

**B. PROGRAMA PARA LA ELABORACIÓN DE APUNTES, LIBROS,
OBJETIVOS EDUCACIONALES Y REACTIVOS DE EVALUACIÓN**

MODALIDADES: B.1 ELABORACIÓN DE APUNTES

APUNTES DE LA MATERIA DE QUÍMICA INORGÁNICA

CLAVE: AEF-1060

PROPUESTA ELABORADA POR:

DRA. MARÍA DE JESÚS RAMÍREZ ALTAMIRANO

INSTITUTO TECNOLÓGICO DE OAXACA

PERIODO SABATICO SEMESTRE FEBRERO-JUNIO 2024

ÍNDICE

PRESENTACIÓN	1
CONCEPTOS BASICOS	2
TEMA1 TEORÍA CUÁNTICA, ESTRUCTURA ATÓMICA Y PERIODICIDAD.....	4
1.1 BASE EXPERIMENTAL DE LA TEORÍA CUÁNTICA	6
1.1.1. RADIACIÓN DEL CUERPO NEGRO Y TEORÍA DE PLANCK	6
1.1.2. EFECTO FOTOELÉCTRICO	7
1.1.3. ESPECTROS DE EMISIÓN Y SERIES ESPECTRALES	8
1.2 TEORÍA ATÓMICA DE BOHR.....	12
1.3. AMPLIACIÓN DE LA TEORÍA DE BOHR, TEORÍA ATÓMICA DE SOMMERFELD.....	15
1.4. ESTRUCTURA ATÓMICA	16
PRÁCTICA 1 RAYOS CATÓDICOS	17
1.4.1. PRINCIPIO DE DUALIDAD DEL ELECTRÓN (ONDA-PARTÍCULA). POSTULADO DE BROGLIE.....	18
PRÁCTICA 2 ESPECTROSCOPIA	20
1.4.2 PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG	21
1.4.3 ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER.....	21
1.5. TEORÍA CUÁNTICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	25
1.5.1. NIVELES DE ENERGÍA DE LOS ORBITALES.....	25
1.5.2. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI.....	26
1.5.3. PRINCIPIO DE AUFBAU O DE CONSTRUCCIÓN.....	27
1.5.4. PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND	27
1.5.5. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS.....	28
1.6 PERIODICIDAD Y PROPIEDADES	28
PRÁCTICA INTRODUCCION EXPERIMENTAL AL SISTEMA PERIODICO	35
TEMA 2 ENLACES Y ESTRUCTURAS.....	38
2.1. INTRODUCCIÓN.....	39
2.1.1. CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO.....	39
2.1.2. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS	40
2.2. ENLACE IÓNICO	41
2.2.1. REQUISITOS PARA LA FORMACIÓN DE UN ENLACE IÓNICO	41
PRÁCTICA SOLUCIONES ELECTROLITICAS Y NO ELECTROLITICAS.....	43
2.2.2. APLICACIONES Y LIMITACIONES DE LA REGLA DEL OCTETO	44
2.2.3. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS	46
2.2.4. FORMACIÓN DE IONES	46
2.2.5. REDES CRISTALINAS	47
2.3. ENLACE COVALENTE	50

2.3.1. TEORÍAS PARA EXPLICAR EL ENLACE COVALENTE	51
2.3.2 ENLACE VALENCIA	56
2.3.3. HIBRIDACIÓN DE LOS ORBITALES	58
2.4. ENLACE METÁLICO	68
2.4.1. CLASIFICACIÓN DE LOS SÓLIDOS EN BASE A SU CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA; AISLANTE, SEMICONDUCTOR, CONDUCTOR.	69
2.4.2. TEORÍA PARA EXPLICAR EL ENLACE Y PROPIEDADES (CONDUCTIVIDAD) DE UN ARREGLO INFINITO DE ÁTOMOS A UN CRISTAL: TEORÍA DE LAS BANDAS.....	72
2.5. FUERZAS INTERMOLECULARES Y PROPIEDADES FÍSICAS.....	73
2.5.1. TIPO DE FUERZAS	73
2.6. INFLUENCIA DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES EN LAS PROPIEDADES FÍSICAS.....	75
TEMA 3 COMPUESTOS QUÍMICOS.....	78
3.1 ÓXIDOS BÁSICOS	81
3.1.1 DEFINICIÓN.....	81
3.1.2 CLASIFICACIÓN	82
3.1.3 NOMENCLATURA	82
3.2 HIDRÓXIDOS	83
3.2.1 DEFINICIÓN.....	83
3.2.1 CLASIFICACIÓN	83
3.2.2 NOTACIÓN.....	83
3.3.3 FORMULACIÓN	83
3.2.4 NOMENCLATURA	83
3.3 ÁCIDOS	85
3.3.1 DEFINICIÓN.....	85
3.3.2 NOTACIÓN.....	85
3.3.3 FORMULACIÓN	85
3.3.4. NOMENCLATURA	85
3.4 OXISALES	87
3.4.1 DEFINICIÓN.....	87
3.4.2 CLASIFICACIÓN	87
3.4.3 NOTACIÓN.....	87
3.4.4 NOMENCLATURA	87
PRÁCTICA 5 COMPUESTOS QUÍMICOS	93
TEMA 4 REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA	96
4.1 REACCIONES QUÍMICAS	97
4.1.1 CLASIFICACIÓN	98
PRÁCTICA 6 TIPOS DE REACCIONES	104
4.2 UNIDADES DE MEDIDA USUSLES EN ESTEQUIOMETRÍA.....	105

4.2.1 NÚMERO DE AVOGADRO	105
4.2.2 MOL GRAMO	105
4.2.3 ÁTOMO GRAMO	105
4.2.4 MOL MOLECULAR... ..	106
4.3 CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRÍA	107
4.3.1 LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS	112
4.3.2 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.....	112
4.3.3 LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES	113
4.3.4 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES	113
4.4 BALANCEO DE REACCIONES QUÍMICAS	113
4.4.1 POR MÉTODO DE TANTEO	115
4.4.2 POR MÉTODO REDOX	117
4.5 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN REACCIONES QUÍMICAS.....	126
4.5.1 RELACIÓN MOL-MOL. PESO-PESO	126
PRÁCTICA 7 ESTEQUIOMETRÍA	131
TEMA 5 INTRODUCCIÓN A SOLUCIONES	133
5.1 SOLUCIONES	134
5.1.1 DEFINICIÓN DE SOLVENTE, SOLUTO.....	134
5.1.2 TIPOS DE SOLUCIONES	136
5.2 CONCENTRACIÓN	136
5.2.1. EXPRESIÓN CUALITATIVA Y CUANTITATIVA DE LA CONC.....	136
5.2.2. CÁLCULOS DE M, m, N y F... ..	141
PRÁCTICA 8 PREPARACIÓN DE SOLUCIONES	150
BIBLIOGRAFÍA.....	153

PRESENTACIÓN

El primer semestre de la carrera de Ingeniería Química se integra de las siguientes materias: Química Inorgánica, Cálculo Diferencial, Fundamentos de Investigación, Taller de Ética, Programación y Diseño Asistido por Computadora. Este grupo de disciplinas académicas muestra ampliamente el carácter integral de la formación del Ingeniero Químico, por lo que es fundamental fortalecer la materia de Química Inorgánica, que permita establecer las bases de las asignaturas subsecuentes.

El programa del curso de Química Inorgánica, con clave AEF-1060, del Tecnológico Nacional de México está estructurado en cinco Unidades: 1. Teoría Cuántica, 2. Estructura Atómica y Periodicidad, 3. Enlaces y Estructuras, 4. Compuestos Químicos, Reacciones Químicas y 5. Estequiometría e Introducción a Soluciones. Estas unidades proporcionan a los alumnos los conocimientos, habilidades y aptitudes indispensables para abordar más adelante las temáticas de las asignaturas de Ciencias Básicas, como Química Orgánica I y II, Química Analítica y Análisis Instrumental; Ciencias de la Ingeniería, como Termodinámica y Fisicoquímica; e Ingeniería Aplicada, como Procesos de Separación, Reactores Químicos y Simulación de Procesos.

De tal manera que surge la necesidad de un esfuerzo de síntesis orientado a revisar la información de la bibliografía sugerida por el programa de la materia, así como publicaciones más recientes y elaborar un texto de apuntes, el cual puntualice las temáticas de las cinco Unidades del programa de la asignatura y cumpla con la meta de brindar al estudiante, un texto que contenga la información de la totalidad de los temas del programa de la materia con el nivel académico apropiado y con la claridad necesaria para su comprensión, y que sea utilizado como material de apoyo y consulta para los catedráticos que imparten esta materia.

CONCEPTOS BÁSICOS

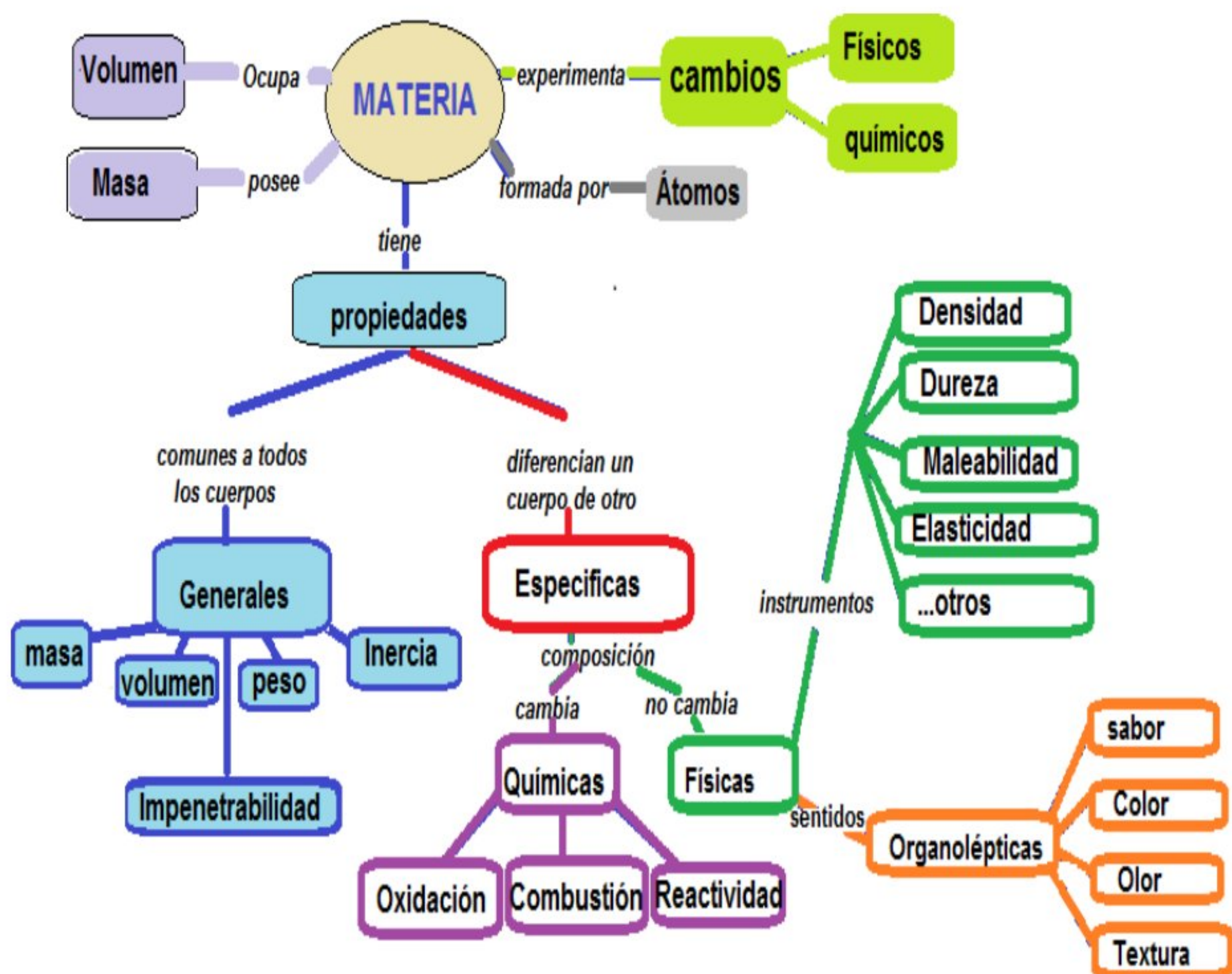
QUÍMICA

La química es la ciencia **(del** egipcio (*kēme*), que significa “tierra”) que describe la composición, estructura, y propiedades de la materia, así como los cambios que esta experimenta durante las reacciones químicas y su relación con la energía.

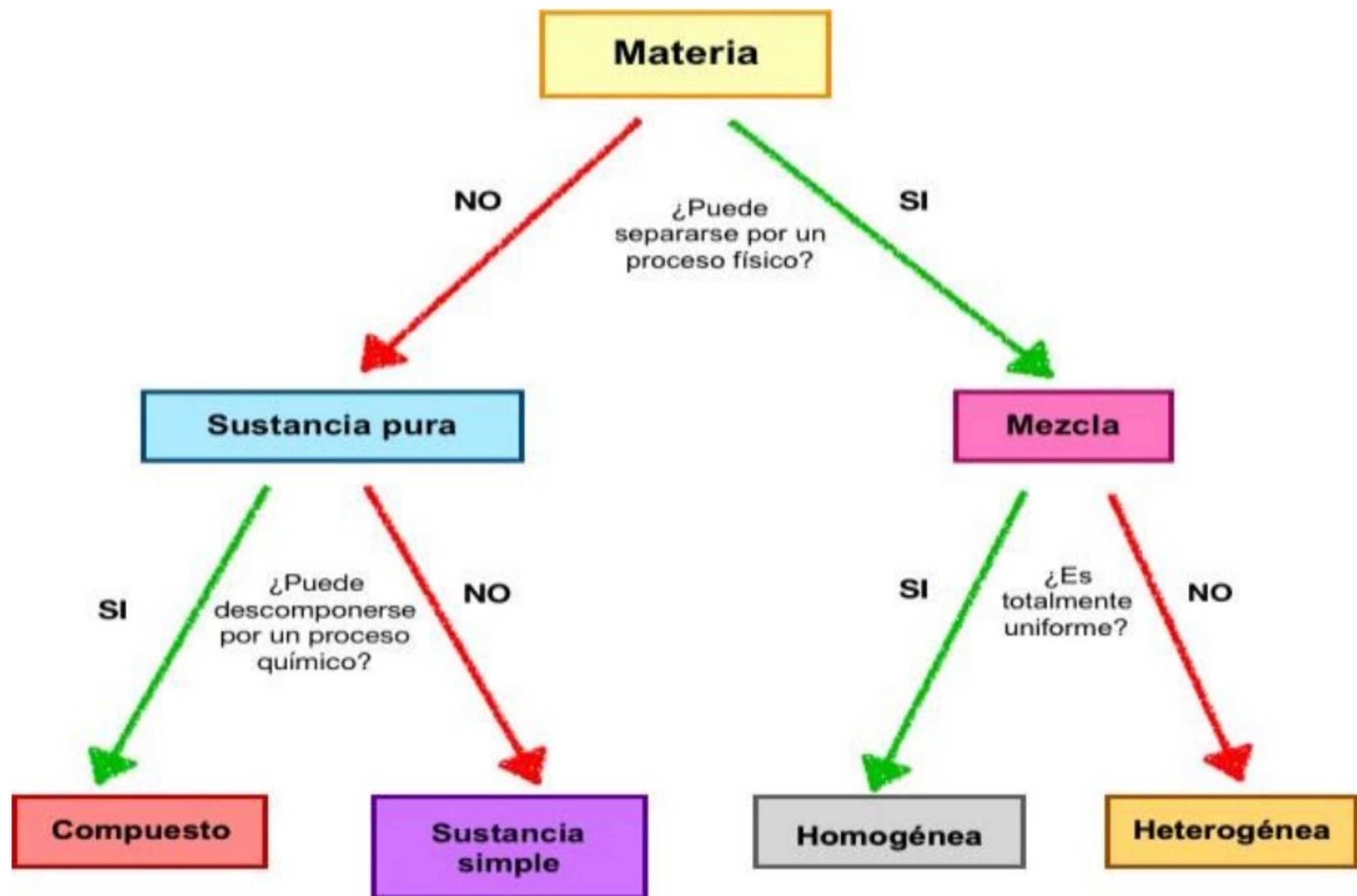
MATERIA

Se define como todo lo que ocupa un espacio y tiene masa, forma, peso y volumen, por lo tanto, se puede observar y medir.

PROPIEDADES



CLASIFICACION



LA QUÍMICA EN LA INGENIERÍA

Padlet

Maria Ramirez • 5m

QUIMICA EN INGENIERIA

Comparte tus ideas y comenta las de los demás.

Maria Ramirez 2h

COLABORACION

CUAL ES SON LAS APLICACIONES DE LA QUÍMICA EN LA INGENIERIA?

2

Maria Ramirez 2h

CUAL ES EL IMPACTO DE LA QUÍMICA EN INGENIERIA?

Maria Ramirez 12m

CUAL ES EL DESEMPEÑO DE UN INGENIERO QUIMICO?

Añadir comentario

Maria Ramirez 8m

INVESTIGACION



cdn.euroinnova.edu.es

50-1643247233

Añadir comentario

Maria Ramirez 5m

ADMINISTRAR



Añadir comentario

Maria Ramirez 2h



cdn.euroinnova.edu.es

1

Maria Ramirez 21m

Investigación: Búsqueda de nuevos conocimientos y técnicas, de estudio y en el campo laboral.
Desarrollo: Empleo de nuevos conocimientos y técnicas.
Diseño: Especificar las soluciones.
Producción: Transformación de materias primas en productos.
Construcción: Llevar a la realidad la solución de diseño.
Operación: Proceso de manutención y administración para optimizar productividad.
Ventas: Ofrecer servicios, herramientas y productos.
Administración: Participar en la resolución de problemas. Planificar, organizar, programar, dirigir y controlar la construcción y montaje industrial de todo tipo de obras de ingeniería civil, sean éstas edificacionales, hidráulicas, viales o marítimas, entre otras.

Añadir comentario

Maria Ramirez 18m



1

Maria Ramirez 14m

Refinería Establecer metodologías y procedimientos de muestreo de corrientes de proceso. Usar tablas y bancos de datos de propiedades del petróleo crudo, del gas natural y sus derivados. Así como las normas y procedimientos para el control de calidad de insumos y productos.

Añadir comentario

Maria Ramirez 8m

OPERACION



Añadir comentario

Maria Ramirez 10m

DISEÑO



Añadir comentario

Maria Ramirez 9m

PROCESOS



cdn.euroinnova.edu.es

diseño sin título - 2022-01-27t063921-1643280206.625 (600x450)

Añadir comentario

Maria Ramirez 6m

PRODUCCION



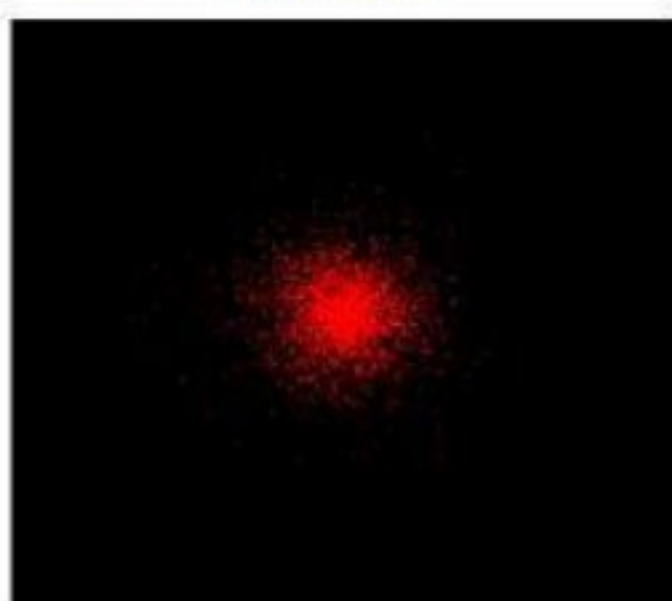
Añadir comentario

<https://padlet.com/mariachuy957/quimica-en-ingenieria-omjj0g16l4k4l2fv>

TEMA1 TEORÍA CUÁNTICA, ESTRUCTURA ATÓMICA Y PERIODICIDAD

TEMA 1 TEORIA CUÁNTICA Y PERIODICIDAD

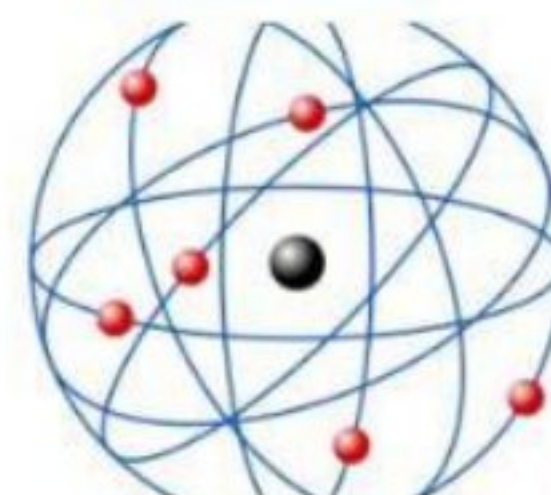
1.1 Base experimental de la teoría cuántica.



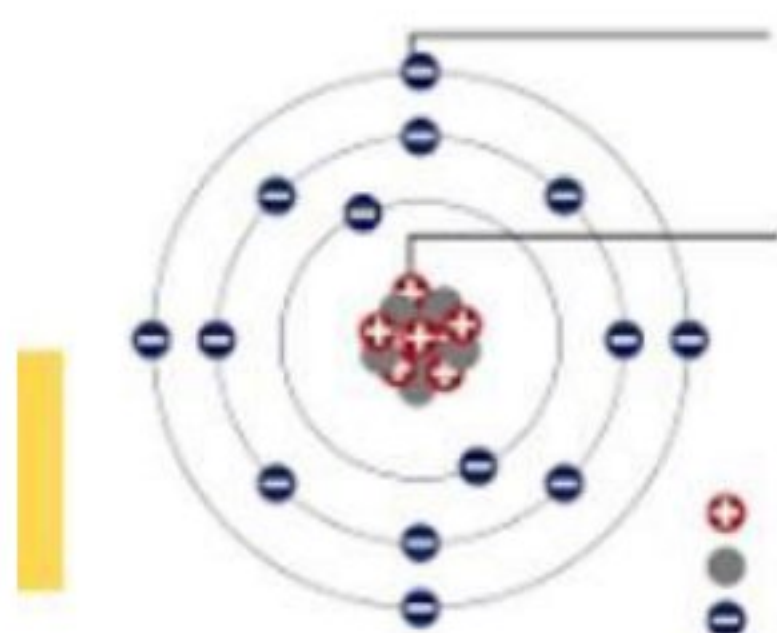
1.2 Teoría atómica de Bohr



1.3 Ampliación de la Teoría atómica de Bohr y Sommerfeld



1.4 Estructura Atómica



1.5 Teoría cuántica y configuración electrónica.

Configuración electrónica

(órbitas en orden de energía)

1s 2s 2p 3s 3p 4s 4p 5s 5p 6s 6p 7s 7p

Excepciones

92 U Uranio

1.6 Periodicidad y propiedades

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

1.1 BASE EXPERIMENTAL DE LA TEORÍA CUÁNTICA.

La teoría cuántica es una teoría física que se fundamenta en el concepto de unidad cuántica para describir las propiedades dinámicas de las partículas subatómicas y de sus interacciones entre la materia y la radiación.

1.1.1. RADIACIÓN DEL CUERPO NEGRO Y TEORÍA DE PLANCK

La radiación del cuerpo negro radica en la luz que emite todo cuerpo que emite calor, como una estrella, un carbón que arde al rojo vivo (incandescente), la resistencia de una parrilla eléctrica, entre otras. La emisión de esta luz llevó al desarrollo de las ciencias físicas y a un desprendimiento de los conceptos de la mecánica clásica.



Imagen 1

Fuente: <https://images.app.goo.gl/XcY8tsAXeMrE1S2D9>

La radiación del cuerpo negro es el principio del rayo láser e igualmente del efecto fotoeléctrico, este se emplea en los detectores de movimiento que tienen las puertas de los supermercados y bancos, mecanismo para hacer que sus puertas se abran solas ante el movimiento y presencia de una o más personas.

Las teorías sugeridas para explicar la naturaleza de la luz han provocado cambios a lo largo de la historia de la ciencia, a medida que se van revelando nuevas evidencias y que permiten interpretar su comportamiento, tanto como corpúsculo, onda, radiación electromagnética o **cuanto** en la mecánica cuántica. Aproximadamente en 1900, Max Karl Ludwig Planck desarrolló una teoría moderna para la época, que revolucionó la idea que se tenía del mundo, cuyos cimientos eran los trabajos que Issac Newton había realizado, en los que se sustenta la **física clásica** y de la cual surgió la **física cuántica**. Cuando se calienta un material metálico, por ejemplo, una cuchara que después de un corto periodo de tiempo, se puede sentir como su temperatura aumenta, esto ocurre porque el metal está absorbiendo energía y la está emitiendo en forma de calor.

Si se continúa suministrando energía, el metal comenzará a emitir una luz roja débil; después adquiere una coloración anaranjada y posteriormente amarilla, por lo tanto, la radiación del cuerpo negro depende de la temperatura suministrada.

Max Planck decretó que cualquier onda solo puede emitirse en cantidades discretas y que cada cuanto poseía una energía que depende de su frecuencia, así que un cuanto de energía es dependiente de la frecuencia de la luz emitida.

La teoría de Planck fue muy revolucionaria y pudo explicar que la **radiación del cuerpo negro** para todas las frecuencias, que la energía ya no era continua, sino que era emitida en paquetes que Planck llamó **cuantos**.

Surgió entonces la interrogante: ¿Como si el fenómeno de la luz que se suponía continua, esta se emitía en paquetes? Lo que dio origen al estudio del **efecto fotoeléctrico**.

1.1.2. EFECTO FOTOELÉCTRICO.

El efecto fotoeléctrico consiste en la emisión de una corriente de electrones por metales al hacer incidir sobre ellos una luz de determinada frecuencia, observaciones realizadas a finales del siglo XIX por Hertz y Hallwachs.

Este proceso mediante el cual se liberan electrones de un metal por la acción de la radiación se denomina efecto o emisión fotoeléctrico. Cuyas características principales son:

- Para cada sustancia hay una frecuencia mínima umbral de radiación electromagnética por debajo de la cual no se liberan electrones por más intensa que sea la radiación.
- La emisión de electrones aumenta cuando se incrementa la intensidad de la radiación que incide sobre la superficie del metal, ya que hay más energía disponible para separar electrones.

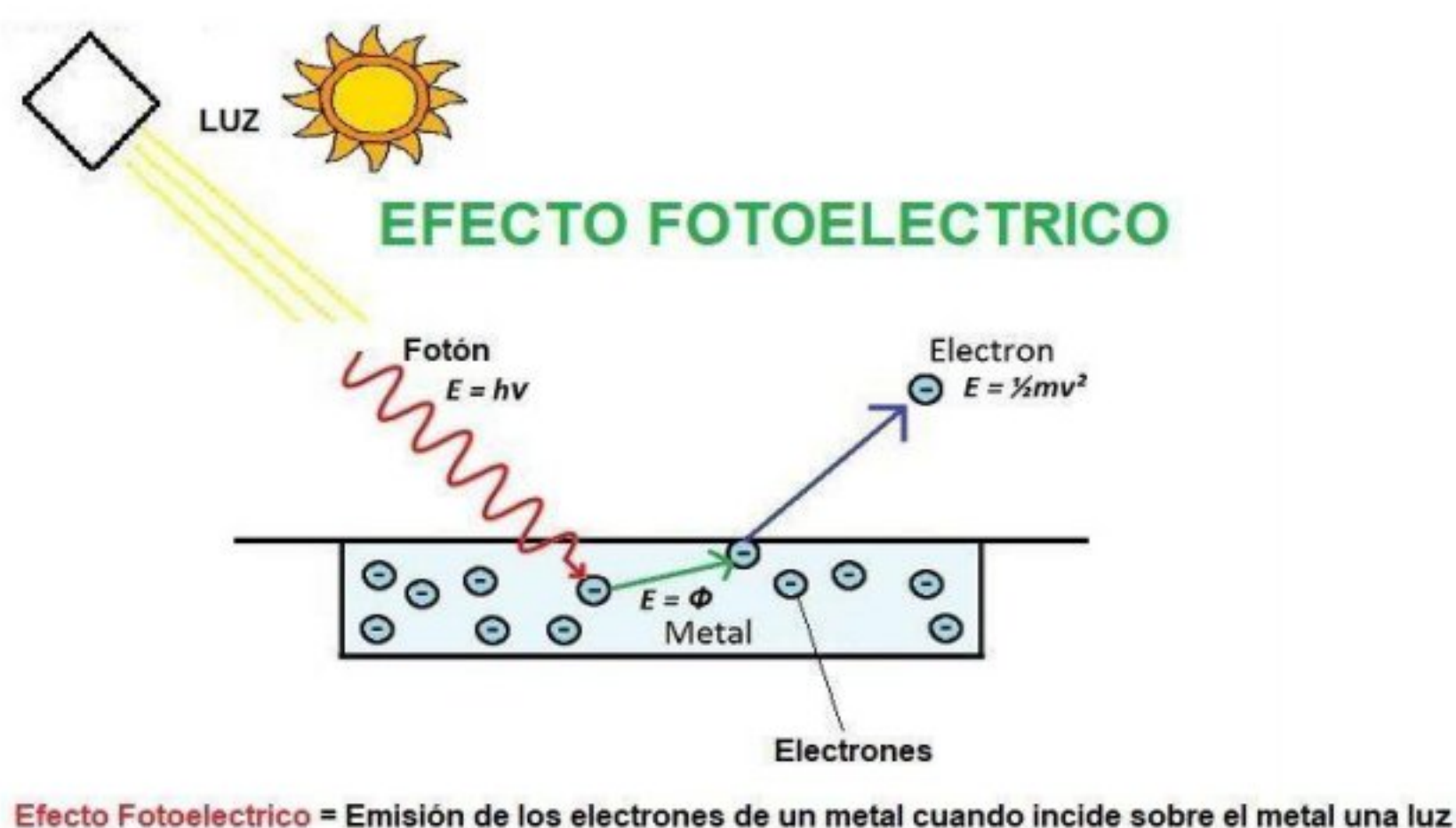


Imagen 2

Fuente: <https://images.app.goo.gl/Q5zjjikaN9D2bgap9>

1.1.3. ESPECTROS DE EMISIÓN Y SERIES ESPECTRALES.

En el siglo XIX, se adicionó a las teorías que existían en la época, las ideas del físico James Clerk Maxwell, quien explicó que los fenómenos eléctricos están relacionados con los fenómenos magnéticos, señalando que cada variación en el campo eléctrico origina un cambio del campo magnético e inversamente. Así entonces, la luz es una onda electromagnética transversal que se propaga perpendicularmente entre sí.

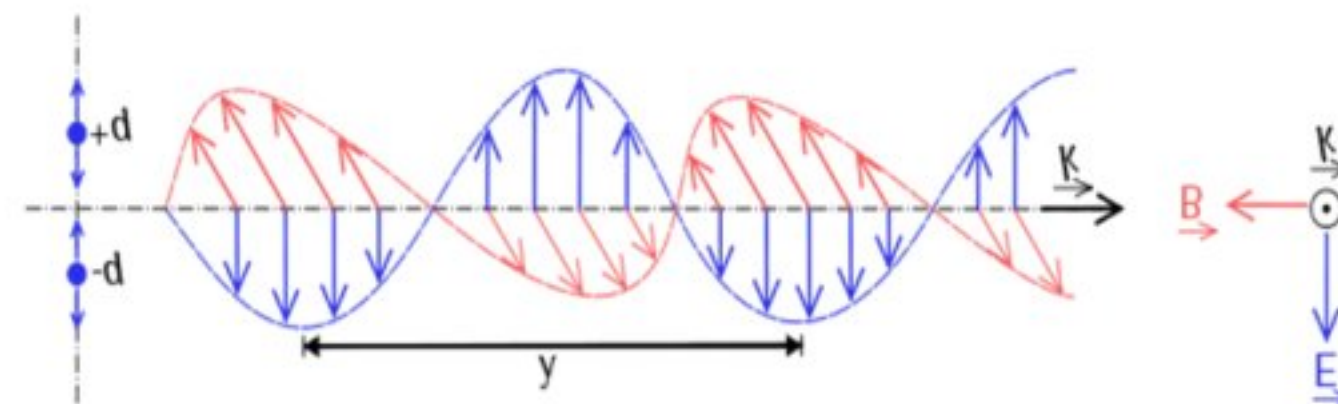
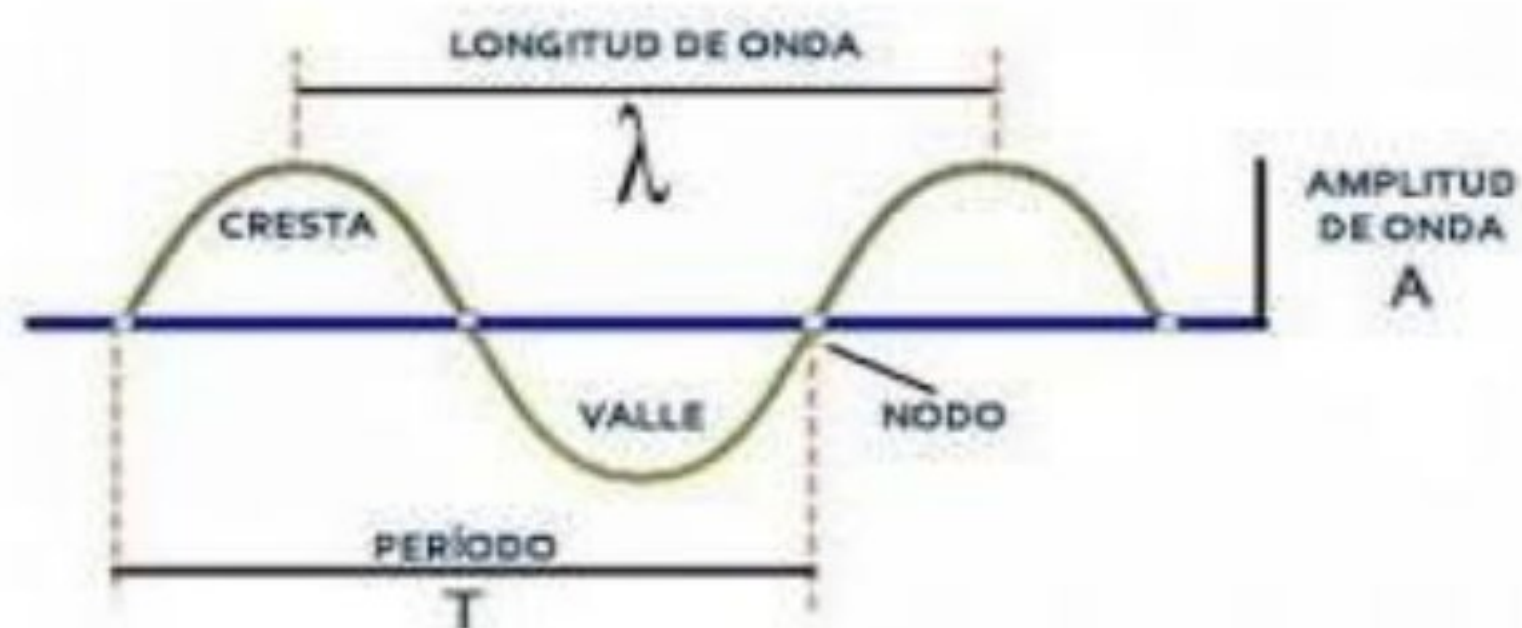


Imagen 3

Fuente: <https://images.app.goo.gl/p4FYtQYX6vyB6ypr9>

En una onda periódica, la longitud es la distancia entre dos puntos a partir de los cuales la onda se repite (ciclo).



Esquema representación de OEM. Fuente: www.radiofrecuenciabn.net

Fuente: <https://images.app.goo.gl/PfknBemgwCKafNt79>

Imagen 4

Características

- La posición más alta se llama cresta.
- El ciclo es una oscilación, o viaje completo de ida y vuelta.
- La posición más baja se llama valle.
- El máximo alejamiento de cada partícula con respecto a la posición de equilibrio se llama amplitud de onda.
- El periodo es el tiempo transcurrido entre la emisión de dos ondas consecutivas.
- Al número de ondas emitidas en cada segundo se le denomina frecuencia ν (nu).
- La distancia que hay entre cresta y cresta, o valle y valle, se llama longitud de onda (λ).
- Nodo es el punto donde la onda cruza la línea de equilibrio.
- Elongación es la distancia que hay, en forma perpendicular, entre un punto de la onda y la línea de equilibrio.

Ejercicios de caso

1. La frecuencia de la luz cercana a la región ultravioleta del espectro de radiación electromagnética es de $7.31 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$. La luz amarilla cercana a la mitad de la región visible del espectro tiene una frecuencia de $4.57 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$. Calcule la longitud de onda en nm de estas dos frecuencias de la luz.

Kenneth W. Whitten (2021)

$$C = \lambda U$$

$$C = 3.00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

$$1 \text{ nm} = 1.0 \times 10^{-9} \text{ m}$$

Despejando:

$$\lambda = \frac{C}{U} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}}{7.31 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 410 \text{ nm} \quad \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}}{4.57 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 656 \text{ nm}$$

Calcule la U (frecuencia) de una radiación que tiene una λ de 650 nm

$$U = \frac{C}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}}{650 \text{ nm}} = 4.615 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

2. La luz ultravioleta de frecuencia $2.73 \times 10^{16} \text{ s}^{-1}$ y la de luz amarilla de frecuencia $5.26 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$. Calcule en Joules la energía de un fotón de cada frecuencia y compare estos fotones calculando la relación entre sus energías.

$$E = h U$$

Donde:

E = Energía

H= constante de Planck $6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$

U= Frecuencia

Energía de la luz UV

$$E = h U \quad E = (6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s})(2.73 \times 10^{16} \text{ s}^{-1}) = 1.80 \times 10^{-17} \text{ J}$$

Energía de la luz amarilla

$$E = h U \quad E = (6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s})(5.26 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) = 3.48 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Respuesta: La energía relativa es mayor en la luz uv.

RADIACIÓN ELECTROMAGNETICA

La Radiación Electromagnética se define como: *la emisión y transmisión de energía en forma de ondas electromagnéticas.*

Los espectros electromagnéticos son una distribución en función al intervalo de frecuencias de las ondas o radiación electromagnética, estos se han dividido por conveniencia en bandas, segmentando varias regiones definidas a partir de límites de frecuencia o longitud de onda, las que permiten identificar diferentes tipos de ondas.

Tipos de radiación electromagnética

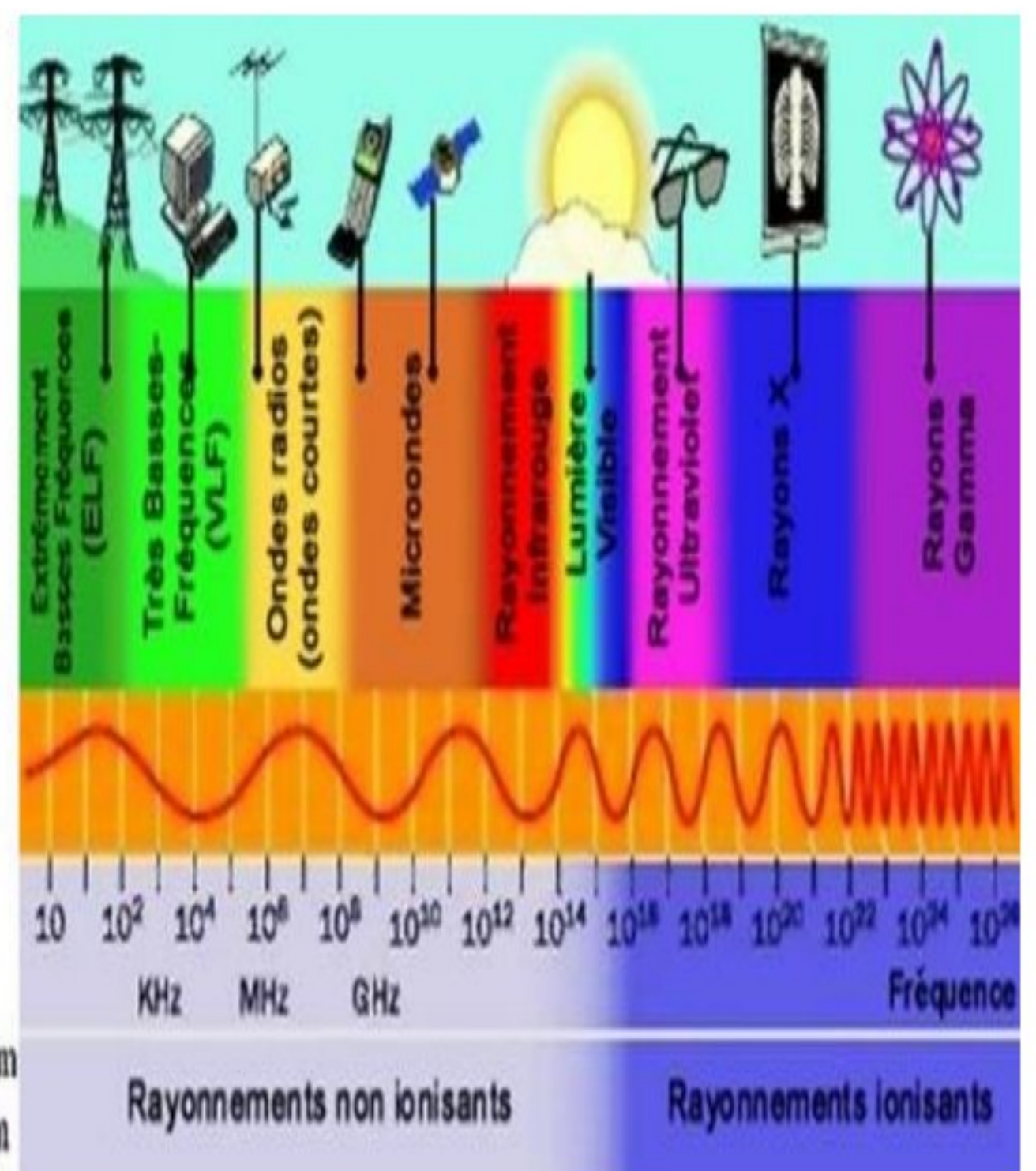
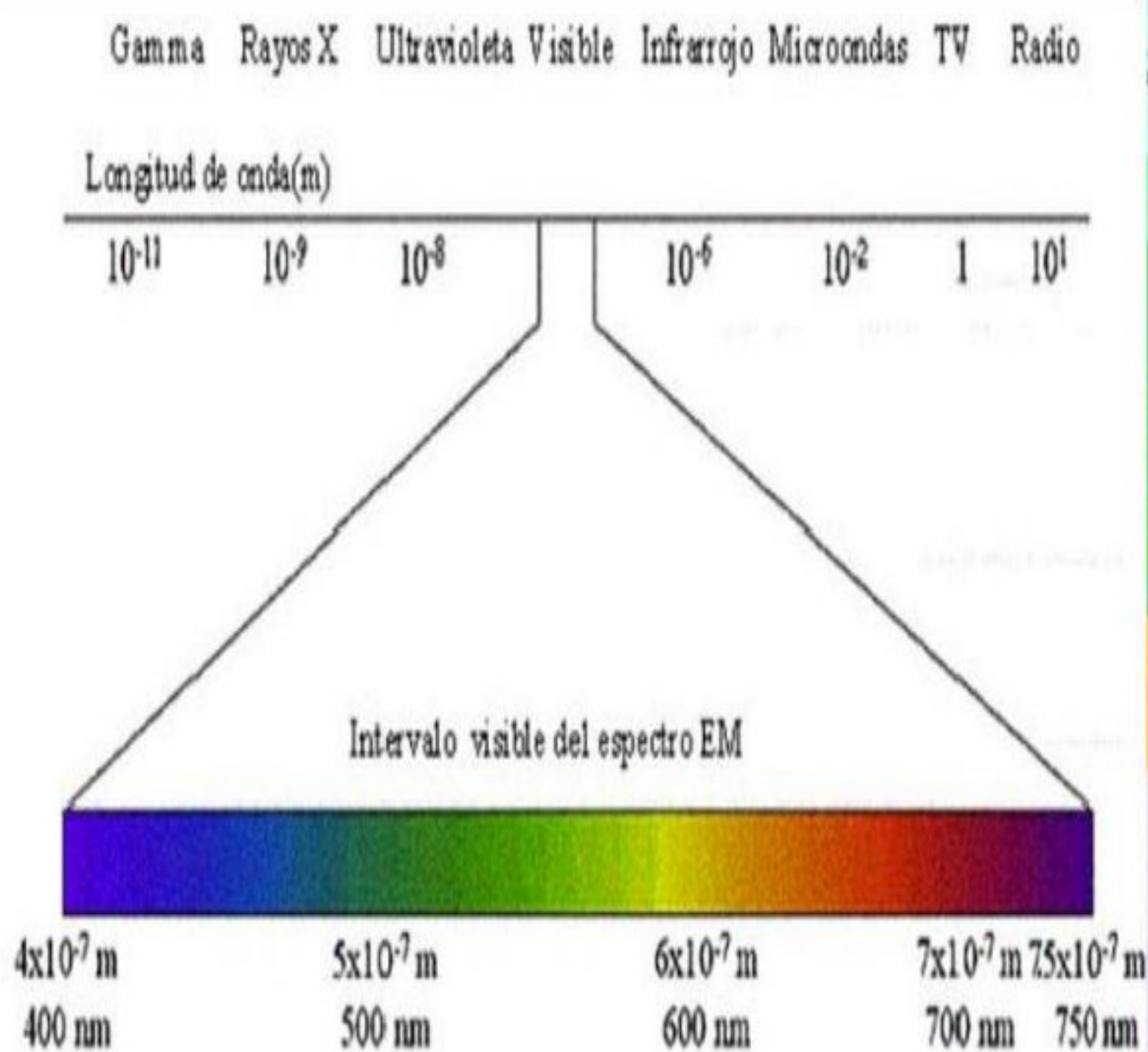


Imagen 5

Fuente: <https://images.app.goo.gl/qiWxzDNgbKHZjemw9>

ESPECTROS CONTINUOS Y DE LINEAS

Los espectros de emisión continuos se generan al pasar la radiación de cualquier **sólido** incandescente a través de un prisma, el cual la descompone y genera una gama de colores, donde cada color tiene una longitud de onda asociada y que corresponden al rango de 400 a 700 nm, por lo cual inciden en la región Visible.



Imagen 6

Fuente: <https://images.app.goo.gl/iD4wXwoQZL4b2r3r9>

Los espectros de emisión discontinuos o de líneas, se generan al pasar la luz de **vapor o gas** excitado a través de un prisma, estas radiaciones emitidas son características de los átomos en estado energizado o de excitación, generando un conjunto de líneas que corresponden a emisiones de sólo algunas longitudes de onda, propias de cada elemento químico en estado gaseoso y sometido a temperaturas elevadas.

El siguiente gráfico muestra el espectro de emisión del Na (sodio).



1.2 TEORÍA ATÓMICA DE BOHR

El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno incluía dos propuestas importantes, la primera la establecida por Rutherford respecto a la naturaleza nuclear del átomo, y la segunda el descubrimiento de Einstein, el cual consideraba a la energía radiante como una corriente de conjuntos discretos de energía (fotones).

Así Niels Bohr en 1914, utilizó también la teoría cuántica postulada por Max Planck, para explicar que las absorciones y emisiones de luz del átomo de hidrógeno correspondían a los cambios energéticos de sus electrones ya que estos tienen órbitas estables alrededor del núcleo.

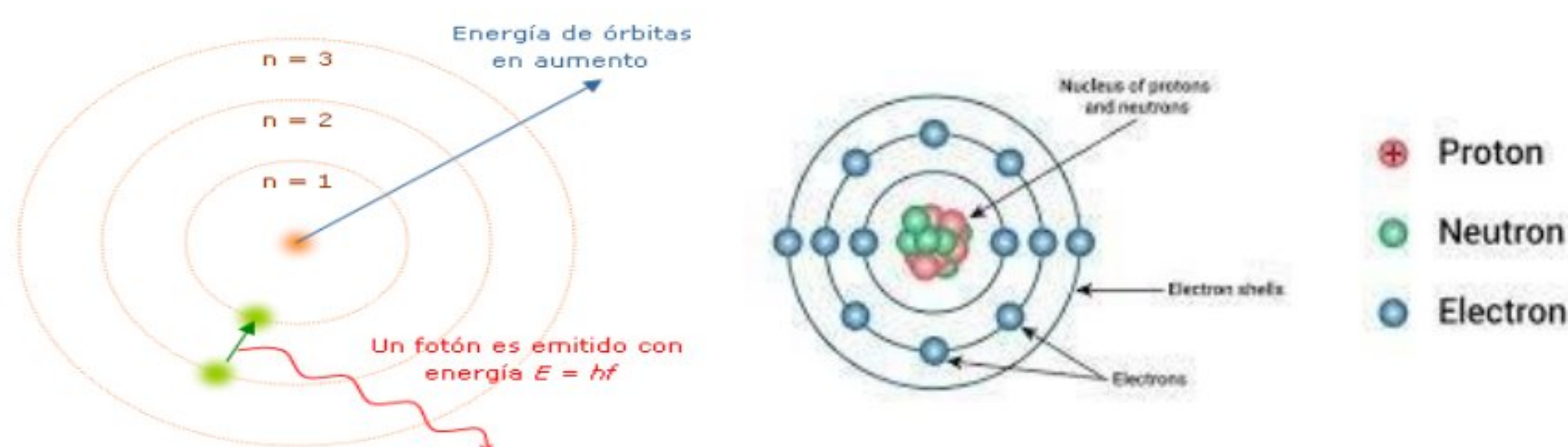


Imagen 7

Fuente: <https://images.app.goo.gl/HLdN7jANCkjMQzH78>

Así los electrones orbitan en el átomo en niveles discretos y cuantizados de energía, es decir, no todas las órbitas están permitidas, tan sólo un número finito de éstas, donde los electrones pueden migrar de un nivel electrónico a otro sin pasar por estados intermedios, el salto de un electrón de un nivel cuántico inferior a otro superior conlleva la absorción de energía y la emisión de un cuanto de energía de luz (fotón) que corresponde a la diferencia de energía entre ambas órbitas.

Cada línea espectral emitida representa la diferencia de energía entre dos niveles energéticos permitidos del electrón, cuando el electrón pasa del nivel de energía n_2 al nivel de energía n_1 , el diferencial de energía liberado corresponde a un solo fotón.

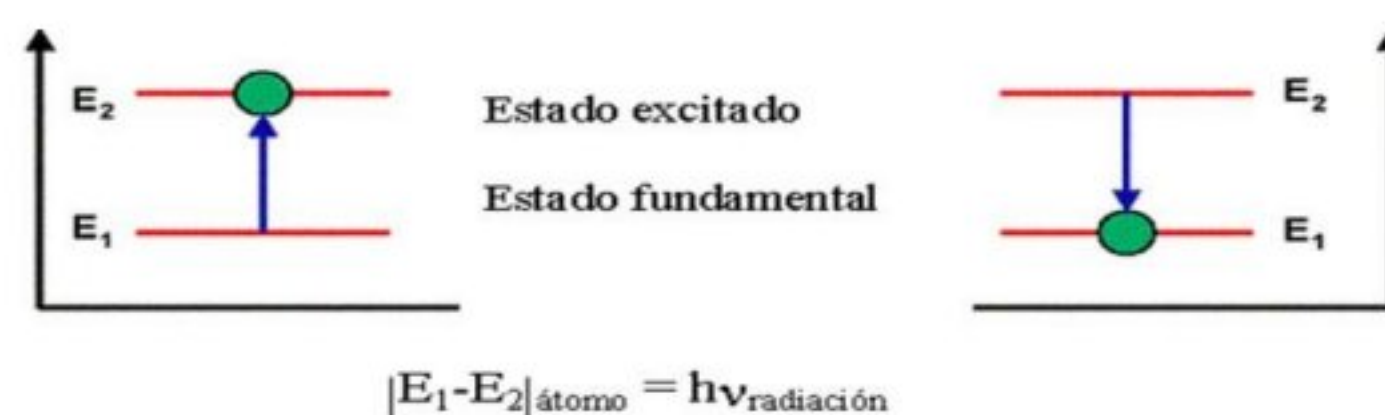


Imagen 8

Fuente: <https://images.app.goo.gl/HLdN7jANCkjMQzH78>

$$\Delta E = E_f - E_i = \left(\frac{-R_H}{n_f^2} \right) - \left(\frac{-R_H}{n_i^2} \right) = R_H * \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\Delta E = R_H * \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = h \nu$$

De acuerdo con la transición electrónica que se llevan a cabo en los diferentes niveles energéticos, estos emiten la energía absorbida, generando diferentes series espectrales que corresponden a distintas regiones de la radiación electromagnética

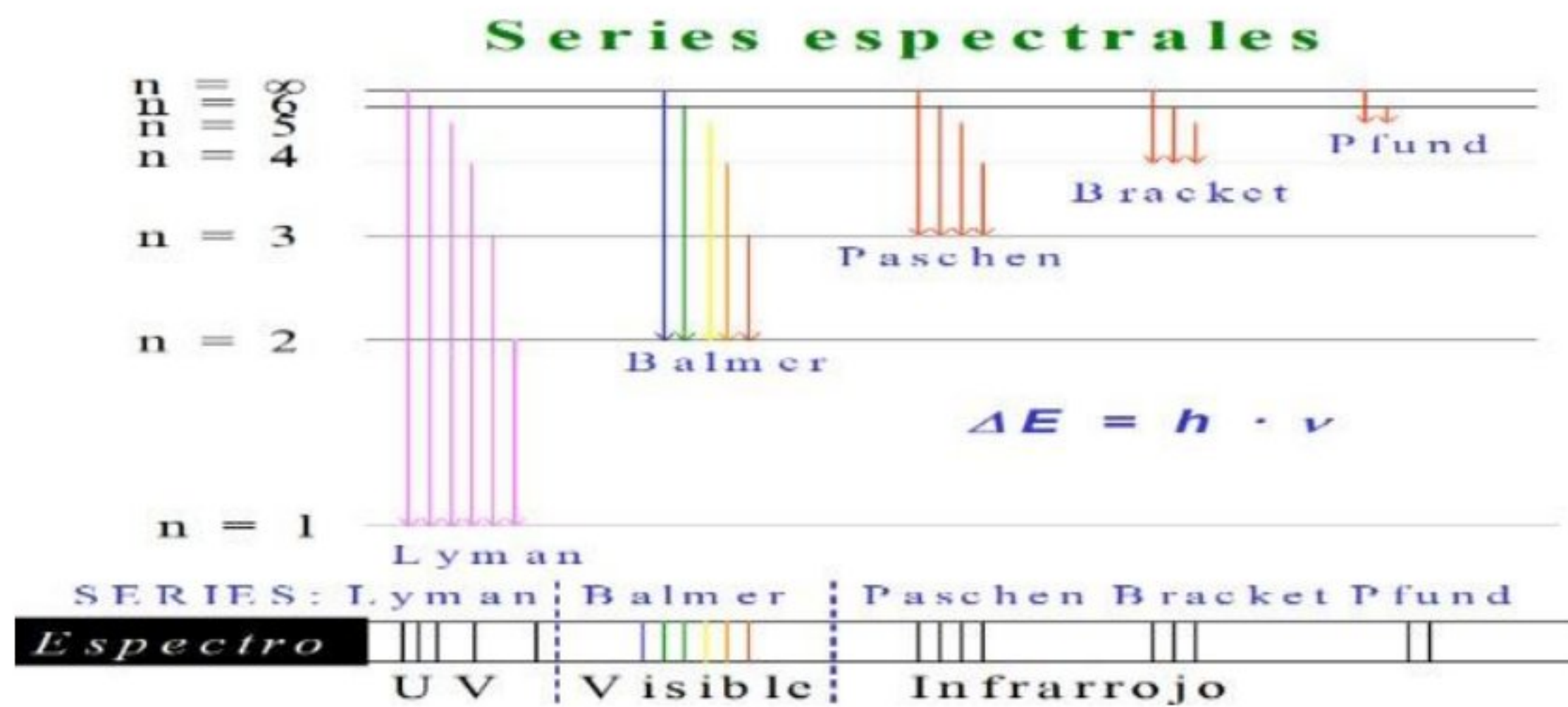
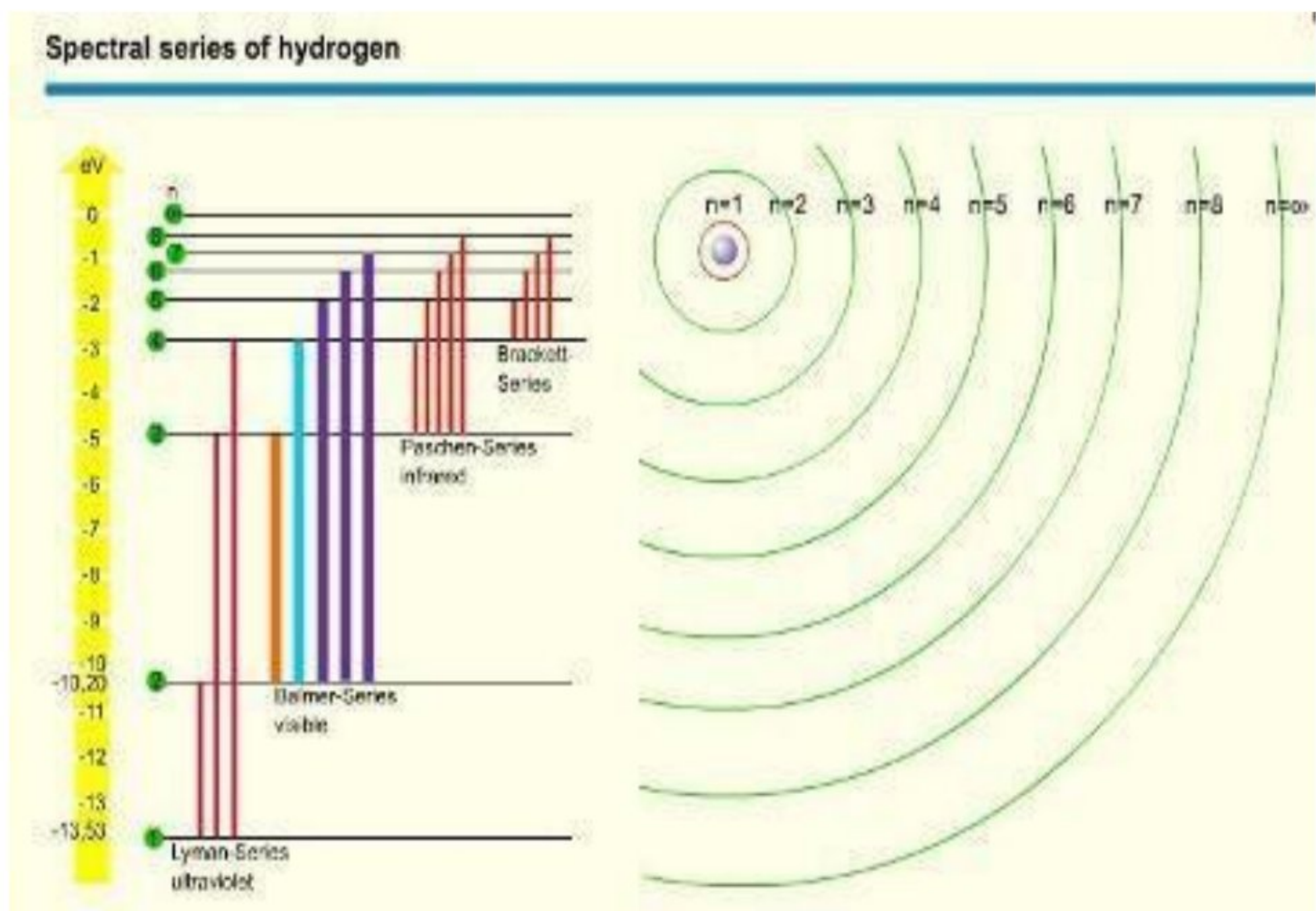


Imagen 9



Fuente: <https://images.app.goo.gl/qyZc7A98QSA3gkqc6>

Ejercicio de caso

Calcule la λ (Longitud de onda) de una radiación emitida, por un electrón durante la transición del nivel energético 4 al nivel energético 2.

a) Calcule su E en J

b) Indique a qué serie espectral corresponde

$$E = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Donde R_H = a la constante de Rydberg para el H es: $2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$

n_i = nivel energético de excitación

n_f = nivel energético del estado fundamental

$$E = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{(4)^2} - \frac{1}{(2)^2} \right) = -4.08 \times 10^{-19} \text{ J}$$

El signo negativo se omite ya que el sistema pierde energía (átomo)

$$E = h \nu$$

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{4.08 \times 10^{-19} \text{ J}}{6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s}} = 6.15 \times 10^{14} \text{ 1/s}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^{17} \text{ nm.s}}{6.15 \times 10^{14} \text{ 1/s}} = \mathbf{487 \text{ nm}}$$

Respuesta: 487 nm corresponde a la región visible.

1.3. AMPLIACIÓN DE LA TEORÍA DE BOHR, TEORÍA ATÓMICA DE SOMMERFELD

En 1916 el físico alemán Arnold Sommerfeld propuso y modificó el modelo de Bohr en el sentido que las orbitas permitidas para los electrones debían ser elípticas, más que circulares.

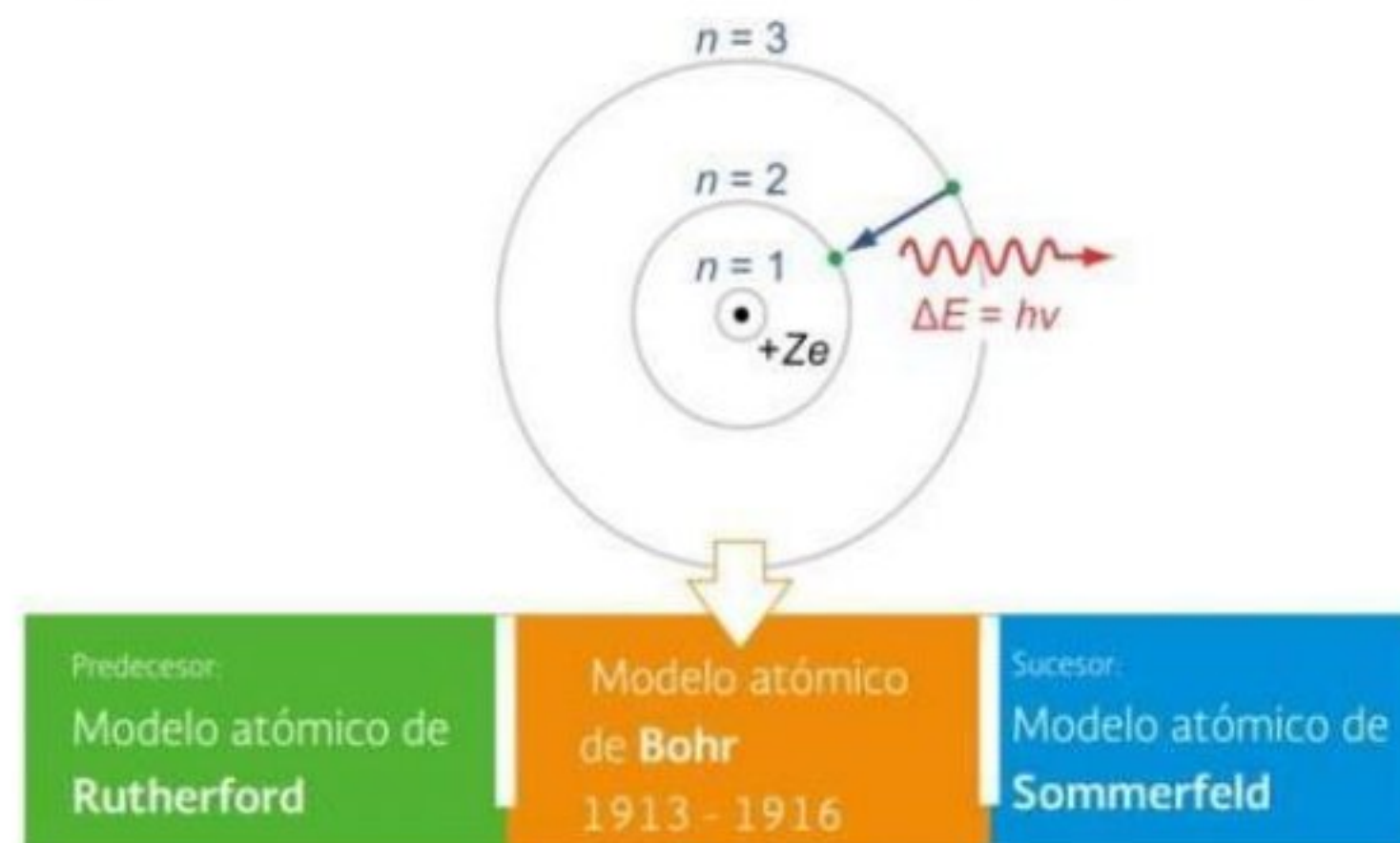


Imagen 10

Fuente: <https://images.app.goo.gl/9BRh1JiKYMghZzMw6>

TEORÍA ATÓMICA DE BOHR-SOMMERFELD

El **modelo atómico de Bohr** presentaba algunas limitaciones, ya que funcionaba para el átomo de hidrógeno, no funcionaba de igual manera para explicar los espectros realizados para otros átomos de otros elementos, en los que se veían que los electrones de un mismo nivel energético tenían diferentes energías. Sommerfeld, llegó a la conclusión, de que este comportamiento de los **electrones** se podía explicar, argumentando que dentro de un mismo nivel de energía podrían existir distintos subniveles energéticos, lo que hacía que hubiera múltiples variaciones de energía, dentro de un mismo nivel teóricamente, Sommerfeld había investigado que, en algunos átomos, las velocidades que experimentaban los electrones llegaban a ser cercanas a la de la luz.

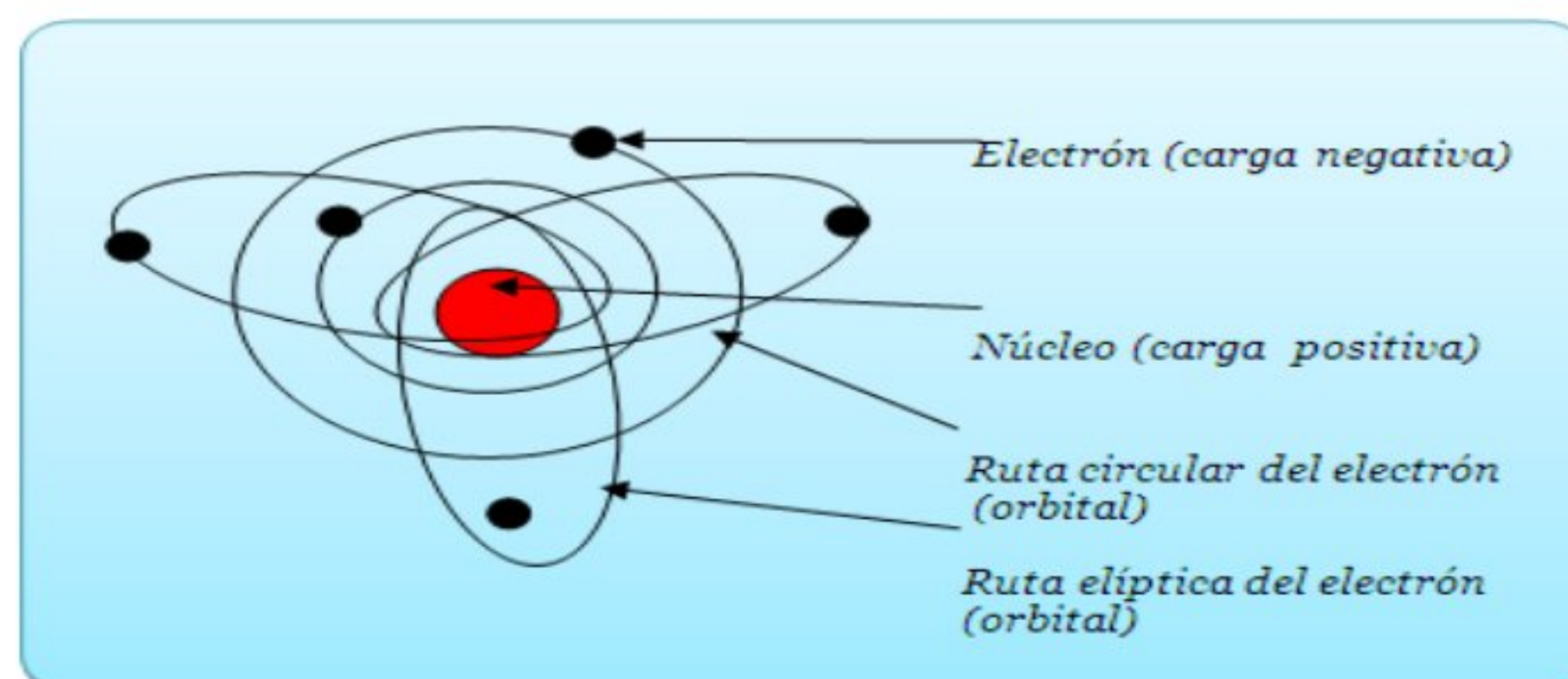


Imagen 11

Fuente: <https://images.app.goo.gl/mzWEis7EBcHdNsUe9>

1. Que el núcleo de los átomos no permanece quieto, sino que ya sea electrón o núcleo, ambos realizan un movimiento entorno al centro de las masas del sistema.

2. Las líneas espectrales se desdoblaban y para explicar este punto, Sommerfeld, supuso que los electrones podían tener orbitas tanto elípticas como circulares. Añadió por lo tanto el número cuántico secundario (l) e indica en la órbita del electrón, el momento angular de éste, hallando los subniveles de energía para cada nivel cuántico.

1.4. ESTRUCTURA ATÓMICA

Todos los elementos están constituidos por partículas, indivisibles e inalterables llamadas **átomos**. Desde los tiempos de Rutherford, se han descubierto diversas partículas subatómicas, sin embargo, para los químicos para describir el comportamiento del átomo son suficientes tres partículas:

ELECTRÓN, PROTÓN, NEUTRÓN. Electrones: carga -1 Protones: carga $+1$ Neutrones: carga 0

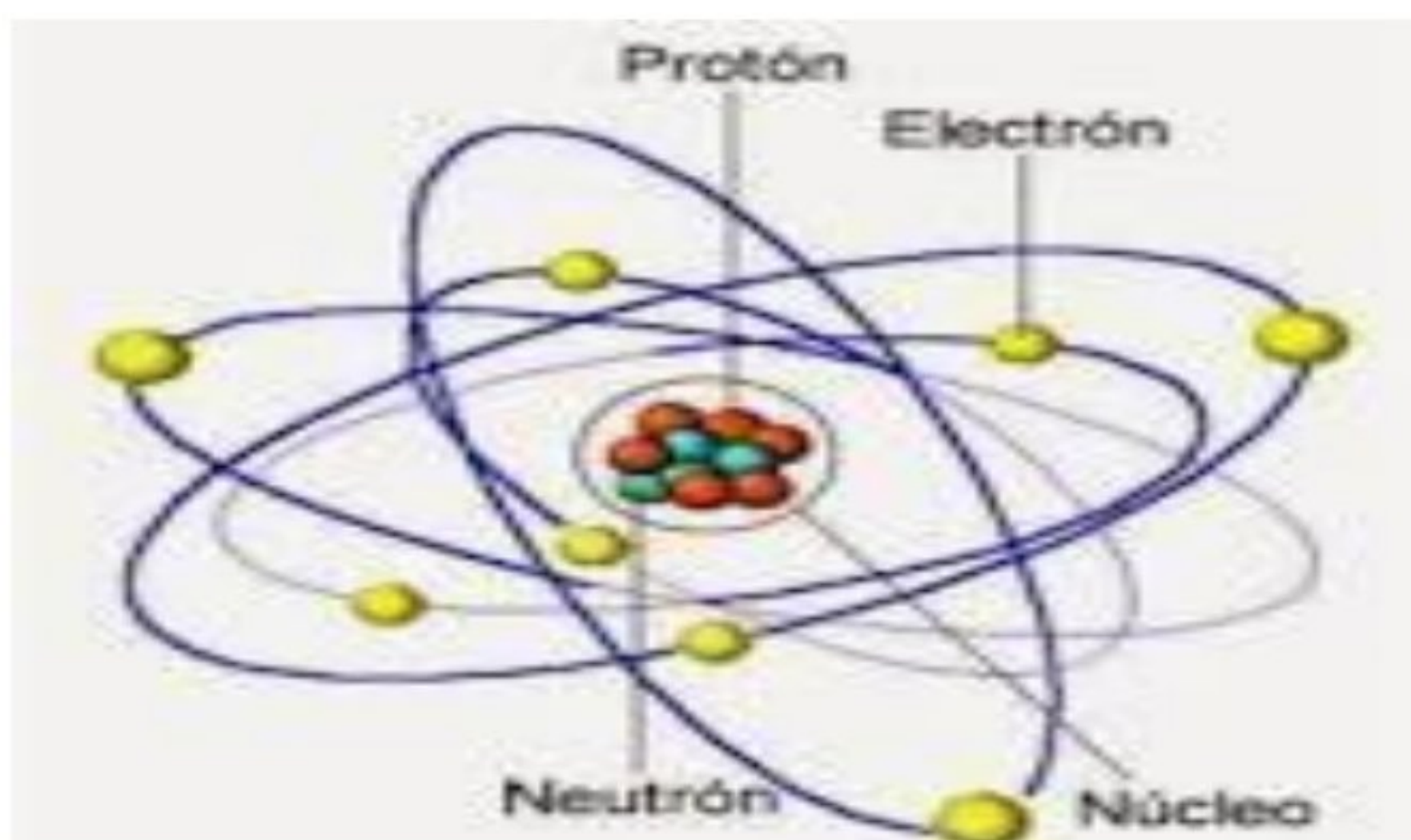


Imagen 12

Fuente: <https://images.app.goo.gl/SooYEyrSXjYCcQBL6>

Los átomos son eléctricamente neutros donde el: Número de electrones = número de protones. Están constituidos por dos regiones: Una zona central o **NÚCLEO** donde se encuentra la carga total positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo, aportada por los protones y los neutrones y una zona externa o **CORTEZA** donde se hallan los electrones, que giran alrededor del núcleo. Un átomo tiene la misma cantidad de electrones en la corteza que protones en el núcleo, por lo que el conjunto del átomo es eléctricamente neutro.

Número másico: Es la suma del número de protones y del número de neutrones de un átomo que se representa con la letra A y se escribe como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento:

$^A X$. Número atómico: Es el número de protones de un átomo que se representa con la letra Z y se escribe como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento: ${}_Z X$.

Los átomos son muy pequeños, con diámetros comprendidos entre 1×10^{-10} m y 5×10^{-10} m, o 100-500 pm. $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ $1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$ ($\text{\AA}$). $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

RAYOS CATÓDICOS
Práctica de laboratorio No 1

Título	RAYOS CATÓDICOS TUBO DE CROOKES	
Objetivo	Que el alumno sea capaz de describir el comportamiento de los rayos catódicos en campos eléctricos y magnéticos.	
Explicación teórica	Cuando a un tubo de Crookes se le aplica un diferencial de alto voltaje (5 000 a 10 000 voltios), y a una presión reducida (0.01 atm.), se forma un haz de rayos de alta frecuencia. Estos rayos catódicos se dirigen hacia la placa con carga positiva llamado ánodo emitiendo una fuerte fluorescencia, independientemente del gas residual, cuando fuera del tubo se colocan placas magnéticas (imanes) determinan que un cuerpo cargado en movimiento, interactúa con el campo magnético y desvía su trayectoria. 	
Materiales, equipo y reactivos	Material y equipo 1 tubo de Crookes con pantalla de sulfuro de zinc (ZnS) 1 condensador 1 pila de alto voltaje 1 pinza de caimán con conductores 1 imán	Reactivos
Desarrollo	1. Conectar la fuente de alto voltaje a los electrodos del tubo de Crookes, por medio de las pinzas caimán. 2. Aplicar el voltaje requerido, y observar que se produce un haz luminoso de color verde fluorescente. 3. Interactuar la trayectoria de la radiación con un imán, y observar la deflexión producida. Nota: El ánodo está conectado a una cruz metálica la cual se interpone en la trayectoria de los rayos que emanan del cátodo, produciendo una sombra en la pantalla, el polo positivo atrae los rayos y el polo negativo los repele. Esto prueba que los rayos catódicos poseen carga negativa.	
Integración al currículo	Relacionará y utilizará las bases de la química moderna en su aplicación para el conocimiento de la estructura atómica: Orbitales atómicos y Configuración electrónica Definirá como la teoría de Planck supera la dificultad que establece la teoría electromagnética clásica al decir que una carga eléctrica acelerada debe radiar energía y que, por lo tanto, un electrón que se mueve alrededor del núcleo también radiará energía y se moverá en una órbita en espiral, de radio decreciente, hasta que finalmente desaparece con el núcleo.	
Seguridad y desechos	Seguridad 1. Deberá portar su bata blanca manga larga y de algodón 2. Uñas cortas 3. Cabello recogido 4. Lentes de seguridad 5. No introducirá alimentos al laboratorio 6. Guardará el orden y disciplina durante el desarrollo de la práctica. 7. Deberá antes de salir del laboratorio, lavarse perfectamente las manos con agua y jabón. Desechos * El material de cristalería se lavará con detergente y agua corriente en las tarjas correspondientes * Los desechos orgánicos e inorgánicos se deben depositar en recipientes correspondientes del área de confinamiento. De papelería en el cesto de basura.	
Fuentes bibliográficas	* Experimentos de química general e inorgánica, Dr Xorge A. Dominguez Noriega Limosa * Manual de prácticas de química inorgánica del IPN * José a. Babor / José Ibarz Azmarez química general moderna	

Elaborar el reporte correspondiente de acuerdo a la rúbrica indicada

1.4.1. PRINCIPIO DE DUALIDAD DEL ELECTRÓN (ONDA-PARTÍCULA). POSTULADO DE DE BROGLIE

A inicios del siglo XX se descubrió que no todos los átomos de un mismo elemento tenían la misma masa, es decir, el número de neutrones puede variar para átomos del mismo elemento, a estos se denominan: **Isótopos**: que son átomos de un mismo elemento que tienen igual número atómico, pero distintos números másicos, es decir, tienen el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones.

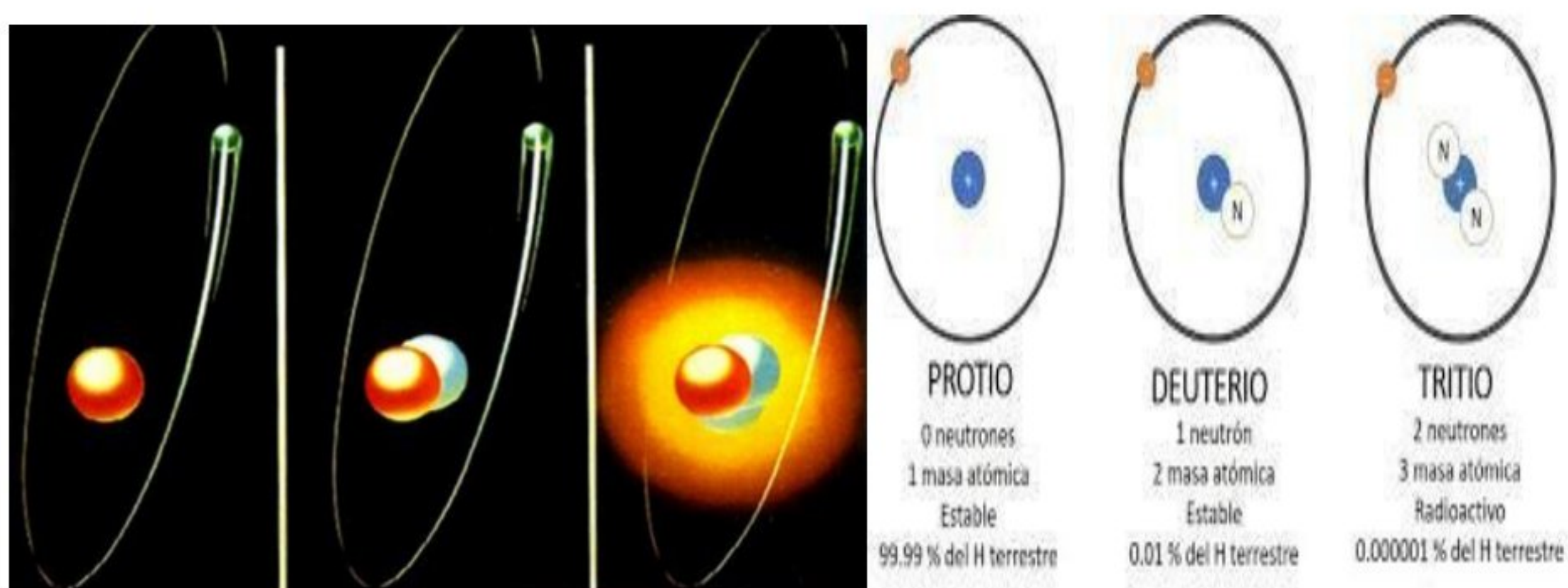


Imagen 13

Fuente: <https://images.app.goo.gl/u6tbQZci814RFc3WA>

ISÓTOPOS: HIDRÓGENO, DEUTERIO Y TRITIO

HIDRÓGENO $Z=1$ $A=1$ 1 ELECTRON 1 PROTÓN 0 NEUTRONES

DEUTERIO $Z=1$ $A=2$ 1 ELECTRON 1 PROTÓN 1 NEUTRÓN

TRITIO $Z=1$ $A=3$ 1 ELECTRON 1 PROTÓN 2 NEUTRONES

Número atómico= número de protones

Número másico = número de protones + neutrones

Ejercicio de clase

Calcule la cantidad de electrones, protones y neutrones para el isótopo ^{14}C cuyo número atómico es 6

Electrones = 6

Protones = 6

Neutrones= 8

El principio de dualidad del electrón, también conocido tanto como dualidad onda – partícula es una teoría que establece que la luz puede llegar a tener propiedades tanto de partícula como de onda, concepto de la mecánica cuántica de acuerdo con lo cual no hay diferencias fundamentales entre partículas y ondas porque las partículas pueden comportarse como ondas y las partículas como ondas.

Este principio de dualidad fue propuesto en el año 1924 en la tesis doctoral de Louis Víctor de Broglie, que proponía la existencia de ondas de materia con la afirmación de que cada onda poseía materia en ella, por lo cual recibió en 1929 el Nobel de Física.

El punto de partida que tuvo De Broglie para elaborar su tesis fue la sorprendente propuesta de dualidad en el comportamiento de la luz, que en ciertos fenómenos se manifiesta como onda, y otros como partícula.

El principio de la dualidad esta fincada sobre el efecto fotoeléctrico, el cual plantea que la luz puede según convenga comportarse de dos maneras:

1. Luz como una Onda: esta se utiliza en la física óptica, donde los lentes y los espectros visibles requieres de su estudio a través de las propiedades de las ondas.
2. Luz como Partícula: usada en la física cuántica, según los estudios de Planck sobre la radiación del cuerpo negro

Max Planck realizó diferentes experimentos para confirmar su teoría, mediante los cuales logro establecer que la energía de estos cuantos o fotones son directamente proporcionales a la frecuencia de la radiación que emite, estableciendo que la energía (E) es igual a la constante de Planck (h) por la frecuencia de la radiación U(nu).

$$E=hU$$

Por último, dio el valor para dicha constante:

$$h = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

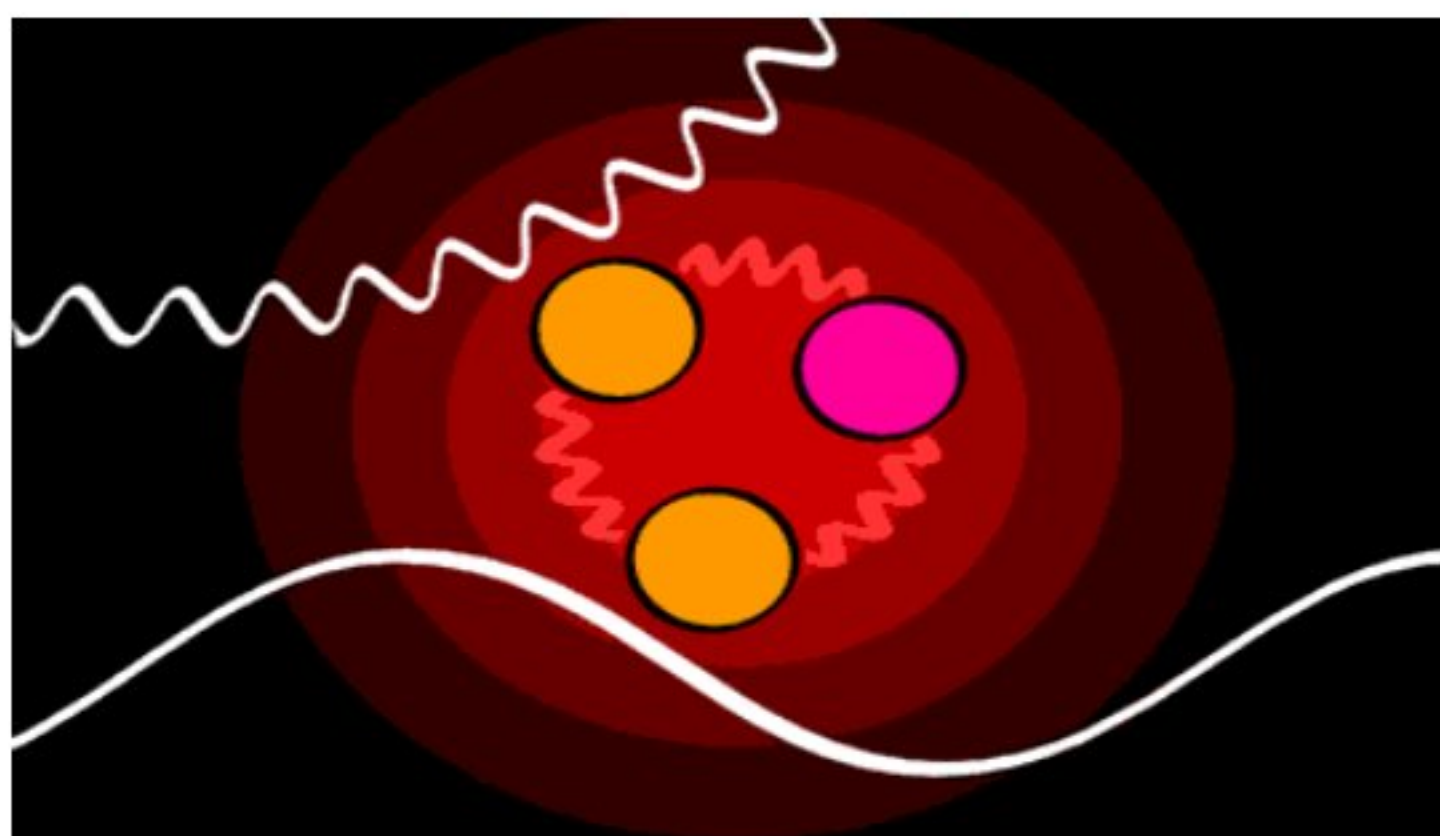
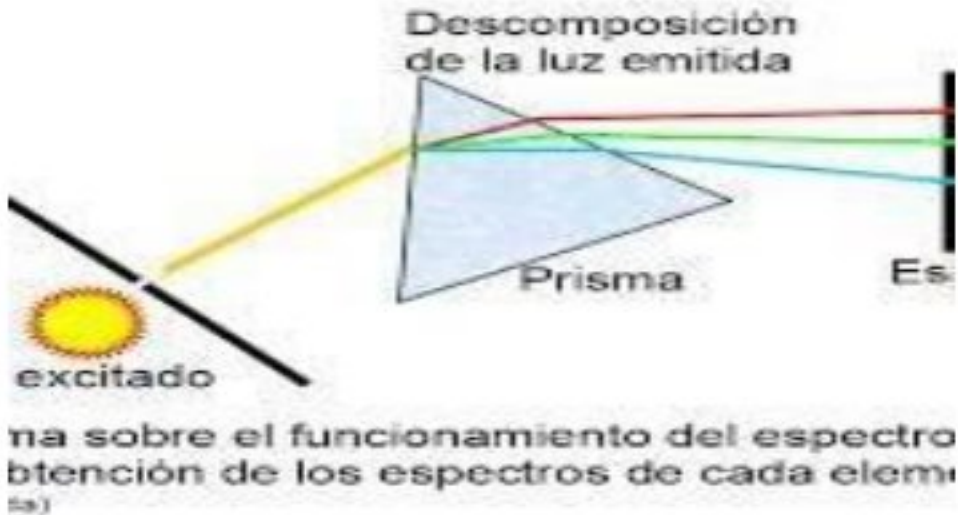


Imagen 14

Fuente: <https://images.app.goo.gl/N8mZA77r584fGq4W7>

PRÁCTICA DE LABORATORIO No 2

Esta práctica de laboratorio fortalece el tema correspondiente a Espectroscopía

Título	ESPECTROSCOPIA DE EMISIÓN	
Objetivo general	Que el alumno observe la radiación emitida por diferentes sustancias y conozca las partes del espectroscopio y defina el fundamento del mecanismo de operación.	
Objetivos específicos	Interactuar la radiación emitida por las sustancias de prueba, con el espectroscopio y determinar las líneas espectrales	
Explicación teórica	La luz blanca al pasar por un prisma se descompone en 7 colores, cuyo conjunto se llama espectro continuo. Un elemento en condiciones apropiadas (gas), produce un espectro semejante con una línea de bandas de colores intercaladas en la franja oscura debido a la emisión de energía que puede variar en términos de la longitud de onda, en la posición correspondiente de las bandas en el espectro total, que tiene lugar cuando el vapor del elemento entra en incandescencia y constituye la fuente luminosa.  na sobre el funcionamiento del espectro btención de los espectros de cada elemi ta.)	
Materiales, equipo y reactivos	Material y equipo	Reactivos
	1 espectroscopio 1 fuente luminosa (foco) 1 mechero bunsen 1 asa de platino o lápiz 6 vidrios de reloj 1 vaso de precipitados de 50 ml 1 vidrio de cobalto	Cloruro de sodio (NaCl) Cloruro de litio (LiCl) Cloruro de estroncio (SrCl ₂) Cloruro de potasio (KCl) Cloruro de bario (BaCl ₂) Sulfato de cobre (CuSO ₄) Ácido Clorhídrico concentrado (HCl)
Desarrollo	1. Instalar y calibrar el espectroscopio con ayuda de una fuente luminosa hasta coincidir la escala con el espectro, ajustando a la longitud de onda del sodio. 2. Lavar el asa de platino con ácido clorhídrico concentrado hasta eliminar la coloración de la flama. 3. Humedecer el asa de platino con HCl concentrado. y tomar una pequeña cantidad de cloruro metálico con ella y quemar con la flama de un mechero que se encuentra instalado de tal manera que se pueda observar el espectro emitido a. Determinar las líneas espectrales emitidas por cada sustancia. b. Comparar con la bibliografía.	
Integración al currículum	Relacionará y utilizará las bases de la química moderna en su aplicación para el conocimiento de la estructura atómica: Orbitales atómicos, Configuración electrónica y Radiación electromagnética Realizará los cálculos para determinar la frecuencia, longitud y número de onda de la radiación emitida.	
Seguridad y desechos	Seguridad 8. Deberá portar su bata blanca manga larga y de algodón 9. Uñas cortas 10. Cabello recogido 11. Lentes de seguridad 12. No introducirá alimentos al laboratorio 13. Guardará el orden y disciplina durante el desarrollo de la práctica. 14. Deberá antes de salir del laboratorio, lavarse perfectamente las manos con agua y jabón. Desechos * El material de cristalería se lavará con detergente y agua corriente en las tarjas correspondientes * Los desechos orgánicos e inorgánicos se deben depositar en recipientes correspondientes del área de confinamiento. 1. De papelería en el cesto de basura.	
Fuentes bibliográficas	1. Manual de prácticas de química inorgánica del IPN 2. José a. Babor / José Ibarz Azmarez química general moderna 3. Sideney S. Biechier, introducción a la experimentación química 4. Chang, R. y W College, Química ed. Prentice Hall Hispanoamericana	

Entregar reporte de acuerdo a la rubrica indicada.

1.4.2 PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

Este principio fue enunciado por Werner Heisenberg en 1927, que estriba en la conclusión de que existe una limitación para determinar, que es imposible medir simultáneamente de forma precisa: la posición y el momento lineal de una partícula en un momento determinado.

Es decir, cuanto mayor certeza se busca en determinar la posición de una partícula, menos se conoce movimiento lineal. Si se hacen varias mediciones idénticas de un sistema en un estado determinado, las medidas de la posición y el momento cambiarán de acuerdo con una cierta distribución de probabilidad de acuerdo con el estado cuántico del sistema.

Las medidas sufrirán una desviación estándar Δx de la posición y el momento Δp corroborando el principio de incertidumbre que se expresa matemáticamente como:

$$\Delta x \cdot \Delta(mv) \geq \frac{h}{4\pi}$$
$$\Delta(mv) \geq \frac{h}{4\pi\Delta x} \geq \frac{0,66262 \cdot 10^{-33} \text{ J} \cdot \text{s}}{4 \pi 10^{-12} \text{ m}} \geq 5,27 \cdot 10^{-23} \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

1.4.3 ECUACIÓN DE ONDA DE SCHRÖDINGER

En el año de 1927, **Ernest Schrödinger (Premio Nobel de Física 1933)**, con fundamento en el concepto de dualidad onda-partícula enunciado por **L. de Broglie** que establece la Mecánica Ondulatoria, y **Werner Heisenberg** la Mecánica de Matrices, con ambas inician un nuevo camino en el conocimiento de la estructura atómica, y estudiadas más ampliamente por Born, Jordan, Dirac y otros dieron lugar a la Mecánica Cuántica, ésta es fundamentalmente probabilística y utiliza un aparato matemático muy y más complicado que la mecánica clásica, actualmente, el modelo atómico que se admite es el modelo propuesto por la mecánica cuántica.

La descripción de la estructura de un átomo se hace a través de la mecánica ondulatoria que se fundamenta en el cálculo de las soluciones de la ecuación de Schrödinger, y que permite obtener los números cuánticos de los electrones.

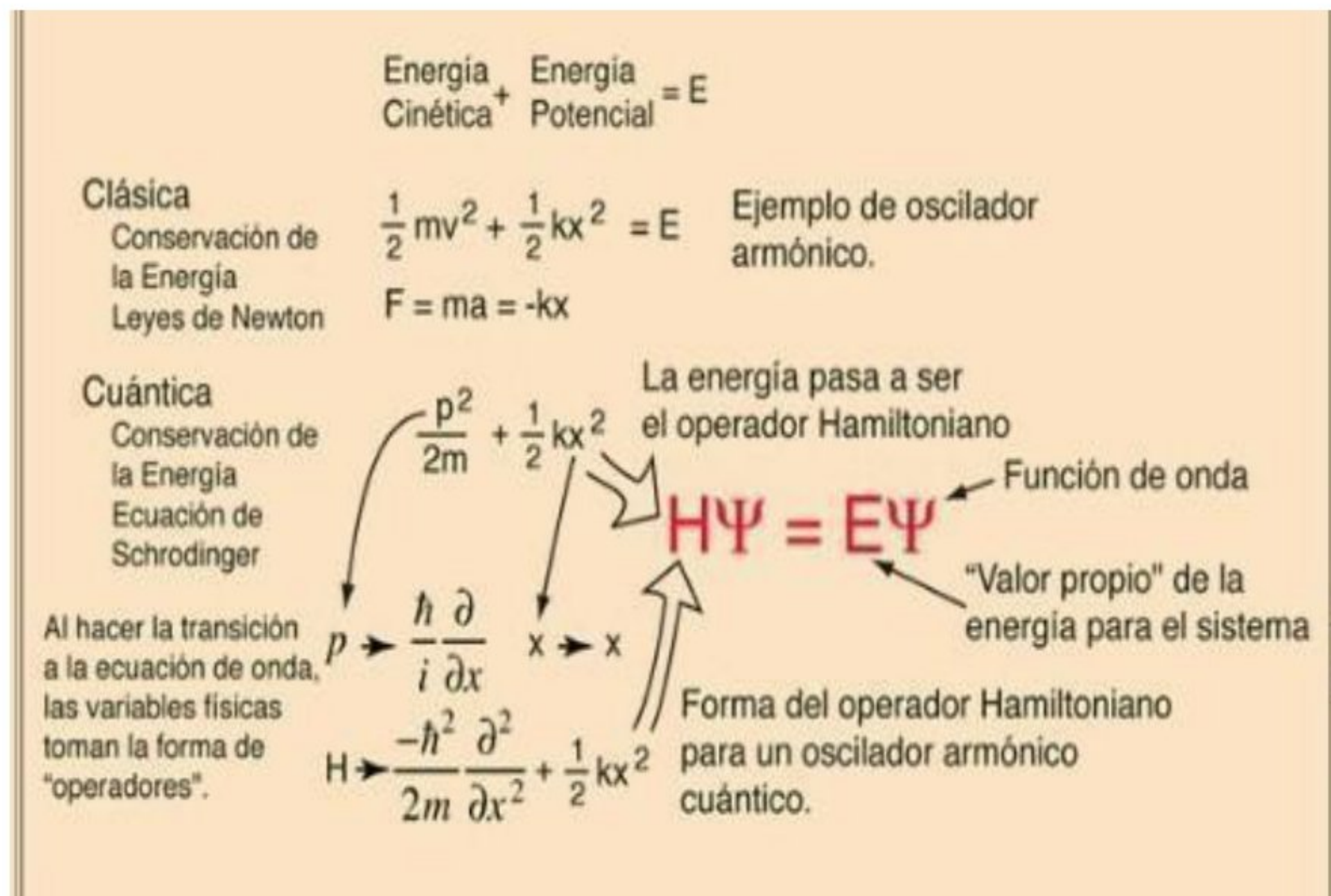


Imagen 15

Fuente: <https://images.app.goo.gl/KjRiCEJnzD3kVmgo7>

En esta ecuación: la **función de onda**, que contiene la información sobre la posición del electrón en el átomo, también se denomina **orbital**, por la similitud con las órbitas de los modelos atómicos clásicos, la resolución de la función de onda Ψ al cuadrado (Ψ^2) es la densidad **de probabilidad relativa del electrón** y representa la probabilidad de encontrar al electrón en un punto del espacio (x, y, z).

1.4.3.1 SIGNIFICADO FÍSICO DE LA FUNCIÓN DE ONDA Ψ

Para resolver la ecuación de Schrödinger se requieren cálculos avanzados, sin embargo, es importante destacar que esta ecuación incorpora ambos comportamientos, en términos de masa m , y onda, y en estos términos de una función de onda Ψ (psi), que depende de la posición del sistema en el espacio (como la de un electrón en un átomo), el cuadrado de la función de la onda, Ψ , está relacionado con la probabilidad de encontrar al electrón en cierta región del espacio

El lugar más favorecido para encontrar un fotón es donde la intensidad es mayor, esto es, donde el valor de Ψ es máximo.

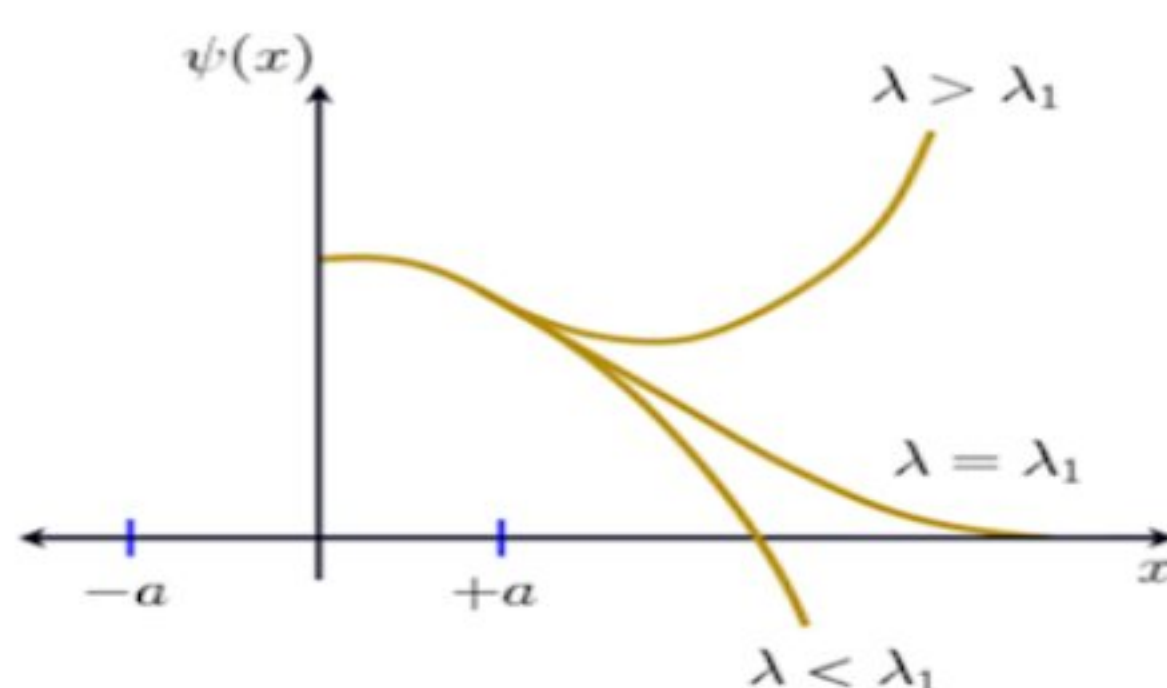


Imagen 16

Fuente: <https://images.app.goo.gl/oG8hrCVZzETeqRfWA>

1.4.3.2. SOLUCIÓN DE LA ECUACIÓN DE ONDA Y SU SIGNIFICADO FÍSICO. ORBITALES s, p, d, f.

En el modelo de Bohr sólo se toman en cuenta órbitas definidas, en el modelo de Schrödinger las distribuciones probables para un electrón con cierto nivel de energía. Así para un electrón en el estado fundamental o basal de mínima energía, la probabilidad de la distribución será dónde la intensidad será la de mayor probabilidad de encontrar al electrón en esa región, o lo que es lo mismo una mayor densidad electrónica.

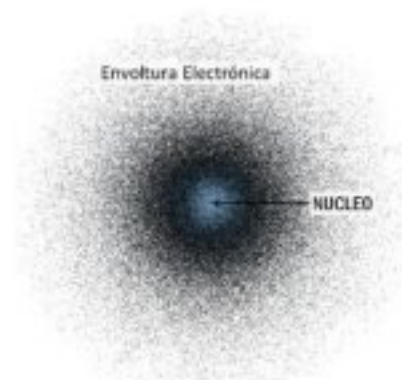


Imagen 17

Fuente: <https://images.app.goo.gl/QjuxWz3pfajw5b5z8>

Al resolver la ecuación de onda de Schrödinger se obtienen una serie de funciones de onda (o probabilidades de distribución de los electrones) para los diferentes niveles energéticos, también denominados orbitales atómicos o Números cuánticos.

En el modelo de Bohr se utiliza un número cuántico(n) para definir una órbita, en el modelo de Schrödinger se utilizan tres números cuánticos para describir un orbital: n , l y m_l .

NÚMEROS CUÁNTICOS

Número cuántico principal (n): corresponde al nivel energético correspondiente y toma valores enteros: 1, 2, 3...

Número cuántico del momento angular o azimutal (l): corresponde a la forma del orbital y toma valores dependientes de " n ", que van desde 0 hasta $n-1$.

Número cuántico magnético (m_l): corresponde a la orientación de orbital y sus valores dependen de l , desde $l+$ pasando por 0 a $l-$

así, cuando $n=1$, l es= 0, m es= 0

cuando $n=2$, l es= a 0, **1** m es = +1, 0, -1

cuando $n=3$, l es= a 0, 1, **2** m es = +2, +1, 0, -1, -2

cuando $n=4$, l es= a 0, 1, 2, **3** m es = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3

los orbitales **0** se denominan s, los orbitales **1** se denominan p, los orbitales **2** se denominan d y los orbitales **3** se denominan f.

FORMA DE LOS ORBITALES ATÓMICOS (s, p, d, f)

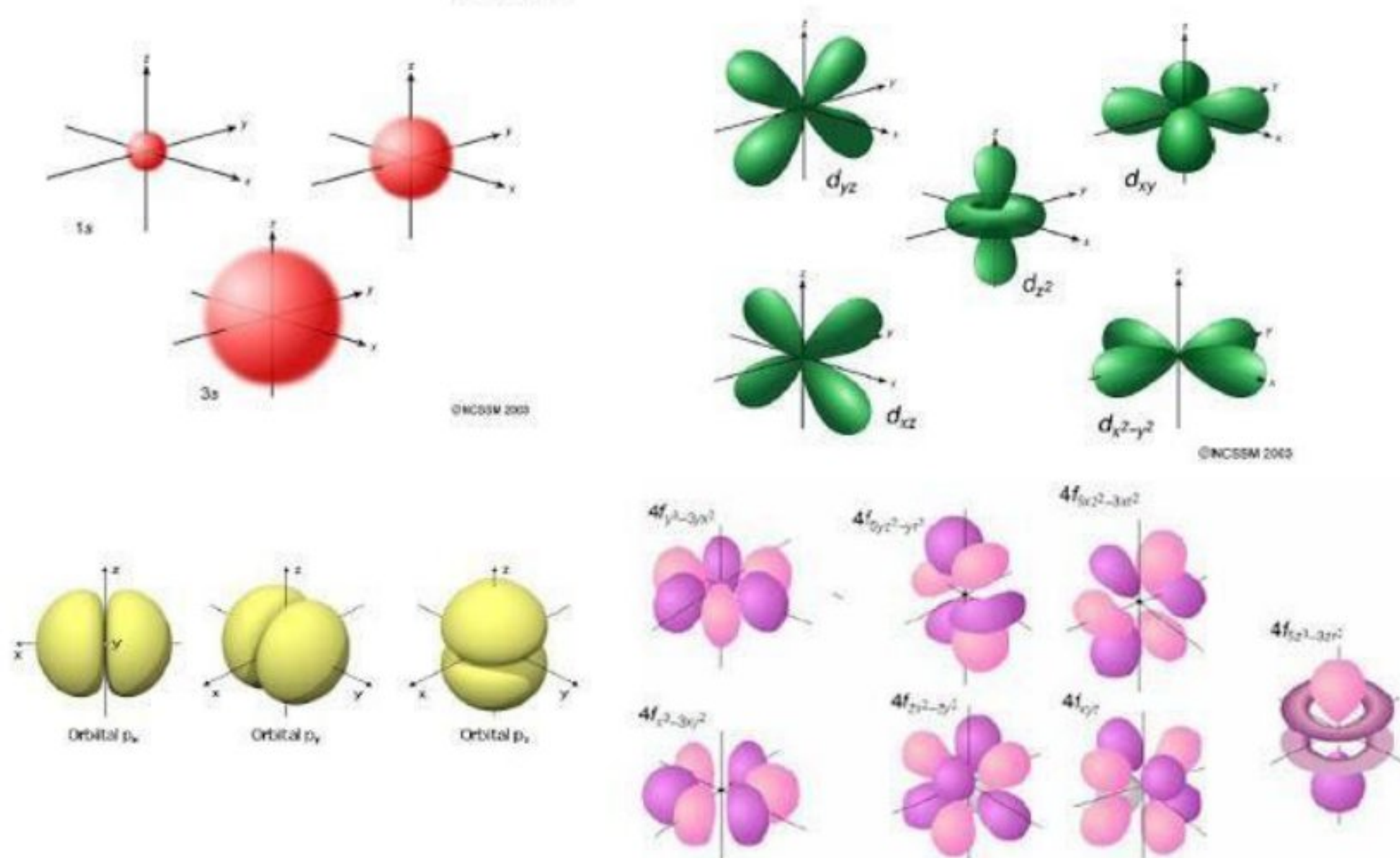


Imagen 18

Fuente: <https://images.app.goo.gl/99cKjiMa7f9uxDvNA>

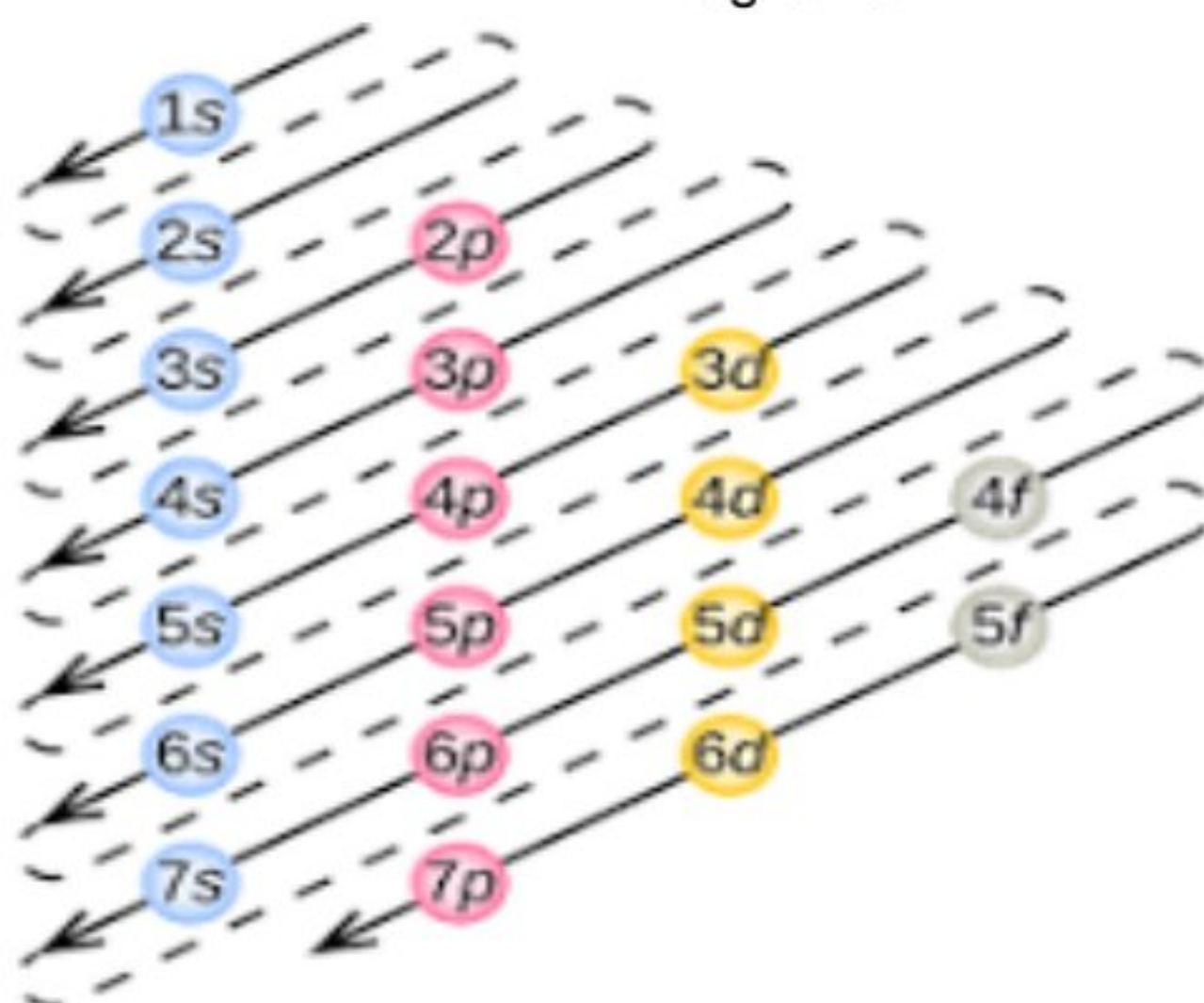
1.5. TEORÍA CUÁNTICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La ecuación de onda de Schrödinger solo proporciona valores probabilísticos, son soluciones aproximadas para describir los orbitales con más de 1 electrón, el cuarto número cuántico (m_s) es el que limita el nº electrones por orbital. Para escribir la configuración electrónica de un átomo es necesario respetar el **principio de Aufbau**, el cual indica que los electrones del átomo se van sumando a los subniveles en orden ascendente de energía, es decir, cada electrón entra en el subnivel de menor energía disponible hasta que este nivel esté lleno, de tal manera que el próximo electrón se añade en el subnivel que le sigue en energía de acuerdo con su estado basal o fundamental o mínima energía.

La secuencia correcta de los subniveles en orden ascendente de energía es: primero se llena el nivel 1 con 2 electrones en el orbital s

segundo se llena el nivel 2 con 2 electrones en el orbital s y 6 en el orbital p

Diagrama 1



Fuente: <https://images.app.goo.gl/zCQYRutBRv6QZArx5>

1.5.1. NIVELES DE ENERGÍA DE LOS ORBITALES.

Los niveles de energía son distancias fijas desde el núcleo de un átomo hasta donde se pueden encontrar los electrones y estos pueden ocupar un nivel de energía u otro, pero no el espacio entre los niveles de energía es decir los electrones pueden saltar de un nivel de energía inferior al siguiente superior si absorben esta cantidad de energía, por el contrario, si los electrones saltan de un nivel de energía superior a uno más bajo, emiten energía, a menudo en forma de luz.

Todos los átomos tienen diferentes arreglos de electrones, por lo que emiten luz de diferentes colores.

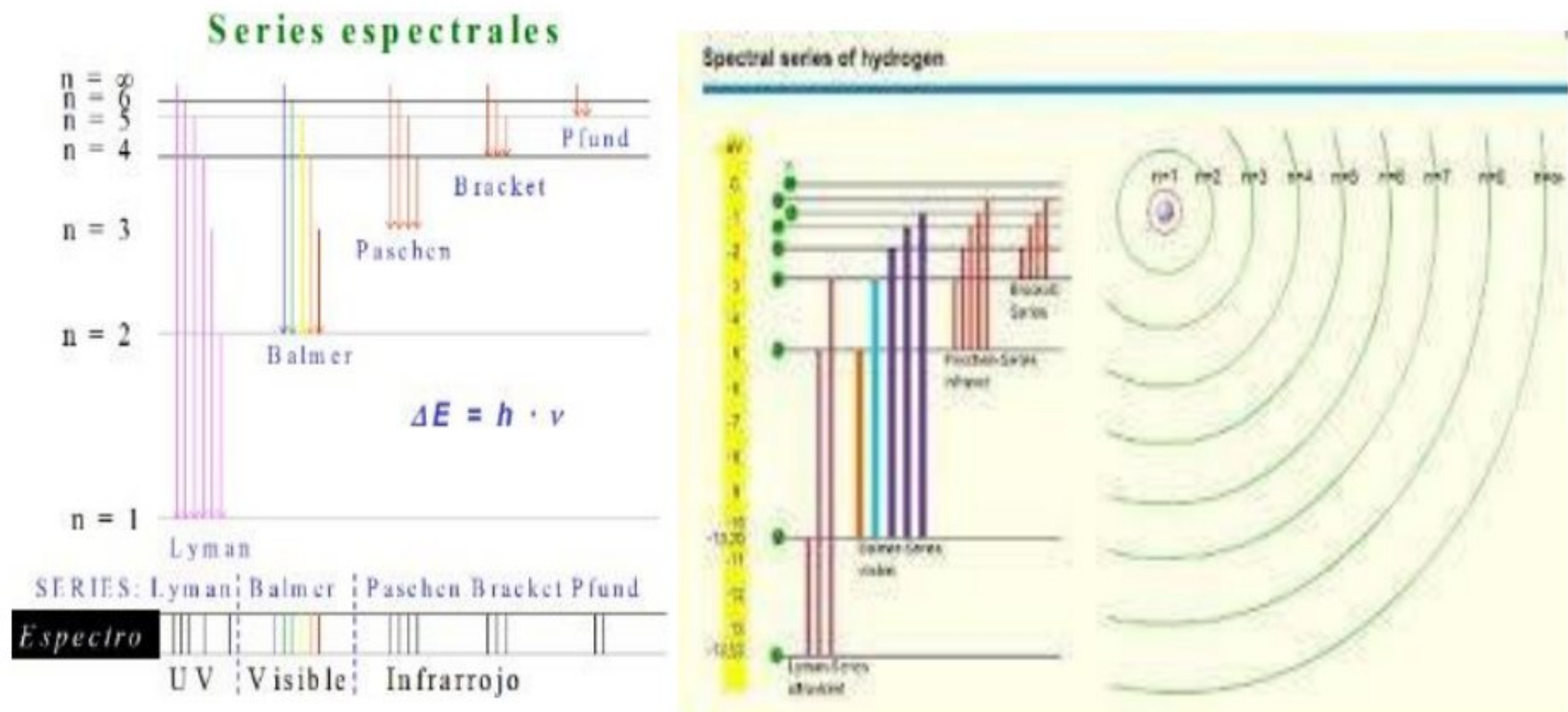


Imagen 19

Fuente: <https://images.app.goo.gl/qYWeBuu1vbbxcCEx9>

1.5.2. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI.

El principio de exclusión de Pauli es un principio cuántico enunciado por Wolfgang Ernst Pauli en 1925, establece que no puede haber dos electrones con todos sus números cuánticos idénticos y por lo tanto un orbital no puede tener más de dos electrones por lo cual el orden que debe de seguir este ordenamiento en cada nivel es primero los de espín positivo (+1/2) y luego los negativos (-1/2).

Ejercicio:

Escriba la probabilidad de encontrar un electrón en el nivel energético 1

Resolución: N=1 orbital s solo existen dos posibilidades: $n=1, l=0, m=0, s=+1/2$

$n=1, l=0, m=0, s=-1/2$

En el mismo orbital **s** pero diferentes números cuánticos.

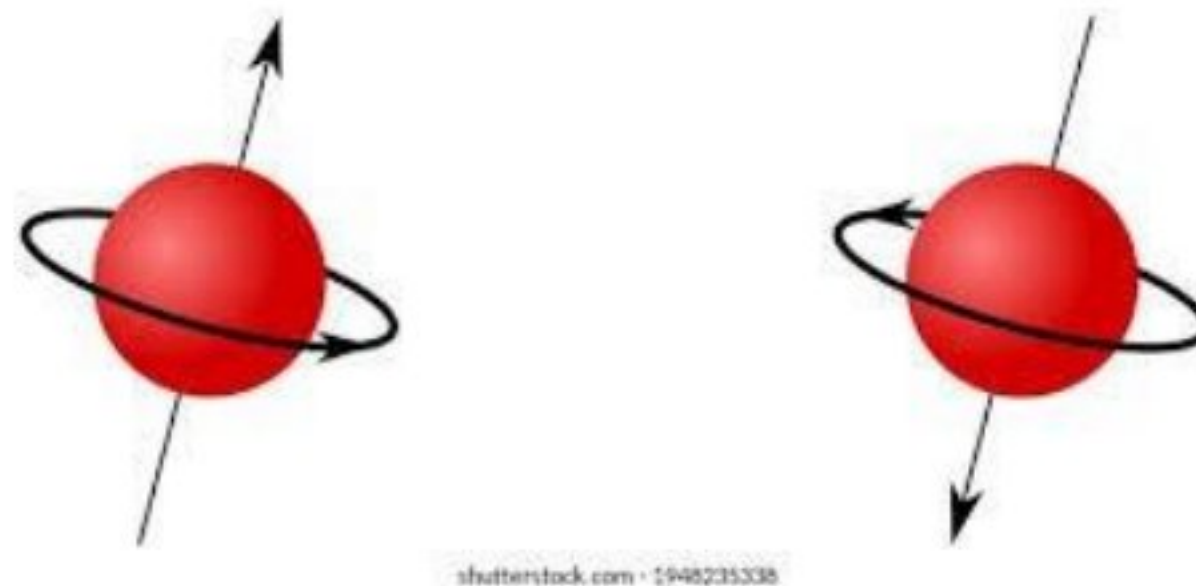
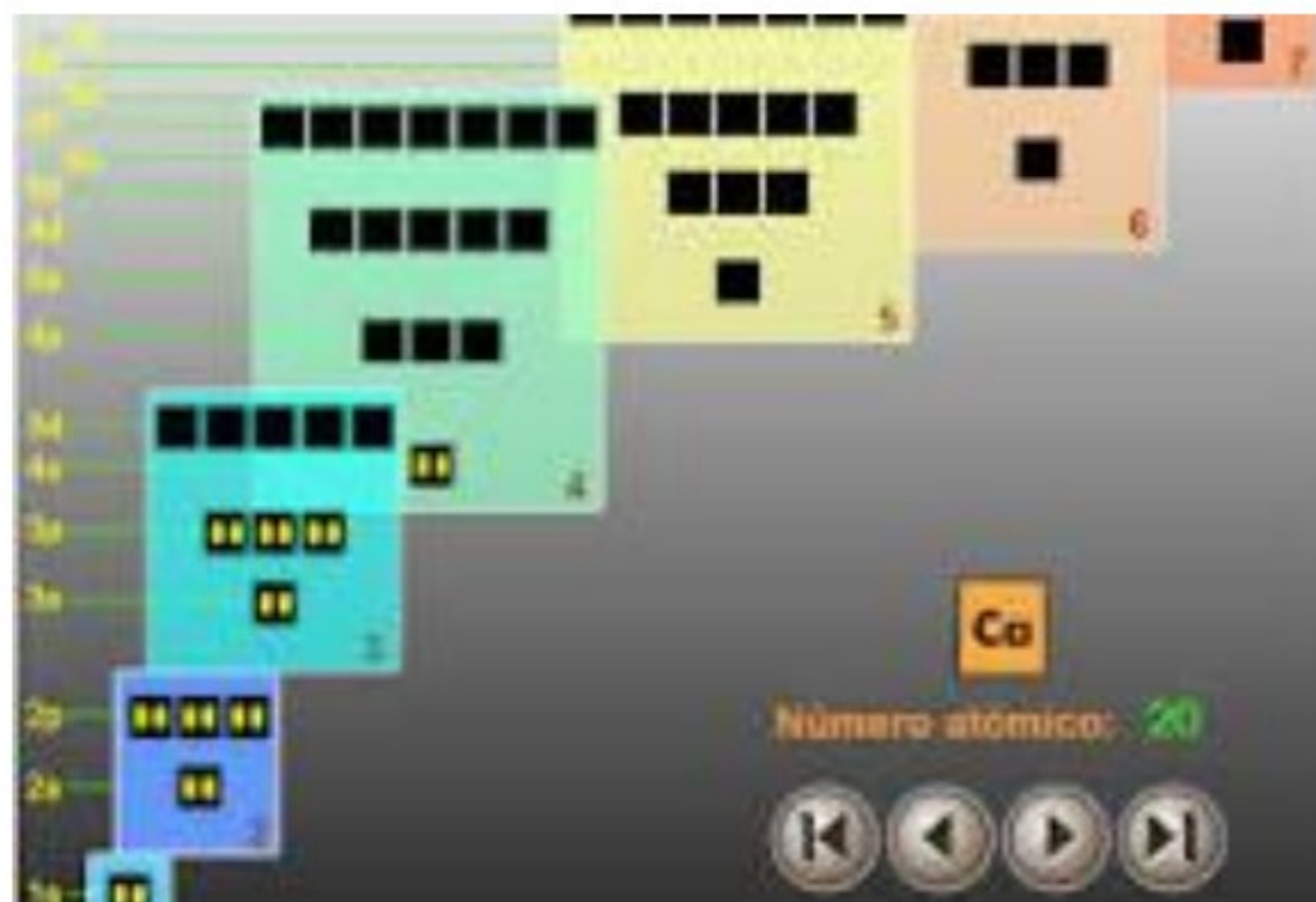


Imagen 20

Fuente: <https://images.app.goo.gl/JvYks7qBaxf6w57x6>

1.5.3. PRINCIPIO DE AUFBAU O DE CONSTRUCCIÓN.

El principio de Aufbau establece que cuando los protones se incorporan al núcleo de uno en uno para construir los elementos, los electrones se van sumando de la misma forma a los orbitales atómicos, esto da un conocimiento más claro de las configuraciones electrónicas de los elementos



en el estado fundamental. De esta manera y teniendo en cuenta el número atómico Z del elemento, se van colocando los electrones que tiene en los orbitales.

1.5.4. PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND.

La regla de Hund, establece que todos los orbitales en un nivel energético deben de encontrarse ocupados al menos por un electrón, antes de que se añada un segundo electrón, es decir, los orbitales deben estar completos y todos los electrones deben encontrarse desapareados antes de que el orbital se llene del todo y sufra apareamientos, es decir que los electrones deben tener un spin+ y el otro spin -.

Primero debe llenarse el orbital 1s (hasta un máximo de dos electrones), esto de acuerdo con el número. **Segundo** se llena el orbital 2s (también con dos electrones como máximo) La subcapa 2p tiene tres orbitales tridimensionales, 2px, 2py, 2pz, así los tres orbitales 2p puede llenarse hasta con seis electrones.

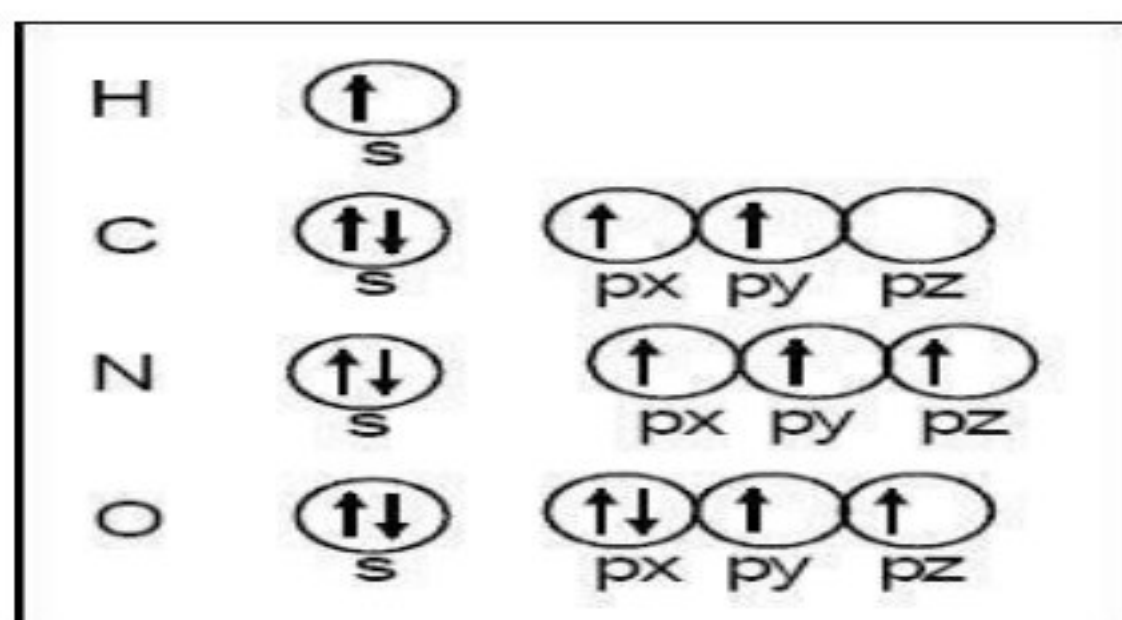
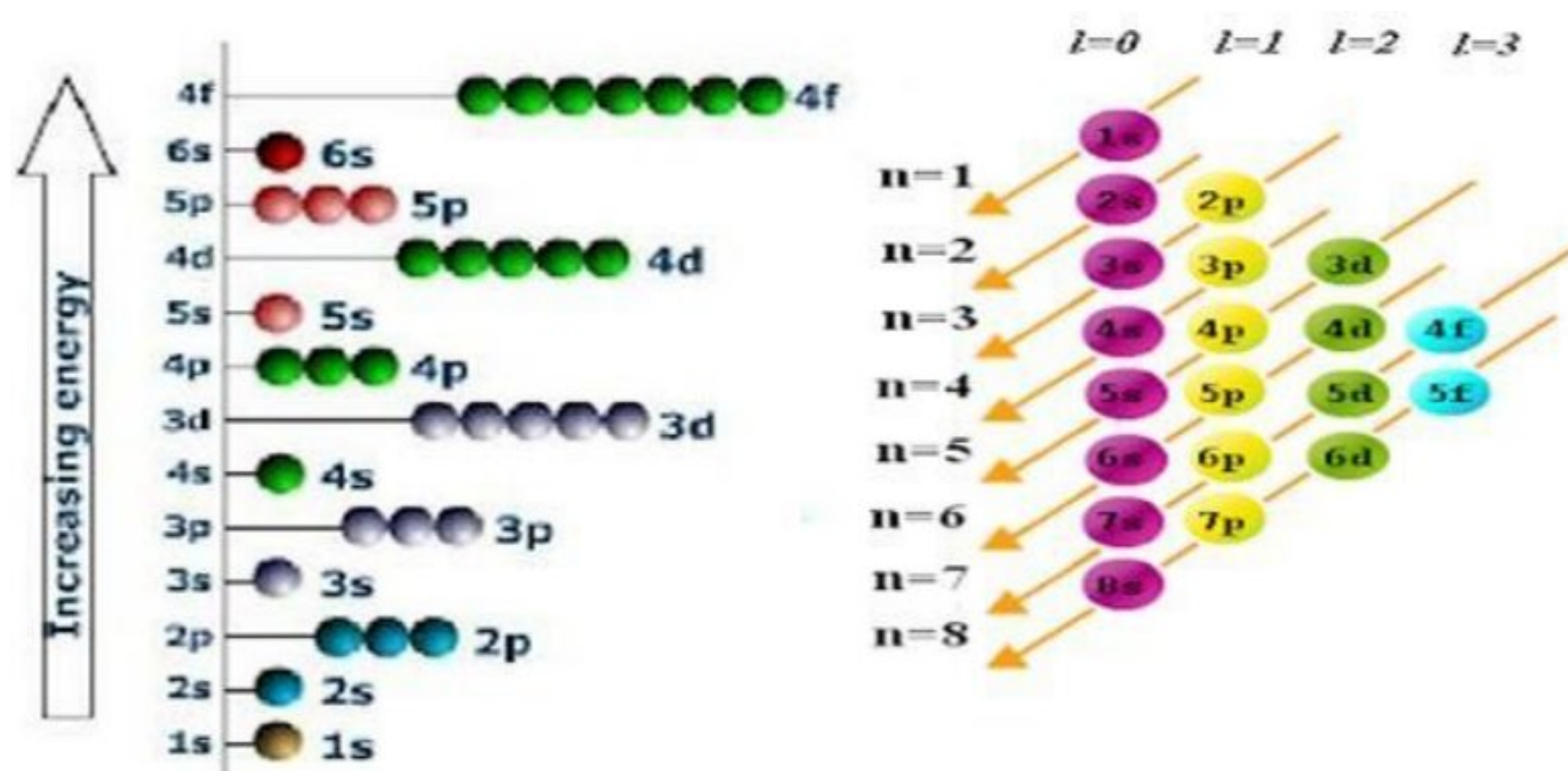


Imagen 21

Fuente: <https://images.app.goo.gl/iRnkRCTYzqv9s3mm8>

1.5.5. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS

La configuración electrónica (o periódica), significa "ordenar" o "acomodar", y electrónico deriva de "electrón"; es la manera ordenada de repartir los electrones en los niveles y subniveles de energía, es la descripción de la ubicación de los electrones en los distintos niveles (con subniveles y orbitales) de un determinado átomo, por lo tanto, configurar. Los orbitales se van llenando en el orden en que aparecen, siguiendo las diagonales, empezando siempre por el 1s. Aplicando la regla de las diagonales, la configuración electrónica para cualquier átomo quedara como la siguiente representación dependiendo del elemento y su número atómico.



Fuente: <https://images.app.goo.gl/zCQYRutBRv6QZArx5>

1.6 PERIODICIDAD Y PROPIEDADES

La **tabla periódica de los elementos** tiene como finalidad clasificar, organizar y distribuir los distintos elementos químicos, conforme a sus propiedades y características, la ubicación en forma creciente depende de su número atómico.

	1	2											13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	GRUPOS										IIIB	IVB	V B	VIB	VII B	VIII
	IA	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	IIIB	IVB	V B	VIB	VII B	0
1	H	He											B	C	N	O	F	Ne
2	Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
3	Na	Mg											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
6	Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
			La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No															

Fuente: <https://images.app.goo.gl/GAQ5FuUuckFsyD6m6>

Imagen 22

A las columnas verticales de la tabla periódica corresponden a los **grupos**, todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia atómica es decir la misma cantidad de electrones en el último nivel energético, también denominados electrones de valencia, y por ello, que tienen características o propiedades similares entre sí. Las filas horizontales de la tabla periódica corresponden a los **períodos**, que indican el nivel energético en el que se encuentran los últimos electrones, los elementos que componen una misma fila tienen propiedades diferentes, pero más similares, así todos los elementos de un mismo período tienen igual número de orbitales.

La **tabla periódica** se puede también dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos.

Main-group elements																	
s-block		Transition elements										p-block					
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A	
←1s→	2s											←2p→					
←2s→	3s											←3p→					
←3s→	4s											←4p→					
←4s→	5s											←5p→					
←5s→	6s											←6p→					
←6s→	7s																
Inner-transition elements												←4f→					
f-block												←5f→					

Imagen 23

Fuente: <https://images.app.goo.gl/La9CmRJmHbUM8beh8>

Los elementos de la tabla periódica también se pueden dividir en tres grandes grupos: **elementos representativos** que conforman las primeras dos columnas y las últimas seis de la tabla; **metales de transición** que constituyen diez columnas al centro de la tabla y **metales de transición interna** (lantánidos y actínidos) que comprenden las catorce columnas de la parte inferior de la tabla.

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Los **elementos representativos** están repartidos en ocho grupos y se caracterizan porque su distribución electrónica termina solo en sp. El número del grupo resulta de sumar los electrones que hay en los subniveles s o s y p del último nivel.

METALES DE TRANSICIÓN

Los **metales de transición** o **elementos de transición** son aquellos elementos químicos que están situados en la parte central del sistema periódico, cuya principal característica es la inclusión en su configuración electrónica del orbital d, parcialmente lleno de electrones.

METALES DE TRANSICIÓN INTERNA

Los elementos denominados tierras raras constituyen las series de los **lantánidos y actínidos**. Uno de los lantánidos (Prometio) y casi todos los actínidos se denominan transuránicos, ya que no existen de forma natural.

La distribución de los elementos en la tabla periódica, esta en función a su número atómico creciente, estableciendo propiedades tanto físicas y químicas, dentro de las cuales se encuentran:

- RADIO ATÓMICO
- RADIO IÓNICO
- ENERGÍA DE IONIZACIÓN
- AFINIDAD ELECTRONICA
- ELECTRONEGATIVIDAD

Estas propiedades, se describen o mencionan como una unidad, sin embargo están definidas por la unidad química, denominada **MOL**.

RADIO ATÓMICO

El tamaño de un átomo (mol de átomos), está dado por su radio atómico, el cual se define **como la distancia existente entre el núcleo y el electrón más lejano a él**.

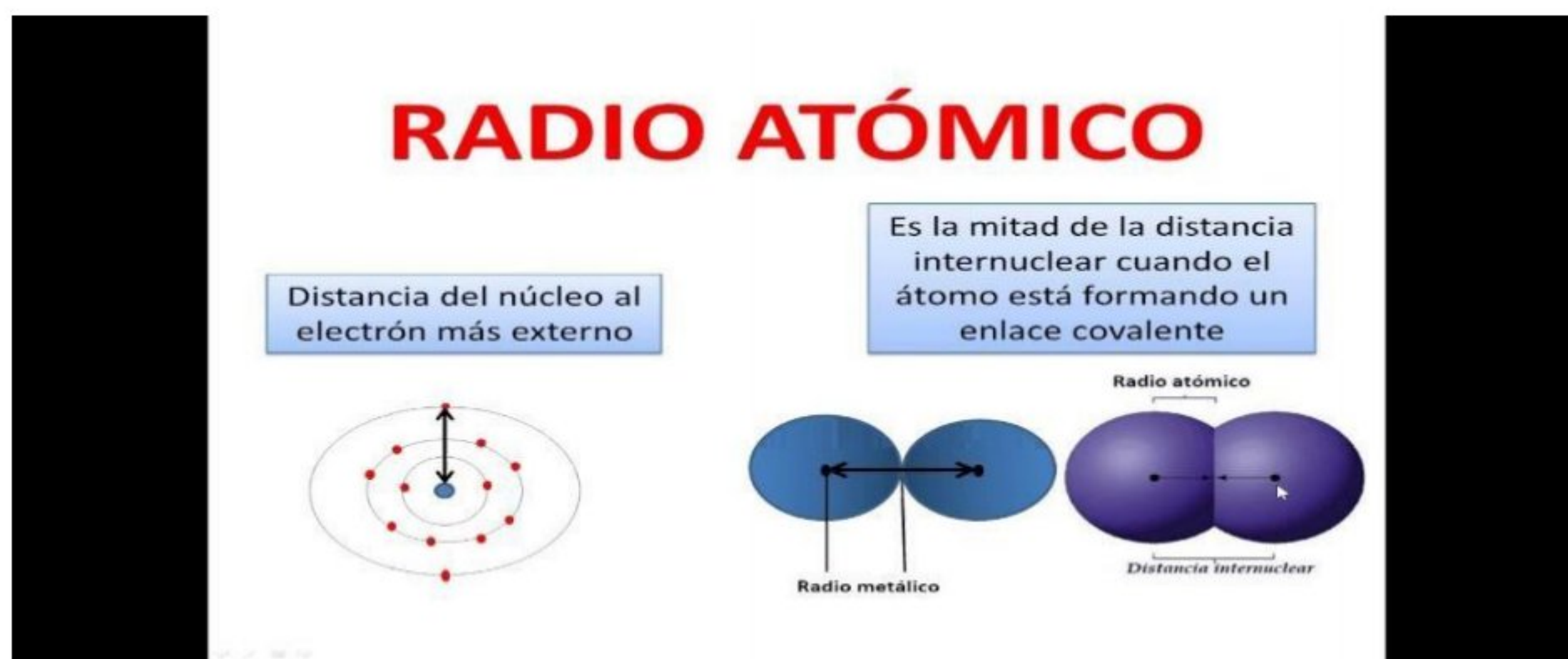


Imagen 24

Fuente: <https://images.app.goo.gl/wq1e4CaBzzdvX21FA>

La nube electrónica que rodea al núcleo no tiene límites definidos, el tamaño de un átomo está definido por su interacción con los átomos que lo rodean, una forma de referir al radio atómico radica en considerar la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos.

RADIO METÁLICO

Se define como la mitad de la distancia entre núcleos de átomos "vecinos" en cristales metálicos, éste está determinado por la cantidad de electrones que se van sumando al orbital y la fuerza de atracción que ejerce el núcleo hacia ellos, así que el tamaño de los átomos en una misma fila va disminuyendo, sin embargo, al aumentar otro nivel energético la fuerza de atracción de núcleo se ve disminuida por el **efecto pantalla** de los electrones internos, es por tal motivo que el tamaño aumenta

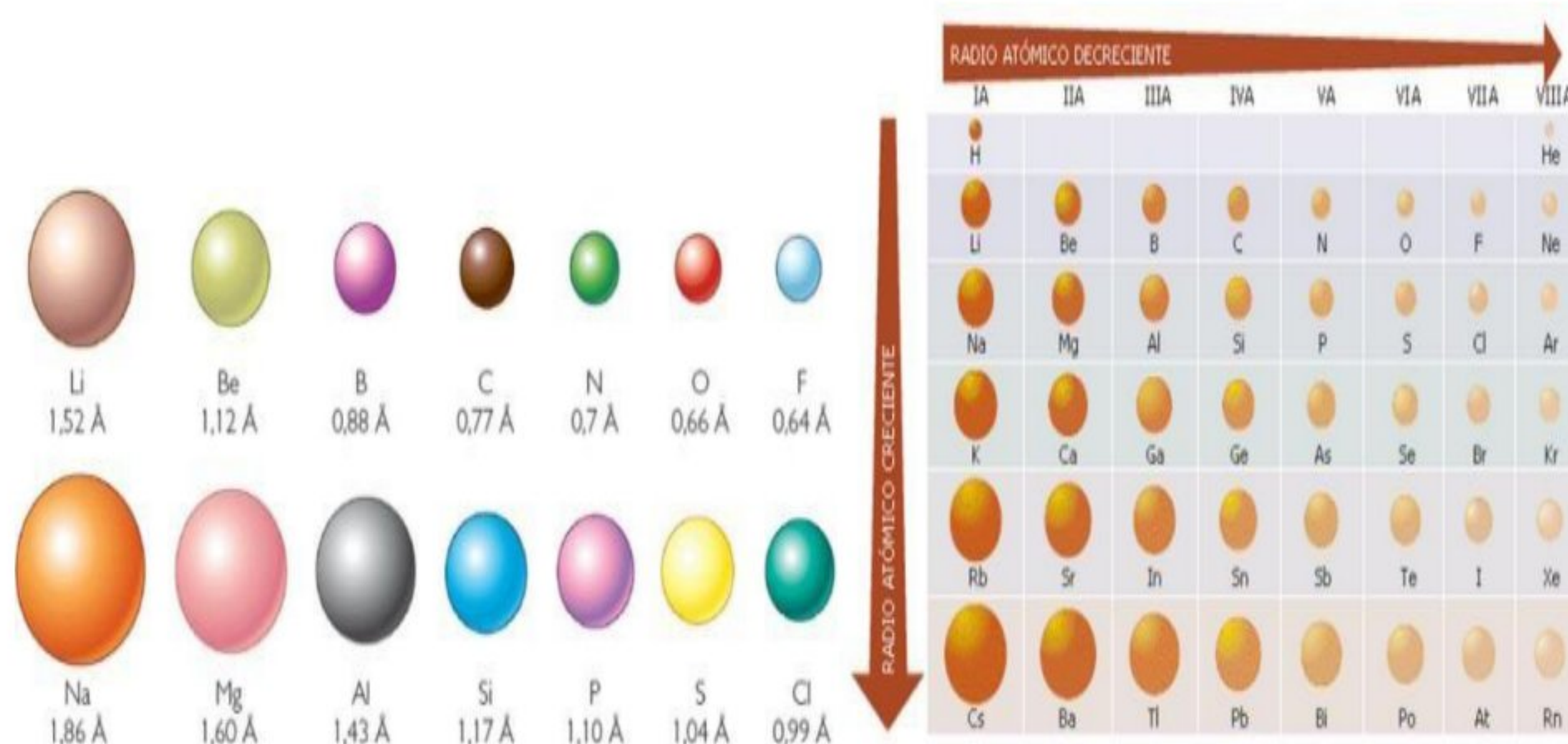


Imagen 25

Fuente: <https://images.app.goo.gl/iPqi5apde1bM7fZaA>

Radio metálico, radio covalente y radio iónico.

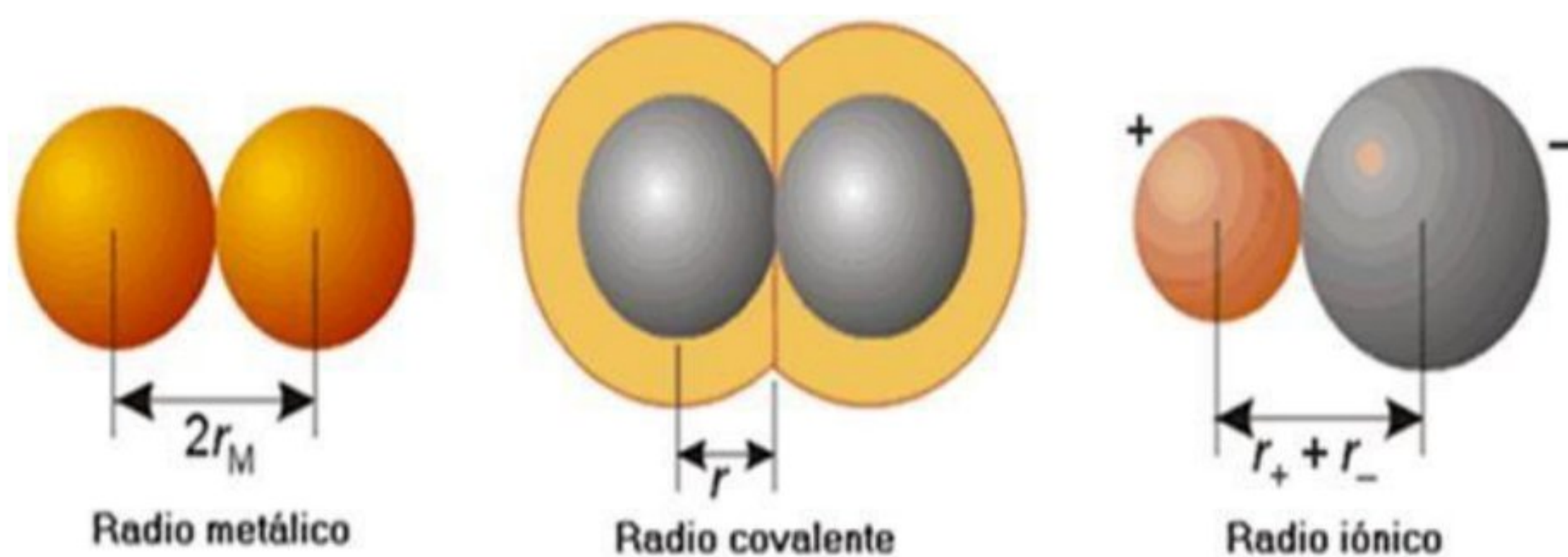


Imagen 26

Fuente: <https://images.app.goo.gl/KTA39qTLVG7StzwX7>

RADIO IÓNICO

Cuando los átomos ganan o pierden electrones dejan de ser eléctricamente neutros y quedan cargados eléctricamente (formando iones), cuando el número de protones (+) es mayor que el de electrones se forman cationes, esta desigualdad entre protones y electrones provoca que el radio atómico disminuya debido a que la carga nuclear efectiva aumenta

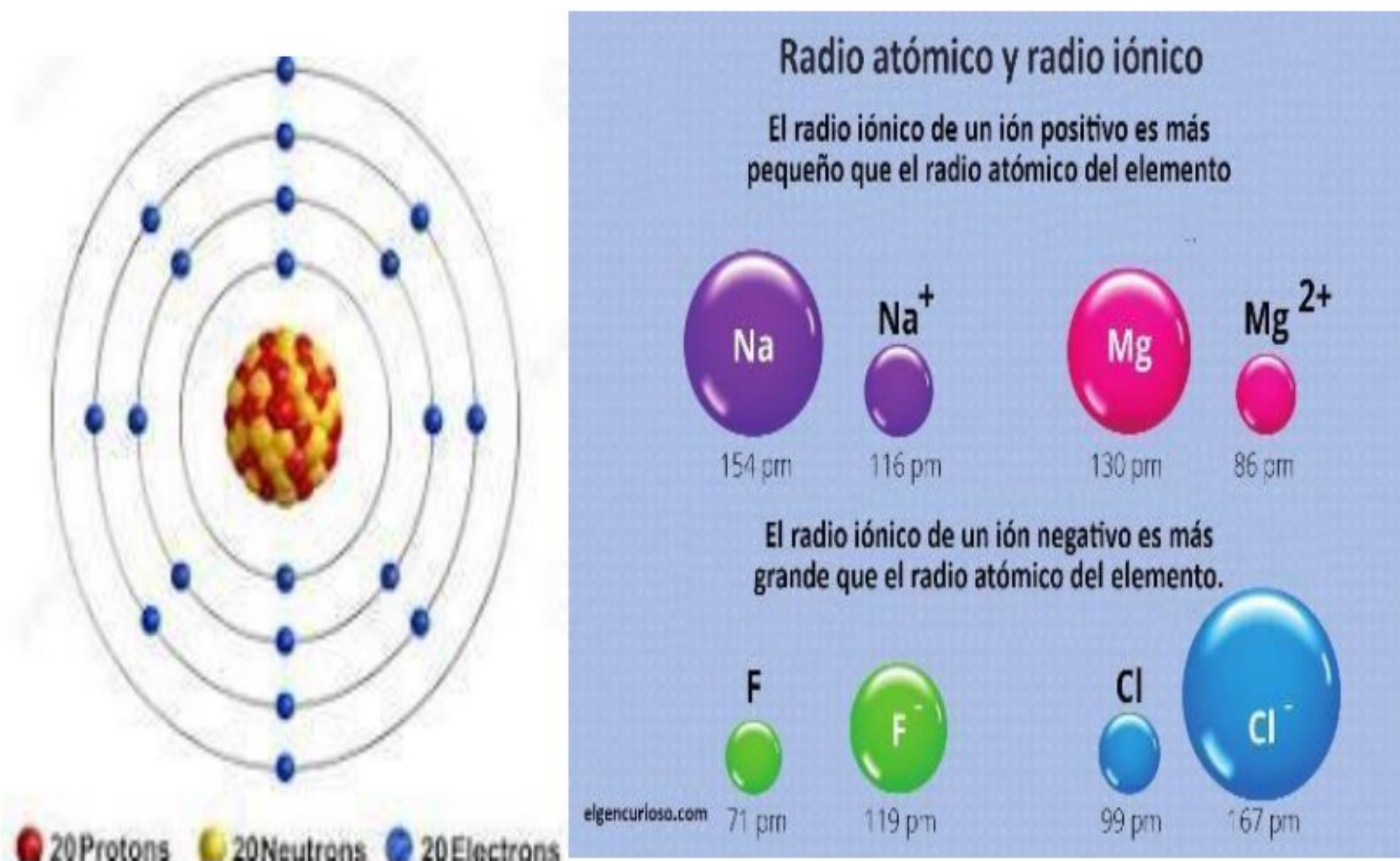


Imagen 27

Fuente: <https://images.app.goo.gl/hfMAj1ayJdta9Kzo7>

Cuando un átomo neutro gana electrones el ion generado es un anión esta desigualdad entre protones y electrones provoca que el radio atómico aumente debido a que la carga nuclear efectiva disminuye, es decir, la atracción que ejercen los protones sobre los electrones restantes es menor que la que ejercían sobre los electrones del átomo original.

ENERGIA DE IONIZACION

La **energía de ionización**, potencial **de ionización** o E_I es la mínima cantidad de energía que hay que suministrar a un átomo neutro en estado fundamental y en estado gaseoso, para arrancarle un electrón y en consecuencia, forme un catión con carga de 1+.



En el caso de los átomos de calcio, que tiene un 2 electrones para separar, la primera energía de ionización (E_{I1}) es de 599 kJ/mol



La segunda energía de ionización siempre es mayor que la primera porque es más difícil separar a un electrón de un catión que de un elemento en estado fundamental debido a que fuerza de atracción que ejercen los protones del núcleo es mayor sobre los electrones restantes.

$$E_1 < E_2 < E_3 \dots$$



Elemento	E_1	E_2	E_3	E_4	E_5	E_6	E_7
Na	496	4562	(electrones internos)				
Mg	738	1451	7733				
Al	578	1817	2754	11,577			
Si	786	1577	3232	4356	16,091		
P	1012	1907	2914	4964	6274	21,267	27,107
S	1000	2252	3357	4556	7004	8496	
Cl	1251	2298	3822	5159	6542	9362	11,018
Ar	1521	2666	3931	5771	7238	8781	11,995

Imagen 28

Fuente: <https://images.app.goo.gl/ZecF7T7WffS5Kexy9>

AFINIDAD ELECTRÓNICA

La **afinidad electrónica** (AE) o **electroafinidad**: es la cantidad de energía que se genera cuando un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental gana un electrón y forma un anión con carga de 1-



Así para el cloro cuando se forma el ion cloruro, este proceso puede expresarse como:

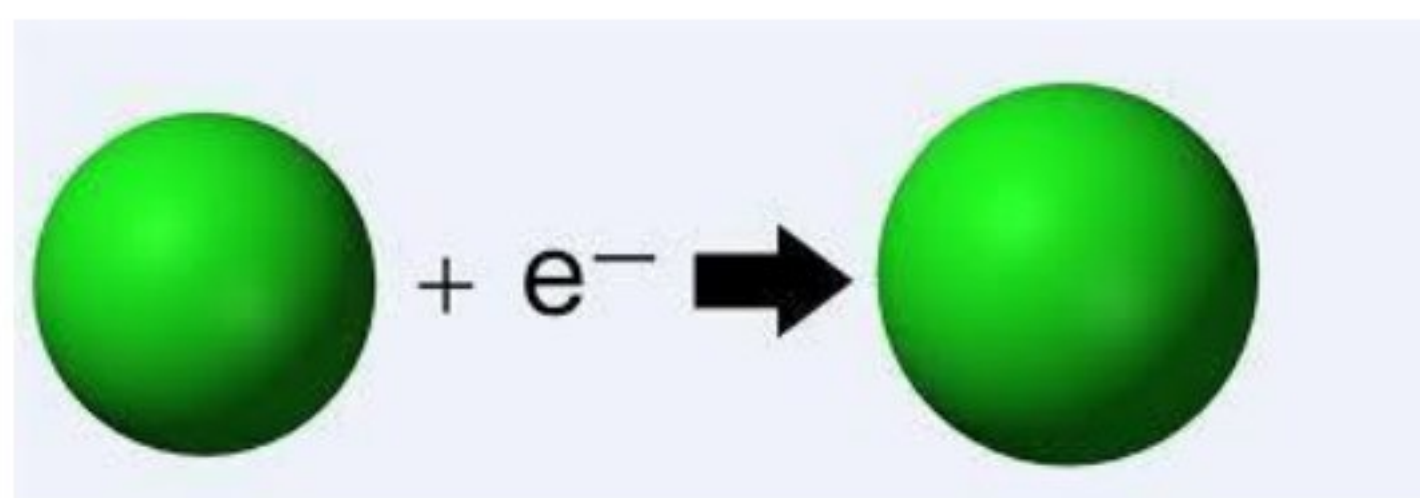


Imagen 29

Fuente: <https://images.app.goo.gl/3rkF8aZ9G28PtDTA>

PRÁCTICA DE LABORATORIO No 3
Esta práctica fortalece el conocimiento de las propiedades de los elementos

Título	INTRODUCCION EXPERIMENTAL AL SISTEMA PERIODICO	
Objetivo general	Relacionar las propiedades de los elementos con su ubicación en la tabla periódica.	
Objetivos específicos	Determinará las propiedades físicas y químicas del grupo de los halógenos, de los elementos alcalinos, los metales alcalinotérreos y los elementos del grupo III del aluminio	
Explicación teórica	La Química es una ciencia experimental y es por ello muy conveniente que su enseñanza se base siempre que sea posible, en experimentos. En esta práctica se fundamenta el sistema periódico sobre bases experimentales, proponiendo ensayos de laboratorios realizables con gran facilidad y sin necesidad de material o equipos especiales. Los elementos químicos integran en forma natural varias familias, distinguiéndose cada una de ellas por sus propiedades físicas y químicas características.	
Materiales, equipo y reactivos	Material y equipo 2 matraces Erlenmeyer de 500 ml 4 pipetas de 10, 5, y 2 ml, 4 probetas de 100 ml 5 tubos de ensaye 1 mechero Bunsen 1 soporte universal 4 vasos de precipitado de 100 ml 2 vidrios de reloj 1 pinza para tubo de ensaye	Reactivos Cristales de yodo (I) Mercurio (Hg) Solución al 10% de nitrato de plata (AgNO ₃) Solución al 10% de fluoruro de potasio (KF) Solución al 10% de cloruro de potasio (KCl) Solución al 10% de bromuro de potasio (KBr) Solución al 10% de yoduro de potasio (KI) Solución concentrada de hidróxido de amonio (NH ₄ OH) Solución al 10% de tetracloruro de carbono (CCl ₄) Agua destilada (H ₂ O) Sodio metálico (Na) Solución de fenolftaleína (C ₂₀ H ₁₄ O ₄) Cinta de magnesio (Mg) Ácido clorhídrico concentrado (HCl) Solución al 10% de hidróxido de sodio (NaOH) Solución al 10% de cloruro de bario (BaCl ₂)
Desarrollo	Grupo de los halógenos Experimento 1: Colocar unas gotas de mercurio y agregar sobre este unos cristales de yodo (si no se observa reacción, calentar suavemente) Experimento 2: A cuatro tubos de ensayo agregar solución diluida de AgNO₃ y añadir al: Tubo No. 1, solución diluida de KF. Tubo No. 2, solución diluida de KCl. Tubo No. 3, solución diluida de KBr Tubo No. 4, solución diluida de KI. (En caso de observar precipitados decantar el líquido y tratar al residuo con 3 ó 4 gotas de NH₄OH concentrado) Grupo de los elementos alcalinos Experimento 3: Cortar un trozo de sodio (del tamaño de una lenteja), secar por presión entre dos papeles, dejar caer la lenteja de sodio en un vaso de precipitados que contenga aproximadamente 100 ml. De agua destilada con unas gotas de fenolftaleína, cubrir inmediatamente el vaso con un vidrio de reloj. Cuando la reacción ha terminado se destapa el vaso y se comprueba, aproximando una llama, la flamabilidad del gas producido. Grupo de los metales alcalinotérreos Experimento 4: poner en dos tubos de ensaye, cinta de magnesio (de 1 a 2 cm de longitud) y agua destilada, es importante que la superficie del magnesio este brillante (la superficie del Mg⁺² deberá limpiarse previamente con papel esmeril hasta brillo argentoso) enseguida aparecerán burbujas. Calentar uno de los tubos, a otro agregar HCl diluido y calentar. Comparar las reacciones. Experimento 5: Colocar en un tubo de ensayo agua fría y trozos de calcio. Comprobar la flamabilidad de los gases producidos, acercando inmediatamente un cerillo encendido a la boca del tubo. Ver anexo 2 para las soluciones producidas en cada reacción y propuestas de tratamiento	
Integración al currículum	Interpretará el comportamiento de los elementos según su ubicación en la Clasificación Periódica Moderna e identificará los beneficios y riesgos asociados a los elementos químicos. 1. Para cada uno de los experimentos determinar las reacciones estequiométricas que se efectúan. 2. Anote las observaciones de cada experimento, tales como si hay formación de precipitado, cambios de color, velocidad de reacción etc. 3. Realizar un trabajo comparativo de los elementos que forman los grupos analizados.	
Seguridad y desechos	Las mismas establecidas en el manual de procedimientos.	
Fuentes bibliográfica	- Manual de prácticas de química inorgánica del IPN - José a. Babor / José Ibarz Azmarez química general moderna - Sideney S. Biechier, introducción a la experimentación química - Chang, R. y W College, Química ed. Prentice hall hispanoamericana	

Entregar reporte de acuerdo a la rúbrica indicada.

RÚBRICA PARA EL REPORTE DE LABORATORIO

CRITERIOS	EXCELENTE 95-100	MUY BUENO 85-90	BUENO 75-80	MAL < 70
PORTADA	Presenta portada e incluye los siguientes elementos 1. Logo ITO 2. Nombre PE 3. Asignatura 4. Número y Título de la Práctica 5. Nombre del alumno 6. Lugar y Fecha	Presenta portada con 4 de los elementos solicitado	Presenta portada con 3 de los elementos solicitado	Presenta portada con 2 de los elementos solicitado
MARCO TEÓRICO	Esta será de una cuartilla ampliando la introducción del tema y los aspectos primordiales de la práctica.	Menciona los aspectos primordiales de la práctica. Pero se extiende a más de una cuartilla.	Esta será de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.	Es más, de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.
PROCEDIMIENTO	Describe el material que utilizo en la práctica y de forma ordenada describe como siguió el procedimiento.	No describe el material que utilizo en la práctica y describe en forma breve lo realizado.	Describe el material que utilizo en la práctica, pero no describe lo realizado	No describe el material que utilizo en la práctica y tampoco describe lo realizado.
RESULTADOS	Se hace una interpretación adecuada de sus resultados que son congruentes con el objetivo de la práctica, con cálculos, tablas y gráficas.	Incluye cálculos, tablas y gráficas, pero no hace una interpretación adecuada de sus resultados	No incluye cálculos, tablas y gráficas, pero su interpretación no es adecuada de sus resultados	No incluye resultados.
CONCLUSIÓN	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas en base al análisis de los resultados.	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas, pero no considera completamente el análisis de los resultados.	Redacta una conclusión sin hacer uso de sus propias palabras y sin relacionar los objetivos y competencia planteadas	No redacta las conclusiones o presenta conclusiones copiadas de un texto.
REFERENCIAS	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, en orden alfabético, considerando el formato APA.	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, pero no las presenta en orden alfabético o no considera el formato APA	Presenta fuentes de información no confiable y no considera el formato APA.	No presenta bibliografía o fuentes de información
EVALUACIÓN FINAL				

Link de Presentación del tema 1 y subtemas en Power Point

https://docs.google.com/presentation/d/1JMqGIsob1Sz8ihWo1MnEdiBp9r_NxFk62BbCE6JSQ5A/edit?usp=drive_link

Examen propuesto de la Unidad

Ingeniería Química Materia Química Inorgánica

Nombre _____

Fecha _____

1. Escriba el concepto de Química
2. Cuáles son los componentes de una mezcla homogénea.
3. Defina los siguientes conceptos: Molaridad, % y Normalidad
4. Cuantos g de Ca(OH)_2 se necesitan para preparar 300 ml de solución al 5%
5. Explique y dibuje el efecto fotoeléctrico
6. Porque el Z de los elementos en la tabla periódica tienen números fraccionados
7. Cuál es la Long de onda en nm de una radiación cuya E es $1.66 \times 10^{-24}\text{J}$
8. Escriba los números cuánticos para un electrón que se encuentra en el 3s
9. Cuáles son los números cuánticos para el electrón 15 del ${}_{19}\text{K}$
10. Cuál es la Long de onda de un fotón durante la transición del estado $n_i 4$ a $n_f 2$.

TEMA 2 ENLACES Y ESTRUCTURAS

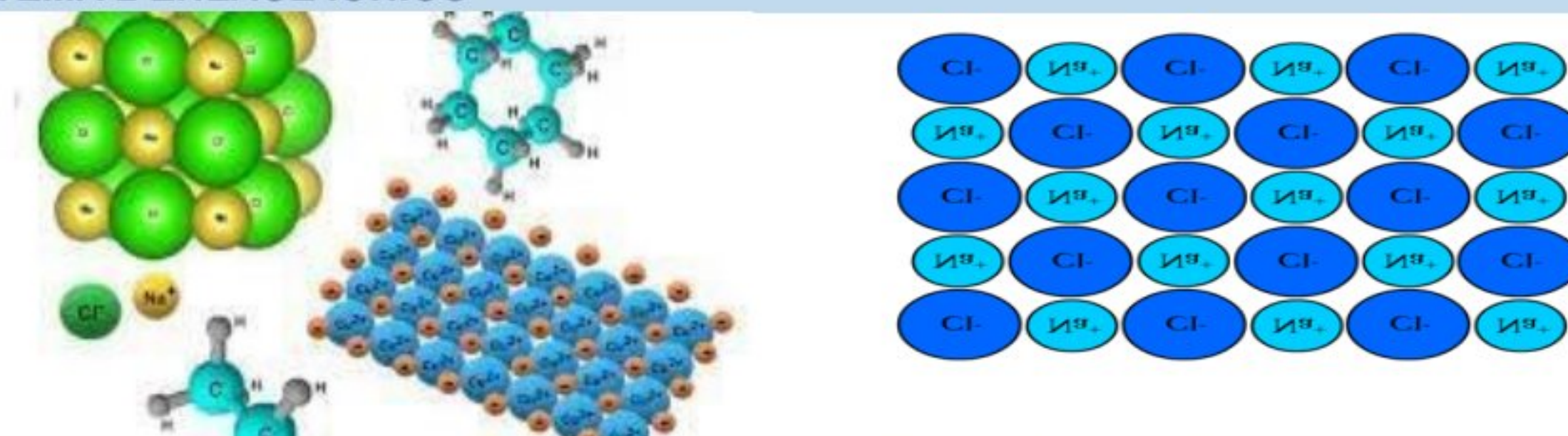
INTRODUCCIÓN

Los átomos se combinan con el fin de alcanzar una configuración electrónica más estable. La estabilidad máxima se produce cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble. Esto se lleva a cabo mediante fuerzas intramoleculares: Enlace iónico, Enlace covalente y Enlace metálico.

2.1 ENLACES Y ESTRUCTURAS

SUBTEMAS

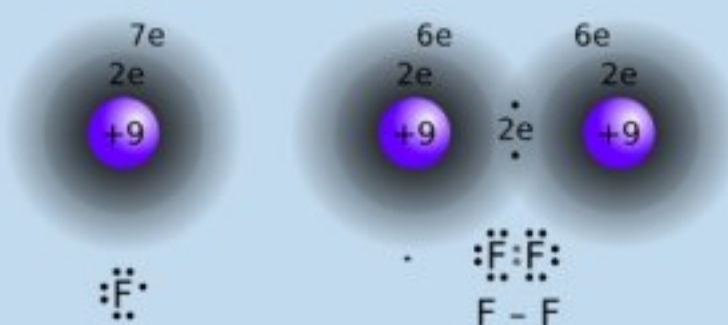
TEMA 2 ENLACE IONICO



El enlace iónico o electrovalente consiste en la **atracción electrostática entre partículas con cargas eléctricas de signos contrarios llamados iones**, en un compuesto iónico. Se lleva a cabo entre un elemento metálico y uno no metálico.

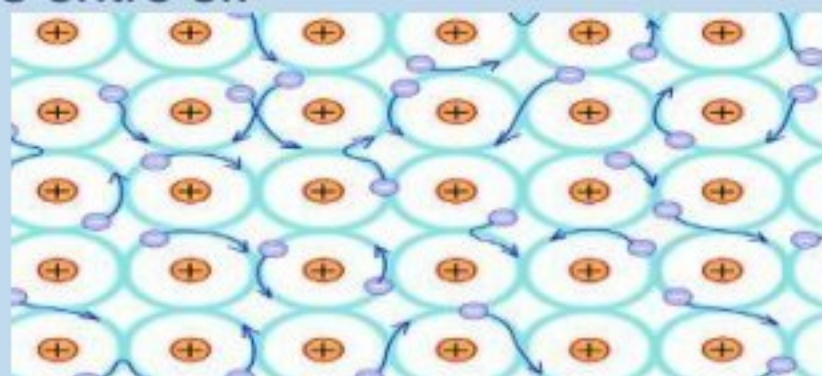
2.2 ENLACE COVALENTE

El enlace covalente se lleva a cabo entre átomos que **comparten electrones**, en un compuesto covalente. Se lleva a cabo entre átomos no metálicos.



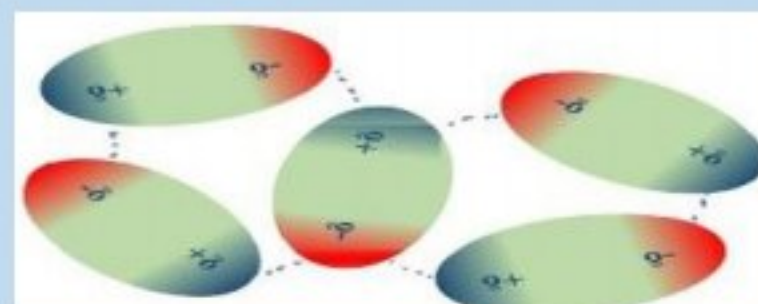
2.3 ENLACE METÁLICO

Enlace metálico es un enlace químico que mantiene unidos los átomos (**unión entre cationes**) y los electrones de valencia) de los metales entre sí.



2.4 Las moléculas de los compuestos se pueden mantener unidas entre sí a través de interacciones de carácter electrostático que se conocen de forma genérica como "**fuerzas intermoleculares**". Estas fuerzas se clasifican en dos tipos básicos: enlaces por puente de hidrógeno y **fuerzas de Van der Waals**.

FUERZAS INTERMOLECULARES Y



2.5 PROPIEDADES FÍSICAS

algunas propiedades como el **punto de fusión** y **ebullición** de los compuestos covalentes, pueden ser explicados con base a las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las **moléculas**, estas fuerzas son débiles, por lo que, en general, se requiere suministrar menor energía para que las sustancias cambien de **estado de agregación** **influencia de las fuerzas intermoleculares en las propiedades físicas**.

<https://create.piktochart.com/output/b282017bd13d-copy-engaging-managers>

2.1. INTRODUCCIÓN.

Los elementos, en su estado fundamental son eléctricamente neutros, es decir tienen la misma cantidad de cargas positivas que cargas negativas, sin embargo, los átomos no suelen permanecer en la naturaleza aislados, sino que tienden a unirse entre sí formando sustancias que son estructuras más complejas y se unen porque aislados no son estables, y el unirse a otros átomos les permite obtener una situación de menor energía, lo que supone también mayor estabilidad es decir alcanzar la configuración de gas noble.

En general, se puede afirmar que los átomos se unen formando sustancias compuestas a fin de disminuir la energía interna que poseen, y, por tanto, aumentar su estabilidad, estructuralmente los enlaces se forman por la transferencia total o parcial de electrones entre los átomos, así los científicos proponen modelos para explicar cómo se produce un enlace químico.

Dichos modelos deben explicar tres aspectos fundamentales del mismo:

Las **proporciones**, la **geometría espacial** de las moléculas y la energía de enlace que mantiene ligados los átomos entre sí.

2.1.1. CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO.

El enlace químico se define como la fuerza que mantiene unidos a los átomos en las moléculas de los elementos (O_2 y Cl_2); de compuestos (CO_2 y H_2O) y de los metales (Cu , Na).

Los átomos se combinan con el fin de alcanzar una configuración electrónica más estable, la estabilidad máxima se produce cuando un átomo obtiene el mismo número de electrones (isoelectrónico) que un gas noble. Solo los electrones externos del último nivel energético (electrones de valencia), de un átomo pueden participar en la formación de enlaces químicos.

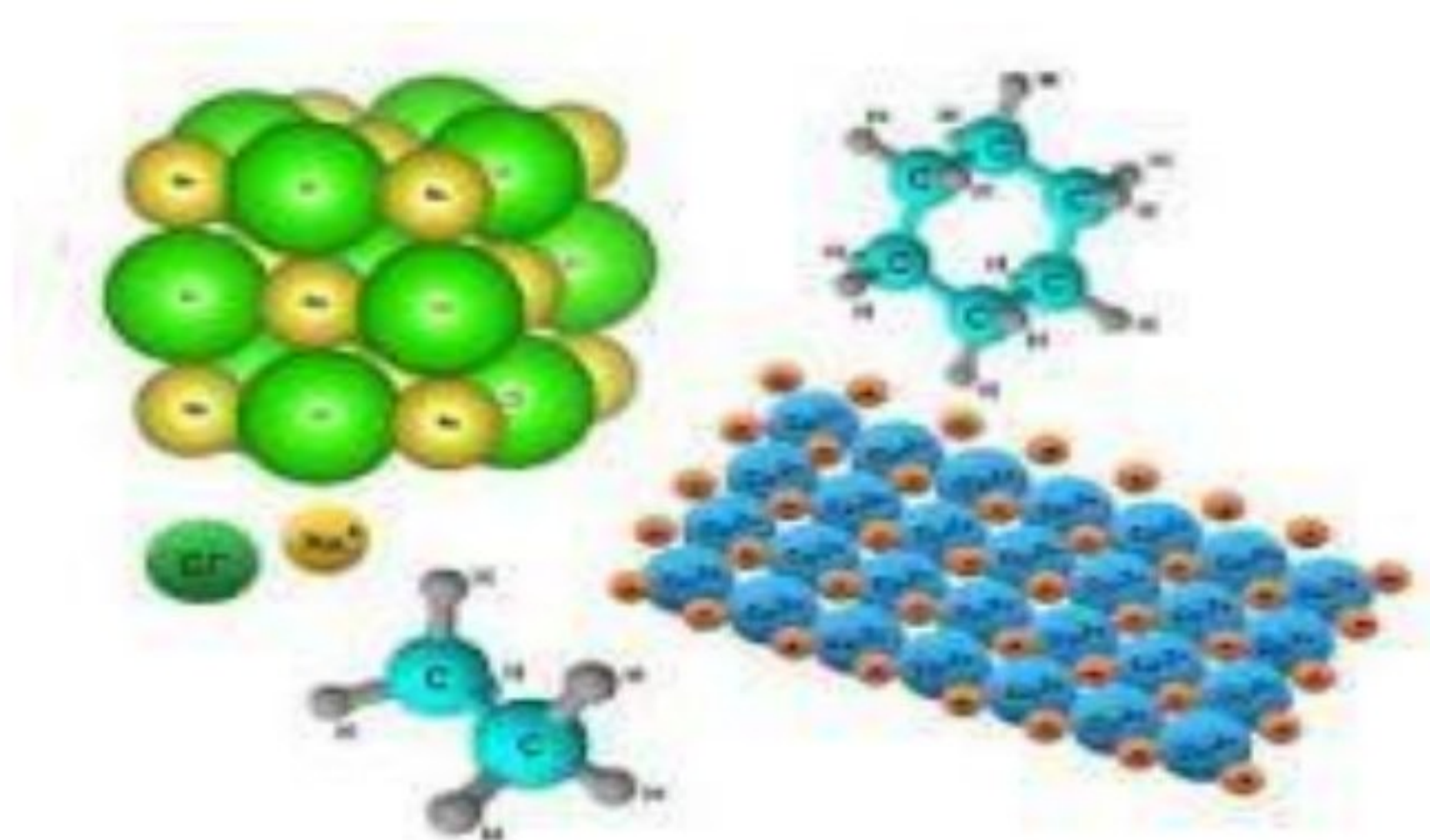


Imagen 30

Fuente: <https://images.app.goo.gl/ENvmcPcQ3dxkFhTQ7>

2.1.2. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS.

Fuerzas intramoleculares. Las fuerzas de enlace que mantienen juntos a los átomos de una molécula se llaman intramoleculares (en el interior de la molécula).

Fuerzas intermoleculares. Las fuerzas que se producen entre moléculas y ocasionan que se agreguen para formar un sólido o líquido se llaman fuerzas intermoleculares (entre moléculas).

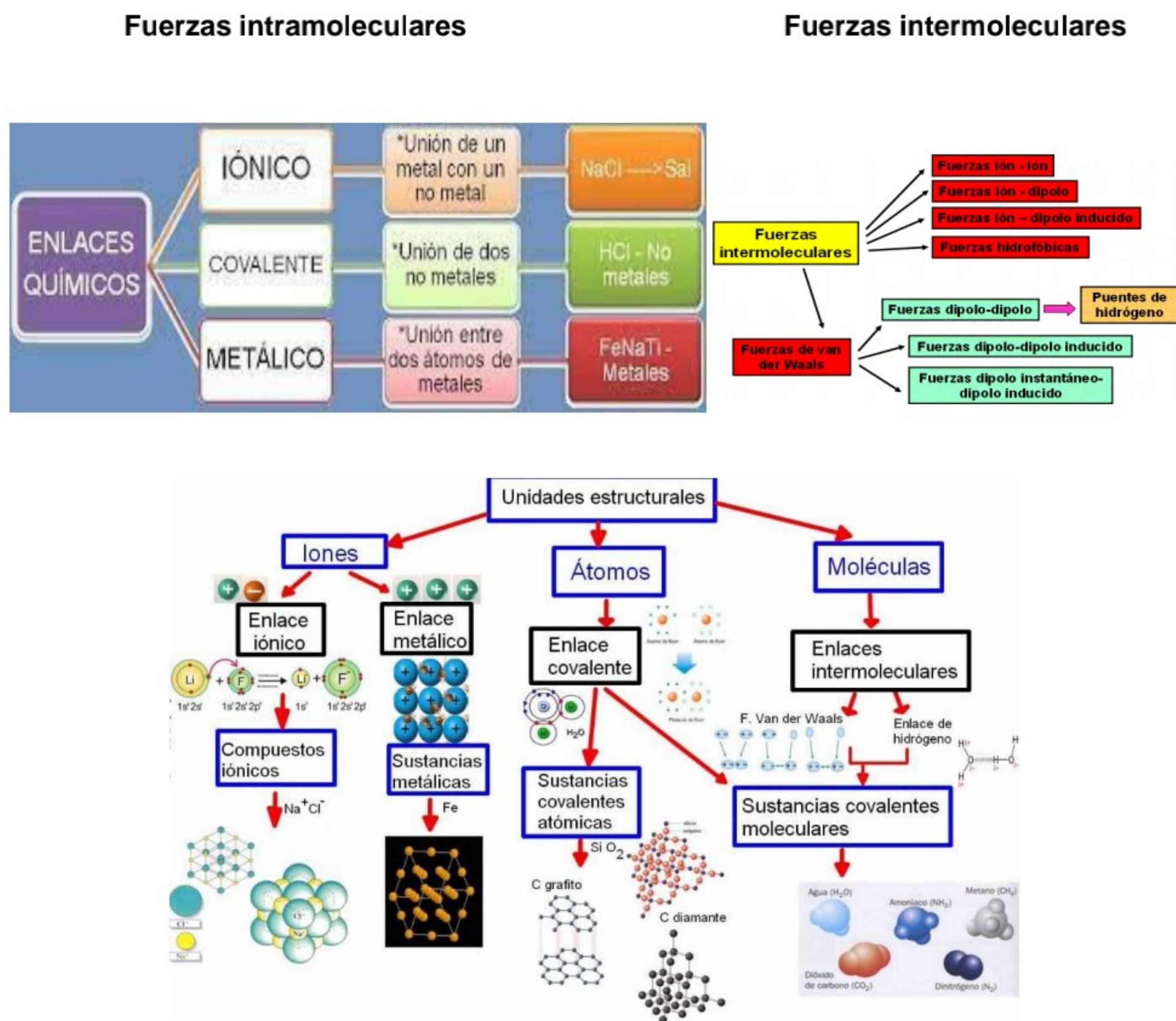


Imagen 31

Fuente: <https://images.app.goo.gl/DwPhyHzz5Uubiws38>

2.2. ENLACE IÓNICO.

Un enlace iónico es la fuerza de atracción electrostática que mantiene unidos a los iones en un compuesto iónico, se lleva a cabo entre un Metal y un No metal.

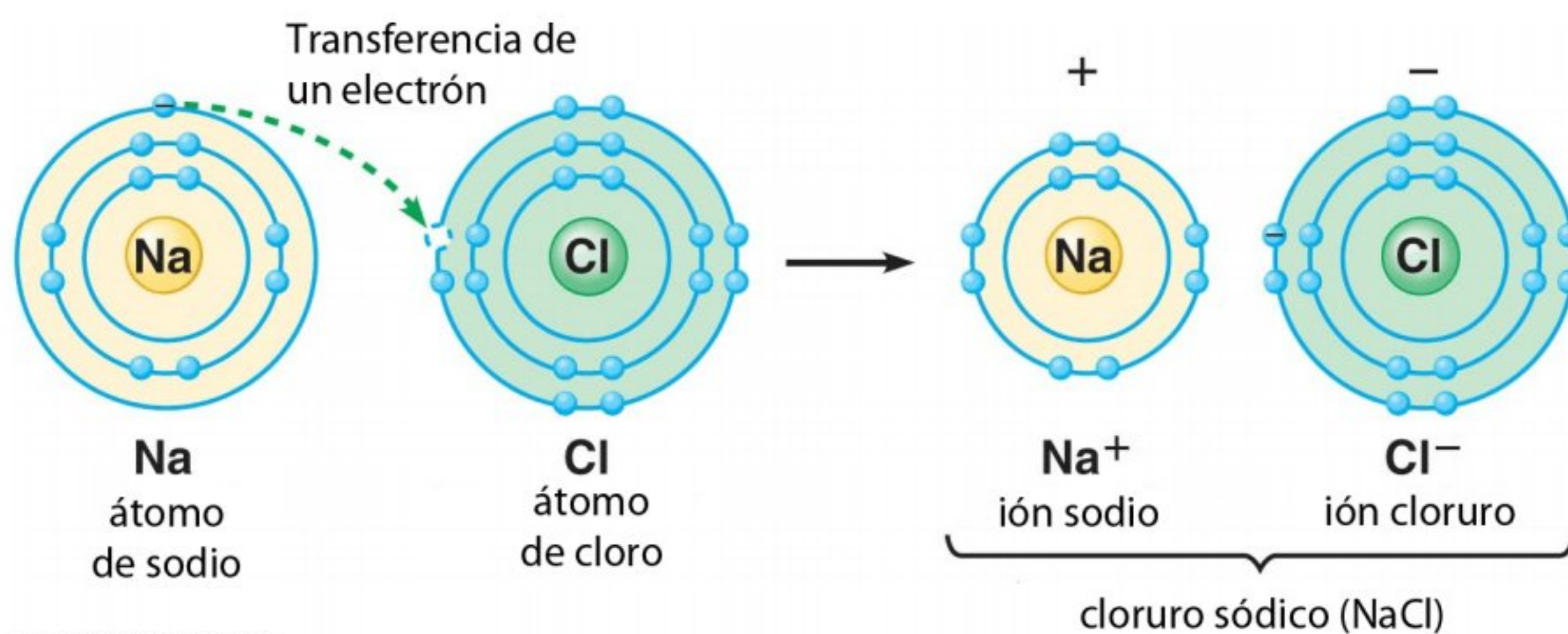


Imagen 32

Fuente: <https://images.app.goo.gl/RVNZs22QnqgZp2eb6>

2.2.1. REQUISITOS PARA LA FORMACIÓN DE UN ENLACE IÓNICO.

El enlace iónico se lleva a cabo entre un elemento no metálico (electronegativo) que genera un anión, y un elemento metálico (electropositivo) que genera un catión; por lo tanto, entre el anión y el catión se produce una atracción electrostática (cargas opuestas), dando lugar al enlace iónico.

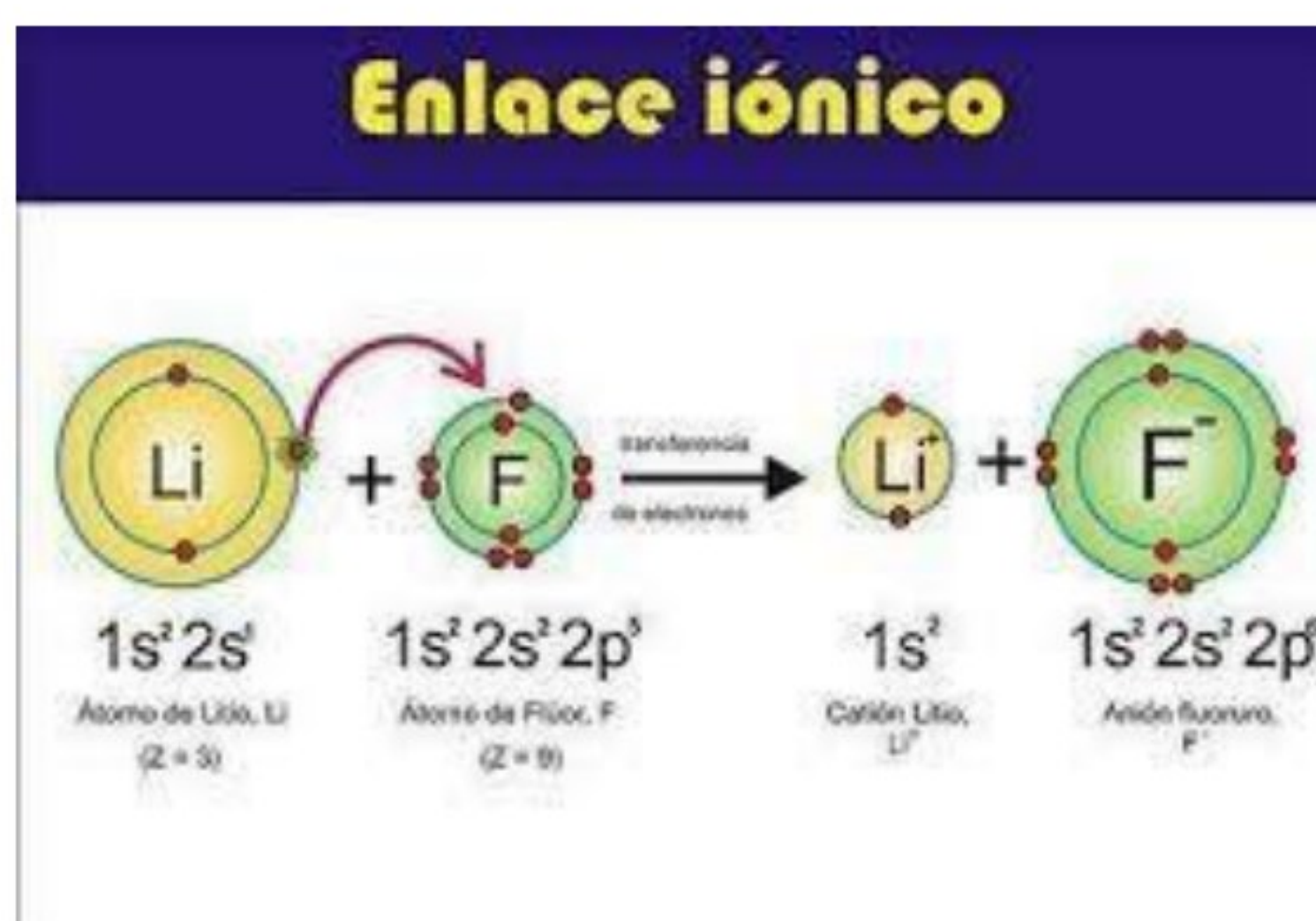


Imagen 33

Fuente: <https://images.app.goo.gl/BaJYenZngYH3tgUm8>

Los iones se clasifican en dos tipos:

a) **Anión:** Es un ion con carga negativa, es decir que los átomos que lo conforman tienen más electrones, los aniones más conocidos son:

Carga):	Nombre del Ion
F (-)	fluoruro.
Cl (-)	cloruro.
Br (-)	bromuro.
I (-)	yoduro.
S (2-)	sulfuro.
SO ₄ (2-)	sulfato.
NO ₃ (-)	nitrato.

(el número entre paréntesis indica la carga).

b) **Catión:** es un ion con déficit de electrones, lo que les otorga una carga eléctrica positiva. Los más comunes se forman a partir de metales.

Carga):	Nombre del Ion
Na(+)	sodio.
K(+)	potasio.
Ca(2+)	calcio.
Ba(2+)	bario.
Mg(2+)	magnesio.
Al(3+)	aluminio.
Pb(2+)	plomo (II) o plumboso.

(el número entre paréntesis indica la carga).

Los compuestos iónicos en disolución producen iones, denominados electrolitos, que tienen la capacidad para cerrar un circuito eléctrico.

Práctica No 4
Práctica que fortalece las características de los enlaces

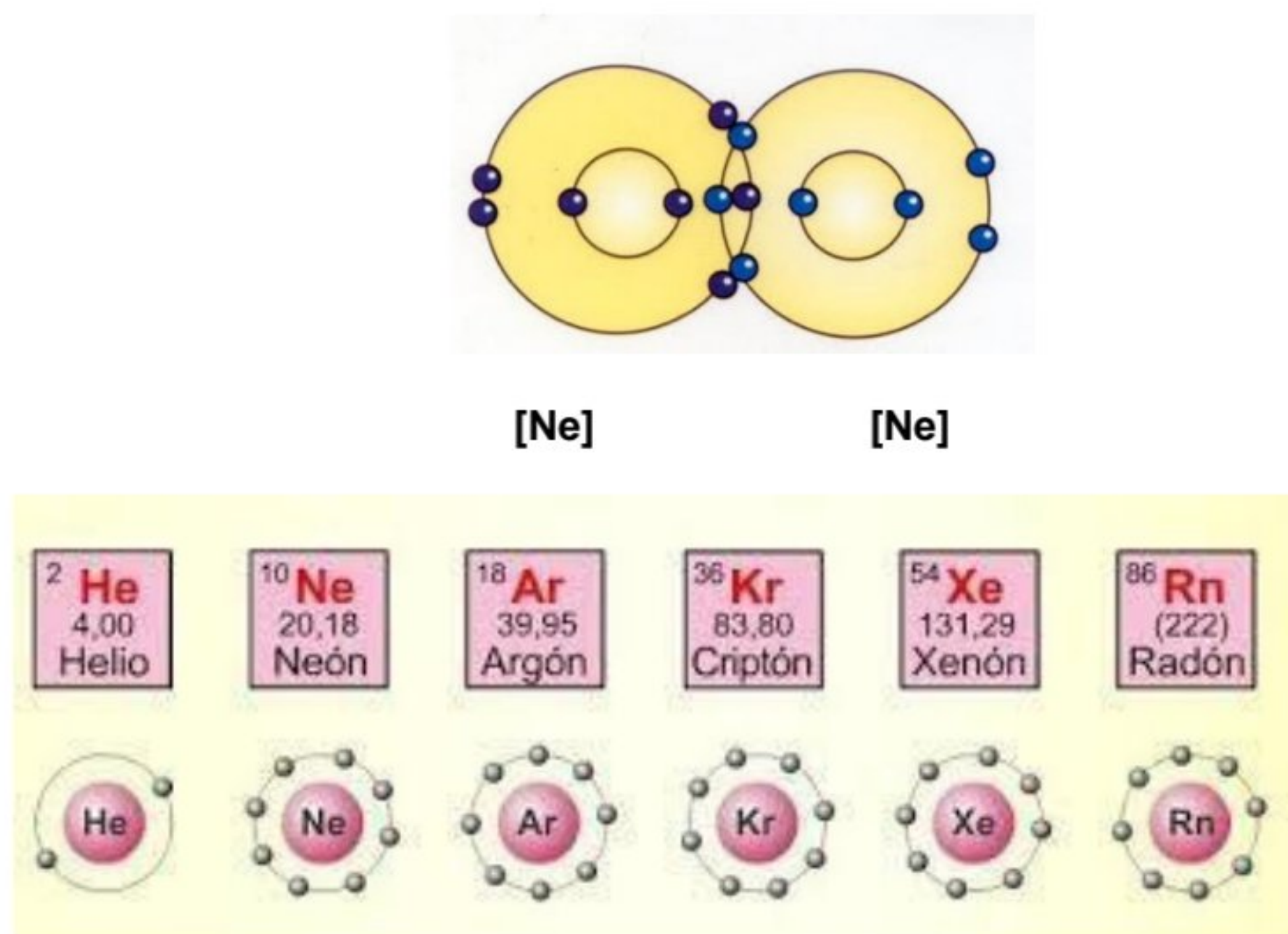
Título	SOLUCIONES ELECTROLÍTICAS Y NO ELECTROLÍTICAS	
N° de la práctica	6	
Objetivo general	El alumno será capaz de distinguir entre una solución electrolítica y una no electrolítica	
Explicación teórica	Todos los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías: electrolitos y no electrolitos. Un electrolito es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce electricidad. Un no electrolito no conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua. La capacidad de una disolución para conducir la electricidad depende del número de iones que contiene.	
Materiales, equipo y reactivos	Material y equipo	Reactivos
	7 vasos de precipitados de 150 ml Dispositivo para conducir electricidad	Solución al 10% de ácido clorhídrico (HCl) Solución al 10% de hidróxido de potasio (KOH) Solución al 10% de sulfato de cobre (CuSO ₄) Solución al 10% de ácido acético (CH ₃ COOH) Solución al 10% de hidróxido de amonio (NH ₄ OH) Solución al 10% de glucosa (C ₆ H ₁₂ O ₆) Solución al 10% de Urea (NH ₃ CONH ₂) Agua destilada (H ₂ O) Ver anexo 1 para la preparación de reactivos y soluciones
Desarrollo	1. Disponer de soluciones de los electrolitos y no electrolitos, utilizándolas como conductores en la forma que se le indique para encender el foco, notar la diferencia entre la intensidad de la luz al conducir la electricidad a través de diferentes soluciones. 2. Tome el Conductímetro cualitativo para soluciones y con la piceta lave los dos electrodos lanzando pequeños chorritos sobre ellos. 3. Introduzca los electrodos de la solución en estudio. 4. Conecte la clavija al contacto y cierre el circuito por medio del apagador, observe si enciende o no enciende el foco, en el caso de que encienda observe con que intensidad lo hace. (Alta, media o baja). 5. Apague el foco accionando el apagador y desconecte la clavija del contacto. Ver anexo 2 para las soluciones producidas en cada reacción y propuestas de tratamiento	
Integración al currículum	Conteste el siguiente cuestionario. 1. ¿A que se debe que el cobre se deposite en la barra de Hierro y el F⁰ se transforme en F⁺²? 2. ¿Cuál de los elementos metálicos se reduce y cual se oxida? 3. ¿En cuál solución fue más intensa la luminosidad? 4. ¿Porque la luminosidad del foco disminuiría al utilizar soluciones más diluidas? 5. ¿Este experimento que demuestra? ¿Por qué? 6. ¿Cuál es el principio de la radioactividad? Anote sus observaciones y recomendaciones que usted crea conveniente hacer	
Seguridad y desechos	Seguridad 15. Deberá portar su bata blanca manga larga y de algodón 16. Uñas cortas 17. Cabello recogido 18. Lentes de seguridad 19. No introducirá alimentos al laboratorio 20. Guardará el orden y disciplina durante el desarrollo de la práctica. 21. Deberá antes de salir del laboratorio, lavarse perfectamente las manos con agua y jabón. Desechos * El material de cristalería se lavará con detergente y agua corriente en las tarjas correspondientes * Los desechos orgánicos e inorgánicos se deben depositar en recipientes correspondientes del área de confinamiento. De papelería en el cesto de basura.	
Fuentes bibliográficas	1. Manual de prácticas de química inorgánica del IPN 2. José a. Babor / José Ibarz Azmarez química general moderna 3. Sideney S. Biechier, introducción a la experimentación química 4. Chang, R. y W College, Química ed. Prentice Hall hispanoamericana	

Realizar el reporte correspondiente, de acuerdo con la rúbrica establecida.

2.2.2. APLICACIONES Y LIMITACIONES DE LA REGLA DEL OCTETO.

De acuerdo con la regla del octeto, los átomos alcanzan la estabilidad más estable cuando obtienen ocho electrones en su última capa de valencia, sean estos pares solitarios o compartidos mediante enlace covalente, sin embargo, hay algunas excepciones, por ejemplo: el átomo de hidrógeno que tiene un solo orbital con un electrón por lo tanto forma un solo enlace con 2 electrones compartidos y alcanza la configuración del gas noble He.

La regla del octeto es aplicable para los elementos del segundo periodo de la tabla periódica, estos elementos solo tienen subniveles 2s 2p, los cuales pueden contener un total de ocho electrones. Cuando un átomo de uno de estos elementos forma un compuesto covalente, pueden obtener la configuración electrónica de gas noble [Ne] al compartir electrones con otros átomos del mismo compuesto.



Cada átomo de nitrógeno alcanza la configuración de gas noble

Imagen 34

Fuente: <https://images.app.goo.gl/4QUv9sDV3mEimJz9>

LIMITACIONES DE LAS REGLAS DE OCTETO PARA LAS FÓRMULAS DE LEWIS.

Las fórmulas de Lewis normalmente no se escriben para compuestos que contienen metales de transición d y f, se utilizan en el enlace orbitales s y p.

Limitaciones a la Regla del Octeto

Las limitaciones a la regla del octeto se clasifican en tres categorías:

(1) **octeto incompleto**, (2) **moléculas de electrones impares** y (3) un **octeto expandido**.

Octeto incompleto

En algunos compuestos, el número de electrones que rodean al átomo central en una molécula estable es inferior a ocho. Dado que el berilio solo tiene dos electrones de valencia, normalmente no alcanza un octeto a través del intercambio de electrones. La estructura de Lewis del hidruro de berilio gaseoso (BeH_2).

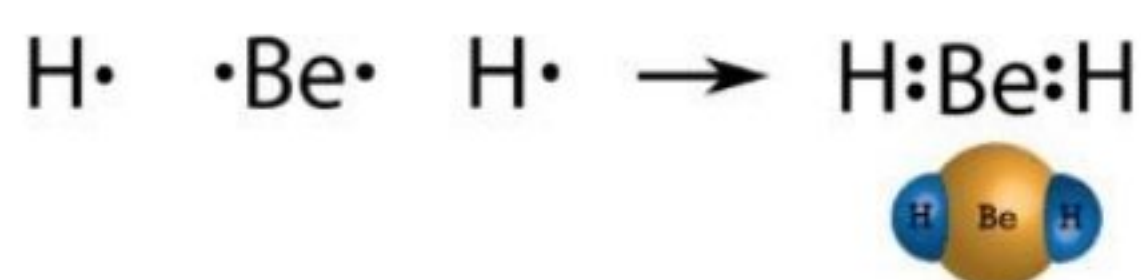


Imagen 35

Fuente: <https://images.app.goo.gl/krQavYnLWGcEtPSB8>

El boro, con tres electrones de valencia, también tiende a formar compuestos covalentes con un octeto incompleto, el átomo central de boro en el tricloruro de boro (BCl_3) tiene seis electrones de valencia.

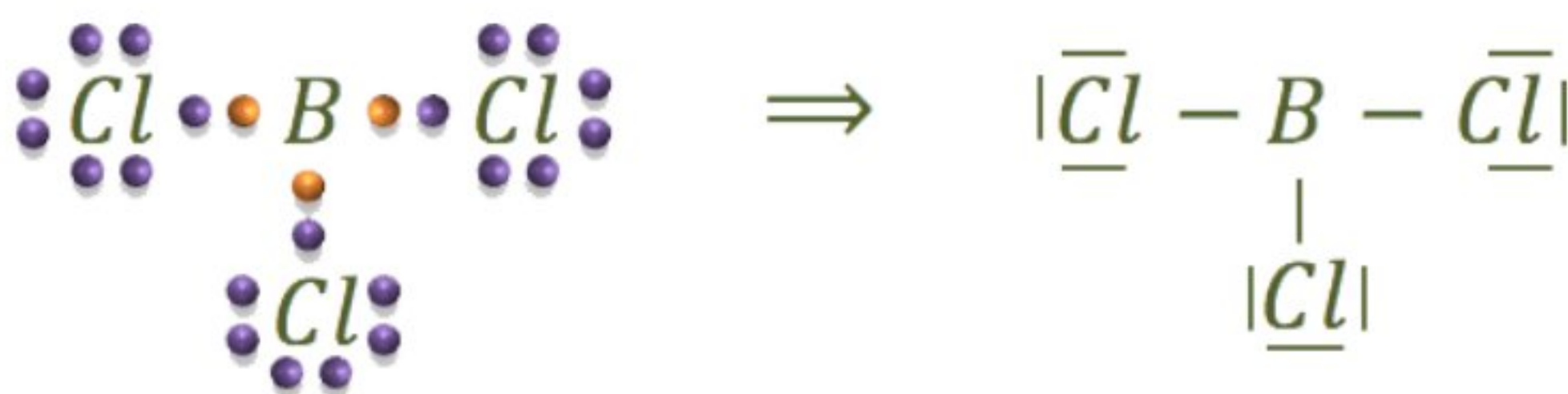


Imagen 36

Fuente: <https://images.app.goo.gl/wNcE4umwYExDcxXX7>

Moléculas de electrones impares

Existe una serie de moléculas cuyo número total de electrones de valencia es un número impar. Un ejemplo es el dióxido de nitrógeno (NO_2), cada átomo de oxígeno aporta seis electrones de valencia y el átomo de nitrógeno aporta cinco para un total de diecisiete.

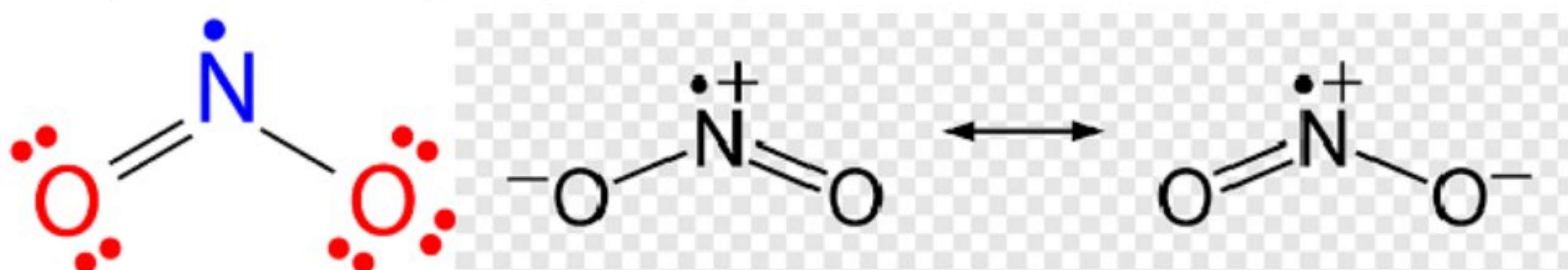


Imagen 37

Fuente: <https://images.app.goo.gl/QNPFPtUVr4w1uxBq8>

Octetos expandidos

Los átomos del tercer período y más allá son capaces de exceder la regla del octeto al tener más de ocho electrones alrededor del átomo central, dando como resultado un octeto expandido.

El fósforo y el azufre son dos elementos que reaccionan con los halógenos y forman compuestos estables con octetos expandidos

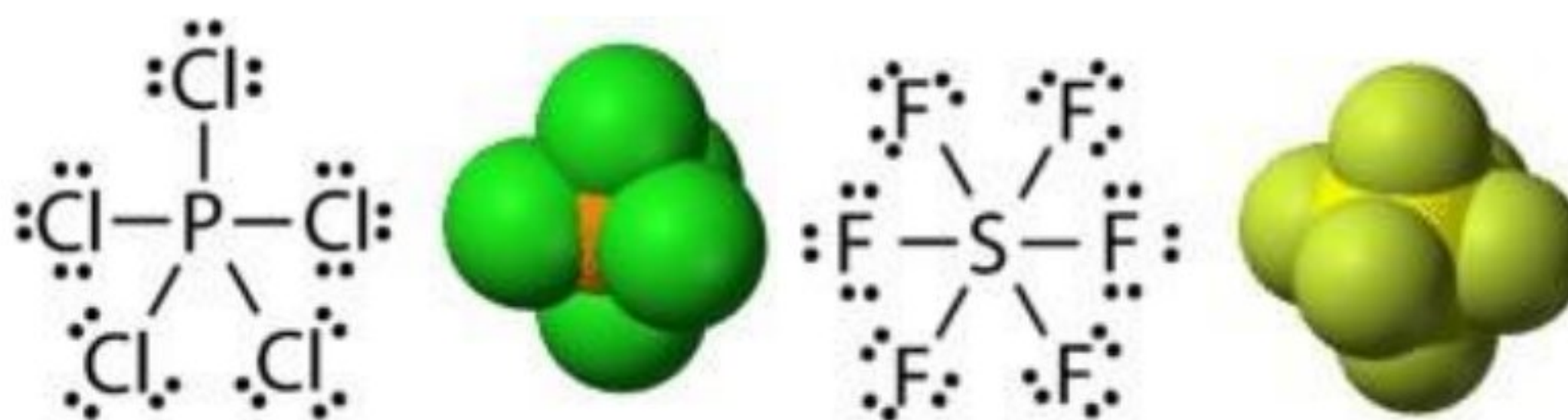


Imagen 38

Fuente: <https://images.app.goo.gl/nKJiNodfmaMVeFt9A>

2.2.3. PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

Los compuestos iónicos presentan las siguientes propiedades físicas:

- Son sólidos con elevados puntos de fusión.
- Son solubles en disolventes polares (agua). Sin embargo, presentan baja solubilidad en disolventes apolares.
- Fundidos y en disolución acuosa conducen la corriente eléctrica.
- Se obtienen a partir de elementos con distinta electronegatividad (metal y no metal)

Los compuestos covalentes presentan las siguientes propiedades:

- Muchos compuestos covalentes son gases y líquidos. Los sólidos presentan puntos de fusión relativamente bajos.
- Presentan una importante solubilidad en disolvente apolares (tolueno, hexano, tetracloruro de carbono). Presentando baja solubilidad en disolventes polares.
- No presentan conductividad eléctrica en fase líquida.
- Están formados por elementos con electronegatividades similares.

2.2.4. FORMACIÓN DE IONES.

La formación de iones, o ionización, se comprende como el proceso de pérdida o ganancia de electrones o de protones desde un estado eléctricamente neutro.

La formación de iones monoatómicos se debe a la pérdida o ganancia de electrones de la capa de valencia de un átomo, que es la capa electrónica más externa. Los electrones de capas más internas no participan en la ionización, pues interactúan más estrechamente con la carga positiva del núcleo.

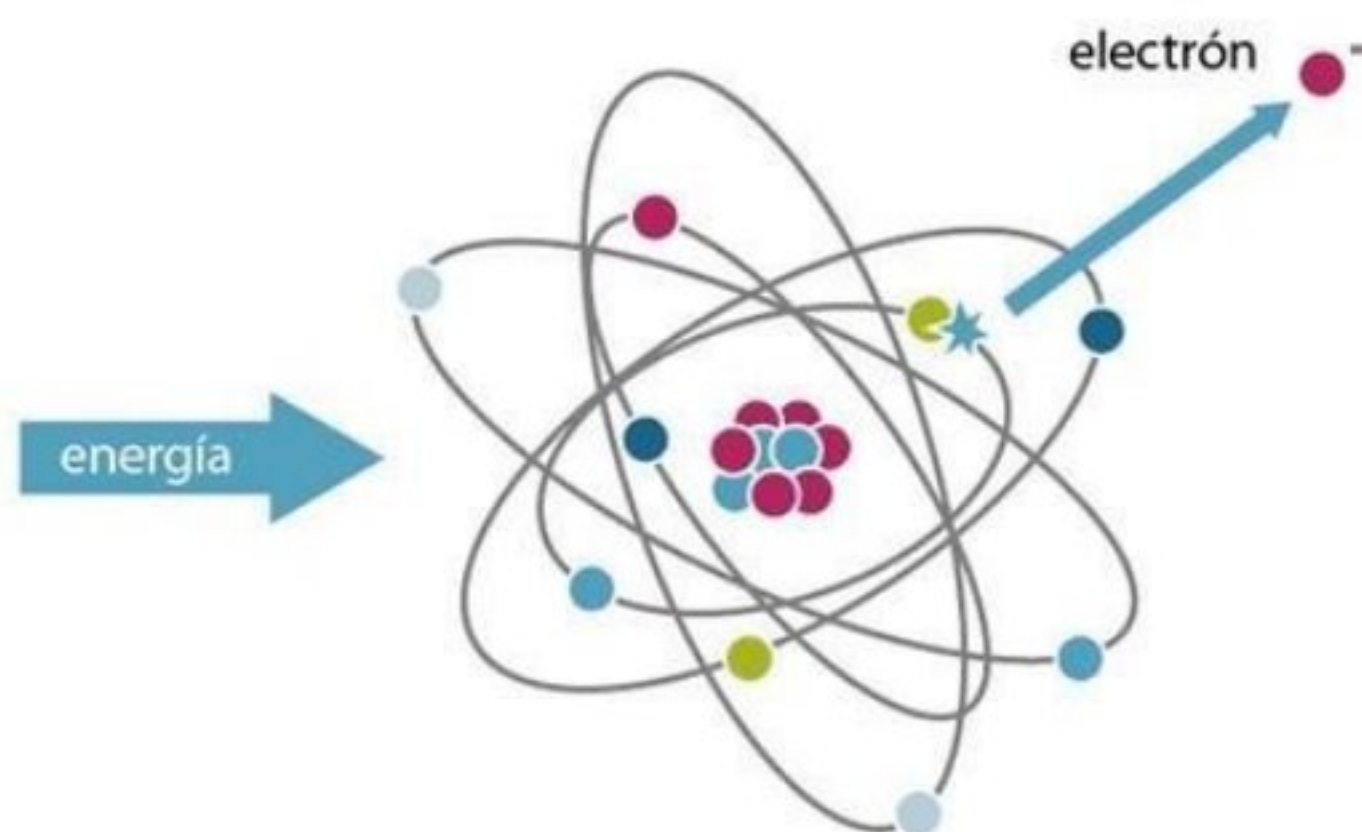


Imagen 39

Fuente: <https://images.app.goo.gl/xn2v2aJShf7p3pK36>

2.2.5. REDES CRISTALINAS.

Las redes cristalinas están formadas por iones de signo opuesto, de tal manera que cada uno crea a su alrededor un campo eléctrico que posibilita que estén rodeados de iones contrarios. Los sólidos cristalinos mantienen sus iones prácticamente en contacto mutuo, lo que explica que no se puedan comprimir, además, estos iones no pueden moverse libremente, sino que se encuentran dispuestos en posiciones fijas distribuidas desordenadamente en el espacio formando:

Retículos cristalinos o redes espaciales.

Las cristalografías clasifican los retículos cristalinos en siete tipos de poliedros llamados:

Sistemas cristalográficos.

Los iones pueden ocupar los vértices, los centros de las caras o el centro del cuerpo de dichos poliedros, el más sencillo de éstos recibe el nombre de Celdilla o unidad.

Uno de los parámetros básicos de todo cristal es el llamado:

Índice de Coordinación.

Se define como el número de iones de un signo que rodean a un ion de signo opuesto, este índice de coordinación, así como el tipo de estructura geométrica en que cristalice un compuesto iónico dependen de dos factores: tamaño y carga de los iones.

2.2.5.1. ESTRUCTURA.

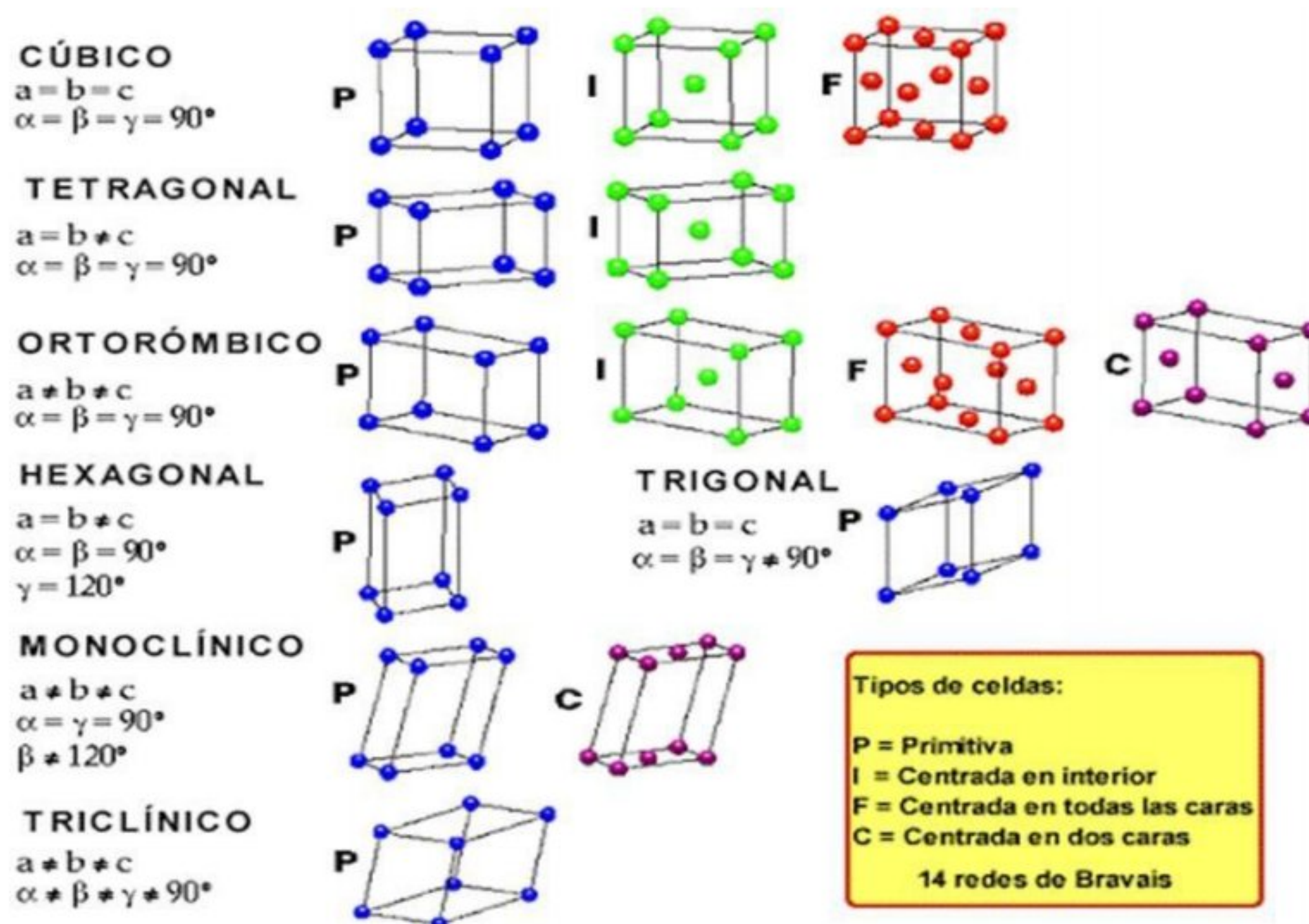
Las redes cristalinas se caracterizan principalmente por el orden o periodicidad, la estructura interna de los cristales está representada por la llamada celdilla unidad que se repite una y otra vez en las tres direcciones del espacio.

El tamaño de esta celdilla viene determinado por la longitud de sus tres aristas (a, b, c), y la forma por el valor de los ángulos entre dichas aristas (α, β, γ), sólo hay cinco posibles formaciones de redes planas: paralelogramo, rectángulo, cuadrado, hexágono y rombo. Si se forma una red espacial apilando estas redes planas, sólo existen 14 posibles estructuras que representan las formas más sencillas en que la materia cristalina puede descomponerse, que se denominan redes de Bravais.

Sistema Cristalino Ejes Ángulos entre ejes

En 1848 Bravais demostró que solo hay posibilidad de tener 14 tipos de redes espaciales que cumplan la condición de que cada punto tenga idéntico alrededor, por esta razón estas redes fueron denominados retículos espaciales de Bravais, se pueden definir cuatro tipos básicos de celda unidad:

Figura 1



Fuente: <https://images.app.goo.gl/kzvY96rMpQX18RqZA>

2.2.5.2. ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

La energía de ionización se define como la energía mínima (en KJ/mol) necesaria para separar un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental.

En otras palabras, la energía de ionización es la cantidad de energía en kilo Joules necesaria para desprender un mol de electrones de 1 mol de átomos en estado gaseoso. En dicha definición se especifica el estado gaseoso de los átomos porque en un átomo en estado gaseoso no hay influencia de los átomos vecinos y no existen fuerzas intermoleculares (es decir, fuerzas entre las moléculas) que deban tomarse en cuenta al realizar la medición de la energía de ionización.

Para los átomos polielectrónicos, la cantidad de energía requerida para desprender el primer electrón del átomo en su estado fundamental:

energía + X(g) → X⁺(g) + e⁻ Primera E de ionización

energía + X⁺(g) → X²⁺(g) + e⁻ - Segunda ionización

energía + X²⁺(g) → X³⁺(g) + e⁻ - Tercera ionización

Así, las energías de ionización siempre aumentan en el siguiente orden:

$$I_1 < I_2 < I_3 < \dots$$



Imagen 40

Fuente: <https://images.app.goo.gl/P3rHA8kbopP9geuf8>

La **afinidad electrónica** o electroafinidad es la cantidad de energía que libera un átomo aislado en fase gaseosa para formar un ion con una carga eléctrica negativa

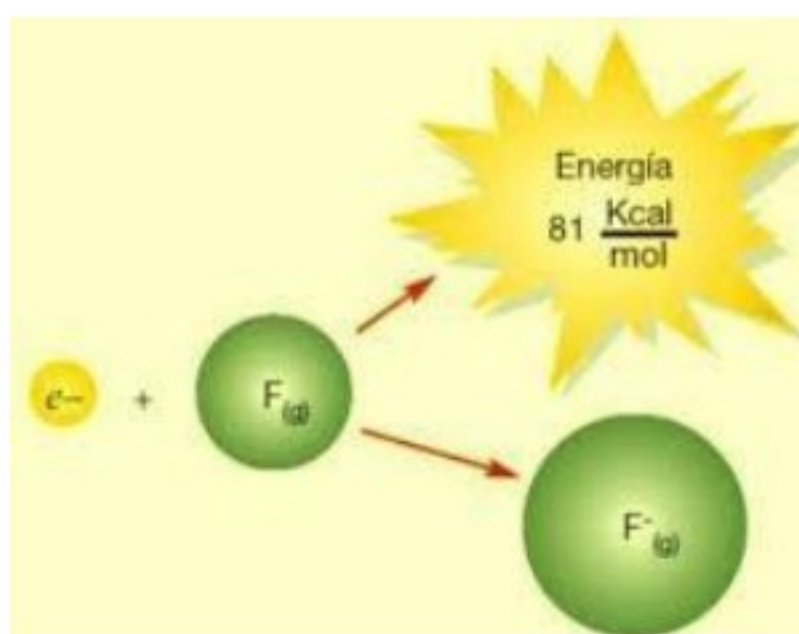


Imagen 41

Fuente: <https://images.app.goo.gl/we5vExU2gPUJYBjV7>

2.2.5.3. RADIOS IÓNICOS.

El radio iónico de un átomo que ha perdido un electrón es menor que el radio atómico original, esto se debe a que como existe una carga positiva más que negativa, los electrones se sienten mucho más atraídos hacia el núcleo, reduciendo el radio. Por su parte, cuando un elemento gana un electrón, su radio iónico es mayor que su radio atómico de origen, debido a que ese último electrón que entró no se encuentra tan atraído hacia el núcleo y hace aumentar el radio. El radio iónico, al igual que su par atómico, aumenta a medida que se "baja" en un grupo, pero a diferencia del radio atómico, no presenta una tendencia clara de crecimiento en un periodo, ya que depende del ion (y algunos elementos tienen más de un ion posible, como Cu, Fe, Mn, etc.)



Imagen 42

Fuente: <https://images.app.goo.gl/KDZHnAUCyzyU3DLm7>

2.3. ENLACE COVALENTE.

Se llama enlace covalente a un tipo de enlace químico, que ocurre cuando dos átomos se enlazan para formar una molécula, **compartiendo electrones** pertenecientes de su capa más superficial, alcanzando el "octeto estable" (conforme a la "regla del octeto" propuesto por Gilbert Newton Lewis sobre la estabilidad eléctrica de los átomos). Los átomos así enlazados comparten un par (o más) de electrones, cuya órbita varía y se denomina orbital molecular.

Esto da como resultado un dipolo eléctrico, es decir, una molécula con carga positiva y negativa en sus extremos, como una pila ordinaria: un polo positivo y otro negativo. Gracias a ello las moléculas covalentes se juntan con otras semejantes y forman estructuras más complejas.

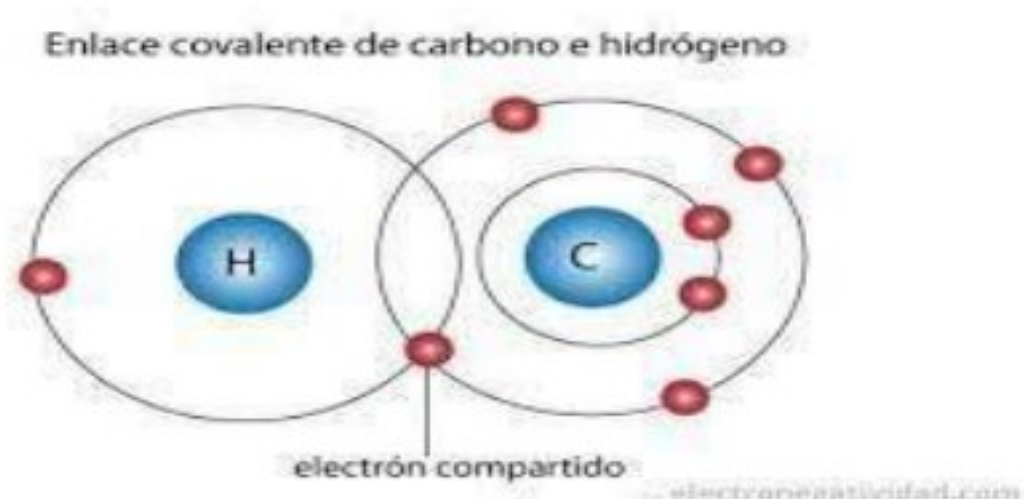


Imagen 43

Fuente: <https://images.app.goo.gl/vLjm2hrXtGohbcmK9>

2.3.1. TEORÍAS PARA EXPLICAR EL ENLACE COVALENTE.

Es el enlace químico mediante el cual dos átomos se unen compartiendo una o varios pares de electrones; por lo tanto, no pierden ni ganan electrones, sino que los comparten, un átomo puede completar su capa externa compartiendo electrones con otro átomo.

Cada par de electrones comunes a dos átomos se llama **par electrónico**. Esta clase de enlace químico se llama covalente, y se encuentra en todas las moléculas constituidas por elementos no metálicos, cada par de electrones (representado por un guion -), Intercalado entre los símbolos de los átomos, indica un enlace covalente sencillo y equivale al guion de las fórmulas de estructura, en enlace covalente puede ser: sencillo, doble o triple, según se compartan uno, dos o tres pares de electrones.

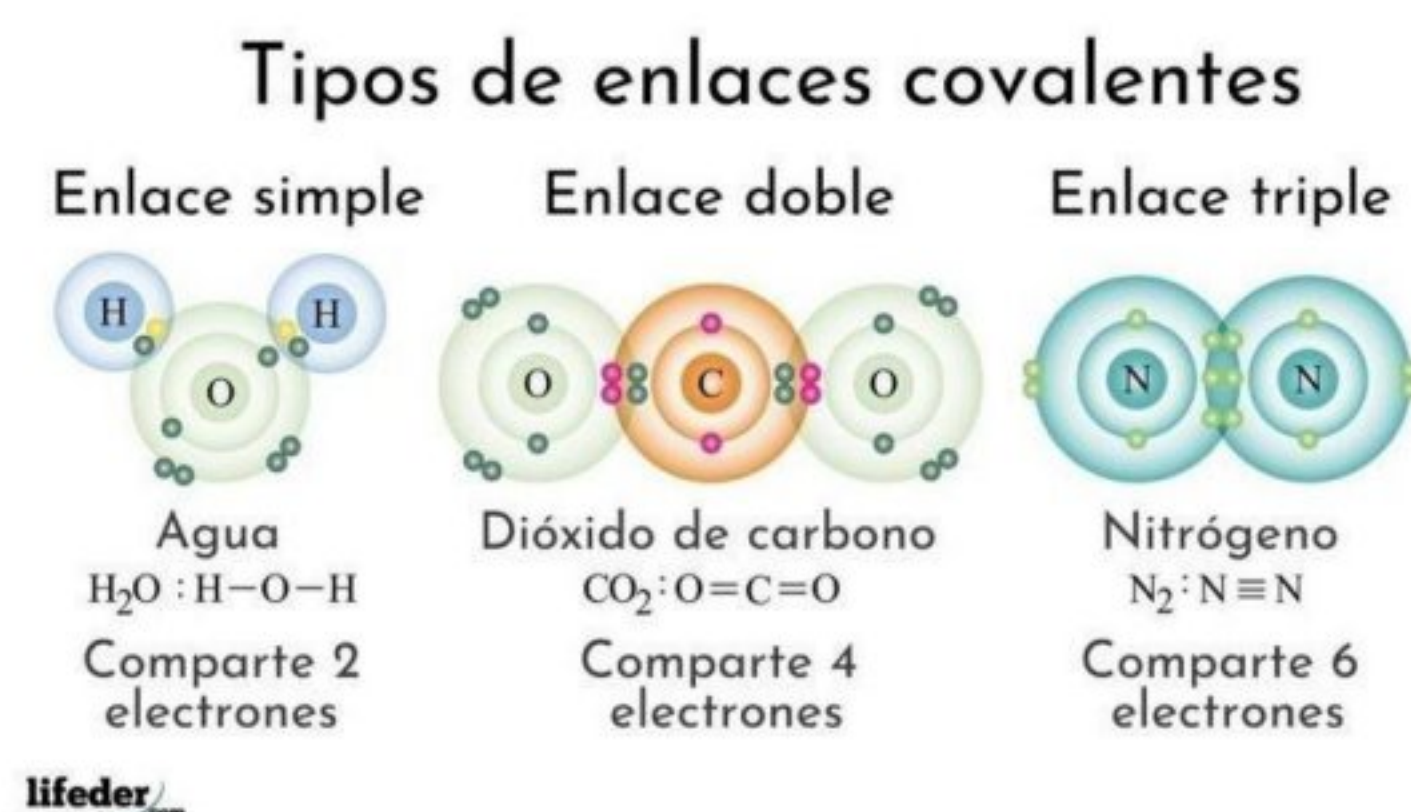


Imagen 44

Fuente: <https://images.app.goo.gl/C7Hnqg7WGFFFgf8CA>

Enlace covalente no polar o puro u homopolar

Este tipo de enlace se forma cuando se unen 2 átomos de un mismo elemento; su diferencia de electronegatividad es cero.

El par de electrones compartidos está en el centro a igual distancia del núcleo.

Ejemplos de sustancias covalentes no polar mediante fórmulas de Lewis

Enlace sencillo

El átomo de hidrógeno solo necesita un electrón para completar su octeto. Al unirse con otro átomo de hidrógeno ambos comparten su electrón desapareado y se forma un enlace covalente sencillo entre ellos. Este enlace se representa mediante una línea entre los dos átomos.

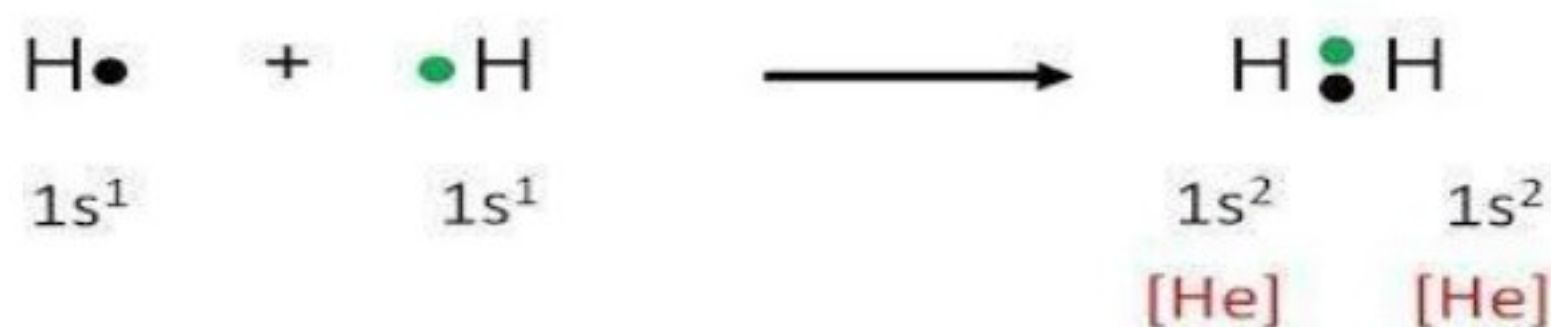


Imagen 45

Fuente: <https://images.app.goo.gl/TcjktDvfMndkLAZc7>

Doble enlace

Si dos átomos comparten dos pares de electrones, el enlace covalente se denomina enlace doble. La molécula de oxígeno (O_2) también es diatómica. Por ser del grupo VIA la estructura de Lewis del oxígeno es:



Imagen 46

Fuente: <https://images.app.goo.gl/w2bLoaPjRyirTfW2A>

Al oxígeno le hacen falta dos electrones para completar su octeto. Cada oxígeno dispone de 6 electrones, con los cuales ambos deben tener al final ocho electrones. Por lo tanto, el total de electrones disponibles es:

$2 \times 6 e^- = 12 e^-$ menos dos que se ocupan para el enlace inicial restan 10.

Estas 10 e^- se colocan por pares al azar entre los dos átomos.

Ahora revisamos cuantos electrones tiene cada átomo alrededor. Observamos que el oxígeno de la izquierda está completo, mientras que la derecha tiene solo seis. Entonces uno de los pares que rodean al oxígeno de la izquierda, se coloca entre los dos átomos formándose un doble enlace, y de esa forma los dos quedan con 8 electrones. La molécula queda formada por un enlace covalente doble, 4 electrones enlazados y 4 pares de electrones no enlazados.

Triple enlace

Un enlace triple surge cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, como en la molécula de nitrógeno (N_2)

El nitrógeno (N_2), otra molécula diatómica, está ubicado en el grupo VA, por lo tanto, cada nitrógeno aporta 5 electrones $\times$ 2 átomos = 10 electrones, menos los dos del enlace inicial son un total de 8 electrones.



Imagen 47

Fuente: <https://images.app.goo.gl/cmV9FzYRZUjc4nSW8>

Ambos átomos están rodeados por solo 6 electrones, por lo tanto, cada uno de ellos compartir uno de sus pares con el otro átomo formándose un triple enlace, la molécula queda formada por un enlace covalente triple, 4 electrones enlazados y dos pares de electrones no enlazados.

La molécula de acetileno (C_2H_2) también tiene un enlace triple, en este caso entre dos átomos de carbono



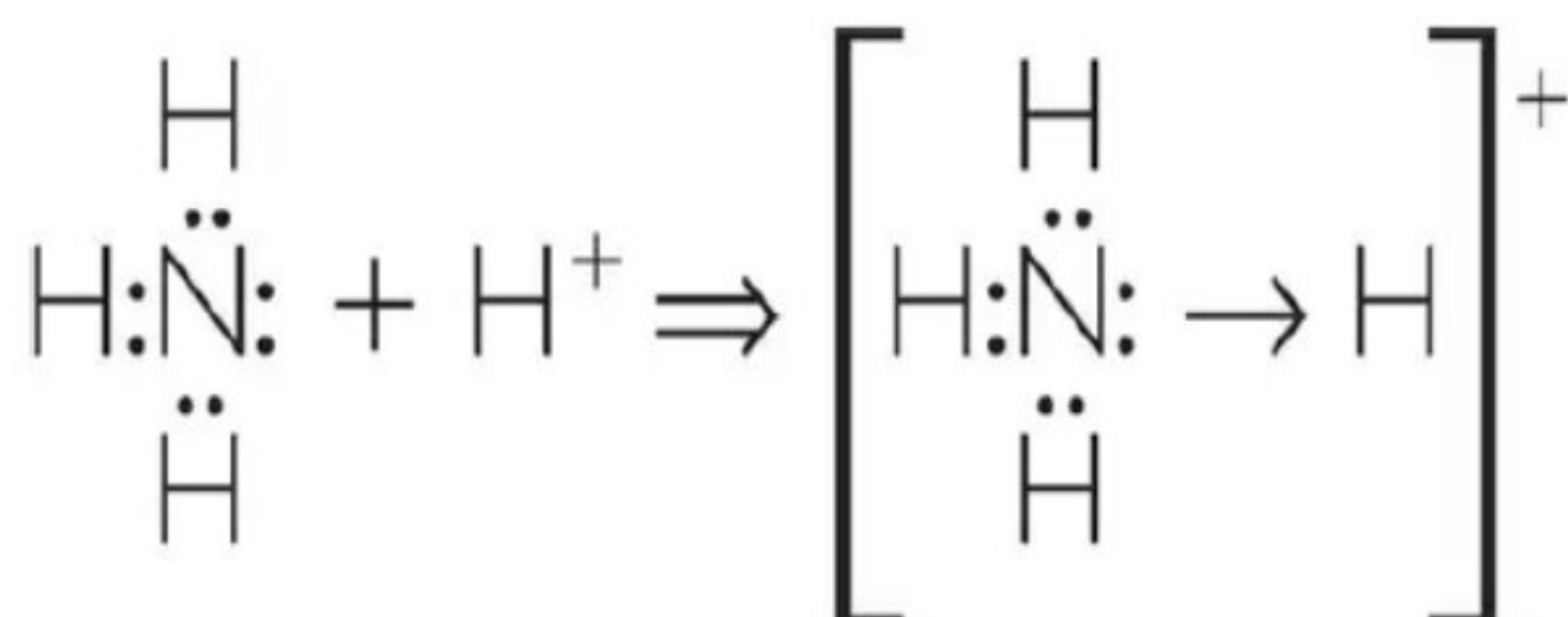
Imagen 48

Fuente: <https://images.app.goo.gl/SZWVebiRMSomRND79>

Enlace covalente Coordinado

Se define de la siguiente forma: "Es el enlace que se produce cuando dos átomos comparten un par de electrones, pero dicho par solo lo aporta uno de los átomos combinados.

En este caso el enlace se llama covalente dativo o coordinado. El átomo que aporta la pareja de electrones recibe el nombre de donante, y el que los recibe, aceptor. Cuando queremos simplificar la fórmula electrónica se pone una flecha que va del donante al aceptor.



ENLACE COVALENTE POLAR

Se origina cuando uno de los átomos dispone de mayor fuerza de atracción de los electrones hacia su núcleo, como resultado se origina una molécula con parte negativa y otra parte positiva (dipolo), siempre se producen cuando el enlace se realiza entre 2 átomos diferentes.

El grado de polaridad de la molécula resultante del enlace covalente, depende de la fuerza o atracción que atrae los electrones hacia un átomo, este concepto es definido mediante la:

ELECTRONEGATIVIDAD, la cual se define como: **la capacidad de un átomo en una molécula de atraer los electrones de enlace hacia él**

Como ejemplos de sustancias que poseen en su estructura enlaces covalentes polares podemos citar, HCl, agua, alcohol isopropílico, metanol, butanol ...

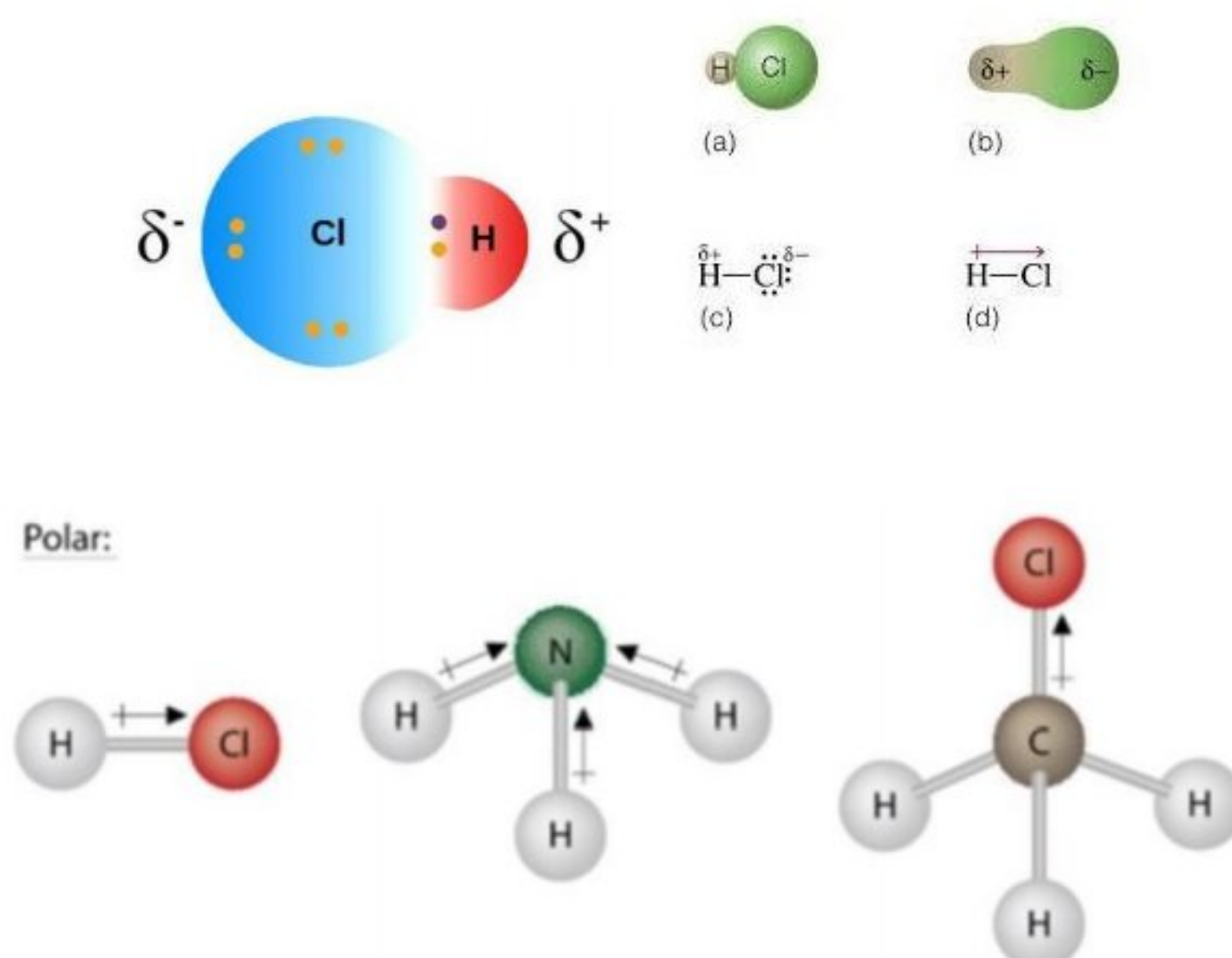


Imagen 49

Fuente: <https://images.app.goo.gl/E4K4ttiNmHi3pGHE8>

La diferencia de electronegatividad entre el H₂ y el F₂ da pie a un enlace covalente polar en la molécula de ácido fluorhídrico HF, la carga negativa se concentra en el átomo más electronegativo y el H queda en el extremo positivo de la molécula

Momento dipolar: Los **momentos dipolares** son una medida de cuánta separación de carga existe en un enlace o una molécula.

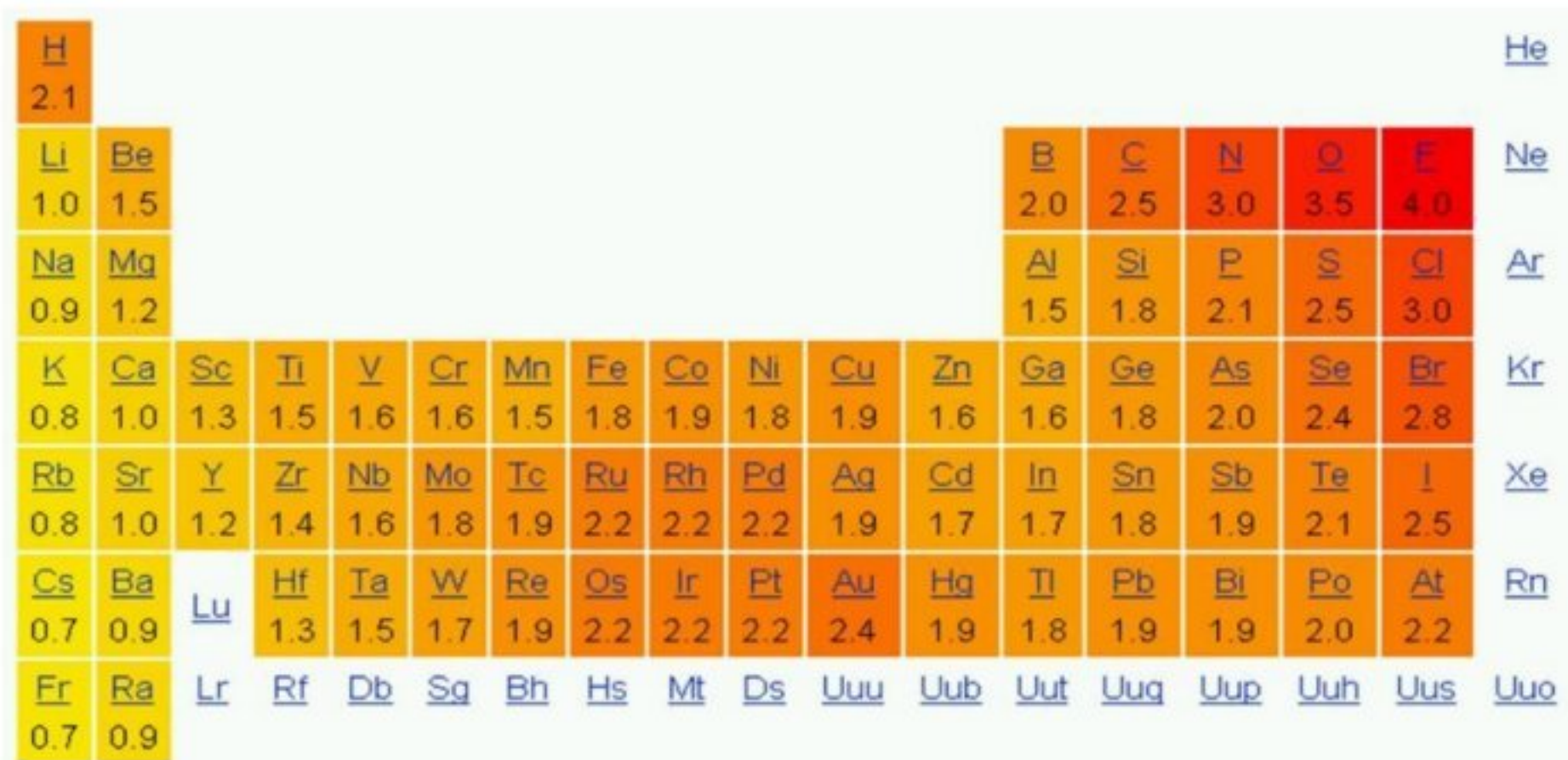
En el caso de Ácido fluorhídrico



Imagen 50

Fuente: <https://images.app.goo.gl/XiP9mBKTPfXSLZ9y7>

Se indica los índices de electronegatividad en la escala de Pauling



Fuente: <https://images.app.goo.gl/UQdsSJBwpipD37uj7>

ΔEN	TIPO DE ENLACE
0 - 0.4	Covalente no polar
0.5 – 1.9	Covalente polar
2.0 – 3.5	Iónico

Átomos	H	Cl
Electronegatividad	2.2	3.0
Diferencia de electronegatividad	de $3.0 - 2.2 = 0.8$ Diferencia entre 0.5 y 1.7, por lo tanto, el enlace es covalente polar.	

a) NF_3 b) BCl a) polar b) no polar

2.3.2 ENLACE VALENCIA

La teoría del enlace valencia explica cómo 2 átomos se enlazan entre sí, en esta propone que se lleva a cabo por la combinación de dos orbitales atómicos de dos átomos distintos.

Donde los electrones que participan para formar el enlace son los electrones de valencia.

Pero como es que estos electrones mantienen a los átomos unidos, esto es debido a la posibilidad de combinarse, formando, al final, otro orbital distinto.

Para formar el enlace que se lleva a cabo en el H_2

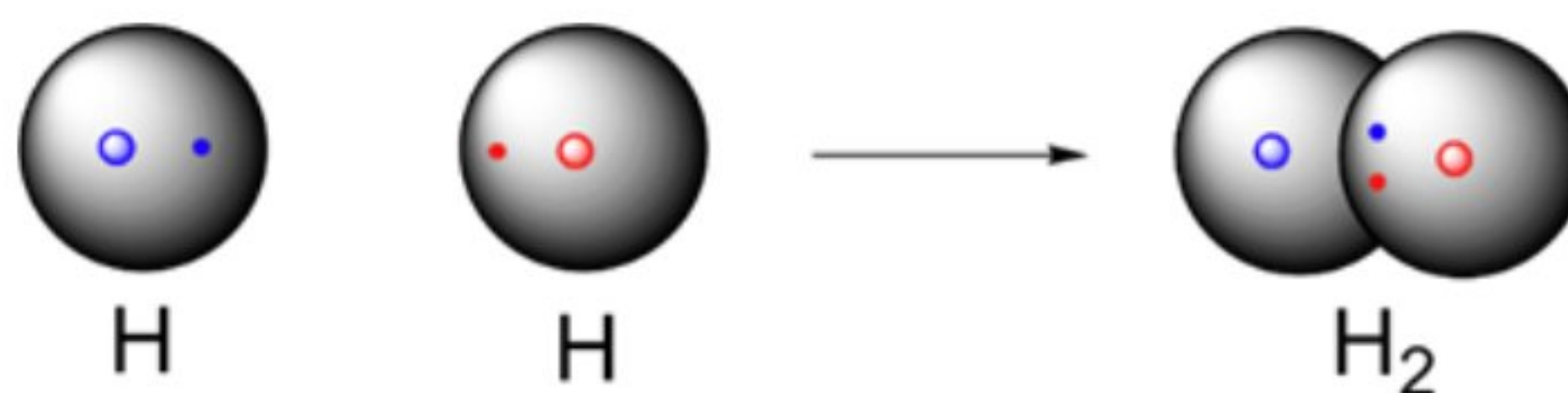


Imagen 52

Fuente: <https://images.app.goo.gl/YcT993isCYUYv1Zs8>

Para explicar este enlace se debe imaginar que dos átomos de hidrógeno se aproximan de tal forma que superponen o traslapan sus orbitales más externos (en este caso el orbital 1s), formando un nuevo orbital que engloba a los 2 núcleos, se observa que los orbitales atómicos s presentan forma esférica y el resultado de la combinación de es la generación de otro orbital ovalado (un elipsoide).

Tarea de Investigación

Si los átomos presentan la misma carga, como es que estos se pueden mantener próximos el uno del otro, sin que exista una fuerza de repulsión.

Inicialmente había para cada núcleo de hidrógeno, un único electrón, así que la fuerza de atracción entre estos 2 átomos, a medida que se superponen o traslapan, el protón ($p1+$) atrae a su electrón ($e1-$); el 2º protón ($p2+$) atrae a su electrón ($e2-$)., más allá de las repulsiones de las partículas de cargas iguales, de tal manera que sus interacciones serán el no encontrarse entre los núcleos. Cuando un enlace se forma en torno de un eje longitudinal de simetría, se denomina sigma s (σ)

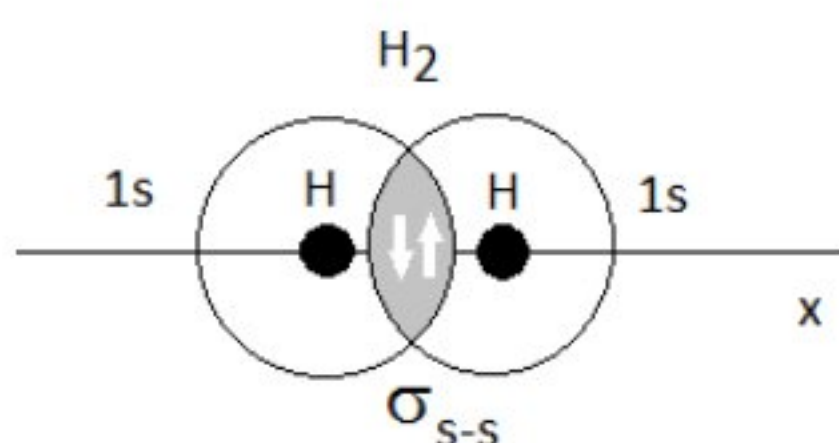


Imagen 53

Fuente: <https://images.app.goo.gl/niSYVvdkMunbU84E7>

Enlaces Múltiples

Dos orbitales p también se pueden solapar uno sobre el otro, de lado a lado. Cuando esto sucede el enlace resultante no tiene una simetría longitudinal (o simetría axial). En la imagen se muestra la superposición de dos orbitales **p**, paralelos y verticales (**p_z**)

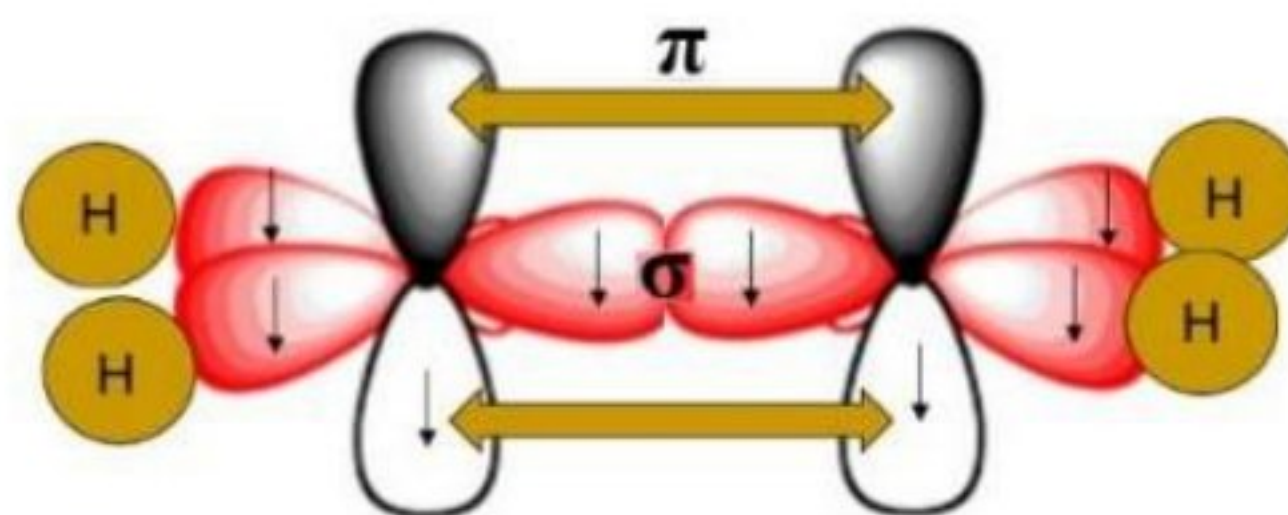


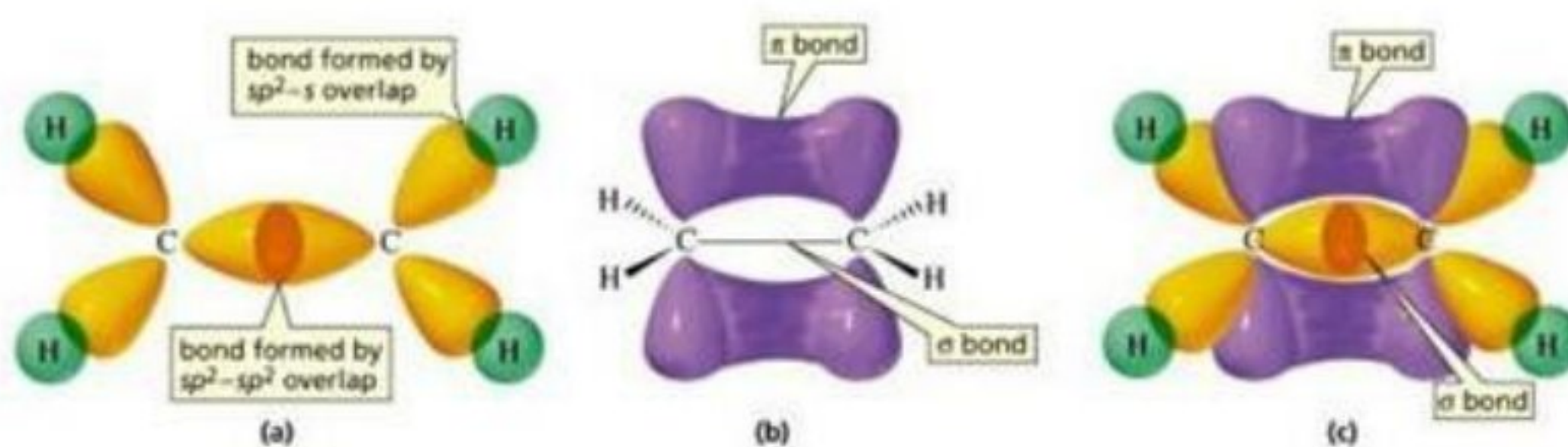
Imagen 54

Fuente: <https://images.app.goo.gl/EwBL4HHduyyGydQj9>

Se observa que la superposición o solapamiento, ocurre en dos regiones que están en lados opuestos del eje de enlace, produciendo el enlace **p** (pi) π .

Enlace Doble

Consiste en un enlace **s** y un enlace **p**, como ocurre en la molécula de O₂. Esta combinación de orbitales 2 **p_x** – 2 **p_x**, representa en la imagen el enlace **s**, y a la superposición de los orbitales verticales (2 **p_z** – 2 **p_z**) que corresponde al enlace p.



Imgur

Imagen 55

Fuente: <https://images.app.goo.gl/akEFsE6o88XY7ww78>

Enlaces triples

Es un enlace donde se solapan un orbital **s** y **p**. Por ejemplo, en la molécula del N_2 como se muestra a continuación:

En este caso tenemos la representación de los tres orbitales atómicos **p** de dos átomos de nitrógeno que se enlazan a través de los enlaces **s + p + p**.

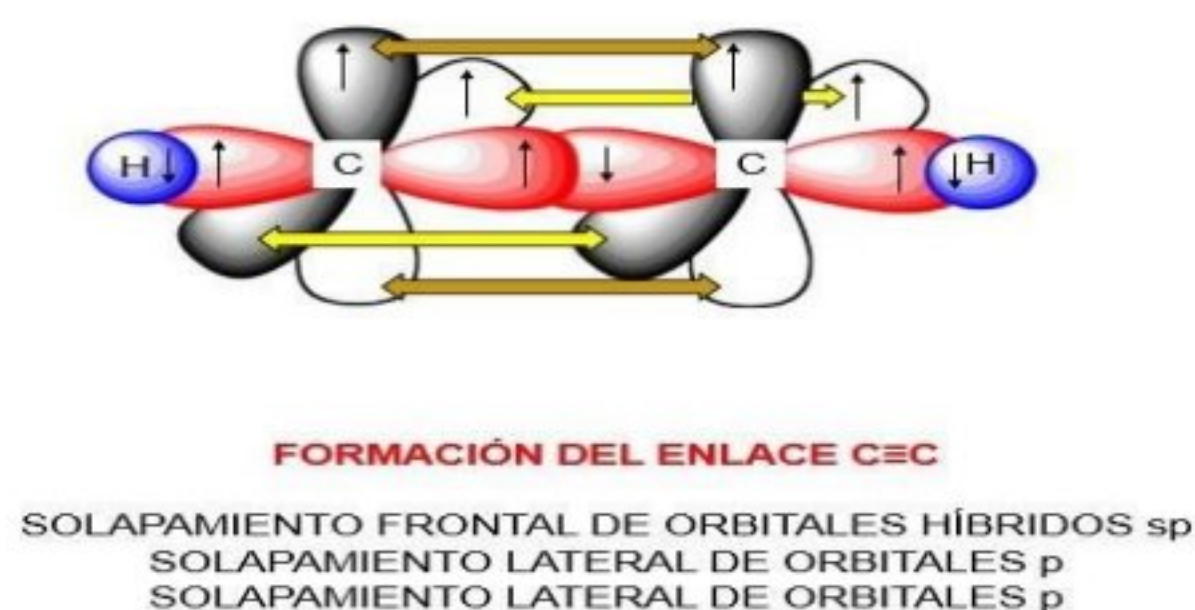
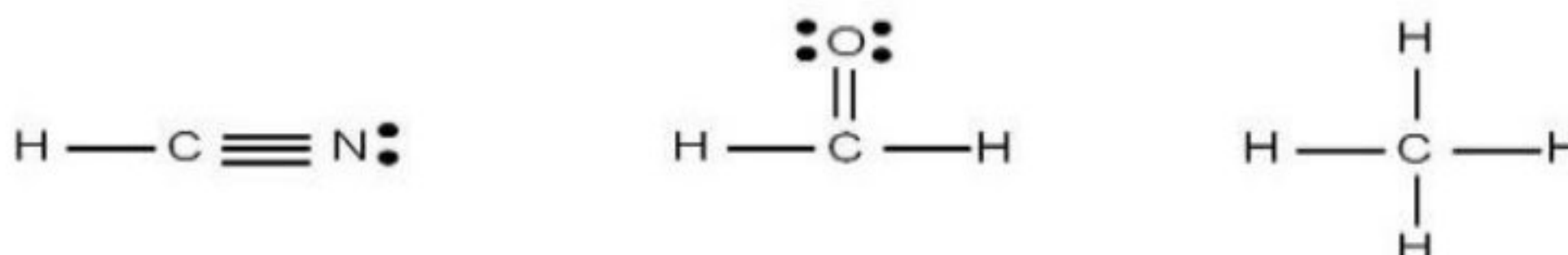


Imagen 56

Fuente: <https://images.app.goo.gl/MtkeYvXoh1cw8s968>

2.3.3. HIBRIDACIÓN DE LOS ORBITALES.

Un mismo átomo central es capaz de unirse a un variado número de átomos. Un ejemplo lo constituye el carbono. Consideremos estos tres casos: ácido cianhídrico (HCN), formaldehído (HCHO) y metano (CH_4).



Para entender que el mismo átomo central (carbono) es capaz de unirse a dos, tres y cuatro átomos en cada caso, surge la (TEV)

La **teoría del enlace de valencia (TEV)** La TEV nos dice que los enlaces químicos alrededor de un átomo central se forman utilizando orbitales híbridos, que son el resultado de la hibridación de los orbitales atómicos del átomo central.

2.3.3.1. TEORÍA DE LA HIBRIDACIÓN. FORMACIÓN, REPRESENTACIÓN Y CARACTERÍSTICAS DE LOS ORBITALES HÍBRIDOS: sp^3 , sp^2 , sp^2d , dsp^3 , dsp^2 , sd^3 , dsp^3 .

En el momento de combinarse los átomos alcanza un estado de excitación como consecuencia de la energía que ganan. En tal estado algunos electrones saltan de un orbital inferior a uno superior. (Teoría de Pauling). La hibridación es el término que se utiliza para explicar la mezcla de

orbitales atómicos en un átomo (por lo general el átomo central) para generar un conjunto de orbitales híbridos. No todos los orbitales de un mismo átomo pueden hibridarse, para que la hibridación tenga lugar es necesario que los orbitales cumplan con las siguientes especificaciones:

- Orbitales atómicos que vayan a formar enlaces sigma " σ " y pi " π ".
- Orbitales atómicos con parejas de e^- sin compartir.

Por el contrario, no se hibridan:

- Los orbitales atómicos que van a formar el segundo o tercer enlace (p).
- Los orbitales atómicos vacíos.

El átomo puede encontrarse en dos estados llamados: estado basal y estado de hibridación.

ESTADO BASAL

Es cuando el átomo se encuentra aislado de toda excitación magnética es decir sin el efecto de algún tipo de atracción y es cuando sus orbitales (de la última capa) se encuentran puros sin ninguna alteración.

ESTADO DE HIBRIDACIÓN

Es cuando el átomo recibe una excitación magnética externa debido a la aproximación de otro átomo con el que pudiera lograr un reacomodo de sus orbitales puros, transformándose de esta manera en igual número de orbitales híbridos pero distintos en forma y tamaño, que se acomodan equidistantemente entre sí en el espacio tridimensional, a estos nuevos orbitales formados a partir de orbitales puros fusionados se les llama orbitales híbridos, en general, a partir de orbitales (s, p, d...) se pueden obtener orbitales híbridos homogéneos (Ej. sp^3d , etc.).

FORMACIÓN REPRESENTACIÓN Y CARACTERÍSTICAS DE LOS ORBITALES: sp^3 , sp^2 , sp , dsp^3 , dsp^2 , sd^3 , d^2sp^3 .

Se llevan a cabo a través de la mezcla de un grupo de orbitales atómicos (O. A.) que originan un nuevo grupo de orbitales con la misma capacidad electrónica y con propiedades y energías intermedias entre las de los orbitales originales. Al revisar la superposición de orbitales puros se observa que no es posible explicar algunas propiedades de los compuestos con enlace covalente como son: la geometría de las moléculas y los ángulos de enlace es por esto por lo que surgió una nueva explicación mediante la hibridación de orbitales, que puede definirse como la preparación de los orbitales híbridos y poder compartir sus electrones que se encuentran en ellos.

Características para que se lleve a cabo la hibridación es necesario tomar en cuenta los siguientes pasos:

- 1.- Se hibridan orbitales no electrones.
- 2.- Se hibridan orbitales de un mismo átomo.

- 3.- La disposición de los orbitales híbridos en el espacio y que la repulsión sea mínima.
- 4.- El número de orbitales híbridos (O.H.) es igual a la suma de orbitales atómicos puros que intervienen.

ENLACES HIBRIDOS

Consideremos el átomo de **carbono**, cuyo número atómico es 6. Esto quiere decir que su configuración electrónica es $1s^2, 2s^2, 2p^2$, y podemos representar a los orbitales atómicos del nivel 2 de la siguiente forma:

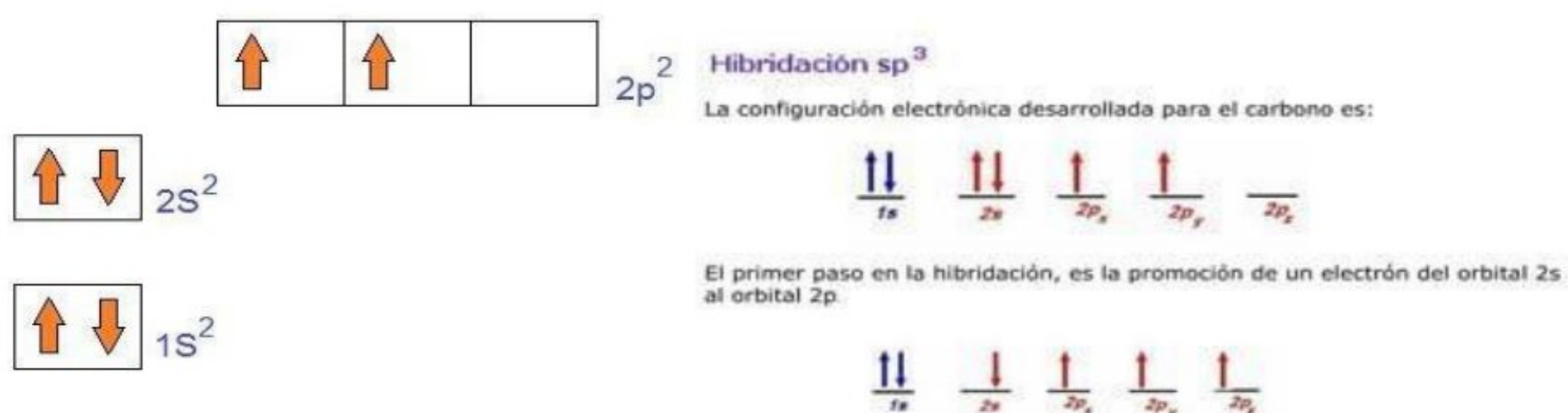


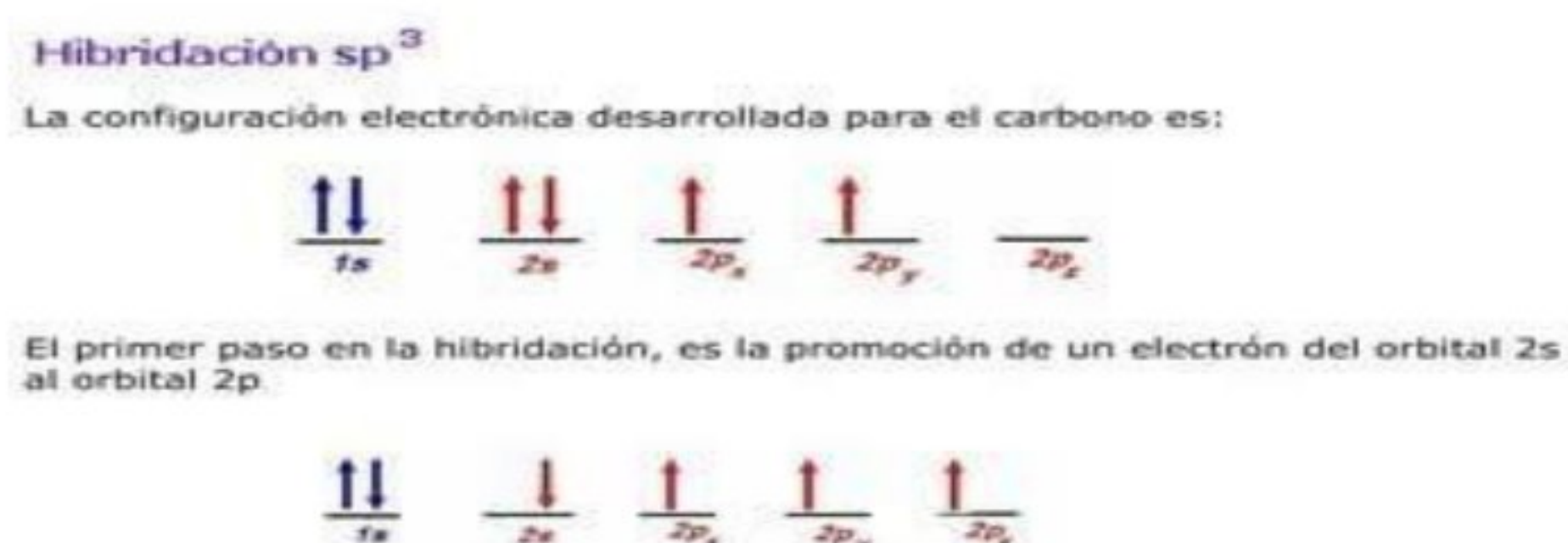
Imagen 57

Fuente: <https://images.app.goo.gl/LGAPfBfqngCkU4VB6>

De acuerdo con tal configuración, el carbono sólo podría formar dos enlaces covalentes, ya que cuenta con dos orbitales semillenos (otro átomo completaría el otro electrón necesario para el nuevo enlace en cada orbital). Sin embargo, vemos que es capaz de formar hasta cuatro enlaces. ¿Cómo? Respuesta: a través de la preparación de sus orbitales.

HIBRIDACIÓN sp^3

Los orbitales "s" y "p" se combinan, generando nuevos orbitales híbridos. Así, el proceso de hibridación de un orbital "s" con tres orbitales "p" conduce a la formación de **cuatro nuevos orbitales híbridos**, que llamaremos " sp^3 ", y que se lee "ese pe tres" (la suma de los exponentes nos da el número de orbitales formados, $1 + 3 = 4$).

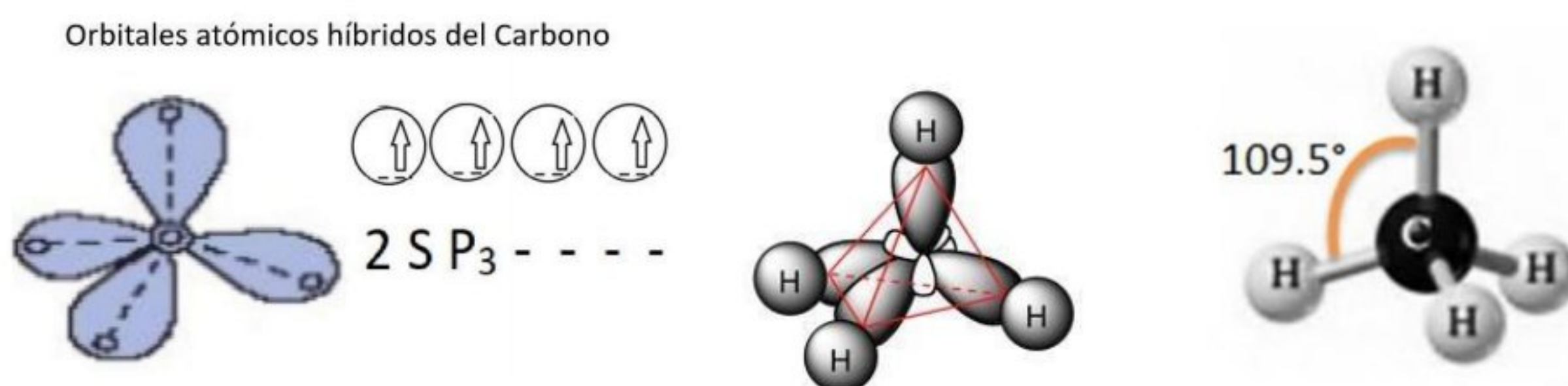


Fuente: <https://images.app.goo.gl/LGAPfBfqngCkU4VB6>

Imagen 58

Este proceso de hibridación nos da cuatro orbitales híbridos sp^3 , los cuales están semillenos (tienen un solo electrón). Esto quiere decir que son capaces de formar **cuatro enlaces covalentes**, y por ello en el metano (CH_4), el carbono central puede acomodar alrededor de él a cuatro átomos.

En el metano (CH_4) átomo central tiene una hibridación sp^3 , porque está unido a cuatro átomos de H_2



Fuente: <https://images.app.goo.gl/gkJgQZmksnub5F928>

Imagen 59

Sin embargo, de acuerdo con la Teoría de repulsión del par de electrones en la capa de valencia, TREPEV, el modelo sobre repulsión de pares de electrones localizados muestra que la molécula es una colección de átomos unidos entre sí por pares de electrones compartidos, los que provienen de los Orbitales Atómicos locales dentro de la capa de valencia de cada átomo. Esto permite predecir la geometría molecular, si no hay pares de electrones solitarios la geometría electrónica coincide con la geometría molecular.

PS+PE	Distribución	Fórmula Molecular	Geometría Molecular	Ejemplos
2	Lineal 	AX_2	Lineal	BeH_2
3	Triángulo equilateral 	AX_3 AX_2E	Trigonal Plana Angular	BCl_3 , $AlCl_3$ $SnCl_2$
4	Tetraedro 	AX_4 AX_3E AX_2E_2 AXE_3	Tetraédrica Pirámide Trigonal Angular Angular	CH_4 , $SiCl_4$ NH_3 , PCl_3 H_2O , SCl_2 HF
5	Bipirámide Trigonal 	AX_5 AX_4E AX_3E_2 AX_2E_3	Bipirámide Trigonal Disferoidal Forma de T Lineal	PCl_5 , AsF_5 SF_4 ClF_3 XeF_2
6	Octaédro 	AX_6 AX_5E AX_4E_2	Octaédrica Pirámide base cuadrada Cuadrada plana	SF_6 BrF_5 XeF_2

© J.J. Borrás
email: juan.j.borras@uv.es

Tabla 1

Fuente: <https://images.app.goo.gl/KTXfmG7JiL9BZMbv6>

La presencia de pares no enlazantes en una molécula modifica el ángulo de enlace por efecto de la repulsión electrónica y por lo tanto, modifica la geometría molecular predicha por el modelo.

En el caso de que el átomo central posea pares libres (es decir, cuando no se trata de carbono), debemos considerar que cada par libre ocupa un orbital híbrido. Por ejemplo, la molécula de amoníaco (NH_3) tiene la siguiente estructura de Lewis



Imagen 60

Fuente: <https://images.app.goo.gl/STFWJf19MZ5Yx7jw6>

Se observa que el nitrógeno (átomo centra) está unido a 3 átomos de hidrógeno y tiene, además, un par de electrones libre. El nitrógeno tiene un $Z = 7$. La formación de orbitales híbridos, sucede de esta manera:

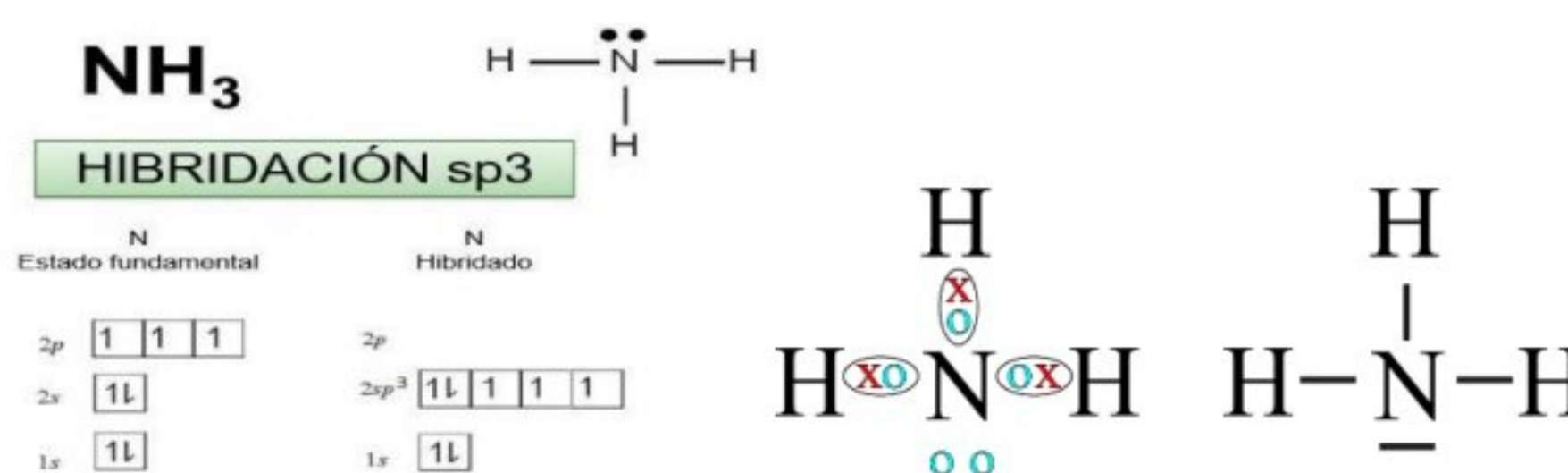


Imagen 61

Fuente: <https://images.app.goo.gl/r45A78n5C1YNngRA9>

Vemos que un orbital híbrido está lleno. Sin embargo, los otros tres están semilLENOS, y serán los que aceptarán los electrones de los átomos con los que se formarán enlaces covalentes. Dado que se han formado cuatro nuevos orbitales híbridos, la hibridación del átomo de nitrógeno es sp^3 , el par de electrones libre ejerce repulsión sobre los electrones enlazantes, por lo tanto modifica el ángulo de enlace, correspondiente a la geometría molecular de la hibridación sp^3 .

Pregunta de clase:

¿Y por qué el nitrógeno no usa los tres orbitales del subnivel 2p para formar enlaces covalentes? Pues porque ya se ha dicho que esos orbitales son atómicos, pero no sirven para formar enlaces covalentes. Es necesario siempre realizar la hibridación, y para ello, es necesaria la presencia de un orbital "s". Por tal motivo, la combinación posible, dado el número de átomos coordinados y del par libre, es la de formar cuatro orbitales sp^3 . El par libre de electrones está ubicado dentro de un orbital híbrido sp^3 .

Ejercicio: Realice la estructura de Lewis del H₂O Prediga su ángulo de enlace y explique qué tipo de hibridación se lleva a cabo en el Oxígeno

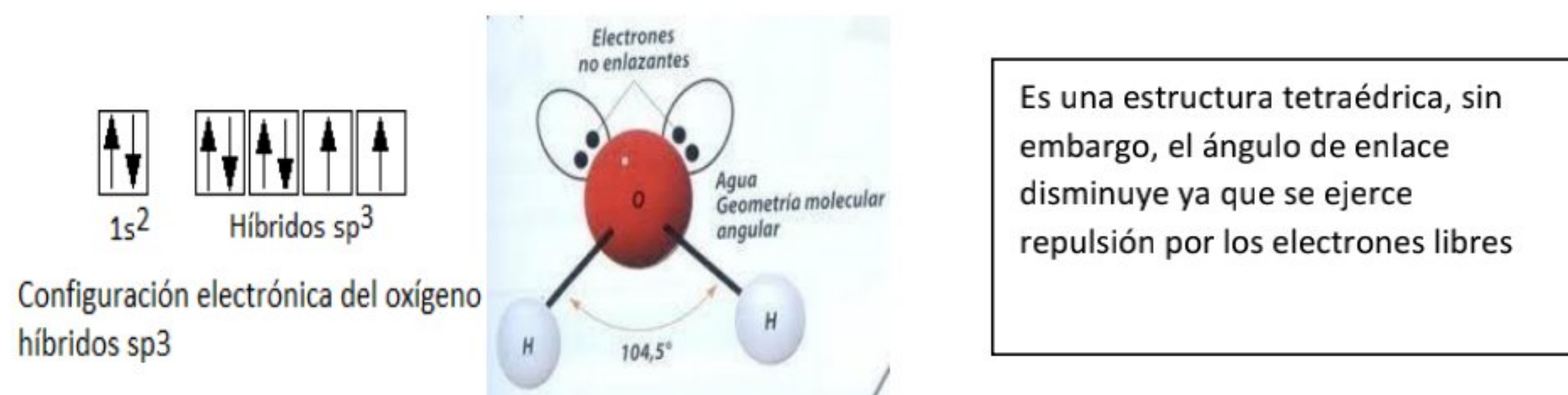


Imagen 62

Fuente: <https://images.app.goo.gl/iKuGVsjVJ2V6zx2r7>

HIBRIDACIÓN sp^2

Se forma por la mezcla del orbital 2s con los dos orbitales 2p y se generan 3 orbitales híbridos sp^2 , los que están orientados hacia los vértices de un triángulo equilátero. Los tres orbitales atómicos híbridos sp^2 están en el mismo plano, con una separación de 120°, forman tres enlaces equivalentes con los tres átomos de flúor, para producir la geometría molecular plana trigonal del BF₃.

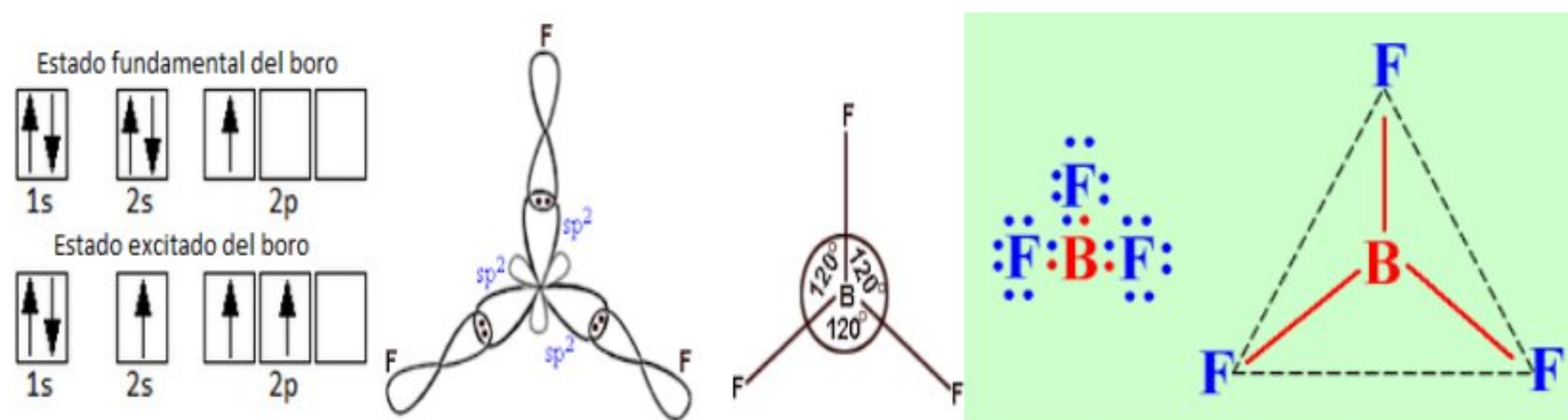


Imagen 63

Fuente: <https://images.app.goo.gl/9bh3DzSrfidECtGh9>

HIBRIDACIÓN sp

Se mezcla el orbital 2s con un orbital 2p y se generan 2 orbitales híbridos sp , este es el tipo de enlace híbrido en el BeCl₂, se forma con un ángulo de 180°

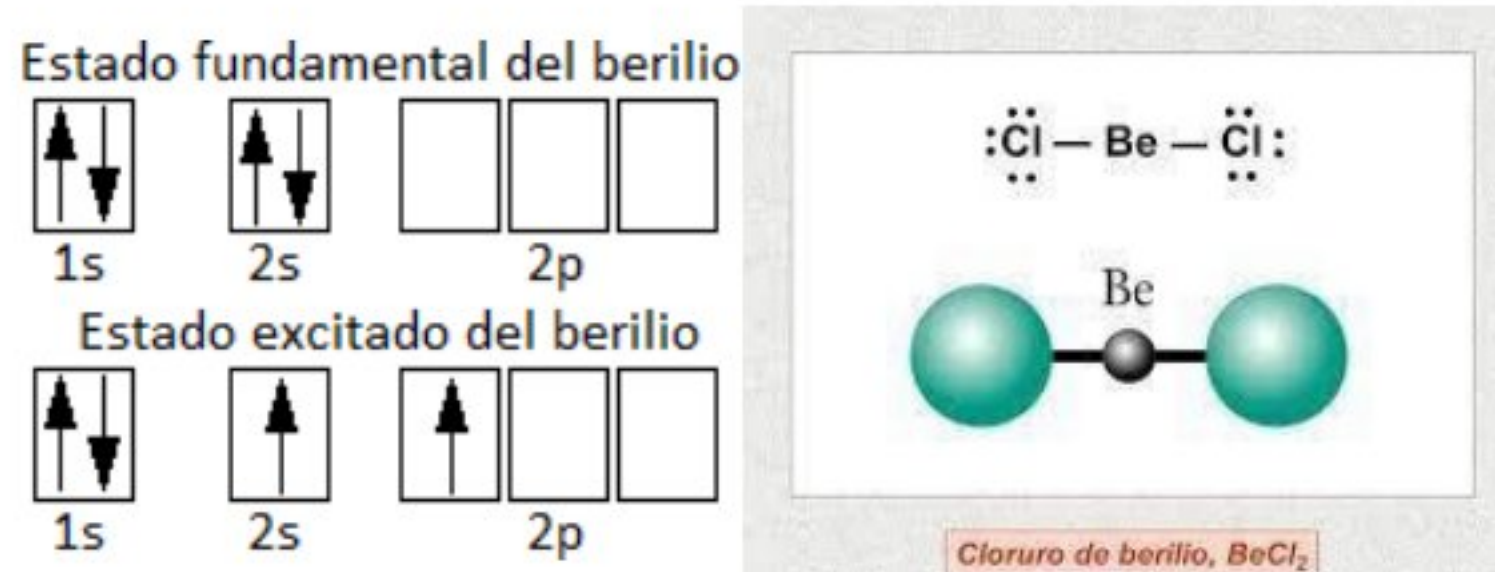


Imagen 64

Fuente: <https://images.app.goo.gl/7XVamqfsXLXDEKLQ8>

HIBRIDACIÓN CON PARTICIPACIÓN DE ORBITALES “D”

Para comprender la formación de moléculas con geometría bipiramidal trigonal y octaédrica, se deben incluir orbitales “d” en el concepto de hibridación.

HIBRIDACIÓN sp^3d

Los cinco orbitales atómicos híbridos sp^3d están orientados hacia los vértices de una bipirámide trigonal.

Ejemplo: para el átomo de fósforo en el pentafluoruro de fósforo PF_5 .

Configuración electrónica del P: $3s^2 3p^3 3d^0$

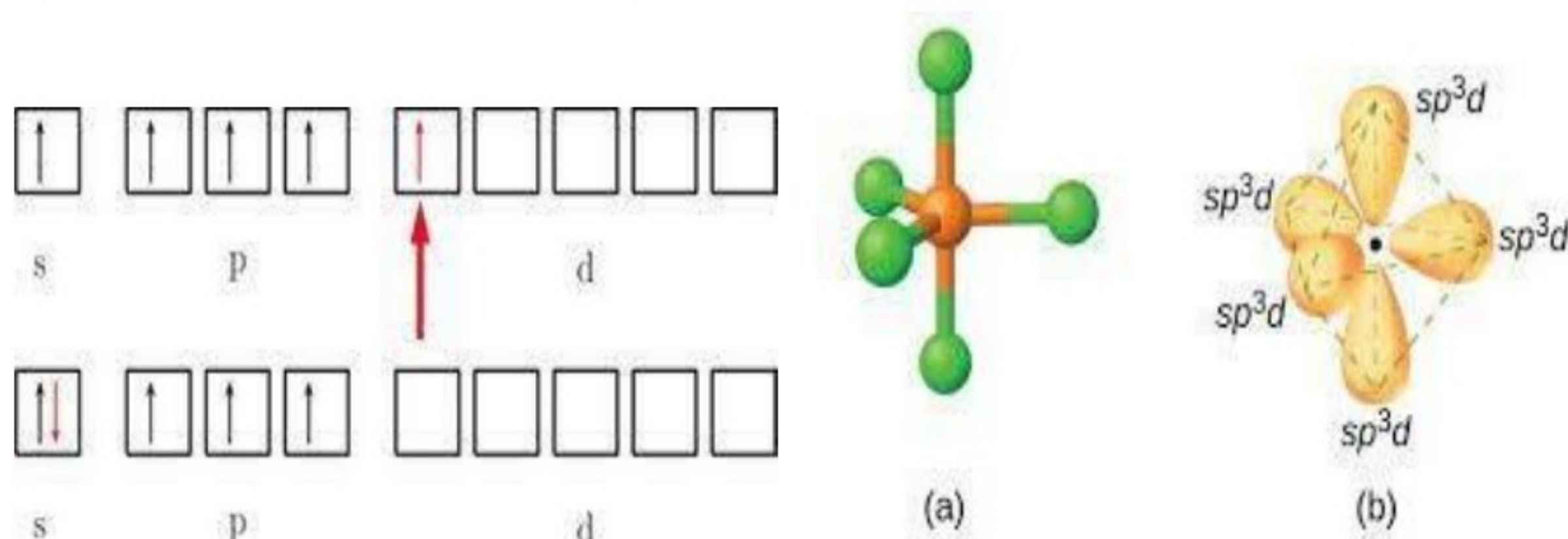


Imagen 65

Fuente: <https://images.app.goo.gl/Q6aYC7njFN163rN7>

HIBRIDACIÓN sp^3d^2

Estos seis orbitales atómicos híbridos están orientados hacia los vértices de un octaedro.

Ejemplo átomo de S en SF_6

Configuración electrónica del S: $3s^2 3p^4 3d^0$

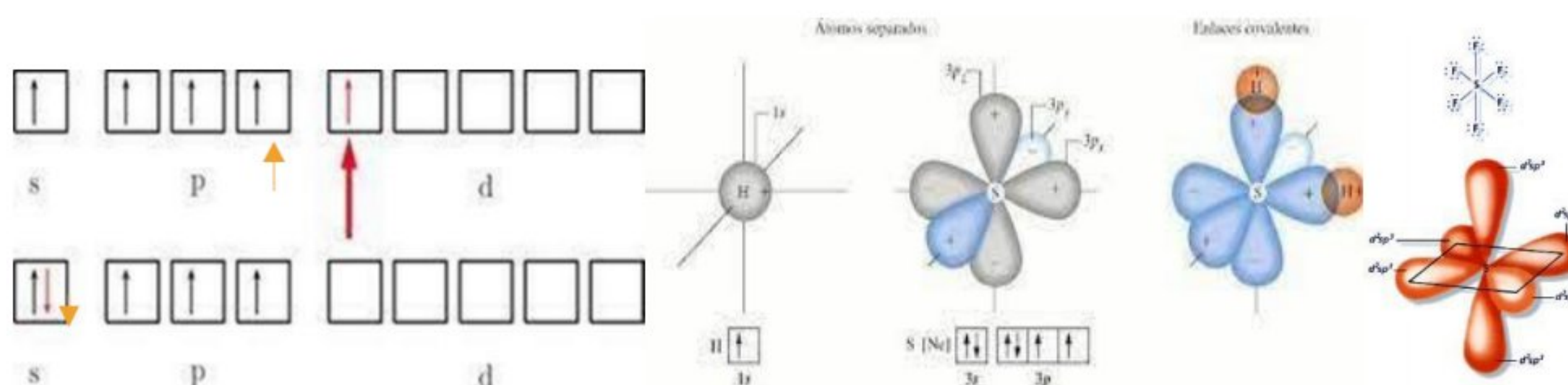


Imagen 66

Fuente: <https://images.app.goo.gl/htu7t2VFRu2Rzyua6>

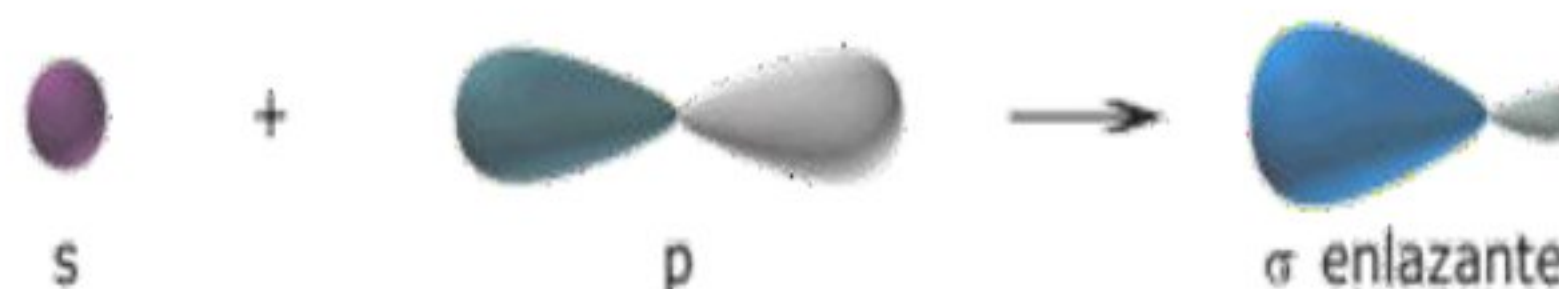
TEORÍA DE ORBITALES

Esta teoría fue propuesta por Hund y Milikan quienes buscaban una teoría diferente para el enlace covalente, conocida como el TOM. En esta teoría se considera que los núcleos de los átomos enlazados están presentes en las posiciones del equilibrio internuclear. Los orbitales donde la probabilidad de encontrar el electrón es máxima se determinan de una forma análoga a la utilizada para formar los enlaces atómicos (OA). Los orbitales multicéntricos, llamados orbitales moleculares (OM), se extienden sobre dos o más núcleos.

ORBITALES MOLECULARES

El orbital molecular enlazante descrito para la molécula de hidrógeno, que tiene forma elipsoidal (simétrico respecto al eje de unión de los dos núcleos), recibe el nombre de orbital molecular s (sigma) y el enlace covalente resultante, enlace s.

Análogamente el orbital molecular antienlazante correspondiente recibe el nombre de orbital s* (sigma estrella o sigma asterisco). Por solapamiento o interacción de dos orbitales atómicos de tipo s se forman siempre orbitales moleculares de tipo s. Pero también a partir de orbitales p se pueden formar orbitales y enlaces s. Así, por ejemplo, cuando un orbital p interacciona con un orbital s se llega a sendos orbitales moleculares s, uno enlazante:



Fuente: <https://images.app.goo.gl/R8mh1Ty9ZK7RsC4L6>

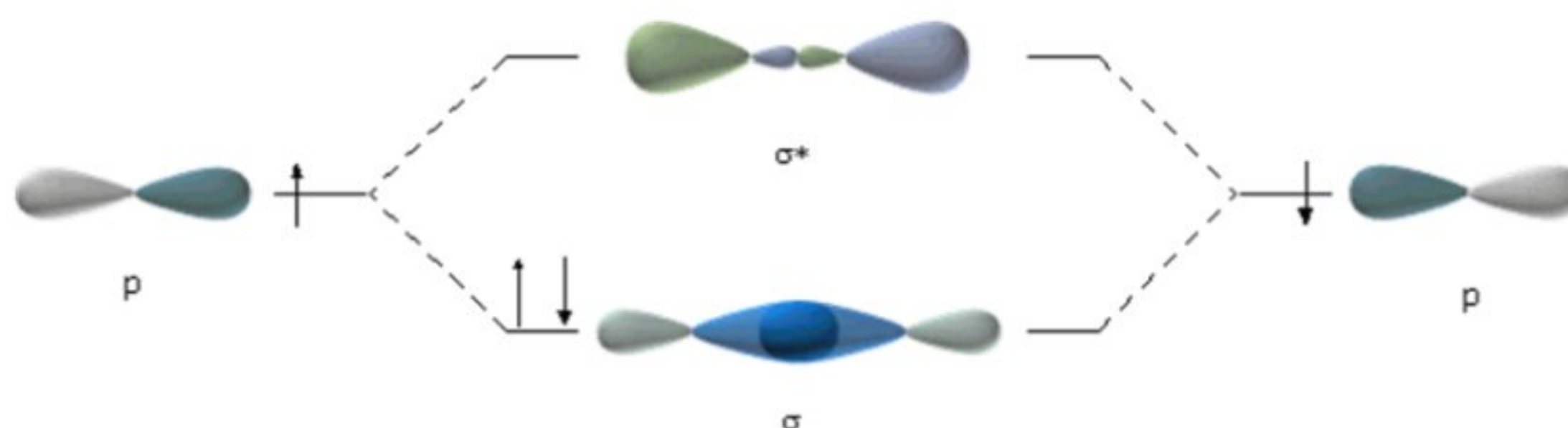
y otro antienlazante con una zona nodal entre los núcleos de los dos átomos:



Fuente: <https://images.app.goo.gl/ZcWH9xkt1w2EJk257>

Como en el caso de la combinación de dos orbitales s , en el orbital enlazante formado a partir de un orbital s y otro p , debido a la sensible disminución que experimenta el lóbulo no implicado en el solapamiento del orbital p , la mayor densidad electrónica se encuentra entre los dos núcleos y el orbital molecular resultante tiene prácticamente simetría elipsoidal respecto al eje que une los dos núcleos. Se trata pues de un orbital molecular s similar al de la molécula de hidrógeno.

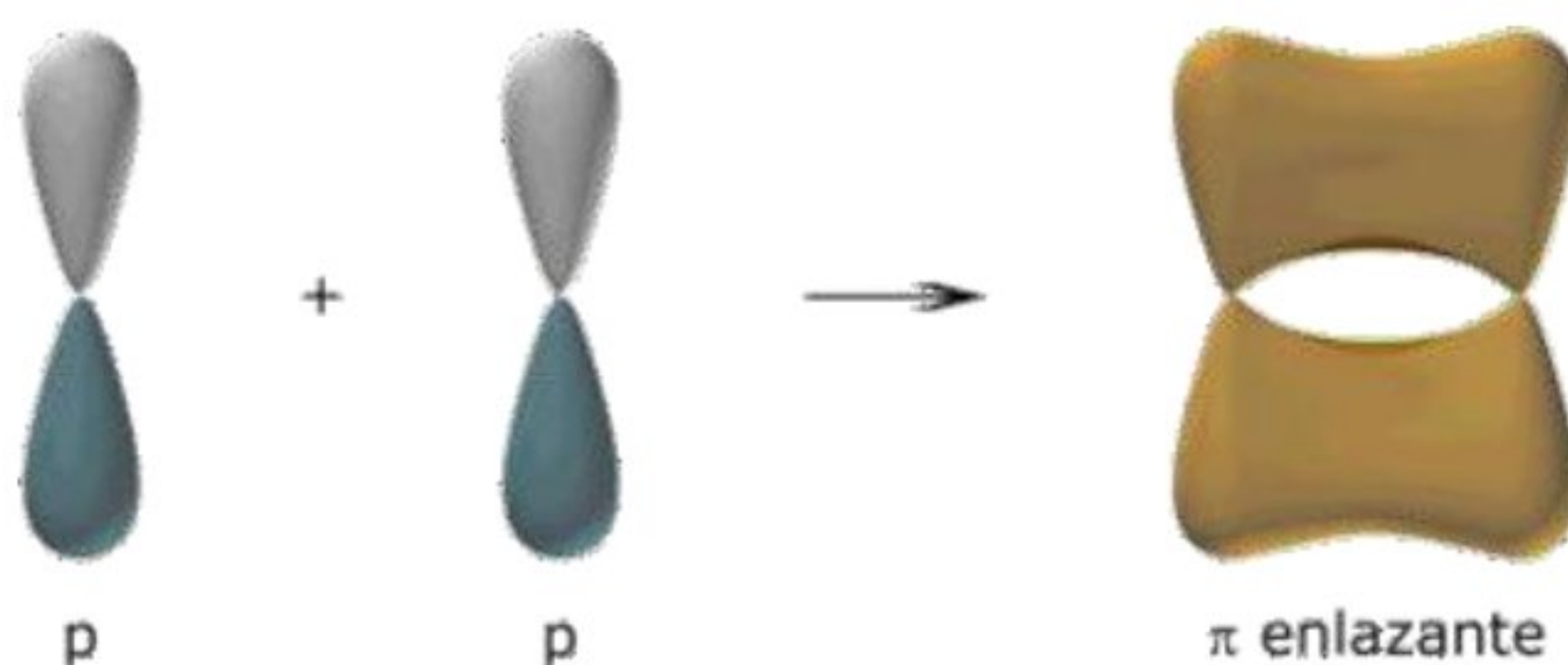
También la interacción *frontal* de dos orbitales p da origen a dos orbitales moleculares de tipo s , uno enlazante y otro antienlazante:



Fuente: <https://images.app.goo.gl/DBi7XituFH2SM2DC7>

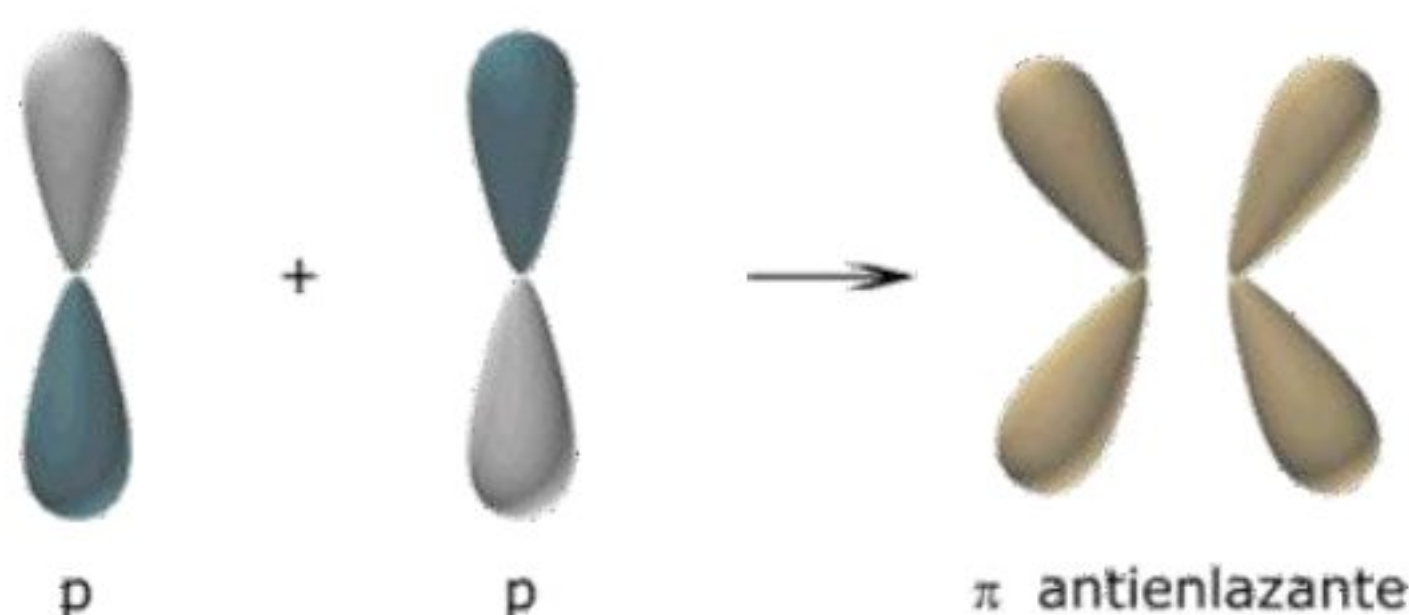
Como en los casos anteriores, en el orbital enlazante, al disminuir considerablemente los lóbulos posteriores y poseer simetría elipsoidal, la máxima probabilidad de encontrar los electrones está entre los dos núcleos.

Pero a partir de dos orbitales atómicos p puede originarse otro tipo de orbitales moleculares. En efecto, el solapamiento o interacción entre los dos orbitales atómicos p puede tener lugar *lateralmente* para dar lugar a dos orbitales moleculares del tipo p (π), uno enlazante, de menor energía que los atómicos de partida, y otro antienlazante, de mayor energía y con un nodo



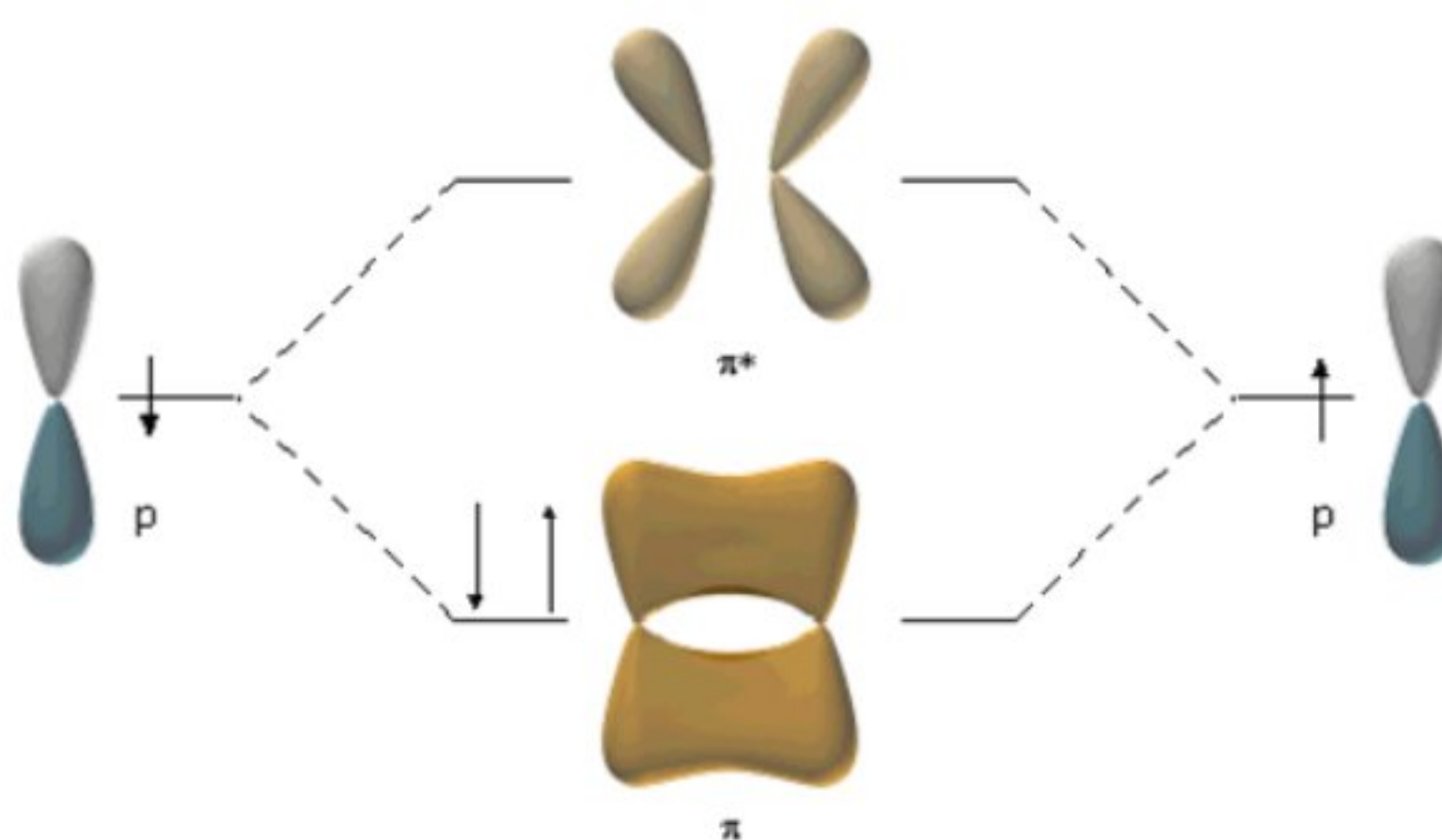
Fuente: <https://images.app.goo.gl/baQwewrUmB1sj3x29>

Esto es, los dos orbitales atómicos p puede orientarse de tal manera que sus lóbulos del mismo signo queden al mismo lado de su plano nodal reforzándose mutuamente (situación enlazante) o en lados opuestos (situación antienlazante).



Fuente: <https://images.app.goo.gl/uySgKePejaXXnRjF9>

El orbital molecular p enlazante está formado por dos lóbulos de distinto signo en los que la probabilidad de encontrar a los electrones es máxima, separados por un plano nodal que pasa por los dos núcleos. Es decir, en el orbital enlazante, los dos núcleos de los átomos que aportan los orbitales p quedan unidos por dos zonas o nubes p , una superior y otra inferior de distinto signo. En el orbital antienlazante, las zonas nodales son dos, la del plano que pasa por los dos núcleos y la de un plano perpendicular al primero que hace que las zonas superior e inferior queden divididas a su vez en dos partes de distinto signo:



Fuente: <https://images.app.goo.gl/uySgKePejaXXnRjF9>

La forma de los orbitales moleculares p es totalmente distinta a la de los orbitales s con su simetría elipsoidal.

2.4. ENLACE METÁLICO.

Los enlaces metálicos son, como su nombre lo indica, un tipo de unión química que se produce únicamente entre los átomos de un mismo elemento metálico (M+M). Gracias a este tipo de enlace los metales logran estructuras moleculares sumamente compactas, sólidas y resistentes, dado que los núcleos de sus átomos se juntan a tal extremo, que comparten sus electrones de valencia, lo que ocurre con los electrones que abandonan sus órbitas acostumbradas alrededor del núcleo atómico cuando éste se junta con otro, y permanecen alrededor ambos como una especie de nube. De esta manera las cargas positivas y negativas mantienen su atracción, sujetando firmemente al conjunto atómico y alcanzando márgenes importantes de dureza, compactación y durabilidad, que son típicas de los metales en barra.

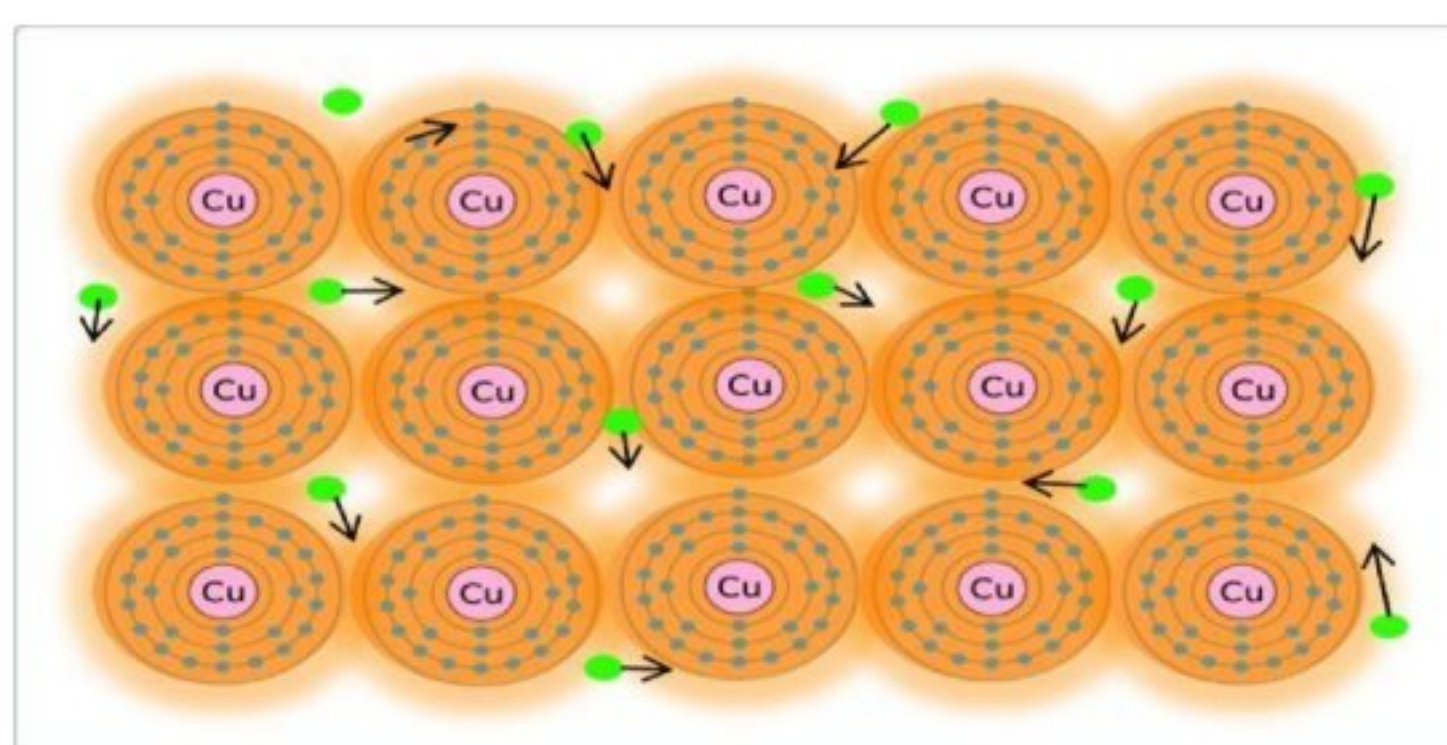


Imagen 67

Fuente: <https://images.app.goo.gl/rhPYFs55ubpCE7dT7>

Así el enlace metálico es un vínculo atómico muy fuerte y primario, exclusivo de átomos de la misma especie, en que los átomos involucrados intercambian los electrones de su última capa orbital (capa de valencia).

Propiedades de un enlace metálico

A los enlaces metálicos se deben muchas de las propiedades típicas de los metales, como su solidez, su dureza, e incluso su maleabilidad y ductilidad. La buena conducción del calor y de la electricidad de los metales, de hecho, se debe a la disposición tan particular de los electrones como una nube alrededor de los núcleos, permitiendo su movilidad a lo largo y ancho del conjunto. Incluso el lustre de los metales se debe a ello, pues este tipo de enlace repele casi toda la energía lumínica que los impacta, es decir, brilla.

Los átomos unidos mediante enlaces metálicos suelen, además, organizarse en estructuras hexagonales, cúbicas, o de forma geométrica concreta. La única excepción es la del mercurio, que a pesar de ser un metal es líquido a temperatura ambiente y forma de gotas perfectamente redondas y brillantes.

2.4.1. CLASIFICACIÓN DE LOS SÓLIDOS EN BASE A SU CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA; AISLANTE, SEMICONDUCTOR, CONDUCTOR.

Los átomos de los elementos metálicos se caracterizan por tener pocos electrones de valencia (electrones de la última capa).

La estabilidad la adquieren, cuando los electrones de valencia de cada átomo entran a formar parte de "un fondo común", constituyendo una nube electrónica que rodea a todo el conjunto de iones positivos, dispuestos ordenadamente, formando un cristal metálico.

Características de los enlaces metálicos:

1. Suelen ser sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, y sus puntos de fusión y ebullición varían notablemente.
2. Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.
3. Presentan brillo metálico.
4. Son dúctiles y maleables.
5. Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.

La diferencia entre un conductor y un aislante, un buen conductor de electricidad, como la plata o el cobre, puede tener una conductividad mil millones de veces superior a la de un buen aislante, como el vidrio o la mica. El fenómeno conocido como superconductividad se produce cuando al enfriar ciertas sustancias a una temperatura cercana al cero absoluto su conductividad se vuelve prácticamente infinita. En los conductores sólidos la corriente eléctrica es transportada por el movimiento de los electrones; y en disoluciones y gases, lo hace por los iones.

CONDUCTORES SÓLIDOS

Los materiales conductores están constituidos por átomos que permiten que a corriente eléctrica puede circular por ellos con facilidad, ya que tienen electrones libres.

Conductores son en general los metales (oro, plata, cobre, aluminio...). Cada átomo de estos elementos tiene al menos un electrón compartido con los demás, no existe banda prohibida, estando solapadas las bandas de valencia y conducción. Esto hace que siempre haya electrones en la banda de conducción, por lo que su conductividad es muy elevada.

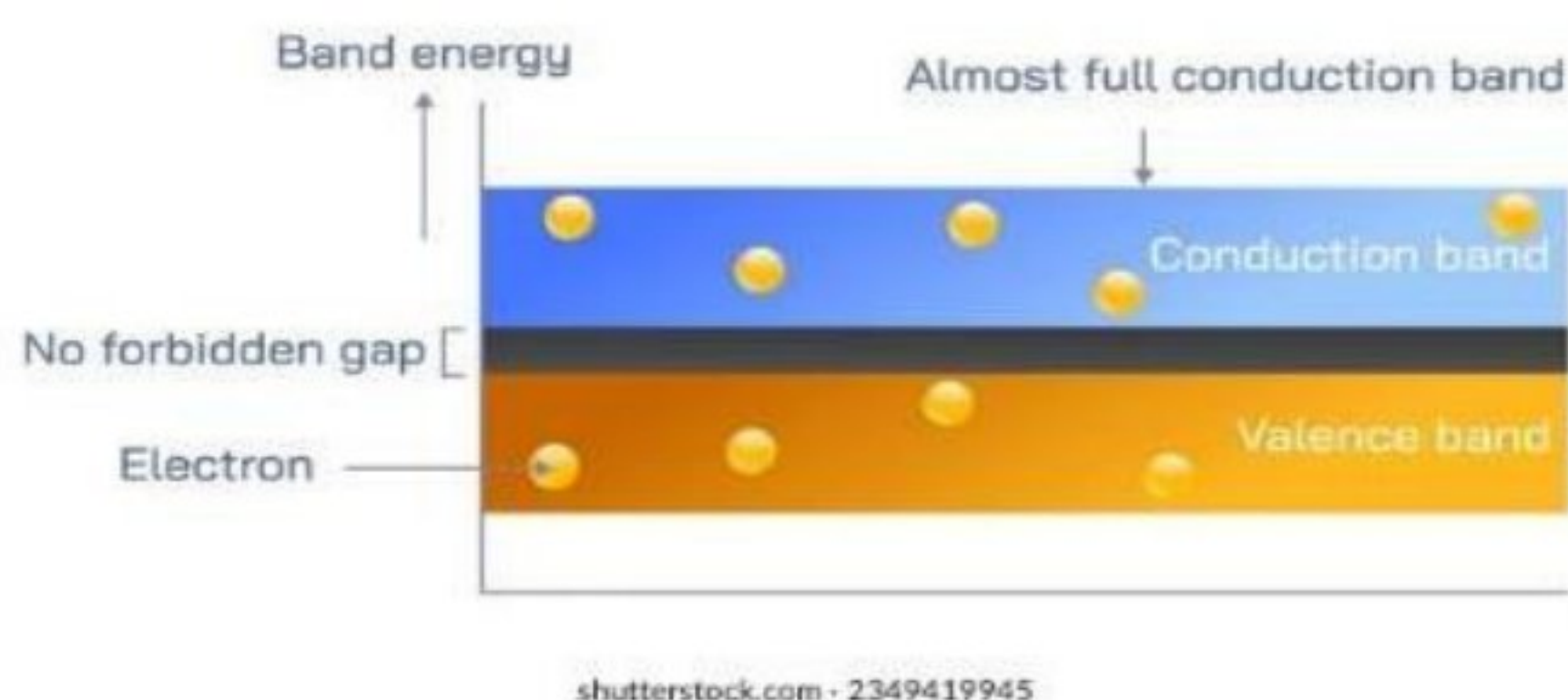


Imagen 68

Fuente: <https://images.app.goo.gl/2EfgEBxLHaBMWMTZA>

Metales

Un sólido será un metal si la última banda que contiene electrones está semillena (caso de los elementos alcalinos) o, si a pesar de estar completamente llena, la primera banda vacía solapa en cierta extensión con aquella. La conductividad eléctrica de un metal disminuye con la temperatura, este hecho contrasta con la mayor movilidad que deben tener los electrones al aumentarla, pero es que hay que tener en cuenta otro hecho. En su movimiento a través del cristal, los electrones se desplazan a través de la red periódica de los núcleos, siendo atraídos sucesivamente por ellos. Al aumentar la temperatura, la red cristalina vibra cada vez con mayor intensidad, y en ciertos momentos su periodicidad puede ser destruida o modificada temporalmente, lo cual no beneficia en absoluto al mecanismo de conducción

Semimetales

En los semimetales el límite inferior de la primera banda vacía **s**, se encuentra ligeramente por debajo del límite superior de la última capa totalmente llena de 8 electrones, existe un ligero solapamiento, al tiempo que la banda inferior esta algo vacía. Sus propiedades metálicas son muy inferiores a las de los metales. El arsénico (As), antimonio (Sb) y bismuto (Bi) del grupo 15 son semimetales.

SEMICONDUCTORES

Estos sólidos no se produce solapamiento entre la última banda que está completamente llena de electrones y la primera vacía de ellos. Entre ambas bandas existe una zona de energías prohibidas para los electrones (banda prohibida). La separación entre ambas bandas, o lo que es lo mismo, la amplitud de la banda prohibida es suficiente pequeña para que a temperaturas superiores al 0k (dependiendo del material en particular), la propia energía térmica de los electrones sea suficiente para promocionar a los electrones más energéticos de la banda de valencia (llena a 0k) a la de conducción (vacía a 0k). En el cero absoluto la distribución de los electrones es totalmente ordenada: la banda de valencia está completamente llena y la de conducción vacía.

La conductividad de un semiconductor aumenta con la temperatura, a la inversa de lo que sucede en los metales.

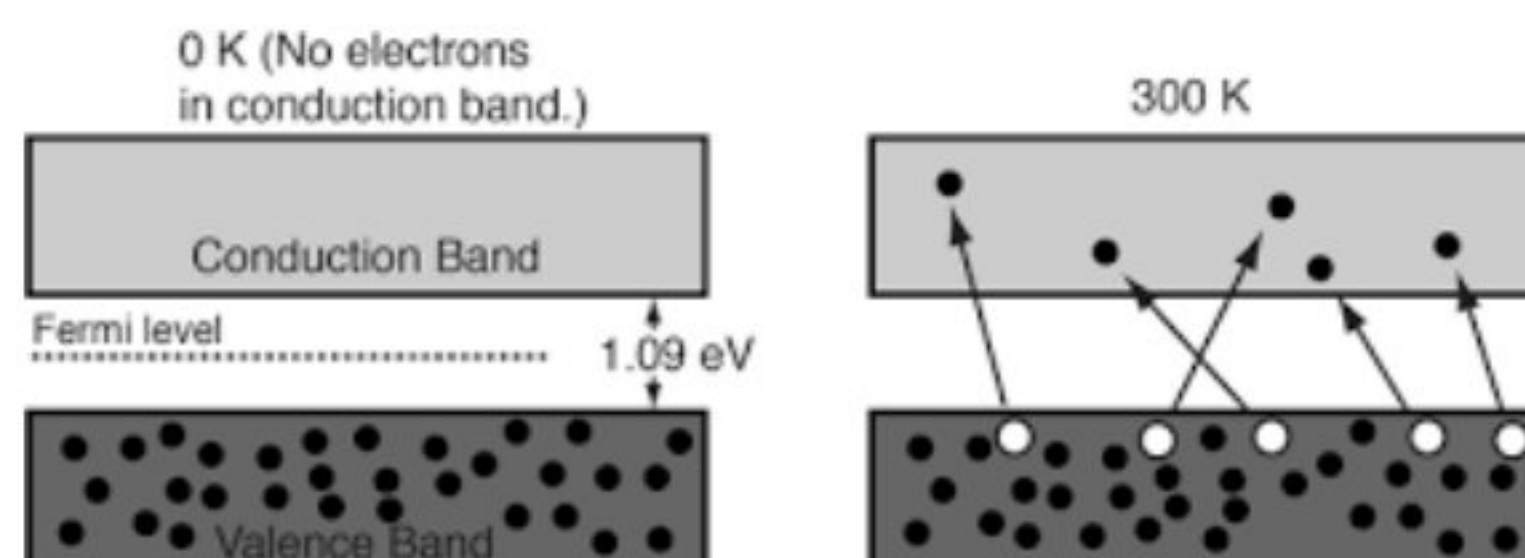


Imagen 69

Fuente: <https://images.app.goo.gl/LLHBtKiOOD7DNxLv8>

El germanio (Ge) es un semiconductor típico ampliamente utilizado en la industria electrónica. La amplitud de la banda prohibida en este elemento es 0,66 eV.

Los semiconductores pueden mezclarse con pequeñas cantidades de impurezas (dopado) para aumentar el número de electrones en la banda de conducción (por ejemplo, el As); o impurezas que eliminan parte de los electrones de la banda de valencia (aumentando los huecos en la misma, por ejemplo, el Ga). De esta forma se mejoran y varían sus propiedades eléctricas: son los denominados semiconductores extrínsecos.

La magnitud de la banda prohibida es pequeña (1 eV), de forma que a bajas temperaturas son aislantes, pero conforme aumenta la temperatura algunos electrones van alcanzando niveles de energía dentro de la banda de conducción, aumentando la conductividad.

AISLANTES

Presentan una resistencia al paso de corriente eléctrica hasta $2,5 \times 10^{24}$ veces mayor que la de los buenos conductores eléctricos como la plata o el cobre.

Aislantes sólidos:

En los sistemas de aislamiento de transformadores destacan las cintas sintéticas PET (tereftalato de polietileno), PEN (naftalato de polietileno) y PPS (sulfato de polifenileno) que se utilizan para envolver los conductores magnéticos de los bobinados, tienen excelentes propiedades dieléctricas y buena adherencia sobre los alambres magnéticos, si la separación energética entre la banda de valencia completamente llena y la de conducción vacía (amplitud de la banda prohibida) es suficientemente grande para que, a temperaturas razonables, la energía térmica de los electrones no sea suficiente para proporcionarse a niveles superiores, se tiene un aislante.

La magnitud de la banda prohibida es muy grande (6 eV), de forma que todos los electrones del cristal se encuentran en la banda de valencia incluso a altas temperaturas por lo que, al no existir portadores de carga libres, la conductividad eléctrica del cristal es nula.

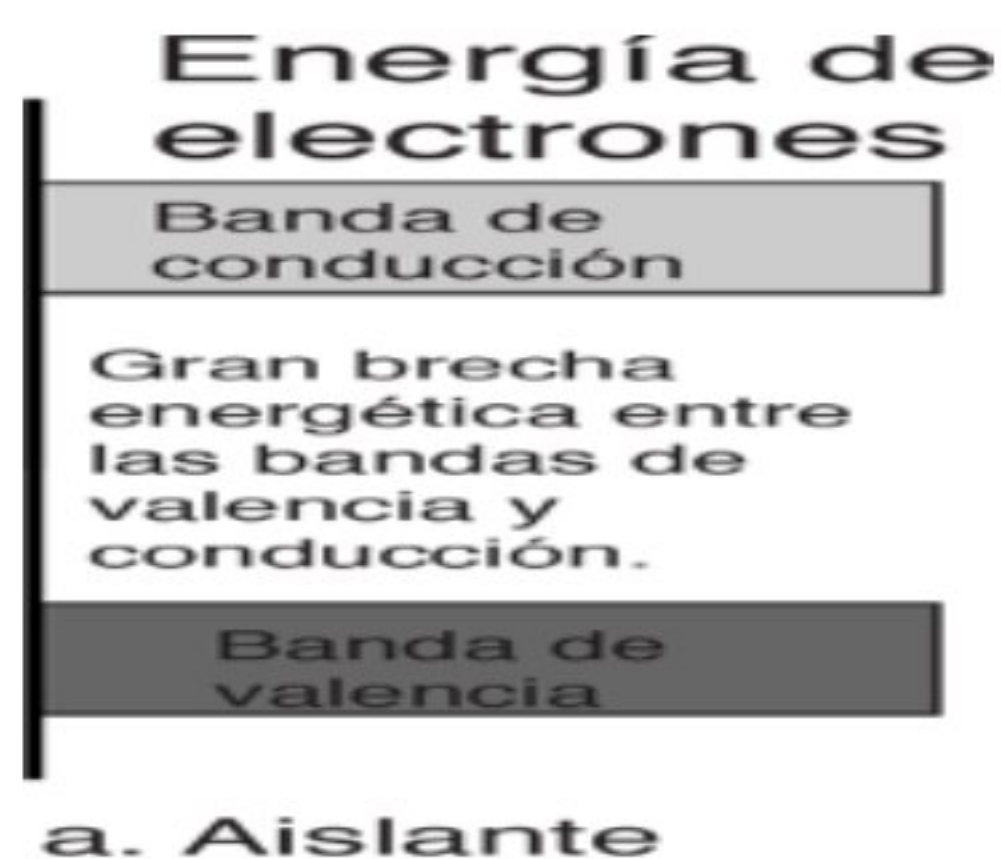


Imagen 70

Fuente: <https://images.app.goo.gl/PyMdY9eXKsbxEKiN8>

TEORÍA DE BANDAS

En física de estado sólido, teoría según la cual se describe la estructura electrónica de un material como una estructura de bandas electrónicas, o simplemente estructura de bandas de energía. La teoría se basa en el hecho de que en una molécula los orbitales de un átomo se solapan produciendo un número discreto de orbitales moleculares.

Bandas de energía

La banda de valencia (BV): está ocupada por los electrones de valencia de los átomos, es decir, aquellos electrones que se encuentran en la última capa o nivel energético de los átomos. Los electrones de valencia son los que forman los enlaces entre los átomos, pero no intervienen en la conducción eléctrica.

La banda de conducción (BC): está ocupada por los electrones libres, es decir, aquellos que se han desligado de sus átomos y pueden moverse fácilmente. Estos electrones son los responsables de conducir la corriente eléctrica.

2.4.2. TEORÍA PARA EXPLICAR EL ENLACE Y PROPIEDADES (CONDUCTIVIDAD) DE UN ARREGLO INFINITO DE ÁTOMOS A UN CRISTAL: TEORÍA DE LAS BANDAS.

Para que un material se clasifique como buen conductor de la corriente eléctrica debe haber poca o ninguna separación entre la banda de conducción BC y la banda de valencia BV (que pueden llegar a solaparse), de manera que los electrones puedan saltar entre las bandas. Cuando la separación entre bandas sea mayor, el material se comportará como un aislante. En ocasiones, la separación entre bandas permite el salto entre las mismas de solo algunos electrones. En estos casos, el material se comportará como un semiconductor. Para que el salto de electrones entre bandas en este caso se produzca deben darse alguna o varias de las siguientes situaciones: que el material se encuentre a altas presiones, a una temperatura elevada o se le añadan impurezas (que aportan más electrones).

Entre la banda de valencia y la de conducción existe una zona denominada banda prohibida o gap, que separa ambas bandas y en la cual no pueden encontrarse los electrones.



Imagen 71

Fuente: <https://images.app.goo.gl/3Mv64tRga9f4rmMQ8>

2.5. FUERZAS INTERMOLECULARES Y PROPIEDADES FÍSICAS

La intensidad de las fuerzas intermoleculares de las diferentes sustancias varía dentro de un amplio margen. Generalmente son mucho más débiles que los enlaces iónicos o covalentes. Por ejemplo, se requieren solo 16 KJ /mol para romper las interacciones intermoleculares del HCl en el estado líquido y lograr su evaporación, a diferencia de los 432Kj/moles requeridos para romper el enlace covalente que presenta. Muchas propiedades de los líquidos, incluyendo sus puntos de ebullición, reflejan la intensidad de las fuerzas intermoleculares, las moléculas de un líquido deben vencer estas fuerzas para separarse y formar un vapor. Así que el estado físico de la materia se debe en gran medida a estas interacciones.

2.5.1. TIPO DE FUERZAS

Se conocen tres tipos de fuerzas de atracción entre las moléculas neutras: dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión de London y puentes de hidrógeno.

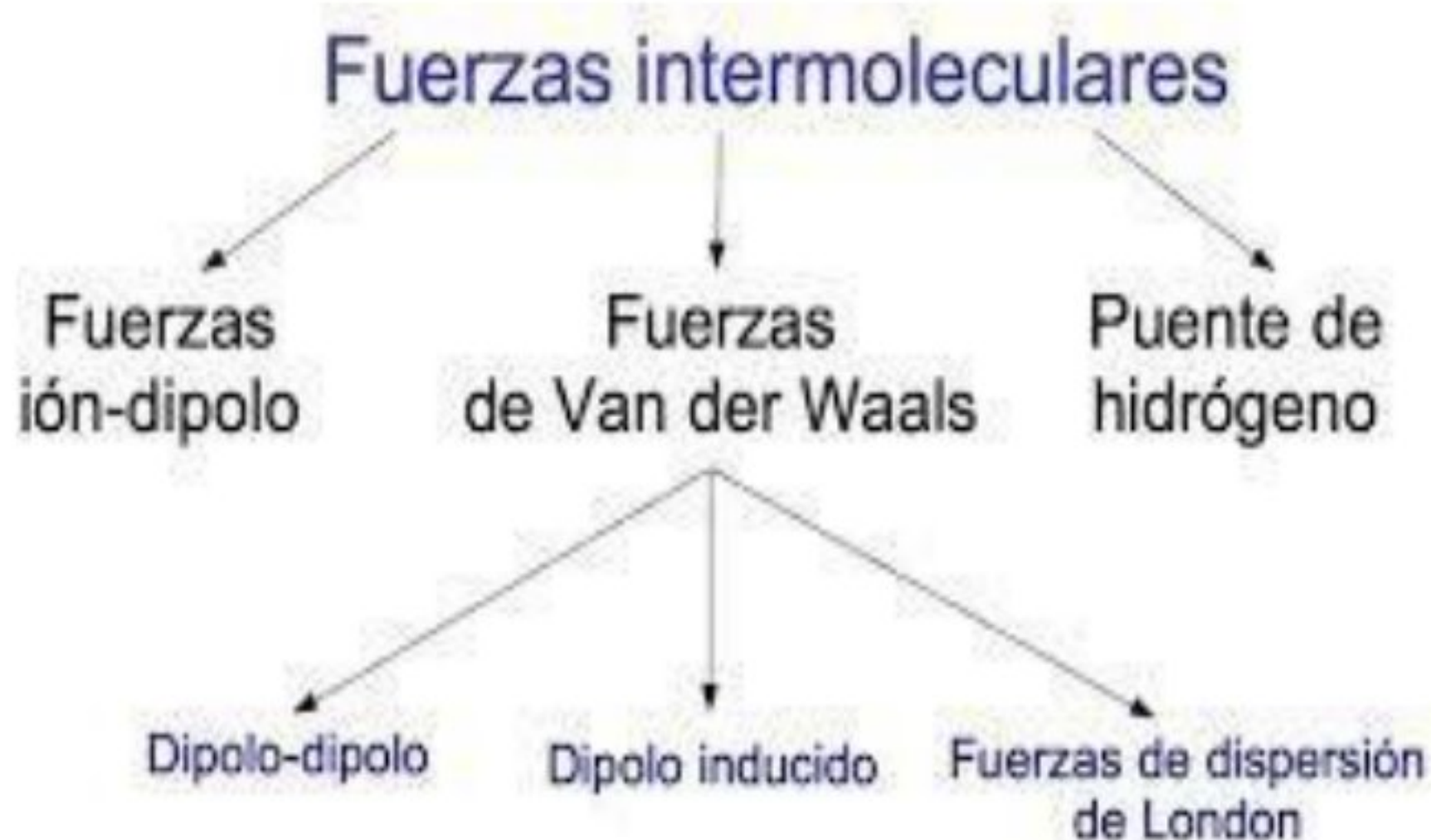


Imagen 72

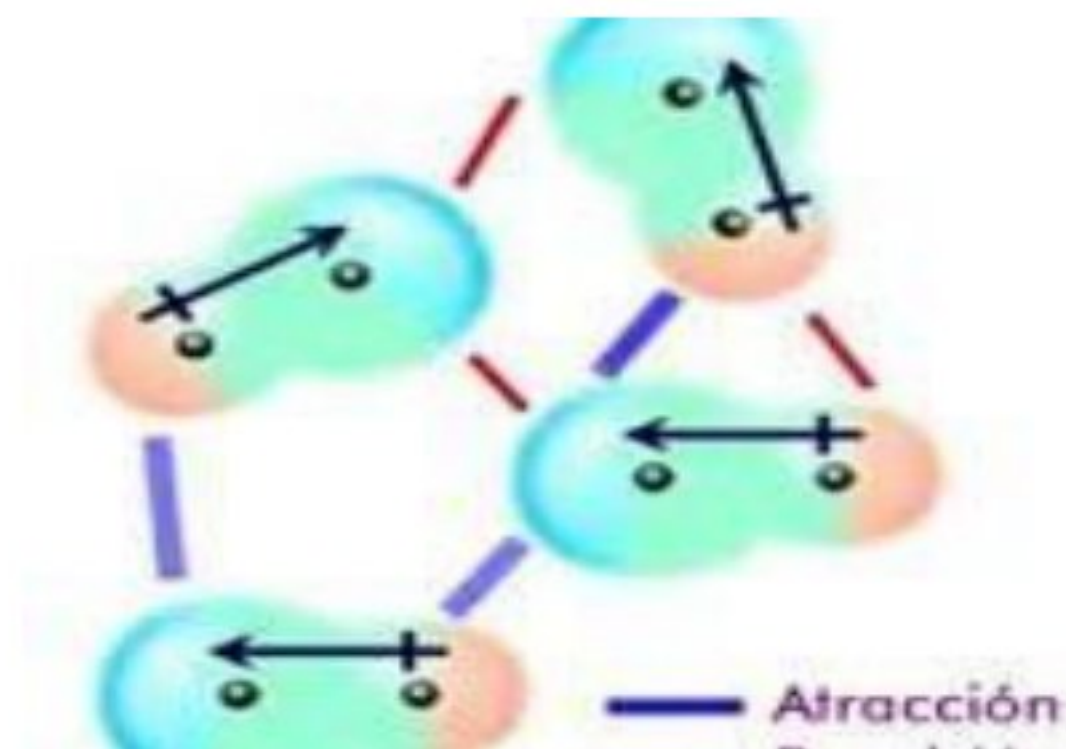
Fuente: <https://images.app.goo.gl/AV1pQ6LdXr489coNA>

2.5.1.1. VAN DER WAALS

Corresponde a las interacciones dipolo-dipolo, dipolo inducido y fuerzas de dispersión de London en honor a Johannes van der Waals, quién desarrolló una ecuación para predecir la desviación de los gases del comportamiento ideal.

2.5.1.2. DIPOLO-DIPOLO.

Las fuerzas dipolo-dipolo, existen entre moléculas polares neutras, las moléculas se atraen unas a otras cuando el extremo positivo de una molécula está cerca del extremo negativo de otra. Las energías de las atracciones intermoleculares aumentan cuando la polaridad aumenta.



Distorsión de la nube electrónica entre dos átomos con diferente electronegatividad

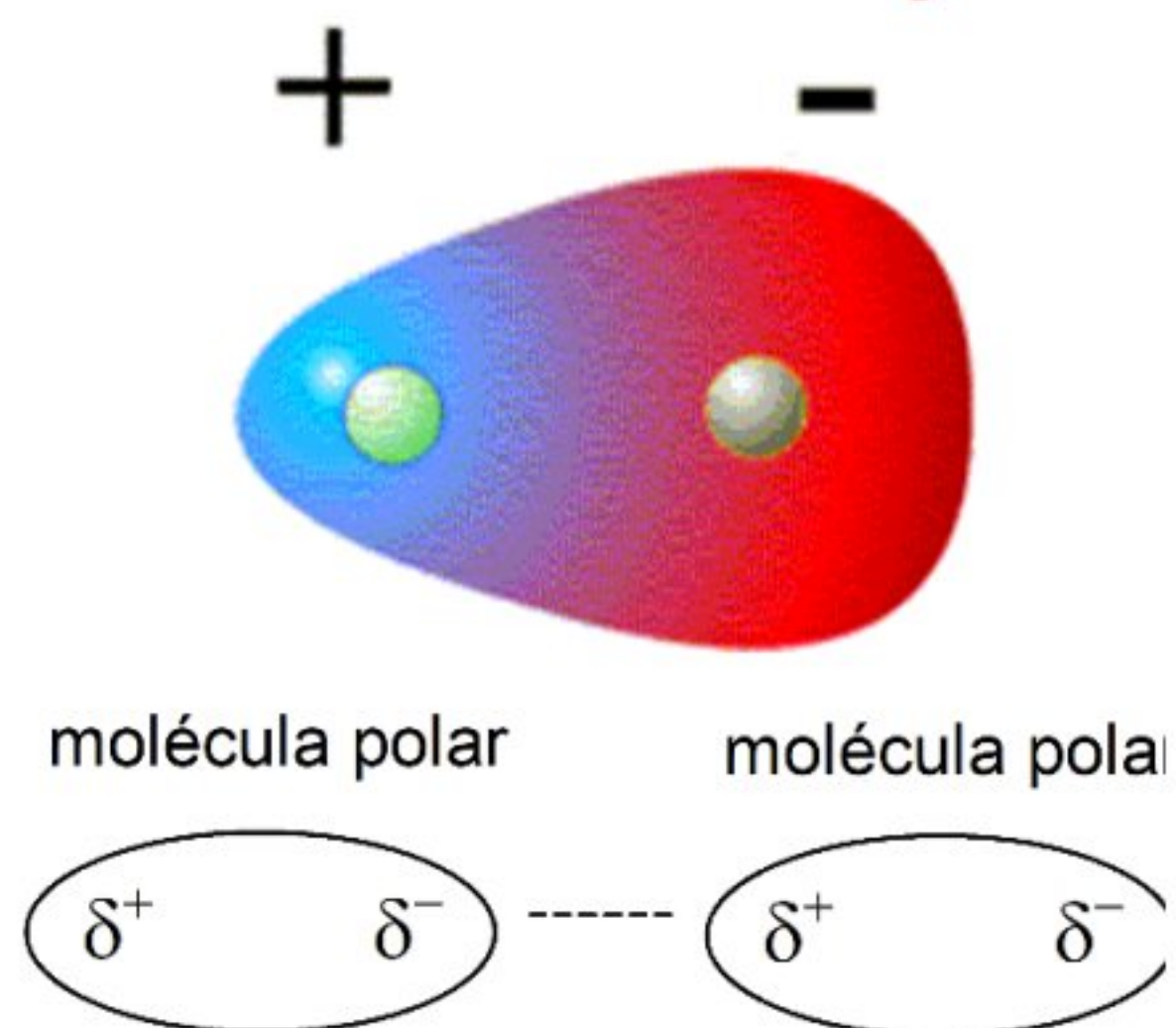


Imagen 73

Fuente: <https://images.app.goo.gl/U8HtTMSmzJAaSetc8>

2.5.1.3. PUENTE DE HIDRÓGENO

Es un tipo de interacción intermolecular, que involucra al átomo de hidrógeno de una molécula polar en su interacción o enlace con el flúor (F), oxígeno (O) y nitrógeno (N) .

También los puentes de H se pueden considerar como un tipo de interacción dipolo-dipolo.

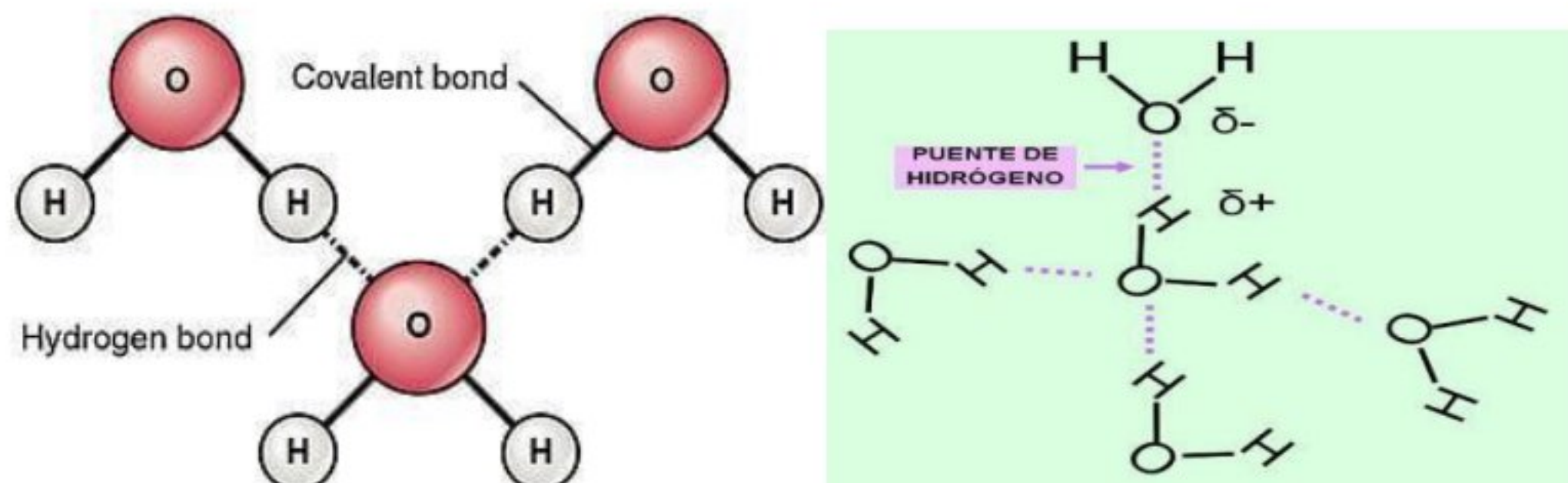


Imagen 74

Fuente: <https://images.app.goo.gl/rar7bhpPiYbtTsp4A>

2.5.1.4. ELECTROSTÁTICAS.

Esta fuerza se da por la interacción de las cargas eléctricas con una fuerza magnética, se producen cuando una molécula interacciona con otra, y pueden ser de atracción o repulsión.

Esta fuerza se fundamenta en la ley de Coulomb, enunciada por Charles-Augustin de Coulomb, que establece la magnitud de la fuerza entre dos cargas eléctricas es directamente proporcional al producto de sus cargas e inversamente al cuadrado de la distancia que las separa. Dentro de estas se encuentran: ion-ion, ion-dipolo y ion- dipolo inducido

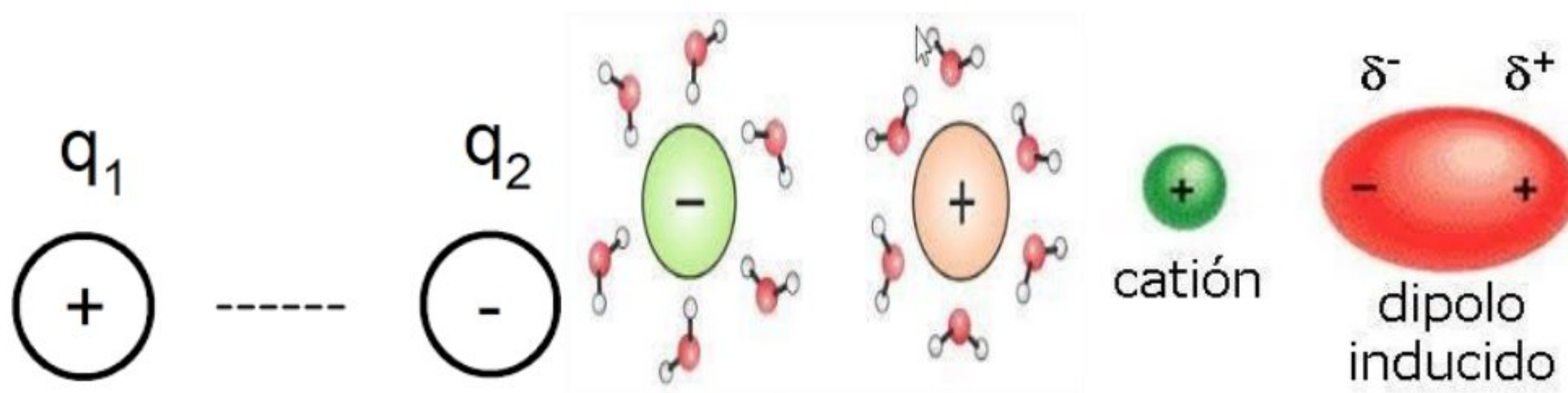


Imagen 75

Fuente: <https://images.app.goo.gl/YwhxPeTRNasxhBCn6>

2.6. INFLUENCIA DE LAS FUERZAS INTERMOLECULARES EN LAS PROPIEDADES FÍSICAS.

Las fuerzas intermoleculares determinan las propiedades del estado físico de las sustancias, dentro de las cuales se encuentran: el punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad, tensión superficial, densidad, etc.,

Las variaciones dependen tanto de la temperatura como de la naturaleza y de las interacciones entre las partículas.

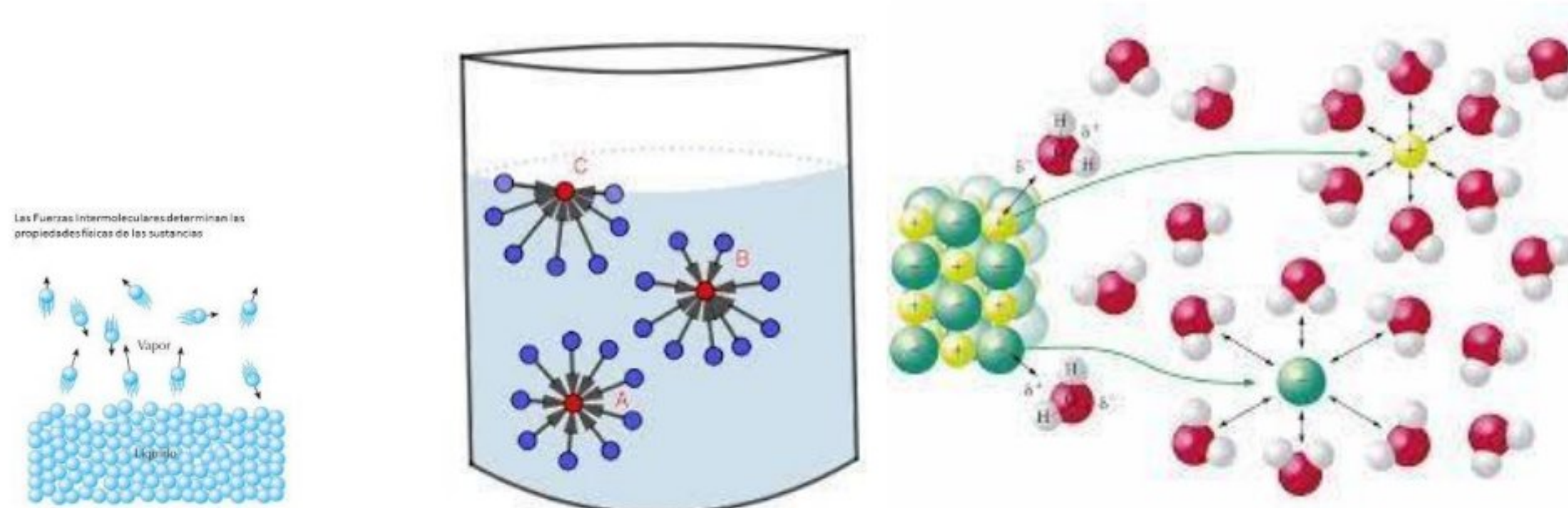


Imagen 76

Fuente: <https://images.app.goo.gl/5qvCDCUEVRcGVi5AA>

Link de presentación de Power Point del Tema 2 y subtemas

https://docs.google.com/presentation/d/1T8XTiegngUwTKXHziBGtHNtL9Eg_oZt1uTaUn3gKsUM/edit?usp=sharing

propuesto examen de la Unidad

Nombre _____ Fecha _____

- a) Defina y Escriba un ejemplo de:
- Enlace iónico b) Enlace covalente no polar c) Enlace covalente polar
- b) Dibuje la estructura de Lewis de: HNO_3
- c) Explique el enlace Sigma y el enlace Pi
- d) Indique que enlace se lleva cabo en las sig. Moléculas

NaCl _____ Ba(OH)_2 _____ H_2SO_4 _____

HCl _____ O_2 _____ CO_2 _____

BaO _____ MgCl_2 _____ CH_4 _____

- e) Determine qué tipo de interacción intermolecular se presenta entre las siguientes moléculas
- a) Cl_2 con H_2O _____
- b) CHCl_3 con CH_3OH _____
- c) Ca^{++} con Cl_2 _____

RÚBRICA PARA EL REPORTE DE LABORATORIO

CRITERIOS	EXCELENTE 95-100	MUY BUENO 85-90	BUENO 75-80	MAL < 70
PORTADA	Presenta portada e incluye los siguientes elementos 1. Logo ITO 2. Nombre PE 3. Asignatura 4. Número y Título de la Práctica 5. Nombre del alumno 6. Lugar y Fecha	Presenta portada con 4 de los elementos solicitado	Presenta portada con 3 de los elementos solicitado	Presenta portada con 2 de los elementos solicitado
MARCO TEÓRICO	Esta será de una cuartilla ampliando la introducción del tema y los aspectos primordiales de la práctica.	Menciona los aspectos primordiales de la práctica. Pero se extiende a más de una cuartilla.	Esta será de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.	Es más, de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.
PROCEDIMIENTO	Describe el material que utilizo en la práctica y de forma ordenada describe como siguió el procedimiento.	No describe el material que utilizo en la práctica y describe en forma breve lo realizado.	Describe el material que utilizo en la práctica, pero no describe lo realizado	No describe el material que utilizo en la práctica y tampoco describe lo realizado.
RESULTADOS	Se hace una interpretación adecuada de sus resultados que son congruentes con el objetivo de la práctica, con cálculos, tablas y gráficas.	Incluye cálculos, tablas y gráficas, pero no hace una interpretación adecuada de sus resultados	No incluye cálculos, tablas y gráficas, pero su interpretación no es adecuada de sus resultados	No incluye resultados.
CONCLUSIÓN	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas en base al análisis de los resultados.	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas, pero no considera completamente el análisis de los resultados.	Redacta una conclusión sin hacer uso de sus propias palabras y sin relacionar los objetivos y competencia planteadas	No redacta las conclusiones o presenta conclusiones copiadas de un texto.
REFERENCIAS	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, en orden alfabético, considerando el formato APA.	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, pero no las presenta en orden alfabético o no considera el formato APA	Presenta fuentes de información no confiable y no considera el formato APA.	No presenta bibliografía o fuentes de información
EVALUACIÓN FINAL				

TEMA 3 COMPUESTOS QUIMICOS

TEMA 3

COMPUESTOS QUÍMICOS

OBJETIVO

Analiza los principales tipos de compuestos químicos inorgánicos, las reacciones que les dan origen y la nomenclatura especificada.

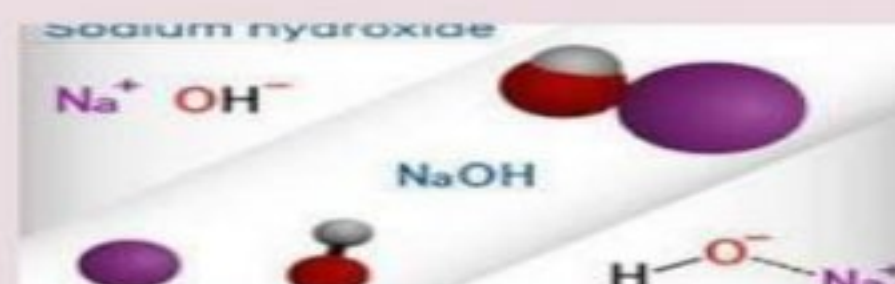
3.1 ÓXIDOS

- 3.1.1 Definición.
- 3.1.3 Clasificación.
- 3.1.4 Formulación.
- 3.1.5 Nomenclatura.



3.2 HIDRÓXIDOS

- 3.2.1. Definición.
- 3.2.2. Clasificación.
- 3.2.3. Formulación.
- 3.2.4. Nomenclatura.



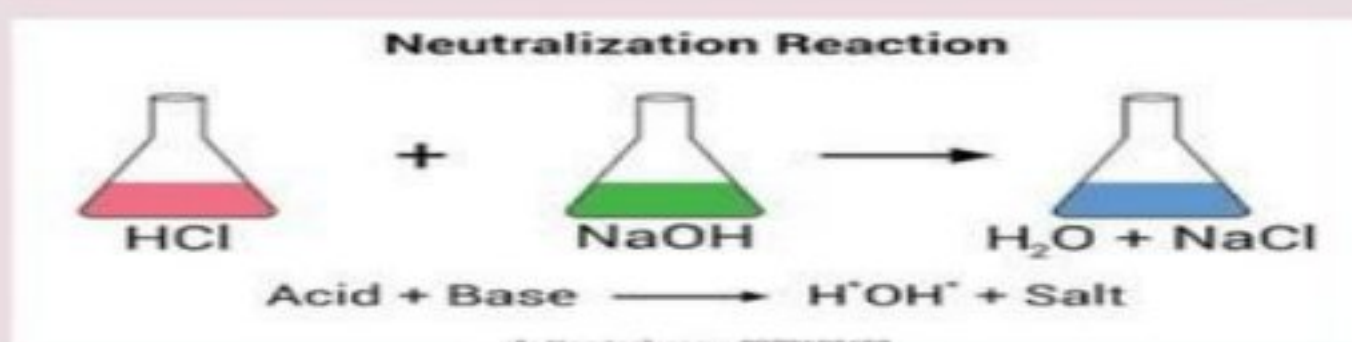
3.3. ÁCIDOS Y BASES.



- 3.3.1. Definición.
- 3.3.2. Clasificación.
- 3.3.3. Formulación.
- 3.3.4. Nomenclatura.

3.4 SALES

- 3.3.1. Definición.
- 3.3.2. Clasificación.
- 3.3.3. Formulación.
- 3.3.4. Nomenclatura.



COMPUESTOS QUÍMICOS

Ya se ha indicado que las sustancias se dividen en compuestos y elementos

Estas sustancias se representan mediante fórmulas, que muestran la composición atómica de sus moléculas y se forman mediante la combinación de los símbolos de los elementos que las constituyen.

Si la sustancia es un elemento, su fórmula constituida por símbolos iguales

Ej.: O_2 , N_2 , H_2 , Cl_2 , etc., Na , K, Ba,

Si es un compuesto, por la combinación de símbolos diferentes

Ej.: NaCl, H_2O , CaO, H_2SO_4 , etc.

Por lo tanto, la fórmula de un compuesto indica la composición atómica de una molécula, estas fórmulas pueden ser condensadas o desarrolladas.

CONDENSADAS. Se emplean subíndices que indican el número de átomos que forman la molécula sin señalar como están unidas.

Ej.: H_2O , CaO, H_2SO_4

DESARROLLADA: En ellas se representa el modo de agrupación de todos los átomos que se forman.

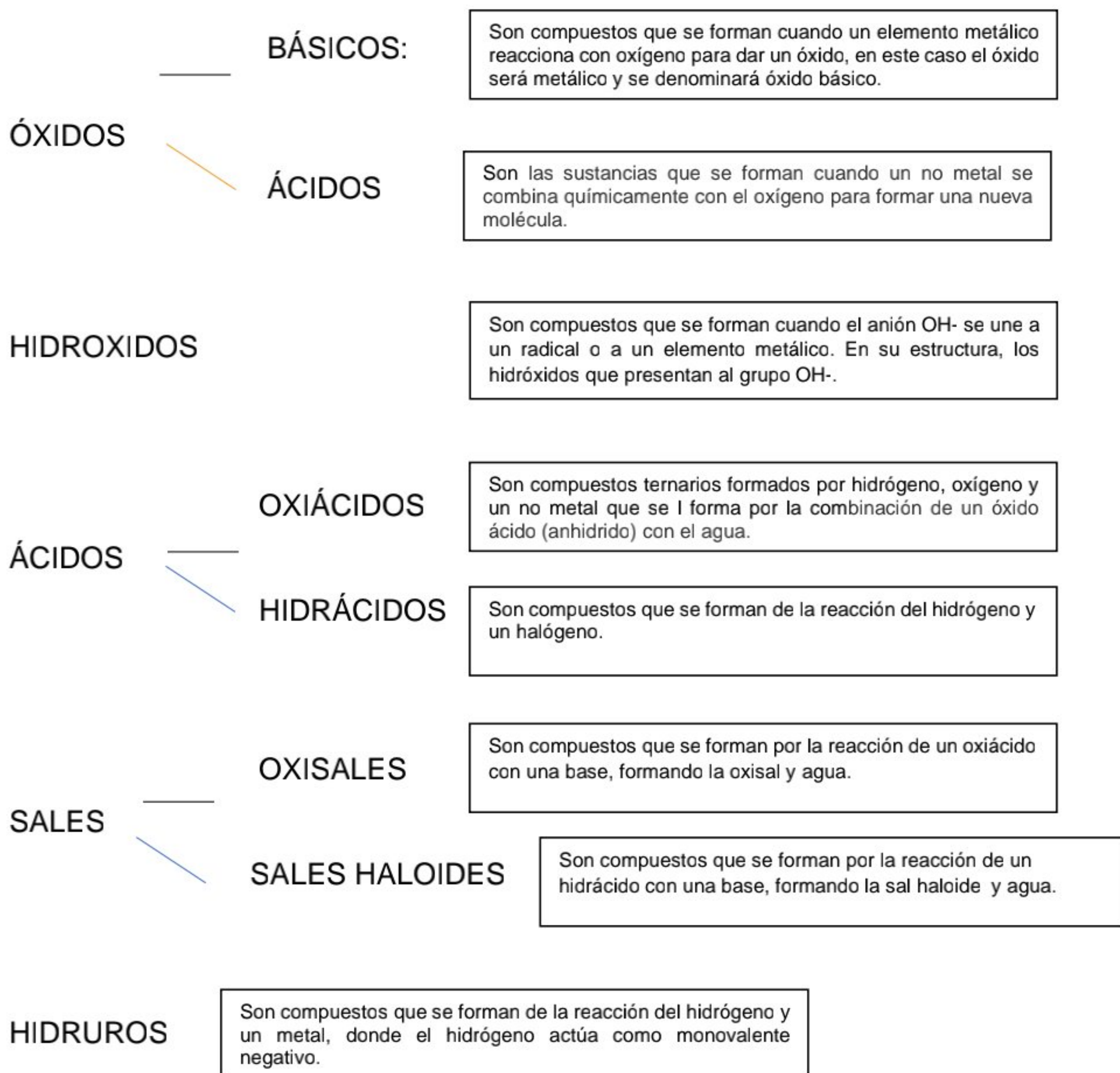
Algunas sustancias tienen en su estructura un átomo o grupo de átomos característicos, llamados GRUPO FUNCIONAL

Na_2O	KOH	HNO_3
Al_2O_3	$Mg(OH)_2$	HCl
CaO	NaOH	H_2SO_4

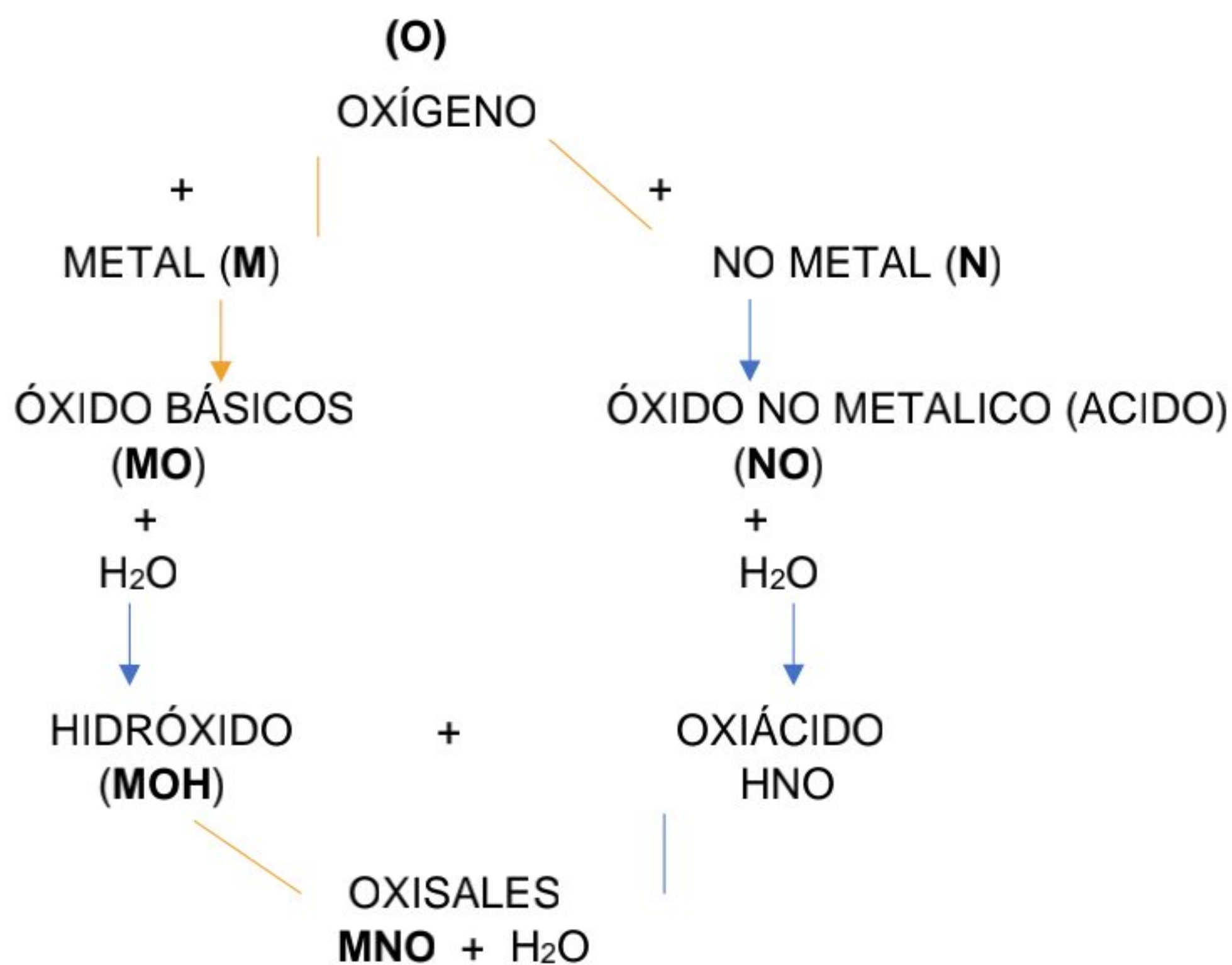
Estos grupos hacen que las sustancias tengan propiedades comunes, tanto químicas como físicas denominada FUNCIÓN QUÍMICA, y caracterizan a un conjunto de sustancias que tienen estructuras moleculares análogas.

PRINCIPALES FUNCIONES QUÍMICAS

Clasificación y definiciones.



En el siguiente diagrama se muestra el orden de formación de las principales funciones químicas inorgánicas



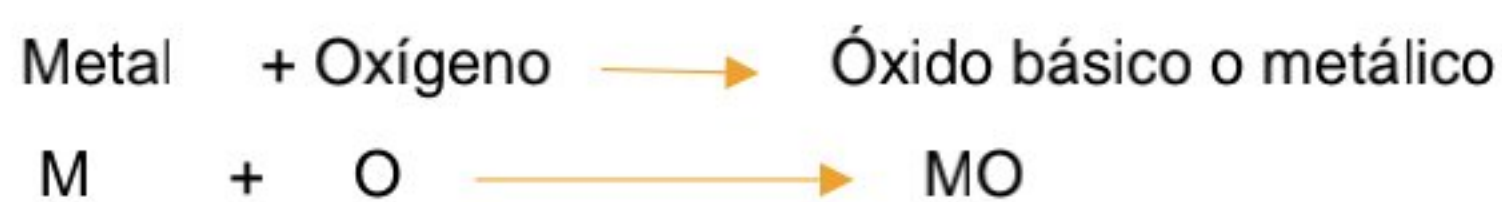
3.1 ÓXIDOS BÁSICOS



Imagen 77

Fuente: <https://images.app.goo.gl/XF1ZtSaKAA3HKJZB8>

3.1.1 DEFINICIÓN: El Oxígeno (O) se combina con los metales (M) forman óxidos, una clase de compuestos llamados óxidos metálicos (MO)



3.1.2 CLASIFICACIÓN: Óxidos básicos y óxidos ácidos.

Veamos la notación y nomenclatura

3.1.3. NOTACIÓN: Forma de representar la sustancia (Fórmula)

3.1.4 NOMENCLATURA: Forma de nombrar a la sustancia.

Notación de los óxidos básicos:

1º. Se escribe el símbolo del M

2º. Se escribe el símbolo del O



Nomenclatura: Para nombrar a estos compuestos

1º. Se indica la palabra genérica **ÓXIDO**

2º. Se nombra el metal correspondiente

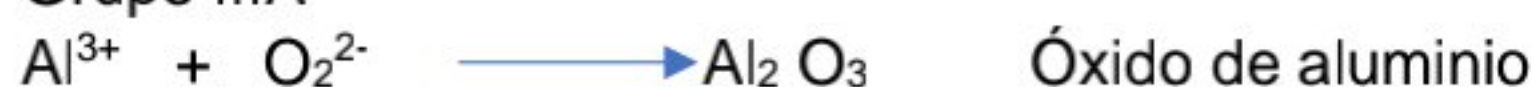
Grupo IA



Grupo IIA



Grupo IIIA

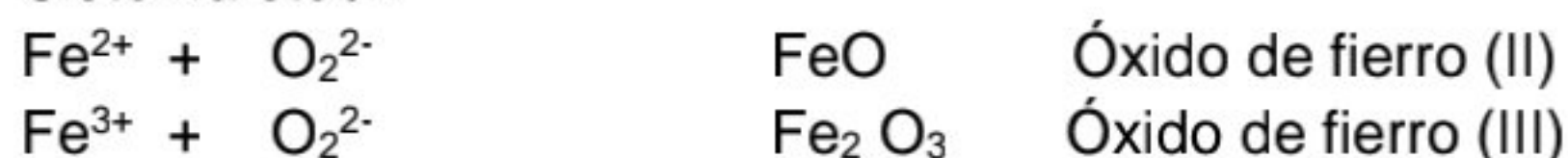


Cuando el metal tiene valencia variable y pueden formar 2 tipos de óxidos:

1º se nombra la palabra genérica OXIDO del metal correspondiente y al final entre paréntesis la valencia del metal en números romanos y la terminación correspondiente: OSO mínima o ICO máxima valencia. Recuerda que los subíndices



Sistema stock



Ejercicios:

Nombre los siguientes óxidos formados con: Hg^{2+} Hg^{3+} , Sn^{2+} Sn^{3+} , Mn^{2+} , Mn^{3+}

3.2 HIDRÓXIDOS



Imagen 79

Fuente: <https://images.app.goo.gl/nGV6jjFEwHFcGvAt5>

3.2.1 Definición: Cuando un MO (Óxido metálico) reacciona con agua, forma compuestos denominados Hidróxidos, álcalis o bases.

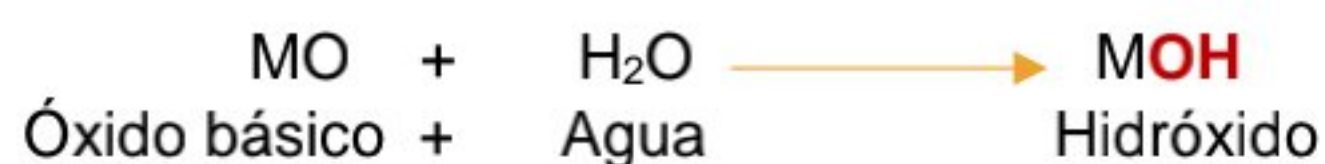
3.2.1 Clasificación: Se clasifican en óxidos básicos y óxidos ácidos

3.2.2 Notación

1º Se escribe el símbolo del metal

2º Luego el grupo funcional OH

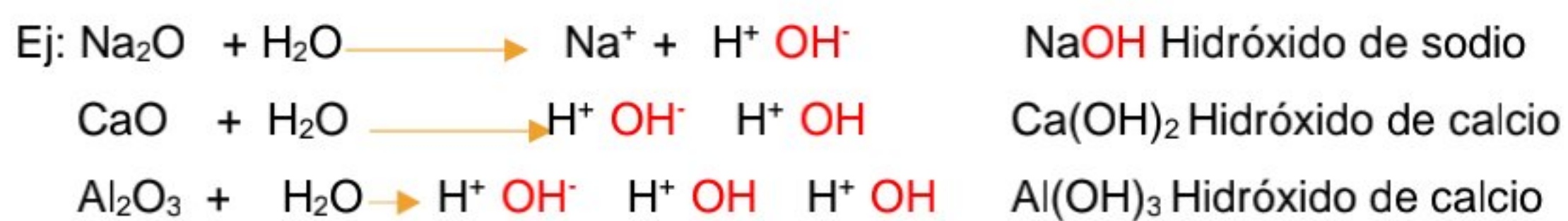
3.3.3 Formulación:



3.2.4 Nomenclatura:

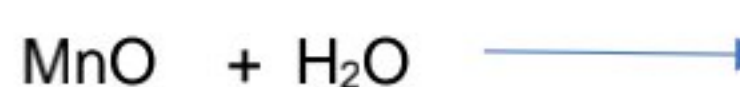
1º Se nombra la palabra genérica HIDRÓXIDO

2º El nombre del metal



Ejercicios de clase:

Lleve a cabo la reacción y nombre el compuesto formado



ÓXIDOS ÁCIDOS (ANHIDRIDOS)

Oxido Ácido



Imagen 78

Fuente: <https://images.app.goo.gl/HKeWM4JbWyQJg5J36>

Cuando el oxígeno también se combina con no metales

C, N, F, S, Cl, F, Br, I, P, etc.



Notación de los óxidos básicos:

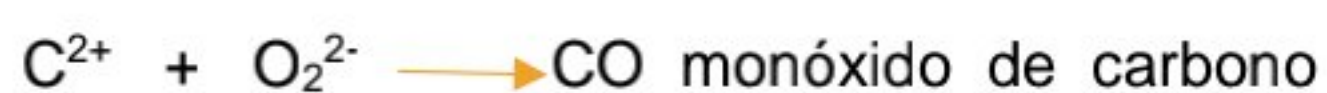
1º. Se escribe el símbolo del N

2º. Se escribe el símbolo del O



Nomenclatura: Para nombrar a estos compuestos

1º. Se toma en cuenta el número de átomos de O y del no metal que tiene la molécula, usando los prefijos numéricos: mono, di, tri, tetra, penta, Hexa, hepta, etc.



Ejercicios de clase:

Nombre a los siguientes compuestos

SO₂ _____

SO₃ _____

NO _____

NO₂ _____

ClO _____

ClO₇ _____

3.3 ÁCIDOS (OXIÁCIDOS)



Imagen 80

Fuente: <https://images.app.goo.gl/xMPJsfXPXX2ZDAw69>

3.3.1 Definición : Cuando los (NO) óxidos no metálicos, reaccionan con agua, producen una serie de compuestos denominados OXIÁCIDOS por contener oxígeno en su molécula.

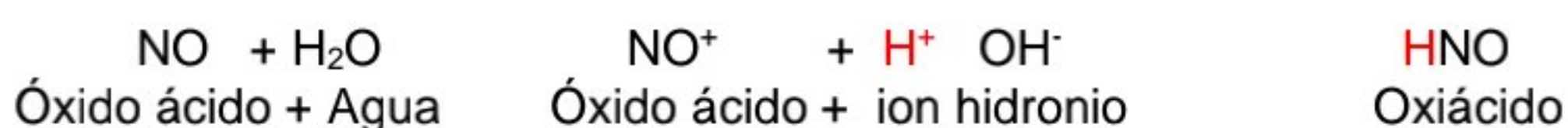
3.3.2 Notación:

1º Escribe el símbolo del H

2º Símbolo del no metal

3º Símbolo del oxígeno

3.3.3 Formulación:



3.3.4. Nomenclatura:

1º. Se nombra la palabra genérica ÁCIDO

2º La raíz del no metal con prefijos y sufijos de acuerdo a su valencia

Tabla 2

Simbología	Elemento	Raíz	Simbología	Elemento	Raíz
Cu	Cobre	Cupr	B	Boro	Bor
Au	Oro	Aur	Al	Aluminio	Alumn
Ag	Plata	Argent	Ga	Galio	Gal
Fe	Fierro	Ferr	Pt	Platino	Platin
Pb	Plomo	Plumb	C	Carbono	Carbon
S	Azufre	Sulf/ Sulfur	Si	Silicio	Silici
N	Nitógeno	Nitr	Ge	Germanio	German
Sn	Estaño	Estan	P	Fósforo	Fosfor
Cr	Cromo	Crom	As	Arsénico	Arsen/i
Mn	Manganeso	Mangan	Se	Selenio	Selen/i
Co	Cobalto	Cocalt	F	Flúor	Fluor
Zn	Zinc-Cinc	Cinn	Cl	Cloro	Clor
Cd	Cadmio	Cadm	Br	Bromo	Brom
Hg	Mercurio	Mercur	I	Yodo	Yod

Fuente: Raymond Chang

Valencia del No metal (N)

Tabla 3

Valencia	Prefijo	Sufijo
Fija	-	ico
1-2	hipo	oso
3-4	-	oso
5-6	-	ico
7-8	per	lco

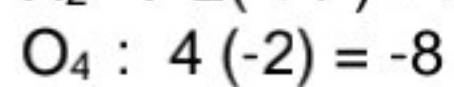
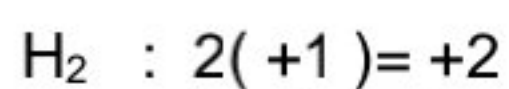
Fuente: Raymond Chang

Para la valencia del no metal se procede como sigue, teniendo en cuenta que todo elemento o compuesto su número de valencia siempre es 0.

Ej:



La valencia de O es 2-



Por lo tanto la valencia del S es : +6

Así que el nombre es:

Ácido **sulfú**r ico

Ejercicios Nombre los siguientes compuestos



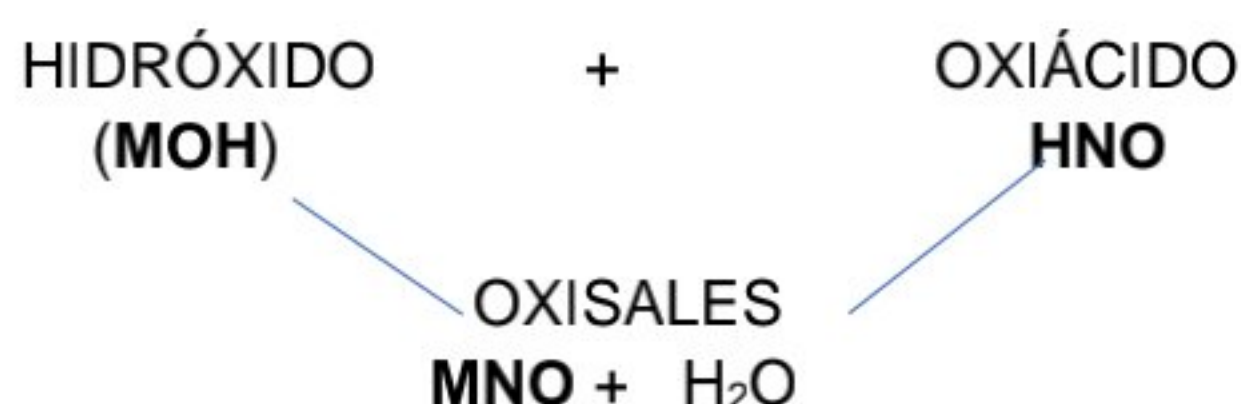
3.4 OXISALES



Imagen 81

Fuente: <https://images.app.goo.gl/dziWM88HRB7PzDfXA>

Se forman a través de reacciones de neutralización:



3.4.1 Definición: Cuando reacciona un ácido y una base se neutralizan y el producto es una sal y agua



3.4.2 Clasificación: Oxisales y sales haloides

3.4.3 Notación:

1º Se escribe el símbolo de metal

2º El símbolo del no metal

3º El símbolo del oxígeno

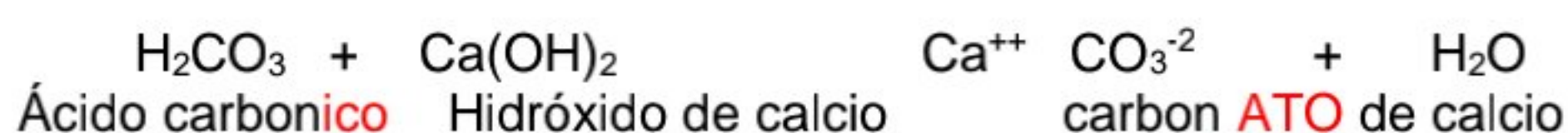
3.4.4 Nomenclatura:

1º Se nombra a raíz del no metal

Si el ácido termina en OSO se cambia la terminación ITO

Si el ácido termina en ICO se cambia la terminación a ATO

2º el nombre del metal



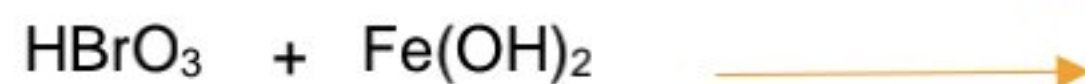
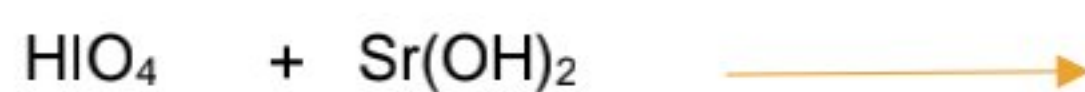
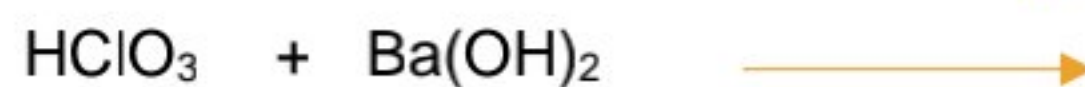
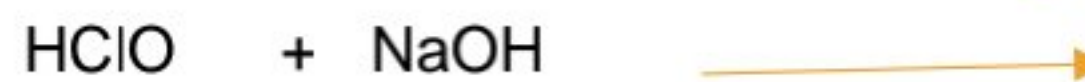
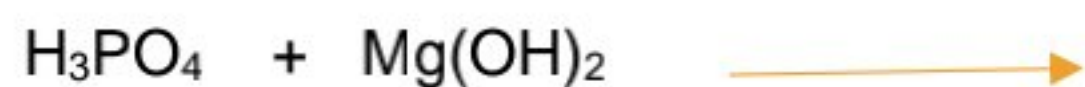
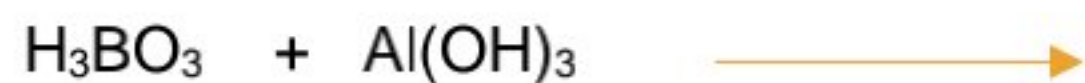
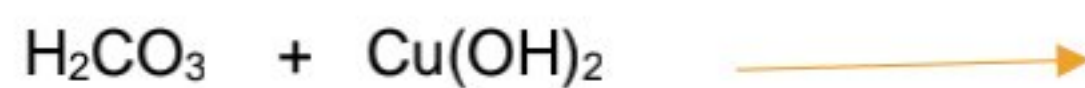
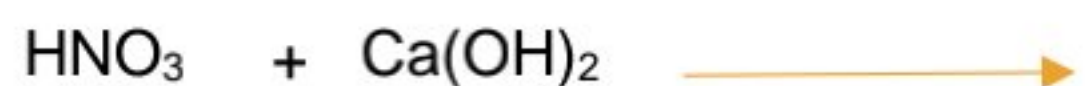
Ácido nítrOSO

Hidróxido de potasio

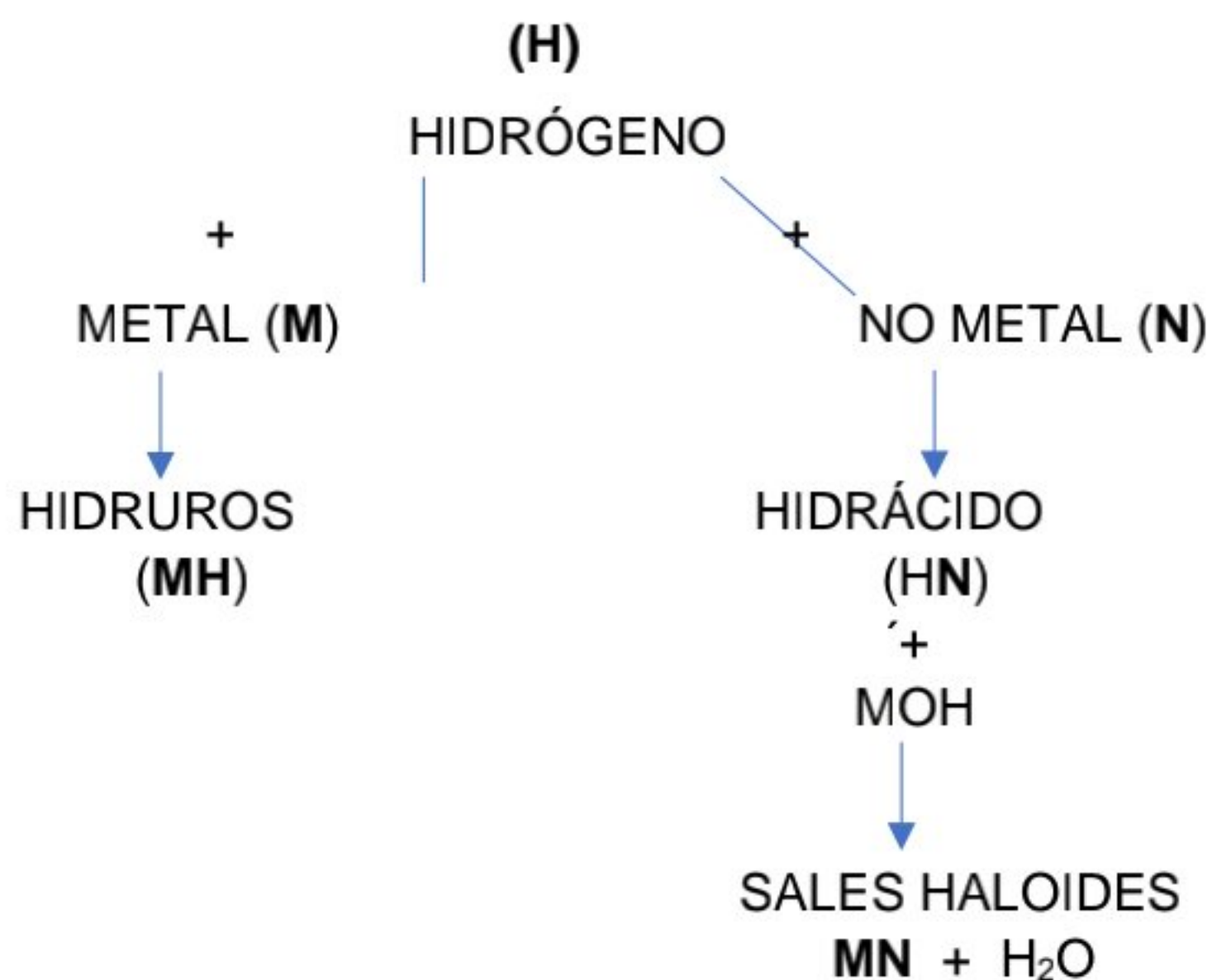
nitrITO de potasio

Ejercicios Realice las siguientes reacciones y nombre los productos correspondientes

Realice las siguientes reacciones y nombre los productos.



Cuando el Hidrógeno reacciona con metales y/o no metales forma los siguientes compuestos:



3.5 HIDRUROS

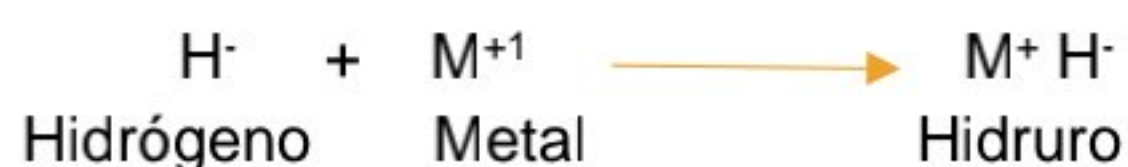


Imagen 82

Fuente: <https://images.app.goo.gl/CMBj7iT88ZmEDuhM6>

Cuando el Hidrógeno reacciona con un metal, se producen una serie de compuestos denominados Hidruros.

Aquí el Hidrógeno actúa con valencia negativa (Monovalente negativo)

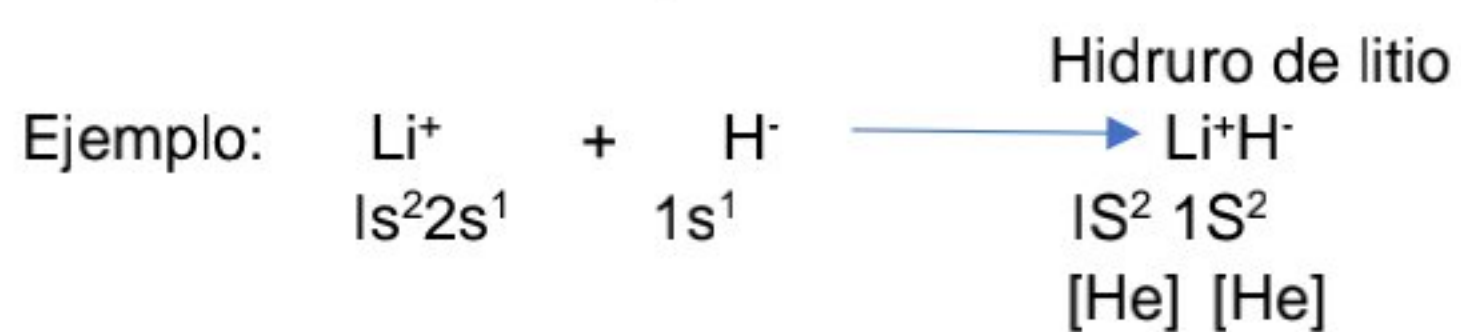


Notación:

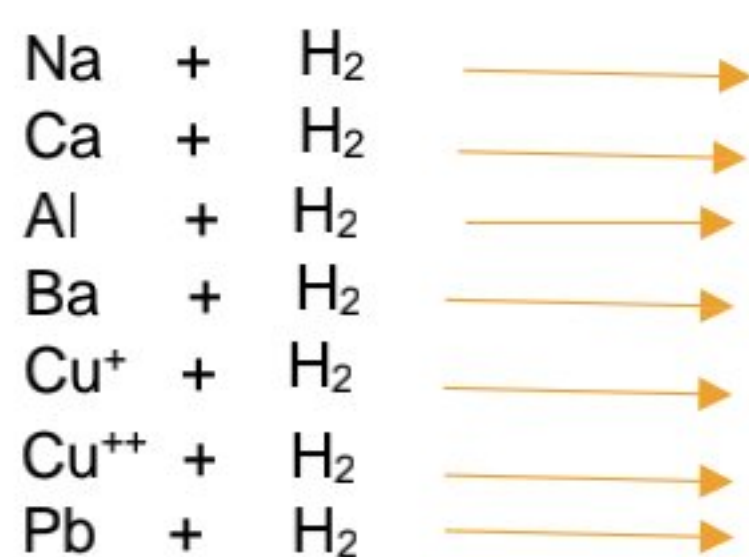
1º Símbolo del metal 2º Símbolo del hidrógeno

Nomenclatura:

1º Nombrar la palabra genérica **HIDRURO** 2º El nombre del metal



Ejercicios:



3.6 HIDRÁCIDOS

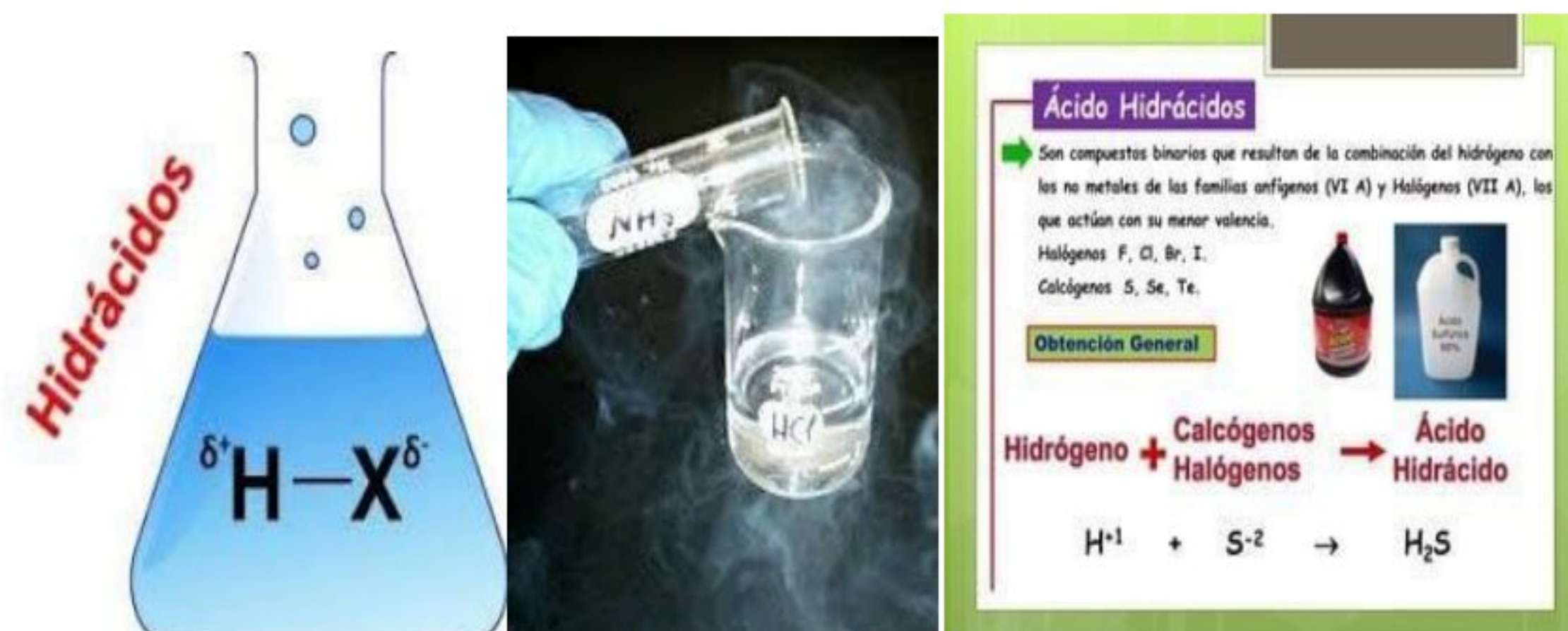


Imagen 83

Fuente: <https://images.app.goo.gl/8ptyU1b5zdxuxiTx7>

Cuando el Hidrógeno reacciona con no metales forma compuestos denominados HIDRÁCIDOS son ácidos que no contienen oxígeno en su molécula.



Notación: 1º Se escribe el símbolo del Hidrógeno 2º. El SÍMBOLO del no metal

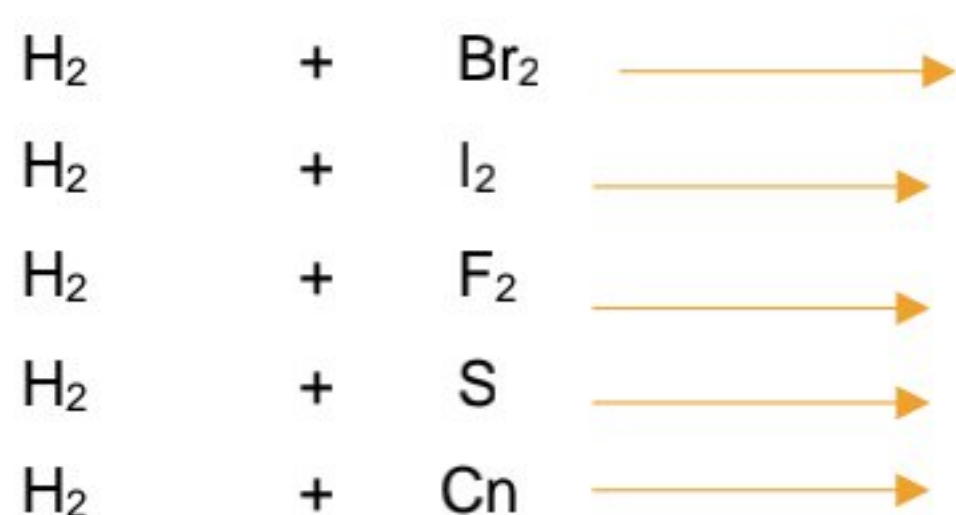
Nomenclatura: 1º Se nombra la palabra genérica **ÁCIDO**

2º La raíz del no metal con la terminación **HÍDRICO**

Ej:



Ejercicios



3.7 SALES HALOIDES

Sales Haloideas

- Se forman al neutralizar un ácido hidrácido con un hidróxido.
- FORMULA:

HIDRÓXIDO + ÁCIDO HIDRÁCIDO → SAL HALOIDEA + AGUA

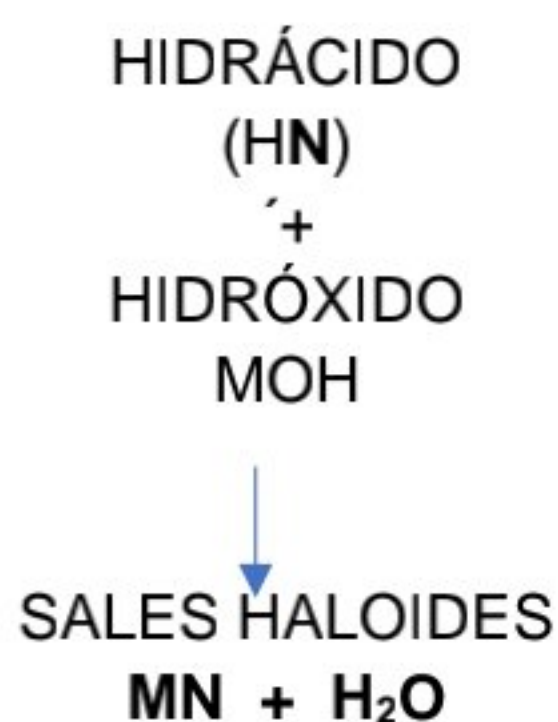
$\text{KOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

NOMENCLATURA
 T: Cloruro de potasio
 l: Monocloruro de potasio
 S: Cloruro de potasio (II)



Imagen 84

Fuente: <https://images.app.goo.gl/LP2QVE38eREBJbQYA>

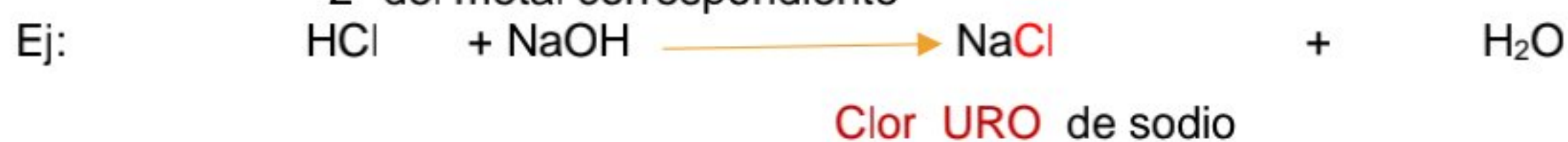


Al reaccionar un hidrácido con una base, ocurre una reacción de neutralización, cuyos productos son una sal y agua.

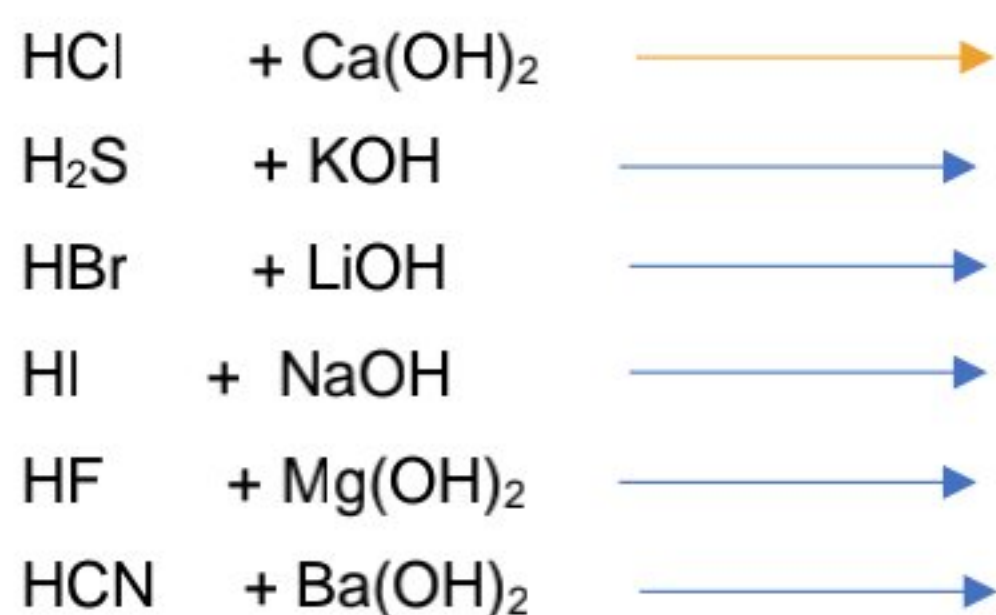


Notación: 1º Se escribe el símbolo del Metal y luego el símbolo del no metal

Nomenclatura: 1º Se nombra la raíz del no metal, con la terminación URO
 2º del metal correspondiente



Ejercicios:



:Podlet

María Ramírez • 1m

COMPUESTOS QUÍMICOS

COMPUESTOS INORGÁNICOS DE IMPORTANCIA

COMPUESTOS INORGÁNICOS DE IMPORTANCIA ECONÓMICA

Se denomina compuesto químico inorgánico a todos aquellos compuestos que están formados por distintos elementos, pero en los que su componente principal no siempre es el carbono, siendo el agua el más abundante. En los compuestos inorgánicos se podría decir que participan casi la totalidad de elementos conocidos.

IMPACTO ECONÓMICO

SÍNTESIS

Los compuestos inorgánicos se sintetizan para su uso como catalizadores tales como vanadio (V) de óxido y de titanio (III) cloruro, o como reactivos en la química orgánica, tales como hidruro de litio y aluminio. El ácido sulfúrico es un compuesto químico extremadamente corrosivo cuya fórmula es H_2SO_4 . Es el compuesto químico que más se produce en el mundo, por eso se utiliza como uno de los tantos medidores de la capacidad industrial de los países.

ABUNDANCIA

USOS

El ácido sulfúrico es un compuesto químico extremadamente corrosivo cuya fórmula es H_2SO_4 . Es el compuesto químico que más se produce en el mundo, por eso se utiliza como uno de los tantos medidores de la capacidad industrial de los países. Una gran parte se emplea en la obtención de fertilizantes. También se usa para la síntesis de otros ácidos y sulfatos y en la industria petroquímica.

IMPORTANCIA ECONÓMICA

Impacto Económico: el **Ácido Sulfúrico** es un compuesto químico extremadamente corrosivo la gran mayor parte se utiliza para la obtención de fertilizantes, es el **compuesto químico** que mas se produce en el mundo.

Por otro lado esta el **Ácido Acético** que por ser un derivado del petróleo es un componente bastante costoso.

IMPACTO SOCIAL

Impacto Social: existen ciertos componentes que son beneficiosos para las personas en la parte medicinal y alimenticia, por ejemplo el **Ácido Ascorbico** en el cual se obtiene la vitamina C y esta presenta en frutas, otro es el **Ácido Láctico** que se encuentra en la leche por la fermentación de la lactosa.

IMPACTO INDUSTRIAL

Impacto Industrial: la plata sirve para la realización de monedas, aparatos eléctricos, joyas, etc. El mercurio para la fabricación de baterías, termómetros, amalgamas dentales, etc.

IMPACTO AMBIENTAL

Impacto Ambiental: es importante como todos estos componentes a pesar de que son necesarios para la parte industrial y la mejora económica del país son también altamente tóxicos, debido a que esos vapores contaminan el aire, el agua y suelo.

Práctica No 5
Práctica que fortalece las características de los compuestos químicos

Título	COMPUESTOS QUÍMICOS	
Objetivo general	El alumno será capaz de preparar algunas sales conteniendo iones complejos de elementos de transición, utilizando el equipo, material y reactivos adecuados	
Explicación teórica	Una base dispone de un par electrónico para compartir y un ácido acepta compartir el par electrónico para formar un enlace covalente coordinado. La mayoría de los iones metálicos de transición d tienen orbitales d vacíos que pueden aceptar compartir pares electrónicos. Muchos actúan como ácidos de Lewis formando enlaces covalentes coordinados en compuestos de coordinación (iones complejos)	
Materiales, equipo y reactivos	Material y equipo	Reactivos
	1 espátula 1 estufa 110-120° C 1 vasos de precipitados de 50 ml 1 vidrio de Reloj 1 papel filtro	Solución al 10% de cloruro de níquel (NiCl ₂) Solución al 10% de amoníaco (NH ₃) Solución concentrada de hidróxido de amonio (NH ₄ OH) Agua destilada (H ₂ O)
Desarrollo	1. Preparación de cloruro de hexamina y níquel (II) a) Enfriar mediante hielo una botella (conteniendo al menos 50 ml) de solución concentrada de NH₃ (Amoníaco). b) Pesar aproximadamente 6 gramos de cloruro de níquel, NiCl₂ c) Disolver en 10 ml. de agua dentro de un vaso (50 ml), calentar y agitar de acuerdo con el modo que se haga necesario. En caso de que la solución no sea transparente, proceder a centrifugar (utilizando diversos equipos en caso de requerirse) tan pronto como sea posible mientras se encuentre caliente aún. Enfriar la solución a la temperatura ambiente. 2. Bajo una campana de extracción de gases. a) Añadir a esta solución 12 ml., de solución concentrada de NH₃, agitar al mismo tiempo. Enfriar la mezcla colocándola en un recipiente sobre hielo. b) Separar por filtración los cristales haciendo uso de un procedimiento por succión y de un frasco de seguridad. c) En caso de que los cristales formen aglomerados, proceder a separarlos utilizando una espátula. Hacer uso de algunos mililitros de solución concentrada de NH₃ para lavar los cristales con el papel filtro. d) Lavar los cristales con el objeto de eliminar el agua y aplicar aire a través de estos hasta que se encuentren secos. e) Pesar el producto y calcular el porcentaje de rendimiento	
Integración al currículum	Indicará las condiciones de formación que permiten predecir la formación de un enlace covalente, de un enlace iónico y de un enlace metálico. E indicará la teoría de repulsión del par electrónico. Distinguirá las disposiciones más comunes de los iones en cristales (estructuras de redes cristalinas iónicas), y realizará cálculos de aspectos energéticos de la formación de estas redes. 1. Escriba la ecuación para la reacción de estos experimentos. 2. Calcule el peso máximo de Ni (NH₃)₆ Cl₂ que puede producirse a partir del peso de Ni Cl₂ · 6H₂O que se utilizó. 3. Pese el producto y calcule el peso máximo de Ni (NH₃)₆ Cl₂ que puede producirse a partir del peso de Ni Cl₂ · 6H₂O que se utilizó.	
Seguridad y desechos	Seguridad 22. Deberá portar su bata blanca manga larga y de algodón 23. Uñas cortas 24. Cabello recogido 25. Lentes de seguridad 26. No introducirá alimentos al laboratorio 27. Guardará el orden y disciplina durante el desarrollo de la práctica. 28. Deberá antes de salir del laboratorio, lavarse perfectamente las manos con agua y jabón. Desechos * El material de cristalería se lavará con detergente y agua corriente en las tarjas correspondientes * Los desechos orgánicos e inorgánicos se deben depositar en recipientes correspondientes del área de confinamiento. De papelería en el cesto de basura.	
Fuentes bibliográficas	1. Manual de prácticas de química inorgánica del IPN 2. José a. Babor / José Ibarz Azmarez química general moderna 3. Sidney S. Biechier, introducción a la experimentación química 4. Chang, R. y W Collage, química ed. Prentice Hall hispanoamericana	

Elaborar el reporte correspondiente de acuerdo a la rúbrica indicada.

RÚBRICA PARA EL REPORTE DE LABORATORIO

CRITERIOS	EXCELENTE 95-100	MUY BUENO 85-90	BUENO 75-80	MAL < 70
PORTADA	Presenta portada e incluye los siguientes elementos 1. Logo ITO 2. Nombre PE 3. Asignatura 4. Número y Título de la Práctica 5. Nombre del alumno 6. Lugar y Fecha	Presenta portada con 4 de los elementos solicitado	Presenta portada con 3 de los elementos solicitado	Presenta portada con 2 de los elementos solicitado
MARCO TEÓRICO	Esta será de una cuartilla ampliando la introducción del tema y los aspectos primordiales de la práctica.	Menciona los aspectos primordiales de la práctica. Pero se extiende a más de una cuartilla.	Esta será de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.	Es más, de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.
PROCEDIMIENTO	Describe el material que utilizo en la práctica y de forma ordenada describe como siguió el procedimiento.	No describe el material que utilizo en la práctica y describe en forma breve lo realizado.	Describe el material que utilizo en la práctica, pero no describe lo realizado	No describe el material que utilizo en la práctica y tampoco describe lo realizado.
RESULTADOS	Se hace una interpretación adecuada de sus resultados que son congruentes con el objetivo de la práctica, con cálculos, tablas y gráficas.	Incluye cálculos, tablas y gráficas, pero no hace una interpretación adecuada de sus resultados	No incluye cálculos, tablas y gráficas, pero su interpretación no es adecuada de sus resultados	No incluye resultados.
CONCLUSIÓN	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas en base al análisis de los resultados.	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas, pero no considera completamente el análisis de los resultados.	Redacta una conclusión sin hacer uso de sus propias palabras y sin relacionar los objetivos y competencia planteadas	No redacta las conclusiones o presenta conclusiones copiadas de un texto.
REFERENCIAS	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, en orden alfabético, considerando el formato APA.	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, pero no las presenta en orden alfabético o no considera el formato APA	Presenta fuentes de información no confiable y no considera el formato APA.	No presenta bibliografía o fuentes de información
EVALUACIÓN FINAL				

Examen parcial propuesto de la unidad de Compuestos Químicos

Nombre _____ Fecha _____

Escriba el grupo funcional de los siguientes compuestos:

1. Hidróxidos o bases _____

2. Sal ácida _____

3. hidrácido _____

4. Oxisal _____

5. Sal haloide _____

6. Anhídrido _____

7. Conjunto de átomos característicos que las sustancias tienen en sus moléculas:

R. _____g

8. Escriba el nombre las siguientes sustancias:

Na_2O _____ Cl_2O _____ SO_3 _____

CuO _____ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ _____ H_2SO_4 _____

9. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

Ácido carbónico _____ Hipoclorito de sodio _____

Ácido clorhídrico _____ Ácido fluorhídrico _____

10. Como se lleva a cabo una reacción de neutralización, escriba un ejemplo.

Link de la presentación en Power Point del Tema 3 y subtemas

https://docs.google.com/presentation/d/1q4cSQ_TYbdQ4UDdDzVtUIJJlFga4yx9oQ-DEg7yars/edit?usp=sharing

TEMA 4 REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA



4.1 REACCIONES QUÍMICAS

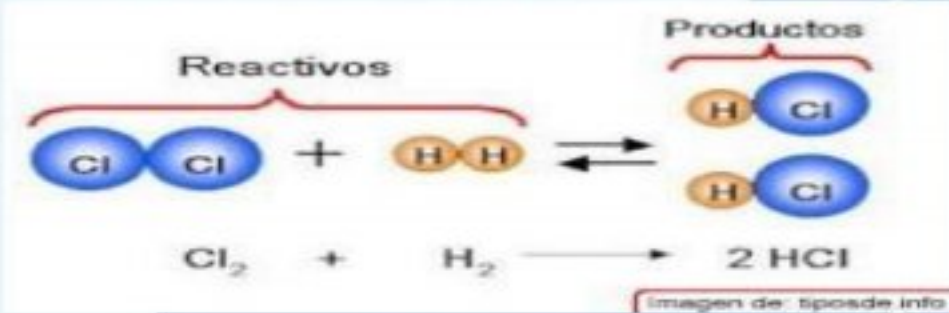
Tipos de Reacciones Químicas

- Síntesis
- Descomposición
- Sustitución simple
- Sustitución doble
- Precipitación
- Endotérmicas
- Exotérmicas
- Combustión
- Neutralización
- Iónicas
- Óxido - Reducción
- Nucleares
- Irreversibles
- Reversibles

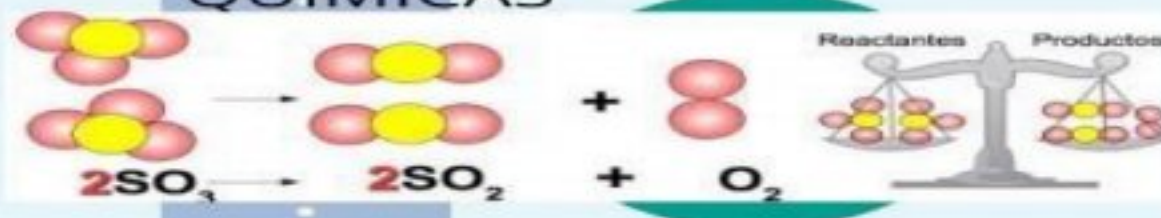
4.2 UNIDADES DE MEDIDA USUALES EN ESTEQUIOMETRÍA



4.3 CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRÍA



4.4 BALANCEO DE REACCIONES QUÍMICAS



4.5 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN REACCIONES QUÍMICAS

CÁLCULOS EN MOLES

$aA \rightarrow bB$

¿Calcular los moles de B que se producen a partir de unos moles de A?

Estequiometría

Moles de A $\rightarrow$ Moles de B

(1) $n_B = n_A \cdot \frac{b}{a}$

TEMA 4 REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

Una reacción química es un proceso mediante el cual una o más sustancias, reactivos, se transforman en otra o más sustancias diferentes denominadas productos

CLASIFICACIÓN

- R. DE COMBINACIÓN.
- R. DE DESCOMPOSICIÓN
- R. DE SUSTITUCIÓN
- R. DE NEUTRALIZACIÓN
- R. DE ÓXIDO-REDUCCIÓN
- R. DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

EJEMPLOS DE REACCIONES

UNIDADES

- NÚMERO DE AVOGADRO
- MOL GRAMO
- ÁTOMO GRAMO.
- MOL MOLECULAR.

LEYES

LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS.

- LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA
- LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES
- LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

MÉTODOS

- RELACIONES MOL-MOL
- RELACIONES PESO- PESO
- DEFINICIÓN DE CONCEPTOS

CÁLCULOS

- REACTIVO LIMITANTE
- REACTIVO EN EXCESO
- GRADO DE CONVERSIÓN O RENDIMIENTO.

4.1.- REACCIÓN QUÍMICA. ECUACIÓN QUÍMICA

Las reacciones o cambios químicos que sufren las materiales ocurren en la vida diaria o pueden provocarse en el laboratorio; como la fermentación, la oxidación, las combustiones espontáneas, son ejemplos de reacciones o cambios que suceden a diario.



Imagen 85

Fuente: <https://images.app.goo.gl/VdWUNEiHSZu2QLKV6>

Una **reacción química** es cualquier proceso en el que los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias se transforman en los átomos, las moléculas o los iones de unas sustancias químicas distintas. Las sustancias iniciales que se transforman se denominan **reactivos** y las nuevas sustancias que se originan **productos**.

Una reacción química se representa abreviadamente mediante una **ecuación química** en la que se ponen las fórmulas de los reactivos y de los productos separadas por una flecha ($\rightarrow$) para señalar el sentido de la reacción, o de dos flechas con sentidos opuestos ($\rightleftharpoons$) para indicar que la reacción es reversible, es decir, coexisten sustancias reaccionantes y productos. Ejemplo:

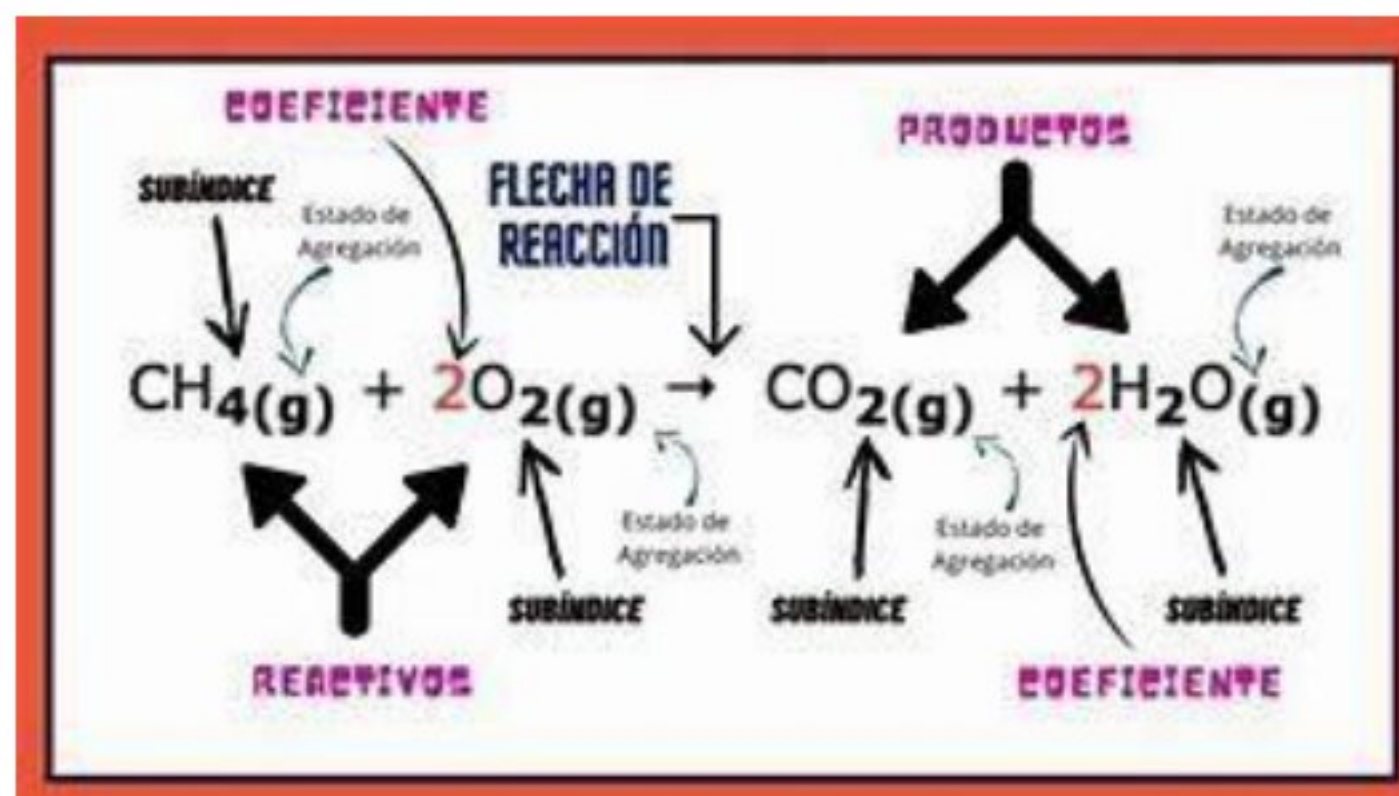


Imagen 86

Fuente: <https://images.app.goo.gl/UXd1qQKkRvHLqB5N7>

Como una reacción química es, en esencia, un reagrupamiento de átomos de las sustancias reaccionantes para originar los productos, el número total de átomos de cada elemento debe permanecer invariable, es decir, debe ser el mismo en los dos miembros de la ecuación. Dicho de otro modo, una ecuación química debe ser coherente con la ley de conservación de la masa. Esto se consigue por medio de coeficientes que se colocan delante de cada fórmula y que corresponden al menor número de moléculas necesarias para que se lleve a cabo el proceso. Cuando en una ecuación química se cumple esto se dice que esa ecuación está **ajustada o igualada**. Por ejemplo:



Los coeficientes son habitualmente números enteros sencillos. Un coeficiente multiplica toda la fórmula, y no se pueden cambiar los subíndices en una fórmula química para conseguir su ajuste.

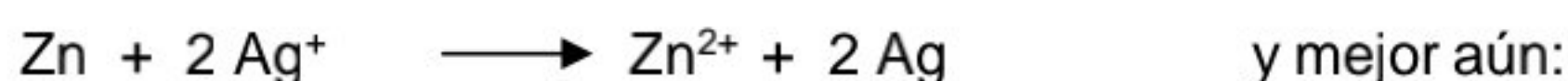
Los coeficientes indican la proporción entre las sustancias de la reacción, expresadas en moléculas (o átomos en su caso) y en moles, y en el caso de los gases también en volumen.

En las ecuaciones químicas es frecuente añadir un símbolo a la fórmula de un elemento o compuesto para indicar cuál es el estado físico (sólido, líquido o gaseoso) de la sustancia. Se suelen utilizar con este fin los símbolos (s), (l) y (g), respectivamente. Para aquellas sustancias que se encuentran disueltas en agua, es decir, en disolución acuosa, se utiliza el símbolo (aq). Así la reacción anterior puede escribirse de la siguiente forma:



dependiendo de cuál sea el estado del agua (gaseoso o líquido) que resulta de la reacción.

Si en la reacción intervienen iones, además, hay que igualar eléctricamente, para que se cumpla la ley de conservación de la carga, es decir, la suma algebraica de las cargas positivas y negativas ha de ser igual en ambos lados. Por ejemplo, la ecuación:



4.1.1 CLASIFICACIÓN

Considerando sólo el resultado global y sin atender al proceso íntimo de la reacción, podemos agrupar las reacciones químicas en cuatro tipos: síntesis o combinación, descomposición,

sustitución o desplazamiento y doble descomposición o intercambio.



Imagen 87

Fuente: <https://www.abcfichas.com/wp-content/uploads/2021/06/Tipos-de-Reacciones-Quimicas.jpg>

4.1.1.1 SÍNTESIS O COMBINACIÓN

Dos o más sustancias reaccionan para dar otra más compleja.

Tienen la forma general:

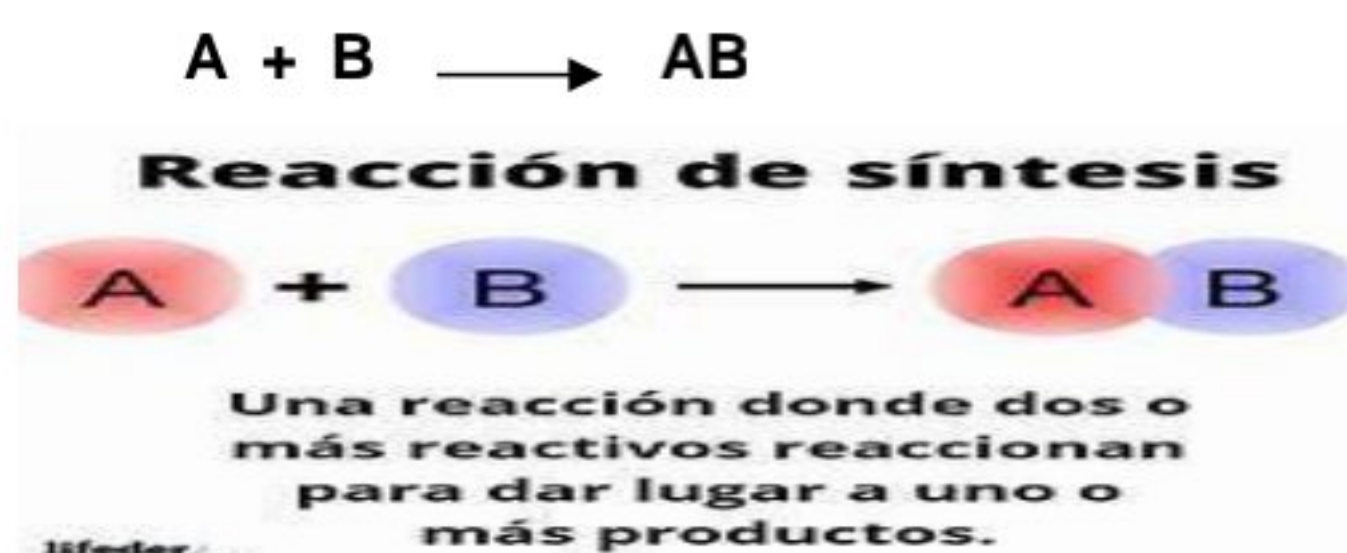


Imagen 88

Fuente: <https://www.lifeder.com/wp-content/uploads/2018/01/reacci%C3%B3n-de-s%C3%ADntesis-lifeder-ilust-min.jpg>

(A y B pueden representar elementos o compuestos y combinarse en una relación diferente a 1:1)

Ejemplos:

Las reacciones entre dos no metales dan un compuesto covalente:



Las reacciones entre un metal y un no metal dan origen a una sal:

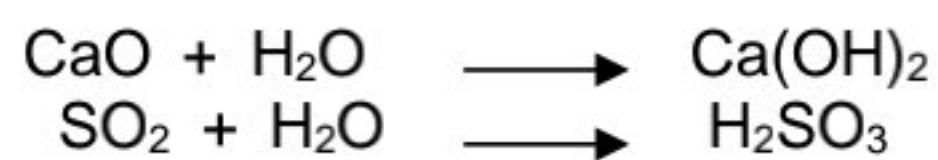


Las reacciones entre un elemento y oxígeno producen óxidos:



Las reacciones entre un óxido de metal y agua dan hidróxidos y si es óxido de no metal dan

ácidos:



Las reacciones entre un óxido de metal y un óxido de no metal dan sales:



4.1.1.2 DESCOMPOSICIÓN

Es el proceso inverso del anterior. Una sustancia se descompone formando dos o más simples.

Su forma general es: $\text{AB} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$

Descomposición

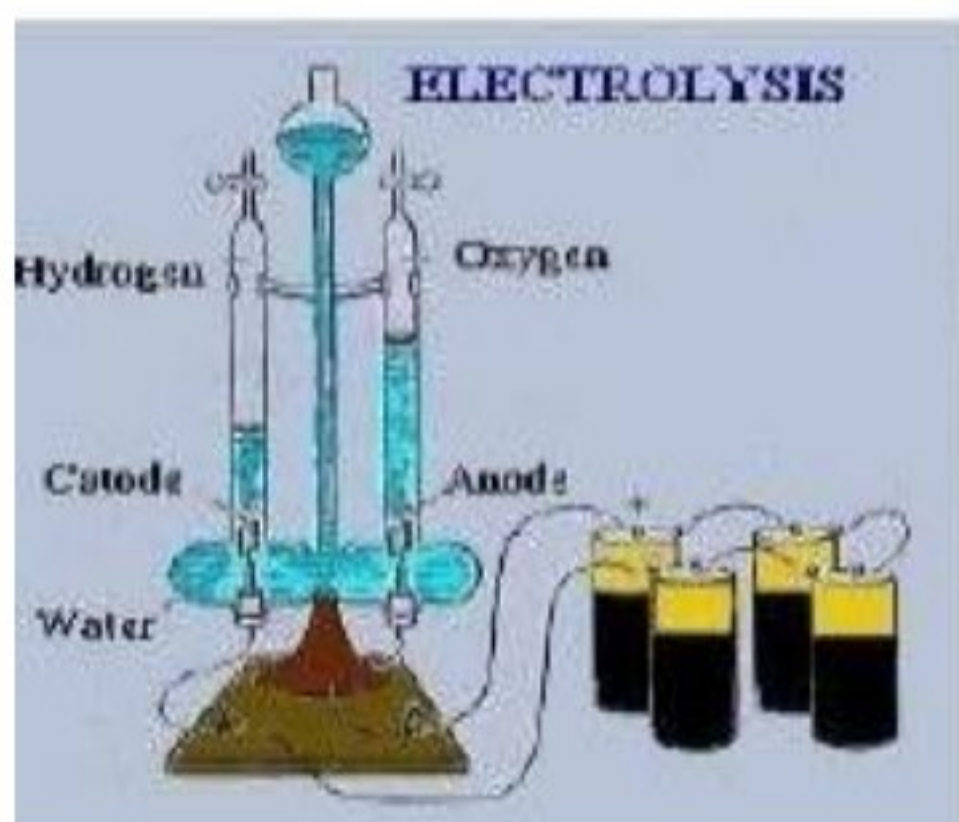
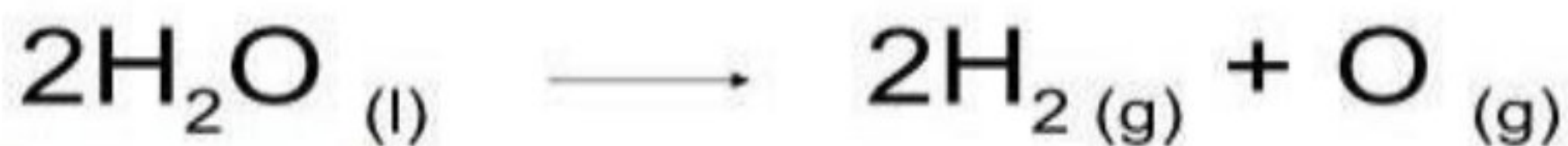


Imagen 89

Fuente: <https://images.app.goo.gl/FqaRFgkWFzJSYKu99>

Ejemplos:

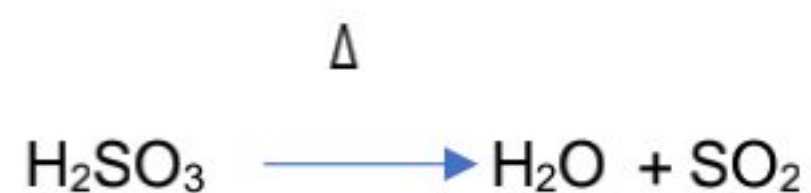
Algunos óxidos de metales pesados (HgO, PbO₂, etc.) se descomponen por el calor en oxígeno y el metal correspondiente:



Muchos hidróxidos, por calentamiento, se descomponen en óxidos metálicos y agua:



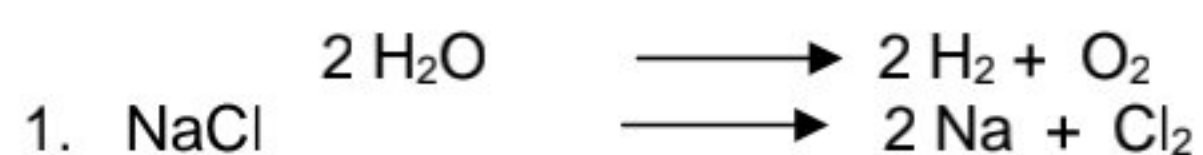
Algunos ácidos (H₂CO₃, H₂SO₃, etc.) se descomponen más o menos fácilmente (mejor calentando) en óxidos no metálicos y agua:



Al calentar los carbonatos, forman óxidos metálicos y dióxido de carbono:



Por electrólisis se producen numerosas reacciones de descomposición:



4.1.1.3 DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCIÓN

Uno de los elementos de un compuesto es sustituido por otro elemento.

La ecuación general es: $AB + X \longrightarrow XB + A$



Imagen 90

Fuente: <https://images.app.goo.gl/Vi9btoorj1NKWz8C6>

Como el elemento que sustituye se considera más activo, estas reacciones suministran un buen medio de ordenar los elementos por sus actividades.

Ejemplos:

Un metal puede verse desplazado de una de sus sales por otro metal más activo:



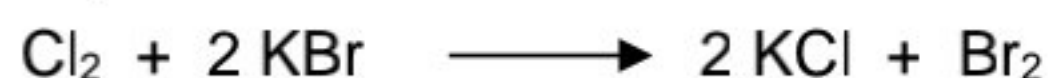
Los metales más activos (alcalinos y alcalinotérreos) desplazan la mitad del hidrógeno del agua y forman hidróxidos:



Muchos metales (excepto los menos activos) reaccionan con ciertos ácidos (HCl , H_2SO_4 dil, etc.) reemplazando el hidrógeno y formando la sal correspondiente:



Un halógeno puede desplazar a otro menos activo de sus compuestos (el orden de actividad es: $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$):



4.1.1.4 DOBLE DESCOMPOSICIÓN O INTERCAMBIO

Estas reacciones, llamadas antiguamente de metátesis, equivalen a una doble sustitución o un intercambio.

Su forma general es: $AB + XY \longrightarrow AY + XB$

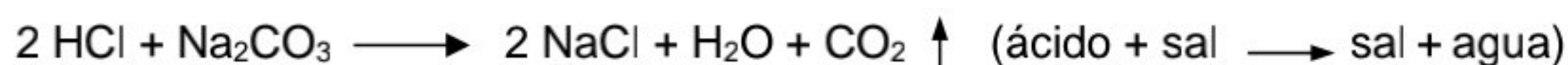
Desplazamiento Doble



Imagen 91

Fuente: https://room201csa.weebly.com/uploads/6/0/1/5/60150121/838397_orig.jpg

Estas reacciones tienen lugar normalmente en disolución entre sustancias compuestas cada una por dos iones diferentes. Así los iones, que pueden moverse independientemente, se intercambian formando dos compuestos nuevos. Esto ocurre cuando uno de los compuestos que resulta es un precipitado (sólido insoluble), una molécula no iónica (covalente), o un gas:



Estas reacciones suelen abreviarse indicando sólo aquellos iones que intervienen directamente en la reacción. De esta manera los procesos anteriores vendrían indicados por:



Práctica No 6

Título	TIPOS DE REACCIONES	
Objetivo general	El alumno será capaz de diferenciar las diferentes clases de reacciones y enlaces que se forman en los diferentes compuestos, utilizando el equipo, material y reactivos adecuados.	
Explicación teórica	Las reacciones químicas siempre transforman una o más sustancias diferentes; esto es, los átomos se reagrupan para formar otras sustancias. Como se conocen millones de reacciones, es conveniente clasificarlas en grupos o tipos: 1. Reacciones de combinación, 2. Reacciones de desplazamiento, 3. Reacciones de descomposición, 4. Reacciones reversibles e irreversibles, 5. Reacciones de óxido-reducción Las ecuaciones químicas se emplean para describir las reacciones químicas e indican: 1. Las sustancias que reaccionan o reactivos, 2. las sustancias que se forman o productos y 3. Las cantidades de las sustancias que participan en la reacción.	
Materiales, equipo y reactivos	Material y equipo 1. Alambre de cobre 2. Mechero bunsen	Reactivos 3. Óxido rojo de mercurio (HgO) 4. Solución al 10% de cloruro de bario (BaCl₂) 5. Solución 1:1 de ácido clorhídrico (HCl) 6. Granalla de zinc (Zn) 7. Solución al 10% de sulfato de sodio anhidro (Na₂SO₄) 8. Hidróxido de amonio concentrado (NH₄OH) 9. Alambre de cobre (Cu) Ver anexo 1 para la preparación de reactivos y soluciones
Desarrollo	Experimento 1: Poner un alambre de cobre en el mechero bunsen, hasta que tome un color negro, luego disuelva lo negro en un vaso de precipitado que contenga HCl; luego vierta NH₄OH conc. Indique la reacción Experimento 2: Calentar en el mechero bunsen un tubo de ensaye que contenga 0.5 g de HgO y con un punto de ignición, identificar el O₂ (gas) desprendido. Indique la reacción. Experimento 3: Añadir 1.0 ml., de una solución de ácido clorhídrico a un tubo de ensaye que contenga granalla de zinc. Observar el fenómeno e Indique la reacción. Experimento 4: Agregar 1.0 ml. de una solución de Na₂SO₄ a un tubo de ensaye que contenga solución de BaCl₂. Indique la reacción. Ver anexo 2 para las soluciones producidas en cada reacción y propuestas de tratamiento	
Integración al currículum	Identificará el tipo de reacción llevada a cabo. Realizará cálculos estequiométricos aplicados a reacciones químicas 1. ¿Por qué se puso negro el Cu⁰ al ponerlo en contacto con la flama? Escriba la reacción. 2. ¿Qué color tomó el CuCl₂ al agregar NH₃? Escriba la reacción. 3. Si usted se ha fijado el HgO después de ser calentado y enfriado recupera su color. ¿cómo podría demostrar usted que la reacción es reversible o bien no lo es? 4. De las reacciones del 1 al 4 indique que tipo de reacciones se representaron. 5. A que tipo de reacciones pertenece la síntesis. 6. Establecer una ecuación o reacción nuclear. 7. Investigue en los libros de consulta, revistas científicas, textos, etc. ¿Cuales son las características de una reacción nuclear? 8. Hacer un resumen de los diferentes tipos de reacciones, conteniendo lo siguiente: 1. Definiciones 2. Características 3. Ejemplos	
Seguridad y desechos	Seguridad 29. Deberá portar su bata blanca manga larga y de algodón 30. Uñas cortas 31. Cabello recogido 32. Lentes de seguridad 33. No introducirá alimentos al laboratorio 34. Guardará el orden y disciplina durante el desarrollo de la práctica. 35. Deberá antes de salir del laboratorio, lavarse perfectamente las manos con agua y jabón. Desechos * El material de cristalería se lavará con detergente y agua corriente en las tarjas correspondientes * Los desechos orgánicos e inorgánicos se deben depositar en recipientes correspondientes del área de confinamiento. De papelería en el cesto de basura.	
Fuentes bibliográficas	1. Manual de prácticas de química inorgánica del IPN 2. José a. Babor / José Ibarz Azmarez química general moderna 3. Sideney S. Biechier, introducción a la experimentación química 4. Chang, R. y W College, química ed. prentice hall hispanoamericana	

4.2 UNIDADES DE MEDIDA USUALES EN ESTEQUIOMETRIA

4.2.1 NUMERO DE AVOGADRO

Es el número de moléculas o moles de cualquier sustancia o en 22.4 litros de un gas en condiciones normales de temperatura y presión, y es igual a:

$$602\,300\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol.}$$



Imagen 92

Fuente: <https://th.bing.com/th/id/OIP.7K7qLN-roSXLi2urv7ZDgAHaEK?rs=1&pid=ImgDetMain>

4.2.2 ÁTOMO GRAMO

Es el peso de atómico de un elemento expresado en gramos

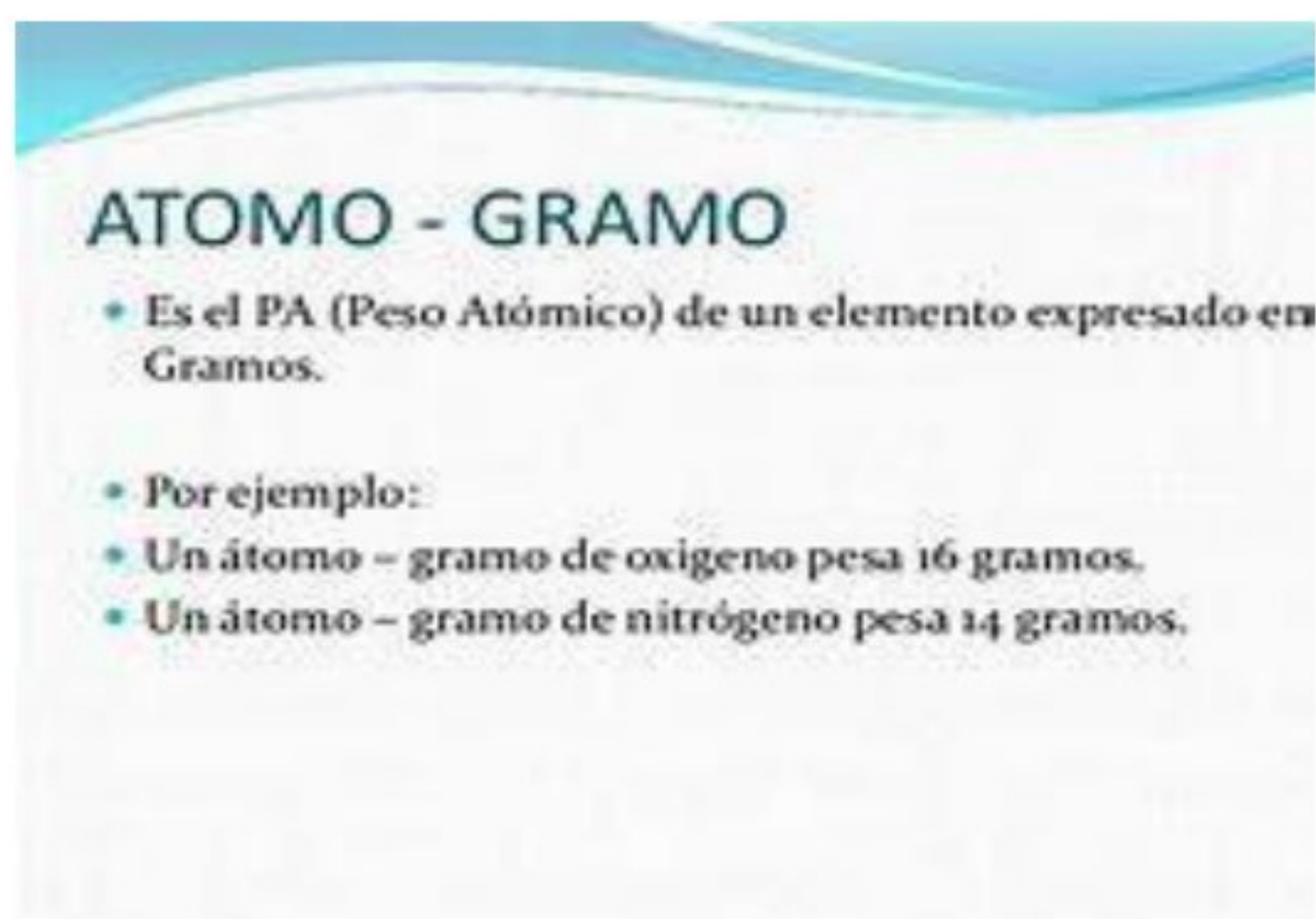


Imagen 93

Fuente: <https://th.bing.com/th/id/OIP.GBEnXYbxvm2ESnyCLP5dpwHaFj?rs=1&pid=ImgDetMain>

4.2.3 MOL GRAMO

Es un número de moléculas contenidas en la molécula gramo o el peso molecular de una sustancia expresado en gramos.

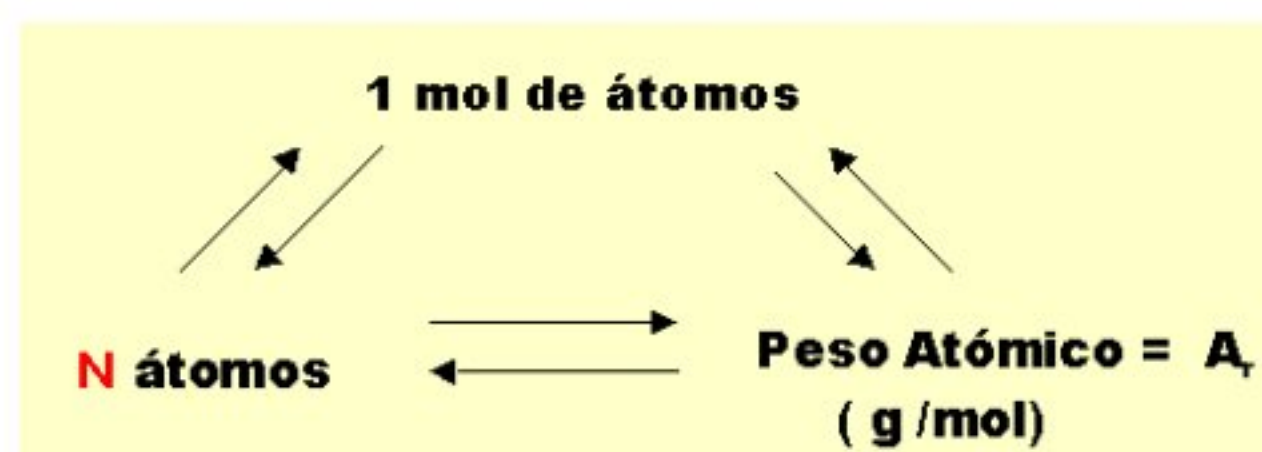


Imagen 94

Fuente: https://4.bp.blogspot.com/_gdF2rNEjn8I/TEb24Uo2Q_I/AAAAAAAAABI/5ZnGLwsfEi8/s1600/2.gif

4.2.4 VOLUMEN GRAMO MOLECULAR

MOL Y VOLUMEN MOLECULAR GRAMO

- Mol: es el peso molecular de una sustancia, expresado en gramos.
- Volumen molecular gramo: se define como el volumen que ocupa un mol de cualquier gas a 0 grados centígrados y 1 atmósfera; que es igual a 22.4 litros.

Volumen molar

Se muestran cuatro matraces de Erlenmeyer de diferentes colores (rojo, azul, verde, morado) que representan gases diferentes. Cada matraz contiene el texto "22,4 L" y debajo de él "1 mol" seguido del símbolo del gas: H_2 , N_2 , Cl_2 e I_2 . Esto demuestra que, independientemente del gas, un mol ocupa el mismo volumen (22.4 L) en condiciones normales.

Imagen 95

Fuente: <https://th.bing.com/th/id/R.0338aa831732be08ce53f526b79340ef?rik=%2b9%2f%2bybsKs0vimQ&riu>

Es el volumen que ocupa una mol de un gas en condiciones normales de temperatura y presión*, y es igual a 22.4 l/mol.

*Temperatura normal: 0°C o 273°K Presión Normal: 1 atm o 760 mm de Hg.

La expresión matemática para calcular el número de moles es:

$$\text{Número de moles} = \frac{\text{masa en gramos}}{\text{peso molecular}}$$

4.3 CONCEPTOS GENERALES DE ESTEQUIOMETRIA. MOL



Imagen 96

Fuente: <https://i.ytimg.com/vi/egle1KPphAU/maxresdefault.jpg>

Un mol se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de ¹²C.

Se ha demostrado que este número es: $6,0221367 \times 10^{23}$

Se abrevia como 6.02×10^{23} , y se conoce como *número de Avogadro*.

PESOS ATÓMICOS Y MOLECULARES

Los subíndices en las fórmulas químicas representan *cantidades exactas*.

PESO ATÓMICO

- Es el peso promedio de los átomos de un elemento en relación con el peso de un átomo de Carbono 12.
- El peso atómico de un elemento es proporcional al peso real de un átomo.
- Ejemplo: El PA (Peso Atómico) del Magnesio es igual a 24.312 una lo que significa que un átomo de magnesio pesa el doble de uno de carbono.

Peso Molecular

NaCl

$$\begin{array}{r} \text{Na} = 23 \\ \text{Cl} = 35 \\ \hline 58 \text{g/mol} \end{array} +$$

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Imagen 97

Fuente: <https://th.bing.com/th/id/R.9526ad3c75e2c5a9a0626daec0f54da9?rik=yAT7lGOQn19NgA&riu=>

La fórmula del H₂O, por ejemplo, indica que una molécula de agua está compuesta exactamente por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, todos los aspectos cuantitativos de la química descansan en conocer las masas de los compuestos estudiados.

LA ESCALA DE MASA ATÓMICA

Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes, trabajos hechos en el S. XIX, donde se separaba el agua en sus elementos constituyentes (hidrógeno y oxígeno), indicaban que 100 gramos de agua contenían 11,1 gramos de hidrógeno y 88,9 gramos oxígeno.

Un poco más tarde los químicos descubrieron que el agua estaba constituida por *dos* átomos de H por *cada* átomo de O.

Por tanto, en los *11,1 g de Hidrógeno hay el doble de átomos que en 88,9 g de Oxígeno*.

De tal manera que 1 átomo de O debe pesar alrededor de 16 veces más que 1 átomo de H.

Si ahora, al H (el elemento más ligero de todos), le asignamos una masa *relativa* de 1 y a los demás elementos les asignamos *masas atómicas relativas* a este valor, es fácil entender que al O debemos asignarle *masa atómica* de 16.

Un átomo de *hidrógeno* tiene una masa de $1,6735 \times 10^{-24}$ gramos, que el átomo de oxígeno tiene una masa de $2,6561 \times 10^{-23}$ gramos. si ahora en vez de los valores en gramos usamos la unidad de masa atómica (*uma*) veremos que será muy conveniente para trabajar con números tan pequeños.

Es importante recordar que la unidad de masa atómica *uma* no se normalizó respecto al hidrógeno sino respecto al isótopo ^{12}C del carbono (masa = 12 *uma*).

Entonces, la masa de un átomo de hidrógeno (^1H) es de 1,0080 *uma*, y la masa de un átomo de oxígeno (^{16}O) es de 15,995 *uma*.

Una vez que se ha determinado las masas de todos los átomos, se puede asignar un valor correcto a las *uma*:

$$1 \text{ uma} = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ gramos y al revés: } 1 \text{ gramo} = 6,02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

MASA ATÓMICA PROMEDIO

La mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos, por lo tanto, se puede calcular la masa atómica promedio de un elemento, si se sabe la masa y también la abundancia relativa de cada isótopo.

Ejemplo:

El carbono natural es una mezcla de tres isótopos, 98,892% de ^{12}C y 1,108% de ^{13}C y una cantidad despreciable de ^{14}C .

Por lo tanto, la masa atómica promedio del carbono será: $(0,98892) \times (12 \text{ uma}) + (0,01108) \times (13,00335 \text{ uma}) = 12,011 \text{ uma}$

La masa atómica promedio de cada elemento se le conoce como peso atómico, estos son los valores que se dan en las tablas periódicas.

MASA MOLAR

Un átomo de ^{12}C tiene una masa de 12 *uma*.

Un átomo de ^{24}Mg tiene una masa de 24 *uma*, o lo que es lo mismo, el doble de la masa de un átomo de ^{12}C .

Entonces, una mol de átomos de ^{24}Mg deberá tener el doble de la masa de una mol de átomos de ^{12}C .

Dado que por definición una mol de átomos de ^{12}C pesa 12 gramos, una mol de átomos de ^{24}Mg debe pesar 24 gramos.

Nótese que la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma) es numéricamente equivalente a la masa de una mol de esos mismos átomos en gramos (g).

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama *masa molar*

La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).

ESTEQUIOMETRÍA

El termino estequiometría proviene del griego *stoicheion*, 'elemento' y *métrón*, 'medida' y se define como el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.



Imagen 98

Fuente: <https://th.bing.com/th/id/OIP.CpeSPI-P7kaYiZE-Lc1NtQHAEK?rs=1&pid=ImgDetMain>

El primero que enunció los principios de la estequiometría fue Jeremías Benjamín Richter (1762-1807), en 1792, quien describió la estequiometría de la siguiente manera:

La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en la que los elementos químicos que están implicados

En una reacción química se observa una modificación de las sustancias presentes: los reactivos se consumen para dar lugar a los productos.

A escala microscópica, la reacción química es una modificación de los enlaces entre átomos, por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, *pero los átomos implicados se conservan*. Esto es lo que llamamos la *ley de conservación de la masa*, que implica las dos leyes siguientes:

- * la conservación del número de átomos de cada elemento químico
- * la conservación de la carga total

Las relaciones estequiométricas entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y están determinadas por la ecuación (ajustada) de la reacción, donde una ecuación química es la representación escrita de una reacción química. Se dice que está ajustada o equilibrada cuando respeta la ley de conservación de la materia, según la cual la suma de los átomos de cada elemento debe ser igual en los reactivos y en los productos de la reacción. Para respetar estas reglas se pone delante de cada especie química un número denominado coeficiente estequiométrico, que indica la proporción de cada especie involucrada.

<i>Estequiometria</i>		
① N_2 + ③ H_2 → ② NH_3		
<i>1 mol de N_2</i>	<i>3 mols de H_2</i>	<i>2 mols de NH_3</i>
<i>28 gramas</i>	<i>6 gramas</i>	<i>34 gramas</i>
<i>$6,02 \times 10^{23}$ Moléculas</i>	<i>$18,06 \times 10^{23}$ Moléculas</i>	<i>$12,04 \times 10^{23}$ Moléculas</i>
<i>22,71 L (mas CNTP)</i>	<i>68,13 L (mas CNTP)</i>	<i>45,42 L (mas CNTP)</i>
<i>1 Volume</i>	<i>3 Volumes</i>	<i>2 Volumes</i>

Imagen 99

Fuente: <https://th.bing.com/th/id/R.46b4ab848b33ec59eeea2664b84b7e58?rik=PAO4oQKB8Ldl2w&riu=>

Cuando los reactivos de una reacción están en cantidades proporcionales a sus coeficientes estequiométricos se dice:

- * La mezcla es estequiométrica
- * Los reactivos están en proporciones estequiométricas
- * La reacción tiene lugar en condiciones estequiométricas

En estas condiciones, si la reacción es completa, todos los reactivos se consumirán dando las cantidades estequiométricas de productos correspondientes.

Si no en esta forma, existirá el reactivo limitante que es el que está en menor proporción y que con base en él se trabajan todos los cálculos.

Ejercicio de clase:

- * ¿Qué cantidad de oxígeno es necesaria para reaccionar con 100 gramos de carbono produciendo dióxido de carbono?

Masa atómica del oxígeno = 15,9994. Masa atómica del carbono = 12,0107.

La reacción es:



para formar una molécula de dióxido de carbono, hacen falta un átomo de carbono y dos de oxígeno, o lo que es lo mismo, un mol de carbono y dos mol de oxígeno.

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol de carbono} & + & 2 \text{ mol de oxígeno} \\ 12,0107 \text{ g de carbono} & + & 2 \times 15,9994 \text{ g de oxígeno} \\ 100 \text{ g de carbono} & & x \text{ g de oxígeno} \end{array}$$

despejando x:

$$x = \frac{2 \cdot 15,9994 \text{ gramos de oxígeno} \cdot 100 \text{ gramos de carbono}}{12,0107 \text{ gramos de carbono}}$$

realizadas las operaciones:

$$x = 266,41 \text{ gramos de oxígeno}$$

4.3.1 LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS

4.3.2 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

Esta Ley fue postulada por Antoine Lavoisier después de realizar varios experimentos en los cuales la cantidad de más de las sustancias constituyentes reacciona igual al de las sustancias obtenidas de la masa de las sustancias obtenidas después del cambio químico sufrido.

Por lo que su ley dice: la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

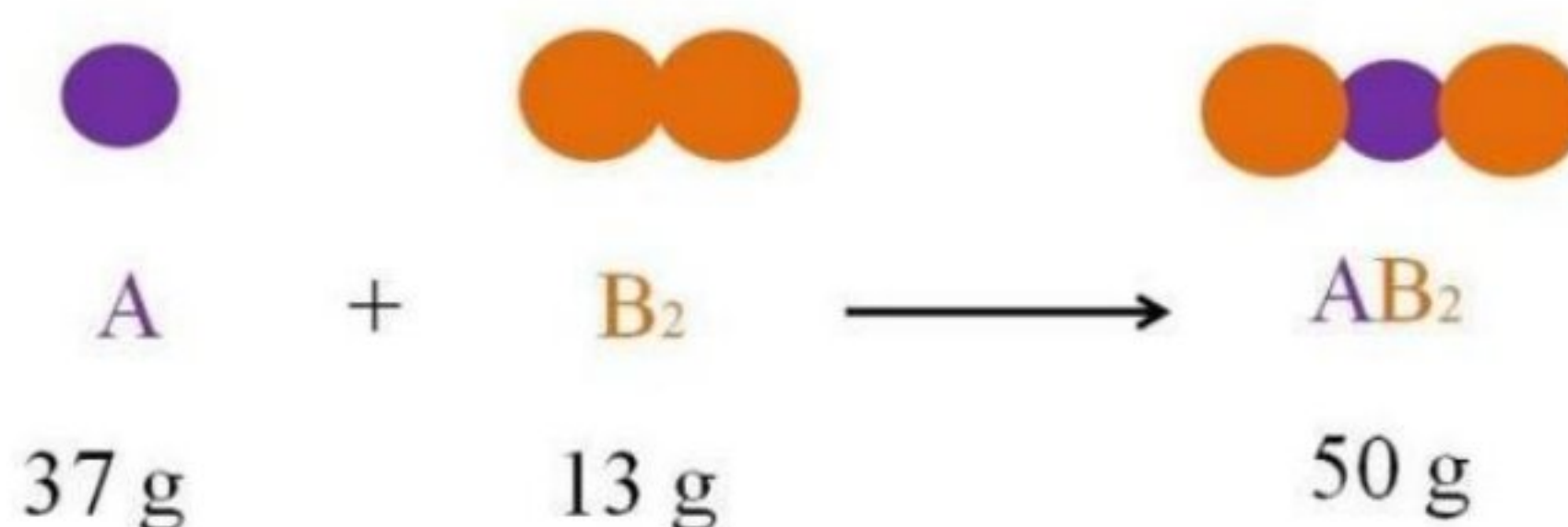


Imagen 100

Fuente: <https://www.lifeder.com/wp-content/uploads/2019/01/Sin-t%C3%ADtulo-696x259.jpg>

4.3.3 LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

Esta ley es también conocida como ley de las proporciones definidas o fijas.

En sus experimentos el químico francés Joseph Proust realizó innumerables análisis cuantitativos, en los cuales se percató de que los elementos, al unirse para formar un compuesto, siempre lo hacen de la misma cantidad, la cual permanece fija e invariable.

Es por eso que esta ley dice: Los elementos que forman un compuesto se combinan siempre en la misma proporción.

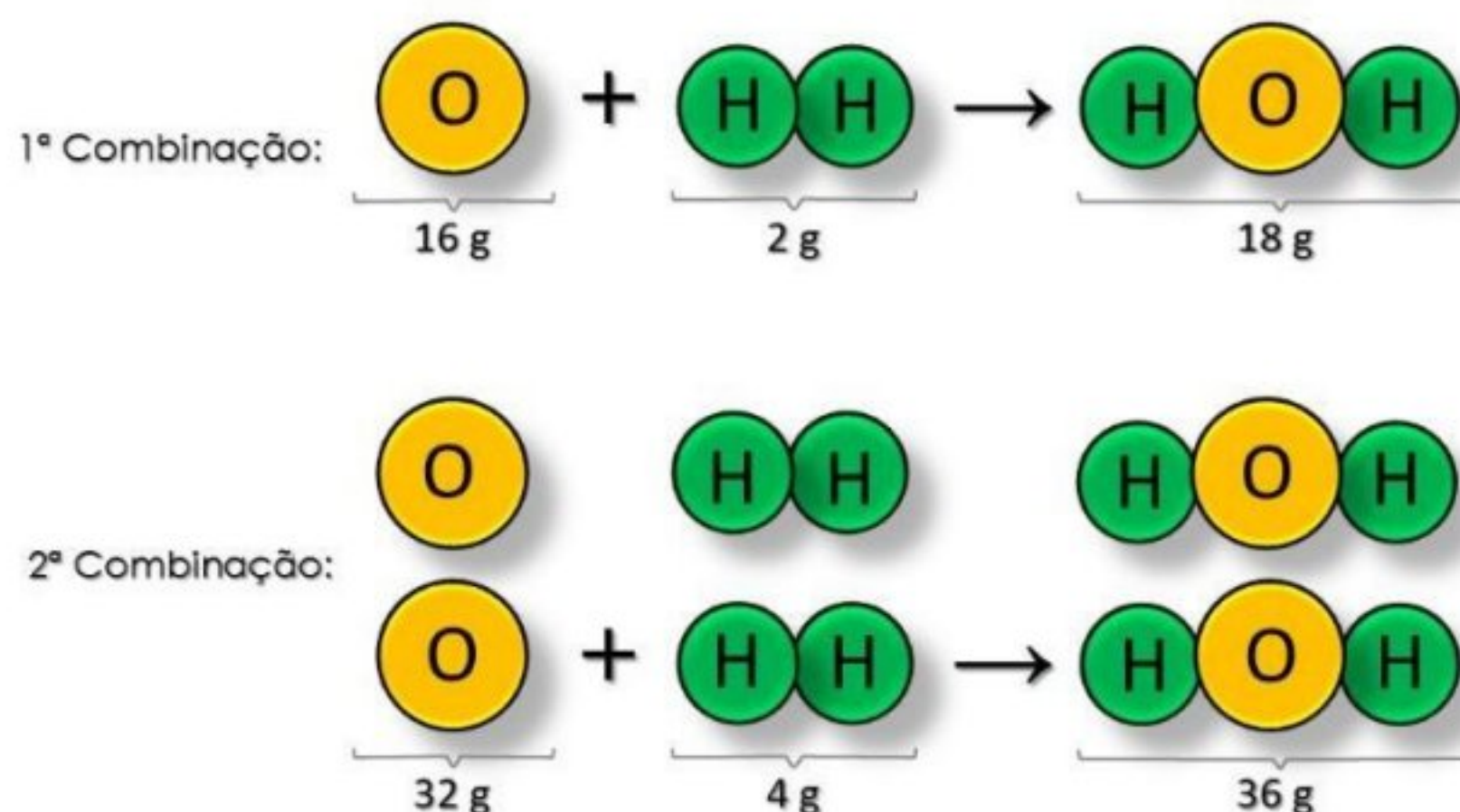


Imagen 101

<https://quimicalegal.com/wp-content/uploads/2018/08/Esquema-ilustrando-a-Lei-de-Proust-Mat%C3%A9ria-e-suas-transforma%C3%A7%C3%B5es.png>

4.3.4 LEY DE LA PROPORCIONES MÚLTIPLES

Dalton, al realizar sus experimentos, se dio cuenta de que hay elementos que al combinarse en diferente proporción forman compuestos distintos.

Esta ley nos menciona lo siguiente: Dos elementos se pueden combinar en proporciones diferentes formando compuestos distintos.

Ley de las proporciones múltiples

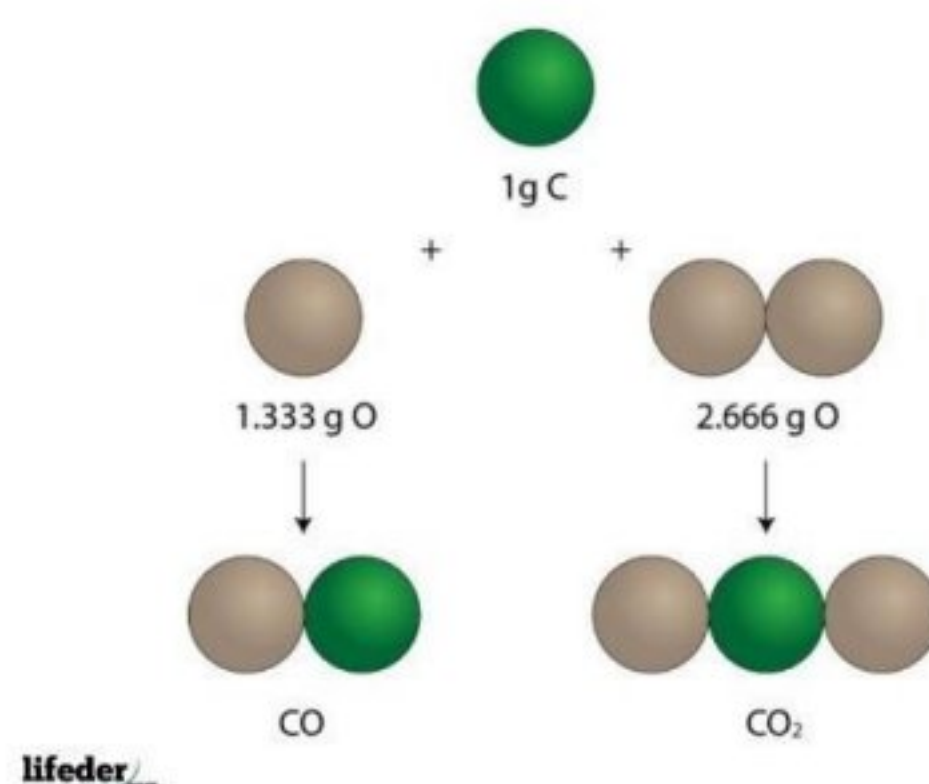


Imagen 102

Fuente: <https://www.liferder.com/wp-content/uploads/2018/02/Ley-de-las-proporciones-multiples-ejemplo.jpg>

4.4 BALANCEO DE ECUACIONES

Una Ecuación Química es la representación gráfica o simbólica de una reacción que muestra las transformaciones que sufren las sustancias, elementos o compuestos, bajo ciertas condiciones específicas. De esta manera, las sustancias reaccionantes (llamadas reactivos) sufren una serie de transformaciones en el curso de una reacción química para dar origen a los productos de la reacción.

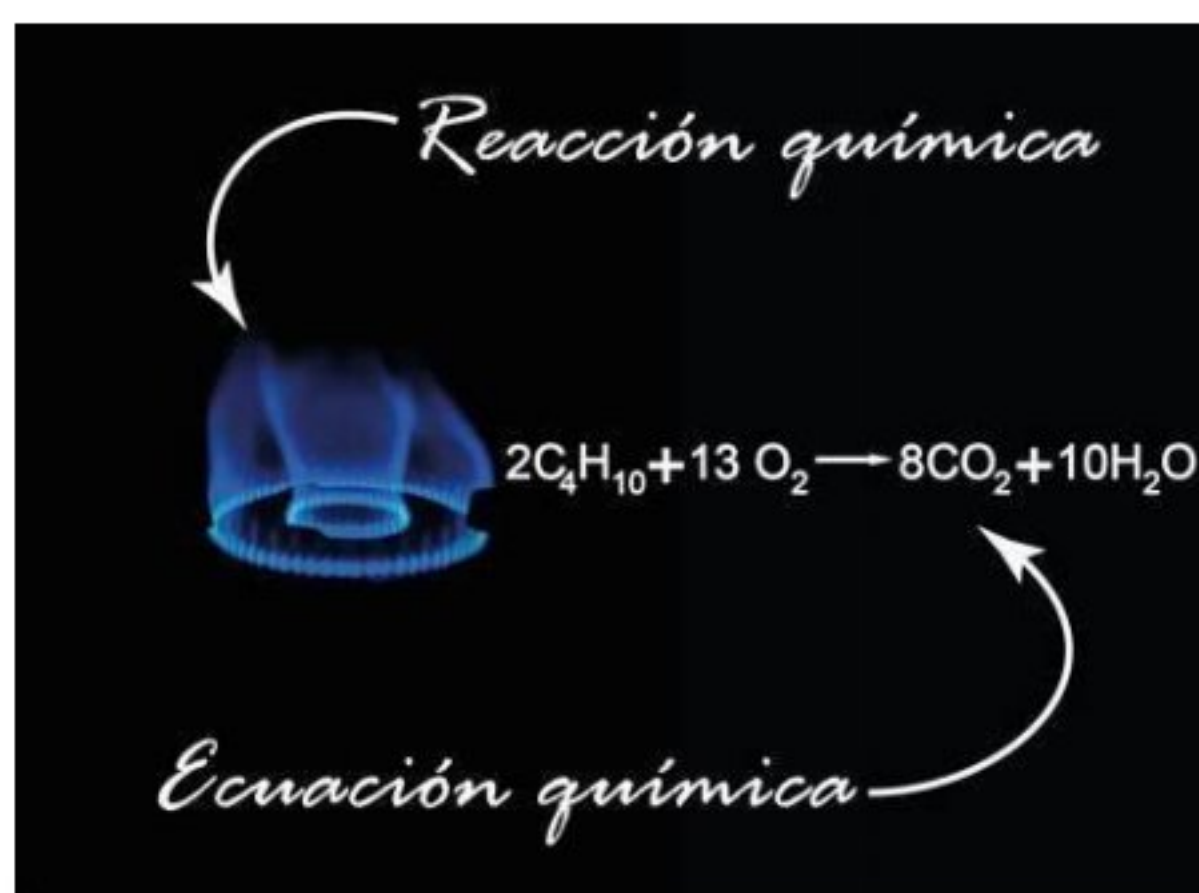


Imagen 103

Fuente: <https://www.yubrain.com/wp-content/uploads/2021/05/Ecuacion-vs-reaccion-quimica.png>

La ecuación química también nos muestra la cantidad de sustancias o elementos que intervienen en la reacción y se define como todo proceso en el cual una o más sustancias sufren transformaciones químicas.

Una ecuación química consta de dos miembros constituyentes.

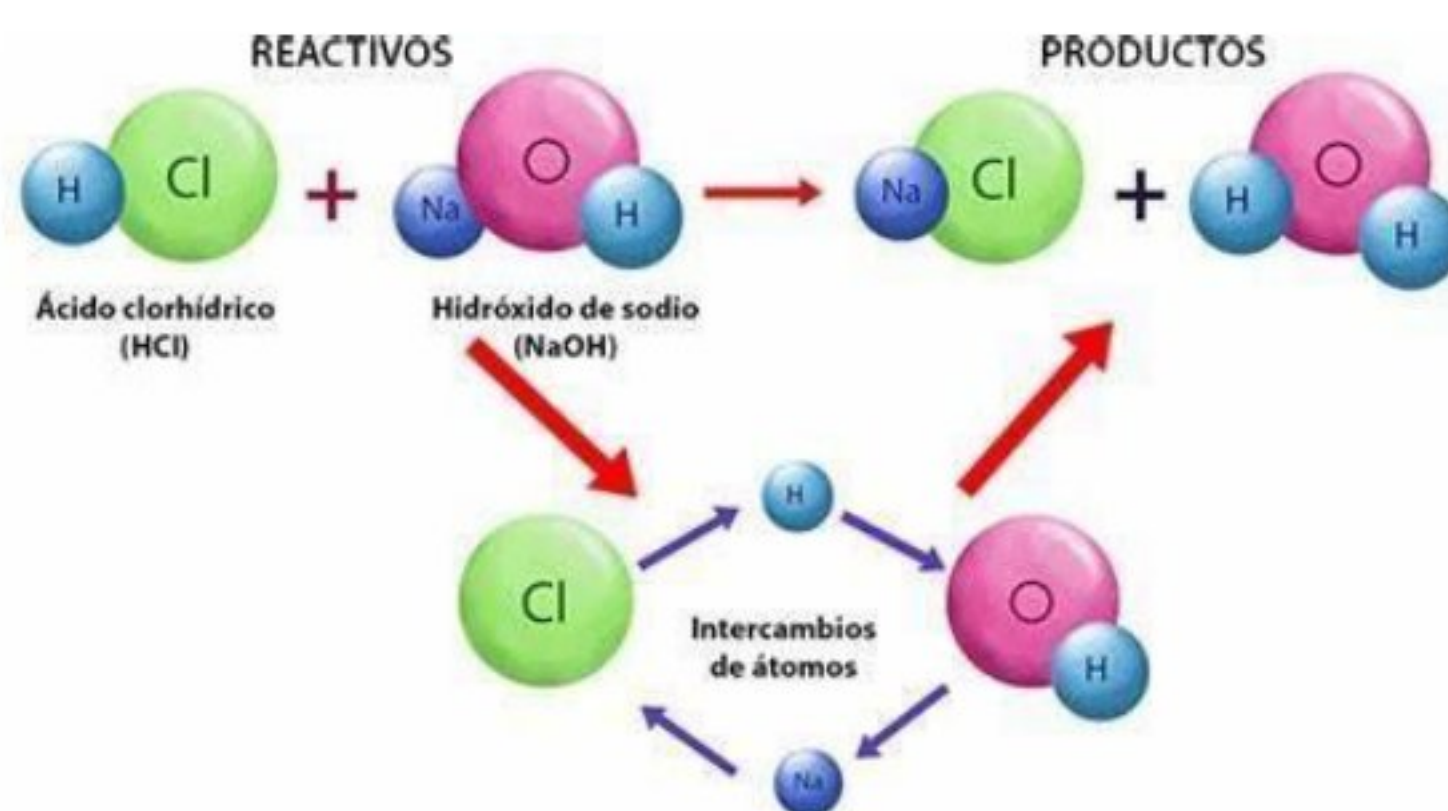


Imagen 104

Fuente: <https://portalacademico.cch.unam.mx/sites/default/files/q1u1oa6p04e01.jpg>

A la izquierda se ubican las sustancias que reaccionan y a la derecha, los productos de la reacción. Para separar ambos miembros, se emplea una flecha que indica el sentido en que transcurre la reacción.

En la siguiente reacción: $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$

Un átomo de hierro se combina con un átomo de azufre para dar origen a una molécula de sulfuro ferroso.

Se observa que en ambos miembros de la ecuación existe el mismo número de átomos. Un átomo de hierro y un átomo de azufre lo que se ajusta a la Ley de la conservación de la materia, propuesta por Lavoisier en 1774, que dice lo siguiente:

"En una reacción química, la masa de los reactantes es igual a la masa de los reactivos" por lo tanto "La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma"

Entonces que la reacción está Igualada o Balanceada. Una ecuación estará correctamente escrita cuando esté balanceada. La ecuación: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

Este procedimiento de igualar el número de átomos que existe en ambos lados de la ecuación de denomina "Balanceo de Ecuaciones".

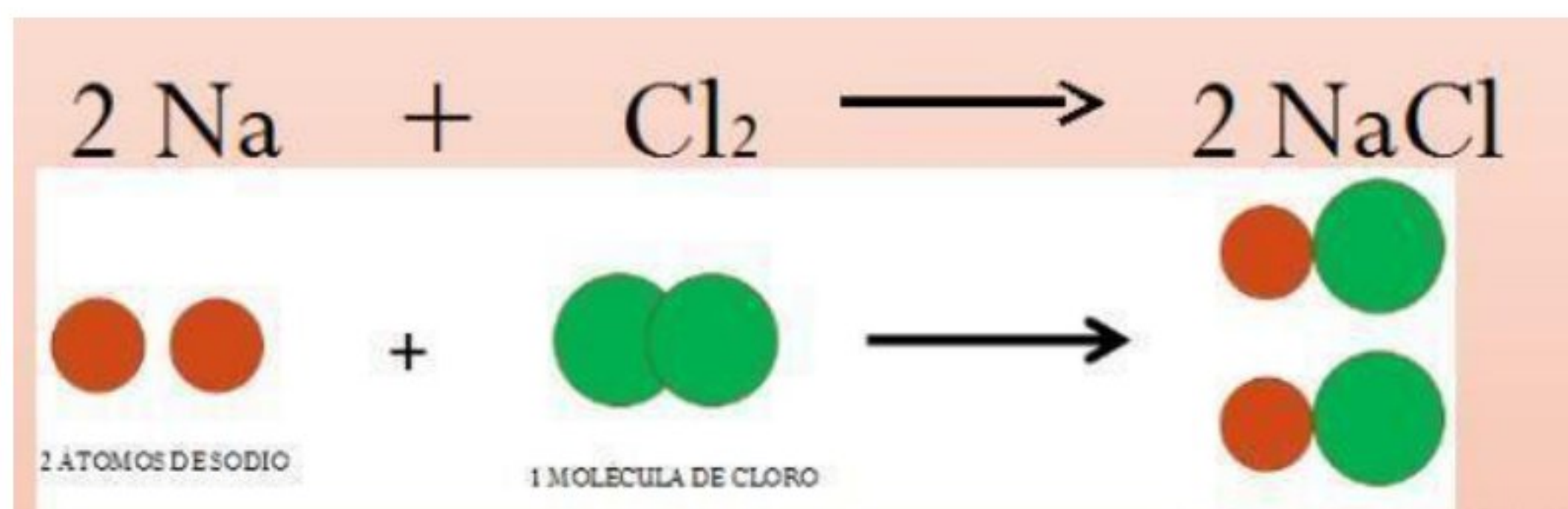


Imagen 105

Fuente: <https://es-static.z-dn.net/files/df3/738fab0d41d6b30ed5b90936cca36bd9.png>

Existen diversos métodos de igualación de ecuaciones químicas a saber:

Método por Tanteo, Método Algebraico o Aritmético y Métodos de Igualación de Reacciones de Óxido Reducción, también conocidos como Redox que se subdividen a su vez en:

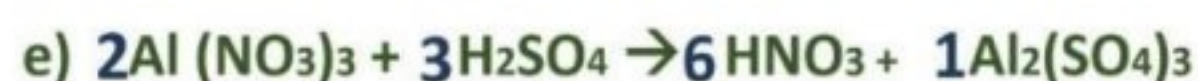
Método del Número de Oxidación,

Método del ion-electrón o Semirreacciones.

4.4.1 BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS POR TANTEO

Como se ha indicado antes, para balancear por este o todos los demás métodos es necesario conocer la ley de la conservación de la materia, propuesta por Lavoisier en 1774.

BALANCEO DE REACCIONES QUÍMICAS MÉTODO DE TANTEO



2 -Al-	2	✓
6 -N-	6	✓
30 -O-	30	✓
6 -H-	6	✓
3 -S-	3	✓

AprenDEasy con Yovana

Imagen 106

Fuente: <https://i.ytimg.com/vi/BqYrFp9I-mM/maxresdefault.jpg>

Como todo lleva un orden a seguir, este método resulta más fácil si ordenamos a los elementos de la siguiente manera:

Balancear primero: Metales y/o no metales Oxígenos Hidrógenos

De esta manera, nos resulta más fácil, ya que el mayor conflicto que se genera durante el balanceo es causado principalmente por los oxígenos e hidrógenos.

Balancear por el método de tanteo consiste en colocar números grandes denominados

"Coeficientes" a la izquierda del compuesto o elemento del que se trate. De manera que "Tanteando", logremos una equivalencia o igualdad entre los reactivos y los productos.

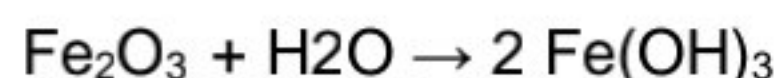
Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación química:



Para balancear, comenzamos contando los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno, luego los O_2 y finalmente H_2 .

A la izquierda de la flecha tenemos los "Reactivos" y a la derecha, los "Productos de la Reacción". La flecha se lee: "produce".

Observamos que en los reactivos tenemos dos átomos de hierro (el número delante del símbolo, Fe. Es importante hacer notar que, si el número está antes de la fórmula del compuesto, afectará a todos los elementos que lo integran y este número se llamará "coeficiente". El coeficiente indica el número de moléculas presentes). En los productos solo hay un átomo de hierro. Como debe haber el mismo número de átomos a la izquierda y a la derecha, colocaremos un coeficiente en el segundo miembro para balancear el número de átomos, así:



NOTA: Observa que solo podemos colocar coeficientes para balancear (números antes de la fórmula. No se puede colocar un dos después del hierro de los productos pues esto alteraría la fórmula del compuesto).

Ya hemos igualado los átomos de hierro.

A continuación, contar los átomos de oxígeno que hay en ambos lados de la ecuación.

En el primer miembro hay cuatro átomos de oxígeno. Tres en el óxido férrico (FeO_3) y uno en la molécula de agua; mientras que en el segundo miembro hay seis, tres en el grupo OH multiplicado por el coeficiente 2 que hemos colocado en el paso anterior. (Observa que los coeficientes multiplican los átomos presentes en la molécula). Para compensar esta diferencia se coloca un tres antes de la fórmula del agua. Colocar allí porque si se coloca antes de la fórmula del óxido, alteraríamos la cantidad de hierro que ya se ha ajustado en el paso anterior.



Colocar un tres porque ya hay tres átomos de oxígeno en la fórmula del Óxido Férrico.

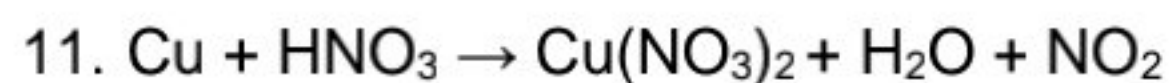
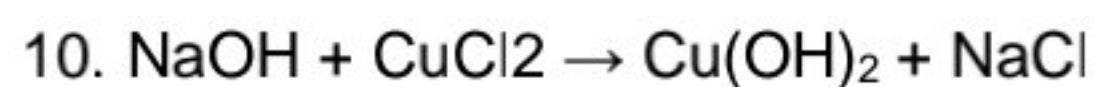
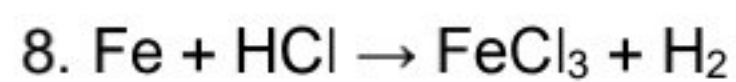
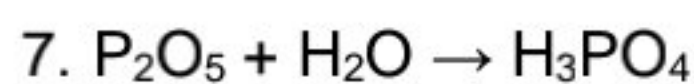
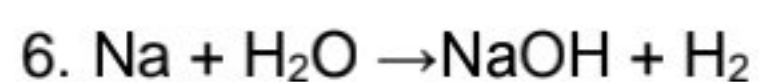
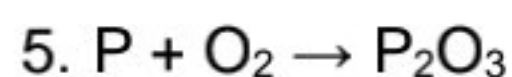
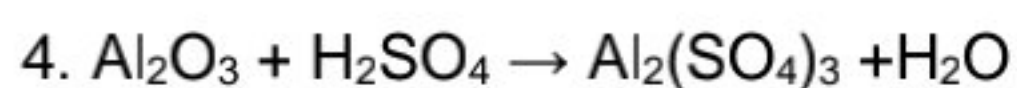
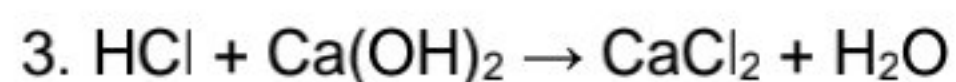
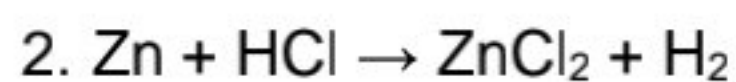
Contar ahora los átomos de hidrógeno y observamos que hay seis átomos a ambos lados de la flecha, por lo que la ecuación ha quedado balanceada.

Para comprobar, construir la siguiente tabla:

2	Fe	2
6	O	6
6	H	6

Ejercicios de clase:

1.- Balancea las siguientes ecuaciones Químicas por el método de tanteo:



4.4.2 BALANCEO POR EL MÉTODO ALGEBRAICO/ARITMÉTICO

**Método Algebraico
(Balanceo de Ecuaciones)**

$$a\text{C}_4\text{H}_{10} + b\text{O}_2 \rightarrow c\text{CO}_2 + d\text{H}_2\text{O}$$

C: $4a = c$ **H:** $10a = 2d$ **O:** $2b = 2c + d$

1. $c = 1$
 $4a = c$

2. $10a = 2d$

3. $2b = 2c + d$

CCTM

Imagen 107

Fuente: <https://i.ytimg.com/vi/3aUebuN4Erg/mqdefault.jpg>

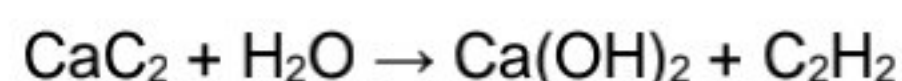
Se siguen los siguientes pasos:

1. Escribir antes de cada molécula una letra, siguiendo el orden alfabético.
2. Enlistar verticalmente los átomos que participan en la reacción, a la derecha del símbolo de cada elemento que participa se escribe el número de veces que el elemento se encuentra en cada molécula identificada por letra.
3. Si de un lado de la reacción un elemento se encuentra en más de una molécula, se suman y se escribe cuantas veces está presente en una molécula, se cambia la flecha por un signo igual =
4. Se enlistan las letras que representan las moléculas y a la letra más frecuente se le asigna el valor de uno

Los valores de las letras se obtienen por operaciones algebraicas

Ejemplo:

Balancear la siguiente ecuación:



Aplicamos la primera regla o paso:



Aplicamos el segundo paso: Elementos que participan: Ca C O H

Continuamos con el tercer paso:

Ca: (Ca está en "a" del primer miembro y en "C" en el segundo, por lo tanto)

$$\text{A} = \text{C}$$

C: (C está 2 veces en "a" y 2 veces en "d" por lo tanto)

$$2\text{A} = 2\text{D}$$

O: (O está en "b" y 2 veces en "c" por lo tanto)

$$\text{B} = 2\text{C}$$

H: (H está 2 veces en "b", 2 en "c" y 2 veces en "d" por lo tanto)

$$2\text{B} = 2\text{C} + 2\text{D}$$

Le asignaremos un valor numérico conveniente a cualquiera de las variables literales. En este caso, asignemos el valor de "1" a C

Resolvemos cada ecuación obtenida:

$$\text{C} = 1$$

$$\text{luego, A} = \text{C}$$

$$\text{A} = 1$$

$$2\text{A} = 2\text{D} \quad \text{luego, } 2 \times (1) = 2\text{D} \quad \text{D} = 2/2 = 1$$

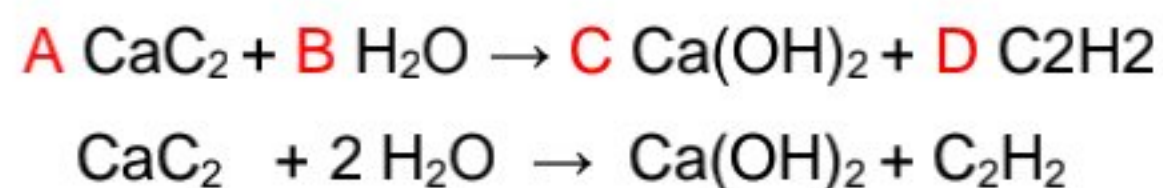
$$\text{D} = 1$$

$$\text{B} = 2\text{C}, \text{ luego } \text{B} = 2 \times \text{C} (1); \text{ B} = 2$$

$$\text{B} = 2$$

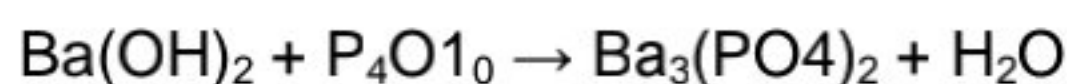
Se reemplaza cada literal por el valor obtenido:

Como el 1 se sobre entiende, la ecuación queda así:



Y la ecuación ya está balanceada

Balancear por el método algebraico la siguiente ecuación química



Respuesta

1)Ecuación general



Elementos que participan: Ba O H P

Bario: $\text{A} = 3\text{C}$

Fósforo: $4\text{B} = 2\text{C}$

Hidrogeno: $2\text{A} = 2\text{D}$

Oxigeno: $2\text{A} + 10\text{B} = 8\text{C} + \text{D}$

Se reemplaza B por 1 y se despejan A, C y D

$$\text{B} = 1$$

$$4\text{B} = 2\text{C}$$

$$4(1) = 2\text{C}$$

$$4 = 2\text{C}$$

$$\text{C} = 2$$

$$\text{A} = 3\text{C}$$

$$\text{A} = 3(2)$$

$$\text{A} = 6$$

$$2\text{A} = 2\text{D}$$

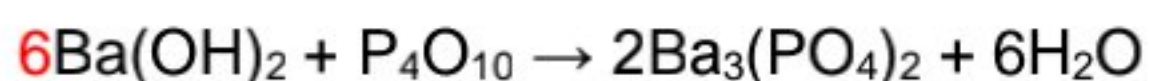
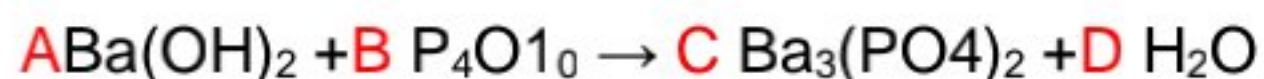
$$2(6) = 2\text{D}$$

$$12 = 2\text{D}$$

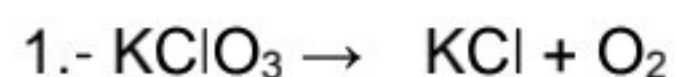
$$\text{D} = 6$$

Se reemplazan los coeficientes literales por los valores obtenidos:

$$\text{A} = 6 \quad \text{B} = 1 \quad \text{C} = 2 \quad \text{y} \quad \text{D} = 6$$



Ejercicio de clase:



4.4.3 BALANCEO DE ECUACIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN

Se denomina reacción de óxido-reducción o, simplemente, "Redox", a toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación.

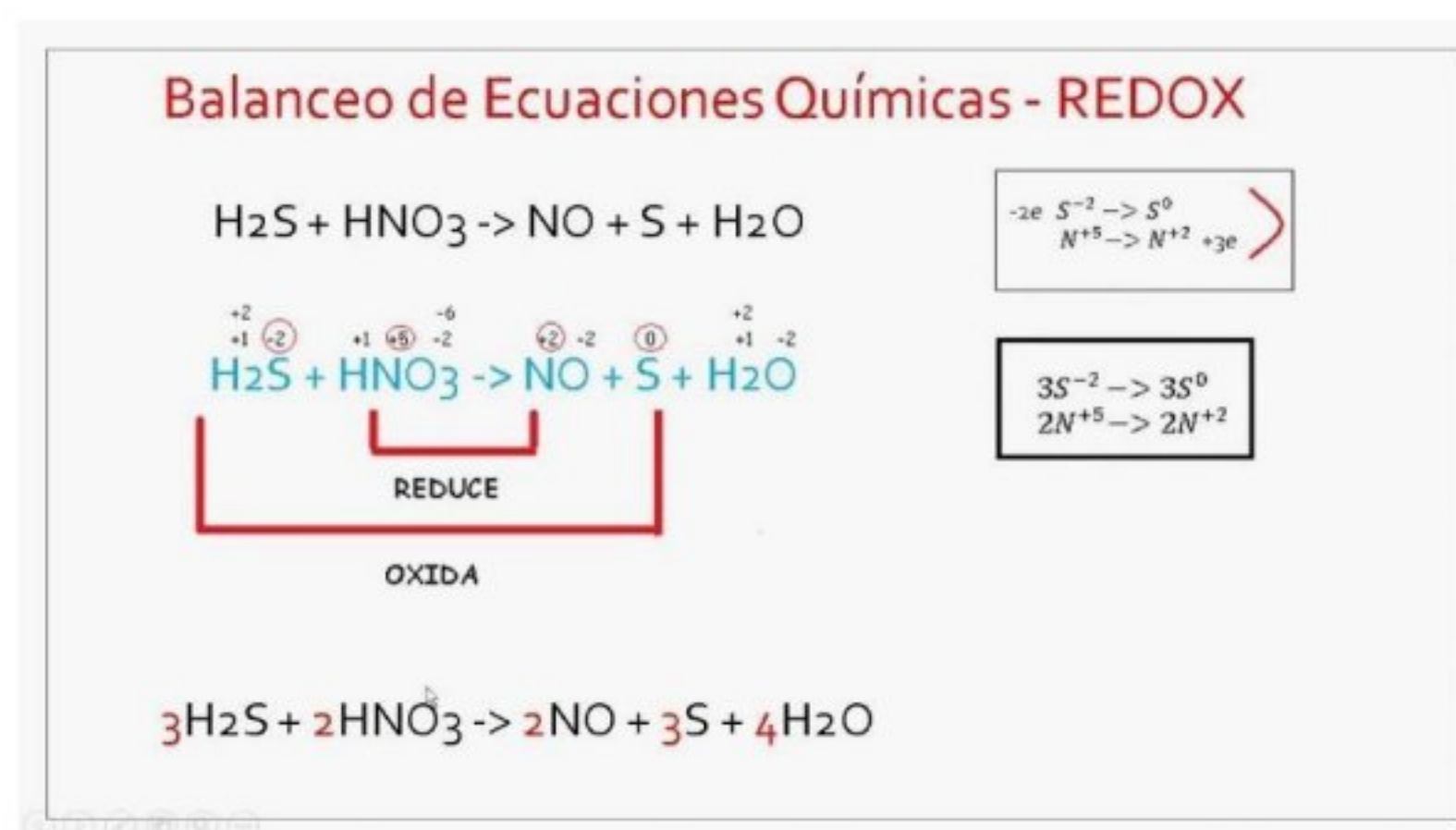


Imagen 108

Fuente: <https://images.app.goo.gl/vc6WMTJmXvWFwPHAA>

Para que exista una reacción de óxido-reducción, por tanto, debe haber un elemento que ceda electrones, y otro que los acepte:

El elemento que cede electrones se oxida, su número de oxidación disminuye y se denomina agente reductor.

El elemento que acepta electrones aumenta su número de oxidación, se dice que se reduce y se denomina agente oxidante.

PRINCIPIO DE ELECTRONEUTRALIDAD

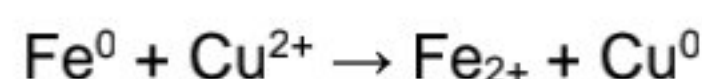
global redox, se da una serie de reacciones particulares llamadas semirreacciones o reacciones parciales. El principio de electroneutralidad de Pauling es un método aproximado para estimar la carga en moléculas o iones complejos. Supone que la carga siempre se distribuye en valores cercanos a 0 (es decir, -1, 0, +1).

Dentro de una reacción

Semirreacción de reducción: $2e^- + Cu^{2+} \rightarrow Cu^0$

Semirreacción de oxidación: $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

o más comúnmente, también llamada ecuación general:



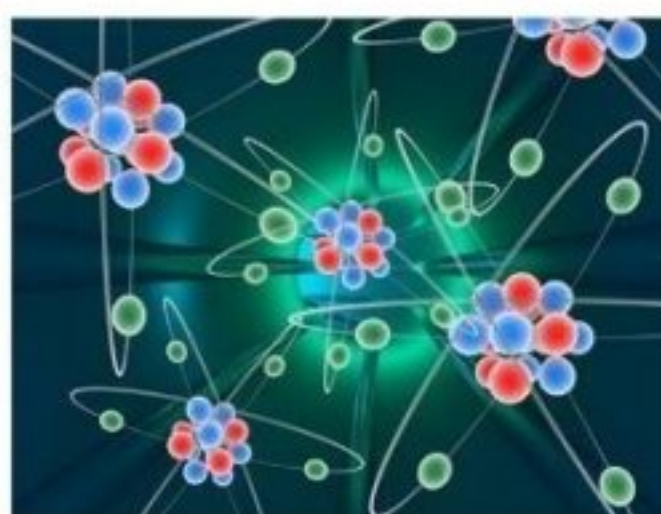
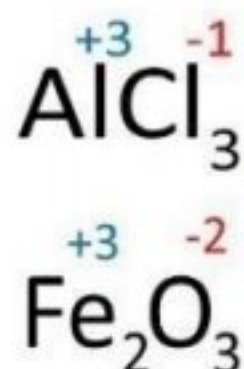
La tendencia a reducir u oxidar a otros elementos químicos se cuantifica por el potencial de reducción, también llamado potencial redox. Una titulación redox es una en la que un indicador químico indica el cambio en el porcentaje de la reacción redox mediante el viraje de color entre el oxidante y el reductor.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

Números de Oxidación

"Estados de Oxidación"

¿Qué son?



Ejercicios

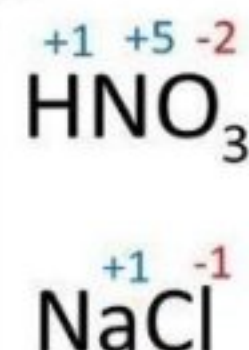


Imagen 109

Fuente: <https://i.ytimg.com/vi/qXnL4mLfeV4/maxresdefault.jpg>

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado.

1. Todos los elementos libres que no formen compuesto, tendrán número de oxidación cero
2. El hidrógeno tendrá número de oxidación de +1 excepto en hidruros en los cuales actúa con número de oxidación -1
3. El oxígeno tendrá número de oxidación -2 excepto en los peróxidos donde actúa con número de oxidación -1
 - a. Los Metales Alcalinos (Grupo IA de la Tabla Periódica) tienen en sus compuestos número de oxidación +1
 - b. Los Metales Alcalinotérreos (elementos del Grupo IIA de la Tabla Periódica)

tienen en sus compuestos número de oxidación +2

- c. Los halógenos (Grupo VII A) tienen en sus compuestos como haluros, número de oxidación -1
- d. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto iónico es igual a la suma de la carga neta de los átomos constituyentes del ión
- e. Si algún átomo se oxida su número de oxidación aumenta y cuando un átomo se reduce, su número de oxidación disminuye
- f. La suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen una molécula es cero

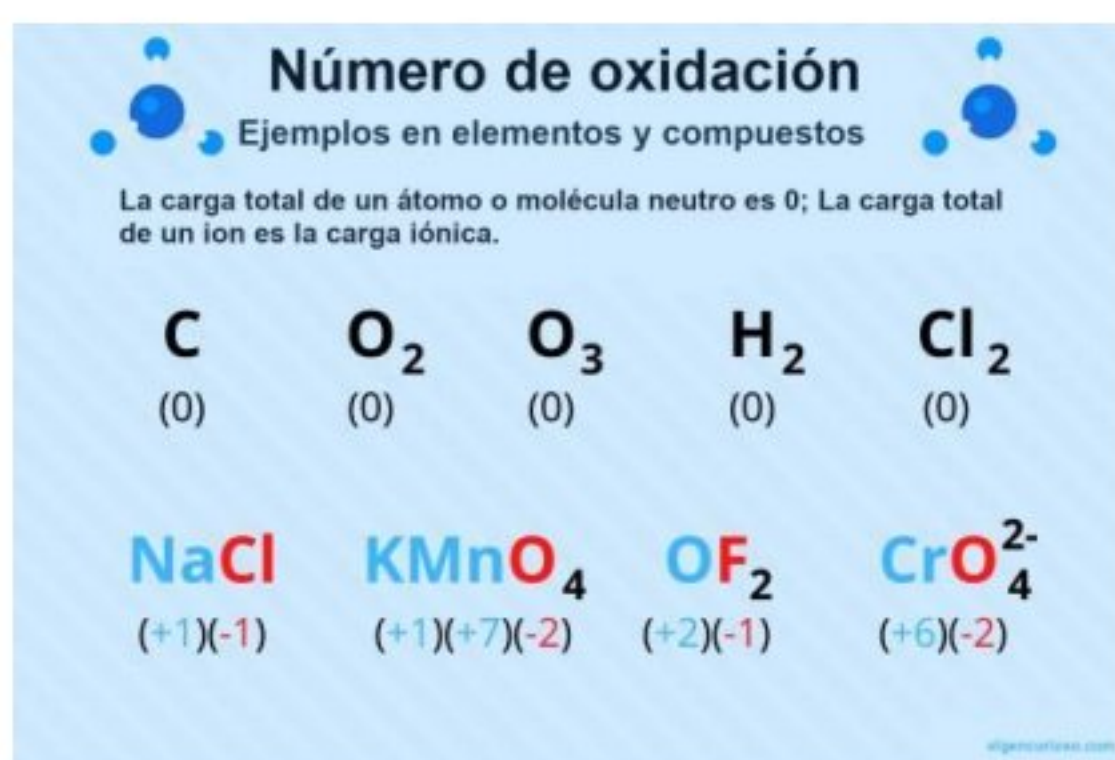


Imagen 110

Fuente: <https://i0.wp.com/www.elgencurioso.com/wp-content/uploads/2021/09/numero-de-oxidacion.png?fit=1500%2C1000&ssl=1>

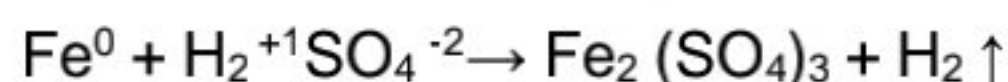
MÉTODO DE BALANCEO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN.

Determinación del número de oxidación.

Para comprender este método, balancear la siguiente ecuación:



La primera regla, que todos los elementos libres tendrán valencia cero, luego, localizar los elementos libres, en este caso son el Hierro y el hidrógeno, y colocar un cero como valencia.

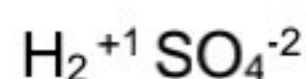


Continuar con las demás reglas y ubicar a los oxígenos e hidrógenos y asignar la valencia que les corresponde, según se estableció en las reglas:



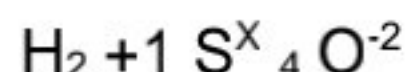
Para continuar, obtener la valencia de los elementos restantes, en este caso el azufre y el hierro:

Ubicar en el azufre (S) del primer miembro en la ecuación



Para obtener la valencia del azufre, simplemente se multiplica la valencia del oxígeno por el número

de oxígenos que hay (en este caso hay 4 oxígenos que multiplicados por el -2 del número de oxidación, resulta -8) y hacemos lo mismo con el hidrógeno, multiplicamos su valencia por el número de oxígenos que hay (2 átomos de hidrógeno multiplicados por +1 resulta +2). Queda de la siguiente manera:



Se plantea una ecuación de primer grado, recordando que la suma de los números de oxidación de los átomos integrantes de la molécula debe ser igual a cero:

$$2 \times (+1) + \text{X} + 4 \times (-2) = 0$$

$$+2 + \text{X} - 8 = 0$$

$$\text{X} = +8 - 2 \quad \text{X} = +6$$

Resulta que la valencia del azufre ha de ser +6. Comprobamos:

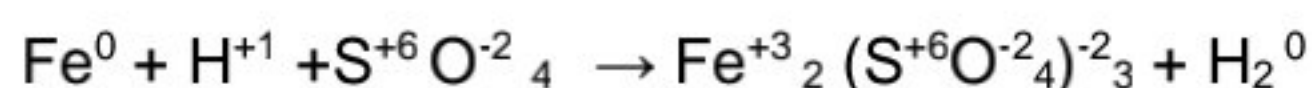
$$+2 + 6 - 8 = 0$$

Ubicar que ahora el hierro del segundo miembro:



Esta sal está formada por un catión, (Fe) y un anión, en este caso, el ion sulfato (SO_4). Recordar las reglas de formulación, es fácil deducir que la valencia del hierro es +3 y la del ion sulfato -2 (observar los subíndices delante de cada ion). Ya se ha definido el número de oxidación del hierro. Falta conocer el número de oxidación del azufre en el ion sulfato

Ya se sabe que la carga neta del ion es -2, por lo que si se multiplica los cuatro átomos de oxígeno por -2, resulta que la carga del oxígeno es -8, por lo que es lógico deducir que el número de oxidación del azufre será +6 para que al hacer la suma algebraica resulte -2. Y de esta manera se obtienen todas las valencias del compuesto químico:

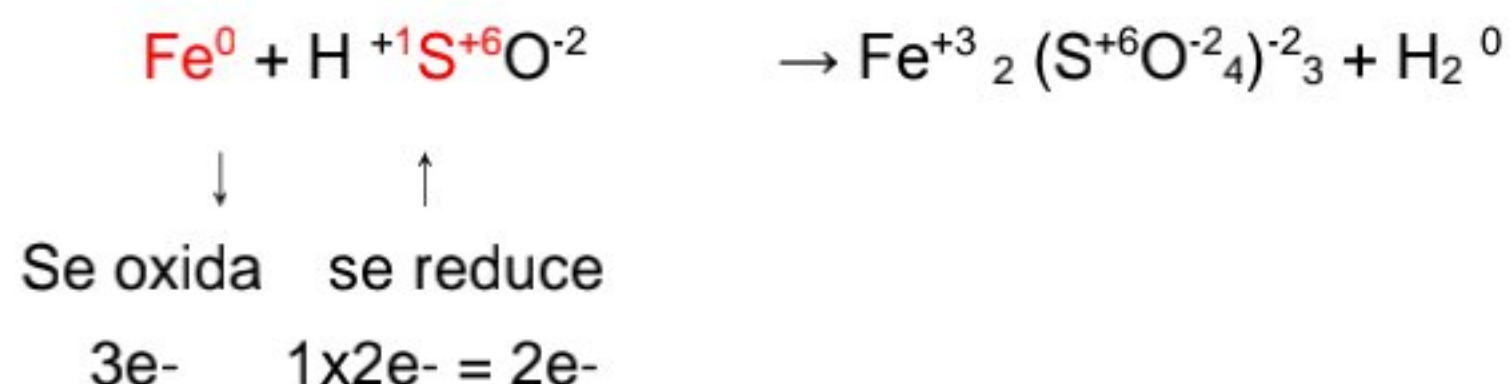


Ahora, verificar cuál elemento se oxida y cual se reduce. Observar que el hierro se oxida pues su número de oxidación aumenta de cero a 3 (pierde 3 electrones):

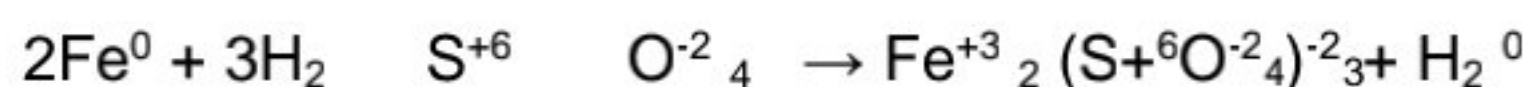


Observar ahora que el hidrógeno se reduce (gana 1 electrón), pero como hay dos átomos de hidrógeno, se multiplica por 2):

La ecuación queda de la siguiente manera



A continuación, intercambiar estos números que indican la pérdida y/o ganancia de electrones como se indica a continuación:



Ahora contar el número de átomos a ambos lados de la ecuación:

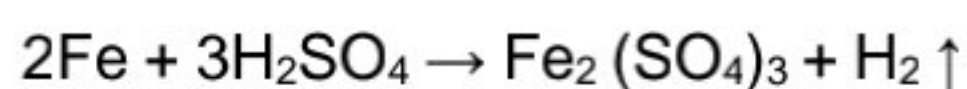
$$2 = \text{Fe} = 2$$

$$3 = \text{S} = 3$$

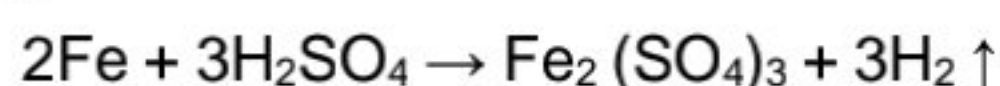
$$12 = \text{O} = 12$$

$$6 = \text{H} = 6$$

Para compensar el déficit de hidrógenos del segundo miembro, multiplicamos este elemento por 3



La ecuación balanceada resulta:



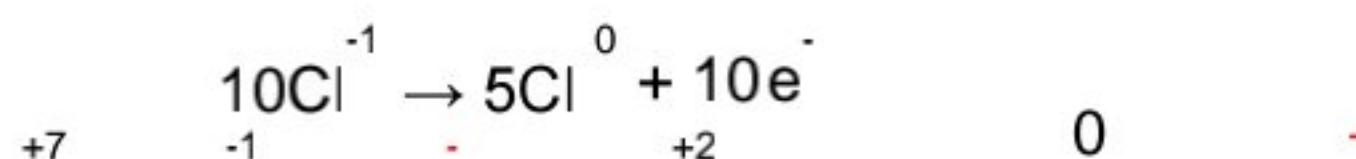
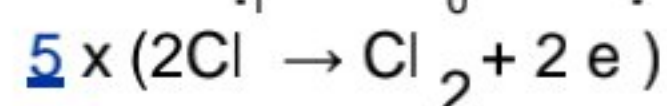
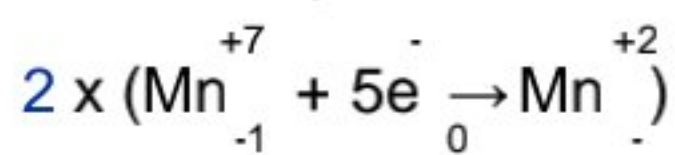
Otro ejemplo del mismo caso anterior se presenta a continuación:



Asignar los números de oxidación:



Multiplicar la primera semi reacción por 2 y la segunda por 5:



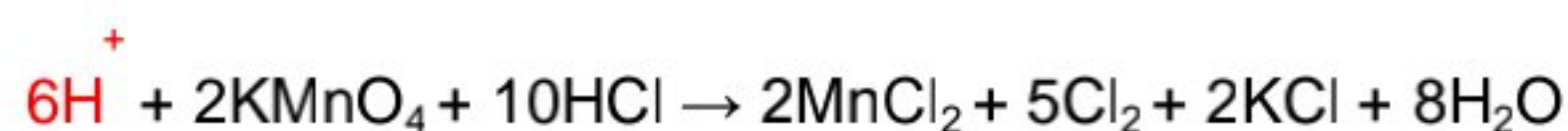
Balancear el Potasio del segundo miembro: $2\text{KMnO}_4 + 10\text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$

Ajustar el oxígeno: $2\text{KMnO}_4 + 10\text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$

Las moléculas de agua pueden sumarse



Se ajusta el hidrógeno:



Ya que estos protones solo pueden provenir del ácido, sumamos a la especie correspondiente:



Reajustar el cloro:



La ecuación está ahora balanceada.

La mayoría de las reacciones químicas elementales ocurren en disolución acuosa. En estos casos, no se indican todos los reactivos o productos, sino que normalmente solo se presentan el agente oxidante y el agente reductor; en qué se convierten y el medio en el que se realiza la reacción (disolución básica o ácida), por esta razón, la reacción deberá ser completada.

1. Igualar la ecuación con la proporción adecuada de agente oxidante y agente reductor.

Contar los átomos de oxígeno a ambos lados de la ecuación y añadir moléculas de agua donde exista déficit de O_2 .

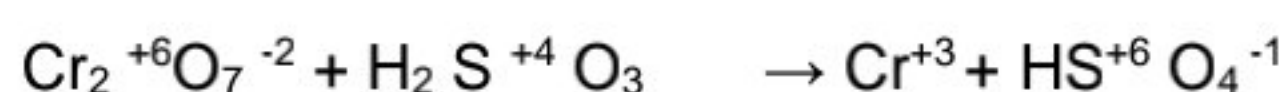
2. Contar los átomos de hidrógeno y completar con protones (H^+) en el lado deficiente, indicar que la reacción se realiza en medio ácido, se deja así, sin embargo, si se indica que la reacción ocurre en medio básico, se deben añadir tantos OH^- a ambos lados de la ecuación como protones se han incorporado en el paso anterior.

3. Sumar los y los OH^- agregados y convertirlos en H_2O y finalmente, eliminar las especies que se repitan a ambos lados de la ecuación.

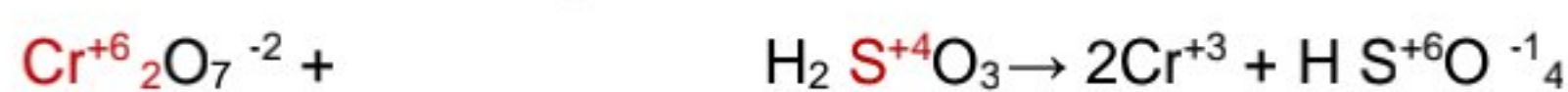
Como ejemplo, igualar la siguiente reacción sabiendo que ocurre en medio ácido:



4. Iniciar colocando los números de oxidación según el procedimiento ya estudiado: (solo indicar los números de oxidación del agente oxidante y el reductor)

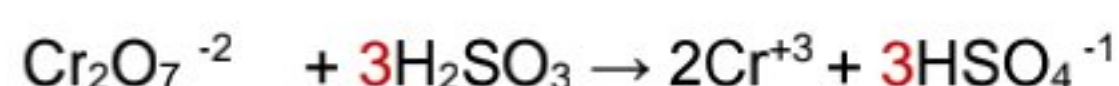


5. Balancear los átomos de Cromo del segundo miembro:

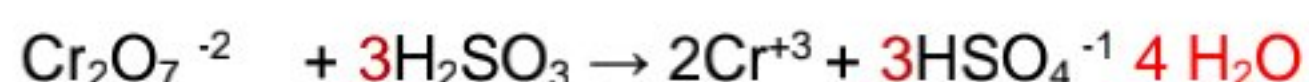


3 e- x 2 = 6 e- Se reduce 2 e- Se oxida

La relación entre los reactivos es 6:2, por lo que simplificar el resultado 3:1 y balancear:



6. Verificar los átomos de oxígeno y detectamos un déficit de 4 átomos a la derecha que compensamos con agua:



: Ejercicios de clase

Balancear las siguientes reacciones por el método del número de oxidación:

- 1.- $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$
- 2.- $\text{KClO}_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 3.- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
- 4.- $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 5.- $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 6.- $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 7.- $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 8.- $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 9.- $\text{HNO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- 10.- $\text{NaCl} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 11.- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 12.- $\text{Ag}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ag}$
- 13.- $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 14.- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 15.- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

4.5 CÁLCULOS ESTEQUIOMETRICOS EN REACCIONES QUÍMICAS

Las relaciones cuantitativas entre las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción permiten calcular la cantidad de una determinada sustancia si se conoce la cantidad de una cualquiera de ellas. En general, las cantidades calculadas son en masa, pero puede hallarse el correspondiente volumen si se conoce, para sólidos y líquidos, su densidad, y para los gases, a partir de la ecuación general que relaciona el volumen con el número de moles.

4.5.1 RELACIONES MOL-MOL

Conocido el número de moles de una sustancia puede hallarse el número de moles de otra.

Ejercicios de clase:

1. ¿Cuántos moles de oxígeno se obtendrán calentando 3,5 moles de clorato potásico, según la reacción: $\text{Clorato potásico} \longrightarrow \text{cloruro potásico} + \text{oxígeno}$
Sol: 5,25 moles

2. Cuando el Sb se quema en atmósfera de oxígeno se produce la siguiente reacción:



2 Ajusta la reacción y halla cuántos moles de oxígeno se necesitan para quemar 18 moles de Sb.

3 ¿Cuántos gramos de Sb_2O_3 se obtendrán?

Sol: a) 13,5 moles de oxígeno , b) 2.628 g de Sb_2O_3

RELACIONES MASA-MASA

Conocida la masa de una sustancia puede hallarse la masa de otra.

Ejercicios de clase:

1. Por tostación de sulfuro de cinc se obtiene el óxido del metal y se desprende dióxido de azufre. Si se dispone de 8,5 Kg de sulfuro: a) ¿Qué cantidad de óxido se producirá? b) ¿Con qué masa de oxígeno reaccionará?

Sol: a) 7.104 g de ZnO , b) 4.189 g de oxígeno.

2. ¿Qué masa en gramos de cloruro de plata puede obtenerse a partir de la reacción de 17 g de nitrato de plata con cloruro de sodio en exceso?

Sol: 14,3 g

3. ¿Cuántos litros de oxígeno medidos en c.n. se necesitarán para quemar 36,0 g de butano? ¿Cuántos litros de CO_2 medidos en c.n. se formarán y cuántos gramos de agua?

Sol: 90,4 l de O_2 ; 55,61 l de CO_2 y 55,9 g de agua

4. Al quemar 3 gramos de antracita se obtienen 5,3 litros de CO_2 , medidos en c.n. Calcula la cantidad de carbono que contiene la antracita.

Sol: 2,84 g

RELACIONES VOLUMEN-VOLUMEN

Si en la reacción intervienen al menos dos gases, sus coeficientes estequiométricos indican también la proporción en volumen, siempre que se midan en las mismas condiciones de P y T.

Ejercicios de clase:

1.a) ¿Cuántos litros de oxígeno serán necesarios para oxidar 500 litros de amoníaco?. b) ¿Cuántos litros de monóxido de nitrógeno y de vapor de agua se formarán?. Todos los gases han sido medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Sol: 500 litros NO , 625 litros O_2 y 750 litros de agua

2. Tenemos 10,4 litros (que se midieron en c.n.) de acetileno (C_2H_2). ¿Qué volumen de aire (20 % de oxígeno y 80 % de nitrógeno en volumen), que está a 17 °C y 735 mm Hg se consumirá en su combustión?

Sol: 142,8 litros

3. Se hace arder 2 litros de propano, medidos a 12 °C y 740 mmHg. Calcula el volumen de oxígeno necesario para su combustión medido a 23 °C y 750 mmHg.

Sol: 10,25 litros

4.5.1.1. CÁLCULOS RENDIMIENTO



Imagen 111

Fuente: <https://i.ytimg.com/vi/zE2KJJ6T2Nk/maxresdefault.jpg>

La cantidad máxima de un producto que puede obtenerse, según la ecuación química, a partir de una cantidad conocida de reactivo, se denomina **rendimiento teórico**. Pero la mayoría de las veces no se consigue ese valor máximo; rara vez las reacciones dan un rendimiento del 100 %, es decir, los reactivos no suelen convertirse enteramente en productos.

El **rendimiento real** de una reacción, expresado en %, se calcula:

$$\text{Rendimiento real} = \frac{\text{cantidad de producto obtenida}}{\text{cantidad de producto teórica}} \cdot 100$$

Ejercicios:

1. Por oxidación de 100 Kg de tolueno ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$), se han obtenido 124,1 Kg de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$). Calcula el rendimiento en este proceso.

Sol: 93,6 %

2. Al calentar KNO_3 se descompone en KNO_2 y O_2 . a) Si a partir de 3 g de KNO_3 se obtienen 0,24 g de O_2 , ¿cuál es el rendimiento de la reacción? b) ¿Cuántos gramos de KNO_2 se obtienen?

Sol: a) 50,5 % , b) 1,275 g

REACTIVO LIMITANTE

En la mayoría de las reacciones químicas, por ejemplo, las que se llevan a cabo en la industria, las cantidades de reactivos suministradas no están, normalmente, en las proporciones exactas requeridas por la ecuación de la reacción. En estas condiciones, los productos obtenidos contienen alguna cantidad de reactivo que no ha reaccionado.

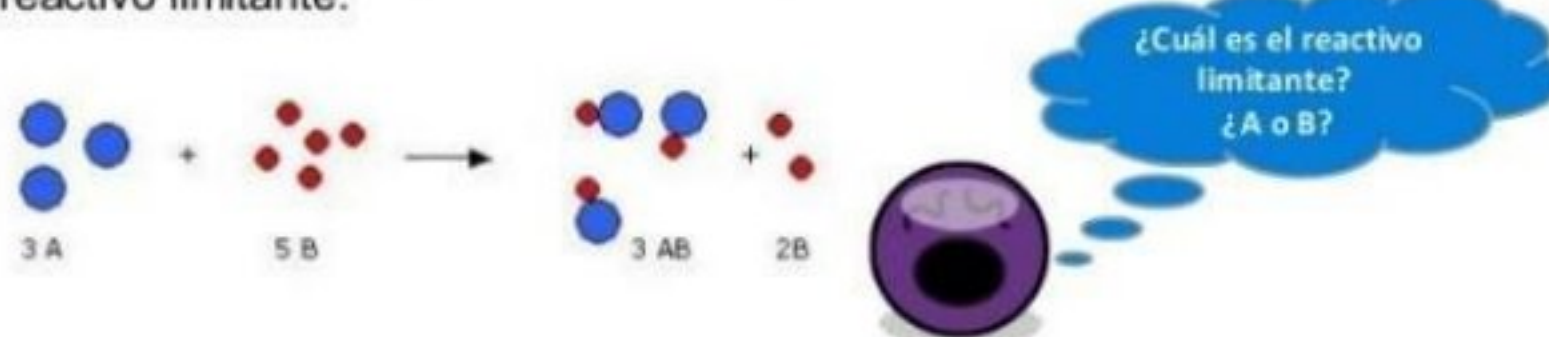
Las cantidades de los compuestos que se desea obtener y que se forman en la reacción, vendrán determinadas por la cantidad de **reactivo limitante**; esto es, el reactivo que se consume antes y que, por lo tanto, determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener.

1. Reactivo limitante



El reactivo que se consume primero en una reacción, recibe el nombre de **reactivo limitante**, ya que la máxima cantidad de producto que se puede formar depende de la cantidad de este reactivo que hay inicialmente. Cuando este reactivo se consume, no se puede formar más producto.

Los **reactivos en exceso** son los reactivos que se encuentran presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.





Si en un salón de baile hay 12 hombres y 9 mujeres, únicamente se podrán completar 9 parejas mujer/hombre. 3 hombres se quedarán sin pareja. Así, el número de mujeres limita el número de parejas que se podrán formar y hay un exceso de hombres.

Imagen 112

Fuente: <https://image.slidesharecdn.com/clase11estequiometriaireactivolimitanteyrendimientodeuna-reaccin-2015-6-638.jpg?cb=1459128749>

Ejercicios:

1. ¿Qué masa en gramos de cloruro de plata se formará cuando se mezclen en solución acuosa 35,4 gramos de cloruro de sodio y 99,8 gramos de nitrato de plata?

Sol: 84,4 g

2. Una mezcla de 12,2 g potasio y 22,2 g de bromo ha sido calentada hasta que la reacción fue completa. ¿Cuántos gramos de bromuro potásico se formarán?

Sol: 33,36 g

3. Se mezclan 18 moles de hidrógeno con 18 moles de nitrógeno. Calcula los moles de amoníaco que se forman.

Sol: 12 moles de amoníaco

DISOLUCIONES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

En los laboratorios, la mayor parte de los reactivos se encuentran dispuestos en forma de disolución. Entre sus grandes ventajas se pueden señalar dos principales:

1ª.- Una reacción entre sólidos tiene lugar lentamente porque sólo puede producirse en la superficie de contacto. En cambio, si se disuelven, se dispersan como iones o moléculas, por lo cual el contacto será más íntimo y, por tanto, la reacción más rápida.

2ª.- Diluyendo sucesivamente una disolución se puede disponer de productos en cantidad tan minúscula que sería imposible su manejo y la medida exacta de su masa si estuviesen en estado sólido.

conocida a una disolución de otra sustancia de concentración desconocida. El punto final de la valoración o punto de equivalencia puede conocerse por el cambio de color del indicador.

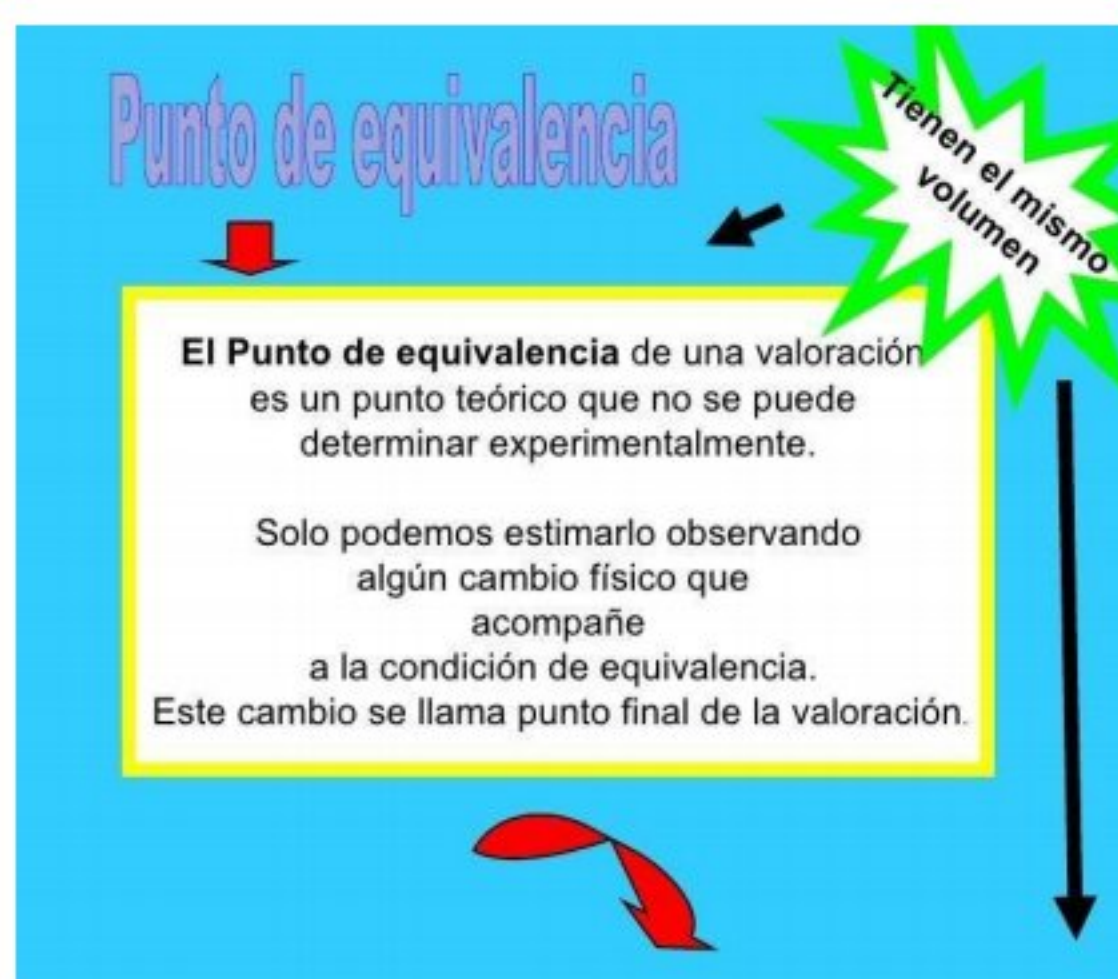


Imagen 113

Fuente: <https://images.app.goo.gl/HkHL8ktM6ocM28i9A>

Práctica No 7

Título	ESTEQUIOMETRIA												
Objetivo general	Estudio de las combinaciones ponderales entre los elementos, compuestos y cuerpos en general.												
Explicación teórica	La palabra “estequiometría” se deriva del griego stoicheion, que significa “primer principio o elemento”, y metron, que quiere decir “medida”. La estequiometría se refiere a las relaciones de pesos y volúmenes en las fórmulas químicas y en las reacciones. Es decir describe las relaciones cuantitativas entre los elementos en los compuestos (composición estequiométrica) y entre las sustancias cuando experimentan cambios químicos (estequiometría de reacción). En esta práctica se investigará la relación del peso del cloruro de potasio y del oxígeno en el clorato de potasio, así como la utilidad y aplicación de los resultados, al analizar una mezcla de clorato de potasio. El clorato de potasio (KClO₃) es un compuesto que contiene: potasio, cloro y oxígeno. Cuando se calienta durante algún tiempo lentamente se descompone en: * Oxígeno: el cual puede ser desechado o recogerse en un recipiente para su posterior reconocimiento. * Potasio y Cloro: que permanezcan en forma de cloruro de potasio (KCl). Al calentar una mezcla de clorato de potasio-cloruro de potasio, el peso baja, debido al desprendimiento del oxígeno de clorato de potasio; el cual permite calcular la cantidad de KCl que existe en la mezcla original. Para aumentar la velocidad de la reacción, puede utilizarse bióxido de manganeso (MnO₂) como catalizador cuyo peso deberá considerarse, ya que permanece constante.												
Materiales, equipo y reactivos	<table><tr><th>Material y equipo</th><th>Reactivos</th></tr><tr><td>10. 1 mechero Bunsen</td><td>14. Bióxido de manganeso (MnO₂)</td></tr><tr><td>11. 2 tubos de ensaye</td><td>15. Clorato de potasio (ClKO₃)</td></tr><tr><td>12. 1 pinza para bureta</td><td>Ver anexo 1 para la preparación de reactivos y soluciones</td></tr><tr><td>13. 1 balanza analítica</td><td></td></tr></table>	Material y equipo	Reactivos	10. 1 mechero Bunsen	14. Bióxido de manganeso (MnO ₂)	11. 2 tubos de ensaye	15. Clorato de potasio (ClKO ₃)	12. 1 pinza para bureta	Ver anexo 1 para la preparación de reactivos y soluciones	13. 1 balanza analítica			
Material y equipo	Reactivos												
10. 1 mechero Bunsen	14. Bióxido de manganeso (MnO ₂)												
11. 2 tubos de ensaye	15. Clorato de potasio (ClKO ₃)												
12. 1 pinza para bureta	Ver anexo 1 para la preparación de reactivos y soluciones												
13. 1 balanza analítica													
Desarrollo	a) Añada en un tubo de ensaye, limpio y seco, una pequeña cantidad de (MnO₂) con aproximación de 0.01 gr. b) Agregue aproximadamente 1 g. de (KClO₃) bien seco y comprueba nuevamente el peso. c) Tape ligeramente el tubo y adáptalo al soporte, caliente lenta y suavemente hasta que el sólido se funda. d) Intensifique el calentamiento cuando sea posible durante varios minutos, hasta el desprendimiento total del oxígeno, lo que se conocerá si al introducir en el tubo una astilla de ignición, no aumenta su combustión, deje enfriar el tubo y péselo con mucho cuidado y tan exactamente como sea posible. Ver anexo 2 para las soluciones producidas en cada reacción y propuestas de tratamiento												
Integración al currículum	Resolverá Problemas que impliquen relaciones numéricas vinculadas a la composición de la materia y sus transformaciones Definirá los términos: Estequiometría. Átomo gramo Mol gramo Volumen gramo molecular No de Avogadro Reactivo limitante Reactivo en exceso y rendimiento. Relacionará el enunciado de las Leyes Estequiométricas con el nombre correspondiente.												
Seguridad y desechos	Seguridad 36. Deberá portar su bata blanca manga larga y de algodón 37. Uñas cortas 38. Cabello recogido 39. Lentes de seguridad 40. No introducirá alimentos al laboratorio 41. Guardará el orden y disciplina durante el desarrollo de la práctica. 42. Deberá antes de salir del laboratorio, lavarse perfectamente las manos con agua y jabón. Desechos * El material de cristalería se lavará con detergente y agua corriente en las tarjas correspondientes * Los desechos orgánicos e inorgánicos se deben depositar en recipientes correspondientes del área de confinamiento. De papelería en el cesto de basura.												
Fuentes bibliográficas	a) Manual de prácticas de química inorgánica del IPN b) José a. Babor / José Ibarz Azmarez química general moderna c) Sideney S. Biechier, introducción a la experimentación química d) Chang, R. y W College, química ed. prentice hall hispanoamericana												

Examen propuesto de la 4ª unidad de química inorgánica

Nombre _____ Fecha _____

1. Dada la reacción:
- $$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{NO} + \text{S}^\circ + \text{H}_2\text{O}$$
1. Indique los nombres de los reactivos
2. Qué tipo de reacción se lleva a cabo
3. Cuantos moles de NO se producen en la reacción
4. Cuantos gr de H_2S son necesarios para obtener 3 mol de S°
5. Calcule el Rendimiento de la reacción con 50.0 g de HNO_3
6. Cuántos ml de NH_4OH se requieren para preparar 500 ml de solución 0.2 N.
1. Calcule el % de la solución
2. Calcule la M
3. Determine ppm

Link de la presentación en ppt de la unidad: Reacciones químicas.

https://docs.google.com/presentation/d/1HKoncF24nP6_EDEUoEhOyVylh0hlzxxh/edit?usp=drive_link&ouid=112245753637829360619&rtpof=true&sd=true

Link de la presentación en ppt de la unidad: Cálculos estequiométricos

https://docs.google.com/presentation/d/1L1jGU3kFEche29c4sSzRLXhtLNxIhcZO/edit?usp=drive_link&ouid=112245753637829360619&rtpof=true&sd=true

TEMA 5



INTRODUCCIÓN A SOLUCIONES

5.1 SOLUCIONES



5.1.1

DEFINICIONES DE SOLVENTE Y SOLUTO



5.1.2

TIPOS DE SOLUCIONES



5.2

CONCENTRACIONES



5.2.1

EXPRESIONES CUALITATIVAS Y CUANTITATIVAS



5.2.2

CÁLCULOS DE MOLARIDAD, MOLARIDAD, NORMALIDAD Y FORMALIDAD

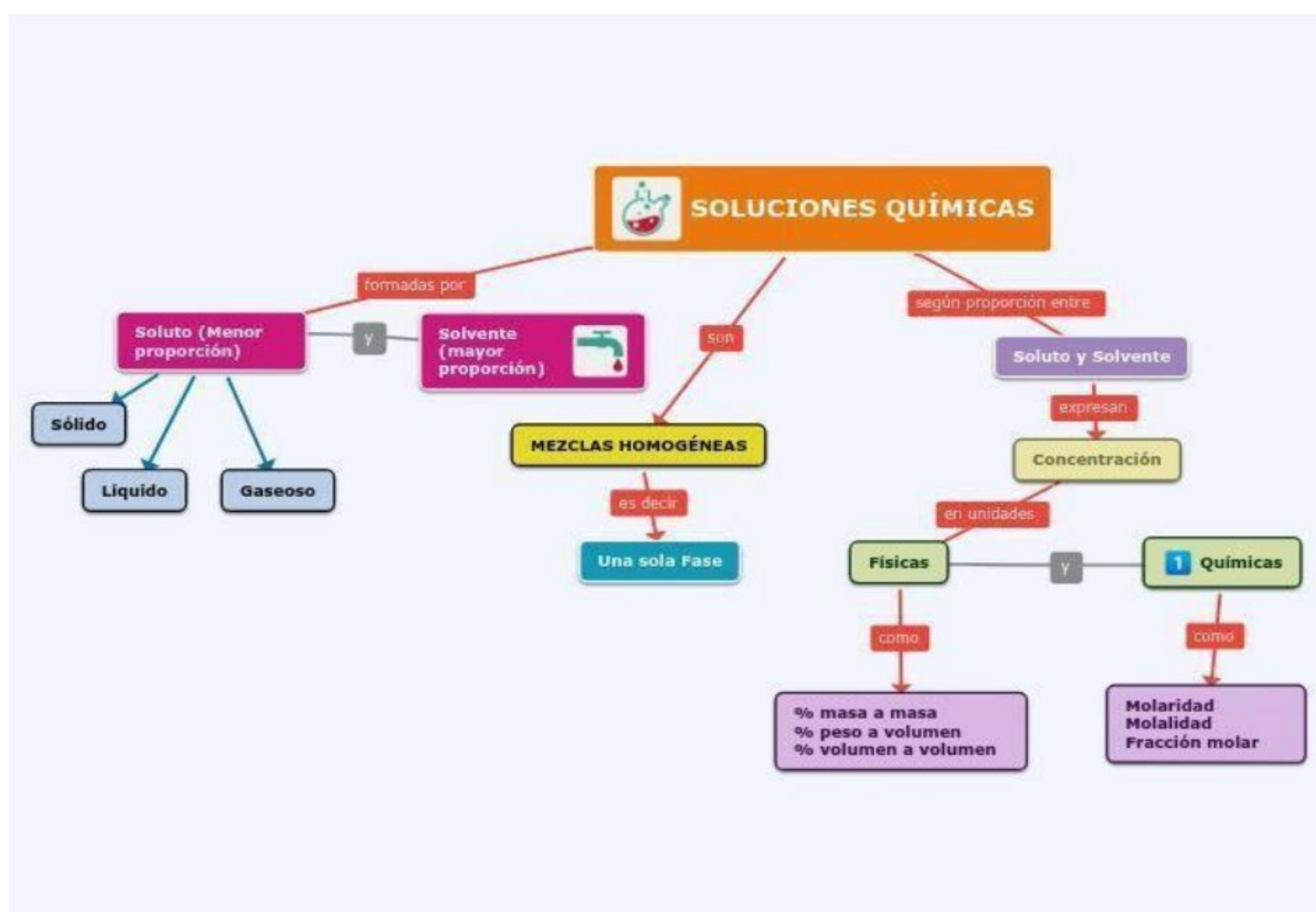


5.1. SOLUCIONES

Una solución (o disolución) es una mezcla de dos o más componentes, perfectamente homogénea ya que cada componente se mezcla íntimamente con el otro, de modo tal que pierden sus características individuales. Este último significa que los constituyentes son indistinguibles y el conjunto se presenta en una sola fase (sólida, líquida o gas) bien definida.

Una solución que contiene agua como solvente se llama solución acuosa.

Si se analiza una muestra de alguna solución puede apreciarse que en cualquier parte de ella su composición es constante.



Fuente: <https://images.app.goo.gl/MVhJACoBaUytXtBz5>

5.1.1. DEFINICION DE SOLUTO Y SOLVENTE: Se denomina solución o disolución a las mezclas homogéneas que se encuentran en fase líquida.

a.- Solute. - Se llama soluto a la sustancia minoritaria (aunque existen excepciones) en una disolución que se disuelve y que puede ser una o más que está contenida en menor proporción en la solución. El soluto puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde

el dióxido de carbono se utiliza como gasificante de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).

b. Solvente. - Aquella sustancia que permite la dispersión de otra en su seno y generalmente se considera a la sustancia proporcionalmente más abundante.

Según el estado físico del disolvente las soluciones pueden ser:

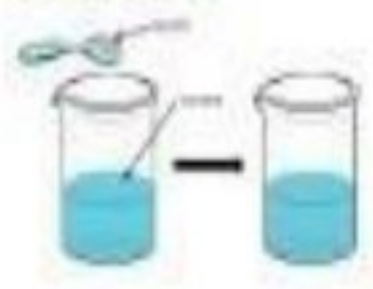
LIQUIDAS.

Cuando el solvente es líquido, así:

Sólido en líquidos	Ej. NaCl en agua
Líquido en líquido	Ej. Alcohol en agua
Gas en líquido	Ej. CO ₂ en agua (soda)

Infografía: Soluciones

AXEL PAREDES
3RO BGU "B"

Características de las soluciones  La principal característica de las soluciones es que son homogéneas, ya que esto significa que el soluto se disuelve uniformemente en toda la superficie. Esto es importante porque muestra que las soluciones tienen propiedades iguales en todos los puntos.	Propiedades • Aumento del punto de ebullición: en soluciones cuyo soluto es no volátil, el punto de ebullición de la solución, aumenta con la concentración. • Descenso del punto de congelación: el punto de congelación de una solución, disminuye al aumentar la concentración. • Descenso de la presión de vapor: la presión de vapor disminuye con el aumento de la concentración. • Presión osmótica: Aumenta con la concentración de la solución.	Usos  La mayor parte de las cosas en la química son disoluciones, al igual que lo son la mayoría de cosas en la naturaleza y vida cotidiana. Algunos de los muchos ejemplos son: El aire de la atmósfera, los fármacos son soluciones de algún tipo.	Unidades físicas y químicas de cálculo de concentraciones en soluciones • Piezas por concentración • Base peso/volumen y volumen/volumen • Molaridad: base de moles/volumen • Normalidad y Equivalentes • Fracción molar: base moles/mol • Molalidad: base moles/peso
Definición solución  En química, una solución o es un tipo especial de mezcla homogénea compuesta de dos o más sustancias. En tal mezcla, un soluto es una sustancia disuelta en otra sustancia, conocida como solvente.	Definición soluto  El soluto es la sustancia que se disuelve, es decir, que se combina con otra sustancia, que es el disolvente, por lo que se puede encontrar en un estado de agregación diferente al comienzo del proceso de disolución y experimentar una transición de fase.	Definición solvente  Un solvente es una sustancia química en la que se disuelve un soluto, resultando en una disolución; normalmente el solvente es el componente de una disolución presente en mayor cantidad.	Definición solubilidad y concentración • La solubilidad es la capacidad de una sustancia de disolverse en otra llamada disolvente. También hace referencia a la masa de soluto que se puede disolver en determinada masa de disolvente, en ciertas condiciones de temperatura, e incluso presión. • La concentración es una medida que nos da a conocer la cantidad de moles de soluto, en un volumen dado de solución (litros).

Fuente: <https://images.app.goo.gl/bNyqN9iDZfhXjDDJ8>

5.1.2 TIPOS DE SOLUCIONES

Tabla 3

UNID. FÍSICAS	UNID. QUÍMICAS	
$\% m/m = \frac{\text{\% en Masa: gr de soluto}}{\text{gr de solución}} \times 100$	$M = \frac{\text{Molaridad moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$	
$\% v/v = \frac{\text{\% en Volumen ml de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$	$m = \frac{\text{Molalidad moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$	
$\% m/v = \frac{\text{\% masa Volumen gr de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$	$X_{sto} = \frac{n \text{ de sto}}{n \text{ de sln}} \quad X_{ste} = \frac{n \text{ de ste}}{n \text{ de sln}}$	
$ppm = \frac{\text{Partes por millón mg de soluto}}{\text{l de solución}}$ $ppm = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{kg de solución}}$	$N = \frac{\text{Normalidad equivalente gr soluto}}{\text{Litro de solución}}$ $1 eq - gr = \frac{\text{peso molecular}}{\text{constante}}$	Ácido H^+ Base OH^- Sal Carga Catión

Fuente: <https://images.app.goo.gl/Ee3RxtobhSF9qGp7>

5.2 CONCENTRACIÓN

La concentración de una disolución es la proporción o relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución o, a veces, de disolvente; donde el soluto es la sustancia que se disuelve, el solvente es la sustancia que disuelve al soluto, y la disolución es el resultado de la mezcla homogénea de las dos anteriores.

5.2.1 EXPRESIÓN CUALITATIVA Y CUANTITATIVA

La concentración de las disoluciones en términos cualitativos, también llamados empíricos, no toma en cuenta cuantitativamente (numéricamente) la cantidad exacta de soluto y disolvente presentes, y dependiendo de su proporción la concentración se clasifica como sigue:

La concentración de una solución está dada por la proporción de soluto en la solución. Por la abundancia relativa del soluto en la solución esta puede ser:

Diluida: si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña.

Concentrada: Si la proporción de soluto con respecto del solvente es grande. (proporcionalmente tiene abundante soluto).

Saturada: Cuando la abundancia de soluto es tal que el solvente ya no es capaz de disolver más soluto.

Sobre saturada: Cuando tiene más soluto que su punto de saturación, la sobresaturación se logra mediante procedimientos espaciales como calentar la solución haciendo que se evapore el solvente.

Modo de expresar las concentraciones

Ya sabemos que la concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. También debemos aclarar que los términos diluida o concentrada expresan concentraciones relativas

Tipo de disolución	Características
Soluciones diluidas	Contienen una pequeña cantidad de soluto comparado con el disolvente. 
Soluciones concentradas	Contienen una gran cantidad de soluto comparado con el disolvente. 
Soluciones saturadas	Contienen un exceso de soluto en donde el disolvente ya no tiene capacidad para disolver más. 
Soluciones sobresaturadas	Son soluciones que se prepararon a temperaturas altas y presentan un exceso de soluto. Un ejemplo de este tipo de soluciones es la miel de abeja. 

Imagen 114

Fuente: <https://images.app.goo.gl/4RS5ZkieH3bDQ94h7>

TIPOS DE SOLVENTE Y SOLUTO

Disolvente: componente que está presente en mayor cantidad y determina el estado de agregación en el que existe una disolución. Ej. agua.

Solutos: componente que se disuelve y se encuentra en menor proporción. Ejemplo: azúcar, sal.



Imagen 115

Fuente: <https://images.app.goo.gl/C7yTxi54uqzfUzAi8>

CONCENTRACIÓN EN TÉRMINOS CUANTITATIVOS

Para usos científicos o técnicos, una apreciación cualitativa de la concentración casi nunca es suficiente, por lo tanto, las medidas cuantitativas son necesarias para describir la concentración.

A diferencia de las concentraciones expresadas de una manera cualitativa o empírica, las concentraciones expresadas en términos cuantitativos o valorativos toman en cuenta de una manera muy precisa las proporciones entre las cantidades de soluto y disolvente que se están utilizando en una disolución. Este tipo de clasificación de las concentraciones es muy utilizada en la industria, los procedimientos químicos, en la farmacia, la ciencia, etc., ya que en todos ellos es necesario mediciones muy precisas de las concentraciones de los productos.

Hay un número de diferentes maneras de expresar la concentración cuantitativamente. Los más comunes son listados abajo. Se basan en la masa, el volumen, o ambos. Dependiendo en lo que están basados no es siempre trivial convertir una medida a la otra, porque el conocimiento de la

densidad puede ser necesario para hacer ello. Ocasionalmente esta información puede no estar disponible, particularmente si la temperatura varía.

En términos cuantitativos (o valorativos), la concentración de la disolución puede expresarse como:

Porcentaje masa-masa (%m/m)
Porcentaje volumen-volumen (%V/V)
Porcentaje masa-volumen (%m/V)

Molaridad

Molalidad

Formalidad

Normalidad

Fracción molar

En concentraciones muy pequeñas:

Partes por millón (PPM)

Porcentaje de composición peso. Son partes de soluto en partes de solución por cien

Peso de la solución = peso del soluto + peso del disolvente

$$\%P = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de la solución}} \times 100$$

Cuando el soluto y el solvente son considerados como masa en peso.

Si 22.0 g. de NaCl se disuelven para formar 150.0g. De solución

$$\%P = \frac{22.0 \text{ g}}{150.0 \text{ g}} \times 100$$

Porcentaje de composición volumen.

Son partes de soluto en partes de solución por cien

$$\%V = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de solución}} \times 100$$

Volumen de la solución = volumen del soluto + volumen del disolvente.

Porcentaje peso a volumen (% P/V): indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mL de solución}} \times 100$$

Fracción molar, Es el tanto por uno del componente (soluto o disolvente), se determina dividiendo el número de moles del soluto o solvente entre el número total de moles de la solución (soluto + solvente)

Fracción Molar (Xn)

- La fracción molar o *fracción en moles de soluto* en una solución, es el cuociente entre la cantidad de moles del soluto y la cantidad total de moles en la solución (soluto + solvente).
- Moles soluto + moles solvente = moles solución**

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

X_1 : fracción molar soluto

X_2 : fracción molar solvente

n_1 : cantidad de moles del soluto

n_2 : cantidad de moles del solvente

Imagen 116

Fuente: <https://images.app.goo.gl/QFSR1iBstDpS8sCG6>

$$\text{Fracción molar del soluto} = \frac{n_{\text{moles soluto}}}{n_{\text{moles soluto}} + n_{\text{moles solvente}}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_T}$$

$$\text{Fracción molar del solvente} = \frac{n_{\text{moles solvente}}}{n_{\text{moles soluto}} + n_{\text{moles solvente}}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_T}$$

Ej:

Una solución tiene 14 moles de NaCl y 15 moles de H₂O

$$Fm \text{ NaCl} = 14 / (14 + 15) = 14 / 29 = 0.48$$

$$Fm \text{ H}_2\text{O} = 15 / (14 + 15) = 15 / 29 = \underline{0.52}$$

$$1.00$$

La suma de las fracciones molares es igual a 1

También puede plantearse el problema de la fracción molar a partir del peso del soluto o solvente considerando para ello la siguiente formula:

$$n = \frac{m}{PM} = \frac{g}{g/mol} = \text{mol}$$

Ej.

Una solución contiene 180 g. de H_2CO_3 disuelto en 5 moles de H_2O ¿cuál es la fracción molar de los componentes.

$$n = m / \text{PM} =$$

$$\text{H}_2\text{CO}_3 : \text{H}_2 = 2 \quad n = 180 \text{ g.} / (62 \text{ g/mol}) = 2.9 \text{ moles } \text{H}_2\text{CO}_3$$

$$\text{C} = 12$$

$$\text{O}_3 = 48$$

$$62 \text{ g/mol}$$

$$\text{Fm } \text{H}_2\text{CO}_3 = 2.9 / 7.9 = 0.37$$

$$n\text{H}_2\text{O}$$

$$= \frac{5.0 \text{ moles}}{7.9} \text{ H}_2\text{O}$$

$$7.9$$

$$\text{Fm } \text{H}_2\text{O} = 5 / 7.9 = \underline{0.63/1.00}$$

5.2 .2 MOLARIDAD, MOLALIDAD, NORMALIDAD Y FORMALIDAD

Molaridad

El numero de moles de soluto en un litro de disolución



Interesa el concentrado
del reactivo

$$n = \frac{\text{g}}{\text{PM}} = \frac{25 \text{ g}}{171.3 \text{ g/mol}} = 0.1459 \text{ moles}$$

PM= 171.3 g/mol

Hidróxido
de bario

25 g

Disolución

1 L

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

$$M = \frac{n}{L} = \frac{0.1459 \text{ moles}}{1 \text{ L disolución}}$$

$$M = 0.1$$

Imagen 117

Fuente: <https://images.app.goo.gl/J54ZCndSEDDteDji7>

MOLARIDAD

Es dado por el número de moles de soluto que esta disuelto en litros de solución o volumen por lo que:

$$M = \frac{n}{V}$$

$$\text{Si } n = \frac{w}{PM}$$

Entonces

$$M = \frac{w}{PM \cdot V}$$

$$\frac{g}{g/mol \cdot L}$$

Ejercicio de clase:

Para desinfectar el agua se utilizó $7.6 \cdot 10^{-4}$ g. De hipoclorito de calcio $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ disueltos en 1 lt de solución. ¿cuál es la concentración molar del desinfectante?

Datos:

$$m = 7.6 \cdot 10^{-4} \text{ g. Ca (Cl O)}_2$$

$$V = 1 \text{ lt}$$

$$PM : \text{Ca} = 40$$

$$\text{Cl}_2 = 70$$

$$\text{O}_2 = 32$$

$$142 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{m}{PM \cdot V} \quad M = \frac{7.6 \cdot 10^{-4} \text{ g.}}{142 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}$$

$$M = 5.3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Ejercicio de aplicación:

Se disolvieron 65 g. de HClO_3 para formar 200 ml de solución ¿Cuál es la molaridad de la solución?

$$\text{Datos: } m = 65 \text{ g. H Cl O}_3$$

$$V = 200 \text{ mL}$$

$$PM : \text{H} = 1$$

$$\text{Cl} = 36$$

$$\text{O}_3 = 48$$

$$85 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{m}{PM \cdot V} \quad M = \frac{65 \text{ g.}}{85 \text{ g/mol} \cdot 0.2 \text{ L}} \quad M = 3.82 \text{ mol/L}$$

Ejercicio de aplicación:

Determinar la molaridad de una solución preparada con 253 g. de sulfato de calcio contenidos en 3.5 dL

Datos:

$$M = \frac{w}{PM \cdot V}$$

$$M = \frac{253 \text{ gr}}{136 \text{ g/mol} \cdot 0.35 \text{ L}} \quad M = 5.31 \text{ mol/L}$$

$$w = 253 \text{ g. CaSO}_4$$

$$V = 3.5 \text{ dL} = 0.35 \text{ L}$$

$$M = ?$$

$$\begin{array}{rcl} \text{PM Ca} & = & 40 \\ \text{S} & = & 32 \\ \hline \text{O}_4 & = & 64 \\ \hline & & 136 \text{ g/L} \end{array}$$

NORMALIDAD

Normalidad

Número de equivalentes-gramo de soluto que hay en un litro de solución

Normalidad = $\frac{\text{número de equivalentes-gramo}}{\text{Litro de solución}}$

$N = \frac{\text{Núm. eq. gramo}}{V} = \frac{\frac{\text{g}}{\text{Peq.}}}{\frac{V}{1}} = \frac{\text{g}}{V \times \text{Peq.}}$

$N = \frac{\text{g}}{V \times \text{Peq.}}$

$\text{Peq.} = \frac{\text{peso molecular}}{\text{Núm. total de cargas (+) o (-)}}$

Ejemplo



Imagen 118

Fuente: <https://images.app.goo.gl/tq3y8MbiUz2vvo9B8>

EQUIVALENTE GRAMO (EQ - G)

El peso equivalente o equivalente químico no tiene unidades, por ello es necesario atribuirle una unidad: el gramo. Surge así el concepto de equivalente-gramo, por lo tanto:

$$1\text{Eq-g} = (\text{PE}) \text{ g}$$

a) De un ácido. es el peso molecular entre el número de hidrógenos.

$$\text{Eq g. de ácido} = \text{PM} / n^{\circ} \text{H}^{+}$$

Ej. Eq g. de $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5$

$$\text{Si PM: H}_4 = 4$$

$$\text{Sb}_2 = 244$$

$$\text{O}_5 = \underline{80}$$

$$328 \text{ g/mol}$$

$$\text{Entonces :} \\ \text{Eq-g de } \text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5 = \frac{328 \text{ g.}}{4} = 82 \text{ g./Eq - g.}$$

b) De una base: es el peso molecular entre el número de oxidrilos.

$$\text{Eq g. de base} = \text{PM} / n^{\circ} \text{OH}^{\cdot}$$

Ej Eq-g. de $\text{Mn}(\text{OH})_3$

$$\text{Si PM: Mn} = 55$$

$$\text{O}_3 = 48$$

$$\text{H}_3 = \underline{3}$$

$$106 \text{ g/mol}$$

Entonces:

$$\text{Eq-g de } \text{Mn}(\text{OH})_3 = \frac{106 \text{ g.}}{3} = 35.3 \text{ g./Eq - g.}$$

C) de una sal, es igual al peso molecular entre la valencia del ion o radical.

$$\text{Eq g. de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{PM} / \text{valencia del radical}$$

$$\text{Si PM: Ca} = 40$$

$$\text{N}_2 = 28$$

$$\text{O}_6 = \underline{96}$$

$$164 \text{ g/mol}$$

Entonces :

$$\text{Eq-g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \frac{164 \text{ g.}}{2} = 82 \text{ g./Eq - g.}$$

$$EQ \text{ ácido} = \frac{\text{peso molecular}}{N^{\circ} \text{ de átomos de hidrógeno}}$$

$$EQ \text{ base} = \frac{\text{peso molecular}}{N^{\circ} \text{ de grupo OH}}$$

Por lo tanto la Normalidad es dado por el número de Eq-g de soluto que esta disuelto en litros de solución o volumen por lo que:

$$N = \frac{N^{\circ} \text{Eq} - g \text{ sol}}{V \text{ disol}} \quad \text{Si} \quad N^{\circ} \text{Eq} - g = \frac{m}{\text{Eq} - g}$$

Entonces

$$\text{Si} \quad N = \frac{m}{\text{Eq} - g * V}$$

Ejercicio de clase:

620 g de sulfuro áurico se disolvieron para preparar 1.2 lt de solución. ¿ cuál es la normalidad?

$$m = 620 \text{ g Au S} \quad N = \frac{m}{\text{Eq} - g * V} \quad \text{Eq} - g = \frac{490}{6} = 81.6 \text{ g / Eq} - g \quad N = \frac{620}{81.6 \text{ g / Eq} - g * 1.2 \text{ lt}}$$

2 3

$$V = 1.2 \text{ lt}$$

$$\text{PM : Au}_2 = 394 \quad N = \frac{620 \text{ g}}{98 \text{ g / Eq} - g * L} \quad N = 6.32 \text{ Eq} - g / \text{lt}$$

$$\text{S}_3 = \frac{96}{490 \text{ g/mol}}$$

$$490 \text{ g/mol}$$

Ejercicio de aplicación:

Para determinar el contenido de nitratos en una muestra de agua se debe adicionar 20 ml de una solución de NaOH; 5 N ¿Qué cantidad de soluto se debe utilizar ?

Datos:

$$V = 20 \text{ ml} \quad N = \frac{m}{\text{Eq} - g * V} \quad \text{Despejando} \quad m = N * \text{Eq} - g * V$$

$$\text{PM Na} = 23$$

$$m = 5 \text{ Eq} - g / L * 40 \text{ g / Eq} - g * 0.02 \text{ L} \quad m = 4 \text{ g NaOH}$$

$$\text{H} = 1$$

$$\text{O} = \frac{16}{40 \text{ g/mol}}$$

$$40 \text{ g/mol}$$

MOLALIDAD



Imagen 119

Fuente: <https://images.app.goo.gl/c5u1a4eFvmWV64py9>

Es dado por el número de moles de soluto disueltos en 1 Kg. De solvente, o sea:

$$m = \frac{n}{\text{Kg.de disol}} = \frac{w}{\text{PM} * \text{Kg.de disol}}$$

Ejercicio de caso:

En una planta de tratamiento de aguas se desea flocular agua para su potabilización ¿ cuál es la molalidad si se trabaja con 1500 lt de agua y 200 g de sulfato de $\text{Al}_2 (\text{SO}_4)_3$

$$m = \frac{200 \text{ g}}{342 \text{ g/mol} * 1500 \text{ Kg}} \quad m = 0.00039 \text{ mol / Kg}$$

Soluto = 200 g.

Solvente = 1500 L = 1500 Kg.

PM: $\text{Al}_2 = 54$
 $\text{S}_3 = 96$
 $\text{O}_{12} = 192$
342 g/mol

Nota: Cuando la concentración se expresa en escala volumétrica la cantidad de soluto contenido en un volumen dado de solución es :

Cantidad de soluto = vol. De solución * conc.

Ejercicios de clase:

1) 3 L de una solución de NaCl tiene una concentración 6 molar.

¿cuál será el número de moles y gramos de NaCl?

$$n = 3 \text{ L} * 6 \text{ moles / L} = 18 \text{ moles}$$

$$\text{De } N = \frac{w}{PM} \quad \text{Despejando } w = n * PM \quad w = 18 \text{ moles} * 58.5 \text{ g/mol}$$

$$w = 1058 \text{ g Na Cl}$$

2) 452 g de carbonato ferroso se utilizó para preparar una solución de 0.3 molar ¿Cuál es el volumen de la solución a preparar?

$$\text{Datos: } m = 452 \text{ g. FeCO}_3 \quad M = \frac{w}{PM \cdot V} \quad V = \frac{452 \text{ g}}{116 \text{ g/mol} * 0.3 \text{ mol/L}} \quad V = \frac{w}{PM * M}$$

$$M = 0.3 \text{ mol/L}$$

$$V = 12.98 \text{ L}$$

$$V = ?$$

$$\begin{aligned} \text{PM Fe} &= 56 \\ \text{C} &= 12 \\ \text{O}_3 &= 48 \\ &116 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

3) 120 g de una sal fueron utilizados en una solución de 10 L. si dicha solución tiene una concentración de 0.45 molar ¿Cuál será el peso molecular del soluto?

$$\text{Datos: } w = 120 \text{ g.} \quad M = \frac{w}{PM \cdot V} \quad PM = \frac{120 \text{ g.}}{0.45 \text{ mol/L} * 10 \text{ L}} \quad PM = \frac{w}{M \cdot V}$$

$$M = 0.45 \text{ mol/L}$$

$$PM = 26.6 \text{ g/mol}$$

$$V = 10 \text{ L}$$

FORMALIDAD

La formalidad (F), -también llamada molaridad analítica- de una solución expresa el número de pesos fórmula del soluto por litro de solución en donde F es la formalidad, n° es el número de pesos fórmula del soluto y V es el volumen de solución expresado en litros. Ya que: en donde g representa los gramos de soluto y PF el peso fórmula, de aquí que: El peso fórmula normalmente es sinónimo de peso molecular, por lo que formalidad suele ser lo mismo que molaridad.

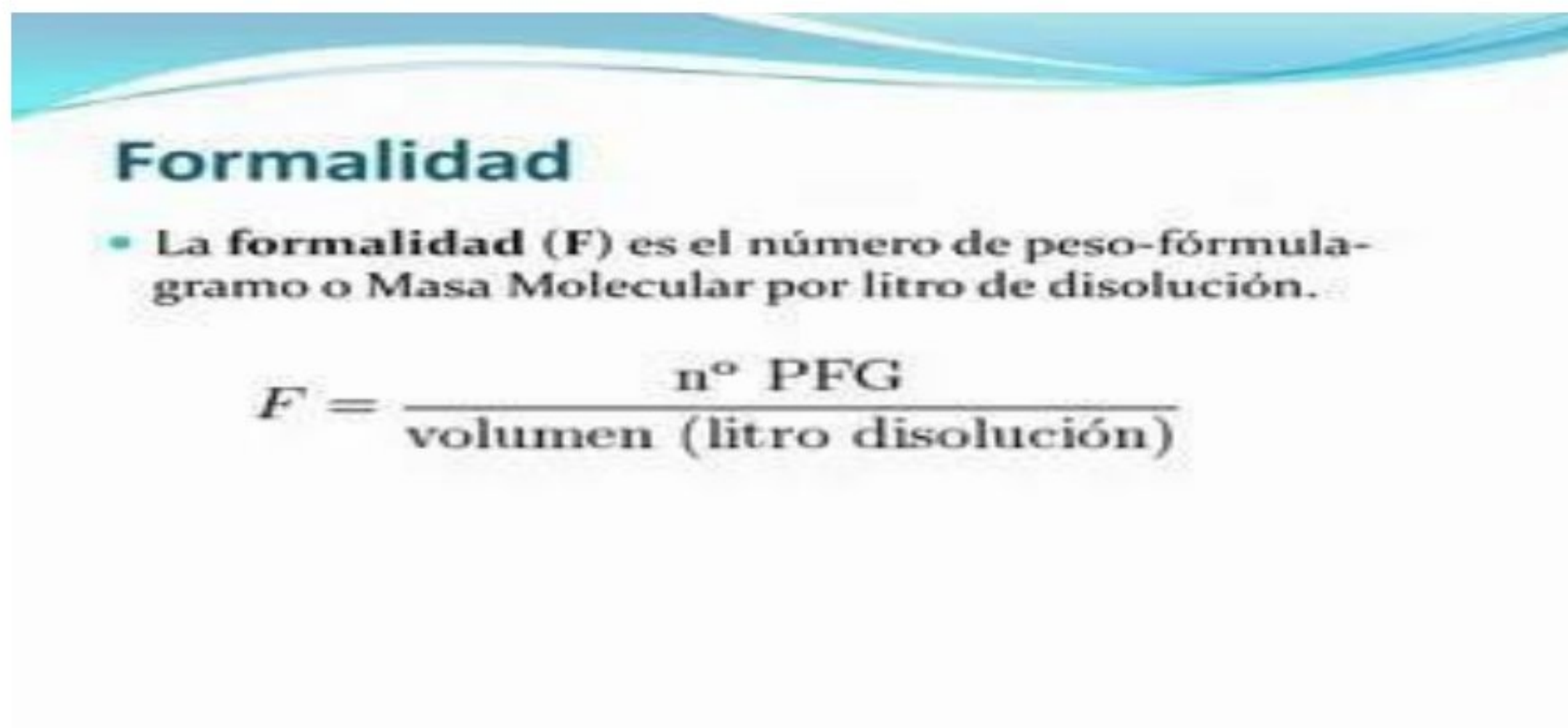


Imagen 119

Fuente: <https://images.app.goo.gl/hTfHa1rkyHy5KfMfA>

La **Formalidad** de una disolución viene determinada por la siguiente fórmula:

$$\text{Formalidad (F)} = \frac{\text{No de PFG}}{\text{Volumen de disolución}}$$

donde:

$$\text{no de PFG} = \text{masa/Peso Fórmula (PF)} \approx \text{masa/peso molecular} \approx \text{no de moles}$$

La Formalidad por lo tanto coincide numéricamente con la Molaridad ya que son conceptos similares (n° PFG equivale al número de moles).

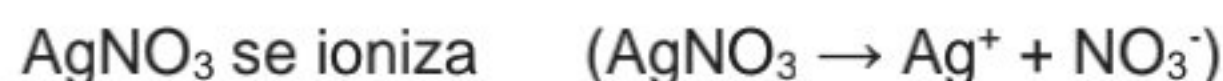
La Formalidad se aplica normalmente a sustancias que no forman moléculas como las sales, por ejemplo, el cloruro de sodio NaCl, que se ioniza en agua ($\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$). Por esta razón, al no existir moléculas, es más estricto sustituir el peso molecular por el PFG (peso-fórmula-gramo).

La **Formalidad** se expresa en las unidades (**moles/litro**) al igual que la **Molaridad**

Ejercicios de clase:

1. Calcular la formalidad de 3,3978g de AgNO_3 disueltas en 1 litro de agua. El peso del AgNO_3 es de 169,88g:

Para medir su concentración no conviene usar la molaridad ya que en disolución



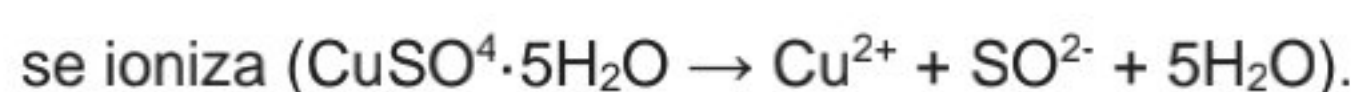
$n^\circ \text{ de PFG} = \text{masa} / \text{Peso Fórmula (PF)} \approx \text{masa} / \text{peso molecular} \approx 3,3978 / 169,88 \approx 0,02$

$$\mathbf{F} = n^\circ \text{ de PFG} / \text{litros de disolución} = 0,02 / 1 = 0,02 \mathbf{F}$$

Por lo tanto, la concentración formal de la disolución es 0,02 formal

2. Calcular la formalidad de 24,97 mg de Sulfato de cobre $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en 10ml de agua.

Para medir la concentración del soluto no conviene usar la molaridad ya que en disolución



Para ello es más correcto emplear la formalidad.

$n^\circ \text{ de PFG de } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \text{masa} / \text{Peso Fórmula (PF)} \approx \text{masa} / \text{peso molecular} \approx$

$$24,97 \cdot 10^{-3} \text{gramos} / 249,7 \text{ gramos} \cdot \text{mol}^{-1} = 249.7 \text{ gramos} / \text{mol} = 1 \cdot 10^{-4}$$

$$\mathbf{F} = n^\circ \text{ de PFG} / \text{litros de disolución} = 1 \cdot 10^{-4} / 10 \cdot 10^{-3} = \mathbf{0,01 \mathbf{F}}$$

Por lo tanto, la concentración formal de la disolución es 0,01 formal

3. Determinar qué método (molaridad o formalidad) es más apropiado para calcular la concentración de las siguientes disoluciones:

- * Cloruro sódico NaCl disuelto en agua
- * Ácido sulfúrico H_2SO_4 en agua
- * Hidróxido de sodio NaOH disuelto en agua
- * Sulfato de cobre CuSO_4 disuelto en agua

Título	PREPARACION DE SOLUCIONES	
Objetivo general	Preparar soluciones de carácter ácido y básico y de diferentes concentraciones a partir de reactivos analíticos	
Objetivos específicos	1. Preparar 100 ml de solución 0.1M, 0.1N, 0.1% de ácido clorhídrico (HCl)	
Explicación teórica	Durante cualquier trabajo experimental, el uso de soluciones se hace indispensable, por lo que es necesario conocer los procedimientos para su elaboración. En la presente práctica se realizarán soluciones utilizando como concentración la molaridad, la normalidad y las relaciones porcentuales. Solución: Una solución es una mezcla homogénea cuyas partículas son menores a 10 ángstrom. Estas soluciones están conformadas por soluto y por solvente. Soluto y Disolvente: Las sustancias que están presente en la mayor cantidad se denomina disolvente, que se define como la sustancia en la cual se disuelve otra. Ésta última, que es la que disuelve en la primera, se denomina soluto. Soluto + Disolvente = Solución Dilución de soluciones y solución stock: Para diluir una solución es preciso agregar más % de disolvente a Molaridad: La molaridad se define como el número de moles de soluto disueltos en 1 kg de disolvente, esto es: $M = [\text{número de moles de soluto}] / [\text{peso del disolvente en kg}]$ Normalidad: Se define como el número de equivalentes químicos de sustancia disuelta por litro de solución. $\# \text{ de equivalentes} = \frac{\text{peso molecular del soluto}}{\# \text{ de partículas intercambiadas}}$ Concentraciones porcentuales % peso: se define como el peso del componente entre el peso de la solución por 100 % mol: es el número de moles de cada uno de los componentes entre el número total de moles de solución por 100	
Materiales, equipo y reactivos	Material y equipo	Reactivos
	42.1 Matrazes volumétricos de 100 ml 42.2 Vasos de precipitados de 250 ml 42.3 Pipetas graduadas 42.4 Balanza analítica 42.5 Vaso de precipitados de 100 ml 42.6 Frascos para guardar	42.7 Ácido clorhídrico concentrado (HCl) Ver anexo para la preparación de reactivos y soluciones
Desarrollo	Preparar 100 ml de solución 0.1M, 0.1 N, 0.1 % de ácido clorhídrico (HCl) - Realizar previamente los cálculos necesarios para determinar los mililitros de ácido clorhídrico concentrado para preparar 100 ml de una solución al 0.1 M, 0.1 N, 0.1 % - Pasar a un matraz volumétrico de 100 ml con agua destilada (conteniendo dicho matraz aprox 40 ml de agua destilada) los mililitros de ácido clorhídrico que se obtuvieron en el punto anterior. - Mezclar perfectamente de manera que la solución quede homogénea y aforar a 100 ml con agua destilada - Guardar la solución obtenida en el punto anterior en un frasco perfectamente etiquetado y sellado - Mezclar perfectamente de manera que la solución quede homogénea y aforar a 100 ml con agua destilada - Guardar la solución obtenida en el punto anterior en un frasco perfectamente etiquetado y sellado	
Integración al currículum	Investigar: Los conceptos de solubilidad, de mol y de gramo equivalente, deben ser claros para la correcta preparación de soluciones.	
Seguridad y desechos	Seguridad - Deberá portar su bata blanca manga larga y de algodón - Uñas cortas - Cabello recogido - Lentes de seguridad - No introducirá alimentos al laboratorio - Guardará el orden y disciplina durante el desarrollo de la práctica. - Deberá antes de salir del laboratorio, lavarse perfectamente las manos con agua y jabón. Desechos * El material de cristalería se lavará con detergente y agua corriente en las tarjas correspondientes * Los desechos orgánicos e inorgánicos se deben depositar en recipientes correspondientes del área de confinamiento. De papelería en el cesto de basura.	
Fuentes bibliográficas	1. Análisis químico cuantitativo, Gilbert H. Ayres, Harla 2. Análisis cualitativo y química inorgánica, Joseph Nordman, CECSA	
	3. Química Analítica. Douglas A. Skoog, Donald M. West, F. James Holler, Stanley R. Crouch. McGraw Hill	

RÚBRICA PARA EL REPORTE DE LABORATORIO

CRITERIOS	EXCELENTE 95-100	MUY BUENO 85-90	BUENO 75-80	MAL < 70
PORTADA	Presenta portada e incluye los siguientes elementos 1. Logo ITO 2. Nombre PE 3. Asignatura 4. Número y Título de la Práctica 5. Nombre del alumno 6. Lugar y Fecha	Presenta portada con 4 de los elementos solicitado	Presenta portada con 3 de los elementos solicitado	Presenta portada con 2 de los elementos solicitado
MARCO TEÓRICO	Esta será de una cuartilla ampliando la introducción del tema y los aspectos primordiales de la práctica.	Menciona los aspectos primordiales de la práctica. Pero se extiende a más de una cuartilla.	Esta será de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.	Es más, de una cuartilla, pero no menciona los aspectos primordiales de la práctica.
PROCEDIMIENTO	Describe el material que utilizo en la práctica y de forma ordenada describe como siguió el procedimiento.	No describe el material que utilizo en la práctica y describe en forma breve lo realizado.	Describe el material que utilizo en la práctica, pero no describe lo realizado	No describe el material que utilizo en la práctica y tampoco describe lo realizado.
RESULTADOS	Se hace una interpretación adecuada de sus resultados que son congruentes con el objetivo de la práctica, con cálculos, tablas y gráficas.	Incluye cálculos, tablas y gráficas, pero no hace una interpretación adecuada de sus resultados	No incluye cálculos, tablas y gráficas, pero su interpretación no es adecuada de sus resultados	No incluye resultados.
CONCLUSION	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas en base al análisis de los resultados.	Redacta con sus propias palabras si se cumplen o los objetivos y competencias planteadas, pero no considera completamente el análisis de los resultados.	Redacta una conclusión sin hacer uso de sus propias palabras y sin relacionar los objetivos y competencia planteadas	No redacta las conclusiones o presenta conclusiones copiadas de un texto.
REFERENCIAS	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, en orden alfabético, considerando el formato APA.	Presenta por lo menos tres bibliografías consultadas, pero no las presenta en orden alfabético o no considera el formato APA	Presenta fuentes de información no confiable y no considera el formato APA.	No presenta bibliografía o fuentes de información
EVALUACIÓN FINAL				

Examen propuesto

Examen parcial de Química Inorgánica de la unidad de Soluciones

Nombre _____ Fecha _____

1. Defina: masa, peso, mol y densidad.
2. ¿Cuál es la masa atómica del Cu y cuál es su masa molar?
3. Cuantos e⁻, p⁺ y n^o contienen los siguientes isótopos.
4. Cuantos moles de Na⁺ hay en 10.0 g de NaCl?
5. ¿Qué % de Ca Cl₂ hay en 250 mL que contienen 4.5 g de la sal.
6. Cuantas p.p.m tiene una solución que se preparó con 0.02 g de NaCl.
7. Calcule el p.e-q de las siguientes especies: HCl, HNO₃, H₂SO₄ y H₃PO₄.
8. Cuantos g de NaOH hay en 1.5 mol de la sustancia.
9. ¿Cuál es la M de una solución que tiene 275 g de Ca(OH)₂ en un volumen de 300mL?
- 10 ¿Qué volumen de H₂SO₄ son necesarios para 0.5 L de disolución 0.1 M . D = 1.845 g/mL, y Pureza = 98%

Link de la presentación del tema 5 de soluciones

https://docs.google.com/presentation/d/132_uXlsE8wkAc2yUVLLFipDUda4NRzWt/edit?usp=drive_link&oid=112245753637829360619&rtpof=true&sd=true

BIBLIOGRAFÍA

Álvaro Lobato, Miguel Á. Salvador, J. Manuel Recio, Mercedes Taravillo, Valentín G. Baonza. "Highs & Lows in bond lengths: ¿Is there any limit?" *Angewandte Chemie*. 2021.

Atkins P. y Jones L. (1998). Química. Moléculas. Materia. Cambio. Ed. Omega S.A. Tercera Ayres G.H. (2011). Análisis Químico Cuantitativo · · ISBN-10: 0063100509 · Edición: 2da Edición · Babor J. A. () Química General Moderna

Bergqvist, A., Drechsler, M., De Jong, O. y Rundgren, S. (2013). Representations of chemical bonding models in school textbooks-help or hindrance for understanding? *Chemistry Education Research and Practice*, 14, 589-606. [[Links](#)]

Brady J.E. (2011). Química Básica. Principios y Estructura. México. Editorial Limusa.

Brown T.L. (2016). QUÍMICA La Ciencia Central. México: Prentice-Hall

Chang R. (2019). Química 7ª Ed. México: Mc Graw-Hill. p.943

Calderón-Zavala Ing. Química General, México: Tecnológico de Morelia. p.190

De Posada, J. M. (1999). The presentation of metallic bonding in high school science textbook during three decades: science educational reforms and substantive changes of tendencies. *Science Educations*, 83(4), 423-447. [[Links](#)]

Distancia Petrucci R.H. (2002). Química General 8ª Ed. Madrid España: Prentice Hall.

Danelys-Ondarse Álvarez, "Solución química". Para: Concepto de. Argentina, 2021.

González-Felipe, M. E., Aguirre-Pérez, C., Cortes-Simarro, J. M., Fernández, R. y Vázquez, A. M. (2017). Estudio del tratamiento del *enlace químico* en los libros de texto españoles. *Revista Electrónica de Investigación Educativa*, 19(3), 60-2. <https://doi.org/10.24320/redie.2017.19.3.1184>.

Furió, C. y Guisasola, J. (1997). Diferencias epistemológicas en la enseñanza habitual de los conceptos de campo y potencial eléctrico. *Enseñanza de las Ciencias*, 15(2), 259-271. [[Links](#)]

Hurst, M. (2002). How we teach molecular structure to freshmen. *Journal of Chemical Education*, 79(6), 763-764. [[Links](#)]

Ibarz, José. (1976): "*Problemas de Química General*". Editorial Marín SA. Barcelona, España. Química I. EUNED. Consultado el 12 de noviembre de 2019.

Instituto Tecnológico de Oaxaca. Manual de prácticas. Laboratorio de Química Analítica. México

Levy Nahum, T., Mamlok-Noaman, R., Hofstein, A. y Kronik, L. (2008). A new "bottom-up" framework for teaching chemical bonding. *Journal of Chemical Education*, 85(12), 1680-1685. [[Links](#)]

Malagón-Micán, Martha Lucía, "Soluciones químicas" (2013). OVA Departamento de Ciencias Básicas.

Matus, L., Benarroch, A. y Nappa, N. (2011). La modelización del *enlace químico* en libros de texto de distintos niveles educativos. *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias* , 10(1), 178-201. [[Links](#)]

"Modelos Atómicos", Instituto de Tecnologías Educativas, C/ Torrelaguna 58. 28027 Madrid, 2009 [Online]. Disponible en: Fuente: <https://concepto.de/compuesto-inorganico/#ixzz8WfMbryNN>
Crédito: Christopher Auyeung, Joy Sheng; Fuente: Fundación CK-12; Licencia: [CC BY-NC 3.0](#) ([opens in new window](#))

"Modelos Atómicos", I.E.S. Aguilar y Cano. Departamento de física y química, 2009 [Online]. Disponible en: <http://www.iesaguilarycano.com/dpto/fyq/ma/ma1.html>

Nordman J. (2002) Análisis Cualitativo y Química Inorgánica, CECSA

Picado A.B (2014). I. Introducción al estudio de la materia. Editorial: Universidad Estatal

Rayner C. G. (2021). Química Inorgánica Descriptiva, Prentice-Hall

Riboldi, L., Pliego, O. y Odetti, H. (2004). El enlace químico: una conceptualización poco comprendida. *Enseñanza de las Ciencias* , 22(2), 195-212. [[Links](#)]

Sydney S. Biechler. (2015) El comportamiento de la materia: introducción a la experimentación química, Publicaciones cultural.

Spencer J.N, Bodner G.M. y Lyman H.R. (2000). México: Continental.

Sienko, J. Michell; Robert Plane (1972): "Química Teórica y Descriptiva". Aguilar SA. Madrid. España.

Sienko, J.M. (1979): "Problemas de Química". Editorial Reverté, Barcelona, España.

Universidad Nacional de Cuyo, Facultad de Ciencias Exactas y Naturales. Introducción a las ciencias naturales. Mendoza. 2014. 4.

Universidad Nacional del Litoral. Química para el Ingreso. Santa Fe, 2 da ed. 2005.

Taber, K. (2001). Building the structural concepts of chemistry: some considerations from educational research. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 2(2), 123-158. [[Links](#)]

"Teoría Atómica de Bohr", Prof. Lauro Soto, Ensenada, Baja California, México, 2009 [Online]. Disponible en: <http://www.mitecnologico.com/Main/TeoriaAtomicaDeBohr>

Química general e inorgánica (Química 10). Editorial Santillana. Colombia, 1996.

Whitten K.W. Química General. México: Mc Graw-Hill

Wikipedia, 2009, "Cuerpo negro", texto disponible bajo la Licencia Creative Commons

Reconocimiento Compartir Igual 3.0. Disponible en: http://es.wikipedia.org/wiki/Cuerpo_negro.
"Teoría Atómica de Sommerfeld" Prof. Lauro Soto, Ensenada, Baja California, México, 2009
[Online]. Disponible en: <http://www.mitecnologico.com/iq/Main/TeoriaAtomicaDeSommerfeld>.

"Volumen de Física y Química", Enciclopedia Universal Caroggio, síntesis disponible [Online]
elaborada por Yurialva en: <http://es.geocities.com/yurialva/quimica/quimica.htm>.

<https://es.scribd.com/document/474317533/TEMA-6-Soluciones#:~:text=Brayan%20Steven%20Velez,Aug%2031%2C%202020>

<https://es.scribd.com/presentation/503675750/Tema-5-Soluciones-1#:~:text=porKevin%20Pablo,Apr%2020%2C%202021>



TECNOLOGICO
NACIONAL DE MEXICO

TECNOLOGICO NACIONAL DE MÉXICO
Instituto Tecnológico de Oaxaca



Instrumentación Didáctica para la Formación y Desarrollo de Competencias
REG-8510-20 Rev 02

Periodo: _AGOSTO -DICIEMBRE 2023

Nombre de la asignatura: QUÍMICA INORGANICA

Plan de estudios: INGENIERÍA QUÍMICA

Clave de la asignatura: AEF-1060

Horas teorías- horas prácticas-créditos: 3-2-5

EDUCACIÓN
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN PÚBLICA
INSTITUTO TECNOLÓGICO DE OAXACA
DEPTO. DE INGENIERÍA QUÍMICA Y BIOQUÍMICA

1 8 AGO 2023

RECIBIDO

- 1. Caracterización de la asignatura.** Se deberá consultar en el programa de la asignatura, ya no se incluye en la instrumentación
- 2. Intención Didáctica.** Se deberá consultar en el programa de la asignatura, ya no se incluye en la instrumentación
- 3. Competencia de la asignatura.** Se deberá consultar en el programa de la asignatura, ya no se incluye en la instrumentación

1. Indicadores de alcance

INDICADORES DE ALCANCE	VALOR DEL INDICADOR
A. Se adapta a situaciones y contextos complejos. Puede trabajar en equipo, reflejar sus conocimientos en la interpretación de la realidad. Inferir comportamientos o consecuencias de los fenómenos o problemas de estudio., Incluir más variables en dichos casos de estudio B. Hace aportaciones a las actividades académicas desarrolladas. Pregunta integrando conocimientos de otras asignaturas o de casos anteriores de la misma asignatura. Presenta otros puntos de vista que complementan al presentado en la clase. Presenta fuentes de información adicionales (Internet, documentales), usa más bibliografía, consulta fuentes en un segundo idioma, etc. C. Propone y/o aplica soluciones procedimientos no vistos en clase (creatividad). Ante problemas o casos de estudio propone perspectivas diferentes, para abordarlos y sustentarlos correctamente. Aplica procedimientos aprendidos en otra asignatura o contexto para el problema que se está resolviendo. D. Introduce recursos y experiencias que promueven un pensamiento crítico; (por ejemplo, el uso de las tecnologías de la información estableciendo previamente un criterio). Ante temas de una asignatura introduce cuestionamientos de tipo ético, ecológico, histórico, político, económico, etc.; que deben tomarse en cuenta para comprender mejor, o a futuro dicho tema. Se apoya en foros, autores, bibliografía, documentales, etc. para sustentar su punto de vista. E. Incorpora conocimientos y actividades interdisciplinarias en su aprendizaje. En el desarrollo de los temas de la asignatura, incorpora conocimientos y actividades desarrollados en otras asignaturas para lograr la competencia F. Realiza su trabajo de manera autónoma y autorregulada. Es capaz de organizar su tiempo y trabajar sin necesidad de una supervisión estrecha y/o coercitiva. Aprovecha la planeación de la asignatura presentada por el (la) profesor/a) (instrumentación didáctica) para presentar propuestas de mejora de la temática vista durante el curso. Realiza actividades de investigación para participar activamente durante el curso	95 a 100 Si cumple al menos cinco de los indicadores EXCELENTE

Cumple con cuatro de los indicadores de desempeño	85-94 NOTABLE
Cumple con tres de los indicadores de desempeño	75-84 BUENO
Cumple con dos de los indicadores de desempeño	70-74 SUFICIENTE
Cumple con menos de dos indicadores de desempeño	NA (no alcanza) INSUFICIENTE

Niveles de desempeño para cada competencia: Excelente, Notable, Bueno, Suficiente, Insuficiente

Competencia alcanzada: Obtener cualquiera de los siguientes niveles: Excelente, Notable, Bueno o Suficiente

Competencia no alcanzada: Obtener el nivel de: Insuficiente

4. Análisis por competencias específicas

Teoría cuántica, estructura atómica y periodicidad

Temas y subtemas para desarrollar la competencia específica	Actividades de aprendizaje	Actividades de enseñanza	Desarrollo de competencias genéricas	Horas teórico-práctica
1.1. Base experimental de la teoría cuántica 1.2. Teoría atómica de Bohr. 1.3. Ampliación de la teoría de Bohr, Teoría atómica de Sommerfeld. 1.4. Estructura atómica 1.5. Teoría cuántica y configuración electrónica. 1.6 Periodicidad y propiedades	Investigar los conceptos de materia y energía, de los diferentes tipos de radiación que comprenden el espectro electromagnético y las características de cada una en función de su longitud de onda y su frecuencia. Construir con el uso de material didáctico representaciones de los diferentes modelos atómicos y/o tabla periódica. Analizar y discutir la descripción de la función de onda del electrón de un átomo con base en la ecuación de Schrödinger. Relacionar el tipo y forma del orbital atómico con el número de electrones que pueden ocuparlos, Comprender la aplicación de los números cuánticos para identificar la posible posición de las configuraciones electrónicas de átomos polielectrónicos.	Integración de equipos de trabajo para la solución de problemas de : Base experimental de la teoría cuántica Teoría atómica de Bohr. Ampliación de la teoría de Bohr, Teoría atómica de Sommerfeld. Estructura atómica Teoría cuántica y configuración electrónica. Periodicidad y propiedades Se propicia el análisis de conceptos previos para aplicarlos en la materia de ingeniería química.	Capacidad de análisis y síntesis Solución de problemas Habilidad de búsqueda de información Capacidad de trabajar en equipo	15 h

Matriz de evaluación Unidad 1

Evidencia de aprendizaje	%	Indicador de alcance					Evaluación formativa de la competencia
		A	B	C	D	E	
A. Participación activa y colaborativa en las discusiones en clase. B. Reportes escritos de las observaciones hechas durante las prácticas realizadas en laboratorio, así como de las conclusiones obtenidas de dichas observaciones C. Información obtenida durante las investigaciones solicitadas. D. Exposición de temas por equipo. E. Exámenes escritos para comprobar el manejo de aspectos teóricos y prácticos.	100	10	20	10	20	40	Específica: Relaciona los conceptos elementales de la teoría clásica y cuántica con las propiedades de la materia para comprender el comportamiento de los átomos y las partículas subatómicas Genéricas: Capacidad de análisis y síntesis Solución de problemas Habilidad de búsqueda de información Capacidad de trabajar en equipo

Competencia No.: 2 Comprende las características que distinguen a las distintas fuerzas que se encargan de mantener unidos a los átomos de una molécula, para predecir el comportamiento físico y químico de la misma.

Enlaces y estructuras.

Temas y subtemas para desarrollar la competencia específica	Actividades de aprendizaje	Actividades de enseñanza	Desarrollo de competencias genéricas	Horas teórico-práctica
2.1. Introducción. 2.2. Enlace iónico. 2.3. Enlace covalente. 2.4. Enlace metálico. 2.5. Fuerzas intermoleculares y 2.6. Influencia de las fuerzas intermoleculares en las propiedades físicas.	Identificar y describir las condiciones de formación de los enlaces fuertes y débiles. Investigar las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes. Utilizar la diferencia de electronegatividad como parámetro para clasificar un enlace como iónico o covalente en la solución de problemas propuestos. Describir las características de las redes cristalinas y su estructura. Utilizar la regla del octeto y las estructuras de Lewis para representar los enlaces de los compuestos. Determinar la carga formal utilizando las estructuras de Lewis. Comprender la teoría del enlace valencia para explicar la formación de enlaces químicos σ y π . Investigar la teoría del enlace metálico y sus aplicaciones. Comprender y discutir la importancia de las fuerzas intermoleculares.	Identificar y describir la formación de los enlaces fuertes y débiles. Investigar las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes. Introducción. Enlace iónico. Enlace covalente. Enlace metálico. Fuerzas intermoleculares y 2.6. Influencia de las fuerzas intermoleculares en las propiedades físicas	Capacidad de análisis y síntesis de la información Solución de problemas Capacidad de comunicación oral y escrita	13 h

Matriz de evaluación Unidad 2

Evidencia de aprendizaje	%	Indicador de alcance					Evaluación formativa de la competencia
		A	B	C	D	E	
A. Participación activa y colaborativa en las discusiones en clase. B. Reportes escritos de las observaciones hechas durante las prácticas realizadas en laboratorio, así como de las conclusiones obtenidas de dichas observaciones C. Información obtenida durante las investigaciones solicitadas. D. Exposición de temas por equipo. E. Exámenes escritos para comprobar el manejo de aspectos teóricos y prácticos.	100	10	20	10	20	40	Específica: Comprende las características que distinguen a las distintas fuerzas que se encargan de mantener unidos a los átomos de una molécula, para predecir el comportamiento físico y químico de la misma. Genéricas: ☐ Capacidad de análisis y síntesis de la información ☐ Solución de problemas ☐ Capacidad de comunicación oral y escrita

Competencia No.: 3 Analiza los principales tipos de compuestos químicos inorgánicos, las reacciones que les dan origen y la nomenclatura especificada de cada uno para la solución de ejercicios.

Compuestos Químicos

Temas y subtemas para desarrollar la competencia específica	Actividades de aprendizaje	Actividades de enseñanza	Desarrollo de competencias genéricas	Horas teórico-práctica
3.1 Óxidos. 3.2. Hidróxidos. 3.3. Ácidos y bases. 3.4 Sales.	Investigará en diferentes fuentes los tipos de compuestos químicos inorgánicos. Identificar las sustancias involucradas en la reacción de formación de los distintos compuestos químicos inorgánicos mediante la solución de ejercicios propuestos. Comprender y aplicar el uso correcto de la nomenclatura para los compuestos químicos inorgánicos	Aplicar los métodos de enseñanza para describir los diferentes tipos de compuestos químicos: Óxidos, Definición. Clasificación. Formulación. Nomenclatura. Hidróxidos. Definición. Clasificación. Formulación. Nomenclatura. Ácidos y bases. Definición. Clasificación. Formulación. Nomenclatura. Sales, Definición. Clasificación. Formulación. Nomenclatura	Capacidad de análisis y síntesis de la información Solución de problemas Capacidad de comunicación oral y escrita. Habilidad para búsqueda de información. Capacidad para trabajar en equipo	12 h

Matriz de evaluación Unidad 3

Evidencia de aprendizaje	%	Indicador de alcance					Evaluación formativa de la competencia
		A	B	C	D	E	
A. Participación activa y colaborativa en las discusiones en clase. B. Reportes escritos de las observaciones hechas durante las prácticas realizadas en laboratorio, así como de las conclusiones obtenidas de dichas observaciones C. Información obtenida durante las investigaciones solicitadas. D. Exposición de temas por equipo. E. Exámenes escritos para comprobar el manejo de aspectos teóricos y prácticos.	100	10	20	10	20	40	Específica: Analiza los principales tipos de compuestos químicos inorgánicos, las reacciones que les dan origen y la nomenclatura especificada de cada uno para la solución de ejercicios. Genéricas: ☐ Capacidad de análisis y síntesis de la información ☐ Solución de problemas ☐ Capacidad de comunicación oral y escrita. ☐ Habilidad para búsqueda de información. ☐ Capacidad para trabajar en equipo.

Competencia No.: 4 Descripción Relaciona los conceptos elementales de la teoría clásica y cuántica con las propiedades de la materia

para comprender el comportamiento de los átomos y las partículas subatómicas

Reacciones Químicas y Estequiometria

Temas y subtemas para desarrollar la competencia específica	Actividades de aprendizaje	Actividades de enseñanza	Desarrollo de competencias genéricas	Horas teórico-práctica
4.1. Reacciones químicas. 4.2. Unidades de medida usuales en estequiometria. 4.3. Concepto de estequiometria. 4.4. Balanceo de reacciones químicas. 4.5. Cálculos estequiométricos en reacciones químicas.	Investigar en las diversas fuentes informativas los tipos de reacciones químicas, los métodos usados para el balanceo de ecuaciones químicas en la solución de ejercicios propuestos. Investigar y discutir que reacciones químicas tienen lugar en procesos industriales, generación de energía y metabolismo de los seres vivos. Comprender las leyes de conservación de la materia, de las proporciones constantes y de las proporciones múltiples mediante la solución de ejercicios estequiométricos	Integración de equipos de trabajo para la exposición, análisis y discusión de los temas: Reacciones químicas. Unidades de medida usuales en estequiometria. Concepto de estequiometria. Balanceo de reacciones químicas. Cálculos estequiométricos en reacciones químicas. Realización de mapas mentales y/o conceptuales	Capacidad de análisis y síntesis Solución de problemas Habilidad de búsqueda de información Capacidad de trabajar en equipo	12 h

Matriz de evaluación Unidad 4

Evidencia de aprendizaje	%	Indicador de alcance					Evaluación formativa de la competencia
		A	B	C	D	E	
A. Participación activa y colaborativa en las discusiones en clase. B. Reportes escritos de las observaciones hechas durante las prácticas realizadas en laboratorio, así como de las conclusiones obtenidas de dichas observaciones C. Información obtenida durante las investigaciones solicitadas. D. Exposición de temas por equipo. E. Exámenes escritos para comprobar el manejo de aspectos teóricos y prácticos.	100	10	20	10	20	40	Específica: Conoce los distintos tipos de reacciones químicas y sus aplicaciones en diversos procesos industriales para comprender su importancia en los procesos de generación de energía, entre otras. Utiliza los distintos métodos de balanceo de ecuaciones químicas y las leyes estequiométricas para aplicarlas en los cálculos estequiométricos. Genéricas: ☐ Capacidad de análisis y síntesis de la información. ☐ Capacidad para la solución de problemas. ☐ Comunicación oral y escrita. ☐ Investigar en las distintas fuentes informativas los tipos de reacciones químicas. ☐ Aplicar los métodos usados para el balanceo de ecuaciones químicas en la solución de ejercicios propuestos. ☐ Investigar y discutir que reacciones químicas tienen lugar en procesos industriales, generación de energía y metabolismo de los seres vivos. ☐ Comprender las leyes de conservación de la materia, de las proporciones constantes y de las proporciones múltiples mediante la solución de ejercicios estequiométricos

Competencia No.: 5 Prepara diferentes tipos de soluciones cualitativas y cuantitativas para aplicarla en su práctica y desempeño académico y profesional.

Introducción a Soluciones

Temas y subtemas para desarrollar la competencia específica	Actividades de aprendizaje	Actividades de enseñanza	Desarrollo de competencias genéricas	Horas teórico-práctica
5.1. Soluciones. 5.1.1. Definición de solvente, soluto 5.1.2. Tipos de soluciones 5.2. Concentración. 5.2.1. Expresión cualitativa y cuantitativa de la concentración. 5.2.2. Cálculos de Molaridad, Molalidad, Normalidad, Formalidad	Comprende el concepto de soluto y solvente de manera práctica con la descripción de ejemplos cotidianos. Investigar y describir las características propias de cada tipo de soluciones. Utilizar las formas cuantitativas para expresar la concentración (Normalidad, Molaridad, Molalidad, Formalidad) en el desarrollo de cálculos para la preparación de soluciones	Integración de equipos de trabajo para la exposición, análisis y discusión de los temas: Soluciones. Definición de solvente, soluto, Tipos de soluciones Concentración. Expresión cualitativa y cuantitativa de la concentración. Cálculos de Molaridad, Molalidad, Normalidad, Formalidad Realización de mapas mentales y/o conceptuales	Capacidad de análisis y síntesis Capacidad de organizar y planificar Comunicación oral y escrita Habilidad de búsqueda de análisis de información de diversas fuentes: Capacidad de resolución de problemas Elaboración de proyectos	13

Matriz de evaluación Unidad 5

Evidencia de aprendizaje	%	Indicador de alcance					Evaluación formativa de la competencia
		A	B	C	D	E	
A. Participación activa y colaborativa en las discusiones en clase. B. Reportes escritos de las observaciones hechas durante las prácticas realizadas en laboratorio, así como de las conclusiones obtenidas de dichas observaciones C. Información obtenida durante las investigaciones solicitadas. D. Exposición de temas por equipo. E. Exámenes escritos para comprobar el manejo de aspectos teóricos y prácticos.	100	10	20	10	20	40	Específica: Prepara diferentes tipos de soluciones cualitativas y cuantitativas para aplicarla en su práctica y desempeño académico y profesional. Genéricas: ☐ Capacidad de análisis y síntesis de la información. ☐ Habilidad para búsqueda de información. ☐ Comunicación oral y escrita. ☐ Comprender el concepto de solvente y soluto de manera práctica con la descripción de ejemplos cotidianos. ☐ Investigar y describir las características propias de cada tipo de soluciones. ☐ Utilizar las formas cuantitativas para expresar la concentración (Normalidad, Molaridad, Molalidad, Formalidad) en el desarrollo de cálculos para la preparación de soluciones

Fuentes de información y apoyo didácticos

1. Brown, T. (2009). Química la ciencia central, Ed. Pearson Educación. 2. Chang, R. (2013). Química, 11ª edición, Ed. McGraw Hill 3. Chang, R. (2011). Fundamentos de química, Ed. McGraw Hill. 4. Chang, R. (2010). Química, 10ª edición, Ed. McGraw Hill. 5. Ebbing, D. D. (2010). Química General., 9ª edición, Ed. Cengage Learning. 6. Mortimer, C. E. (2005) Química, Ed. Grupo Editorial Iberoamérica. 7. Daub, W. G. (2005). Química. 8ª edición, Ed. Pearson Educación. 8. Sherman, A. (2009). Conceptos básicos de química., Ed. CECOSA / Grupo Editorial Patria. 9. Phillips, J. S. (2007). Química Conceptos y Aplicaciones. 2ª edición, Ed. McGraw Hill. 10. Smoot, R. C. (2005). Mi contacto con la química, Ed. McGraw Hill, 2005 11. Garritz R., A. (2005). Química Universitaria, Ed. Pearson Educación. 12. Woodfield, B. F. (2009). Laboratorio virtual de química general c/cd-rom, Ed. Pearson Educación. 13. Vian, O. A. (1998). Introducción a la química industrial, 2ª edición, Ed. Editorial Reverte. 14. Askeland, D R. (2012). Ciencia e ingeniería de los materiales, 6a edición, Ed. Thomson Editores. 15. Orozco, F. D. (1994). Análisis químico cuantitativo, 20a. edición, Ed. Editorial Porrúa. 16. Ballester, A. (2003). Metalurgia extractiva 1: Fundamentos, Ed. Editorial Síntesis. 17. Sancho, J. (2003). Metalurgia extractiva 2: Procesos de obtención, Ed. Editorial Síntesis. 18. Van V., Lawrence H. (1999). Materiales para ingeniería, Ed. CECOSA / Grupo Editorial Patria. 19. Mangonon, P. (2001) Ciencia de materiales selección y diseño, Ed. Pearson Educación. 20. http://www.ncbi.nlm.nih.gov/pubmed/	Pintarrón Plumones Cañón Lap-top Internet Artículos científicos
--	--

1. Calendarización de evaluación en semanas

Semana	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
Tiempo planeado	ED 22.08- 2023		12.09. 2023			26.09 2023			10.10 2023			14.11. 2023			01.12. 2023		
Tiempo real																	
Seguimiento departamental	Inst. Didctca.			19-09- 2023					24-10- 2023				28-11- 2023			12-12- 2023	

TP= tiempo planeado
departamental

TR= tiempo real

SD= seguimiento

ED= evaluación diagnóstica

EFn= evaluación formativa (competencia específica n)

ED= evaluación diagnóstica
Didáctica

EFn= evaluación formativa (competencia específica n) ID= Instrumentación

ES= evaluación sumativa

Fecha de elaboración: 18 de agosto de 2023



Dra. María de Jesús Ramírez Altamirano



M.D. Flor de Belem Pérez Chávez
Jefe del Depto. de Ing. Química y Bioquímica

EDUCACIÓN
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN PÚBLICA
INSTITUTO TECNOLÓGICO DE OAXACA
DEPTO. DE INGENIERÍA QUÍMICA Y BIOQUÍMICA

18 AGO 2023

RECIBIDO

POLÍTICAS ACADÉMICAS GENERALES DEL AÑO SABÁTICO DEL TECNOLÓGICO NACIONAL DE MÉXICO

CARTA DE RECONOCIMIENTO DEL AUTOR DE LOS DERECHOS A FAVOR DEL TECNOLÓGICO NACIONAL DE MÉXICO

Ciudad de México, 28/08/24

**TECNOLÓGICO NACIONAL DE MÉXICO.
PRESENTE**

Bajo protesta de decir verdad, María de Jesús Ramírez Altamirano, personal docente adscrito al Instituto Tecnológico de Oaxaca del Tecnológico Nacional de México, manifiesto que en cumplimiento de mis actividades relacionadas con el Año Sabático elaboré la obra titulada **"MANUAL DE APUNTES DE QUÍMICA INORGÁNICA CLAVE AEF-1060"**.

Con base en lo anterior y con fundamento en los artículos 83 de la Ley Federal del Derecho de Autor y 46 de su Reglamento, reconozco que el Tecnológico Nacional de México es titular de los derechos patrimoniales sobre la misma y le corresponden las facultades relativas a la divulgación, Integridad de la obra y de colección, conservando el derecho a figurar como autor.

Asimismo, respondo por la autoría y originalidad de la citada obra; y relevo de toda responsabilidad al Tecnológico Nacional de México de cualquier demanda o reclamación que llegará a formular alguna persona física o moral que considere que con esta obra es afectando en alguno de los derechos protegidos por la Ley en cita, asumiendo las consecuencias legales y económicas.

ATENTAMENTE


María de Jesús Ramírez Altamirano

AUTOR

NOMBRE DEL TRABAJO

Manual Apuntes Química.docx

AUTOR

María de Jesús Ramírez Altamirano

RECUENTO DE PALABRAS

32918 Words

RECUENTO DE CARACTERES

172411 Characters

RECUENTO DE PÁGINAS

154 Pages

TAMAÑO DEL ARCHIVO

17.4MB

FECHA DE ENTREGA

Jul 27, 2024 1:37 PM GMT-6

FECHA DEL INFORME

Jul 27, 2024 1:40 PM GMT-6

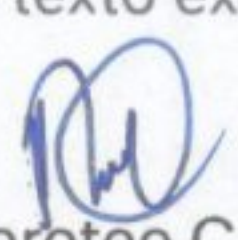
- **24% de similitud general**

El total combinado de todas las coincidencias, incluidas las fuentes superpuestas, para cada base de datos.

- 24% Base de datos de Internet
- 0% Base de datos de publicaciones

- **Excluir del Reporte de Similitud**

- Base de datos de Crossref
- Base de datos de contenido publicado de Crossref
- Base de datos de trabajos entregados
- Coincidencia baja (menos de 10 palabras)
- Bloques de texto excluidos manualmente



Dr. Rubén Doroteo Castillejos

Subdirector Académico

