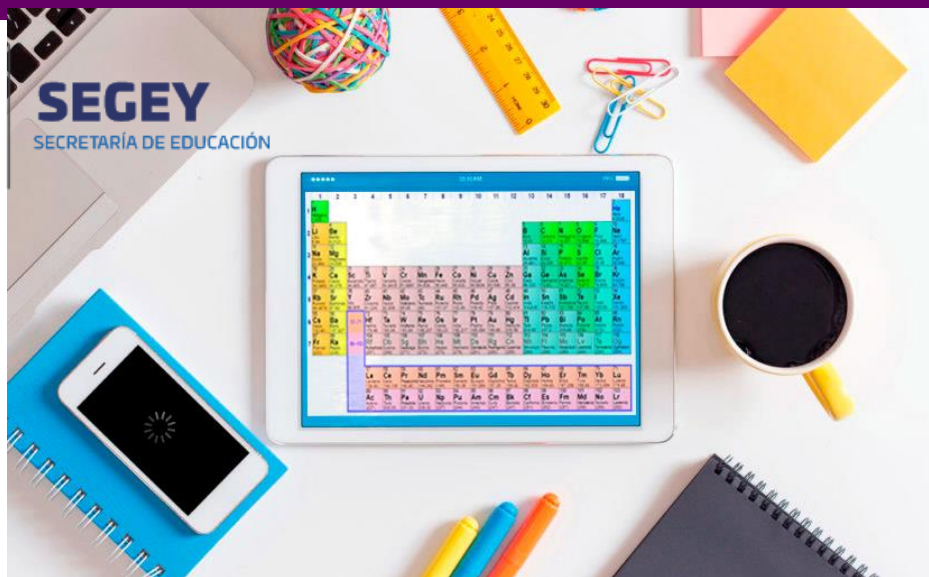


DEPARTAMENTO DE EDUCACION MEDIA SUPERIOR
ESCUELA PREPARATORIA ESTATAL No. 6, ALIANZA DE
CAMIONEROS



QUÍMICA I

PRIMER GRADO

BLOQUE DOS

APRENDIZAJES ESPERADOS
GENERALIDADES DEL CURSO
EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA
MATERIAL DIDÁCTICO
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE
METACOGNICIÓN

Semana 1. Sesión 1

APRENDIZAJES ESPERADOS

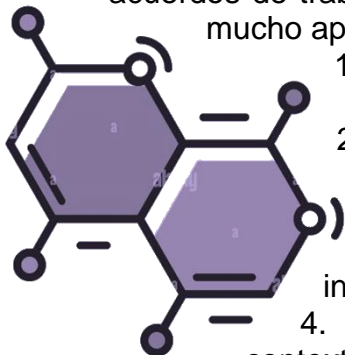
A lo largo del bloque dos de la asignatura QUÍMICA I del programa de preparatorias estatales se desarrollarán diversas competencias a través de los siguientes aprendizajes esperados:

1. Identifica la importancia de los modelos científicos en química.
2. Diferencia, con base en el modelo de partículas, los estados de agregación de la materia.
3. Identifica la relación fuerzas intermoleculares-estado de agregación.
4. Identifica alcances y limitaciones de los modelos atómicos con base en el contexto en el cual se desarrollaron.
5. Reconoce algunas tendencias de las propiedades de los elementos en la organización de la tabla periódica.
6. Identifica a los alótropos como elementos (oxígeno, carbono, etc.).
7. Comprende el fenómeno de hibridación y formación de enlaces sencillos, dobles y triples, mediante orbitales sigma y pi.
8. Utiliza la teoría de enlace valencia, para predecir la estructura de la molécula de agua y metano.
9. Une los carbonos de acuerdo al tipo de hibridación para formar cadenas lineales y cíclicas
10. Utiliza la simbología química para representar átomos, moléculas e iones.
11. Identifica y comprende las reglas de formación de compuestos.
12. Comprende la importancia de la nomenclatura.
13. Identifica al enlace químico como un modelo.
14. Diferencia los tipos de enlaces: covalente, iónico y metálico.



GENERALIDADES DEL CURSO

Continuamos con el segundo bloque de este primer semestre, les recordamos los acuerdos de trabajo y te invitamos a continuar con el esfuerzo, dedicación y sobre todo con mucho aprovechamiento.



1. Emplear los medios digitales para fines académicos y con mucho respeto, empleando tiempos establecidos y el lenguaje apropiado.
2. Seguir usando la cuenta **Gmail** y sitios oficiales de comunicación e información.
3. Verificar su inscripción a la plataforma **SCHOLOGY** (esto ya debió realizarse desde el bloque UNO, 2da LLAMADA), con las condiciones antes indicada, "nik name" que incluye primer nombre y primer apellido.
4. La entrega de las evidencias será determinada por el docente en función del contexto y situación de la mayoría.
5. Las actividades de aprendizaje (**ADAs**) serán en la modalidad (individual, bina, terna, cuarteto, etc...) que el docente determine y se recibirán de forma única en las fechas establecidas.

6. Las actividades de aprendizaje pueden ser totalmente digitales, en el caso de responderse a mano estas deberán escanearse o fotografiarse de forma detallada, indicando el nombre de los autores para que aparezca en la foto de la evidencia, evitando uso de corrector o enmiendas (físicas o digitales) que sugiera el plagio.
7. Trabajar de forma colaborativa identificando las habilidades de cada uno los integrantes para poder asignar roles en el equipo que permitan un trabajo óptimo, sano y armónico.
8. Las actividades marcadas de forma cotidiana por el docente deberán ser respondidas y almacenada en una carpeta como evidencia, para cualquier aclaración futura.
9. El no cumplir con lo requerido por el docente en el plano académico será motivo de sanción, reportando al tutor escolar, orientador o secretaría académica.

A continuación, se describirán y detallarán los criterios de evaluación.

Nombre y firma de conformidad

Para este bloque sólo existe un criterio de evaluación.

40%

Actividades de aprendizajes y prácticas de laboratorio

60%

Evaluación escrita del Bloque 1 y 2



CRITERIOS DE EVALUACIÓN

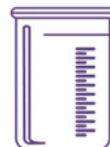
01
ADA

Modelos tridimensionales de partículas de sustancias diversas (mezclas y compuestos).



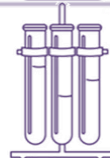
02
ADA

Modelos de los cambios de estado de agregación de la materia a nivel macro y submicroscópico.



03
ADA

Diseño de actividades experimentales para averiguar las propiedades de sustancias utilizando la información contenida en la tabla periódica (Se sugiere se haga práctica de laboratorio). Comunica oralmente su lectura de la tabla periódica para obtener información y predecir comportamientos.



04
ADA

Lista de algunas técnicas de análisis químicos para explicar el comportamiento de la materia (Se sugiere que se realice después de completar los dos primeros).



05
ADA

Modelos tridimensionales de la estructura de sustancia y de los diferentes tipos de enlace químico. Describe oralmente, utilizando los modelos construidos, el enlace químico para relacionarlo con las propiedades químicas de los materiales..



05
ADA

Modelo gráfico del puente de hidrógeno para explicar algunos comportamientos del agua.



01
PRAC

Espectros de luz visible, propiedades de los elementos.



02
PRAC

Propiedades de los enlaces iónicos y covalentes



C1
P. INT.

Prueba escrita del bloque 1 y bloque 2.



EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA

I. Lee las siguientes cuestiones y en función de los conocimientos adquiridos en la primaria, secundaria y en la vida selecciona con una "x" la respuesta correcta:

- El Principio de dualidad hace referencia a que:
 no es posible conocer al mismo tiempo la posición y la velocidad de un electrón.
 la materia no se crea ni se destruye sólo se transforma.
 los electrones, al igual que los fotones se comportan como partículas y ondas.
 la energía de un electrón determina como éste se distribuye en el espacio.
- Son valores numéricos que indican las características de los electrones de los átomos:
 Números cuánticos.
 Valencia.
 Número de oxidación.
 Potencial de hidrógeno.
- La propiedad periódica que aumenta de abajo hace arriba y de izquierda a derecha en la Tabla Periódica es:
 el radio atómico.
 la electronegatividad.
 la valencia.
 el estado de oxidación.
- El número cuántico secundario también es conocido como:
 Principal.
 Magnético.
 Diferencial.
 Azimutal.
- El único metal que en estado natural es líquido es el:
 Bromo.
 Níquel.
 Cloro.
 Mercurio.
- El símbolo que hace referencia a un gas noble sería:
 Hg.
 Db.
 Xe.
 Cl.
- Cuando la diferencia de electronegatividad es mayor a 1.7 entre dos elementos, se dice que es un enlace de tipo:
 Covalente no polar.
 Covalente polar.
 Iónico.
 Metálico.

8. Para realiza compuestos se debe tener encuentra la _____ de los elementos que interactúan:
 Valencia.
 Masa atómica.
 Geometría molecular.
 Radioactividad.
9. Son elementos que poseen características tanto de metales como de no metales:
 Metales de transición.
 Tierras raras.
 Gases nobles.
 Metaloides.
10. Configuración que permite visualizar de forma óptima el enlace químico.
 Orbital.
 Kernel.
 Lewis.
 Paulin.
11. Propiedad química que hace que el carbono pueda presentarse en diversas formas como son grafito, diamante, fullereno y grafeno.
 Alopátía.
 Alotropía.
 Mutación.
 Sistematización.
12. Enlace químico donde un elemento le cede sus electrones de valencia a otro, generando una alta fuerza intermolecular y propiedades como la conducción eléctrica en solución acuosa.
 Ambivalente.
 Covalente polar
 Covalente no polar.
 Iónico.

ÍNDICE

1. <i>Semana 1. Sesión 1</i>	1
1.1 Aprendizajes esperados	1
1.2 Generalidades del curso	1
1.3 Criterio de evaluación	3
1.4 Evaluación diagnóstica	4
2. <i>Semana 1. Sesión 2</i>	7
2.2 ADA 1. Inicio	7
3. <i>Semana 1. Sesión 3</i>	11
3.1 ADA1. Desarrollo	11
4. <i>Semana 2. Sesión 4.</i>	13
4.1 ADA1. Desarrollo	13
5. <i>Semana 1. Sesión 5</i>	13
5.1 ADA 1. Cierre y evaluación	13
6. <i>Semana 2. Sesión 1</i>	15
6.1 ADA 2. Actividad inicial	15
7. <i>Semana 2. Sesión 2</i>	18
7.1 ADA 2. Desarrollo	18
8. <i>Semana 2. Sesión 3</i>	24
8.1 ADA 2. Desarrollo	24
9. <i>Semana 2. Sesión 4</i>	26
9.1 ADA 2. Cierre	26
10. <i>Semana 2. Sesión 5</i>	27
10.1 Práctica 1	27
11. <i>Semana 3. Sesión 1</i>	28
11.1 ADA 3. Actividad inicial	28
12. <i>Semana 3. Sesión 2</i>	30
12.1 ADA 3. Desarrollo	30
13. <i>Semana 3. Sesión 3</i>	36
13.1 ADA 3. Desarrollo	36
14. <i>Semana 3. Sesión 4</i>	39
14.1 ADA 3. Cierre	39
15. <i>Semana 3. Sesión 5</i>	41
15.1 Actividad de reforzamiento.	41
16. <i>Semana 4. Sesión 1</i>	43
16.1 ADA 4. Actividad inicial	43
17. <i>Semana 4. Sesión 2</i>	45
17.1 ADA 4. Desarrollo	45
18. <i>Semana 4. Sesión 3</i>	48
18.1 ADA 4. Cierre	48
19. <i>Semana 4. Sesión 4</i>	50
19.1 ADA 5. Actividad inicial.	50
20. <i>Semana 4. Sesión 5</i>	52
20.1 ADA 5. Regla del octeto	52
21. <i>Semana 5. Sesión 1</i>	53
21.1 ADA 5. Enlace iónico	53
22. <i>Semana 5. Sesión 2</i>	56
22.1 ADA 5. Puente de hidrógeno	56
23. <i>Semana 5. Sesión 3</i>	57
23.1 ADA 5. Nomenclatura	57
24. <i>Semana 5. Sesión 4</i>	60
24.1 ADA 5. Nomenclatura 2	60

QUÍMICA 1 BLOQUE 2

25. Semana 5. Sesión 5	68
25.ADA 5. Compuestos ternarios	
26. Semana 6. Sesión 1	
26.1 Práctica 2. Enlace iónico y covalente	71
27. Semana 6. Sesión 2	
27.1 ADA 5. Desarrollo 1	72
28. Semana 6. Sesión 3	
28.1 ADA 5. Desarrollo 2	73
29. Semana 6. Sesión 4.	
29.1 ADA 5. Cierre	74
30. Semana 6. Sesión 5	
31.1 Metacognición.	75
31. Bibliografía	76

Semana 1. Sesión 2

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1

SEMESTRE I

BLOQUE 2

QUÍMICA I

Nombre de los integrantes: _____

Fecha de entrega: _____

Grado y grupo: _____

Aprendizaje esperados.	(s) Identifica la importancia de los modelos científicos en química. Diferencia, con base en el modelo de partículas, los estados de agregación de la materia.
Competencias disciplinares.	Establece la interrelación entre la ciencia, la tecnología, la sociedad y el ambiente en contextos históricos y sociales específicos. Identifica problemas, formula preguntas de carácter científico y plantea las hipótesis necesarias para responderlas. Obtiene, registra y sistematiza la información para responder a preguntas de carácter científico, consultando fuentes relevantes y realizando experimentos pertinentes.
Competencias genéricas.	4. Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados. 4.3 Identifica las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas. 5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.

ACTIVIDAD INICIAL

I. Lee con atención los siguientes enunciados y escribe una “V” si la oración es verdadera o una “F” si la oración es falsa.

1. Lo modelos, entre otras cosas permiten, representar fenómenos que no son ()
apreciables a simple vista.....
2. Un ejemplo de modelo es una gráfica que indica la temperatura que se le agrega ()
al agua hasta alcanzar su punto de
ebullición.....
3. El modelo cinético de las partículas explica el comportamiento de la materia ()
cuando se le agrega energía
4. Un mapa puede ser considerado un modelo..... ()
5. La representación de partículas totalmente dispersas que ocupando todo el ()
espacio disponible hacen referencia al estado gaseoso

UN MODELO PARA DESCRIBIR LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Todos los cuerpos en el Universo están constituidos de alguna sustancia a la que se conoce como materia, pero, ¿qué entendemos por materia y de qué está hecha? ¿tienes idea de lo que significa un modelo o de qué puede servir?

Uno de los modelos que han permitido explicar varios fenómenos relacionados con la materia es el modelo cinético de las partículas. A nivel macroscópico, el hombre y toda la materia que lo rodea, sean elementos, compuestos o mezclas se presenta en forma de sólido, líquido o gas, bajo ciertas condiciones de presión y temperatura que se pueden modificar, dando lugar a cambios importantes en la estructura de la materia.

A partir del modelo cinético y corpuscular comprenderás como se estructura la materia de forma interna y como ocurre el cambio el estado de agregación a partir de la transferencia de energía en forma de calor y presión. Antes de continuar es necesario definir y determinar qué es un modelo y cómo es que la comunidad científica llego a determinar la dinámica atómica de la materia.

El término **modelo** abarca varios significados a saber:

- a) **Representación:** por ejemplo, un mapa es un modelo, pues representa una zona determinada con los caminos, ríos montañas que realmente existen en ese lugar y no nos es posible observar a simple vista en la escala real.
- b) **Perfección o idea:** Por ejemplo, cuando se indica que cierta alumna es un modelo a seguir, pues cumple con las características que se consideras loables y de lo que debe ser un buen estudiante.
- c) **Muestra:** por ejemplo, en un desfile de modas se observan distintos modelos de prendas de ropa que son una muestra de la producción de algún diseñador.

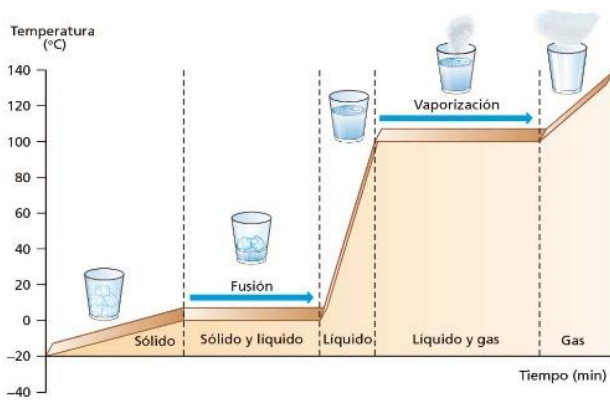
En ciencia los modelos pueden entenderse abarcando las tres significaciones, pues representan una teoría, muestran condiciones ideales en las que se produce un fenómeno al verificarse una Ley o una Teoría y, por otro lado, constituyen una muestra particular de la explicación general de una teoría. No cabe duda que los modelos son medios para comprender una teoría que se necesita explicar para tratar de mitigar lo abstracto que puede resultar comprenderlo.

De forma general los modelos pueden clasificarse en modelos materiales y modelos formales o teóricos:

Un **modelo material** es la representación parcial de una teoría. Se constituye con base en propiedades semejantes a las que se desea estudiar en el sistema original, que es un sistema concreto. Los modelos materiales son útiles por que permiten la realización de experimentos en condiciones más favorables que las que rigen el sistema original. Ejemplos de esto serían, una maqueta, un experimento en el laboratorio, o la representación atómica de algún científico como los estudiados el bloque pasado, etc.



Un **modelo formal** es la representación de una estructura idealizada (teoría) que se supone análoga (semejante) a la de un sistema real. Este modelo exhibe relaciones entre variables de los fenómenos que se intentan explicar y afirma que estas relaciones formales son semejantes a las que existen en la realidad. Un modelo formal o teórico puede ser expresado como:



a) **Modelo verbal:** descripción oral o escrita del modelo teórico. Por ejemplo, “Un ácido es una sustancia que, en solución acuosa liberará iones hidrógeno” es decir que si una sustancia al disolverla en agua libera iones hidrógeno se tratará de un ácido.

b) **Modelo gráfico:** diagrama o gráfica que describen el modelo. Por ejemplo, la gráfica que determina la temperatura en la que una sustancia cambia de estado de agregación, que permite comprobar las temperaturas de ebullición y/o fusión.

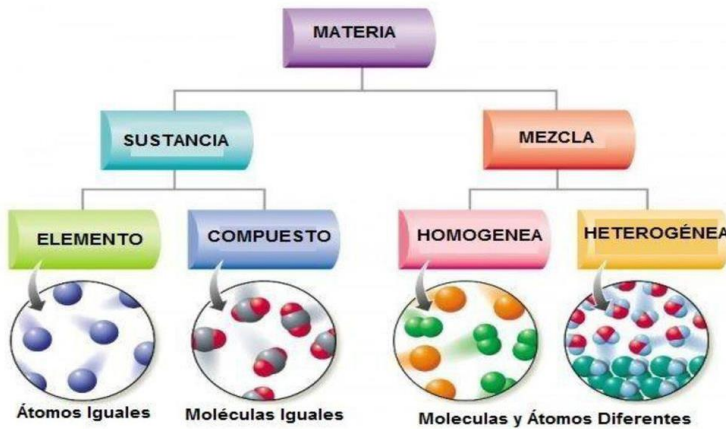
c) **Modelo matemático:** es una ecuación o relación que suministra las precisiones cuantitativas del modelo. Por ejemplo, la ecuación de Henderson-Hasselbalch que permite determinar la curva de titulación de un ácido o una base, con el aumento o disminución del pH.

$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[AH]} \longrightarrow [H^+] = K_a + \frac{[A^-]}{[AH]} \longrightarrow \log [H^+] = \log K_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

$$\downarrow$$

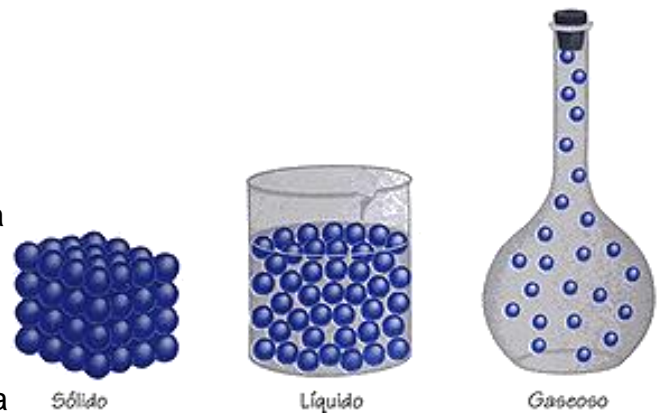
$$pH = pK_a + \log \frac{[base]}{[ácido]} \longleftarrow -\log [H^+] = -\log K_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

La química al ser la ciencia que estudia la composición de la materia, se auxilia de los modelos para comprender las transformaciones de estas. Un modelo que permite visualizar los cambios de la materia el modelo corpuscular de la materia, el cual se fundamenta en que la materia está formada de átomo (partículas) que se distribuyen en el espacio en función de sus propiedades físicas y la energía cinética que poseen a continuación veremos algunos ejemplos en función de la clasificación de la materia y sus estados de agregación.



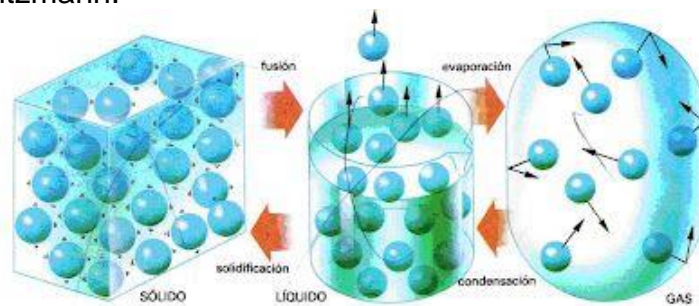
- a) Elemento en estado sólido.
- b) Elemento en estado líquido.
- c) Elemento en estado gaseoso.

En las ilustraciones que se te presentan se afirma que son elementos pues las partículas se representan con la misma forma y el mismo color, podemos observar que lo que cambia es la distribución. La distribución de las partículas cambiará al tener cambios en la temperatura y la presión.



En este ejemplo también podemos determinar que se presenta un modelo material, intenta reasentar más formas de materiales, apóyate de corcholatas, círculos de foami, cartulina de color u otro material que tengas en casa.

Si bien el modelo corpuscular nos permite comprender la distribución de las partículas que conforman los diversos materiales, este lo hace forma estática, es decir que no permite comprender como ocurre el cambio de estado de agregación, para ello se requiere del modelo cinético el cual fue propuesto por Daniel Bernoulli y por Joule Maxwell y finalmente detallada por Rudolph Clausius y Boltzmann.



Semana 1. Sesión 3

DESARROLLO

II. Después de leer y estudiar la información que se te presenta relaciónala con tus aprendizajes previos y realiza lo que se te pide.

1. Representa a través del modelo corpuscular las siguientes sustancias:

<p>Ejemplo: Mezcla homogénea de dos compuestos de dos elementos en estado gaseoso</p>	
--	--

<p>1) Un elemento en estado gaseoso</p>	<p>2) Mezcla heterogénea de dos elementos en esta líquido</p>	<p>3) Compuesto de dos elementos</p>
<p>4) Compuesto de tres elementos en estado gaseoso.</p>	<p>5) Elemento en estado sólido</p>	<p>6) Mezcla homogénea de un compuesto de dos elementos con un compuesto de tres elementos en estado gaseoso.</p>
<p>7) Mezcla heterogénea de dos compuestos en estado líquido. Uno del compuesto es de dos elementos y el otro es de tres elementos.</p>	<p>8) Compuesto formado de tres elementos en estado gaseoso.</p>	<p>9) Elemento en estado líquido</p>

10) Compuesto de dos elementos en estado sólido.

2. Con ayuda del modelo cinético de partículas representa los siguientes cambios de estado de agregación:

Ejemplo:

<p>Representa la sublimación: Paso del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido.</p>	
---	--

<p>Representa la sublimación inversa:</p>	
<p>Representa la fusión:</p>	
<p>Representa la evaporación:</p>	
<p>Representa la condensación:</p>	
<p>Representa la congelación:</p>	

Semana 1. Sesión 4

CIERRE

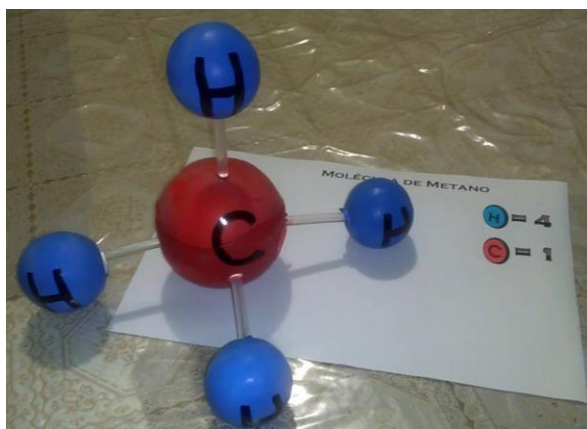
III. *Con lo aprendido durante las sesiones subraya la respuesta correcta a los siguientes cuestionamientos:*

13

1. Permite comprender de qué manera se distribuyen las partículas en los materiales:
 - a) Modelo cinético
 - b) Modelo corpuscular
 - c) Modelo concreto
2. Este modelo presenta la relación entre variables de fenómenos que se intentan explicar:
 - a) Modelo verbal
 - b) Modelo concreto
 - c) Modelo formal
3. Modelo que permite comprender cómo ocurren los cambios de estado de agregación:
 - a) Modelo cinético
 - b) Modelo estructural
 - c) Modelo corpuscular
4. En este modelo existe una relación que proporciona precisiones cuantitativas:
 - a) Modelo gráfico
 - b) Modelo matemático
 - c) Modelo material
5. Es la representación parcial de una teoría:
 - a) Modelo matemático
 - b) Modelo formal
 - c) Modelo material

Semana 1. Sesión 5

IV. *En equipos realicen dos modelos tridimensionales de partículas de sustancias diversas (mezclas y compuestos), indicando en estado de agregación y los elementos, compuestos o sustancias que interactúan.*



Puedes emplear bolitas de unicel pintadas y palillos de dientes, o puedes emplear bolitas de papel crepe de colores con palillos de dientes. Los materiales que gustes, siempre y cuando cumplan el propósito de la actividad.

• La imagen es únicamente ilustrativa y no representa los fines de la evidencia a entregar.

ASIGNATURA: QUÍMICA I	LISTA DE COTEJO: ADA 1. BLOQUE 2		EVIDENCIA: Modelos tridimensionales de partículas de sustancias diversas (mezclas y compuestos).
GRUPO	FECHA DE ENTREGA:		TEMA: MODELO CORPUSCULAR DE LA MATERIA
RUBRO	VALOR TOTAL	VALOR OBTENIDO	OBSERVACIONES
Formato de entrega			
Se entrega en el formato que el docente indique, en las fechas establecidas. Cualquier asunto no determinando aquí será decisión del docente.	0.5		
Contenido			
Se realiza de forma correcta la actividad inicial.	0.5		
Se realiza de forma correcta el desarrollo, se emplean colores diferentes y es identificable el estado de agregación y las sustancias intervienen en el ejercicio.	1.5		
Cierre			
Responde de forma correcta la actividad de cierre	0.5		
Realiza de forma correcta el modelo tridimensional con todos los elementos que permiten ver sus caracteres	2		
TOTAL	5		

Semana 2. Sesión 1

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 2

SEMESTRE I

BLOQUE 2

QUÍMICA I

NOMBRES DE LOS INTEGRANTES:

Aprendizaje esperados.	(s) Identifica la relación fuerzas intermoleculares-estado de agregación. Identifica alcances y limitaciones de los modelos atómicos con base en el contexto en el cual se desarrollaron.
Competencias disciplinares.	Establece la interrelación entre la ciencia, la tecnología, la sociedad y el ambiente en contextos históricos y sociales específicos. Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.
Competencias genéricas.	5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones. 4. Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados. 4.3 Identifica las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas.

ACTIVIDAD INICIAL

I. Lee con atención los siguientes enunciados y escribe una "V" si la oración es verdadera o una "F" si la oración es falsa.

- El número cuántico principal de un elemento hace referencia al periodo donde se encuentra..... ()
- La regla de exclusión de Hund se representa a través de flechas..... ()
- El número cuántico secundario depende del bloque energético al que pertenece el elemento..... ()
- El número cuántico que se presenta con +/- 1/2 es el magnético ()
- El número cuántico que va desde números negativos a positivos es el spin diferencial..... ()

MODELOS ATÓMICOS DE LA MECÁNICA ONDULATORIA Y NÚMEROS CUÁNTICOS

La teoría atómica se desarrolló durante un periodo de 2000 años. Sin embargo, la evidencia de los experimentos en los últimos 200 años reveló la compleja naturaleza del mundo submicroscópico. Como los electrones son responsables de las propiedades químicas de un elemento, los químicos necesitan contar con un modelo que describa la distribución de los electrones. Para lo anterior es necesario estudiar otros modelos propuestos que expliquen la naturaleza y comportamiento de los átomos.

A continuación, se te presentan otras aportaciones al estudio del átomo, además de las antes propuestas que permiten superar las limitaciones que tenían los modelos de Demócrito, Dalton, Thompson, Rutherford, Bohr y Schrödinger:

<p>MICHAEL FARADAY (1791-1867) Propuso las Leyes de la electrólisis (el emplear corriente eléctrica para producir una reacción química)</p>
<p>HUMPHREY DAVY (1791-1867) Comprueba que, al hacer pasar corriente a través de algunas sustancias, estas se descomponían.</p>
<p>GEORGE STONEY (1778-1829) Sugirió que las unidades de carga eléctrica están asociadas a los átomos, propuso llamarlas electrones.</p>
<p>HEINRICH HERTZ (1857-1894) Descubrió el efecto foto eléctrico.</p>
<p>Max Planck (1858-1947) Propuso que la energía solo puede ser liberada (o absorbida) por los átomos en “paquetes” de cierto tamaño mínimo.</p>
<p>Albert Einstein (1858-1955) Usó la teoría cuántica de Planck para explicar el efecto fotoeléctrico.</p>
<p>Eugen Goldstein (1850-1930) Descubrió los Rayos Canales y Protones</p>
<p>Esposos Curie (1898-1930) Descubrieron que el elemento radio es millones de veces más activo que el uranio.</p>
<p>J.J. Thompson (1856-1940) Calculó la relación entre la carga eléctrica y la masa de un electrón.</p>
<p>Wilhelm roentgen (1845-1923) Descubrió los rayos X</p>
<p>Robert Andrews Millikan (1868-1953) Cálculo la masa del electrón</p>
<p>Louis-Víctor de Broglie</p>

(1892-1987)

Propuso que la luz puede ser tratada como una onda y como una partícula, presentada muchas veces un componente corpuscular, que podría ser la materia normal, tratada siempre como partícula, tuviese también una naturaleza ondulatoria.

James Chadwick
(1891-1974)

Identificó como un rayo de partículas neutras con masa casi igual a las del protón y sin carga.

Consulta el siguiente video titulado "La historia del átomo"
<https://www.youtube.com/watch?v=H7rlhQdHi7o>
y "la historia del átomo en 15 minutos"
<https://www.youtube.com/watch?v=kcANztL84aA>



Gracias a las aportaciones anterior sabemos que el átomo no es compartimento, que posee electricidad y que si los electrones colapsarían si tuvieran contacto con su núcleo. A continuación, estudiaremos, en forma elemental la mecánica ondulatoria propuesta por Schrödinger, el cual usamos hasta ahora, para la construcción del modelo atómico moderno.



Principio de dualidad.

Propuesto por Broglie que indica que, los electrones, al igual que los fotones (cuantos de energía luminosa) se comportan como partículas (masa) y ondas (energía).

Hoy en día existen actualizaciones e indican que éste principio por su sólo no explica la mecánica cuántica, es decir que requiere de otros principios para poder intentar explicar el comportamiento de los átomos. Para ampliar tu panorama, considera ver el siguiente video:
<https://www.youtube.com/watch?v=LBEq1rhRbC4>

Principio de incertidumbre.

Propuesto por Heisenberg indica, a grandes rasgos, que no es posible conocer al mismo tiempo la posición y la velocidad de un electrón. Lo anterior lleva a considerar únicamente la probabilidad de encontrar al electrón en cierta región del espacio que rodea al núcleo.

Es más probable localizar un electrón cerca del núcleo; ésta probabilidad decrece a medida que la región se encuentra más alejada del mismo. La representación de la probabilidad se le llama nube de carga gris o nube electrónica.



No debemos confundir los conceptos de órbita y orbital. **ÓRBITA** indica una línea o camino definido, mientras que **ORBITAL** es una región espacial alrededor del núcleo en la que es más probable encontrar al electrón.

En realidad, el electrón puede estar en cualquier sitio alrededor del núcleo, menos en el núcleo mismo: hay regiones de ese espacio donde es muy probable encontrarlo y otras donde es poco probable localizarlo.



Las regiones del espacio que rodean al núcleo y donde la probabilidad de encontrar al electrón es mayor, se llama orbitales.

Principio de Schrödinger.

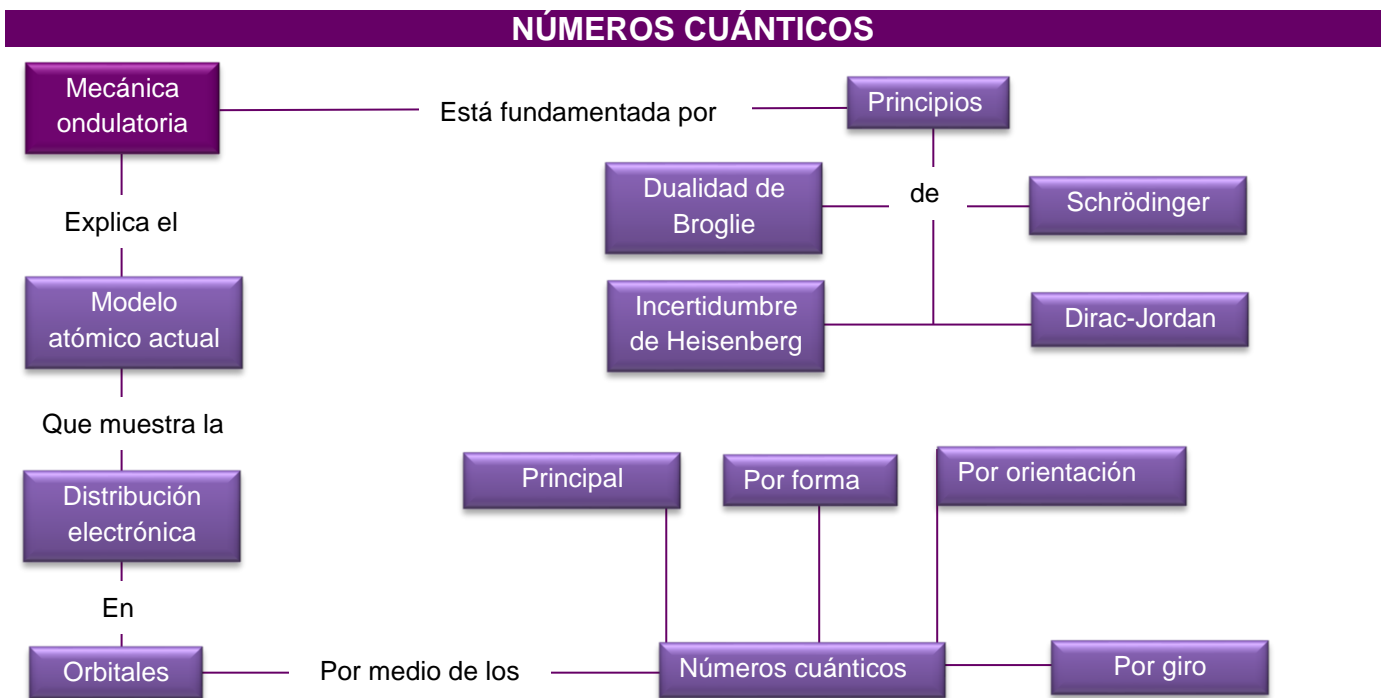
La ecuación de la onda presentada en 1926 Schrödinger, establece la relación entre la energía de un electrón y la distribución de éste en el espacio, de acuerdo a sus probabilidades ondulatorias. En esta ecuación aparecen los parámetros cuánticos n , l y m .

Principio de Dirac-Jordan.

En la ecuación de Dirac-Jordan aparece el cuarto parámetro cuántico denominado de espín "s". actualmente la ecuación de Dirac-Jordan es la que establece con mayor exactitud la distribución de los electrones.



Semana 2. Sesión 2



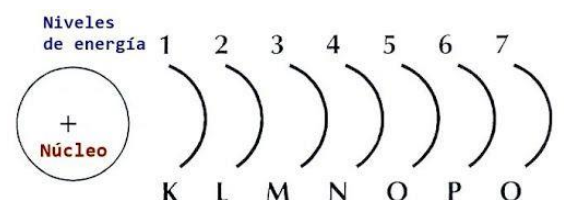
Los números cuánticos son valores numéricos que indican las características de los electrones de los átomos. El estudio del átomo debe efectuarse con base en los últimos adelantos científicos, y aunque el modelo actual es matemático y de alta complejidad, se tratará de lograr representarlo visualmente lo más fielmente posible.

¿Cómo existen los electrones en los orbitales?

Esto se explicará al describir los cuatro números que se indican con las letras: n , l , m , s .

Número cuántico principal:

Como resultado de la investigación continua durante el siglo XX, en la actualidad los científicos han comprobado que los niveles energéticos no son exactamente órbitas, como la de los planetas, alrededor del núcleo del átomo. En algún lugar de ello, se puede



decir que son regiones espaciales esféricas alrededor del núcleo, en las cuales es más probable encontrar los electrones.

El número cuántico principal se representa con la letra n e indica el nivel de energía en el que se encuentra el electrón. Sus valores son enteros positivos del 1 en adelante.

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6$ y 7 .

n	Número máximo de electrones
1	2
2	8
3	18
4	32

En términos prácticos, el número cuántico principal hace referencia al periodo en el que se encuentra el elemento en la tabla periódica.

Ahora bien, cada nivel energético puede contener un número limitado de electrones dado por la expresión $2n^2$.

El nivel energético menor ($n=1$) es el más pequeño y el más cercano al núcleo. Este nivel energético puede contener máximo de 2 electrones. El segundo nivel energético, que es más grande porque está más alejado del núcleo, puede contener un máximo de 8 electrones.

Número cuántico por forma, también llamado azimutal:

Número Cuántico AZIMUTAL (l)

Describe: La forma del orbital

Valores: $0 \leq l \leq (n-1)$

$l = 0$
orbital s

$l = 1$
orbital p

$l = 2$
orbital d

$l = 3$
orbital f

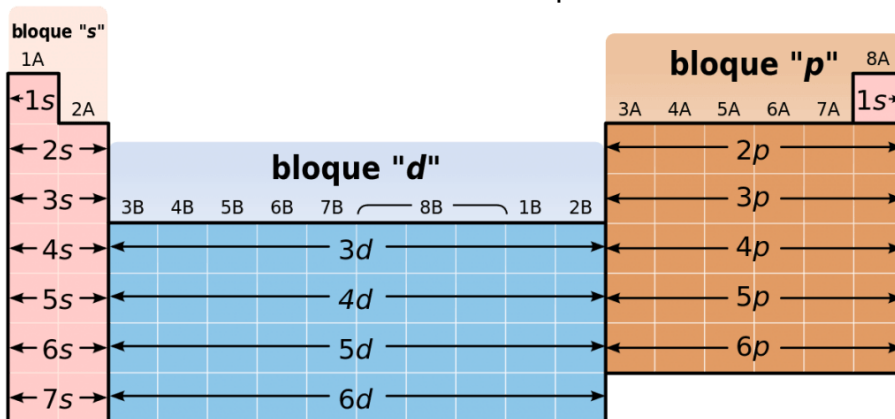
Cuando los científicos investigaron los átomos multielectrónicos descubrieron que los espectros eran mucho más complejos de lo que esperaban por la sencilla serie de niveles energéticos supuestos del hidrógeno.

Esta complejidad indica que existen subniveles (divisiones de un nivel) en determinados niveles energéticos. Un nivel está formado por subniveles con energía muy parecida. Cada nivel energético tiene un

número específico de subniveles, que es el mismo que el número del nivel energético.

El número cuántico por forma determina el subnivel y se relaciona con la forma del orbital, se representa con la letra l . A los subniveles se les asignan las letras: s, p, d, f .

Cada uno de los subniveles poseen un valor numérico, es decir, el nivel s tiene un valor de 0, el nivel p de 1, el d de 2 y el f de 3.



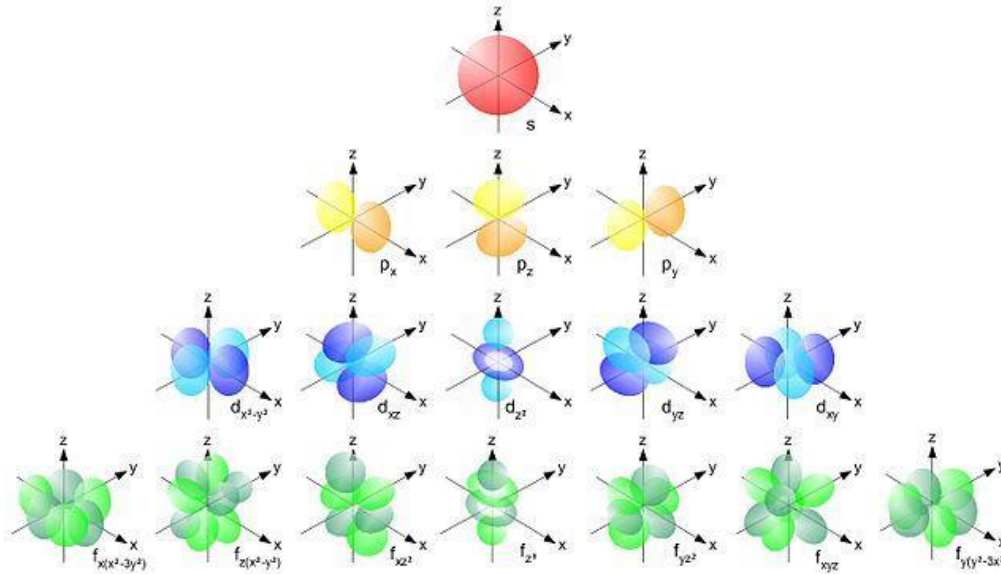
Nivel energético	Subniveles
1	1s
2	2s 2p
3	3s 3p 3d
4	4s 4p 4d 4f

Número cuántico por orientación o magnético.

Este número cuántico indica la orientación de un orbital atómico y se representa con la letra m .

Los valores del número cuántico por orientación (m) depende de los valores del número cuántico por forma (l). Son números enteros que empiezan con el valor de $-l$, pasan por 0 y terminan en $+l$. Cada uno mostrará los valores de l se expresará en sus valores negativos, pasando por cero hasta llegar a los positivos, como se indica en el recuadro anterior.

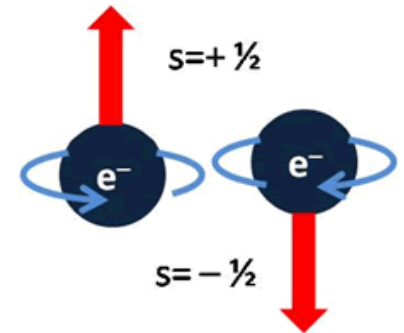
$s = 0$
 $p = -1, 0, +1.$
 $d = -2, -1, 0, +1, +2.$
 $f = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$



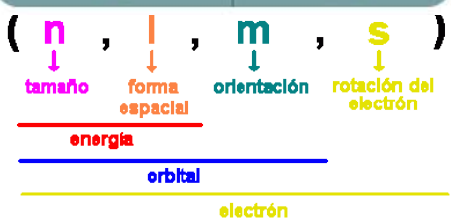
Número cuántico por giro (spin diferencial).

Se relaciona con el giro o movimiento de rotación que el electrón efectúa sobre su propio eje. Como el giro del electrón sólo podrá ser en un sentido o en contrasentido, este número cuántico se relaciona con la posibilidad de que una orientación del orbital acepte o no el electrón diferencial.

Se representa por $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$ que representa $\uparrow\downarrow$, lo que nos lleva a la conclusión de que en un orbital sólo puede haber $2e^-$ con espines opuestos.



Número cuántico	Representa
n	Nivel
l	Subnivel y forma del orbital
m	Orbital (Reempe)
m_s	Giro



Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales	Número máximo de electrones
$s (l = 0)$	$\uparrow\downarrow$ 0	1	2
$p (l = 1)$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -1 0 +1	3	6
$d (l = 2)$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -2 -1 0 +1 +2	5	10
$f (l = 3)$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7	14

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Para poder realizar las configuraciones de los elementos se deben considerar los siguientes principios:

Principio de Aufbau.

Con los conceptos tratados en el tema anterior, se puede desarrollar la estructura electrónica de los átomos, este proceso de llenado de los niveles recibe el nombre de Aufbau (del alemán arquitectura) o de construcción, y se basa en tres principios fundamentales: de exclusión, de máxima sencillez y de máxima multiplicidad.

Principio de exclusión de Pauli.

El principio de exclusión de Pauli establece que dos electrones en un átomo dado no pueden tener iguales sus cuatro números cuánticos.

Principio de sencillez de Yeou-Ta.

En orden que se sigue para estructurar los distintos subniveles se basan en el principio de máxima sencillez de Yeou-Ta, el cual indica que en un átomo primero se estructuran aquellos subniveles cuya suma es de $n+l$ sea menor y si en varios es igual, se estructuran primero aquellos en donde n sea menos.

Como se puede observar, primero se estructura el subnivel 1s, luego el 2s y en seguida están 2p y 3s que suman lo mismo. De estos dos últimos subniveles, 2p se estructurará primero porque tiene menor n . Si comparas 3d con 4s, estructurarás primero 4s porque en él la suma ($n+l$) es menor.

En general, se sigue el orden que indican las flechas según la ilustración:

Ejemplo:

$H_1 = 1s^1$

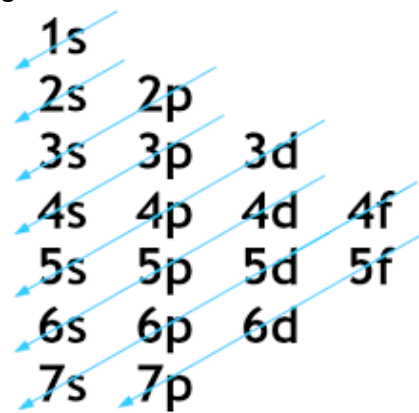
$N_7 = 1s^2 2s^2 2p^3$

$Cl_{17} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$Fe_{26} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

$Kr_{36} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Subnivel	Suma ($n+l$)
1s	(1+0=1)
2s	(2+0=2)
2p	(2+1=3)
3s	(3+0=3)
3p	(3+1=4)
3d	(3+2=5)
4s	(4+0=4)
4p	(4+1=5)
4d	(4+2=6)
4f	(4+3=7)



Configuración Kernel.

Para elaborar la configuración electrónica de átomos con un gran número de electrones se emplean los gases raros (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), ya que la configuración electrónica es estable (el último nivel completo de $8e^-$, excepto He que contiene $2e^-$). Por tanto, para elaborar esta configuración se emplea el gas raro inmediato anterior que resume la configuración del bloque anterior y sólo se colocará el restante para el elemento deseado.

Ejemplo:

Configuremos nitrógeno: N que tiene 7 electrones, N_7 , si revisamos la tabla periódica, el gas noble inmediato anterior es Helio, el cual da dos electrones, por lo que la configuración Kernel quedaría de la siguiente manera:

La configuración de nitrógeno es $N_7 = 1s^2, 2s^2, 2p^3$

Al emplear la configuración Kernel, el primer nivel será subsanado por el gas noble y sólo se colocará lo que hace falta para terminar la configuración de nitrógeno $N_7 = [He] 2s^2, 2p^3$

Principio de máxima multiplicidad de Hund.

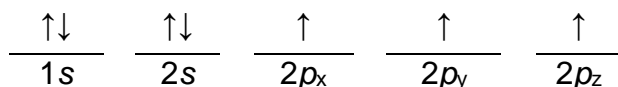
La representación gráfica de un átomo se hace sustituyendo los exponentes (número de electrones) por vectores (flechas), atendiendo al principio de máxima multiplicidad de Hund: los electrones de un mismo orbital ocuparán el máximo de orientaciones permitidas en ese orbital.

A continuación, se presenta un ejemplo:

Configuración electrónica:

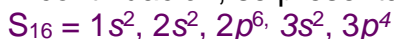


Representación gráfica:

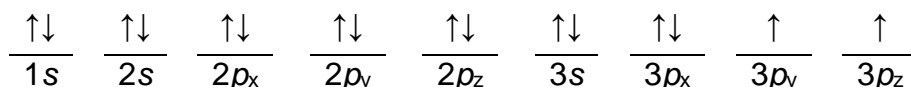


Observa que los tres electrones del subnivel $2p$ se distribuyen en los tres orbitales que les corresponden. Además, cuando hay dos electrones en un orbital debe indicarse que su sentido es opuesto ($\uparrow\downarrow$), esto significa que tiene espín (giro) opuesto.

A continuación, se presenta otro ejemplo con azufre:



Representación gráfica:



La representación gráfica también se puede hacer de forma abreviada, como en el ejemplo siguiente, es decir se aplicaría la configuración Kernel con el principio de máxima multiplicidad de Hund:

Por ejemplo, si queremos realizar la representación gráfica de Potasio (K) el cual tiene como número atómico 19, necesitamos del gas noble inmediato anterior, ese será Argón (Ar). Si Argón tiene 18 electrones sólo faltará configurar y representar un electrón que corresponde al bloque $4s$.

La configuración orbital para potasio sería:



La configuración de argón es:



Se puede observar que argón posee una configuración similar al potasio, la única diferencia es que potasio al tener 19 electrones, éste tiene un nivel más configurando un electrón más. Con base en lo anterior la configuración de Kernel tomará la configuración electrónica de Argón y sólo colocará la configuración sobrante, la que falta para poder representar los electrones de potasio, como se muestra a continuación:



Aplicando el principio de máxima multiplicidad de Hund la configuración de potasio con Kernel quedaría así: $K_{19} = [Ar_{18}] \uparrow_{4s}$

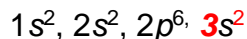
Estructura de Lewis:

Los electrones de valencia son aquellos que sobran o que faltan en los orbitales s y p exteriores para alcanzar una configuración estable de 8 electrones. Esta forma abreviada se le llama estructura de Lewis.

Para realizar la estructura Lewis de los diferentes átomos, debemos conocer su estructura electrónica y así poder determinar cuántos electrones contienen en su último nivel energético (n).

Veamos algunos ejemplos:

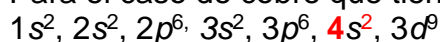
Magnesio tiene 12 electrones por tanto se representa como Mg_{12} y su configuración electrónica será:



El último nivel es $n=3$ con un orbital s que contiene **dos electrones**, entonces su estructura Lewis será:



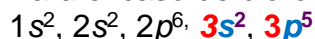
Para el caso de cobre que tiene 29 electrones (Cu_{29}) su configuración será:



Aquí el último nivel será **4** (es el número mayor) ese nivel tiene al subnivel s, el cual a su vez tiene **dos electrones**, por tanto, la estructura o configuración Lewis para cobre será:



Para el caso de cloro que tiene 17 electrones (Cl_{17}) su configuración será:



El último nivel de la configuración de cloro es **3**, y este está en el subnivel **s** y **p**, por tanto, se verá sumarlos electrones que se tienen, de esta manera si en s se tiene **dos electrones** y en p **cinco**, se tendrán que representar en la estructura Lewis **siete** electrones de valencia, como se muestra a continuación:



Localización de elementos a través de su número cuántico

Con los conocimientos adquiridos ahora se puede localizar un elemento tan solo con sus números cuánticos, pues según en Principio de exclusión de Pauli, dos electrones un átomo no puede tener iguales sus números cuánticos, de tal forma que cada elemento tiene números cuánticos específicos.

Veamos un ejemplo, para ello se necesitará que tengas a la mano una tabla periódica: Determinemos lo números cuánticos de Galio, para ello necesitamos la configuración electrónica:

Galio tiene 31 electrones, por tanto, su configuración electrónica será: $Ga_{31} 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^1$

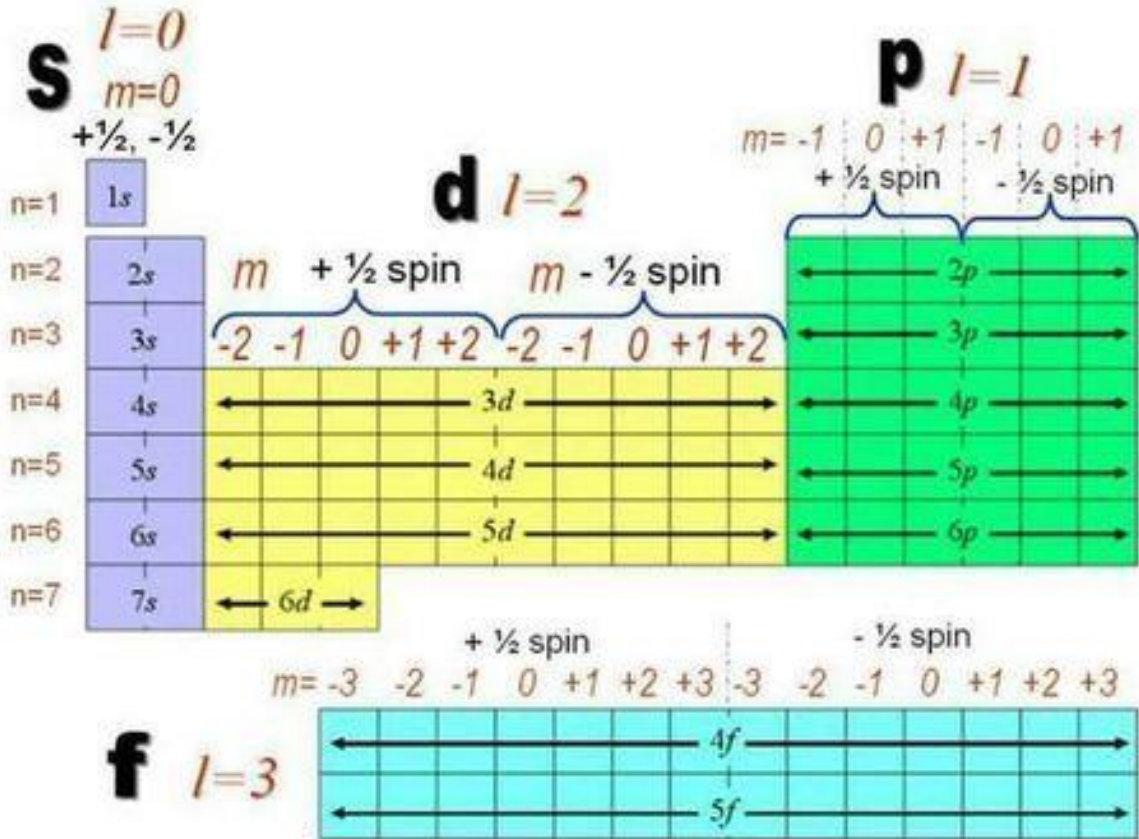
Lo último que se configuró tendrá los datos necesarios para obtener los dos primeros números cuánticos. El número cuántico principal (n) será **4**, el número cuántico secundario (l) es **p**, y **p** equivale a **1**.

Ahora necesitamos empear la tabla periódica, ubicando el elemento, en este caso Galio, el cual se ubica en el bloque **p** y tiene valor de **1**, por tanto, el número cuántico magnético (m) ira de -1,0, +1, si observamos en cada fila del bloque p, hay seis elementos y sólo 3 números magnéticos, por tanto, se divide a la mitad y a los tres elementos de cada lado les corresponderá un número magnético.

En relación a lo anterior el número magnético que le corresponde a Galio será **-1**, pero si no fijamos el -1 corresponde tanto a galio como a selenio, por tanto, el número que hará la

13	IIIA	14	IVA	15	V	16	VIA	17	VIIA	He	
5	10.811	6	12.011	7	14.007	8	15.999	9	18.998	10	20.180
	B	C	N	O	F	Ne					
	BORO	CARBONO	NITRÓGENO	OXÍGENO	FLUOR	NEÓN					
	13	14	15	16	17	18					
	26.982	28.086	30.974	32.065	35.453	39.948					
	Al	Si	P	S	Cl	Ar					
	ALUMINIO	SILICIO	FÓSFORO	AZUFRE	CLORO	ARGÓN					
	31	32	33	34	35	36					
	69.723	72.64	74.922	78.96	79.904	83.798					
	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
	GALIO	GERMANIO	ARSENICO	SELENIO	BROMO	KRIPTÓN					
	-1	0	+1	-1	0	+1					
9	81	82	83	84	85	86					
	204.38	207.2	208.98	(209)	(210)	(222)					
	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
	TALIO	PLOMBO	BISMUTO	POLONIO	ASTATO	RADÓN					
10	113	114	115	116	117	118					
	(...)	(287)	(287)	(291)	(...)	(...)					
	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo					
	UNUNTRIO	FLOROVIO	UNUNPENTIO	LIVERMORIO	UNUNSEPTIO	UNUNOCTIO					

diferencia será el Spin diferencial el número cuántico (s) y esto dependerá del principio de multiplicidad de Hund, en término de esto los elementos de la primera mitad tendrán el spin $-\frac{1}{2}$ y corresponderá a que tienen la flecha hacia abajo (\downarrow), mientras que los de las segunda mitad tendrán el spin $+\frac{1}{2}$ por que sólo tendrán la flecha hacia arriba (\uparrow). Para galio el spin diferencial (s), al encontrarse en la primera mitad



Semana 2. Sesión 3

DESARROLLO

II. A continuación, con la información antes presentada reforcemos los conocimientos realizando los siguientes ejercicios:

1. Realiza la configuración electrónica de los siguientes elementos que se te presentan a continuación, la configuración Kernel (contemplando la Regla de Hund) y la configuración Lewis, como se te presenta en el siguiente **ejemplo**:

1. Elemento: Fósforo

2. Símbolo: P

3. Número de electrones: 15

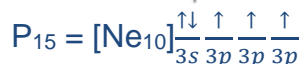
4. Configuración electrónica:



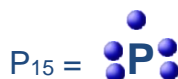
5. Configuración Kernel:



6. Configuración Kernel con la regla de Hund:



7. Configuración Lewis:



Una vez que pudiste observar el ejemplo ahora realízalo con los siguientes elementos:

- A) Bromo.
- B) Estaño.
- C) Rubidio.
- D) Radio.
- E) Bohrio.
- F) Samario.
- G) Polonio.
- H) Titanio.

2. Encuentra los números cuánticos de los siguientes elementos, o bien el elemento del que se trata al proporcionarte los números cuánticos.

Revisa los siguientes ejemplos:

Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor
Sodio Na Z= 11 3s¹	n=	3	Hierro Fe Z=26 3d⁶	n=	3	Tulio Tm Z=68 5f¹²	n=	5
	l=	0		l=	2		l=	3
	m=	0		m=	-2		m=	+1
	s=	+ 1/2		s=	- 1/2		s=	- 1/2

Después de observar los ejemplos realiza los siguientes ejercicios:

Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor
Astatio At Z= 85 6p⁵	n=		Renio Re Z=75 5d⁵	n=		Radio Ra Z=88 7s²	n=	
	l=			l=			l=	
	m=			m=			m=	
	s=			s=			s=	

Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor
Neptunio Np Z= 93 5f⁴	n=		Magnesio Mg Z=12 3s²	n=			n=	5
	l=			l=			l=	3
	m=			m=			m=	+1
	s=			s=			s=	- 1/2

Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor	Elemento	Número cuántico	Valor
	$n=$	3		$n=$	5		$n=$	5
	$l=$	2		$l=$	0		$l=$	2
	$m=$	+2		$m=$	0		$m=$	+2
	$s=$	+ 1/2		$s=$	- 1/2		$s=$	- 1/2

Elemento	Número cuántico	Valor	Número cuántico	Valor	Número cuántico	Valor	Número cuántico	Valor
	$n=$	2	$l=$	1	$m=$	0	$s=$	-1/2

Semana 2. Sesión 4

CIERRE

III. De acuerdo con lo revisado anteriormente, analiza cada una de las preguntas que se te presentan a continuación y subraya la respuesta correcta:

1. Configuración abreviada que toma en cuenta solo los electrones de valencia:
 - a) Configuración de Kernel
 - b) Configuración gráfica
 - c) Configuración de Lewis

2. Con este principio se establece que no es posible conocer al mismo tiempo la posición y la velocidad de un electrón:
 - a) Principio de Dualidad
 - b) Principio de Incertidumbre
 - c) Principio de Schrödinger

3. A qué número cuántico se le conoce también con el nombre de azimutal:
 - a) l
 - b) n
 - c) m

4. El siguiente principio "Los electrones de un mismo orbital ocuparán el máximo de orientaciones permitidas en ese orbital" pertenece al:
 - a) Principio de Dirac-Jordan
 - b) Principio de Exclusión de Pauli
 - c) Principio de Máxima multiplicidad

5. Propone que la energía solo puede ser liberada o absorbida en paquetes de tamaño mínimo:
 - a) M. Planck
 - b) W. Roentgen
 - c) L.V. De Broglie

IV. *Elabora modelos de los cambios de estado de agregación de la materia a nivel macro y submicroscópico.*

Semana 2. Sesión 5

Práctica 4. Propiedades de los elementos, espectro de luz visible.

EJERCICIOS DE REFORZAMIENTO

<https://es.khanacademy.org/science/quimica-pe-pre-u/xa105e22a677145a0:estructura-atmica/xa105e22a677145a0:numeros-cuanticos-y-configuracion-electronica/e/2-3-3-pr-ctica-de-n-meros-cu-nticos>



27

ASIGNATURA: QUÍMICA I	LISTA DE COTEJO: ADA 2. BLOQUE 2		EVIDENCIA: PROBLEMARIO DE LAS CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS
GRUPO	FECHA DE ENTREGA:		TEMA: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA/ Modelos de los cambios de estado de agregación de la materia a nivel macro y submicroscópico.
RUBRO	VALOR TOTAL	VALOR OBTENIDO	OBSERVACIONES
Formato de entrega			
Se entrega en el formato que el docente indique, en las fechas establecidas. Cualquier asunto no determinando aquí será decisión del docente.	0.5		
Contenido			
Se realizan las configuraciones electrónicas, números cuánticos y demás ejercicios solicitados en el desarrollo de forma completa.	3.5		
Cierre			
Contestan de forma correcta las preguntas de opción múltiple del cierre.	0.5		
Elabora modelos de los cambios de estado de agregación de la materia a nivel macro y submicroscópico.	0.5		
TOTAL	5.0		

Semana 3. Sesión 1

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 3

SEMESTRE I

BLOQUE 2

QUÍMICA I

NOMBRES DE LOS INTEGRANTES:

Aprendizaje esperados.	(s) Reconoce algunas tendencias de las propiedades de los elementos en la organización de la tabla periódica. Identifica a los alótropos como elementos (oxígeno, carbono, etc.).
Competencias disciplinares.	Establece la interrelación entre la ciencia, la tecnología, la sociedad y el ambiente en contextos históricos y sociales específicos.
Competencias genéricas.	5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. 5.2 Ordena información de acuerdo a categorías, jerarquías y relaciones. 4. Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados. 4.3 Identifica las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas.

ACTIVIDAD INICIAL

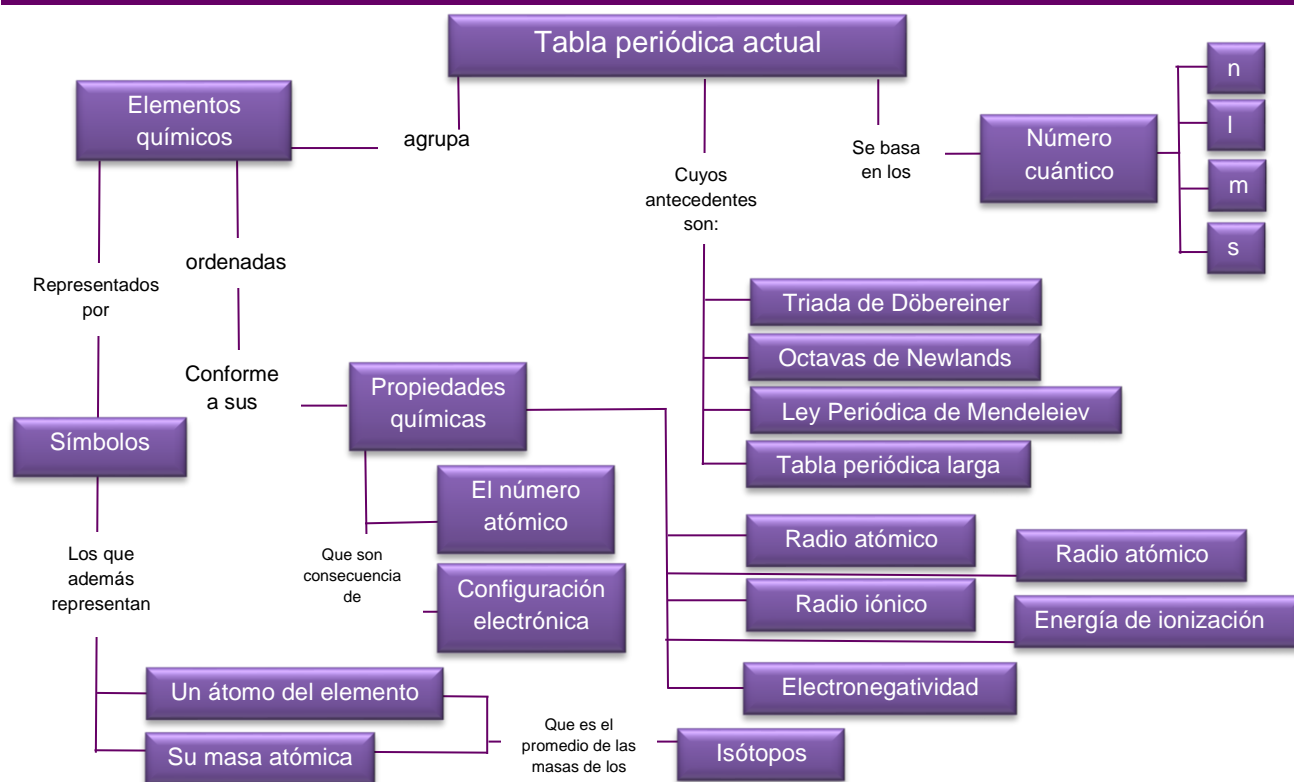
I. Lee con atención los siguientes enunciados y escribe una "V" si la oración es verdadera o una "F" si la oración es falsa.

1. El germanio es un metaloide ()
2. El fluor es el elemento más electronegativo de la tabla periódica..... ()
3. Alotropía (cambio, giro) es la propiedad de algunas sustancias simples de poseer estructuras atómicas o moleculares diferente..... ()
4. Los electrones de la capa de energía de un átomo se les llama electrones de valencia. ()
5. La Ley de triadas la propone Gleen ()

Antes de iniciar este capítulo te sugerimos tengas de apoyo tu tabla periódica (en forma física) y de consulta la tabla interactiva, la podrás encontrar en el siguiente link:
<https://www.fishersci.es/es/es/periodic-table.html>.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS
http://www.periodict.com/es/

LA TABLA PERIÓDICA



En algún momento de tu educación química, puedes haber escuchado la canción "The Elements" ("Los elementos"), en la que Tom Lehrer hace una rápida interpretación musical de los nombres de los elementos.

Como yo, es posible que también te hayan ofrecido la oportunidad de memorizarla para obtener puntos extras. De ser así, puede que todavía recuerdes los nombres de todos los elementos, lo que es una hazaña impresionante, sin mencionar que es un truco divertido en las fiestas.

Si has memorizado los nombres de los elementos ¿significa que no volverás a necesitar una tabla periódica? Pues... en realidad no, porque la tabla periódica no es solo una gran caja que contiene a todos los elementos, sino más bien es un sistema de archivo. La posición de cada elemento en la tabla brinda una información importante acerca de su estructura, propiedades y comportamiento en las reacciones químicas. Específicamente, la posición de un elemento en la tabla periódica ayuda a averiguar su configuración electrónica, la manera como se organizan los electrones alrededor del núcleo. Los átomos usan sus electrones para participar en reacciones químicas, así que saber la configuración electrónica de un elemento te permite predecir su reactividad, es decir, si va a interactuar, y de qué manera, con átomos de otros elementos.

Escucha aquí la canción y el video en YouTube.

Spotify:
<https://open.spotify.com/playlist/3aUjhJXPcbeTHDFzsQcZst?si=AzLDJb0AQX6HBjvxvr4Z8A>

YouTube:
https://www.youtube.com/watch?v=rz4Dd1l_fX0

Semana 3. Sesión 2

HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA

Por convención, los elementos están organizados en la **tabla periódica**, una estructura que captura los patrones importantes de su comportamiento. Diseñada por el químico ruso Dimitri Mendeleiev (1834–1907) en 1869, la tabla organiza los elementos en columnas —**grupos**— y filas —**periodos**— que comparten ciertas propiedades. Estas propiedades determinan el estado físico de un elemento a temperatura ambiente —gas, sólido, o líquido—, así como su **reactividad química**, la capacidad de formar enlaces químicos con otros átomos. Pero la tabla no fue siempre así, a lo largo de la historia y en función de las aportaciones de los científicos de la época se logró su conformación, como hoy en día la conocemos. A continuación, se presentará brevemente el desarrollo de la Tabla:

Comienza en la antigüedad, con los presocráticos y los elementos agua, fuego, aire y tierra, pasamos por **Platón** y **Aristóteles** quien añade a éstos el éter al que llamó quintaesencia (quinto elemento), para llegar a la Alquimia con su gran representante **Paracelso**, la transmutación y la teoría



ÉTER AIRE FUEGO AGUA TIERRA

azufre-mercurio. Se añade un nuevo elemento, la sal y se descubre el zinc. **Robert Boyle** escribe “el químico escéptico” donde establece el concepto moderno de “elemento”.



Antoine Lavoisier convierte a la Química en ciencia y hace una primera clasificación. Es el precursor de la Química cuantitativa, emplea la balanza de precisión en el laboratorio por primera vez (grabado de una balanza de la época) y de allá pasamos a Avogadro y su hipótesis, en lo cual no aunaremos, pues es tema de química II.

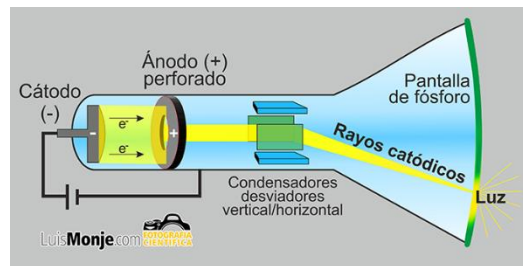
Más adelante Jöns Jacob **Berzelius** hace una clasificación de minerales en cuanto a su composición química. Tenemos los libros donde aparece por primera vez la nomenclatura química por el dispuesta en la que introduce símbolos para denominar los elementos a partir de la primera o dos primeras letras del nombre en latín.

Nos adentramos en el Siglo XIX, siglo de la Ciencia por excelencia, siglo en el que se van a desarrollar gran número de Tablas Periódicas que desembocarán en la actual.

El Congreso de KARLSRUHE en 1860 fue determinante para ello, fue el Primer Congreso Internacional de Química que se celebró, y a él acudieron los científicos más prestigiosos del momento. Fue organizado por **Cannizzaro**, quien en su libro original donde pone orden en la Química. En él se basaron los demás científicos para elaborar sus propias Tablas, entre ellos **Meyer** y **Mendeleiev**. También estuvieron otros científicos exponiendo sus ideas como: **Döbereiner** y sus “triadas”, **Chancourtois** y su “hélice telúrica”, **Newlands** y “la ley de octavas”, **Hinrichts** y su “espiral”, entre otros.



Una de las aportaciones más relevantes fue el número atómico el cuál fue descubierto por Moseley (1913) al estudiar las longitudes de onda de los rayos X, emitidos por tubos de rayos catódicos en los que se usó diferentes elementos como blanco (ánodo) del haz de electrones; así, observó que la longitud de onda depende del elemento usado como ánodo. De allá surge la Ley de la Tabla Periódica la cual enuncia que: Las propiedades físicas y químicas de los elementos son una función periódica de su número atómico. Lo anterior dio lugar a la Tabla periódica Moderna.



Para complementar la información ingresa a la siguiente página y revisa las infografías: <https://biblioteca.ucm.es/qui/historia-de-la-tabla-periodica>
De igual observa el siguiente video y enriquece tu información: <https://www.youtube.com/watch?v=ho3myuCsMiA>

PROPIEDADES Y COMPOSICIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

¿SABÍAS QUE...?

El año 2019 es considerado el Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos.

Símbolos químicos.

Los **símbolos químicos** son la representación de los elementos en forma clara y sencilla, fácil de recordar, ideada por Berzelius en 1814. Para ello se empleó las letras del alfabeto, usando la inicial del nombre del elemento o la inicial y otra letra representativa del nombre.

Los símbolos de los elementos químicos constan de una o dos letras como máximo (aunque en algunas tablas periódicas los elementos sintéticos tienen tres). Si es una letra ésta debe ser mayúscula y si son dos, la primera será mayúscula y la segunda minúscula, invariablemente.

Número atómico.

Las propiedades fundamentales de los átomos, como el número y la masa atómica. El **número atómico** es el número de protones en un átomo, y los isótopos tienen el mismo número atómico, pero difieren en el número de neutrones. Los elementos de la tabla periódica se ordenan de forma ascendente en cuanto al número atómico, pues este proporciona propiedades periódicas especiales.

Número de masa y masa atómica:

En conjunto, el número de protones y de neutrones determinan el número de masa de un elemento (número de masa = protones + neutrones). Si quieres calcular cuántos neutrones tiene un átomo, solo tienes que restar el número de protones, o número atómico, del número de masa.

Una propiedad estrechamente relacionada con el número de masa de un átomo es su **masa atómica**. La masa atómica de un átomo individual es simplemente su masa total y generalmente se expresa en unidades de masa atómica (uma). Por definición, un átomo de carbono con seis neutrones (carbono-12) tiene una masa atómica de 12 uma.

Cálculo de la masa atómica:

Para poder realizar éste cálculo es necesario conocer el número atómico, pues éste indica el número de electrones y a su vez el número de protones; de igual modo se debe saber el número de protones.

Cloro que tiene 17 de número atómico, por tanto, tendrá 17 electrones y 17 protones, en función de ello tendrá 18 neutrones, lo que dará como resultado una masa atómica de 35 uma.

Cabe decir que el número atómico se representa con la letra Z, el número de neutrones se representa con la letra N y la masa atómica con la letra A.

Elemento	Z	+	N	A
Cloro Cl	17		18	35 UMA

Isótopos:

En cambio, el número de neutrones de un elemento dado puede variar. Las formas del mismo átomo que difieren solo en el número de neutrones se llaman **isótopos**. La proporción de éstos isótopos genera los decimales que podemos percibir en la tabla periódica.

Por ejemplo:

El elemento cloro está formado por dos isótopos naturales; el isótopo 35 con una abundancia de 75.8% y el isótopo 37 con una abundancia de 24.2%. ¿Cuál es la masa atómica del cloro?

$$\begin{array}{r}
 35 \times 75.8\% \text{ Entre } 100 = 26.53 \\
 37 \times 24.2\% \text{ Entre } 100 = 8.954 \\
 \hline
 35.484
 \end{array}$$

De esta forma la masa atómica de cloro será de 35.484 u.

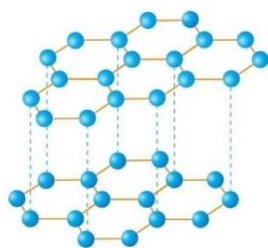
La tabla periódica para su estudio se divide en grupos (A y B) periodos y columnas, también llamadas familias. Los periodos van del 1 al 7 de arriba hacia abajo y las familias de izquierda a derecha.

Alótropos:

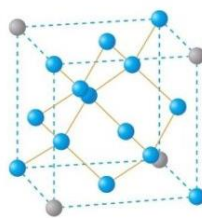
Alótropos son diferentes formas del mismo elemento en el mismo estado físico (sólido, líquido, gas). Varios elementos existen en diferentes formas alotrópicas, incluyendo el oxígeno que existe como O₂ y O₃ (ozono) y carbono que existe como diamante, grafito y otros alótropos. Azufre, fósforo, selenio y los metaloides también existen en varias formas alotrópicas.

Diamante, grafito y fullerenos (sustancias que incluyen nanotubos y 'buckyballs', como buckminsterfullereno) son tres alótropos de carbono puro. En estos tres alótropos de carbono, los átomos de carbono están unidos por fuertes enlaces covalentes, pero en arreglos tan diferentes que las propiedades de los alótropos son muy diferentes.

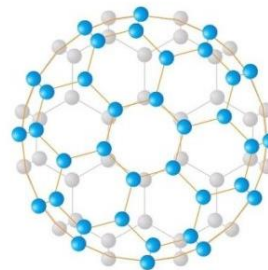
Alótropos del carbono



Grafito

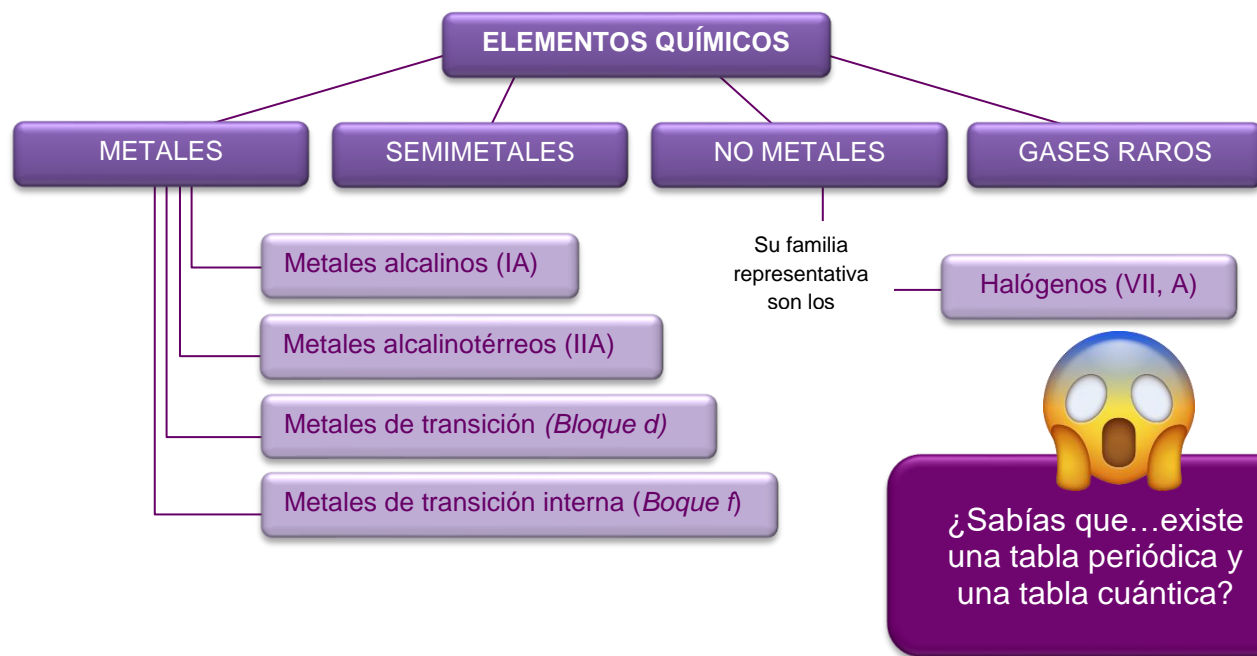


Diamante



Fullerenos

PRINCIPALES FAMILIAS DE ELEMENTOS:



Metales alcalinos:

3	Li Lithium 6.941
11	Na Sodium 22.990
19	K Potassium 39.098
37	Rb Rubidium 84.464
55	Cs Cesium 132.905
87	Fr Francium 223.020

Los **metales alcalinos** son un grupo de elementos que forman una serie química. Estos elementos se encuentran situados en el grupo 1 de la tabla periódica y son los siguientes: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio. El término alcalino también hace referencia al carácter básico de sus óxidos. Son polvosos y de color blanco.

Son metales de baja densidad, coloreados y blandos. Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos tienen un sólo electrón en su nivel energético más externo. Estos electrones poseen un bajo potencial de oxidación, por lo que los átomos tienen tendencia a perderlo, con lo que forman un ión monopositivo, M^+ , con la estructura del gas noble que le antecede en la tabla. Son pocos polarizables, y muy estables por lo que no ocurre otro estado de oxidación.

Metales alcalinos térreos

Los **Metales alcalinos térreos** constituyen algo más del 4% de la corteza terrestre (sobre todo calcio y magnesio), pero son bastante reactivos y no se encuentran libres. El radio es muy raro. Se obtienen por electrólisis de sus haluros fundidos o por reducción de sus óxidos. Son metales ligeros con colores que van desde el gris al blanco, con dureza variable (el berilio es muy duro y quebradizo y el estroncio es muy maleable). Son más duros que los alcalinos.

Metales de transición o elementos de transición.

La IUPAC define un metal de transición como "un elemento cuyo átomo tiene una subcapa d incompleta o que puede dar lugar a cationes con una subcapa d incompleta". El zinc, cadmio, y mercurio están excluidos de estos elementos.

Casi todos son metales típicos, de elevada dureza, con puntos de fusión y ebullición altos, buenos conductores tanto del calor como de la electricidad. Muchas de las propiedades de los metales de transición se deben a la capacidad de los electrones del orbital d de localizarse dentro de la red metálica.

4	Be Beryllium 9.012
12	Mg Magnesium 24.305
20	Ca Calcium 40.078
38	Sr Strontium 87.62
56	Ba Barium 137.328
88	Ra Radium 226.025

En metales, cuantos más electrones compartan un núcleo, más fuerte es el metal. Poseen una gran versatilidad de estados de oxidación, pudiendo alcanzar una carga positiva tan alta como la de su grupo, e incluso en ocasiones negativa (Como en algunos complejos de coordinación).

3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B
21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh						

- Sus combinaciones son fuertemente coloreadas y paramagnéticas
- Sus potenciales normales suelen ser menos negativos que los de los metales representativos, estando entre ellos los llamados metales nobles.
- Pueden formar aleaciones entre ellos.

- Son en general buenos catalizadores.
- Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio).
- Forman complejos iónicos.

Metales de transición interna:

Estos elementos forman la clase *f* de la tabla cuántica. Su estructura es más compleja en comparación con los elementos de transición, ya que tienen los tres niveles cuánticos más extremos incompletos debido a que el orbital ($n-2$) *f* está incompleto.

En la actualidad el uranio, se emplea en la construcción de reactores nucleares y para producir electricidad en las plantas nucleoelectricas. Los reactores nucleares constituyen un peligro latente para la humanidad.



Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

En algunos periodos se observan excepciones en ciertos casos, los orbitales de mayor energía aparecen con uno o más electrones, estando incompletos otros orbitales de menor energía, por ejemplo, el Eu^{63} , que tiene un electrón en $5d$ sin que esté completo el $4f$ (de menor energía que el $5d$).

En algunos periodos se observan excepciones en ciertos casos, los orbitales de mayor energía aparecen con uno o más electrones, estando incompletos otros orbitales de menor energía, por ejemplo, el Eu^{63} , que tiene un electrón en $5d$ sin que esté completo el $4f$ (de menor energía que el $5d$).

Metaloides:

Sus propiedades son intermedias entre los metales y los no metales, pero generalmente se diferencian en que los metaloides son semiconductores antes que conductores.

Las sustancias semimetálicas o metaloides presentan propiedades intermedias entre las sustancias metálicas y las no metálicas.

En este grupo se incluyen el boro (B), el silicio (Si), el germanio (Ge), el arsénico (As), el antimonio (Sb), el telurio (Te), el polonio (Po) y el astato (At).

B													
	Si												
	Ge	As											
		Sb	Te										
			Po	At									

Entre las sustancias semimetálicas podemos encontrar semiconductores, es decir, sustancias que conducen la electricidad en cierto grado, pero no con la facilidad con que lo hacen las sustancias metálicas. La conducción eléctrica de las sustancias semimetálicas aumenta con la temperatura a diferencia de las sustancias metálicas en que disminuye con la misma.

Los semiconductores son empleados en la fabricación de transistores, chips de circuitos integrados, celdas solares, rectificadores, diodos, transistores, microprocesadores, etc.

No metales:

Son elementos químicos que no son metales son malos conductores de la corriente eléctrica y el calor, son muy frágiles por lo que no se pueden estirar ni convertir en una Lámina.

Los no metales son los elementos situados a la derecha en la Tabla Periódica de Elementos por encima de la línea quebrada de los grupos 14 a 17. (Incluyendo el Hidrógeno). Colocados en orden creciente de número atómico, los elementos pueden agruparse, por el parecido de sus propiedades, en 18 familias o grupos (columnas verticales).

Desde el punto de vista de la electrónica, los elementos de una familia poseen la misma configuración Electrónica en la última capa, aunque difieren en el número de capas (períodos). Los grupos o familias son 18 y se corresponden con las columnas de la Tabla Periódica de Elementos.

Los no metales varían mucho en su apariencia no son lustrosos y por lo general es un mal Conductor del Calor y la Electricidad.

Sus puntos de fusión son más bajos que los de los Metales (aunque el Diamante, una forma de Carbono, se funde a 3570°C).

Varios no metales existen en condiciones ordinarias como moléculas diatómicas.



En esta lista están incluidos cinco gases (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2), un líquido (Br_2) y un sólido volátil (I_2). El resto de los no metales son sólidos que pueden ser duros como el diamante o blandos como el azufre. Al contrario de los Metales, son muy frágiles y no pueden estirarse en hilos ni en una lámina.

Se encuentran en los tres estados de la materia a temperatura ambiente: son gases (como el oxígeno), líquidos (bromo) y sólidos (como el carbono). No tienen brillo metálico y no reflejan la luz. Muchos no metales se encuentran en los seres vivos, formando sus estructuras, de forma resumida los tenemos en el acrónimo CHONPS, es decir: carbono, hidrógeno, nitrógeno, fósforo y azufre. Otros son oligoelementos (que se encuentran en cantidades pequeñas en los seres vivos): flúor, silicio, arsénico, yodo y cloro.

Pueden ser sólidos, líquidos o gases, indistintamente. Sus puntos de fusión y ebullición dependen de sus propiedades químicas, que están relacionadas con su capacidad para ganar electrones (los de la última capa, o sea los de valencia, para completar su octeto).

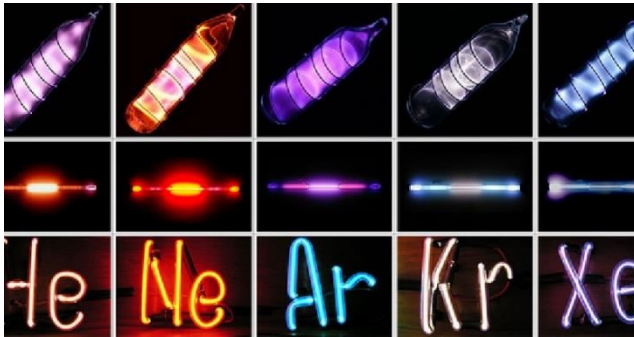
No conducen bien la electricidad, muchos ante ella se descomponen o recombinan químicamente.

Con el agua dan generalmente sustancias ácidas.

Están ubicados a la derecha de la Tabla Periódica de Elementos, y al combinarse químicamente ganan electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble del mismo periodo.

5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.0107	7 N Nitrógeno 14.00674	8 O Oxígeno 15.9994	9 F Flúor 18.9984032
	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fósforo 30.973761	16 S Azufre 32.066	17 Cl Cloro 35.453
		33 As Arsénico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904
			52 Te Teluro 127.80	53 I Yodo 126.90447
				85 At Astato (210)

Gases inertes:



Los **Gases Nobles** o **Gases Inertes** son los elementos del **Grupo 18 (VIIIA)** a excepción del Uuo que no se considera por no existir en la naturaleza, solo en condiciones de laboratorio. Éstos elementos son: helio, neón, xenón, argón, kriptón y radón.

Poseen las siguientes características:

- Son monoatómicos
- Puntos de fusión y ebullición bajos ya que cuentan con fuerzas intermoleculares muy débiles
- Son gases a temperatura y presión ambiente.
- En la Tierra son poco abundantes, sin embargo, el Helio es el segundo elemento más abundante del Universo.
- Poseen afinidad electrónica negativa
- El Radón presenta radioactividad
- Incoloros e inodoros

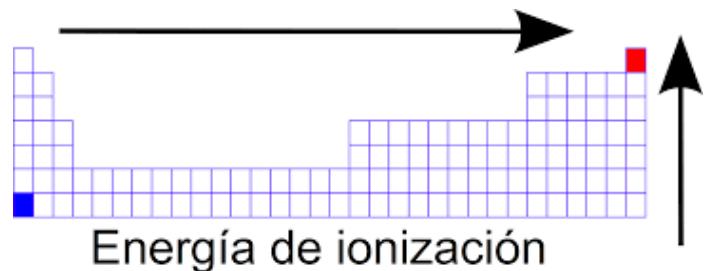
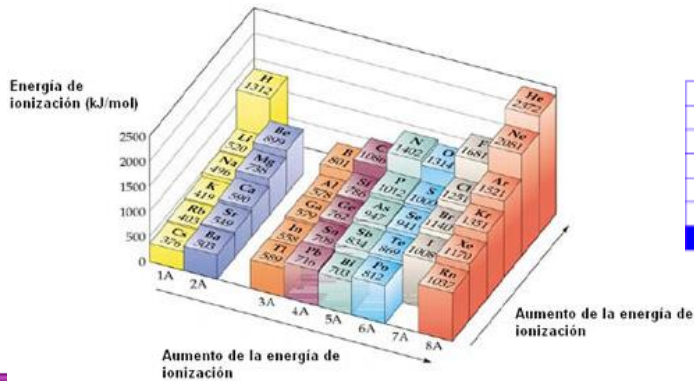
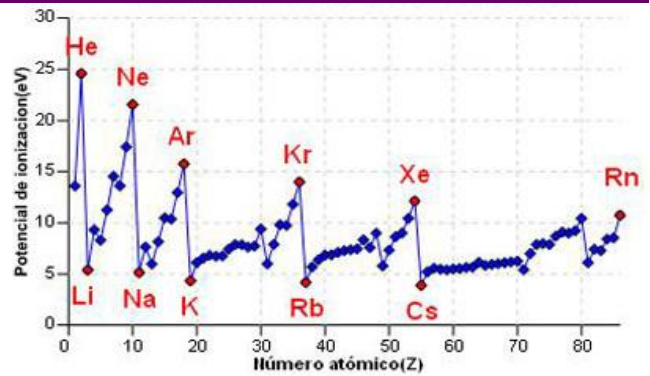


Semana 3. Sesión 3

PROPIEDADES PERIÓDICAS

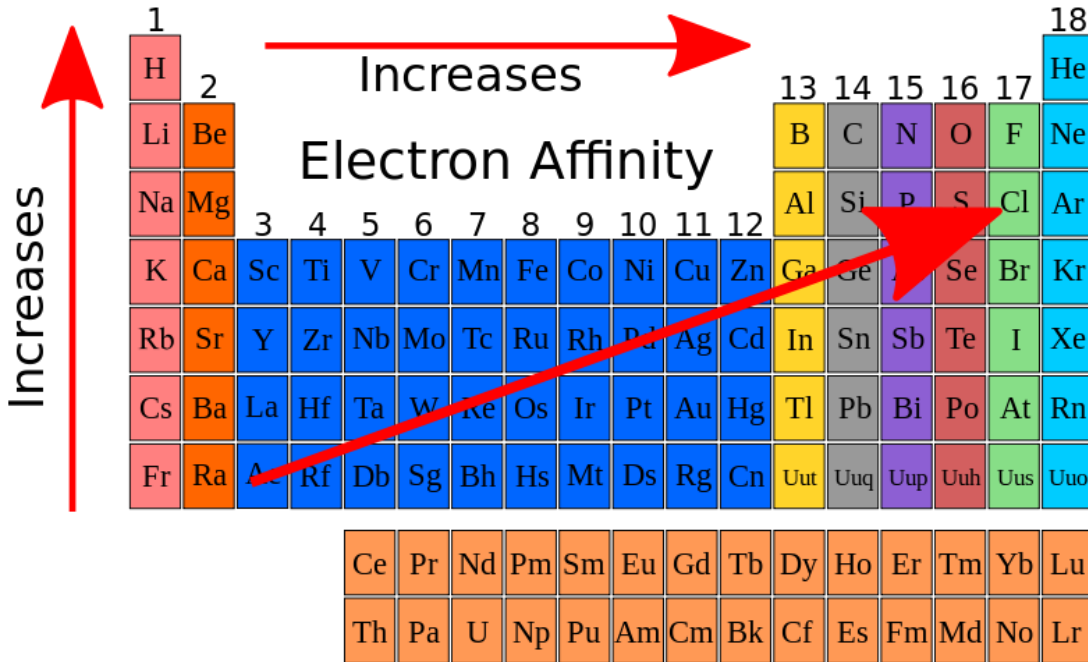
Energía de ionización:

“Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo, es decir, el menos atraído por el núcleo, de un átomo en estado gaseoso y convertirlo en un ión gaseoso con carga positiva, en condiciones de presión y temperatura estándar”. En un átomo polielectrónico pueden arrancarse varios electrones, por lo que se pueden definir tantas energías de ionización como electrones tiene el átomo.



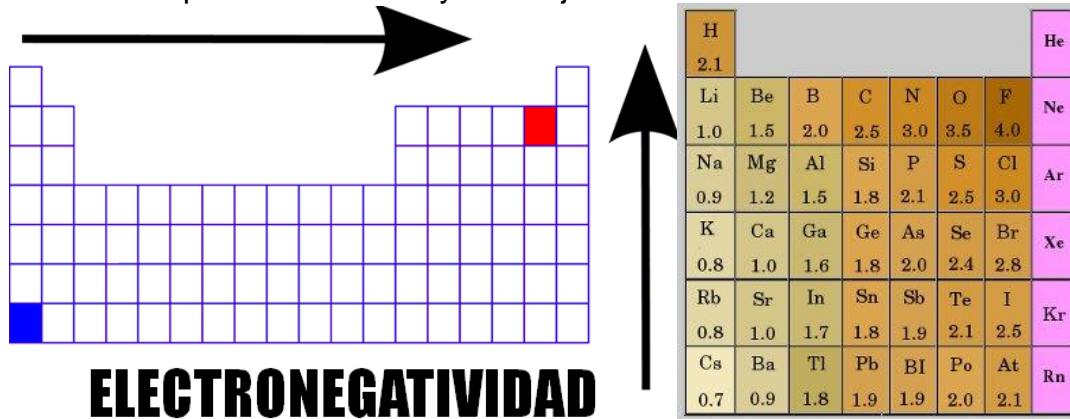
Afinidad electrónica (A):

“Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo, es decir, el menos atraído por el núcleo, de un anión en estado gaseoso y convertirlo en un átomo neutro gaseoso, en condiciones de presión y temperatura estándar” De manera global se observa que los mayores valores de A se encuentran en los elementos situados a la derecha y hacia arriba de la tabla periódica (aunque hay sus excepciones).



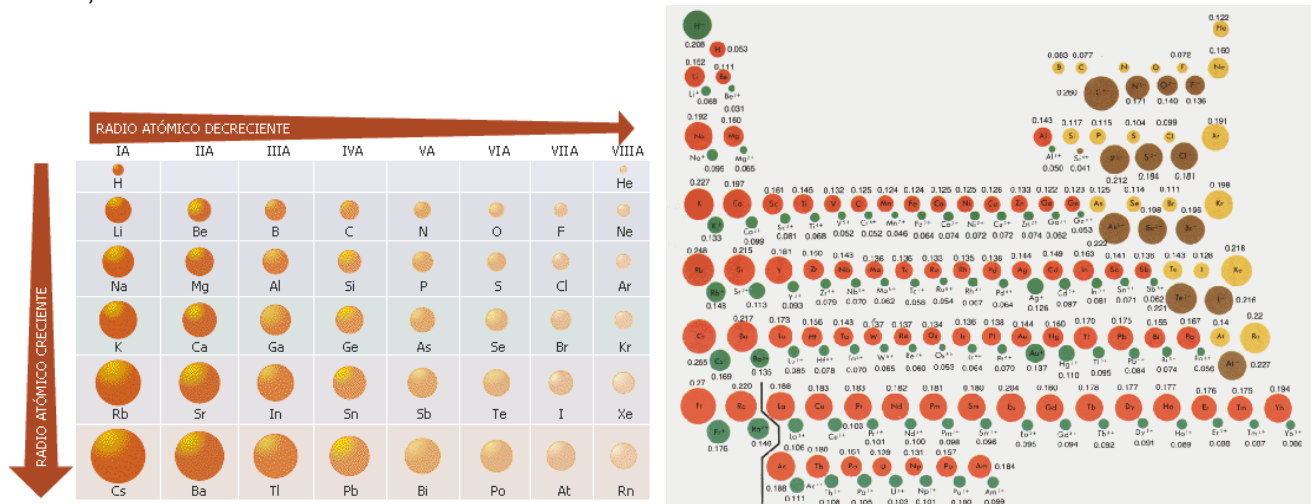
Electronegatividad:

Es una magnitud empírica que no está definida con gran precisión. Se define como: “la tendencia de un átomo a atraer electrones durante la formación de un enlace químico”. En un compuesto químico, la diferencia de las electronegatividades de los elementos que interactúan nos indican en tipo de enlace químico que poseen. De forma general la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba.



Radio atómico:

El radio atómico representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa). Por medio del radio atómico es posible determinar el tamaño del átomo. Dependiendo del tipo de elemento existen diferentes técnicas para su determinación como la difracción de neutrones, de electrones o de rayos X. En cualquier caso, no es una propiedad fácil de medir ya que depende, entre otras cosas, de la especie química en la que se encuentre el elemento en cuestión. En los grupos, el radio atómico aumenta con el número atómico, es decir hacia abajo. En los periodos disminuye al aumentar Z, hacia la derecha, debido a la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de los orbitales más externos, disminuyendo así la distancia, núcleo-electrón.



Estado de oxidación:

Los estados de oxidación de los elementos representativos (familia IA, IIA y la IIIA) tienen una relación simple con las configuraciones electrónicas de los átomos. Muchos corresponden a la pérdida o ganancia de electrones para completar la última capa de energía y efectuar la ley del octeto.

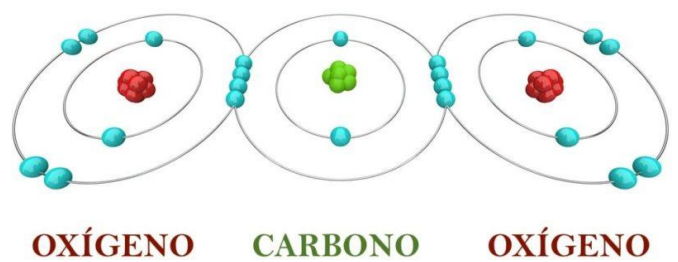
En los grupos donde hay dos o más estados de oxidación positivos, los estados de oxidación inferiores tienden a ser más importantes a medida que se baja en la columna de la tabla periódica.

Los estados de oxidación negativos aparecen en los “no metales”.

Los elementos de transición presentan gran número de estados de oxidación, pero hay que tener en cuenta algunas regularidades y tendencias debidas a la variación en las energías relativas de los orbitales.

En los lantánidos aparece el estado de oxidación 2+, debido a la pérdida de los electrones *ns*.

En los lantánidos y actínidos aparece el estado de oxidación 3+, debido a la pérdida de los electrones de los orbitales *ns* y $(n-1)$ d. Los estados de oxidación mayor son debidos a la pérdida adicional de electrones $(n-2)$.



Grupo	Elementos	Estado de oxidación
<i>Grupo 1 (1A)</i>	H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	+1
<i>Grupo 2 (2A)</i>	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	+2
<i>Grupo 6 (6B)</i>	Cr	+2,+3,+6
<i>Grupo 7 (7B)</i>	Mn	+2, +3, +4, +6, +7
<i>Grupo 8 (8B)</i>	Fe	+2, +3
<i>Grupo 9 (8B)</i>	Co	
<i>Grupo 10 (8B)</i>	Ni	
<i>Grupo 11 (1B)</i>	Cu Ag Au	+1, +2 +1 +1, +3

Grupo	Elementos	Estado de oxidación
<i>Grupo 12 (2B)</i>	Zn, Cd Hg	+2 +1, +2
<i>Grupo 13 (3A)</i>	B, Al, Ga, In, Tl	+3, -3
<i>Grupo 14 (4A)</i>	C Si Ge, Sn, Pb	+2, +4, -4 +2, +4 +2, +4
<i>Grupo 15 (5A)</i>	N, P, As, Sb, Bi	-3,+3,+5
<i>Grupo 16 (6A)</i>	O S, Se, Te Po	-2 +2, +4, +6, -2 +2, +4, +6, -2
<i>Grupo 17 (7A)</i>	F Cl, Br, I, At	-1 +1, +3, +5, +7, -1

Semana 3. Sesión 4

DESARROLLO

- II. Después de leer el material y tener la sesión con tu profesor, resuelve los siguientes ejercicios que se te presentan a continuación.
1. Completa los siguientes enunciados:
 - a) Propone una Tabla Periódica con 63 elementos, dejando espacio para futuros descubrimientos: _____.
 - b) Propone la Ley de triadas: _____.
 - c) Propone la Ley de octavas: _____.
 - d) Es la masa relativa promedio de los isótopos de ese elemento comparada con la masa atómica del isótopo 12 del carbono: _____.
 - e) A los átomos de un elemento que tienen el mismo número atómico, pero diferente número de masa se le conoce como: _____.
 - f) Concluye, tras varios estudios con los espectros de rayos x, que la Tabla periódica debe ordenarse por número atómico: _____.
 - g) Metales de color blanco y de aspecto polvoso que reaccionan violentamente al estar en contacto con el agua: _____.
 - h) El elemento con mayor electronegatividad es: _____.
 - i) Elemento con mayor radio atómico es: _____.
 - j) Único metal en estado líquido: _____.
 - k) No metal en estado líquido: _____.

- l) Grupo de elementos de la Tabla Periódica que tiene en sus elementos los tres estados de agregación: _____.
- m) Propone la serie actínida: _____.
- n) Sugiere el orden de los elementos en función de la masa creciente: _____.
- o) Litio, berilio, carbono y neón pertenecen al mismo: _____.
- p) Son los electrones de la última capa de energía: _____.
- q) Cumplen con la regla del octeto en su última capa de energía: _____.
- r) Germanio, arsénico y antimonio son: _____.
- s) Propiedad periódica la cual indica que es la fuerza que tiene un elemento tiene para atraer a otro y formar un enlace químico: _____.

2. Elabora un cuadro comparativo sobre los grupos representativos de la tabla periódica.

Metales	No metales	Semimetales	Gases nobles	Halógenos

3. En la siguiente pareja de elementos encierra el que posee mayor energía de ionización:
- a) Mn / Fe b) Cl / Fr c) Pa / Zn d) K / Na e) Db / Lu
- a) En la siguiente pareja de elementos marca con rojo el que posee mayor radio atómico
- Ca / Cu b) Ge / Os c) Ac / Zr d) Sr / V e) P / O
4. En la siguiente pareja de elementos subraya con azul el que posee mayor electronegatividad:
- a) Rb / Ni b) Cs / As c) At / Mg d) Sn / I e) Hf / Sc
5. Complete la siguiente tabla:

Símbolo	Z	+	N	A	Números de oxidación	Nombre del elemento
Ba						
W						
Se						

Semana 3. Sesión 5

CIERRE

III. *Para reforzar los conocimientos adquiridos, subraya la respuesta correcta a cada una de las aseveraciones que se te presentan:*

1. Elementos que poseen baja reactividad química al ser estables:
 - a) Gases nobles
 - b) Metales de transición interna
 - c) Metaloides
2. Formas del mismo átomo que difieren solo en el número de neutrones:
 - a) Isóbaro
 - b) Alótopo
 - c) Isótopo
3. Representa la distancia existente entre el núcleo y la capa de valencia:
 - a) Electronegatividad
 - b) Radio atómico
 - c) Energía de ionización
4. El conjunto de protones y neutrones determinan:
 - a) Número de masa
 - b) Número atómico
 - c) Número de oxidación
5. Tendencia del átomo para atraer electrones durante la formación de un enlace químico:
 - a) Radio atómico
 - b) Afinidad electrónica
 - c) Electronegatividad

ACTIVIDAD DE REFORZAMIENTO: JEOPARDY DE LA TABLA PERIÓDICA

- IV. *Diseño de actividades experimentales para averiguar las propiedades de sustancias utilizando la información contenido en la tabla periódica.*
- V. *Comunica oralmente su lectura de la tabla periódica para obtener información y predecir comportamientos.*



ASIGNATURA: QUÍMICA I	LISTA DE COTEJO: ADA 3. BLOQUE 2		EVIDENCIA: EJERCICIOS VARIOS
GRUPO	FECHA DE ENTREGA:		TEMA: PROPIEDADES DE LA TABLA PERIÓDICA
RUBRO	VALOR TOTAL	VALOR OBTENIDO	OBSERVACIONES
Formato de entrega			
Se entrega en el formato que el docente indique, en las fechas establecidas. Cualquier asunto no determinando aquí será decisión del docente.	0.5		
Contenido			
Responde de forma correcta todos y cada uno de los ejercicios solicitados. El tener muchos errores, o en su caso aspectos incompleto o no correctos se procederá al descuento de puntos.	4		
Cierre			
Responde forma correcta la actividad de cierre y participa en la actividad de reforzamiento.	0.5		
TOTAL	5.0		

Semana 4. Sesión 1

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4

SEMESTRE I

BLOQUE 2

QUÍMICA I

NOMBRES DE LOS INTEGRANTES:

43

Aprendizaje esperados.	<p>(s) Comprende el fenómeno de hibridación y formación de enlaces sencillos, dobles y triples, mediante orbitales sigma y pi. Utiliza la teoría de enlace valencia, para predecir la estructura de la molécula de agua y metano. Une los carbonos de acuerdo al tipo de hibridación para formar cadenas lineales y cíclicas.</p>
Competencias disciplinares.	<p>Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos.</p>
Competencias genéricas.	<p>4.0 Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados. 4.1 Expresa ideas y conceptos mediante representaciones lingüísticas, matemáticas o gráficas. 4.3 Identifica las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas. 5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. 5.3 Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.</p>

ACTIVIDAD INICIAL

I. *Lee con atención los siguientes enunciados y escribe una "V" si la oración es verdadera o una "F" si la oración es falsa.*

1. Si el carbono tiene tres enlaces con otro carbono se dice que tendrá dos enlaces sigmas y uno pi ()
2. La hibridación química es la "mezcla" de los orbitales atómicos ()
3. La alotropía da lugar a los diamantes. ()
4. Actualmente se ha descubierto que el carbono puede formar hasta 6 enlace químicos. ()
5. Si se tienen 3 enlaces sigmas y uno pi, se trata de una hibridación SP ()

Ver el siguiente video de forma introductoria:

<https://www.youtube.com/watch?v=XI7plCTNG74>

El carbono y el fenómeno de hibridación

El carbono, la base de la vida...

El carbono es uno de los elementos más interesantes que conocemos y, seguramente, el más importante.

En estado puro y dependiendo de cómo estén dispuestos sus átomos, este elemento puede formar tanto el mineral más duro que se encuentra en la naturaleza, el diamante, como uno de los más blandos, el grafito.

Organizados en hexágonos y formando láminas, los átomos de carbono dan lugar al grafeno, un material del que todo el mundo ha oído hablar por sus “increíbles” propiedades mecánicas y eléctricas: es un material transparente, extremadamente duro pero flexible, elástico y ligero, con conductividad térmica y eléctrica alta, se calienta poco al conducir los electrones (menor efecto Joule), y tiene capacidad de autorreparación.



44

El elemento base de la vida

Pero, por si esto fuera poco, el carbono es el elemento en el que está fundamentada la vida.

Las propiedades químicas del carbono le permiten a este elemento unirse con una gran cantidad de átomos distintos para formar moléculas enormes y complejas. De hecho, la química del carbono es tan variada que es capaz de formar más compuestos químicos que el resto de los elementos de la tabla periódica juntos. Por eso no es de extrañar que exista la química orgánica, también llamada química del carbono, una rama esta ciencia que se dedica a estudiar solo los compuestos que forma el carbono.

Se consideran compuestos orgánicos aquellos que contienen carbono e hidrógeno, y otros elementos, siendo los más comunes el oxígeno, nitrógeno, azufre y los halógenos. Entre los grandes tipos de compuestos orgánicos en los que se fundamenta la vida están los carbohidratos, los lípidos, las proteínas y los ácidos nucleicos. La molécula orgánica más sencilla que existe es el metano.

Tomado de: <https://www.muyinteresante.es/ciencia/articulo/el-carbono-la-base-de-la-vida-581463573586> (recuperado junio 2022)

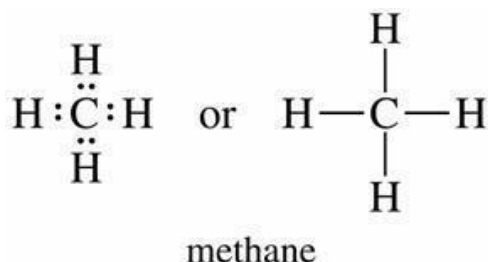
Hibridación:

La hibridación química es la “mezcla” de los orbitales atómicos, cuyo concepto fue introducido por el químico Linus Pauling en 1931 para cubrir las imperfecciones de la Teoría del Enlace de Valencia (TEV). ¿Cuáles imperfecciones? Estas son: las geometrías moleculares y las longitudes de enlaces equivalentes en moléculas como el metano (CH₄).

Antes de continuar, para poder comprender el tema es importante indicar que es un enlace sigma y un enlace pi en relación con el carbono.

Enlace sigma (σ)

Se forman entre dos átomos de un compuesto covalente, debido a la superposición directa o frontal de los orbitales; es más fuerte y determina la geometría de la molécula. Dos átomos enlazados comparten un par de electrones de enlace, aportando cada uno de ellos, un electrón al par electrónico de enlace. Se manifiesta cuando se recubren dos orbitales s.



Enlace Pi (π)

Se forma después del enlace sigma; es el segundo o tercer enlace formado entre dos átomos, debido a la superposición lateral de los orbitales p. Sus electrones se encuentran en constante movimiento.



Enlaces Sigma (σ) y Pi (π)

Enlace simple	1 enlace sigma
Enlace doble	1 enlace sigma y 1 enlace pi
Enlace triple	1 enlace sigma y 2 enlaces pi

Según la TEV, en el metano los orbitales atómicos del C forman cuatro enlaces σ con cuatro átomos de H. Los orbitales 2p, con formas de ∞ (imagen inferior) del C son perpendiculares entre sí, por lo que los H deberían estar apartados unos de otros en un ángulo de 90° .

Semana 4. Sesión 2

Hibridación química

Adicionalmente, el orbital 2s (esférico) del C se enlaza al orbital 1s del H en un ángulo de 135° respecto a los otros tres H. Sin embargo, experimentalmente se ha encontrado que los ángulos en el CH₄ son de 109.5° y que, además, las longitudes de los enlaces C–H son equivalentes.

Para explicar esto debe considerarse una combinación de los orbitales atómicos originales para formar cuatro orbitales híbridos degenerados (de igual energía). Aquí entra en juego la hibridación química. ¿Cómo son los orbitales híbridos? Depende de los orbitales atómicos que los generan. Asimismo, exhiben una mezcla de las características electrónicas de estos.

Hibridación sp^3

Para el caso del CH_4 , la hibridación del C es sp^3 . Desde este enfoque, la geometría molecular queda explicada con cuatro orbitales sp^3 separados a 109.5° y apuntando hacia los vértices de un tetraedro.

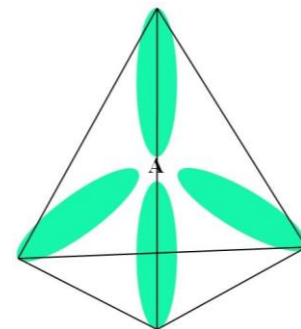
En la imagen superior puede apreciarse cómo los orbitales sp^3 (de color verde) establecen un entorno electrónico tetraédrico alrededor del átomo (A, el cual es C para el CH_4).

¿Por qué 109.5° ? y no otros ángulos, para así “trazar” una geometría distinta? La razón se debe a que este ángulo disminuye al mínimo las repulsiones electrónicas de los cuatro átomos que se enlazan a A.

De este modo, la molécula de CH_4 puede representarse como un tetraedro (geometría molecular tetraédrica).

Si, en lugar del H, el C formara enlaces con otros grupos de átomos, ¿cuál sería entonces su hibridación? Siempre que el carbono forme cuatro enlaces σ (C–A), su hibridación será sp^3 .

Se puede suponer consecuentemente que en otros compuestos orgánicos como CH_3OH , CCl_4 , $C(CH_3)_4$, C_6H_{12} (ciclohexano), etc., el carbono tiene una hibridación sp^3 .



46

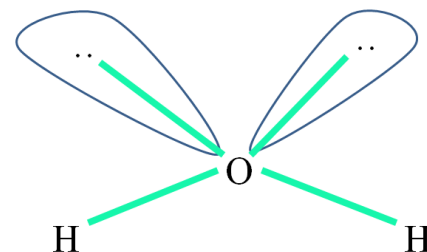
Desviaciones de los ángulos de enlaces

De acuerdo con la Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV), un par de electrones libres ocupa más volumen que un átomo enlazado. Esto ocasiona que los enlaces se aparten, disminuyendo la tensión electrónica y desviando los ángulos de los 109.5° :

Por ejemplo, en la molécula de agua los átomos de H están enlazados a los orbitales sp^3 (en verde), y asimismo los pares de electrones no compartidos “:” ocupan estos orbitales. Las repulsiones de estos pares de electrones suelen representarse como “dos globos con ojos”, los cuales, debido a su volumen, repelen a los dos enlaces σ O–H.

Así, en el agua los ángulos de enlaces son realmente 105° , en lugar de los 109.5° esperados para la geometría tetraédrica.

¿Qué geometría tiene entonces el H_2O ? Tiene una geometría angular. ¿Por qué? Porque si bien la geometría electrónica es tetraédrica, dos pares de electrones no compartidos la desvirtúan a una geometría molecular angular.

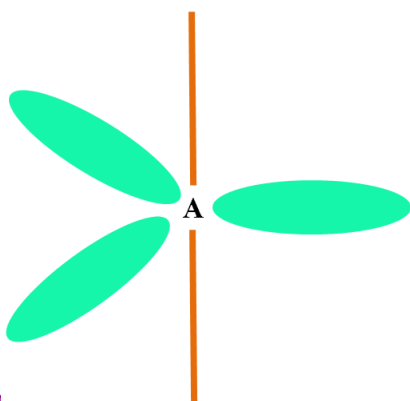


Hibridación sp^2

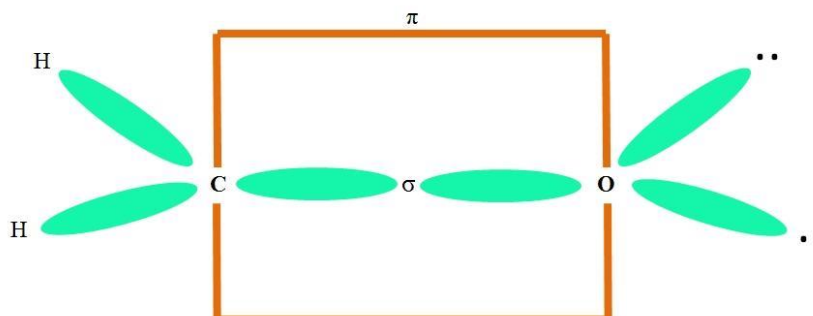
Cuando un átomo combina dos orbitales p y uno s, genera tres orbitales híbridos sp^2 ; sin embargo, permanece inalterado un orbital p (porque son tres), el cual se representa como una barra naranja en la imagen superior.

Aquí, los tres orbitales sp^2 están de color verde para resaltar su diferencia de la barra naranja: el orbital p “puro”.

Un átomo con hibridación sp^2 puede visualizarse como un piso plano trigonal (el triángulo dibujado con los orbitales sp^2 de color verde), con sus vértices separados por ángulos de 120° y perpendicular a una barra.



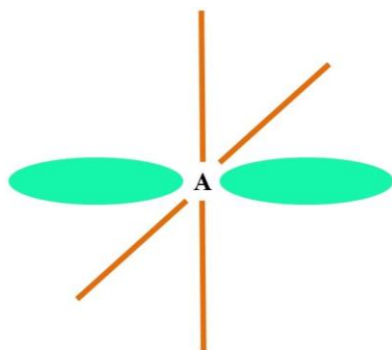
¿Y qué papel desempeña el orbital p puro? El de formar un enlace doble ($=$). Los orbitales sp^2 permiten la formación de tres enlaces σ , mientras que el orbital p puro un enlace π (un doble o triple enlace implican uno o dos enlaces π). Por ejemplo, para dibujar el grupo carbonilo y la estructura de la molécula de formaldehído ($H_2C=O$), se prosigue del siguiente modo:



Los orbitales sp^2 tanto del C como del O forman un enlace σ , mientras que sus orbitales puros forman un enlace π (el rectángulo naranja).

Puede notarse cómo el resto de los grupos electrónicos (átomos de H y los pares de electrones no compartidos) se sitúa en los otros orbitales sp^2 , separados por 120° .

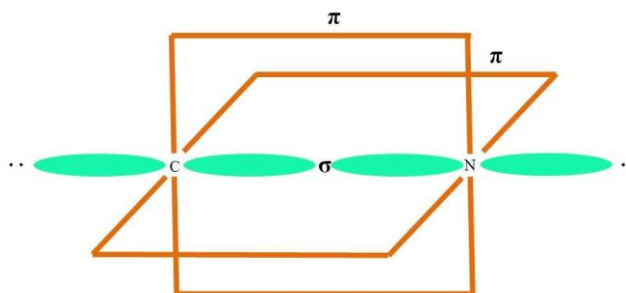
Hibridación sp



En la imagen superior se ilustra un átomo A con hibridación sp . Aquí, un orbital s y un orbital p se combinan para originar dos orbitales sp degenerados. Sin embargo, ahora quedan inalterados dos orbitales p puros, los cuales le permiten a A formar dos dobles enlaces o un triple enlace (\equiv).

En otras palabras: si en una estructura un C cumple con lo anterior ($=C=$ o $C\equiv C$), entonces su hibridación es sp . Para otros átomos menos ilustrativos —como los metales de transición— la descripción de las geometrías electrónicas y moleculares se complica porque también se consideran los orbitales d y hasta los f.

Los orbitales híbridos están separados en un ángulo de 180° . Por esta razón los átomos enlazados se disponen en una geometría molecular lineal (B-A-B). Finalmente, en la imagen inferior puede apreciarse la estructura del anión cianuro:

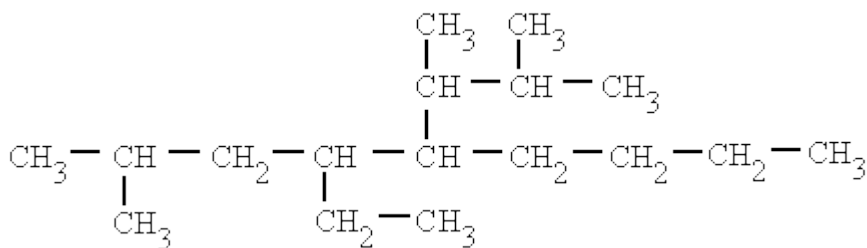


Estructura	Enlace sigma (σ)	Enlace pi (π)	Hibridación	Geometría	Ángulo de enlace
	4	0	Sp ³	Tetraédrico	109,5°
	3	1	Sp ²	Triangular plana	120°
	2	2	Sp	Lineal	180°
	2	2	Sp	Lineal	180°

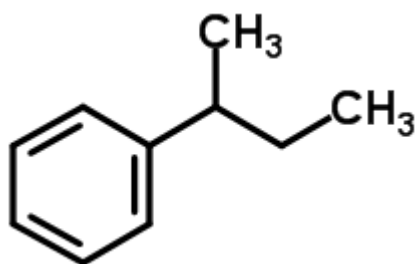
Semana 4. Sesión 3

Desarrollo

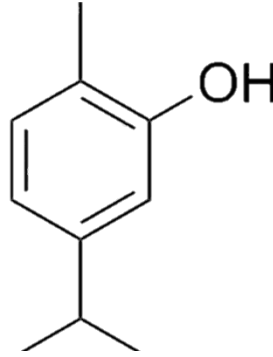
- II. Observa detenidamente, seleccione carbonos y de forma analítica las siguientes estructuras químicas y determina los enlaces que posee, así como la hibridación presente.



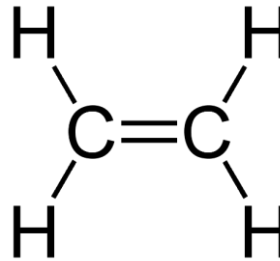
Tipos de enlace y tipo de hibridación: _____



Tipos de enlace y tipo de hibridación: _____



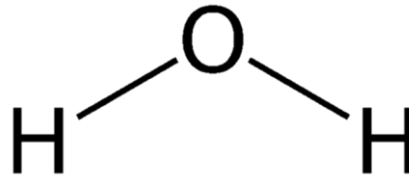
Tipos de enlace y tipo de hibridación: _____



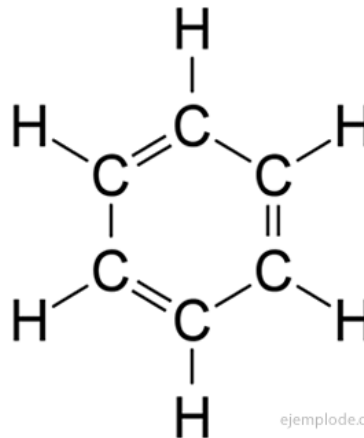
Tipos de enlace y tipo de hibridación: _____



Tipos de enlace y tipo de hibridación: _____



Tipos de enlace y tipo de hibridación: _____



ejemplode.com

Tipos de enlace y tipo de hibridación: _____

CIERRE

- III. Realiza una lista de algunas técnicas de análisis químicos para explicar el comportamiento de la materia (Se sugiere que se realice después de completar los dos primeros).

Semana 4. Sesión 4

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 5

SEMESTRE I

BLOQUE 2

QUÍMICA I

NOMBRES DE LOS INTEGRANTES:

<p>Aprendizaje esperados.</p>	<p>(s) Utiliza la simbología química para representar átomos, moléculas e iones. Identifica y comprende las reglas de formación de compuestos. Comprende la importancia de la nomenclatura. Identifica al enlace químico como un modelo. Diferencia los tipos de enlaces: covalente, iónico y metálico.</p>
<p>Competencias disciplinares.</p>	<p>1. Establece la interrelación entre la ciencia, la tecnología, la sociedad y el ambiente en contextos históricos y sociales específicos. 3. Identifica problemas, formula preguntas de carácter científico y plantea las hipótesis necesarias para responderlas. 4. Obtiene, registra y sistematiza la información para responder a preguntas de carácter científico, consultando fuentes relevantes y realizando experimentos pertinentes. 9. Diseña modelos o prototipos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos. 10. Relaciona las expresiones simbólicas de un fenómeno de la naturaleza y los rasgos observables a simple vista o mediante instrumentos o modelos científicos. 11. Analiza las leyes generales que rigen el funcionamiento del medio físico y valora las acciones humanas de impacto ambiental.</p>
<p>Competencias genéricas.</p>	<p>Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados. - Identifica las ideas clave en un texto o discurso oral e infiere conclusiones a partir de ellas. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos. - Identifica los sistemas y reglas o principios medulares que subyacen a una serie de fenómenos.</p>

ACTIVIDAD INICIAL

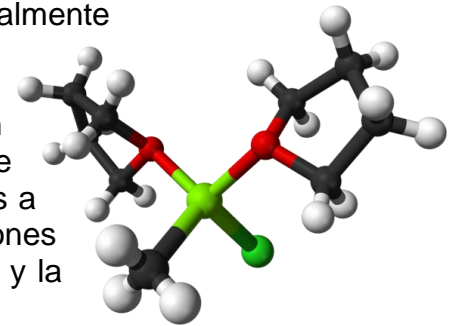
IV. Lee con atención los siguientes enunciados y escribe una "V" si la oración es verdadera o una "F" si la oración es falsa.

6. El catión es ión con carga negativa..... ()
7. Si la diferencia de electronegatividad es mayor a 1.7 es un enlace iónico..... ()
8. En el enlace covalente se ceden electrones ()
9. El compuesto NH₄OH es nitrato de hidrógeno ()
10. Los enlaces de la molécula agua es un ejemplo de enlace de puente de hidrógeno ()

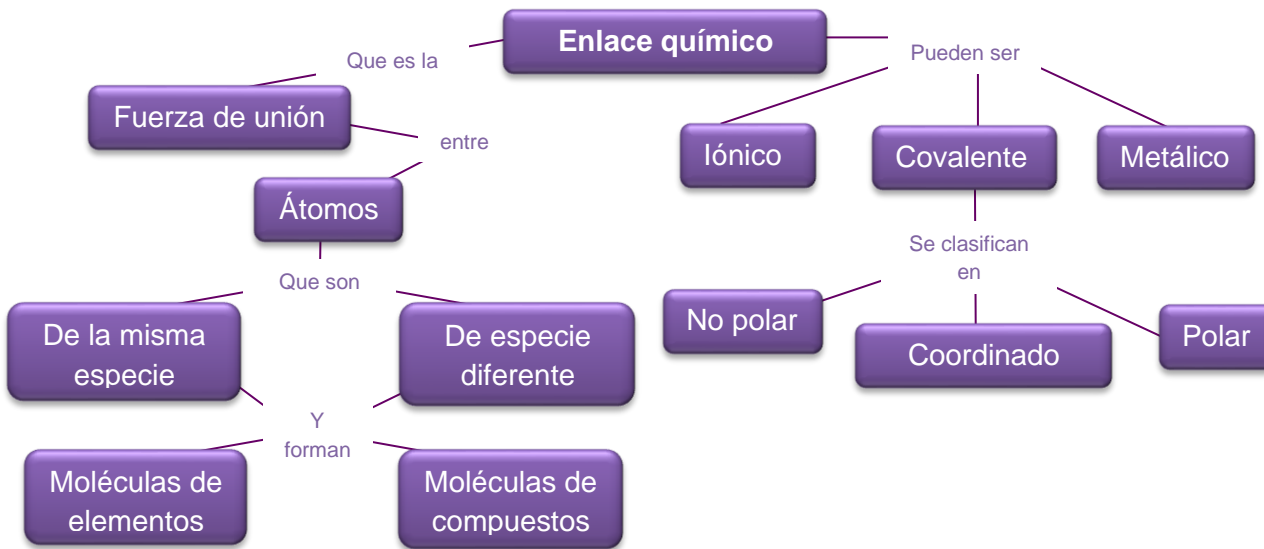
ENLACE QUÍMICO

Los seres vivos se componen de átomos, pero en la mayoría de los casos, esos átomos no están flotando por ahí individualmente. Por el contrario, generalmente están interactuando con otros átomos (o grupos de átomos).

Como ejemplo, los átomos podrían estar conectados por enlaces fuertes y organizados en moléculas o cristales; o podrían formar enlaces temporales y débiles con otros átomos con los que chocan o rozan. Tanto los enlaces fuertes, que mantienen unidas a las moléculas, como los enlaces más débiles que crean conexiones temporales, son esenciales para la química de nuestros cuerpos y la existencia de la vida misma.



¿Por qué formar enlaces químicos? La respuesta fundamental es que los átomos están tratando de alcanzar el estado más estable (de menor energía) posible. Muchos átomos se vuelven estables cuando su orbital de valencia está lleno de electrones o cuando satisfacen la regla del octeto (al tener ocho electrones de valencia). Si los átomos no tienen este arreglo, "desearán" lograrlo al ganar, perder o compartir electrones mediante los enlaces.



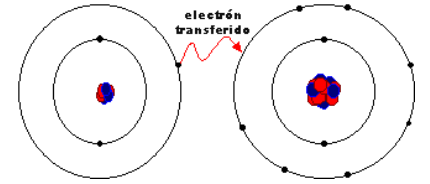
Semana 4. Sesión 5

Regla del octeto:

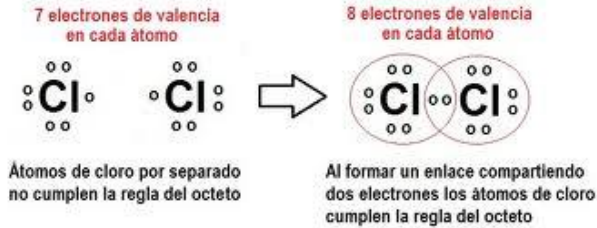
La regla del octeto establece que los átomos de los elementos se enlazan unos a otros en el intento de completar su capa de valencia (última capa de la electrósfera).

La denominación “regla del octeto” surgió en razón de la cantidad establecida de

electrones para la estabilidad de un elemento, o sea, el átomo queda estable cuando presenta en su capa de valencia 8 electrones. Para alcanzar tal estabilidad sugerida por la regla del octeto, cada elemento precisa ganar o perder y/o compartir electrones en los enlaces químicos, de esa forma ellos adquieren ocho electrones en la capa de valencia.



52



Diferencia de electronegatividad:

Cuando se hace la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman un compuesto se obtiene un valor que al compararlo con los valores referentes de tabla pueden determinar el tipo de enlace químico que se está llevando.

Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace
Menor o igual a 0.4	Covalente no polar
De 0.5 a 1.7	Covalente polar
Mayor a 1.7	Iónico

H																	He
2.1																	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
1.0	1.5											2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.9	1.2											1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.9	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5	
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0.7	0.9		1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.9	1.9	2.0	2.2	
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds								
0.7	0.9																

Calculemos la diferencia de electrones de fluoruro de calcio (CaF_2) y determine el tipo de enlace que forma:

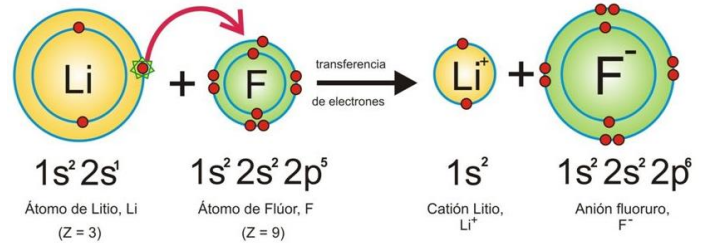
1. Revisamos el valor de electronegatividad de cada uno de los elementos, para calcio es 1.0 y para fluor es de 4.0.
2. Se realiza la resta: $EN F = 4.0 - EN Ca = 1.0 = \Delta EN = 3.0$.
3. Se compara la ΔEN en la tabla, observamos que es mayor que 1.7, por tanto, el tipo de enlace que posee fluoruro de calcio es **IÓNICO**.

Semana 5. Sesión 1

Enlace iónico:

Algunos átomos se vuelven más estables al ganar o perder un electrón completo (o varios electrones). Cuando lo hacen, los átomos forman **iones**, o partículas cargadas. El ganar o perder electrones le puede dar a un átomo una capa electrónica externa llena y hacer que sea energéticamente más estable.

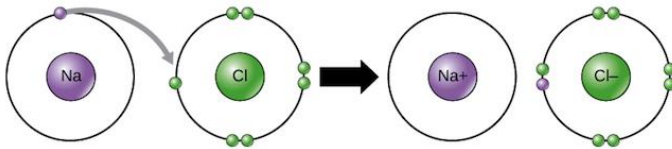
Los iones pueden ser de dos tipos. Los **cationes** son iones positivos que se forman al perder electrones. Por ejemplo, un átomo de sodio pierde un electrón para convertirse en un catión sodio (Na^+). Los iones negativos se forman al ganar electrones y se llaman **aniones**. Los aniones reciben nombres que terminan en "-uro"; por ejemplo, el anión del cloro (Cl^-) se llama cloruro.



Cuando un átomo pierde un electrón y otro átomo gana un electrón, el proceso se conoce como **transferencia de electrones**. Los átomos de sodio y de cloro son un buen ejemplo de transferencia de electrones.

El sodio (Na) solo tiene un electrón en su capa electrónica externa, por lo que es más fácil (más electrónicamente estable) que el sodio done ese electrón a que encuentre siete electrones más para llenar su capa externa. Debido a esto, el sodio tiende a perder su único electrón y formar Na^+

Por otra parte, el cloro (Cl), tiene siete electrones en su capa externa. En este caso, es más fácil para el cloro ganar un electrón que perder siete, entonces tiende a tomar un electrón y convertirse en Cl^-



El sodio transfiere uno de sus electrones de valencia al cloro, lo que resulta en la formación de un ion sodio (que no tiene electrones en su tercera capa, lo que significa que su segunda capa está completa) y un ion

cloruro (con ocho electrones en su tercera capa, lo que le da un octeto estable).

Cuando se combinan el sodio y el cloro, el sodio donará su electrón para vaciar su capa más externa, y el cloro aceptará ese electrón para llenar la suya. Ahora ambos iones satisfacen la regla del octeto y tienen capas externas completas. Dado que el número de electrones ya no es igual al número de protones, cada átomo se ha convertido en un ion y tiene una carga +1 (Na^+) y -1 (Cl^-). En general, un átomo debe perder un electrón al mismo tiempo que otro átomo gana un electrón: para que un átomo de sodio pierda un electrón, necesita tener un receptor adecuado como un átomo de cloro.

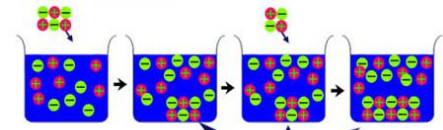
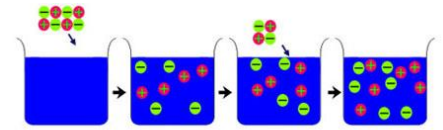
Los **enlaces iónicos** son enlaces que se forman entre iones con cargas opuestas. Por ejemplo, los iones sodio cargados positivamente y los iones cloruro cargados negativamente se atraen entre sí para formar cloruro de sodio o sal de mesa. La sal de mesa, al igual que muchos compuestos iónicos, no se compone solo de un ion sodio y un ion de cloruro; por el contrario, contiene muchos iones acomodados en un patrón tridimensional predecible y repetido (un cristal).

En la fisiología, ciertos iones se conocen como **electrolitos** (como sodio, potasio y calcio). Estos iones son necesarios para la conducción de impulsos nerviosos, la contracción muscular y el equilibrio de agua. Muchas bebidas deportivas y suplementos dietéticos proporcionan iones para reponer aquellos que se pierden durante el ejercicio por la sudoración.

Compuestos y propiedades de los compuestos con enlaces iónicos.

Características:

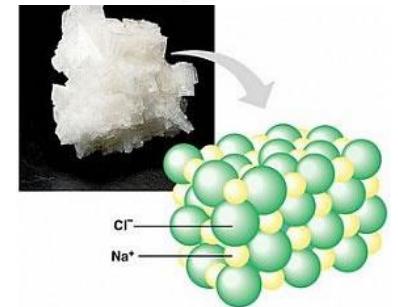
- Está formado por metal + no metal.
- No forma moléculas verdaderas, existe como un agregado de aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos).
- Los metales ceden electrones formando cationes, los no metales aceptan electrones formando aniones.



54

Propiedades:

- Se encuentran formando redes cristalinas, por lo tanto, son sólidos a temperatura ambiente.
- Cuando se trata de sustancias disueltas su conductividad es alta.
- Su dureza es bastante grande, por lo tanto, tienen altos puntos de fusión y ebullición.
- Son solubles en solventes polares como el agua.

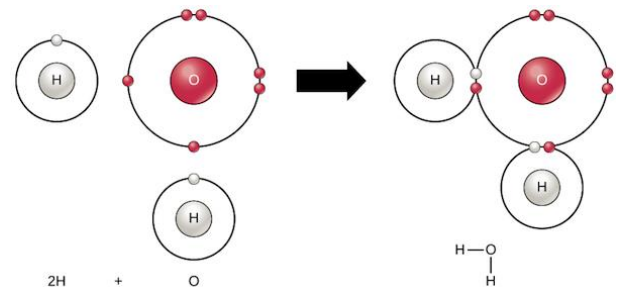


Enlace covalente:

Otra manera como los átomos se vuelven más estables es al compartir electrones (en lugar de ganarlos o perderlos por completo), formando así **enlaces covalentes**. Estos enlaces son más comunes que los enlaces iónicos en las moléculas de los organismos vivos.

Por ejemplo, los enlaces iónicos son clave para la estructura de las moléculas orgánicas basadas en el carbono, como nuestro ADN y proteínas. También hay enlaces covalentes en moléculas inorgánicas más pequeñas, tales como H_2O , CO_2 y O_2 . Se pueden compartir uno, dos o tres pares de electrones, lo que resulta en enlaces simples, dobles o triples, respectivamente. Entre más electrones compartan dos átomos, más fuerte será el enlace.

Como ejemplo de enlace covalente, examinemos el agua. Una sola molécula de agua, H_2O , está compuesta de dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno. Cada hidrógeno comparte un electrón con el oxígeno y el oxígeno comparte uno de sus electrones con cada hidrógeno. Los electrones compartidos dividen su tiempo entre las capas de valencia de los átomos de hidrógeno y oxígeno, y le dan a cada átomo algo que se parece a una capa de valencia completa (dos electrones para el H, y ocho para el O). Esto hace que una molécula de agua sea mucho más estable de lo que serían los átomos que la componen por sí solos.



Características y propiedades de los compuestos con enlaces covalente:

Características:

- Están formados por no metales + no metal.
- Forman moléculas verdaderas.
- Los no metales comparten electrones.

Propiedades:

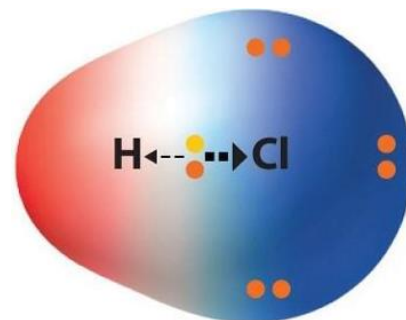
- Pueden presentarse en estado líquido o gaseoso, aunque también pueden ser sólidos.
- Los sus puntos de fusión y ebullición no son elevados.
- Son solubles en solventes apolares.
- Son malos conductores del calor y la electricidad.

Enlace covalente polar:

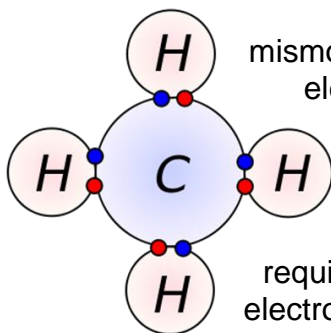
Hay dos tipos principales de enlaces covalentes: polar y no polar. En un **enlace covalente polar**, los electrones se comparten de forma no equitativa entre los átomos y pasan más tiempo cerca de un átomo que del otro. Debido a la distribución desigual de electrones entre los átomos de diferentes elementos, aparecen cargas ligeramente positivas ($\delta+$) y ligeramente negativas ($\delta-$) en distintas partes de la molécula.

En una molécula de agua (arriba), el enlace que une al oxígeno con cada hidrógeno es un enlace polar. El oxígeno es un átomo mucho más **electronegativo** que el hidrógeno, por lo que el oxígeno del agua tiene una carga parcialmente negativa (tiene una densidad de electrones alta), mientras que los hidrógenos llevan cargas parcialmente positivas (tienen una densidad electrónica baja).

En general, la electronegatividad relativa de los dos átomos en un enlace, es decir su tendencia a acaparar los electrones compartidos, determinará si el enlace es polar o no polar. Siempre que un elemento sea significativamente más electronegativo que otro, el enlace entre ellos será polar; esto significa que uno de sus extremos tendrá una carga ligeramente positiva y el otro una carga ligeramente negativa.



Enlaces covalentes no polares:



- Electrones del hidrógeno
- Electrones del carbono

Los **enlaces covalentes no polares** se forman entre dos átomos del mismo elemento o entre átomos de diferentes elementos que comparten electrones de manera más o menos equitativa. Por ejemplo, el oxígeno molecular (O_2) no es polar porque los electrones se comparten equitativamente entre los dos átomos de oxígeno.

Otro ejemplo de enlace covalente no polar puede encontrarse en el metano (CH_4). El carbono tiene cuatro electrones en su capa exterior y requiere cuatro más para volverse un octeto estable. Los consigue al compartir electrones con cuatro átomos de hidrógeno, cada uno de los cuales le provee de un electrón. Del mismo modo, los átomos de hidrógeno necesitan un electrón adicional cada uno para llenar su capa más externa, los cuales reciben en forma de electrones compartidos del carbono. Aunque el carbono y el hidrógeno no tienen exactamente la misma electronegatividad, son bastante similares, así que los enlaces carbono-hidrógeno se consideran no polares.

Semana 5. Sesión 2

Enlaces de hidrógeno y fuerzas de dispersión de London

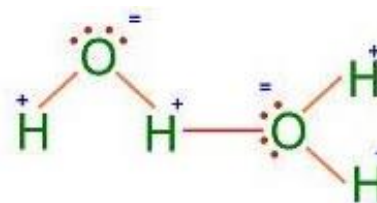
Tanto el enlace covalente como el iónico se consideran enlaces fuertes. Sin embargo, también se pueden formar otros tipos de enlace más temporales entre átomos o moléculas. Dos tipos de enlaces débiles que se ven con frecuencia en la biología son los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London.

Sin el afán de ser demasiado dramático, pero sin estos dos tipos de enlace, la vida como la conocemos ¡no existiría! Por ejemplo, los enlaces de hidrógeno proporcionan muchas de las propiedades del agua que sostienen la vida, y estabilizan las estructuras de las proteínas y el ADN, ambos ingredientes clave de las células.

Enlace de hidrógeno:

En un enlace covalente polar que contiene hidrógeno (por ejemplo, un enlace O-H en una molécula de agua), el hidrógeno tendrá una ligera carga positiva porque el otro elemento jala los electrones de enlace más fuertemente. Debido a esta leve carga positiva, el hidrógeno será atraído a cualquier carga negativa vecina. Esta interacción se llama un enlace de hidrógeno.

Los enlaces de hidrógeno son comunes, y las moléculas de agua en particular forman muchos de ellos. Los enlaces de hidrógeno individuales son débiles y se rompen fácilmente, pero muchos enlaces de hidrógeno juntos pueden ser muy fuertes.



Puente de hidrógeno

Fuerza de dispersión de London:

Como los enlaces de hidrógeno, las **fuerzas de dispersión de London** son atracciones débiles entre las moléculas. Sin embargo, a diferencia de los enlaces del hidrógeno, pueden ocurrir entre átomos o moléculas de cualquier tipo y dependen de desequilibrios temporales en la distribución de electrones.

¿Cómo funciona eso? Puesto que los electrones están en constante movimiento, habrá momentos en los cuales los electrones en un átomo o molécula estén agrupados juntos, lo que crea una carga parcialmente negativa en una parte de la molécula (y una carga parcialmente positiva en otra). Si una molécula con este tipo de desequilibrio de cargas está muy cerca de otra molécula, puede causar una redistribución de cargas similar en la segunda molécula, y las cargas positivas y negativas temporales de las dos moléculas se atraerán entre sí.

Los enlaces de hidrógeno y las fuerzas de dispersión de London son ejemplos de **fuerzas de van der Waals**, un término general para las interacciones intermoleculares que no implican enlaces covalentes ni iones.

Enlaces simples, dobles y triples:

Las **diferencias entre enlace simple, doble y triple** son tres: la distancia entre los núcleos de los átomos, la energía que posee el enlace y el número de electrones compartidos.

¿Qué es un enlace simple?

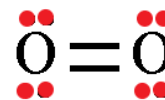
Ambos elementos deben cumplir la regla del octeto para que la molécula se estabilice. En el enlace cloro-cloro, **existe un enlace covalente simple, eso es, que está formado por dos electrones**, uno procedente de cada átomo. La



distancia media en un enlace simple es de aproximadamente de ciento cincuenta y cuatro picómetros. (154 pm).

¿Qué es un enlace doble?

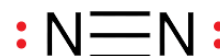
La diferencia entre un enlace covalente simple y doble la podemos observar en la **molécula de oxígeno**, un ejemplo de uniones covalentes, en la cual los dos átomos de oxígeno que la forman, se ceden mutuamente dos electrones para llegar al octeto.



Estos cuatro electrones totales forman el doble enlace, esto quiere decir que la fuerza del enlace es mayor y por tanto su distancia más corta. La distancia media en un enlace doble ronda los cientos treinta y cuatro picómetros (134 pm).

¿Qué es un enlace triple?

Finalmente, para explicar el triple enlace covalente, haremos uso del **enlace nitrógeno-nitrógeno en la molécula diatómica de N₂**.



La diferencia entre enlace covalente triple y uno doble también reside en la distancia interatómica. Los nitrógenos se rodean de cinco electrones cada uno, un total de diez electrones. Por lo que si comparten seis electrones llegarán al octeto cada uno de ellos.

Estos **seis electrones forman el enlace triple** cuya distancia interatómica es de aproximadamente ciento veinte picómetros (120 pm), esto es lógico, ya que al estar más fuertemente unidos estarán más cercanos en el espacio.

Semana 5. Sesión 3

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Los compuestos inorgánicos son aquellos formados por cualquier combinación de elementos químicos, todos los elementos conocidos tienen un nombre, un símbolo y un número atómico que los caracteriza, los compuestos químicos tienen una fórmula química y a veces varias formas de nombrarlos, por eso es importante su sistematización. El número de los compuestos inorgánicos conocidos es pequeño comparado con el de los compuestos orgánicos.



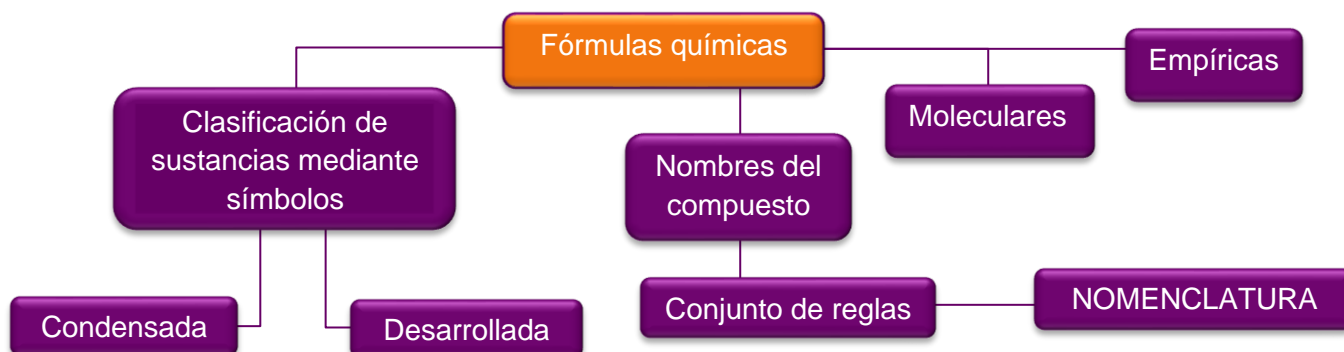
INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

La fórmula refleja la proporción en que se encuentran estos elementos en el compuesto o el número de átomos que componen una molécula. Para poder formular un compuesto químico es necesario introducir previamente el concepto de "Número de Oxidación" o Estado de Oxidación y el concepto de Valencia.

La valencia de un átomo o elemento es el número que expresa la capacidad de combinarse con otros para formar un compuesto, es siempre un número positivo. El número de oxidación o estado de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo gana o pierde cuando forma un compuesto determinado. Es positivo si el átomo pierde o comparte electrones con un átomo más electronegativo que tenga tendencia a captarlos y negativo si el átomo gana o comparte electrones con un átomo que tenga baja electronegatividad y presenta tendencia a cederlos.

El criterio establecido por la IUPAC (Abreviatura en inglés de International Union of Pure and Applied Chemistry, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), que se debe seguir para representar de forma escrita una fórmula, los símbolos se escriben según las electronegatividades relativas de los elementos representados, de manera que se coloca en

primer lugar el elemento menos electronegativo y a su derecha el resto de los elementos en orden creciente de electronegatividad. Por convenio, las secuencias de los elementos químicos se acomodan según su electronegatividad (Libro Rojo 2005).



Para la formación de compuesto debe existir una interacción electrónica, la cual se fundamenta en la electronegatividad (para el tipo de enlace que formarán) y los electrones de valencia de los elementos que formarán el compuesto. En función de los aspectos anteriores se necesita determinar el número de electrones que posee cada elemento, de tal modo que al interactuar la suma de los electrones al formar un compuesto sea cero, de tal modo que al unirse dos o más elementos, dicha unión tiene electrones sobrantes, se tratará de un anión o un catión.

En caso de tener el compuesto se puede determinar el número de oxidación con el cual trabajan durante la interacción cada uno de los elementos, a través de las siguientes reglas.

Asignación de número de oxidación para la formación de compuestos.

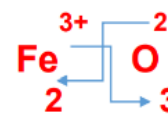
Existen algunas reglas básicas para asignar números de oxidación:

1. El número de oxidación de un elemento en una sustancia simple o elemento siempre es cero. Ej.: Fe, Zn, O₂.
2. En los compuestos, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por sus respectivas atomicidades (número de átomos), es igual a cero.
3. El número de oxidación de un ion sencillo (monoatómico) es igual a la carga del ion.
4. Para iones, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos involucrados, multiplicados por sus respectivas atomicidades, es igual a la carga neta del ion.
5. El hidrógeno presenta habitualmente número de oxidación +1, esto a excepción en los hidruros metálicos, donde su carga es = -1 (ejemplo: NaH y CaH₂).
6. En la mayoría de los compuestos, el número de oxidación del oxígeno es -2, a excepción en los peróxidos donde trabaja con número de oxidación -1. (ejemplo: H₂O₂).
7. Todos los elementos de la familia 1 o grupo IA de la Tabla Periódica (TP) presentan número de oxidación +1.
8. Todos los elementos de la familia 2 o del grupo IIA de la TP presentan número de oxidación +2.
9. El flúor siempre presenta número de oxidación -1. En la fórmula de un compuesto la suma de los números de oxidación entre los elementos debe ser cero, lo que significa que la molécula será neutra y sin carga.



En la fórmula de un compuesto la suma de los números de oxidación entre los elementos debe ser cero, lo que significa que la molécula será neutra y sin carga.

Ejemplo: El siguiente compuesto es un óxido, el oxígeno trabaja con número de oxidación -2 y el hierro con número de oxidación +3, por lo tanto, es necesario indicar con subíndices en cada elemento el número de átomos de cada uno, para que el multiplicar este número por el estado de oxidación se obtendrá las cargas totales de cada uno, al sumarlos el resultado debe ser cero: [2 átomos de Fe. (número de oxidación del Fe)] + [3 átomos de O. (número de oxidación del O)]= cero.



La fórmula sería la siguiente:



En un caso de que los subíndices sean múltiplos, se los simplifica. Ejemplo: Fe (hierro) +2 con O (oxígeno) -2.



S (azufre) +6 con O (oxígeno) -2:



Veamos otro ejemplo de asignación de número de electrones, para ello tenemos el siguiente compuesto: **Mg(HSO₄)₂** (sulfato ácido de magnesio).

1. Observar si el compuesto tiene alguna carga eléctrica, en caso de no poseerla la suma de los números de oxidación de todos los elementos que forman el compuesto será cero.
- Para éste caso no se distingue carga alguna, así que la ecuación se igualará a cero.
2. Se cuentan los átomos por elemento:
- Mg = 1, H= 2, S= 2 y O 8.
3. Se localizan los estados de oxidación de los elementos que conforman el compuesto:
 - Mg al estar en la familia IIA su estado de oxidación será +2.
 - H al estar en el grupo IA su estado de oxidación será +1.
 - O al estar en el grupo 6 tiene los siguientes números de oxidación +2, -2 y -1, pero según las reglas de oxidación y al no estar formando un peróxido, el estado de oxidación que esta empleado en el compuesto será -2.
 - S al estar en el grupo VIA tiene varios estados de oxidación y no tiene una regla de oxidación, por tanto, es la que debemos hallar a través de una ecuación.
4. Ahora se plantea la ecuación en función del número de átomos y estados de oxidación y se iguala a cero:

$$\begin{aligned}
 1(+2) \text{ Mg} + 2(+1) \text{ H} + 2(\text{¿?}) \text{ S} + 8(-2) \text{ O} &= 0 \\
 +2+2+2x-16 &= 0 \\
 +4+2x-16 &= 0 \\
 2x &= 16-4 \\
 2x &= 12 \\
 X &= \frac{12}{2} \\
 X &= +6
 \end{aligned}$$

5. El resultado de la ecuación será el estado de oxidación del elemento faltante. Para este caso el estado de oxidación de azufre será +6.

TIPOS DE FÓRMULAS:

Las fórmulas de los compuestos químicos se pueden clasificar según el número de elementos diferentes que los forman.

BINARIOS: Formado por dos elementos diferentes, por ejemplo: NaCl, H₂O, CaO, HCl, NH₃, NaH

TERNARIOS: Formado por tres elementos diferentes ejemplos: H₂SO₄, NaClO₄, Ca(NO₃)₂, Al₂(CO₃)₃

CUATERNARIOS: Formado por cuatro elementos diferentes, por ejemplo: NaHCO₃, K₂HPO₄, Mg(HSO₄)₂, (NH₄)₂SO₄

Semana 5. Sesión 4

NOMENCLATURA

- Sistemática:**

También llamada racional o estequiométrica. Se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada molécula. La atomicidad indica el número de átomos de un mismo elemento en una molécula, como por ejemplo el agua con fórmula H₂O, que significa que hay un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno presentes en cada molécula de este compuesto, aunque de manera más práctica, la atomicidad en una fórmula química también se refiere a la proporción de cada elemento en una cantidad determinada de sustancia.

En este estudio sobre nomenclatura química es más conveniente considerar a la atomicidad como el número de átomos de un elemento en una sola molécula. La forma de nombrar los compuestos en este sistema es: **prefijo-nombre genérico + prefijo-nombre específico**.

Por ejemplo:

CrBr₃ = tribromuro de cromo.

CO = monóxido de carbono.

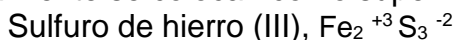
En casos en los que puede haber confusión con otros compuestos (sales dobles y triples, oxisales y similares) se pueden emplear los prefijos bis-, tris-, tetras-, etc. Por ejemplo, la fluorapatita Ca₅F(PO₄)₃ = fluoruro tris (fosfato) de calcio, ya que si se usara el término trifosfato se estaría hablando del anión trifosfato (P₃O₁₀)₅, en cuyo caso sería: Ca₅F(P₃O₁₀)₃.

Número de átomos	Prefijos
1	Mono
2	Di
3	Tri
4	Tetra
5	Penta
6	Hexa
7	Hepta
8	Octa
9	Nona
10	Deca

• **Sistema Stock (IUPAC):**

Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a los compuestos escribiendo al final del nombre con números romanos la valencia atómica del elemento con “nombre específico”. La valencia (o número de oxidación) es el que indica el número de electrones que un átomo pone en juego en un enlace químico, un número positivo cuando tiende a ceder los electrones y un número negativo cuando tiende a ganar electrones.

De forma general, bajo este sistema de nomenclatura, los compuestos se nombran de esta manera: nombre genérico + de + nombre del elemento específico + el No. de valencia. Normalmente, a menos que se haya simplificado la fórmula, la valencia puede verse en el subíndice del otro elemento (en compuestos binarios y ternarios). Los números de valencia normalmente se colocan como superíndices del átomo (elemento) en una fórmula molecular.



• **Nomenclatura tradicional, clásica o funcional:**

En este sistema de nomenclatura se indica la valencia del elemento de nombre específico con una serie de prefijos y sufijos. De manera general las reglas son:

- Cuando el elemento sólo tiene una valencia, simplemente se coloca el nombre del elemento precedido de la sílaba “de” y en algunos casos se puede optar a usar el sufijo *-ico*. K_2O , óxido de potasio u óxido potásico.
- Cuando tiene dos valencias diferentes se usan los sufijos *-oso* e *-ico*.
 - ... *-oso* cuando el elemento usa la valencia menor: $Fe^{+2}O^{-2}$, hierro con la valencia $+2$, óxido ferroso.
 - ... *-ico* cuando el elemento usa la valencia mayor: $Fe_2^{+3}O_3^{-2}$, hierro con valencia $+3$, óxido férrico.
- Cuando tiene tres distintas valencias se usan los prefijos y sufijos. *hipo-* ... *-oso* (para la menor valencia) ... *-oso* (para la valencia intermedia) ... *-ico* (para la mayor valencia).
- Cuando entre las valencias se encuentra el 7 se usan los prefijos y sufijos. *hipo-* ... *-oso* (para las valencias 1 y 2) ... *-oso* (para la valencia 3 y 4), *ico* (para las valencias 5 y 6) *per-* ... *-ico* (para la valencia 7).

Tipos de elementos	Prefijos	Ejemplo	Nombre
Elementos con un solo estado de oxidación.	- Ico	Sodio	Sódico
Elementos con dos estados de oxidación.	- Ico (mayor E.O) - Oso (menor E.O)	Hierro	Férrico Ferroso
Elementos con tres estados de oxidación.	- Ico (mayor E.O) - Oso (siguiente) - Hipo-oso (menor E.O)	Azufre	Sulfúrico Sulfuroso Hiposulfuroso.
Elementos con tres estados de oxidación.	- Per-ico (mayor E.O) - Ico (siguiente) - Oso (siguiente) - Hipo-oso (menor E.O)	Bromo	Perbrómico. Brómico. Bromoso. Hipobromoso.

FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS:



¿Cómo se unen los elementos entre sí? Los compuestos químicos se caracterizan por poseer una composición fija y definida, de tal manera que, si tenemos una muestra de óxido de calcio, CaO, cada una de sus moléculas tendrá única y exclusivamente un átomo de calcio unido a un átomo de oxígeno. Lo mismo aplica para cualquier compuesto. Por otra parte, debido a la diversidad de elementos químicos, las combinaciones pueden ser muy numerosas.

COMPUESTOS BINARIOS.

Generalidades de los óxidos:

La fórmula general de los óxidos es la siguiente:



Donde:

X el elemento que da nombre al óxido,

n es el estado de oxidación del elemento X en el óxido

El número **2** corresponde al estado de oxidación del oxígeno cambiado de signo.

Óxidos básicos:

El oxígeno se combina con los metales forman una clase de compuestos llamados óxidos metálicos. Son compuestos binarios, ya que se forman por dos elementos, el oxígeno y un metal.



Los óxidos de los metales más electro positivos al combinarse con el agua forman compuestos llamados bases, y también se les llama óxidos básicos.

Las propiedades que caracterizan a estos compuestos reciben el nombre de función óxido básica.

¿Cómo se nombran?

Nombre tradicional (común)	Nombre Stock (IUPAC)	Nombre sistemático
a) Se asignan las palabras "óxido de". b) A continuación se nombra el metal. c) Si el metal tiene dos números de oxidación, se sigue el paso del primer inciso, se nombra la raíz del metal y sufijo oso para la valencia menor, sufijo ico para la valencia mayor.	a) Se escribe "óxido de". b) Luego, el nombre del metal. c) Si el metal tiene más de un número de oxidación, éste se indica con números romanos entre paréntesis.	a) Se escribe "óxido de". b) Luego, el nombre del metal con sus prefijos numéricos, de acuerdo con los átomos presentes en la fórmula.

Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock (IUPAC)	Nomenclatura sistemática
Óxido de potasio	Óxido de potasio	Monóxido de dipotasio

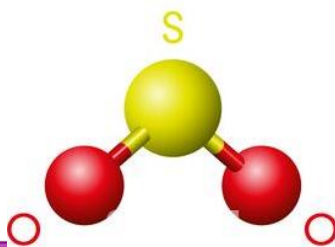
Iones	Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock (IUPAC)	Nomenclatura sistemática
$Fe^{+2} + O^{-2}$	FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	Dióxido de hierro
$Fe^{+3} + O^{-2}$	Fe ₂ O ₃	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro

Óxidos ácidos o anhídridos:

El oxígeno se combina con no metales formando óxidos no metálicos.

No Metal + oxígeno → óxido no metálico (anhídridos/oxiácidos).

Los óxidos no metálicos al reaccionar con el agua producen compuestos llamados ácidos (oxiácidos), de ahí que se les llame óxidos ácidos; otro nombre que reciben estos compuestos es el de anhídridos.



Nombre tradicional (común)	Nombre Stock (IUPAC)	Nombre sistemático
a) Se asigna la palabra "anhídrido". b) A continuación se nombra el no metal. c) Si el metal tiene dos números de oxidación, se nombra la raíz del no metal y el sufijo oso para la valencia menor, sufijo ico para la valencia mayor.	a) Se escribe "óxido de". b) Luego, el nombre del no metal. c) Si el no metal tiene más de un número de oxidación, éste se indica con números romanos entre paréntesis.	a) Se escribe "óxido de"; teniendo en cuenta usar el prefijo que corresponda al número de átomos de oxígeno presentes. b) Luego, el nombre del no metal con sus prefijos numéricos, de acuerdo con los átomos presentes en la fórmula.

Ejemplos:

Iones	Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock (IUPAC)	Nomenclatura sistemática
$S^{+2} + O^{-2}$	SO	Anhídrido hiposulfuroso	Óxido de azufre (II)	Monóxido de azufre
$S^{+4} + O^{-2}$	SO ₂	Anhídrido sulfuroso	Óxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre
$S^{+6} + O^{-2}$	SO ₃	Anhídrido sulfúrico	Óxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre

Hidruros metálicos:

El hidrógeno además de combinarse con los elementos no metálicos, también se combina con alguno de los metales más activos; entonces un hidruro es un compuesto químico resultante de la combinación del hidrógeno con cualquier otro elemento químico metálico, del que recibe el nombre.

El **hidrógeno** proporciona las características químicas a los hidruros y es el único caso en el que presenta el estado de oxidación -1 , actuando, por tanto, como parte negativa en el compuesto, mientras que el otro elemento, que da nombre al hidruro, actúa siempre con estado de oxidación positivo.

Las combinaciones metal-hidrógeno llevan el nombre genérico de hidruro y específico se forma nombrando el metal de que se trate.



Metal + Hidrógeno → Hidruro

La fórmula general de los hidruros es la siguiente:



Donde:

X es el elemento que da nombre al hidruro
n es el estado de oxidación del elemento X en el hidruro



Nombre tradicional (común)	Nombre Stock (IUPAC)	Nombre sistemático
a) Se escribe la palabra "hidruro de". b) Luego el nombre del metal. c) Si el metal tiene valencia variable se escriben al final los sufijos: oso para la valencia menor ico para la valencia mayor.	a) Se escribe "hidruro de". b) Luego, el nombre del metal. c) Si el metal tiene valencia variable, se escribe entre paréntesis con número romano al final.	a) Se escribe un prefijo según el número de átomos de hidrógeno. b) Luego, se escribe "hidruro de". c) Se nombra el metal con su prefijo, de acuerdo con el número de átomos (subíndice).

Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock (IUPAC)	Nomenclatura sistemática
KH	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio	Hidruro de potasio
FeH₂	Hidruro ferroso	Hidruro de hierro (II)	Dihidruro de hierro
FeH₃	Hidruro férrico	Hidruro de hierro (III)	Trihidruro de hierro

Hidruros no metálicos:

Se forman por la combinación de un no metal del grupo VA e hidrógeno. Se caracterizan por tener un carácter alcalino (pH > 7) cuando se disuelven en agua. Los más conocidos tienen un nombre tradicional que es ampliamente usado:

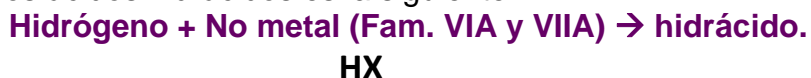
Fórmula	Nombre
NH₃	Amoníaco
PH₃	Fosfina o fosfamina
AsH₃	Arsina o arsenamina
SbH₃	Estibina o estilbamina
BiH₃	Bismutina o bismutamina

Ácidos (hidrácidos):

Son otra clase de ácidos que se forman mediante la unión del hidrógeno (H) con un no metal. Son compuestos químicos resultantes de la combinación del hidrógeno con los elementos químicos pertenecientes a los grupos VIA y VIIA, cuando presentan estados de oxidación -1 y -2, respectivamente.

Estos compuestos se nombran como ácidos hidrácidos cuando se encuentran en disolución acuosa, mientras que se denominan haluros de hidrógeno cuando se encuentran en estado gaseoso, nombrándose tal como si fueran sales. En cuanto a su nomenclatura, en primer lugar, se dice el nombre genérico del ácido y enseguida se menciona el del no metal con la terminación “-hídrico”.

La fórmula general de los ácidos hidrácidos es la siguiente:



Donde

X es el elemento que da nombre al ácido.

Nombre tradicional (común)	Nombre Stock (IUPAC)	Nombre sistemático
a) Se escribe la palabra “ácido”. b) A continuación se nombra el no metal. c) Se añade la terminación “hídrico”.	a) Se nombra primero el no metal con terminación -uro. b) Para finalizar, se escribe “de hidrógeno”.	a) Se escribe primero el nombre del no metal con terminación -uro. b) Luego, se escribe “de hidrógeno”, en caso de haber más de un H, se escribe su prefijo numérico.

Ejemplo:

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock (IUPAC)	Nomenclatura sistemática
H_2S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno	Hidruro de potasio
H_2Se	Ácido selenhídrico	Seleniuro de hidrógeno	Seleniuro de dihidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno	Cloruro de hidrógeno
HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno	Fluoruro de hidrógeno

Sales binarias (haloides):

Si el ácido es hidrácido, la sal recibe el nombre de sal haloides. Son compuestos químicos resultantes de la sustitución de todos los hidrógenos del ácido por un elemento metálico. Estas sales derivan, por tanto, de los elementos flúor, cloro, bromo y yodo del grupo VIIA con un estado de oxidación de -1 y del azufre, selenio y telurio del grupo VIA, que actúan con estado de oxidación de -2.

Son el resultado de la reacción entre un hidróxido y un hidrácido:



La fórmula general de las sales hidrácidas es la siguiente:

Donde

Me es el metal que sustituye al hidrógeno del ácido hidrácido

X es el elemento no metálico

n es el estado de oxidación del metal en el compuesto



En cuanto a las sales haloides, en la fórmula se escribe en primer lugar el símbolo del metal y luego el del no metal.

Para su nomenclatura se sustituye la terminación del ácido por la de *-uro*. Al final se da el nombre del metal correspondiente, si éste tiene valencia se indica con número romano entre paréntesis.

Nombre tradicional (común)	Nombre Stock (IUPAC)	Nombre sistemático
a) Se nombra el no metal con la terminación <i>-uro</i> . b) A continuación se nombra el metal. c) Si el metal tiene varios estados de oxidación se escriben al final los sufijos oso e ico .	a) Se nombra primero el no metal con terminación <i>-uro</i> . b) Para finalizar, se escribe el nombre del metal. c) Si el metal tiene valencia variable, se escribe entre paréntesis con número romano al final.	a) Se escribe primero el nombre del no metal con terminación <i>-uro</i> . b) Se nombra el metal con su prefijo, de acuerdo con el número de átomos (subíndice).

Ejemplo:

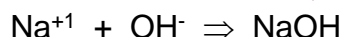
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock (IUPAC)	Nomenclatura sistemática
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
K₂S	Sulfuro de potasio	Sulfuro de potasio	Sulfuro de dipotasio
NiSe	Seleniuro níqueloso	Seleniuro de níquel (II)	Seleniuro de níquel
Ni₂Se₃	Seleniuro níquelico	Seleniuro de níquel (III)	Triseleniuro de diníquel

Semana 5. Sesión 5

COMPUESTOS TERNARIOS.

Hidróxidos:

Son producto de la reacción de los óxidos metálicos o básicos con el agua. También son llamados bases o hidróxidos y son compuestos ternarios. Son sustancias que se forman cuando reaccionan los óxidos metálicos o básicos con agua, o bien cuando el **anión poliatómico (OH⁻)** llamado **hidróxilo** y reacciona con algún **catión metálico** a partir del intercambio de sus valencias.



Se nombran con la palabra genérica **hidróxido**, seguida del **nombre del metal o radical positivo** con sufijo o terminación en **oso** ó **ico** según su estado de oxidación (IUPAQ).

Son sustancias untuosas al tacto, de sabor áspero, cambia azul el papel tornasol y con fenolftaleína cambia a color rojo.

Estos compuestos se caracterizan por conocer en su molécula al grupo oxhidrilo o hidroxilo, monovalente negativo.

De lo anterior se deriva el concepto clásico de base, según el cual cualquiera sustancia en solución acuosa da aniones hidróxilos (OH⁻). En la actualidad se considera base a cualquier especie molecular o iónica que puede aceptar protones de cualquier otra.

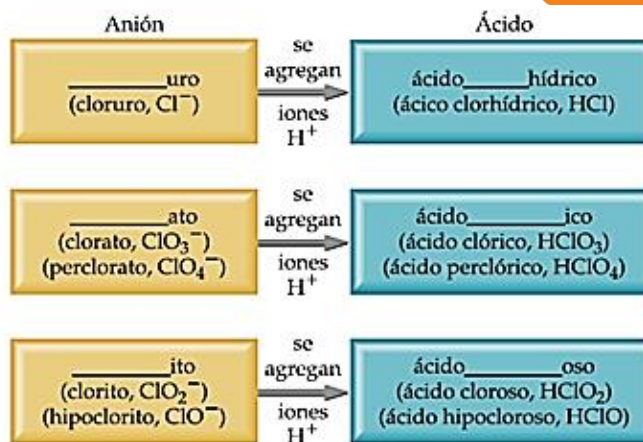
Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock (IUPAC)	Nomenclatura sistemática
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Ca(OH)₂	Hidróxido de calcio	Hidróxido de calcio	Hidróxido de calcio
Pb(OH)₂	Hidróxido plumboso	Hidróxido de plomo (II)	Dihidróxido de plomo
Pb(OH)₄	Hidróxido plúmbico	Hidróxido de plomo (IV)	Tetrahidróxido de plomo

Nombres y fórmulas de ácidos

Los ácidos son una clase importante de compuestos que contienen hidrógeno, y se nombran de manera especial. Un ácido es una sustancia cuyas moléculas producen iones hidrógeno (H⁺) cuando se disuelven en agua. Cuando encontremos la fórmula química de un ácido, la escribiremos con el H como primer elemento, como en HCl y H₂SO₄.

Un ácido está formado por un anión unido a suficientes iones H⁺ para neutralizar, o balancear, la carga del anión. Así, el ion SO⁻⁴ requiere dos iones H⁺ para formar el H₂SO₄. El nombre de un ácido se relaciona con el nombre de su anión, como muestra a continuación:

Relación entre aniones y ácidos. Resumen de la forma en que se relacionan los nombres de aniones y los nombres de ácidos. Los prefijos *per-* e *hipo-* se mantienen al pasar del anión al ácido.



Ácidos (oxiácidos):

Cuando los óxidos no metálicos o anhídridos reaccionan con el agua producen compuestos ácidos, formando compuestos ternarios que contienen Hidrógeno, un no metal y oxígeno.



Los ácidos que contienen aniones cuyos nombres terminan en **-ato** o **-ito**, se nombran escribiendo la palabra ácido más el nombre del anión, pero se cambian las terminaciones **-ato** por **-ico** e **-ito** por **-oso**. Los prefijos en el nombre del anión permanecen en el nombre del ácido. Ilustraremos esta regla con los oxiácidos del cloro:

Anión	Ácido correspondiente
ClO_4^- (perclorato)	HClO_4 (ácido perclórico)
ClO_3^- (clorato)	HClO_3 (ácido clórico)
ClO_2^- (clorito)	HClO_2 (ácido cloroso)
ClO^- (hipoclorito)	HClO (ácido hipocloroso)

Los ácidos reaccionan con los metales más electropositivos desprendiendo hidrógeno, cambian a rojo el papel tornasol y el naranja de metilo. Se caracterizan por contener siempre el ión hidrógeno (H^+) y según la definición clásica cualquier sustancia que en solución acuosa da iones hidronio (H_3O^{+1}). El concepto actual indica que ácido es cualquier especie molecular o iónica que puede ceder protones a cualquier otra.

Sales oxisales:

Cuando un ácido reacciona con una base, se neutralizan. A esta reacción se le llama de neutralización y el producto es una sal y agua.

Para formar las sales se une el anión del ácido con el catión de la base.

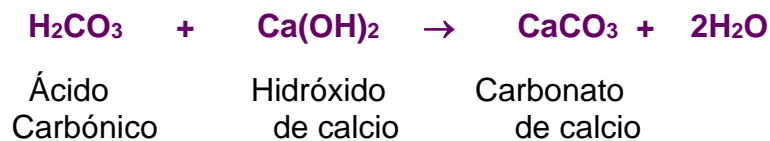


Si el ácido es oxiácidos, la sal recibe el nombre de oxisales y estas son compuestos ternarios.

Para nombrarlas se indica en primer lugar el nombre del anión y luego el del catión (generalmente metal).

Si el ácido termina en *-oso*, la sal termina en *-ito* y si el ácido termina en *-ico*, la sal termina en *-ato*.

Ejemplo:



*tanto las oxisales como las haloides son neutras.

Sales ácidas.

No obstante, puede ocurrir que estos hidrógenos no sean sustituidos totalmente, formándose entonces sales ácidas, que son compuestos cuaternarios.

Para nombrar a las sales ácidas, se indica el nombre del radical ácido y en seguida el del metal.

Por ejemplo:



Las sales ácidas también pueden mencionarse indicando el nombre del anión seguido de hidrógeno y el metal del que se trate.

Por ejemplo:



Tabla de Cationes, Aniones y Radicales

Cationes Metálicos			
Monovalentes		Divalentes	
Li^{+1}	Litio	Cu^{+1}	Cobre I
Na^{+1}	Sodio	Cu^{+2}	Cobre II
K^{+1}	Potasio	Au^{+1}	Oro I
Ag^{+1}	Plata	Au^{+3}	Oro III
Be^{+2}	Berilio	Hg^{+1}	Mercurio I
Mg^{+2}	Magnesio	Hg^{+2}	Mercurio II
Ca^{+2}	Calcio	Fe^{+2}	Hierro II
Sr^{+2}	Estroncio	Fe^{+3}	Hierro III
Ba^{+2}	Bario	Co^{+2}	Cobalto II
Zn^{+2}	Zinc	Co^{+3}	Cobalto III
Cd^{+2}	Cadmio	Ni^{+2}	Níquel II
Al^{+3}	Aluminio	Ni^{+3}	Níquel III
Ga^{+3}	Gallo	Cr^{+2}	Cromo II
Sc^{+3}	Escandio	Cr^{+3}	Cromo III
		Pb^{+2}	Plomo II
		Pb^{+4}	Plomo IV

Cationes No Metálicos			
H^{+1}	Hidrógeno	F^{+1}	Flúor I
NH_4^{+1}	Amonio	F^{+3}	Flúor III
B^{+3}	Boro	F^{+5}	Flúor V
Si^{+4}	Silicio	Cl^{+1}	Cloro I
C^{+2}	Carbono II	Cl^{+3}	Cloro III
C^{+4}	Carbono IV	Cl^{+5}	Cloro V
N^{+1}	Nitrógeno I	Cl^{+7}	Cloro VII
N^{+3}	Nitrógeno III	Br^{+1}	Bromo I
N^{+5}	Nitrógeno V	Br^{+3}	Bromo III
P^{+3}	Fósforo III	Br^{+5}	Bromo V
P^{+5}	Fósforo V	Br^{+7}	Bromo VII
As^{+3}	Arsénico III	I^{+1}	Yodo I, Iodo I
As^{+5}	Arsénico V	I^{+3}	Yodo III, Iodo III
S^{+2}	Azufre II	I^{+5}	Yodo V, Iodo V
S^{+4}	Azufre IV	I^{+7}	Iodo VII, Iodo VII
S^{+6}	Azufre VI		

Aniones	
H^{-1}	Hidruro
F^{-1}	Fluoruro
Cl^{-1}	Cloruro
Br^{-1}	Bromuro
I^{-1}	Ioduro
O^{-1}	Peróxido
O^{-2}	Óxido
S^{-2}	Sulfuro
B^{-3}	Boruro
N^{-3}	Nitruro
P^{-3}	Fosfuro
As^{-3}	Arseniuro
C^{-4}	Carburo
Si^{-4}	Siliciuro

Radicales					
Monovalentes		Divalentes		Trivalentes	
BO_2^{-1}	Borito	CO_3^{-2}	Carbonato	BO_3^{-3}	Borato
HCO_3^{-1}	Carbonato ácido (Bicarbonato)	$\text{C}_2\text{O}_4^{-2}$	Oxalato	PO_3^{-3}	Fosfito
NO_2^{-1}	Nitrito	SiO_3^{-2}	Silicato	PO_4^{-3}	Fosfato
NO_3^{-1}	Nitrato	SO_3^{-2}	Sulfito	AsO_3^{-3}	Arsenito
HS^{-1}	sulfuro ácido (Bisulfito)	SO_4^{-2}	Sulfato	AsO_4^{-3}	Arsenato
HSO_3^{-1}	sulfito ácido	CrO_4^{-2}	Cromato	AlO_3^{-3}	Aluminato
HSO_4^{-1}	sulfato ácido	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$	Dicromato	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}$	Ferricianuro
ClO^{-1}	Hipoclorito	MnO_3^{-2}	Manganito		
ClO_2^{-1}	Clorito	MnO_4^{-2}	Manganato		
ClO_3^{-1}	Clorato	HPO_3^{-2}	Fosfito ácido		
ClO_7^{-1}	Perclorato	HPO_4^{-2}	Fosfato ácido		
CN^{-1}	Cianuro	$\text{C}_2\text{O}_4^{-2}$	Oxalato		
OH^{-1}	Hidróxido				
MnO_4^{-1}	Permanganato				
IO_3^{-1}	Yodato				
SCN^{-1}	Tiocianato				



Nota: De manera similar se forman los radicales para los otros halógenos (grupo VII A) con excepción del Fluor. Ejemplo IO_3^{-1} yodato

Semana 6. Sesión 1

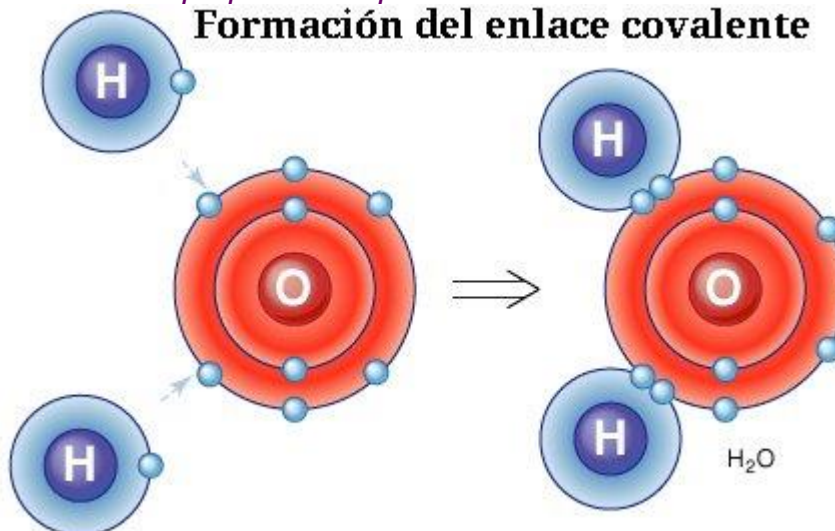
Práctica 2 de laboratorio. Propiedades del enlace iónico y el covalente

Semana 6. Sesión 2

DESARROLLO

II. Realiza modelos tridimensionales de la estructura de sustancia y de los diferentes tipos de enlace químico, describe las propiedades químicas de cada uno de los enlaces químicos.

Formación del enlace covalente



III. Con la información previamente revisada realiza los ejercicios que se te presentan a continuación.

1. Determina el tipo de enlace que poseen los siguientes compuestos binarios.

Compuesto	Diferencia de electronegatividad ΔE	Tipo de enlace químico.
BaF ₂		
MgO		
I ₂		
H ₂ S		
NO ₂		

2. Determina el anión y el catión que conforman los siguientes compuestos.

Compuesto	Catión (fórmula y nombre)	Anión (fórmula y nombre)
Oxalato de calcio.		
Sulfato de níquel (II)		
Fosfito de plata.		
Bisulfito de plomo (II)		
Oxido de berilio		

3. Completa la siguiente tabla, escribiendo las fórmulas o el nombre que se te solicitan.

Iones	Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura STOCK	Nomenclatura sistemática
$Mg^{+2} + N^{-3}$				
$Ba^{+2} + O^{-2}$				
$Al^{+3} + F^{-1}$				
$Sr^{+2} + Se^{-2}$				
$Li^{+1} + O^{-2}$				
	HgOH			
	HNO ₃			
	HI			
	FrBr			

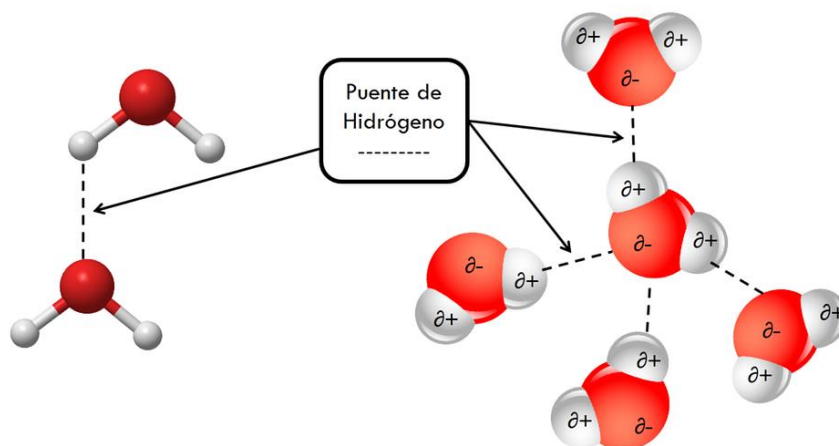
Semana 6. Sesión 3

IV. Describe oralmente, utilizando los modelos construidos, el enlace químico para relacionarlo con las propiedades químicas de los materiales.

CIERRE:

- 1.- Existen compuestos binarios formados por un metal y un no Metal ()
- 2.- Todos los compuestos ternarios están formados por un metal y dos no metales..... ()
- 3.- Las sales binarias resultan de la reacción entre un hidróxido y un hidrácido..... ()
- 4.- En los hidrácidos, el hidrógeno trabaja con carga negativa..... ()
- 5.- Los óxidos metálicos reciben también el nombre de anhídridos..... ()

V. Realiza un modelo gráfico del puente de hidrógeno para explicar algunos comportamientos del agua.



ASIGNATURA: QUÍMICA I	LISTA DE COTEJO: ADA 5 y 6. BLOQUE 2		EVIDENCIA: PROBLEMARIO
GRUPO	FECHA DE ENTREGA:		TEMA: ENLACE QUÍMICO Y NOMENCLATURA
RUBRO	VALOR TOTAL	VALOR OBTENIDO	OBSERVACIONES
Formato de entrega			
Se entrega en el formato que el docente indique, en las fechas establecidas. Cualquier asunto no determinando aquí será decisión del docente.	0.5		
Se realiza de forma correcta la actividad inicial.	1.5		
Contenido			
<i>Realiza modelos tridimensionales de la estructura de sustancia y de los diferentes tipos de enlace químico, describe las propiedades químicas de cada uno de los enlaces químicos</i>	2.0		
<i>Describe oralmente, utilizando los modelos construidos, el enlace químico para relacionarlo con las propiedades químicas de los materiales.</i>	1.5		
<i>Realiza de forma correcta todos y cada uno de los ejercicios propuestos en el desarrollo.</i>	3.0		
Cierre			
TOTAL	10		

Semana 6. Sesión 4

Actividad de reforzamiento para repaso de la prueba escrita de bloque 1 y 2.

Semana 6. Sesión 5

METACOGNICIÓN

ASPECTO A EVALUAR	SIEMPRE	CASI SIEMPRE	NUNCA
1. Los aprendizajes adquiridos me permitieron reforzar conocimientos previos.			
2. Los aprendizajes adquiridos son aplicables para mi vida cotidiana.			
3. Trabaje de forma colaborativa con el fin de optimizar los trabajos asignados.			
4. Cumplí en tiempo y forma con lo solicitado por el profesor.			
5. La responsabilidad me caracterizo en este primer bloque de trabajo.			
6. Cumplí en con mi equipo en tiempo y forma con las tareas que me fueron asignadas.			
7. Repase todos los días los contenidos visto en las sesiones con el profesor.			
8. Tuve una actitud positiva durante todo el periodo de aprendizaje.			
9. Busque siempre más información además de la que se me solicitó para poder participar más en clase.			
10. Participe en diversas formas para reforzar mis aprendizajes y contribuir con la clase.			

¡Éxito en tu prueba escrita, olvides estudiar y practicar tus ejercicios!



BIBLIOGRAFÍA CONSULTADA:

- Chuc, S. P. I., Vázquez, M. c. y Mugarte, M.A. 2014. Química I. Pearson educación, México. 128 pp.
- Diccionario especializado de QUÍMICA. 2001. Colección La llave de la ciencia. Grupo editorial NORMA educativa. Bogotá, Colombia.
- Grijalbo, Enciclopedia Temática: Química.1999. Grupo Editorial Norma. Colombia. 264 pp.
- Hein.1992. Química. Grupo Editorial Iberoamericana S.A. de C.V. México. 705 pp.
- Recio F. 2008. Química inorgánica. Cuarta edición. McGraw-Hill Interamericana. 264 pp.
- Villarmet C. y J. López. 2017. Química I. Book Mart S.A de C.V. México.176 pp.
- <https://www.muyinteresante.es/ciencia/articulo/el-carbono-la-base-de-la-vida-581463573586#:~:text=El%20carbono%20es%20uno%20de,%2C%20seguramente%2C%20el%20m%C3%A1s%20importante.&text=En%20estado%20puro%20y%20dependiendo,los%20m%C3%A1s%20blandos%2C%20el%20grafito>. (Recuperado en Julio de 2022)
- <https://www.lifeder.com/enlace-pi/> (Recuperado en Julio de 2022)