Universidad Nacional de Río Negro

Medicina Veterinaria



Inicio: 1 de febrero 2027

Días: Lun a vie 9 a 13 hs.
con actividades virtuales de tarde

Modalidad: presencial

Duración: 4 semanas

Con examen de ingreso

Dirección:

Edificio Académico UNRN, Malinche 1086,
Ruta Nac 22 km 998, Choele Choel, Rio Negro

CICLO
INICIO
UNIVERSITARIO

2027

Módulo de ingreso:

QUIMICA

MODULO DE INGRESO QUÍMICA. MEDICINA VETERINARIA.

EQUIPO DOCENTE:

DRA. BUGLIONE MARIA BELEN

LIC. CAYOLO FLORENCIA

UNIVERSIDAD NACIONAL DE RIO NEGRO
SEDE VALLE MEDIO.

UNIDAD I: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

PROPÓSITOS:

- Conocer la importancia de estudiar Química y sus aplicaciones en la vida cotidiana.
- Fortalecer el conocimiento del átomo como partícula elemental de la materia, sus componentes y propiedades.
- Promover una lectura comprensiva de la Tabla periódica reconociéndola como herramienta indispensable para la práctica.
- Poner en práctica los conocimientos teóricos construidos.

CONTENIDOS:

- Átomos y moléculas: Estructura atómica: protones, neutrones, electrones. Atomicidad.
- Configuración electrónica.
- Número atómico (Z), Número másico (A). Isótopos. Iones.
- Electrones de valencia. Estados de Oxidación.

¿POR QUÉ ESTUDIAR QUÍMICA?

La química permite obtener un entendimiento importante de nuestro mundo y su funcionamiento. Se trata de una ciencia eminentemente práctica que tiene una influencia enorme sobre nuestra vida diaria. De hecho, la química está en el centro de muchas cuestiones que preocupan a casi todo mundo: el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales, la protección del entorno, la satisfacción de nuestras necesidades diarias en cuanto a alimento, vestido y albergue. Los seres vivos estamos compuestos por elementos químicos básicos como el Carbono (C), el Hidrógeno (H_2), el Oxígeno (O_2), el Nitrógeno (N_2) y en menores cantidades el Calcio (Ca), Fósforo (P), Azufre , (S), Potasio (K), Sodio (Na), y Magnesio (Mg). Además

estamos en contacto con muchos sucesos que tienen relación con la Química, por ejemplo cuando comemos, cada uno de nuestros alimentos contienen sustancias y nutrientes que al combinarse nos dan energía y nos hacen tener la fuerza suficiente para movernos y realizar todas nuestras actividades. Con la ayuda de la química, hemos descubierto sustancias farmacéuticas que fortalecen nuestra salud y prolongan nuestra vida. Hemos aumentado la producción de alimentos mediante el desarrollo de fertilizantes y plaguicidas. Hemos creado plásticos y otros materiales que se usan en casi todas las facetas de nuestra vida. Desafortunadamente, algunos productos químicos también pueden dañar nuestra salud o el entorno. Nos conviene, como ciudadanos educados y consumidores, entender los profundos efectos, tanto positivos como negativos, que las sustancias químicas tienen sobre nuestra vida, y encontrar un equilibrio sobre su uso. La química, por su misma naturaleza, es la *ciencia central*. Nuestras interacciones con el mundo material hacen surgir preguntas fundamentales acerca de los materiales que nos rodean. ¿Qué composición y propiedades tienen? ¿Cómo interactúan con nosotros y con el entorno? ¿Cómo, por qué y cuándo cambian? En los curso de Química de Medicina Veterinaria trataremos de buscar respuestas a algunas de estas preguntas.

LA MATERIA Y SU CLASIFICACIÓN

Muchas veces en Química escuchamos el término “materia” pero ¿en dónde la encontramos? La realidad es que está en todas partes: el agua que calentas para el mate, el cepillo de dientes que usas, el aire que respiras son diferentes formas de materia.

Posee propiedades que nos permite identificarla como su aspecto, su punto de fusión y ebullición, la densidad, su masa, etc. Puede presentarse en diferentes formas; sólido, liquido o gaseoso.

Entonces, hablamos de materia como cualquier sustancia que tiene masa y ocupa un espacio. Al existir varios tipos se clasifica en función de los componentes que posee. Estamos en presencia de una SUSTANCIA PURA cuando tiene una composición química

definida, mientras que una MEZCLA está formada por dos o más sustancias en cantidades variables.

SUSTANCIAS PURAS

Se trata de un tipo de materia de composición definida, existen dos tipos:

ELEMENTOS: son las sustancias más fundamentales con las cuales se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es el átomo. Los átomos de un elemento sólido están organizados con arreglo a un patrón regular y son del mismo tipo. Todos los átomos de un trozo de cobre son átomos de cobre. Los átomos de un elemento particular no se pueden dividir en átomos más simples.

COMPUESTOS: son una combinación de dos o más elementos unidos en una determinada proporción: todas las muestras de agua (H_2O) están formadas por la misma proporción de hidrógeno y oxígeno, pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), están combinados en proporciones diferentes. Tanto el H_2O como el H_2O_2 son distintos compuestos formados por los mismos elementos en diferentes proporciones. Los compuestos se descomponen mediante procesos químicos en sustancias más simples como los elementos, pero no se pueden descomponer mediante procesos físicos. Los elementos no se descomponen ni por procesos físicos ni por procesos químicos.

MEZCLAS:

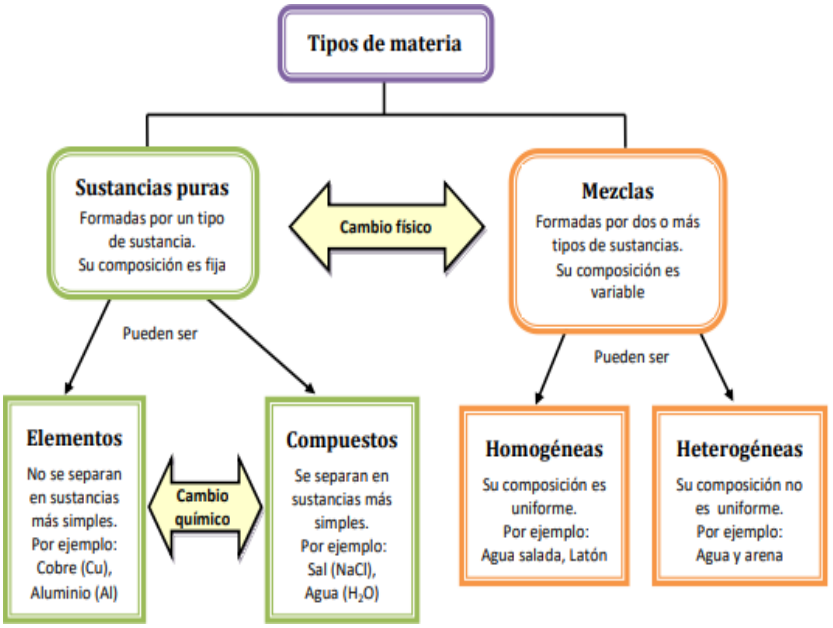
En una mezcla dos o más sustancias se combinan físicamente pero no químicamente. El aire que respiramos es una mezcla, principalmente de gases oxígeno y nitrógeno. El acero es una mezcla de hierro, níquel, carbono y cromo. Una solución como el té o el café también es una mezcla.

Las mezclas se clasifican en:

Homogéneas: la composición de la mezcla es uniforme a lo largo de la muestra: aire,· agua de mar, bronce.

Heterogéneas: sus componentes no tienen una composición uniforme a lo largo de la· muestra: una muestra de petróleo y agua, pues el petróleo flota sobre el agua, las burbujas en una bebida.

Resumiendo…



EL ÁTOMO

Conocer la estructura atómica es fundamental para poder entender el comportamiento químico de las sustancias.

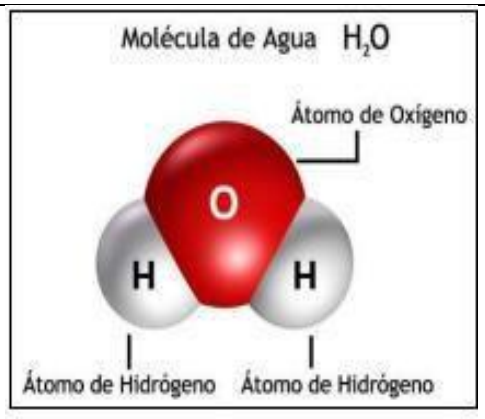
Si bien el concepto de átomo es relativamente reciente, los filósofos griegos en el año 500 AC razonaron que todo debía contener partículas minúsculas, que también llamaron átomos, esta idea se convirtió en teoría científica en 1808 cuando John Dalton desarrolló la teoría atómica, que proponía que todo elemento está conformado por pequeñas partículas llamadas átomos y que estos se combinan para formar compuestos. La teoría atómica de Dalton constituyó la base de la actual teoría atómica. Ahora sabemos que los átomos no son partículas indestructibles como propuso Dalton, sino que están constituidas por partículas más pequeñas

(subatómicas). Sin embargo, un átomo sigue siendo la partícula más pequeña que conserva las propiedades de un elemento.

MOLÉCULAS:

Llamamos molécula a un conjunto de átomos y para describirlas empleamos lo que se denomina FÓRMULA QUÍMICA en la cual mediante un subíndice se indica la cantidad de átomos que la componen.

Veamos los siguientes ejemplos:

	**Formula Química:** H_20 **Descripción:** - En mayúsculas se observan los elementos que componen la molécula, en éste caso H: Hidrógeno y O: Oxígeno. - El subíndice 2 debajo del elemento Hidrógeno indica que existen 2 átomos de Hidrógeno en la molécula. - Que no exista subíndice debajo del Oxígeno me está indicando que solo hay 1 átomo de O en la molécula

ATOMICIDAD:

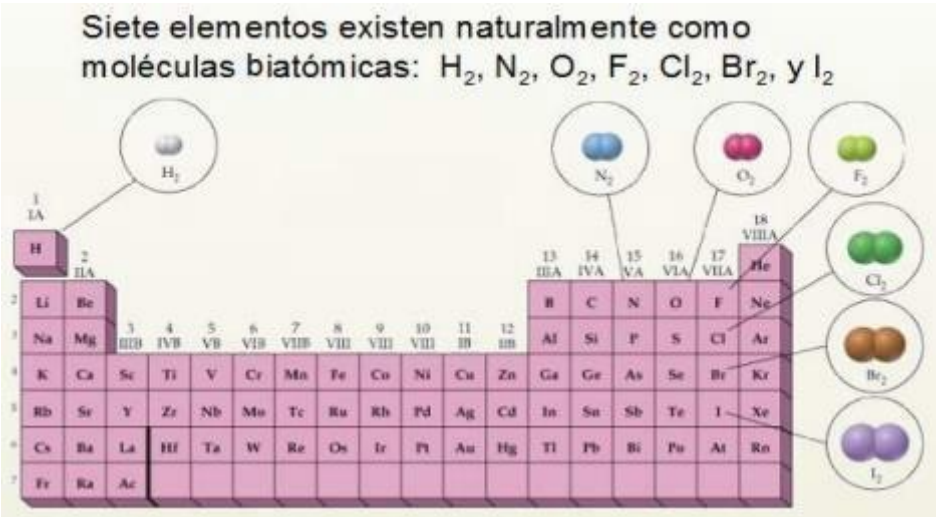
Se denomina atomicidad al subíndice colocado debajo de cada átomo en una molécula, la misma indica la cantidad de átomos que posee.

PRACTIQUEMOS:

H_2SO_4 (Ácido Sulfúrico)	La molécula posee entonces: - 2 átomos de Hidrógeno - 1 átomo de Azufre - 4 átomos de Oxígeno
N_2 (Nitrógeno)	La molécula posee entonces: - 2 átomos de Nitrógeno

Observemos que en el primer ejemplo (H_2SO_4), la molécula posee elementos distintos; H, S y O; a éste tipo de moléculas las denominamos SUSTANCIA COMPUESTA, mientras que en el segundo ejemplo (N2) la molécula posee 2 átomos de la misma identidad, por lo tanto se denomina SUSTANCIA SIMPLE, en éste caso al poseer 2 átomos en su estructura decimos que es DIATÓMICA.

En la naturaleza existen elementos de mucha relevancia como el OXÍGENO, HIDRÓGENO, NITRÓGENO y HALÓGENOS (Flúor, Bromo, Cloro, Yodo) que se encuentran en forma diatómica. Este dato es muy importante tenerlo en cuenta a la hora de realizar cálculos con éstas sustancias.

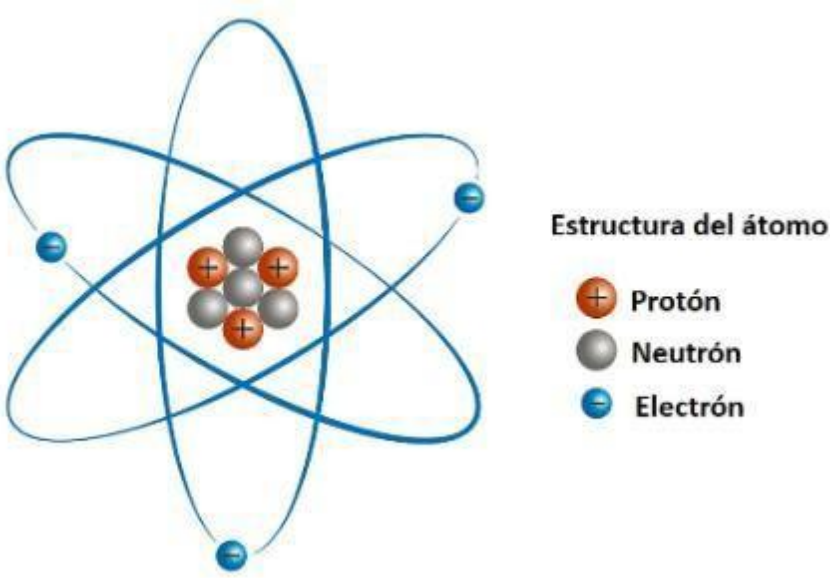


ESTRUCTURA ATÓMICA

Diversos experimentos desde comienzos del siglo XX fueron indicando que los átomos contienen partículas más pequeñas denominadas partículas subatómicas. Estas partículas son los protones, los neutrones y los electrones.

Los protones poseen carga positiva (+), los electrones carga negativa (-) y los neutrones no tienen carga. Tanto los protones como los neutrones conforman el Núcleo del átomo mientras que los electrones se mantienen en movimiento por los Orbitales del mismo.

Hoy sabemos que protones y neutrones están compuestos por partículas más pequeñas llamadas quark.



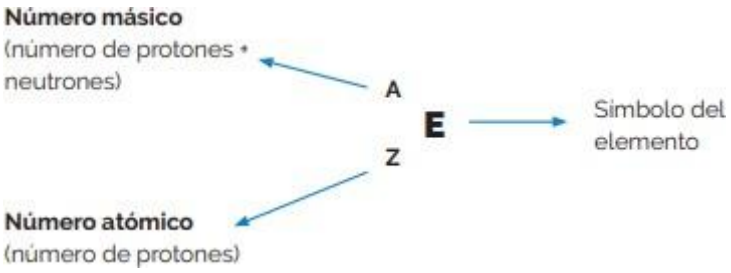
OBSERVACIÓN: Observemos que aquí aplica la famosa frase usada cotidianamente "los opuestos se atraen" ya que, mientras que las cargas positivas se concentran en el núcleo junto a los neutrones que no poseen carga los electrones se mantienen "atraídos" al núcleo girando alrededor en orbitales definidos.

El núcleo atómico es en donde se conserva prácticamente toda la masa del átomo; la misma es debida a la masa tanto de protones como de neutrones. Por otro lado el núcleo posee un diámetro de aproximadamente 1 x 10^{-14} m, unas 10.000 veces menor que el tamaño atómico.

		Carga	
Partícula	Masa (g)	Coulomb	Unidad de carga
Electrón*	9.10938×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	$+1$
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

NÚMEROS IMPORTANTES PARA DEFINIR LA IDENTIDAD ATÓMICA

Así como nuestra identidad es regida por un número de DNI, los átomos pueden identificarse por números de protones y neutrones que contienen.



- El número atómico (Z) indica la cantidad de protones que posee un átomo y lo podes leer directamente d tu Tabla Periódica.
- El número másico (A) representa la sumatoria de protones y neutrones que posee un átomo. Como se mencionó anteriormente la masa de un átomo estaba dada por las partículas que componen el núcleo atómico, por lo tanto lo podes estimar redondeando a numero entero la masa atómica.

Practiquemos…

$^{16}_{8}O$	La especie posee: a. 8 electrones y 16 protones b. 8 protones y 8 neutrones c. 16 neutrones y 8 protones	La respuesta correcta es… "B"

Seguramente pudiste resolver el ejemplo anterior observando los datos que te brinda la tabla periódica e inherentemente lo que acabas de hacer es un cálculo que relaciona tanto Z como el número de neutrones…

Matemáticamente la ecuación que podemos aplicar en éste tipo de cálculos es la siguiente:

$$A = Z + n$$

Donde: Z es el Número atómico

A es el número másico N: es el número de neutrones

O sea que si quisiéramos saber el número de neutrones presentes en el átomo, sólo deberíamos despejar la ecuación anterior:

$$n = A - Z$$

ISÓTOPOS

Son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. En general, un elemento químico dado está constituido por varias especies de átomos de masa o peso atómico diferente. A cada especie atómica así definida se la denomina isótopo del elemento dado. Los átomos de cada isótopo tienen el mismo número atómico o de protones (Z), pero distinto número másico (A), lo cual indica que el número de neutrones es diferente y característico para cada isótopo.

Veamos un ejemplo de uno de los elementos más abundantes en la naturaleza, el Carbono:

$^{12}_{6}C$	$^{13}_{6}C$	$^{14}_{6}C$
98,9%	1,1%	trazas

Observamos que el número atómico no varía en ninguno de los tres casos, pero si el número másico por lo tanto podemos inferir que de izquierda a derecha se incrementa un neutrón al núcleo del Carbono, afectando directamente en su número másico. Como podemos observar también, por más que existan isotopos de un mismo elemento solo uno de ellos es el que abunda en la naturaleza (98,9%) por lo tanto es el que usaremos para realizar los cálculos cuando corresponda.

Analicemos otras especies, en éste caso isotopos del Hidrógeno, a los cuales les corresponden las siguientes denominaciones:



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La mayor parte del átomo es espacio vacío en donde los electrones se mueven libremente, lo que significa que poseen energía. Pero no todos tienen la misma energía, sino que se van agrupando en diferentes niveles energéticos.

Los niveles de energía de un átomo se pueden pensar como los distintos escalones de una escalera. A medida que subes o bajas la escalera, debes pasar de un escalón a otro, y no puedes detenerte en un nivel entre los mismos. En los átomos sólo hay electrones en los niveles energéticos disponibles y la energía total (tanto cinética como potencial) de un electrón cambia conforme se mueve de un nivel a otro dentro del átomo. El número máximo de electrones permitidos en cada nivel energético está dado por $2n^2$, donde n representa al número cuántico principal que indica el nivel de energía. El número cuántico n toma valores enteros positivos comenzando desde n = 1. En la siguiente tabla se puede visualizar el número máximo de electrones en cada nivel energético:

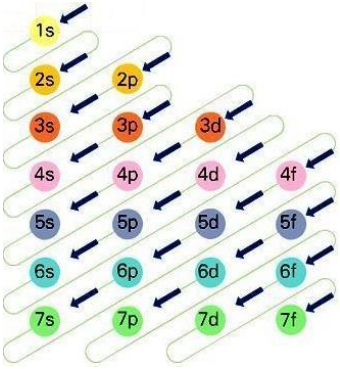
Nivel principal de energía	Número máximo total de electrones ($2n^2$)
1	2
2	8
3	18
4	32

Los electrones se ubican en un átomo de manera que les corresponda el menor valor de energía posible, a esto se lo conoce como “Principio de mínima energía”.

La secuencia de llenado de los subniveles, según su energía creciente es:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 6f, 7d, 7f

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. El diagrama de Möller es una regla nemotécnica que permite conocer esta ordenación energética



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 es el Número Cuántico Principal e indica el nivel.

2- Una letra que representa el Número Cuántico Secundario e indica 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.

A modo de ejemplo podemos ver el átomo de Zinc.

El Zn tiene número atómico 30 y su configuración electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Esta notación puede abreviarse colocando entre paréntesis el gas noble anterior al elemento de la siguiente manera: $[Ar]4s^2 3d^{10}$

Practiquemos…

Configuración Electrónica	Desarrollo
A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	1. Sumamos todos los exponentes (cantidad de electrones): 16 2. Como se trata de un elemento neutro, inferimos que posee igual carga negativa que positiva, es decir igual cantidad de electrones que de protones, por lo tanto Z=16 3. Al leer la tabla periódica un Z=16 corresponde al elemento AZUFRE.
B: $1s^2 2s^2$	1. Sumamos los exponentes: 4 2. Nuevamente al ser un elemento neutro asumimos que E = Z = 4 3. Ingresamos en la Tabla Periódica para un Z=4 y observamos que se trata de BERILIO.

Algunas reglas para tener en cuenta a la hora de establecer la configuración electrónica de un átomo son las siguientes:

1.- En cada orbital sólo puede haber 2 electrones.

2.- Los electrones se van colocando en la corteza ocupando el orbital de menor energía que esté disponible.

3.- Cuando hay varios orbitales con la misma energía (3 orbitales p, por ej.) pueden entrar en ellos hasta3.2 = 6 electrones.

Para recordar el orden de llenado de los orbitales se aplica el diagrama de Möeller. Debes seguir el orden de las flechas para ir añadiendo electrones. (No todos los elementos cumplen esta regla).

Para representar la configuración electrónica de un átomo se escriben los nombres de los orbitales (1s,2p, etc.) y se coloca como superíndice el número de electrones que ocupan ese orbital o ese grupo de orbitales.

ELECTRONES DE VALENCIA:

Las propiedades químicas de los elementos representativos se deben, principalmente a los electrones de valencia, que son los electrones que se encuentran en los niveles energéticos externos. Estos son los electrones que intervienen en los enlaces químicos. Por ejemplo, el sodio (Na) al pertenecer al grupo IA, posee un único electrón de valencia y, por lo tanto, puede aportar un sólo electrón al formar enlaces.

Los elementos representativos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen igual número de electrones de valencia. Por ejemplo, el oxígeno (O) y el azufre (S) pertenecen al grupo VIA y ambos tienen 6 electrones de valencia.



Iones

Los electrones se mantienen unidos por atracción eléctrica al núcleo, por lo tanto para removerlo del mismo se requiere energía. Esa energía necesaria se denomina Energía de Ionización y al proceso de remoción se lo denomina Ionización.

Un átomo o grupo de átomos que tiene una carga eléctrica positiva o negativa se denomina **ión**. Cuando un átomo tiene carga positiva se llama catión (por ejemplo Na+) y cuando tiene una carga negativas e llama **anión** (por ejemplo Cl-). Observen los signos +/- que indican la carga que se encuentra desbalanceada.

La Energía de Ionización en general aumenta al subir por un GRUPO en la Tabla Periódica y al avanzar de izquierda a derecha por un periodo.

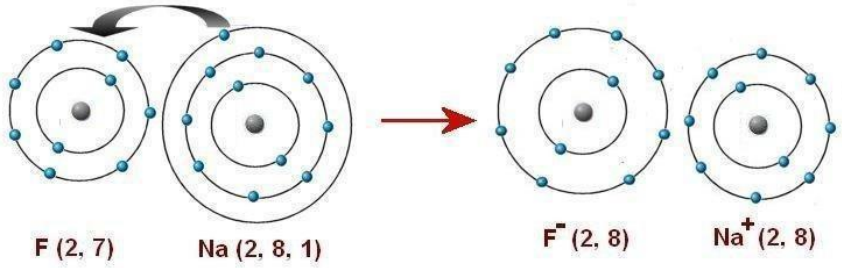


¿A qué se debe esta distribución? En el periodo 1 los electrones de valencia están cerca del núcleo, por lo tanto, se encuentran fuertemente atraídos y de aquí que la

energía de ionización sea elevada, es decir se requiere mucha energía para vencer esa atracción tan fuerte. Por otro lado las energías de ionización elevadas en los gases nobles se interpretan en función de su elevada estabilidad eléctrica, recordar que son también llamados gases inertes debido a que no reaccionan con otros elementos de la TP (Tabla Periódica).

Un átomo neutro se transforma en catión cuando pierde electrones. Su carga es positiva porque tiene menos electrones que protones.

En la siguiente figura se ejemplifica la formación de un catión y un anión a partir de sus átomos neutros.



Átomo de Sodio: Na^0: tiene 11 protones y 11 electrones, es eléctricamente neutro.

Ion Sodio: Na^+: tiene 11 protones y 10 electrones por lo cual tiene carga positiva. Es un catión.

Átomo de Flúor: F: tiene 9 protones y 9 electrones, es eléctricamente neutro.

Ión Flúor: F^-: tiene 9 protones y 10 electrones por lo cual tiene carga negativa. Es un anión.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

El **número o estado de oxidación** está relacionado con el número de electrones que un átomo pierde, gana o utiliza para unirse a otros en un enlace químico. Es muy útil para escribir formulas químicas. Los números de oxidación poseen un valor y un signo. Algunas reglas para asignar números de oxidación

1. El número de oxidación de un átomo en su forma elemental siempre es cero. Ejemplo: Cl_2, N° de oxidación 0; Cu, N° de oxidación 0.

2. El número de oxidación de cualquier ion monoatómico es igual a su carga. Ejemplo: K^+ tiene un número de oxidación de +1, S^{2-} tiene un estado de oxidación de -2, etc.

3. Los iones de metales del grupo 1 siempre tienen carga +1, por lo que siempre tienen un número de oxidación de +1 en sus compuestos. De manera análoga, los metales del grupo 2 siempre son +2 en sus compuestos, y el aluminio (grupo 3) siempre es +3 en sus compuestos. Esto es válido sólo para los elementos representativos.

4. El número de oxidación del oxígeno normalmente es -2 en compuestos tanto iónicos como moleculares. La principal excepción son los compuestos llamados peróxidos, que contienen el ion O_2^{2-}, donde cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de - 1.

5. El número de oxidación del hidrógeno es +1 cuando se combina con no metales (hidruros no metálicos), y -1 cuando se combina con metales (hidruros metálicos).

6. El número de oxidación del flúor es -1 en todos sus compuestos. Los demás halógenos tienen un número de oxidación de -1 en la mayor parte de sus compuestos binarios, pero cuando se combinan con oxígeno tienen estados de oxidación positivos.

7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto neutro es cero. La suma de los números de oxidación en un ion poliatómico es igual a la carga del ion. Ejemplo: en el ion hidronio, H_3O^+, el número de oxidación de cada hidrógeno es +1 y el del oxígeno es -2. La suma de los números de oxidación es 3x (+1) + (-2) = +1, que es igual a la carga neta del ion.

UNIDAD 2: TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

PROPÓSITOS:

- Construir la habilidad de leer e interpretar la organización de la Tabla Periódica.
- Conocer la importancia de la Tabla Periódica como herramienta para el estudio en Química.
- Interpretar las propiedades periódicas integrando los conocimientos construidos hasta el momento.

CONTENIDOS:

- Tabla Periódica: definición y orden.
- Propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.

TABLA PERIODICA

Anteriormente aprendimos que los elementos son las sustancias 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 y que son abreviaturas que constan de una, dos o tres letras. Sólo la primera letra del símbolo de un elemento se escribe en mayúscula; la segunda y tercera si la hubiera se escriben en minúscula.

Nombre del elemento	Símbolo Químico
Carbono	C
Oxigeno	O

Sodio	Na
Plomo	Pb

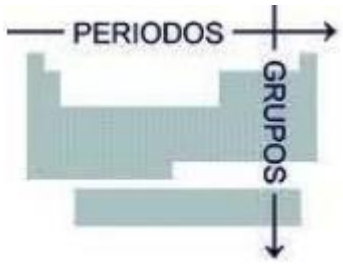
A medida que se fueron descubriendo más y más elementos químicos, fue necesario organizarlos con algún tipo de sistema de clasificación. A finales del siglo XIX, los científicos reconocieron que ciertos elementos se parecían y comportaban en forma muy similar. En 1872, un químico ruso, D. Mendeleiev, 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. La tabla periódica ofrece una gran cantidad de información acerca de los elementos. Describe la estructura atómica de todos los elementos que son conocidos por el ser humano. Por ejemplo, observándola, una persona puede averiguar cuántos electrones tiene un elemento, cuál es su masa, sus propiedades, cómo se comporta, de qué forma se une a otros elementos, etc. Cada elemento dispone de su propia información y ninguno es igual a otro. La tabla periódica agrupa los elementos en familias o grupos y períodos (filas verticales y horizontales). Los elementos de cada familia tienen características similares, por lo tanto, la tabla es una referencia rápida para saber qué elementos pueden comportarse químicamente de forma similar o cuáles tienen una masa y una estructura atómica similares.



ORGANIZACIÓN DE LA TABLA PERIODICA: GRUPOS Y PERIODOS

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 de la derecha constituyen los elementos representativos o elementos de los grupos principales los cuales durante muchos años se les ha asignado los números 1A-8ª.

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 a los grupos los números de 1 a 18 a lo ancho de toda la tabla periódica. Muchos grupos de la tabla periódica reciben nombres especiales: el grupo 1 o 1A, metales alcalinos (Li Na, K, etc.); los de grupo 17 o 7A son los halógenos (F, Cl, Br, I, At) y los de grupo 18 u 8A gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).



Períodos:

En la tabla periódica los elementos están ordenados de forma que aquellos con propiedades químicas semejantes, se encuentren situados cerca uno de otro.

Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas períodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica. El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella. El periodo que ocupa un elemento coincide con su última

capa electrónica. Es decir, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro capas electrónicas.

Grupos:

Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3.En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

Así, si nos fijamos en la configuración electrónica de los elementos del primer grupo, como se muestra en la Tabla 4, el grupo 1 o alcalinos:

Tabla 4: En los elementos, relación entre el grupo y la última capa energética

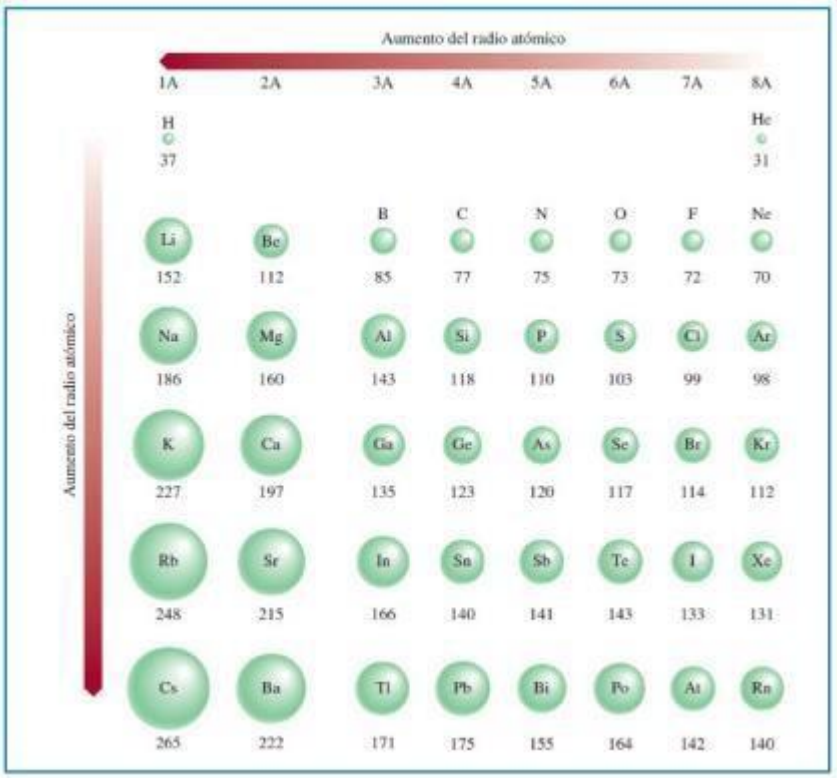
Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	$1s^1$
Litio	Li	$2s^1$
Sodio	Na	$3s^1$
Potasio	K	$4s^1$
Rubidio	Rb	$5s^1$
Cesio	Cs	$6s^1$
Francio	Fr	$7s^1$

La configuración electrónica de su última capa es igual, variando únicamente el periodo del elemento.

PROPIEDADES PERIODICAS

1. **RADIO ATOMICO**

   Definimos el tamaño de un átomo utilizando el radio atómico que es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatónica.



2. Energía de ionización

Las propiedades químicas de cualquier átomo se determinan a partir de la configuración de los electrones de valencia de sus átomos. La estabilidad de estos electrones externos se refleja de manera directa en la energía de ionización de los mismos. Dicho de otra manera, la energía mínima necesaria para remover un electrón de un átomo en estado gaseoso es a lo que llamamos Energía de Ionización.

3. Afinidad electrónica

Es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión.

Cuanto más positiva sea la afinidad electrónica de un elemento mayor es la afinidad de un átomo de dicho elemento para aceptar un electrón.

La tendencia a aceptar electrones aumenta al moverse de izquierda a derecha en un período.

4. Electronegatividad

Es una medida de fuerza con la que un átomo atrae un par de electrones de un enlace. Cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre átomos implicados en un enlace más polar será éste.

Pauling la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada escala de Pauling, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7.

Los átomos de los elementos más electronegativos presentan mayor atracción por los electrones y están agrupados en la esquina superior derecha de la tabla periódica. En general los no metales tienen altos valores de electronegatividad en comparación con los metales, porque los no metales tienen mayor atracción por los electrones. La tendencia general en la tabla periódica es que la electronegatividad aumenta al ir de izquierda a derecha a través del período y de abajo hacia arriba en el grupo. Los compuestos formados por elementos con electronegatividades muy diferentes tienden a formar enlaces con un marcado carácter iónico.

UNIDAD 3: ESTRUCTURA Y PROPIEDADES MOLECULARES

PROPÓSITOS:

- Reveer las medidas y magnitudes empleadas en la vida cotidiana, relacionándolas con los contenidos de Química.
- Adquirir la destreza para resolver actividades prácticas empleando las magnitudes Químicas correspondientes.
- Construir la destreza de resolver problemas prácticos utilizando como herramientas la Tabla Periódica y la Calculadora Científica.
- Analizar los problemas prácticos en función de los datos numéricos y las propiedades atómicas analizadas anteriormente.

CONTENIDOS:

- Fórmulas químicas.
- Medidas y Magnitudes. Definición. Notación Científica.
- Magnitudes fundamentales en Química. Masa atómica. Masa molecular.
- Definición de: mol, número de Avogadro, volumen molar. Masa molecular absoluta. Masa atómica absoluta.

FORMULAS QUIMICAS

MEDIDAS Y MAGNITUDES:

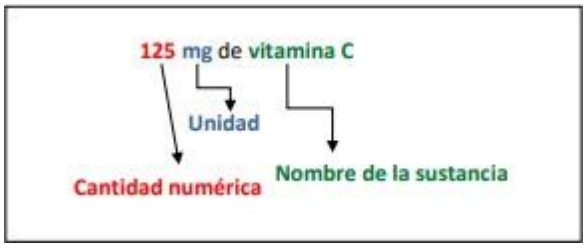
En ciencias usamos las medidas para comprender el mundo que nos rodea. Los científicos miden las cantidades de los materiales que conforman todo en nuestro universo. Al aprender acerca de la medición se desarrollan habilidades para resolver problemas y trabajar con números en química. Los profesionales tienen que tomar decisiones a partir de datos. Esto implica realizar mediciones precisas de longitud, volumen, masa, temperatura y tiempo.

Un valor de medición se compone de tres partes:

o La cantidad numérica

o La unidad

o El nombre de la sustancia

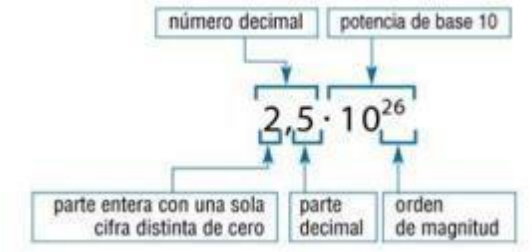


El sistema internacional de unidades (SI) es el sistema coherente de unidades adoptado y recomendado por la Conferencia General de Pesas y Medidas (CGPM). El sistema métrico es usado por científicos y profesionales en todo el mundo. En 1960, los científicos adoptaron una modificación del sistema métrico llamada Sistema Internacional de Unidades (SI) para uniformar las unidades en todo el mundo. Este sistema se basa en el sistema decimal. Un sistema de unidades se construye a partir de ciertas unidades llamadas fundamentales o básicas, cada una de ellas representa una magnitud física susceptible de ser medida. Son ejemplos de unidades básicas: longitud, masa, temperatura, tiempo. Son unidades derivadas las que se obtienen por combinación de una o más unidades básicas, como por ejemplo: medidas de superficie, volumen, densidad, velocidad, aceleración.

NOTACION EXPONENCIAL O CIENTIFICA

En química y en ciencias en general, las mediciones implican números que pueden ser muy pequeños o extremadamente grandes. Por ejemplo, el ancho de un cabello humano es de aproximadamente 0,000008 m, la luz viaja a 30.000.000.000 cm/s. Para estas cantidades es conveniente utilizar la notación científica, también llamada notación exponencial, expresando los números como potencias de 10. Un número escrito en notación exponencial consta de dos partes: un coeficiente, que varía entre 1 y 10, y una potencia en base 10, cuyo exponente es un número entero que puede ser

positivo o negativo. El coeficiente debe cumplir con la condición de ser mayor o igual a uno y menor que diez.



Por ejemplo el número 2400, en notación científica se escribe 2,4 x 10^3 , donde 2,4 es el coeficiente y 10^3 muestra la potencia. El coeficiente se determina moviendo el punto decimal tres lugares a la izquierda para dar un número entre 1 y 10 y puesto que movimos el punto decimal tres lugares a la izquierda la potencia de base 10 es un 3 positivo. Gráficamente para el número 5.700.000:

$$5.700.000 = 5{,}7 \times 10^6$$

6 5 4 3 2 1

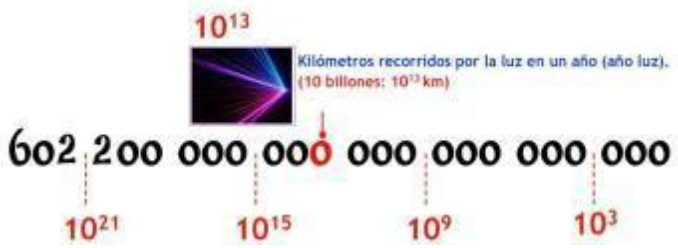
Cuando un número menor que 1 se escribe en notación científica, el exponente de la potencia de base 10 es negativo. Por ejemplo, para escribir el número 0,00095 en notación científica, movemos el punto decimal cuatro lugares para dar un coeficiente 9,5, que está entre 1 y 10 y la potencia será 4 negativo, es decir 9,5 x 10^{-4} . Gráficamente para el número 0,0068:

$$0{,}0068 = 6{,}8 \times 10^{-3}$$

1 2 3

EL MOL

Se define el mol como la cantidad de sustancia que contiene 6,02 x 10^{23} partículas; éste número (extremadamente grande) es conocido como NÚMERO DE AVOGADRO, en honor a un físico italiano.



- Un mol de un elemento siempre tiene un Número de Avogadro de átomos.
- Un mol de un compuesto (o molécula) siempre contiene un Número de Avogadro de moléculas.

➢ **Gráficamente:**



Donde N_A es Número de Avogadro (no se refiere al Sodio ¡Cuidado!)

➢ **Explícitamente:**

1 mol de S = 32,0 g S= 6,022 x 10^{23} átomos de S
1 mol de Fe = 55,6 g Fe= 6,022 x 10^{23} átomos de Fe
1 mol de Zn = 65,5 g S= 6,022 x 10^{23} átomos de Zn
1 mol de H_2O = 18,0 g H_2O = 6,022 x 10^{23} moléculas de H_2O

- **Cuando se refiere a moléculas como el Dióxido de Carbono:**

Un mol de CO_2 contiene:
$6{,}022 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2
$6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de C
$2 \times 6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de O

Comentario: Presta atención en las siguientes cuestiones:

- No es lo mismo hablar de átomos que de moléculas.
- Una molécula contiene una cantidad de átomos determinada, que está definido e indicado en su atomicidad, por ello el Número de Avogadro se MULTIPLICA POR 2 en el caso del Oxígeno, al hacer referencia a la cantidad de átomos que conforman la molécula de Dióxido de Carbono.

MASA MOLECULAR Y MASA ATÓMICA

Prestemos atención a las siguientes consideraciones:

Cuando hablamos de un ÁTOMO, por ejemplo Hierro o Fe, al medir su masa lo que calculamos es su MASA ATÓMICA.

- Cuando hablamos de una MOLÉCULA, por ejemplo, agua oxigenada o H_2O_2 al medir su masa lo que calculamos es su MASA MOLECULAR.
- Para encontrar la masa de un átomo conociendo su identidad, la busco en la tabla periódica. Pero en el caso que no conozca la identidad del átomo puedo determinar su masa a partir del dato de Protones y Neutrones del mismo ya que la SUMA DE LOS PROTONES Y NEUTRONES de un elemento me permite obtener su masa.
- Para encontrar la masa de una molécula debo sumar las masas atómicas de los elementos que la conforman, teniendo en cuenta la ATOMICIDAD Y EL COEFICIENTE DE REACCIÓN de los mismos.

Ahora si acomodemos éstas consideraciones mediante el siguiente video que muestra paso a paso como determinar la masa molecular de varias sustancias químicas compuestas, presten atención a cómo influyen las atomicidades en la masa molecular:

https://www.youtube.com/watch?v=kPQheSnhiQ8

Llamamos molécula a unas sustancias compuestas por más de un átomo, iguales o diferentes. Por ejemplo;

- El Oxígeno bimolecular o O_2 es una molécula simple formada por 2 átomos iguales.
- El Agua (H_2O), en cambio, es una molécula compuesta, ya que está formada por átomos distintos 2 átomos de Hidrógeno y 1 átomo de Oxígeno.
- El Ácido sulfúrico o H_2SO_4, también es una molécula compuesta que posee 2 átomos de Hidrógeno, 1 átomo de Azufre y 4 átomos de Oxígeno.

Ahora bien, podemos calcular la masa de éstas moléculas con solo SUMAR LAS MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS QUE LAS COMPONEN.

Analicemos esto en cada caso:

- ***MASA MOLECULAR DEL O_2:***

$$O_2 \rightarrow 2.m_o \rightarrow 2.16g \rightarrow 32g$$

Donde m_O es la masa de un átomo de Oxígeno, la cual la encontramos en la Tabla Periódica.

- ***MASA MOLECULAR DEL H_2O:***

$$H_2O \rightarrow 2.m_H + m_O \rightarrow 2.1g + 16g \rightarrow 18g$$

- ***MASA MOLECULAR DEL H_2SO_4:***

$$H_2SO_4 \rightarrow 2.m_H + m_S + 4.m_O \rightarrow 2.1g + 32g + 4.16g \rightarrow 98g$$

MASA MOLECULAR Y ATÓMICA ABSOLUTA. VOLUMEN MOLAR.

MASA ATÓMICA ABSOLUTA:

Al referirnos a ésta nueva magnitud lo único que debemos recordar es que el término "ABSOLUTO" se refiere, en éste caso, a la masa de UN (1) ÁTOMO. Pongamos en práctica ésta nueva magnitud con un ejemplo:

CONSIGNA: Determinar la masa atómica absoluta del hierro.

Resolución:

- Lo que debemos determinar entonces, es la masa de 1 átomo de Fe.

- Sabemos que: 1 mol de átomos de Fe = 56 g = 6,02. 10^{23} átomos de Fe
- Entonces planteamos la regla de tres simple: (o la estrategia de conversión que prefieras)

$$6{,}02 \,.\, 10^{23} \text{átomos } Fe - - - 56\ g$$

$$1 \text{átomo } Fe - - - x = \frac{1 \,.\, 56}{6{,}02.10^{23}} = \mathbf{9{,}3 \,.\, 10^{-23} g}$$

DATO: Las masas atómicas ABSOLUTAS siempre son resultados MENORES A LA UNIDAD, por ello el exponente es NEGATIVO.

MASA MOLECULAR ABSOLUTA:

Al referirnos a ésta nueva magnitud lo único que debemos recordar es que el término "ABSOLUTO" se refiere, en éste caso, a la masa de UNA (1) MOLÉCULA. Pongamos en práctica ésta nueva magnitud con un ejemplo:

CONSIGNA: Determinar la masa molecular absoluta del agua.

Resolución:

- Lo que debemos determinar entonces, es la masa de 1 molécula de H_2O.
- Sabemos que: 1 mol de moléculas de H_2O = 18 g = 6,02. 10^{23} moléculas de H_2O
- Entonces planteamos la regla de tres simple: (o la estrategia de conversión que prefieras)

$$6{,}02 \,.\, 10^{23} \text{moléculas } H_2O - - - 18\ g$$

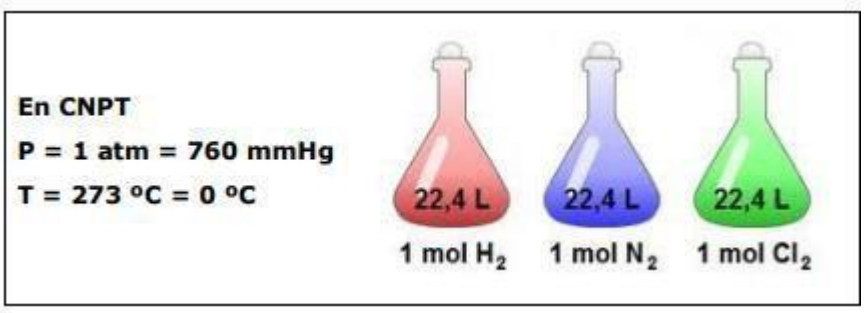
$$1 \text{molécula } H_2O - - - x = \frac{1 \,.\, 18}{6{,}02.10^{23}} = \mathbf{3{,}0 \,.\, 10^{-23} g}$$

DATO: Las masas moleculares ABSOLUTAS siempre son resultados MENORES A LA UNIDAD, por ello el exponente es NEGATIVO.

VOLUMEN MOLAR:

Cuando inflas un globo, su volumen aumenta porque agregas más moléculas de aire. Cuando una pelota de básquet tiene un orificio y parte del aire se escapa, su volumen disminuye.

En 1811, Avogadro estableció que el volumen de un gas se relaciona directamente con el número de moles de ese gas cuando no cambian ni la temperatura (T) ni la presión (P), es decir, a T y P constantes, si el número de moles aumenta, aumenta el volumen. Se determinó que a 1 atm de presión y 273 ºK (0 ºC) de temperatura (Condiciones Normales de Presión y Temperatura, CNTP), 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L.



Éste valor se conoce como **VOLUMEN MOLAR** de un gas.

Te invito a analizar el siguiente cuadro comparativo de la masa molar, el volumen molar en CNPT y el número de moléculas presentes en un mol de los gases Helio (He), Nitrógeno (N2) y Metano (CH4).

Gas			
Masa molar del gas	*4,00g*	*28,0g*	*16,0g*
Volumen molar del gas en CNPT	*22,4 L*	*22,4 L*	*22,4L*
Número de moléculas en un mol del gas	*6,02 x 10^{23}*	*6,02 x 10^{23}*	*6,02 x 10^{23}*

PRACTIQUEMOS:

"Determinar el volumen ocupado por 60 g de CO_2 en CNTP (Condiciones Normales de Temperatura y Presión)"

Resolución:

- Sabemos que 1 mol (de cualquier gas en CNTP) de CO_2 ocupa un volumen de 22,4 L
- Para relacionar volumen molar y masa necesitamos calcular la masa de 1 mol de moléculas de CO_2. Entonces: 1 mol de moléculas de $CO_2 = 44$ g
- Calculemos el volumen ocupado por 60 g de CO_2 acomodando los datos en una regla de tres simple (o la estrategia de conversión que prefieras)

$$44\ g\ CO_2 - - - 22{,}4\ L$$

$$60\ g\ CO_2 - - - x = \frac{60\ .\ 22{,}4}{44} = \mathbf{30{,}5\ L}$$

PARA FINALIZAR EL SIGUIENTE DESAFÍO INTEGRADOR. ¡ANIMATE!

Hasta el momento estuvimos trabajando sobre la materia y sus propiedades. Sabemos que estamos rodeados de MATERIA en distintos ESTADOS DE AGREGACIÓN por ejemplo; el aire que respiramos es una mezcla en estado gaseoso, el café con leche que desayunamos es materia en estado líquido y la silla sobre la que nos sentamos para hacer nuestras tareas es materia en estado sólido. Cada una de ellas con PROPIEDADES particulares que le permiten comportarse como tal.

Al mismo tiempo sabemos que esa materia responde ante distintas formas de energía presentes en la naturaleza generando REACCIONES QUÍMICAS que dan lugar a fenómenos como por ejemplo la OXIDACIÓN o la COMBUSTIÓN.

Sabemos que las reacciones químicas responden a leyes GRAVIMÉTRICAS. Nos concentraremos en un principio a reconocer cuántos elementos están involucrados en una reacción química:

Analicemos la siguiente ecuación química hipotética:

$$2\ A + B_2 \rightarrow 2\ AB$$

- Tanto A como B son sustancias químicas "hipotéticas".
- Llamamos COEFICIENTE DE REACCIÓN a aquel número que se encuentre DELANTE DE LA SUSTANCIA QUÍMICA. En este caso corresponde a los números 2 de color rojo. Me dice la cantidad necesaria de sustancia química para llevar a cabo la reacción química.
- Llamamos ATOMICIDAD al número que se encuentra como "SUPRAINDICE" EN EL LADO DERECHO DE LA SUSTANCIA QUÍMICA. En éste caso el 2 de color verde. Me dice CUÁNTOS ÁTOMOS de un elemento se necesitan en la reacción química.
- Según lo aprendido hasta el momento toda reacción química responde a una Ley de conservación de masas en donde debe existir igual cantidad de átomos de reactivos que de productos, es por ello que "modificamos" los coeficientes de reacción hasta poder "balancear" una ecuación química.

Analicemos ahora una reacción química en particular:

$$4Fe + 3O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3$$

Donde nuevamente en ROJO se indican los COEFICIENTES DE REACCIÓN y en VERDE la ATOMICIDAD de cada elemento.

Para "calcular" la cantidad de reactivos o productos debo analizar DE A UNO los elementos involucrados, en éste caso Hierro y Oxígeno, luego tener en cuenta que tanto coeficientes de reacción como atomicidad me dice la cantidad de elementos involucrados, veámoslo en las siguientes conclusiones:

CÁLCULO DE CANTIDAD DE REACTIVOS: (Analizo el lado izquierdo de la ecuación)

- **Existen 4 átomos de hierro**, porque el coeficiente me dice cuántos átomos de hierro existen. Si no existiera coeficiente aquí debo interpretar que hay 1 átomo de Hierro involucrados.
- **Existen 6 átomos de Oxígeno**, porque como hay involucrados tanto coeficientes de reacción como atomicidad entonces los multiplico. Otra manera de "ver" esto es lo siguiente, la reacción me dice que hay involucrado Oxígeno bimolecular, es decir O_2aquí la atomicidad me dice que "hay" 2 átomos de oxígeno, pero como tiene un coeficiente 3 delante de él, me dice que hay 3 moléculas de oxígeno, matemáticamente: $O_2O_2O_2$. Entonces si contamos cuantos átomos de Oxígeno hay podemos realizar la siguiente cuenta 2 x 3 = 6 átomos de Oxígeno.

CÁLCULO DE CANTIDAD DE PRODUCTOS: (Analizo el lado derecho de la ecuación)

- El producto es un compuesto formado por Hierro y Oxígeno por lo tanto es necesario que me dé cuenta que entre ellos no hay un signo + como en los reactivos, ya que es un producto en donde éstos átomos están interaccionando entre sí.
- Imaginemos lo siguiente, hierro es SAL y Oxígeno es AGUA, del lado de los reactivos indico que "quiero mezclar" agua (hierro) y sal (oxígeno), por ello el signo +. Del lado de los productos "veo lo que ya mezcle" es decir, AGUA SALADA, una sustancia que no puedo separar entre si, por ello no se coloca el signo +.

- **Existen 4 átomos de Hierro**, ya que la cuenta está afectada tanto por el coeficiente de reacción 2 como por la atomicidad 2.
- **Existen 6 átomos de Oxígeno**, ya que éste elemento está afectado tanto por el coeficiente de reacción 2 como por la atomicidad 3.

BALANCE GENERAL DE LA REACCIÓN QUÍMICA

Como dijimos anteriormente, para que una reacción química se cumpla en la naturaleza, deben existir igual cantidad de reactivos que de productos, por ello analizamos de manera general lo que obtuvimos con nuestros cálculos:

REACTIVOS	**PRODUCTOS**	**CONCLUSION**
4 átomos de Hierro	4 átomos de Hierro	Igual cantidad de Reactivos que de productos.
6 átomos de Oxígeno	6 átomos de Oxígeno	

PRACTIQUEMOS: Análisis de reacciones químicas

Se presentan a continuación 3 reacciones químicas:

1. $CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2\ HF$
2. $N_2O + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3$
3. $2\ Al + 3Br_2 \rightarrow 2\ AlBr_3$

Resuelve:

1. En la REACCIÓN Nº1: Determina cuántos átomos de Flúor existen en los reactivos y en los productos.
2. En la REACCIÓN Nº2: Determina cuántos átomos de Nitrógeno existen en los reactivos y en los productos.
3. En la REACCIÓN Nº3: Determina cuántos átomos de Bromo existen en los reactivos y en los productos.
4. Sabiendo que cada elemento tiene una MASA determinada (la cual se puede encontrar en la Tabla Periódica) Indica para cada reacción la MASA TOTAL de los elementos mencionados en los puntos 1, 2 y 3 tanto en los REACTIVOS como en los PRODUCTOS.

   OBSERVACIÓN: Recordar que la masa indicada en la tabla periódica corresponde a 1 (UN) ÁTOMO. Tener en cuenta que la masa TOTAL depende de la CANTIDAD DE ÁTOMOS presentes en la reacción química.

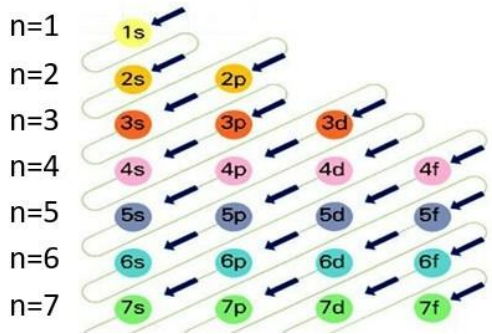
Ejercicios de Configuración Electrónica

1. Defina Orbital Atómico
2. ¿Qué son los números cuánticos?
3. Menciona cuales son los números cuánticos, como se identifican, que representa cada uno y que valores pueden tomar
4. Menciona los tres principios a tener en cuenta para la distribución electrónica.
5. Escribe la configuración electrónica estándar y completa de los siguientes elementos:
    a. S
    b. Al
    c. Br
    d. Mg
    e. Ba
    f. Cu
    g. Hg
    h. F
    i. C
6. Escribe la configuración electrónica estándar y completa de los siguientes iones:
    a. Sr^{2+}
    b. Na^{+}
    c. Cl^{-}
    d. Al^{3+}
    e. O^{2-}
    f. F^{-}

SOLUCIONES

Para resolver estos ejercicios recuerda:

1. El diagrama de Moeller, que nos dice en qué orden se van llenando los orbitales:



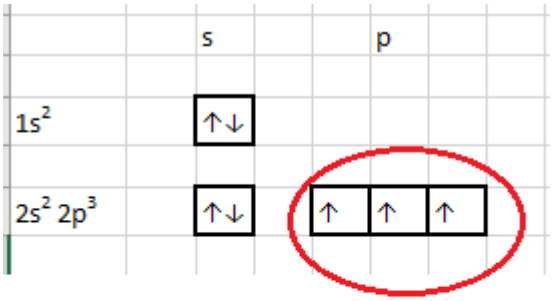
2. Cuál es el número máximo de electrones que caben en cada tipo de orbital:
    - Orbitales s → 2 electrones
    - Orbitales p → 6 electrones

- Orbitales d → 10 electrones
- Orbitales f → 14 electrones

3. Los electrones de cada elemento son iguales a su número atómico (salvo cuando se trata de iones).

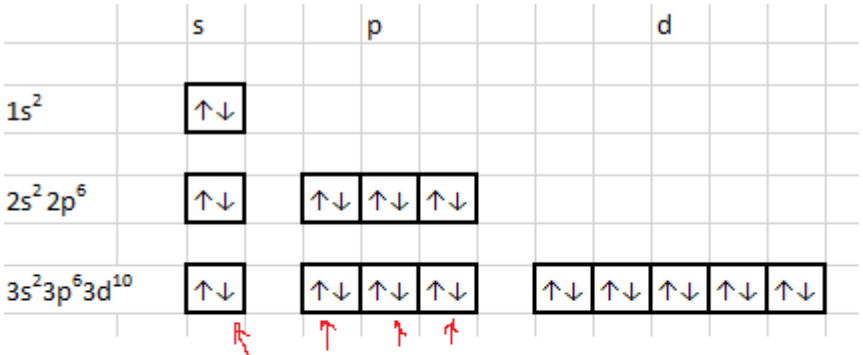
Para la resolución de las configuraciones electrónicas completas (o diagramas de orbitales) recuerda, además:

- Principio de Máxima Multiplicidad de Hund:



Máxima multiplicidad de Hund: cuando hay orbitales de igual energía disponibles, los electrones se acomodan de uno en uno y no por parejas y siempre que sea posible con espines paralelos

- Principio de Exclusión de Pauli:



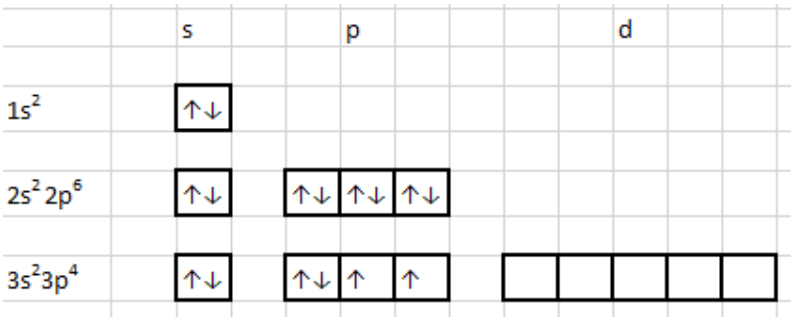
Principio de exclusión de Pauli: Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

Esto significa que, pueden ubicarse en el mismo nivel, el mismo subnivel y en el mismo orbital pero deben presentar diferente spin, que se representa con flechas de la siguiente manera: ↑ para + 1/2 y ↓ para -1/2.

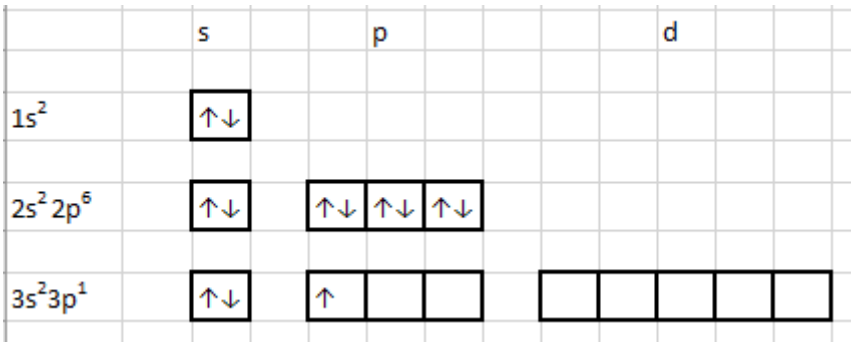
Por lo tanto en un orbital cualquiera sólo es posible ubicar dos electrones.

5-

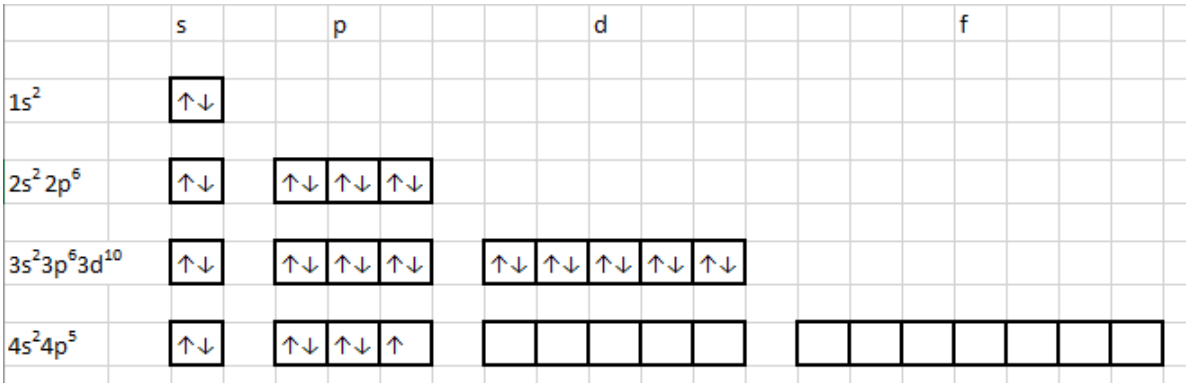
a) S (Z=16); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



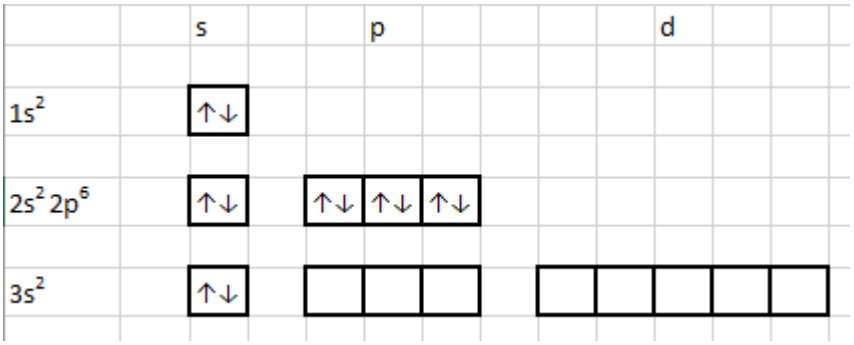
b) Al (Z=13); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$



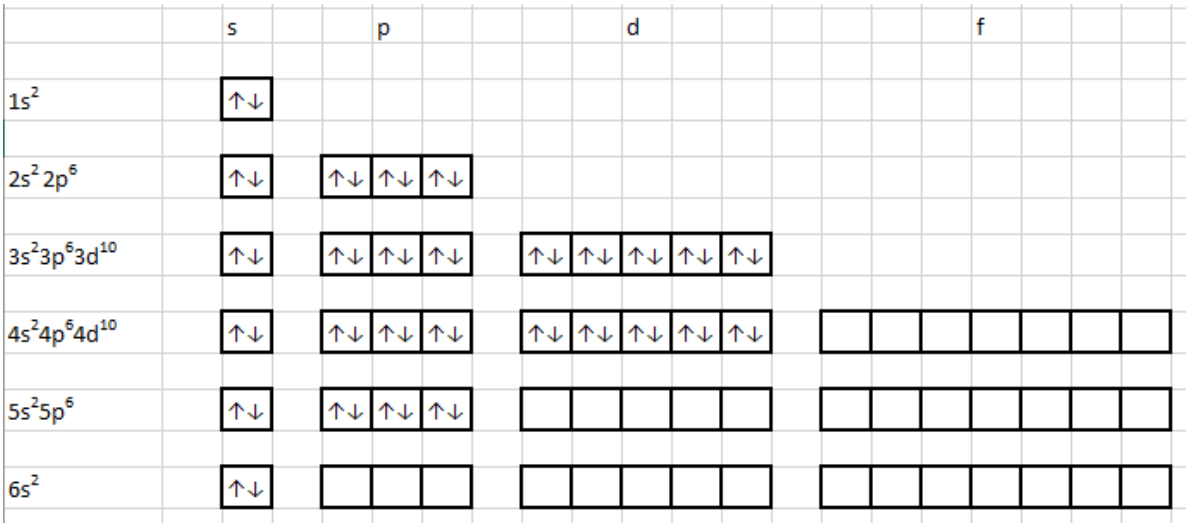
c) Br (Z=35); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$



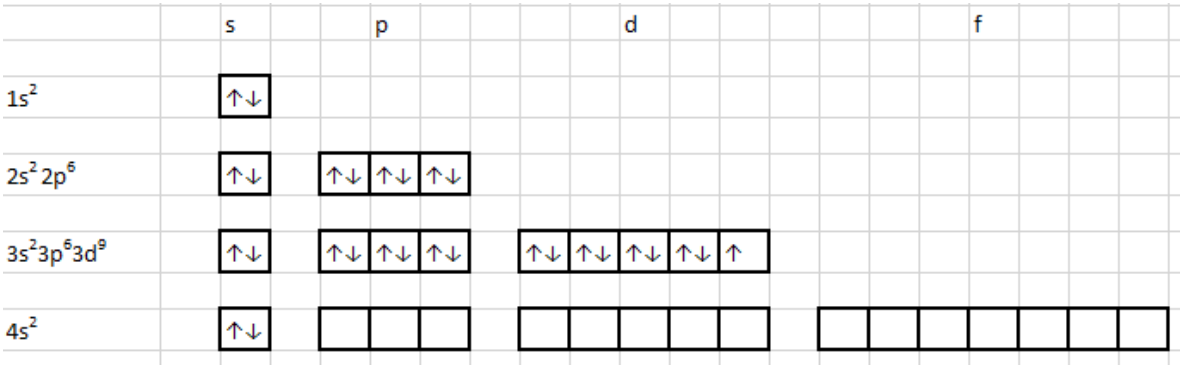
d) Mg (Z=12); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$



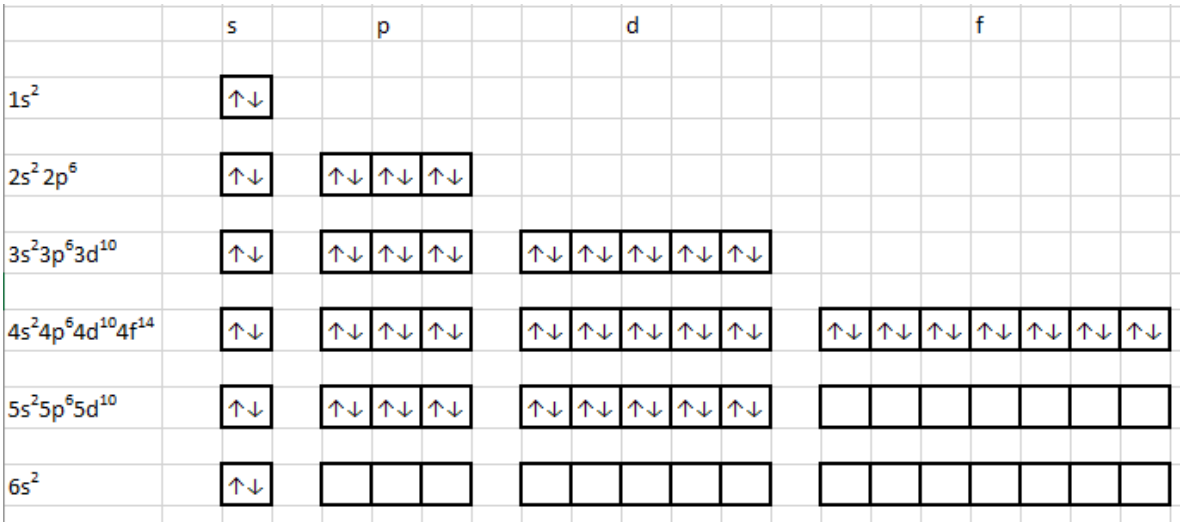
e) Ba (Z=56); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$



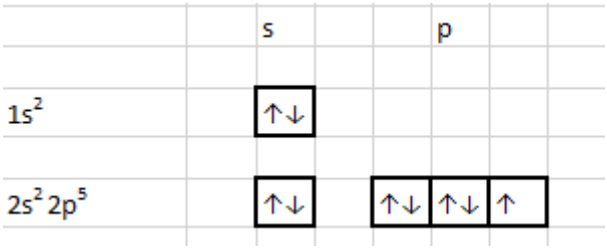
f) Cu (Z=29); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$



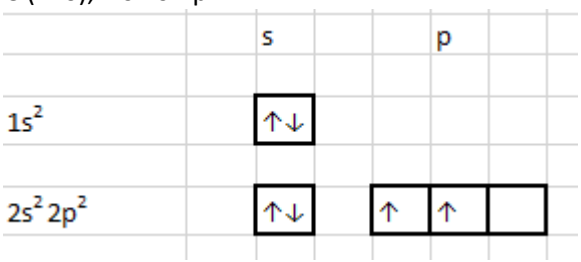
g) Hg (Z=80); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$



h) F (Z=9); $1s^2 2s^2 2p^5$

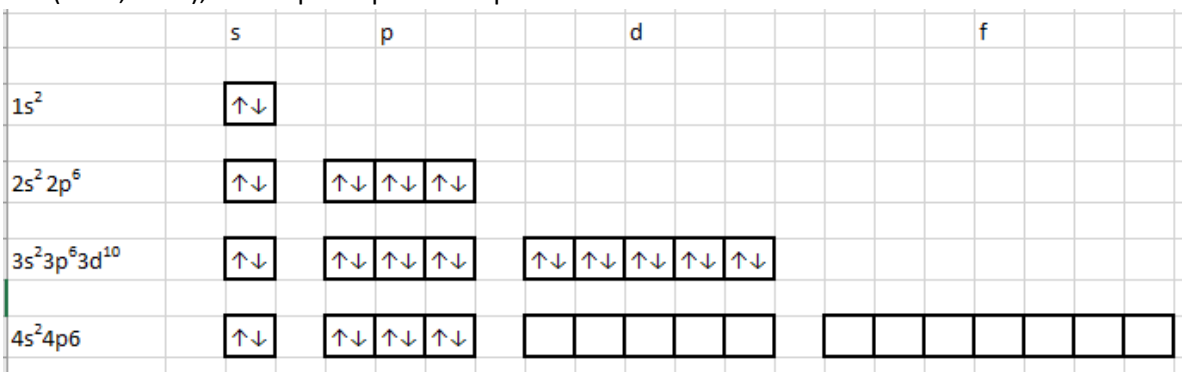


i) C (Z=6); $1s^2 2s^2 2p^2$

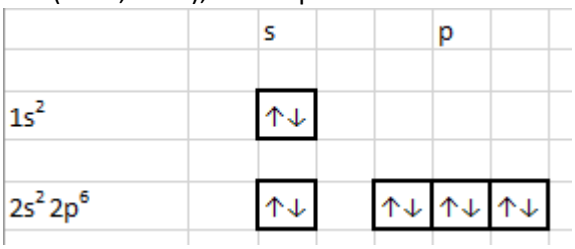


6- En el caso de los iones, se sumarán o restarán electrones al número atómico dependiendo de si ha aceptado electrones (aniones) o cedido electrones (cationes) respectivamente.

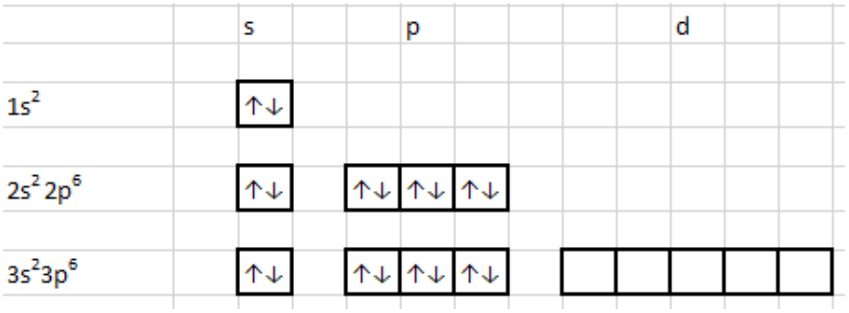
a) Sr^{2+} (Z=38, E=36); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$



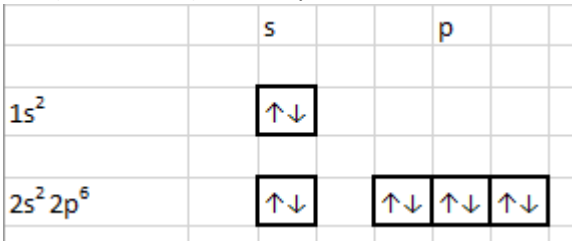
b) Na^+ (Z=11, E=10); $1s^2 2s^2 2p^6$



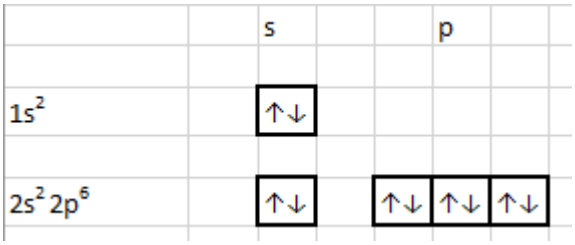
c) Cl^- (Z=17, E=18); $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



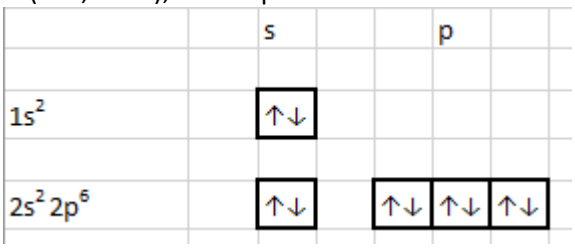
d) Al^{3+} (Z=13, E=10); $1s^2 2s^2 2p^6$



e) O^{2-} (Z=8, E=10); $1s^2 2s^2 2p^6$



f) F^- (Z=9, E=10); $1s^2 2s^2 2p^6$



Unidad 2: QUIMICA: "Tabla Periódica de los elementos"

LA TABLA PERIÓDICA

La historia de la tabla periódica está marcada principalmente por el descubrimiento de los elementos químicos. Elementos como oro, plata, hierro o cobre eran conocidos desde la antigüedad; sin embargo, no fue hasta los siglos XVIII y XIX cuando se descubren la mayoría de los restantes elementos, ya que mejoran las técnicas de trabajo científico.

La aparición de gran cantidad de elementos hizo que se pusieran de manifiesto semejanzas en propiedades, masas relacionadas o comportamientos químicos parecidos. Estas semejanzas empujaron a los químicos a buscar algún tipo de clasificación, de tal manera que se facilitase su conocimiento y descripción, y se impulsara el descubrimiento de nuevos elementos.

La tabla periódica actual o sistema periódico está basada en la propuesta por D. Mendeleiev en 1869. En ella, los elementos se encuentran ordenados, de izquierda a derecha, por valores crecientes de sus números atómicos (Z). Además de esto, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas. Tal como se observa en la Figura 8, existen 7 filas horizontales que se denominan períodos y 18 columnas verticales que se denominan grupos.

Los elementos también se clasifican en: metales (sus átomos tienden a perder electrones y formar cationes), no metales (sus átomos tienden a ganar electrones y formar aniones) y semimetales (sus átomos se transforman con dificultad en iones positivos) de acuerdo con sus propiedades para ganar o perder electrones.

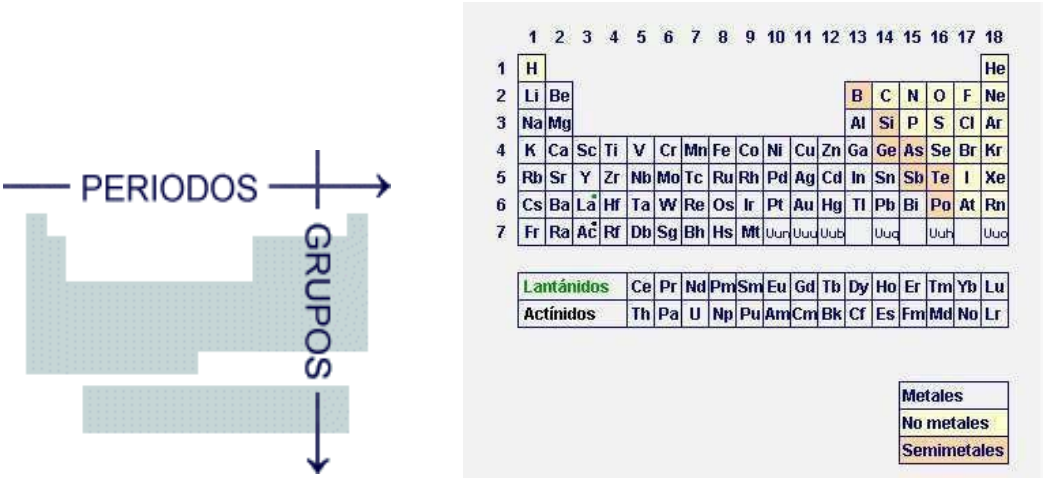


Figura 8: sistematización en filas y columnas de los elementos químicos.

Grupos y períodos

La colocación de los elementos en la tabla periódica se hace teniendo en cuenta la configuración electrónica. En cada período aparecen los elementos cuyo último nivel de su configuración electrónica coincide con el número del período, ordenados por orden creciente de número atómico.

Por ej., el período 3 incluye los elementos cuyos electrones más externos están en el nivel 3; Na (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Al (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

En cada grupo aparecen los elementos que presentan el mismo número de electrones en el último nivel ocupado o capa de valencia. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 13 contienen 3 electrones en su capa más externa y el último electrón queda en un orbital p; B (Z = 5): $1s^2 2s^2 2p^1$.

Períodos: En la tabla periódica los elementos están ordenados de forma que aquellos con propiedades químicas semejantes, se encuentren situados cerca uno de otro.

Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas períodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica. El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella. El periodo que ocupa un elemento coincide con su última capa electrónica. Es decir, un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto periodo. El hierro, por ejemplo, pertenece al cuarto periodo, ya que tiene cuatro capas electrónicas.

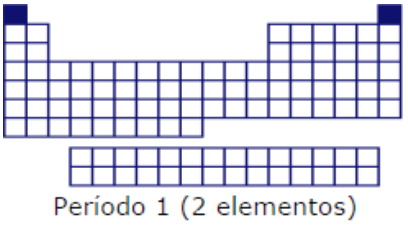
Grupos: Las columnas de la tabla reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3. En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

Así, si nos fijamos en la configuración electrónica de los elementos del primer grupo, como se muestra en la Tabla 4, el grupo 1 o alcalinos:

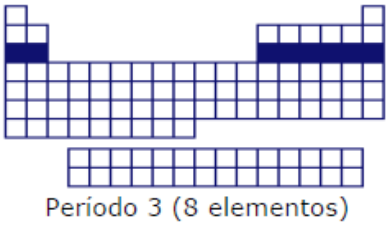
Tabla 4: En los elementos, relación entre el grupo y la última capa energética

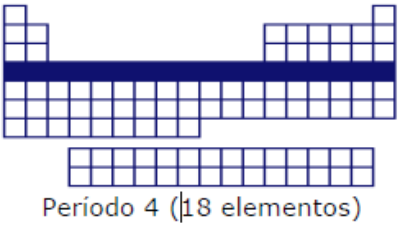
Elemento	Símbolo	Última capa
Hidrógeno	H	$1s^1$
Litio	Li	$2s^1$
Sodio	Na	$3s^1$
Potasio	K	$4s^1$
Rubidio	Rb	$5s^1$
Cesio	Cs	$6s^1$
Francio	Fr	$7s^1$

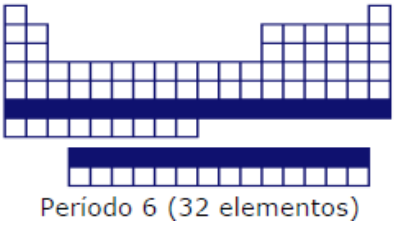
La configuración electrónica de su última capa es igual, variando únicamente el periodo del elemento.

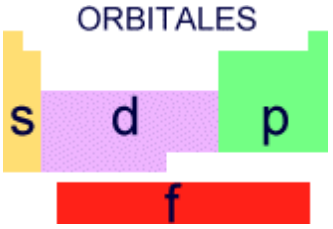


Período 1 (2 elementos)
Período 3 (8 elementos)
Período 4 (18 elementos)
Período 6 (32 elementos)











Propiedades periódicas

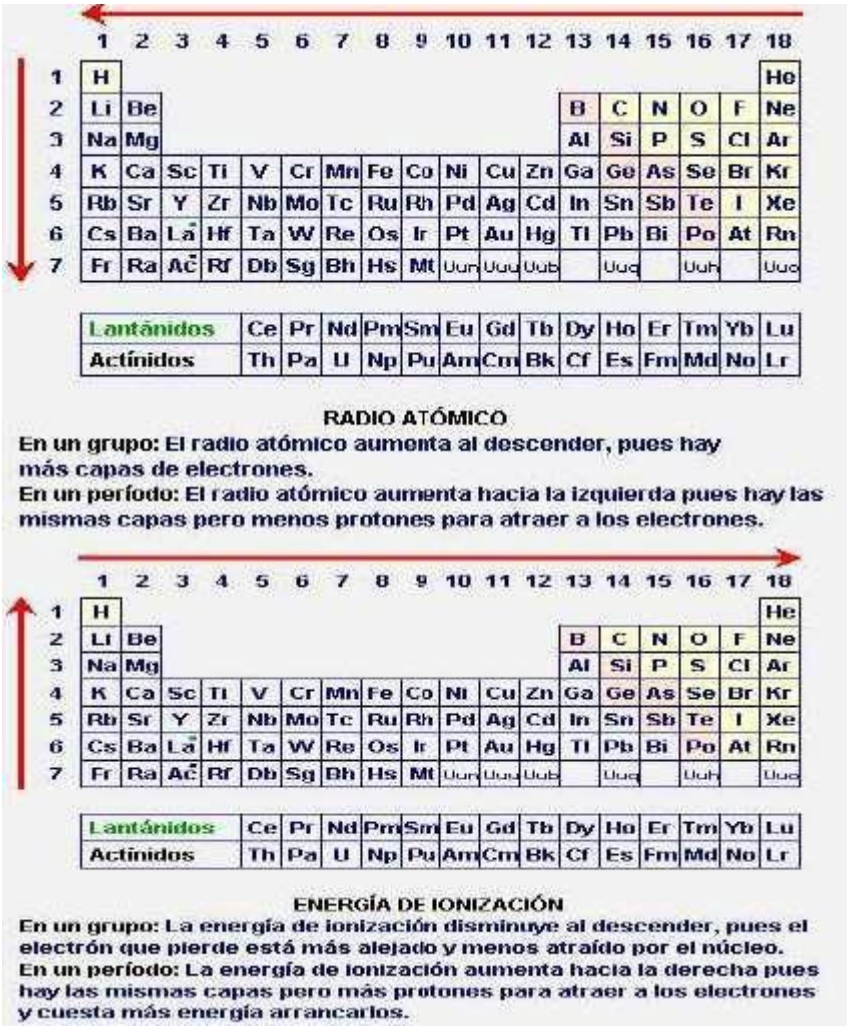
La utilidad de la Tabla Periódica reside en que la ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos. Por ejemplo, todos los elementos de un mismo grupo poseen un comportamiento químico similar, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa (estos electrones son los que normalmente intervienen en las reacciones químicas). Existen, por tanto, muchas propiedades de los elementos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica, como son: radio atómico, energía de ionización, carácter metálico y electronegatividad.

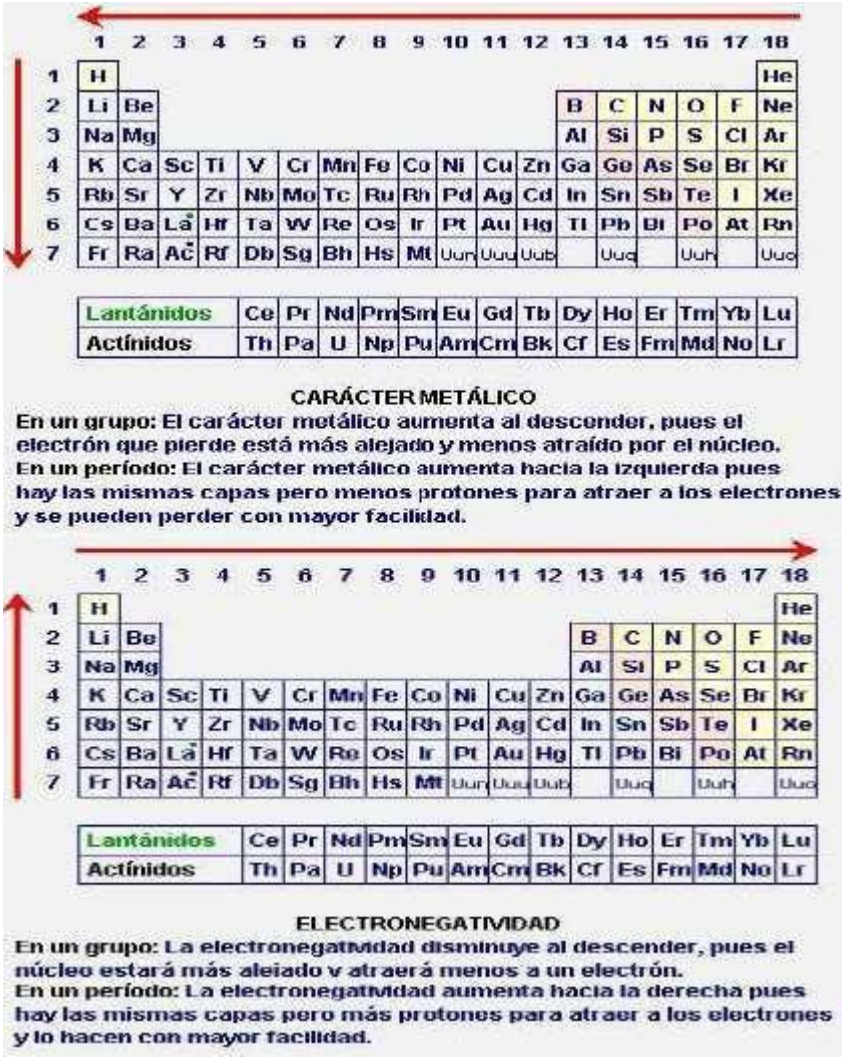
Radio atómico: Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Energía de ionización: Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

Carácter metálico: Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

Electronegatividad: Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.







EJERCITACIÓN 9

1. Indica grupo y periodo de un elemento que tiene de número atómico:
a) 49, b) 91, c) 35, d) 19, e) 6

2. Ubica en la tabla periódica los siguientes elementos y clasifícalos (metales, no metales, gases, etc).

a) oxígeno
b) mercurio
c) carbono
d) helio
e) cinc
f) polonio

3. Un átomo de un elemento tiene de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. ¿A qué grupo pertenece ?

PROPIEDADES PERIODICAS

1.- Ordena estos elementos de acuerdo a su radio atómico, de menor a mayor.

Na, Mg, Cl, K, y Rb.

2.- ¿Cuál de los elementos de los siguientes pares tiene el radio atómico más grande? a) Na o K b) Na o Mg c) O o F d) Br o I

2.- Explica porque se requiere mucha más energía para retirar el primer electrón del neón que el del sodio.

3- ¿La energía de ionización aumenta o disminuye al recorrer de abajo hacia arriba en la familia de los metales alcalinos?

4.- ¿Por qué se da ese incremento tan grande de energía de ionización requerida para retirar el segundo electrón de un átomo de sodio en contraste con el primer electrón?

5.- ¿Por qué el ion aluminio tiene una carga 3+?.

6.- ¿Por qué el potasio forma usualmente un ion con carga 1+ pero no con carga 2+?

7.- ¿Cuál es más grande, un átomo de magnesio o un ion magnesio 2+?

8.- ¿Cuál es más pequeño, un átomo de bromo o un ion bromuro? - ¿Por qué aumenta el radio atómico al descender en cada familia de la tabla periódica?

9.- Identifica dos motivos por los que el flúor tiene mayor electronegatividad que el neón.

10.- Ordena los siguientes elementos en orden decreciente de electronegatividad. Mg, S, F, H, O, Cs

EJERCITACIÓN UNIDAD Nº 3: ESTRUCTURA ATÓMICA Y PROPIEDADES FUNDAMENTALES

1. Indica en las siguientes oraciones si son correctas o no. En caso de ser incorrectas volvé a escribirlas. Presta mucha atención en la forma de usar los términos "molécula" y "átomo".

   a) Una molécula de agua posee 6,02 x 10^{23} moléculas de Oxígeno.
   b) Un mol de moléculas de agua posee 6,02 x 10^{23} moléculas.
   c) Un átomo de agua posee 6,02 x 10^{23} átomos de Oxígeno.
   d) Una molécula de agua posee el triple de 6,02 x 10^{23} átomos de Hidrógeno.

2. El Sodio es un elemento químico que participa en mantener el equilibrio de los líquidos corporales dentro y fuera de las células. Calcula:

   a) la masa de 1 mol de átomos de Sodio.

   b) la masa atómica del Sodio.

   c) la masa atómica absoluta del Sodio.

3. La masa de Hierro en una dieta recomendada para un adulto es de 18 g/día. ¿Cuántos átomos de hierro serán ingeridos por día?

EJERCITACIÓN EXTRA UNIDAD Nº 3: ESTRUCTURA ATÓMICA Y PROPIEDADES FUNDAMENTALES

1. Calcula la **MASA MOLECULAR ABSOLUTA** del CO_2 (Dióxido de Carbono)

   Rta: 7,3 . 10^{-23} g de CO_2

2. ¿Cuál es el **VOLUMEN MOLAR** que ocupan en CNTP 55 g de O_2?

   Rta: 38, 5 L.

3. ¿Cuántos **ÁTOMOS** se encuentran contenidos en 4,2 moles de átomos de Azufre?

   Rta: 2,5 . 10^{24} átomos de S.

4. Calcula la **MASA** en gramos de 7,8 . 10^{23} moléculas de H_2O.

   Rta: 23,3 g

5. Calcula la cantidad de **MOLES** de Cl_2 en CNTP que ocupan 47,5 litros.

   Rta: 2,12 moles de Cl_2.

UNRN Universidad Nacional de Río Negro

Ejercicios Resueltos: cantidad de masa

1. **¿Cuál de las siguientes sustancias contiene la mayor cantidad de cloro, en masa?**
   a) 5.0 g KCl,
   b) 60.0 g $NaClO_3$,
   c) 0.10 mol KCl,
   d) 30.0 g $MgCl_2$
   e) 0.50 mol Cl_2.

   RPTA.: 0,5 moles de Cl_2 tendrá mas cantidad de cloro en masa que las otras muestras.

2. Señale qué es erróneo en cada uno de los siguientes enunciados:

a) Un mol de hidrógeno contiene aproximadamente 6,02x1023 átomos de hidrógeno.
Rpta: un mol de hidrógeno contiene $6,02x10^{23}$ moléculas de hidrógeno (H_2). Por lo tanto, contiene el doble de átomos de hidrógeno ($12,04 x10^{23}$)

b) La masa atómica del NaCl es 58.5 gramos
Rpta: es la masa molar la que tiene 58,5g

c) L**a masa molecular del agua es de aproximadamente 18 y su masa molar es 18g**.
Rpta: masa molar y masa molecular se usan como equivalentes, falta expresar la unidad de la masa molecular

3. **La fórmula molecular de la alicina, el compuesto que produce el olor característico del ajo, es $C_6H_{10}OS_2$.**

   (a) ¿Qué masa molar tiene la alicina?

   Rpta.: Masa molar de la alicina= 162g

   (b) ¿Cuántos moles de alicina están presentes en 5.00 mg de esta sustancia?

   (c) ¿Cuántas moléculas de alicina hay en 5.00 mg de esta sustancia?

   (d) ¿Cuántos átomos de S están presentes en 5.00 mg de alicina?

4. El aspartamo, un edulcorante artificial comercializado como NutraSweet®, tiene una fórmula molecular de $C_{14}H_{18}N_2O_5$.

(a) Calcule la masa molar del aspartamo.

Rpta.: masa molar del aspartamo es igual a la masa molecular igual a 294g

(b) ¿Cuántos moles de aspartamo hay en 1.00 mg de aspartamo?

(c) ¿Cuántas moléculas de aspartamo hay en 1.00 mg de aspartamo?

(d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 1.00 mg de aspartamo?

5. Una muestra de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, contiene 5.77 x 10^{20} átomos de carbono.

(a) ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene?

(b) ¿Cuántas moléculas de glucosa contiene?

(c) ¿Cuántos moles de glucosa contiene?

(d) Calcule la masa de la muestra en gramos.

6. Una muestra de la hormona sexual masculina testosterona, $C_{19}H_{28}O_2$, contiene 3.08 x 10^{21} átomos de hidrógeno.

a. ¿Cuántos átomos de carbono contiene?

b. ¿Cuántas moléculas de testosterona contiene?

c. ¿Cuántos moles de testosterona contiene?

d. Calcule la masa de la muestra en gramos.

Preguntas examen ingreso 2023

Símbolos químicos

1. Indique cuál es el símbolo correcto entre los siguientes
   a) Sodio: S
   b) Nitrógeno: Ni
   c) Potasio: K
   d) Níquel: N
2. Indique cuál es el símbolo correcto entre los siguientes
   e) Sodio: S
   f) Nitrógeno: N
   g) Potasio: K
   h) Níquel: N
3. Indique cuál es el símbolo correcto entre los siguientes
   i) Sodio: S
   j) Nitrógeno: Ni
   k) Potasio: P
   l) Níquel: Ni

Partículas subatómicas

Indique cuál es la verdadera configuración subatómica del Magnesio

a) Simbolo quimico Ma, protones 12, electrones 12, neutrones 24
b) Símbolo químico Mg, protones 12, electrones 12, neutrones 12
c) Símbolo químico Mg, protones 12, electrones 24, neutrones 12
d) Símbolo químico Ma, protones 6, neutrones 6, electrones 12

Indique cuál es la verdadera configuración subatómica del Cloro:

a) Simbolo quimico Cl protones 17, electrones 17 neutrones 18
b) Símbolo químico C, protones 18, electrones 18, neutrones 17
c) Símbolo químico Cl, protones 17, electrones 17, neutrones 35
d) Símbolo químico C, protones 35, neutrones 35, electrones 35

Indique cuál es la verdadera configuración subatómica del carbono:

a) Simbolo quimico Ca protones 6, electrones 12, neutrones 12
b) Símbolo químico Ca, protones 12, electrones 6, neutrones 6
c) Símbolo químico C protones 3, electrones 12, neutrones 3
d) Símbolo químico C, protones 6, neutrones 6, electrones 6

Indique cuál es la verdadera configuración subatómica del ión Cloruro:

a) Símbolo químico Cl^- protones 17, electrones 17, neutrones 18

b) Símbolo químico Cl^-, protones 18, electrones 18, neutrones 17
c) Símbolo químico C^-, protones 17, electrones 18, neutrones 18
d) Símbolo químico C^-, protones 17, neutrones 35, electrones 35

Indique cuál es la verdadera configuración subatómica del ion Magnesio

a) Símbolo químico Ma^+, protones 12, electrones 12, neutrones 24
b) Símbolo químico Ma^{++}, protones 12, electrones 14, neutrones 12
c) Símbolo químico Mg^+, protones 12, electrones 24, neutrones 10
d) Símbolo químico Mg^{++}, protones 12, neutrones 12, electrones 10

Compuestos

Indique el PM de las siguientes sustancias (utilice un número entero y dos decimales. No utilice unidades de masa en la respuesta. Solamente el número)

a) H_2O ……
b) NH_4 ……
c) C_2H_6 ……
d) O2 ……
e) $C_60_6H_{12}$ ……..

Examen Química Ingreso 2024 Fecha: 26/03/2024

NOMBRE DEL ESTUDIANTE:……

1 **Para el elemento $^{40}Ca_{20}$ los valores de A, p+, n° y e-, respectivamente, son:**

a) 40, 20, 20 y 18
b) 20, 18, 20 y 18
c) 20, 20, 20 y 20
d) 40, 18, 20 y 20
e) 40, 20, 20 y 20

2 **¿Cuáles son los valores de los números cuánticos n y ℓ de un electrón ubicado en el orbital 3s?**

a) n=2 y ℓ=0
b) n=0 y ℓ=3
c) n=3 y ℓ=1
d) n=1 y ℓ=0
e) n=3 y ℓ=0

3 **Las especies neutras $_{30}Zn^{64}$ y $_{29}Cu^{64}$ tienen igual número de:**

a) protones.
b) electrones.
c) neutrones.
d) protones + electrones.
e) protones + neutrones.

4 **Conocida la configuración electrónica de un átomo neutro X: [He] $2s^2$ $2p^6$, se podría afirmar que el número atómico de dicho átomo es:**

a) 2
b) 3
c) 5
d) 7
e) 9

5 **La configuración electrónica del ion Cl^- (Z=17) es:**

a) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$
b) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$
c) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$ $3p^6$
d) $1s^2$ $2s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $5p^6$
e) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$

6 **El radio atómico de los elementos N, B y O aumenta en el orden:**

a) O, B y N
b) O, N y B
c) B, N y O
d) B, O y N
e) N, O y B

7 ¿Cuál(es) de las siguientes propiedades periódicas aumenta(n) al incrementarse el número atómico en un grupo?
I. Potencial de ionización, II. Electronegatividad, III. Radio atómico
a) I **b)** II **c)** I y II **d)** III **e)** II y III **f)** I y III

8 Sobre 10,0 L de CO_2 en CNPT es correcto:
I. Masa: 19.64g II. Cantidad de moléculas: 2.68×10^{23} III. Cantidad de moles: 19
a) I **b)** II **c)** I y II **d)** III **e)** II y III **f)** I y III

9 1 millón ($1x10^6$) de moléculas de gas Hidrógeno, O_2, en CNPT presentan:
I. Masa: 32g II. Volumen: 3.72×10^{-17}L III. Cantidad de moles: 1.6×10^{-18}
a) I **b)** II **c)** I y II **d)** III **e)** II y III **f)** I y III

10 La masa de un átomo de C es
a) $6,02 \times 10^{23}$moléculas **b)** 12g **c)** $6,02 \times 10^{-23}$ g **d)** 1.99×10^{-23} g **d)** 1.99×10^{23} g