

QUÍMICA GENERAL

(QUI1)

QUÍMICA GENERAL

Confección y diseño inicial:

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DEL PERÚ

Actualización solo para fines académicos:

IPCC

QUÍMICA GENERAL

Desarrollo y Edición	:	Vicerrectorado de Investigación
Elaboración del TINS	:	<ul style="list-style-type: none">• Ing. Bilma Yupanqui Porras• Ing. César I. Vásquez Solis
Diseño y Diagramación	:	Julia Saldaña Balandra
Soporte académico	:	Instituto de Investigación

"El presente material contiene una compilación y recopilación de obras publicadas lícitamente, resúmenes de los temas a cargo de docentes; constituye un material enseñanza para ser empleado en el desarrollo de actividades académicas".

Éste material es de uso PRIVADO de alumnos y docentes recopilado solo para fines didácticos, sin fin comercial.

PRESENTACIÓN

El presente texto elaborado en el marco de desarrollo de la Ingeniería, es un material de ayuda instruccional, en las carreras de Ingeniería de: Sistemas, Industrial, Electrónica, Mecatrónica, Telecomunicaciones, Automotriz, Aeronáutica, Textil, Naval y de Software; para la Asignatura de Química General, en el primer ciclo de estudios.

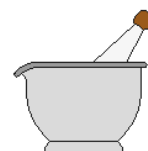
Plasma la preocupación institucional de innovación de la enseñanza-aprendizaje en educación universitaria, que en acelerada continuidad promueve la producción de materiales educativos, actualizados en concordancia a las exigencias de estos tiempos.

La estructura del contenido del texto permitirá lograr conocimientos de Química progresivamente, modelada en función del syllabus de la Asignatura acotada líneas arriba; contenido elaborado mediante un proceso acucioso de recopilación de temas, desarrollados en diferentes fuentes bibliográficas.

La conformación de esta segunda edición corregida ha sido posible gracias al esfuerzo y dedicación académica de los Profesores: Ing. Bilma Yupanqui Porras, Ing. César Vásquez Solis e Ing. Juan Chinchay Barragan.

La recopilación aludida de temas pertinentes, consistentes y actualizados, para estudiantes del primer ciclo, tiene el siguiente ordenamiento:

El texto empieza con el **Estudio de la Materia y sus Propiedades** donde se presenta los principios elementales para el entendimiento de la Química. Luego se pasa al estudio de su estructura interna en el marco de la **Teoría Atómica**. Se prosigue con el estudio de la **Tabla Periódica y el Enlace Químico** que facilita el entendimiento de la formación de los diversos compuestos químicos.



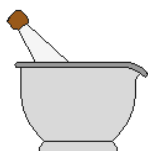
Se continua con el estudio del **Balance de las Reacciones Químicas** y las relaciones cuantitativas entre sus componentes que ayuda a entender la Ley Universal de la **Conservación de la Masa**, como base del tratado de la Estequiometría en los procesos Químicos, complementado con el estudio de los Gases y las Soluciones.

En la penúltima parte se presenta una introducción a la **Química Orgánica** con el estudio del átomo de Carbono y las principales Funciones Orgánicas. En la última parte se revisa algunas **Aplicaciones de la Química en la Industria** que nos da una visión más amplia de su importancia en el desarrollo de un país.

Finalmente, es importante reconocer que vivimos en un mundo químico; el mundo de los átomos y moléculas que conforman todo lo que se puede tocar u oler; mirar alrededor: el aire, la tierra, el agua, la computadora, y demás máquinas; contemplar nuestro cuerpo (una “fábrica de complejas reacciones químicas”). Nada existe sino hay presencia de átomos y/o moléculas aún en aquellos compuestos que son tóxicos para la vida.

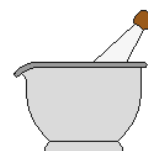
Ergo, cerrando estas líneas de presentación, el agradecimiento institucional a los profesores arriba mencionados que han contribuido al acopio de los temas; así mismo a los profesores que han contribuido con sus comentarios.

Lucio Heraclio Huamán Ureta
Vicerrector de Investigación



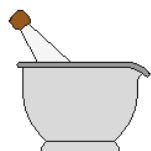
ÍNDICE

Capítulo I	
Introducción a la Química.....	11
Capítulo II	
Teoría Atómica.....	49
Capítulo III	
Tabla Periódica.....	95
Capítulo IV	
Enlace	115
Capítulo V	
Funciones Inorgánicas	127
Capítulo VI	
Unidad de Masa Atómica	145
Capítulo VII	
Relaciones Químicas.....	159
Capítulo VIII	
Estequiometría.....	177
Capítulo IX	
Estado Gaseoso	203
Capítulo X	
Soluciones.....	225
Capítulo XI	
Átomo de Carbono	237



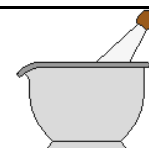
QUÍMICA GENERAL

Capítulo XII	
Metalurgia del Hierro	245
Capítulo XIII	
Industria del Petróleo y Gas Natural	251
Apéndice.....	259
Bibliografía.....	263

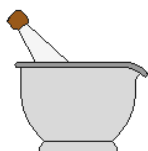


DISTRIBUCIÓN TEMÁTICA

SEMANA	TEMA	PAGINA
1	Capítulo I Introducción a la Química Conceptos Generales. Materia. Clasificación, estados de la materia, propiedades, mediciones (masa o peso, volumen, densidad y temperatura) unidades físicas de concentración.	11 – 48
2	Capítulo II Teoría atómica Estructura del átomo, número atómico, número de masa, isótopos, isóbaros, isótonos, isoelectrónicos.	49 – 57
3	Teoría cuántica y estructura electrónica de los átomos Efecto fotoeléctrico, Teoría de Bohr, naturaleza dual del electrón, mecánica cuántica, números cuánticos, orbitales atómicos, configuración electrónica. Principio de construcción.	57 – 94
4	Capítulo III Tabla periódica Clasificación periódica de los elementos, variaciones de las propiedades (radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad)	95 – 114
5	Capítulo IV Enlace químico Notación Lewis, clasificación del enlace (iónico, covalente, metálico)	115 – 126
6	Capítulo V Nomenclatura de los compuestos Compuestos iónicos. Compuestos moleculares	127 – 144
7	Capítulo VI Masa atómica y masa molar de un elemento Número de Avogadro, masa molecular, composición porcentual de los compuestos. Determinación de la fórmula empírica y fórmula molecular	145 – 158
8	Capítulo VII Reacción química Ecuación química. Tipos de reacciones	159 – 161



SEMANA	TEMA	PAGINA
9	Balance de ecuaciones químicas Métodos: Tanteo, Coeficientes Indeterminados y Redox	161 – 176
10	Examen parcial	
11	Capítulo VIII Estequiometría Cantidad de reactivos y productos. Reactivo limitante, rendimiento, porcentaje de pureza.	177 – 184
12	Problemas de estequiometría Revisión de problemas resueltos y propuestos de Estequiometría	184 – 202
13	Capítulo IX Gases. Presión de un gas. Leyes de los gases. Ecuación del gas ideal. Ley de Dalton de las presiones parciales. Problemas aplicativos.	203 – 224
14	Capítulo X Soluciones Definición, componentes, tipos de unidades de concentración. Problemas de aplicación de soluciones. Preparación de soluciones. Valoración y neutralización	225 – 232
15	Problemas Diversos de Estequiometría Revisión de problemas de Estequiometría aplicando conceptos de gases y soluciones.	233 – 236
16	Capítulo XI El átomo de carbono Propiedades. Introducción de las funciones orgánicas.	237 – 244
17	Capítulo XII Metalurgia del hierro Manufactura del acero	245 – 250
18	Capítulo XIII Industria del petróleo y Gas natural	251 – 259
19	Examen Final	



CAPÍTULO I

QUÍMICA, es una ciencia natural que estudia a la materia: su constitución, sus propiedades, su comportamiento y leyes que la rigen.

Al darle calor la naftalina se funde obteniéndose un líquido claro, transparente y fluido, después llega a evaporarse todo esto sin perder su olor característico, si los vapores se enfrían se vuelve a obtener naftalina sólida.

Al darle calor, el azúcar se funde tomando un color amarillo oscuro (olor a caramelo) que luego se torna marrón, desprendiéndose un humo blanco, posteriormente se siente un olor desagradable, el azúcar se ha carbonizado.

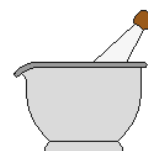
La naftalina y el azúcar son compuestos orgánicos sólidos y de similar apariencia, pero sus comportamientos por adición de calor difieren bastante. La química nos explicará el por que de estas diferencias.

1. MATERIA

Es todo aquello que tiene inercia y ocupa un lugar en el espacio, una porción limitada de la materia se denomina "cuerpo". La masa es una cantidad de materia, muchas veces se confunde la masa con el peso, la masa no varía con la ubicación en cambio el peso sí.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

- a) Propiedades Generales están en función de la masa (propiedades extensivas) y son comunes de toda materia:
- Extensión: propiedad de ocupar cierto espacio o volumen
 - Inercia: es la propiedad de mantener el estado de reposo o movimiento, siendo la fuerza la causa de un cambio en su estado
 - Dilatación: es el aumento de las dimensiones de un cuerpo
 - Divisibilidad: la materia puede dividirse en fracciones pequeñas sin perder sus propiedades
 - Porosidad: espacios intermoleculares



- Impenetrabilidad: un determinado lugar o espacio no puede ser ocupado al mismo tiempo por cuerpos diferentes
- Peso: Es la acción de la fuerza de la gravedad sobre la masa de un cuerpo.

$$W = m \cdot g$$

W : peso

m : masa

g : velocidad de la gravedad

En química, los científicos por conveniencia, hacen uso de los términos masa y/o peso indistintamente. Es decir:

$$m = W \text{ (sólo en química)}$$

- b) Propiedades específicas o particulares. Propio de:

Sólidos

- Dureza: resistencia a la ralladura
- Tenacidad: resistencia a las rupturas
- Maleabilidad: facilidad de formar láminas delgadas.
- Ductibilidad: facilidad de formar hilos
- Elasticidad: propiedad de recuperar su estado inicial cuando cesa la fuerza que lo deforma

Gases

- Expansibilidad: propiedad de incrementar su volumen.
- Comprensibilidad: propiedad de reducir su volumen

Líquido

- Tensión superficial: es la formación de una película en la superficie del líquido
- Viscosidad: es la resistencia que un fluido presenta al desplazamiento

Las propiedades de la materia también se puede clasificar en:

- **Propiedades físicas:** proporcionan las características de la materia, mediante la observación y la medición como el color,

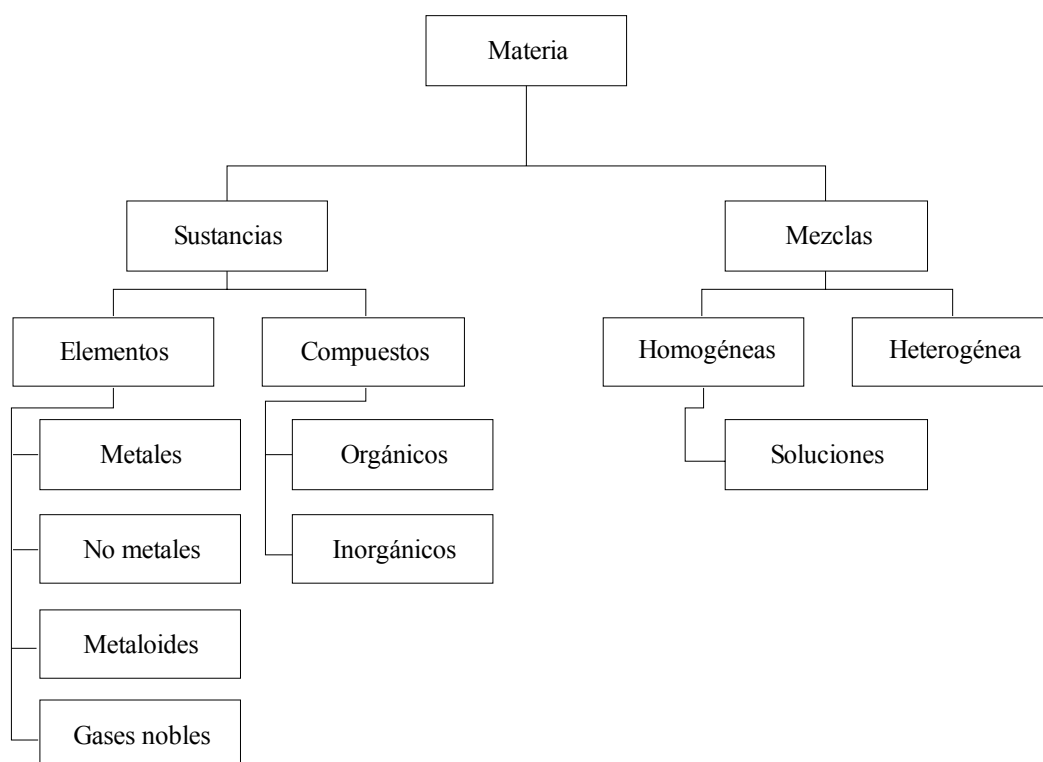


olor, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, dureza, lustre, maleabilidad, viscosidad, etc.

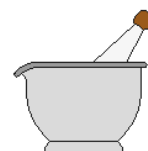
- **Propiedades químicas:** nos indican la tendencia de las sustancias para reaccionar y transformarse en otras como oxidarse, combustionar, inflamarse, estallar, enmohecerse.

A las propiedades físicas y químicas se le denomina propiedades intensivas (no depende de la cantidad de sustancia y se emplean para identificar una sustancia).

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA



- **Sustancia:** es la materia químicamente homogénea que está constituida por una sola clase de átomos o moléculas, sus propiedades son constantes. Ejemplo: oxígeno, nitrógeno, cobre, ácido sulfúrico.

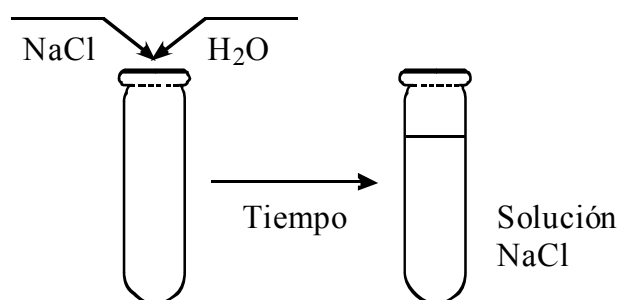


- a) **Elemento:** es la sustancia que está constituida por átomos iguales (mínima porción de la materia que presenta las propiedades de los elementos). Ejemplo: plomo, hierro, sodio, etc.
- b) **Compuesto:** sustancia que está constituida por dos o más elementos que están combinados en proporciones fijas. Ejemplo:

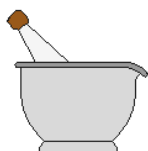
H_2SO_4	:	Acido sulfúrico
$NaCl$:	Cloruro de sodio
C_2H_5OH	:	Alcohol
$Al(OH)_3$:	Hidróxido de aluminio

- o **Mezcla:** cuando se unen dos o más sustancias en diferentes proporciones, en la mezcla no hay reacción química sus propiedades no sufren variaciones por lo cual pueden separarse utilizando medios físicos.

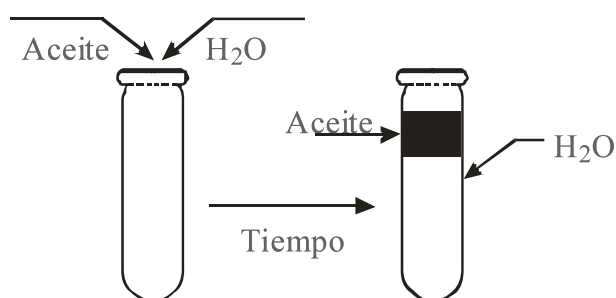
- a) **Mezcla homogénea:** cuando las sustancias forman una sola fase (uniforme en toda su extensión) y las propiedades en cualquier punto son iguales. Ejemplo: Latón, acero, solución azucarada, aire, etc.



Cuando se mezclan en forma homogénea dos líquidos se les denomina "miscibles". Ejemplo: alcohol + agua



- b) **Mezcla heterogénea:** cuando las sustancias forman dos o más fases, sus propiedades serán de acuerdo a la fase en que sean tomadas. Ejemplo: leche de magnesia, agua turbia, pintura, sangre.



Otros tipos de Mezclas

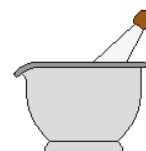
o Coloides

En los coloides, las partículas que los forman son mucho mayores que el tamaño de los átomos o de las moléculas, pero demasiado pequeñas para ser visibles. Su tamaño está comprendido entre 10^{-7} cm y 10^{-3} cm y existen débiles fuerzas de unión entre ellas. Los **soles** y los **geles** son coloides.

A mediados del siglo XIX, el inglés John Tyndall demostró que la dispersión de la luz en la atmósfera era causada por las partículas en suspensión en el aire. Este efecto se utiliza para diferenciar en el laboratorio una disolución de una dispersión coloidal. Cuando un rayo de luz que atraviesa un líquido con partículas en suspensión invisibles al ojo, es dispersado, estamos en presencia de un coloide. Si el rayo de luz no experimenta ninguna dispersión, el líquido es una disolución o una sustancia pura.

Clasificación de las dispersiones coloidales

Las soluciones coloidales se clasifican de acuerdo con el estado de agregación en que se presentan el soluto y el solvente y, como los estados de la materia son tres, de sus posibles combinaciones se podrían obtener 9 tipos de soluciones coloidales. Si no fuera porque la novena posibilidad (de gas en gas) es imposible de realizar por cuanto los gases no pueden existir uno junto a otro sin mezclarse. Por ello los tipos de dispersiones coloidales son ocho y se resumen en el cuadro.

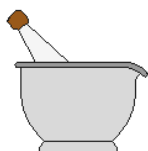
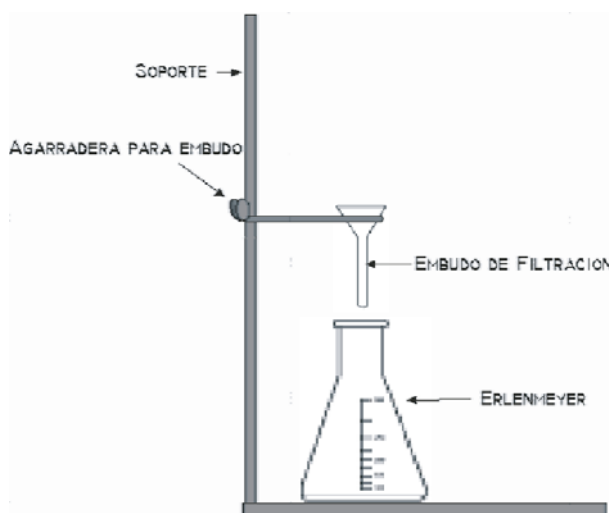


FASE DISPERSA	FASE DISPERSANTE	EJEMPLO
Sólido	Sólido	Aleaciones, piedras preciosas coloreadas
Sólido	Líquido	Suspensiones de almidón, pinturas, tinta
Sólido	Gas	Humo
Líquido	Sólido	Jaleas, queso
Líquido	Líquido	Emulsiones, mayonesa
Líquido	Gas	Nubes, niebla
Gas	Sólido	Lava, piedra pómez
Gas	Líquido	Espumas, nata batida

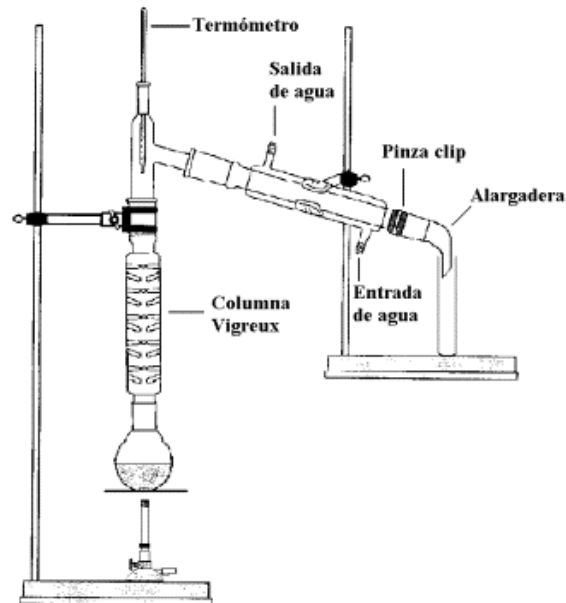
Separación de los componentes de una mezcla

Los componentes de una mezcla pueden ser separados por diferentes métodos, entre los cuales tenemos:

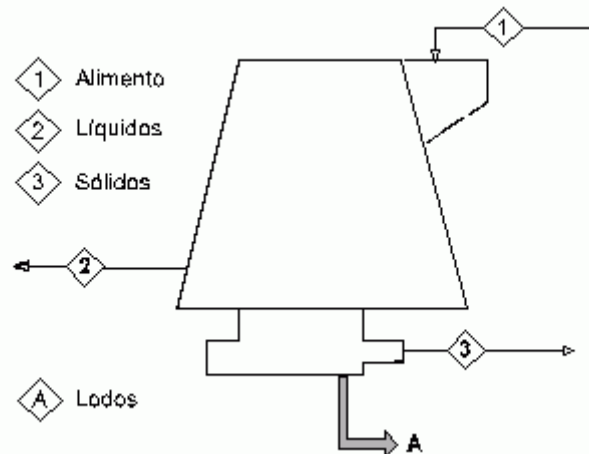
- **Filtración:** cuando se desea separar la parte sólida de un líquido



- **Destilación:** se usa para separar uno o más componentes líquidos de una mezcla de líquidos miscibles.



- **Centrifugación:** es la separación de un sólido de un componente líquido, por la acción de la fuerza centrífuga.



Centrifuga

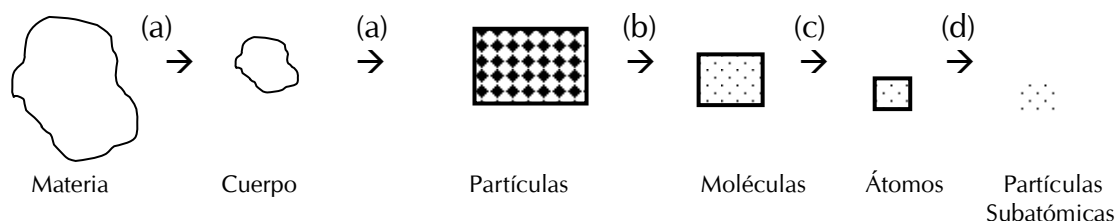
Diferencia entre mezcla y combinación

En la mezcla no hay reacción química, pero si en la combinación, donde se forman nuevas sustancias. Los componentes iniciales de una combinación deben estar en proporciones fijas y determinadas



los cuales pierden sus propiedades al reordenarse y formar sustancias diferentes.

DIVISIÓN DE LA MATERIA



La materia puede dividirse por medios:

- a) Mecánicos : trituración, pulverización
- b) Físicos: ebullición, disolución
- c) Químicos : reacciones químicas
- d) Nucleares : reacciones nucleares

FENÓMENOS FÍSICO Y QUÍMICO

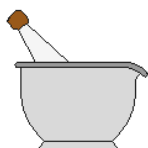
Fenómeno físico: es cuando el material cambia solamente su aspecto físico, no existe cambios estructurales en la materia. Ejemplo: fusión del hielo.

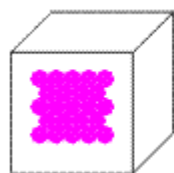


Fenómeno químico: cuando la materia cambia su constitución interna. Ejemplo: combustión de la madera.

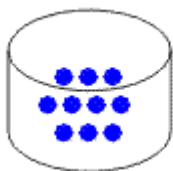
ESTADO DE LA MATERIA

El estado de la materia depende de la agregación molecular, podemos considerar tres estados fundamentales: sólido, líquido y gaseoso, debido a que las moléculas desarrollan fuerzas de cohesión y fuerzas de repulsión.

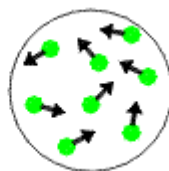




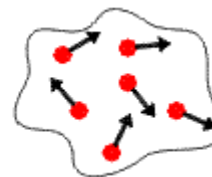
Sólido



Líquido



Gaseoso

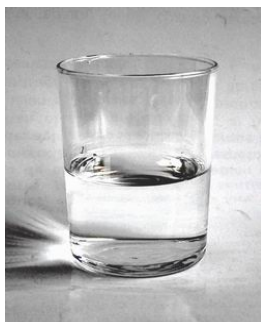


Plasmático

Fuerzas de atracción. Permiten la cohesión y el ordenamiento de las moléculas.

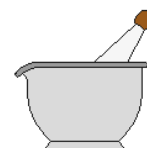
Fuerzas de repulsión. Permiten el distanciamiento de las moléculas.

Estado Sólido. Las fuerzas de cohesión de sus moléculas son mayores que las fuerzas de repulsión, sus cuerpos son compactos, presentan volumen y forma definida. Ejemplo: Hierro, aluminio, azúcar.



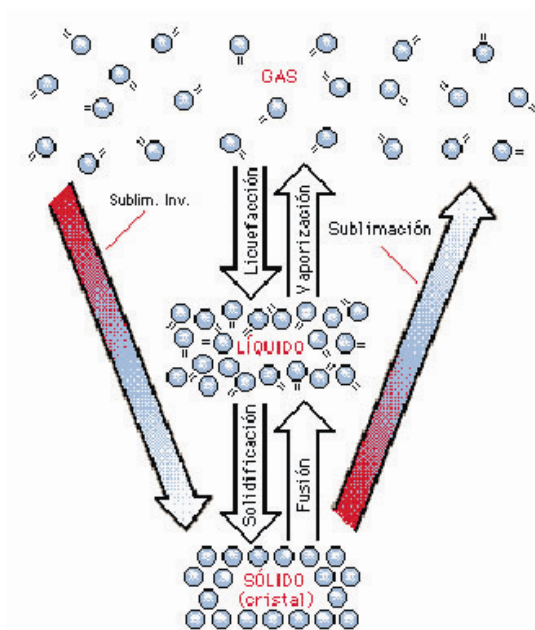
Estado líquido. Las fuerzas de cohesión son similares a las fuerzas de dispersión, presentan un volumen definido, su forma es variable (de acuerdo al recipiente que lo contiene). Ejemplo: agua oxigenada.

Estado gaseoso. Las fuerzas de dispersión son mayores que las fuerzas de atracción en las moléculas de los gases, por lo tanto no tienen volumen ni forma definida. Ejemplo: aire, oxígeno.



Estado plasmático. Además de los estados de la materia citadas, existe el estado plasmático, que es una mezcla de átomos ionizados, electrones libres ($T > 10000^{\circ}\text{C}$). Ejemplo: interior de volcanes, superficie del sol.

CAMBIOS DE ESTADOS DE LA MATERIA



CAMBIO DE ESTADO	NOMBRE	EJEMPLOS
Sólido → Líquido	Fusión	Fusión de la nieve o el hielo
Sólido → Gas	Sublimación	Sublimación de nieve carbónica
Líquido → Sólido	Congelación, solidificación	Congelación del agua o solidificación de un metal fundido
Líquido → Gas	Vaporización, evaporación	Evaporación de agua
Gas → Líquido	Licuación, condensación, licuación	Formación de rocío o licuación de dióxido de carbono
Gas → Sólido	sublimación inversa	Formación de escarcha y nieve

Gas → líquido : licuación o licuefacción
 Vapor → líquido : condensación

Los cuerpos pueden pasar de un estado a otro por la variación de la temperatura y/o presión.

2. ENERGÍA

Energía es la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Ejemplo: luz, calor, energía eléctrica, energía mecánica, energía química.

La energía se puede convertir de una forma en otra. Ejemplo:



a) **Linterna**

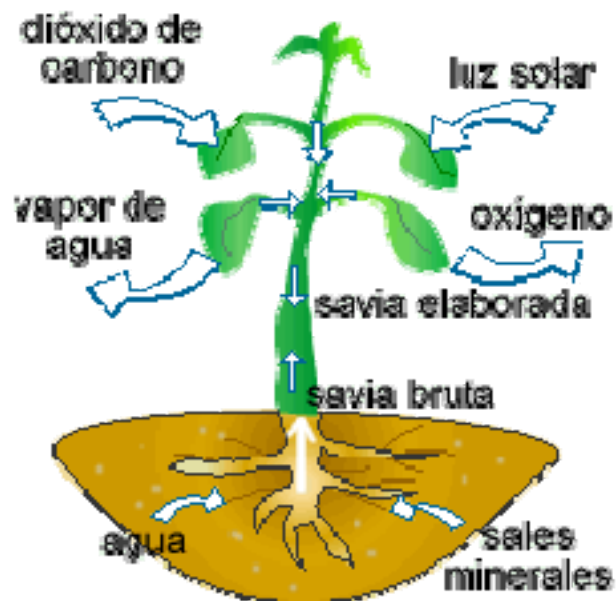
Cuando prendes una linterna la energía química de las baterías se convierte en energía eléctrica luego en luz y en ligera energía calorífica.

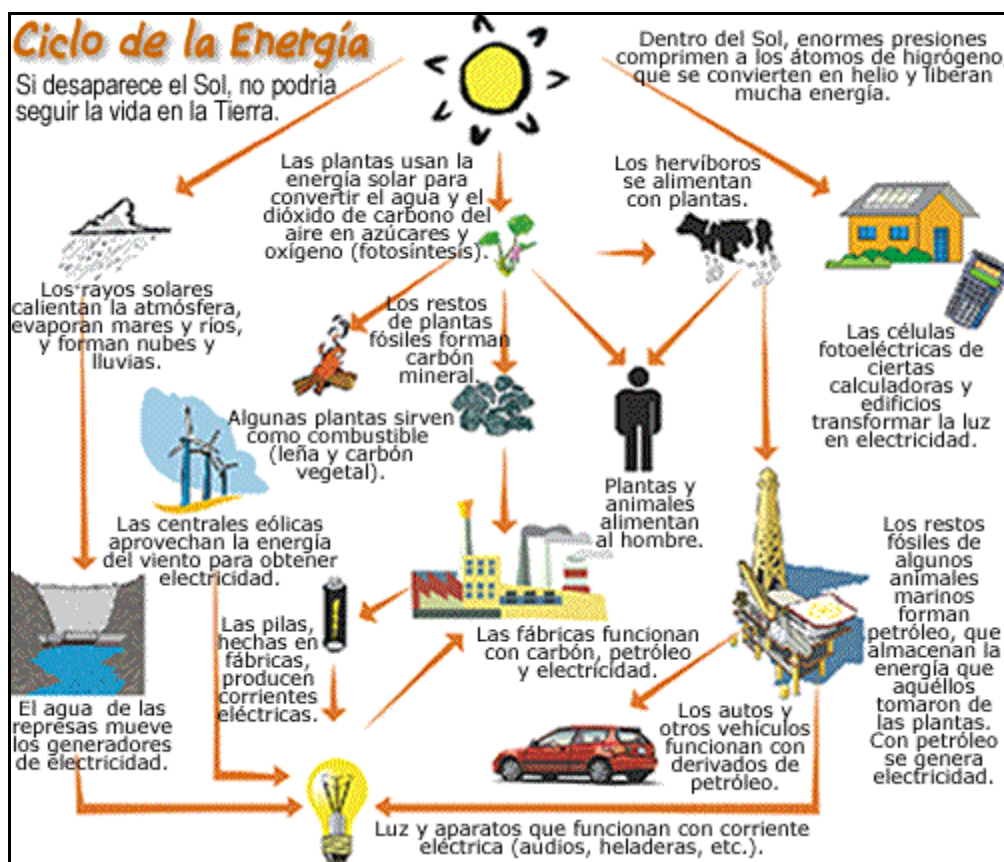


b) **Fotosíntesis**

Las plantas absorben la energía solar, debido a ciertas reacciones esta energía se convierte en energía química que sirve para producir glucosa (azúcar) a partir del dióxido de carbono y agua.

La energía no se crea ni se destruye solo se transforma en el transcurso de los procesos, esto es conocido como la Ley de conversión de la energía.





Conversión de materia en energía

Einstein, en 1905 dedujo una relación entre la materia y la energía.

$$E = mc^2$$

E = energía

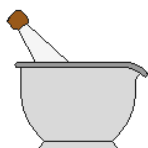
m = masa

c = velocidad de la luz

$$\Delta E = \Delta mc^2 \quad , \quad \Delta E = E_2 - E_1 \quad (\text{cambio de energía})$$

$$\Delta m = m_2 - m_1 \quad (\text{cambio de masa})$$

Esta relación fue comprobada en las reacciones nucleares, donde cantidades pequeñas de masa se convierte en cantidades inmensas de energía, esta ecuación relaciona la masa y la energía, se puede afirmar que la masa y la energía del universo permanece constante. En las reacciones químicas la conversión de masa en energía es infinitesimal.



3. CONCEPTOS FÍSICOS QUÍMICOS

3.1 DENSIDAD. Es una relación entre la masa y el volumen de un cuerpo, se representa por la letra griega Rho (ρ), cuando decimos que el plomo es pesado y el aluminio es ligero nos referimos a la densidad de estos materiales.

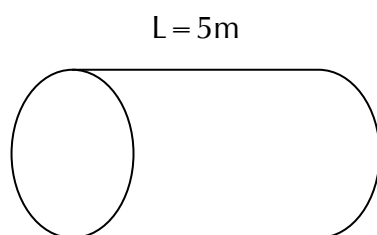
$$\rho = \frac{m}{v}$$

ρ : densidad
 m : masa
 v : volumen

La densidad de los sólidos se expresa en g/cm^3 , la de los líquidos en g/mL y la densidad de gases se expresa en g/L . Debemos recordar que $1\text{cm}^3 = 1\text{mL}$

EJEMPLO

Se tiene una barra de plomo de forma cilíndrica cuyo $r = 10\text{cm}$ y 5m de longitud, si la densidad del material es $11,3 \text{g/cm}^3$. ¿Cuál es el peso de la barra?



$$\rho = 11,3 \text{g/cm}^3$$

$$\text{Si } \rho = \frac{m}{v} \quad (1)$$

$$V_{\text{tubo}} = Ah$$

$$V_{\text{tubo}} = \pi r^2 \times L$$

$$V_{\text{tubo}} = 100\text{cm}^2 \cdot 5\text{m} \times \frac{100\text{cm}}{1\text{m}} \times \pi$$

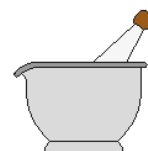
$$V_{\text{tubo}} = 15,7 \times 10^4 \text{cm}^3$$

En la ecuación (1):

$$m = 11,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 15,7 \times 10^4 \text{cm}^3$$

$$M = 177,41 \times 10^4 \text{g}$$

Respuesta:: El peso de la barra es de $177,41 \times 10^4 \text{g}$



Para determinar la densidad existen diferentes métodos entre los cuales tenemos:

- Método de las pesadas
- Uso del picnómetro, fig (a)
- Uso del densímetro, fig (b)

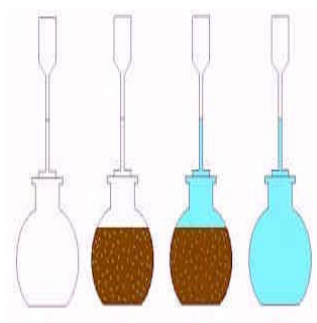


Fig. a.



Fig. b.

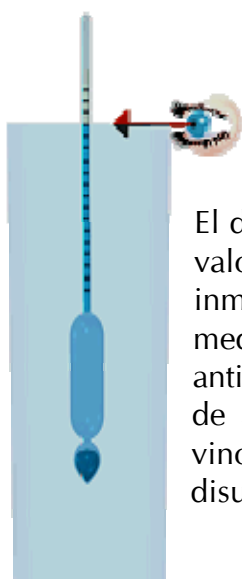
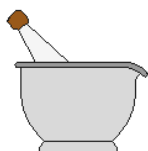


Fig. C

El densímetro nos permite conocer en forma directa el valor de la densidad relativa de la solución por simple inmersión, el densímetro es de vidrio, se utilizan para medir la densidad relativa de soluciones anticongelantes, el contenido de ácido de las baterías de automóvil, la cantidad de alcohol presente en el vino, el contenido de azúcar del jarabe y los sólidos disueltos en la orina, etc.



DENSIDAD DE VARIOS MATERIALES A TEMPERATURA AMBIENTE

SOLIDOS	g/cm ³	LIQUIDOS	g/mL	GASES	g/l
Magnesio	1,74	Gasolina	0,67	Hidrógeno	0,090
Aluminio	2,70	Alcohol etílico	0,79	Helio	0,177
Hierro	7,86	Agua (4°C)	1,00	Neón	0,901
Cobre	8,96	Acido clorhídrico	1,15	Aire (seco)	1,29
Oro	19,3	Ácido sulfúrico	1,84	Dióxido de carbono	1,96

3.1.1 Densidad Relativa

Es la relación entre las densidades absolutas de dos sustancias, no posee unidades.

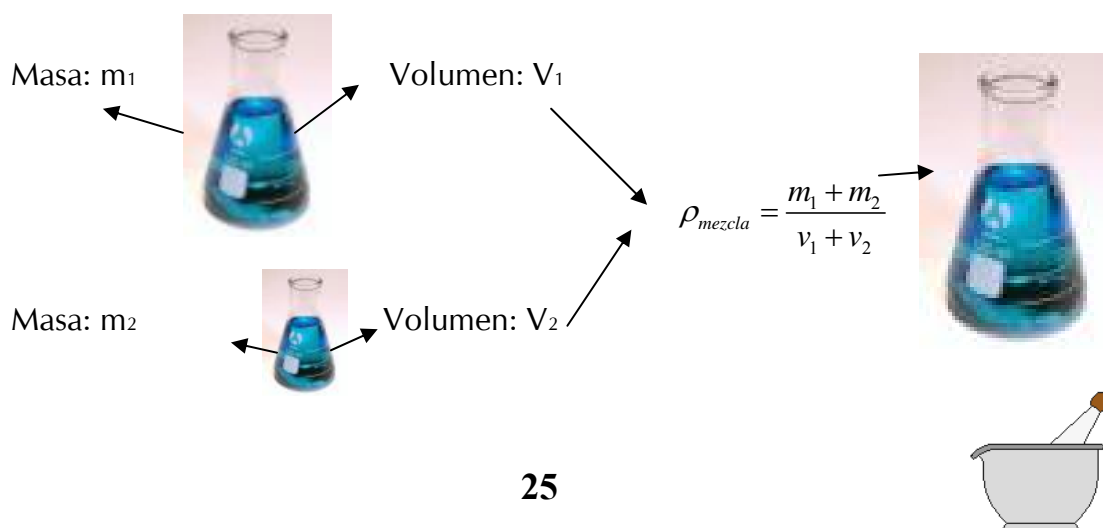
Densidad relativa de A con respecto a B: ρ_{AB}

$$\rho_{AB} = \rho_A / \rho_B$$

Si se trata de gases generalmente el compuesto de referencia o comparación es el aire: $\rho_{\text{aire}} = 1,29 \text{ g/L}$ a 0°C y 1 atm.

Si se trata de sólidos y líquidos generalmente el compuesto de referencia es el agua: $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$, a 4°C y 1 atm. En ambos casos se denomina gravedad específica.

3.1.2 Densidad de una mezcla



Ejemplo. Se tiene 2 litros de una solución de NaOH, con una densidad de 1,5 g/mL y se mezcla con 1,5 L de una solución de NaOH, cuya densidad es 1,2 g/mL. Determinar la densidad de la mezcla final.

Solución NaOH (1)

$$\begin{aligned} \rho &= 1,5 \text{ g/mL} & \rho &= \frac{m_1}{V} \\ V &= 2 \text{ l} = 2000 \text{ mL} & m_1 &= \rho \times V \\ & & m_1 &= \frac{1,5 \text{ g}}{\text{mL}} \times 2000 \text{ mL} = 3000 \text{ g} \end{aligned}$$

Solución NaOH (2)

$$\begin{aligned} \rho &= 1,2 \text{ g/mL} & m_2 &= \rho \times V \\ V &= 1,5 \text{ L} = 1500 \text{ mL} & m_2 &= \frac{1,2 \text{ g}}{\text{mL}} \times 1500 \text{ mL} = 1800 \text{ g} \\ & & m_2 &= 1800 \text{ g} \end{aligned}$$

Densidad de la mezcla:

$$\begin{aligned} \rho_{\text{mezcla}} &= \frac{m_1 + m_2}{V_1 + V_2} \\ \rho_{\text{mezcla}} &= \frac{3000 \text{ g} + 1800 \text{ g}}{2000 \text{ mL} + 1500 \text{ mL}} = \frac{4800 \text{ g}}{3500 \text{ mL}} = 1,37 \text{ g/mL} \end{aligned}$$

Respuesta: $\rho_{\text{mezcla}} = 1,37 \text{ g/mL}$

3.2 TEMPERATURA

Mide la intensidad del movimiento molecular.

3.2.1 Escalas

- a) **Escalas Relativas:** Consideran como referencia el punto de ebullición y solidificación de una sustancia o mezcla.



Escala Celsius o Centígrado: Toma como compuesto de referencia el agua: punto de ebullición 100°C y punto de solidificación 0°C

Escala Fahrenheit: Toma como referencia el punto de congelamiento de una solución amoniacal 0°F .

- b) **Escalas Absolutas:** Son las que consideran al cero absoluto como punto de referencia, en el cero absoluto se considera que no existe movimiento molecular.

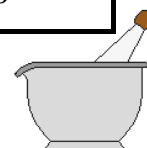
Escala Kelvin: El punto de congelamiento del agua es 273 K y el de ebullición 373 K .

Escala Ranking: El punto de congelamiento del agua es 492°R .



Relación de Escalas

Escala Celsius	Escala Fahrenheit	Escala Kelvin	Escala Ranking	
100°C	212°F	373 K	672°R	Punto de ebullición H_2O
0°C	32°F	273 K	492°R	Punto de congelamiento agua
$-16,6^{\circ}\text{C}$	0°F	$256,3\text{K}$	460°R	Punto de congelación de sales amoniacales
-273°C	-460°F	0	0	Cero absoluto



De la tabla podemos observar que un cambio de 180°F es equivalente a un cambio de 100°C, por lo cual:

$$\frac{\Delta^{\circ}\text{F}}{\Delta^{\circ}\text{C}} = 1,8$$

Conversión de temperatura:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5} = \frac{^{\circ}\text{R} - 492}{9}$$

EJEMPLO

Le informan que la temperatura del agua es 280K. ¿En qué estado se encuentra el agua?

Por teoría sabemos que el agua congela a 273 K luego se encuentra en estado líquido (280K) ó por la relación:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{\text{K} - 273}{5}; \text{ despejando tenemos } ^{\circ}\text{C} = 7$$

Sabemos que el agua congela a 0°C, a 7°C se encuentra en estado líquido.

3.3 UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

3.3.1 Porcentaje en peso

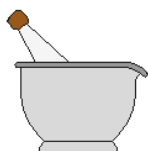
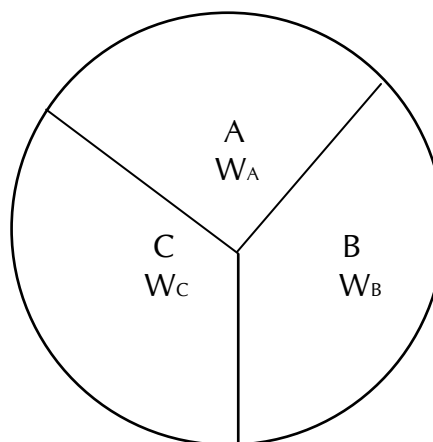
Una mezcla esta dada por la unión de sustancias, asumamos que esta integrada por las sustancias A, B y C

$$\%W_A = \frac{W_A}{W_{\text{TOTAL}}} \times 100$$

$$\%W_B = \frac{W_B}{W_{\text{TOTAL}}} \times 100$$

$$\%W_C = \frac{W_C}{W_{\text{TOTAL}}} \times 100$$

$$W_T = W_A + W_B + W_C$$



El porcentaje en peso o masa de una sustancia (A, B y C) representa la relación de su peso con respecto a la masa total.

EJEMPLO

Se tiene 300mL de una solución de H_2SO_4 al 60% en peso de ácido y densidad igual a 1,6 g/mL, si se le añade 500 mL de H_2O . Determinar el % $\text{W}_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ en la mezcla final.

Solución

Solución H_2SO_4

$V = 300\text{mL}$

$\rho = 1,6\text{g/mL}$ $\% \text{W}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 60\%$

Como $\rho = \frac{m}{v}$

$m_{\text{solución H}_2\text{SO}_4} = \rho \times V = 1,6\text{g/mL} \times 300\text{mL} = 480\text{g}$

$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,6(480\text{g}) = 288\text{g}$

Se le añade 500 mL o 500g de H_2O

$$\%_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{TOTAL}}} \times 100$$

$$\%_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{288\text{g}}{480\text{g} + 500\text{g}} \times 100 = \frac{288\text{g}}{980\text{g}} \times 100$$

$$\%_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 29,38\%$$

Respuesta: $\% \text{W}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 29,38\%$

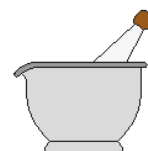
3.3.2 Porcentaje en volumen

Nos indica la relación del volumen de una sustancia con respecto al volumen total.

$$\%V_A = \frac{V_A}{V_T} \times 100$$

V_A = volumen de uno de los componentes de la mezcla

V_T = volumen total de la mezcla



4. UNIDADES FUNDAMENTALES DE MEDIDA

En 1960 la comenencia internacional de pesos y medidas recomiendan el uso del SI (Sistema Internacional de Medidas) constituidos por seis unidades fundamentales y tres unidades suplementarias.

A) UNIDADES FUNDAMENTALES

Cantidad física	Nombre de unidad	Símbolo de unidad
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	Kg
Tiempo	Segundo	s
Corriente eléctrica	Amperio	A
Temperatura	Kelvin	K
Intensidad luminosa	Candela	cd

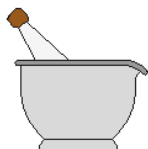
En cualquier sistema (M.K.S.) o (c.g.s.) las unidades básicas son: metro (m), kilogramo (kg) y segundo (s)

B) UNIDADES SUPLEMENTARIAS

Cantidad física	Nombre de la unidad	Símbolo de la unidad
Angulo plano	Radian	rd
Angulo sólido	Estereo radian	sr
Cantidad de sustancia	Mol	mol

C) Comparación del Sistema Métrico con el Sistema Internacional (SI):

Cantidad física	Sistema métrico	SI
Masa	Gramo (g)	Kilogramo (Kg)
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Litro (L)	Metro cúbico (m ³)
Presión	Atmósfera (atm)	Pascal (Pa)
Energía	Caloria (cal)	Joule (J)
Temperatura	Celsius (°C)	Kelvin (K)

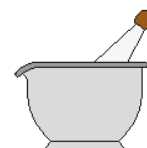


PREFIJOS NUMÉRICOS APROBADOS

Prefijo	Símbolo	Expresión exponencial	Equivalente decimal
Tera	T	10^{12}	1 000 000 000
Giga	G	10^9	1 000 000 000
Mega	M	10^6	1 000 000 000
Kilo	K	10^3	1 000 000
Hecto	h	10^2	1 000
Deca	da	10^1	100
		10^0	10
		10^0	1
Deci	d	10^{-1}	0,1
Centi	c	10^{-2}	0,01
Mili	m	10^{-3}	0,001
Micro	μ	10^{-6}	0,000 001
Nano	n	10^{-9}	0,000 000 001
Pico	p	10^{-12}	0,000 000 000 001
Femto	f	10^{-15}	0,000 000 000 000 001
Atto	a	10^{-18}	0,000 000 000 000 000 001

UNIDADES METRICAS DE LONGITUD COMUNES

Unidad	Símbolo	Equivalente en metros	Expresión exponencial
Kilómetro	Km	10^3 m	1000 m
Metro	m	10^0 m	1 m
Decímetro	dm	10^{-1} m	0,1 m
Centímetro	cm	10^{-2} m	0,01 m
Milímetro	mm	10^{-3} m	0,001 m
Micrometro	μ m	10^{-6} m	0,000 001
Nanometro	nm	10^{-9} m	0,000 000 001



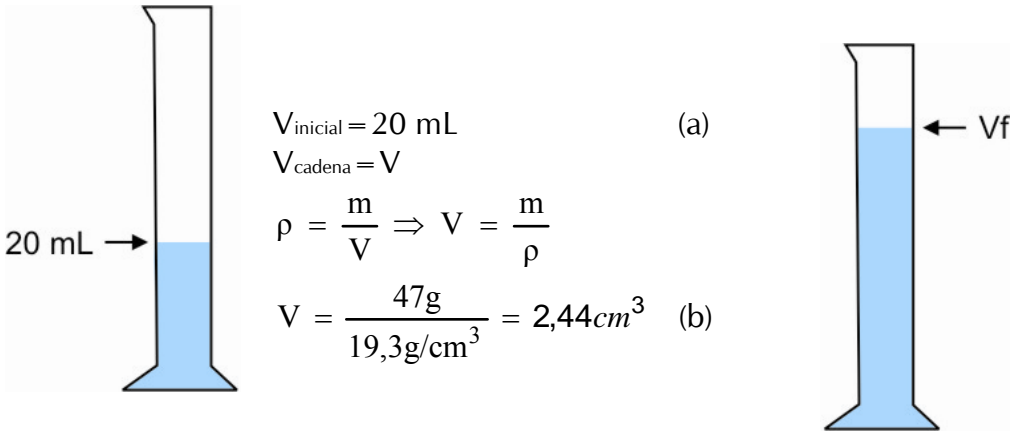
PROBLEMAS RESUELTOS

1. En una probeta que contiene 20mL de H₂O, se coloca una cadena de oro, cuyo peso es 47 gramos, si la $\rho_{oro} = 19,3 \text{ g/cm}^3$. Determinar el volumen del agua en la probeta después de colocar la cadena.

Solución:

El volumen alcanzado por el agua después de colocar la cadena: Vf

$$V_f = V_{inicial} + V_{cadena} \quad (1)$$



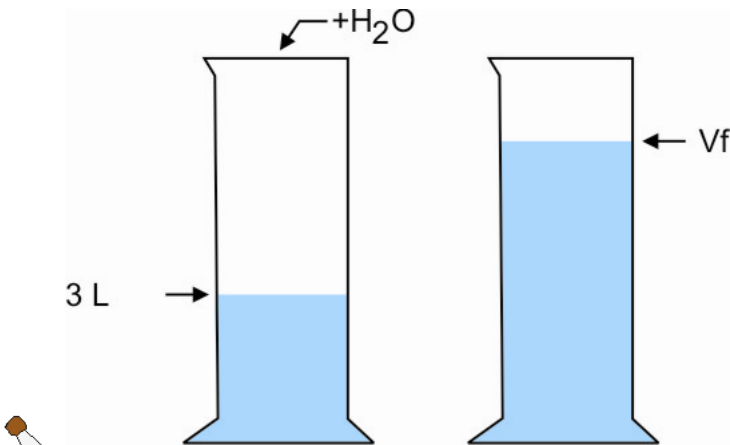
$V_{inicial} = 20 \text{ mL}$
 $V_{cadena} = V$
 $\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho}$
 $V = \frac{47\text{g}}{19,3\text{g/cm}^3} = 2,44\text{cm}^3$

(a) (b)

(a) y (b) en (1): $V_f = 20\text{mL} + 2,44 \text{ mL} = 22,44 \text{ mL}$

Respuesta: El volumen alcanzado será: 22,44 mL

2. Se tiene 3 litros a una solución de HCl al 30% en peso de HCl y $\rho = 1,15 \text{ g/mL}$, si se requiere tener una solución que contenga 24% de HCl. Determinar: El volumen de agua añadida.



De la solución HCl:
 $\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \times V$
 $m_{\text{solHCl}} = \rho \times V$
 $m_{\text{solHCl}} = 1,15 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} \times 3\text{l}$
 $m_{\text{solHCl}} = 3450\text{g}$

32

$$m_{\text{HCl}} = 0,30(3450\text{g}) = 1035\text{g} \quad (\text{a})$$

En la solución final, sabemos $\%W_{\text{HCl}} = 24\%$

$$\%W_{\text{HCl}} = 24 = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{TOTAL}}} \times 100 \quad (1)$$

$$\begin{aligned} M_{\text{TOTAL}} &= m_{\text{solHCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}} \text{añadida} \\ M_{\text{TOTAL}} &= 3450\text{g} + m_{\text{H}_2\text{O}} \text{añadida} \quad (\text{b}) \end{aligned}$$

(a) y (b) en la ec. (1)

$$24 = \frac{1035\text{g}}{3450 + m_{\text{H}_2\text{O}}} \times 100$$

Despejando $m_{\text{H}_2\text{O}} = 862,5\text{g}$

Como la $\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{g/mL} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 862,5\text{mL}$

Respuesta: El volumen de agua añadida es 865,5 mL

3. Se tiene 500 g de sal (NaCl) y se le añade 1,5 litros de agua. Hallar el porcentaje en peso del NaCl en la solución.

Solución:

Sabemos: $1,5\text{L H}_2\text{O} = 1,5\text{ kg } (\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{ g/mL}) = 1500\text{g}$

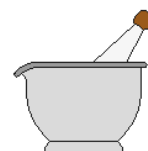
$$\%W_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{TOTAL}}} \times 100$$

$$\%W_{\text{NaCl}} = \frac{500\text{g}}{500\text{g} + 1500\text{g}} \times 100$$

$$\%W_{\text{NaCl}} = \frac{500\text{g}}{2000\text{g}} \times 100$$

$$\%W_{\text{NaCl}} = 25\%$$

Respuesta: El porcentaje en peso de NaCl es el 25%.



4. El mercurio ebulle a 357°C ¿Cuál es su temperatura de ebullición en $^{\circ}\text{F}$? ¿En K ?

Solución:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9}$$

$$\frac{357}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9}; \text{ despejando } ^{\circ}\text{F} = 674,6$$

El Hg ebulle a $674,6^{\circ}\text{F}$

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{\text{K} - 273}{5}$$

$$\text{K} = 357 + 273 = 630$$

El Hg ebulle a 630 K

Respuesta:: El Hg ebulle a $674,6^{\circ}\text{F}$ y 630K

5. La densidad del acero es $7,9 \text{ g/cm}^3$ ¿Cuál es el volumen en m^3 de un lingote de acero que pesa 3000 lb ?

Solución:

$$\rho_{\text{acero}} = 7,9\text{g/ml} = \frac{m}{V} \qquad V = \frac{m}{7,9\text{g/ml}} \dots\dots (1)$$

$$m = 3000\text{lb} \frac{454\text{g}}{1\text{lb}} = 1362000\text{g}, \text{ en (1)}$$

$$V = \frac{1362000\text{g}}{7,9\text{g/mL}} = 172405,06\text{mL} \times \frac{1\text{l}}{1000\text{mL}} \times \frac{1\text{m}^3}{1000\text{L}} = 0,172\text{m}^3$$

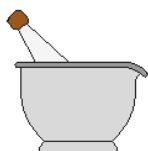
Respuesta:: El volumen del lingote será: $0,172\text{m}^3$

6. Un litro de solución acuosa de sal tiene una densidad de $1,2 \text{ g/cm}^3$ y 25% de sal (en peso). Determinar:
 a) masa de sal
 b) masa de H_2O

Solución:

Solución acuosa de sal

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{sal}} = \rho \times V = \frac{1,2\text{g}}{\text{mL}} \times 1000\text{mL}$$



$$\begin{aligned}
 m_{\text{sol}} &= 1200\text{g} \\
 m_{\text{sal}} &= 0,25(1200\text{g}) \\
 m_{\text{sal}} &= 300\text{g} \\
 m_{\text{H}_2\text{O}} &= 1200 - 300 = 900\text{g}
 \end{aligned}$$

Respuesta: a) la masa de sal es 300g; b) la masa de agua es 900g

7. Se tiene 100 cubos de cobre cuyos lados tienen 3cm de arista, si la densidad del cobre $\rho_{\text{Cu}} = 8,96\text{g/cm}^3$. Determinar la masa en kg de los 100 cubos.

Solución:

$$\rho_{\text{Cu}} = \frac{m}{V} \rightarrow m_{\text{cubo cobre}} = \rho_{\text{Cu}} \times V_{\text{cubo}} \quad (1)$$

$$V_{\text{cubo}} = l^3 = 3 \times 3 \times 3 \text{ cm}^3 = 27 \text{ cm}^3$$

$$\text{En (1): } m_{\text{cubo cobre}} = 8,96 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 27\text{cm}^3 = 241,92\text{g}$$

La masa de 100 cubos es:

$$\frac{241,92\text{g}}{1 \text{ cubo}} \times 100 \text{ cubos} = 24192\text{g}$$

Respuesta: La masa de 100 cubos 24,192kg

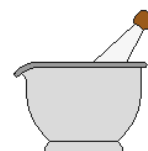
8. Se tiene una cisterna de agua (400 m^3) que debe ser clorinada para su uso doméstico se debe asegurar que contenga 1.0 ppm de hipoclorito de sodio. ¿Qué volumen (L) de hipoclorito de sodio (NaOCl) se debe utilizar? Si la densidad del hipoclorito de sodio es: 1,10g/mL y se encuentra al 10% en peso de NaOCl.

Solución:

$$1\text{ppm} = 1 \frac{\text{mg}}{\text{L}} = \frac{1\text{g de NaOCl}}{\text{m}^3 \text{ de H}_2\text{O}}$$

Si se tiene 400 m^3 de agua

$$\frac{1\text{g de NaCl}}{\text{m}^3 \text{ de H}_2\text{O}} \times 400\text{m}^3 \text{ H}_2\text{O} = 400\text{g de NaOCl}$$



En la solución de hipoclorito de sodio (10%)

$$\frac{1000\text{g solución NaClO}}{100\text{g NaCl}} \times 400\text{g NaCl} = 4000\text{g solución}$$

$$\rho_{\text{solución NaClO}} = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho_{\text{solución NaClO}}} = \frac{4000\text{g}}{1,10\text{g/mL}} = 3636\text{mL}$$

Respuesta: Se requerirá 3636 mL ó 3,64L de NaClO

9. Un galón (1 galn=3,785 L) de leche fresca pesa 3906 gramos, la grasa contenida en la leche es 4%V y una ρ relativa de 0,865. Calcular la densidad de la leche desnatada.

Solución:

$$V_{\text{LECHE}} = 1 \text{ galón} = 3,785 \text{ l}$$

$$V_{\text{grasa}} = 0,04(3,785 \text{ l}) = 0,154 \text{ l} = 151,4 \text{ mL}$$

$$V_{\text{leche sin grasa}} = 3,785 \text{ l} - 0,1514 \text{ l} = 3,6336 \text{ l} = 3633,6 \text{ mL}$$

$$m_{\text{grasa}} = ?$$

La ρ relativa es 0,865 como la ρ_{H_2O} (sustancia de referencia) es 1 g/mL por lo cual:

$$\rho_{\text{grasa/agua}} \cdot 0,865 = \frac{\rho_{\text{grasa}}}{\rho_{H_2O}} = \frac{\rho_{\text{grasa}}}{1\text{g/mL}}$$

$$\rho_{\text{grasa}} = 0,865\text{g/mL}$$

$$m_{\text{grasa}} = \rho_{\text{grasa}} \times V_{\text{grasa}} = 0,865\text{g/mL} \times 151,4 \text{ mL}$$

$$\text{masa}_{\text{grasa}} = 130,96\text{g}$$

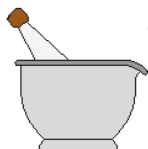
$$m_{\text{Leche sin grasa}} = 3906\text{g} - 130,96\text{g} = 3775,04\text{g}$$

$$\rho_{\text{leche sin grasa}} = \frac{m_{\text{leche sin grasa}}}{V_{\text{leche sin grasa}}} = \frac{3775,04\text{g}}{3633,6\text{mL}} = 1,039 \text{ g/mL}$$

Respuesta: La densidad de la leche desnatada es 1,039 g/mL

10. El método más fácil para separar convenientemente una mezcla de aceite y vinagre es:

- Por absorción
- Por filtración
- Por sublimación
- Por decantación
- Por disolución



Solución: Como el aceite y el vinagre son sustancias inmiscibles entre sí, el método más conveniente para separar una mezcla de ellos es por decantación (d)

11. La sublimación es una propiedad que caracteriza a pocas sustancias orgánicas ¿Cuál de las sustancias que vienen a continuación, la posee?
 a) Acetona b) Alcohol c) Naftalina d) Kerosene

Solución: La sublimación es un proceso de cambio de estado, de sólido a gas, el naftaleno es un sólido blanco (usado como bolitas de naftalina) que se sublima a condiciones ambientales. (c)

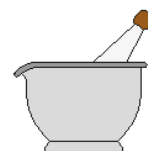
12. Una sustancia química es la materia
 a) Formada por una sola clase de átomos
 b) Gaseosa
 c) Líquida, que con el agua de mar, contiene varias sales disueltas.
 d) Formada por una sola clase de moléculas.
 e) De alto peso molecular.

Solución: Una sustancia química o una especie química es materia homogénea en cuya composición hay una misma clase de átomos y una misma clase de moléculas. (a) y (d)

13. Diga que expresión es incorrecta.
 a) Energía cinética es la energía de un cuerpo que se mueve
 b) Materia es toda aquella que posee masa
 c) La teoría atómica se debe a Dalton
 d) Isótopo es el elemento que tiene el mismo número atómico y la misma masa.
 e) La temperatura mide la intensidad calorífica.

Solución: Los isótopos son átomos de un mismo elemento con distinto número de neutrones. Presenta igual número atómico, pero diferente número de masa. (d)

14. Se tiene 300 mL de una solución de H_2SO_4 al 60% en peso de ácido y densidad igual a 1,6g/mL, si se le añade 500 mL de H_2O . Determinar el % $W_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ en la mezcla final.



Solución:

Solución H_2SO_4

$V = 300 \text{ mL}$

$\rho = 1,6 \text{ g/mL} \rightarrow$

$\%W H_2SO_4 = 60\%$

$$\% W_{H_2SO_4} = \frac{W_{H_2SO_4}}{M_T} \times 100$$

$$\% W_B = \frac{288g}{480g + 500g} \times 100$$

$$\% W_{H_2SO_4} = 29,38\%$$

$$\rho = \frac{m}{V}$$

$$m_{Sol} = \rho \times V$$

$$m_{Sol} = \frac{1,6g}{mL} \times 300mL$$

$$m_{Sol} = 480g$$

$$m_{H_2SO_4} = 0,60(480g)$$

$$m_{H_2SO_4} = 288g$$

15. Un recipiente vacío tiene una masa de 500 g. Le adicionamos agua hasta su tercera parte en volumen resultando el conjunto con una masa de 550 g. luego le agregamos volúmenes iguales de dos líquidos A y B cuyas densidades son: 0,5 g/mL y 0,8 g/mL respectivamente. Determinar la masa total, cuando el recipiente este lleno.

Solución:

Calculamos el volumen del recipiente

$$m_{\text{agua}} = 550 - 500 = 50g$$

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

$$1 \frac{g}{ml} = \frac{50g}{V_{\text{agua}}}$$

$$V_{\text{agua}} = 50 \text{ mL}$$

$$V_{\text{agua}} = \frac{V_r}{3}$$

Donde $V_r =$ Volumen del recipiente

$$50 = \frac{V_r}{3}$$

$$V_r = 150 \text{ mL (volumen del recipiente)}$$

Calculamos el volumen de los líquidos

$$V_r = V_{\text{agua}} + 2V_L$$



$$150 = 50 + 2 V_L$$

$$V_L = 50 \text{ mL}$$

Calculamos la masa total

$$m_{\text{total}} = m_r + m_A + m_B + m_{\text{agua}}$$

$$d = m/V$$

$$m = d \times v$$

$$m_{\text{total}} = 500 \text{ g} + 50 \text{ mL} \times 0,5 \text{ g/mL} + 50 \text{ mL} \times 0,8 \text{ g/mL} + 50 \text{ g} = 615 \text{ g}$$

Respuesta: $m_{\text{total}} = 615 \text{ g}$

16. El volumen de un recipiente es 35 mL, si se le llena de agua tiene una masa de 265g y se le llena con otro líquido X tiene una masa de 300 g. Determinar la densidad del líquido X.

Solución:

$$V_{\text{recipiente}} = 35 \text{ mL} = V_r$$

$$m_r + m_{\text{H}_2\text{O}} = 265\text{g}$$

$$m_r + 35\text{g} = 265\text{g}$$

$$m_r = 230\text{g}$$

Cuando se llena con líquido X

$$m_x + m_r = 300\text{g}$$

$$m_x = 300\text{g} - 230\text{g} = 70\text{g}$$

$$\rho_x = \frac{70\text{g}}{35\text{mL}} = 2\text{g / mL}$$

Respuesta: La densidad del líquido X es 2g/mL

17. Calcular la densidad de una mezcla formada por 3 volúmenes de agua por cada dos volúmenes de alcohol ($d = 0,75 \text{ g/mL}$) ($d =$ densidad)

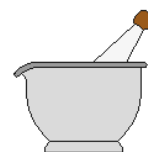
Solución:

$$\text{Se sabe } d_{\text{agua}} = 1\text{g/mL} \quad \Rightarrow \quad V_{\text{agua}} = 3K$$

$$d_{\text{alcohol}} = 0,75 \text{ g/mL} \quad \Rightarrow \quad V_{\text{alcohol}} = 2K$$

$$\text{Si } d = m/V$$

$$m = d \times V$$



Reemplazando en:

$$dm = \frac{m_{\text{agua}} + m_{\text{alcohol}}}{V_{\text{agua}} + V_{\text{alcohol}}} \quad dm = \text{densidad de la mezcla}$$

$$dm = \frac{V_{\text{agua}} \cdot d_{\text{agua}} + V_{\text{alcohol}} \cdot d_{\text{alcohol}}}{V_{\text{agua}} + V_{\text{alcohol}}}$$

$$dm = \frac{3K \cdot (1) + 2K \cdot (0.75)}{3K + 2K}$$

Respuesta: La densidad de la mezcla es 0,9 g/mL

18. A una mezcla de dos líquidos cuya densidad es 1,8 g/mL se le agrega 600 g de agua y de la densidad de la mezcla resultante es de 1,2 g/mL. ¿Cuál es la masa de mezcla inicial?

Solución:

$$\text{Inicialmente } 1,8 \text{ g/mL} = \frac{m_1}{V_1}, \quad V_1 = \frac{m_1}{1,8}$$

Como 600 g de H₂O ocupan 600 mL de H₂O, al ser agregados a la mezcla inicial:

$$1,2 \text{ g/mL} = \frac{m_1 + 600}{V_1 + 600}$$

$$1,2 = \frac{m_1 + 600}{\frac{m_1}{1,8} + 600}$$

$$m_1 = 360\text{g}$$

Respuesta: La masa de la mezcla inicial es 360g

19. En una mezcla constituida por agua y un líquido X, el primero representa el 75% del volumen y el 2do representa el 50% de la masa. Hallar la densidad del líquido X.



Solución:

$$\text{Asumiendo: } V_T = 100 \text{ cc} \begin{cases} V_{\text{H}_2\text{O}} = 75 \text{ cc} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = 75 \text{ g} \\ V_x = 25 \text{ cc} \end{cases}$$

Entonces: $m_x = 75 \text{ g}$ (ambos presentan igual % en masa)

$$\therefore D_x = \frac{m_x}{V_x} = \frac{75 \text{ g}}{25 \text{ cm}^3} = 3 \text{ g/cm}^3$$

Respuesta: $D_x = 3 \text{ g/cm}^3$

20. El volumen de una masa de agua es 20 mL al añadir 100g de perdigones de bronce, el volumen resulta 32,6 mL. Determinar la densidad del bronce en lb/pie³.

Solución:

El volumen de los perdigones es el aumento de volumen.

$$V_{\text{bronce}} = 32,6 - 20$$

$$V_{\text{bronce}} = 12,6 \text{ mL}$$

Entonces:

$$d_{\text{bronce}} = \frac{w_{\text{bronce}}}{V_{\text{bronce}}} = \frac{100 \text{ g}}{12,6 \text{ mL}}$$

$$d_{\text{bronce}} = 7,94 \text{ g/mL}$$

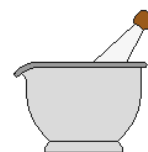
pero en lb/pie³ se compara con el agua

$$d = 7,94 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times \frac{1 \text{ lb}}{454 \text{ g}} \times \frac{28,3 \times 10^3 \text{ mL}}{1 \text{ pie}^3} = 495,9 \frac{\text{lb}}{\text{pie}^3}$$

Respuesta: La densidad del bronce es 495,9 lb/pie³

21. La materia se presenta en la naturaleza bajo la forma de sustancias puras y de mezclas. La diferencia entre ellas radica en que:
- Las sustancias puras tienen composición definida
 - Las mezclas son siempre homogéneas
 - Las únicas sustancias puras son los gases nobles
 - Las sustancias puras solo pueden formar una sola fase
 - Las mezclas son siempre heterogéneas

Respuesta: a y d



22. Indique cual de los siguientes procesos corresponden a un cambio físico o químico
- I. Agregar azucar a un vaso con agua
 - II. Disolver una tableta efervescente en agua
 - III. Encender una estufa eléctrica
 - IV. Encender una estufa a gas licuado
 - V. Congelar agua
 - VI. Oxidación del hierro

Respuesta: Físicos; I, III, V. Químicos; II, IV y VI.

23. ¿Cual de los siguientes sistemas corresponde a una mezcla de tipo heterogénea?
- I. alcohol más agua
 - II. agua con azucar
 - III. agua con azucar y hielo
 - IV. agua con sal y hielo

Respuesta: III y IV.

24. Indique cuantas fases y componentes tiene el sistema formado por:
- I. Alcohol, arena, agua y hielo
 - II. Agua, hielo y vapor de agua
 - III. Agua, sal, azucar y alcohol
 - IV. Vinagre, alcohol y agua
 - V. Aceite, arena, agua

Respuesta: I: 3F y 3C, II:3F y 1C, III:1F y 4C, IV:1F y 3C, V:3F y 3C

25. De los sistemas anteriormente mencionados, indique cual(es) de ellos es(son) homogéneos y cual(es) de ellos son heterogéneos.

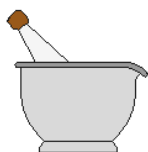
Respuesta: I: Heterog; II: Heterog; III: Homog;
IV: Homog; V: Heterog.

26. ¿Cuál será la masa de los productos de la reacción si 0,2 g de uranio - 235 sufren una fusión nuclear y producen $1,5 \times 10^{19}$ ergios de energia radiante liberando energia térmica?

Solución

De la ecuación de Einstein

$$E = mc^2$$



a) Masa que se transforma en energía mediante:

$$m = \frac{E}{C^2} = \frac{1,5 \times 10^{19} \text{ g cm}^2 / \text{s}^2}{(3 \times 10^{10} \text{ cm / s})^2}$$

$$m = 1,67 \times 10^{-2} \text{ g}$$

Masa de los productos de la reacción

$$m = 0,2 \text{ g} - 1,67 \times 10^{-2} \text{ g} = 0,183 \text{ g}$$

27. A qué porcentaje ha disminuido la masa de un electrón, cuando la velocidad de la luz es 0,1 de su valor

Solución:

Ecuación de Einstein: $E = mc^2$

- Cuando $C = 3 \times 10^{10} \text{ cm s}^{-1}$
 $E = (9,1 \times 10^{-28} \text{ g}) (3 \times 10^{10} \text{ cm s}^{-1})^2 = 8,19 \times 10^{-7} \text{ gr}$

- Cuando $C = 3 \times 10^9 \text{ cm s}^{-1}$
 $E = (9,1 \times 10^{-28} \text{ g}) (3 \times 10^9 \text{ cm s}^{-1})^2 = 8,19 \times 10^{-9} \text{ g}$

- Porcentaje de disminución de la masa

$$\% = \frac{8,19 \times 10^{-9}}{8,19 \times 10^{-7}} \times 100 = 1\%$$

28. Entre EE.UU. y Rusia, hacen estallar subterráneamente en promedio cada uno 10 bombas de hidrógeno por año. Si la explosión de cada uno de ellos convierte aproximadamente 10 g de masa en energía ¿Cuánto Kcal se liberan por bomba?

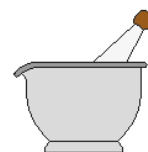
Si la energía de 10 bombas se pudiera usar para la propulsión de automóviles en lugar de la gasolina ¿Cuántos galones de gasolina se evitarían quemar? (un galón de gasolina desprende aproximadamente 3×10^4 Kcal durante la combustión)

Solución:

a) De la ecuación de Einstein: $E = mc^2$

$$E = (10 \text{ g}) (3 \times 10^{10} \text{ cm/s})^2 = 9 \times 10^{21} \text{ erg}$$

$$9 \times 10^{21} \text{ erg} \times \frac{1 \text{ Kcal}}{4,18 \times 10^{10} \text{ erg}} = 2,15 \times 10 \text{ Kcal/bomba}$$

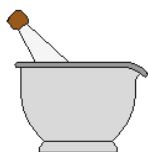


- b) Gasolina que se evitaría quemar en galones:
(galones):

$$2,15 \times 10^{11} \times \frac{\text{kcal}}{\text{bomba}} \times \frac{1\text{galon}}{3 \times 10^4 \text{Kcal}} \times 10 \text{ bombas} = 7,16 \times 10^7 \text{ galones}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

- ¿Cuál de las siguientes proposiciones describe un cambio físico y cual un cambio químico?
 - Se forman cubos de hielo
 - Leche fuera del refrigerador por 12 horas
 - El grass (jardín) crece y se hace más espeso porque ha sido regado y fertilizado
 - Un césped (jardín) que ha crecido demasiado se recorta con una podadora
- Clasificar las siguientes proposiciones como propiedad física, cambio físico, propiedad química o cambio químico:
 - Un escultor cincela una estatua de mármol
 - El mármol se rompe con un martillo
 - El mármol reacciona con un ácido con la formación de burbujas de dióxido de carbono
 - La lluvia ácida desgasta poco a poco una estatua de mármol
- ¿Es heterogénea u homogénea una solución de sal? Describe un medio físico para separar estas dos sustancias.
- ¿Es heterogénea u homogénea una mezcla de sal y arena? Describe un medio físico para separar estos dos materiales.
- Un trozo irregular de metal con una masa de 240,8g se colocó en una probeta con 24 mL de agua, el volumen se incremento a 57 mL
 - Densidad del metal
 - ¿De cuál metal podría tratarse?
- Ordenar estas temperaturas en forma creciente: 0°K, 30°C, 20°F y 180°R.



7. Señalar: Fenómeno Químico: **(Q)** Fenómeno Físico: **(F)**
- | | | | |
|-------------------|-----|------------------------------|-----|
| a) Filtración | () | g) Fermentación | () |
| b) Oxidación | () | h) Ebullición | () |
| c) Evaporación | () | i) Destilación | () |
| d) Combustión gas | () | j) Putrefacción | () |
| e) Corrosión | () | k) Respiración | () |
| f) Fotosíntesis | () | l) Volatilidad de la acetona | () |

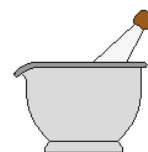
8. Indicar el tipo de mezcla: Homogénea **(Ho)** Heterogénea **(He)**
- | | | | |
|--------------------|-----|-----------|-----|
| a) Solución salina | () | e) Bronce | () |
| b) Thinner | () | f) Aire | () |
| c) Mentholatum | () | g) Leche | () |
| d) Agua-mercurio | () | | |

9. Señalar: Mezcla **(M)** Sustancia **(S)**
- | | | | |
|----------------------|-----|---------------------|-----|
| a) Aire | () | g) Vinagre | () |
| b) Salmuera | () | h) Formol | () |
| c) Bebida gaseosa | () | i) Thinner | () |
| d) Acido muriático | () | j) Limpia vidrio | () |
| e) Acido clorhídrico | () | k) Sodio | () |
| f) Cloruro de sodio | () | l) Polvo de hornear | () |

10. Identifique la materia: Mezcla **(m)** Compuesto **(c)** Elemento **(e)**
- | | | | |
|---------------------|-----|------------------|-----|
| a) Agua potable | () | g) Cerveza | () |
| b) Agua destilada | () | h) Árnica | () |
| c) Sal de cocina | () | i) Alcohol 95% | () |
| d) Cobre | () | j) Acido cítrico | () |
| e) Diamante | () | k) Petróleo | () |
| f) Cloruro de sodio | () | l) Leche | () |

11. Identificar: Propiedades Físicas **(F)** Propiedades Químicas **(Q)**
- | | | | |
|---------------------|-----|-----------------------|-----|
| a) Maleabilidad | () | e) Broncearse la piel | () |
| b) Comprensibilidad | () | f) Elongación | () |
| c) Oxidación | () | g) Solubilidad | () |
| d) Solidificación | () | h) Combustión | () |

12. Se tiene una tonelada de un mineral que contiene: 49% de carbono de calcio (CaCO_3), 30% de carbonato de magnesio (MgCO_3) y el resto escoria, determinar la masa del CaCO_3 y MgCO_3 y escoria.

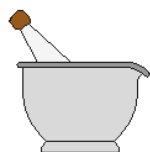


QUÍMICA GENERAL

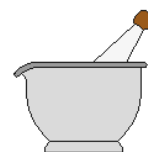
13. Se tiene 3 litros de una solución de H_2SO_4 cuya densidad es $1,5 \text{ g/mL}$ y se encuentra al 70% en peso de ácido si se le añade 2 litros de agua determinar sobre la solución final, calcular:
 - a. Densidad
 - b. Porcentaje en peso H_2SO_4
 - c. Porcentaje en peso de agua
14. En una probeta que contiene 20mL de H_2O , se le añade un metal cuyo peso es 40 gramos, se observa que el nuevo nivel de agua es $26,7 \text{ cm}^3$. Calcular la densidad del metal.
15. Un mineral (30 kg) que contiene ZnSO_4 (Sulfato de Zinc) FeSO_4 (Sulfato de hierro) y CaCO_3 (Carbonato de calcio), el porcentaje en peso del ZnSO_4 es el doble del sulfato de fierro y el porcentaje en peso del CaCO_3 es el triple del FeSO_4 determinar la masa y el porcentaje en peso de cada uno de los tres compuestos.
16. a. Convertir 70°F a $^\circ\text{C}$, K, $^\circ\text{R}$ b. Convertir 210 K a $^\circ\text{C}$, $^\circ\text{F}$, $^\circ\text{R}$
17. En un recipiente de 800mL, mezclamos dos líquidos x e y cuyas densidades son respectivamente $2,5\text{g/cm}^3$ y $1,5 \text{ g/cm}^3$. La suma de sus masas es 480g y además el volumen de y es mayor en 180mL. ¿Cuál es la masa del compuesto x?

RESPUESTAS

1. a: cambio físico c: cambio químico
b: cambio químico d: cambio físico
2. a: Cambio físico c: propiedad química
b: propiedad física d: cambio químico
3. Es homogénea la solución de sal, sus componentes pueden separarse por evaporación.
4. Es heterogénea, puede ser mediante una dilución y seguido de una filtración.
5. a. Densidad = $7,30 \text{ g/cm}^3$ b. Estaño



6. 0°C , 180°R , 20°F y 30°C
7. a) F e) Q i) F
 b) Q f) Q j) Q
 c) F g) Q k) Q
 d) Q h) F l) F
8. a) Ho d) He g) He
 b) Ho e) Ho
 c) He f) Ho
9. a) M e) S i) M
 b) M f) S j) M
 c) M g) M k) S
 d) M h) M l) M
10. a) m d) e g) m j) c
 b) c e) e h) m k) m
 c) m f) c i) m l) m
11. a) F d) F g) F
 b) F e) Q h) Q
 c) Q f) F i) Q
12. CaCO_3 : 490 Kg; MgCO_3 : 300 Kg, escoria: 210 Kg
13. a) 1,3 g/mL b) 48,46% c) 51,54%
14. Densidad del metal: $5,97 \text{ g/cm}^3$
15. $\% \text{ZnSO}_4$: 33,33 ; $\% \text{FeSO}_4$: 16,67 ; $\% \text{CaCO}_3$: 50,00
16. a) $21,11^{\circ}\text{F}$ $294,11 \text{ K}$ 530°R
 b) -63°C $-81,4^{\circ}\text{F}$ $378,6^{\circ}\text{R}$
17. La masa de x es 131.25 g



CAPÍTULO II

TEORIA ATÓMICA

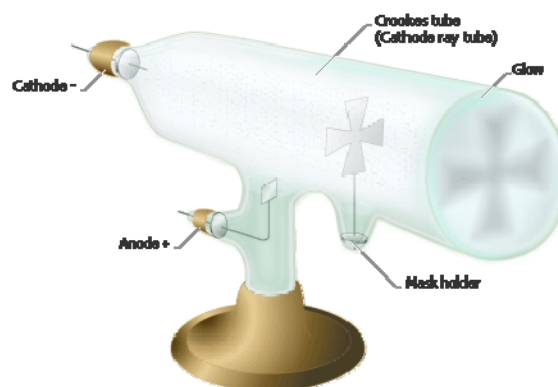
Las diferentes teorías atómicas en el tiempo han tratado fundamentalmente de explicar y dar a conocer la constitución interna de la materia. Los griegos con Leucipo y Demócrito en el año 700 a.C. indicaron que la materia estaba formada por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos (sin división). Esta teoría no fue desarrollada debido a Aristóteles, quien postulaba que la base del mundo material era el agua, aire, tierra y fuego.

A través del tiempo fueron muchos los aportes de investigadores, estudiosos para tener el conocimiento de cómo está constituida la materia, es muy posible que aún no se conozca en forma total su constitución.

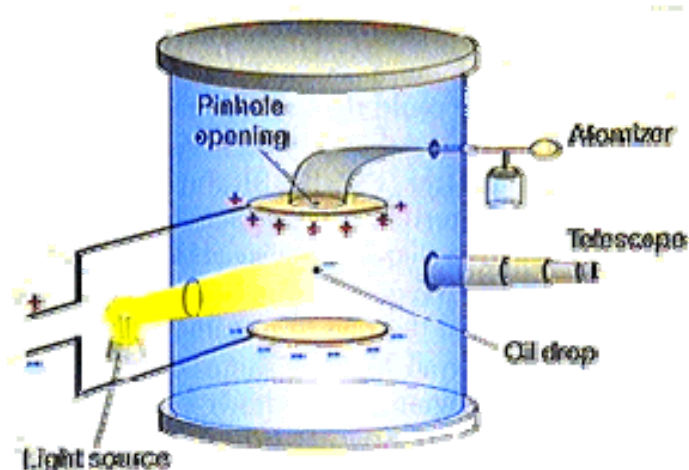
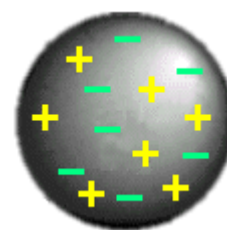
Entre los principales aportes tenemos:

- **1803: Jhon Dalton:** Propone su TEORÍA ATÓMICA.
- **1814 J.J. BERZELIUS:** Descubre los elementos Ce, Se, Si y Th
- **1819 Dulong y Petit:** Determinan las masas atómicas a partir de sus calores específicos
- **1859 Robert Bunsen y Gustavo Kirchoff:** Indican que cada elemento posee un espectro característico y descubre los elementos Cs y Rb.
- **1868 Pierre Jansen:** Descubre en el espectro solar una nueva línea, debido a la presencia del elemento Helio que todavía no se había descubierto en la tierra.
- **1869 Dimitri Mendeleiev:** Propone una clasificación de elementos en base a la masa atómica del elemento, predice las propiedades de varios elementos aún no descubiertos.
- **1879 William Crookes:**

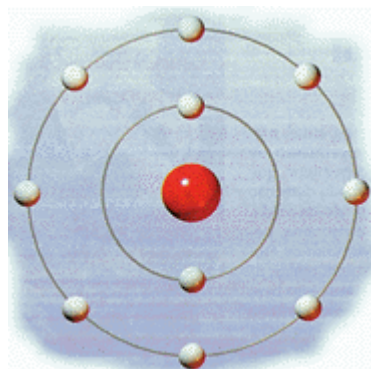
A los rayos producidos en el cátodo por una corriente eléctrica en un tubo al vacío los denomina rayos catódicos.



- **1885 J.J. Balmer:** Propone una ecuación matemática para calcular la longitud de onda de las líneas del espectro electro magnético.
- **1886 E. Goldstein:** Realiza experimentos con el tubo de Crookes modificado, y observa los "rayos canales" (partículas positivas).
- **1895 Wilhelm Roentgen:** Descubre los rayos X
- **1896 Antoine Becquerel:** Descubrió la radioactividad natural.
- **1897 J.J. Thomson:** Demuestra que los rayos catódicos son partículas con carga negativa (electrones) y halla la relación de la masa y carga del electrón.
- **1898 Marie Curie y su esposo:** Descubren elementos radiactivos como el polonio y radio.
- **1900 Max Planck:** Propone su TEORÍA CUÁNTICA, en la que indica que un átomo excitado emite luz por medio de unidades discretas llamadas cuantos.
- **1904 Thomson:** Propone el modelo atómico "Pudín de pasas", los electrones (pasas) se encuentran inmerso en una masa de carga positiva (pudín).
- **1905 Albert Einstein:** Propone una ecuación que relaciona la masa y energía. Definió que un rayo de luz es una constante de partículas (fotón).
- **1909 R. Millikan:** Determinó la carga del electrón ($1,60 \times 10^{-19}$ C) por medio de su experimento de la gota de aceite.



- **1911 Ernest Rutherford:** Propone el modelo atómico "Sistema planetario" debido a que descubre que casi toda la masa del átomo está en el núcleo.
- **1912 J.J. Thomson:** Separa los isótopos del Neon-20 y Neon-22.
- **1913 Niels Bohr:** Demuestra que los electrones del átomo de hidrógeno giran en orbitas circulares alrededor del núcleo.
- **1913 Henry Moseley:** La carga nuclear es característica de cada elemento.
- **1924 Louis Broglie:** Demuestra que los electrones tienen propiedades ondulatorias.
- **1925 Wolfgang Pauli:** Afirma que en un orbital solo se permiten dos electrones con espín opuesto en cada orbital.
- **1926 Erwin Schrodinger:** Propuso una ecuación para poder ubicar al electrón.
- **1927 W. Heisenberg:** Explica que no es posible conocer la posición y el momento del electrón en forma simultánea.
- **1927 Frederick Hund:** Propone la Regla de Hund; los electrones de un nivel de energía presentan un máximo nivel de electrones desapareados y presentan el mismo spin.
- **1932 James Chadwick:** Descubre el neutrón.
- **1934 Samuel Hurst:** Detecta e identifica a la mayoría de átomos individuales de los elementos.

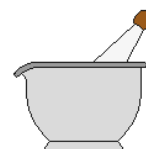


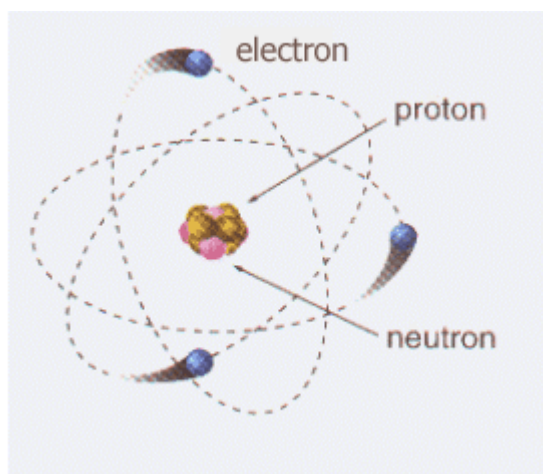
El átomo es la célula de un elemento y presenta una estructura interna que básicamente está constituida por protones, neutrones y electrones. El átomo es eléctricamente neutro.

El átomo presenta las siguientes partes:

1. **Núcleo:** Es la parte central del átomo, lugar donde se encuentran los protones, neutrones, mesones, positrones, etc.

En el núcleo se encuentra alrededor del 99.9% de la masa del átomo, posee carga positiva.





Protones: Son partículas de carga eléctrica positiva.
 Masa del protón = $1,676 \times 10^{-24} \text{g} = 1 \text{ uma}$

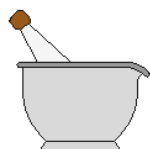
Neutrones: Son partículas neutras.
 Masa del neutrón = $1,676 \times 10^{-24} \text{g}$

2. **Electrones:**

Alrededor del núcleo giran los electrones que son partículas con carga negativa. Las orbitas donde se ubican los electrones se denominan orbitas

Masa del electrón = $9,11 \times 10^{-28} \text{g}$

PARTICULA	SIMBOLO	MASA (g)	CARGA(C)	LOCALIZACION
Protón	p^+	$1,676 \times 10^{-24}$	$1,6 \times 10^{-19}$	Núcleo
Neutrón	N	$1,676 \times 10^{-24}$	0	Núcleo
Electrón	e^-	$9,11 \times 10^{-28}$	$-1,6 \times 10^{-19}$	Alrededor del núcleo



Representación de un elemento



X: símbolo del elemento
 A: número de masa
 Z: número atómico
 n: número de neutrones
 c: carga

▪ Número Atómico (Z)

Es el número de protones del átomo.

$$Z = \#p^+$$

Si el átomo es neutro, el número de protones es igual al número de electrones.

$$\#p^+ = \#e^-: \text{átomo neutro o basal}$$

El número atómico es único para cada elemento.

▪ Número de masa (A)

El número de masa es la suma de los protones y neutrones del átomo.

$$A = \#p^+ + \#n \text{ sabemos que } \#p^+ = Z, \text{ luego:}$$

$$A = Z + \#n$$

▪ Carga

Es la diferencia entre el número de protones y electrones.

$$\text{Carga} = \#p^+ - \#e^-$$

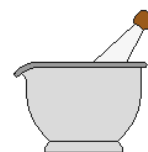
Si $\#p^+ > \#e^- \rightarrow$ Carga es + : Catión: Ca^{+2} , Na^{+1}

$\#p^+ < \#e^- \rightarrow$ Carga es - : Anión: Cl^{-1} , Br^{-1}

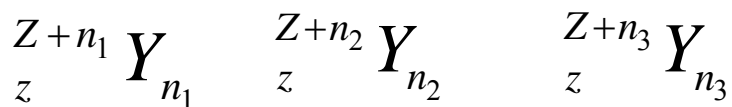
$\#p^+ = \#e^- \rightarrow$ Neutra : Ca, Na, Br

Isótopos (hílidos):

Son átomos que pertenecen a un mismo elemento, tienen igual número atómico pero diferente número de masa.



Isótopos del elemento Y



Los isótopos tienen diferentes números de neutrones, sus propiedades químicas son semejantes, pero tienen diferentes propiedades físicas.

Ejm:



Isóbaros:

Son átomos de diferentes elementos que tienen igual número de masa.

Ejm:



Los isóbaros tienen diferentes configuraciones electrónicas debido a que son elementos diferentes.

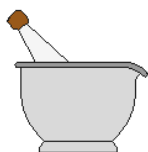
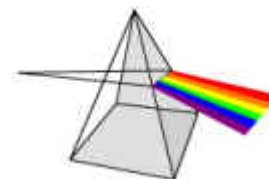
Isótonos:

Son átomos de diferente elemento pero que tiene igual número de neutrones.



ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

En forma casual Newton observó la descomposición de la luz, al pasar un haz a través de un prisma de cristal.

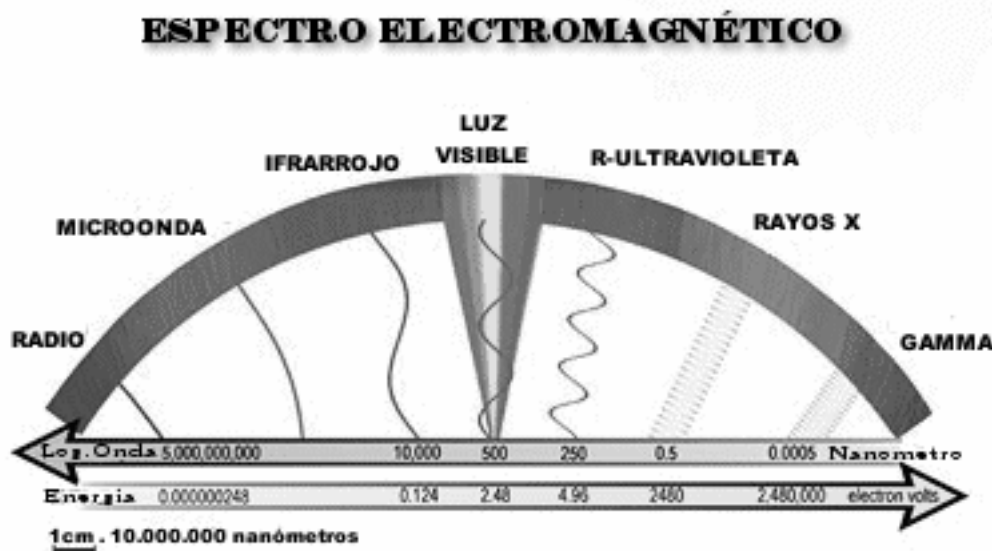


Esta banda de colores se denomina espectro visible.

Color	Violeta	Indigo	Azul	Verde	Amarillo	Naranja	Rojo
Rango	3950	4200	4550	4900	5150	5900	6500
λ (Å°)	a	a	a	a	a	a	a
	4200	4550	4900	5150	5900	6500	7500

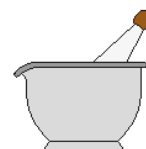
El espectro visible es solo una pequeña parte del espectro electromagnético total.

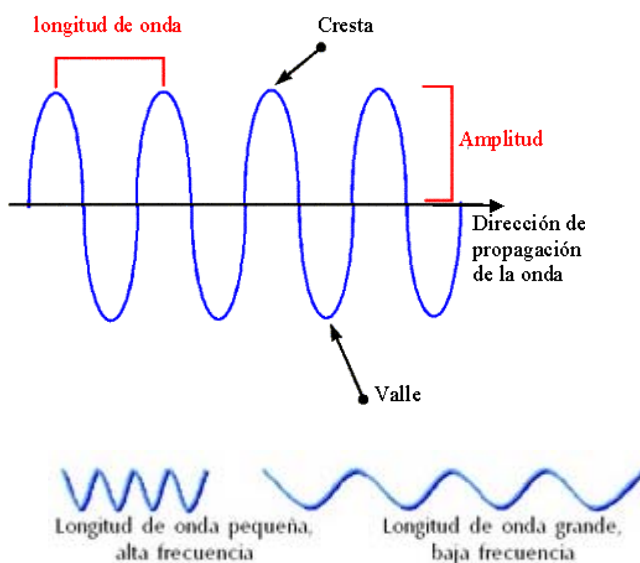
El conjunto de todas las ondas electromagnéticas constituye el espectro electromagnético, parte de lo cual podemos observar en la tabla que se muestra.



- **Ondas electromagnéticas**

Onda: perturbación que transporta energía, algunas requieren un medio adecuado para poder propagarse, toda onda al propagarse ocasiona un movimiento vibratorio.





Las ondas tienen los siguientes componentes

- **Longitud de onda (λ)** es la distancia entre dos nodos alternados o la distancia entre dos crestas continuas, su unidad es A° ó cm.
- **Frecuencia (f)** nos indica el número de longitudes de onda que pasan por un punto en un determinado tiempo.

$$f = \frac{\text{número de longitud de onda}}{\text{tiempo}} = \frac{1}{s} = \text{Hertz}$$

- **Velocidad (C)**, la velocidad de la onda electromagnética se obtiene por:

$$C = \lambda f$$

Se asume que en el vacío las ondas electromagnéticas tienen una velocidad igual a la velocidad de la luz.

$$C = 3 \times 10^{10} \text{ cm/s}$$

- **Amplitud (A)**, alteración máxima de la onda respecto al eje horizontal, unidad de longitud: cm.

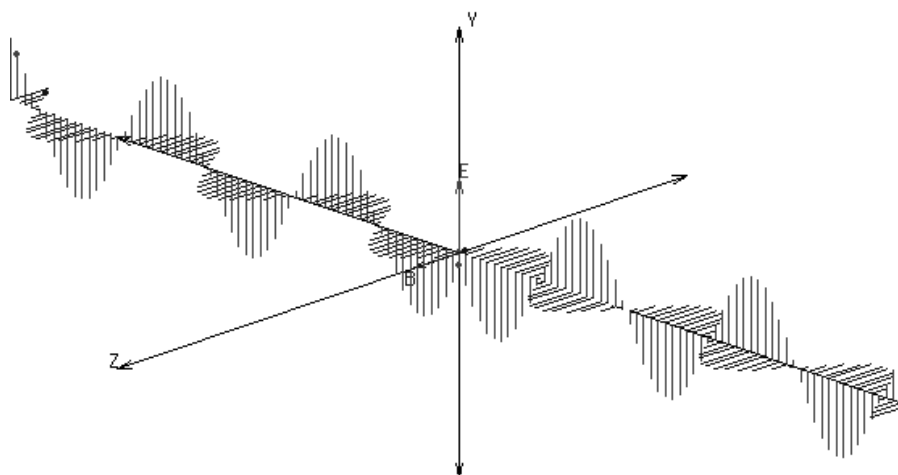


Ondas electromagnéticas

La fuente natural más conocida de onda electromagnética es el sol, así mismo los diferentes rayos cósmicos que atraviesan nuestra atmósfera.

Las ondas electromagnéticas están formadas por un campo eléctrico y un campo magnético.

Estos componentes tienen la misma longitud de onda y frecuencia por lo tanto la misma velocidad pero se desplazan en planos perpendiculares. Las ondas electromagnéticas por su naturaleza pueden propagarse a través del aire e incluso en el vacío.



TEORÍA CUÁNTICA DE PLANCK

Planck propuso que los átomos o moléculas solo podían emitir o absorber energía en cantidades mínimas llamadas "cuanto o foton".

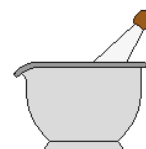
La energía (E) de **un solo "cuanto"** de energía es proporcional a la frecuencia.

$$E = hf$$

Si, $C = \lambda f$

$$f = C/\lambda$$

$$E = h C/\lambda$$



h: constante de planck: $6,63 \times 10^{-27}$ Erg. S (1erg = g.cm²/s²)
 $6,63 \times 10^{-34}$ J.s. (1Joule = Kg.m²/s²)

MODELO ATOMICO DE BOHR

Bohr, postulo un modelo sencillo del átomo de hidrógeno.

- El átomo de hidrógeno tiene un núcleo y electrones que se mueven a su alrededor en orbitas circulares.
- Las orbitas circulares deben cumplir con la condición de

$$r_n = 0,529 \frac{n^2}{Z}$$

n: Nivel

r: Radio en Å

Z: Número atómico

- En un estado excitado los electrones pueden ascender a un nivel superior absorbiendo energía o descender a un nivel menor liberando energía.

$$\Delta E = h\nu = E_2 - E_1 = R_H \left[\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right]$$

$$R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$



HIPÓTESIS DE BROGLIE

Es conocida como el principio Dual de la materia, propone que una partícula de masa m y velocidad V puede tener un movimiento ondulatorio o con una determinada longitud de onda.



$$E = \frac{hc}{\lambda} \dots\dots\dots(1) \quad E = mc^2 \dots\dots\dots (2)$$

igualando (1) y (2)

$$\frac{hc}{\lambda} = mc^2 \quad \text{ó} \quad mc = \frac{h}{\lambda}$$

Reemplazando c por la velocidad propia de la partícula v

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

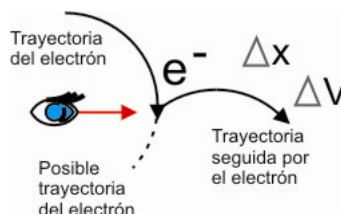
Entonces podemos concluir que toda partícula va asociada a una onda.

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Heisenberg, propuso lo siguiente:

No es posible conocer al mismo tiempo la posición del electrón y el momento (mv), todos los medios para descubrir la trayectoria del electrón tienen fotones cuya energía alteran el movimiento y posición del electrón.

$$\Delta x \Delta v = \frac{h}{4\pi m}$$



Donde:

Δx : variación en la posición de x

Δv : variación en la velocidad

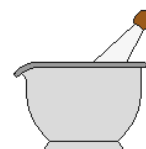
h : constante de planck

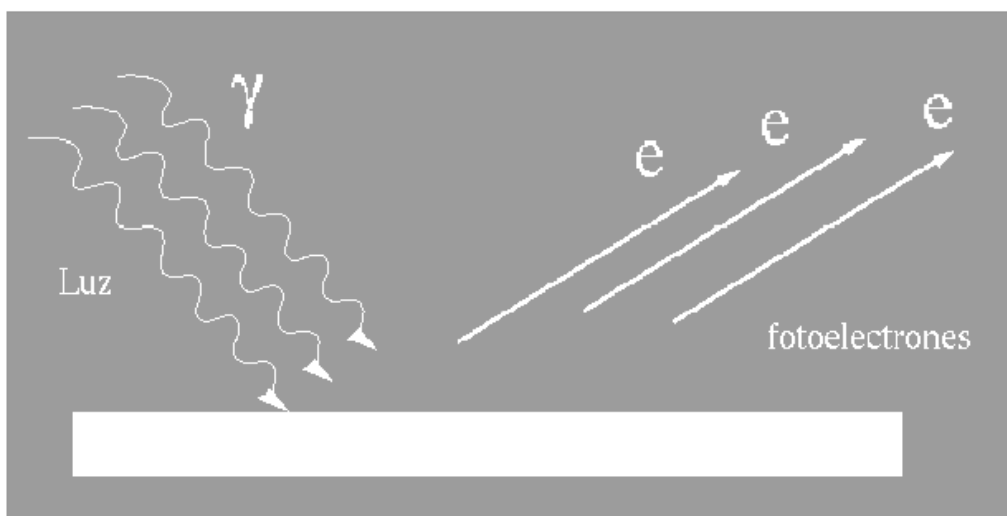
m : masa del electrón

EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

A finales del siglo XIX una serie de experimentos pusieron de manifiesto que la superficie de un metal emite electrones cuando incide sobre él luz de frecuencia suficientemente elevada (generalmente luz ultravioleta).

Este fenómeno se conoce como efecto fotoeléctrico.





Uno de los aspectos particulares del efecto fotoeléctrico que mayor confusión creó fue el que la distribución de la energía en los electrones emitidos es independiente de la intensidad de la luz.

Un haz de luz intenso da lugar a más fotoelectrones que uno débil, pero la energía media de los electrones es la misma.

Estas observaciones no se pueden entender en el marco de la teoría electromagnética de la luz.

Igualmente extraño es que la energía de los fotoelectrones dependa de la frecuencia de la luz empleada.

A frecuencias por debajo de cierta frecuencia crítica característica de cada metal, no se emite ningún fotoelectrón.

Por encima de este umbral de frecuencia, los fotoelectrones tienen un margen de energía que va de 0 a un determinado valor máximo.

Este valor máximo aumenta linealmente con la frecuencia.

$$E_{c_{m\acute{a}x}} = h(f - f_0)$$

Donde f_0 es el umbral de frecuencia por debajo del cual no hay fotoemisión.



TEORÍA ATÓMICA MODERNA

Erwin Schrodinger (1926) basándose en los conceptos de Broglie y Heisemberg propuso una ecuación diferencial con derivadas parciales llamados "Ecuación de onda"

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V)\psi = 0$$

Sección derivada con respecto a X
Función de onda de Schrödinger

Posición
Energía
Energía potencial

Ψ : función de onda
 m : masa del electrón
 h : constante de Planck
 E : energía total del electrón (depende de sus coordenadas x, y, z)
 V : energía potencial del electrón (depende de sus coordenadas x, y, z)

La función de onda proporciona información respecto a la ubicación del electrón en el espacio cuando se encuentra en un determinado estado de energía.

En la resolución de esta ecuación se obtuvieron inicialmente tres números cuánticos n, l, m pero fue necesario un cuarto número cuántico: s , entonces:

$$\psi = f(n, m, l, s)$$

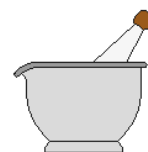
NÚMEROS CUÁNTICOS

a) Número cuántico principal (n):

Nos indica el nivel energético principal del electrón, toma valores enteros y positivos, determina el tamaño de la nube, cuanto mayor sea el valor de n , más lejano estará el electrón del nivel del núcleo.



Número cuántico principal:
 $n = 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \quad 5 \quad 6 \dots$
 $n = K \quad L \quad M \quad N \quad O \quad P \dots$

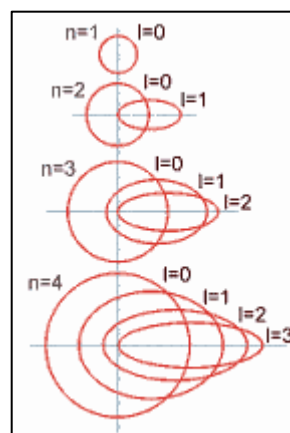


b) Número cuántico secundario o azimutal (l)

Nos determina la forma de los orbitales donde se localiza el electrón, nos indica la ubicación del electrón en un determinado subnivel de energía, cada valor de "l" esta relacionado con un subnivel de energía.

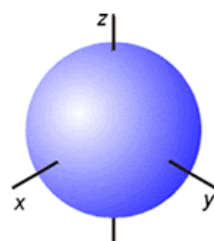
Valores de l

l = s p d f ...
 l = 0 1 2 3 ...

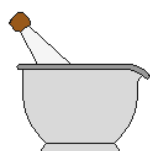
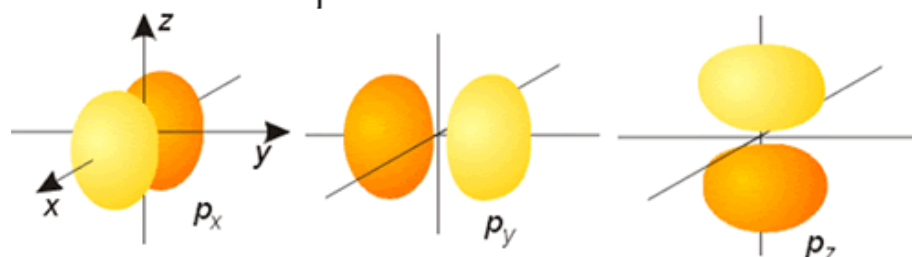


l	Forma	Orbitales	Nro e ⁻ max.
s	Esférica	1 (_)	2
p	Lobular	3 (_ _ _)	6
d	Trébol	5 (_ _ _ _ _)	10
f	Compleja	7 (_ _ _ _ _ _ _)	14

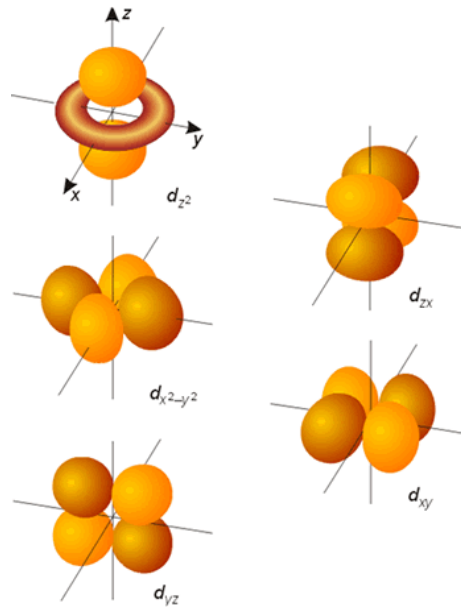
Subnivel s



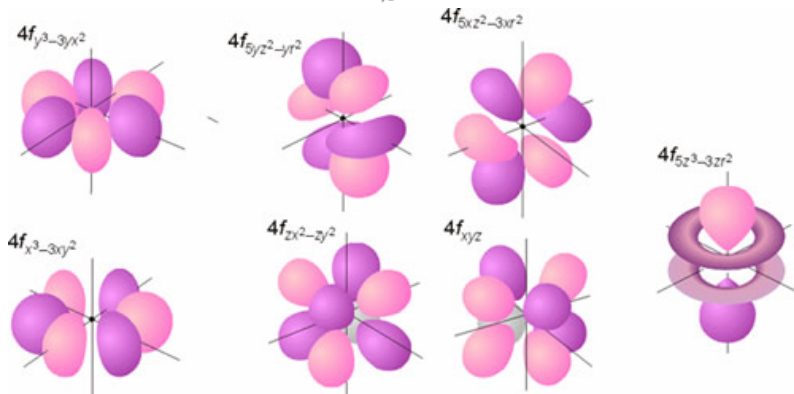
Subnivel p



Subnivel d



Subnivel f



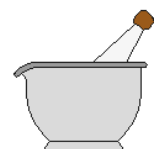
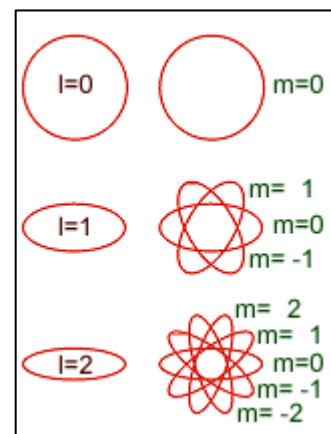
c) **Número cuántico Magnético (m)**

Nos indica la orientación de un orbital en el espacio.

Los valores que puede tomar m son de $-l$ a $+l$, incluyendo el cero.

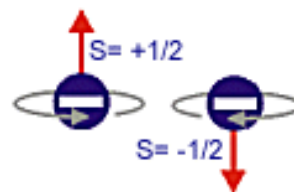
$$m: -l \rightarrow 0, \rightarrow +l$$

Si $l = 2$, los posibles valores de m son: -2, -1, 0, +1 y +2



d) Número cuántico de giro o spin (s)

Es el giro del electrón sobre su propio eje y la orientación del campo magnético que este produce, toma dos valores:



ENERGIA RELATIVA DE UN ORBITAL (Er)

Se determina por la suma de los números cuánticos principal y secundario

$$E_r = n + l$$

n = 1	l = 0	Er = 1
n = 2	l = 0	Er = 2
	l = 1	Er = 3

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Es la forma en que los electrones están ordenados o distribuidos en el átomo.

Notación electrónica: n^x

n: nivel

l: subnivel

x: número de electrón

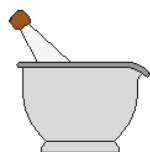
PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

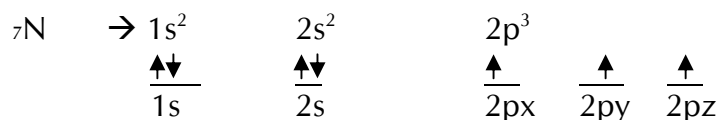
En un átomo determinado dos de sus electrones no pueden tener el mismo conjunto de números cuánticos.

	e_1^-	e_2^-
n	3	3
l	2	2
m	1	1
s	-1/2	+ 1/2

REGLA DE HUND

Establece que todos los orbitales de un subnivel dado deben estar ocupados primero por electrones desapareados y luego se completará con el segundo. Ejem.





PRINCIPIO AUFBAU DE CONSTRUCCIÓN

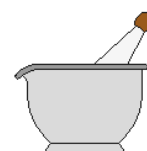
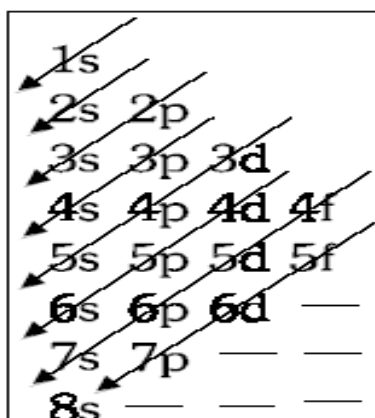
Establece que en todo átomo los electrones se encuentran ubicados siempre en niveles de menor a mayor energía.

Nivel : n	Sub nivel: l	Er= n+l
1	0 (s)	1
2	0 (s)	2
	1 (p)	3
3	0 (s)	3
	1 (p)	4
	2 (d)	5
4	0 (s)	4
	1 (p)	5
	2 (d)	6
	3 (f)	7

Ordenando de acuerdo al orden creciente de sus energías: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6...$

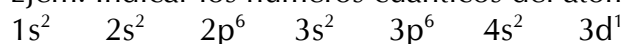
Para cada átomo la distribución se realiza hasta llegar al número de electrones que posee.

FORMA PRÁCTICA DE DISTRIBUCIÓN



En ambos casos el llenado se realiza siguiendo las flechas en el orden indicado.

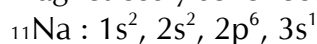
Ejem. Indicar los números cuánticos del átomo que tiene 21 electrones.



$$n=3, l=2, m=-2, s= + 1/2$$

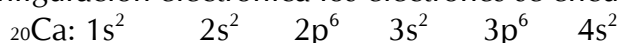
DEFINICIONES BÁSICAS

- **Átomo paramagnético:** son átomos que son atraídos por campos magnéticos y se le reconoce porque tiene electrones desapareados.



- **Átomo diamagnético**

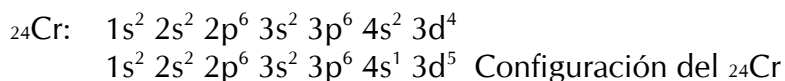
Son átomos que son repelidos por campos magnéticos, en su configuración electrónica los electrones se encuentran apareados.



- **Átomo antiserrucho**

En este tipo de átomo no se cumple la distribución electrónica se les reconoce fácilmente porque su C.E. de átomo neutro termina en d^4 y d^9 , sus verdaderas configuraciones terminan en d^5 y d^{10} porque el último subnivel s le cede un electrón.

Ejem.

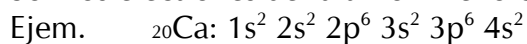


- **Especies isoelectrónicas**

Son aquellos átomos o iones que poseen el mismo número de electrones.

- **Electrones de valencia**

Son los electrones del último nivel o capa.

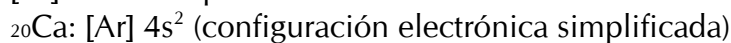
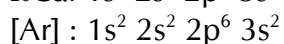
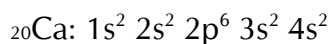


Electrones de Valencia: 2



- **Configuración simplificada**

Se trata de sustituir una parte de la C.E. por el símbolo de un gas noble.

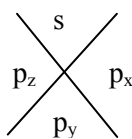
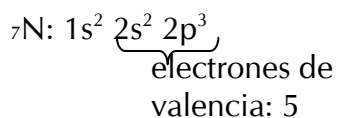


- **Representación Lewis**

- Los electrones de valencia se representan por (.) ó (x)

- El símbolo del elemento

Ejem.

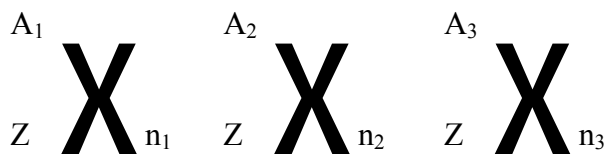


PROBLEMAS RESUELTOS

1. Se tiene un elemento con 3 isótopos cuyos números de masa suman 96 y sus neutrones guardan una progresión aritmética cuya razón es 3 y suma 36

- a) Determinar el número atómico de los isóbaros
- b) Determinar el número másico de cada isótopo

- a) Sean los isótopos:



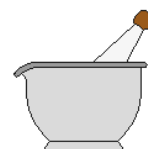
Datos:

$$A_1 + A_2 + A_3 = 96 \quad (1)$$

$$n_1 + n_2 + n_3 = 36 \quad (2)$$

$$n_2 = n_1 + 3 \quad (3)$$

$$n_3 = n_1 + 3 + 3 = n_1 + 6 \quad (4)$$



a) Determinación del número atómico: Z

Por (1): $A_1 + A_2 + A_3 = 96$, Sabemos que: $A = Z + n$

$$Z + n_1 + Z + n_2 + Z + n_3 = 96$$

$$3Z + \underbrace{n_1 + n_2 + n_3}_{= 36} = 96,$$

$$3Z + 36 = 96 \quad \text{Resolviendo } Z = 20$$

Respuesta: el número atómico es 20

b) Número másico de cada isótopo: $A = Z + n$

Reemplazando en (3), (4) y en (2)

$$n_1 + n_1 + 3 + n_1 + 6 = 36$$

$$3n_1 + 9 = 36$$

$$3n_1 = 27$$

$$\text{Resolviendo } n_1 = 9, \quad n_2 = 12 \quad \text{y} \quad n_3 = 15$$

$$A_1 = 20 + 9 = 29$$

$$A_2 = 20 + 12 = 32$$

$$A_3 = 20 + 15 = 35$$

Respuesta: los números de masa son 29, 32 Y 35

2. La diferencia de los números atómicos de 2 isóbaros es 24, si sus neutrones suman 40, hallar el número de neutrones del átomo que tenga menor valor de número atómico.

$${}_{Z_1}^A X_{n_1} \quad {}_{Z_2}^A Y_{n_2} \quad Z_2 - Z_1 = 24 \dots (1), \quad n_1 + n_2 = 40 \dots (2)$$

Sabemos

$$A = Z + n$$

$$Z = A - n$$

De (1)

$$Z_2 - Z_1 = 24$$

$$A - n_2 - (A - n_1) = 24$$

$$A - n_2 - A + n_1 = 24$$

$$n_1 - n_2 = 24 \quad \dots (3)$$

De (2) y (3)

$$n_1 + n_2 = 40$$

$$n_1 - n_2 = 24$$

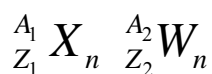
$$\text{Resolviendo: } n_2 = 8$$

$$n_1 = 32$$

Respuesta: El que tiene menor número atómico es el átomo cuyo n = 32

3. La suma de los números atómicos de 2 isotonos es 18 y la diferencia de sus masas atómicas es 6, hallar sus números atómicos.





$$Z_1 + Z_2 = 18 \dots\dots (1)$$

$$A_2 - A_1 = 6 \quad \dots (2)$$

$$A = Z + n$$

$$Z_2 + n - Z_1 - n = 6$$

$$Z_2 - Z_1 = 6$$

$$Z_2 + Z_1 = 18$$

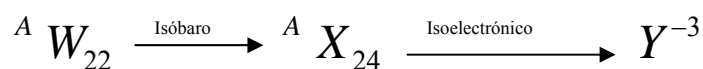
Resolviendo

$$Z_1 = 6$$

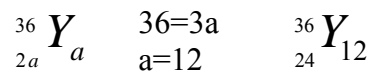
$$Z_2 = 12$$

Respuesta: Los números atómicos son 6 y 12

4. El átomo ${}_{22}W$ es isóbaro con el ${}_{24}X$, el cual es isoelectrónico con el Y^{-3} , éste en estado neutro tiene un número de protones que es doble de los neutrones y su número másico es 36. Determinar el número atómico del átomo W



Y Neutro



Para:



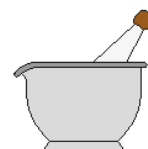
$$\text{Carga} = \#p^+ - \#e^- \quad -3 = 24 - \#e^- \quad \#e^- = 27$$

$$\therefore X_{24} \text{ tiene } 27e^-, \text{ como esta en estado neutro } \#p^+ = 27 = \#e^-$$

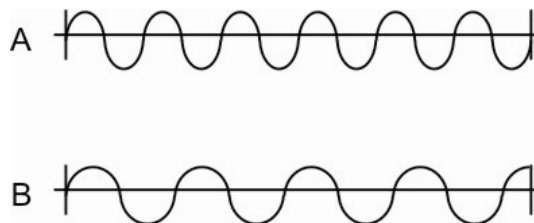


$$Z_{(W)} = 51 - 22 = 29$$

Respuesta: El número atómico de W es 29.



5. De la gráfica



Calcular la velocidad de B (V_B), si la masa de A es 30 g y la de B es 34 g, si la velocidad de A (V_A) es 48 cm/s.

De la gráfica

$$6\lambda_A = 4\lambda_B + \frac{1}{4}\lambda_B$$

$$6\lambda_A = \frac{17}{4}\lambda_B$$

$$\frac{\lambda_A}{\lambda_B} = \frac{17}{24} \dots\dots (1)$$

Por el principio dual de la materia

$$\lambda_A = \frac{h}{mV_A} \rightarrow h = \lambda_A m_A V_A$$

$$\lambda_A m_A V_A = \lambda_B m_B V_B$$

$$\lambda_B = \frac{h}{mV_B} \rightarrow h = \lambda_B m_B V_B$$

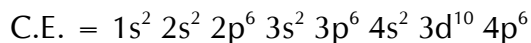
$$V_B = \frac{\lambda_A m_A V_A}{\lambda_B m_B} \dots\dots\dots (2)$$

(1) en (2):
$$V_B = \frac{17(30g)48cms}{24(34g)} = 30cm/s$$

Respuesta: La velocidad de B es 30 cm/s

6. Determinar el # de subniveles y orbitales llenos que posee un átomo cuyo número atómico es 36.

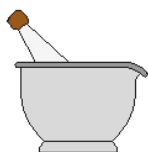
$$Z = 36$$



Subniveles:	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	
	(1)	(1)	(1)	(1)	(1)	(1)	(1)	(1)	: 8

orbitales:	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	
	(1)	(1)	(3)	(1)	(3)	(1)	(5)	(3)	: 18

Respuesta: El número de subniveles es 8 y el número de orbitales es 18



7. Determinar los números cuánticos del último electrón del átomo X, cuyo ion X^{3-} es isoelectrónico con ${}_{28}\text{N}^{5-}$

$$\begin{aligned} {}_{28}\text{N}^{5-}: \quad \text{Carga} &= \#p^+ - \#e^- \\ -5 &= 28 - \#e^- \\ \#e^- &= 33 \end{aligned}$$

Como: X^{3-} es isoelectrónico con ${}_{28}\text{N}^{5-}$
 X^{3-} tiene 33 electrones

Para X^{3-}

$$\begin{aligned} \text{Carga} &= \#p^+ - \#e^- \\ -3 &= \#p^+ - 33 \\ \#p^+ &= 30 \end{aligned}$$

Como el $\#p^+ = \#e^-$ en un átomo sin carga, el átomo X tiene 30 e^-
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Números cuánticos $3d^{10}$

$$\begin{aligned} n &= 3 \\ l &= 2 \\ m &= +2 \\ s &= -1/2 \end{aligned}$$

8. Indique el número mínimo y máximo de electrones que tienen un átomo que solamente posee:

a) 2 subniveles llenos

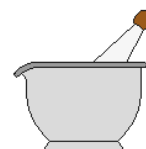
mínimo	máximo
$1s^2 2s^2 : 4 e^-$	$1s^2 2s^2 2p^5 : 9e^-$

b) 1 nivel lleno

mínimo	máximo
$1s^2 : 2e^-$	$1s^2 2s^2 2p^5 : 9e^-$

c) 2 orbitales llenos

mínimo	máximo
$1s^2 2s^2 : 4e^-$	$1s^2 2s^2 2p^3 : 7e^-$



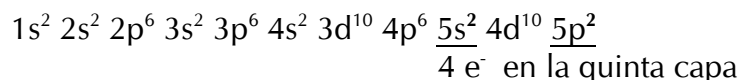
QUÍMICA GENERAL

9. Hallar el número de masa de un átomo que posee 51 neutrones y que solamente tiene $4e^-$ en la quinta capa.

$$\text{Número masa: } A = Z + n \dots\dots\dots (1)$$

$$\text{Como sabemos } Z = \#e^- = \#p^+ \dots\dots\dots (2)$$

Si el átomo tiene $4e^-$ en la quinta capa:



Entonces $\#e^- = 50$ por la ecuación (2)

$$Z = 50$$

$$A = Z + n$$

$$A = 50 + 51$$

$$A = 101$$

Respuesta: El número de masa es 101

10. El X^{+2} y ${}_{13}W^{-2}$ son isoelectrónicos, sobre el átomo X determinar:
- Configuración electrónica
 - Números cuánticos del último e- de la configuración electrónica
 - Representación LEWIS

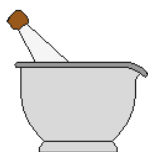
$$\begin{aligned} \text{El átomo } {}_{13}W^{-2}: \quad \text{Carga} &= \#p^+ - \#e^- \\ -2 &= 13 - \#e^- \\ \#e^- &= 15 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Si } X^{-2} \text{ es isoelectrónico con } {}_{13}W^{-2} \\ X^{+2} \text{ tiene } 15e^- \rightarrow \text{Carga} &= \#p^+ - \#e^- \\ +2 &= \#p^+ - 15 \\ \#p^+ &= 17 \end{aligned}$$

RESPUESTAS:

Como el átomo x tiene 17 e⁻ (por ser neutro)

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Números cuánticos $3p^5$
 $n=3$ $m=0$
 $l=1$ $s=-1/2$
- Representación Lewis



11. Un equipo de disk compact funciona con una radiación de λ de 2500 Å . Si el equipo es de 1000 watts (J/s) de potencia y se ha utilizado 3×10^{24} fotones para la lectura del C.D. ¿Qué tiempo demoró la lectura.

$$\text{Potencia} = \frac{\text{Energía}}{\text{Tiempo}} \langle \rangle \frac{J}{S}$$

$$t = \frac{\text{energía}}{\text{potencia}} \dots\dots\dots (1)$$

Para el cálculo de la Energía de un fotón

$$E = h \frac{c}{\lambda}$$

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s.} \times 3 \times 10^{10} \text{ cms}^{-1}}{2500 \text{ Å} \times \frac{10^{-8}}{1 \text{ Å}} \text{ cm}} \rightarrow \text{simplificando}$$

$$E = 0,7956 \times 10^{-18} \text{ J (de un fotón)}$$

Como se han utilizado 3×10^{24} fotones

$$E = \frac{0,7956 \times 10^{-18} \text{ J}}{1 \text{ foton}} \times 3 \times 10^{24} \text{ fotones}$$

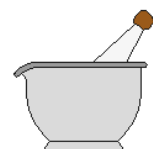
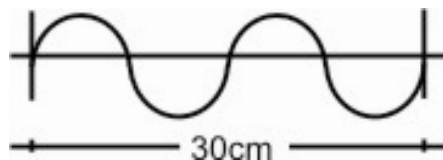
$$E = 2,3868 \times 10^6 \text{ J}$$

Reemplazando en la Ec. (1)

$$t = \frac{2,3868 \times 10^6 \text{ J}}{1000 \text{ J/s}} = 2386 \text{ seg} \langle \rangle 39 \text{ m, } 46 \text{ s}$$

Respuesta: El tiempo necesario será 39 minutos

12. Una partícula cuya masa es 12,3 g se desplaza según figura:

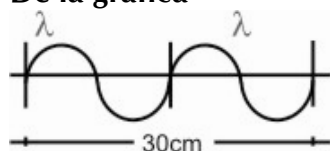


QUÍMICA GENERAL

Determinar:

- a) λ
- b) Velocidad

a) De la gráfica



$$2\lambda = 30 \text{ cm}$$

$$\lambda = 15 \text{ cm}$$

b) Sabemos:

$$v = \frac{h}{m\lambda} \quad \text{Si } 1 \text{ erg} = \frac{g \text{ cm}^2}{s^2}$$

$$v = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ g cm}^2 \text{ s}^{-2} \cdot s}{12,3 \text{ g} \times 15 \text{ cm}}$$

$$V = 3,59 \times 10^{-29} \text{ cm/s}$$

Respuesta:

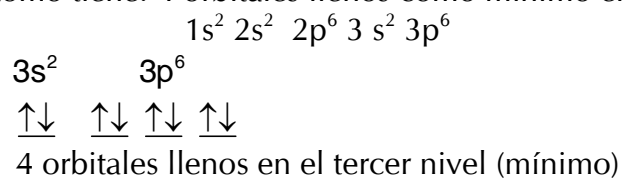
- a) La longitud de onda es de 15cm
- b) La velocidad es de $3,59 \times 10^{-29} \text{ cm/s}$

13. Si un átomo tiene 4 orbitales llenos como mínimo en el nivel 3 determinar:

- a) El número de electrones
- b) Número cuánticos del último e⁻ de la configuración electrónica

Respuesta:

Como el átomo tiene: 4 orbitales llenos como mínimo en el período 3



a) Número de electrones: $18e^-$

b) Número cuánticos $3p^6$

$$n = 3$$

$$m = +1$$

$$l = 1$$

$$s = -1/2$$

14. ¿Qué energía generan 5×10^{26} fotones de una radiación cuya frecuencia es 300 MHz y cual es su longitud de onda? ($1 \text{ MHz} = 10^6 \text{ Hz}$) ($1 \text{ Hz} = 1/\text{s}$)

a) Energía de un fotón

$$E = hf$$

$$E = 6,63 \times 10^{-27} \text{ Erg. s} \times 300 \text{ MHz} \frac{10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} \quad (\text{Hz} = 1/\text{s})$$

$$E = 1,989 \times 10^{-18} \text{ Erg.}$$

$$E_{\text{total}} = \frac{1,989 \times 10^{-18}}{1 \text{ foton}} \text{ Erg} \times 5 \times 10^{26} \text{ foton}$$

$$E_{\text{total}} = 9,945 \times 10^8 \text{ Erg}$$

b) Cálculo de λ

Sabemos $\lambda f = C$

$$\lambda = \frac{C}{f}$$

$$\lambda = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm s}^{-1}}{300 \times 10^6 \text{ 1/s}} = 100 \text{ cm.}$$

La longitud de onda es 100 cm. = 1 m

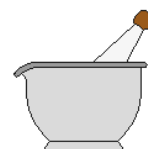
Respuesta: a) La energía total es $9,945 \times 10^8 \text{ erg}$
b) Su longitud de onda es 100 cm

15. Una estación de radio emite señales con una frecuencia de 0,7 MHz, estas ondas son receptionadas en la localidad B, si se generan como máximo 210 crestas. Calcular E, y a que distancia esta ubicada B.

$$f = 0,7 \text{ MHz} \times \frac{10^6}{1 \text{ MHz}} \text{ Hz} = 7 \times 10^5 \frac{1}{\text{s}} \quad (1 \text{ Hz} = 1/\text{s})$$

a) Calculando

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm s}^{-1}}{7 \times 10^5 \text{ s}^{-1}} = 4,28 \times 10^4 \text{ cm}$$



Cada cresta esta contenida en una longitud de onda, la distancia total será:

$$D = 4,28 \times 10^4 \text{ cm} \times 210 = 8,98 \times 10^6 \text{ cm}$$

b) $E = h \times f = 6,63 \times 10^{-27} \text{ Erg.s} \times 7 \times 10^5 \text{ s}^{-1}$
 $E = 4,6 \times 10^{-21} \text{ Erg.}$

Respuesta: a) La distancia es $8,98 \times 10^6 \text{ cm}$
 b) El valor de E es $4,6 \times 10^{-21} \text{ erg}$

16. Cuantos electrones posee como máximo y mínimo un átomo que tiene 3 niveles energéticos llenos.

- #e⁻ mínimos
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} : 30 e^-$
- #e⁻ máximos (se considera un electrón antes de completar el cuarto nivel)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{13} : 69 e^-$

Respuesta: El átomo como mínimo posee 30 e⁻ y como máximo 69 e⁻

17. Según la ecuación de Planck. ¿Cuál es la energía desprendida en forma de onda electromagnética, si la longitud de onda de la radiación emitida es $\lambda = 10^{-15} \text{ cm}$, sabiendo que el número de fotones que realizan la transmisión son 10^3

Solución:

Calculemos la energía de un fotón

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s} \times 3 \times 10^8 \text{ m/s}}{10^{-15} \times 10^{-2} \text{ m}} = 0,1989 \text{ erg.}$$

Si un fotón irradió 0,1989 erg.

Luego 10^3 fotones irradian

$$E_{\text{total}} = 10^3 \times 0,1989 \text{ erg} = 198,9 \text{ erg}$$

Respuesta: $E_{\text{total}} = 198,9 \text{ erg}$



18. ¿Cuál será la energía en caloría que puede transportar un foton de coloración violeta?

Solución:

$E = \frac{hc}{\lambda}$, la longitud de onda de una radiación de color violeta es $390 \times 10^{-9} \text{m}$

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{erg} \cdot 3 \times 10^8 \text{m/s}}{390 \times 10^{-9} \text{m}}$$

$$E = 5,1 \times 10^{-12} \text{erg} \times \frac{1 \text{ caloría}}{4,186 \times 10^7 \text{erg}}$$

$$E = 1,22 \times 10^{-19} \text{caloría}$$

19. Calcular la energía en calorías de una mol de fotones de la luz amarilla cuya longitud de onda es de 542,8 nm

Solución:

Sabemos que:

1 mol fotones contiene $6,023 \times 10^{23}$ fotones

1 caloría equivale a $4,18 \times 10^7$ erg

1 nm equivale a 10^{-9} m

$$E = \frac{hc}{\lambda} \quad \lambda = 542,8 \text{ nm}$$

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-27} \text{erg} \cdot \text{s} \times 3 \times 10^8 \text{m/s}}{542,8 \times 10^{-9} \text{m}}$$

$$E = 0,0366 \times 10^{-10} \text{erg} \quad \rightarrow \quad \text{energía de un foton}$$

$$E_{\text{total}} = 0,0366 \times 10^{-10} \text{erg} \times 6,023 \times 10^{23} \text{ fotones} \times \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \times 10^7 \text{ erg}}$$

Respuesta: $E_{\text{total}} = 52,74 \times 10^3 \text{ calorías}$

20. Un electrón al descender de un nivel a otro nivel energético pierde $2,84 \times 10^{-12}$ erg. en forma de un fotón de luz monocromático. Calcular la coloración aproximada del fotón

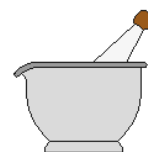
a) verde

c) azul

e) índigo

b) rojo

d) amarillo



Solución:

El electrón cuando desciende de un nivel superior a otro inferior, desprende energía emitiendo un fotón cuya coloración es apreciable cuando su longitud de onda cae dentro del rango visible.

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$E = \left(\frac{6,63 \times 10^{-27} \text{ Erg.s} \times 3 \times 10^8 \text{ m/s}}{2,84 \times 10^{-12} \text{ erg}} \right)$$

$$\lambda = 7 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda = 7 \times 10^{-7} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 700 \text{ nm}$$

Respuesta: La coloración es roja

21. Calcular la energía emitida por un electrón que del quinto nivel de energía cae al primer nivel. Exprese también el vector de la longitud de onda (A°) y frecuencia de la radiación emitida.

Solución:

$$n_i = 5 \quad \Delta E = 2,18 \times 10^{-11} \text{ erg} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$n_f = 1 \quad \Delta E = 2,18 \times 10^{-11} \text{ erg} \left(\frac{1}{25} - \frac{1}{1} \right)$$

$$\lambda, f, \Delta E = ? \quad \Delta E = 2,18 \times 10^{-11} \text{ erg} \left(\frac{1-25}{25} \right) = \frac{-52,32}{25} \times 10^{-11} \text{ erg}$$

$$\Delta E = 2,09 \times 10^{-11} \text{ erg}$$

El signo negativo denota emisión o pérdida de energía.

$$E = h \frac{c}{\lambda} = hf, \quad c = 3 \times 10^{18} \text{ A}^\circ/\text{s}$$

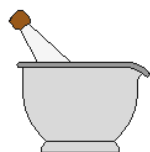
$$2,09 \times 10^{-11} \text{ erg} = 6,63 \times 10^{-27} \text{ erg} \cdot \text{s} \times \frac{3 \times 10^{18} \text{ A}^\circ/\text{s}}{\lambda}$$

$$\lambda = 6,62 \times 10^{-27} \times 3 \times 10^{18} \text{ A}^\circ = 9,5 \times 10^2 \text{ A}^\circ$$

$$\lambda = 951,6 \text{ A}^\circ$$

$$f = \frac{2,09 \times 10^{-11} \text{ erg}}{6,63 \times 10^{-27} \text{ erg.s}} = 0,31 \times 10^{16} \text{ s}^{-1}$$

Respuesta: $f = 3,1 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ $\Delta E = 2,09 \times 10^{-11} \text{ erg}$ $\lambda = 951,6 \text{ \AA}$



22. El número de masa de un elemento es 238 y su número atómico es 92. El número de protones que existe en el núcleo de este elemento es:
 a) 238 b) 92 c) 146 d) 330 e) Faltan datos

Solución: El número atómico Z indica el número de protones
 $\# p^+ = Z = 92$

Respuesta: (b)

23. Si un elemento tiene número atómico 24 y peso atómico 52. ¿Cuántos electrones tiene un átomo neutro?
 a) 24 b) 76 c) 52 d) 28 e) 48

Solución: Para el átomo neutro se cumple que:
 $\# p^+ = \# e^- = Z = 24$
 luego hay 24 electrones

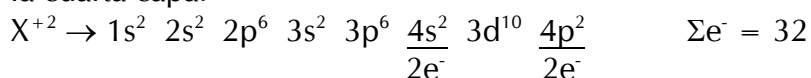
Respuesta: (a)

24. Un cierto átomo es doblemente iónico con carga positiva y presenta 4 electrones en su capa N, ¿Cuál es su número atómico?
 a) 41 b) 40 c) 34 d) 38 e) 32

Solución: El nivel también se puede señalar con letras:

K	L	M	N
1	2	3	4

O sea en la configuración electrónica deben aparecer 4 electrones en la cuarta capa:



el catión perdió electrones: $(\# e^- = Z - 2)$
 $32 = Z - 2 \Rightarrow Z = 34$

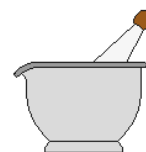
Respuesta: (c)

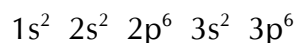
25. Si el último electrón de la configuración electrónica de un elemento tiene los números cuánticos 3, 1, +1, -1/2 respectivamente (n, l, m, s) ¿Calcular el número atómico del elemento.

Solución: $3p^6 < >$

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
-1	0	+1

 ultimo electrón





Sumando sus electrones se tiene $Z = 18$

Respuesta: El número atómico es 18

26. Indique cual de los siguientes átomos tiene el mayor número de electrones desapareados o célibatarios:

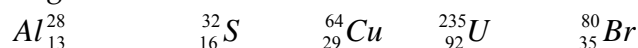
- I. P ($Z = 15$) : [Ne] $3s^2 3p^3$
- II. Ni ($Z = 28$) : [Ar] $4s^2 3d^8$
- III. K ($Z = 19$) : [Ar] $4s^1$
- IV. Fe ($Z = 26$) : [Ar] $4s^2 3d^6$
- V. Cl ($Z = 17$) : [Ne] $3s^2 3p^5$
- VI. Mo ($Z = 42$) : [Kr] $5s^2 4d^4$
- VII. Mn ($Z = 25$) : [Ar] $4s^2 3d^5$

Respuesta: El Mo: [Kr] $5s^2 4d^4$ → [Kr] $5s^1 4d^5$ (6 electrones célibatarios)

27. El número atómico (Z) de un elemento indica el número de protones y el número másico (A) indica la suma de protones y neutrones que se encuentran en un núcleo de un átomo. En general, un elemento X se representa como:

$${}^A_Z X_n$$

De acuerdo a esto, indique cuantos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes elementos:

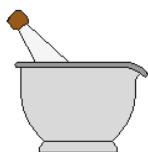


Respuesta: Al (13 p, 15 n y 13 e); S(16 p, 16 n y 16 e); Cu(29 p, 35 n y 29 e); U(92 p, 143 n y 92 e); Br(35 p, 45 n y 35 e)

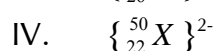
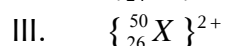
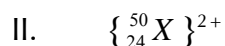
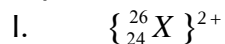
28. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene 4 neutrones más que el elemento 7_3Li ?

- I. ${}^{11}_5B$
- II. ${}^{14}_7N$
- III. ${}^{16}_8O$
- IV. ${}^{19}_9F$
- V. ${}^{26}_{13}Al$

Respuesta: El 7_3Li tiene 4 n. El ${}^{16}_8O$ tiene 8 n (4 más que el Li)



29. ¿Cuál de los siguientes símbolos representa a la partícula que contiene 24 protones, 26 neutrones y 22 electrones?



Respuesta: El $\left\{ \begin{matrix} 50 \\ 24 \end{matrix} X \right\}^{2+}$ tiene 24p, 26 n y 22 e.

30. La diferencia de los cuadrados del número de masa y número atómico de un átomo es 420; si tiene 6 neutrones. Determinar el # de electrones del ión que tiene carga -1.

Solución:

$$A^2 - Z^2 = 420$$

$$(A + z)(A - z) = 420$$

$$(z + n + z)(z + n - z) = 420$$

$$(n + 2z)(n) = 420$$

$$(6 + 2z)(6) = 420$$

$$6 + 2z = 70$$

$$2z = 64$$

$$z = 32$$

Cuando el átomo es neutro:

$$\text{El número de electrones} = \# p^+ = 32$$

$$\text{Carga} = \# p^+ - \# e^-$$

$$-1 = 32 - \# e^-$$

$$\# e^- = 33$$

Respuesta: El ion tiene 33 e⁻

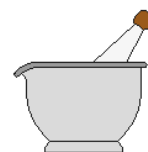
31. Considere tres átomos que contienen la siguiente relación de partículas fundamentales:

$$X : 14 p^+, 15 n \text{ y } 14 e^-$$

$$Y : 14 p^+, 16 n \text{ y } 14 e^-$$

$$Z : 15 p^+, 14 n \text{ y } 15 e^-$$

De acuerdo a esto, indique cual aseveración es(son) correcta(s)



QUÍMICA GENERAL

- I. Los elementos Y y Z son isótopos
- II. X y Z tienen la misma masa atómica
- III. X y Z corresponden a un mismo elemento
- IV. Y y X corresponden a un mismo elemento
- V. X, Y y Z son isótopos

Respuesta: Son correctas II y IV

32. La longitud de onda de una luz violeta es de 410 nm. ¿Cuál es su frecuencia?

Solución:

$$C = \lambda \nu$$

$$\nu = C/\lambda = (3 \times 10^8 \text{ m/s}) / 410 \text{ nm} \times (1 \times 10^{-9} / 1 \text{ nm}) = 7,32 \times 10^{14} \text{ 1/s}$$

Respuesta: La frecuencia es $7,32 \times 10^{14} \text{ 1/s}$

33. La longitud de onda de la luz verde de un semáforo se sitúa alrededor de 500 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación MHz?

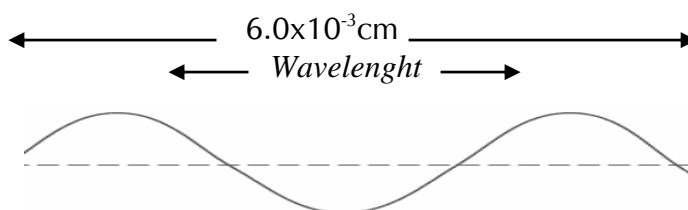
Solución:

$$C = \lambda \nu$$

$$\begin{aligned} \nu &= C/\lambda = (3 \times 10^8 \text{ m/s}) / 500 \text{ nm} \times (1 \times 10^{-9} / 1 \text{ nm}) = 6,0 \times 10^{14} \text{ 1/s} \\ &= 6,0 \times 10^8 \text{ Mz} \end{aligned}$$

Respuesta: La frecuencia es $6,0 \times 10^8 \text{ Mz}$

34. Considerando el dibujo esquemático siguiente sobre ondas electromagnéticas. ¿Cuál será ν en cm^{-1} ?



Solución:

$$1,5 \lambda = 6,0 \times 10^{-3} \text{ cm}$$

$$\lambda = 4,0 \times 10^{-3} \text{ cm}$$

$$\nu = 1 / \lambda = 1 / 4 \times 10^{-3}$$

$$\nu = 250 \text{ cm}^{-1}$$

Respuesta: 250 cm^{-1}



35. La longitud de onda de cierta luz roja es de 660 nm. ¿Cual es su frecuencia? ¿Cual es la energía en ergios de un fotón de luz?

Solucion:

$$C = \lambda \nu$$

$$f = C/\lambda = (3 \times 10^8 \text{ m/s}) / 660 \text{ nm} \times (1 \times 10^{-9} \text{ m/1 nm}) = 4,55 \times 10^{14} \text{ 1/s}$$

$$E = h\nu$$

$$E = (6,63 \times 10^{-34} \text{ j.s}) (4,55 \times 10^{14} \text{ 1/s})$$

$$E = 30,16 \times 10^{-20} \text{ julios} \times (10^7 \text{ ergios} / 1 \text{ julios})$$

$$E = 30,16 \times 10^{-13} \text{ ergios}$$

Respuesta: La energía es $30,16 \times 10^{-13}$ Ergios

36. Un T.V. a colores funciona con 50 Kv. Demuestre que en un TV se producen rayos X y por lo tanto constituye fuente de contaminación radioactiva.

Solucion:

$$\text{Carga del electrón (e)} : 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{Voltaje aplicado} : 50 \text{ 000 V}$$

$$\text{Sabemos: } E = eV$$

$$\lambda = h.c / E = (6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \times 3 \times 10^8 \text{ m/s}) / eV$$

$$\lambda = (6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \times 3 \times 10^8 \text{ m/s}) / 1,602 \times 10^{-19} \text{ C} \times 50 \text{ 000 V}$$

$$\lambda = 0,025 \text{ nm}$$

Respuesta: La longitud de onda es 0,025nm

37. En la llama del mechero bunsen, los átomos de bario proveniente de la descomposición de una muestra que contiene este elemento, sufre una transición electrónica de energía igual a $3,92 \times 10^{-12}$ ergios.

a) Indicar el color de la llama que indica la presencia de bario

b) Determinar la longitud de onda en nanómetros

Solucion:

$$\Delta E = 3,92 \times 10^{-12} \text{ ergios}$$

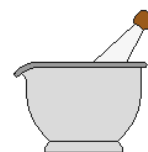
$$\Delta E = h\nu$$

$$\Delta E = h.C/\lambda$$

$$\lambda = hC / \Delta E = (6,63 \times 10^{-34} \text{ j.s})(3 \times 10^8 \text{ m/s}) / 3,92 \times 10^{-12} \text{ ergios} \times (1 \text{ j} / 10^7 \text{ ergios})$$

$$\lambda = 5,07 \times 10^{-7} \text{ m.} (1 \times 10^9 \text{ nm/1 m})$$

$$\lambda = 507 \text{ nm..... verde}$$



Respuesta:

- a) El color de la llama es verde
- b) La longitud de onda es 507nm

38. Una conocida emisora comercial de radio FM opera con una frecuencia de 100 MHz. Calcule la longitud de onda y energía para una onda de radio de esta emisora.

Solucion:

$$E = hf$$

$$E = 6,63 \times 10^{-34} \text{ j.s} \times 100 \text{ MHz} \times (10^6 \text{ Hz} / 1 \text{ MHz})$$

$$E = 6,63 \times 10^{-26} \text{ j}$$

$$C = \lambda v \quad \text{Hz} = 1 / \text{s}$$

$$\lambda = C/f = (3 \times 10^8 \text{ m/s}) / 1 \times 10^8 \text{ Hz} = 3 \text{ m}$$

Respuesta: La longitud de onda es 3m y la energía es $6,63 \times 10^{-26} \text{ J}$

39. Calcular la diferencia de potencial que se requiere aplicar en un tubo de rayos X para que se emitan radiaciones de longitud de onda de 1 Å (amstrong)

Solucion:

$$E = eV = hf$$

Donde: eV = electrón voltio

$$eV = hc / \lambda$$

$$V(\text{voltaje}) = hc / e \lambda$$

$$V = (6,63 \times 10^{-34} \text{ j.s})(3 \times 10^8 \text{ m/s}) / 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} \times 1 \text{ Å} \times (1 \times 10^{-10} \text{ m} / 1 \text{ Å})$$

$$1 \text{ Joule} = \text{C} \times \text{V} (\text{coulomb} \times \text{voltio})$$

$$V = 12431,25 \text{ voltios}$$

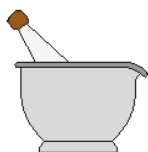
Respuesta: La diferencia de potencial es 12431,25 voltios

40. Un rayo de luz de 1500 Å (amstrong) de longitud de onda que transporta una energía de $6,62 \times 10^{10}$ ergios/seg., incide sobre una celda fotoeléctrica y se gasta totalmente en producir fotoelectrones.
- a) ¿Cuál es la magnitud de la corriente eléctrica producida por la celda? (I = intensidad de corriente)

Solucion:

$$E = hf$$

$$E = h.C/\lambda$$



$$E = (6,63 \times 10^{-27} \text{ ergios}) (3 \times 10^{10} \text{ cm/s}) / 1500 \text{ \AA} \cdot (1 \times 10^{-8} \text{ cm} / 1 \text{ \AA})$$

$$E = 13,26 \times 10^{-12} \text{ ergios/foton}$$

Para hallar el número de fotones por segundo:

$$E(\text{rayo de luz})/E(\text{foton}) = (6,62 \times 10^{10} \text{ erg/s}) / (13,24 \times 10^{-12}) \text{ erg/foton}$$

$$\text{Número de fotones} = 0,5 \times 10^{22} \text{ foton/seg.}$$

Número de fotones es igual al número de fotones incidentes: $0,5 \times 10^{22} \text{ foton/s}$

Para hallar la intensidad de corriente (I):

$$I = 0,5 \times 10^{22} \text{ fotones/s} \times 1,6 \times 10^{-19} \text{ C/foton}$$

$$I = 800 \text{ C/s} = 800 \text{ amperios}$$

Respuesta: La intensidad de corriente es de 800 amperios

41. La energía requerida para la ionización de un cierto átomo es $3,44 \times 10^{-18} \text{ joule}$. La absorción de un fotón de longitud de onda desconocida ioniza el átomo y expulsa un electrón con velocidad $1,03 \times 10^6 \text{ m/s}$. calcule la longitud de onda de radiación incidente.

Solucion:

Sabemos:

$$E_{\text{cinética}} = E_{\text{cmáx}} = hf - hf_0$$

$$hf = hf_0$$

donde: E_c : energía cinética del electrón

hf_0 : energía requerida para arrancar un electrón del metal

$$hf = KE + BE \quad \dots\dots\dots (1)$$

$$KE = \frac{1}{2} mV^2 \quad \text{donde: } m = \text{masa, } v = \text{velocidad}$$

$$BE = 3,44 \times 10^{-18} \text{ J}$$

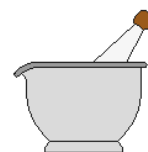
$$hf = hC / \lambda$$

Reemplazando en (1)

$$hC / \lambda = \frac{1}{2} mV^2 + 3,44 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$\lambda = hC / \left[\frac{1}{2} mV^2 + 3,44 \times 10^{-18} \text{ J} \right]$$

$$\lambda = \frac{(6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s.})(3 \times 10^8 \text{ m/s})}{\left[\frac{1}{2} (9,109 \times 10^{-31} \text{ J.s/m}^2) (1,03 \times 10^6 \text{ m/s})^2 + 3,44 \times 10^{-18} \text{ J} \right]}$$



$$\lambda = 5,07 \times 10^{-8} \text{ m}$$

Respuesta: La longitud de onda es de $5,07 \times 10^{-8} \text{ m}$

42. Calcular la masa de la partícula que genera una onda electromagnética de longitud de onda igual a 3850 Amstrong

Solucion:

Ecuación De Broglie:

$$\lambda = h / mv$$

donde:

λ = longitud de onda

m = masa

v = velocidad

h = cte de Planck

$$m = h / \lambda v$$

$$m = 6,63 \times 10^{-34} \text{ j.s} / 3850 \text{ \AA} \times (10^{-10} \text{ m} / 1 \text{ \AA}) \times (3 \times 10^8 \text{ m/s})$$

$$j = \text{kg.m}^2 / \text{s}^2$$

$$m = 5,74 \times 10^{-36} \text{ Kg}$$

Respuesta: La masa es $5,74 \times 10^{-36} \text{ Kg}$

43. ¿Cual es la longitud de onda de De Broglie asociado a un electrón cuya velocidad es $2 \times 10^8 \text{ m/seg.}$?

Solucion:

$$\lambda = h / mv$$

donde:

λ = longitud de onda

m = masa

v = velocidad

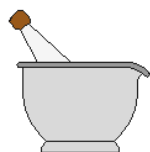
h = cte de Planck

$$\lambda = 6,63 \times 10^{-34} \text{ j.s} / 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 2 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

$$\lambda = 3,64 \times 10^{-12} \text{ m} \times (1 \text{ \AA} / 10^{-10} \text{ m})$$

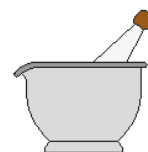
$$\lambda = 0,036 \text{ \AA}$$

Respuesta: La longitud de onda es $0,036 \text{ \AA}$



PROBLEMAS PROPUESTOS

- La diferencia de los cuadrados del número de masa y número atómico de un átomo X es 120, determine los números cuánticos del último electrón de la configuración electrónica si posee 6 neutrones.
- El número de masa de un átomo Y excede en 6 al doble de su número atómico, si el número de neutrones es 16, determine:
 - El $\#p^+$
 - Número de masa
 - El $\#$ de electrones del y^{-3}
- Cual es la energía (erg) aproximada de una mol de fotones (6.023×10^{23} fotones) si la λ es de $5 \times 10^3 \text{ \AA}$
- Se ha deducido que el número de masa de un átomo W esta entre 86 y 96 el $\#$ de e^- s desapareados es "3" como mínimo. W es isótono con ${}_{20}X$, el cual es Isobárico con ${}^{42}Y$. Determinar sobre W.
 - C.E. abreviada
 - Los números cuánticos del penúltimo e^-
- Un átomo de hidrógeno absorbe cierta cantidad de energía que permite a su e^- llegar a la tercera orbita ($n=3$), cuando el átomo excitado volvió a su estado fundamental, emitió luz detectable por el ojo humano ¿cuanta energía se liberó?
- Si ${}_{\alpha/2}^{\alpha-1}X^{-1}$ tiene 10 neutrones. Determinar
 - El número de protones
 - El número de electrones del ión x^{-1}
- El número másico de W excede en uno al doble de su número atómico, si el número de neutrones es 16, determinar:
 - El número de p^+ de W
 - Configuración electrónica de W
 - Números cuánticos del último e^- de la C.E.
 - El número de electrones del W^{-5}



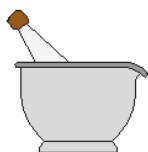
QUÍMICA GENERAL

8. Radio XY emite una radiación con una frecuencia de 30 MHz
 - a) Cuántos longitud de ondas se emiten en una distancia de 85 Km
 - b) Calcular de energía (J)
9. La energía del foton emitido por el átomo excitado cuyo electrón cae del nivel 3 al nivel 2 es de 3×10^{-12} Erg. Calcular la longitud de onda en nm del foton?
10. Un átomo tiene 4 orbitales llenos y 5 orbitales semillenos en el tercer nivel. Indicar:
 - a) Configuración electrónica (C.E.)
 - b) Números cuánticos del último e^- de la C.E.
11. En el átomo de hidrógeno su electrón se halla en el segundo nivel. Si se le añade $4,82 \times 10^{-12}$ ergios. Calcular hasta que capa llegará dicho electrón el subir a niveles superiores.
12. ¿Cuáles son los números cuánticos del electrón ganado por el cloro, para formar el ión Cl^{-1} ?
13. ¿Cuánto será la mínima incertidumbre en la posición de un e^- que se mueve en la dirección x, el cual posee una energía cinética $\left(\frac{1}{2}mv^2\right)$ en esa dirección entre $4,22 \times 10^{-11}$ erg. y $5,33 \times 10^{-11}$ erg.?
14. Determinar la cantidad de e^- , que posee un catión trivalente sabiendo que su átomo neutro posee 12 orbitales llenos y 3 semillenos.
15. Se tienen 2 partículas que se desplazan según:

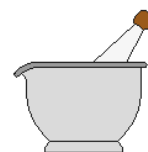


$$V_A = 3 \text{ m/s} \quad V_B = 2,5 \text{ m/s}$$

Hallar la relación m_B / m_A



16. ¿Cuál es el valor de la energía que debe suministrarse al electrón del átomo de hidrógeno para que pase del 2do nivel al 3er nivel de energía? ¿A qué longitud de onda le corresponde la energía que fue necesaria para el cambio en la posición?
17. Demuestre que una radiación de longitud de onda a 5 \AA contiene más energía que otra de longitud de onda de 3000 \AA . ¿Cuál sería la relación del contenido de energía de ambas radiaciones?
18. En la serie Paschen que pertenece al infrarrojo parte del nivel inicial 6, cuál es la λ longitud de onda (en nanómetros) de ese fotón.
19. Halle la energía en calorías de un protón cuya longitud de onda es $\lambda = 5 \times 10^{-5} \text{ nm}$.
20. Una estación de radio de música clásica transmite con frecuencia de $89,5 \text{ MHz}$ ¿cuál es la longitud de onda de ésta señal en metros?
21. Calcule la frecuencia correspondiente a la segunda línea de Balmer. $R_H = 109\,678 \text{ cm}^{-1}$. ¿Todas las líneas de esta serie corresponden al rango de la luz visible?
22. El último e^- de la C.E. (configuración electrónica) de un elemento presenta los siguientes números cuánticos: $n=3$, $l=1$, $m=-1$, $s=-1/2$, indicar el # de orbitales llenos.
23. Un átomo tiene 7 electrones en el orbital s
 - a) Indicar su C.E.
 - b) # cuánticos del último e^- de la C.E.
24. Un átomo tiene 11 orbitales llenos como mínimo, indicar:
 - a) Configuración electrónica
 - b) Números cuánticos del último e^- de la C.E.
25. Escriba la configuración electrónica el átomo de cobre e indique:
 - a) El número de subniveles
 - b) El número de orbitales
 - c) Los números cuánticos del último electrón

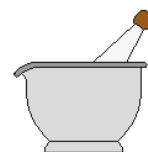


QUÍMICA GENERAL

26. Los números cuánticos de un elemento es $(4,1,0,-1/2)$ Cuando se convierte en ión los números cuánticos es $(4,1,1,-1/2)$ Cuál es la carga del ión
27. Indique el conjunto de números cuánticos (n, l, m, s) que son imposibles para un electrón en un átomo.
A) $(3, 2, -2, -1/2)$ B) $(4, 4, 3, +1/2)$ C) $(4, 3, -3, -1/2)$
D) $(1, 0, 0, -1/2)$ E) $(4, 3, 4, +1/2)$
- Respuesta::**
A) Posible B) Imposible, lo correcto es $l \leq n - 1$
C) Posible D) Posible
E) Imposible, lo correcto es $m \leq +l$
28. Cierta radiación de la serie de Paschen tiene $\lambda = 1,82 \times 10^{-6}$ m indique:
A) Los niveles involucrados en el salto.
B) La distancia implicada en el salto electrónico.
C) La energía emitida durante la transición.
29. Con relación a los números cuánticos, colocar verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
A) El número cuántico principal determina el tamaño del orbital.
B) Si $n = a$ entonces el número de orbitales es $2a + 1$.
C) Si $n = 2$ entonces el número de subniveles es $2(2s$ y $2p)$.
30. Responda:
A) ¿Cuál de las siguientes subcapas no existe: $6s, 3p, 2d, 5f, 7d, 1s$?
B) Si se tiene que $l = 9$ ¿cuántos valores de m son posibles?
C) En la capa $n = 3$, ¿cuántos orbitales habrán?
31. El ion monoatómico de un determinado elemento tiene una carga de -2 y la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. ¿De qué elemento se trata?
32. ¿Cuál es el número de masa (A) de un átomo que tiene un solo electrón en el subnivel $5p$ y 62 neutrones en el núcleo?



33. Los siguientes elementos no cumplen la regla general de configuración electrónica. Realice la configuración electrónica correcta:
A) ${}_{24}\text{Cr}$ B) ${}_{29}\text{Cu}$ C) ${}_{42}\text{Mo}$ D) ${}_{47}\text{Ag}$
34. ¿Cuántos neutrones tiene el átomo ${}_{65}\text{X}$ que es isoboro de otro átomo ${}_{50}\text{X}$ y éste último es isótono con otro átomo que tiene 33 neutrones y 28 protones?
35. La suma de los números de masa de dos isótopos es 226 y la suma de los números de neutrones es 130 ¿cuántos orbitales p llenos posee cada átomo?
36. En el núcleo de un átomo los neutrones y protones están en la relación 3 a 2; si su número de masa es 90, ¿cuál es el número de electrones que posee?
37. Un elemento químico X presenta dos isótopos naturales, ¿cuál es el número atómico si se sabe que la suma de sus números de masa y la suma de sus neutrones son 72 y 38 respectivamente?
38. El número de masa de un átomo es 75 y los números cuánticos del electrón de mayor energía de su ión bipoisitivo son: $n=4$; $l=1$; $m=-1$; $s=+1/2$. Calcular su cantidad de neutrones.
39. El ion x^{+3} es isoelectrónico con un átomo W, en donde los 4 números cuánticos de su último e son: $n=5$; $l=1$; $m=0$; $s=1/2$. Obtener el N° de electrones del ión x^{-1} .
40. X^{-3} es isoelectrónico con ${}_{40}\text{Z}^{-5}$ sobre x:
a) # de niveles llenos b) # de orbitales llenos
41. El átomo W_{22} es isóbaro con el X_{24} , el cual es isoelectrónico con el Y^{-5} el cual en estado neutro sus protones es el doble de neutrones y su $A=36$.
Sobre W, determinar:
a) Configuración electrónica
b) # cuánticos del último e⁻ de la configuración electrónica



QUÍMICA GENERAL

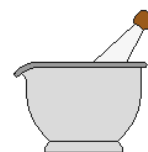
42. La suma de los números atómicos de dos Isóbaros es igual a 167 y la diferencia de sus neutrones es 1 ¿Cuántos neutrones tiene el Isóbaro de mayor número atómico si este al emitir una partícula α genera un núcleo con número de masa 210?
43. Un elemento químico posee 2 isótopos con 14 y 16 neutrones respectivamente. Si la suma de los números de masa es 52. Indique el nivel y el subnivel más energético en su configuración y sus números cuánticos.
44. En un anión X^{2-} hay 54 electrones. Determine el número de masa, si este valor y el número de neutrones están en relación de 32 a 19.
A) 76 B) 52 C) 128 D) 117 E) 87
45. La suma del número de electrones de los iones X^{3+} e Y^{3-} es 161, si corresponden a elementos consecutivos de la tabla periódica. ¿Cuál es la mayor carga nuclear?
46. Indique las especies que son isoelectrónicas entre sí:
I. ${}_{48}\text{Cd}^{2+}$ II. ${}_{49}\text{In}^{3+}$ III. ${}_{47}\text{Ag}^+$
IV. ${}_{50}\text{Sn}^{2+}$ V. ${}_{51}\text{Sb}^{3-}$ VI. ${}_{50}\text{Sn}^{4+}$

SOLUCIONARIO

1. $n = 2, l = 1, m = +1, s = + 1/2$
2. a) 10 b) 26 c) 13
3. $2,40 \times 10^{12}$ Erg.
4. a) $[\text{Xn}] 6s^2 4f'$ b) 4,3,-1, $+ 1/2$
5. $- 1,94 \times 10^{-18}$ J
6. a) 11 b) 12
7. a) 15 b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ c) 3,1,+1, $+ 1/2$ d) 20
8. a) 8500 b) $1,989 \times 10^{-26}$ J
9. 663 nm
10. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ b) 3, 2, +2, $+ 1/2$
11. 6
12. $n = 3, l = 1, m = +1, s = - 1/2$
13. $\Delta x = 1,54 \times 10^{-8}$ m
14. 24
15. 0,857
16. $E = 3,027 \times 10^{-19}$ J, $\lambda = 656$ nm



17. La energía varía en forma inversamente proporcional a la λ , por lo tanto una radiación con menor longitud de onda contiene mayor energía. La relación de de ambas radiaciones es $1,67 \times 10^{-3}$
18. $\lambda = 1094 \text{ nm}$
19. $9,5 \times 10^{-13} \text{ cal}$
20. $3,35 \text{ m}$



CAPÍTULO III

TABLA PERIODICA

Conforme se descubrían nuevos elementos surge la necesidad de clasificarlos u ordenarlos, se hicieron varios intentos por ordenar los elementos de acuerdo a algún tipo de criterio sistemático. Diferentes químicos hicieron intentos por organizar los elementos, entre los cuales tenemos:

1. **Berzelius**, clasifica a los elementos en:
 - Elementos electronegativos: son los elementos que ganan electrones
 - Elementos electropositivos : son los elementos que pierden electrones
2. **Döbereiner**, clasifica a los elementos en triadas, grupo de tres elementos con la condición de que el peso atómico del elemento intermedio (central) sea la semisuma de los otros dos.

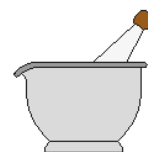
A	B	C	$P_{AB} = \frac{PA_A + PA_C}{2}$
Li	Na	K	

$$P_{AB} = \frac{7+39}{2} = \frac{46}{2} = 23$$

Deficiencias:

Al descubrirse nuevos elementos, muchas veces con propiedades similares a triadas ya existentes, se desecha este sistema de clasificación. Así ocurrió al descubrirse el rubidio y cesio con propiedades similares a la tríada del Li, Na y K. Además, no todos los elementos formaban tríadas.

3. **Newlands**, agrupó a los elementos de acuerdo a las masas atómicas, en grupo de siete elementos, resultando que los elementos que se encontraban en la misma columna presentaban características similares.



QUÍMICA GENERAL

1°	2°	3°	4°	5°	6°	7°
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

Deficiencias:

- Si bien el sistema funcionaba bien hasta el potasio, no ocurría así para elementos de mayor peso atómico. No había un lugar fijo para el hidrogeno

Mendeleiev, indicó que las propiedades tanto físicas como químicas, de los elementos varían periódicamente al aumentar la masa atómica (Ley periódica)

- Los elementos estaban ordenados por masa atómica creciente.
- Los grupos o columnas contienen elementos que poseen las mismas propiedades físicas y químicas.

	Be											B	C	N	O	F	N
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Ku	Ha													

Ventajas:

- Dejó espacios vacíos para elementos por descubrir.
- Dió a conocer aproximadamente las propiedades de los elementos.
- Dió nombres a cada elemento de acuerdo a su posición.



Mendeleev	Actual
EKA Aluminio	Galio
EKA Silicio	Germanio
EKA Manganeso	Tecnecio
DUO Manganeso	Renio
EKA Telurio	Polonio
EKA Boro	Escandio

Desventajas:

- El H no tiene una posición física en la tabla.
- No se diferencian los metales de los no metales.
- Ciertos pares de elementos eran colocados en orden inverso.

EJEMPLO:

Incorrecto	Correcto
Ni – Co	Co - Ni
I – Te	Te - I

Deficiencias:

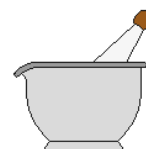
- Los metales y no metales no tenían límite definido.
- Al descubrirse los gases nobles, no tenían ubicación

TABLA PERIODICA ACTUAL

Moseley, en forma experimental estableció el tamaño de la “carga positiva de un núcleo” y que cada elemento difiere de otro por el número de protones en el núcleo. Así se establece que los números atómicos son la clave para las relaciones periódicas de los elementos.

LEY PERIODICA MODERNA: “Las propiedades de los elementos dependen de su número atómico y se repiten sistemáticamente al ordenarlos en función creciente a esta propiedad”.

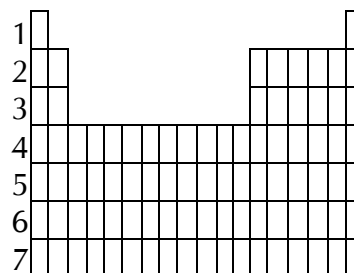
Actualmente los elementos están organizados en la TABLA PERIODICA en forma creciente del número atómico.



La TABLA PERIODICA, esta formada por:

a. PERIODOS (FILAS HORIZONTALES),

- Períodos cortos (1,2,3)
- Periodos largos (4,5)
- Períodos extralargos (6,7)
- La tabla periódica presenta 7 periodos
- Los elementos de un mismo periodo presentan el mismo máximo nivel en su configuración electrónica



1º Periodo	Corto	2 elementos	(H - He)
2º Periodo	Corto	8 elementos	(Li - Ne)
3º Periodo	Corto	8 elementos	(Na - Ar)
4º Periodo	Largo	18 elementos	(K - Kr)
5º Periodo	Largo	18 elementos	(Rb - Xe)
6º Periodo	Extralargo	32 elementos	(Cs - Rn)
7º Periodo	Extralargo	21 elementos	(Fe - Vns)

b. GRUPOS (COLUMNAS VERTICALES)

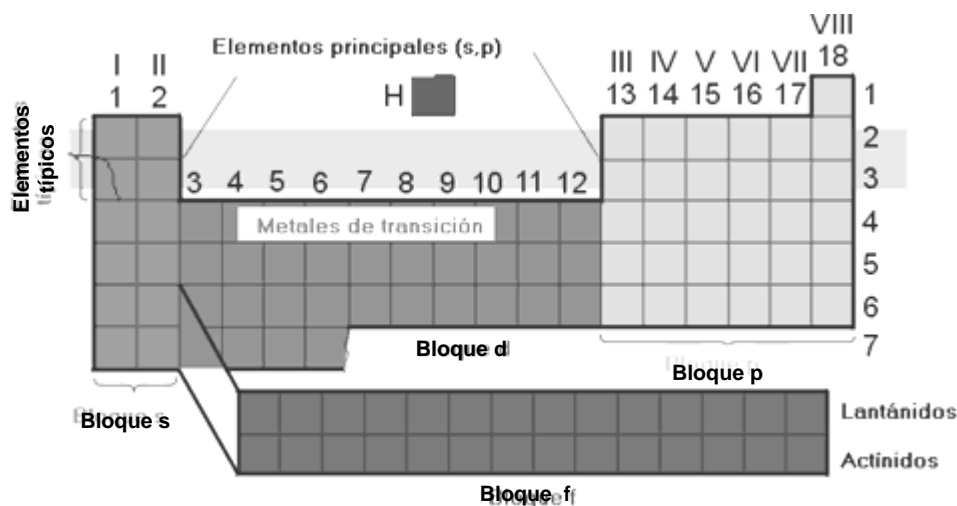
- Los elementos de un mismo grupo tienen igual número de electrones de valencia
- Los elementos de una misma familia tienen propiedades similares
- Existen 2 grupos A y B
- La tabla periódica presenta 18 grupos

	1																18	
	IA	2																VIIIA
1		IIA																
2			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
3			IIIB	IVB	VB	VIB	VII B		VIII B		IB	IIB						
4																		
5																		
6																		
7																		



La tabla periódica puede subdividirse en 4 grandes sectores:

- Bloque s: elementos típicos o representativos
- Bloque p: elementos típicos o representativos
- Bloque d: elementos de transición
- Bloque f: elementos de transición interna



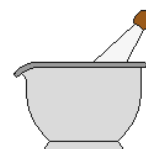
GRUPO A (TÍPICO-REPRESENTATIVO)

- Están situadas en los extremos, en la tabla periódica se les conoce como “elementos representativos”.
- Sus configuraciones terminan en s ó p.
- El número de electrones de valencia son iguales al grupo al cual pertenece el elemento.

Ubicación de un elemento representativo en la tabla periódica:

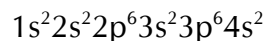
Período : máximo nivel que alcanza el elemento en su Configuración electrónica

Grupo : número de electrones de valencia: número en romanos
Si termina s ó p \therefore → Grupo A



Ejemplo

Si el elemento tiene 20 protones, su C.E:



PERIODO: 4 (máximo nivel)

GRUPO : II A (electrones de valencia 2(II), termina en s → Grupo A)

Grupo	# Valencia	Nombre (C.E.)	Elementos
IA	1	Alcalino: C.E.....ns ¹	Li, Na, K, Rb,Cs,Fr
IIA	2	Alcalino terreo: C.E.....ns ²	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra,
IIIA	3	Terreos (Boroides) C.E.....ns ² , np ¹	B, Al, Ga In,Tl
IVA	4	Carbonoides C.E.....ns ² , np ²	C,Si, Ge, Sn, Pb
VA	5	Nitrogenoides C.E.....ns ² , np ³	N,P,As,Sb, Bi
VIA	6	Anfígenos (calcógenos) C.E.....ns ² , np ⁴	O,S,Se, Te,Po
VIIA	7	Halógenos C.E.....ns ² , np ⁵	F,Cl,Br, I, At
VIIIA	8	Gas raro,noble, inerte C.E.....ns ² , np ⁶	Ne,Ar,Kr.Xe, Rn, excepto:He

GRUPO B (TRANSICIÓN, NO REPRESENTATIVOS)

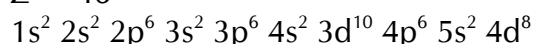
- Los elementos están situados en la zona central en tabla periódica su configuración electrónica termina en el subnivel "d" y "f".
- Esta formado por 8 subgrupos donde el grupo VIIIB abarca 3 casilleros.
- El grupo B posee también a los elementos de transición interna conocidos como tierras raras cuya configuración electrónica termina en el subnivel "f".
- Sus configuraciones terminan en "d" o "f"



Periodo : última capa o nivel
 Grupo : e⁻ última capa + e⁻ subnivel incompleto
 Si suman 8,9 y 10 : VIII B
 Si suman 11 : I B
 Si suman 12 : II B

EJEMPLO: Indicar el período y grupo que pertenece un elemento cuyo número atómico es 46

$$Z = 46$$



PERIODO : 5 (máximo nivel)
 GRUPO : e⁻ última capa + e⁻ sub nivel incompleto = 2+8
 GRUPO : VIII Grupo B (termina en d)

CLASIFICACION DE LA TABLA DE ACUERDO A LA CLASE DE ELEMENTO

1. METAL

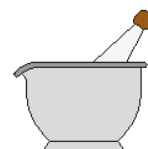
- Puede ser representativo, transición y de transición interna o tierras raras.
- Se caracterizan porque conducen calor y la electricidad.
- Son reductores, es decir pierden electrones (electropositivos)
- Existe un metal líquido que es el Hg.

2. NO METALES

- Son considerados malos conductores de calor y la electricidad.
- Ganan electrones, es decir son electronegativos.
- Presentan algunos gases como N, O, F, Cl.
- Existe un no metal líquido como el Br.

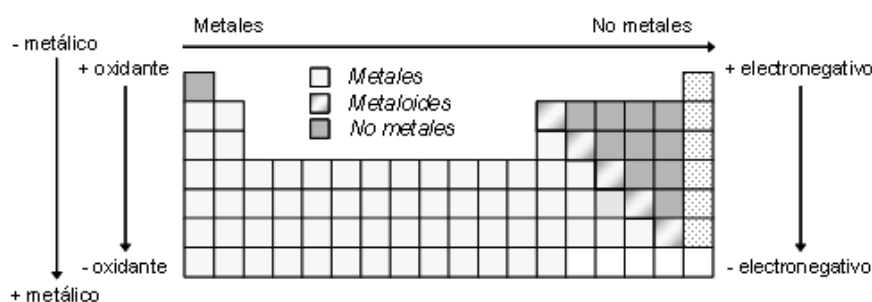
3. METALOIDES

Son aquellos que presentan tanto propiedades metálicas como no metálicas, ocupa la región diagonal que se observa en la tabla. Entre ellos tenemos: Si, Ga, Ge, B, Po, As, Sb, Te.



4. GASES NOBLES

- Son átomos estables, porque tienen ocho electrones de valencia excepto He.
- Por ser átomos estables, no se combinan con ningún otro elemento.
- Son monoatómicos.
- Su configuración termina en s^2 y p^6 (excepto He)
- Entre ellos tenemos: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.



PROPIEDADES PERIODICAS

Las variaciones de las propiedades de los elementos en la tabla periódica es función:

- Configuración electrónica
- Electrones de valencia
- Distancia del núcleo

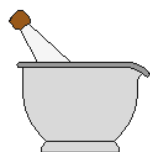
1. RADIO ATÓMICO (RA)

No puede ser determinado con precisión porque el átomo no es una esfera dura con límites definidos.

Es erróneo considerar que el RADIO ATÓMICO es la distancia entre el núcleo y el electrón de la capa más externa.

El radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos.

	Li	Na	K	Rb	Cs
Radio atómico (pm)	152	186	231	244	262



2. ENERGIA DE IONIZACIÓN (EI)

Es la cantidad mínima de energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso en su estado basal.



$$\text{Energía de IONIZACIÓN Na} = 496 \text{ KJ/mol}$$

3. AFINIDAD ELECTRONICA (AE)

Es la cantidad de energía que se desprende cuando el átomo gana un electrón para formar un ión con carga (-).



$$\text{Afinidad electrónica Cl} = -384 \text{ KJ/mol}$$

4. ELECTRONEGATIVIDAD (EN)

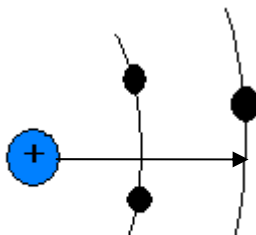
Es la capacidad que tienen los átomos de atraer y retener los electrones que participan en un enlace. Los átomos de los elementos más electronegativos son los que ejercen mayor atracción sobre los electrones. El fluor es el elemento más electronegativo, el segundo es el oxígeno seguido del nitrógeno y cloro.

La electronegatividad disminuye conforme aumenta el carácter metálico.

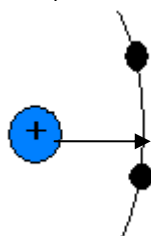
5. RADIO IONICO**a) Radio Cation (r_c).**

$$r_c < r_n \quad (r_n = \text{radio del átomo neutro})$$

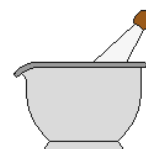
${}^3\text{Li}$
mayor radio



${}^3\text{Li}^{+1}$
menor radio

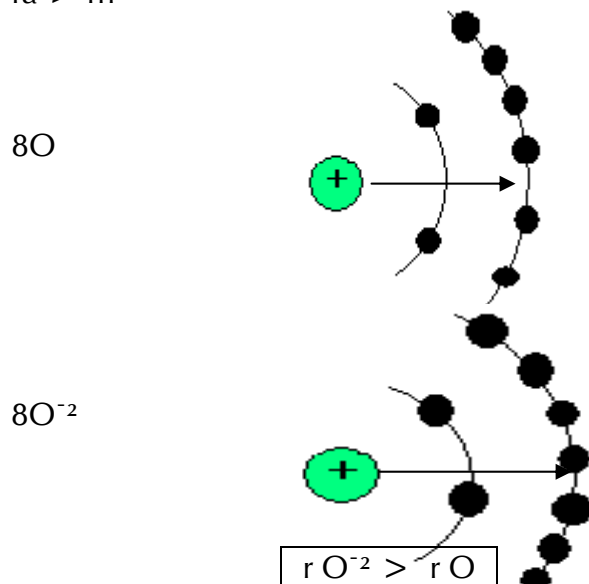


$$r_{\text{Li}^{+1}} < r_{\text{Li}}$$



b) Radio Anión (ra)

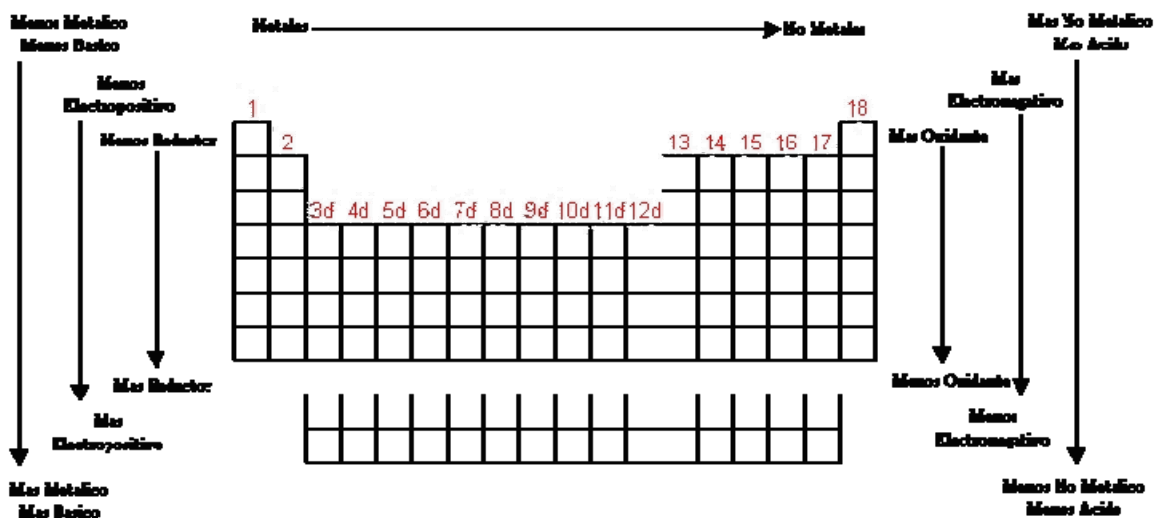
$$r_a > r_n$$



En general:
 $r_c < r_n < r_a$

6. **CARÁCTER METÁLICO.**

Se caracteriza por la tendencia del átomo de perder electrones, es decir es electropositivo.



HIDROGENO

- Es el elemento mas importante del universo
- El hidrógeno se está convirtiendo en un combustible importante
- El hidrógeno posee propiedades diferentes a los alcalinos

GRUPO IA: metales alcalinos

- Los metales alcalinos Li, Na, K, Rb, Cs y Fr son metales blandos
- Se pueden cortar con cuchillo
- Reaccionan rápidamente con el agua, oxígeno y otras sustancias
- Nunca se les encuentra como elementos libres
- Los metales alcalinos se guardan inmersos en aceite mineral o kerosene
- El Na y K son los elementos más comunes, sexto y séptimo en abundancia en la corteza terrestre.

GRUPO II A: metales alcalinos térreos

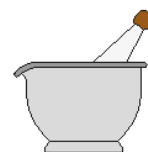
- Los metales alcalinoterreos son el Be, Mg, Ca, Sr y Ba, son menos reactivos que los metales alcalinos.
- El calcio ocupa el quinto lugar en abundancia, alrededor del 3,6% de la corteza terrestre.

GRUPO III A: TERREO

- Los elementos de esta familia forman iones con carga positiva +3
- El boro es un metaloide, el ácido bórico es un antiséptico moderado que se usa en los lavados oculares
- El aluminio es el metal mas abundante en la corteza terrestre (8%)
- El galio se le utiliza en los semiconductores de estado sólido para computadoras
- El indio se emplea en transistores.

GRUPO IV A: CARBONOIDES

- En el carbono existen diferencias en su organización cristalina dando lugar a la dureza del diamante y el carácter resbaladizo del granito
- El Silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (26%), pero no se encuentra como elemento libre
- El plomo se utiliza extensamente en la fabricación de electrodos de acumuladores para automóvil, la contaminación por plomo es preocupante.



GRUPO VA:

- Los elementos del grupo VA incluyen los no metales N y P, los metaloides As y Sb y el metal pesado bismuto.
- El nitrógeno constituye el 78% del volumen del aire
- El N y O son indispensables para la vida
- El bismuto se utiliza en aleaciones de bajo punto de fusión que se emplea en fusibles eléctricos y en sistemas rociadores, contra incendio.

GRUPO VIA:

- Esta constituido por O, S, Se, Te y Po
- El oxígeno gaseoso O₂ es indispensable para la vida, para realizar reacciones de combustión. El azufre es un sólido amarillo pálido que se encuentra libre en estado natural.
- Telurio se emplea en semiconductores.

GRUPO VIIA: HALÓGENOS

- Los halógenos F, Cl, Br, I y At son diatómicos.
- Los halógenos son demasiados reactivos para hallarse libres en estado natural
- Halógenos proviene de la palabra griega "FORMADOR DE SAL"
- El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor irritante que reacciona con todos los elementos, en concentraciones bajas puede salvar vidas, pues se emplea para purificar el agua potable.
- El astato es un elemento muy inestable que existe sólo en forma radioactiva de vida corta y que aparece en el proceso de desintegración ²³⁵U

GRUPO VIII A: GASES NOBLES

- La característica de los gases nobles es la no reactividad
- El helio se utiliza para elevar globos y dirigibles (Zeppelines)

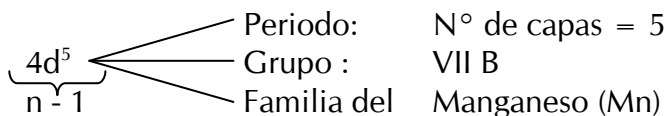
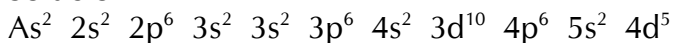


Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34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

PROBLEMAS RESUELTOS

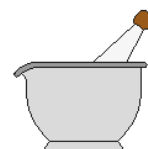
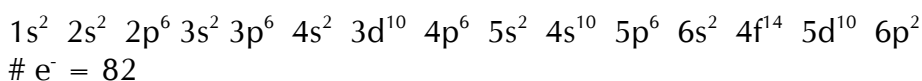
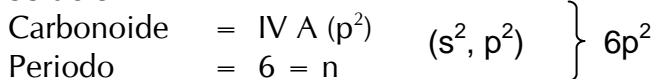
1. Deducir el periodo, grupo y familia de un elemento con $Z = 43$

Solución:



2. Si el ion X^{-2} es isoelectrónico con un elemento carbonóide, de periodo 6. Hallar el número atómico del elemento X.

Solución:



QUÍMICA GENERAL

$$\begin{aligned} \Rightarrow X^{-2} \text{ tiene } 82e^{-} \\ \text{carga} &= \#p^{+} - \#e^{-} \\ -2 &= \#p^{+} - 82 \rightarrow \#p^{+} = 80 \\ \text{en } X &\rightarrow \#p^{+} = Z = 80 \end{aligned}$$

3. Si el ion X^{+1} es isoelectrónico con un elemento calcógeno y periodo 5 obtener el número de masa del átomo X si contiene 74 neutrones

Solución:

$$\begin{array}{l} \text{Calcógeno} = 5p^4 \quad (s^2, p^4) \\ \text{Periodo} = 5 \quad n = 5 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Calcógeno} \\ \text{Periodo} \end{array}} \right\} 5p^4$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$$

Entonces:

$$\begin{aligned} X^{+1} &= 52e^{-} \\ X^0 &= (52 + 1)e^{-} = 53 p^{+} = z \quad (\text{en el átomo neutro } \#p^{+} = \#e^{-}) \end{aligned}$$

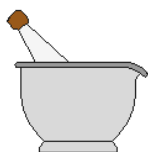
Se obtiene:

$$\begin{aligned} A &= \text{N}^{\circ} \text{ de masa} = p^{+} + n \\ &= 53 + 74 \\ A &= 127 \end{aligned}$$

4. El potencial de ionización se define como la energía que se debe suministrar, a un elemento en estado gaseoso y neutro, para quitarle un electrón. Indique cual de los elementos que a continuación se mencionan tiene el menor potencial de ionización:

- I. K (Z=19) : [Ne] $3s^2 3p^6 4s^1$
- II. S (Z=16) : [Ne] $3s^2 3p^4$
- III. Si (Z=14) : [Ne] $3s^2 3p^2$
- IV. Al (Z=13) : [Ne] $3s^2 3p^1$
- V. Na (Z=11) : [Ne] $3s^1$

Respuesta: El K. El PI disminuye en un grupo y este es el que está más abajo.



5. Se dispone de los elementos A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). De acuerdo a esto se puede afirmar que:
- Ambos pertenecen al tercer período
 - El elemento A tiene mayor radio atómico que B

Respuesta: I y II

6. Considere un elemento X ($Z = 20$) y otro elemento Y ($Z = 16$). Indique cual(es) de las siguientes aseveraciones es(son) correcta(s)
- Ambos son representativo
 - El potencial de ionización de Y es mayor que el de X
 - El radio atómico de X es mayor que el de Y

Respuesta: I, II y III

7. Considere un elemento A ($Z = 17$) y B ($Z = 8$). Indique la(s) aseveración(es) correcta(s):
- El elemento A pertenece al grupo VII A
 - El elemento B pertenece al segundo período

Respuesta: I y II

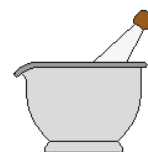
8. Para el Fe ($Z = 26$), indique a que período pertenece, que tipo de elemento es (representativo, transición, transición interna) y cuantos electrones célibatarios posee.

Respuesta: Período: 4, Elemento de Transición, presenta 4 electrones de valencia

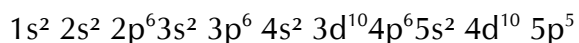
9. Considere un elemento A ($Z = 20$), un elemento B ($Z = 35$) y un elemento C ($Z = 17$). Indique cual de las siguientes aseveraciones es(son) correcta(s):
- A y B pertenecen al mismo período
 - B tiene mayor radio atómico que C
 - El elemento C es más electronegativo que A

Respuesta: I, II y III.

10. Un cachimbo en el Laboratorio de Química observa que en la Tabla Periódica del recinto, a un elemento le falta como dato su número atómico, entonces decide que su compañera la calcule, haciéndole la siguiente pregunta: podrás calcular el número atómico de un elemento que se encuentra en el quinto periodo y en el grupo VIIA.



QUÍMICA GENERAL



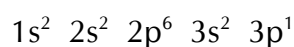
Grupo: VII

Periodo: 5

El número de protones = número de electrones = $Z = 53$

11. Deducir el periodo, grupo y familia a la que pertenece un elemento con un $Z = 13$

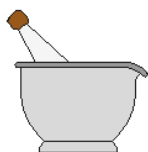
Solución:



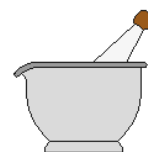
3p ¹	{	Periodo:	Nº de capas = 3
		Grupo :	III A
		Familia:	Boroides o Terreas

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Agrupe los siguientes elementos por pares, según sus propiedades químicas semejantes: K, F, Na, Cl, y N.
2. De los 115 elementos que se conocen solo 2 son líquidos a temperatura ambiente (25°C) ¿Cuáles son?
3. Elabore una lista de los elementos que existen como gases a temperatura ambiente.
4. Los elementos del grupo 8A de la tabla periódica reciben el nombre de gases nobles. Sugiera un significado para la palabra "noble", al referirse a éstos gases.
5. Prediga la fórmula y el nombre del compuesto binario que se forma entre los siguientes elementos: a) Na e H, b) By O, c) Na y S, d) Al y F, e) F y O, f) Sr y Cl

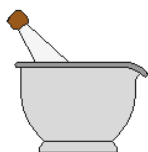


6. ¿Cuál de las siguientes parejas no corresponde a un mismo grupo de la tabla periódica? a) He y Ar b) O y S c) Na y Ca d) N y P e) Cu y Ag
7. Indique la posición de un elemento en la Tabla Periódica si su número atómico es 83.
- a) Periodo = 5; Grupo = IIIA d) Periodo = V; Grupo = VB
b) Periodo = 6; Grupo = IVA e) Periodo = 6; Grupo = VB
c) Periodo = 6; Grupo = VA
8. Indique el grupo y periodo de un elemento con $Z = 78$.
- a) IVB, 6 c) VIIB, 6 e) VIIIB, 6
b) VIIB, 5 d) VB, 6
9. Un elemento químico en su configuración posee 12 electrones en el cuarto nivel. Indique su grupo y periodo.
- a) 4, IVB c) 5, VIB e) 4, IVB
b) 5, VA d) 4, IIIB
10. Un elemento químico posee un último electrón con estado cuántico $(5, 1, 0, -1/2)$. Indique su grupo y periodo.
- a) VA, 4 c) VIA, 6 e) IVB, 5
b) VA, 5 d) VIIA, 5
11. La configuración de un elemento posee 16 orbitales llenos. Indique su grupo y periodo.
- a) VA, 4 c) IIIA, 4 e) IIA, 5
b) IVA, 4 d) VIA, 4
12. Un elemento químico posee 2 isótopos con 30 y 32 neutrones respectivamente. Si la suma de los números de masa es 162. Señalar la posición del elemento en la tabla.
- a) IIIA, 5 c) VA, 6 e) IVB, 5
b) IVA, 5 d) IVB, 6



QUÍMICA GENERAL

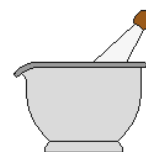
13. Un elemento químico al liberar una partícula alfa forma un boroide.
 ¿Qué especie se forma si el elemento libera dos partículas beta?
- a) alcalino d) anfígeno
 b) alcalino térreo e) halógeno
 c) carbonoide
14. Indique el número atómico de un elemento que se ubica en el sexto periodo y grupo VIB.
- a) 56 c) 68 e) 74
 b) 65 d) 72
15. Señale los números cuánticos del último electrón en la configuración de un elemento halógeno del quinto periodo.
- a) 5, 1, 1, +1/2 c) 5, 1, 1, -1/2 e) N.A
 b) 5, 1, 0, -1/2 d) 5, 1, -1, +1/2
16. Un elemento químico presenta un número de electrones en el último nivel que resulta ser la mitad del periodo al que pertenece en la Tabla periódica. Calcular el máximo valor de su número atómico.
- a) 79 c) 85 e) 92
 b) 81 d) 90
17. A continuación se muestra 4 elementos químicos: ${}_8\text{A}$; ${}_{14}\text{X}$; ${}_{19}\text{Z}$; ${}_{20}\text{M}$. Indique la relación entre sus electronegatividades.
- a) $\text{A} > \text{X} > \text{Z} > \text{M}$ c) $\text{A} > \text{X} > \text{M} > \text{Z}$ e) $\text{A} = \text{X} < \text{Z} < \text{M}$
 b) $\text{A} = \text{X} = \text{Z} > \text{M}$ d) $\text{A} < \text{X} < \text{Z} > \text{M}$
18. A continuación se ubican 3 elementos químicos: I) Con número atómico 35, II) Es un alcalino del quinto periodo, III) Es un metal de transición del cuarto periodo. Señale la relación entre sus potenciales de ionización.



- a) I > II = III c) I > III > II e) I = II = III
 b) I > II > III d) I = II > III
19. De los elementos indicados ¿Cuál posee mayor afinidad electrónica?
 a) ${}_{33}\text{As}$ c) ${}_{34}\text{Se}$ e) ${}_{52}\text{Te}$
 b) ${}_{35}\text{Br}$ d) ${}_{53}\text{I}$
20. ¿Qué relación hay entre los tamaños de las especies S^{-2} , S y S^{+2} ?
 a) $\text{S}^{-2} = \text{S} = \text{S}^{+2}$ c) $\text{S}^{-2} = \text{S} > \text{S}^{+2}$ e) $\text{S}^{-2} > \text{S} = \text{S}^{+2}$
 b) $\text{S}^{-2} < \text{S} < \text{S}^{+2}$ d) $\text{S}^{-2} > \text{S} > \text{S}^{+2}$
21. ¿Qué especie posee mayor volumen atómico?
 a) ${}_{17}\text{Cl}^{-1}$ c) ${}_{20}\text{Ca}^{+2}$ e) ${}_{18}\text{Ar}$
 b) ${}_{16}\text{S}^{-2}$ d) ${}_{19}\text{K}^{+1}$
22. A continuación se muestran 3 metales de transición del mismo periodo.
 1) A IB 2) B IIB 3) C IIIB
 Ordene en forma creciente según su carácter metálico.
 a) 1, 2, 3 c) 3, 2, 1 e) 2, 1, 3
 b) 2, 3, 1 d) 1, 3, 2
23. Un elemento químico A se encuentra al lado derecho de otro elemento químico B, entonces: I) La electronegatividad de A es mayor. II) El potencial de ionización de B es mayor. III) El radio atómico de a es mayor. Son correctas:
 a) I, II c) I, III e) Sólo III
 b) II, III d) Sólo I

SOLUCIONARIO:

- F y Cl; Na y K; P y N
- Hg y Br₂
- H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn



QUÍMICA GENERAL

4. no son reactivos.

5. NaH, B₂O₃, Na₂S, AlF₃, OF₂, SrCl₂

6. c

11. d

16. b

21. b

7. c

12. b

17. c

22. e

8. e

13. e

18. c

23. d

9. c

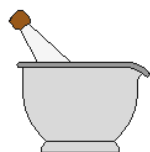
14. e

19. b

10. a

15. b

20. d



CAPÍTULO IV

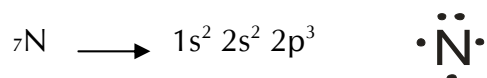
ENLACE

El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos en las moléculas o a los iones en los cristales, el hecho de que una sustancia tenga propiedades diferentes a otros depende del enlace que tienen sus átomos.

Recordemos que los gases nobles son casi inertes (excepto el He) esto es consecuencia de su estructura electrónica, todos ellos tienen un octeto de electrones en el nivel energético más alejado del núcleo, por lo tanto los demás elementos tratan de adquirir la configuración de un gas noble ya sea por ganancia, pérdida o compartición de electrones (regla del OCTETO).

ESTRUCTURAS DE ELECTRÓN - PUNTO

Los electrones de valencia se representan por medio de puntos o aspas alrededor del símbolo del elemento, **Representación Lewis**, no es necesario dibujar los puntos en posiciones específicas.



1. ENLACE IÓNICO

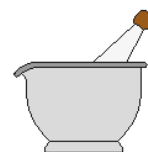
Los enlaces iónicos se forman por la transferencia de electrones debido a la diferencia elevada de electronegatividad de los elementos

Este enlace se da generalmente entre:

METAL : CEDE SUS ELECTRONES

NO METAL : GANA ELECTRONES

- Generan iones con carga opuesta
- Forman sólidos cristalinos estables
- Sus puntos de fusión son altos, entre 300 y 1000 °C
- Todos los compuestos iónicos puros son sólidos a temperatura ambiente
- Sus puntos de ebullición fluctúan entre 1000 y 1500°C
- Los compuestos iónicos son solubles en agua
- Conducen la corriente eléctrica
- La variación de electronegatividad es mayor que 1,7 ($\Delta\text{EN} > 1,7$)



QUÍMICA GENERAL

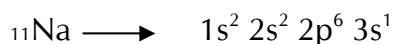
Ejm. Cloruro de sodio, cloruro de calcio, ioduro de plomo

EN

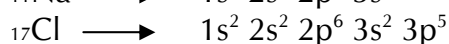
Na 0.9

$\Delta EN = 2.1$

Cl 3.0



$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$



Electronegatividad y porcentaje de carácter iónico

La relación entre las diferencias de la electronegatividad de dos átomos en un enlace y el carácter de porcentaje iónico en el enlace, fue deducida por Mailing originalmente, a partir de los datos de momentos bipolares en haluros de hidrógeno. Pero el porcentaje de carácter iónico, también puede obtenerse a partir de las diferencias de electronegatividad.

- a) Usando la ecuación de Pauling:

$$\% \text{CI} = 100 [1 - e^{-0.25(X_a - X_b)^2}]$$

Para el caso del HCl tenemos las electronegatividades respectivas para cada elemento: ($X_{\text{H}} = 2,1$; $X_{\text{Cl}} = 3,0$)

$$\begin{aligned} \% \text{CI} (\text{HCl}) &= 100 [1 - e^{-0.25(3,0 - 2,1)^2}] \\ &= 100 (1,000 - 0,834) = 16,6\% \end{aligned}$$

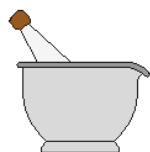
- b) Usando la ecuación de Hannay y Smyth:





$$\% \text{CI} = 16(X_a - X_b) + 3,5 (X_a - X_b)^2$$

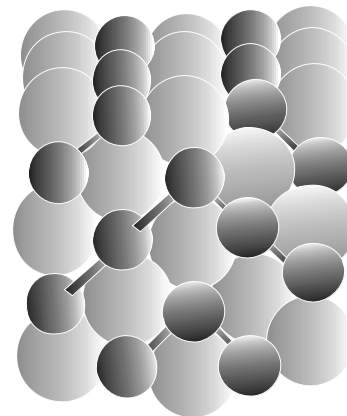
Para el HCl, se tiene:

$$\begin{aligned} \% \text{CI} &= 16(3,0 - 2,1) + 3,5(3,0 - 2,1)^2 \\ &= 16(0,9) + 3,5(0,9)^2 = 14,4 + 2,83 \\ &= 17,2\% \end{aligned}$$

Las escalas de electronegatividades y los momentos bipolares permiten predecir el carácter polar más o menos marcado de un enlace covalente. El cálculo del carácter iónico para sustancias iónicas es inexacto, solo es útil para compuestos covalentes polares.



Antes del enlace	Después del enlace
 Na  Cl	 Na⁺  Cl⁻



2. ENLACE COVALENTE

Se denomina enlace covalente cuando los átomos que participan en la formación del enlace, comparten sus electrones de valencia, generalmente se da entre elementos no metálicos por la atracción mutua de los dos núcleos hacia los electrones compartidos.

Características

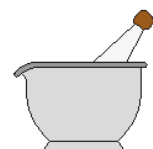
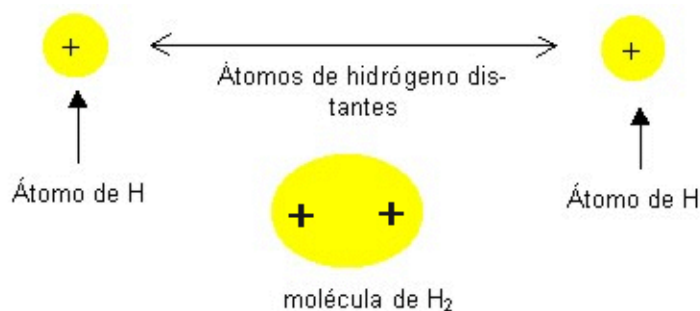
- Las sustancias que presentan ese tipo de enlace se puede encontrar en estado sólido, líquido y gaseoso.
- La $\Delta EN < 1,7$.
- Tienen puntos de fusión bajos.
- Tienen puntos de ebullición bajos

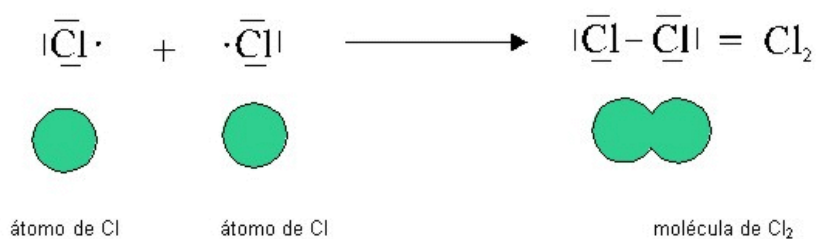
2.1. Enlace covalente normal

El par de electrones son aportados por ambos átomos, se clasifica en:

a) Enlace covalente apolar (no polar)

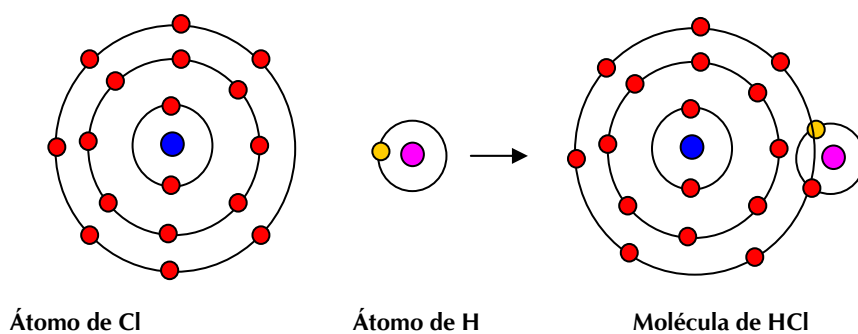
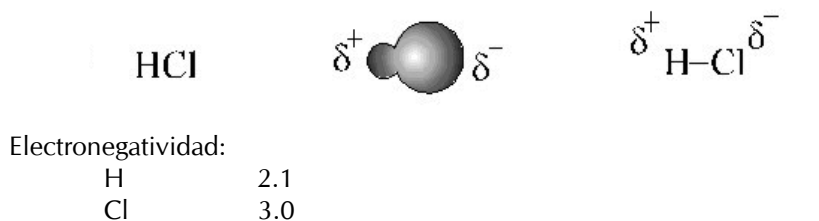
El par de electrones del enlace son compartidos equitativamente por ambos átomos. Se realice entre átomos de igual electronegatividad. ($\Delta EN = 0$)





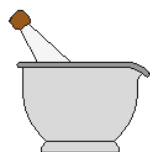
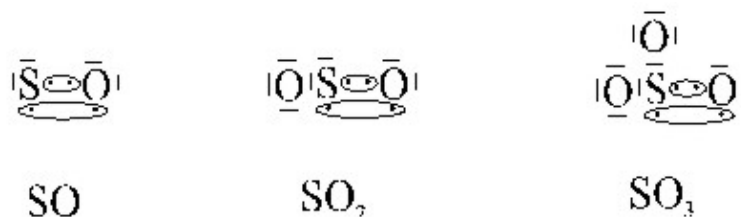
b) Enlace covalente polar

El átomo con mayor electronegatividad tiene mayor atracción por los electrones compartidos, la nube electrónica no está distribuida uniformemente entre los átomos, creándose dos polos ($\delta^+ \delta^-$)



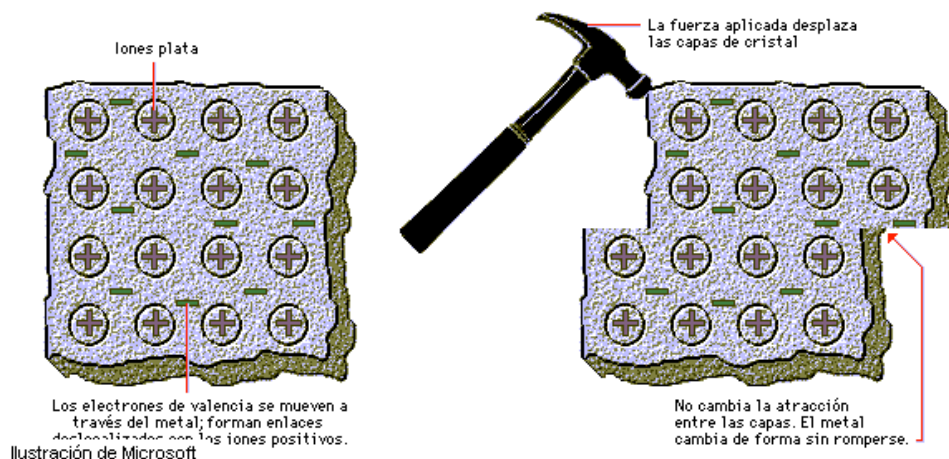
2.2 Enlace covalente coordinado dativo

Los electrones de compartición son aportados por uno solo de los átomos que participan en el enlace.



3. ENLACE METALICO

Es la unión de los átomos en los cristales sólidos, se da porque se forma una red cristalina de iones metálicos (+) mientras que los electrones débilmente sujetos se desplazan libremente similar a un fluido por todo el metal.



El enlace metálico es la fuerza de atracción entre iones positivos del metal y los electrones deslocalizados.

- A mayor número atómico el enlace es muy fuerte, la distancia entre los iones son menores, aumentando su densidad, dureza y punto de fusión.
- Debido a que los electrones se encuentran en movimiento los metales tienen alta conductividad eléctrica y calorífica.

4. EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

Existen ciertos átomos de elementos que no cumplen la regla del octeto

4.1 Moléculas con número impar de electrones: radicales libres

Las moléculas con número impar de electrones de valencia no satisfacen la regla del octeto.

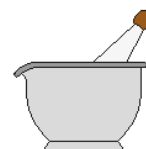
Ejem.

NO : 11 electrones de valencia.

NO₂: 17 electrones de valencia.

ClO₂: 19 electrones de valencia.

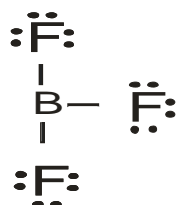
Uno de los átomos de cada una de estas moléculas tiene un número impar de electrones y por lo tanto no puede tener un octeto.



4.2 Moléculas con octetos incompletos

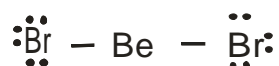
Con número par de electrones de valencia

BF_3 : 24 electrones de valencia



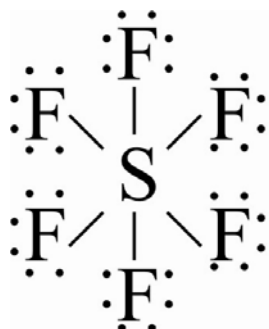
El Boro tiene solo 6 electrones

El Berelio tiene solo 4 electrones:

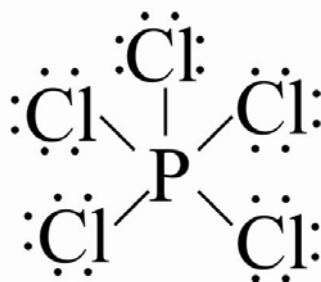


4.3 Moléculas con octetos expandidos

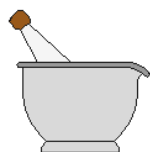
Ciertos elementos del tercer periodo pueden incumplir la regla del octeto al tener más de ocho electrones en su nivel de valencia.



Hexafluoruro de azufre



Pentacloruro de fósforo

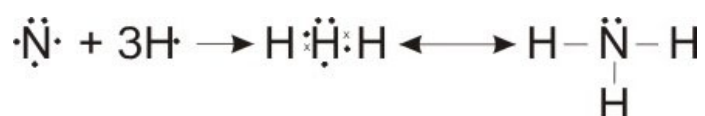


PROBLEMAS RESUELTOS

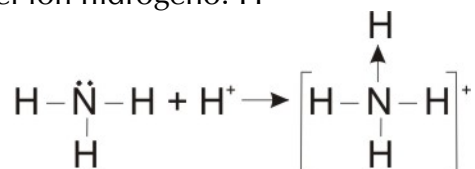
- 1) ¿Al reaccionar el amoníaco, NH_3 , y el ión hidrógeno, H^+ , qué tipos de enlaces se formarán? Datos Z (N = 14, H = 1)

Solución:

La estructura de Lewis para el amoníaco da:



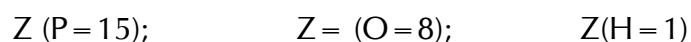
Al reaccionar con el ión hidrógeno: H^+



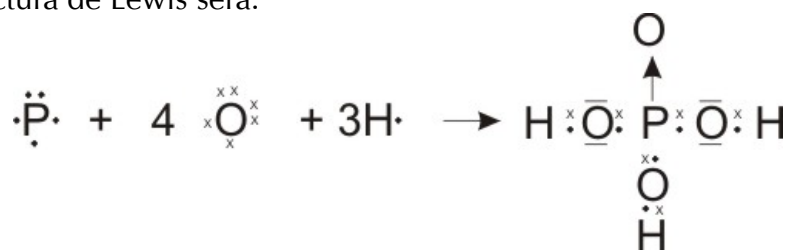
Se obtiene el ión amonio con 3 enlaces covalentes puros y 1 enlace covalente coordinado.

- 2) Determinar ¿Cuántos enlaces covalentes coordinados, enlaces covalentes y enlaces iónicos, tiene el ácido fosfórico, H_3PO_4 ?

Solución:

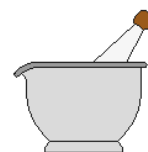


La estructura de Lewis será:



La molécula de ácido fosfórico presenta en su estructura:

- Seis enlaces covalentes
 - Un enlace covalente coordinado
 - Cero enlace iónico
- 3) ¿Cuál de los siguientes pares de átomos, al enlazarse formarían enlace iónico?
- Cl y O
 - Li y I
 - Br y K
 - F y S



Solución:

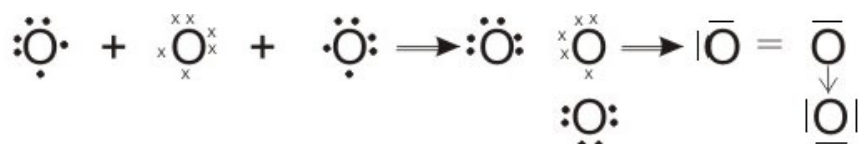
Generalmente, los elementos de los grupos IA y IIA (electropositivos) con energía de ionización baja y los elementos de los grupos VIA y VIIA (electronegativos) con electroafinidad alta; forman enlaces iónicos.

Por lo tanto analizando los átomos que intervienen, se concluye que el Cl y O no forman un enlace iónico, el Li y I forman enlace iónico y el Br y K también forman en enlace iónico; en cambio el F y S no forman enlace iónico.

- 4) ¿Cuántos enlaces covalentes y covalentes coordinados, respectivamente tiene el ozono?

Solución:

La fórmula del ozono es O₃, se conoce también como "oxígeno azul"



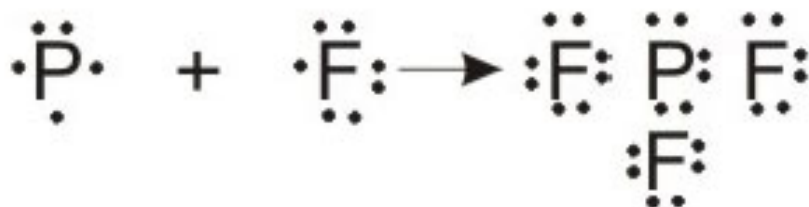
Entonces el ozono tiene:

Dos enlaces covalentes puros (uno sigma y el otro pi) y 1 enlace covalente coordinado.

- 5) Dibujar las estructuras de Lewis y predecir las fórmulas de los compuestos que contienen (a) P y F; (b) S y H

Solución:

- a) Estructura de Lewis para cada átomo



El átomo de P puede compartir 3 electrones y el F solamente uno, se necesitan 3 átomos de cloro y la fórmula es PF₃

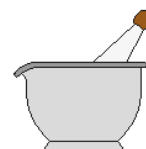


- b) El S está en el grupo VIA de la tabla periódica le faltan 2 electrones para completar su octeto y por lo tanto tiene valencia 2. La fórmula será:



PROBLEMAS PROPUESTOS

- Se dispone de los elementos A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). De acuerdo a esto se puede afirmar que:
 - La fórmula más probable de los dos es AB_2
 - El enlace es esencialmente polar
- Considere un elemento X ($Z = 20$) y otro elemento Y ($Z = 16$). Indique cual(es) de las siguientes aseveraciones es(son) correcta(s)
 - Ambos son representativos
 - Su fórmula más probable es XY
 - Su fórmula más probable es XY_2
- Considere un elemento A ($Z = 17$) y B ($Z = 8$). Indique la(s) aseveración(es) correcta(s):
 - El elemento A pertenece al grupo VII A
 - El elemento B pertenece al segundo período
 - La fórmula más probable es A_2B
 - El enlace es esencialmente iónico
- Considere un elemento A ($Z = 20$), un elemento B ($Z = 35$) y un elemento C ($Z = 17$). Indique cual de las siguientes aseveraciones es(son) correcta(s):
 - La fórmula y tipo de enlace más probable del compuesto formado entre A y B es: AB_2 y iónico
 - El enlace entre A y C debe ser esencialmente covalente
 - El enlace entre B y C debe ser covalente y su fórmula BC
- Señale la alternativa incorrecta e indique el por qué:
 - El N_2 presenta enlace polar
 - El PH_3 presenta enlace polar
 - El punto de fusión del NaCl es mayor que el diamante
 - El HF presenta enlace covalente
 - El cristal de KCl no conduce la corriente eléctrica.

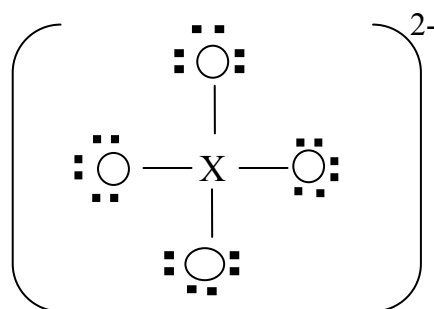


QUÍMICA GENERAL

6. Mediante dos ejemplos explique la Teoría del Octeto.
7. Según los valores respectivos de las electronegatividades indique si son enlaces covalentes:
- a) CO_2 b) SiH_4 c) H_2SO_4
8. Mediante un ejemplo explique la diferencia entre enlace covalente polar y enlace covalente apolar.
9. Complete el término o términos que faltan en los siguientes enunciados.
- En un enlace iónico se produce electrones y en enlace covalente de electrones.
 - La notación Lewis para los átomos de elementos representativos pertenecientes a un mismo grupo es la misma, esto se debe a que en su última capa tienen
10. Marcar si la afirmación es falsa (F) o verdadera (V)
- a) La valencia es lo mismo que el estado de oxidación ()
- b) El enlace iónico siempre se produce entre metales ()
y no metales
- c) El fluor es el elemento más electronegativo ()
- d) A menor número atómico es mayor la atracción ()
del núcleo sobre los electrones.
11. Indicar que compuestos no cumplen con la regla de octeto.
12. Realiza la representación Lewis de un elemento cuyo $Z = 20$.
13. Realizar la representación Lewis de un elemento cuyo $Z = 9$
14. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el mayor número de e- de valencia?
- a) 20 c) 28 b) 7 d) 11
15. El último electrón de la configuración de un elemento posee el estado cuántico $(4,1,0,-1/2)$ Señale la notación Lewis del elemento.
16. Señale el número de enlaces covalentes, coordinados y dativos:
- a) Cl_2O_7 b) P_2O_5 c) H_2SO_4

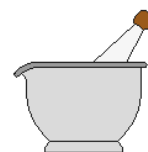


17. El último electrón de cierto elemento se ubica en el cuarto nivel y el átomo en su estado basal presenta en su estructura de Lewis 6 electrones de valencia. Halle su número atómico.
18. Clasifique las siguientes sustancias según el tipo de enlace entre sus partículas fundamentales
 A) NaF B) Al C) S₈ D) C₃H₈ E) SiO₂
19. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta 2 enlaces covalentes coordinados?
 A) SO₂
 B) HNO₃
 C) CO
 D) N₃H
 E) HClO₂
20. Prediga cuáles de las siguiente moléculas son polares y cuáles no polares
 A) SO₂
 B) BCl₃
 C) CCl₄
 D) HCN
 E) BeF₂
21. Se tiene la siguiente estructura de Lewis para el ión XO₄²⁻.



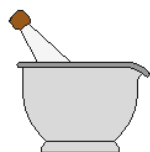
¿A qué grupo de la tabla periódica pertenece el átomo X?

- A) VI A B) IV A C) VIII B D) IV B E) II A



RESPUESTAS

1. I
2. I y II
3. I, II y III
4. I
5. El N_2 presenta enlace apolar, porque la variación de electronegatividad es cero
6. 1.- KBr
El potasio pierde un electrón.
El Bromo gana un electrón.
Ambos elementos en su última capa tienen ocho electrones
2.- CH_4
El carbono presenta 4 electrones
7. Los tres compuestos presentan enlaces covalentes.
8. HBr : $\Delta EN = 0,8$, enlace covalente polar
 Br_2 : $\Delta EN = 0,0$, enlace covalente apolar
9. a) ganancia – pérdida de electrones
b) existe compartición
c) presentan los mismos electrones de valencia
10. a) F
b) V
c) V
d) F



CAPÍTULO V

FUNCIONES INORGÁNICAS

Se conocen más de 25 millones de compuestos químicos, cada compuesto tiene un nombre y una estructura específica, por lo cual es necesario utilizar un método sistemático para darles nombre a cada sustancia.

Los compuestos químicos se pueden clasificar en dos grandes grupos: orgánicos e inorgánicos; el grupo de compuestos que contiene átomos de carbono, los productos derivados de petróleo, plásticos, fibras sintéticas y otros se clasifican como sustancias químicas orgánicas, el resto de sustancias son sustancias químicas inorgánicas.

1. NOMENCLATURA

Para nombrar los compuestos químicos inorgánicos se siguen las normas de la IUPAC (unión internacional de química pura y aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos, la sistemática, la nomenclatura de stock y la nomenclatura tradicional.

Nomenclatura sistemática

Para nombrar compuestos químicos según esta nomenclatura se utilizan los prefijos: MONO_, DI_, TRI_, TETRA_, PENTA_, HEXA_, HEPTA_.

Cl_2O_3 trióxido de dicloro

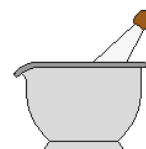
Br_2O monóxido de dibromo

Nomenclatura de stock

En este tipo de nomenclatura, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de una valencia, ésta se indica al final, en números romanos y entre paréntesis.

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido de hierro (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ hidróxido de hierro (III)



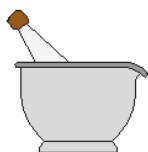
Nomenclatura tradicional

En esta nomenclatura para poder distinguir con qué valencia funcionan los elementos en ese compuesto se utilizan una serie de prefijos y sufijos:

1 valencia	2 valencias	3 valencias	4 valencias	Hipo.....oso	Valencia menor
			oso	↓
			ico	
				Per.....ico	Valencia mayor

2. METALES

+ 1		+ 2		+ 3	
Litio	Li	Berilio	Be	Aluminio	Al
Sodio	Na	Magnesio	Mg		
Potasio	K	Calcio	Ca		
Rubidio	Rb	Estroncio	Sr		
Cesio	Cs	Zinc	Zn		
Francio	Fr	Cadmio	Cd		
Plata	Ag	Bario	Ba		
		Radio	Ra		
+ 1, + 2		+ 1, + 3		+ 2, + 3	
Cobre	Cu	Oro	Au	Niquel	Ni
Mercurio	Hg	Talio	Tl	Cobalto	Co
				Hierro	Fe
+ 2, + 4		+ 2, + 3, + 6		+ 2, + 3, + 4, + 6, + 7	
Platino	Pt	Cromo	Cr	Manganeso	Mn
Plomo	Pb				
Estaño	Sn				



3. NO METALES

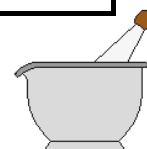
-1		+/- 1,3,5,7		-2
Fluor F		Cloro Cl Bromo Br Yodo I		Oxígeno O
+/- 2,4,6		2, +/- 3, 4,5		+/- 3,5
Azufre S Selenio Se Teluro Te		Nitrógeno N		Fósforo P Arsénico As Antimonio Sb
+/- 2,4		+4		+ 3
Carbono C		Silicio Si		Boro B

4. HIDRÓGENO

+/- 1
Hidrógeno H

5. SIMBOLOS Y NOMBRES DE ANIONES COMUNES

ANIONES: 1-	ANIONES: 2-	ANIONES: 3-
Peróxido (O_2) ²⁻	Óxido: O^{2-}	Nitruro: N^{3-}
Hidruro: H^{1-}	Sulfuro: S^{2-}	Fosfuro: P^{3-}
Fluoruro: F^{1-}	Seleniuro: Se^{2-}	Arseniuro: As^{3-}
Cloruro: Cl^{1-}		
Bromuro: Br^{1-}		
Yoduro: I^{1-}		
Hidróxido (OH) ¹⁻		
Bicarbonato o carbonato ácido (HCO_3) ¹⁻	Carbonato: (CO_3) ²⁻	Fosfato: (PO_4) ³⁻
Bisulfito o Sulfito ácido: (HSO_3) ¹⁻	Sulfito (SO_3) ²⁻	Fosfito: (PO_3) ³⁻
Bisulfato o sulfato ácido: (HSO_4) ¹⁻	Sulfato: (SO_4) ²⁻	
Nitrato: (NO_3) ¹⁻		ANIONES: 4-
Nitrito: (NO_2) ¹⁻		Carburo: C^{4-}
Permanganato: (MnO_4) ¹⁻	Oxalato: (C_2O_4) ²⁻	Siliciuro: Si^{4-}
Perclorato: (ClO_4) ¹⁻	Cromato: (CrO_4) ²⁻	
Clorato: (ClO_3) ¹⁻	Dicromato: (Cr_2O_7) ²⁻	
Clorito: (ClO_2) ¹⁻		
Hipoclorito: (ClO) ¹⁻		



QUÍMICA GENERAL

Otros aniones:

OH^{-1} Ion Hidróxido

CN^{-1} Ion Cianuro

CNS^{-1} Ion Tiocianato

CNO^{-1} Ion Cianato

6. ÓXIDOS

Son compuestos binarios formados por la combinación de un elemento y oxígeno. Hay dos clases de óxidos que son los óxidos básicos y los óxidos ácidos (anhídridos)

OXIDOS BÁSICOS

Son compuestos binarios formados por la combinación de un metal y el oxígeno. Su fórmula general es:



Donde M es un metal y X la valencia del metal (el 2 corresponde a la valencia del oxígeno)

LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES (si la valencia es par se simplifica)

Valencia	Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura stock (la más frecuente)	Nomenclatura tradicional
1	Na_2O	Monóxido de sodio	Óxido de sodio	Óxido sódico
2	$\text{Ca}_2\text{O}_2 = \text{CaO}$ $\text{Fe}_2\text{O}_2 = \text{FeO}$	Monóxido de calcio Monóxido de hierro	Óxido de calcio Óxido de hierro (II)	Óxido cálcico Óxido ferroso
3	Fe_2O_3	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
4	$\text{Pb}_2\text{O}_4 = \text{PbO}_2$	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)	Óxido plúmbico

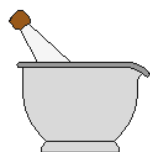
ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS

Son compuestos binarios formados por un no metal y oxígeno. Su fórmula general es:



Donde N es un no metal y la X la valencia del no metal (el 2 corresponde a la valencia del oxígeno)

LAS VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES (si la valencia es par se simplifica)



VALENCIA	FÓRMULA	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	NOMENCLATURA STOCK (LA MÁS FRECUENTE)	NOMENCLATURA TRADICIONAL
1	F ₂ O	Monóxido de diflúor	Óxido de fluor	Anhídrido hipofluoroso (excep. a la norma general de prefijos y sufijos)
	Cl ₂ O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)	Anhídrido hipocloroso
2	SO	Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	Anhídrido hiposulfuroso
3	I ₂ O ₃	Trióxido de yodo	Óxido de yodo (III)	Anhídrido yodoso
4	SeO ₂	Dióxido de selenio	Óxido de selenio (IV)	Anhídrido selenioso
5	Br ₂ O ₅	Pentaóxido de dibromo	Óxido de bromo (V)	Anhídrido brómico
6	SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Anhídrido sulfúrico
7	I ₂ O ₇	Heptaóxido de yodo	Óxido de yodo (VII)	Anhídrido periódico

7. HIDRUROS

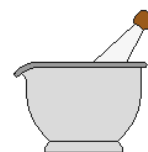
Son compuestos binarios formados por un metal e Hidrógeno. Su fórmula general es:



Donde M es un metal y la X la valencia del metal

EL HIDRÓGENO SIEMPRE TIENE NUMERO DE OXIDACIÓN -1.

VALENCIA	FÓRMULA	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	NOMENCLATURA STOCK (LA MÁS FRECUENTE)	NOMENCLATURA TRADICIONAL
1	NaH	Monohidruro de sodio	Hidruro de sodio	Hidruro sódico
2	FeH ₂	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)	Hidruro ferroso
3	FeH ₃	Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro (III)	Hidruro férrico
4	SnH ₄	Tetrahidruro de estaño	Hidruro estaño (IV)	Hidruro estánnico



8. HIDRUROS DE NO METALES

Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales.

Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro funcionan con el número de oxidación +3, mientras que el carbono y el silicio lo hacen con el número de oxidación +4

VALENCIA	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA
3	NH ₃	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
3	PH ₃	Fosfina	Trihidruro de fósforo
3	AsH ₃	Arsina	Trihidruro de arsénico
3	BH ₃	Borano	Trihidruro de boro
3	SbH ₃	Estibina	Trihidruro de antimonio
4	CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
4	SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de boro

9. ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Son compuestos binarios formados por un no metal e hidrógeno.

Los no metales que forman estos ácidos son los siguientes:

- Fluor, cloro, bromo, yodo (todos ellos funcionan con el número de oxidación -1)
- Azufre, selenio, telurio (funcionan con el número de oxidación -2)

Su fórmula genral es: H_xN

Donde N es el no metal y la X la valencia del no metal (el hidrógeno funciona con el número de oxidación +1)

VALENCIA	FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL (CUANDO ESTÁ EN DISOLUCIÓN)	NOMENCLATURA TRADICIONAL (CUANDO ESTÁ EN ESTADO PURO)
1	HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
1	HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
1	HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
1	HI	Ácido iodhídrico	Ioduro de hidrógeno
2	H ₂ S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
2	H ₂ Se	Ácido selenhídrico	Seleniuro de hidrógeno
2	H ₂ Te	Ácido telerhídrico	Telururo de hidrógeno



10. HIDRÓXIDOS

Son compuestos formados por un metal y el grupo hidroxilo (OH). Su fórmula general es:



Donde M es un metal y la X es la valencia del metal

EL GRUPO -OH SIEMPRE TIENE NÚMERO DE OXIDACIÓN -1.

VALENCIA	FÓRMULA	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA	NOMENCLATURA STOCK (LA MÁS FRECUENTE)	NOMENCLATURA TRADICIONAL
1	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido sódico
2	Ca(OH) ₂	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio	Hidróxido cálcico
2	Ni (OH) ₂	Dihidróxido de níquel	Hidróxido de níquel (II)	Hidróxido níqueloso
3	Al(OH) ₃	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Hidróxido alumínico
4	Pb(OH) ₄	Tetrahidróxido de plomo	Hidróxido de plomo (IV)	Hidróxido plúmbico

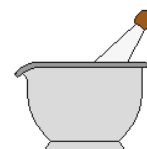
11. ÁCIDOS OXÁCIDOS

Son compuestos ternarios formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. Se obtienen a partir del óxido ácido o anhídrido correspondiente sumándole una molécula de agua (H₂O)

Su fórmula general es:



Donde H es el hidrógeno, N el no metal y O el oxígeno



Valencia	Fórmula	Nomenclatura Tradicional
1	$F_2O + H_2O = H_2F_2O_2 = HFO$	Ácido hipofluoroso
2	$SO + H_2O = H_2SO_2$	Ácido hiposulfuroso
	$Cl_2O_3 + H_2O = H_2Cl_2O_4 = HClO_2$	Ácido cloroso
4	$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$	Ácido sulfuroso
5	$Cl_2O_5 + H_2O = H_2Cl_2O_6 = HClO_3$	Ácido clórico
6	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	Ácido sulfúrico
7	$Cl_2O_7 + H_2O = H_2Cl_2O_8 = HClO_4$	Ácido perclórico

El nitrógeno sólo forma ácidos oxácidos con las valencias 3 y 5

Valencia	Fórmula	Nomenclatura Tradicional
3	$N_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2N_2O_4 = HNO_2$	Ácido nitroso
5	$N_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2N_2O_6 = HNO_3$	Ácido nítrico

El fósforo, arsénico y antimonio forman ácidos especiales:

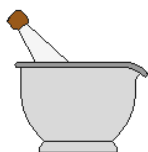
- Si a los óxidos correspondientes se les suma una molécula de agua tenemos los ácidos META:

Valencia	Fórmula	Nomenclatura Tradicional
3	$P_2O_3 + H_2O = HPO_2$	Ácido metafosforoso
5	$P_2O_5 + H_2O = HPO_3$	Ácido metafosfórico

- Si se les unen dos moléculas de agua se obtienen los ácidos PIRO:

Valencia	Fórmula	Nomenclatura Tradicional
3	$P_2O_3 + 2H_2O = H_4P_2O_5$	Ácido pirofosforoso
5	$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$	Ácido pirofosfórico

- El fósforo, arsénico y antimonio forman los ácidos ORTO cuando se les suman 3 moléculas de agua a los óxidos correspondientes



Valencia	Fórmula	Nomenclatura tradicional
3	$P_2O_3 + 3H_2O = H_6P_2O_6 = H_3PO_3$	Ácido ortofosforoso (A. fosforoso)
5	$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = H_3PO_4$	Ácido ortofosfórico (A. fosfórico)

- Hay algunos metales que también forman ácidos, como el cromo y el manganeso:

Valencia	Fórmula	Nomenclatura tradicional
6	$CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$	Ácido crómico
6	$Cr_2O_6 + H_2O = H_2Cr_2O_7$	Ácido dicrómico

Valencia	Fórmula	Nomenclatura tradicional
6	$MnO_3 + H_2O = H_2MnO_4$	Ácido mangánico
7	$Mn_2O_7 + H_2O = H_2Mn_2O_8 = HMnO_4$	Ácido permangánico

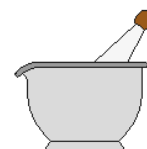
12. SALES DE ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Se obtienen sustituyendo los hidrógenos del ácido hidrácido correspondiente por un metal.

Se nombran con el nombre del no metal terminado en -uro seguido del nombre del metal. Si el metal tiene más de una valencia se indica al final, en números romanos y entre paréntesis.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal.

Ácido hidrácido	Fórmula	Nomenclatura Stock (la más común)	Nomenclatura Tradicional
HF	CaF_2	Fluoruro de calcio	Fluoruro cálcico
HCl	$FeCl_2$	Cloruro de hierro (III)	Cloruro férrico
HBr	$CdBr_2$	Bromuro de cadmio	Bromuro cádmico
HI	CrI_2	Yoduro de cromo (II)	Ioduro crómico



13. SALES DE ÁCIDOS OXÁCIDOS

Son compuestos ternarios formados por un metal, un no metal y el oxígeno.

Se obtienen a partir de los ácidos oxácidos sustituyendo los hidrógenos de éstos por un metal.

Vamos a estudiar dos tipos de sales de ácidos oxácidos, las sales neutras y las sales ácidas.

13.1. Sales neutras

Se obtienen sustituyendo todos los hidrógenos de un ácido oxácido por un metal. La valencia del metal se le pone como subíndice al resto del ácido sin los hidrógenos. El número de hidrógenos que se le quiten al ácido se le ponen como subíndice al metal.

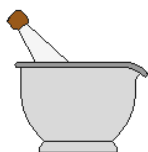
Se nombran sustituyendo los sufijos que utilizábamos en el ácido (-oso e -ico) por los sufijos -ito y -ato respectivamente.

Prefijos y sufijos utilizados en los ácidos		Prefijos y sufijos utilizados en las sales	
HIPO -	-OSO	HIPO-	-ITO
	-OSO		-ITO
	-ICO		-ATO
PER-	-ICO	PER-	-ATO

Puede ayudarte a recordar la equivalencia de sufijos la siguiente frase:

Cuando el OSO toca el pITO el perICO toca el silbATO.

Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
HClO	Ácido hipocloroso	Ca(ClO) ₂	Hipoclorito de calcio
HClO ₂	Ácido cloroso	Ca(ClO ₂) ₂	Clorito de calcio
HClO ₃	Ácido clórico	Sn(ClO ₃) ₄	Clorato de estaño (IV)
HClO ₄	Ácido perclórico	Li(ClO ₄)	Perclorato de litio
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso	Ca ₂ (SO ₂) ₂ = Ca(SO ₂)	Hiposulfito de calcio
H ₄ P ₂ O ₇	Ácido pirofosfórico	Fe ₄ (P ₂ O ₇) ₃	Pirofosfato de hierro (III)
H ₃ AsO ₃	Ácido ortoarsenioso	K ₃ (AsO ₃)	Ortoarsenito de potasio



13.2. Sales ácidas

Son compuestos que se obtienen sustituyendo PARTE DE LOS HIDRÓGENOS de un ácido oxácido por un metal.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal y la valencia del metal se le pone como subíndice al resto del ácido.

Se nombran con la palabra hidrógeno precedida de los prefijos di- (H₂), tri- (H₃) seguido del nombre de la sal correspondiente.

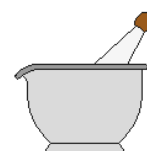
Forman sales ácidas los no metales siguientes: S, Se, Te y los ácidos piro y orto del P, As y Sb.

ÁCIDO DE PARTIDA	NOMBRE DEL ÁCIDO	SAL	NOMBRE DE LA SAL
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso	Ca(HSO ₂) ₂	Hidrógeno hiposulfito de calcio
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	Pb(HSO ₃) ₄	Hidrógeno sulfito de plomo (IV)
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Cr(HSO ₄) ₃	Hidrógeno sulfato de cromo (III)
H ₄ As ₂ O ₅	Ácido piroarsenioso	Sr(H ₃ As ₂ O ₅) ₂	Trihidrógeno piroarsenito de Sr
H ₄ Sb ₂ O ₅	Ácido piroantimonioso	Mg(H ₂ Sb ₂ O ₅)	Dihidrógeno piroantimonito de magnesio

PERÓXIDOS

Se caracterizan por llevar el grupo PEROXIDO (-O-O-) también representado O₂²⁻. Los podemos considerar como óxidos con más oxígeno del que corresponde por la valencia de este elemento.

Reacción	Fórmula	Nomenclatura
H ₂ O + O → H ₂ O ₂	H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno
Na ₂ O + O → Na ₂ O ₂	Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio
CaO + O → CaO ₂	Ca ₂ O ₄ = CaO ₂	Peróxido de calcio
BaO + O → BaO ₂	Ba ₂ O ₄ = BaO ₂	Peróxido de bario
K ₂ O + O → K ₂ O ₂	K ₂ O ₂	Peróxido de potasio



PROBLEMAS RESUELTOS

1. Señale la fórmula del Óxido Plumbico
- a) PbO
 - b) PbO₂
 - c) Pb₂O₃
 - d) PbO₄
 - e) Pb₂O

Solución:

El óxido está formado por un metal y oxígeno. El metal es el plomo cuyos estados de oxidación son +2, +4 como la terminación es ico, actúa con la mayor, es decir, con +4 en la fórmula del óxido se reemplaza M₂O_x, es decir, Pb₂O₄ que al simplificar queda PbO₂

2. Indique el nombre del SO₃
- a) Anhídrido sulfuroso
 - b) Anhídrido sulfúrico
 - c) Anhídrido hiposulfuroso
 - d) Anhídrido persulfúrico
 - e) Anhídrido de azufre

Solución:

La presencia de azufre y oxígeno señala a un anhídrido. El azufre posee estados de oxidación +2, +4, +6. En el compuesto SO₃ el azufre actúa con +6 y la terminación es ico, entonces el nombre será anhídrido sulfúrico.

3. ¿Cuál es la fórmula del hidróxido níqueloso?
- a) Ni(OH)
 - b) Ni(OH)₂
 - c) Ni(OH)₃
 - d) Ni(OH)₄
 - e) Ni(OH)₅

Solución:

El hidróxido presenta la estructura M(OH)_x donde M es el metal. El metal níquel tiene estados de oxidación +2, +3 como la terminación es oso actúa con la menor, es decir con +2. La fórmula es Ni(OH)₂



4. Señale el nombre de H_3PO_2
- Ácido fosfórico
 - Ácido fosforoso
 - Ácido hipofosforoso
 - Ácido perfosfórico
 - Ácido de fósforo

Solución:

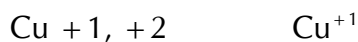
La presencia de hidrógeno, fósforo y oxígeno indica que el compuesto es un ácido oxácido. El fósforo presenta estados de oxidación +1, +3, +5 en el compuesto H_3PO_2 el H: +1, O: -2 y el P se determina porque la suma es cero: $\text{H}_3\text{PO}_2^{-2}$; el fósforo es +1 entonces el nombre es ácido hipofosforoso.

5. ¿Cuál es la fórmula del dicromato cuproso?
- CuCr_2O_7
 - $\text{Cu}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 - CuCrO_4
 - $\text{Cu}(\text{CrO}_4)_2$
 - Cu_2CrO_4

Solución:

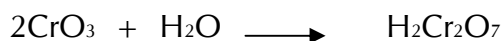
El dicromato cuproso es una sal que se analiza en dos partes:

- a) Cuproso



- b) Dicromato

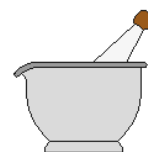
Proviene del ácido dicrómico; el cromo posee estado de oxidación +3, +6 como la terminación es ico actúa con +6. Se forma el anhídrido $\text{Cr}_2\text{O}_6 \rightleftharpoons \text{CrO}_3$ y luego se agrega agua es decir:



Luego el dicromato es: $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$

La fórmula final es: $\text{Cu}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

6. Para formar el bicarbonato de sodio reaccionaron:
- ácido carbónico y agua
 - gas carbónico y soda caústica
 - ácido carbónico y óxido de sodio
 - carbono y sodio
 - ácido carbónico e hidróxido de sodio



Solución:

El bicarbonato de sodio es una sal que proviene de la neutralización del ácido carbónico con el hidróxido de sodio.

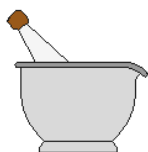
7. Se relacionan correctamente:
- I. H_2CO_3 : Ácido carbónico
 - II. MnCrO_4 : Cromato mangánico
 - III. PbS_2 : Sulfuro plumboso
 - IV. $\text{Fe}(\text{OH})_2$: Hidróxido ferroso
- a) I, II
 - b) II, III
 - c) I, III
 - d) I, IV
 - e) todas

Solución:

- I. H_2CO_3 , es un ácido, el carbono actúa con estado de oxidación +4 la terminación ico. Será ácido carbónico (V)
 - II. MnCrO_4 , es una sal. Proviene de dos partes Mn y CrO_4 . Mn con carga (+2) cuyo nombre será manganeso por ser la menor de +2 y +3 y el CrO_4 con carga (-2), es decir en el $(\text{CrO}_4)^{-2}$, el cromo actúa con +6, terminación ico que cambia por ato, es decir cromato. El nombre será cromato manganeso (F).
 - III. PbS_2 , es una sal haloidea pues no tiene oxígeno. El azufre es un anfígeno y tendrá carga (-2) con terminación uro es decir sulfuroso. Luego el plomo tendrá carga (+4) y como es la mayor la terminación será plúmbico. Entonces el nombre será Sulfuro Plúmbico. (F).
8. El carbonato de un metal "M" posee 14 átomos en su estructura. Señale la fórmula del hidróxido del metal.
- a) $\text{M}(\text{OH})_3$
 - b) $\text{M}(\text{OH})_4$
 - c) $\text{M}(\text{OH})_2$
 - d) $\text{M}(\text{OH})$
 - e) $\text{M}(\text{OH})_5$

Solución:

En el carbonato de M, el metal M^{+x} y el carbonato es $(\text{CO}_3)^{-2}$. La fórmula será: $\text{M}_2(\text{CO}_3)_x$.



La atomicidad es $2 + x + 3x = 14$

$$4x = 12$$

$$X = 3$$

Luego la fórmula del hidróxido es $M(OH)_3$

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Escriba la reacción química para la obtención de un óxido de Hierro.
2. Escriba la reacción química para la obtención de un hidruro de Azufre.
3. Escriba la reacción química para la obtención de un hidruro de elemento alcalino térreo.
4. Escriba la fórmula del peróxido de hidrógeno y del peróxido de Sodio.
5. Cómo se obtiene un óxido ácido. Ejemplo.
6. Colocar el nombre de los siguientes compuestos.

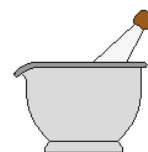
a) P_2O_5	d) N_2O_5
b) P_2O_3	e) H_3PO_4
c) P_2O	f) $Ca_3(PO_4)_2$
7. Escribir la fórmula de las siguientes compuestos

a) Ioduro de sodio	d) Amoniaco
b) Cloruro férrico	e) Nitrato de plata
c) Acido iodhídrico	f) Sulfato de cobre
8. A cual de los siguientes compuestos se les considera un anfótero

a) CaO	c) Cl_2O_7	e) Mn_2O_3
b) N_2O_5	d) Cr_2O_3	
9. Si a un ácido oxácido se le sustituye totalmente todos los oxígenos por azufre divalentes, se emplea el prefijo..... para nombrarlos.

a) piro	c) meta	e) para
b) orto	d) sulfo	
10. ¿Cuál es la fórmula del dicromato de potasio?

a) $KCrO_4$	c) $CaCrO_3$	e) $K_2Cr_2O_7$
b) K_2CrO_4	d) Cr_2O_3	



QUÍMICA GENERAL

11. ¿Qué afirmación es correcta?
- El Au es divalente
 - El NH_4OH es un hidróxido
 - El cloruro de calcio es un oxisal
 - El Fe es nanaovente
 - El SO_3^{-2} es el radical sulfito
12. Escriba la representación del radical sulfito y bisulfito. Ejemplo.
13. Como obtiene el Cloruro de Plata. Explique mediante ecuaciones.
14. Explique mediante ecuaciones, la obtención de una sal de Cobre, a partir del Acido Sulfúrico.
15. Mediante ecuaciones explique la obtención del dicromato de potasio.
16. Escriba la fórmula del ácido fosfórico y ácido ortofosfórico.
17. Indicar el nombre de los siguiente aniones
- | | |
|-------------------------|-------------------------------------|
| a) $(\text{SO}_2)^{-2}$ | d) $\text{Fe} [(\text{CN})_6]^{-3}$ |
| b) $(\text{NO}_2)^{-}$ | e) $(\text{S}_2\text{O}_5)^{-2}$ |
| c) MnO_4 | f) CO_3^{-2} |
18. De los siguientes compuestos binarios. ¿Cuáles tienen fuerte carácter iónico?
- | | | |
|------------------|---------|--------------------|
| a) NH_3 | b) NaBr | c) BaCl_2 |
|------------------|---------|--------------------|
19. Cuando el elemento estroncio, se combina con el elemento bromo, cada átomo de estroncio:
- | | | |
|--------------------------|-----------------------|----------------------|
| A) gana electrones | C) pierde un electrón | E) no pierde ni gana |
| B) pierde dos electrones | D) gana un electrón | |
20. Los átomos A, B, C y D están en el segundo periodo. Si tienen 1,3,5 y 7 electrones de valencia respectivamente. Hallar el tipo de enlace que forman C con D.
21. Si tenemos los siguientes elementos X ($Z=7$), y E($Z=10$). Al reaccionar que tipo de enlace pueden formar.



22. Los elementos A, B y C tienen números atómicos Z; Z + 1 y Z + 2. Donde B es un elemento inerte del segundo periodo. Hallar el enlace que forman A con C al unirse y formar un compuesto.

23. Se tiene los siguientes elementos A(-3, +3, +4, +5), B(+2, +6). Hallar las formulas

- A) Oxido Aoso B) Anhidrido Bico C) Acato Boso

24. Complete el siguiente cuadro las líneas punteadas

Nombre	Acido fosfórico	Fosfato sódico
Fórmula	NaOH

25. Formular los siguientes compuestos:

- A) Hexóxido de tetrafósforo
- B) Tetrabromuro de carbono
- C) Trifluoruro de Yodo
- D) Hexafluoruro de azufre
- E) Tetróxido de dinitrógeno
- F) Dióxido de carbono
- G) Dióxido de azufre

26. Se hace reaccionar el compuesto $Fe_2(CO)_3$ con ácido nítrico y se obtienen como productos: una sal neutra, $CO_2(g)$, $H_2O(l)$. Formular y dar la nomenclatura adecuada a los reactantes y productos.

27. ¿A qué función pertenece cada uno de los siguientes compuestos?

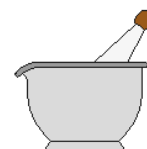
- A) $HBrO_3$ B) Br_2O_3 C) Na_2CO_3 D) Fe_2S_3
 E) $HCl(ac)$

28. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

- A) Nitrato de bismuto (III)
- B) Cloruro de cromo (III)
- C) Sulfato de amonio y potasio dodecahidratado
- D) Carbonato de berilio tetrahidratado
- E) Ortofosfato de magnesio monohidratado

29. Identificar el óxido básico entre los siguientes compuestos:

- A) FeO B) $Mg(OH)_2$ C) $Fe(OH)_2$ D) $AlCl_3$ E) N_2O_3

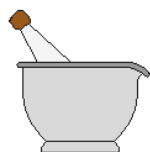


30. Indicar el ion que está con nomenclatura incorrecta:

- A) BrO_3^- : ion bromato
- B) MnO_4^- : ion manganato
- C) NH_4^+ : ion amonio
- D) S^{2-} : ion sulfuro
- E) PO_4^{3-} : ion ortofosfato

RESPUESTAS

1. $\text{Fe} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$ óxido de hierro (II)
 $2\text{Fe} + \frac{3}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ óxido de hierro (III)
2. $\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow \text{SH}_2$
3. $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$
4. H_2O_2 Peróxido de Hidrógeno
 Na_2O_2 Peróxido de Sodio
5. Óxido Ácido: No metal + Oxígeno
 $\text{Cl}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}$
 Óxido de Cloro (I)
6. a) Pentaóxido de difósforo
 b) Trióxido de difósforo
 c) Monóxido de difósforo
 d) Pentaóxido de dinitrógeno
 e) Ácido fosfórico
 f) Fosfato de tricalcio
7. a) NaI b) FeCl_3 c) HI
 d) NH_3 e) AgNO_3 f) CuSO_4
8. Respuesta. d
9. Respuesta. d
10. Respuesta. e
11. Respuesta. b
12. Radical sulfito: $(\text{SO}_3)^{2-}$
 Radical bisulfito: $(\text{HSO}_3)^{1-}$



CAPÍTULO VI

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)

Es la unidad básica comparativa utilizada para determinar la masa atómica promedio de los átomos de un elemento.

1 uma es la doceava parte de la masa de isótopo C-12 (es el isótopo mas estable del carbono)

$$1 \text{ uma} = 1/12 (\text{masa C-12}) = 1,67 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Determinación de la masa atómica promedio de un elemento

Isótopo	Masa atómica	Abundancia	
		Porcentaje %	Proporción
${}^A_1 X$	A_1	a	W_1
${}^A_2 X$	A_2	b	W_2
${}^A_3 X$	A_3	c	W_3

Si la abundancia esta dada en porcentaje

$$MA(x) = \frac{A_1a + A_2b + A_3c}{100} \text{ uma}$$

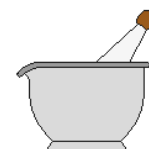
Si la abundancia esta dada en proporciones.

$$MA(x) = \frac{A_1W_1 + A_2W_2 + A_3W_3}{W_1 + W_2 + W_3} \text{ uma}$$

PESO ATOMICO DE UN ELEMENTO (PA)

$$PA(x) = MA(x) \text{ uma} / 1 \text{ uma}$$

Los pesos atómicos o masas atómicas de los elementos se encuentran en tablas.



PESO MOLECULAR (PM, \overline{M})

Se define como el peso relativo de las moléculas de una sustancia. Se puede determinar el peso molecular de un compuesto sumando cada uno de los pesos atómicos de los átomos que constituyen la molécula.

$$\overline{M}_{\text{H}_2} = 2 \times 1 = 2$$

Se tiene dos átomos de hidrógeno que se multiplican por su peso atómico que es uno.

$$\overline{M}_{\text{N}_2} = 2 \times 14 = 28$$

$$\overline{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$

$$\overline{M}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 \times 1 + 1 \times 31 + 4 \times 16 = 98$$

$$\overline{M}_{\text{HCl}} = 1 \times 1 + 1 \times 35,5 = 36,5$$

MOL

En el Sistema Internacional de unidades, es la unidad correspondiente a la magnitud "cantidad de sustancia".

Mol es un término que indica cantidad de una especie química equivalente a $6,023 \times 10^{23}$ unidades de la especie, este valor se denomina **Número de Avogrado (N_A)**

$$N_A = 6,023 \times 10^{23}$$

EJEMPLO

$$1 \text{ mol de neutrones} = 6,023 \times 10^{23} \text{ neutrones}$$

$$1 \text{ mol de electrones} = 6,023 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

ÁTOMO-GRAMO (at-g)

Un átomo- gramo es la masa de una mol de átomos de cualquier elemento químico, equivalente numéricamente a la masa atómica del elemento expresado en gramos.

1 at-g contiene **$6,023 \times 10^{23}$ átomos** en el **P.A. del elemento (g)**



EJEMPLO:

1at-g Al...contiene... $6,023 \times 10^{23}$ átomos de Al ... en ... 27 g de Al

Para determinar el número de átomos en cierta masa de una sustancia se puede aplicar la siguiente correlación.

$$N^{\circ} \text{ at} - g_x = \frac{\text{masa } x(g)}{P.A.(x)} = \frac{N^{\circ} \text{ atomos } x}{N_A} = \frac{N^{\circ} \text{ atomos } x}{6,023 \times 10^{23}}$$

MOLÉCULA GRAMO (mol-g)

La molécula gramo es la masa de una mol de moléculas, equivalente numéricamente a su peso molecular (\overline{M}) expresado en gramos

1 mol-g .. contiene $6,023 \times 10^{23}$ moléculas en el **Peso Molecular (g)**

EJEMPLO 1mol-g_{N₂} ... contiene ... $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de N₂... en ...28 g

$$N^{\circ} \text{ mol} - g = \frac{m_y(g)}{M_y} = \frac{N^{\circ} \text{ moléculas}(y)}{N_A} = \frac{N^{\circ} \text{ moléculas}(y)}{6,023 \times 10^{23}}$$

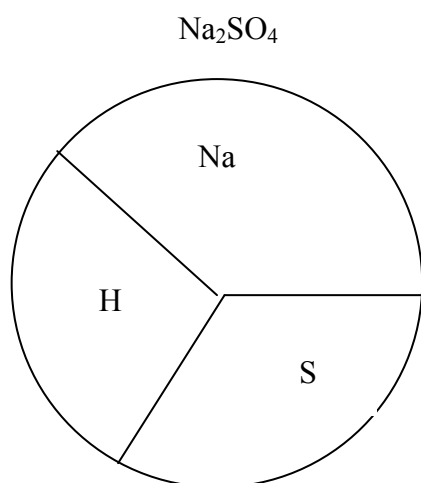
COMPOSICIÓN CENTESIMAL

La composición centesimal (c.c.) de un compuesto nos da el porcentaje en peso de cada elemento.

EJEMPLO

Determinar la composición centesimal del Na₂SO₄

(Na= 23, S= 32, O= 16)



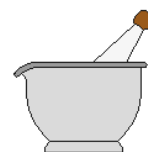
$$\%E = \frac{(\text{Nro.atomos})PA}{\overline{M}} \times 100$$

$$\%Na = \frac{2 \times 23}{142} \times 100 = 32,39$$

$$\%S = \frac{1 \times 32}{142} \times 100 = 22,53$$

$$\%O = \frac{4 \times 16}{142} \times 100 = 45,08$$

$$\overline{M} \text{ Na}_2\text{SO}_4 = 142$$



FORMULA EMPÍRICA

Es una fórmula que solo nos indica la relación (mínima expresión) entre los átomos de una molécula.

EJEMPLO

CH → Fórmula empírica: La relación C/H = 1

C₆H₆ → Es la fórmula Molecular es un múltiplo de la anterior

Determinación de la fórmula empírica

Como dato debemos tener la composición centesimal de la molécula o la masa de cada elemento.

En caso de tener la composición centesimal, se asume 100g de compuesto

- Con los datos de composición centesimal se determina la masa de cada elemento
- Calcule los N° at-g de cada elemento

$$\text{Número de at-g} = m/P.A.$$

- Los valores obtenidos en (b) deben ser enteros, sino se seguirán los siguientes pasos:
 - Dividir a todos los átomos-gramos entre el menor valor, si no consigue números enteros seguir el siguiente paso
 - Multiplique o divida por un número que permita obtener que los N° at-g sean enteros

EJEMPLO: Determine la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es igual a: K = 24,75%, Mn = 34,74% y O = 40,51%.

Se asume 100 g del compuesto:

Masa del K = 24,75 g, Masa del Mn = 34,74g y Masa del O = 40,51 g

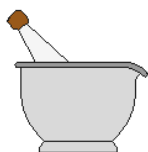
Calculando los at-g de cada elemento

$$\# \text{ at} - g_K = \frac{24.75}{39} = 0,635 \qquad 0,635/0,632 = 1$$

$$\# \text{ at} - g_{Mn} = \frac{34.74}{54.9} = 0,632 \qquad 0,632/0,632 = 1$$

$$\# \text{ at} - g_O = \frac{40.51}{16} = 2,53 \qquad 2,53/0,632 = 4$$

Respuesta: Fórmula empírica: KMnO₄



FORMULA MOLECULAR (FM)

Es la fórmula verdadera de un compuesto, en esta fórmula se indica la relación entre los átomos y así mismo el número de átomos de cada elemento por molécula del compuesto.

Determinación de la fórmula molecular (FM)

Conocer la fórmula empírica del compuesto (M_{FE}) y la masa molecular del compuesto \overline{M}

1. Calcular el peso molecular de la fórmula empírica (\overline{M}_{FE})
2. Calculamos la relación $\overline{M} / \overline{M}_{FE} = K$
3. $FM = K_{FE}$
4. Calcular la fórmula molecular

EJEMPLO

La composición centesimal de un compuesto orgánico es 82,75% de carbono y 17,25% de hidrógeno. Si el peso molecular del compuesto es 58 indicar la fórmula molecular de dicho compuesto.

Composición Centesimal del compuesto: C = 82,75%, H = 17,25%

$$\overline{M} = 58$$

Determinación de la F.E.

Consideramos 100 g del compuesto

C = 82,75 g y del H = 17,25g

Cálculo de los Números at-g de Carbono e hidrógeno

$$\# \text{ at - } g_C = \frac{82,75}{12} = 6,89$$

$$6,89/6,89=1 \rightarrow 1 \times 2 = 2$$

$$\# \text{ at - } g_H = \frac{17,25}{1} = 17,25$$

$$17,25/6,89= 2.5 \rightarrow 2,5 \times 2 = 5$$

FE = C₂H₅ y su masa molecular

$$\overline{M}_{FE} = 29$$

$$K = \frac{\overline{M}}{M_{FE}} = \frac{58}{29} = 2$$

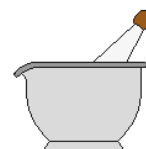
$$K = 2$$

Sabemos: FM = K_(FE)

$$FM = 2(C_2H_5)$$

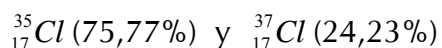
$$FM = C_4H_{10}$$

Respuesta: La fórmula Molecular es C₄H₁₀



PROBLEMAS RESUELTOS

1. El elemento cloro (Cl), tiene dos isótopos estables con las siguientes abundancias:

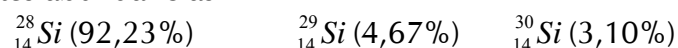


Calcule el peso atómico ponderado del Cloro

$$MA_{\text{Cl}} = \frac{35 \times 75,77 + 37 \times 24,23}{100} \text{ uma}$$

Respuesta: 35,485 u.m.a.

2. El silicio se presenta en la naturaleza con tres isótopos con las siguientes abundancias:



Calcule el peso atómico del silicio

$$MA_{\text{Si}} = \frac{28 \times 92,23 + 29 \times 4,67 + 30 \times 3,10}{100}$$

Respuesta: 28,109 u.m.a.

3. Para determinar el peso de una molécula de ciertos elementos debe dividirse entre $6,023 \times 10^{23}$, el valor correspondiente a la masa de:
- Un átomo – gramo del elemento
 - Una molécula – gramo del elemento
 - Un litro de elementos
 - 22,4 átomo – gramo del elemento.

Solución:

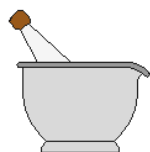
Por regla de tres simple:

$$1 \text{ mol} - \text{g} \quad \text{-----} \quad \bar{M} \text{ g} \quad \text{-----} \quad 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$\quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad X \text{ g} \quad \text{-----} \quad 1 \text{ molécula}$$

De donde:

$$X = \frac{\bar{M}}{6,023 \times 10^{23}} \text{ en gramos}$$



La masa molecular (masa de un mol-g del elemento) debe dividirse por $6,023 \times 10^{23}$

Respuesta: (b)

4. El átomo de hidrógeno pesa $1,66 \times 10^{-24}$ g y el átomo de un elemento $3,95 \times 10^{-22}$ g. El peso atómico del elemento es:
a) 197,2 b) 159,0 c) 238,0 d) 231,0 e) F.D.

Solución:

Por definición:

El peso atómico es el peso relativo de un átomo respecto a la uma.

Siendo la uma = $\frac{1}{12}$ masa C^{12} = masa de 1 átomo de H

Si E es el elemento:

$$P.at_E = \frac{\text{peso de 1 átomo E}}{\text{peso de 1 átomo de H}}$$

$$P.at_E = \frac{3,95 \times 10^{-22} \text{ g}}{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}$$

$$P.at_E = 237,95$$

Respuesta: (c)

5. ¿Qué cantidad de átomos de cloro hay en 20 kg de una solución de sal de gema que contiene 33% de impurezas?

$$PA = Na = 23 \quad Cl = 35,5$$

Solución:

Se determina el peso del cloruro de sodio NaCl en la sal de gema como es el 67%.

$$W_{NaCl} = \frac{67}{100} \quad W_{Sal} = \frac{67}{100} (20\text{kg})$$

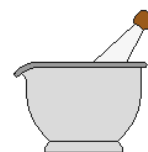
$$W_{Sal} = 13,4\text{kg}$$

Luego para calcular el peso del cloro

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} - \text{kg NaCl} & \text{-----} & 1 \text{ at} - \text{kg Cl} \\ 58,5 \text{ kg} & \text{-----} & 35,5 \text{ kg} \\ 13,4 \text{ kg} & \text{-----} & x \text{ kg} \end{array}$$

Entonces : $X = 8,136 \text{ kg (de cloro)} = 8,136 \text{ g de cloro}$

$$\frac{m_{Cl}}{PA} = \frac{Nro. \text{ átomos de cloro}}{N_A}$$



QUÍMICA GENERAL

$$\frac{8136}{35,5} = \frac{\text{Nro. átomos de cloro}}{N_A}$$

Nro. De átomos de cloro = $229,183N_A$

Respuesta: Hay $229,183N_A$ átomos de cloro

6. La vitamina E pura es un compuesto que contiene 29 átomos de Carbono por molécula que es 80,87% en peso del compuesto. ¿Cuál es su masa molecular?

Solución:

1 átomo de carbono $\rightarrow 12 \text{ g}$

29 átomos de carbono $\rightarrow m_c$

$$m_c = \frac{29 \times 12}{1} \text{ g}$$

$$m_c = 348 \text{ g}$$

Por dato: En la vitamina E representa:

$348 \text{ g} \rightarrow 80,87\%$

$m_E \rightarrow 100\%$

$$m_E = \frac{348 \text{ g} \times 100}{80,87} = 430,32 \text{ g}$$

Respuesta: $m_E = 430,32 \text{ g}$

7. Determinar la fórmula empírica del n_Butano a partir de una composición química siguiente: % C = 82,76 % H = 17,24

Solución:

% C = 82,76%

% H = 17,24%

Base : 100 g

mC : 82,76 g

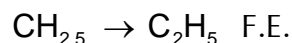
mH : 17,24 g

$$N^\circ \text{ de at g C} = \frac{82,76 \text{ gC}}{12 \text{ gC at g}^{-1}} = 6,89 \text{ at g}$$

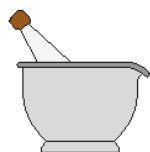
$$N^\circ \text{ de at g H} = \frac{17,24 \text{ gH}}{1 \text{ gH at g}^{-1}} = 17,24 \text{ at g}$$

$$C \rightarrow \frac{6,89}{6,89} = 1$$

$$H \rightarrow \frac{17,24}{6,89} = 2,5$$



Respuesta: La fórmula empírica es C_2H_5



8. El número de átomos contenidos en un átomo-gramo de cualquier elemento es:

- a) Variable con la presión
 b) $6,023 \times 10^{23}$
 c) $6,023 \times 10^{11}$
 d) $22,4 \times 10^{24}$
 e) $22,4 \times 10^{23}$

Solución:

De acuerdo a la definición del número de Avogadro

1 at – g contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos

o también: $N_A = 6,023 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{at.g}}$

Respuesta: (b)

9. Calcular el peso molecular del $K_3[Fe(CN)_6]$. Utilizar las tablas para los pesos atómicos y ¿cuál es su composición centesimal?

Solución:

$$3K \rightarrow 3 \times 39 = 117$$

$$1 Fe \rightarrow 1 \times 55,85 = 55,85$$

$$6C \rightarrow 6 \times 12 = 72$$

$$6N \rightarrow 6 \times 14 = 84$$

$$\bar{M} = 328,85 \text{ vma}$$

$$\% K = \frac{117}{328,85} \times 100 = 35,58$$

$$\% Fe = \frac{55,85}{328,85} \times 100 = 16,98$$

$$\% C = \frac{72}{328,85} \times 100 = 21,89$$

$$\% N = \frac{84}{328,85} \times 100 = 25,55$$

Respuesta: La composición es **K = 35,58%**, **Fe = 16,98%**, **C = 21,89%** y **N = 25,55%**

10. En el siguiente compuesto: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

a) Indicar la composición centesimal del oxígeno, hidrógeno, sodio y azufre

b) Calcular el porcentaje en peso del agua

Solución:

a. Composición centesimal: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

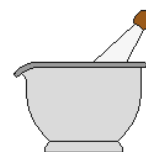
$$Cu = 63,5$$

$$O = 16$$

$$S = 32$$

$$H = 1$$

$$\bar{M}_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 249,5$$



QUÍMICA GENERAL

$$\%Cu = \frac{63,5}{249,5} \times 100 = 25.45$$

$$\%S = \frac{32}{249,5} \times 100 = 12,83$$

$$\%O = \frac{9(16)}{249,5} \times 100 = 57.72$$

$$\%H = \frac{10 \times 1}{249,5} \times 100 = 4.00$$

b. $\%W_{H_2O} = \frac{5(18)}{249,5} \times 100 = 36.07$

Respuesta: La composición centesimal es **Cu = 25,45%**, **S = 12,83**,
O = 57,72 y **H = 4%**

11. Se tiene un bloque de Fe, de las siguientes dimensiones 8 cm x 2,5 cm x 14 cm. Si la densidad del hierro es 7,8 g/cm³

- Determinar los átomos de Hierro
- El N° de at-g de Hierro

a) Como la densidad de hierro es 7,8 g/cm³ y Densidad = m/V
 $m_{Fe} = \rho \times V \dots\dots\dots (1)$

Como $V = 2,5 \text{ cm} \times 8 \text{ cm} \times 14 \text{ cm} = 280 \text{ cm}^3$, reemplazando en (1)
 $m_{Fe} = 7,8 \text{ g/cm}^3 (280 \text{ cm}^3) \rightarrow m_{Fe} = 2184 \text{ g} \dots (a)$

$$\frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{\# \text{ átomo Fe}}{6,023 \times 10^{23}} \dots\dots(1)$$

(a) en (1) $\frac{2184}{55,8} = \frac{\# \text{ atomos Fe}}{6,023 \times 10^{23}}$

Respuesta: En el bloque existen **2,3573 x 10²⁵ átomos de Fe** o **39,14N_A**

b) $\# \text{ at-g}_{Fe} = \frac{m}{M_{Fe}} = \frac{2184}{55,8} = 39,14$

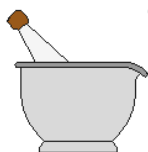
Respuesta: El # at-g Fe en el bloque es **39,14**

12 En un depósito se tiene 84 g de nitrógeno del cual se extraen 2N_A átomos de este elemento (PA: N = 14)

- ¿Cuántas moléculas de nitrógeno quedan en el depósito?
- ¿Cuántas moles de nitrógeno quedan en el depósito?

Solución:

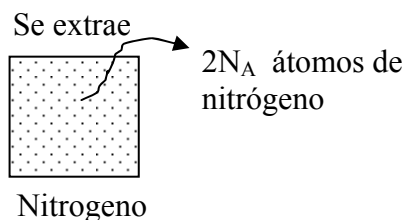
$\# \text{moléculas que quedan} = \# \text{moléculas iniciales} - \# \text{moléculas extraídas}$



Cálculo de las moléculas iniciales:

$$\frac{m_{N_2}}{M_{N_2}} = \frac{\# \text{moléculas } N_2}{N_A}$$

$$\frac{84}{28} = \frac{\# \text{moléculas } N_2}{N_A}$$



En el inicio: # moléculas N₂ = 3N_A

Se extraen: 2N_A átomos de Nitrógeno que equivale a 1N_A moléculas de N₂

Quedan: 3N_A - 1N_A = 2N_A

Respuesta: En el recipiente queda 2N_A moléculas de N₂

b. Moles (mol-g) nitrógeno que quedan: n_{N2}

$$\text{mol-g}_{N_2} = \frac{m}{M_{H_2}} = \frac{\# \text{moléculas}}{N_A} = \frac{2N_A}{N_A}$$

Respuesta: En el depósito quedan 2mol-g ó 2 moles

13. ¿Cuántos gramos están contenidos en una masa de CaCO₃, si esta contiene 1/2 del número de moléculas que están contenidas en 360 g de urea (CO(NH₂)₂)?

m_{CaCO3} que contiene → 1/2 del # moléculas de Urea(360 g)

m_{CaCO3} = ??

$$\frac{m}{PM} = \frac{\# \text{moléculas}}{N_A} \quad (1)$$

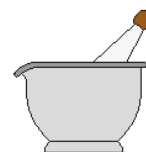
En los 360 g de UREA (CO(NH₂)₂) debemos encontrar su número de moléculas

1N_A moléculas de (CO(NH₂)₂) están contenidas en 60 gramos de Urea

En 360 gramos **se tendrán 6N_A moléculas de** (CO(NH₂)₂)

Como el # moléculas CaCO₃ = 1/2 del # moléculas **de** (CO(NH₂)₂)

$$\# \text{moléculas CaCO}_3 = \frac{1}{2} (6N_A) = 3N_A$$



Determinación de la masa de CaCO_3

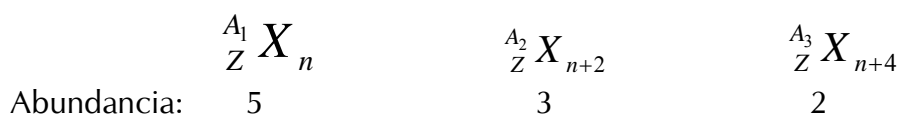
En la ecuación (1)

$$\frac{m}{100} = \frac{3N_A}{N_A} \rightarrow m_{\text{CaCO}_3} = 300\text{g}$$

Respuesta: la masa de CaCO_3 es 300 g

14. La cantidad de neutrones de los tres isótopos de un elemento forman una progresión aritmética de razón igual a 2 si sus abundancias son proporcionales a 5, 3 y 2 respectivamente. Si su masa atómica promedio es 29,4 y los neutrones suman 30. Hallar el número másico del más abundante.

Solución:



$$A_1 = Z + n = Z + 8$$

$$A_2 = Z + n + 2 = Z + 10$$

$$A_3 = Z + n + 4 = Z + 12$$

$$MA = \frac{5A_1 + 3A_2 + 2A_3}{5 + 2 + 3}$$

$$MA = 29,4 = \frac{5(Z+8) + 3(Z+10) + 2(Z+12)}{10} \text{ . Resolviendo } Z = 20$$

$$\text{Si } \Sigma \text{ neutrones es } 30$$

$$n + n + 2 + n + 4 = 30$$

$$3n = 24 \Rightarrow n = 8$$

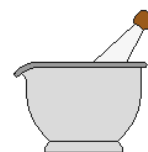
Respuesta: $Z = 20$

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Si la fórmula molecular del fósforo blanco es P_4 ¿cuántos átomos hay en 0,1 mol de moléculas de fósforo?
2. ¿Cuántos átomos de nitrógeno tiene 18 moles de N_2O_4 ?
3. Una sustancia X tiene un peso molecular de 160, calcular la masa en gramos de una molécula.

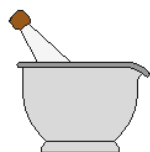


4. En 18 mL de agua, indicar el número de átomos de oxígeno.
5. ¿Cuántas moles de átomos de carbono habrá en una raya escrita con lápiz y conociendo que dicha raya pesa 8 mg (asumiendo que la raya es todo carbono).
6. Determine la fórmula de un compuesto cuya composición centesimal es: H = 3,65% ; P = 37,80% ; O = 58,55%
7. Si un elemento triatómico (E_3) tiene por átomo 8 neutrones. Calcular la cantidad de neutrones que habrá en 180g de E_3 , sabiendo que en 160g del Elemento E hay $10N_A$ átomos.
8. Una gota de ácido oleico tiene un volumen de $0,054 \text{ cm}^3$. si su densidad es $0,78\text{g/cm}^3$. ¿Cuántas moléculas de ácido habrá en ella?.
Peso molecular del ácido oleico = 282
9. Se tiene 3 litros de solución de H_3PO_4 cuya $\rho = 1,7 \text{ g/mL}$ y al 60% en peso de ácido. Para el H_3PO_4 ; calcular:
 - a) Número moléculas de H_3PO_4
 - b) Número mol-g H_3PO_4
 - c) Número átomos de H
 - d) Número moléculas de H_2
 - e) Número átomos de oxígeno
 - f) Número de moléculas de oxígeno
10. En un depósito cerrado hay 5 moles de Oxígeno y 10 moles de Hidrógeno. Hallar
 - a) El número de moléculas de O_2
 - b) El número de moléculas de H_2
 - c) El número de átomos de Hidrógeno
11. Calcular la composición centesimal del H_3PO_4
12. Determinar la composición centesimal de : a) Na_2CO_3 b) $C_6H_{12}O_6$
13. Un cierto compuesto esta formado por 47,4 % de azufre y 52,6 % de Cloro. Su masa molar es aproximadamente 135. Determine su Fórmula molecular.
 - a) S_3Cl_5
 - b) SCl_4
 - c) SCl
 - d) S_2Cl_2
 - e) SCl_2



RESPUESTAS

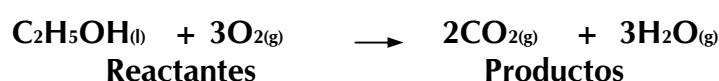
1. $2,4092 \times 10^{-23}$ átomos de P
2. $36N_A$ átomos de nitrógeno
3. $26,56 \times 10^{-23}$ g
4. $6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno
5. $6,6 \times 10^{-4}$ mol de C
6. H_3PO_3
7. $90 N_A$ neutrones
8. $8,9 \times 10^{19}$ moléculas
9. a) $31,22 N_A$ molécula de H_3PO_4
b) 31,22 mol g
c) $93,66 N_A$ átomos de hidrógeno
d) $46,83 N_A$ moléculas de hidrógeno
e) $124,88 N_A$ átomos de oxígeno
f) $62,44 N_A$ moléculas de oxígeno
10. a) $30,11 \times 10^{23}$ moléculas b) $60,22 \times 10^{23}$ moléculas
c) $120,44 \times 10^{23}$ átomos



CAPÍTULO VII

REACCIONES QUÍMICAS

Cuando las sustancias sufren cambios fundamentales se producen las reacciones químicas, es decir se consumen una o mas sustancias para producir otras sustancias. A las sustancias presentes al inicio de la reacción se les llama reactantes y a las sustancias que la reacción produce se les conoce como productos.



Las ecuaciones químicas sirven para representar de forma simbólica una reacción química y nos da información sobre ella.

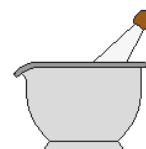
REACTANTES	:	C ₂ H ₅ OH (alcohol)
	:	O ₂ (oxígeno)
PRODUCTOS	:	CO ₂ (dióxido de carbono)
	:	H ₂ O (agua)
COEFICIENTES ESTEQUIOMETRICOS	:	1,3, 2, 3
ESTADOS DE LA SUSTANCIAS	:	Se coloca entre paréntesis el estado después de la fórmula
		(g) : gaseoso
		(l) : líquido
		(s) : sólido
		(ac) : acuoso

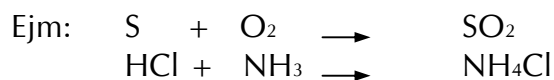
En ciertos casos para modificar la velocidad de la reacción se le adiciona una sustancia que se le denomina **catalizador** y se le coloca sobre la flecha que separa a los reactantes y productos.

1. CLASIFICACIÓN DE REACCIONES QUÍMICAS

a) Reacción de síntesis, composición, adición:

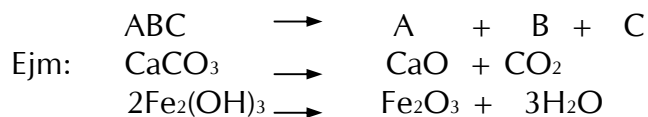
Cuando dos o mas sustancias se combinan para obtener otra sustancia.





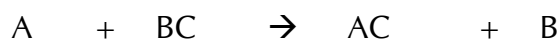
b) Reacciones de descomposición

Cuando una sustancia se descompone en varias sustancias



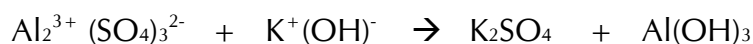
c) Reacción de sustitución o desplazamiento(simple)

Cuando un átomo o ión desplaza a un átomo o ión de un compuesto.



d) Reacción de doble desplazamiento o metátesis

Cuando dos sustancias intercambian sus átomos.



e) Reacciones Exotérmicas:

Cuando la reacción química libera energía.



f) Reacción Endotérmica:

Es la reacción química que para llevarse a cabo necesita absorber energía.



g) Reacción de combustión:

Son aquellas reacciones de sustancias mayormente orgánicas que reaccionan con el oxígeno desprendiendo calor y luz.



Tipos de reacciones de combustión:

Combustión completa: Se realiza cuando el oxígeno se encuentra en la cantidad suficiente.



Combustión incompleta: Es cuando el oxígeno se encuentra en menor cantidad a la necesaria.

**h) Reacción de oxidación – reducción:**

Cuando algunos de los elementos se oxidan o reducen.



El cromo se reduce

El cloro se oxida

i) Reacción de neutralización:

Es cuando los reactantes son un ácido y una base y producen sal y agua.

**j) Reacciones de acuerdo al sentido de la reacción:**

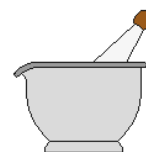
Reacciones Irreversibles: Son aquellas que se llevan a cabo en un solo sentido (\rightarrow).

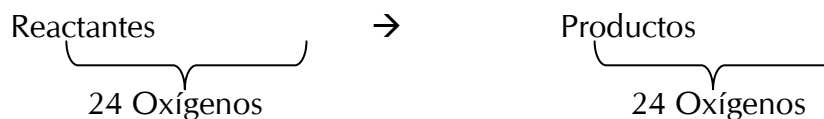


Reacciones Reversibles: Son aquellas que se llevan a cabo en dos sentidos (\leftrightarrow)

**2. BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS**

La cantidad de átomos de un elemento en los reactantes debe ser igual a la cantidad de átomos en los productos.



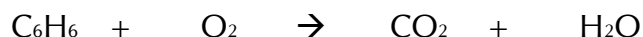


MÉTODOS DE BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS

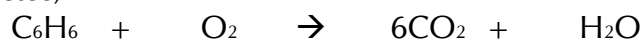
1.1 MÉTODO DEL TANTEO:

O por simple inspección, se utiliza para ecuaciones sencillas y se realiza por simple observación.

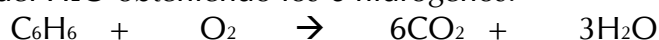
EJEMPLO



En los reactantes hay 6 carbonos, multiplicamos por 6 al CO_2 (productos)



En los reactantes hay 6 hidrógenos entonces multiplicamos por 3 a la molécula del H_2O obteniendo los 6 hidrógenos.



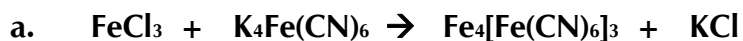
En el producto hay 15 oxígenos, entonces multiplicamos por 15/2 al O_2



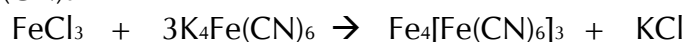
Para evitar la fraccionalidad se multiplica por 2 toda la ecuación química.



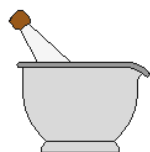
BALANCEAR POR TANTEO



Productos: 18(CN), multiplicamos por 3 la molécula de $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$



En los productos hay 7Fe y 12K en los reactantes multiplicamos por 4 al FeCl_3 y por 12 al KCl .



- b. $\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + \text{H}_2$
 $\text{Al} + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3/2\text{H}_2$
 $2\text{Al} + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2$
- c. $\text{Th}(\text{NO}_3)_4 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Th}_3(\text{PO}_4)_4 + \text{KNO}_3$
 Productos: 3Th y 4(PO₄), se multiplica por 3 la molécula de Th(NO₃)₄ y por 4 la molécula de K₃PO₄ y se concluye por tanteo.
 $3\text{Th}(\text{NO}_3)_4 + 4\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Th}_3(\text{PO}_4)_4 + 12\text{KNO}_3$
- d. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 Reactantes: 4 oxígenos
 $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 Productos: 8 hidrógenos
 $\text{KMnO}_4 + 8\text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 Reactantes: 8 cloros
 $\text{KMnO}_4 + 8\text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + 5/2\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
 Multiplicando por 2:
 $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

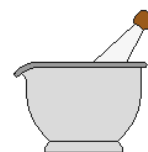
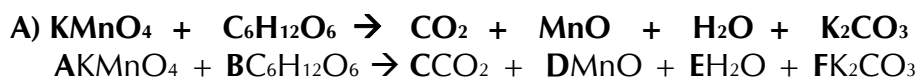
1.2 MÉTODO ALGEBRAICO O COEFICIENTES INDETERMINADOS

Se utiliza para ecuaciones químicas de mayor dificultad que no se puedan balancear fácilmente.

PROCEDIMIENTO:

- A cada sustancia se le adjudica una variable.
- Se elabora ecuaciones para cada elemento.
- Se resuelven las ecuaciones, para ello se asume un valor para una variable, aquella que nos ayude a resolver el mayor número de ecuaciones.
- Los valores de la variable se coloca en la ecuación original y se comprueba.

BALANCEAR POR COEFICIENTES INDETERMINADOS O MÉTODO ALGEBRAICO



QUÍMICA GENERAL

$$\begin{aligned} \text{K} & : A = 2F \text{ -----} & (1) \\ \text{Mn} & : A = D \text{ -----} & (2) \\ \text{O} & : 4A + 6B = 2C + D + E + 3F \text{ -----} & (3) \\ \text{C} & : 6B = C + F \text{ -----} & (4) \\ \text{H} & : 12B = 2E \text{ simplificando } 6B = E \text{ -----} & (5) \end{aligned}$$

Asumiendo F = 1

$$\text{Ec (1): } A = 2F \\ A = 2$$

$$\text{Ec (2): } A = D = 2 \\ D = 2$$

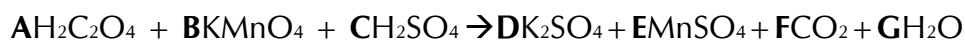
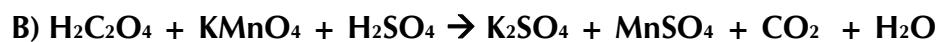
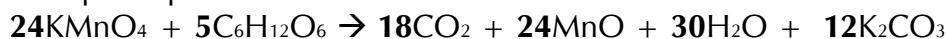
$$\begin{aligned} \text{Ec (3):} \\ 4A + 6B &= 2C + D + E + 3F \\ 8 + 6B &= 2C + 2 + E + 3 \\ 3 &= 2C \\ C &= 3/2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Ec (4):} \\ 6B &= C + F \\ 6B &= 3/2 + 1 \\ 6B &= 5/2 \\ B &= 5/12 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Ec (5):} \\ 6B &= E \\ 6(5/12) &\rightarrow E = 5/2 \end{aligned}$$



Multiplicar por 12



$$\begin{aligned} \text{H} & : 2A + 2C = 2G \text{ -----} & (1) \\ \text{C} & : 2A = F \text{ -----} & (2) \\ \text{O} & : 4A + 4B + 4C = 4D + 4E + 2F + G \text{ -----} & (3) \\ \text{K} & : B = 2D \text{ -----} & (4) \\ \text{Mn} & : B = E \text{ -----} & (5) \\ \text{S} & : C = D + E \text{ -----} & (6) \end{aligned}$$

Asumiendo: B = 2

$$\text{Ec (4): } 2 = 2D \\ D = 1$$

$$\text{Ec (5): } B = E = 2$$

$$\begin{aligned} \text{Ec (6): } C &= D + E \\ C &= 2 + 1 \\ C &= 3 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{Ec (1): } & 2A + 2C = 2G \\ & A + C = G ; A - G = -C \\ & A - G = -3 \text{ -----(7)} \end{aligned}$$

$$\text{Ec (3):} \quad 4A + 4B + 4C = 4D + 4E + 2F + G \dots (8)$$

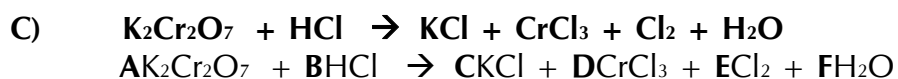
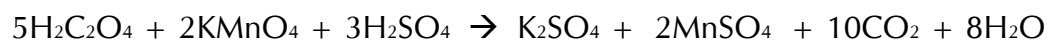
$$\text{Ec(2):} \quad 2A = F \rightarrow 4A = 2F$$

$$\begin{aligned} \text{En (8):} \quad & 2F + 8 + 12 = 4 + 8 + 2F + G \\ & G = 8 \end{aligned}$$

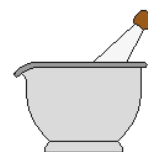
$$\begin{aligned} \text{Por Ec (7):} \quad & A - G = -3 \\ & A = -3 + G \\ & A = 5 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Ec (2):} \quad & 2A = F \\ & 2(5) = F \quad \quad F = 10 \end{aligned}$$

Finalmente:



$$\begin{array}{llll} \text{K} & : & 2A = C \text{ -----} & (1) \\ \text{Cr} & : & 2A = D \text{ -----} & (2) \\ \text{O} & : & 7A = F \text{ -----} & (3) \\ \text{H} & : & B = 2F \text{ -----} & (4) \\ \text{Cl} & : & B = C + 3D + 3E \text{ -----} & (5) \end{array}$$



Asumiendo: $A = 1$

$$\text{Ec (1): } 2A = C$$

$$2 = C$$

$$\text{Ec (2): } 2A = D$$

$$2(1) = D$$

$$D = 2$$

$$\text{Ec (3): } 7A = F$$

$$F = 7$$

$$\text{Ec (4):}$$

$$B = 2F$$

$$B = 2(7)$$

$$B = 14$$

$$\text{Ec (5):}$$

$$B = C + 3D + 2E$$

$$14 = 2 + 6 + 2E$$

$$6 = 2E$$

$$E = 3$$

Colocando las variables en la ecuación



1.3 MÉTODO REDOX

Se utiliza este método en Reacciones químicas donde los elementos se oxidan o se reducen.

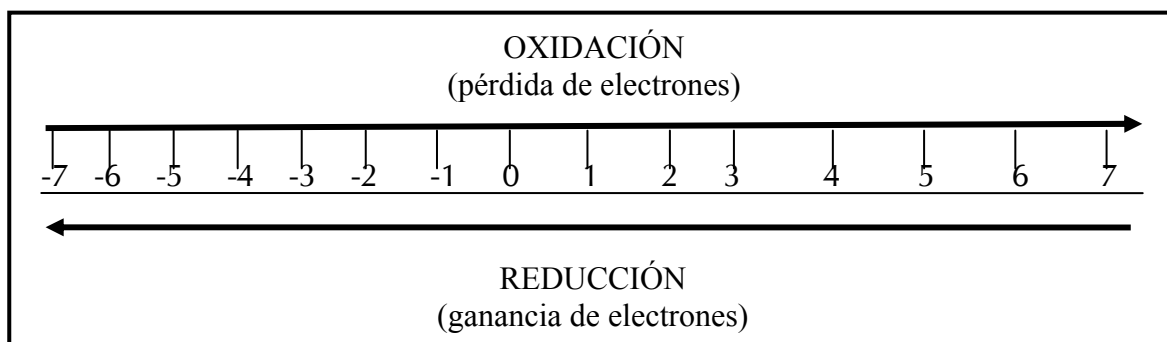
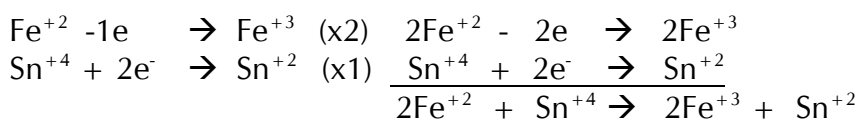
Oxidación: Es el proceso donde el átomo molecular o ión pierde electrones.



Reducción: Es el proceso donde el átomo, molécula o ión gana un electrón.



Ecuación redox: Es donde ocurre en forma simultánea los procesos de oxidación y reducción y se obtiene sumando las dos semireacciones.



Números de Oxidación

- 1) El hidrogeno tiene un N.O. de +1, excepto en los hidruros metálicos donde su número de oxidación es -1.
 Hidrogeno: $H^{+1} \rightarrow H_2SO_4, HCl$
 $H^{-1} \rightarrow NaH, KH, CaH_2$
- 2) El oxigeno tiene un N.O. de -2, excepto en los peróxidos donde su N.O. = -1
 Oxigeno: $O^{-2} \rightarrow H_2O, NaOH, H_2SO_4$
 $O^{-1} \rightarrow H_2O_2, Na_2O_2$
- 3) Los metales tienen un N.O. positivo (+)
 $Fe^{+2}, Fe^{+3}, Cu^{+1}, Cu^{+2}$
- 4) Los elementos de la familia IA tiene un N.O. = +1 y los de la familia IIA un N.O. = +2
- 5) Un compuesto tiene un N.O. = 0
- 6) En los cloruros, bromuros, yoduros, el cloro bromo y yodo tiene un N.O. = -1
- 7) Todo elemento libre tiene un N.O. = 0

Procedimiento:

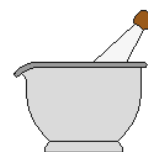
- a. Se identifica el elemento que se oxida o se reduce.
- b. Formar las semirreacciones de oxidación y reducción.
- c. Realizar el **balance de masa**, balance de carga de cada semireacción y total donde :

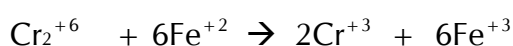
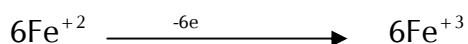
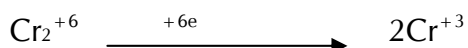
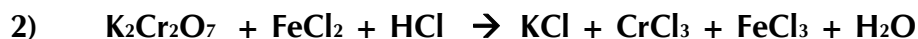
$$\text{Número electrones ganados} = \text{Número electrones perdidos}$$

- d. Los coeficientes que tiene cada especie en la ecuación Redox se colocan en la ecuación química si es necesario.
- e. Terminar el balance con el método del tanteo y comprobar.

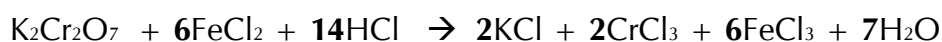
Nota:

En algunos casos es necesario modificar algunos de los coeficientes hallados por la ecuación Redox.

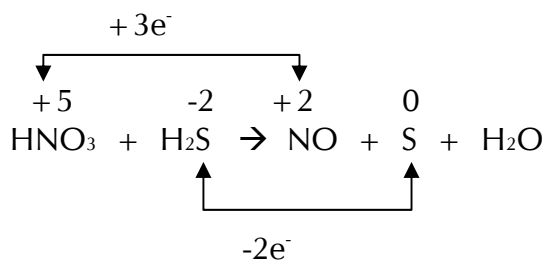
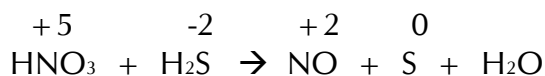




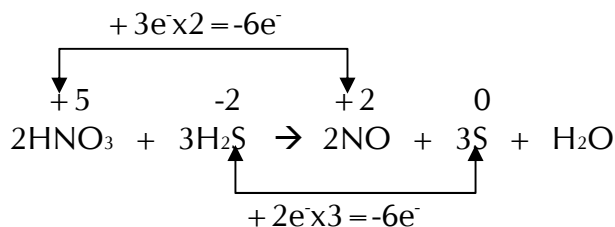
Terminamos el balance por el método del tanteo:



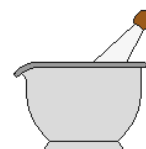
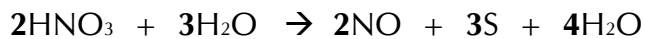
3) **Balancear por el método Redox:**



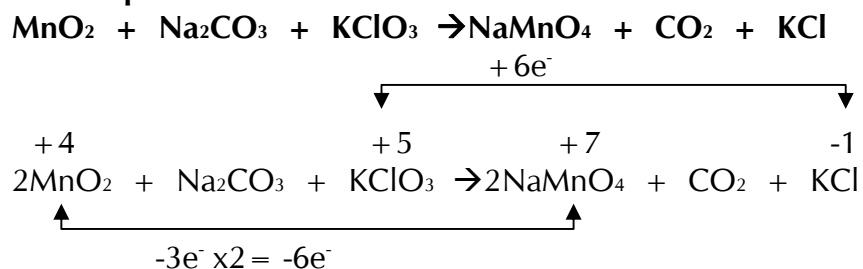
Balance de carga: #e⁻ ganados = #e⁻ perdido, la semirreacción de oxidación x3 y la reducción x2.



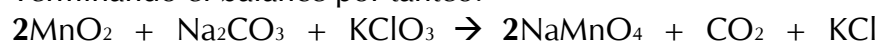
Por el método del tanteo se termina el balance:



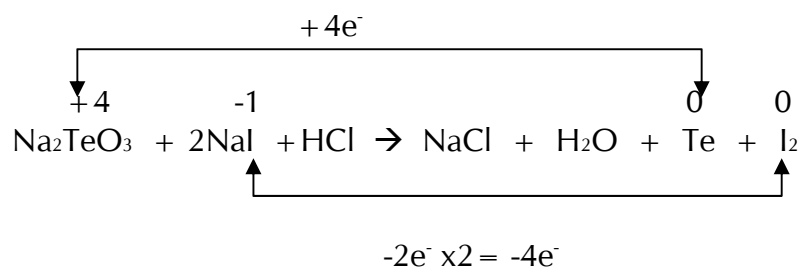
4) **Balance por Redox**



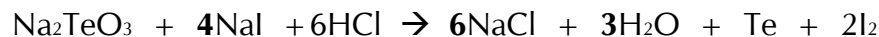
Terminando el balance por tanteo:



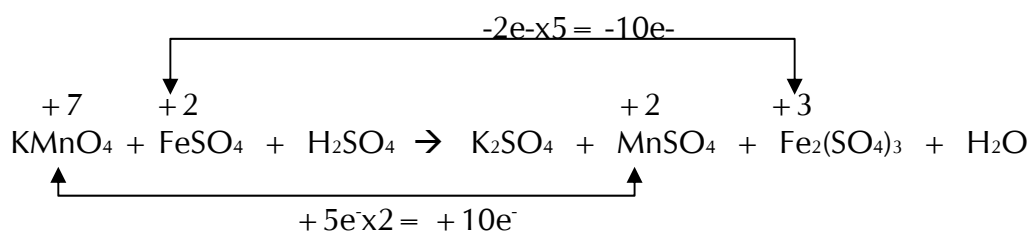
5) **Balance por Redox:**



Por tanteo:



6) **Indicar los coeficientes de los reactantes:**



Por tanteo:

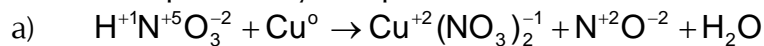


Los coeficientes estequiométricos de los reactantes son 2, 10 y 8.



PROBLEMAS RESUELTOS

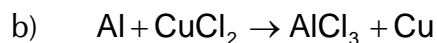
1) Indicar el tipo de Rx y completar si es necesario



El Cu y N cambian su número de oxidación

∴ Rx : oxidación – reducción

Rx Irreversible



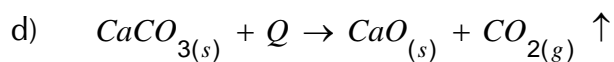
Rx de simple desplazamiento

Rx de oxidación – reducción



Rx de doble desplazamiento

Rx irreversible

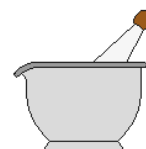
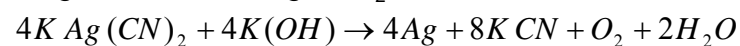
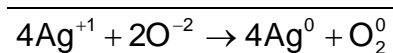
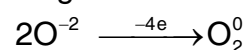
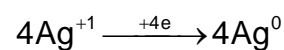
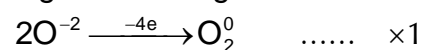
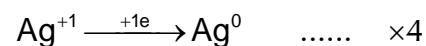
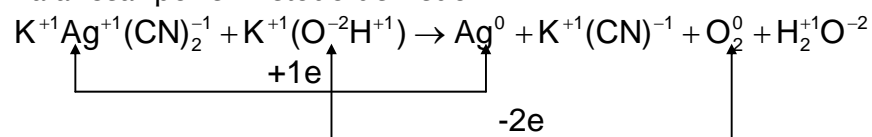


Rx de descomposición

Rx endotérmica

Rx Irreversible

2) Balancear por el método de Rédox



EJERCICIOS PROPUESTOS

1) **Balancear las siguientes ecuaciones de acuerdo al método de tanteo:**

- a) $\text{AgNO}_3 + \text{KCN} \rightarrow \text{AgCN} + \text{KNO}_3$
- b) $\text{AgCN} + \text{KCN} \rightarrow \text{KAg}(\text{CN})_2$
- c) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
- d) $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Ag} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- e) $\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBr} + \text{I}_2$
- f) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{Fe} + \text{HI} \rightarrow \text{FeI}_3 + \text{H}_2$
- h) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- i) $\text{C}_6\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- j) $\text{C}_7\text{H}_{16} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
- k) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{CO}$
- l) $\text{MgSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- m) $\text{As}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{As}_2\text{S}_3 + \text{NaNO}_3$
- n) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
- o) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeCl}_3$
- p) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{C} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Na}(\text{CN}) + \text{CO}$

2) **Balancear las siguientes ecuaciones utilizando el método algebraico o redox:**

- a) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2$
- f) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- h) $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- i) $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- j) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- k) $\text{Al} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{Cu}$
- l) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- m) $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



3) Indicar el tipo de reacción:

- a) Energía + S + Fe \rightarrow FeS
 b) NaCl + AgNO₃ \rightarrow AgCl + NaNO₃
 c) H₂SO₄ + KOH \rightarrow K₂SO₄ + H₂O
 d) 2HI \leftrightarrow H₂ + I₂
 e) C + O₂ \rightarrow CO₂ + energía

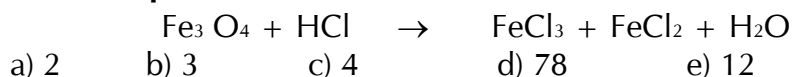
4) Colocar la fórmula y nombre de los productos

- a) KOH + HCl \rightarrow _____ + _____
 b) Zn + HNO₃ \rightarrow _____ + _____
 c) MgCO₃ \rightarrow _____ + _____
 d) Fe + HI \rightarrow _____ + H₂

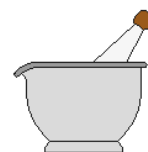
5) Ejercicios adicionales

Balancear las siguientes reacciones:

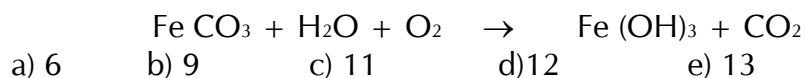
- a) KMnO₄ + KCrO₂ + H₂O \rightarrow K₂CrO₄ + MnO(OH)₂
 b) CaCN₂ + C + Na₂CO₃ \rightarrow CaCO₃ + NaCN
 c) KMnO₄ + H₂SO₄ + H₂S \rightarrow K₂SO₄ + MnSO₄ + S + H₂O
 d) Na₂CO₃ + C + N₂ \rightarrow NaCN + CO
 e) K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ + H₂S \rightarrow K₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + S + H₂O
 f) KNO₃ + S + C \rightarrow K₂S + N₂ + CO₂
 g) KMnO₄ + HCl \rightarrow KCl + MnCl₂ + H₂O + Cl₂
 h) FeSO₄ + KMnO₄ + H₂SO₄ \rightarrow Fe₂(SO₄)₃ + K₂SO₄ + MnSO₄ + H₂O
 i) K₂Cr₂O₇ + HCl \rightarrow KCl + CrCl₃ + H₂O + Cl₂
 j) KMnO₄ + HNO₂ + H₂SO₄ \rightarrow HNO₃ + K₂SO₄ + MnSO₄ + H₂O
 k) NaCl + MnO₂ + H₂SO₄ \rightarrow NaHSO₄ + MnSO₄ + H₂O + Cl₂
 l) MnO(OH)₂ + H₂O₂ + H₂SO₄ \rightarrow MnSO₄ + H₂O + O₂
 m) NaIO₃ + NaHSO₃ \rightarrow NaHSO₄ + Na₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + I₂
 n) NaSO₃ + Na₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ \rightarrow Na₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + H₂O
 o) K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ + H₂S \rightarrow K₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + S + H₂O

6) Hallar la suma de todos los coeficientes que balancean la reacción:**7) Obtener el mayor de los coeficientes que balancea la siguiente reacción química:**

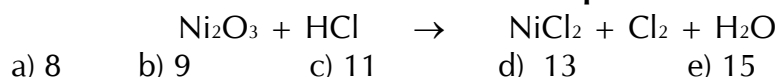
- a) 2 b) 3 c) 4 d) 78 e) 12



- 8) **Determinar la suma de coeficientes de los reactantes que balancean la reacción**



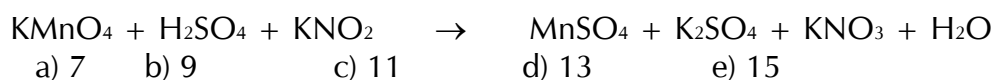
- 9) **Hallar la suma de todos los coeficientes que balancea la reacción**



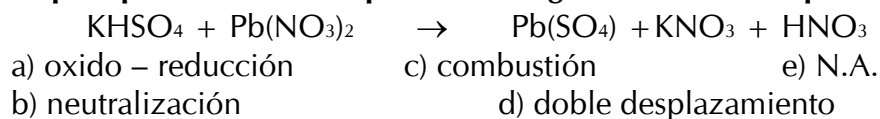
- 10) **Hallar la suma de todos los coeficientes que balancean la reacción**



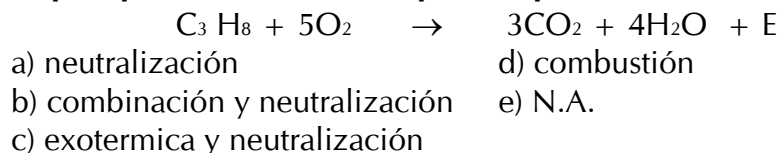
- 11) **Obtener la suma de los coeficientes de los productos que balancean la reacción**



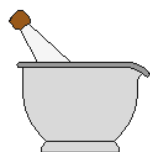
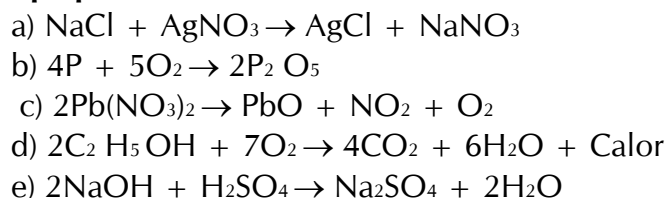
- 12) **A que tipo de reacción representa la siguiente ecuación química**

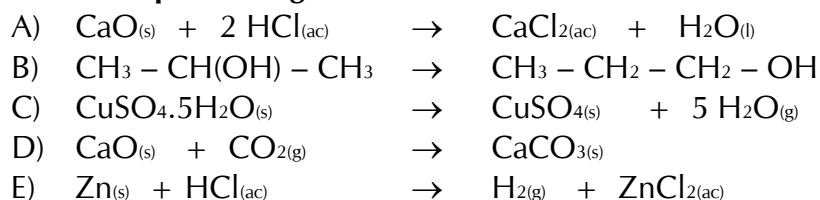


- 13) **A qué tipo de reacción es la que se representa a continuación**



- 14) **En cada una de las siguientes ecuaciones de reacción indicar a que tipo pertenece**



15. Clasifique las siguientes reacciones:**RESPUESTAS****1. .**

- | | | |
|------------|----------------|-------------|
| a) 1,1,1,1 | f) 2,1,2,1,2,2 | l) 1,2,1,1 |
| b) 1,1,1 | g) 2,6,2,3 | m) 2,3,1,6 |
| c) 1,1,1,1 | h) 1,6,6,6 | n) 1,6,2,3 |
| d) 1,2,2,1 | i) 1,9,6,6 | o) 1,4,3,2 |
| e) 2,1,2,1 | j) 2,15,14,16 | p) 14,1,2,3 |
| | k) 1,8,1,8 | |

2. .

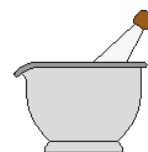
- | | | |
|------------------|-------------------|------------------|
| a) 4,3,3,1,2 | f) 2,10,9,2,5,2,8 | k) 2,3,2,3 |
| b) 2,5,3,1,2,5,3 | g) 4,1,1,2,1 | l) 2,3,5,2,5,1,8 |
| c) 4,2,1,2,2,2 | h) 14,1,2,2,7,3 | m) 6,2,3,3,2,4 |
| d) 8,3,3,2,4 | i) 16,2,2,2,8,5 | |
| e) 2,3,1,3 | j) 8,2,2,2,8,3 | |

3. .

- a: Reacción endotérmica, irreversible y de composición
 b: Reacción de doble desplazamiento e irreversible
 c: Reacción de neutralización, doble desplazamiento e irreversible
 d: Reacción reversible
 e: Reacción de composición, exotérmica e irreversible

4.

- a: KCl (cloruro de potasio) y H_2O (agua)
 b: ZnNO_3 (nitrato de zin (*l*) y el $\text{H}_2\uparrow$ (hidrogeno gaseoso)
 c: CO_2 (dióxido de carbono) y MgO (oxido de magnesio)
 d: FeI_3 (Ioduro férrico)



CAPÍTULO VIII

ESTEQUIOMETRIA

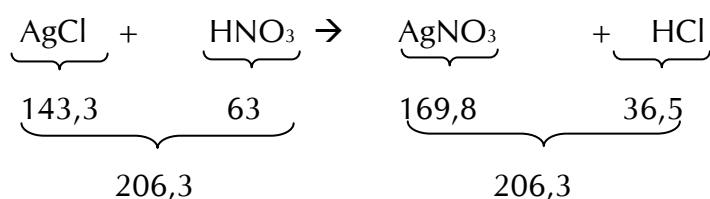
1. LEYES DE LA ESTEQUIOMETRIA

Las leyes de las reacciones químicas son las que regulan las relaciones cuantitativas de las sustancias que intervienen en una reacción.

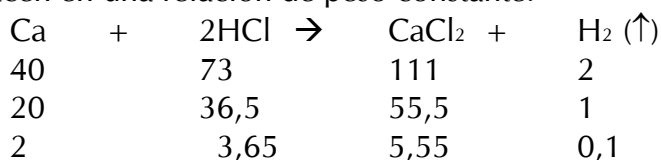
1.a. Leyes Ponderales:

La masa permanece constante es decir:

Masa Reactantes = Masa productos



Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto lo hacen en una relación de peso constante.



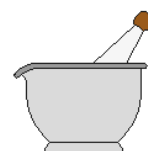
$$\frac{m_{Ca}}{m_{HCl}} = \frac{40}{73} = \frac{20}{36,5} = \frac{2}{3,65} = 0,5479$$

Asimismo la relación se da entre los Reactantes y productos.

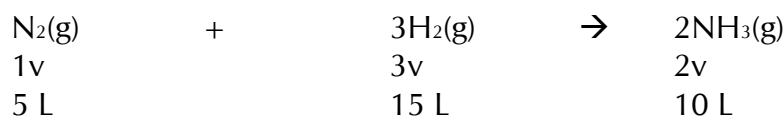
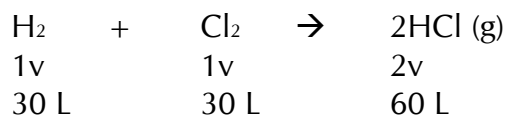
$$\frac{m_{Ca}}{m_{CaCl_2}} = \frac{40}{111} = \frac{20}{55,5} = \frac{2}{5,55} = 0,36$$

1.b. Leyes volumétricas

En una reacción hay una relación constante y definida entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción a las mismas condiciones.



QUÍMICA GENERAL

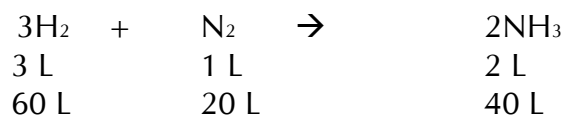


A condiciones normales (C.N.): 1 mol-g de cualquier gas ocupa 22,4 L

$$\text{C.N.} \left\{ \begin{array}{l} P = 1\text{atm} \quad \text{ó} \quad 760 \text{ mmHg} \\ T = 0^\circ\text{C} = 273^\circ\text{K} \end{array} \right.$$

Contracción volumétrica (C.V.)

Nos indica la reducción del volumen cuando la reacción se ha llevado a cabo.



Estas reducciones se deben a que las moléculas gaseosas tienen diferentes distancias intermoleculares.

$$CV = V_R - V_P$$

CV = contracción volumétrica

V_R = Volumen de todos los Reactantes gaseosos

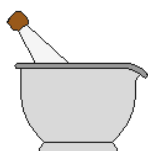
V_P = Volumen de todos los productos gaseosos

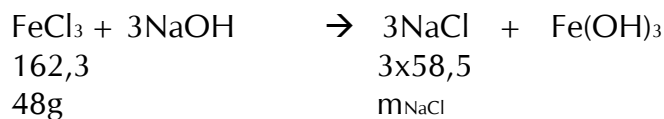
2. Tipos de problemas de estequiometría

2.a. Relación PESO- PESO

Se debe encontrar el peso de una sustancia a partir del peso de otra.

Ejemplo: Determinar la masa de cloruro de sodio que se obtiene a partir de 48g de cloruro férrico.





$$m_{\text{NaCl}} = \frac{48\text{g} \times 3 \times 58,5}{162,3}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 51,90\text{ g}$$

ó

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{3 \times 58,5\text{g de NaCl}}{162,3\text{g de FeCl}_3} \times 48\text{g de FeCl}_3$$

$$m_{\text{NaCl}} = 51,90\text{ g}$$

ó

$$\frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{FeCl}_3}} = \frac{3 \times 58,5}{162,3} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{48}$$

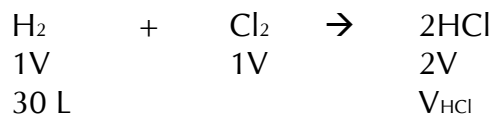
$$m_{\text{NaCl}} = 51,90\text{ g}$$

Respuesta: La masa de NaCl es 51,90 g

2.b. Relación Volumen- Volumen

Se debe determinar el volumen de una sustancia teniendo como dato el volumen de otra sustancia.

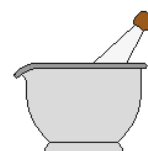
Ejemplo: Si se coloca 30 L de Hidrógeno, determinar el volumen de HCl. Si todos los gases se encuentran a C.N.



$$V_{\text{HCl}} = \frac{30\text{ L} \times 2\text{V}}{1\text{V}} = 60\text{L}$$

$$V_{\text{HCl}} = 60\text{ L}$$

Respuesta: El volumen de HCl es 60 L



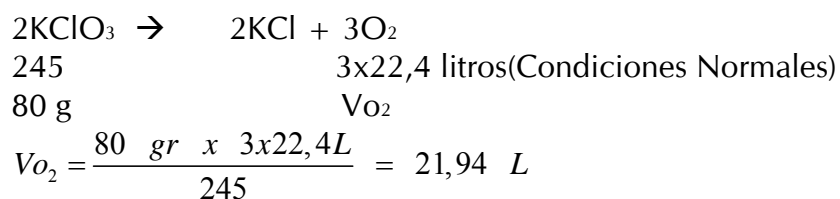
QUÍMICA GENERAL

2.c. Relación Peso- Volumen:

Se puede obtener el volumen de una sustancia a partir de la masa de otra sustancia y viceversa.

Ejm:

A partir de 80 g de KClO_3 , determinar el volumen a C.N. que se obtendrá de oxígeno.



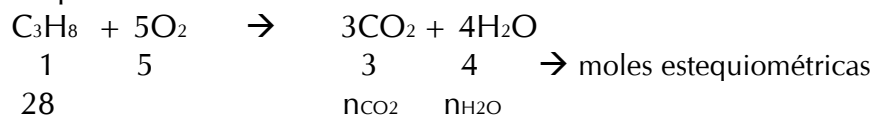
Respuesta: El volumen del Oxígeno es 21,94 Litros

2.d. Relación moles- moles

Se determina las moles de una sustancia a partir del dato de mol de otra sustancia.

Ejm.

Determinar los moles de cada producto si se coloca 28 moles de Propano.



$$n_{\text{CO}_2} = \frac{28 \times 3}{1} = 84$$

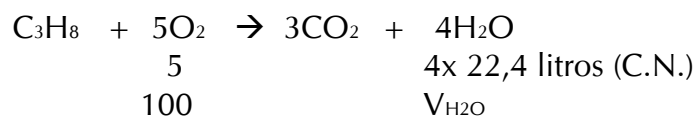
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{28 \times 4}{1}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 112$$

Respuesta: Las moles de agua es 112 y las moles de CO_2 es 84 mol-g

2.e Relación de moles – volumen

De acuerdo a la siguiente reacción se colocan 100 moles de oxígeno. Calcular el volumen a condiciones normales del agua producida.



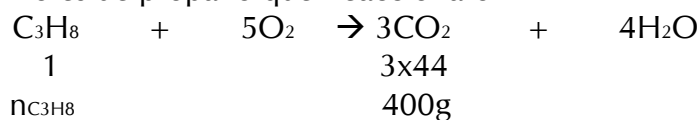
$$n_{H_2O} = \frac{100 \times 4 \times 22,44}{5}$$

$$V_{H_2O} = 1792 \text{ L.}$$

Respuesta: el volumen del agua producida a C.N. es 1792 litros.

2.f Relación moles – peso

Se obtienen 400 gramos de dióxido de carbono. Calcular las moles de propano que reaccionaron.

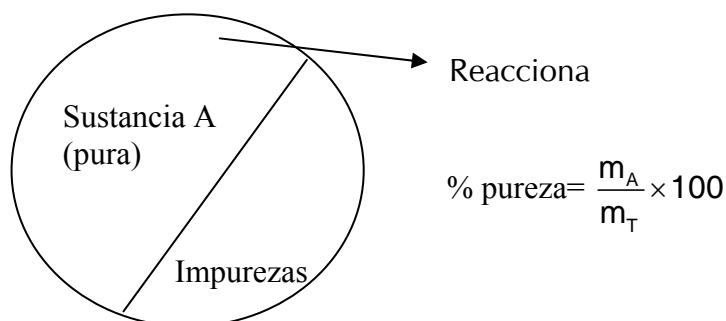


$$n_{C_3H_8} = \frac{400}{3 \times 44} = 3,03$$

Respuesta: Las moles de propano que reaccionaron: 3,03

3. Pureza de sustancia

Ciertas sustancias contienen impurezas, en una reacción química solo reacciona la parte pura.



EJEMPLO

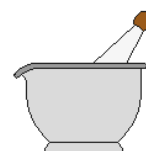
Se tiene 2 Kg. De un mineral que contiene 80% de $CaCO_3$, si se calienta ¿Qué cantidad de óxido de calcio se obtendrá?



Dato:

Mineral: 2000 g

$$\% \text{ pureza} = \frac{m_{CaCO_3}}{m_{\text{mineral}}} \times 100$$

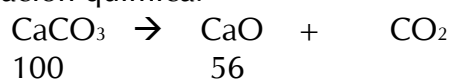


QUÍMICA GENERAL

$$80 = \frac{m_{CaCO_3}}{2000} \times 100$$

$$n_{CaCO_3} = 1600 \text{ g}$$

En la ecuación química:



$$m_{CaO} = 1600 \times 56 / 100$$

$$m_{CaO} = 896 \text{ g}$$

Respuesta: La masa de CaO es 896 g

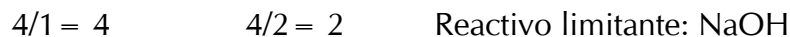
4. Reactivo Limitante (R.L.)

Es la sustancia que cuando se consume, la reacción concluye, debido a que se encuentra en menor cantidad.

Para determinar el reactivo limitante hay dos formas.

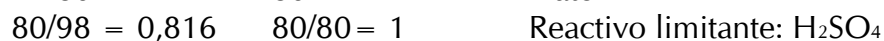
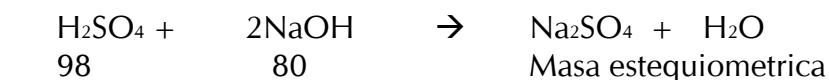
- 1) Se divide los moles por el coeficiente estequiométrico, el menor valor hallado es el R.L.

Ejemplo: Determinar el R.L. si se colocan 4 moles de NaOH y 4 moles de H₂SO₄



Respuesta: El reactivo limitante es el NaOH porque su fracción es la menor.

- 2) Se divide la masa (dato) por la masa estequiométrica
Ejem. Determine el R.L. si se colocan 80 g. de NaOH y 80 g. de H₂SO₄



El reactivo limitante es el ácido sulfúrico porque su fracción es la menor.



5. RENDIMIENTO O EFICIENCIA

En algunas reacciones la masa de los reactantes no se transforma totalmente en productos, por lo cual existe un rendimiento en la reacción.

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{m_{\text{experimental}}}{m_{\text{teórica}}} \times 100$$

$m_{\text{teórica}}$: Es la masa que se produciría si la reacción se hubiese llevado a cabo con el 100% de eficiencia. Es la masa calculada en forma teórica

$m_{\text{experimental}}$: Es la masa que se ha producido en forma experimental.

Ejemplo: Se tiene 1300 mL de una solución de NaOH cuya densidad = 1,5 g/mL y al 50% en peso de NaOH. Determinar la masa producida de Na_2SO_4 , si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

Datos:

Sol. NaOH: $V = 1300 \text{ mL}$ Densidad = 1,5 g/mL

$\%W_{\text{NaOH}} = 50\%$

$\rho = m/v \rightarrow m = \rho \times V = 1,5 \text{ g/mL}$

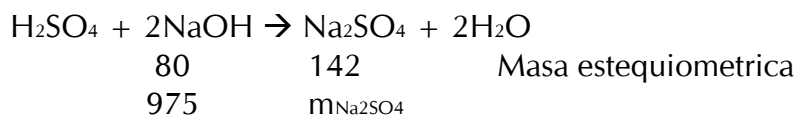
$m_{\text{sol}} = 1,5 \text{ g/mL} \times 1300 \text{ mL}$

$m_{\text{sol}} = 1950 \text{ g}$

el NaOH se encuentra al 50%

$m_{\text{NaOH}} = 0,50 (1950 \text{ g})$

$m_{\text{NaOH}} = 975 \text{ g}$



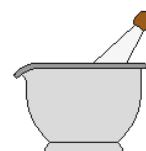
$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{975 \times 142}{80} = 1730,6$$

Nos dicen que el rendimiento es el 80%

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{teórica}}} \times 100$$

$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 1730,6$ es la masa teórica (100%)

$$80 = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{1730,6} \times 100$$



QUÍMICA GENERAL

Masa producida de Na_2SO_4 (considerando el 80% de eficiencia)

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 1384,48 \text{ g}$$

Respuesta: La masa de Na_2SO_4 producida es 1384,48 g

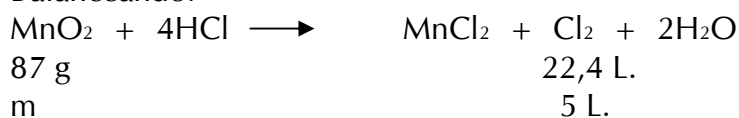
PROBLEMAS RESUELTOS

1. ¿Cuántos gramos de MnO_2 son necesarios para preparar 5 litros de cloro a condiciones normales según la reacción:



Solución:

Balanceando:

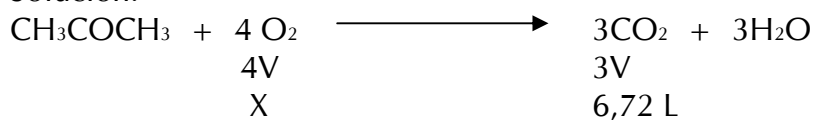


$$m = 19,42 \text{ g de MnO}_2$$

Respuesta : La masa de MnO_2 necesaria es 19,42 g

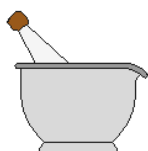
2. Si al quemar cierta masa de acetona (CH_3COCH_3) se ha producido 6,72 L de CO_2 en condiciones normales. ¿Qué volumen de oxígeno se ha empleado a las mismas condiciones?

Solución:



$$X = 8,96 \text{ L de O}_2$$

Respuesta: El volumen de oxígeno es 8,96 litros de O_2



3. El 50% de CO₂ producido en la combustión completa del propano es utilizado para producir hielo seco, determinar la masa del propano necesario para producir 1320 g de hielo seco.

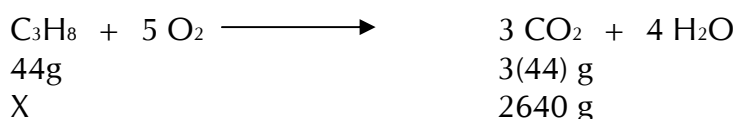
Solución:

El hielo seco es el CO₂ sólido

$$\begin{array}{l} 1320 \text{ g CO}_2 \text{ -----} 50\% \text{ (solo se utiliza el 50\% del CO}_2\text{, en la} \\ \text{Produccion de hielo seco)} \\ X \text{ -----} 100\% \end{array}$$

$$X = 2640 \text{ g. masa total de CO}_2 \text{ producido}$$

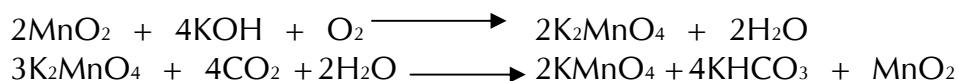
La reacción de combustión del propano:



$$X = 880 \text{ g de propano.}$$

Respuesta: La masa del propano es 880 g.

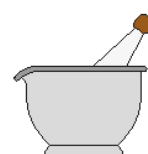
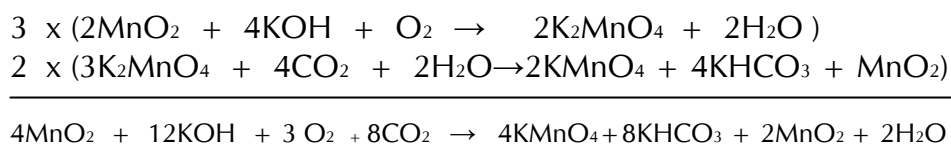
4. Considerar las dos ecuaciones siguientes utilizadas en la preparación del KMnO₄:



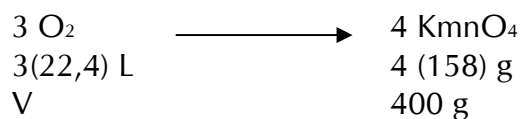
¿Cuántos litros de gas O₂ a condiciones normales debe consumirse para producir 400 g de KMnO₄?

Solución:

De las dos ecuaciones podemos sacar otra tercera, llamada reacción global, aplicando la ley ponderable de las proporciones recíprocas:



QUÍMICA GENERAL



$$V = 42,5 \text{ L de O}_2$$

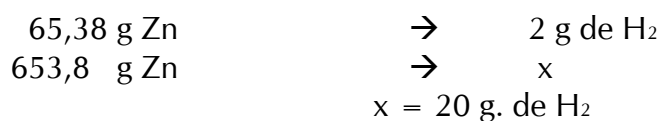
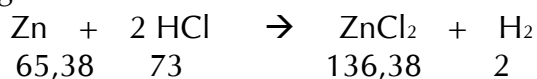
Respuesta: El volumen del oxígeno que se consume es 42,5 L (C.N)

5. Calcular el volumen a C.N de H₂ que se libera cuando 653,8 gramos de zinc se trata con HCl en condiciones normales (0 °C, 1 atm de presión).

Solución:

$$V \text{ H}_2 = ?$$

$$\text{Zn} = 653,8 \text{ g}$$



$$n \text{ H}_2 = 20 \text{ g H}_2 / 2 \text{ gH}_2 \text{ mol}^{-1} = 10 \text{ mol}$$

$$\text{Volumen Molar} = 10 \text{ mol} \times 22,4 \text{ L mol}^{-1}$$

$$\text{Volumen Molar} = 224,1 \text{ litros.}$$

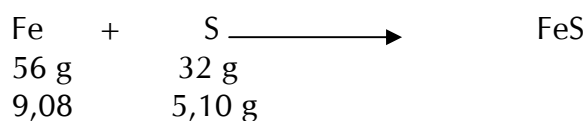
Respuesta: el volumen (C.N) del H₂ es 224,1 L.

6. Si 9,08 g de limaduras de hierro y 5,10 g de azufre se calientan juntos para formar sulfuro ferroso. Calcular la cantidad en gramos del elemento en exceso.

Solución:

Inicialmente se disponen de 9,08 g de Fe y 5,10 g de S.

En la ecuación del proceso, con la proporción constante de pesos:



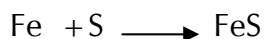
Reactivo Limitante :

$$\text{Fe} : 9,08/56 = 0,162$$

$$\text{S} : 5,10/32 = 0,159 \text{ (menor)}$$

El reactivo limitante es: S

El reactivo en exceso es: Fe



$$56 \quad 32$$

$$\text{X} \quad 5,10$$

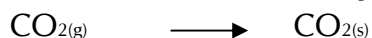
$$\text{X} = 8,93 \text{ g}$$

Entonces el Fe disponible fue excesivo. Quedando sin reaccionar:

$$9,08 - 8,93 = 0,15 \text{ g.}$$

Respuesta: La masa en exceso de Fe es 0,15g.

7. Las reacciones involucradas en el proceso de fabricación de hielo seco CO_2 a partir de la caliza son:



Calcular el peso de caliza (en Ton) que se requiere para preparar 10 Tn de hielo seco en un proceso cuya eficiencia es del 25%.

Solución:

Sumando las ecuaciones miembro a miembro tenemos:



Luego se hacen los cálculos:

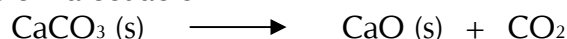
$$10 \text{ Tn} \text{ -----} 25\%$$

$$\text{W} \text{ -----} 100\%$$

$$\text{W} = 40 \text{ Tn}$$

Teóricamente se deben haber obtenido 40 Tn de CO_2 (s)

Finalmente en la ecuación:



$$100 \text{ Tn}$$

$$44 \text{ Tn}$$

$$\text{X Tn}$$

$$40 \text{ Tn}$$

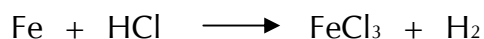
$$\text{X} = 90,90 \text{ Tn de caliza}$$

Respuesta: Se requiere 90,9 Tn de caliza.

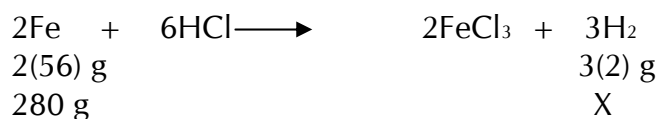


QUÍMICA GENERAL

8. ¿Cuántos gramos de H_2 a un 80% de rendimiento, se obtendrán a partir de la oxidación de 280 g de hierro metálico por acción del ácido clorhídrico?



Solución:



$$X = 15 \text{ g } H_2 \text{ (al 100\% de rendimiento)}$$

Por ser el rendimiento del 80%

$$15 \text{ g } H_2 \text{ ----- } 100 \%$$

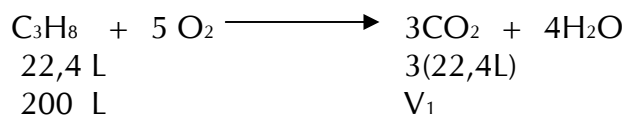
$$W \text{ ----- } 80 \%$$

$$W = 12 \text{ g } H_2$$

Respuesta: La masa de hidrogeno obtenida es 12 g.

9. ¿Cuántos litros de CO_2 a 5 atm y $0^\circ C$ se obtendrán a partir de la combustión de 200 L de gas propano a condiciones normales, con un rendimiento del 75%?

Solución:



$$V_1 = 600 \text{ L a condiciones normales (T = } 0^\circ C)$$

Luego por Boyle:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$(1)(600) = (5) V_2$$

$$V_2 = 120 \text{ L } CO_2 \text{ al 100\% de rendimiento}$$

Entonces al 75% será:

$$120 \text{ L ----- } 100 \%$$

$$V \text{ ----- } 75 \%$$

$$V = 90 \text{ L de } CO_2$$

Respuesta: El volumen del CO_2 es de 90 L

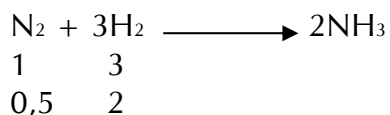


10. ¿Cuántas moles y de que gas, no reaccionan cuando se disponen de 14 g de N₂ y 4 g de H₂ para obtener amoníaco?

Solución:

$$14 \text{ g de N}_2 \times (1 \text{ mol} / 28 \text{ g}) = 0,5 \text{ mol de N}_2$$

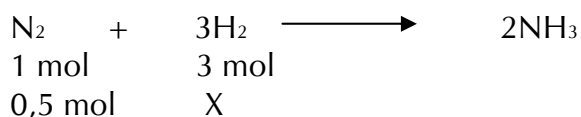
$$4 \text{ g de H}_2 \times (1 \text{ mol} / 2 \text{ g}) = 2 \text{ mol de H}_2$$



Reactivo limitante: N₂

Reactivo en Exceso: H₂

Entonces en la ecuación:

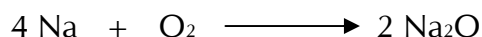


$$X = 1,5 \text{ mol H}_2$$

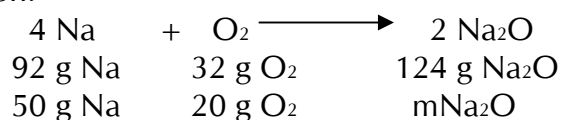
Quedan sin reaccionar: 2 mol – 1,5 mol = 0,5 mol de H₂

Respuesta: Quedan 0,5 mol de H₂

11. En un depósito cerrado tiene lugar la reacción de 50 gramos de sodio metálico con 20 gramos de oxígeno. Calcule la cantidad de óxido producido de acuerdo a la siguiente ecuación en gramos y en moles:



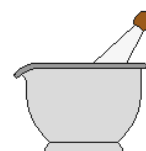
Solución:



Reactivo limitante

$$\text{Na: } \frac{50}{92} = 0,54$$

$$\text{O}_2: \frac{20}{32} = 0,62$$



QUÍMICA GENERAL

El reactivo limitante es el Na

$$m_{\text{Na}_2\text{O}} = 50\text{g} \times 124/92 = 67,39$$

$$m_{\text{Na}_2\text{O}} = 67,39$$

$$n_{\text{Na}_2\text{O}} = 67,39 \text{ g Na}_2\text{O} / 62 \text{ g Na}_2\text{O mol}^{-1}$$

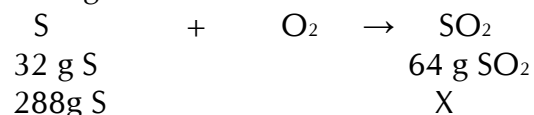
$$n_{\text{Na}_2\text{O}} = 1,09$$

Respuesta: La masa Na_2O es 67,39 y sus moles son 1,09 mol-g.

12. 320 gramos de azufre de 90% de pureza se somete a oxidación produciéndose SO_2 . Calcular:
- La cantidad de SO_2 producido en gramos y en moles.
 - Si la producción real de SO_2 fue de 500 gramos, ¿Cuál fue el rendimiento?

Solución:

$$\text{S} : 320\text{g} \times 0,9 = 288 \text{ g}$$



$$X = 288 \text{ g S} \times 64 \text{ g SO}_2 / 32 \text{ g S}$$
$$X = 576 \text{ g SO}_2$$

$$n_{\text{SO}_2} = 576 \text{ g SO}_2 / 64 \text{ g SO}_2 \text{ mol}^{-1}$$
$$n_{\text{SO}_2} = 9$$

Las moles de SO_2 es 9

b)

$$\text{Rendimiento} = (\text{Masa real}/\text{masa teórica}) 100$$

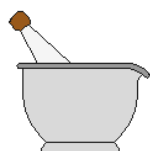
$$\text{Rendimiento} = (500/576) 100 = 86,8\%$$

Respuesta:

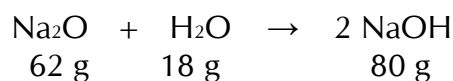
a.- La masa de SO_2 producida es 576 gramos y sus moles son 9

b.- El rendimiento es del 86,8 %

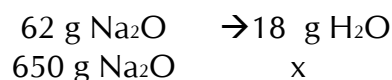
13. Calcule la cantidad de agua que se utiliza para tratar 650 gramos de Na_2O . Calcule del mismo modo, la cantidad de NaOH producido si el rendimiento fue del 90%.



Solución:

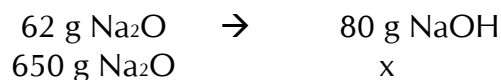


De la reacción:



$$\begin{aligned} x &= 650 \text{ g Na}_2\text{O} \times 18 \text{ g H}_2\text{O} / 62 \text{ g Na}_2\text{O} \\ x &= 188,71 \text{ g H}_2\text{O} \end{aligned}$$

De la reacción:



$$\begin{aligned} X &= 650 \text{ g Na}_2\text{O} \times 80 \text{ g NaOH} / 62 \text{ g Na}_2\text{O} \\ x &= 838,71 \text{ g NaOH} \end{aligned}$$

Cantidad real de NaOH:

$$\text{Eficiencia(n)} = \text{Cantidad Real} / \text{Cantidad Teórica} \times 100$$

$$\text{Cantidad Real} = \text{n.Cantidad Teórica} / 100$$

$$\text{Cantidad Real} = 90 \times 838,71 / 100 = 754,84 \text{ g de NaOH.}$$

$$\text{Cantidad Real} = 90 \times 188,71 / 100 = 169,84 \text{ g de H}_2\text{O.}$$

Respuesta: La masa de agua utilizada es 169,84 g.
La masa de NaOH producida es 754,84 g.

14. El óxido de calcio (CaO) se forma por descomposición de la piedra caliza (CaCO₃ puro). En un horno la reacción alcanza el 70% de rendimiento, a partir de 100 lbs de CaCO₃

a) Cuál es la composición del producto sólido retirado del horno?

$$m\text{CaCO}_3 : 100 \text{ lbs}$$

$$\text{rendimiento: } 70\%$$

$$m\text{CaCO}_3 \text{ que reacciona es el } 70\% \text{ del total}$$

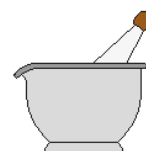
$$m\text{CaCO}_3 \text{ reacciona} = 0,70 (100 \text{ lbs}) = 70 \text{ lbs}$$

$$m\text{CaCO}_3 \text{ sin reaccionar: } 30 \text{ lb } (100-70)$$



$$100 \quad \quad 56 \quad \quad 44$$

$$70 \text{ lb} \quad \quad m\text{CaO}$$

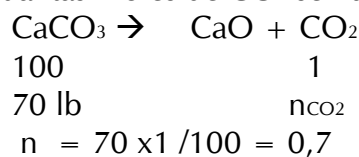


QUÍMICA GENERAL

$$m_{CaO} = \frac{70 \text{ lb} \times 56}{100} = 39,2 \text{ lb}$$
$$m_{CaO} = 39,2 \text{ lb}$$

Respuesta. El sólido retirado del horno:
CaO: 39,20 lb y CaCO₃: 30 lb

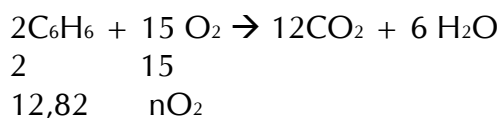
b) ¿Cuántas moles de CO₂ se ha producido?



Respuesta: Las moles de CO₂ es 0,7 mol-g

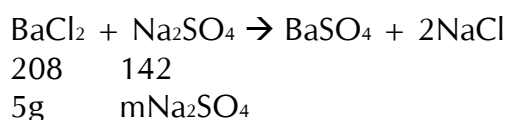
15. Si 1 kg de benceno (C₆H₆) se oxida con oxígeno, ¿Cuántas moles de O₂ se necesitan para convertir todo el benceno a CO₂ y H₂O?

$$\begin{array}{l} m_{\text{C}_6\text{H}_6} = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} \\ n_{\text{C}_6\text{H}_6} = 1000/78 = 12,82 \end{array}$$



Respuesta. Las moles de oxígeno son 96,15 mol- g

16. ¿Cuántos gramos de cloruro de Bario se necesitarán para reaccionar con 5 g de sulfato de sodio?



Respuesta. La masa del sulfato de sodio es: 3,41 g

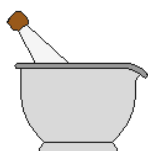
17. Una planta industrial produce CO₂ líquido mediante el tratamiento de la piedra caliza dolomítica con calor. El análisis de dolomita revela 68% CaCO₃, 30% MgCO₃ y 2.0% de inertes.

Calcular las libras de CO₂ producido por 10 kg de dolomita tratada.

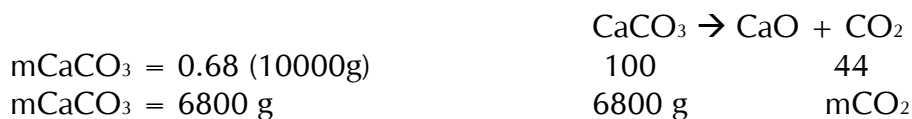
%W CaCO₃: 68%

%W MgCO₃: 30%

dolomita: 10kg = 10000 g



QUÍMICA GENERAL



$$m\text{CO}_2 = 6800 \times 44/100 = 2992\text{g}$$

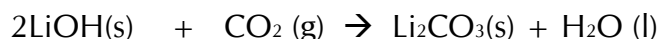


$$m\text{CO}_2 = 3000 \times 44/84 = 1571,43\text{g}$$

$$\begin{aligned} m_{\text{CO}_2} &= 2992 \text{ g} + 1571,43 = 4563,43\text{g} \\ m_{\text{CO}_2} &= 4563,43\text{g} \times 1 \text{ lb}/454\text{g} = 10,05 \text{ lb} \end{aligned}$$

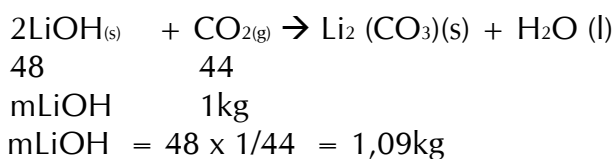
Respuesta: La masa de CO₂ producida es 10,05 lb

18. La remoción de CO₂ de una nave espacial tripulada se ha logrado mediante absorción con hidróxido de litio de acuerdo a la siguiente reacción.



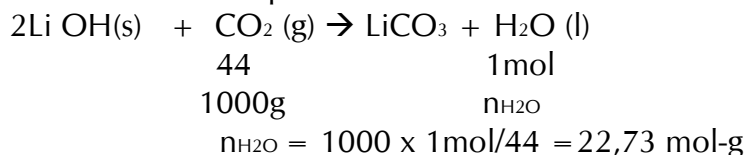
Si 1 kg de CO₂ es liberado diariamente por persona

- a.- ¿cuántos kilogramos se requieren de LiOH por día y por persona?
 b.- ¿Determinar las moles de H₂O producidas?
 a.- La cantidad de CO₂ por día y persona es 1 kg.

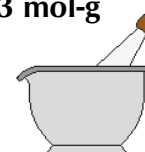


Respuesta. Se requieren 1,09 kg de LiOH por día y por persona

b.- Moles de H₂O producidas



Respuesta: Las moles de agua producida son 22,73 mol-g



QUÍMICA GENERAL

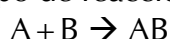
19. De acuerdo a la Rx:



Se tiene 128 g de Al_2O_3 y se hacen reaccionar con 128 g de H_2O .

- Indicar el tipo de reacción
- Indicar el reactivo limitante
- Indicar la masa de $\text{Al}(\text{OH})_3$ producido
- Masa del reactivo en exceso que no ha reaccionado

a. **Respuesta.** Tipo de reacción: composición



b. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3$

$$102 \quad 54$$

$$128 \quad 128$$

Reactivo Limitante:

$$\text{Al}_2\text{O}_3 : 128/102 = 1,25$$

$$\text{H}_2\text{O} : 128/54 = 2,37$$

Respuesta: El reactivo limitante es el Al_2O_3

c. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3$

$$102 \quad 156$$

$$128 \text{ g} \quad m_{\text{Al}(\text{OH})_3}$$

$$m_{\text{Al}(\text{OH})_3} = \frac{128 \text{ g} \times 156}{102} = 195,76$$

Respuesta: La masa de $\text{Al}(\text{OH})_3$ producida es 195,76 g

d. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3$

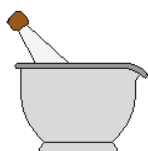
$$102 \quad 54$$

$$128 \text{ g} \quad m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 128 \text{ g} \times 54/102 = 67,76 \text{ g}$$

La masa necesaria de H_2O para que reaccione con los 128 g de Al_2O_3 es 67,76g. la masa de agua que no ha reaccionado es igual a $128 - 67,76 = 60,24 \text{ g}$.

Respuesta: La masa de agua que no ha reaccionado es 60,24 g



QUÍMICA GENERAL

- Determinar la masa de CuSO_4
- El volumen de hidrógeno a C.N.

Solución

- Cálculo de la masa de CuSO_4

Solución H_2SO_4

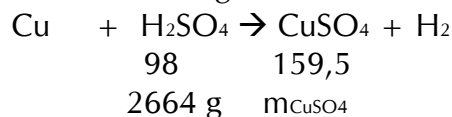
$$\rho = \frac{m}{v}$$

$$m_{\text{solución}} = 1,48 \frac{\text{g}}{\text{ml}} \times 3000 \text{ ml}$$

$$m_{\text{solución}} = 4440 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,6 (4440 \text{ g})$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2664 \text{ g}$$

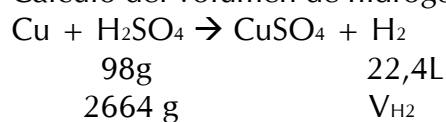


$$m_{\text{CuSO}_4} = \frac{2664 \text{ g} \times 159,5}{98} = 4335,8$$

$$\text{Por eficiencia: } \text{CuSO}_4 = 0,9 (4335,8) = 3902,2 \text{ g}$$

Respuesta: La masa de sulfato de cobre producida es 3902,2 g

- Cálculo del volumen de hidrógeno a C.N.



$$V_{\text{H}_2} = 2664 \times 22,4 / 98 = 608,9 \text{ L}$$

$$\text{Por Eficiencia : } V_{\text{H}_2} = 0,9 \times 608,9 \text{ L} = 548 \text{ L}$$

Respuesta: El volumen a condición normal de hidrógeno es 548L

22. De acuerdo a la Rx: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2$, se tiene 2 kg de un mineral que contiene 70% de Fe que reacciona con 1,51L de H_2O , si la reacción tiene una eficiencia del 60%. Calcular:

- Masa del Fe_2O_3
- Moles de Hidrógeno

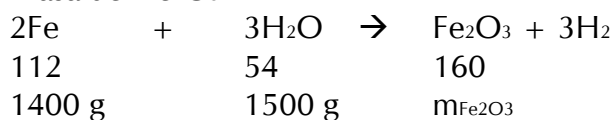


$$m_{\text{mineral}} = 2\text{kg} = 2000\text{ g}$$

$$\%w\text{Fe} = 70\% \rightarrow m_{\text{Fe}} = 0,7 (2000\text{g}), \quad m_{\text{Fe}} = 1400\text{g}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 1,5\text{ L} = 1500\text{ mL} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = 1500\text{g} \quad (\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{g/mL})$$

a) Masa del Fe_2O_3



Reactivo Limitante:

$$\text{Fe} \quad : \quad 1400/112 = 12,5$$

$$\text{H}_2\text{O} \quad : \quad 1500/54 = 27,78$$

El reactivo limitante es el Hierro

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 1400\text{g} \times 160/112 = 2000\text{ g}$$

$$\text{Por eficiencia} \quad m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,6(2000\text{g})$$

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 1200\text{ g}$$

Respuesta: La masa de Fe_2O_3 producida es 1200 g

b) $2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$

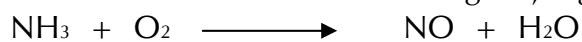


$$n_{\text{H}_2} = 1400 \times 3 / 112 = 37,5\text{ mol-g}$$

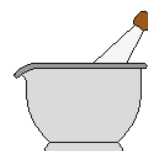
$$\text{Por eficiencia: } 0,60 (37,5) = 22,5\text{ mol -g}$$

Respuesta: Las moles de H_2 es 22,5 mol-g.

24. El amoníaco reacciona con el oxígeno, según la siguiente reacción:

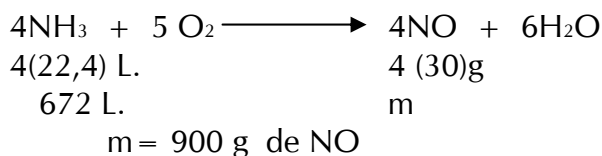


¿Qué masa de NO se obtendrá al hacer reaccionar 672 L. de NH_3 gaseoso en condiciones normales?



QUÍMICA GENERAL

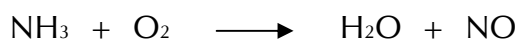
Solución:



Respuesta: La masa de NO producida es 900 g

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Cuánta masa de zinc en gramos, se necesitarán para preparar 12 moles de cloruro de zinc, por la acción del zinc sobre el ácido clorhídrico?
2. ¿Cuántas moles de agua se liberarán por la conversión de 500 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a sal anhidra?
3. Calcular el volumen en litros, de oxígeno que se necesita para quemar 60 L de propano C_3H_8 a CO_2 y H_2O ; todos los gases se miden a condiciones normales.
4. La siguiente reacción representa el método comercial de preparación del NO:

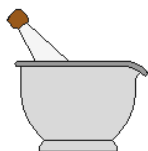


¿Cuántos litros de amoníaco y oxígeno se necesitarán para producir 80 L de NO a condiciones normales respectivamente?

5. Al tratar 1000 gramos de caliza (CaCO_3) con solución de HCl hay desprendimiento de 179,2 litros de CO_2 en condiciones normales. Calcule la pureza del CaCO_3 en la caliza,

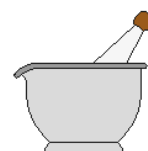


6. De acuerdo a la Rx $\text{C}_7\text{H}_{16} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ se colocan 120 litros de oxígeno a C.N. calcular las moles de agua producida.



QUÍMICA GENERAL

7. La reacción $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ si se coloca 20 moles de H_2S , calcular el volumen a condiciones normales del NO producido.
8. ¿Que volumen de oxígeno a 27°C y 900 Torr, se necesita para la combustión completa de 30 L de C_4H_{10} , la misma que se halla a 27°C y 8,2 atm?
9. El H_2SO_4 reacciona con el Zn dando ZnSO_4 , desprendiendo H_2 ¿qué volumen de Hidrógeno a 15°C y 8645 Torr se producirán por ataque de 130 gr de Zn con suficiente cantidad del ácido?.
10. Se tiene una mezcla de C y S de 4g de masa, se hace reaccionar en caliente con O_2 formándose 12g de mezcla de CO_2 y SO_2 . Hallar la masa del azufre inicial.
11. Un compuesto XY_2 tiene una masa molecular de 120g y contiene 20% de X. Determinar el volumen a CN que ocupa 192 g del gas X_2Y .
12. Experimentalmente se determinó que el peso molecular de un compuesto orgánico oxigenado es 184 g/mol. Si 4,33g de dicho compuesto produce por combustión completa 3,38g de H_2O y 10,35g de CO_2 ¿Cuántos litros de oxígeno medida a CN serán necesarias para obtener 88g de CO_2 por combustión completa de dicho compuesto?
13. Para obtener por síntesis química 51g de NH_3 , fue necesario emplear 20% de exceso de hidrógeno y 10% en exceso de nitrógeno ¿Qué cantidades se han usado de estos gases?
14. Si 10.08 g de limaduras de hierro y 5,12 g de azufre se calientan juntos para formar sulfuro ferroso. Calcular la cantidad en gramos del elemento en exceso.
15. Una muestra de 10,5 g; mezcla de carbonato de calcio y sulfato de calcio, se calentó para descomponer el carbonato en óxido de calcio (CaO) y anhídrido carbónico. Si este último escapó al ambiente y el sulfato de calcio no se descompone. ¿Que porcentaje de carbonato de calcio habrá en la mezcla si al final el peso de la mezcla es 7,64g?



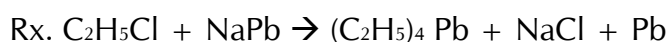
QUÍMICA GENERAL

16. En el laboratorio se tiene una mezcla de Sn y SnO₂ de 1 gramo de peso. Se calentó y se hizo reaccionar con hidrógeno para obtener Sn cuyo peso es 0,85 g. Determine la composición de la mezcla.

17. Un clavo de hierro de 40 g se cae en un recipiente que contienen 59,5 g de H₂SO₄. ¿Qué porcentaje en peso del clavo reaccionó?



18. La gasolina de 100 octanos, utiliza 4 cm³ de plomo tetraetilo (C₂H₅)₄Pb de densidad 1,66 g/mL por galón de gasolina.



¿Cuántos gramos de cloruro de etilo (C₂H₅Cl) se necesitan para preparar 100 galones de gasolina de 100 octanos?

19. En una mina se encontró una muestra de una sal de calcio que pesaba 6,36g. El análisis químico determinó la presencia de 2,55g de metal. Determinar ¿Cuál de los siguientes muestras es el compuesto (a) Ca(ClO₃)₂ (b) Ca(NO₃)₂ (c) CaCl₂ (d) CaCO₃ (e) N.A.

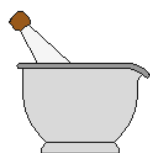
20. Hallar el valor de "n" en la sal Na₃PO₄·nH₂O sabiendo que 3,51g de este pierde 2g de agua por calentamiento.

21. Un compuesto posee 1,6% de H, 22,2% de N y 76,2% O y 20gr de este reacciona con NaOH. Halla el peso de la sal oxisal obtenido.

22. ¿Que masa de Cal viva al 80% en masa se obtiene a partir de 1kg de CaCO₃ al 70% en masa, con un rendimiento de descomposición del 80% CaCO₃→CaO + CO₂?

23. ¿Cuántas milimol-g y de que gas, no reaccionan cuando se disponen de 1,4 g de N₂ y 0,4 g de H₂ para obtener amoníaco?

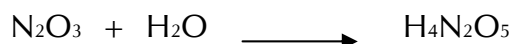
24. ¿Cuántos gramos de piedra caliza al 80% de pureza de carbonato de calcio se necesitarán para obtener 22,4 L de dióxido de carbono medidos a condiciones normales?



25. De acuerdo a la Rx. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{HCl}$ - Si se obtienen 40 litros de HCl a C.N. Calcular la masa de NaCl húmeda (10%) que se utilizó.
26. De acuerdo a la Rx $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ Si se obtuvieron 40 g de KCl. Calcular la masa de "KClO₃" impuro que se hizo reaccionar si contiene un 70% de KClO₃.
27. ¿Si la pureza del KClO₃ es del 60% y contamos con 1 kg de dicha sal. Mencionar cuántos litros de O₂ a condiciones normales, con una pureza del 90% se obtendrá según la reacción:



- a)121,8 b)0,83 c)443 d)221,4 e)34,6
28. Al reaccionar suficiente anhídrido nitroso (N₂O₃) con 10 g de H₂O ¿Qué cantidad de ácido pironitroso se formará si el agua tiene 15% de impurezas?



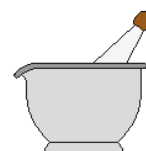
- a)18,9 b)26,4 c)14,3 d)9,13 e)10,9
29. Se trata 420 gramos de N₂O₅ con 90 gramos de agua. Calcular:
- La cantidad de ácido nítrico que se producirá.
 - La cantidad de N₂O₅ que reaccionaría con agua para un rendimiento del 75%.
30. En la reacción de calcinación del carbonato de magnesio que está al 80% de pureza se obtuvo 28,96 litros de gas (CO₂) a C.N. si el rendimiento del proceso fue el 75%. ¿Cuál fue la masa del mineral requerido ($\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MgO}$)?

31. Se tiene la siguiente reacción:



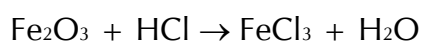
Hallar :

- Los números de moles de Cloro, si se agrega 36,5 de HCl con suficiente MnO₂
- El rendimiento de la reacción, si se obtuvo 20 gr de cloro.
- % de pureza de MnO₂ si se obtuvo 71gr de cloro con 300gr de mineral que contiene MnO₂



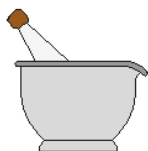
QUÍMICA GENERAL

32. ¿Qué cantidad de Oxígeno se puede obtener a partir de 210g de Clorato de potasio que tiene una pureza del 80%, expresarlo en gramos?
33. Una pintura contiene 63% de óxido ferrico (Fe_2O_3) ¿cuántos gramos de HCl al 10% se requieren para que todo el pigmento contenido en 10g de pintura reaccione. Totalmente con el ácido según la reacción



SOLUCIONARIO

1. 784,56 g
2. 10,02 mol-g
3. 300 L
4. Amoniaco: 80 L, Oxígeno: 100L
5. 80%
6. 2,857 L
7. 298,67L
8. 1352 L
9. 4,14 L
10. 1,5 g
11. 44,8 L
12. 56 L
13. Hidrogeno: 10,8 g, Nitrogeno: 46,2 g
14. 1,12 g



CAPÍTULO IX

ESTADO GASEOSO

Es aquel estado en el cual el fluido (gas) tiene por característica especial, el ocupar totalmente todo el volumen del recipiente que lo contiene.

En el estado gaseoso las moléculas están afectadas por dos tendencias:

ENERGÍA CINÉTICA: Energía que poseen las moléculas que presentan un movimiento continuo y al azar, motivo por lo cual las moléculas están distribuidas uniformemente en todo el espacio disponible.

FUERZAS ATRACTIVAS: Es la tendencia de agregación que presentan las moléculas (cohesión). En los gases la cohesión alcanza su mínimo valor y como consecuencia de ello las moléculas están dotados de la máxima movilidad, chocando unas con otras y con las paredes del recipiente que las contiene, debido a lo cual los gases no tienen forma propia ni volumen constante.

VARIABLES DE ESTADO

a) Volumen (V)

El volumen de un gas está determinado por el volumen del recipiente que lo contiene, como hemos indicado el gas ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene.

b) Presión (P)

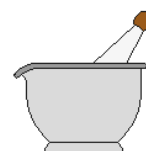
La presión de un gas está determinada por los choques que realizan las moléculas contra las paredes del recipiente que los contiene. Esta presión es homogénea en todo el recipiente.

Presión atmosférica: La atmósfera ejerce una fuerza sobre la superficie terrestre, esta fuerza por unidad de área se denomina presión atmosférica.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr}$$

Presión absoluta del gas o presión total

$$\text{Presión absoluta} = \text{Presión manométrica} + \text{Presión atmosférica}$$

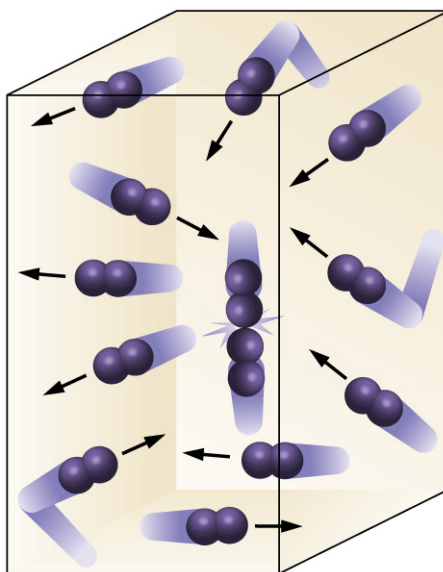


c) Temperatura (T)

La temperatura es una variable de estado que está relacionada con la velocidad de las moléculas y a su vez con la energía cinética de las mismas.

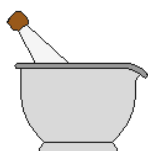
TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

- Los gases se componen de moléculas en movimiento continuo y al azar chocando entre si y con las paredes del recipiente que lo contiene.
- Las moléculas no ejercen fuerzas atractivas entre sí (son despreciables), excepto durante los choques.
- Un gas ideal esta formado por partículas diminutas que se denominan moléculas, que son tan pequeñas (masas puntuales) y se encuentran tan alejadas entre si, que el volumen total de todas las moléculas es despreciable comparado con el volumen de su recipiente.



Las colisiones son perfectamente elásticas, es decir, la energía cinética total se conserva.

- La energía cinética media de todas las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta que varía con ésta.



PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS GASES

- 1) Los gases no tienen forma ni volumen definidos, se expanden hasta ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene y adoptan su forma.
- 2) Los gases son compresibles, se puede reducir el volumen incrementando la presión.
- 3) La densidad de los gases es pequeña en comparación con la de los líquidos y sólidos.
- 4) Los gases encerrados en un recipiente ejercen una presión uniforme sobre todas las paredes del recipiente.
- 5) Los gases se mezclan espontáneamente y totalmente unos con otros a presión constante (difusión)

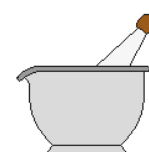
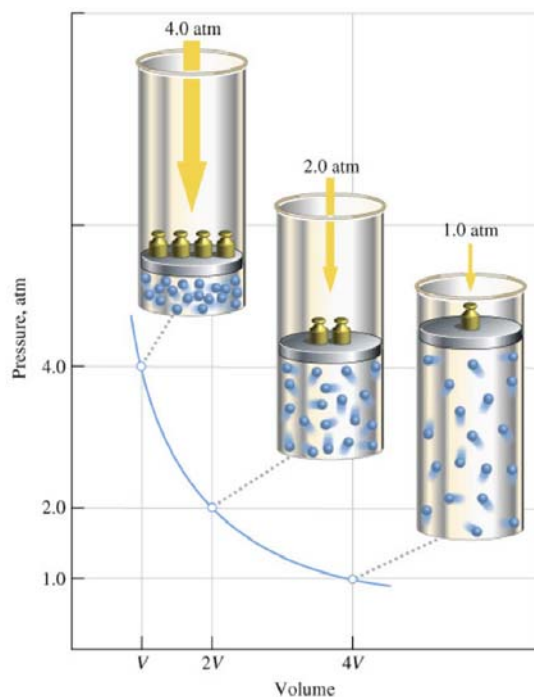
PROCESOS RESTRINGIDOS

Se trata de establecer una relación matemática entre las variables de estado, cambios que experimenta la sustancia gaseosa pero manteniendo constante su masa y una de las variables de estado.

LEY DE BOYLE

Robert Boyle (1662)

En forma experimental, encontró que el volumen de un gas encerrado disminuye conforme la presión aumenta si la temperatura y la masa del gas permanecen constantes.



QUÍMICA GENERAL

El volumen de un gas varía en forma inversamente proporcional a la presión, si se mantiene constante la temperatura y la masa del gas.

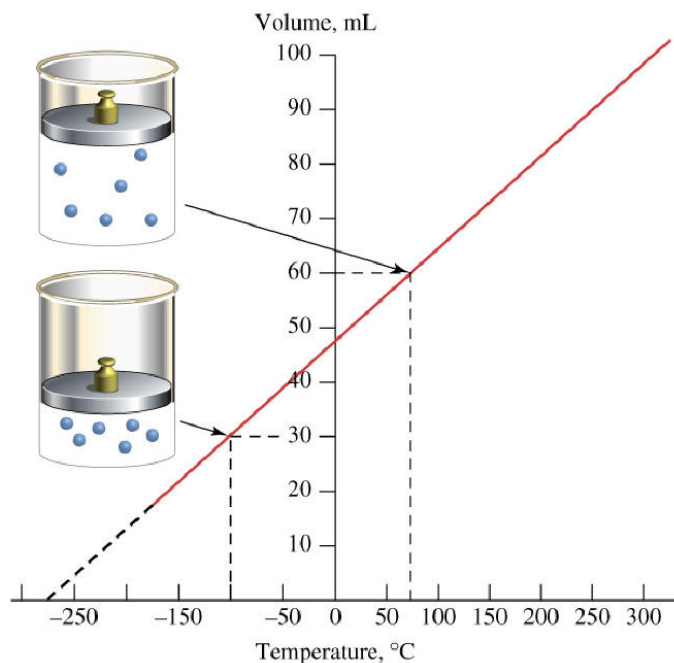
$$\left(V = \alpha \frac{1}{p} \right)$$

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 = K$$

LEY DE CHARLES

A.C. Charles (1787)

Comparó los cambios de volumen de un gas con los cambios de temperatura en escala absoluta.



A presión constante, el volumen de un gas varía en forma directamente proporcional a la temperatura si la masa del gas se mantiene constante.

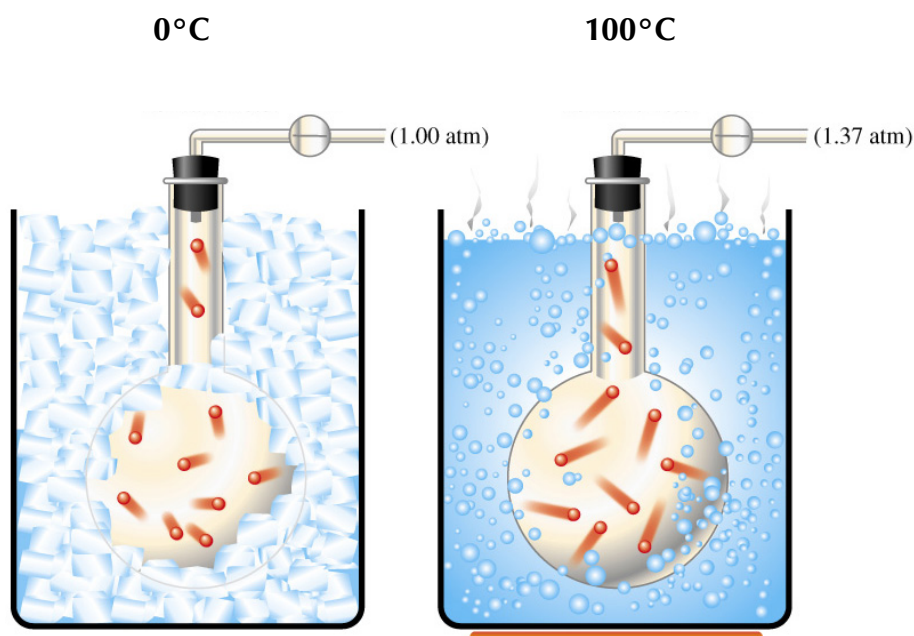
$$V \propto T$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} = K$$



LEY DE GAY- LUSSAC**Joseph Gay- Lussac (1778- 1823)**

Investigó la relación entre la presión y la temperatura de los gases.



La presión de un gas varía en forma directamente proporcional a la temperatura si el volumen y la masa del gas permanecen constantes.

$$P \propto T$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_3}{T_3} = K$$

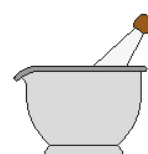
Temperatura y presión normales

El volumen de un gas depende de la presión y la temperatura, las condiciones estándar (TPE) de un gas son:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

Estos valores se conocen también como: Condiciones Normales (C.N.)



QUÍMICA GENERAL

LEY COMBINADA DE LOS GASES

En las anteriores leyes se mantiene constante una de las variables (P, T, V) constante pero en muchos casos es posible relacionar las variaciones de los valores iniciales y finales de presión, temperatura y volumen mediante una sola ecuación:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = \frac{P_3V_3}{T_3} = K$$

Ley de Avogadro

En las anteriores correlaciones de los gases siempre se mantuvo constante la masa del gas. Según la **Hipótesis de Avogadro:**

A volúmenes iguales de gases a la misma presión y temperatura mantienen igual número de moléculas.

Ley de Avogadro

El volumen de un gas a temperatura y presión constante es proporcional al número de moles del gas

$$V = Kn$$
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Volumen molar de los gases a TPE

A presión, temperatura estándar el volumen de 1 mol-g de cualquier gas es 22.4 litros.

$$V_{\text{molar}} = 22.4 \text{ L/mol}$$

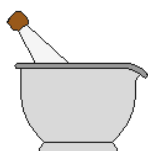
Ley Universal de los Gases

Tomando como base la ley combinada de los gases.

$$\frac{PV}{T} = K \quad (1)$$

Por la ley de Avogadro

$$V = Kn$$
$$\frac{PV}{T} = nR$$

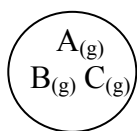


PV = nRT ECUACION UNIVERSAL DE LOS GASES

P : Presión	atm	mmHg
V : Volumen	L	L
n.: Moles	mol-g	mol-g
R : Constante universal	$0.082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \text{ K}}$	$62.4 \frac{\text{mmHg} \text{ L}}{\text{mol} \text{ K}}$
T : Temperatura	K	K

LEY DE DALTON O LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES

Jhon Dalton, luego de realizar varios experimentos, concluyo que la presión total en una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que integran la mezcla.



$$P_T = P_A + P_B + P_C \quad (a)$$

Gas A: $P_A V = n_A RT \quad (1)$

Gas B: $P_B V = n_B RT \quad (2)$

Gas C: $P_C V = n_C RT \quad (3)$

$(P_A + P_B + P_C) V = (n_A + n_B + n_C) RT \quad (4)$

Si $n_T = n_A + n_B + n_C \quad (b)$

(a) y (b) en (4)

$$P_T V = n_T RT$$

(1)/(4)

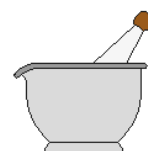
$$\frac{P_A V}{P_T V} = \frac{n_A RT}{n_T RT}$$

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_T} \rightarrow P_A = \frac{n_A}{n_T} P_T, \quad P_A = \text{Presión parcial de A}$$

n_A = moles de A

n_T = moles totales

P_T = Presión Total.



QUÍMICA GENERAL

Si reemplazamos n_A/n_T por fracción molar X_A , la presión parcial de A será:

$$P_A = X_A P_T$$

(1)/(2)

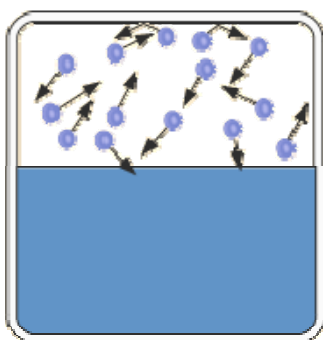
$$\frac{P_A V}{P_B V} = \frac{n_A RT}{n_B RT} \rightarrow \frac{P_A}{P_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

Gases húmedos

Ciertos gases son recogidos sobre agua, por lo cual se les denomina gases húmedos pues contienen vapor de agua.

La presión total en el recipiente del recolector, donde el gas está saturado con vapor de agua:

$$P_{\text{total}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{vapor de agua}}$$



La presión de vapor de una sustancia es la presión parcial que ejercen las moléculas de la sustancia que están en fase gaseosa. La presión de vapor varía con la temperatura y los valores se encuentran en tablas.

Presiones de vapor del agua a diversas temperaturas

Temperatura (°C)	Presión de vapor (torr)	Temperatura (°C)	Presión de vapor (torr)
0	4.6	24	22.4
5	6.5	25	23.8
10	9.2	30	31.8
15	12.8	35	42.2
17	14.5	40	55.3
18	15.5	50	92.5
19	16.5	60	149.4
20	17.5	70	233.7
21	18.7	80	355.1
22	19.8	90	525.8
23	21.2	100	760.0



PROBLEMAS RESUELTOS

1. Se calienta cierta masa de un gas ideal desde 27 °C hasta 87°C. ¿En cuanto por ciento debería aumentar su presión para que no varíe su volumen?

Solución:

Como el volumen no varía, por la Ley de Gay Lussac:

$$(P_1/300) = (P_2/360)$$

$$\text{Entonces } P_2 = 1,2 P_1$$

Si $P_1 = 100\%$ de presión, entonces, $P_2 = 120\%$ de presión

Finalmente la Presión debe aumentar en 20%.

Respuesta: La presión debe aumentar en 20%

2. Por gases ideales se entiende los gases que:
- Reaccionan mejor con otras sustancias
 - Se encuentran en el espacio interestelar
 - Se encuentran en los pozos de petróleo
 - Se licúan fácilmente por acción de la presión
 - Cumplen exactamente las leyes químicas sobre el estado gaseoso.

Respuesta:

Un gas es toda sustancia que verifica las propiedades del estado gaseoso, como el predominio de las fuerzas intermoleculares de repulsión sobre las de atracción.

Un gas ideal verifica las leyes del estado gaseoso y está definido por los postulados de la Teoría Cinética de los Gases.

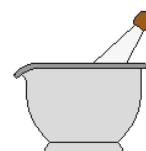
3. Se tiene un tubo de 700,0 cm de longitud y 32 cm² de sección que se desea llenar con CO₂ gaseoso a 0°C y 1atm. ¿Cuántos gramos de CO₂ serán necesarios?

Solución:

Hallamos el volumen del tubo:

$$V = Ah = 32 (700) = 22400 \text{ cm}^3 < > 22,4 \text{ L}$$

$$\text{Peso molecular del CO}_2 = 44 \text{ g}$$



QUÍMICA GENERAL

Entonces en la ecuación universal:

$$PV = (W/\overline{M}) RT$$

$$W = (1) (22,4)(44) / [(0,082)(273)]$$

$$W = 44,03 \text{ g}$$

Respuesta: La masa CO₂ necesario es 44,03 g

4. Una muestra de gas puro a 27°C y 380 mmHg ocupa un volumen de 492 mL ¿Cuál es el número de moles de la muestra?

Solución:

De la ecuación universal:

$$n = PV / RT$$

$$n = 380 (0,492) / 62,4 (300)$$

$$n = 9,9 \times 10^{-3} \text{ mol -g}$$

Respuesta: Las moles son $9,9 \times 10^{-3}$ mol-g

5. 5,75 gramos de un gas ocupan un volumen de 3,4 L a una temperatura de 50°C y a una presión de 0,94 atm ¿Cuál es su peso molecular?

Solución:

De la ecuación universal:

$$PV = (W/\overline{M}) (RT)$$

$$\overline{M} = WRT / (PV)$$

$$\overline{M} = (5,75) (0,082) (323) / (0,94) (3,4)$$

$$\overline{M} = 47,65 \text{ g/ mol}$$

Respuesta: El peso molecular es 47,65 g/ mol

6. Se tiene una mezcla de gases de CO₂ y CO en un recipiente cuyo volumen es 17 litros, las moles de CO es la mitad de las de CO₂, la temperatura es 27°C y la presión parcial del CO es 7 atm.
- Determinar la presión total
 - Determinar las moles de CO₂ y CO

Solución

$$V = 17 \text{ l}$$



$$n_{CO} = \frac{1}{2} n_{CO_2}$$

$$T = 27^\circ C$$

$$P_{CO} = 7 atm$$

$$\text{si } n_{CO_2} = 2x$$

$$n_{CO} = x$$

$$n_T = 3x$$

$$\text{Por el dato } P_{CO} = 7 atm, \quad P_{CO} = (n_{CO} / n_T) P_T$$

$$7 atm = \frac{x}{3x} P_T$$

$$P_T = 21 atm$$

$$\text{Aplicando } P_T V = n_T RT$$

$$(21 atm) (17 L) = 3 \times 0,0821 (L \cdot atm / mol \cdot K) \times 300K$$

$$x = 4,84 \quad n_{CO_2} = 9,68 \quad n_{CO} = 4,84$$

Respuesta.

a) La presión total alcanzada es 21 atm.

b) Las moles de CO₂ y CO son 9,68 y 4,84

7. Se tiene 42 gramos de nitrógeno y 30 gramos de hidrógeno (no reaccionan) en un recipiente de 6 litros y la temperatura es de 28°C. Si se retira todo el nitrógeno, calcular la variación de la presión si la temperatura es constante.

Solución

$$m_{N_2} = 42 g \rightarrow n_{N_2} = \frac{42}{28} = 1,5$$

$$m_{H_2} = 30g \rightarrow n_{H_2} = \frac{30}{2} = 15$$

$$n_T = 1,5 + 15 = 16,5$$

$$P_T V = n_T RT, \text{ con las unidades correspondientes}$$

$$P_T(6) = 16,5 \times 0,082 \times 301$$

$$P_T = 67,88 atm$$

$$\text{Si se retira todo el } N_2: PV = nRT$$

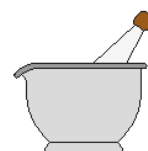
$$P_T(6) = 15 \times 0,082 \times 301$$

$$P_T = 61,71 atm$$

$$\text{La variación de la presión es: } 67,88 - 61,71 = 6,17 atm$$

$$\therefore \Delta P = 6,17 atm$$

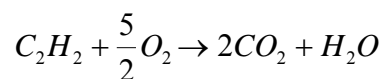
Respuesta: La variación de presión es 6,17 atm



QUÍMICA GENERAL

8. En un balón de uso industrial hay C_2H_2 a $117^\circ C$ y $2,4$ atm al usarse cierto peso de gas, de cuya combustión completa se producen 44 g de CO_2 , la presión disminuye en $0,9$ atm y la temperatura cae a $27^\circ C$. ¿Cuál es la masa de C_2H_2 residual en el balón?

Solución



C_2H_2

$T_1 = 117^\circ C$

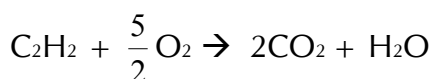
$P_2 = 1,5$ atm

$P_1 = 2,4$ atm

$T_2 = 27^\circ C$

masa residual = ??

Determinación $m_{C_2H_2}$ en la combustión



26

88

$m_{C_2H_2}$

44g

$$m_{C_2H_2} = \frac{26 \times 44g}{88} = 13g \rightarrow n_{C_2H_2} : \frac{13}{26} = 0,5 \text{ (moles gastadas en la Combustión)}$$

En estado inicial:

$$P_1V = n_1RT_1$$

Estado final:

$$P_2V = n_2RT_2$$

$$V = \frac{n_1RT_1}{P_1}$$

$$V = \frac{n_2RT_2}{P_2}$$

Como los volúmenes son iguales

$$V = \frac{n_1RT_1}{P_1} = \frac{n_2RT_2}{P_2} \dots\dots(1)$$

Las $n_2 = n_1 - 0,5$ en (1)

$$\frac{n_1 390}{2,4} = \frac{(n_1 - 0,5)300}{1,5}$$

$$n_1 = 2,67$$



$$\text{moles residuales de C}_2\text{H}_2: n_2 = 2,67 - 0,5 = 2,17 = \frac{m}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}},$$

m : masa residual

$$\text{masa residual} = 56,42 \text{ g}$$

Respuesta: La masa residual de C₂H₂ es 56,42 g.

9. En un balón de 80 Lt de capacidad hay Helio a 27°C y 0,82 atm. Si se extrae la tercera parte en peso del gas, se constata que la T aumenta a 127°C. ¿Cuál es la presión final?

Solución

$$V = 80 \text{ L}$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C}$$

$$P_1 = 0,82 \text{ atm}$$

Se extrae $\frac{1}{3}$ mHe

$$T_2 = 127^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ??$$

En el inicio :

$$P_1V = n_{\text{He}}RT_1$$

$$(0,82 \text{ atm})(80\text{L}) = n_{\text{He}} 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \text{ K}} \times 300\text{K}$$

$$n_{\text{He}} = 2,67 \text{ mol-g}$$

$$m_{\text{He}} = 2,67 \text{ mol} \times \frac{4\text{g}}{\text{mol}} = 10,68\text{g}$$

Si se retira $\frac{1}{3}$ mHe

$$\text{Queda } \frac{2}{3}m_{\text{He}} = \frac{2}{3}(10,68) = 7,12\text{g}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{7,12}{4} = 1,78$$

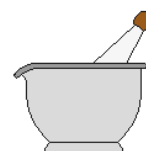
$$n_{\text{He}} = 1,78 \text{ mol-g}$$

$$PV = nRT$$

$$P(80\text{L}) = 1,78 \text{ mol-g} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \text{ K}} \times 400\text{K}$$

$$P = 0,73 \text{ atm}$$

Respuesta: La presión final es 0,73 atm



QUÍMICA GENERAL

10. Una mezcla gaseosa está compuesta por dos gases A y B de tal manera que el peso de A es el triple que el de B, si la $\rho_A/\rho_B = 2$ y la mezcla esta a 2 atm y 27°C ¿Cuáles son las presiones parciales de A y B?

Solución

Relación de densidades

$$\frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{\frac{m_A}{V_A}}{\frac{m_B}{V_B}} = \frac{m_A V_B}{m_B V_A}$$

$$\text{si } m_A = 3m_B$$

$$\frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{m_A V_B}{m_B V_A} = \frac{3m_B V_B}{m_B V_A} = 2$$
$$\frac{V_B}{V_A} = \frac{2}{3}$$

$$\text{Sabemos } \frac{V_B}{V_A} = \frac{n_B}{n_A} = \frac{2k}{3k}$$

$$n_A = 3k, n_B = 2k, n_T = 5k$$

$$P_A = \frac{n_A}{n_T} P_T = \frac{3k}{5k} (2 \text{ atm})$$

$$P_A = 1,2$$

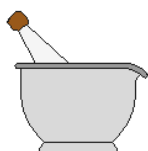
$$\text{Si la } P_T = 2 \text{ atm.}$$

$$P_B = (2 - 1,2) \text{ atm}$$

$$p_B = 0,8 \text{ atm}$$

Respuesta: La presión final de A es 1,2 atm
La presión final de B es 0,8 atm.

11. Se tiene dos tanques, en el tanque A se tiene Nitrógeno a la presión de 5 atm, volumen = 7 litros y la temperatura de 30°C. El tanque B contiene CO₂ a una P=8 atm, V= 9 litros y T= 30°C. Se interconectan mediante una válvula de volumen despreciable. Determinar la presión final del sistema si la temperatura se incrementa a 88°C.



Solución

A N_2 $p_A = 5 \text{ atm}$ $V_A = 7L$ $T = 30^\circ C + 273 = 303K$	B CO_2 $p_B = 8 \text{ atm}$ $V_B = 9L$ $T = 30^\circ C$
--	--

Para el gas A:

$$(5 \text{ atm})(7L) = n_{N_2} \times 0,0821 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \times 303 K$$

$$n_{N_2} = 1,4 \text{ mol-g}$$

Para el gas B:

$$(8 \text{ atm})(9L) = n_B \times 0,0821 \times 303$$

$$n_B = 2,90 \text{ mol-g}$$

Si se interconectan los tanques A y B; n_T = moles totales,
 P_T = presión total

$$P_T V = n_T RT$$

$$P_T (16L) = (1,4 + 2,9) \text{ mol-g} \times 0,0821 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol g K}} \times 303 K$$

$$P_T = 7,96 \text{ atm}$$

Respuesta. La presión final al interconectar los tanques es 7,96 atm.

12. Si se recogió nitrógeno gaseoso (N_2) sobre agua y la presión barométrica es 750 mm Hg ¿Cuál es la presión del gas seco? Si la P vapor de agua = 17,5 mmHg.

Solución:

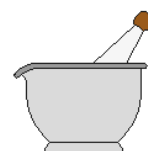
$$P_{\text{total}} = P_{N_2} + P_{\text{vapor de agua}}$$

$$P_{\text{total}} = 750 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{vapor de agua}} = 17,5 \text{ mmHg}$$

$$\text{Entonces } P_{N_2} = 750 \text{ mmHg} - 17,5 \text{ mm hg}$$

Respuesta: La presión del gas seco es 732,5 mmHg



QUÍMICA GENERAL

13. Se recogió 250 mL de oxígeno O₂ sobre agua a 27°C y la presión barométrica fue 766,7 mmHg ¿Cuál es el volumen del gas seco en condiciones normales? Presión vapor de agua a 27°C = 26,7 mmHg.

Solución:

Para calcular el volumen del gas cuando pasa a condiciones normales se aplica la ecuación general de los gases:

$$P_1V_1 / T_1 = P_2V_2 / T_2$$

$$\text{Además: } P_1 = 766,7 \text{ mmHg} - 26,7 \text{ mmHg} = 740 \text{ mmHg}$$

Reemplazando tenemos:

$$740 (0,25) / 300 = 760 (V_2) / 273$$

$$V_2 = 221,5 \text{ mL}$$

Respuesta: El volumen del gas seco a C.N. es 0,222L

14. Se recoge gas hidrógeno sobre agua a 25°C. El volumen del gas recogido es de 55,0 mL y la presión barométrica es de 758 mmHg. Si el gas estuviera seco y medido a condiciones normales. ¿Cuál sería su volumen?. $P_v^{25^\circ\text{C}} = 23,8 \text{ mmHg}$.

Solución:

$$P \text{ gas seco} = P \text{ total} - P \text{ vapor}$$

$$P \text{ gas seco} = 758 - 23,8 = 734 \text{ mmHg}$$

$$\text{Entonces por la Ley general: } P_1V_1 / T_1 = P_2V_2 / T_2$$

$$(734,2) (55) / (298) = (760) V_2 / 273$$

$$V_2 = 48,68 \text{ mL}$$

Respuesta: El volumen del gas seco a C.N. es 48,68 mL

15. Se tiene una mezcla de gases cuya composición porcentual en peso es: O₂ = 30%, N₂ = 40%, CO = 30 %. Calcular el peso molecular de la mezcla gaseosa, el volumen de cada gas y la composición porcentual volumétrica si esta mezcla ocupa un volumen de 10 litros.



Solución:

Base de cálculo : 100 gramos de la mezcla gaseosa.

$$\text{O}_2 = 30 \text{ g} \quad n_{\text{O}_2} = 30 \text{ g O}_2 / 32 \text{ g O}_2 \text{ mol}^{-1} = 0,9375 \text{ mol}$$

$$\text{N}_2 = 40 \text{ g} \quad n_{\text{N}_2} = 40 \text{ g N}_2 / 28 \text{ g N}_2 \text{ mol}^{-1} = 1,43 \text{ mol}$$

$$\text{CO} = 30 \text{ g} \quad n_{\text{CO}} = 30 \text{ g CO} / 28 \text{ g CO mol}^{-1} = 1,07 \text{ mol}$$

Peso Molecular mezcla gaseosa : \bar{M} , Fracción Molar X: n_i/n_t

$$M_{\text{mezcla}} = X_{\text{O}_2} \cdot \bar{M}_{\text{O}_2} + X_{\text{N}_2} \cdot \bar{M}_{\text{N}_2} + X_{\text{CO}} \cdot \bar{M}_{\text{CO}}$$

$$n_T = n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{CO}} = 0,9375 + 1,43 + 1,07 = 3,4375 \text{ mol}$$

$$X_{\text{O}_2} = 0,9375 \text{ mol O}_2 / 3,4375 \text{ mol} = 0,27$$

$$X_{\text{N}_2} = 1,43 \text{ mol N}_2 / 3,4375 \text{ mol} = 0,426$$

$$X_{\text{CO}} = 1,07 \text{ mol CO} / 3,4375 \text{ mol} = 0,31$$

$$\bar{M}_{\text{Mezcla}} = 0,27 \times 32 + 0,42 \times 28 + 0,31 \times 28$$

$$\bar{M}_{\text{Mezcla}} = 8,64 + 11,76 + 8,68 = 29,08$$

Volumen de cada gas

$$V_{\text{O}_2} = X_{\text{O}_2} V = 0,27 \times 10 \text{ L} = 2,7 \text{ L}$$

$$V_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} V = 0,42 \times 10 \text{ L} = 4,2 \text{ L}$$

$$V_{\text{CO}} = X_{\text{CO}} V = 0,31 \times 10 \text{ L} = 3,1 \text{ L}$$

Composicion porcentual volumetrica

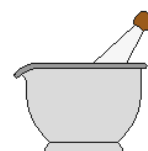
$$\%V = \%n = X (100)$$

$$\%V_{\text{O}_2} = 27$$

$$\%V_{\text{N}_2} = 42$$

$$\%V_{\text{CO}} = 31$$

Respuestas: Peso molecular de la mezcla: 29,08 g/molg
Composición volumétrica: 27% de O₂, 42% N₂ y 31% de CO



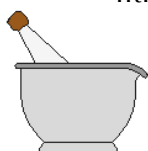
PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Un volumen de 3,24 litros de un gas medidos a 124°C y 644 mmHg pesa 3,86 g. Encuentre el peso molecular del gas.
2. ¿Qué volumen de oxígeno medido a 27°C y 900 mmHg se obtendrá por calentamiento de 2450 g de clorato de potasio (KClO₃)?

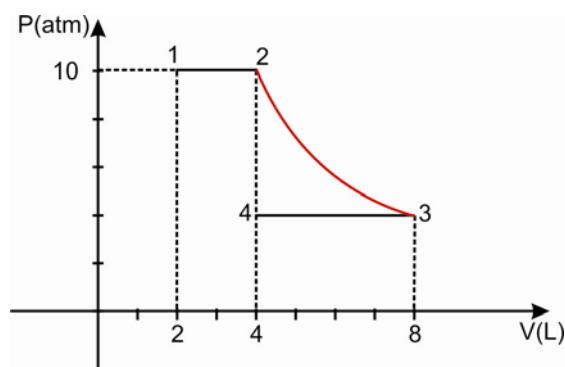
$$\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$$
3. Se hace arder 2 litros de propano a 23°C y 740 mmHg. Calcule el volumen del oxígeno necesario para su combustión completa medido a 33°C y 750 mmHg.
4. La siguiente reacción tiene un rendimiento del 80% si reacciona 100 g de azufre con exceso de ácido sulfúrico. ¿Cuántos litros de SO₂ se obtendrá a 27°C y 624 mmHg?

$$\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_2 + \text{SO}_2$$
5. Al hacer pasar 100 litros de aire a 20°C y 740 mmHg a través de una disolución de hidróxido de bario, se precipitan 0,296 g de carbonato de bario. Calcule el tanto por ciento en volumen del CO₂ en el aire.

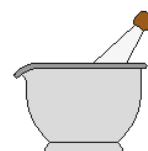
$$(\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O})$$
6. En un recipiente de 2 litros se encuentra la mezcla gaseosa constituida por 12 gramos de oxígeno, 6 gramos de hidrógeno y 18 gramos de nitrógeno. Calcular: a) La composición % en peso. b) La composición % en volumen. c) El peso molecular de la mezcla.
7. Se tiene una mezcla gaseosa que contiene H₂ y O₂ en un tanque cuyo volumen es 15 litros, presión = 15 atm. T = 45°C, si la presión parcial del O₂ es 6 atm. Calcular las moles de oxígeno y del hidrógeno.
8. De acuerdo a la Rx $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{O}_2$
Si se coloca 400 g de clorato de magnesio. Calcular el volumen del recipiente donde se recogió el oxígeno si la T = 40°C y la P = 2 atm.
9. En un recipiente se tiene CO y CO₂ a una presión de 6 atm, volumen 7 litros y T = 28°C, si la masa de CO es 7g, calcular la masa de CO₂.



10. Se quiere obtener una mezcla gaseosa que contenga 30% molar de butano (C₄H₁₀) y 70% molar de neón. En un cilindro sin aire se coloca gas butano hasta que su presión sea 1 atm, luego se ingresa el gas neón, para que forme la mezcla gaseosa. El volumen del cilindro es de 24 litros y la operación se realiza a 25°C. Calcular.
- Moles de butano presente.
 - Presión final en el recipiente.
11. De acuerdo a la siguiente gráfica, para dos moles de nitrógeno, calcular la presión temperatura y volumen en los puntos 1, 2, 3 y 4



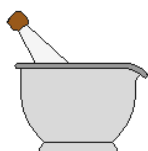
12. ¿Que volumen de oxígeno será necesario para oxidar 120g de Pirita (FeS₂) al 70% de pureza según la ecuación
- $$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$$
- A condiciones normales
 - A 27°C y 2atm de presión
13. ¿Qué volumen en pies³ de oxígeno a 21,6 PSIA y 47°F se obtendrán en la reacción de 20 libras de oxilita (Na₂O₂) con agua, sabiendo que se forma soda cáustica y oxígeno? la oxilita tiene 80% de pureza y el rendimiento del proceso es 90%.
- $$R = 10,8 \frac{\text{PSIA} \times \text{Pie}^3}{\text{mol} \cdot \text{lb} \cdot \text{°R}} \quad \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \frac{1}{2} \text{O}_2$$
14. La combustión de un hidrocarburo insaturado de un solo doble enlace (C_nH_{2n}) requiere un volumen triple de oxígeno ¿Cuántos litros de oxígeno medida a CN se necesitarán para producir 8,2 L de CO₂ a 20°C y 2,93 atm.



QUÍMICA GENERAL

15. Se tiene la siguiente reacción
 $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
(a) ¿Que masa de KMnO_4 se necesita para preparar 2,5 L de cloro a 0°C y 770 mmHg
(b) ¿Que cantidad de cloro gaseoso se obtendrá a CN a partir de 21g de KMnO_4
16. Si un quemador a gas consume metano a 5,1 L/min, medido a 773 mmHg y 28°C según la reacción.
 $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
¿Que volumen de oxígeno en L/min debe suministrarse medido a 730 mmHg y 30°C
17. En la combustión del ácido sulfhídrico se consume 44,8 lt. de oxígeno
$$2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$$

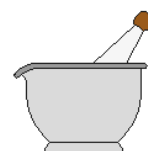
Calcular el volumen del recipiente donde se depositó el dióxido de azufre a 3 atm y 45°C
18. ¿Cuál será el volumen que ocupen 2 mol-g de un cierto gas recogido en agua a 806,7 mmHg y 27°C , sabiendo que $P_{\text{VH}_2\text{O}}$ a $27^\circ\text{C} = 26,7$ mmHg
19. Hallar el volumen a condiciones normales de una masa de gas seco, lo cual al ser recogida sobre agua a 20°C ocupa un volumen de 52,65 mL, la presión atmosférica es de 754,7 mmHg. $P_{\text{VH}_2\text{O}}$ a $20^\circ\text{C} = 17,4$ mmHg.
20. Se recibe un gas a través de agua ocupando 10 L a 21°C y 744 mmHg. Calcule las mol-g del gas. $P_{\text{VH}_2\text{O}}(21^\circ\text{C}) = 18,6$ mmHg.
21. Se recogieron 400 mL de oxígeno sobre agua a 25°C y 619,6 mmHg. ¿Qué volumen ocupa ese oxígeno a 800 mmHg y 227°C . $P_{\text{VH}_2\text{O}}(25^\circ\text{C}) = 23,6$ mmHg.
22. Se mezclan 2,8 g de N_2 y 3,2 g de O_2 junto con vapor de un líquido "Z"; obteniéndose 10 L a 27°C y 600 mmHg. Calcular la presión de vapor del líquido "Z" a 27°C .



23. Por los extremos de un tubo de vidrio de 50 centímetros de longitud, en igualdad de condiciones de presión y temperatura se depositan iguales cantidades de HCl concentrado y NH₄OH concentrado. Calcular a qué distancia de los extremos del tubo se forma el halo de NH₄Cl.
24. En el Callao, la HR= 95% a la temperatura de 25°C. Calcular la presión del aire seco si $P_{H_2O}^{25^\circ C} = 23,8$ mmHg
25. En una oficina de la U.T.P. cuyas dimensiones son 4m x 4 m x 2 m se tiene aire saturado (HR= 100%) a 27°C. Determine las moles de H₂O. $P_v^{27^\circ C} = 26,7$ mmHg.
26. En un experimento a 30°C y a una presión total desconocida, se tiene oxígeno con vapor de agua de manera que la relación molar es 99 a 1 respectivamente y la HR= 28,31%, hallar la presión total. $P_v^{30^\circ C} = 31,8$ mmHg.
27. Un recipiente de 187,2 L de capacidad contiene aire saturado con vapor de agua (HR= 100%) a 27°C cuando un recipiente se enfría hasta 17°C parte del vapor se condensa (agua líquida), si el aire se mantiene saturado a la nueva temperatura ¿Cuál será el peso en gramos de agua líquida que se condensa?
 $P_v^{27^\circ C} = 26,7$ mmHg y $P_v^{17^\circ C} = 14,5$ mmHg

SOLUCIONARIO

1. 45,82 g/mol-g
2. 624 L
3. 10,18 L
4. 75 L
5. $3,7 \times 10^{-2}$ %
6. a) Composición % en peso: O₂ = 35,29% ; H₂ = 17,65 ; N₂ = 47.06%
 b) Composición % en volumen: O₂ = 9.51% ; H₂ = 76,04 ; N₂ = 14,45%
 c) 8,61 g/mol-g
7. n_{O2} = 3,45, n_{H2} = 5,18
8. 80,62 L
9. 63,8 g
10. a) 0,98 mol-g b) 3,33 atm



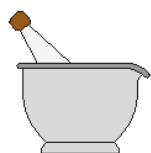
QUÍMICA GENERAL

11. a) Punto 1; $p = 10 \text{ atm}$ $v = 2\text{L}$, $T = 121,95 \text{ K}$
b) Punto 2; $p = 10 \text{ atm}$ $v = 4\text{L}$ $T = 243,90 \text{ K}$
c) Punto 3; $p = 5$ $v = 8\text{L}$ $T = 243,90 \text{ K}$
d) Punto 4; $p = 5$ $v = 4\text{L}$ $T = 121,95 \text{ K}$

12. 23,74 L

13. 23,9 L

14. 33,6 L



CAPÍTULO X

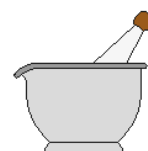
SOLUCIONES

Es una mezcla homogénea de composición variable, los componentes de una solución son:

- Soluto:** Es la sustancia que se disuelve en el disolvente, por lo general se halla en menor proporción, las soluciones pueden tener varios solutos.
- Solvente:** Es la sustancia que disuelve al soluto o solutos y se halla por lo general en mayor proporción, las soluciones solo tienen un solo solvente.

TIPOS DE SOLUCIONES

1. De acuerdo al estado físico las soluciones pueden ser sólidos, líquidos y gaseosos.
Solución gaseosa: aire
Solución líquida : solución de alcohol (alcohol- agua)
Solución sólida : acero, plata en oro, amalgama
2. **De acuerdo a la cantidad del soluto.**
 - a) **Diluida**
Es cuando el soluto se encuentra en pequeñas cantidades en comparación con el volumen de la solución.
 - b) **Concentrada**
Es cuando el soluto se encuentra en mayor cantidad que en el caso anterior.
 - c) **Saturada**
Es cuando el soluto se encuentra en la solución en su máxima concentración a una temperatura determinada, si se le añade una cierta cantidad esta precipitará.
 - d) **Sobresaturada**
Es cuando se disuelve más soluto que en la solución saturada, se utiliza otros medios para su disolución.



QUÍMICA GENERAL

SOLUBILIDAD

Nos indica la masa máxima de una sustancia que se pueda disolver en 100 g de un solvente a una determinada temperatura.

$$S = \frac{m(\text{solute})}{100g(\text{solvente})}$$

SOLUCIONES ACUOSAS

Son soluciones donde el solvente es el agua

Unidades de concentración

1. Físicos

a) Porcentaje de volumen

$$\%V_{\text{solute}} = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solucion}}} \times 100$$

b) Porcentaje en masa

$$\%m_{\text{solute}} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solucion}}} \times 100$$

2. Químicas

a) Molaridad (M): Número de moles del soluto en un litro de disolución

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solucion}} (L)}$$

b) Molalidad (m): Es el número de moles de soluto disueltos en un 1 kg de disolvente

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{masa disolvente}(kg)}$$

c) Normalidad (N)

$$\text{Normalidad} = \frac{\#eq - q_{\text{solute}}}{V_{\text{sol}} (L)} \quad (1)$$

$$\#eq - q_{\text{solute}} = \frac{m}{\text{Peso Equivalente}} = \frac{m}{\frac{M}{\theta}} = \frac{m\theta}{M} = n\theta$$

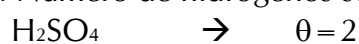


En (1)

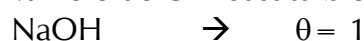
$$\text{Normalidad (N)} = \frac{m\theta}{MV_{sol}(L)} = M\theta$$

Determinación del parámetro θ

Ácido: Número de hidrógenos sustituibles



Base: Número de OH^- sustituibles



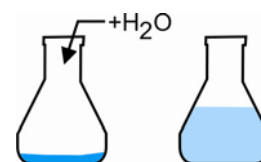
Sal: Carga del catión o anión, se considera el signo positivo



APLICACIONES de EQUIVALENTE GRAMO

Dilución de soluciones

$$\begin{aligned} \# \text{Eq-g}_{\text{solución 1}} &= \# \text{Eq-g}_{\text{solución 2}} \\ N_1 V_1 &= N_2 V_2 \end{aligned}$$



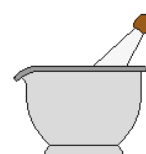
Neutralización

Una solución (ácida) reacciona con una solución (básica) o viceversa.

$$\begin{aligned} \# \text{Eq-g}_{\text{ácido}} &= \# \text{Eq-g}_{\text{base}} \\ N_a V_a &= N_b V_b \end{aligned}$$

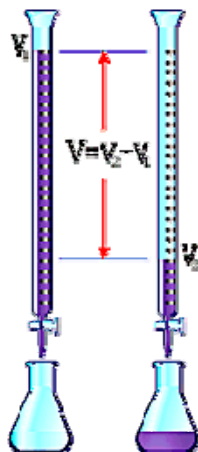
Valorización – Standardización

Cuando se determina la concentración de una solución utilizando una solución estándar o de concentración conocida. (solución titulante).



QUÍMICA GENERAL

#Eq- gsolución titulante = #Eq-gsolución por valorar



Estequiometría



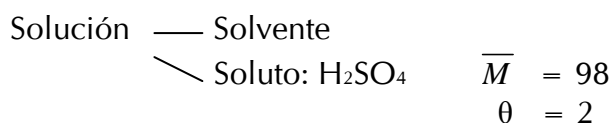
$$N^{\circ}\text{eq-g}_A = N^{\circ}\text{eq-g}_B = N^{\circ}\text{eq-g}_C = N^{\circ}\text{eq-g}_D$$



PROBLEMAS RESUELTOS

1. ¿Cuántas moles de ácido sulfúrico hay en 60 mL de una solución 4 N, de éste ácido?

Solución:



$$n(\text{solute}) = ? \text{ mol} ; V = 0,06 \text{ L} ; N = 4$$

De la relación entre Normalidad y Molaridad,

$$\begin{aligned} N &= M \times \theta , \quad 4 = M(2) \\ M &= 2 \end{aligned}$$

Luego, de la definición de la molaridad:

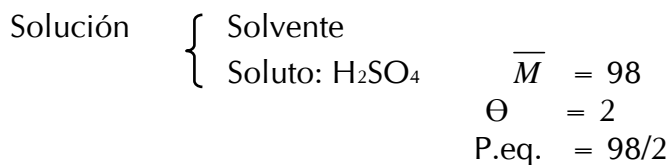
$M = \text{moles del soluto} / V \text{ solución (L)}$

$$n(\text{solute}) = MV = (2)(0,06) = 0,12 \text{ mol}$$

Respuesta: Hay 0,12 moles de H₂SO₄ (solute).

2. ¿Cuántos gramos de H₂SO₄ puro contienen 100 mL de solución 36 N de éste ácido (PM=98)?.

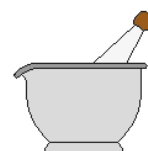
Solución:



$$W(\text{solute}) = ? \text{ g} ; V = 0,1 \text{ L} ; N = 36$$

De la definición de Normalidad: $N = \# \text{eq-g soluto} / V$

$$\# \text{eq-g soluto} = N * V = 36 (0,1) = 3,6 \text{ Eq-g}$$



QUÍMICA GENERAL

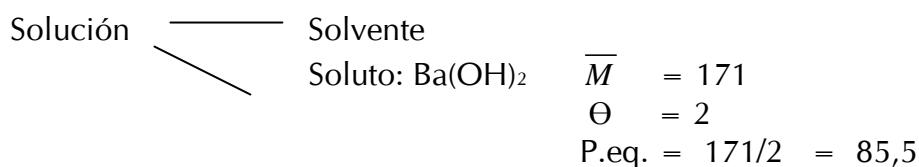
Luego: # Eq.-g = W/P.eq

$$W = (\#Eq-g) (P.eq.) = (3,6)(49) = 176,4 \text{ g.}$$

Respuesta: Hay 176,4 g de H₂SO₄

3. Una cierta cantidad de solución de hidróxido de bario tiene un volumen de 100 mL y contiene 17,14 mg de Ba(OH)₂. ¿Cuál es su normalidad?.

Solución:



$$N = \text{¿?}; \quad V = 0,1 \text{ L}; \quad W(\text{soluto}) = 0,01714 \text{ g}$$

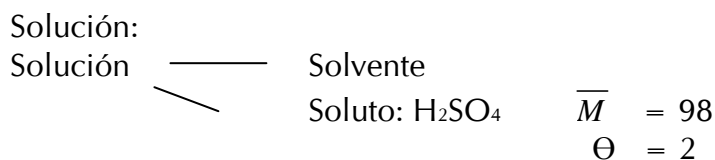
Por definición de Normalidad,

$$N = (\#Eq-g \text{ soluto}/V) = (W/P.eq.) / V$$

$$N = (0,01714/85,5) / 0,1 = 0,002$$

Respuesta: La Normalidad de la solución de Ba(OH)₂ es 0,002

4. Se tiene 49 g de ácido sulfúrico en 250 mL de solución. Calcular la molaridad (M) de la solución.

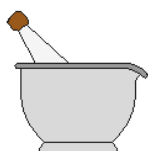


$$M = \text{¿?}; \quad V = 0,25 \text{ L}; \quad W(\text{soluto}) = 49 \text{ g}$$

Por definición de Molaridad:

$$M = n(\text{soluto})/V = (W/PM) / V$$

$$M = (49/98) / 0,25 = 2$$



5. ¿Cuántos kg de NaOH humedo con 12% de agua se necesita para preparar 60 litros de una solución 0,5N?

$$N = \theta M$$

$$\text{En el NaOH} \rightarrow \theta = 1 \rightarrow M = N$$

$$M_{\text{sol NaOH}} = 0,5 = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{sol(L)}}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{60} \implies n_{\text{NaOH}} = 0,5 \times 60$$

$$n_{\text{NaOH}} = 30 = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{40}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 30 \times 40 = 1200 \text{ g}$$

Pero como el NaOH es húmedo con 12% de H₂O, el NaOH se encuentra en un 88%,

$$100 \text{ NaOH humedo} \rightarrow 88 \text{ NaOH}$$

$$m_{\text{NaOH humedo}} \leftarrow 1200 \text{ g NaOH}$$

$$m_{\text{NaOH humedo}} = \frac{100 \times 1200}{88} = 1363,64 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaOH húmedo}} = 1363,64 \text{ g} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 1,36 \text{ kg}$$

Respuesta: La masa de NaOH húmedo es 1,36g

6. Determinar la cantidad de agua añadida a 3 litros de una solución de HCl cuya M = 6 para que la normalidad de la solución final sea 1,8.

$$\text{En el HCl, el } \theta = 1, \quad N = M\theta$$

$$N = M$$

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

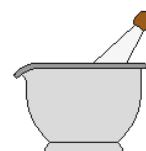
$$(3 \text{ L}) (6) = V_2 (1,8)$$

$$V_2 = 10 \text{ L}$$

El volumen de la solución final es 10 litros luego el agua añadida será:

$$V_{\text{H}_2\text{O añadida}} = 10 \text{ L} - 3 \text{ L} = 7 \text{ L}$$

Respuesta : El volumen de agua añadida es 7 litros.



QUÍMICA GENERAL

7. Se tiene 4 litros de una solución de NaOH: 2N si para neutralizar esta solución se cuenta con ácido sulfúrico en solución cuya densidad es 1.5 g/L y su porcentaje en peso es 60%. Determinar el volumen de la solución de H₂SO₄ en la neutralización.

#eq-g ácido = # eq- g base

m_a = masa del ácido

$$\frac{m_a}{\text{peso equiv}} = N_b V_b$$

$$\frac{m_a}{M / \theta} = N_b V_b$$

$$\frac{m_a \theta}{M} = N_b V_b$$

$$\frac{m_a 2}{98} = (2)(4)$$

$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 392 \text{ g}$ se requiere esta masa de H₂SO₄ para neutralizar la solución NaOH

En la solución de H₂SO₄

La masa de H₂SO₄ representa el 60%

$$392 \text{ g} \text{ --- } 60\% \quad \rightarrow \quad m_{\text{sol}} = \frac{392 \times 100}{60}$$

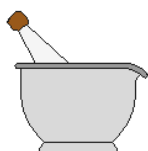
$$m_{\text{sol}} \quad 100\%$$

$$m_{\text{sol}} = 653,33 \text{ g}$$

$$\text{Como: } \rho = \frac{m}{V}$$

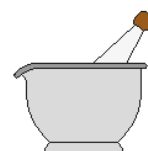
$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{653,33 \text{ g}}{1,5 \text{ g / mL}}$$

$$V_{\text{solución H}_2\text{SO}_4} = 435,55 \text{ mL}$$



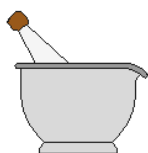
PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Cuál es la molaridad de una solución de H_2SO_4 cuya densidad es 1,1 g/mL y tiene 20% en masa de ácido disuelto en 800 mL de solución.
2. ¿Cuál es la molaridad de una solución que tiene 49g de H_2SO_4 en 500 mL de solución.
3. A través de 200 g de una disolución de ácido clorhídrico al 10% en masa se hizo pasar amoníaco, hasta neutralizar la solución. ¿Qué porcentaje en masa tendrá la solución formada por la sal obtenida?
 $\text{NH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
4. ¿Qué cantidad de NaCl se necesitaría para preparar 2 litros de solución 3 M de esta sal?
5. Si 2 gramos de AgNO_3 se disuelve en 94 gramos de agua. Hallar el porcentaje en masa de AgNO_3 en la solución.
6. ¿Cuántos gramos de Na_2SO_4 se necesitan para preparar 250 mL de solución de dicha sal, de $C_M = 2 \text{ mol/L}$?
7. ¿Cuántos mililitros de solución de H_2SO_4 de $C_M = 0,75 \text{ mol/L}$ contienen exactamente 50 gramos de Ácido?
8. Se prepara una solución disolviendo 25 mL de solución de HCl al 32% m/m y $D = 1,16 \text{ g/mL}$ en suficiente agua destilada hasta alcanzar un volumen de 200 mL. Calcular la concentración Molar de esta solución.
9. Se añaden 200 mL de agua destilada a 200 mL de una solución de HNO_3 de $C_M = 1,5 \text{ mol/L}$. Determinar la concentración molar de la solución resultante.
10. ¿Cuántos mL de agua destilada habrá que añadirle a 500 mL de una solución de H_2SO_4 de $C_M = 5 \text{ mol/L}$ para que su concentración disminuya hasta 1,74 mol/L?



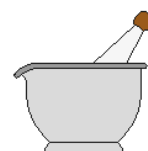
QUÍMICA GENERAL

11. Se mezclan 200 mL de solución de HCl de $C_M = 10,17$ mol/L Con 700 mL de solución del mismo ácido de $C_M = 1$ mol/L Determinar la concentración molar de la solución resultante.
12. ¿Cuántos mL de solución de HCl de $C_m = 2$ mol/L, se necesitan para que reaccionen completamente 100 g de zinc?
13. Se mezclan 80 mL de solución de HCl al 32% m/m y $D = 1,16$ g/mL con 220 mL de solución del mismo ácido de $C_M = 0,75$ mol/L Determine:
A) Concentración molar de la solución final
B) % m/v de solución final.
14. ¿Cuántos mL de solución de H_2SO_4 al 80% m/m y $D = 1,74$ g/mL se necesitan para que reaccionen completamente 50 g de zinc?
15. ¿Cuántos mililitros de solución de ácido clorhídrico 4,2 mol/L se necesitan para preparar 500 mililitros de solución del mismo ácido, pero con concentración igual a 0,1 mol/L?.
16. ¿Cuántos mL de solución de HCl al 32% m/m y densidad = 1,16 g/mL se necesitan para preparar 250 mL de solución del mismo ácido de concentración molar igual a 1,25 mol/L.
17. Calcular la concentración molal de una solución de $NaClO_3$ de $C_M = 3,5$ mol/L y densidad = 1,21 g/mL.
18. Se prepara una solución disolviendo 18 gramos de sulfato de potasio en 100 mL de agua destilada. Determine la concentración molal de esta solución.
19. ¿Cuántos mililitros de solución de ácido sulfúrico al 98% m/m y densidad = 1,84 g/mL, contienen exactamente 80 gramos del ácido.
20. Se prepara una solución disolviendo 100 gramos de $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ en 200 mL de agua destilada. Determine su concentración molal.
21. ¿Cuántos mL de solución de ácido fosfórico al 70% y $D = 1,53$ g/mL reaccionan completamente con 2 g de Calcio?



QUÍMICA GENERAL

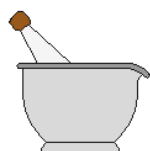
22. ¿Cuántos gramos de una muestra de Magnesio con 78% de pureza reaccionan completamente con 100 mL de solución de ácido nítrico de concentración 2 mol/L?
23. Para preparar exactamente 10 litros de KOH 0.1 M solo hay disponible 40,22g de KOH químicamente puro. Cuantos cm^3 de una solución de KOH de densidad 1.3 g/mL que contiene el 31% en peso de KOH se necesitaran para completar la solución pedida y cuánto se necesitará si solo se dispone de esta solución.
24. a) ¿Qué volumen de H_2SO_4 de 5N se necesita para neutralizar una solución que contenga 2,5 g de NaOH?
b) ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 puro se necesitan para neutralizar los 2, 5 g de NaOH?
25. ¿Cuántos gramos de hidróxido de magnesio se requieren para neutralizar 10 mL de solución de HCl al 32% m/m y densidad = 1,16 g/mL?
26. Al reaccionar 4 g de una solución de H_2SO_4 con un exceso de solución de cloruro de Bario, se obtuvieron 4, 08 g de sulfato de Bario. Determine el % m/m de la solución ácida.
27. Se necesita 100 mL de solución de H_2SO_4 al 20 % de H_2SO_4 de densidad 1,14 g/mL. ¿Cuánto de ácido concentrado de $\rho = 1,84$ g/mL y que contiene 93% de H_2SO_4 en peso serán diluidos en agua para preparar 100 mL del ácido (sol) de las condiciones requeridas?
28. Se tiene 2 litros de HNO_3 4M ¿Calcúlese el volumen de H_2O para obtener el mismo ácido 1,5 N?
29. ¿Qué masa en gramos de $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ se deberá tomar para preparar 250 mL de solución de Carbonato de sodio que reaccione exactamente con 500 mL de HCl 0,1N?
30. Se tiene una mezcla alcalina formada por NaOH y KOH que pesa 180g, esta solución se neutraliza con 1000 mL de H_2SO_4 10N ¿Cuál es la composición porcentual en peso de las NaOH, KOH?.



QUÍMICA GENERAL

RESPUESTAS

1. $M = 2,25$
2. $M = 1$
3. $\text{NH}_4\text{Cl} = 14\%$ $\text{H}_2\text{O} = 86\%$
4. 351 g de NaCl
5. $\text{AgNO}_3 = 2,08\%$
6. 71 g
7. 680,3 mL
8. 1,27 mol/L
9. 0,75 mol/L
10. 936,78 mL
11. 3,038 mol/L
12. 1,53 mL
13. a) $M = 3,263$ mol/L b) 11,904 % m/v
14. 53,8 mL
15. 11,9 mL
16. 30,83 mL
17. 4,18 M
18. 1,03 M
19. 44,36 mL
20. 1,55 Molal
21. 3,05 mL
22. 3,1 g
23. a) 39,16 mL de solución KOH b) 138,96 mL de solución KOH
24. a) 12,5 mL b) 3,06 g



CAPÍTULO XI

ÁTOMO DE CARBONO

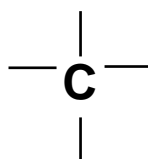
El carbono es un elemento esencial para la vida, en la naturaleza se encuentra bajo diferentes formas, ya sea como elemento libre formando parte de un compuesto.

Forma libre : Diamante, grafito.

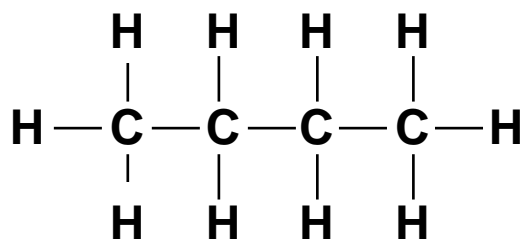
Forma compuesto : Petróleo, grasa, dióxido de carbono, carbonato, etc.

PROPIEDADES DEL ÁTOMO DE CARBONO

TETRAVALENCIA : En casi la totalidad de los componentes orgánicos, el carbono es tetravalente, el carbono en el estado basal o fundamental: $1s^2, 2s^2 2p^2$

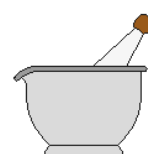


Autosaturación: Esta propiedad se define como la capacidad del átomo de carbono para compartir sus electrones de valencia consigo mismo formando cadenas carbonadas, esta es una propiedad fundamental del carbono y que lo distingue de todos los demás elementos químicos.



CLASES DE ÁTOMO DE CARBONO

Considerando la forma en que se enlazan los átomos de carbono entre ellos mismos, podemos tener cuatro tipos de carbono.



QUÍMICA GENERAL

CARBONO PRIMARIO: Son aquellos que presentan sus cuatro valencias, para ser saturadas por tres átomos de hidrogeno libres sustituibles y un radical (R).



CARBONO SECUNDARIO: Presentan sus cuatro valencias para ser saturadas por dos átomos de hidrogeno libre y sustituibles y dos radicales.



CARBONO TERCIARIO:

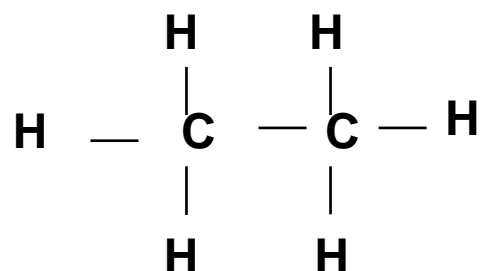


CARBONO CUATERNARIO:

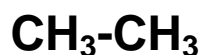


TIPO DE FORMULAS ORGÁNICAS: En la química orgánica se acostumbra utilizar diversos tipos de fórmulas para un mismo compuesto orgánico.

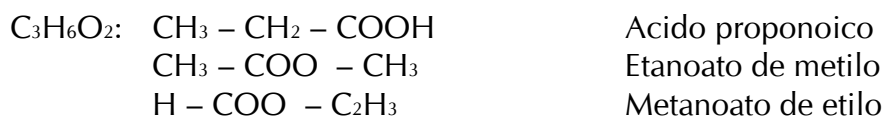
- a) **Formula desarrollada** (ESTRUCTURAL), se indican todos los enlaces existentes entre los átomos que forman la molécula.



- b) **Formula semidesarrollada**, se indican el enlace entre carbono y carbono.



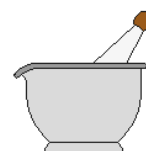
- c) **Formula global**, en este tipo de fórmula se agrupa el total de cada elemento diferente en la molécula, existe un inconveniente dado que puede pertenecer a otros compuestos:



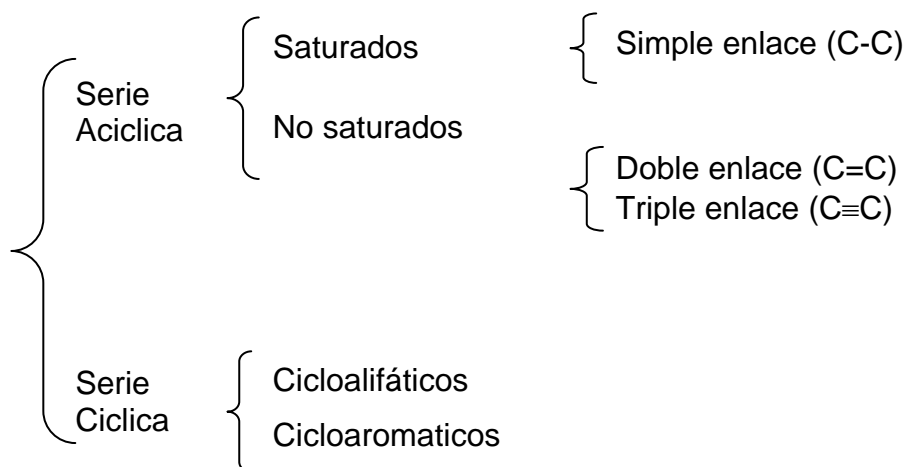
- d) **Formula global funcional**, es una derivación de la fórmula anterior aquí se agrupa el total de cada elemento diferente pero se incluye el grupo funcional.



↘ Grupo funcional: CETONA



CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS



Serie Aciclica o Alifática:

Comprende todos los compuestos en cuyas fórmulas de constitución entran los carbonos en forma de carbono de cadena abierta: **HIDROCARBUROS SATURADOS O ALCANOS.**

La formula general: $C_n H_{2n+2}$

Hidrocarburos normales (cadena lineal)

Nº de carbonos	Fórmula	Nombre	Nº total de isómeros	p.eb.°C	p.f.°C
1	CH ₄	metano	1	-162	-183
2	C ₂ H ₆	etano	1	-89	-172
3	C ₃ H ₈	propano	1	-42	-187
4	C ₄ H ₁₀	butano	2	0	-138
5	C ₅ H ₁₂	pentano	3	36	-130
6	C ₆ H ₁₄	hexano	5	69	-95
7	C ₇ H ₁₆	heptano	9	98	-91
8	C ₈ H ₁₈	octano	18	126	-57
9	C ₉ H ₂₀	nonano	35	151	-54
10	C ₁₀ H ₂₂	decano	75	174	-30
11	C ₁₁ H ₂₄	undecano		196	-26
12	C ₁₂ H ₂₆	dodecano		216	-10
20	C ₂₀ H ₄₂	eicosano	366319	334	+36
30	C ₃₀ H ₆₂	tricontano	4.11x10 ⁹	446	+66



PROPIEDADES FISICAS

Son compuestos no polares, por tal motivo no son solubles en disolventes polares, como el agua. Tienen densidad menor que la del agua.

- De bajo peso molecular: gases moleculares
- De peso molecular medio: líquidos, ejemplo: kerosene, gasolina, diesel, aceite, etc.
- De alto peso molecular: sólido, ejemplo: parafina (velas.)

Los alcanos son inodoros, los proveedores de gas natural acostumbran agregarle compuestos como butilmercaptano que tiene fuerte olor, como medida preventiva para detectar escapes de gas.

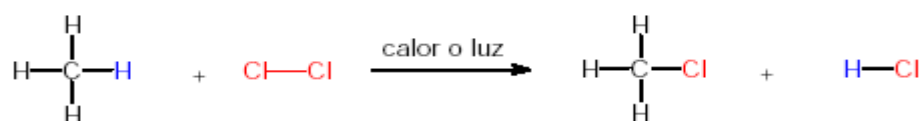
El punto de ebullición de los alcanos normal aumenta de manera gradual al aumentar el número de átomos de carbono. Para alcanos del mismo peso molecular (isómeros) el de más ramificaciones tiene el punto de ebullición y fusión menor.

PROPIEDADES QUÍMICAS.

Son relativamente poco reactivos y solamente hacen dos tipos de reacciones.

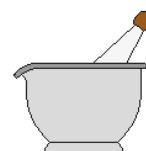
HALOGENACIÓN (con cloro y bromo)

La reacción del metano con el cloro produce una mezcla de productos clorados cuya composición depende de la cantidad de cloro agregado y de las condiciones de la reacción. La reacción de monocloración del metano es la siguiente:

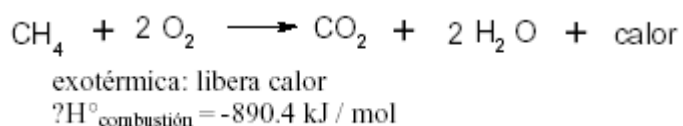


La reacción puede continuar generando el producto diclorado, el triclorado e incluso el producto tetraclorado.

OXIDACIÓN O COMBUSTIÓN.- Los alcanos arden con desprendimiento de grandes cantidades de calor



QUÍMICA GENERAL



El gas natural, la gasolina y el diesel se emplean como combustible tanto por esta propiedad de desprender una gran cantidad de calor.

USOS PRINCIPALES DE LOS ALCANOS

El propano y el butano se licuan con facilidad a temperatura ambiente bajo una presión moderada. Estos gases se obtienen del petróleo líquido, se almacenan en cilindros a baja presión. El propano y el butano se usan como combustibles para motores de combustión interna. Arden con mucha limpieza. Todos estos gases se usan como impulsores o propelentes en latas de aerosol (a diferencia de los alcanos los impulsores de cloro-fluorcarburo dañan la capa de ozono).

Los isómeros del pentano, hexano, heptano, octano son líquidos fluidos y volátiles, son los principales constituyentes de la gasolina. Su volatilidad es crucial para su empleo, por que el carburador simplemente rocía una constante de gasolina en el aire de admisión al pasar hacia los cilindros. Si la gasolina no se evapora fácilmente, alcanzara al cilindro en forma de gotas, las cuales no pueden quemarse con tanta eficiencia. Del motor escapara humo y el rendimiento en kilometraje será bajo.

Los nonanos hasta los hexadecanos, se encuentran en el kerosene (como no son muy volátil, no funciona bien en un carburador).

Los alcanos con más de 16 a 18 átomos de carbono se emplean como aceites lubricantes.

El gas natural tiene 70% de metano, 10% de etano, 15% propano, dependiendo de la fuente de gas. Se emplea principalmente como combustible para los sistemas de calefacción de edificios y para generar electricidad.

El cloroformo es un líquido volátil y de sabor dulce que durante mucho tiempo se utilizo como anestésico. Sin embargo, debido a su toxicidad (en hígado, riñones, corazón) se ha sustituido por otros compuestos.

El cloruro de metilo se utiliza como disolvente para descafeinar el café.



HIDROCARBUROS NO SATURADOS

Son aquellos que llevan en su molécula átomos de carbono unidos por doble o triple enlace.

ALQUENOS (doble enlace)

Formula general: C_nH_{2n}

C_2H_4	: ETENO	$CH_2 = CH_2$
C_3H_6	: PROPENO	$CH_2 = CH - CH_3$
C_4H_8	: BUTENO	$CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$
C_5H_{10}	: PENTENO	$CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3$

PROPIEDADES

- Los cuatro primeros compuestos son gaseosos, los siguientes hasta el $C_{15}H_{30}$ son líquidos y el resto son sólidos.
- Son menos densos que el agua, y son insolubles en el agua.
- Arden con llama más luminosa que los saturados porque tienen más carbonos.

Ejemplos:

El eteno se utiliza para la maduración acelerada de las frutas. También se aplica en la fabricación de plásticos polietileno, policloruro de vinilo.

ALQUINOS (Triple enlace)

Formula general; C_nH_{2n-2}

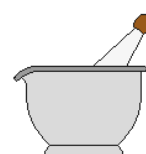
ETINO	: C_2H_2	$CH \equiv CH$
BUTINO	: C_4H_6	$CH \equiv C - CH_2 - CH_3$

PROPIEDADES

- Los dos primeros son gaseosos, desde C_5H_8 hasta $C_{14}H_{26}$ son líquidos y el resto son sólidos.
- Son incoloros insípidos tienen olor alilaceo (ajo)
- Cuando se le añade el hidrógeno se le conoce como reacción de hidrogenación con la preferencia de un catalizador lo transforma en alquenos y luego en alcanos.

Ejemplo:

- El etino o acetileno se utiliza para efectuar soldadura autógena.








QUÍMICA GENERAL

GRUPO FUNCIONALES

En Química Orgánica se conoce como grupo funcional al átomo, o grupo de átomos, que define la estructura de una familia particular de compuestos orgánicos y al mismo tiempo determina sus propiedades.

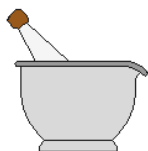
Principales grupos funcionales

FAMILIA	G. FUNCIONAL	EJEMPLO
ALCANOS	R-R''	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
ALQUENOS	R-CH=CH-R'	CH ₃ -CH=CH-CH ₃
ALQUINOS	R-C≡C-R'	CH ₃ -C≡C-CH ₃
ALCOHOLES	R-OH	CH ₃ -CH ₂ -OH
HALOALCANOS(X = Cl, Br ó I)	R-X	CH ₃ -CH ₂ -Br
ÉTERES	R-O-R'	CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₃
ALDEHIDOS		CH ₃ -CH ₂ -CHO
CETONAS		CH ₃ -CO-CH ₂ -CH ₃
ÁCIDOS		CH ₃ -CH ₂ -COOH
ÉSTERES		CH ₃ -CH ₂ -COO-CH ₃
AMINAS	R-NR'R''	CH ₃ -CH ₂ -NH ₂
AMIDAS		CH ₃ -CH ₂ -CONHCH ₃
NITRILOS	R-C≡N	CH ₃ -CH ₂ -CN

R: significa residuo de hidrocarburos

X: halógenos (Cl, Br, I, F).

Las reacciones típicas de la familia ocurren en el átomo, que constituyen el grupo funcional.



CAPÍTULO XII

METALURGIA DEL HIERRO

La metalurgia es la ciencia y la tecnología de la extracción de metales de sus fuentes naturales y de su preparación para usos prácticos. La metalurgia implica varios pasos:

- (1) explotación de las minas,
- (2) concentración de la mena o su preparación por algún otro medio para el tratamiento posterior,
- (3) reducción del mineral para obtener el metal libre,
- (4) refinación o purificación del metal, y
- (5) mezclado del metal con otros elementos para modificar sus propiedades. Este último proceso produce una aleación, es decir, un material metálico compuesto de dos o más elementos.

Después de su extracción de la mina, por lo general la mena se tritura, se muele y luego se trata para concentrar el metal deseado. La etapa de concentración se apoya en las diferencias de propiedades entre el mineral y el material indeseable que lo acompaña.

Para obtener el hierro se parte de minerales que lo contengan en forma de óxido (ya sea naturalmente o previamente convertido en óxido), a los que se reduce. La reducción podría conseguirse con la intervención de un metal más oxidable que el hierro, pero por razones económicas se emplea carbón o un gas reductor.

Los minerales que suele partir en la obtención del hierro son la magnetita, el oligisto o hematites rojas, la limonita o hematites parda y la siderita.

En la actualidad, casi todo el hierro se funde en hornos altos, es decir, con lecho de fusión alto, aunque también se emplean hornos con lecho de fusión bajo, como el horno eléctrico de cuba baja y los hornos giratorios, tanto los de gran longitud (denominados giratorios tubulares) como los cortos (llamados de tambor).

PIROMETALURGIA DEL HIERRO

La operación pirometalúrgica más importante es la reducción del hierro. Éste está presente en muchos minerales, pero las fuentes más importantes son los minerales de óxidos de hierro: hematita, Fe_2O_3 . y magnetita, Fe_3O_4 .

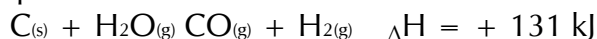


QUÍMICA GENERAL

La reducción de estos óxidos se lleva a cabo en un reactor químico (alto horno) muy grande capaz de operar de manera continua. El alto horno se carga por la parte superior con una mezcla de mena de hierro, coque y piedra caliza. El coque es hulla que ha sido calentada en ausencia de aire para expulsar los componentes volátiles; contiene alrededor de 85 a 90 por ciento de carbono. El coque sirve como combustible que produce calor a medida que se quema en la parte baja del horno. Este material es también la fuente de los gases reductores CO y H₂. La piedra caliza, CaCO₃, sirve como fuente del óxido básico en la formación de escoria. El aire, que entra en el alto horno por el fondo después de un precalentamiento, es también una materia prima importante, pues se requiere para la combustión del coque. En el horno, el oxígeno reacciona con el carbono del coque para formar monóxido de carbono:

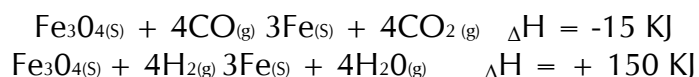


El vapor de agua presente en el aire también reacciona con el carbono:



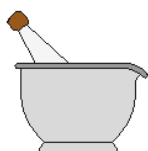
Observe que la reacción del coque con el oxígeno es exotérmica y suministra calor para la operación del horno, pero su reacción con el vapor de agua es endotérmica. Por tanto, la adición de vapor de agua al aire proporciona un medio para controlar la temperatura del horno.

En la parte superior del horno, la piedra caliza se calcina. También en este caso el CO y el H₂ reducen los óxidos de hierro. Por ejemplo, las reacciones importantes del Fe₃O₄ son:

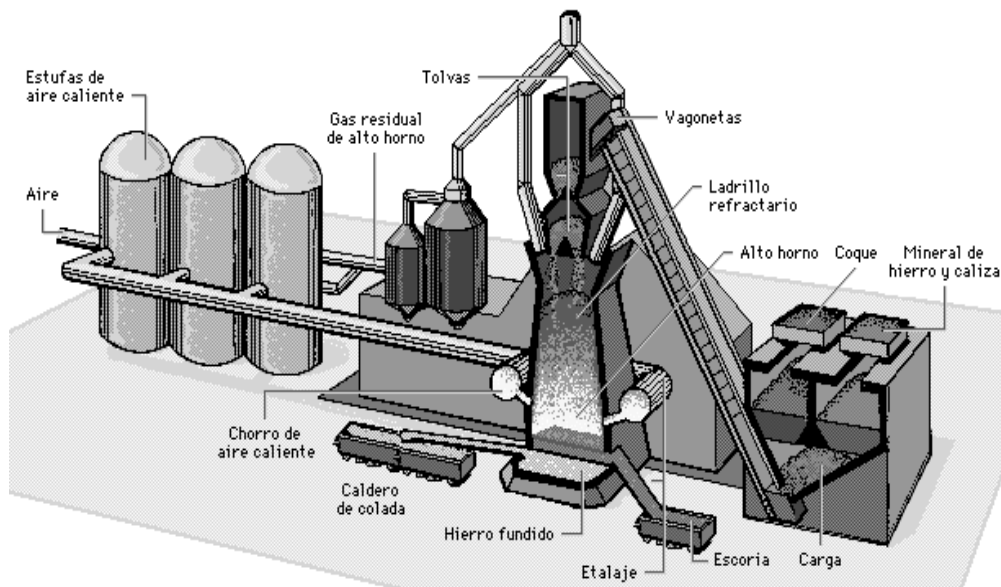


También se produce la reducción de otros elementos presentes en la mena en las partes más calientes del horno, donde el carbono es el agente reductor principal.

El hierro fundido se recoge en la base del horno. Por arriba de él hay una capa de escoria fundida formada por la reacción del CaO con el silice presente en la mena, La capa de escoria sobre el hierro fundido ayuda a protegerlo de la reacción con el aire que entra. Periódicamente, el horno se vacía para drenar la escoria y el hierro fundido. El hierro producido en el horno se puede moldear en lingotes sólidos; sin embargo, casi todo se usa



directamente para fabricar acero. Para este propósito, el hierro se transporta, todavía líquido, al taller siderúrgico.



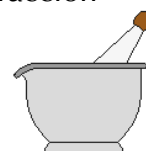
MANUFACTURA DEL ACERO

El tratamiento térmico es la operación de calentamiento y enfriamiento de un metal en su estado sólido para cambiar sus propiedades físicas. Con el tratamiento térmico adecuado se pueden reducir los esfuerzos internos, el tamaño del grano, incrementar la tenacidad o producir una superficie dura con un interior dúctil.

Para conocer a que temperatura debe elevarse el metal para que se reciba un tratamiento térmico es recomendable contar con los diagramas de cambio de fases como el de hierro - hierro - carbono. En este tipo de diagramas se especifican las temperaturas en las que suceden los cambios de fase (cambios de estructura cristalina), dependiendo de los materiales diluidos.

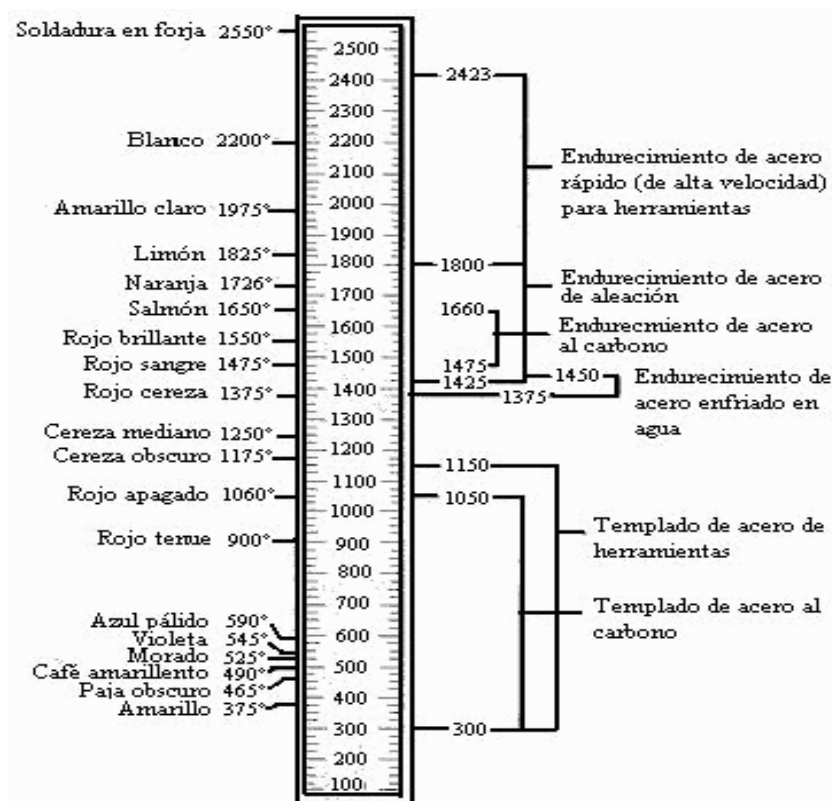
Los tratamientos térmicos han adquirido gran importancia en la industria en general, ya que con las constantes innovaciones se van requiriendo metales con mayores resistencias tanto al desgaste como a la tensión.

El proceso de endurecimiento del acero consiste en el calentamiento del metal de manera uniforme a la temperatura correcta y luego enfriarlo con agua, aceite, aire o en una cámara refrigerada. El endurecimiento produce una estructura granular fina que aumenta la resistencia a la tracción (tensión) y disminuye la ductilidad.



QUÍMICA GENERAL

El acero al carbono para herramientas se puede endurecer al calentarse hasta su temperatura crítica, la cual se adquiere aproximadamente entre los 1450 °F y 1525 °F (790 a 830 °C) lo cual se identifica cuando el metal adquiere el color rojo cereza brillante. Cuando se calienta el acero la perlita se combina con la ferrita, lo que produce una estructura de grano fino llamada austenita. Cuando se enfría la austenita de manera brusca con agua, aceite o aire, se transforma en martensita, material que es muy duro y frágil.



TEMPLE

Después que se ha endurecido el acero es muy quebradizo o frágil lo que impide su manejo pues se rompe con el mínimo golpe debido a la tensión interior generada por el proceso de endurecimiento. Para contrarrestar la fragilidad se recomienda el temple del acero. Este proceso hace más tenaz y menos quebradizo el acero aunque pierde algo de dureza. El proceso consiste en limpiar la pieza con un abrasivo para luego calentarla hasta la temperatura adecuada, para después enfriarla con rapidez en el mismo medio que se utilizó para endurecerla.

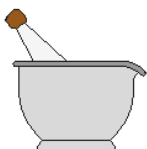


TABLA DE TEMPERATURAS PARA TEMPLAR ACERO ENDURECIDO

Color	Grados F	Grados C	Tipos de aceros
Paja claro	430	220	Herramientas como brocas, machuelos
Paja mediano	460	240	Punzones dados y fresas
Paja oscuro	490	255	Cizallas y martillos
Morado	520	270	Árboles y cinceles para madera
Azul oscuro	570	300	Cuchillos y cinceles para acero
Azul claro	600	320	Destornilladores y resortes

RECOCIDO

Cuando se tiene que maquinar a un acero endurecido, por lo regular hay que recocerlo o ablandarlo. El recocido es un proceso para reducir los esfuerzos internos y ablandar el acero. El proceso consiste en calentar al acero por arriba de su temperatura crítica y dejarlo enfriar con lentitud en el horno cerrado o envuelto en ceniza, cal, asbesto o vermiculita.

CEMENTADO

Consiste en el endurecimiento de la superficie externa del acero bajo en carbono, quedando el núcleo blando y dúctil. Como el carbono es el que genera la dureza en los aceros en el método de cementado se tiene la posibilidad de aumentar la cantidad de carbono en los aceros de bajo contenido de carbono antes de ser endurecido. El carbono se agrega al calentar al acero a su temperatura crítica mientras se encuentra en contacto con un material carbonoso. Los tres métodos de cementación más comunes son: empaçado para carburación, baño líquido y gas.

CARBURIZACIÓN POR EMPAQUETADO

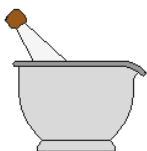
Este procedimiento consiste en colocar al material de acero con bajo contenido carbónico en una caja cerrada con material carbonáceo y calentarlos hasta 1650 o 1700 °F (900 a 927 °C) durante 4 a 6 horas. En este tiempo el carbón que se encuentra en la caja penetra a la superficie de la pieza a endurecer. Entre más tiempo se deje a la pieza en la caja con carbón de mayor profundidad será la capa dura. Una vez caliente la pieza a endurecer a la temperatura adecuada se enfría rápidamente en agua o salmuera. Para evitar deformaciones y disminuir la tensión superficial se recomienda dejar enfriar la pieza en la caja para posteriormente sacarla y volverla a calentar entre 1400 y 1500 °F (rojo cereza) y proceder al



enfriamiento por inmersión. La capa endurecida más utilizada tiene un espesor de 0.38 mm, sin embargo se pueden tener espesores de hasta 4 mm.

CARBURIZACIÓN EN BAÑO LÍQUIDO

El acero a cementar se sumerge en un baño de cianuro de sodio líquido. También se puede utilizar cianuro de potasio pero sus vapores son muy peligrosos. Se mantiene la temperatura a 1500 °F (845 °C) durante 15 minutos a 1 hora, según la profundidad que se requiera. A esta temperatura el acero absorberá el carbono y el nitrógeno del cianuro. Después se debe enfriar con rapidez al acero en agua o salmuera. Con este procedimiento se logran capas con espesores de 0.75 mm.



CAPÍTULO XIII

INDUSTRIA DEL PETROLEO Y GAS NATURAL

El petróleo es un líquido oleoso bituminoso de origen natural compuesto por diferentes sustancias orgánicas. Se encuentra en grandes cantidades bajo la superficie terrestre y se emplea como combustible y materia prima para la industria química. Además, el petróleo y sus derivados se emplean para fabricar medicinas, fertilizantes, productos alimenticios, objetos de plástico, materiales de construcción, pinturas y textiles, y para generar electricidad.



Todos los tipos de petróleo se componen de hidrocarburos, aunque también suelen contener unos pocos compuestos de azufre y de oxígeno; el contenido de azufre varía entre un 0,1 y un 5%. El petróleo contiene elementos gaseosos, líquidos y sólidos. La consistencia del petróleo varía desde un líquido tan poco viscoso como la gasolina hasta un líquido tan espeso que apenas fluye. Por lo general, hay pequeñas cantidades de compuestos gaseosos disueltos en el líquido; cuando las cantidades de estos compuestos son mayores, el yacimiento de petróleo está asociado con un depósito de gas natural.

Existen tres grandes categorías de petróleo crudo: de tipo parafínico, de tipo asfáltico y de base mixta. El petróleo parafínico está compuesto por moléculas en las que el número de átomos de hidrógeno es siempre superior en dos unidades al doble del número de átomos de carbono. Las moléculas características del petróleo asfáltico son los naftenos, que contienen exactamente el doble de átomos de hidrógeno que de carbono. El petróleo de base mixta contiene hidrocarburos de ambos tipos.



QUÍMICA GENERAL

La composición elemental del petróleo normalmente está comprendida dentro de los siguientes intervalos:

Elemento%	Peso
Carbón	84 - 87
Hidrógeno	11 - 14
Azufre	0 - 2
Nitrógeno	0.2

Ese hidrocarburo puede estar en estado líquido o en estado gaseoso. En el primer caso es un aceite al que también se le dice crudo. En el segundo se le conoce como gas natural.

Según la teoría más aceptada, el origen del petróleo y del gas natural- es de tipo orgánico y sedimentario. Esa teoría enseña que el petróleo es el resultado de un complejo proceso físico-químico en el interior de la tierra, en el que, debido a la presión y las altas temperaturas, se produce la descomposición de enormes cantidades de materia orgánica que se convierten en aceite y gas.

Esa materia orgánica está compuesta fundamentalmente por el fitoplancton y el zooplancton marinos, al igual que por materia vegetal y animal, todo lo cual se depositó en el pasado en el fondo de los grandes lagos y en el lecho de los mares.

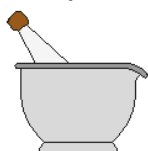
REFINACION DEL PETROLEO

El petróleo llega a las refinerías en su estado natural para su procesamiento. Una refinería es un enorme complejo donde ese petróleo crudo se somete en primer lugar a un proceso de destilación o separación física y luego a procesos químicos que permiten extraerle buena parte de la gran variedad de componentes que contiene.

El petróleo tiene una gran variedad de compuestos, al punto que de él se pueden obtener por encima de los 2,000 productos.

El petróleo se puede igualmente clasificar en cuatro categorías: parafínico, nafténico, asfáltico o mixto y aromático.

Los productos que se sacan del proceso de refinación se llaman derivados y los hay de dos tipos: los combustibles, como la gasolina, y los petroquímicos, tales como polietileno, benceno, etc.



DERIVADOS DEL PETROLEO

Los siguientes son los diferentes productos derivados del petróleo y su utilización:

Gasolina motor corriente y extra - Para consumo en los vehículos automotores de combustión interna, entre otros usos.

Gasolina de aviación - Para uso en aviones con motores de combustión interna.

Diesel - De uso común en camiones y buses.

Queroseno - Se utiliza en estufas domésticas y en equipos industriales. Es el que comúnmente se llama "petróleo".

Gas propano o GLP - Se utiliza como combustible doméstico e industrial.

Bencina industrial - Se usa como materia prima para la fabricación de disolventes alifáticos o como combustible doméstico

Combustóleo o Fuel Oil - Es un combustible pesado para hornos y calderas industriales.

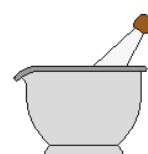
Disolventes alifáticos - Sirven para la extracción de aceites, pinturas, pegantes y adhesivos; para la producción de thinner, gas para quemadores industriales, elaboración de tintas, formulación y fabricación de productos agrícolas, de caucho, ceras y betunes, y para limpieza en general.

Asfaltos.- Se utilizan para la producción de asfalto y como material sellante en la industria de la construcción.

Bases lubricantes.- Es la materia prima para la producción de los aceites lubricantes.

Ceras parafínicas.- Es la materia prima para la producción de velas y similares, ceras para pisos, fósforos, papel parafinado, vaselinas, etc.

Polietileno - Materia prima para la industria del plástico en general



QUÍMICA GENERAL

Alquitrán aromático (Arotar).- Materia prima para la elaboración de negro de humo que, a su vez, se usa en la industria de llantas. También es un diluyente

Acido nafténico.- Sirve para preparar sales metálicas tales como naftenatos de calcio, cobre, zinc, plomo, cobalto, etc., que se aplican en la industria de pinturas, resinas, poliéster, detergentes, tensoactivos y fungicidas

Benceno.- Sirve para fabricar ciclohexano

CICLOHEXANO

Es la materia prima para producir ácido adípico entre otros con destino al nylon.

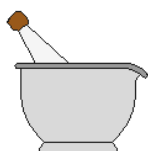
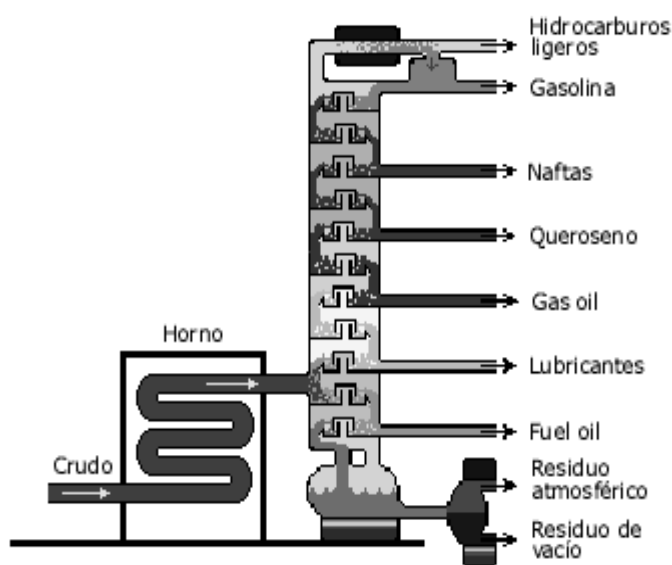
Tolueno - Se usa como disolvente en la fabricación de pinturas, resinas, adhesivos, pegantes, thinner y tintas, y como materia prima del benceno.

Xilenos mezclados- Se utilizan en la industria de pinturas, de insecticidas y de thinner.

Alquilbenceno- Se usa en la industria de todo tipo de detergentes, para elaborar plaguicidas, ácidos sulfónicos y en la industria de curtientes. El azufre que sale de las refinerías sirve para la vulcanización del caucho, fabricación de algunos tipos de acero y preparación de ácido sulfúrico, entre otros usos.

El gas natural sirve como combustible para usos doméstico, industriales y para la generación de energía termoeléctrica.

En el área industrial es la materia prima para el sector de la petroquímica.

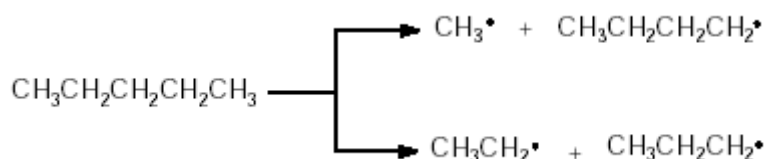


A partir del gas natural se obtiene, por ejemplo, el polietileno, que es la materia prima de los plásticos.

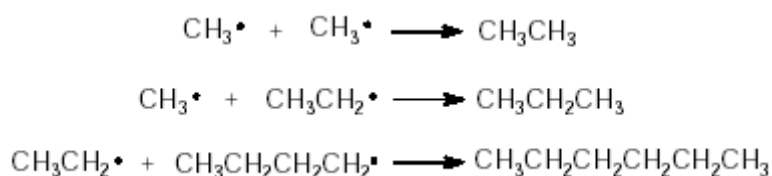
Del gas natural también se puede sacar gas propano. Esto es posible cuando el gas natural es rico en componentes como propanos y butanos, corrientes líquidas que se le separan.

CRAQUEO

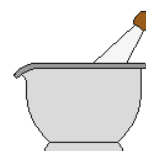
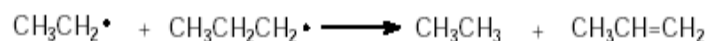
Es un proceso para incrementar y mejorar la calidad de la gasolina. Las moléculas de hidrocarburo de tamaño mayor del que corresponde a las de la fracción de la gasolina se calientan a temperatura y presión elevada, en estas condiciones se producen alcanos y alquenos de peso molecular menor, por ruptura de enlaces carbono – carbono y carbono- hidrogeno, generando radicales alquilo más pequeños. La ruptura se produce de forma aleatoria a lo largo de la cadena.



Una de las posibles reacciones que pueden experimentar los radicales es la recombinación en cuyo caso se produce una mezcla de alcanos:



Otra reacción que puede ocurrir es el desproporcionamiento. En este proceso, uno de los radicales transfiere un átomo de hidrógeno al otro radical para producir un alcano y un alqueno:



QUÍMICA GENERAL

El craqueo térmico de los hidrocarburos ha resultado ser un proceso industrial muy importante. La composición del petróleo crudo es muy variada y depende de su origen. Por ejemplo, la destilación fraccionada de un petróleo ligero típico proporciona un 35% de gasolina, un 15% de queroseno y trazas de asfalto, siendo el resto aceites lubricantes y aceites de puntos de ebullición más altos. Por otra parte un crudo pesado proporciona solamente un 10% de gasolina, un 10% de queroseno y un 50% de asfalto. A fin de reducir el porcentaje de aceites pesados de alto peso molecular y aumentar la producción de fracciones más volátiles se emplea el método de craqueo. El método de craqueo térmico apenas se utiliza en la actualidad y ha sido sustituido por el craqueo catalítico. Los catalizadores, compuestos de alúmina y sílice, permiten realizar el proceso de craqueo a temperaturas más bajas. Es posible que el craqueo catalítico transcurra a través de intermedios catiónicos.

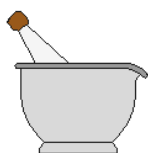
ÍNDICE DE OCTANO

Expresa el grado porcentual de compresión que tienen las gasolinas, es decir el poder antidetonante antes de llegar a explotar. Si una gasolina detona espontáneamente, tiene baja compresión y por lo tanto tiene bajo rendimiento. El n-heptano detona fuertemente, se le asigna un índice de cero. En cambio el 2, 2, 4- trimetilpentano (isooctano) arde suavemente tiene índice de 100. Así una gasolina de 84 octanos, significa que tiene 85% de isooctano.

GAS NATURAL

El Gas natural es una mezcla de gases entre los que se encuentra en mayor proporción el metano. Se utiliza como combustible para usos domésticos e industriales y como materia prima en la fabricación de plásticos, fármacos y tintes.

La proporción en la que el metano se encuentra en el gas natural es del 75 al 95% del volumen total de la mezcla (por este motivo se suele llamar metano al gas natural). El resto de los componentes son etano, propano, butano, nitrógeno, dióxido de carbono, sulfuro de hidrógeno, helio y argón. Antes de emplear el gas natural como combustible se extraen los componentes más pesados, como el propano y el butano.



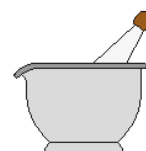
Aunque existen yacimientos que proporcionan exclusivamente gas natural, éste va casi siempre asociado al petróleo en sus yacimientos, y sale a la superficie junto a él cuando se perfora un pozo. Sin embargo, el desarrollo del gas natural se realizó con posterioridad al uso del petróleo. El gas natural que aparecía en los yacimientos se quemaba como un residuo más, ya que, a pesar de su enorme poder calorífico, no se podía aprovechar por los problemas que plantea su almacenamiento y transporte. No puede ser licuado simplemente bajo presión porque su temperatura crítica, 190 K, es muy baja y, por tanto, debe ser enfriado hasta temperaturas inferiores a ella antes de licuarse. Una vez licuado debe ser almacenado en contenedores muy bien aislados, y su transporte se realiza por tuberías fabricadas con materiales y soldaduras especiales para resistir grandes presiones.

El gas natural se utiliza como combustible doméstico e industrial, además de por su gran poder calorífico, porque su combustión es regulable y produce escasa contaminación. También se emplea como materia prima en la industria petroquímica en la obtención de amoníaco, metanol, etileno, butadieno y propeno.

El gas natural licuado ha sido procesado para ser transportado en forma líquida. Es la mejor alternativa para monetizar reservas en sitios apartados, donde no es económico llevar el gas al mercado directamente ya sea por gasoducto o por generación de electricidad. El gas natural es transportado como líquido a presión atmosférica y a $-161\text{ }^{\circ}\text{C}$ donde la licuefacción reduce en 600 veces el volumen de gas transportado.

Su procesamiento consiste principalmente en:

- La eliminación de compuestos ácidos (H_2S y CO_2) mediante el uso de las tecnologías adecuadas. El gas alimentado se denomina “amargo”, el producto “gas dulce” y el proceso se conoce generalmente como “endulzamiento”.
- La recuperación de etano e hidrocarburos licuables, previo proceso de deshidratación para evitar la formación de sólidos.
- Recuperación del azufre de los gases ácidos que se generan durante el proceso de endulzamiento. Fraccionamiento de los hidrocarburos líquidos recuperados, obteniendo etano, propano, butanos y gasolina; en ocasiones también resulta conveniente separar el isobutano del n-butano para usos muy específicos.



QUÍMICA GENERAL

En el Perú el Proyecto Camisea consiste en la explotación de estas reservas, la construcción y operación de dos ductos, un gasoducto para gas natural y un poliducto para líquidos de gas natural y la red de distribución para gas natural en Lima y Callao. Los ductos permitirán que el gas natural y los líquidos estén disponibles para consumo doméstico y para exportación. El gas natural se transporta a Lima, el principal centro de consumo, donde podrá ser utilizado para fines residenciales e industriales, así como para generar electricidad, la misma que luego será distribuida a nivel nacional a través de la infraestructura de transmisión existente en el Perú. Los líquidos permitirán abastecer al mercado local de GLP y también constituirá una importante fuente de ingreso de divisas.



APÉNDICE

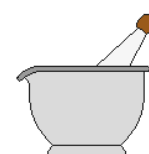


Pesos Atómicos Internacionales

(De 1976, con la revisión anual del IUPAC de 1984)

Referidos a $C^{12} = 12.0000$

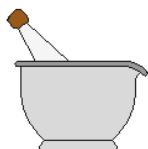
ELEMENTO	SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	PESO ATÓMICO	ELEMENTO	SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	PESO ATÓMICO
Actinio	Ac	89	227.0278	Litio	Li	3	6.941
Aluminio	Al	13	26.98154	Lutecio	Lu	71	174.97
Americio	Am	95	(243)**	Magnesio	Mg	12	24.305
Antimonio	Sb	51	121.75	Manganeso	Mn	25	54.9380
Argón	Ar	18	39.948	Mendelevio	Md	101	(258)
Arsénico	As	33	74.9216	Mercurio	Hg	80	200.59
Astato	At	85	(210)	Molibdeno	Mo	42	95.94
Azufre	S	16	32.06	Neodimio	Nd	60	144.24
Bario	Ba	56	137.33	Neón	Ne	10	20.179
Berilio	Be	4	9.01218	Neptunio	Np	93	237.0482
Berquelio	Bk	97	(247)	Niobio	Nb	41	92.9064
Bismuto	Bi	83	208.9804	Níquel	Ni	28	58.70
Boro	B	5	10.81	Nitrógeno	N	7	14.0067
Bromo	Br	35	79.904	Nobelio	No	102	(259)
Cadmio	Cd	48	112.41	Oro	Au	79	196.9665
Calcio	Ca	20	40.08	Osmio	Os	76	190.2
Californio	Cf	98	(251)	Oxígeno	O	8	15.9994
Carbono	C	6	12.011	Paladio	Pd	46	106.4
Cerio	Ce	58	140.12	Plata	Ag	47	107.868
Cesio	Cs	55	132.9054	Platino	Pt	78	195.09
Circonio	Zr	40	91.22	Plomo	Pb	82	207.2
Cloro	Cl	17	35.453	Plutonio	Pu	94	(244)
Cobalto	Co	27	58.9332	Polonio	Po	84	(209)
Cobre	Cu	29	63.546	Potasio	K	19	39.0983
Criptón	Kr	36	83.80	Praseodimio	Pr	59	140.9077
Cromo	Cr	24	51.996	Prometio	Pm	61	(145)
Curio	Cm	96	(247)	Protactinio	Pa	91	231.0359
Disproso	Dy	66	162.50	Radio	Ra	88	226.0254
Einstenio	Es	99	(254)	Radón	Rn	86	(222)
Erbio	Er	68	167.26	Renio	Re	75	186.207
Escandio	Sc	21	44.95591	Rodio	Rh	45	102.9055
Estaño	Sn	50	118.69	Rubidio	Rb	37	85.4678
Estroncio	Sr	38	87.62	Rutenio	Ru	44	101.07
Europio	Eu	63	151.96	Samario	Sm	62	150.4
Fermio	Fm	100	(257)	Selenio	Se	34	78.96
Flúor	F	9	18.99840	Silicio	Si	14	28.0855
Fósforo	P	15	30.97376	Sodio	Na	11	22.98977
Francio	Fr	87	(223)	Talio	Tl	81	204.37
Gadolinio	Gd	64	157.25	Tantalio	Ta	73	180.9479
Galio	Ga	31	69.72	Tecnecio	Tc	43	(97)
Germanio	Ge	32	72.59	Telurio	Te	52	127.60



QUÍMICA GENERAL

ELEMENTO	SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	PESO ATÓMICO	ELEMENTO	SÍMBOLO	NÚMERO ATÓMICO	PESO ATÓMICO
Hafnio	Hf	72	178.49	Terbio	Tb	65	158.9254
Helio	He	2	4.00260	Titanio	Ti	22	47.90
Hidrógeno	H	1	1.0079	Torio	Th	90	232.0381
Hierro	Fe	26	55.847	Tulio	Tm	69	168.9342
Holmio	Ho	67	164.9304	Tungsteno	W	74	183.85
Indio	In	49	114.82	Uranio	U	92	238.029
Iridio	Ir	77	192.22	Vanadio	V	23	50.9414
Iterbio	Yb	70	173.04	Xenón	Xe	54	131.30
Itrio	Y	39	80.9059	Yodo	I	53	126.9045
Lantano	La	57	138.9055	Zinc (cinc)	Zn	30	65.38
Laurencio	Lr	103	(260)				

(***) La expresión numérica entre paréntesis corresponde al número de masa del isótopo de mayor vida media.



BIBLIOGRAFÍA

1. **R. CHANG** (2002): *"Química General"*. Edt. Mc Graw Hill, México
Libro Texto.
2. **DICKSON, T.** (1995): *"Introducción a la Química"*. Editorial
Publicaciones Culturales, México.
3. **BROWN-LEMAY** (1998): *"Química la Ciencia Central"*. Editorial
Prentice Hall.
4. **MAHAN.** *Química: Curso Universitario.* Editorial Addison, México.
5. **P. ANDER – SONNESA.** *"Principios de Química"*. Editorial Limusa,
México.
6. **K. WHITTEN** (1994): *"Química General"*. Mc Graw Hill
7. **J.B. RUSSELL** (1994): *"Química General"*. Mc Graw Hill
8. **F. REDMORE** (1996): *"Fundamentos de Química"*. Prentice Hall

