transformaciones de una magnitud a otra:



### Acidos y bases fuertes

Ya hemos visto en el Capítulo 5 que existen sustancias que cuando se colocan en agua se disocian o ionizan. Estas sustancias reciben el nombre de electrolitos y existen dos clases, los fuertes y los débiles.

Los electrolitos fuertes son aquellos que cuando se colocan en agua se disocian completamente. O sea su reacción de disociación es irreversible. (reacción completa)

Los electrolitos débiles son aquellos que cuando se colocan en agua se disocian parcialmente. O sea su reacción de disociación es reversible ( reacción de equilibrio).

Hay algunos ácidos y algunas bases que se comportan como electrolitos fuertes. (Ácidos y bases fuertes).

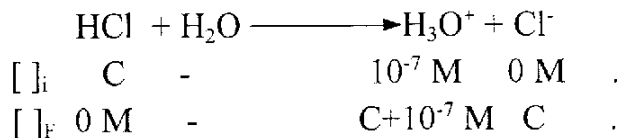
Y hay otros ácidos y bases que se comportan como electrolitos débiles. (Ácidos y bases débiles).

Entre los ácidos fuertes más comunes se encuentran : HCl, HNO<sub>3</sub> , HClO<sub>4</sub>.

Y entre las bases fuertes más comunes se encuentran : NaOH, KOH.

El comportamiento de disociación es similar, la diferencia se presenta en el comportamiento ácido-base. Unos generan H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (ácidos) y los otros HO<sup>-</sup> (bases).

Veamos un ejemplo : (Como trabajamos con soluciones diluidas, la concentración del agua es una constante.)

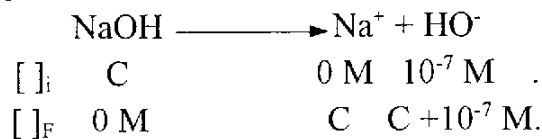


Vemos que se disocia completamente, todo el cloruro de hidrógeno inicial se transformó en producto H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>. La concentración inicial de hidronios de 10<sup>-7</sup> M proviene de la autoionización del agua. Porque aparte de esta reacción se encuentra la de autoionización del agua.

Si C (la concentración inicial del ácido) es mucho mayor que 10<sup>-7</sup> M (C > 10<sup>-5</sup> M) entonces la [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] es igual a C.

Si C es mucho menor que 10<sup>-7</sup> M (C < 10<sup>-9</sup> M), entonces la [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] es igual a 10<sup>-7</sup> M.

Si C es cercana 10<sup>-7</sup> M (10<sup>-9</sup> M < C < 10<sup>-5</sup> M) entonces la [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] es un poco mayor a 10<sup>-7</sup> M, pero esto llevaría cálculos un poco complicados que escapan del contenido de este curso.



Vemos que se disocia completamente, todo el hidróxido de sodio inicial se transformó en producto HO<sup>-</sup> y Na<sup>+</sup>. La concentración inicial de oxidrilos de 10<sup>-7</sup> M proviene de la autoionización del agua. Porque aparte de esta reacción se encuentra la de autoionización del agua.

Si C (la concentración inicial de la base) es mucho mayor que 10<sup>-7</sup> M (C > 10<sup>-5</sup> M) entonces la [HO<sup>-</sup>] es igual a C.

Si C es mucho menor que 10<sup>-7</sup> M (C < 10<sup>-9</sup> M), entonces la [HO<sup>-</sup>] es igual a 10<sup>-7</sup> M.

Si C es cercana 10<sup>-7</sup> M (10<sup>-9</sup> M < C < 10<sup>-5</sup> M) entonces la [HO<sup>-</sup>] es un poco mayor a 10<sup>-7</sup> M, pero esto llevaría cálculos un poco complicados que escapan del contenido de este curso.

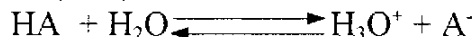
## Ácidos y bases débiles

Los electrolitos débiles se diferencian de los fuertes por su disociación parcial. O sea que son reacciones de equilibrio, con su consiguiente constante.

Entre los ácidos débiles más comunes se encuentran : HCN, HNO<sub>2</sub> y los ácidos orgánicos. (Genérico HA)

Y entre las bases débiles más comunes se encuentran : NH<sub>3</sub> y las aminas. (Genérico B)

El comportamiento de disociación es similar, la diferencia se presenta en el comportamiento ácido-base. Unos generan H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (ácidos) y los otros HO<sup>-</sup> (bases).

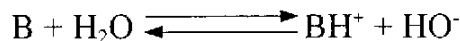


Por ser una reacción de equilibrio debe tener una constante :

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[HA] \times [H_2O]} \quad \text{Como la concentración del agua es constante por trabajar con soluciones diluidas.} \quad [H_2O] \times K_c = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[HA]} \quad [H_2O] \times K_c = K_a$$

Quedando entonces:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[HA]}$$



Por ser una reacción de equilibrio debe tener una constante :

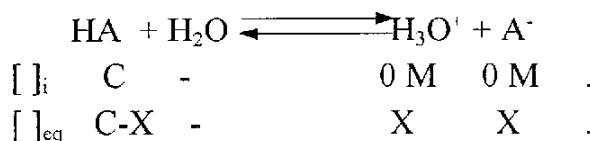
$$K_c = \frac{[HO^-] \times [BH^+]}{[B] \times [H_2O]} \quad \text{Como la concentración del agua es constante por trabajar con soluciones diluidas.} \quad [H_2O] \times K_c = \frac{[HO^-] \times [BH^+]}{[B]} \quad [H_2O] \times K_c = K_b$$

Quedando entonces :

$$K_b = \frac{[HO^-] \times [BH^+]}{[B]}$$

Veamos un ejemplo : (Como trabajamos con soluciones diluidas, la concentración del agua es una constante.)

Normalmente se trabaja con concentraciones lo suficientemente grandes como para que los hidronios u oxidrilos provenientes de la autoionización del agua sean despreciables frente a los aportados por el ácido o la base respectivamente.



Vemos que no se disocia completamente, transformándose parte en producto H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y A<sup>-</sup>.

Siendo X una parte de la concentración inicial del ácido que se transformó en producto. Por lo tanto no puede ser mayor que C ni menor o igual a cero. Siendo también la concentración en el equilibrio de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y A<sup>-</sup>.

Si planteamos la constante de acidez para esta reacción nos quedaría :

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [A^-]}{[HA]} = \frac{X^2}{C - X}$$

Y con una base ocurre algo similar :



Vemos que se no disocia completamente, transformándose parte en producto  $HO^-$  y  $BH^+$ .

Siendo X una parte de la concentración inicial del ácido que se transformó en producto. Por lo tanto no puede ser mayor que C ni menor o igual a cero. Siendo también la concentración en el equilibrio de  $HO^-$  y  $BH^+$ .

$$K_b = \frac{[HO^-] \times [BH^+]}{[B]} = \frac{X^2}{C - X}$$

Con la diferencia que en el caso del ácido  $X = [H_3O^+]_{eq}$  y en la base  $X = [HO^-]_{eq}$ .

Como vemos en ambos casos llega a una expresión del tipo :

$$K = \frac{X^2}{C - X}$$

Como en ésta expresión hay tres variables, se presentan tres tipos de problemas de solución numérica a partir de ella:

|   | Datos  | Incógnita  | Observación                           |
|---|--|--|---------------------------------------|
| 1 | Concentración (C) y Constante (Ka o Kb)                          | X ( $[H_3O^+]$ o $[HO^-]$ ) y pH o pOH                     | Resolución de ecuación cuadrática.    |
| 2 | Concentración (C) y pH o pOH o sea X ( $[H_3O^+]$ o $[HO^-]$ )   | Constante (Ka o Kb)  | No resolución de ecuación cuadrática. |
| 3 | Constante (Ka o Kb) y pH o pOH o sea X ( $[H_3O^+]$ o $[HO^-]$ ) | Concentración (C) o concentración en el equilibrio (C - X) | No resolución de ecuación cuadrática. |

Los planteos de los tres tipos de problemas es el mismo, lo que cambia son cuales son los datos y cuales son las incógnitas.

- 1) Planteo de la ecuación de disociación o ionización del ácido o la base en agua.
- 2) Planteo de la constante de disociación del ácido o la base (Ka o Kb).
- 3) Planteo de las concentraciones iniciales y en el equilibrio de las sustancias que forman la reacción.
- 4) Remplazar en la expresión de la constante con las concentraciones en el equilibrio (C-X,X).
- 5) Remplazar las expresiones de las concentraciones en el equilibrio con los datos y resolver.

# Nociones de Química Orgánica

## Introducción : grupos funcionales y nomenclatura

La química orgánica también es conocida como la química del Carbono, debido a que estudia compuestos formados en su mayor parte por átomos de Carbono. Este átomo, a diferencia de la mayoría de los demás, tiene la propiedad de poder unirse consigo mismo repetidas veces y de distintas formas. Esto le permite obtener un gran cantidad de compuestos diferentes al unirse con otro elementos.

Se le dio el nombre de química orgánica debido a que estos compuestos se encontraban o solamente podían ser generados por un ser viviente (organismo), luego de muchos estudios se pudieron obtener algunos de estos compuesto a través de reacciones químicas de compuesto inorgánicos (síntesis).

Los compuestos orgánicos están formados por moléculas en las cuales se presentan átomos de Carbono (C), e Hidrógeno (H), pudiendo estar presentes átomos de oxígeno (O), nitrógeno (N) y halógenos (F, Cl, Br, I) y en menor cantidad de compuestos azufre (S), fósforo (P) y otros elementos.

Los compuestos orgánicos se dividen según propiedades semejantes. Estas propiedades dependen de los elementos que forman la sustancias y de la forma en que se encuentre unidos.

Aprenderemos a nombrarlos, a ver como varían propiedades como el punto de fusión o ebullición y algunos temas más que nos van a servir como base para próximas químicas que verán más adelante.

### Grupos funcionales :

Sustancias formadas por Carbono (C) e Hidrógeno (H) :

Los compuestos que solamente están formados por carbono e hidrógeno reciben el nombre de hidrocarburos :


A los compuesto en donde todos los carbonos que lo forman están unidos con uniones covalentes simples se los conoce con el nombre de **alcanos** .

A los compuesto en donde por lo menos dos carbonos (una unión) que lo forman están unidos con uniones covalentes dobles se los conoce con el nombre de **alquenos** .

A los compuesto en donde por lo menos dos carbonos (una unión) que lo forman están unidos con uniones covalentes triples se los conoce con el nombre de **alquinos** .

A los compuesto en donde se forma un ciclo (cadena cerrada) en donde los átomos que lo forman están unidos con uniones covalentes dobles se los conoce con el nombre de **aromáticos** .

Ejemplos :

| Alcano  | Alqueno                         | Alquino                                   | Aromático   |
|---|---------------------------------|---|---|
| $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$ | $\text{CH}_3\text{-}$  |
| Butano  | 2-Buteno                        | 2-Butino                                  | Tolueno   |

La mayoría de los nombres de los compuestos orgánicos se pueden dividir en raíz y terminación.

La raíz del nombre está determinada por la cantidad de átomos de carbono que hay en la cadena más extensa.

La terminación depende de los grupos funcionales que se presentan en el compuesto.

También se presentan sustituyentes donde su nombre se forma con la raíz y la terminación -il. Se debe indicar la posición donde está unido el sustituyente.

Raíz :

|                    |                      |                      |
|--------------------|----------------------|----------------------|
| 1 Carbono : Met-   | 2 Carbonos : Et-     | 3 Carbonos : Prop-   |
| 4 Carbonos : But-  | 5 Carbonos : Pent-   | 6 Carbonos : Hex-    |
| 7 Carbonos : Hept- | 8 Carbonos : Oct-    | 9 Carbonos : Non-    |
| 10 Carbonos : Dec- | 11 Carbonos : Undec- | 12 Carbonos : Dodec- |

Para los **Alcanos** la terminación es **-ano**, para los **Alquenos** es **-eno** y para los **Alquinos** es **-ino**. Algunos presentan nombres tradicionales que vienen del lugar donde se obtuvieron originalmente, éste es el caso de la mayoría de los compuestos **Aromáticos**.

Para los **Alquenos** y **Alquinos** se coloca un **número delante del nombre** separado de éste con un guión indicando la **posición del doble o triple** enlace respectivamente.

Sustancias formadas por Carbono (C) e Hidrógeno (H) y un átomo de oxígeno (O):

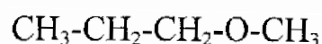
Estas sustancias se presentan en cuatro grupos :

Cuando el oxígeno (O) está unido en unión simple con el carbono :

**Alcoholes : C-OH** terminación : **-ol**

**Éteres : C-O-C** las dos cadenas carbonadas como sustituyentes seguidos de la palabra éter.

Ejemplo : Alcohol Éter



n-Butanol

Propil metil éter

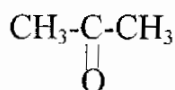
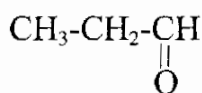
Cuando el oxígeno (O) está unido en unión doble con el carbono :

**Aldehídos : HC=O** terminación : **-al**

**Cetonas : C-C(=O)-C** terminación : **-ona**

Ejemplo : Aldehído

Cetona



Propanal

Propanona

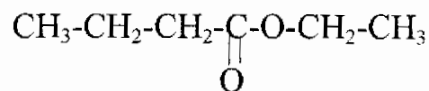
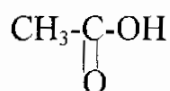
Sustancias formadas por Carbono (C) e Hidrógeno (H) y dos átomos de oxígeno (O):

Estas sustancias se presentan en dos grupos :

**Ácidos Carboxílicos : O=C-OH** terminación : **-oico** precedido por la palabra ácido

**Ésteres : O=C-O-C** la cadena donde el oxígeno está unido con **doble enlace con terminación: -ato** luego la palabra "de", la otra cadena con terminación: **-ilo**.

Ejemplo : Ácido Carboxílico Éster



Ácido etanoico o Ácido Acético

Butanato de etilo

Sustancias formadas por Carbono (C) e Hidrógeno (H) y dos átomos de oxígeno (O):

**Aminas : C-NH<sub>2</sub> o C-NH-C o C-N(C)-C** las cadenas como sustituyentes y luego la terminación : **-amina**

Ejemplo : Amina



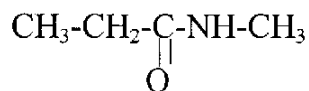
Dimetilamina

Sustancias formadas por Carbono (C) e Hidrógeno (H), un átomo de oxígeno (O) y uno de nitrógeno (N):

**Amidas : O=C-NH<sub>2</sub> terminación : -amida**

Si el nitrógeno está sustituido se coloca primero los sustituyentes del nitrógeno con la letra N- delante.

Ejemplo : **Amida**



N-metil Propamida

### Sustancias multifuncionales :

Si se presentan varios grupos funcionales, se coloca el más importante como terminación y los demás como sustituyentes en orden alfabético.

Orden de prevalencia :

**Ácido Carboxílico**

**Aldehído**

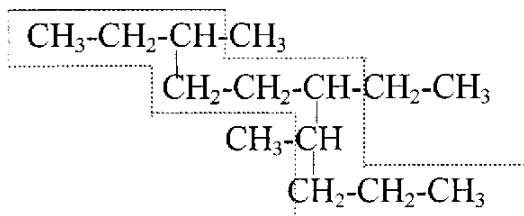
**Cetona**

**Alcohol - Amina**

**Hidrocarburo (Aromático-Alquino-Alqueno-Alcano)**

Para determinar el nombre del compuesto hay que ver cual es la cadena de carbonos que contenga al o a los grupos funciones del compuesto.

Ejemplo :



Como la cadena más larga tiene 10 átomos de carbono el compuesto será un **decano** sustituido.

Si se encuentran dos cadena de igual longitud, se elegirá la que se encuentre más ramificada (mayor cantidad de sustituyentes).

Se numeraran los átomos de carbono de tal forma que sea lo menor posible el número de posición de cada uno de los sustituyentes.

Es este caso deberíamos empezar a numerar desde el carbono superior, de esta formar el primer sustituyente se encontraría unido en la posición 3. Si empezáramos por el carbono inferior, el primer sustituyente se encontraría unido en la posición 4.

Éste ejemplo se llamaría entonces :

**6-etilo 3,7-metil decano**

En el tema de nomenclatura de compuestos orgánicos hay que tener muchas cosas en cuenta, los sustituyentes, el orden de importancia de los sustituyentes, la cadena más larga, los nombres tradicionales, etc.

Los nombres tradicionales son muy importantes en los compuestos aromáticos y en otros compuestos como el acetileno, el ácido acético, etc.

## Isomería

Los compuestos orgánicos tienen la particularidad que con la misma fórmula molecular se pueden presentar varias sustancias distintas de características muy diferentes.

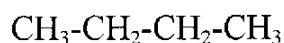
Las sustancias que tienen la misma fórmula molecular pero que tienen propiedades diferentes se llaman isómeros.

Existen dos clases de isomerías:

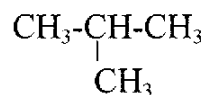
- Plana o de estructura : Éste tipo de isomería se debe a la forma en que están unidos los átomos en la molécula. O sea que átomo está unido a que átomo. Son sustancias muy diferentes unas de otras. Se dividen en tres grupos :

- De cadena : la cadena carbonada no es igual, por ejemplo uno de los carbonos de la cadena más larga se coloca como una ramificación (sustituyente).

Ejemplo : Ambos :  $C_4H_{10}$



Butano



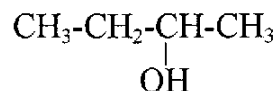
2 metil Propano

- De posición : la ubicación del grupo funcional o del enlace múltiple C-C se encuentra en una posición diferente.

Ejemplo : Ambos :  $C_4H_{10}O$



n-Butanol



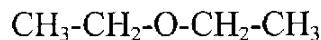
2- Butanol

- De función : el grupo funcional que se encuentra en cada sustancia es diferente.

Ejemplo : Ambos :  $C_4H_{10}O$



n-Butanol

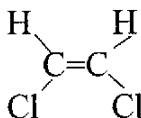


Dietyl éter

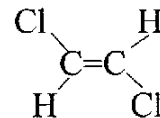
- Espacial o estereoisomería : Éste tipo de isomería se debe a la posición de los átomos en el espacio, no en la posición en que están unidos los átomos.

- Configuracional : (Estereoisómeros geométricos) La ubicación de los átomos en el espacio es diferente debido a la imposibilidad de rotación sobre el enlace. Se presenta en compuestos con dobles enlaces o compuesto cíclicos.

Ejemplo :



cis-1,2 dicloro eteno



trans-1,2 dicloro eteno

- Conformacional : (Estereoisómeros ópticos) La ubicación de los átomos en el espacio es diferente produciendo como variación es sus propiedades la de desviar la luz en diferente ángulo.

Estos no los vamos a estudiar en esta materia, sino que serán estudiados en posteriores químicas orgánicas.

## Comparación de propiedades

Las propiedades que vamos a comparar son : los puntos de fusión y ebullición y la solubilidad en agua de compuesto orgánicos.

Éstas propiedades están relacionadas entre sí y con los enlace que se presentan en la sustancia. (Lo que vamos a considerar son : la masa molecular, si la sustancia es polar o no polar, cuan polar es, y si tiene o no la posibilidad de formar puentes de hidrógenos).

Para ello hay que realizar la fórmula estructural (Desarrollo de la fórmula molecular) y observar la presencia de átomos de oxígeno o nitrógeno , etc. (átomos que no sea ni carbono ni hidrógeno).

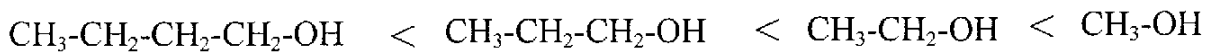
Las uniones Carbono-Hidrógeno (C-H) son casi no polares, en cambio las uniones Oxígeno-Carbono (O-C) u Oxígeno-Hidrógeno (O-H) son muy polares, lo mismo que las uniones Nitrógeno-Carbono (N-C) y Nitrógeno-Hidrógeno (N-H) y las uniones Halógeno-Carbono (X-C) (con X = F, Cl, Br e I) también.

### Comparación de sustancias con el mismo grupo funcional

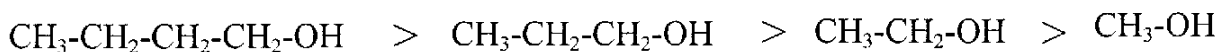
Si hay una unión polar como (C-O, C-N, C-X), la polaridad de la sustancia dependerá de la cantidad de átomos de carbono que tenga la sustancia. A mayor cantidad de átomos de carbono menor será la polaridad.

Ejemplo :

### Polaridad



### Masa Molecular



Para determinar la solubilidad tengo que considerar la polaridad de la sustancia. Por lo tanta a mayor polaridad, mayor será la solubilidad en agua (siempre con el mismo grupo funcional).

Para el punto de ebullición y de fusión tengo que tomar en cuenta la masa molecular, a mayor masa molecular, mayor es el punto de fusión y ebullición (siempre con el mismo grupo funcional).

### Comparación de sustancias con distintos grupos funcionales

Para sustancias que tengan distintos grupos funcionales, la comparación se realiza teniendo en cuenta la fuerzas intermoleculares de la sustancia.

Si la masa molecular es similar :

1) Si la sustancia tiene posibilidad de tener una fuerza intermolecular de puente de hidrógeno. H-O (alcohol, ácido) o H-N (amina 1º o 2º, amida).

2) Si la sustancia tiene posibilidad de tener una fuerza intermolecular dipolo-dipolo o dipolo permanente. C-O-C (éter) , C=O (cetona, aldchído) o O=C-O-C (éster).

3) Si la sustancia tiene posibilidad de tener una fuerza intermolecular dipolo transitorio o London. Hidrocarburos.

Las solubilidad en agua de las sustancias del grupo 1) será la mayor, seguida de las sustancias del grupo 2) y luego las sustancias del grupo 3).

Los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias del grupo 1) serán los mayores, seguidos de las sustancias del grupo 2) y luego las sustancias del grupo 3).

Si se analiza la solubilidad en solventes no polares la conclusión es la inversa de la encontrada en la solubilidad en agua.



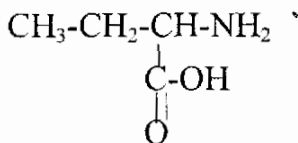
## Compuestos polifuncionales y polímeros

Los compuestos polifuncionales son aquellos que tienen varios grupos funcionales en una molécula. Los grupos funcionales pueden ser iguales o diferentes.

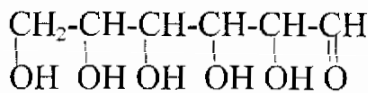
Estos compuestos tienen propiedades acorde a los grupos funcionales que tienen, pero algunas veces algunas propiedades de algunos de los grupos funcionales se ven afectadas por la presencia de los otros.

Entre los compuestos polifuncionales se encuentran gran cantidad de sustancias muy importantes para la vida, como los aminoácidos (grupos amino y ácido carboxílico al mismo tiempo), los hidratos de carbono (varios grupos alcoholes y grupos aldehído o cetona), muchos medicamentos y otras sustancias).

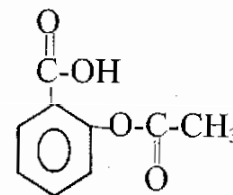
Ejemplos :



aminoácido



Hidrato de carbono



Ácido Acetil Salicílico  
(Aspirina)

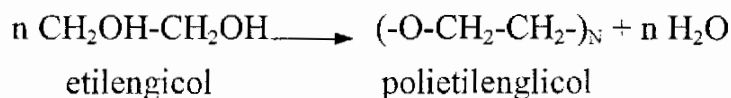
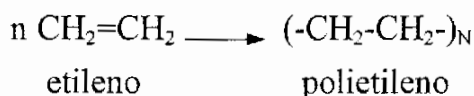
Los polímeros son compuestos que se originan de una sustancia sencilla (monómero) que por medio de una reacción química se unen varias de estas moléculas y forman una gran molécula (polímero).

Pueden generarse de sustancias que tengan un doble enlace C-C o de sustancias polifuncionales.

Pueden generarse polímeros donde se parta de más de una sustancia, se los conoce como copolímeros.

Las propiedades de los polímeros son muy diferentes a las de los monómeros que lo originan.

Ejemplos :



En los apéndices se podrán encontrar problemas resueltos y otros para ser resueltos por los alumnos, en donde los numéricos se encuentran con la solución.

Ante una duda teórica o práctica recomendamos consultar con la bibliografía indicada por los docentes de la materia.

## COMPUESTOS DE INTERÉS BIOLÓGICO

Dentro de este grupo de compuestos consideremos a las sustancias necesarias y de gran actividad biológica, enzimática u hormonal, esenciales para la vida de los organismos vivos. Algunos de estos compuestos son los lípidos, las proteínas y los aminoácidos, los carbohidratos o hidratos de carbono y los ácidos nucleicos.

### LÍPIDOS

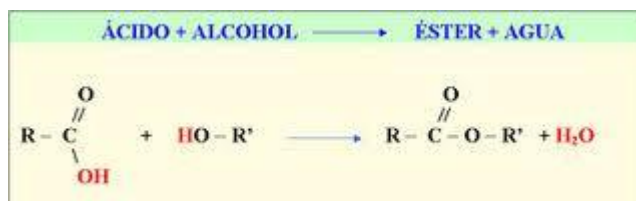
Los lípidos son un conjunto de moléculas orgánicas (la mayoría biomoléculas), que están constituidas principalmente por carbono e hidrógeno y en menor medida por oxígeno. También pueden contener fósforo, azufre y nitrógeno.

Debido a su estructura, son moléculas hidrófobas (insolubles en agua), pero son solubles en disolventes orgánicos no polares como la bencina, el benceno y el cloroformo lo que permite su extracción mediante este tipo de disolventes. A los lípidos se les llama incorrectamente grasas, ya que las grasas son solo un tipo de lípidos procedentes de animales y son los más ampliamente distribuidos en la naturaleza.

Los lípidos cumplen funciones diversas en los organismos vivientes, entre ellas la de reserva energética (como los triglicéridos), estructural (como los fosfolípidos de las bicapas) y reguladora (como las hormonas esteroides).

Los triglicéridos son ésteres de ácidos grasos y el glicerol.

Usualmente los ésteres se preparan en el laboratorio a partir de un ácido carboxílico y un alcohol. El ácido carboxílico es el que “ofrece” el carbonilo necesario para el éster y, por lo tanto, pasa a formar la cadena que lleva la terminación “...ATO”. El alcohol en cambio pasa a formar la cadena “...ILO”. Con el OH del ácido carboxílico y el H del grupo alcohol se forma (“condensa”) una molécula de agua:



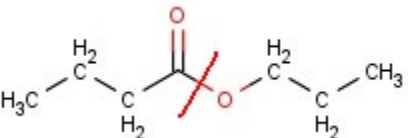
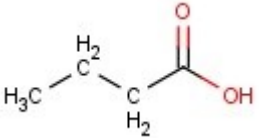
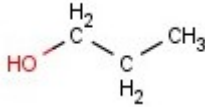
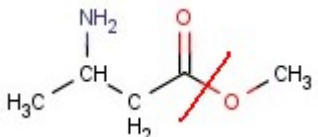
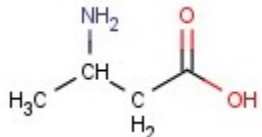
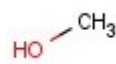
Dependiendo de que ácido carboxílico y que alcohol reacciona se pueden obtener distintos ésteres:

De manera inversa, a partir de cualquier éster podemos llegar a identificar el ácido carboxílico y el alcohol del cual deriva. El “corte” para identificarlos debe hacerse entre el C del carbonilo y el O de la cadena “ILO”:



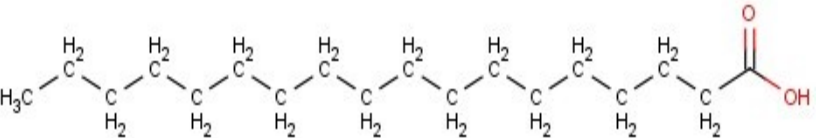
Luego de cortar se debe agregar el OH faltante a la cadena del carbonilo (la cadena "ATO") para poder recuperar el ácido carboxílico del cual derivó el éster y debe agregarse un H a la cadena "ILO" para recuperar el alcohol.

Algunos ejemplos:

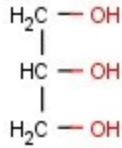
|  |  |   |
|--|--|---|
|  <p>butanoato de propilo</p>        |  <p>ácido butanoico</p>         |  <p>propanol</p> |
|  <p>3-aminobutanoato de metilo</p> |  <p>ácido 3-aminobutanoico</p> |  <p>metanol</p> |

Retrosíntesis de ésteres

Dentro de los compuestos de interés biológico la unión éster aparece en la forma en que se almacenan los ácidos grasos al formar los triglicéridos: los ácidos grasos son ácidos carboxílicos que presentan cadenas muy largas de carbonos. En los triglicéridos dichos ácidos grasos forman ésteres con el 1,2,3-propanotriol:

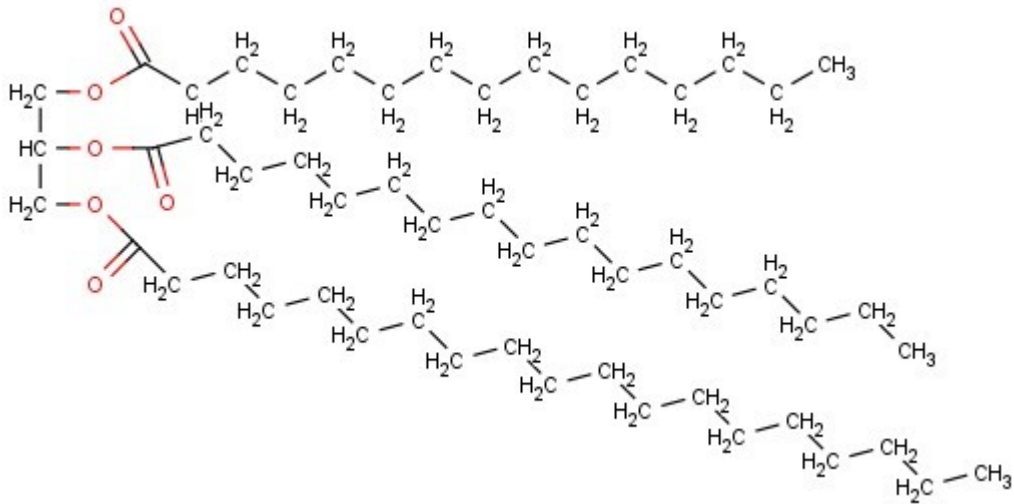
|  |  |
|--|--|
|  | <p>"ácido octadecanoico"</p> <p><b>ácido estereárico</b></p> <p>Usado en velas. De origen animal y vegetal (hidrogenado)</p> |
|--|--|

Ejemplo de ácido graso



1,2,3-propanotriol (llamado comúnmente "glicerol")

Por ejemplo puede formarse el siguiente triglicérido:



En este caso el triglicérido almacena tres ácidos grasos de 15C, 17C y 19C.

## PROTEÍNAS Y AMINOÁCIDOS

Las proteínas son necesarias para la vida, sobre todo por su función plástica (constituyen el 80 % del protoplasma deshidratado de toda célula), pero también por sus funciones biorreguladoras (forman parte de las enzimas) y de defensa (los anticuerpos son proteínas).

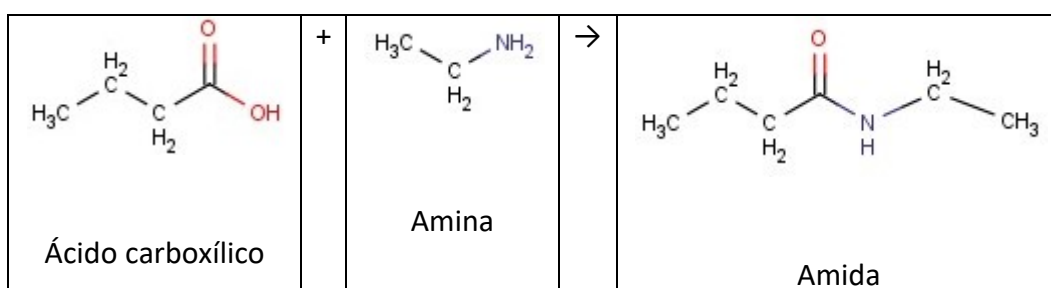
Las proteínas desempeñan un papel fundamental para la vida y son las biomoléculas más versátiles y diversas. Son imprescindibles para el crecimiento del organismo y realizan una enorme cantidad de funciones diferentes, entre las que destacan:

- Estructural. Esta es la función más importante de una proteína (Ej.: colágeno)
- Contráctil (actina y miosina)
- Enzimática (Ej.: sacarasa y pepsina)
- Homeostática: colaboran en el mantenimiento del pH (ya que actúan como un tampón químico)
- Inmunológica (anticuerpos)
- Producción de costras (Ej.: fibrina)
- Protectora o defensiva (Ej.: trombina y fibrinógeno)
- Transducción de señales (Ej.: rodopsina).

Las proteínas están formadas por aminoácidos. Las proteínas de todos los seres vivos están determinadas mayoritariamente por su genética (con excepción de algunos péptidos antimicrobianos de síntesis no ribosomal), es decir, la información genética determina en gran medida qué proteínas tiene una célula, un tejido y un organismo.

Las proteínas se sintetizan dependiendo de cómo se encuentren regulados los genes que las codifican. Por lo tanto, son susceptibles a señales o factores externos. El conjunto de las proteínas expresadas en una circunstancia determinada es denominado proteoma.

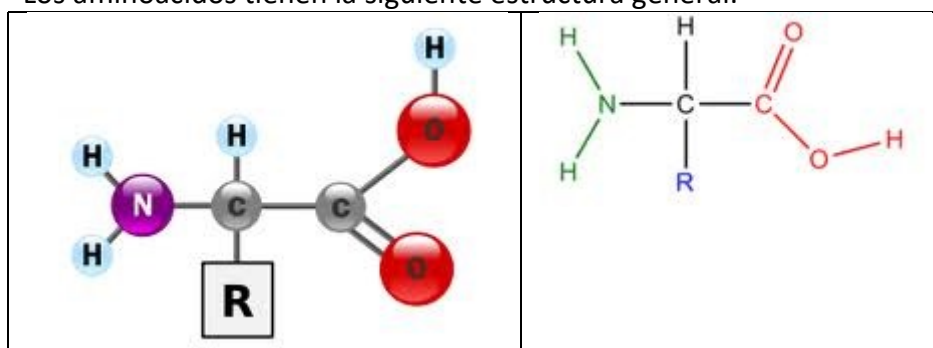
Al igual que en los triglicéridos vistos antes, es ver de qué manera se obtienen amidas o péptidos a partir de compuestos más simples. En líneas generales:



En este ejemplo en particular estamos uniendo ácido butanoico + etil amina y se obtiene *N*-etilbutanamida. El OH del ácido carboxílico y uno de los H de la amina forman una molécula de H<sub>2</sub>O.

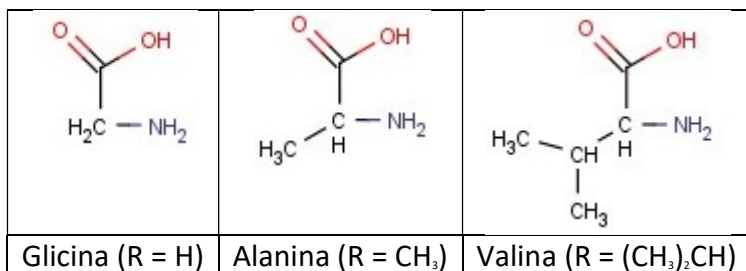
Este tipo de enlace aparece en la unión de los aminoácidos que forman las proteínas. Las proteínas son estructuras tridimensionales enormes formadas por la unión de cientos de **aminoácidos**. Esos aminoácidos se unen justamente por medio de la formación de una amida (llamado comúnmente “enlace peptídico”).

Los aminoácidos tienen la siguiente estructura general:



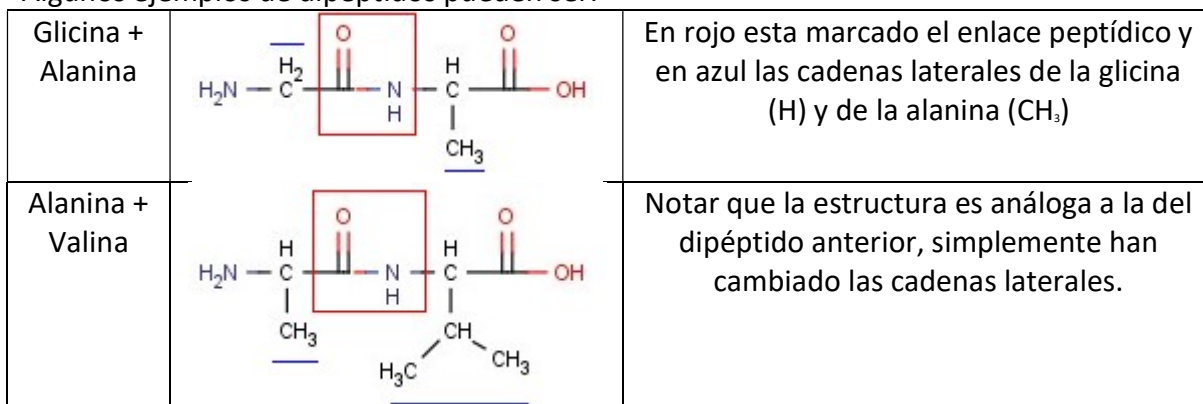
En todos ellos tenemos un grupo amino en el carbono 2 respecto al carbono del grupo ácido.

En particular los diferentes aminoácidos que se encuentran en la naturaleza se diferencian por la cadena R. Algunos ejemplos son:

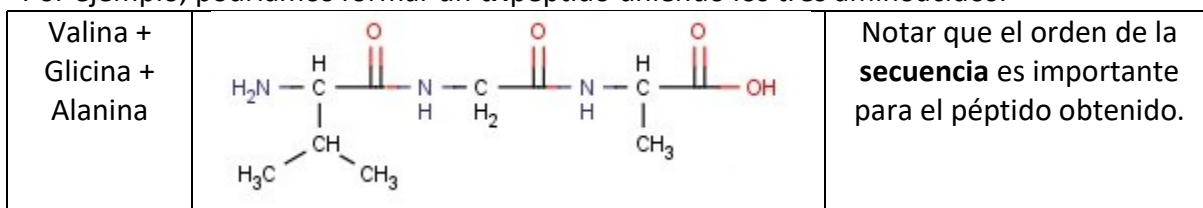


Los aminoácidos al combinarse por medio de un enlace peptídico (formación de una amida) pueden ir formando dipéptidos (2 aminoácidos), tripéptidos (3 aminoácidos), tetrapéptidos (4 aminoácidos), etc. En la unión peptídica el aminoácido que se escribe sobre la izquierda “pierde” el OH de su grupo ácido y el aminoácido de la derecha uno de los H de su grupo amino. La unión amida se forma entre dicho grupo ácido y amino quedando libre el grupo amino del aminoácido de la izquierda y el grupo ácido del aminoácido de la derecha.

Algunos ejemplos de dipéptidos pueden ser:



Con los grupos amino o ácidos libres pueden ir uniéndose más aminoácidos a la “cadena”. Por ejemplo, podríamos formar un **tripéptido** uniendo los tres aminoácidos:



Tenemos en este ítem un dipéptido (Alanina + Glicina). Veamos los aminoácidos que lo forman:

|   |   |   |
|---|---|---|
| $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{N} - \text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{OH} \\   \qquad \qquad \qquad   \qquad \qquad \qquad   \\ \text{H} \qquad \qquad \qquad \text{H} \qquad \qquad \qquad \text{H}_2 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{OH} \\   \\ \text{H} \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{OH} \\   \\ \text{H}_2 \end{array}$ |
| Alanina + Glicina   | Ácido 2-amino propanoico (Alanina)  | Ácido 2-aminoetanoico (Glicina)   |

Podemos formular un tripéptido a partir de ácido 2-aminopropanoico (alanina):

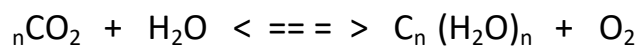
|                             |   |
|-----------------------------|---|
| Alanina + Alanina + Alanina | $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N} - \text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{N} - \text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{N} - \text{C} - \text{C}(=\text{O}) - \text{OH} \\   \qquad \qquad \qquad   \qquad \qquad \qquad   \qquad \qquad \qquad   \\ \text{H} \qquad \qquad \qquad \text{H} \qquad \qquad \qquad \text{H} \qquad \qquad \qquad \text{H} \\   \qquad \qquad \qquad   \qquad \qquad \qquad   \qquad \qquad \qquad   \\ \text{CH}_3 \qquad \qquad \text{CH}_3 \qquad \qquad \text{CH}_3 \end{array}$ |
|-----------------------------|---|

### LOS CARBOHIDRATOS o HIDRATOS DE CARBONO

Los carbohidratos, hidratos de carbono o glúcidos, en general, comprenden los azúcares. Son compuestos orgánicos formados por carbono, hidrógeno y oxígeno; en algunos casos intervienen también el azufre y el nitrógeno.

Constituyen un grupo de compuestos orgánicos típicos, formados en los vegetales mediante una aparente sencilla reacción de fotosíntesis entre el anhídrido carbónico, el agua y la acción de la luz, originando uno de los azúcares sencillos y más importantes en la vida del ser vivo, la glucosa. Esta estructura es fuente de otros hidratos de carbono más complejos. El proceso de la fotosíntesis se representa con la siguiente reacción y condiciones

Energía/luz

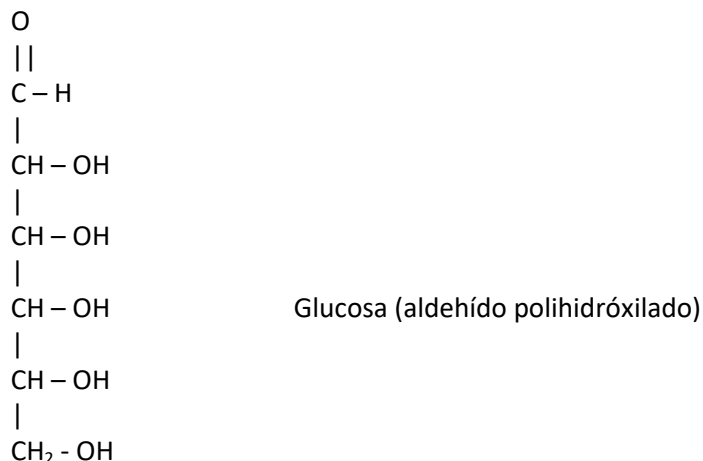


plantas

El nombre de carbohidratos proviene del hecho de que los azúcares contienen en su estructura una cantidad igual de hidrógenos y de OH<sup>-</sup> tal que forman un determinado número de moléculas de agua, de ahí el nombre de “hidratos de carbono”. En el ejemplo de la glucosa de fórmula

C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> o C<sub>6</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>, se encuentran seis moléculas de H<sub>2</sub>O. La arabinosa, otro azúcar sencillo de fórmula C<sub>5</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>5</sub> posee cinco moléculas de agua. La celulosa y el almidón son compuestos complejos constituidos por gran número de moléculas sencillas de glucosa ligadas entre sí. En el

caso de la sacarosa o azúcar de caña es un carbohidrato formado por dos estructuras sencillas y ligadas entre sí, la (+) glucosa y la fructosa.



Los hidratos de carbono constituyen la primera reserva y transporte de energía en nuestro organismo. Típicamente son incorporados en la dieta o almacenados en nuestro organismo en forma de polisacáridos como el almidón o el glicógeno. Los polisacáridos son estructuras extremadamente extendidas que incorporan cientos de "ladrillos" llamados monosacáridos (glucosa, galactosa, maltosa, etc).

Químicamente estos ladrillos/monosacáridos tienen dos tipos de estructuras: polihidroxi-aldehídos o polihidroxi-cetonas. Las cadenas principales tienen comúnmente 5 o 6 carbonos presentando en varios de esos carbonos grupos alcoholes:

|   |                          |
|---|--------------------------|
| HOCH <sub>2</sub> CH(OH)CH(OH)CH(OH)CH(OH)CHO |                          |
| Formula condensada                            | Formula semidesarrollada |

Una definición más general de carbohidratos y que indica la composición grupal de estos azúcares, es que son compuestos polihidroxi-aldehídos o polihidroxi-cetonas sencillos o complejos (di o polisacáridos) que al ser hidroxilados en medio ácido generalmente dan azúcares sencillos o monosacáridos. Un monosacárido es un azúcar de estructura sencilla, aldehído o cetona, que no se puede hidrolizar. Un carbohidrato di o polisacárido está constituido por dos o más monosacáridos diferentes o idénticos, es decir, se pueden hidrolizar.

En consecuencia los carbohidratos se pueden clasificar, según la tabla 1.1.

TABLA 1.1 CLASIFICACION DE LOS CARBOHIDRATOS



| <i>Carbohidratos general</i> | <i>No. de carbonos</i>                               | <i>Ejemplos</i>  | <i>Funciones</i>   | <i>Nombre</i> |
|------------------------------|--|--|--------------------|---------------|
| Monosacáridos                | variable de 3 a 6                                    | Pentosas (C <sub>5</sub> )                                   | polihidroaldehídos | Aldosas       |
|                              |  | Hexosas (C <sub>6</sub> )                                    | polihidroxicetonas | Cetosas       |
| Oligosacáridos               | unión de varias moléculas de monosacáridos           | Disacáridos<br>Trisacáridos<br>unión de 4 a 10 monosacáridos |                    |               |
| Polisacáridos                | son azúcares de Más de 10 moléculas De monosacáridos |  |                    |               |

La sacarosa (azúcar de mesa), la maltosa (azúcar de malta) y la lactosa (azúcar de leche) son los miembros más importantes del grupo de los disacáridos. Como el nombre lo indica, cada molécula de estos azúcares está compuesta de dos unidades de monosacáridos. Estos están unidos por medio de enlaces que resultan de la eliminación de una molécula de agua.

Una molécula de lactosa es el resultado de la unión de dos hexosas: glucosa y galactosa

La sacarosa es más dulce que la glucosa, pero menos que la fructosa. Asignándole un valor de 100 a la sacarosa, el poder edulcorante comparativo de los azúcares comunes es:

|         |    |                  |     |
|---------|----|------------------|-----|
| Lactosa | 16 | sacarosa         | 100 |
| Maltosa | 33 | azúcar invertida | 130 |
| Glucosa | 74 | fructosa         | 173 |

Se conocen varios compuestos sintéticos que, no siendo carbohidratos, son considerablemente más dulces que la sacarosa. Sin embargo, la mayor parte de ellos tiene efectos biológicos adversos y no se usan en alimentos. La sacarina, es quizá el edulcorante sintético más conocido, y es unas 300 veces más dulce que la sacarosa. No tiene valor alimenticio y se usa para alimentos y bebidas de bajo contenido de calorías.

Tal como su nombre lo indica, los polisacáridos son moléculas que están constituidas por muchas unidades de monosacáridos. Si éstas son azúcares pentosas, el polisacárido es una pentosa, (C<sub>5</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>)<sub>n</sub>. Las pentosanas constituyen una parte importante de las mazorcas del maíz, de las vainas de la avena y de otros tejidos leñosos de las plantas. Si la unidad de monosacárido es una azúcar hexosa, el polisacárido es una hexosana (C<sub>6</sub>H<sub>10</sub>O<sub>4</sub>)<sub>n</sub>.

Entre los polisacáridos de hexosanas, el tipo más abundante es el que está formado por glucosa. El almidón y la celulosa están en este grupo. La determinación del peso molecular muestra que las moléculas de almidón contienen de 200 a 3000 unidades de glucosa cada una. El peso molecular de la celulosa es más difícil de obtener. Sin embargo, las estimaciones indican que el número de unidades de glucosa por molécula es del orden de varios miles.

## ÁCIDOS NUCLEICOS

Los ácidos nucleicos son grandes polímeros formados por la repetición de monómeros denominados nucleótidos, unidos mediante enlaces fosfodiéster. Se forman largas cadenas; algunas moléculas de ácidos nucleicos llegan a alcanzar tamaños gigantescos, de millones de nucleótidos encadenados. Existen dos tipos básicos, el ADN y el ARN

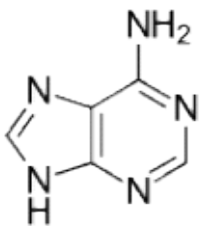
Todos los organismos poseen estas biomoléculas que dirigen y controlan la síntesis de sus proteínas, proporcionando la información que determina su especificidad y características biológicas, ya que contienen las instrucciones necesarias para realizar los procesos vitales y son las responsables de todas las funciones básicas en el organismo.

Las Bases Nitrogenadas son las que contienen la información genética, éstas presenta una estructura cíclica que contiene carbono, nitrógeno, hidrógeno y oxígeno. Se dividen en dos tipos:

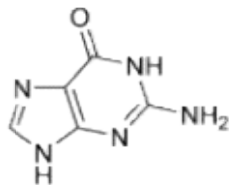
- Purinas, que son derivadas de la purina (dos anillos).
- Pirimidinas, derivadas del anillo de la pirimidina (un anillo).

La presencia de los átomos de nitrógeno le da un carácter básico a estos compuestos. Son aromáticas y por lo tanto son planas, también son insolubles en agua y pueden establecer interacciones hidrofóbicas entre ellas; estas interacciones sirven para estabilizar la estructura tridimensional de los ácidos nucleicos.<sup>4</sup> La existencia de distintos radicales hace que puedan aparecer varias bases nitrogenadas, las cuales son:

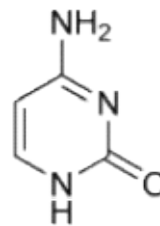
- Adenina, presente en ADN y ARN
- Guanina, presente en ADN y ARN
- Citosina, presente en ADN y ARN
- Timina, presente exclusivamente en el ADN
- Uracilo, presente exclusivamente en el ARN



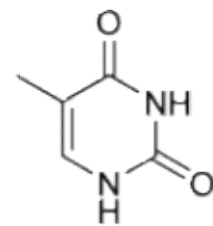
adenina



guanina

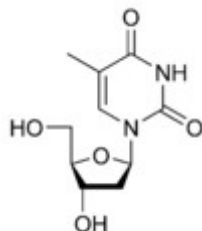


citosina



timina.

Un nucleósido es una unidad conformada por una pentosa (ribosa o desoxirribosa) unida a una base nitrogenada. La unión se realiza mediante un enlace *N*-glucosídico, con configuración beta ( $\beta$ ), el cual es una variante del enlace glucosídico, que se forma cuando un hemiacetal intramolecular reacciona con una amina, en lugar de hacerlo con un alcohol, liberándose una molécula de agua.



Un ejemplo de nucleósido es la timidina.

guía  
de ejercicios  
Química

# GUÍA DE EJERCICIOS

Antes de comenzar la realización de los ejercicios numéricos es conveniente haber adquirido los conocimientos básicos para poder realizarlos.

Para evaluar si han adquirido esos conocimientos conteste la siguiente guía de estudio.

- ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia?
  - Definir: cambios de estado de la materia, punto de ebullición normal y punto de fusión normal.
  - Definir: sistema homogéneo, sistema heterogéneo, propiedad intensiva y propiedad extensiva.
  - ¿Qué se entiende por composición centesimal?
  - ¿Cuál es la diferencia entre sustancia simple y sustancia compuesta? ¿Cuál es la diferencia entre sustancia y solución?
1. Una sustancia funde a  $-38\text{ }^{\circ}\text{C}$  y su punto de ebullición normal es  $137\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Se necesita realiza una experiencia con esa sustancia en estado líquido. ¿A cuáles temperatura se podrá realizar dicha experiencia?  
a)  $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$  b)  $130\text{ }^{\circ}\text{C}$  c)  $140\text{ }^{\circ}\text{C}$  d)  $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$
  2. Una muestra de alcohol tiene una densidad de  $0,82\text{ g/cm}^3$ . Determinar la masa correspondiente a  $0,055\text{ L}$  de alcohol.
  3. Una solución acuosa cuya masa es  $250\text{ g}$ , contiene  $5,00\%$  de azúcar y  $12,2\%$  de sal. Calcular la masa de azúcar, sal y agua presentes en la solución.
  4. Calcular la composición centesimal de un sistema formado por  $15,0\text{ g}$  de agua,  $10,0\text{ g}$  de arena,  $25,0\text{ g}$  de tiza  $32,0\text{ g}$  de limaduras de hierro.
  5. Indicar cuáles de los siguientes sistemas son soluciones, cuáles son sustancias simples y cuáles sustancias compuestas.  
a) Agua salada

- b) Agua y etanol ( $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ )
- c) Mercurio (Hg)
- d) Óxido de plata ( $\text{Ag}_2\text{O}$ )
- e) Bromo líquido ( $\text{Br}_2$  (l))
- f) Vino filtrado

6. ¿Cuántos átomos tienen las moléculas siguientes? a)  $\text{P}_2\text{O}_3$ , b)  $\text{NH}_3$  c)  $\text{CH}_4$  d)  $\text{CO}_2$  e)  $\text{H}_3\text{PO}_4$

#### GUÍA DE ESTUDIO

- ¿Cuáles son las partículas que componen un átomo? Indicar cuál o cuáles de ellas determinan las propiedades químicas de un elemento.
  - Especificar para cada partícula subatómica, su carga y masa.
  - ¿En qué región del átomo se encuentra su masa?
  - Definir número atómico y número másico. ¿Cómo se simbolizan?
  - ¿Qué es un ión?
  - ¿Qué es una configuración electrónica?
  - ¿Qué es un grupo en la tabla periódica? ¿Con qué está relacionado?
  - ¿Qué es un período en la tabla periódica? ¿Con qué está relacionado?
  - ¿Qué es la electronegatividad?
  - Describir los enlaces metálicos, iónicos, covalente (polares o no polares).
  - ¿En qué se basa la regla del octeto?
7. Detallar para cada uno de los nucleidos siguientes: número de protones, número de neutrones y número de electrones.
- a)  $^{35}_{17}\text{Cl}$
  - b)  $^{24}_{12}\text{Mg}$
  - c)  $^{112}_{50}\text{Sn}$
8. Completar el siguiente cuadro, utilizando la tabla periódica en los casos donde no esté el símbolo de elemento.

| Símbolo                    | Carga | Z  | A   | N° protones | N° neutrones | N° electrones |
|----------------------------|-------|----|-----|-------------|--------------|---------------|
| $^{64}_{30}\text{Zn}$      | 0     | 30 | 64  | 30          | 34           | 30            |
|                            | 0     |    |     | 82          | 126          |               |
| $^{59}_{27}\text{Co}^{3+}$ |       |    |     |             |              |               |
|                            | 4+    |    | 118 | 50          |              |               |
|                            | 2+    |    | 132 |             |              | 54            |

9. Dadas las abundancias isotópicas naturales y las masas atómicas de cada isótopo, calcular las masas atómicas promedio, expresadas en unidades de masa atómica.
- ${}^6_3\text{Li}$  (7,42 % y 6,015 u);  ${}^7_3\text{Li}$  (92,58 % y 7,016 u)
  - ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  (75,53 % y 34,97 u);  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  (24,47 % y 36,97 u)
10. Buscar en la tabla periódica, el número atómico y la masa atómica promedio (masa atómica relativa) de los siguientes elementos.
- Oxígeno
  - Sodio
  - Cloro
  - Carbono
  - Magnesio
  - Iodo
11. Escribir la configuración electrónica (CE) de los átomos de los elementos siguientes: Al, K, As, Na, Br, Pb y Cu
12. Identificar con sus respectivos símbolos los elementos cuyos átomos tienen las configuraciones electrónicas (CE) siguientes:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
  - $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
  - $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
  - $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$
13. Escribir la configuración electrónica (CE) de los iones siguientes:
- ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$
  - ${}_{17}\text{Cl}^-$
  - ${}_{8}\text{O}^{2-}$
  - ${}_{11}\text{Na}^+$
  - ${}_{16}\text{S}^{2-}$
  - ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$
  - ${}_{9}\text{F}^-$
- ¿Cuáles iones son isoelectrónicos (igual número de electrones)?
14. Escribir las configuraciones electrónicas externas (CEE) de los átomos de los elementos siguientes: K, Br, S, Ar, Pb
15. ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas externas (CEE) genéricas de los siguientes grupos?
- Metales alcalinos (IA)
  - Halógenos (VIIA)
  - Metales alcalinos-terreos (IIA)
  - Gases nobles (VIII A)
16. Determinar si los siguientes elementos son representativos, de transición o de transición interna.
- Berilio
  - Carbono
  - Hierro
  - Uranio
  - Fosforo
  - Iodo

¿Cuáles son metales y cuales son no metales?

17. De estos pares de elementos determinar cuál es el que presenta mayor electronegatividad

- a) Sodio y Nitrógeno
- b) Hidrógeno y Oxígeno
- c) Cloro y Carbono
- d) Calcio y Bromo
- e) Oxígeno y Azufre

¿Cuánto vale la diferencia de electronegatividad entre esos átomos?

18. Dibujar las estructura de Lewis las sustancias siguientes:

- a) NaCl
- b) NH<sub>3</sub>
- c) H<sub>2</sub>O
- d) CaF<sub>2</sub>
- e) CO<sub>2</sub>
- f) HNO<sub>3</sub>
- g) Ca(ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

GUÍA DE ESTUDIO

- ¿Qué se entiende por estado de oxidación de un elemento?
- ¿Qué es un óxido? ¿Qué es un hidrácido?
- ¿Qué elementos se encuentran en la fórmula de un oxoácido?
- ¿Cuáles son las características de las reacciones redox?

19. Determinar los estados de oxidación de cada átomo en las sustancias siguientes:

NaH ; NH<sub>3</sub> ; SO<sub>3</sub> ; CaF<sub>2</sub> ; H<sub>2</sub>O ; H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> ; NaNO<sub>3</sub>

20. Completar el siguiente cuadro

| Fórmula                        | Nombre Tradicional | Nombre IUPAC         | Tipo de compuesto |
|--------------------------------|--------------------|----------------------|-------------------|
| NaH                            |                    |                      |                   |
|                                |                    | Óxido de cloro (III) |                   |
|                                | Cloruro férrico    |                      |                   |
| SO <sub>2</sub>                |                    |                      |                   |
|                                |                    | Cloruro de hidrógeno |                   |
|                                | Óxido de calcio    |                      |                   |
| NH <sub>3</sub>                |                    |                      |                   |
|                                |                    | Óxido de Níquel (II) |                   |
|                                | Bromuro cuproso    |                      |                   |
| Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> |                    |                      |                   |

21. Completar en siguiente cuadro

| Fórmula                         | Nombre Tradicional  | Nombre IUPAC              | Tipo de compuesto |
|---------------------------------|---------------------|---------------------------|-------------------|
| HNO <sub>3</sub>                |                     |                           |                   |
|                                 |                     | Hidróxido de Níquel (III) |                   |
|                                 | Hipoclorito férrico |                           |                   |
| Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> |                     |                           |                   |
|                                 |                     | Clorato (V) de hidrógeno  |                   |
|                                 | Hidróxido de calcio |                           |                   |

|                     |                 |                            |  |
|---------------------|-----------------|----------------------------|--|
| Pb(OH) <sub>4</sub> |                 |                            |  |
|                     |                 | Sulfato (VI) de Plomo (II) |  |
|                     | Bromato cúprico |                            |  |
| KClO <sub>3</sub>   |                 |                            |  |
|                     |                 | Iodato (VII) de cromo (II) |  |

22. Determinar si las siguientes reacciones son redox o no.

- $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

23. Balancear por el método del ión-electrón las siguientes reacciones:

- $\text{Zn} + \text{HCl} (\text{aq}) \longrightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{aq}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Mg} \longrightarrow \text{MgO} + \text{Fe}$

#### GUÍA DE ESTUDIO

- ¿Cuál es la unidad de cantidad de sustancias?
- ¿Qué son la masa molar y el volumen molar de una sustancia?
- ¿Cuáles son las variables que determinan el estado de un gas?
- Definir presión parcial de un gas en una mezcla de gases.
- Explicar el significado de los coeficientes estequiométricos.
- Explicar el significado de pureza de una sustancia.
- Explicar el significado de reactivo limitante.
- Explicar el significado de rendimiento de una reacción química.

24. Calcular el número de átomos y la cantidad de átomos en 310 g de las sustancias elementales siguientes:

- Potasio
- Helio
- Mercurio

25. Calcular para cada una de las sustancias siguientes. i) la masa molar. ii) masa de una molécula expresada en g. iii) la cantidad de sustancia en 500 g.

- Tetracloruro de carbono (CCl<sub>4</sub>)
- Amoniaco (NH<sub>3</sub>)
- Ácido Nítrico (HNO<sub>3</sub>)
- Etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH)

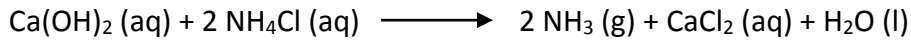
26. Determinar el número de átomos de Hidrógeno en 200 g de las sustancias siguientes:

- Agua (H<sub>2</sub>O)
- Etano (CH<sub>3</sub>CH<sub>3</sub>)
- Ácido Sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)



27. Dados los valores de densidad a 25 °C y a una atmósfera de presión, de las siguientes, calcular el volumen molar:
- Hierro (Fe) : 7,86 g/cm<sup>3</sup>
  - Cloroformo (Cl<sub>3</sub>CH) : 1,60 g/cm<sup>3</sup>
  - Oxígeno (O<sub>2</sub>) (1 atm) : 1,31.10<sup>-3</sup> g/cm<sup>3</sup>
28. En 59,8 g de una sustancia gaseosa de fórmula XO<sub>2</sub>, hay 1,565x10<sup>24</sup> átomos de oxígeno.
- Calcular la masa molar de la sustancia.
  - Identificar quien es el elemento X.
29. Un recipiente de 750 cm<sup>3</sup> contiene 1,25 g de CO<sub>2</sub> a 22,5 °C ¿Cuál es la presión ejerce el gas?
30. 1,00 dm<sup>3</sup> de helio a 27 °C está sometido a una presión de 2,00 atm. El sistema se calienta hasta duplicar el volumen, manteniendo constante la presión. Calcular la temperatura final del sistema.
31. Se tienen 3,03 g de un gas puro desconocido en un recipiente de 4,54 dm<sup>3</sup> a 17,0 °C y 0,787 atm. Calcular la masa molar del gas.
32. Calcular la densidad de N<sub>2</sub> (g) a 1,00 atm y 21,0 °C.
33. Una mezcla formada por 4,40 g de CO<sub>2</sub> (g) y 0,125 mol de N<sub>2</sub>O (g) está contenida en un recipiente de 5,00 dm<sup>3</sup> a 0 °C.
- Calcular la fracción molar del CO<sub>2</sub> en la mezcla.
  - Calcular la presión parcial del N<sub>2</sub>O en la mezcla.
  - Calcular la presión total del sistema.
34. Se hacen reaccionar 17,0 g de amoníaco con suficiente cantidad de óxido de cobre (II)
- $$2 \text{NH}_3 + 3 \text{CuO} \longrightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cu}$$
- Calcular la masa de óxido de cobre (II) que reaccionó.
  - Calcular el número de moles de agua que se forman.
35. Por fermentación de la glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) se obtiene etanol y dióxido de carbono según:
- $$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{aq}) + 2 \text{CO}_2 (\text{g})$$
- Se fermentan 45,0 g de glucosa. Calcular:
- La cantidad de etanol que se produce.
  - El volumen que ocupa el CO<sub>2</sub> (g) producido a 1,00 atm y 0,00 °C.

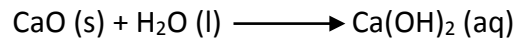
36. Para obtener amoníaco , se hacen reacción 1,00 kg de cal (80% de  $\text{Ca(OH)}_2$ ) con exceso de solución de cloruro de amonio, según:



Calcular:

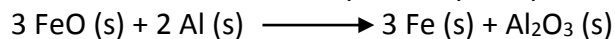
- Los moles de  $\text{CaCl}_2$  que se forma.
- El volumen de  $\text{NH}_3$  medido a 1,00 atm y 25 °C.

37. La “cal apagada”  $\text{Ca(OH)}_2$ , se obtiene agregando agua a la “cal viva”,  $\text{CaO}$ . Se hacen reaccionar 28,0 g de cal viva con 18,0 g de agua según:



- Determinar cuál es el reactivo limitante.
- Calcular la masa de cal apagada que puede obtenerse.

38. En un horno a alta temperatura se calientan 71,8 g de óxido de hierro (II) con 27,0 g de aluminio metálico. La ecuación química que representa el proceso es:



- Determinar cuál es el reactivo limitante.
- ¿Qué cantidad de hierro se obtiene?

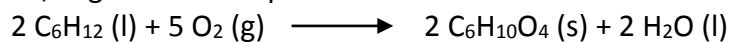
39. Se hacen reaccionar 50,0 g de  $\text{CaCO}_3$  con 50 g de  $\text{HCl}$  según



Con un rendimiento del 80 %

- Calcular la masa de agua formada.
- ¿Qué volumen de  $\text{CO}_2$  medido a 1,2 atm y 35 °C se forman?

40. Se hacen reaccionar 16,8 kg de  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  con suficiente cantidad de oxígeno y se obtuvieron 25,8 kg de ácido adípico  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_4$ .



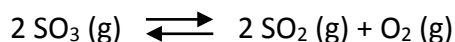
- Calcular el rendimiento de la reacción.

## GUÍA DE ESTUDIO

- Conocer las unidades más habituales de expresión de las concentraciones de soluciones.
  - Convertir entre si las diferentes formas de expresar la concentración de una solución.
  - Explicar el concepto de dilución y el factor de dilución.
  - Conocer el concepto de equilibrio químico y definir la constante de equilibrio en función de las concentraciones de reactivos y productos.
  - Identificar las sustancias que intervienen en una reacción ácido-base.
  - Explicar el concepto de ácido y bases fuertes o débiles.
  - Definir una escala de pH y pOH y relacionarla con el concepto de soluciones ácidas y básicas.
  - Calcular el pH de soluciones de ácidos y bases fuertes y débiles.
41. Se tiene una solución de NaCl 6,00 % m/m. Calcular la masa de soluto y de solvente que hay en 200 g de dicha solución.
42. Calcular el volumen de solución 0,500 M de HF (aq) que se pueden preparar con 38,0 g de HF y agua suficiente.
43. Se preparan una solución disolviendo 18,0 g de  $K_2SO_4$  en 100 mL de agua destilada, obteniéndose 106 mL de solución. Calcular:

- a) La molalidad de la solución.  
b) La densidad de la solución.
44. Calcular el volumen de solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,750 M que contiene 50,0 g del ácido.
45. Se tienen 300  $\text{cm}^3$  de solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,630 M (densidad = 1,032  $\text{g}/\text{cm}^3$ ). Expresar su concentración en % m/m.
46. ¿Qué volumen de solución de HCl 1,20 M (densidad = 1,10  $\text{g}/\text{cm}^3$ ) se necesita para preparar 6,00  $\text{dm}^3$  de solución 0,850 % m/v del mismo ácido?
47. Se diluyen 4,00  $\text{cm}^3$  de una solución de  $\text{CuSO}_4$  0,740 % m/v hasta un volumen final de 1400  $\text{cm}^3$ . Calcular la molaridad de la solución resultante.

48. Expresar la constante de equilibrio ( $K_c$ ) de la siguiente reacción:



49. Ordenar en forma decreciente las siguientes reacciones de acuerdo a su tendencia a producir la reacción completa

- a)  $\text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g})$        $K_c (298 \text{ K}) = 1,12 \times 10^{24}$   
 b)  $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g})$        $K_c (298 \text{ K}) = 1,23 \times 10^{69}$   
 c)  $\text{O}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{O}_3 (\text{g})$        $K_c (298 \text{ K}) = 2,34 \times 10^{-29}$

50. Completa el siguiente cuadro

| Ácido                      | Base conjugada |
|----------------------------|----------------|
| HF                         |                |
|                            | $\text{NH}_3$  |
|                            | $\text{CN}^-$  |
| $\text{HS}^-$              |                |
| $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$ |                |
| $\text{H}_3\text{O}^+$     |                |
|                            | $\text{OH}^-$  |

51. Calcular la  $[\text{OH}^-]$  que está en equilibrio en una solución acuosa con:

- a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] 1,80 \times 10^{-4} \text{ M}$   
 b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] 8,00 \times 10^{-9} \text{ M}$

52. El pOH de una solución es 9,40. Calcular

- a)  $[\text{H}_3\text{O}^+]$
  - b) El pH de la solución
53. Calcular el pH de cada una de las soluciones siguientes:
- a) Hidróxido de sodio (NaOH)  $2,80 \times 10^{-4}$  M
  - b) Ácido Nítrico ( $\text{HNO}_3$ )  $5,20 \times 10^{-4}$  M
54. Calcular la masa de KOH ( $M = 56,1$  g/mol) necesitaría para preparar  $2,00$  dm<sup>3</sup> de solución de pH 11,50.
55. Se tiene una solución de NaOH 0,0820 M. Calcular el volumen al que diluir 10,0 mL de esta solución para que su pH sea 11,25.
56. Se dispone de  $1,00$  cm<sup>3</sup> de una solución de HCl (10,74 % m/m y densidad  $1,020$  g/cm<sup>3</sup>) Se agrega agua hasta un volumen final de  $1000$  cm<sup>3</sup>. Calcular el pH y la  $[\text{OH}^-]$  de la solución final.
57. Se diluyen  $50,0$  cm<sup>3</sup> de solución acuosa de NaOH de pH = 12,00 hasta obtener  $200$  cm<sup>3</sup> de solución. Calcular el pH de la solución final.
58. Se tiene una solución de metilamina ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ )  $5,00 \times 10^{-3}$  M. ( $K_b = 4,20 \times 10^{-4}$ )
- a) Escribir la expresión de la constante de basicidad.
  - b) Calcular el pH de la solución.
  - c) Calcular la concentración de metilamina en el equilibrio.
59. Se dispone de una solución de ácido nitroso ( $pK_a = 3,34$ ) de pH = 2,62. Calcular la concentración inicial de la solución.
60. Se preparó una solución de ácido hipocloroso  $0,250$  M y su pH resultó ser 4,07. Calcular:
- a) La constante de acidez del ácido.
  - b) La concentración de ión hipoclorito en el equilibrio.

## GUÍA DE ESTUDIO

- ¿Cuál es la característica común a todos los compuestos orgánicos?
- ¿Qué es un “grupo funcional”?
- ¿Qué tipo de unión se presentan en las proteínas?
- ¿Qué es un aminoácido?

### 61. Completar el siguiente cuadro

| Nombre            | Fórmula condensada   | Tipo de compuesto |
|-------------------|--|-------------------|
| Propano           |  |                   |
|                   | $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$              |                   |
| Metilbenceno      |  |                   |
| 3-metil-1-pentino |  |                   |
|                   | $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ |                   |

### 62. Completar el siguiente cuadro

| Nombre          | Fórmula condensada   | Tipo de compuesto |
|-----------------|--|-------------------|
|                 | $\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$                        |                   |
| 1-hexanol       |  |                   |
|                 | $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$             |                   |
| Trimetilamina   |  |                   |
|                 | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$           |                   |
| 3-pentanona     |  |                   |
|                 | $\text{CH}_3-\text{COOH}$                                  |                   |
|                 | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$ |                   |
| Pentanal        |  |                   |
| Ácido butanoico |  |                   |
|                 | $\text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3$                        |                   |

63. Escribir todas las posibles fórmulas condensadas que respondan a la siguiente fórmula química ( $C_5H_{12}$ )
64. Escribir una fórmula condensadas de:
- a) Un alcohol que tenga 5 átomos de carbono
  - b) Un éter de 5 átomos de carbono
  - c) Una cetona de 5 átomos de carbono
  - d) Una amina de 5 átomos de carbono
65. Escribir una fórmula condensada de:
- a) un aminoácido de 3 carbonos
  - b) un ácido graso
  - c) una hexosa

anexo

Física



# Índice

|   |            |
|---|------------|
| <b>1. Hablemos de Física</b>                          | <b>98</b>  |
| <b>2. Notación científica</b>                         | <b>99</b>  |
| 2.1. Ejercicios . . . . .                             | 100        |
| <b>3. Unidades de las magnitudes físicas</b>          | <b>101</b> |
| 3.1. El Sistema Internacional . . . . .               | 101        |
| 3.2. Otras unidades . . . . .                         | 104        |
| 3.3. Operando con magnitudes físicas . . . . .        | 104        |
| 3.4. Ejercicios . . . . .                             | 107        |
| <b>4. Valores numéricos de las magnitudes físicas</b> | <b>110</b> |
| 4.1. Medición . . . . .                               | 110        |
| 4.2. Cifras significativas . . . . .                  | 112        |
| 4.3. Órdenes de magnitud . . . . .                    | 113        |
| 4.4. Ejercicios . . . . .                             | 115        |
| <b>5. Estudio del movimiento</b>                      | <b>116</b> |
| 5.1. ¿Qué es el movimiento? . . . . .                 | 116        |
| 5.2. Sistema de Referencia . . . . .                  | 117        |
| 5.3. Movimiento Rectilíneo Uniforme . . . . .         | 119        |
| 5.4. Ejercicios . . . . .                             | 128        |

# 1. Hablemos de Física

Desde el día en que nacemos tratamos de entender el mundo que nos rodea, observamos lo que sucede a nuestro alrededor y vamos estableciendo relaciones entre causas y efectos. Con el control de nuestros primeros movimientos corporales llegan también nuestros primeros experimentos: dejamos caer un objeto una y otra vez desde cierta altura y seguimos visualmente su recorrido, lanzamos pelotas y aprendemos que pueden rebotar si golpean contra otro objeto y, solo luego de experimentar varias veces, comenzamos a ser capaces de predecir intuitivamente cuál será la posición futura de nuestro juguete o podemos imaginar cuál será su recorrido aún cuando todavía no lo hemos lanzado. Exactamente de eso se trata la física, no me refiero a lanzar objetos (aunque cuentan que Galileo lo hacía aún a edad adulta para sentar las bases de lo que hoy llamamos Física), sino que me refiero a estudiar, a través de la experimentación, cómo se comporta el mundo que nos rodea. La idea de esta ciencia natural es extender esa actitud exploradora innata a todos los fenómenos que tienen lugar en la naturaleza. La física se ocupa de abordar preguntas tan fundamentales como qué es la luz o qué es el tiempo, cómo está compuesta la materia o cómo podemos generar energía.

La metodología que tiene la física para construir sus teorías es aquella dictada por el método científico. Esta característica la comparte, por supuesto, con el resto de las disciplinas científicas. El método científico consiste básicamente en una secuencia ordenada de pasos a seguir para que una teoría pueda considerarse válida. Si bien los detalles pueden variar, no pueden faltar los siguientes pasos y en el orden indicado: observación, formulación de la hipótesis, experimentación, demostración o modificación de las hipótesis. Como vemos, el “juez” final sobre la veracidad de una hipótesis es el resultado de un experimento. Para que un conocimiento sea considerado científico debe corresponderse necesariamente con los resultados de la experimentación. Mucho más podríamos agregar sobre el método científico pero lo dejaremos para otro momento. Por ahora lo más importante es que hayamos reconocido la importancia que el experimento tiene para la física.

En las secciones que siguen empezaremos a describir la manera de comunicar los conceptos con los que trabajaremos. Nuestro lenguaje será la matemática. Dedicaremos cierto tiempo a habituarnos a la representación simbólica y precisa en que se expresan las magnitudes físicas. Una vez que nos familiaricemos con algunas de las herramientas estaremos mejor preparados para continuar con nuestra aventura de analizar el mundo en el que vivimos.

## 2. Notación científica

En Física, como en otras disciplinas, muchas veces debemos trabajar con números muy grandes o números muy pequeños. En esos casos, resulta conveniente expresar esos números en notación científica, cuya forma general es:

$$d \times 10^{exp}$$

donde  $d$  es un número decimal entre 1 y 10 y el exponente  $exp$  es un número entero. El valor de  $exp$  indica “cuántas posiciones debo correr la coma”. Si  $exp$  es positivo debo correr la coma hacia la derecha y si es negativo hacia la izquierda. Por ejemplo:

$$\begin{aligned} 6,24 \times 10^3 &= 6240 && \text{la coma se desplazó 3 posiciones hacia la derecha} \\ 6,24 \times 10^{-3} &= 0,00624 && \text{la coma se desplazó 3 posiciones hacia la izquierda} \end{aligned}$$

Para expresar un número en notación científica sabiendo su valor en notación decimal debemos calcular cuántas veces debemos multiplicar o dividir a ese número por 10 para que el resultado nos de entre 1 y 10. Otra forma de llegar al mismo resultado es contando las posiciones que debe correrse la coma para obtener un número entre 1 y 10. Por ejemplo, expresemos en notación científica la velocidad de la luz en el vacío, 299 792 458 m/s. Para obtener un número entre 1 y 10 debemos correr la coma 8 posiciones hacia la izquierda y, redondeando en solo 3 valores decimales obtenemos  $2,998 \times 10^8$  m/s. El valor del exponente es positivo, indicando que debemos desplazar la coma hacia la derecha para recuperar el valor en su notación decimal.

## 2.1. Ejercicios

---

### 2.1. Ejercicios

1. Convierta los siguientes números a notación científica:

(a) 125645,1      (b) 1240      (c)  $-13630$

(d) 0,0000123      (e) 0,0072      (f)  $-0,05$

2. Exprese los siguientes números en notación decimal:

(a)  $3,25 \times 10^6$       (b)  $7,1 \times 10^{-3}$       (c)  $-5,5 \times 10^3$

(d)  $3,14 \times 10^2$       (e)  $1 \times 10^4$       (f)  $-1 \times 10^{-5}$

3. Realice las siguientes operaciones sin emplear calculadora:

(a)  $\frac{3 \times 10^6}{1 \times 10^6}$       (b)  $(7 \times 10^{-3}) \cdot (1 \times 10^4)$       (c)  $\frac{2 \times 10^4}{2 \times 10^2}$

(d)  $\frac{3,1 \times 10^4}{1 \times 10^2}$       (e)  $(-5,5 \times 10^2) \cdot (1 \times 10^{-2})$       (f)  $(-1 \times 10^{-5}) \cdot 6$

(g)  $\frac{6 \times 10^4}{2 \times 10^{-2}}$       (h)  $(3 \times 10^4)^2$       (i)  $\frac{(-4 \times 10^3)^2}{(2 \times 10^2)^3}$

(j)  $(1 \times 10^{-3})^2$       (k)  $(3 \times 10^{-2})^3$       (l)  $(-2 \times 10^{-5})^4$

## 3. Unidades de las magnitudes físicas

Una magnitud física es un valor asociado a una propiedad física. Por ejemplo, al señalar que el largo de un objeto es 5 metros estamos asociando la magnitud física “5 metros” a la propiedad física “largo”. Observemos que la magnitud física “5 metros”, además de informar el valor numérico 5, hace referencia a una unidad, en este caso metros. Esta situación se da para la gran mayoría de las propiedades físicas.\* Así como en el caso del largo de un objeto, cuando informamos una temperatura, un tiempo, una velocidad, etc., debemos especificar tanto el valor numérico como las unidades en las que lo estamos expresando. Si indicamos el largo del objeto como igual a 5, sin incluir las unidades, no queda correctamente definido porque, claramente, no es lo mismo si esa magnitud está expresada en metros, centímetros o kilómetros.

A lo largo de la historia se han empleado diversas unidades y aún al día de hoy, dependiendo de la disciplina o del país, se emplean más frecuentemente unas u otras. Así por ejemplo es común que en nuestro país expresemos la distancia entre dos ciudades en km, mientras que en otros países suelen emplearse para ello las millas. Respecto a la disciplina, imaginen que un astrónomo quiere expresar la distancia entre 2 galaxias. Los km o las millas no resultan muy convenientes para ello y seguramente prefiera emplear una unidad de longitud mayor como el año-luz. En el siglo XX se hizo un gran esfuerzo por elegir un conjunto de unidades que pudieran definirse en forma precisa y que fuera de uso universal. Así fue como en 1960 se creó el Sistema Internacional de Unidades (SI). Si bien el SI es el sistema más empleado en la actualidad y debemos familiarizarnos con él, una formación en ciencias o tecnología nos exige que seamos capaces de conocer y relacionar distintos sistemas de unidades.

### 3.1. El Sistema Internacional

#### Magnitudes básicas y derivadas

El Sistema Internacional establece siete magnitudes básicas que se corresponden con las siguientes propiedades físicas: longitud, masa, tiempo, intensidad de corriente eléctrica, temperatura, cantidad de sustancia e intensidad luminosa. En la tabla 3.1 se muestran estas

---

\* Existen algunas propiedades físicas que se expresan en magnitudes que no tienen una unidad asociada, solamente un valor numérico. Nos referimos a ellas comúnmente como magnitudes *adimensionales*.

### 3.1. El Sistema Internacional

---

| Magnitud              | Unidad    |         |
|-----------------------|-----------|---------|
|                       | Nombre    | Símbolo |
| longitud              | metro     | m       |
| masa                  | kilogramo | kg      |
| tiempo                | segundo   | s       |
| corriente eléctrica   | ampere    | A       |
| temperatura           | kelvin    | K       |
| intensidad luminosa   | candela   | cd      |
| cantidad de sustancia | mol       | mol     |

Tabla 3.1: Magnitudes básicas del SI

magnitudes con sus respectivas unidades y símbolos.

La definición de cada una de estas unidades se ha ido adaptando a los nuevos conocimientos científicos y a los avances en nuestra capacidad de realizar mediciones cada vez con mayor precisión. Por ejemplo, la unidad metro se creó en el año 1791 y estaba determinada por la diezmillonésima parte de la distancia que separa el polo de la línea del ecuador terrestre, a través de la superficie terrestre. Esta definición fue reemplazada en 1889 por la longitud de una barra de platino-iridio a la que se llamó metro patrón. En 1960 se adoptó una nueva definición pero que fue rápidamente reemplazada en 1983 por la que está actualmente en vigencia: el metro es la longitud que recorre la luz en el vacío en un intervalo de tiempo de  $1 / 299\,792\,458$  segundos. Debe quedar claro que la redefinición de una unidad nos permite fijarla con mayor precisión pero no modifica esencialmente su valor, es decir, dentro de la precisión de cada época, la longitud que en el año 1900 se correspondía con 1 metro, es la misma longitud que en la actualidad reconocemos como 1 metro.

Las demás magnitudes físicas se desprenden de las magnitudes básicas y por esta razón suelen denominarse magnitudes derivadas. En la tabla 3.2 podemos ver algunas de ellas y su dependencia respecto a las unidades básicas.

#### Múltiplos y submúltiplos

Muchas veces sucede que la magnitud que queremos expresar toma un valor numérico muy grande si empleamos las unidades del SI. Por ejemplo, la distancia entre San Antonio de Areco y Buenos Aires es de aproximadamente 113 000 m. Mucho más cómodo y legible resulta si expresamos esa misma distancia como 113 km. Los kilómetros son un múltiplo de los metros ( $1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$ ). De manera equivalente, puede darse el caso en que el valor numérico

### Capítulo 3. Unidades de las magnitudes físicas

| Magnitud        | Unidad                     |                                   |                   |
|-----------------|----------------------------|-----------------------------------|-------------------|
|                 | Nombre                     | Unidades básicas                  | Símbolo           |
| superficie      | metro cuadrado             | m <sup>2</sup>                    | m <sup>2</sup>    |
| volumen         | metro cúbico               | m <sup>3</sup>                    | m <sup>3</sup>    |
| velocidad       | metro por segundo          | m/s                               | m/s               |
| aceleración     | metro por segundo cuadrado | m/s <sup>2</sup>                  | m/s <sup>2</sup>  |
| frecuencia      | hertz                      | 1/s                               | Hz                |
| densidad        | kilogramo por metro cúbico | kg/m <sup>3</sup>                 | kg/m <sup>3</sup> |
| fuerza          | newton                     | kg m/s <sup>2</sup>               | N                 |
| presión         | pascal                     | kg/(m.s <sup>2</sup> )            | Pa                |
| energía         | joul                       | kg.m <sup>2</sup> /s <sup>2</sup> | J                 |
| potencia        | watt                       | kg.m <sup>2</sup> /s <sup>3</sup> | W                 |
| carga eléctrica | coulomb                    | A.s                               | C                 |
| ángulo          | radián                     | m/m                               | rad               |

Tabla 3.2: Algunas de las magnitudes derivadas del SI

| Múltiplos |         |                  | Submúltiplos |         |                   |
|-----------|---------|------------------|--------------|---------|-------------------|
| Prefijo   | Símbolo | Factor           | Prefijo      | Símbolo | Factor            |
| deca      | da      | 10 <sup>1</sup>  | deci         | d       | 10 <sup>-1</sup>  |
| hecto     | h       | 10 <sup>2</sup>  | centi        | c       | 10 <sup>-2</sup>  |
| kilo      | k       | 10 <sup>3</sup>  | mili         | m       | 10 <sup>-3</sup>  |
| mega      | M       | 10 <sup>6</sup>  | micro        | μ       | 10 <sup>-6</sup>  |
| giga      | G       | 10 <sup>9</sup>  | nano         | μ       | 10 <sup>-9</sup>  |
| tera      | T       | 10 <sup>12</sup> | pico         | p       | 10 <sup>-12</sup> |
| peta      | P       | 10 <sup>15</sup> | femto        | f       | 10 <sup>-15</sup> |
| exa       | E       | 10 <sup>18</sup> | atto         | a       | 10 <sup>-18</sup> |

Tabla 3.3: Múltiplos y submúltiplos

resulte muy pequeño, como podemos notar al señalar que el cabello humano tiene un grosor aproximado de 0,00008 m. En este caso, resulta conveniente emplear un submúltiplo de la unidad metro como por ejemplo el milímetro (1 mm = 0,001 m) y diríamos entonces que el espesor es de 0,08 mm. La tabla 3.3 contiene los múltiplos y submúltiplos con sus respectivos prefijos y símbolos.

## 3.2. Otras unidades

---

**Ejemplo 3.1.1:** Exprese una velocidad de 15300 mm/s en m/s.

En la tabla de múltiplos y submúltiplos vemos que el prefijo “mili” equivale a multiplicar por un factor de  $10^{-3}$ , es decir:

$$15300 \text{ mm/s} = 15300 \cdot 10^{-3} \text{ m/s} = 15,3 \text{ m/s}$$

**Ejemplo 3.1.2:** Exprese en  $\text{m}^2$  una superficie de  $100 \text{ cm}^2$ .

Los centímetros son un submúltiplo de los metros y el factor asociado a los cm es  $10^{-2}$ , es decir,  $1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m}$ . Pero no debemos descuidar que, en este ejemplo, estamos tratando con una unidad de superficie, los cm están elevados al cuadrado, entonces el factor de conversión también debe elevarse al cuadrado:

$$100 \text{ cm}^2 = 100 \cdot (10^{-2})^2 \text{ m}^2 = 100 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2 = 0,01 \text{ m}^2$$

## 3.2. Otras unidades

Por supuesto que existen unidades que no están contempladas dentro del SI. Muchas de ellas son de uso frecuente en nuestra vida cotidiana o lo serán a lo largo de la carrera o en nuestro desempeño laboral futuro. En la tabla 3.4 listamos algunas y su relación con las unidades del SI.

**Ejemplo 3.2.1:** ¿A cuántos litros equivale un volumen de  $1 \text{ m}^3$ ?

$$1 \text{ lt} = 0,001 \text{ m}^3 \quad \Rightarrow \quad \frac{1}{0,001} \text{ lt} = 1 \text{ m}^3 \quad \Rightarrow \quad 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ lt}$$

## 3.3. Operando con magnitudes físicas

Cuando realizamos operaciones que involucran a magnitudes físicas tenemos que hacer una consideración adicional a las que haríamos si operáramos con números, las unidades asociadas a nuestras magnitudes deben ser compatibles. Imaginen que dijéramos que el largo de una



| Magnitud    | Unidad                     |             |                                       |
|-------------|----------------------------|-------------|---------------------------------------|
|             | Nombre                     | Símbolo     | Equivalencia                          |
| longitud    | pulgada                    | in          | 1 in = 0,0254 m                       |
|             | milla                      | mi          | 1 mi = 1609,34 m                      |
| masa        | libra                      | lb          | 1 lb = 0,4536 kg                      |
| tiempo      | minuto                     | min         | 1 h = 60 s                            |
|             | hora                       | h           | 1 h = 3600 s                          |
| superficie  | hectárea                   | ha          | 1 ha = 10 <sup>4</sup> m <sup>2</sup> |
| volumen     | litro                      | lt          | 1 lt = 0,001 m <sup>3</sup>           |
| ángulo      | grado (sexagesimal)        | °           | 1° = $\frac{\pi}{180}$ rad            |
| presión     | atmósfera                  | atm         | 1 atm = 101325 Pa                     |
|             | bar                        | bar         | 1 bar = 10 <sup>5</sup> Pa            |
|             | torr (mmHg)                | Torr (mmHg) | 1 Torr = 133,32 Pa                    |
|             | libra por pulgada cuadrada | psi         | 1 psi = 6894,76 Pa                    |
| temperatura | grado Celsius              | °C          | T(°C) = T(K) - 273,15                 |
| fuerza      | kilogramo fuerza           | kgf         | 1 kgf = 9,8 N                         |
| energía     | caloría                    | cal         | 1 cal = 4,1855 J                      |

Tabla 3.4: Otras unidades y su relación con el SI

calle es de 100 kg. Claramente sería un enunciado erróneo pero ¿dónde radica el error? Expresemos esa afirmación matemáticamente, usando la letra  $L$  para representar el largo de la calle:

$$L = 45 \text{ kg}$$

El miembro izquierdo de esa igualdad es una longitud y debe, por lo tanto, tener unidades de longitud, ya sea el metro o cualquier otra unidad de longitud. El miembro de la derecha está expresado en unidades de masa. El error está en que estamos estableciendo una comparación entre lo que llamamos dimensiones distintas, de un lado tenemos una longitud y del otro una masa. Eso no está permitido, decimos que esa expresión es dimensionalmente incorrecta.

El requerimiento de tener las mismas dimensiones en ambos miembros de una igualdad se extiende también a ambos elementos de una suma o una resta, es decir, no podemos sumar (o restar) una longitud con una masa o un tiempo con una velocidad; las longitudes sólo pueden sumarse o restarse con otras longitudes y la misma restricción rige para las demás propiedades físicas. Esta regla se conoce como el *principio de homogeneidad dimensional*:

SOLO ES POSIBLE SUMAR, RESTAR O COMPARAR ENTRE SÍ MAGNITUDES  
FÍSICAS DE LA MISMA NATURALEZA

### 3.3. Operando con magnitudes físicas

---

**Ejemplo 3.3.1:** Utilicemos el principio de homogeneidad dimensional para analizar si una expresión determinada es dimensionalmente correcta o no. Imaginemos que queremos medir la distancia a la que se encuentra un objeto y para eso empleamos un sonar, es decir, emitimos un sonido en dirección al objeto y determinamos el tiempo que demora en llegar a nosotros el eco que se genera. Alguien nos sugirió que si  $v$  es la velocidad del sonido, esa distancia viene dada por:

$$d = \frac{1}{2}vt \quad (3.1)$$

¿Es esa expresión dimensionalmente correcta? Analicémoslo reemplazando las propiedades físicas por sus correspondientes unidades básicas del SI:

$$m = \frac{m}{s}s$$

En el miembro de la derecha, los segundos pueden cancelarse entre sí y llegamos a que ambos miembros están expresados en metros y, por lo tanto, la expresión es *dimensionalmente correcta*.

Ojo! Que una expresión sea dimensionalmente correcta no implica que sea necesariamente correcta. Si en el ejemplo anterior, la ecuación 3.1 en lugar del factor  $\frac{1}{2}$  hubiera tenido otro valor numérico, la expresión seguiría siendo dimensionalmente correcta pero no determinaría adecuadamente la distancia del objeto.

Además de la homogeneidad dimensional, las operaciones con magnitudes físicas requieren que las unidades sean las mismas. Si sumo dos masas, una expresada en kg y la otra gramos, antes de realizar la cuenta numérica debo transformar alguna de ellas para que ambas queden expresadas en las mismas unidades. Veámoslo con un ejemplo:

$$1 \text{ kg} + 100 \text{ g} = 1 \text{ kg} + 0,1 \text{ kg} = 1,1 \text{ kg}$$

En el procedimiento anterior, en primer lugar convertimos los gramos en kg y recién cuando ambas magnitudes estuvieron expresadas en kg realizamos la suma.

### 3.4. Ejercicios

- Exprese las siguientes magnitudes en las unidades base del SI:
  - 0,511 MV
  - 0,5  $\mu\text{m}$
  - 10 g
  - 250 nm
- Reescriba las siguientes magnitudes empleando alguno de los múltiplos o submúltiplos de la tabla 3.3:
  - $1,602 \times 10^{-19}$  C
  - $5,96 \times 10^4$  N
  - $0,0065 \times 10^6$  m
  - $1,992 \times 10^6$  J
  - $15 \times 10^{-4}$  A
  - 0,003 kg
- Exprese las siguientes temperaturas en Kelvins:
  - 20 °C
  - 0 °C
  - 10 °C
  - 100 °C
- Ordene las siguientes temperaturas de menor a mayor:  
20 K 15 °C 273 K 0 °C 0 K 273 °C 300 K 200 °C -30 °C 150 K
- Si una hoja de papel tiene un espesor de  $2 \times 10^{-5}$  m, determinar la altura de una resma de ese papel en milímetros (1 resma = 500 hojas).
- Complete la siguiente tabla de manera tal que cada fila represente la misma superficie:

| mm <sup>2</sup> | cm <sup>2</sup> | dm <sup>2</sup> | m <sup>2</sup> | dam <sup>2</sup> | hm <sup>2</sup> | km <sup>2</sup> |
|-----------------|-----------------|-----------------|----------------|------------------|-----------------|-----------------|
|                 | 1000            |                 |                |                  |                 |                 |
|                 |                 |                 | 1              |                  |                 |                 |
|                 |                 |                 |                |                  |                 | 1               |

- ¿Cuál es el área de un círculo de 2 m de radio? Exprese el resultado en m<sup>2</sup> y en cm<sup>2</sup>.
- ¿Cuál es el volumen de una esfera de 10 cm de radio? Exprese el resultado en m<sup>3</sup>, cm<sup>3</sup> y en litros.
- Un automóvil se desplaza a 100 km/h. Exprese su velocidad en m/s.
- Un vehículo circula a 40 km/h y otro lo hace a 40 m/s, ¿cuál de los dos está circulando más rápido?

### 3.4. Ejercicios

---

11. La densidad del agua es  $1 \text{ g/cm}^3$ , eso quiere decir que si tengo  $1 \text{ cm}^3$  de agua, su masa será de 1 g.
  - (a) ¿Cuál es la densidad del agua expresada en  $\text{kg/m}^3$ ?
  - (b) ¿Qué masa de agua, en kg, tendré si su volumen es de  $0,5 \text{ m}^3$ ?
12. Un albañil desea colocar cerámica al piso de una habitación cuyas dimensiones son 4 m x 3 m. Sabiendo que las cerámicas que utilizará son cuadradas, de 30 cm de lado, ¿cuál es el número mínimo de cerámicas que requiere para cubrir el piso en forma completa?
13. Realice los siguientes cambios de unidades angulares:
  - (a)  $90^\circ$  a rad
  - (c) 1 rad a grados
  - (b)  $45^\circ$  a rad
  - (d)  $\frac{2}{3}\pi$  rad a grados
14. ¿A cuántos radianes corresponde una vuelta completa?
15. Calcule la densidad, en  $\text{kg/m}^3$  de un cubo sólido cuyos lados son de 30 mm y su masa es de 50 g.
16. La velocidad del sonido en el aire es de 340 m/s. ¿Cuál es la velocidad de un avión supersónico que se mueve con una velocidad del doble que la del sonido? Dar la respuesta en kilómetros por hora y millas por hora.
17. El planeta tierra da una vuelta completa alrededor del sol en 365 días 5 h 48 min y 45,10 s. La vuelta sobre su propio eje la realiza en 24 h. ¿Qué relación tienen esos dos tiempos con la necesidad de que existan años bisiestos?
18. ¿Cuántos litros de agua se requieren para llenar una piscina rectangular de 6 m x 4 m x 1,8 m?
19. La densidad del mercurio es de  $13,6 \text{ g/cm}^3$ .
  - a) Exprese esta densidad en  $\text{kg/m}^3$ .
  - b) ¿Cuántos kilogramos de mercurio se necesitarían para llenar un recipiente de 0,250 L?
20. Una bomba es capaz de extraer agua a razón de  $300 \text{ cm}^3/\text{s}$ . ¿Cuánto demorará en vaciar una pileta cilíndrica de 3 m de radio y 1 m de profundidad?
21. Considere que los símbolos  $x, v, t, a$  representan posición, velocidad, tiempo y aceleración, respectivamente. Teniendo en cuenta sus unidades, demostrar que la siguiente expresión es dimensionalmente correcta:  $x = vt + \frac{1}{2}at^2$ .

22. En un ejercicio de un examen de física usted necesita calcular el volumen de un cilindro y le parece recordar que la expresión para ello es  $hr^3$ , donde  $h$  es la altura del cilindro y  $r$  es su radio. De acuerdo a las unidades resultantes, ¿puede esa expresión ser correcta?
23. Un estudiante está realizando un ejercicio de física en el que necesita obtener el tiempo ( $t$ ) que demora un objeto en alcanzar cierta posición. En una instancia del desarrollo llega a la siguiente expresión:

$$t = \frac{A}{3 \text{ m/s}}$$

¿En qué unidades debe estar expresado el parámetro  $A$  para que la expresión sea dimensionalmente correcta? ¿En qué unidades resulta expresado el tiempo  $t$ ?

## 4. Valores numéricos de las magnitudes físicas

En el capítulo anterior señalamos que una magnitud física tiene asociado, en general, tanto un valor numérico como una unidad y nos detuvimos a introducir algunos de los aspectos relacionados al trabajo con unidades. En este capítulo analizaremos el otro componente de una magnitud física, su valor numérico.

### 4.1. Medición

La experimentación desempeña un rol fundamental en toda disciplina científica y, en la gran mayoría de las ocasiones, un experimento involucra la medición de una o más propiedades físicas. Ninguna medición es absolutamente exacta, siempre existe un grado de incerteza en la determinación del valor numérico de una propiedad que puede deberse a limitaciones instrumentales o humanas. Debemos diferenciar lo que llamaremos *errores* en la medición del concepto de *incerteza* en la medición. Por errores entendemos a las posibles “equivocaciones” que se comenten durante el experimento y que podrían corregirse. Tal es el caso de un error humano en la adquisición de los datos o un error en el funcionamiento del instrumento como por ejemplo si se encuentra descalibrado. Las incertezas, en cambio, son inherentes al fenómeno en sí, al observador o al instrumento pero no tienen un origen en una equivocación sino que son imposibles de eliminar aún cuando se realicen todos los procedimientos del experimento en forma adecuada y el instrumento funcione perfectamente dentro de sus capacidades. Supongamos por ejemplo que deseamos determinar la longitud de un objeto de aproximadamente 5 cm empleando una regla. ¿Podremos asegurar que el objeto tiene exactamente 5 cm? ¿Si tuviera en realidad 5,00007 cm ó 4,99999 cm, podríamos diferenciarlo empleando la regla? Por supuesto que no, la medición de ese objeto empleando una regla presentaría una incerteza mayor a la diferencia entre esos dos números, aún cuando la realizáramos de la mejor manera posible.

Dado que no es posible eliminar completamente las incertezas, al comunicar el resultado de una medición debemos hacerlo informando también el grado de incerteza en la medición. Existen diversas formas de expresar el valor numérico junto con su incerteza siendo las más comunes la *indeterminación absoluta* y la *indeterminación relativa*.

La indeterminación absoluta informa el punto medio y los límites de un rango de valores dentro del cual aseguramos que se encuentra el valor real. Siguiendo con el ejemplo de la regla, podríamos indicar la longitud del objeto como  $5,00 \pm 0,05$  cm. Es decir, estamos asegurando que la longitud real se encuentra entre 4,95 cm y 5,05 cm. Habitualmente se llama *valor representativo* al punto medio, en este ejemplo el valor representativo sería 5,00 cm, e indeterminación a la diferencia entre el valor representativo y los extremos del rango de valores, en el ejemplo la indeterminación es de 0,05 cm.

La indeterminación relativa informa el cociente entre la indeterminación absoluta y el valor representativo, es decir,  $0,05/5 = 0,01$ . Este valor puede informarse de esa manera o en forma porcentual. En ese último caso diríamos que la indeterminación de nuestra medida es del 1%. La indeterminación relativa resulta muy adecuada para evaluar la calidad de la medición.

Existen diversos factores que pueden contribuir a la incerteza en una medición y está más allá del alcance de este curso introductorio realizar un análisis profundo sobre cuáles son los más frecuentes y sus características. Nos limitaremos a señalar que una de las contribuciones más importantes a la incerteza suele estar dada por la precisión del instrumento de medición. Todos los instrumentos, ya sean digitales o analógicos, presentan una unidad o división que es la mínima que son capaces de medir a la cual se conoce como *apreciación* del instrumento. La regla métrica, por ejemplo, tiene en general una apreciación de 1 mm y un termómetro hogareño de  $1^\circ\text{C}$ . En el caso de los instrumentos analógicos esta mínima división es visible y puede ocurrir que el valor medido se encuentre en una zona intermedia de la menor división de la escala graduada, como se muestra en la figura.

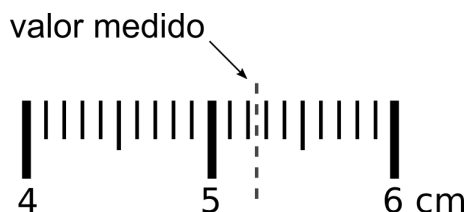


Figura 4.1: Medida que no coincide con alguna de las marcas del instrumento

Cuando esto suceda, quien realice la medición debe estimar el valor de la medición. En general, se considera el valor representativo como el valor central de la división y la indeterminación como la mitad de la apreciación. En el caso de la figura informaríamos entonces el resultado como  $5,25 \pm 0,05$  cm.

## 4.2. Cifras significativas

Existe una convención en relación a la presentación de los valores numéricos de las magnitudes que establece que deben informarse aquellas cifras de las que estamos seguros y sólo una cifra aproximada.\* El conjunto de estas cifras (las cifras seguras y la cifra aproximada) constituyen lo que llamamos las *cifras significativas*. Los valores numéricos que hemos presentado en el apartado anterior respetan esta convención y por ello, al indicar la que la longitud de un objeto era de 5,00 cm, incluimos 2 decimales a pesar de que fueran iguales a cero; esta notación está implícitamente informando que estamos seguros de la primera cifra y del primer decimal y que la indeterminación afecta únicamente al segundo decimal.

**Ejemplo 4.2.1:** Una persona mide su masa empleando una antigua balanza (muy bien calibrada!) y observa que la aguja indica 72 kg. El manual del instrumento asegura que la indeterminación con la que mide es de 0,2 kg. ¿Cómo debería expresar el resultado esta medición empleando la convención de cifras significativas?

La primera cifra afectada por la indeterminación es el primer decimal por lo tanto el resultado de su medida se expresa como  $72,0 \pm 0,2$  kg.

En el caso en que el valor representativo contenga más cifras que las significativas, éstas no deben incluirse pero deben considerarse para redondear la última cifra significativa considerando la siguiente regla:

- si el dígito a desechar es mayor o igual a 5 se incrementa en 1 el dígito anterior.
- si el dígito a desechar es menor a 5 no se modifica el dígito anterior.

Así es que, por ejemplo, el valor  $5,238 \pm 0,01$  se expresaría correctamente como  $5,24 \pm 0,01$ , es decir, se ha redondeado el segundo decimal teniendo en cuenta el tercero y se expresan sólo las cifras significativas.

**Ejemplo 4.2.2:** Un corredor está entrenando para una carrera de 100 m y le pide a un amigo que mida cuánto demora en hacer esa distancia empleando un cronómetro. Al realizar la medida, el cronómetro indica 10,975 segundos, es decir, informa hasta milisegundos (3 cifras decimales). Por supuesto que el método de medición implica que la incerteza de la medida es mucho mayor que la menor unidad informada por el cronómetro ya que quien lo acciona no puede asegurar que lo haya

---

\*En algunos ámbitos se emplean 2 cifras aproximadas o lo que se llama 1 cifra y media, esto es una cifra y la segunda puede tomar solo el valor 0 ó 5.



iniciado y detenido con tanta precisión. Haciendo algunas pruebas adicionales, los amigos estiman que la indeterminación real de la medida es de 0,3 segundos. Al informar el resultado, entonces, deberíamos incluir solo hasta la primera cifra decimal pero debemos emplear el resto para realizar el redondeo, por lo tanto el 10,975 se transforma en 11 y la forma correcta de expresar el resultado sería  $11,0 \pm 0,3$  segundos.

### 4.3. Órdenes de magnitud

Frecuentemente, solo necesitamos estimar o conocer en forma aproximada el valor de una propiedad. Supongamos que nos piden que realicemos la medición del área de una superficie. Para hacerlo debemos decidir qué método/instrumento emplear; seguramente no va a ser conveniente usar una regla de 30 cm si el área a determinar es la de un campo! Necesitamos hacer una estimación previa del área para poder optar por el instrumento más adecuado. En estos casos decimos que sólo nos interesa el *orden de magnitud* de la cantidad a medir.

*Se define como orden de magnitud de una cantidad a la potencia del número 10 más próxima al valor de la cantidad.*

Así es por ejemplo que si un campo tiene un área real de  $213\,512\text{ m}^2$  indicaremos que el orden de magnitud de su área es de  $100\,000\text{ m}^2$  ó, lo que es igual,  $10^5\text{ m}^2$ . Si el número es muy pequeño se procede en forma similar; la masa de una molécula de agua ( $2,99 \times 10^{-26}\text{ kg}$ ) es del orden de  $10^{-26}\text{ kg}$ . Algunos autores consideran la primera cifra significativa del valor numérico como parte del orden de magnitud. En ese caso, el orden de magnitud del área del campo lo indicarían como  $200\,000\text{ m}^2$  ó  $2 \times 10^5\text{ m}^2$  y el de la masa de la molécula de agua como  $3 \times 10^{-26}\text{ kg}$ . Nosotros nos quedaremos con la primera opción, es decir, expresando el orden de magnitud con la primera cifra igual a 1. De esta manera será mucho más sencillo realizar estimaciones en forma mental, lo cual es una práctica muy recomendable tanto para el avance en la carrera universitaria como en la futura actividad profesional.

**Ejemplo 4.3.1:** Veamos con un ejemplo qué sencillo resulta realizar estimaciones empleando la noción de orden de magnitud. El diámetro de un átomo de hidrógeno tiene un orden de magnitud de  $10^{-10}\text{ m}$  y la velocidad de la luz ( $299\,792\,458\text{ m/s}$ ) de  $10^8\text{ m/s}$ . ¿Cuánto tiempo demorará la luz en atravesar un átomo de hidrógeno?

$$t = \frac{\text{distancia recorrida}}{\text{velocidad}} \approx \frac{10^{-10}\text{ m}}{10^8\text{ m/s}} = 10^{-18}\text{ s}$$

### 4.3. Órdenes de magnitud

Decimos entonces que el tiempo que le toma a la luz atravesar un átomo de hidrógeno es del orden de  $10^{-18}$  s.

Al comparar los órdenes de magnitud de dos cantidades obtenemos la potencia de 10 por la que habría que multiplicar a uno de ellos para obtener el otro. Es decir, si el número  $A$  es 2 órdenes de magnitud mayor que el número  $B$ , entonces  $A \approx 10^2 B$ . Si por el contrario,  $A$  es 2 órdenes de magnitud menor que  $B$ , entonces  $A \approx 10^{-2} B$ .

La Figura 4.2<sup>†</sup> muestra los órdenes de magnitud de algunos elementos típicos en las escalas de longitud, tiempo y masa.

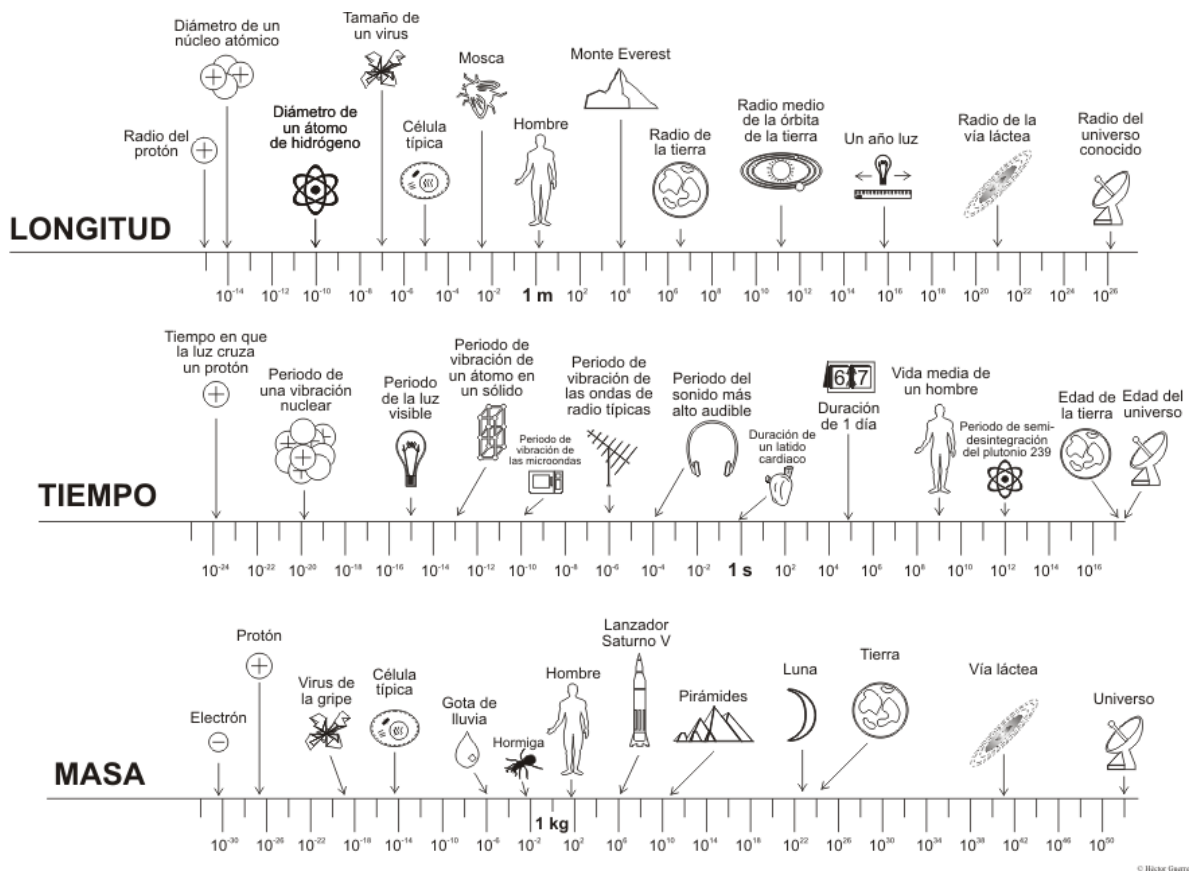


Figura 4.2: Órdenes de magnitud característicos ([https://es.wikipedia.org/wiki/Orden\\_de\\_magnitud](https://es.wikipedia.org/wiki/Orden_de_magnitud))

<sup>†</sup>Imagen reproducida de [https://es.wikipedia.org/wiki/Orden\\_de\\_magnitud](https://es.wikipedia.org/wiki/Orden_de_magnitud)

## 4.4. Ejercicios

- Se desea conocer la indeterminación absoluta y relativa de los siguientes resultados. Obtenga en cada caso la que falte.
  - $846 \pm 4$  g
  - $1,5 \times 10^{-2} \pm 1 \times 10^{-3}$  mm
  - $9,80 \times 10^5 \pm 2 \times 10^3$   $\mu$ s
  - $37$  °C; error relativo del 10 %
  - $123,4$  kg/m<sup>3</sup>; error relativo igual a 0,005
  - $9,1 \times 10^{-9}$  m; error relativo del 15 %
- Reescriba los siguientes números de tal manera que presenten 3 cifras significativas
  - 5698
  - $0,01234 \pm 0,125$
  - $7,4 \times 10^3$
  - $1,099 \times 10^{-2}$
- Expresar los valores numéricos presentados a continuación de manera que respete la convención relacionada a las cifras significativas.
  - $5 \pm 0,02$
  - $3,22 \pm 0,125$
  - $7,4 \times 10^5 \pm 10^4$
  - $1,99 \times 10^{-2} \pm 0,0043$
- Para cada uno de los siguientes resultados indique si está expresado en forma correcta. En caso de que no lo esté, ¿cómo debería expresarse?
  - $24567 \pm 256$  m
  - $24000 \pm 3000$  cm
  - $346,3 \pm 1$  kg
  - $43 \pm 0,0043$  g
- De acuerdo a la escala de longitud de la Figura 4.2, ¿cuántos órdenes de magnitud más chico es un virus que una persona? ¿Y que una célula típica?
- Empleando la escala temporal de la Figura 4.2, estime el número de veces que la luz podría atravesar el ancho de un protón a lo largo de la vida de una persona.
- ¿Aproximadamente en cuántas pequeñas partecitas habría que fraccionar un cuerpo humano (imaginariamente!) para que cada una de ellas tenga la masa de una célula típica?
- Expresar la longitud  $50\,500$   $\mu$ m (micrómetros) en centímetros, decímetros y metros, con tres cifras significativas
- Empleando una regla o una cinta métrica realice la medición de la longitud de diversos objetos y exprese adecuadamente el resultado de cada medición.

## 5. Estudio del movimiento

Una de los primeros objetivos de la física a lo largo de su historia como ciencia fue lograr describir el movimiento de los objetos. Desde tiempos remotos, las observaciones astronómicas permitieron caracterizar con mucha precisión cómo se movían los astros pero no fue sino hasta tiempos de Galileo (1564-1642) que comenzamos a entender realmente cómo se movían los objetos en nuestro entorno y por qué lo hacían de esa manera. Tal vez no nos resulta sencillo tomar conciencia de la importancia que este desafío intelectual tuvo en nuestro desarrollo pero podemos asegurar, sin exagerar, que la vertiginosa evolución del conocimiento científico y la gran mayoría de los avances tecnológicos de los últimos siglos fue posible gracias a que fuimos capaces de comprender el movimiento. En la actualidad, los cursos introductorios de Física suelen comenzar, justamente, con el estudio del movimiento, a lo cual llamamos *cinemática*. Además de la razón histórica de haber sido uno de los primeros temas estudiados, muchas temáticas de la física y de otras ciencias naturales involucran a la cinemática como parte de sus problemáticas. En este curso seguiremos esa cronología tradicional y dedicaremos este capítulo a introducir algunas de las herramientas que se requieren para describir el movimiento. Nos limitaremos, por ahora, a movimientos que se dan en una línea, es decir, unidimensionales. Ya avanzaremos durante la carrera a situaciones en dos y tres dimensiones.

### 5.1. ¿Qué es el movimiento?

Antes de avanzar sobre definiciones y herramientas matemáticas para describir el movimiento debe quedar claro qué entendemos por movimiento, ¿qué quiere decir que un objeto se está moviendo? La idea de movimiento está ligada a otros dos conceptos que nos resultan familiares: la posición y el tiempo. Es natural señalar que un objeto se está moviendo cuando su posición cambia a medida que transcurre el tiempo. Siendo un poco más precisos, a ese tipo de movimiento en el que cambia la posición de un objeto le vamos a llamar traslación. Vale la aclaración porque, como alguno de uds. tal vez se haya preguntado, ¿qué pasa si un objeto está rotando en el lugar de manera que su posición no cambia, acaso no se mueve? Por supuesto que sí se mueve y lo que está cambiando en ese caso a medida que transcurre el tiempo es la orientación del objeto, a ese tipo de movimiento le llamamos rotación. Vamos a decir, entonces, que un objeto se mueve cuando su posición o su orientación cambia con el tiempo.

### Partícula

En muchas situaciones el movimiento de traslación de un objeto no depende (o tiene una dependencia muy débil) de la forma del objeto, de su volumen u orientación. Y a los fines de estudiar cómo se desplaza a medida que transcurre el tiempo podemos considerarlo como si fuera puntual (sin volumen). Imaginemos, por ejemplo, que queremos analizar el movimiento de traslación de la tierra alrededor del sol. En ese caso no es necesario tener en cuenta la geometría casi esférica del planeta o su relieve superficial o el movimiento de rotación que tiene sobre su propio eje. Resulta una buena aproximación considerar que el planeta tierra es un mero puntito que se está desplazando en el espacio. Esta noción de objeto puntual es lo que en física llamamos *partícula*. Cuando hablemos de partícula vamos a estar haciendo referencia a un objeto que, a los fines de la situación planteada, podemos considerar como puntual. Desde ya que el único tipo de movimiento que es posible asociar a una partícula es una traslación, no tiene sentido hablar de la rotación de una partícula.

## 5.2. Sistema de Referencia

Seguramente más de una vez han escuchado la frase “todo es relativo”. Sin entrar en debates acerca de la validez de esa afirmación tan abarcativa, lo que podemos asegurar desde la física es que, al menos, el movimiento sí es relativo. Que un objeto se mueva o no lo haga o que se mueva con una velocidad o con otra es relativo al observador que esté describiendo ese movimiento. Tratemos de aclarar esto con un ejemplo que ya hemos mencionado, el movimiento del planeta tierra alrededor del sol. Si pudiéramos posicionarnos fuera de nuestro planeta, por ejemplo en Marte, veríamos que la tierra se traslada, es decir que su posición cambia a medida que transcurre el tiempo. Sin embargo, un observador ubicado en la superficie del planeta tierra podría afirmar, como de hecho la humanidad lo hizo durante muchos siglos, que la tierra permanece inmóvil, que son los demás astros los que se mueven. Lo cierto es que el movimiento siempre es relativo a una referencia, respecto a alguien ubicado en la tierra ésta no se mueve pero sí lo hace respecto a alguien ubicado en Marte. Cuando señalamos que un automóvil está viajando a 100 km/h, implícitamente estamos empleando como referencia la superficie del planeta tierra, siendo más explícitos podríamos decir que el automóvil se desplaza a 100 km/h respecto al suelo.

Esta dependencia del movimiento respecto a una referencia tiene su origen en que la posición de un objeto siempre está vinculada a una referencia. Consideremos la figura 5.1.

## 5.2. Sistema de Referencia

---

Supongamos que queremos definir la posición de la persona. ¿Cómo lo haríamos? Una posibilidad es señalar que la persona se encuentra 3 m a la derecha del semáforo. Podríamos decir también que está a 5 m hacia la izquierda del árbol. En ambos casos empleamos un lugar desde el que medimos la distancia (semáforo o árbol) y una dirección (derecha o izquierda).

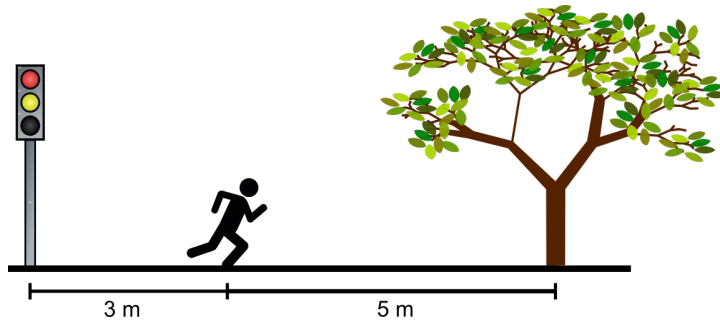


Figura 5.1: La posición siempre depende del sistema de referencia elegido

La ubicación del punto desde el que medimos y la dirección hacia la que apuntan nuestras posiciones positivas constituyen lo que llamaremos *sistema de referencia*. En el caso de movimientos unidimensionales, el sistema de referencia va a estar representado por una recta en la cual el punto que corresponda a la posición desde la que se miden las demás posiciones se llama origen de coordenadas y corresponde a la posición 0. Debe indicarse explícitamente hacia qué extremo de la recta se considerarán las posiciones positivas. En la figura 5.2 se pueden ver los sistemas de referencia elegidos en cada caso.

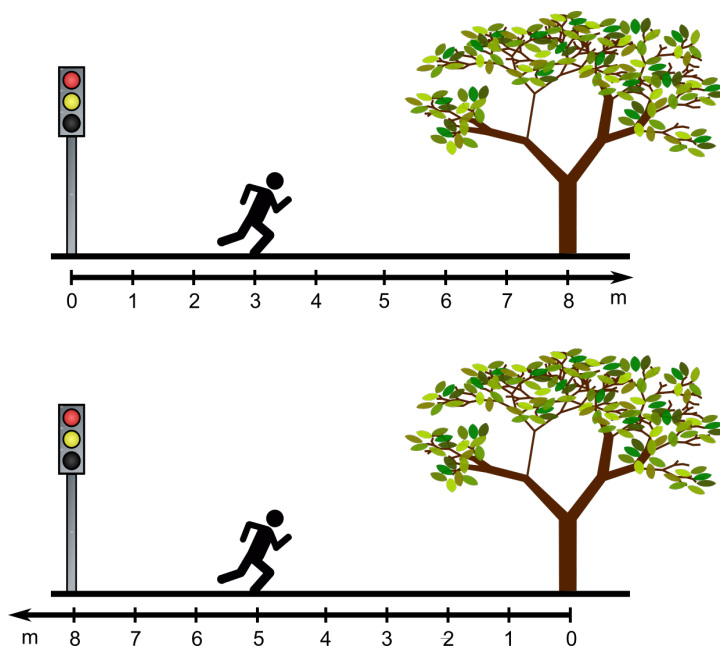


Figura 5.2: Una misma situación desde dos sistemas de referencia distintos

A nadie le llama la atención que las posiciones sean magnitudes positivas pero ¿pueden existir posiciones negativas? ¿Tiene sentido decir que un objeto está en la posición  $-3$  m? No lo vamos a responder por ahora. Si no lo saben, es una buena oportunidad para detenerse un momento a pensar en ello.

## 5.3. Movimiento Rectilíneo Uniforme

### Posición y Desplazamiento

El desplazamiento se define como el cambio de posición de un objeto. La expresión “cambio de” suele representarse simbólicamente con la letra griega delta mayúscula  $\Delta$ . Si empleamos la letra  $x$  para representar la posición, entonces el desplazamiento, que es el cambio de posición, se expresa simbólicamente como  $\Delta x$ . Si consideramos un objeto que se mueve desde la posición  $x_1$  hasta la posición  $x_2$ , el desplazamiento queda determinado por:

$$\Delta x = x_2 - x_1 \quad (5.1)$$

**Ejemplo 5.3.1:** Supongamos que en la situación de la figura 5.2 el hombre está corriendo hacia el árbol y que, para describir su movimiento, empleamos el sistema de referencia con origen en el semáforo. Si el hombre inició su carrera en la posición 3 m, ¿cuál habrá sido su desplazamiento desde que empezó a correr hasta que alcanzó el árbol?

$$\Delta x = x_{\text{árbol}} - x_{\text{inicial}} = 8 \text{ m} - 3 \text{ m} = 5 \text{ m}$$

Por lo tanto, su desplazamiento fue de 5 m.

¿Qué desplazamiento obtendríamos si esa misma situación la describimos desde el sistema de referencia con origen en el árbol?

$$\Delta x = x_{\text{árbol}} - x_{\text{inicial}} = 0 \text{ m} - 5 \text{ m} = -5 \text{ m}$$

En este caso, el desplazamiento resulta igual a  $-5$  m.

Como vemos en este ejemplo, el desplazamiento depende del sistema de referencia elegido para describir el problema. Otra observación importante que podemos hacer es que el desplazamiento puede ser negativo.

Debemos evitar confundir desplazamiento con distancia recorrida. Si bien hay situaciones en que estos dos conceptos coinciden, no siempre es así. En primer lugar, una distancia es

### 5.3. Movimiento Rectilíneo Uniforme

---

siempre positiva y, como vimos, el desplazamiento puede no serlo. Pero para ver claramente que no corresponden al mismo concepto consideremos el siguiente ejemplo.

**Ejemplo 5.3.2:** El hombrecito de la figura, luego de llegar hasta el árbol, retorna a su posición inicial. ¿Cuál fue su desplazamiento y cuál fue la distancia total que recorrió? Empleando el sistema de referencia con origen en el árbol:

$$\Delta x = x_{\text{final}} - x_{\text{inicial}} = 3 \text{ m} - 3 \text{ m} = 0 \text{ m}$$

Es decir, el desplazamiento fue igual a 0 m. Mientras que la distancia recorrida fue de 10 m, ya que recorrió 5 m hasta el árbol y 5 m de regreso a la posición inicial. Aquí se ve claramente que se trata de conceptos diferentes.

#### Velocidad Media

El concepto de velocidad es otra de las nociones que empleamos en nuestra vida cotidiana y que está relacionada con el movimiento de los objetos. Sin embargo, debemos ser cuidadosos en su definición porque la física no debe admitir ideas ambiguas. Vamos a definir matemáticamente lo que llamamos *velocidad media* y luego vamos a comparar esta definición con nuestro concepto cotidiano de velocidad. Consideremos el movimiento de un objeto entre dos instantes de tiempo a los que llamamos  $t_1$  y  $t_2$ . La posición del objeto en el instante  $t_1$  es  $x_1$  y la posición del objeto en el instante  $t_2$  es  $x_2$ . La velocidad media viene dada entonces por:

$$v_{\text{media}} = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta x}{\Delta t} \quad (5.2)$$

Es decir que la velocidad media es el cociente entre el desplazamiento y el intervalo de tiempo transcurrido.

**Ejemplo 5.3.3:** Tomemos como ejemplo nuevamente la situación de la figura 5.2. Supongamos que la persona corrió (muy lentamente!) desde su posición inicial hasta el árbol en 10 segundos. ¿Cuál fue su velocidad media?

Empleando el sistema de referencia con origen en el semáforo:

$$v_{\text{media}} = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{5 \text{ m}}{10 \text{ s}} = 0,5 \text{ m/s} \quad (5.3)$$

Si hubiéramos tomado el sistema de referencia con origen en el árbol, ¿el resultado hubiera sido el mismo? Veámoslo:

$$v_{\text{media}} = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{-5 \text{ m}}{10 \text{ s}} = -0,5 \text{ m/s} \quad (5.4)$$



Al menos dos observaciones importantes podemos hacer a partir del ejemplo anterior. En primer lugar vemos que, al igual que la posición y que el desplazamiento, la velocidad media depende del sistema de referencia elegido. Para un sistema de referencia obtuvimos un valor de 0,5 m/s y para el otro  $-0,5$  m/s. En segundo lugar, le velocidad media puede ser negativa!

Aquí encontramos una primera diferencia con nuestra idea cotidiana de velocidad, no solemos contemplar la posibilidad de tener velocidades negativas. ¿Qué me indica el signo de la velocidad media, qué implica que una velocidad sea positiva o negativa? Prestemos atención a la figura 5.2, en particular a la dirección que tienen los sistemas de referencia. Para el sistema de referencia de la parte superior de la figura, el movimiento de la persona es hacia la dirección positiva de la recta mientras que para el otro sistema es hacia su dirección negativa. El signo de la velocidad media lo que me está señalando es hacia cuál de los dos sentidos de mi sistema de referencia se está desplazando el objeto. Más concretamente, *el signo de la velocidad indica su sentido*. Por supuesto que el signo va a depender entonces del sistema de referencia elegido, no podemos indicar una velocidad como positiva o negativa si no hemos señalado aún cuál es el sistema de referencia que estamos empleando.

En el siguiente ejemplo vamos a contemplar una situación en la que la diferencia entre el concepto de velocidad media y nuestra idea cotidiana de velocidad es más contundente aún.

**Ejemplo 5.3.4:** El hombre corre desde su posición hasta el árbol en 10 s e inmediatamente regresa a su posición inicial en otros 10 s. ¿Cuál fue su velocidad media en el recorrido completo?

Antes de responder a esa pregunta, de acuerdo a tu idea cotidiana de velocidad, ¿cuál dirías que fue su velocidad? Posiblemente razonarías de la siguiente manera. La distancia total que recorrió el hombre fue de 10 m y el tiempo que le tomó hacerlo fue 20 s, por lo tanto su velocidad resulta igual a  $10\text{m}/20\text{s} = 0,5$  m/s. Si ese fue tu razonamiento, no hay ningún error en él, es correcto, simplemente que el concepto de velocidad que involucra a la distancia recorrida (en lugar del desplazamiento) recibe el nombre, en física, de *rapidez media*. La velocidad media, de acuerdo a la definición 5.2, resulta:

$$v_{\text{media}} = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{3 \text{ m} - 3 \text{ m}}{20 \text{ s}} = 0 \text{ m/s}$$

La posición inicial y la posición final del hombre coinciden, entonces su desplazamiento total fue igual a 0 y, por lo tanto, su velocidad media también fue nula.

Como señalamos en el ejemplo, nuestra idea cotidiana de velocidad está asociada a la *rapidez media* y viene dada por:

$$\text{rapidez media} = \frac{\text{distancia recorrida}}{\Delta t}$$

### 5.3. Movimiento Rectilíneo Uniforme

---

En general, en física, emplearemos más frecuentemente el concepto de velocidad que el de rapidez ya que contiene más información. La velocidad, además de indicarnos qué tan rápido se desplaza un objeto, nos indica en qué dirección lo está haciendo.

#### Velocidad Instantánea

La velocidad instantánea, a diferencia de la velocidad media, no tiene en cuenta un intervalo de tiempo sino que indica la velocidad en un instante particular del movimiento. Vamos a posponer por ahora la definición precisa de velocidad instantánea pero vamos a tratar de hacernos una idea de qué representa mediante un ejemplo. Supongamos que realizamos un viaje en auto desde San Antonio de Areco hacia Buenos Aires (113 km) y que en total tardamos 1 h y 30 min. Empleando como sistema de referencia una línea recta imaginaria entre nuestro origen y nuestro destino, es fácil determinar que nuestra velocidad media fue de 75,33 km/h. ¿Cuál fue nuestra velocidad instantánea? Para poder responder a esa pregunta, debemos referirnos a un instante en particular. Por ejemplo, en el instante en que estábamos pagando el peaje nuestra velocidad instantánea fue seguramente igual a 0, es decir, estábamos detenidos. Posiblemente en algún momento tuvimos una velocidad instantánea de 110 km/h o tal vez tuvimos que circular detrás de un camión con una velocidad instantánea no mayor a 80 km/h. Como vemos, la velocidad instantánea puede ir cambiando a lo largo del recorrido y puede no coincidir con la velocidad media. El símbolo que emplearemos para representar la velocidad instantánea será simplemente  $v$ , sin indicar explícitamente que nos referimos a la velocidad instantánea.

#### Movimientos a velocidad constante

Un tipo particular de movimiento se da cuando el objeto se desplaza siempre con la misma velocidad. Que la velocidad permanezca constante implica que no cambia ni la rapidez ni la dirección de la velocidad. Por lo tanto, los movimientos a velocidad constante son siempre desplazamientos que se dan en línea recta, ya que la dirección no cambia, y de ahí que a este tipo de movimiento se lo suele llamar *movimiento rectilíneo uniforme* (MRU).

Como la velocidad no cambia en el MRU, la velocidad media y la velocidad instantánea coinciden. Esta es una particularidad del movimiento rectilíneo uniforme. Haciendo uso de la igualdad entre ambas velocidades y empleando la definición de velocidad media (ecuación 5.2):

$$v = v_{\text{media}} = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1} \quad (5.5)$$

Reacomodando un poco esa ecuación (es importante que logres hacerlo tu mismo!), podemos

llegar a:

$$x_2 = x_1 + v(t_2 - t_1) \quad (5.6)$$

Una forma muy usada de la ecuación 5.6 se da cuando el instante inicial del movimiento lo tomamos igual a 0 y la posición inicial del objeto la llamamos  $x_0$ :

$$x = x_0 + vt \quad (5.7)$$

En esta última ecuación  $x$  representa la posición tomada por el objeto en cualquier instante  $t$ , posterior al instante inicial. Recordemos que llegamos a esta ecuación asumiendo que la velocidad permanece constante, la expresión 5.7 no es válida si la velocidad cambia en algún punto del recorrido.

**Ejemplo 5.3.5:** Empleemos la ecuación 5.7 para describir el movimiento que venimos trabajando hasta ahora. El hombre de la parte superior de la figura 5.2 se desplaza desde la posición 3 m hasta el árbol con una velocidad constante de 0,5 m/s.

¿En qué posición se encontrará a los 4 s?

$$x = x_0 + vt = 3 \text{ m} + 0,5 \frac{\text{m}}{\text{s}} 4 \text{ s} = 5 \text{ m}$$

¿Cuánto tiempo le tomará realizar la mitad del recorrido?

Lo primero que debemos ser capaces de deducir en este caso es que la mitad del recorrido corresponde a la posición 5,5 m. Tome el tiempo que sea necesario para llegar a esa conclusión por vos mismo. Usamos nuevamente la ecuación 5.7 pero esta vez nuestra incógnita será el tiempo y usaremos como dato la posición del hombre:

$$\begin{aligned} x &= x_0 + vt \\ 5,5 &= 3 + 0,5t \\ \Rightarrow t &= \frac{5,5 - 3}{0,5} = 5 \text{ s} \end{aligned}$$

Desde ya que, al desplazarse a velocidad constante, la mitad del recorrido la alcanza a la mitad del tiempo total y podríamos haber razonado de esa manera para hallarlo pero resulta conveniente en este momento que nos familiaricemos con el formalismo matemático porque no siempre va a ser tan sencillo emplear nociones intuitivas.

Si somos cuidadosos podemos obviar las unidades en los desarrollos y agregarlas únicamente en el resultado final, como hicimos en este último ejemplo. Pero para eso debemos asegurarnos de estar operando con unidades compatibles, como vimos en el capítulo anterior.

### 5.3. Movimiento Rectilíneo Uniforme

---

#### Formas de describir un movimiento

Un movimiento puede describirse de diversas maneras. Una de las que estuvimos usando hasta ahora es una descripción textual: “el hombre se desplaza a velocidad constante de 0,5 m/s desde la posición 3 m hasta la posición 8 m”. Veamos otras opciones para describir este mismo movimiento.

Muchas veces resulta conveniente una representación esquemática de lo que está sucediendo como la mostrada en la figura 5.3.

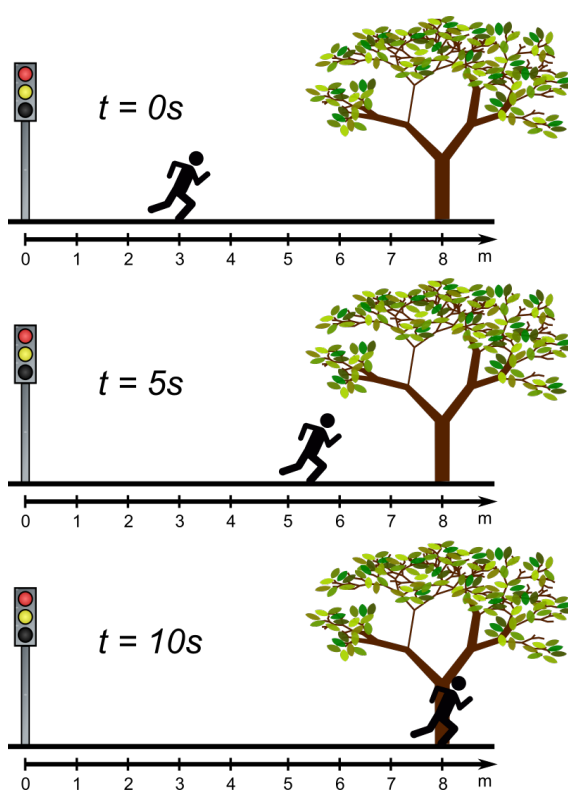


Figura 5.3: Representación esquemática de un movimiento a velocidad constante

Esta representación tiene la ventaja de que visualmente resulta muy ilustrativa pero la desventaja de no ser compacta y de representar únicamente instantes puntuales, sin informar nada sobre la posición del objeto en instantes no considerados en el dibujo.

Otra representación muy empleada, fundamentalmente cuando los datos del movimiento se originaron en una medición experimental, es la representación mediante una tabla de valores y su correspondiente representación gráfica (figura 5.4).

Al igual que en el caso anterior, no todos los instantes de tiempo están ilustrados en esta representación. En ocasiones eso no es una dificultad para describir el movimiento.

| Tiempo (s) | Posición (m) |
|------------|--------------|
| 0          | 3            |
| 2          | 4            |
| 4          | 5            |
| 6          | 6            |
| 8          | 7            |
| 10         | 8            |

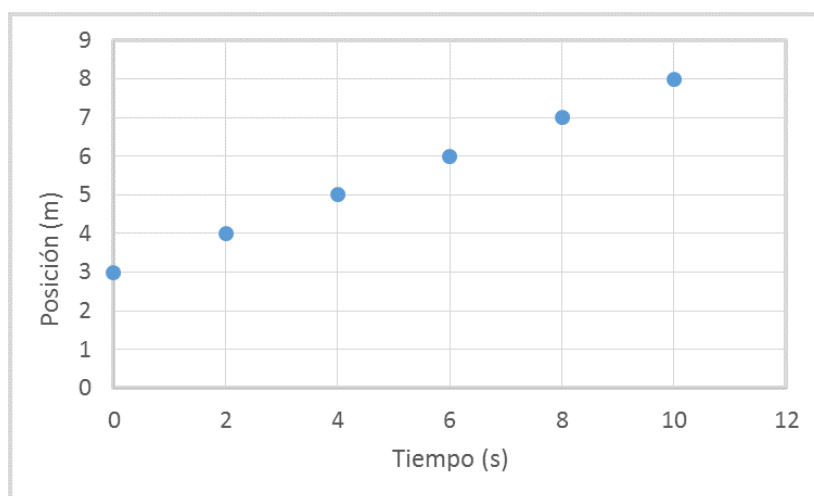


Figura 5.4: Representación mediante tabla de valores y su correspondiente gráfica.

Por último, en los casos en que resulta posible, expresar la posición como una función del tiempo es la forma más completa y compacta de describir un movimiento:

$$x(t) = 3 + 0,5t$$

En esa función debe entenderse a  $t$  como la variable independiente y  $x$  como una función que depende de  $t$ . Por simplicidad se han omitido las unidades en la expresión pero siempre debe tenerse presente que cada magnitud tiene asociada una unidad. Vinculada a la expresión algebraica está la representación gráfica de esa función.

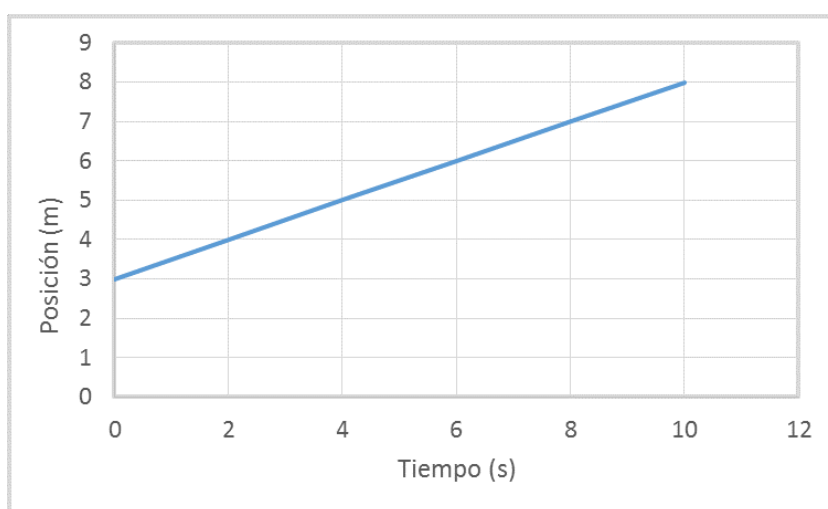


Figura 5.5: Representación gráfica de la posición en función del tiempo

En este caso se trata de una recta, con ordenada al origen igual a 3 m y una pendiente positiva de 0,5 m/s. El valor de la pendiente es exactamente el valor de la velocidad. Esto

### 5.3. Movimiento Rectilíneo Uniforme

---

no es una casualidad, la velocidad siempre será la pendiente del gráfico de posición.

Todas las formas de describir un movimiento son válidas y, dependiendo de la situación, puede resultar más conveniente una u otra. Debemos familiarizarnos con todas ellas y ser capaces de relacionarlas.

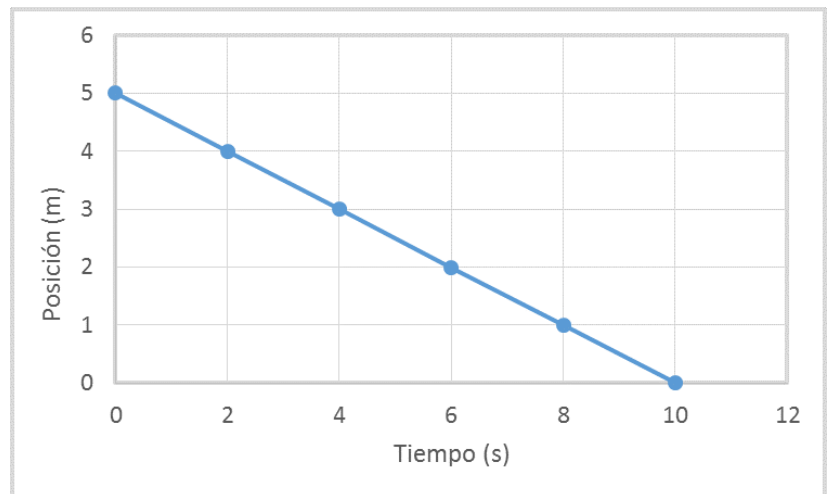
**Ejemplo 5.3.6:** Describa el movimiento del hombre hacia el árbol considerando el sistema de referencia ubicado en el árbol (parte inferior de la figura 5.2). Emplee para ello una tabla de valores, una expresión algebraica y una representación gráfica de la posición en función del tiempo.

La posición inicial medida desde el árbol es 5 m. La velocidad media para este caso ya la obtuvimos en uno de los ejemplos (expresión 5.4) y, por tratarse de un movimiento a velocidad constante, la velocidad media y la velocidad instantánea coinciden. Por lo tanto, la posición como función del tiempo toma la siguiente forma:

$$x(t) = 5 - 0,5 t$$

Una vez obtenida la expresión algebraica, podemos completar la tabla asignando valores a  $t$  y calculando el valor  $x$ .

| Tiempo (s) | Posición (m) |
|------------|--------------|
| 0          | 5            |
| 2          | 4            |
| 4          | 3            |
| 6          | 2            |
| 8          | 1            |
| 10         | 0            |



La gráfica podemos hallarla a partir de las propiedades de la recta (ordenada al origen y pendiente) o bien ayudándonos con la tabla de valores obtenida. Observemos que, por tratarse de un movimiento con velocidad negativa, la gráfica de la posición como función del tiempo presenta una pendiente negativa.

Hasta ahora siempre hemos representado gráficamente la posición en función del tiempo. ¿Qué aspecto tendrá la gráfica de la velocidad como función del tiempo en un movimiento rectilíneo uniforme? La respuesta es bastante sencilla. Como la velocidad toma siempre el mismo valor, el gráfico corresponde al de una constante. Siguiendo con el ejemplo anterior, en que la velocidad era igual a  $-5$  m/s, obtenemos el gráfico de la figura 5.6.

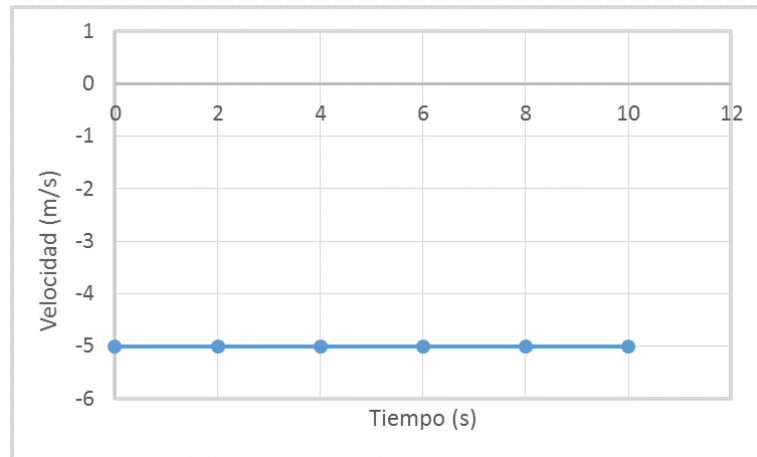


Figura 5.6: Representación gráfica de la velocidad en función del tiempo para una velocidad constante de  $-5$  m/s.

### Nota Aclaratoria

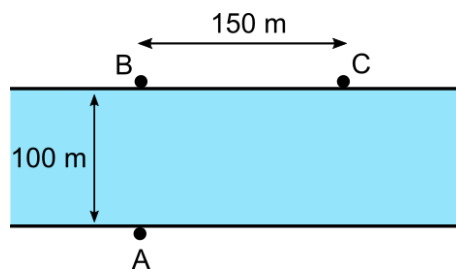
En la realidad, son pocas las veces en que un movimiento es completamente uniforme. La gran mayoría de los movimientos que contemplamos en nuestra vida cotidiana presentan velocidades que van cambiando, tanto de magnitud como de dirección, a lo largo de la trayectoria seguida por el objeto. Por otra parte, tampoco son muchas las situaciones en que un movimiento es puramente unidimensional. Lo que hemos hecho hasta ahora fue considerar las situaciones más sencillas posibles. No por ello debemos pensar que las ideas que hemos trabajado no van a servirnos. La verdad es que si logramos comprenderlas y familiarizarnos con ellas habremos dado un paso fundamental para avanzar hacia la comprensión de fenómenos más complejos.

## 5.4. Ejercicios

---

### 5.4. Ejercicios

1. ¿Cuál es el desplazamiento de un móvil que circula a 80 km/h durante 30 segundos?  
¿Y si lo hace a -40 km/h?
2. ¿El desplazamiento de una persona en un viaje puede ser cero, aunque la distancia recorrida en el viaje no sea cero? ¿Es posible la situación inversa? Justifique sus respuestas.
3. Una pista circular de automovilismo tiene un radio de 500 m. ¿Cuál habrá sido el desplazamiento de un auto al dar media vuelta a la pista? ¿Y al dar la vuelta completa?
4. ¿El signo de la velocidad media depende del sistema de referencia elegido? ¿Y el de la rapidez media?
5. Un vehículo se desplaza con una velocidad de 40 km/h y otro lo hace con una velocidad igual a -50 km/h, ¿cuál de los dos se desplaza con mayor rapidez?
6. ¿En qué casos la velocidad media coincide con la rapidez media?
7. Un estudiante que regresa a casa de sus padres en automóvil parte a las 8:00 A.M. para hacer el viaje de 475 km, que efectúa casi en su totalidad por autopista. Si quiere llegar a almorzar a las 12:30 P.M., ¿qué rapidez media deberá mantener?
8. Un deportista desea cruzar un curso de agua de 100 m de ancho desde la posición A hasta la posición C. Por el agua se desplaza a 1,2 m/s y por tierra lo hace a 3 m/s. Desea saber si demorará menos tiempo cruzando en forma perpendicular al río hasta el punto B y luego correr hasta el punto C o si le conviene cruzar en línea recta desde A hasta C.



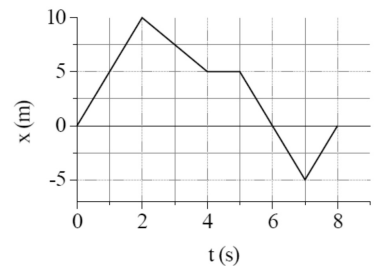
Una vez que hayas ayudado al deportista a responder su inquietud trata de encontrar un camino alternativo por el que demore menos aún. *Si llegás a encontrar un camino*



que le toma aproximadamente 126,38 s, no sigas buscando, es posible demostrar que el tiempo mínimo que podría lograr es muy cercano a ese valor.

9. La estación espacial internacional (ISS) se desplaza en una órbita circular alrededor del planeta tierra. La distancia a la que se encuentra de la superficie de la tierra es de 400 km y el radio terrestre es de 6400 km; por lo tanto, el radio de la órbita es de 6800 km.
- (a) Calcular la distancia que recorre la ISS en una vuelta completa.
- (b) Sabiendo que se desplaza a una velocidad de 27 743 km/h, ¿cuántos minutos demora en dar una vuelta completa?
- (c) ¿Cuántas vueltas al planeta tierra da por día?

10. En la figura se muestra la gráfica de la posición en función del tiempo para una partícula que se mueve a lo largo del eje x.



- (a) Encuentre el desplazamiento y la velocidad media en los intervalos de tiempo: i) de 0 a 2s; ii) de 0 a 4s; iii) de 2 a 4s y iv) de 0 a 8s.
- (b) Halle la velocidad instantánea de la partícula para  $t = 4,5s$

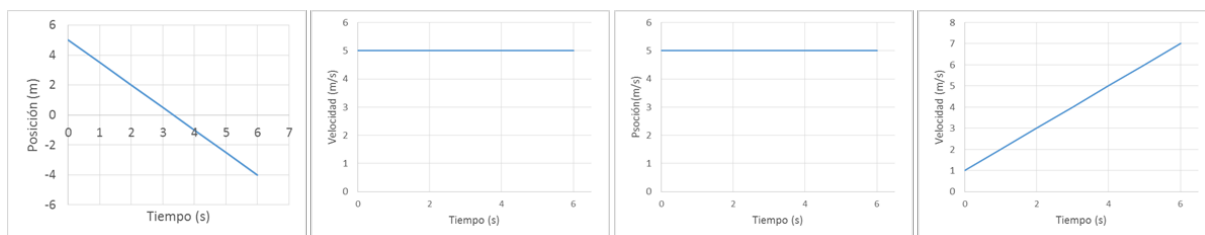
11. El siguiente gráfico representa la velocidad en función del tiempo para dos móviles, A y B. ¿Cuál de ellos se desplaza con mayor rapidez?



12. Para cada una de las siguientes figuras indique si puede corresponder a un movimiento rectilíneo uniforme. Tenga en cuenta que algunos gráficos son de posición y otros de velocidad.

## 5.4. Ejercicios

---



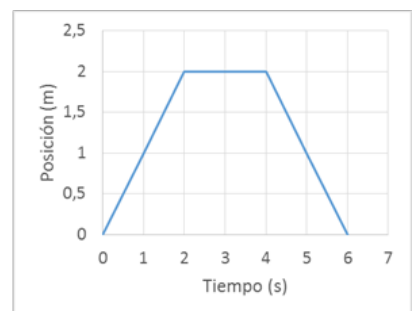
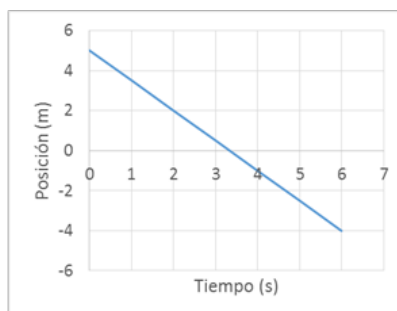
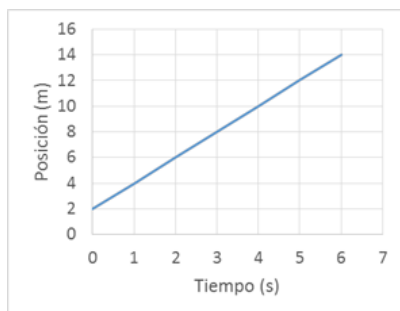
13. El ascensor de un edificio, cuyos pisos son de 3 m de altura, sube desde el primer piso al tercero a velocidad constante en 6 s, permanece en ese piso durante 4 s y, finalmente, desciende hasta la planta baja con la misma rapidez que con la que ascendió. Empleando un sistema de referencia con origen en la planta baja y dirección positiva hacia arriba:
- represente gráficamente la posición en función del tiempo para el recorrido completo.
  - represente gráficamente la velocidad en función del tiempo para el recorrido completo.
14. En un instante determinado, la distancia entre dos ciclistas es de 40 m y avanzan en el mismo sentido, el más adelantado lo hace a 20 km/h mientras que el otro lo hace a 30 km/h.
- Realice un esquema de la situación planteada indicando el sistema de referencia elegido.
  - Obtenga el tiempo que le toma al segundo ciclista alcanzar al primero.
  - De acuerdo al sistema de referencia que ud eligió, ¿cuál es la posición en la que se produce el encuentro entre ellos?
  - Represente en un mismo gráfico la posición en función del tiempo para ambos ciclistas.
15. Dos vehículos, separados inicialmente una distancia de 600 m, circulan con rapidez constante y en sentidos opuestos. Uno de ellos lo hace a 10 m/s y el otro a 15 m/s.
- Realice un esquema de la situación planteada indicando el sistema de referencia elegido.
  - Obtenga el tiempo en el que ambos vehículos se encuentran en la misma posición.
  - De acuerdo al sistema de referencia que ud eligió, ¿cuál es la posición en la que se produce el encuentro entre ellos?

(d) Represente en un mismo gráfico la posición en función del tiempo para ambos vehículos.

16. La cinta transportadora de una línea de producción desplaza cajas que deben estar separadas entre sí una distancia de 50 cm. ¿Qué velocidad mínima debe desarrollar la cinta para poder procesar 25 cajas por minuto?
17. Todas las mañanas José camina desde su casa hasta el taller ubicado en el fondo de su patio para comenzar a trabajar. El taller se encuentra a 40 m de la casa. Recientemente instaló una aplicación en su teléfono celular que registra su movimiento y decidió analizar los datos que le entrega. Las siguientes tablas muestran la hora en formato hh::mm::ss y la posición en la que se encontraba en ese momento. La primera tabla corresponde al día 1 y la segunda al día 2.

|         |         |         |         |         |         |         |         |
|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|
| Hora    | 7:30:00 | 7:30:20 | 7:30:40 | 7:31:00 | 7:31:20 | 7:31:40 | 7:32:00 |
| Pos (m) | 40      | 32      | 24      | 16      | 8       | 0       | 0       |
| Hora    | 7:30:10 | 7:30:30 | 7:30:50 | 7:31:10 | 7:31:30 | 7:31:50 | 7:32:10 |
| Pos (m) | 40      | 32      | 24      | 40      | 24      | 8       | 0       |

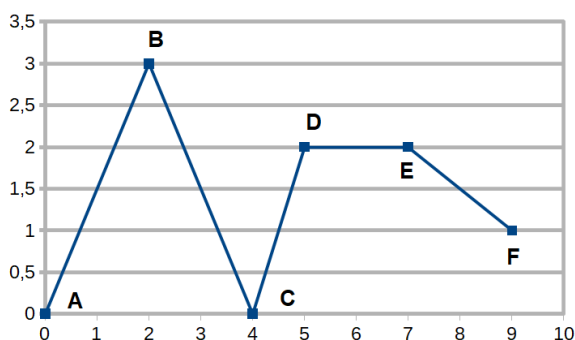
- (a) Para cada uno de los días, realiza una gráfica de la posición en función del tiempo.
- (b) La aplicación le permite a José fijar cuál será su posición de referencia, es decir, el origen de coordenadas. Sabiendo que el movimiento registrado corresponde a su recorrido desde la casa al taller, ¿en qué lugar ha decidido José fijar su referencia?
- (c) ¿Cuál fue la velocidad media en el primer día?
- (d) ¿Cuánto tiempo le tomó el primer día llegar al taller?
- (e) ¿Qué hipótesis se le ocurren que justifiquen los datos del día 2?
18. Los siguientes gráficos representan diferentes movimientos unidimensionales. Para cada uno de ellos, imagine y describa una situación que se corresponda con ese movimiento.



## 5.4. Ejercicios

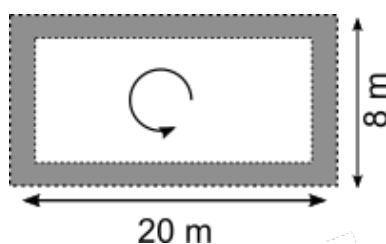
19. La figura muestra el recorrido seguido por una hormiga desde el hormiguero (A) hasta el punto F. La escala del gráfico está en centímetros en ambos ejes. Sabiendo que en cada uno de los primeros 3 tramos (AB, BC y CD) se desplazó con una rapidez constante de 0,5 cm/s y que en los últimos 2 lo hizo con una rapidez de 1 cm/s, responda a las siguientes preguntas:

- (a) ¿Cuánto tiempo demoró en realizar todo el recorrido?
- (b) ¿Cuánto tiempo habría demorado si hubiera hecho el recorrido en línea recta y con una velocidad constante de 1 cm/s?
- (c) Considere una segunda hormiga que, en el mismo instante en que la primera sale de A ésta lo hace desde F siguiendo el mismo recorrido pero en sentido contrario y con una rapidez constante de 2 cm/s. ¿En qué lugar se producirá el encuentro?

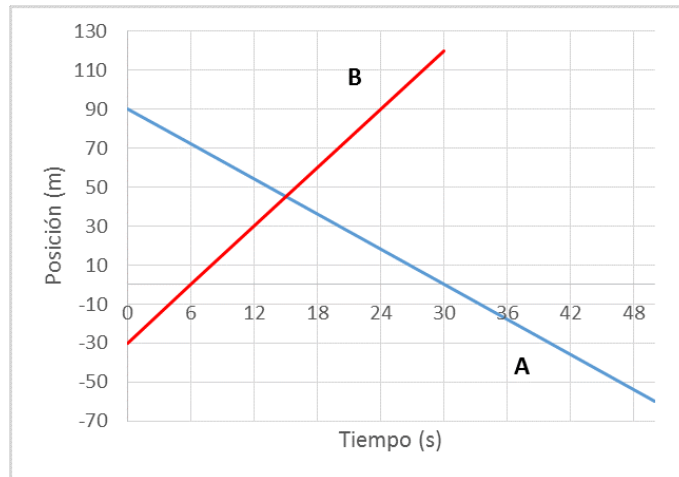


20. Una valija se encuentra sobre la cinta transportadora de un aeropuerto. Por simplicidad asumiremos que el recorrido es rectangular, con sentido de giro antihorario, como se esquematiza en la figura. En determinado instante la valija se encuentra en la mitad del lado inferior de la figura y su dueño se encuentra en el vértice inferior izquierdo, es decir, a 10 m de su valija. La cinta se desplaza a 0,5 m/s y la persona camina a 1 m/s.

- (a) ¿En qué sentido deberá caminar la persona para alcanzar su valija en el menor tiempo posible? (No está permitido pasar sobre la cinta).
- (b) ¿Qué distancia habrá recorrido la persona en ese caso y qué distancia la valija?



21. La siguiente figura representa el movimiento de dos partículas en función del tiempo.



A partir del gráfico determine:

- (a) la velocidad de cada una de las partículas
- (b) la ecuación que describe la posición como función del tiempo para cada una de las partículas

Usando las ecuaciones obtenidas en el punto anterior halle:

- (c) el instante en el que se produce el encuentro entre las partículas
- (d) la posición en la que se produce el encuentro
- (e) los instantes de tiempo (hay más de uno!) en que la distancia entre las dos partículas es igual a 40 m.