



UNIVERSIDAD NACIONAL DE SAN JUAN

Facultad de Filosofía, Humanidades y Artes

Departamento de Física y Química

Profesorado en Física, Química y Tecnología



“MÓDULO QUÍMICA”

CURSO INGRESO 2023

Prof. Emmanuel Carrizo



UNIDAD 1

CONCEPTOS GENERALES

La Química es una ciencia que se hace presente en nuestra vida diaria. Algunos fenómenos que estudia esta ciencia son observables, como la ebullición del agua, los cambios que presentan los alimentos al ser cocinados, un trozo de madera que se quema, y otros fenómenos como los que se producen en nuestro organismo cuando ingresan virus o bacterias, la digestión de los alimentos o el envejecimiento no pueden ser apreciados a simple vista, pero involucra a una serie de reacciones químicas. Empleando la Química se han descubriendo medicamentos, mecanismos moleculares por los cuales se producen diferentes procesos biológicos, se han evolucionado en el conocimiento de los genes involucrados en determinadas enfermedades, y en otros aspectos que mejoran nuestra calidad de vida.

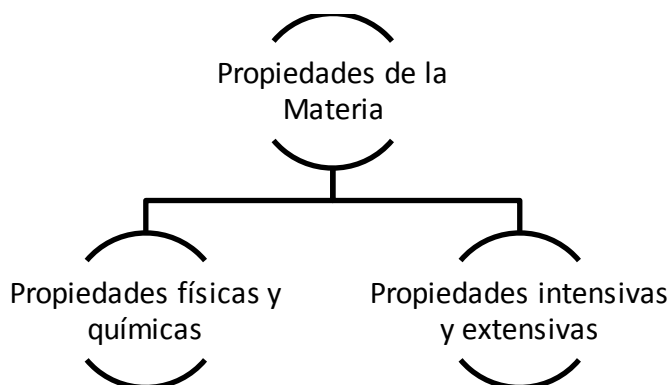
La Química es la ciencia que estudia fundamentalmente, la materia y la energía. En otras palabras, las propiedades, características que nos permiten reconocer y distinguir las diferentes clases de materia y los fenómenos o transformaciones, sus leyes y estructuras de cómo está formada.

Materia: Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa, es decir que es todo aquello que puede verse, tocarse y sentirse. Por ejemplo: El aire que respiramos, las plantas que nos rodean, el agua que bebemos.

Cuerpo: Es una porción limitada de materia. Todo cuerpo tiene límites reales. Por ejemplo: El pizarrón, un trozo de tiza, una silla.

Sustancia: Es cada una de las clases especiales de materia. Por ejemplo: Madera, Hierro, Vidrio.

PROPIEDADES DE LA MATERIA



1- PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

a) PROPIEDADES FÍSICAS:

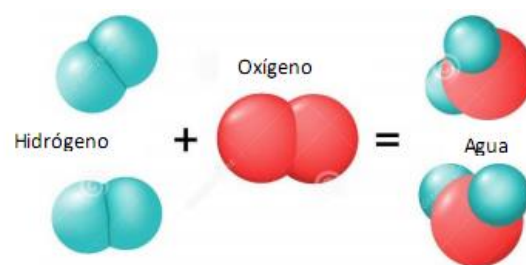
Son aquellas propiedades que se observan o miden sin afectar la identidad de una sustancia. Las propiedades físicas se estudian sin relacionar la sustancia con otras sustancias químicas específicas. Ejemplo: masa, densidad, estado de agregación, forma cristalina, punto de fusión, apariencia, etc.

Cambio Físico	Ejemplo	Propiedad Física
Cambio de forma	Estirar un trozo de cobre en un alambre delgado	Ductilidad
Cambio de estado	Agua en ebullición	Punto de ebullición

b) PROPIEDADES QUÍMICAS:

Son aquellas que describen la habilidad de una sustancia para cambiarla en una nueva. Durante un cambio químico la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades químicas y físicas. Se asocian a las reacciones químicas.

Ejemplo: Moléculas de Hidrógeno (H_2) se combinan con moléculas de Oxígeno (O_2) para dar moléculas de Agua (H_2O)



Cambio Químico	Ejemplo	Propiedad Química
Formación de óxido	El hierro que es gris y brillante, se combina con el oxígeno para formar óxido anaranjado – rojizo.	Oxidación
Quemar madera	Un trozo de pino se quema con una llama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua	Combustión

2- PROPIEDADES INTENSIVAS y EXTENSIVAS

a) PROPIEDADES GENERALES O EXTENSIVAS:

Las propiedades extensivas o generales son aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo: masa y volumen. Estas propiedades las poseen todas las sustancias de manera general.

b) PROPIEDADES INTENSIVAS o ESPECÍFICAS:

Las propiedades Intensivas o Específica, son propiedades que no dependen de la materia de que se dispone, ya que para una misma sustancia estas propiedades son iguales, tanto en una pequeña proporción como en una cantidad mayor.

Entre las propiedades intensivas de las sustancias se puede encontrar:

Propiedades organolépticas: pueden apreciarse por medio de los sentidos, como el color, sabor, sensación al tacto, sonido, etc. Presentan el inconveniente de que no permiten distinguir claramente dos sustancias, pues no hay diferencia apreciable entre ellas.

Constantes físicas: propiedades que son expresables cuantitativamente y se miden con exactitud en el laboratorio, como el punto de fusión, punto de ebullición, densidad, calor específico, etc., tienen valores definidos y constantes para cada sustancia. Permiten diferenciar las distintas sustancias con mucha certeza.

Desafío 1. Identifique si las siguientes propiedades son extensivas o intensivas:

- La temperatura a la cual se derrite el hielo.
- El color del cloruro de níquel
- La energía producida cuando se quema la gasolina.
- El precio del platino
- Masa de una roca

Desafío 2. Las siguientes propiedades fueron determinadas para un trozo de Hierro. Indicar cuáles son intensivas y cuáles son extensivas:

- Masa: 40 g
- $d = 7,8 \text{ g/cm}^3$
- Color: grisáceo,
- Punto de fusión: $1535 \text{ }^\circ\text{C}$
- Volumen: $5,13 \text{ cm}^3$
- Se oxida en presencia de aire húmedo
- Es insoluble en agua.

Densidad (δ)

La densidad es una propiedad intensiva importante de la materia. Es la medida de cuánta masa hay contenida en una unidad de volumen. Se expresa mediante la fórmula:

$$d = \frac{m}{v}$$

Diagrama de la fórmula: 'densidad' apunta a 'd', 'masa' apunta a 'm', y 'volumen' apunta a 'v'.

Esta relación depende de la cantidad de materia

Ejemplo: La densidad del agua, por ejemplo, es de 1 gr/cm^3 . Esto significa que, si tomamos 1 cm^3 de agua, tendrá una masa de 1 gramo.

Desafío 3. Una muestra de 44,65 g de cobre tiene un volumen de 5 cm^3 ¿Cuál es la densidad del cobre?

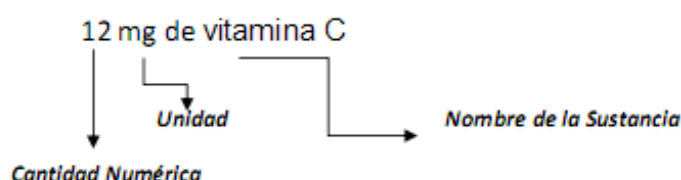
MEDIDAS

La Química es una ciencia experimental. Para que nuestros experimentos sean reproducibles, debe ser posible describir por completo las sustancias con las que trabajamos: sus masas, volúmenes, temperaturas, etcétera. En consecuencia, uno de los requerimientos más importantes en la Química es que tener una forma de medir.

Una cantidad medida suele describirse como un número con una unidad apropiada.

Afirmar que la distancia en automóvil entre San Juan y Buenos Aires por cierta ruta es de 1162 no tiene sentido. Se requiere especificar que la distancia es de 1162 Km. Lo mismo es válido en química; las unidades son esenciales para expresar correctamente las mediciones.

Un valor de medición se compone de tres partes:



UNIDADES MÉTRICAS Y SISTEMA INTERNACIONAL (SI)

El sistema métrico es usado por científicos y profesionales en todo el mundo. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico llamada Sistema Internacional de Unidades (SI) para uniformar las unidades en todo el mundo.

UNIDADES DE MEDICIÓN

Medición	Sistema Internacional (SI)	Sistema métrico
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Metro cúbico (m ³)	Litro (L)
Masa	Kilogramo (Kg)	Gramo (g)
Temperatura	Kelvin (K)	Grados centígrados o Celsius (°C)
Tiempo	Segundo (s)	Segundo (s)

Medición de la masa

La masa se define como la cantidad de materia que tiene un objeto. La unidad de Masa en el SI es el Kilogramo (Kg). También se usan el gramo (g), el miligramo (mg), éstas son submúltiplos o múltiplos del kilogramo.

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g} \quad 1 \text{ g} = 1.000 \text{ mg}$$



Los términos “masa” y “peso”, aunque se usan con frecuencia en forma indistinta, tienen significados muy diferentes. La masa es una propiedad física que mide la cantidad de materia que hay en un objeto, mientras que el peso mide la fuerza con la que la gravedad atrae a un objeto. La masa es independiente de la ubicación de un objeto; por ejemplo, su cuerpo posee la misma cantidad de materia ya sea que usted esté en la Tierra o en la Luna. Sin embargo, el peso sí depende de la localización del objeto.

Medición de la Longitud

El metro (m) es la unidad estándar de longitud en el SI. Otras unidades de medida comunes para la longitud son el centímetro (cm), el milímetro (mm), el micrómetro (μm) y el nanómetro (nm) entre otros.

$$1 \text{ m} = 100 \text{ cm} = 1.000 \text{ mm}$$

$$1 \text{ cm} = 10 \text{ mm}$$

$$1 \text{ km} = 1.000 \text{ m}$$

Medición del Volumen

La unidad de longitud del SI es el metro (m) y la unidad derivada del SI para volumen es el metro cúbico (m^3). No obstante, los químicos suelen trabajar con volúmenes mucho más pequeños. También se usa el dm^3 , cm^3 , mm^3 , litro (L), mL.

$$1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3 = 10^9 \text{ mm}^3 \quad 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} \quad 1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3$$

Medición de la Temperatura

En el trabajo científico, el kelvin (K) es una de las unidades más utilizadas. (Nótese que sólo decimos “kelvin”, y no “grado kelvin”). Para fines prácticos, el kelvin y el grado Celsius son lo mismo: los dos son la centésima parte del intervalo entre el punto de congelación y el de ebullición del agua a presión atmosférica estándar. La única diferencia real entre esas dos unidades es que los números asignados a varios puntos en las escalas difieren. Mientras que la escala Celsius asigna un valor de 0°C al punto de congelación del agua y de 100°C al de ebullición, la escala Kelvin asigna un valor de 0 K a la temperatura más fría posible, -273.15°C , que en ocasiones recibe el nombre de cero absoluto.

Así, $0 \text{ K} = -273.15^\circ\text{C}$ y $273.15 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$.

Por ejemplo, un día cálido de primavera con una temperatura de 25°C tiene una temperatura Kelvin de $25 + 273.15 = 298 \text{ K}$.



EJERCITACIÓN UNIDAD N°1

1. - Diga si a continuación se describen cambios físicos o químicos:

- a) El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis.
- b) Cambio de posición de un objeto.
- c) Cocinar una milanesa.
- d) Se calienta azufre en polvo hasta fundirlo.
- e) La solidificación de una sustancia que es líquida

2. - El agua hierve a 100°C al nivel del mar. ¿Qué tipo de propiedad del agua estamos hablando? Marque la opción CORRECTA.

- a) Extensiva.
- b) Intensiva.
- c) Química

3.- Son propiedades extensivas de la materia: Marque la opción CORRECTA.

- a) Volumen y masa.
- b) Densidad y temperatura.
- c) Longitud y densidad.
- d) Calor y temperatura.

4. - Selecciona la afirmación correcta: Cuando decimos que el sodio (Na) tiene una densidad de $0,971\text{ g/cm}^3$ y el litio (Li) se funde a $180,54^{\circ}\text{C}$, podemos deducir que:

- a) Ambas son propiedades extensivas;
- b) La densidad es propiedad extensiva y el punto de fusión es propiedad intensiva;
- c) Ambas son propiedades intensivas;
- d) La densidad es propiedad intensiva y el punto de fusión es propiedad extensiva.

5. - Cada pastilla de un suplemento dietético contiene aproximadamente 15 mg de hierro, ¿Cuántos gramos equivale esa cantidad?

6. - Responde:

- a) Una porción individual de papas fritas tiene 212 mg de sodio (Na). ¿Cuántos de gramos de Na equivale esta cantidad?
- b) La ingesta máxima recomendada de Na es de 2400 mg. ¿Cuántos gramos de Na equivale esta cantidad? ¿Cuántas porciones son necesarias para alcanzar la ingesta máxima recomendada?





7.- Con la ayuda de la tabla de densidades, identificar el tipo de materia que está presente en cada uno de los siguientes casos:

- a) Un cuerpo de 15,6 g de masa y 2 cm^3 de volumen.
- b) Un cuerpo de 500 kg de masa y ocupa un volumen de 2 m^3 .
- c) En un recipiente de una sustancia desconocida se ha medido una masa de 24 g de sustancia y un volumen de 20 mL.
- d) Un envase lleno con 20 dm^3 de un líquido e indica que la masa de su contenido es de 13,6 kg.
- e) Un bidón con 3 L de líquido y una masa de 27 kg

8. Responde:

- a) ¿Cuál es el volumen que ocupa una masa de 1 kg de aceite de oliva?
- b) ¿Cuál es la masa de un litro de hielo?
- c) ¿Cuál es el volumen de 135 g de mármol ($\delta=2,6 \text{ g/cm}^3$)?

9- Indique si cada una de las afirmaciones siguientes describe una propiedad física o una química:

- A. El oxígeno gaseoso permite la combustión.
- B. Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola.
- C. El agua hierve a menos de 100°C en la cima de una montaña.
- D. El plomo es más denso que el aluminio.
- E. El uranio es un elemento radiactivo

10. Indica qué propiedad de la materia (física o química) se comprueba en cada uno de los siguientes casos:

- A. Los granos de café se muelen para obtener un polvo fino.
- B. Al congelarse agua líquida en una cubetera se obtienen cubos de hielo.
- C. El hierro expuesto al aire se oxida.
- D. Romper en trozos una hoja de papel.
- E. Quemar una hoja de papel.
- F. Se forma aserrín al cortar madera.

UNIDAD 2

SISTEMAS MATERIALES

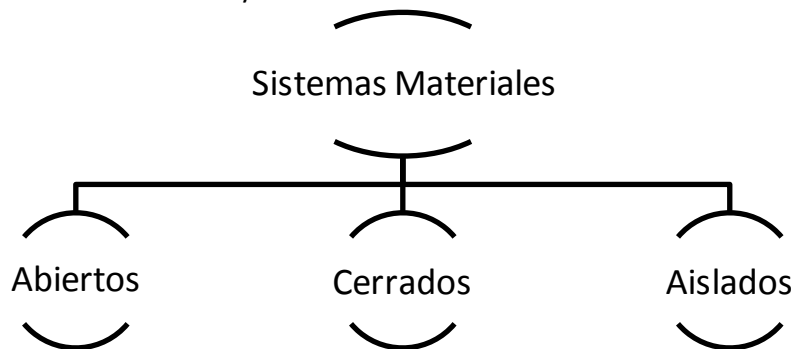
Es evidente que es imposible estudiar en forma simultánea todo lo que nos rodea. Necesitamos aislar de modo real o imaginario un conjunto de objetos o una fracción para su estudio detenido y minucioso. Cada una de estas porciones del universo presenta una organización más o menos compleja y constituye diferentes sistemas. Ya sea que se encuentren en estado sólido, líquido o gaseoso, dichas fracciones se caracterizan por ocupar un lugar en el espacio y por estar dotadas de masa. Esto determina que las porciones mencionadas, cuando son sometidas a un estudio experimental, reciben la denominación de **Sistemas Materiales**.

Sistema material es toda porción del Universo dotado de masa que se aísla en forma real o imaginaria para su estudio experimental

Los sistemas materiales se pueden clasificar según dos criterios:

1- Según el intercambio con el medio ambiente:

La clasificación de los sistemas materiales en abiertos, cerrados y aislados, obedece a hechos observables en la superficie de contacto entre el sistema y el medio, es decir al intercambio entre el sistema y el medio ambiente.



SISTEMAS ABIERTOS:

Son aquellos que intercambian materia y energía con el medio ambiente. Un organismo vivo es un sistema abierto que intercambia materia y energía con su entorno. Ejemplos de ellos son el cuerpo humano y las células. Estos obtienen energía porque captan combustibles del entorno (Glucosa), y extraen energía de su oxidación disipando la energía que no ocupan como calor.

SISTEMAS CERRADOS:

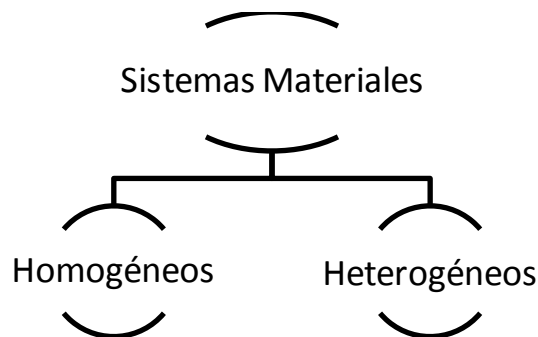
Son aquellos que solo intercambian energía con el medio ambiente. Ejemplos de Sistema cerrado es una compresa de frío para tratar las lesiones de los atletas, también una lamparita encendida.

SISTEMAS AISLADOS:

Son aquellos que no intercambian ni materia ni energía con el medio ambiente. Una buena aproximación a un sistema aislado es el café caliente en el interior de un termo sellado. No se escapa vapor de agua y, al menos durante un tiempo, no se transfiere calor a los alrededores.

2- Según su constitución:

En la clasificación de los sistemas materiales en sistemas homogéneos y sistemas heterogéneos, se atiende a la constitución y propiedades en el interior de cada sistema. Los sistemas homogéneos y heterogéneos serán establecidos mediante el microscopio óptico habitual en laboratorios químicos y biológicos, con este aparato se visualizan hasta 10-4cm (0,0001 cm).



SISTEMAS HETEROGÉNEOS:

Son aquellos que poseen propiedades intensivas diferentes en dos o más puntos del sistema; presentando superficies de discontinuidad (interfases), es decir presenta dos o más fases que pueden ser evidentes a simple vista o bien con ayuda de un microscopio óptico.

Los sistemas materiales heterogéneos pueden ser:

a- DISPERSIONES GROSERAS:

Son aquellas en las cuales se puede distinguir, a simple vista o con ayuda de un microscopio común, las partículas dispersas. Las partículas que forman la fase dispersa tienen un tamaño superior a 1000 Å.

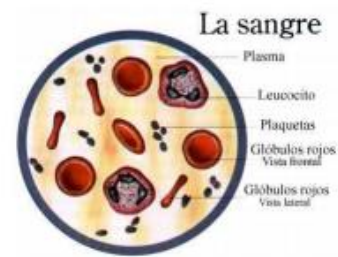


b- DISPERSIONES COLOIDALES:

Son aquellas en las cuales no se puede distinguir los componentes, a simple vista o con ayuda de un microscopio común. Las partículas que forman la fase dispersa poseen un diámetro entre 10 y 1000Å (Angstrom, equivale a 10⁻¹⁰m). Estas partículas pueden ser detectadas mediante un ultramicroscopio. Ejemplos:

a) La leche observada con un microscopio muestra heterogeneidad: suero y gotitas de grasa.

b) La sangre muestra heterogeneidad: glóbulos rojos, plaquetas, etc.



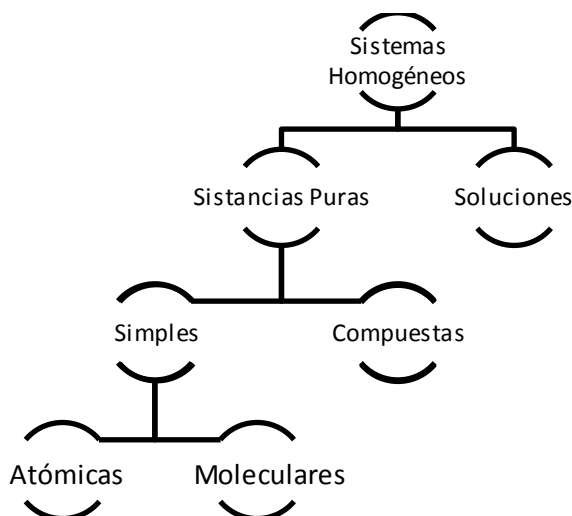
SEPARACIÓN DE FASES (SISTEMAS HETEROGÉNEOS):

Las distintas fases de un sistema heterogéneo se pueden separar por varios procedimientos físicos de separación llamados métodos de separación de fases.

- Tamizado:** Se aplica a sistemas formados por dos fases sólidas granuladas, donde los gránulos de una fase tienen diferente tamaño que los gránulos de la otra fase.
- Levigación:** En agua corriente separa sólidos de distinta densidad. Los más pesados van al fondo y los más livianos flotan.
- Sedimentación:** Se aplica a sistemas formados por una fase sólida pulverizada que se encuentra en suspensión en una fase líquida.
- Centrifugación:** Se aplica a sistemas formados por una fase líquida y una fase sólida en suspensión.
- Decantación:** Se aplica a sistemas formados por dos fases líquidas (no miscibles).
- Flotación:** Se aplica a sistemas formados por sólidos cuya diferencia de densidad es pequeña, usando para separarlos un líquido.
- Filtración:** Se aplica a sistemas formados por una fase sólida en suspensión en una fase líquida, se separan a través de una superficie porosa, llamada filtro. Las partículas sólidas son retenidas por el filtro.
- Imantación:** La separación magnética es un proceso que sirve para separar dos objetos (en la que uno debe ser ferroso o tener propiedades magnéticas y el otro no) a través del uso de separadores como imanes.

SISTEMAS HOMOGÉNEOS:

Son aquellos que poseen las mismas propiedades intensivas en cualquier punto del sistema, es decir presentan una sola fase a simple vista, el tamaño de partícula en este tipo de sistema no puede ser observado con el microscopio óptico.



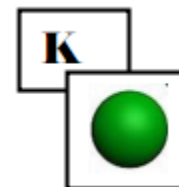
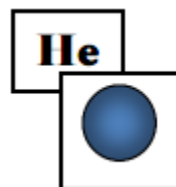
1-SUSTANCIAS PURAS:

Son sistemas homogéneos con propiedades intensivas constantes que resisten los procedimientos mecánicos y físicos del análisis. Están formadas por una sola sustancia y presentan propiedades características (propias y exclusivas) de ellas. Las sustancias puras presentan composición constantes y definidas con propiedades características que sirven para diferenciar unas sustancias puras de otras, estas propiedades son: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, solubilidad, etc.

Las sustancias puras se pueden clasificar en:

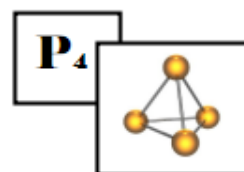
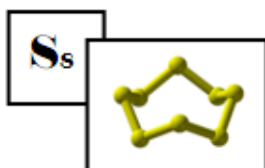
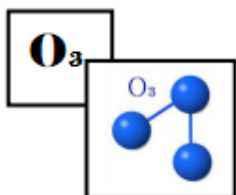
a) SIMPLES: Están formadas por átomos o moléculas constituidas de una sola clase de elemento no pueden descomponerse en otras más sencillas, por este motivo también se las conoce como sustancias elementales. Pueden dividirse en:

- **Atómicas:** Están formadas por átomos, se denominan Elementos químicos. Por ejemplo: Na, K, Co, Mg, He, Ne, etc. La mayoría son metales y los gases nobles. No se pueden separar en sustancias más simples por medios químicos



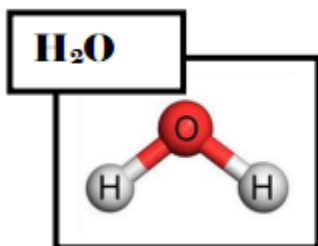
- Moleculares: Están formadas por moléculas. Estas moléculas están formadas por la unión de átomos iguales. Por ejemplo: O_2 , O_3 , H_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 , Br_2 , I_2 , S_8 , P_4 , etc. La mayoría son no metales. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos iguales.

- a) Molécula triatómica de Ozono b) Molécula octoatómica de azufre c) Molécula tetraatómica de fósforo

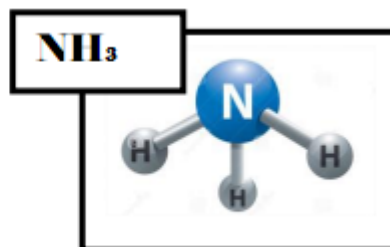


- b) **COMPUESTAS:** Están formadas por moléculas. Estas moléculas están formadas por el agregado de átomos de elementos distintos. Por ello pueden descomponerse en los elementos que las constituyen. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos distintos

- a) Molécula triatómica de agua



- b) Molécula tetraatómica de amoníaco



2-SOLUCIONES:

Sistema material homogéneo formado por más de una sustancia que tiene propiedades intensivas constantes. La cantidad de cada sustancia de una solución puede variar, es decir que tiene composición variable. El componente que está en mayor proporción, generalmente líquido, se denomina **solvente o disolvente**, y el que está en menor proporción **solute**. Si un soluto sólido se disuelve en un solvente líquido, se dice que es soluble, en cambio, si el soluto también es líquido entonces se dice que es miscible. Por ejemplo:

- Agua potable, es una solución líquida de agua pura (H_2O) con sales y gases disueltos, siendo las cantidades de ellos variables con la temperatura.
- El aire es una solución gaseosa formada por nitrógeno (78%) y oxígeno (21%).
- Bronce es una solución sólida llamada aleación, que está formada por cobre (Cu) y estaño (Sn) en diversas proporciones.



FRACCIONAMIENTO DE FASE (SISTEMAS HOMOGÉNEOS):

Como resultado de la aplicación de los métodos de separación que vimos anteriormente, un sistema heterogéneo queda dividido en fases (sistemas homogéneos). Es posible intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si una fase a su vez está formada por uno o más componentes. Por ejemplo, podemos separar el agua de la sal a partir del sistema homogéneo agua salada. En este caso la fase debe ser fraccionada, los métodos se denominan métodos de fraccionamiento de fase.

Una solución se separa en sus sustancias componentes por métodos físicos de fraccionamiento, estos son:

- a) **Destilación:** Se pueden separar líquidos por su diferencia en los puntos de ebullición. La destilación se llama fraccionada cuando hay muchos componentes, como en el caso del petróleo, que se fracciona en gas, nafta, kerosene, gasoil, fueloil, etc.
- b) **Evaporación:** Se evapora el solvente volátil, por ejemplo, la separación de la sal de agua en una salmuera.
- c) **Cristalización:** Se provoca la separación de uno de los componentes disminuyendo su solubilidad, a veces disminuyendo la temperatura.

EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

Ya que las propiedades físicas y químicas de una disolución dependen en gran medida de las cantidades relativas de los componentes, vamos a establecer a continuación las principales unidades de concentración: Las unidades de uso más común son:

- a) **Porcentaje de masa de soluto en masa de disolución (% m/m):** Representa la masa en gramos de soluto que están disueltos en 100 g de disolución.
- b) **Porcentaje de masa de soluto en volumen de disolución (% m/V):** Indica cuántos gramos de soluto hay disueltos en 100 mL de disolución.
- c) **Porcentaje de volumen en volumen de disolución (% V/V):** Indica el volumen de soluto que hay disuelto en 100 mL de disolución. Esta es la forma de concentración que se usa cuando soluto y disolvente son líquidos.
- e) **Partes por millón (ppm):** Indica cuántos gramos de soluto están disueltos cada un millón (10^6) de mililitros de disolución. O lo es lo mismo, cuántos mg de soluto están en 1 L de disolución. Esta expresión se utiliza para disoluciones muy diluidas y para expresar límites permitidos de sustancias tóxicas en efluentes, cuerpos de agua, aire, etc.
- d) **Otras expresiones** son la molaridad (M), normalidad (N) y molalidad (m), que se desarrollarán en el primer año de la carrera.





EJERCITACIÓN

1.-Clasifica cada uno de las siguientes sustancias simples (atómica o molecular) o compuestas:

- a. Hidrógeno (H_2)
- b. Agua (H_2O)
- c. Oro (Au)
- d. Azúcar ($C_{12}O_6H_{12}$)
- e. Hierro (Fe)
- f. Magnesio (Mg)
- g. Fosfato de potasio (K_3PO_4)
- h. Nitrógeno gaseoso (N_2)

2.- Un sistema material está formado por cuatro sustancias: A, B, C y D. A es un metal magnético, B es un líquido, C es un sólido en polvo de menor densidad que B, D es un sólido en un trozo insoluble en el líquido B. Marcar la secuencia que utilizaría para separar las fases:

- a. Filtración, magnetismo y sublimación.
- b. Centrifugación, filtración, imantación.
- c. Pinzas, filtración, imantación.
- d. Decantación, tamización, imantación.
- e. Ninguna de las anteriores es correcta

3.- Un sistema material está formado por agua, arena, partículas de corcho y limaduras de hierro, indicar (justifique):

- a. Clasificación del sistema (Homogéneo o Heterogéneo)
- b. Cantidad de fases.
- c. Cantidad de componentes.
- d. Métodos de separación que se pueden utilizar para separar las fases.

4.- Uno de los procesos de la elaboración del vino aprovecha los diferentes puntos de ebullición de distintos componentes de las uvas fermentadas con el objetivo de mejorar el sabor y aroma del producto final. Por ejemplo al exponer a altas temperaturas a las uvas fermentadas, se produce la evaporación del etanol dado que es uno de los componentes volátiles, con un punto de ebullición de 78 grados. Una vez lograda la evaporación del etanol, el mismo vapor es condensado por enfriamiento, pasando a un estado líquido, siendo más rico que en una etapa previa a la condensación.

Responda:

- a. ¿Qué tipo de sistema es el vino?
- b. ¿Cómo se llama el método de separación empleado?





5.- Indica la opción CORRECTA

- a. Los componentes de una mezcla se encuentran siempre en la misma proporción.
- b. Los sistemas heterogéneos formados por un solo componente nunca presentan interfase.
- c. La densidad de 100g de agua es menor que la de 500g de agua.
- d. Al calentar una determinada cantidad de un líquido, su volumen aumenta y su densidad disminuye.

6.- Marcar la opción correcta. El agua es:

- a. una sustancia simple.
- b. una sustancia compuesta.
- c. un sistema heterogéneo.
- d. un sistema homogéneo.
- e. b y d son correctas

7.-Indica la opción INCORRECTA

- a. Masas diferentes de agua pura tienen la misma densidad
- b. Una solución de cloruro de Sodio (NaCl) es una sustancia pura simple
- c. Todas las mezclas homogéneas son monofásicas
- d. Peso y superficie son propiedades extensivas de la materia

8.- Marque la opción CORRECTA

- a. Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- b. Un sistema con varios componentes diferentes debe ser heterogéneo
- c. Un sistema con un sólo componente puede ser heterogéneo.
- d. El agua está formada por la sustancia oxígeno y la sustancia hidrógeno en iguales cantidades.

9.- Se tiene azúcar y sal disueltos totalmente en agua, Marque la opción INCORRECTA.

- a. La densidad de la solución es igual en todas las porciones del sistema.
- b. El sistema está constituido por más de una sustancia.
- c. El sistema tiene una sola fase y dos componentes.
- d. El sistema tiene tres sustancias puras compuestas.

10. - El agua hierve a 100° C al nivel del mar. ¿Qué tipo de propiedad del agua estamos hablando? Marque la opción CORRECTA.

- a. Extensiva.
- b. Intensiva.
- c. Química.





Concentración de soluciones

11. Se disuelven 50 mL de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) en 250 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen (% V/V) de la solución?
12. ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan para preparar 800 mL de solución 18% m/V?
13. Se ponen en un vaso 250 g de alcohol junto con 2 g de yodo, y se disuelven completamente. Calcular la concentración en % m/m de esta solución de alcohol yodado.
14. Un jarabe de antibiótico contiene amoxicilina 750mg cada 5 mL, para el tratamiento de infecciones respiratorias se recomienda administrar 30 mL por día. ¿Cuántos gramos de amoxicilina se administran diariamente?
15. ¿Qué masa de soluto está contenido en 250 g de una solución de concentración 14 % m/m?
16. Si una solución determinada tiene una densidad de $1,35 \text{ g/cm}^3$, ¿cuál será la masa de 10 mL de la misma?
17. Se debe administrar dos sachet de medio litro de suero fisiológico al 0,9% m/v a un paciente deshidratado. Calcular la masa de cloruro de sodio contenida.
18. Una suspensión (jarabe) de 100 mL, indica en su etiqueta ibuprofeno al 4% m/v. Si la dosis máxima recomendada por día y por kilogramo de paciente es de 40 mg ¿En qué volumen de suspensión está contenida la dosis máxima?
19. El suero fisiológico es una solución de cloruro de sodio (NaCl) en agua al 0,9% m/v, cuya densidad es $1,005 \text{ g/mL}$. ¿Cuál es la masa de 20 mL de suero?
20. En un tanque en el que se desarrollan peces, se ha detectado una contaminación con tetrahidroaluminato de sodio. Si del análisis de una muestra de 200 mL del tanque resultan $2,5 \times 10^{-5} \text{ g}$ de Al^{3+} y la ley establece un límite máximo de 0,2ppm de aluminio en los efluentes industriales ¿Se encuentra la planta en condiciones legales? ¿Qué concentración, en ppm, tiene la muestra?
21. El etanol interviene en alrededor de 50% de los accidentes con víctimas mortales y en nuestro país es la primera causa de muerte en personas de 17 a 28 años. La cerveza contiene 5% de etanol (P.M. 46 g/mol) ¿Cuántos gramos de etanol hay en 970mL de cerveza?

UNIDAD 3: ESTRUCTURA ATÓMICA

ELEMENTO:

Los elementos tienen en común el estar constituidos por una mínima unidad: el **átomo**. Es decir que habrá tantos tipos de elementos químicos como átomos existan. Hay 106 clases de átomos distintos y cada uno corresponde a un elemento químico. Los elementos químicos se representan mediante SIMBOLOS QUIMICOS, que son abreviaturas convencionales.

La IUPAC (International Unión of Pure and Applied Chemistry) es el organismo internacional que, en la actualidad, entre otras funciones, aprueba los nombres propuestos para los nuevos elementos. Cada elemento tiene un nombre y un único símbolo químico, se usa la inicial de su nombre griego o latino, seguido a veces de una minúscula que ayuda a distinguir un elemento de otro.

ÁTOMO:

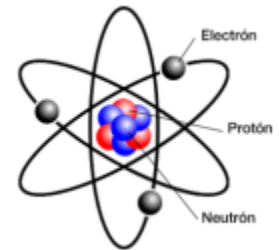
Es la menor porción de una sustancia pura atómica que puede reaccionar o combinarse químicamente para formar una molécula. He, Na, Al.

MOLÉCULA:

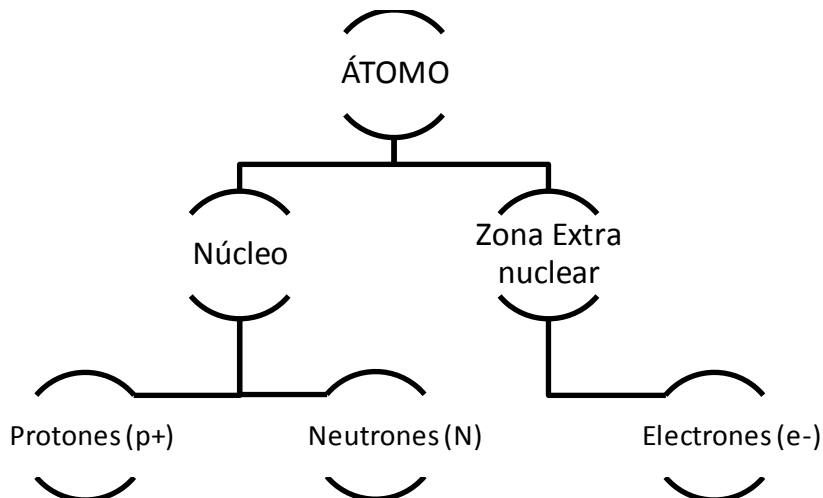
Es la porción más pequeña de una sustancia pura simple molecular o sustancia pura compuesta con existencia estable individual. H₂O, Cl₂, CO₂, S₈

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Hoy se sabe que los átomos tienen una estructura interna y están constituidos por partículas de menor tamaño. En 1911, Rutherford postuló que la mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva, reside en una región muy pequeña, extremadamente densa, a la que llamó núcleo. La mayor parte del volumen total del átomo era espacio vacío en el que los electrones se movían alrededor del núcleo. La lista de partículas que constituyen el núcleo se ha vuelto larga y continúa creciendo desde la época de Rutherford, pero son tres las partículas fundamentales o partículas subatómicas que afectan el comportamiento químico: **EL PROTÓN, EL NEUTRÓN Y EL ELECTRÓN.**



PARTÍCULAS SUBATÓMICAS FUNDAMENTALES Los átomos actualmente se dividen en dos partes importantes: el núcleo y la zona extra nuclear



1- NÚCLEO

Los protones y neutrones en un átomo están localizados en una región central del átomo muy pequeña, llamada núcleo. El diámetro del núcleo es extremadamente pequeño en comparación con el diámetro total del átomo, de aquí que la mayor parte del átomo la constituye la región donde se hallan espaciados los electrones.

I. Protones: (p+)

Son partículas con carga positiva dotados de masa, se encuentran en el núcleo del átomo. Se representan como p+.

II. Neutrones: (N)

Son partículas que como su nombre lo indica no poseen carga eléctrica, pero si presentan masa y también se ubican en el núcleo. Se representan como N.

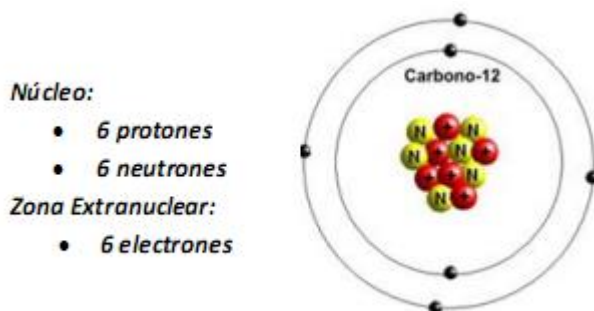
2- ZONA EXTRANUCLEAR

Los electrones de un átomo están localizados en una región extranuclear (Niveles de energía), es decir que se encuentran fuera del núcleo.

I. Electrones: (e-)

Son partículas con carga negativa y una masa que se considera despreciable, se encuentran girando alrededor del núcleo (niveles de energía). Se representan como e-.

Ejemplo: el átomo de Carbono



REPRESENTACIÓN DE LOS ÁTOMOS

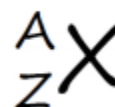
La representación de un átomo cualquiera (X) puede efectuarse del siguiente modo:

Dónde:

X= Símbolo químico

A= Número másico

Z= Número atómico



NUMEROS IMPORTANTES.

Los distintos elementos se diferencian entre sí en la cantidad de protones que contiene el núcleo de sus átomos.

NÚMERO ATÓMICO: Se define como la cantidad de protones que tienen un átomo en su núcleo. Se representa con la letra Z

$$Z = n^{\circ} p^{+}$$

Cada átomo de un elemento contiene un determinado número de protones en su núcleo, número que lo identifica y es propio de él, por ello cada elemento se identifica mediante su Número Atómico (Z).

Como los átomos son neutros desde el punto de vista eléctrico, podemos decir:

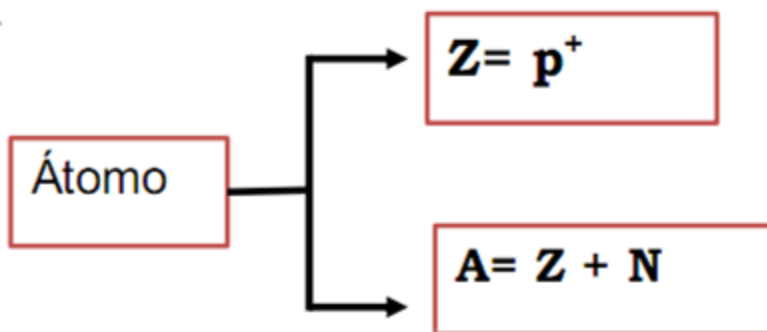
$$\text{Número de } p^{+} = \text{número de } e^{-}$$

NÚMERO MÁSCICO

En el núcleo del átomo coexisten junto con los protones otras partículas de masa similar pero eléctricamente neutras, los neutrones. Por eso, la suma de protones y neutrones de un átomo se denominan Número Másico. Se representa con la letra A

Es igual a la suma de protones y neutrones que tiene un átomo en su núcleo.

$$A = Z + N$$



ISÓTOPOS

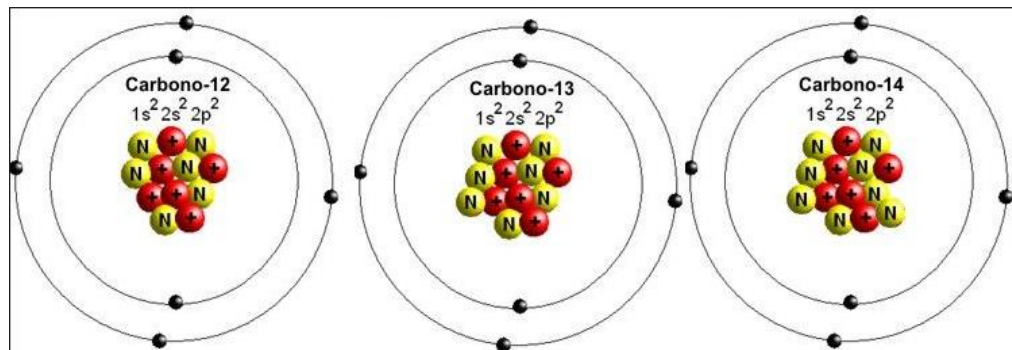
Existen átomos del mismo elemento que tienen el mismo número de protones y electrones. Sin embargo, los átomos de algún elemento no son completamente idénticos porque pueden tener distinto número de neutrones. Así surgen los isótopos, que son átomos del mismo elemento que tienen el mismo número atómico (Z) pero distinto número másico (A) y poseen distinto número de neutrones.

Para diferenciar a los diferentes isótopos se coloca el número másico A como superíndice a la izquierda del símbolo químico.

Ejemplo: todos los átomos del elemento magnesio (Mg) tienen 12 protones, pero algunos de estos átomos tienen 12 neutrones y otros 13 e incluso 14 neutrones. Estas diferencias hacen que sus masas sean diferentes, pero no su comportamiento químico. Los tres isótopos del Mg tienen igual número atómico (Z) pero distinto número másico (A). Se los representa como: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg .

En la naturaleza, podemos encontrar varios isótopos de carbono. Los más frecuentes son el carbono 12, el carbono 13 y el carbono 14. Estos números indican el número másico para cada isótopo. El número atómico es siempre el mismo, ya que todos estos isótopos del carbono tienen

6 protones, y lo que varía entonces en cada uno de ellos es la cantidad de neutrones presentes en el núcleo: seis, siete y ocho, respectivamente.



En la naturaleza, casi no existen elementos que no sean mezcla de isótopos; y aunque el número másico de cada isótopo es un número entero, el número másico de la gran mayoría de los elementos es un número fraccionario ya que el valor hallado corresponde siempre al promedio del número másico de la mezcla isotópica.

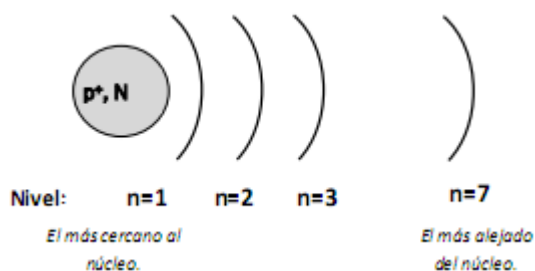
MODELO ATÓMICO ACTUAL

El átomo posee un núcleo, donde se localizan los protones y los neutrones que son las partículas subatómicas de mayor masa. En el núcleo se concentra prácticamente toda la masa del átomo. El núcleo de un átomo tiene un diámetro de aproximadamente 1.10^{-15} m, esto es, un tamaño aproximadamente 10.000 veces menor que el tamaño atómico. Los electrones se encuentran en la parte exterior del átomo, rodeando al núcleo, y se mueven en zonas del espacio llamadas orbitales; los electrones son 1.838 veces más livianos que los protones.

Los electrones se mueven libremente alrededor del núcleo del átomo, lo que significa que poseen energía. Pero no todos tienen la misma energía, sino que se van agrupando en diferentes niveles energéticos.

Las propiedades químicas y físicas de los átomos dependen de cómo se organizan o distribuyen los electrones alrededor del núcleo. Por lo tanto, podemos decir que:

- Los electrones se distribuyen en niveles energéticos a partir del núcleo, estos niveles energéticos se nombran con la letra n (ene) y se numeran desde el 1 (uno).



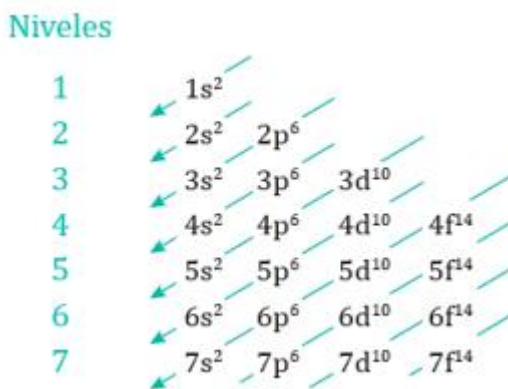
El átomo se caracteriza por ser muy complejo y por lo tanto cada nivel energético se divide en subniveles que se designa por las letras s,p,d,f.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Escribir la configuración electrónica de un átomo consiste en indicar cómo se distribuyen sus electrones entre los diferentes orbitales en los distintos niveles y los subniveles energéticos. Como mencionamos al principio muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden relacionarse con las distribuciones electrónicas.

REGLA DE LAS DIAGONALES:

Regla nemotécnica que permite conocer el orden energético de los electrones. Los electrones ocupan los orbitales de forma que se minimice la energía del átomo. El orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas de los elementos es el que se obtiene utilizando las reglas de las diagonales, se lee en forma de diagonal y resulta el siguiente orden:

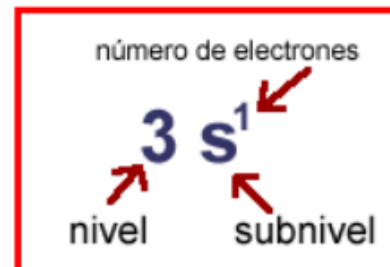


CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS DE LOS ELEMENTOS

Se llama configuración electrónica de un elemento a la expresión simbólica de la distribución de los electrones en niveles y subniveles.

Se simboliza con:

1. Un número que indica el nivel (n)
2. Una letra que representa el subnivel (s, p, d, f).
3. Un superíndice que indica el número de electrones en el subnivel.
4. La suma de todos los superíndices indica la cantidad total de electrones.



Se debe señalar que el subnivel 4s posee menos energía que el 3d, y el 5s menos que el 4d; como los orbitales se llenan de acuerdo con estados de energía crecientes, estas alteraciones se deben tener en cuenta para escribir correctamente la configuración electrónica de los distintos elementos.

Ejemplos: el átomo de potasio posee tendrá 19 protones y 19 electrones por ser una estructura neutra

${}_{19}^{39}\text{K}$ Como el potasio tiene 19 electrones, usando la regla de las Diagonales se puede hacer su Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Según se observa en la configuración electrónica, el átomo de potasio posee:

- ✓ 4 niveles energéticos (1,2,3 y 4)
- ✓ 6 subniveles energéticos: 4 subniveles s y 2 subniveles p
- ✓ 1 electrón en el último nivel

IONES

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente. La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un catión, un ion con carga neta positiva. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na^+ .

Por otra parte, un anión es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl^- :

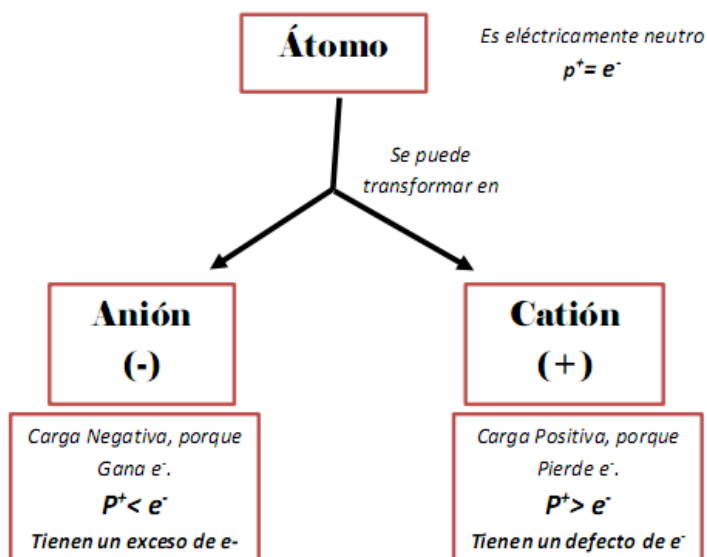


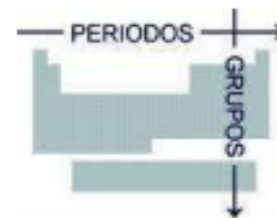
TABLA PERIÓDICA

Aprendimos que los elementos son las sustancias puras atómicas de las que está hecha la materia. Muchos de los elementos tomaron nombres de planetas, lugares geográficos, figuras mitológicas, etc. y existen símbolos químicos que identifican a los elementos.

A medida que se fueron descubriendo más y más elementos químicos, fue necesario organizarlos con algún tipo de sistema de clasificación. A finales del siglo XIX, los científicos reconocieron que ciertos elementos se parecían y comportaban en forma muy similar. En 1872, un químico ruso, D. Mendeleiev, ordenó 60 elementos conocidos en la época, en grupos con propiedades similares y los colocó en orden de masa atómica creciente. Actualmente, este ordenamiento de más de 110 elementos basado en el número atómico creciente se conoce como tabla periódica.

PERÍODOS Y GRUPOS

Cada hilera horizontal en la tabla se llama período y se numera de manera creciente de arriba hacia abajo, desde 1 hasta 7. Cada columna en la tabla periódica se denomina grupo y contiene una familia de elementos que tienen propiedades similares. Se numeran de manera creciente de izquierda a derecha. Los elementos de las dos primeras columnas de la izquierda y las últimas seis a la derecha constituyen los elementos representativos o elementos de los grupos principales.



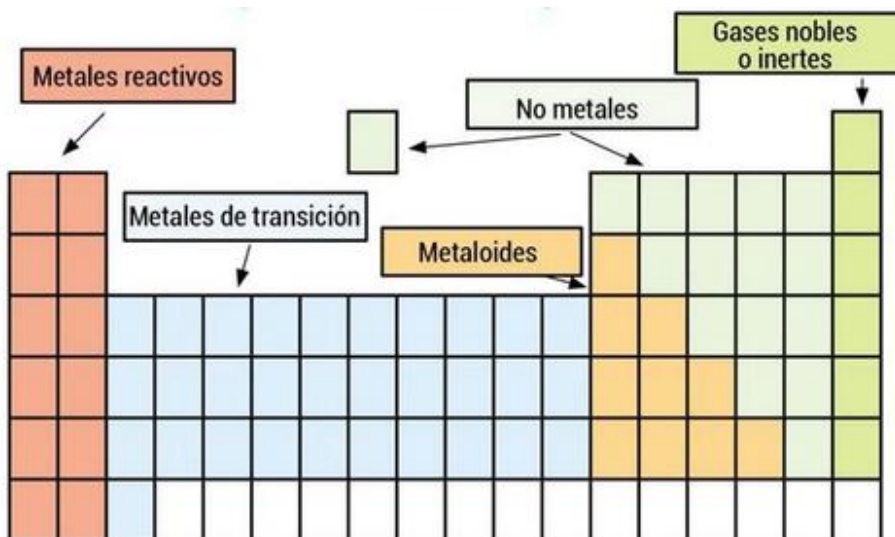
A estos grupos durante muchos años se les asignó los números IA-VIIIA para identificarlos. En el centro de la tabla periódica hay un bloque de elementos conocidos como elementos de transición que se los designa con la letra B. Un sistema de numeración más moderna asigna los números de 1 a 18 que van a través de toda la tabla.

METALES, NO METALES, METALOIDES

La tabla periódica posee una línea gruesa en zig-zag que separa los elementos en metales y no metales. Los de la izquierda de la línea son los metales, a excepción del hidrogeno, y los no metales son los de la derecha.

Los metaloides son elementos que muestran propiedades típicas tanto de los metales como de los no metales. Son mejores conductores del calor y la electricidad que los no metales, pero no tanto como los metales. En la tabla periódica, los metaloides (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) se ubican en la línea gruesa que separa los metales de los no metales.

En la siguiente tabla muestra la clasificación de metales y no metales





A continuación, se nombran algunas de las propiedades físicas y químicas de los metales, no metales y gases nobles.

Propiedades	Metales	No metales	Gases nobles
Físicas	Son buenos conductores del calor y la electricidad	Son malos conductores del calor y la electricidad	Son malos conductores del calor y la electricidad
	Son sólidos a temperatura ambiente, a excepción de mercurio que es líquido.	Algunos son sólidos (C, S.), el bromo es líquidos y otros son gases (Cloro, oxígeno)	Son todos gases a temperatura ambiente.
	Los encontramos como átomos, es decir como una sustancia pura Atómica: Na, Fe, Al, Mg, Cu, Zn	Los encontramos como moléculas, es decir como sustancias Puras Moleculares. Estas moléculas pueden ser: Biatómicas: Cl ₂ , N ₂ , O ₂ , F ₂ , I ₂ , H ₂ , Br ₂ . Moléculas Poliatómicas: S ₈ , P ₄ , O ₃ .	Los encontramos como Átomos, es decir como una Sustancia Pura Atómica: He, Ne, Ar, Xe, Kr, Rn
	Forman iones positivos (Cationes)	Forman iones negativos (Aniones)	No forman iones
Químicas	Se combinan fácilmente con el oxígeno para formar óxidos básicos	Se combinan fácilmente con el oxígeno para formar óxidos ácidos.	Se caracterizan por su inactividad química. Prácticamente no se combinan.

EJERCITACIÓN

1.- Dado el átomo de Litio indique:

- Señale en el grafico las tres partículas subatómicas.
- Numero másico y numero atómico.
- Represente al átomo de boro con su símbolo A y Z

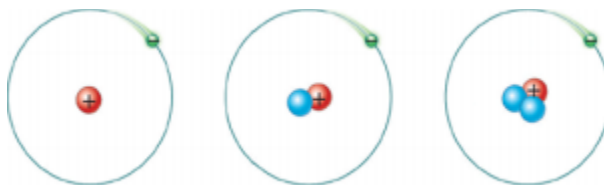
2.- El átomo de carbono tiene 6 protones y 6 neutrones en su núcleo, indique:

- Número másico y número atómico.
- El símbolo del átomo de flúor, colocando también su A y Z.

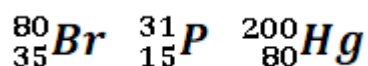
3.- Un átomo posee 21 electrones y 24 neutrones. ¿Con estos dos datos, podrías indicar el número atómico y el número másico del elemento?

4.- El hidrogeno tiene tres isotopos naturales, en el siguiente esquema se representan el protio, deuterio y tritio respectivamente. Conteste:

- ¿Cuántos electrones tiene el protio y el tritio?
- ¿Cuántos neutrones tiene cada uno? Indique el A y Z de cada uno



5.- Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes especies.



6.- De los que siguen, ¿cuáles son isótopos del mismo elemento? Identifica a cada elemento.



- ¿Cuál de los cinco tipos de átomos tiene el mismo número de neutrones?

7.- Indicar cuál de los siguientes datos corresponden a un isótopo del elemento ${}_{12}\text{X}$

- a. $p=12, e=12, N=13$
- b. $p=12, e=13, N=13$
- c. $p=13, e=12, N=12$
- d. $p=12, e=12, N=12$

8.- ¿Cuál de las siguientes configuraciones representa del átomo de S ($Z=16$)? Marque la opción CORRECTA.

- a. $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^6$
- b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^4$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^6$

9.-El isótopo radiactivo yodo 131 se emplea para el tratamiento de cáncer de la tiroides y la medición de actividad del hígado y el metabolismo de grasas.

- a. ¿Cuál es el número atómico de este isótopo?
- b. ¿Cuántos neutrones contienen los átomos de este isótopo?

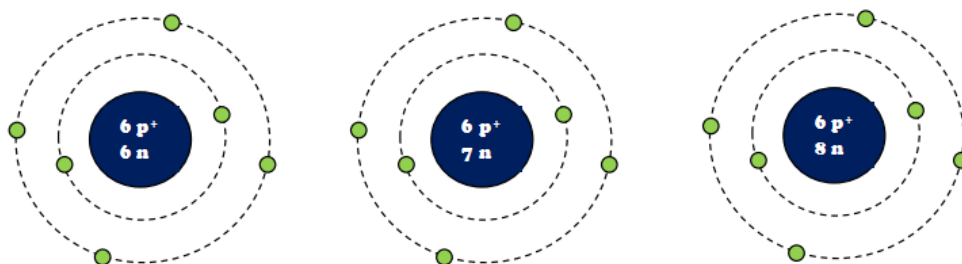
10.-Dados los elementos A y D tienen números atómicos 16 y 35 respectivamente:

- a. Escribir la configuración electrónica de cada uno.
- b. Indica el número de electrones en el último nivel que tendrá cada uno.

11.- Señale la configuración electrónica que se escribió correctamente:

- a. ($Z=10$) $1s^2 2s^2 3p^6$
- b. ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- c. ($Z=19$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- d. ($Z=30$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

12.- En relación a las siguientes estructuras de atómica, indique cual es la INCORRECTA:





- a. Todos los átomos pertenecen al mismo elemento
- b. Los átomos con igual número de protones, pero diferente número másico se denominan Isótopos.
- c. El número másico de los átomos son $A=12$, $A=13$ y $A=14$ respectivamente.
- d. el número atómico de los átomos son $Z=6$, $Z=7$, $Z=8$ respectivamente.

13.-El número de neutrones de un elemento cuya configuración electrónica termina en $4s^1$ y que posee número másico 39 es:

- a. 19
- b. 18
- c. 20
- d. 39

14.-El número másico de un átomo está determinado por:

- a. El número de protones
- b. La suma de los neutrones y protones
- c. La suma de los neutrones y electrones
- d. La suma de los protones y electrones

15.-El número atómico de un elemento es igual a:

- a. El número de protones en el átomo
- b. El número de protones más el número de neutrones
- c. El número de protones más el número de electrones
- d. El número de neutrones en el átomo

16.- En las siguientes afirmaciones. Marque la opción CORRECTA:

- a. El número de neutrones de un átomo siempre corresponde al número atómico
- b. Todos los electrones de un átomo tienen igual energía
- c. Cada orbital se completa con dos electrones de spins opuestos
- d. El número de protones y electrones de un átomo determina su peso atómico

17.-La masa atómica de un elemento cuya distribución electrónica termina en $3s^1$ y que tiene en su núcleo 12 neutrones es:

- a. 24
- b. 12
- c. 23
- d. 11





18.-Con respecto a la estructura del átomo, Marque la opción CORRECTA:

- a. Los electrones son partículas que forman parte del núcleo atómico.
- b. La suma de protones y electrones nos dan la masa del átomo.
- c. Todo átomo es eléctricamente neutro ya que posee igual número de protones y de electrones.
- d. Todos los átomos son neutro porque la materia no tiene carga eléctrica.

19.-Si la distribución electrónica de un átomo es de $1s^2 2s^2 2p^2$ se puede afirmar sin lugar a dudas que:

- a. El número de protones de nivel más externo en el núcleo será 4
- b. Puede asegurarse que tiene 6 neutrones en el núcleo
- c. Tiene 2 electrones en el último nivel
- d. Que su número atómico es 6

20.- Si un átomo posee igual número de protones que de neutrones y su número másico es 24 se puede afirmar que su configuración electrónica es:

- a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- b. $1s^2 2s^2 2p^6$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$
- d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

21.- Dado cuatro elementos ${}_8A$, ${}_{15}B$, ${}_{20}C$ y ${}_{35}D$

- a. Escribir la configuración electrónica de cada uno.
- b. Indica si tienen tendencia de ganar o perder electrones. Clasifíquelos como metales y no metales
- c. Escribir la configuración electrónica que queda después de ganar o perder electrones.
- d. Escribir el símbolo con la carga correspondiente.
- e. Indicar la cantidad de electrones, protones y neutrones del átomo neutro y del ion formado.

22.- Analice la siguiente tabla y responda:

- a. ¿Cuáles de las especies son neutras?
- b. ¿Cuáles están cargadas negativamente?
- c. ¿Cuáles tienen carga positiva?



Átomo o Ion del elemento	A	B	C	D	E	F	G
N° electrones	5	10	18	28	36	5	9
N° protones	5	7	19	30	35	5	9
N° neutrones	5	7	20	36	46	6	10

23.- ¿Cuál de las siguientes configuraciones representa el ion S^{2-} ($Z=16$)?

- a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$



UNIDAD 4 – INTRODUCCIÓN A LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO

La ciencia involucra una red de elementos: conceptual, teórico, instrumental y metodológico, que se entrelazan para resolver problemas sobre el comportamiento de la naturaleza, generando un cuerpo de conocimiento compacto en el cual se conjugan aspectos teóricos y prácticos, que conlleve el aprendizaje de la ciencia (involucra la adquisición y desarrollo de conocimientos teóricos y conceptuales) y de la práctica de la ciencia (implica el desarrollo de conocimientos procedimentales) en el contexto de resolución de problemas en el laboratorio.

La práctica de laboratorio se puede definir como una estrategia didáctica para la enseñanza y el aprendizaje, que desde el paradigma constructivista promueve la construcción de conocimiento científico y permite el desarrollo de algunas habilidades científicas, como un aprendizaje más significativo de los conceptos asociados con la temática en los estudiantes.

A continuación se desarrollan algunas de las técnicas básicas utilizadas en el laboratorio como así también algunos aspectos fundamentales que se deben tener en cuenta en el desarrollo de una práctica de laboratorio.

A- ADVERTENCIAS GENERALES

La utilización de los productos químicos, el material y la zona de trabajo del laboratorio suele incurrir de forma sucesiva durante el desarrollo de la práctica de laboratorio. Por esta razón y con el fin de evitar o al menos minimizar accidentes en el laboratorio, es imprescindible que se cumplan ciertas normas:

- 1.- Los libros, abrigos y demás prendas personales no deberán estar nunca sobre la mesa de laboratorio, en ésta únicamente estará el material de la práctica y el cuaderno de laboratorio.
- 2.- El material debe estar continuamente limpio, procediéndose a su lavado inmediatamente después de su uso.





- 3.- No toque los productos con las manos, salvo indicaciones del profesor.
- 4.- No se devolverá un reactivo sobrante en un ensayo al frasco general. Se contaminaría éste y además podría tener lugar una reacción no deseada, con consecuencias tal vez peligrosas.
- 5.- Nunca se pipeteará con la boca, sino con una pera de goma.
- 6.- Sólo deben realizarse los ensayos que indique el profesor.
- 7.- No se calentarán líquidos en recipientes de vidrio no resistentes al calor (como probetas, matraces aforados, frascos, etc.,) pues se rompen.
- 8.- Los reactivos líquidos que se desechen se verterán a la pileta, dejando correr agua abundantemente. Los residuos sólidos se deberán echar exclusivamente en la papelera.
- 9.- Nunca se trabajará solo en el laboratorio.
- 10.- Cuando se trabaja con sustancias que desprenden vapores nocivos (tóxicos o irritantes) y cuando se realiza una reacción en la que se forman vapores o humos peligrosos, hay que trabajar bajo campana de extracción. Esta es un lugar del laboratorio donde el aire se renueva por medio de un extractor. De esta forma los vapores nocivos se succionan hacia el exterior del edificio a través del tiro de la vitrina.
- 11.- Para percibir el olor de una sustancia nunca se colocará la nariz directamente sobre la boca del recipiente que la contiene, sino que se "abanicará" con la mano, dirigiendo vapor suavemente hacia la nariz (Figura 1)

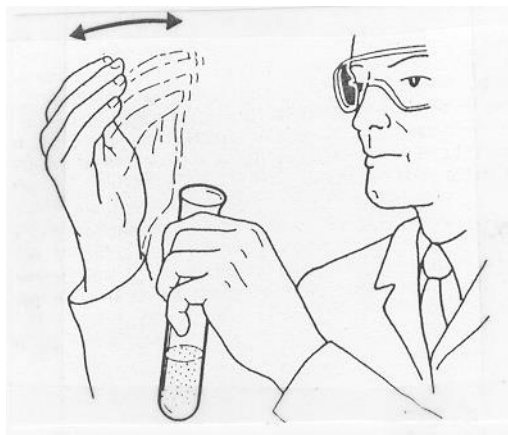


Fig. 1

12.- Nunca se *fumará* en el laboratorio, ya que al aspirar el humo se introducen en los pulmones todos los vapores que haya en aquél. Tampoco se debe *comer* ni *beber* en el laboratorio para evitar la ingestión de sustancias tóxicas. Por la misma razón, tampoco se probará el sabor de ningún producto químico. Hay que evitar el contacto directo de las manos con sustancias venenosas, pues se absorben por la piel. En estos casos, se trabajará con guantes. Al abandonar el laboratorio, siempre se deben lavar bien las manos.

13.- Cuando se calienta un líquido en un tubo de ensayo, se tomará éste con unas pinzas de tubo de ensayo y se calentará por la parte más alta adonde llegue el líquido, inclinando el tubo, y nunca por el fondo del mismo (Fig. 2). El líquido, de no hacerlo así, podría proyectarse violentamente. Además, se tendrá mucho cuidado de no "apuntar" la boca del tubo de ensayo hacia nuestra cara ni hacia la de nuestros compañeros de laboratorio.

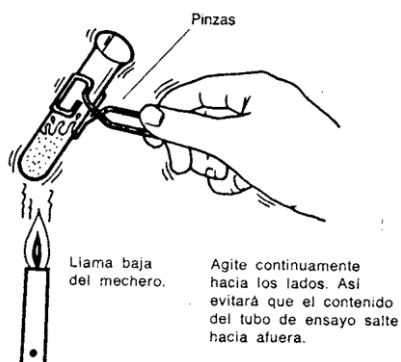


Fig. 2

14.- Cuando se tiene que diluir un ácido, nunca se añade el agua sobre el ácido, sino al contrario, se añade el ácido sobre el agua, poco a poco y con agitación. Si no se hiciera así, se produciría una gran cantidad de calor (debido a que la reacción del ácido con el agua es muy exotérmica) con lo cual podría proyectarse el ácido hacia el exterior o incluso romperse el recipiente, vertiéndose su contenido. Esto es especialmente importante con ácidos muy concentrados y fuertes y, sobre todo, con el sulfúrico.

15.- Al terminar las sesiones del laboratorio, la mesa debe quedar limpia, los reactivos utilizados ordenados y las llaves del gas y agua cerradas.

B- SEGURIDAD

En términos generales, un laboratorio puede caracterizarse por variedad de operaciones, instalaciones, equipos y materiales. Como también productos químicos de diferentes peligrosidades. Todo ello implica riesgos múltiples y de diferente naturaleza.

La prevención efectiva de riesgos laborales evita días perdidos debidos a las bajas causadas por accidentes o por enfermedades derivadas del trabajo.

A continuación se desarrollan los principales casos de emergencia y el protocolo a tener en cuenta:

I- INCENDIOS

Medidas que deben adoptarse en el laboratorio para hacer frente a este riesgo: alarmas, sistemas contraincendios automáticos, elementos de primera intervención (extintores, mantas ignífugas, duchas de emergencia, mangueras), procedimientos de trabajo, instalaciones adecuadas, salidas de emergencia adecuadas, etc.



Como norma general, en caso de evacuación, deben cerrarse las puertas. Nunca una persona sola debe hacer frente a un incendio. La persona que descubre el fuego, debe ponerse a salvo, y lo que debe hacer en primer lugar es avisar. Cuando se avisa se debe decir quién llama, qué ha ocurrido y dónde ha ocurrido. A continuación, si está capacitada para actuar y no pone en peligro su integridad física, puede hacer frente al incendio con los medios de extinción más adecuados.

En el laboratorio deben haber extintores portátiles adecuados a los tipos de fuegos posibles y que resulten accesibles deben estar cerca de los puestos de trabajo. A continuación se describe los más comunes y como proceder para su utilización.

EXTINTOR DE POLVO: Suele ser útil para fuegos de tipo A (sólidos), B (líquidos) y C (gases). Tiene un buen alcance (permite apagar el fuego a una distancia entre 2 y 7 metros). Deja mucho residuo (por lo que los equipos suelen quedar inservibles después de ser rociados con estos extintores)



EXTINTOR DE CO₂: No deja residuos. Debe utilizarse para apagar fuegos en conductores eléctricos y equipo de elevado coste. Riesgo de quemaduras por frío durante su uso. Su alcance es más limitado que el extintor de polvo (No

permite apagar el fuego desde una distancia lejana)

CLASIFICACIÓN DE LOS FUEGOS Y SU RELACIÓN CON LOS AGENTES EXTINTORES

Clase	Combustible	Agua chorro	Agua pulverizada	Espuma	CO ₂	Polvo BC	Polvo ABC
A	Sólidos	Bien	Bien	Bien	Bien	Mal	Bien
B	Líquidos	Mal	Bien	Bien	Bien	Bien	Bien
C	Gaseosos	Mal	Bien	Mal	Bien	Bien	Bien
D	Metales	Mal	Mal	Mal	Mal	Mal	Mal

CLASE DE FUEGO

A	Materiales combustibles sólidos madera, papel, trapos, desperdicios...
B	Líquidos y sólidos inflamables Etanol, acetona, pinturas,...
C	Gases inflamables Hidrógeno, butano, metano, cloruro de metilo, etileno...
D	Metales alcalinos, alcalino-térreos Magnesio, litio, sodio, aluminio en polvo...

II- ACCIDENTES

Al igual que en el caso de incendio, lo más importante es protegerse a uno mismo, a continuación se ha de avisar y si es posible se puede intervenir. Al informar del accidente se ha de decir quien llama, qué ha pasado y dónde ha pasado, explicando el tipo de accidente, número y estado actual de las víctimas.

A continuación se desarrollan las medidas a tomar antes diversos acontecimientos:



INHALACIÓN

- Respirar aire fresco.
- En caso necesario, aplicar respiración asistida
- En caso necesario, aplicar oxígeno.

SALPICADURAS EN OJOS/PIEL

- Lavarse con agua durante 15 minutos.
- Usar ducha de seguridad/lavaojos de emergencia.
- Quitarse la ropa y objetos salpicados.
- No neutralizar.
- Acudir al médico de inmediato y mostrarle la etiqueta y/o la ficha de datos de seguridad del producto.

Símbolos de peligrosidad



E. Explosivo

Sustancias Explosivas. Aquellas que pueden explotar bajo el efecto de una llama o que son más sensibles a los choques o a la fricción que el dinitrobenceno.



O. Comburente

Sustancias comburentes. En contacto con otros, particularmente con los inflamables, originan una reacción fuertemente exotérmica.



F. Inflamable

Sustancias fácilmente inflamables. Este símbolo se utiliza para sustancias autoinflamables (fósforo), gases fácilmente inflamables (butano), sustancias que en contacto con el agua desprenden gases inflamables (litio) y para líquidos inflamables (acetona)



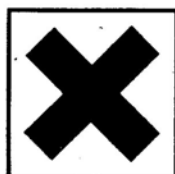
T. Tóxico

Sustancias tóxicas. Estos productos provocan casi siempre lesiones graves e incluso la muerte, sea por inhalación como por ingestión o por contacto con la piel (cloruro de mercurio).



C. Corrosivo

Sustancias corrosivas. El contacto con estos productos destruye tejidos vivos y ciertos materiales (ácido sulfúrico, bromo).



Xn. Nocivo
Xi. Irritante

Sustancias nocivas o irritantes.
Nocivas: La absorción de estos productos se manifiesta por lesiones de menor gravedad (piridina).
Irritantes: Productos que irritan la piel, ojos y vías respiratorias (amoníaco)



C- MATERIAL

Los materiales de un laboratorio de química son diversos, por lo que es conveniente clasificarlos para ir conociendo sus propiedades y saber su utilidad, aplicación y manejo. El material se puede clasificar de varias formas:

- Teniendo en cuenta su naturaleza, es decir, de qué está constituido.
- Atendiendo a su peso, ya sean materiales ligeros o pesados.
- En función de si necesitan reponerse con cierta frecuencia o no.
- Según la función que desempeñe cada material.

Por otra parte, el material de laboratorio puede **catalogarse en función de su naturaleza**, es decir, según las materias primas que lo conforman. Estas pueden ser: vidrio, plástico, porcelana, metal y corcho.

- **Vidrio:** Los instrumentos de laboratorio de este material son los más utilizados. Se caracterizan por resistir altas temperaturas, aunque pueden ser atacados por ácido fluorhídrico y a elevadas temperaturas por bases o álcalis fuertes y ácido fosfórico concentrado.
- **Plástico:** El material de plástico tiene la ventaja de ser irrompible y tener poco peso. Algunos plásticos pueden contener líquidos hasta 130 °C, pero no resisten la llama directa y pueden ser atacados por disolventes orgánicos y ácidos fuertes. Dentro de esta categoría hay diversos tipos, como el teflón, que es un polímero de tetrafluoroetileno obtenido sintéticamente de gran resistencia, que soporta hasta 300°C. Por otro lado está el polietileno, inerte a la mayoría de reactivos químicos pero puede reaccionar con disolventes orgánicos si está en contacto con ellos más de 24 horas a temperatura ambiente.
- **Porcelana:** El material de porcelana está compuesto de cerámica vitrificada de gran resistencia térmica y mecánica, por ello se utiliza en la fabricación de morteros y embudos.
- **Metal:** El material metálico suele utilizarse como soporte o sujeción y recoger sólidos; como ejemplos tenemos las cucharillas o espátulas de metal.



- **Corcho:** Es un material que procede del alcornoque. Se empleó en la fabricación de tapones, sin embargo, para los tapones cada vez es más frecuente que se emplee goma, caucho o plástico.

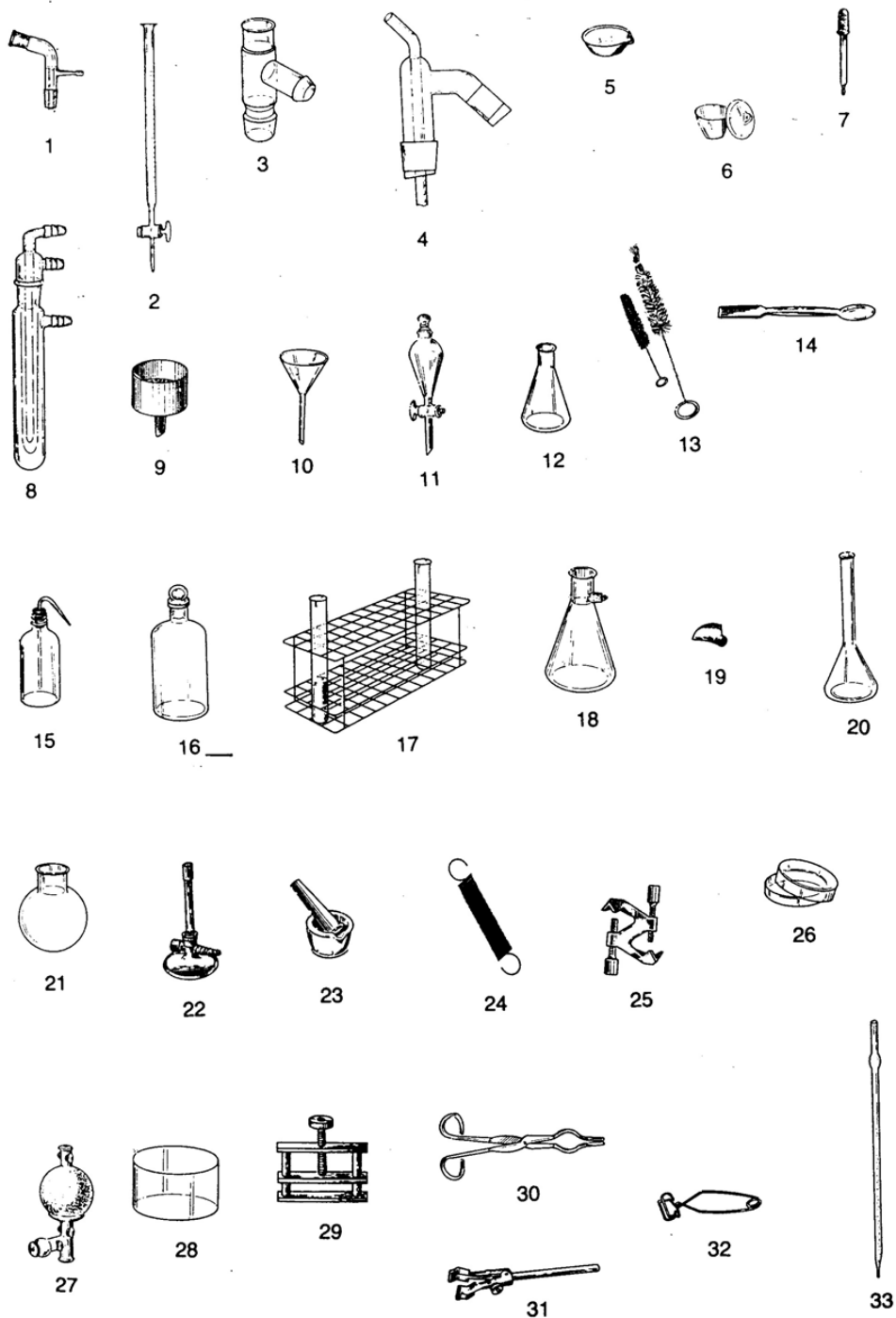
Los materiales de laboratorio también se pueden **clasificar por la función que van a desempeñar** o la utilidad y las aplicaciones que se van a llevar a cabo con cada uno de ellos. Se distinguen cuatro grupos principales de materiales:

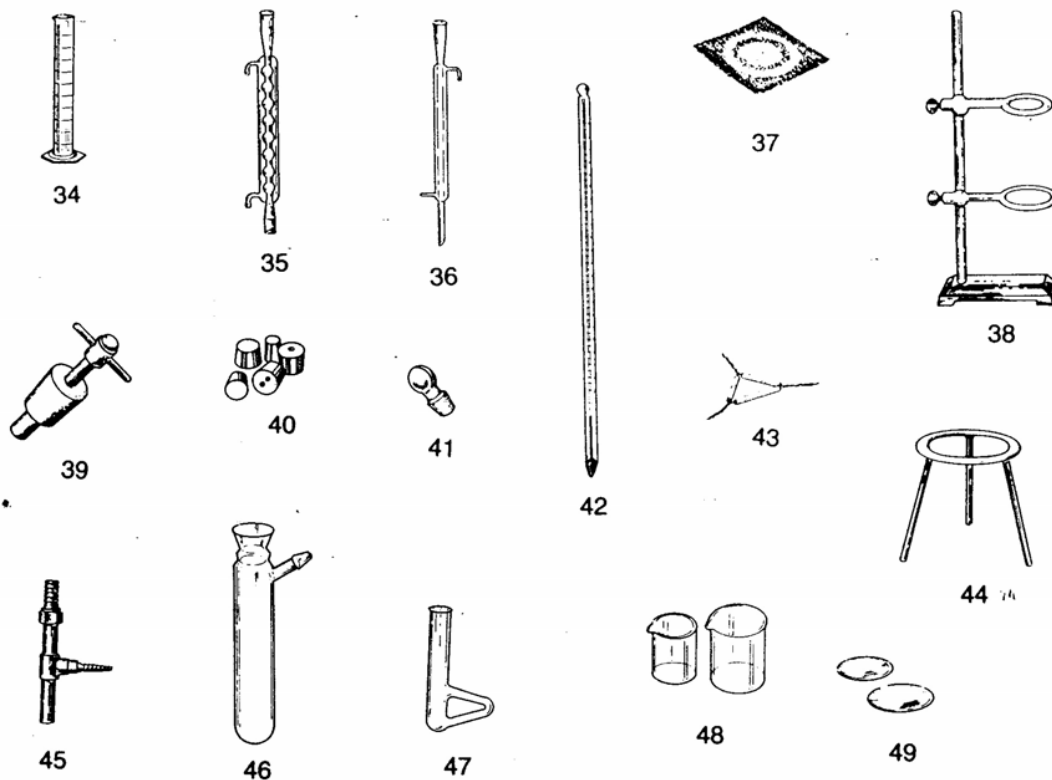
- **Volumétrico:** sirve para realizar medidas exactas.
- **No volumétrico:** mide volúmenes aproximados y se utiliza principalmente para calentar líquidos, disolver distintos componentes, etc.
- **De uso específico:** tiene funciones muy diversas, variadas y concretas.
- **De soporte y sostén:** sirve como elemento auxiliar de sujeción y soporte para otros materiales.

Materiales de laboratorio y su función

NOMBRE	NATURALEZA	FUNCIÓN
Matraz Aforado	Vidrio y/o plástico	Material volumétrico (mide volúmenes exactos). Se utiliza para la preparación de disoluciones
Matraz Erlenmeyer	Vidrio y/o plástico	Material no volumétrico (mide volúmenes aproximados). Se utiliza para calentar líquidos cuando hay peligro de pérdida por evaporación.
Probeta	Vidrio y/o plástico	Material volumétrico, que permite medir volúmenes superiores y más rápidamente que las pipetas, aunque con menor precisión.
Pipetas graduadas y aforadas	Vidrio	Material volumétrico que permiten la transferencia de un volumen generalmente no mayor a 20 ml de un recipiente a otro de forma exacta.
Vaso de precipitado	Vidrio y/o plástico	Material no volumétrico utilizado para transportar líquidos a otros recipientes. También se puede utilizar para calentar, disolver, o preparar reacciones químicas.
Embudo cónico	Vidrio y/o plástico	Material de uso específico que se utiliza para trasvasar productos químicos desde un recipiente a otro. También es utilizado para realizar filtraciones.
Vidrio de reloj	Vidrio	Material de uso específico que se utiliza para contener las sustancias para luego pesarlas en la balanza
Aspirador de cremallera o pera de seguridad	Plástico	Material de uso específico que se utiliza para succionar líquidos con una pipeta
Tubos de ensayo y gradilla	Vidrio	Material de uso específico que se utilizan para contener pequeñas muestras líquidas, y preparar soluciones.
Mortero y pistilo	Vidrio	Material de uso específico que se utiliza para machacar o triturar sustancias sólidas
Micropipeta	Plástico	Material volumétrico y de uso específico que se utiliza para succionar y transferir pequeños volúmenes de líquidos
Cuchara-espátula	Metal	Material de uso específico que se utiliza para tomar pequeñas cantidades de compuestos que son, básicamente, polvo

A continuación se recoge una lista con material y equipos de laboratorio que se utilizarán con frecuencia en las prácticas de laboratorio.





- | | |
|---|--------------------------------|
| 1. Adaptador de vacío | 26. Placa Petri con tapa |
| 2. Bureta | 27. Pera de goma |
| 3. Cabeza de destilación | 28. Pesa sustancias |
| 4. Cabeza de destilación para arrastre de vapor | 29. Pinzas de Hoffman |
| 5. Cápsula de porcelana | 30. Pinzas para crisol |
| 6. Crisol con tapa | 31. Pinzas para soporte |
| 7. Cuentagotas | 32. Pinzas para tubo de ensayo |
| 8. Dedo frío | 33. Pipeta |
| 9. Embudo Buchner | 34. Probeta |
| 10. Embudo cónico | 35. Refrigerante de bolas |
| 11. Embudo de decantación | 36. Refrigerante Liebig-West |
| 12. Erlenmeyer | 37. Rejilla de asbesto |
| 13. Escobillas | 38. Soporte metálico con aros |
| 14. Espátula | 39. Taladra-corchos |
| 15. Frasco lavador | 40. Tapones de corcho o goma |
| 16. Frasco para reactivos | 41. Tapón de vidrio |
| 17. Gredilla con tubos de ensayo | 42. Termómetro |
| 18. Kitasato | 43. Triángulo de arcilla |
| 19. Mariposa | 44. Trípode |
| 20. Matraz aforado | 45. Trompa de agua |
| 21. Matraz redondo con boca esmerilada | 46. Tubo colector |
| 22. Mechero | 47. Tubo Thiele |
| 23. Mortero | 48. Vasos de precipitado |
| 24. Muelles | 49. Vidrio de reloj |
| 25. Nuez | |

D- PROCEDIMIENTO DE TRABAJO

Como procedimiento elemental para el desarrollo de las prácticas de laboratorio, a continuación se describen las características principales de la balanza analítica y las recomendaciones a tener en cuenta ante su utilización.

La balanza es un instrumento que sirve para medir la masa. La balanza analítica es una clase de balanza utilizada principalmente para medir pequeñas masas. Este tipo de balanza es uno de los instrumentos de medida más usados en laboratorio y de la cual dependen básicamente todos los resultados analíticos.



Las balanzas analíticas modernas, que pueden ofrecer valores de precisión de lectura de $0,1 \mu\text{g}$ a $0,1 \text{ mg}$, están bastante desarrolladas de manera que no es necesaria la utilización de cuartos especiales para la medida del peso. Aun así, el simple empleo de circuitos electrónicos no elimina las interacciones del sistema con el ambiente. De estos, los efectos físicos son los más importantes porque no pueden ser suprimidos.

Localización de la balanza

La precisión y la confianza de las medidas del peso están directamente relacionadas a la localización de la balanza analítica. Los principales puntos que deben de ser considerados para su correcta posición son:

Las condiciones de la mesa para la balanza:

- Quedar firmemente apoyada en el suelo o fija en la pared, de manera a transmitir un mínimo de vibraciones posible.
- Ser rígida, no pudiendo ceder o inclinarse durante las operaciones de medida. Se puede utilizar una de laboratorio bien estable o una de piedra.
- Localizarse en los sitios más rígidos de la construcción, generalmente en los rincones de la sala.



- Ser anti magnética (no contener metales o acero) y protegida de cargas electrostáticas (no contener plásticos o vidrios).

Cuidados Operacionales

Cuidados básicos

- Verificar siempre la nivelación de la balanza.
- Dejar siempre la balanza conectada a la toma y prendida para mantener el equilibrio térmico de los circuitos electrónicos.

El frasco de medida

- Usar siempre el menor frasco de medida posible.
- La temperatura del frasco de medida y su contenido deben de estar a la misma temperatura del ambiente de la cámara de medida.
- Nunca tocar los frascos directamente con los dedos al ponerlos o sacarlos de la cámara de medida.

El plato de medida

- Poner el frasco siempre en el centro del plato de medida.
- Remover el frasco del plato de medida luego que termine la operación de medida del peso.

La lectura

- Verificar si el mostrador indica exactamente cero al empezar la operación. Tare la balanza, si es necesario.
- Leer el resultado de la operación luego que el detector automático de estabilidad desaparezca del mostrador.

Calibración

- Calibrar la balanza regularmente, más todavía cuando está siendo operada por vez primera, si fue cambiada de sitio, después de cualquier nivelación y después de grandes variaciones de temperatura o de presión atmosférica.





Mantenimiento

- Mantener siempre la cámara de medida y el plato limpios.
- Usar apenas frascos de medida limpios y secos.

Influencias físicas sobre las masadas

Cuando el mostrador de la balanza quede inestable, sea por variación continua de la lectura para más o menos o simplemente si la lectura está errada. Siempre se debe estar observando influencias físicas indeseables sobre la operación. Las más comunes son:

Temperatura

La existencia de una diferencia de temperatura entre la muestra y el ambiente de la cámara de medida causa corrientes de aire. Esas corrientes de aire generan fuerzas sobre el plato de medida haciendo con que la muestra parezca más leve (conocida por fluctuación dinámica). Este efecto solo desaparece cuando el equilibrio térmico es establecido. Además, el filme de humedad que cubre cualquier muestra, que varía con la temperatura, es encubierto por la fluctuación dinámica. Esto hace con que un objeto más frío parezca más pesado, o un objeto más caliente parezca más leve.

Variación de masa

Aumento de masa debido a una muestra higroscópica (aumento de humedad atmosférica) o pérdida de masa por evaporación de agua o de sustancias volátiles.