

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

I. INTRODUCCIÓN:

Dentro de las Ciencias Naturales, la QUÍMICA es una ciencia experimental dedicada al estudio de la materia tomando en cuenta su estructura, estado y transformaciones, y busca lograr un aprendizaje significativo a través de la lectura comprensiva del contenido científico y mediante la realización de diversas prácticas en el laboratorio y en la vida cotidiana. Esta Guía Didáctica se ha elaborado con la finalidad de complementar el proceso de enseñanza-aprendizaje en los estudiantes del grado DÉCIMO.

II. CONCEPTUALIZACIÓN:

1. DESEMPEÑO PARA EVALUAR:

- Identifica la estructura y clases de enlaces químicos.
- Reconoce los estados de oxidación y su aplicación en los elementos y compuestos químicos.
- Participa y trabaja adecuadamente, cumpliendo las normas establecidas y el respeto por la opinión de sus compañeros.

2. CONCEPTOS GENERALES:

ENLACES QUÍMICOS

¿POR QUÉ SE UNEN LOS ÁTOMOS?

Los átomos, moléculas e iones se unen entre sí porque al hacerlo se llega a una situación de mínima energía, lo que equivale a decir de máxima estabilidad. Son los electrones más externos, los también llamados electrones de valencia los responsables de esta unión, al igual que de la estequiometría y geometría de las sustancias químicas.

TIPOS DE ENLACES

- Iónico (entre iones).
- Covalente (entre átomos de una misma molécula).
- Intermoleculares: Fuerzas de Van de Waals Enlaces de hidrógeno.
- Metálico (entre cationes metálicos unidos por e)

ENLACE IÓNICO

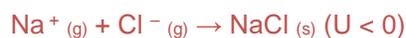
Se da entre un metal que pierde uno o varios electrones y un no-metal que los captura, resultando iones positivos y negativos que se mantienen unidos por atracciones electrostáticas, formando los iones una red cristalina que se repite en las tres direcciones del espacio, no formándose moléculas con un número limitado de iones, por lo que las fórmulas de los compuestos iónicos son empíricas, es decir, sólo dan idea de las proporciones de átomos existentes en la red cristalina. Las reacciones de pérdida o ganancia de e⁻ se llaman reacciones de ionización.

Ejemplo de reacciones de ionización:



Energía reticular en los compuestos iónicos (U o Er) También llamada energía de red. Es la energía desprendida en la formación de una mol de compuesto iónico sólido a partir de sus iones en estado gaseoso.

Ejemplo: En el caso de la formación de NaCl la U o Er corresponde a la reacción:



Es bastante difícil de calcular por lo que se recurre a métodos indirectos aplicando la ley de Hess. Es lo que se conoce como ciclo de Born y Haber. Los factores de los que depende la energía reticular son (al ser siempre negativa consideraremos siempre valores absolutos).

 COLEGIO INSTITUTO TÉCNICO INTERNACIONAL IED P.E.I. EDUCACIÓN EN TECNOLOGÍA Y SU INFLUENCIA EN LA CALIDAD DE VIDA 		
DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

- A mayor carga de los iones mayor “U”. Así el CaO (Ca^{2+} y O^{2-}) tendrá “U” mayor que el NaCl (Na^+ y Cl^-).
- A menor tamaño de los iones menor “U”. Así el NaCl (Na^+ y Cl^-) tendrá “U” mayor que el KBr (K^+ y Br^-).

ESTRUCTURA CRISTALINA DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

Los iones en los compuestos iónicos se ordenan regularmente en el espacio de la manera más compacta posible. Cada ion se rodea de iones de signo contrario dando lugar a celdas o unidades que se repiten en las tres direcciones del espacio.

Índice de coordinación “Es el número de iones de signo opuesto que rodean a un ion dado”. Cuanto mayor es un ion con respecto al otro mayor es su índice de coordinación.

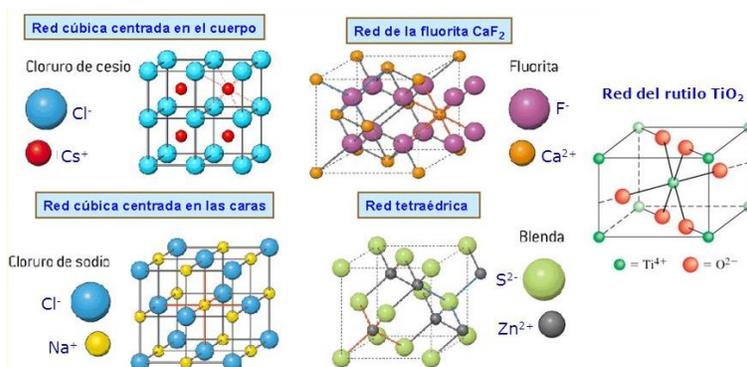


Figura 1. Tipos de redes cristalinas

Factores de los que depende la estructura cristalina.

- El tamaño de los iones.
- La estequiometría que viene dada por la carga de los iones de forma que el cristal sea neutro.

Para calcular el n° de átomos por celda se toma una celda unidad y:

- Se divide por 8 el n° de iones de los vértices.
- Se divide por 4 el n° de iones de las aristas.
- Se divide por 2 el n° de iones centrales de las caras.
- Se suman todos y se añaden los iones del interior de la celda.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS.

1. **Puntos de fusión y ebullición** elevados (tanto más cuanto mayor energía reticular), ya que para fundirlos es necesario romper la red cristalina tan estable por la cantidad de uniones atracciones electrostáticas entre iones de distinto signo. Por ello, los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente.
2. **Gran dureza** por la misma razón, ya que para rayar un cristal es necesario romper su estructura cristalina.
3. Solubilidad en disolventes polares (tanto más cuanto menor U) puesto que dichos disolventes al presentar cargas son capaces de introducirse en la estructura cristalina y estabilizar los iones por atracción ión dipolo. Por la misma razón, presentan insolubilidad en disolventes apolares.
4. **Conductividad** en estado disuelto o fundido ya en dichos estados los iones presentan movilidad y son atraídos hacia los electrodos de signo contrario. Sin embargo, en estado sólido, al estar los iones fijos dentro de la estructura cristalina no conducen la electricidad.
5. **Fragilidad**, pues al golpear ligeramente el cristal produciendo el desplazamiento de tan sólo un átomo, todas las fuerzas que eran atractivas se convierten en repulsivas al enfrentarse dos capas de iones del mismo signo.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

ENLACE COVALENTE.

Dos átomos unidos mediante enlace covalente tienen menos energía que los dos átomos aislados. Al igual que en el enlace iónico la formación de un enlace covalente va acompañada de un desprendimiento de energía. Se llama energía de enlace a la energía necesaria para romper 1 mol de un determinado tipo de enlace. Es siempre endotérmica (positiva) pues siempre es necesario aportar energía para romper un enlace.

Por ejemplo, para romper 1 mol de $H_{2(g)}$ en 2 moles de $H_{(g)}$ se precisan 436 kJ, por lo que el enlace $(H-H) = \Delta H_{dis}(H_2) = + 436 \text{ kJ}$. La distancia a la que se consigue mayor estabilidad se llama "distancia de enlace".

TEORÍA DE LEWIS

Se basa en las siguientes hipótesis:

- Los átomos para conseguir 8 e⁻ en su última capa comparten tantos electrones como le faltan para completar su capa (regla del octeto).
- Cada pareja de e⁻ compartida forma un enlace.
- Se pueden formar enlaces sencillos, dobles y triples con el mismo átomo.

Excepciones a la teoría de Lewis

- Moléculas tipo NO y NO₂ que tienen un número impar de electrones.
- Moléculas tipo BeCl₂ o BF₃ con marcado carácter covalente en las cuales el átomo de Be o de B no llegan a tener 8 electrones.
- Moléculas tipo PCl₅ o SF₆ en las que el átomo central puede tener 5 o 6 enlaces (10 o 12 e⁻). Sólo puede ocurrir en el caso de que el no-metal no esté en el segundo periodo, pues a partir del tercero existen orbitales "d" y puede haber más de cuatro enlaces.

Ejemplo: Escribir las estructuras de Lewis completas para las siguientes especies químicas: CH₄, HCN, H₂CO, Cl₂O, NH₄⁺ y H₂SO₄

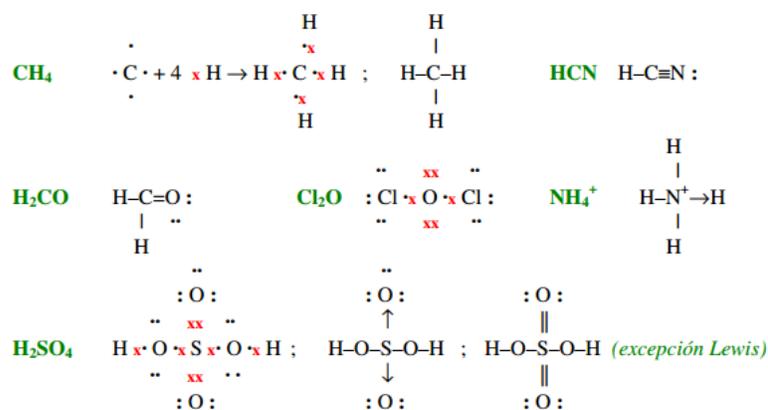


Figura 2. Ejemplos de estructura de Lewis

TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (E.V.)

Se basa en la suposición de que los enlaces covalentes se producen por solapamiento de los orbitales atómicos de distintos átomos y emparejamiento de los e⁻ con spines contrarios de orbitales semiocupados formando un único orbital molecular. Así, 2 átomos de H (1s 1) tienen cada uno 1 e⁻ desapareado en un orbital "s" y formarían un orbital molecular en donde alojarían los 2 e⁻. Se llama "covalencia" al n° de e⁻ desapareados y por tanto al n° de enlaces que un átomo forma.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

Enlace covalente simple. Se produce un único solapamiento de orbitales atómicos. Es frontal y se llama “ σ ” (sigma) y el enlace covalente múltiple. Se producen dos o tres solapamientos de orbitales atómicos entre dos átomos

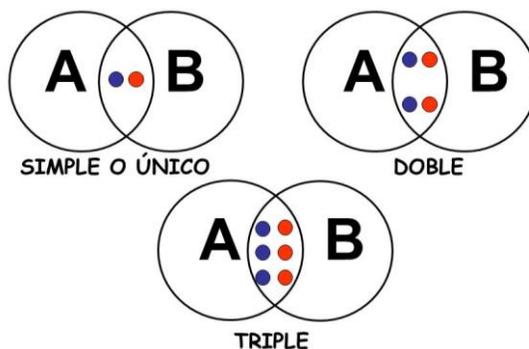


Figura 3. Tipos de enlaces covalentes. (Tomado de:

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

Sólidos covalentes: Todos los átomos de un cristal están unidos por enlaces covalente, pudiendo considerar éste como una molécula gigantesca. Por ello y dada la fortaleza de este enlace los sólidos covalentes tienen:

- Gran dureza.
- Puntos de fusión y ebullición muy altos por lo que son sólidos a temperatura ambiente.
- Son insolubles en todo tipo de disolvente.
- Son malos conductores pues no tienen electrones libres.

Una excepción a estas propiedades lo constituye el grafito que forma estructura por capas le hace más blando y al aportar cada átomo de carbono un e – a un macroenlace muy deslocalizado es también conductor.

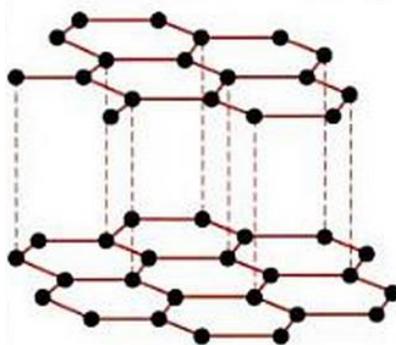


Figura 4. Ejemplo de solido covalente

Sustancias moleculares: Están formados por moléculas aisladas, tanto más fáciles de separar cuanto menos polares sean las moléculas, por lo que tienen:

- Puntos de fusión y ebullición bajos. Generalmente son gases a temperatura ambiente.
- Son blandos.
- Son solubles en disolventes moleculares que estabilizan las moléculas con fuerzas de Van der Waals.
- Son malos conductores pues no tienen cargas libres, aunque las moléculas polares poseen parcial conductibilidad.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

- Las sustancias polares son solubles en disolventes polares que las estabilizan por fuerzas de atracción dipolo-dipolo y tienen mayores puntos de fusión y ebullición al existir atracción electrostática entre las mismas.

ENLACES INTERMOLECULARES.

Son las fuerzas que unen moléculas distintas y las responsables del estado físico de las sustancias. Según su fuerza se clasifican en:

- Enlace o puente de Hidrógeno.
- Fuerzas de Van der Waals.

Enlace o puente de Hidrógeno.

Es relativamente fuerte y precisa de gran diferencia de electronegatividad entre átomos y del pequeño tamaño del H que se incrusta en la nube de e⁻ del otro átomo. Sólo se da entre átomos de hidrógeno con átomos de flúor, oxígeno, nitrógeno y cloro. Es el responsable de los puntos de fusión y ebullición anormalmente altos de las sustancias que los contienen como, por ejemplo, el agua.

Los puentes de hidrógeno pueden darse entre átomos de la misma molécula y mantener una estructura determinada tal y como ocurre en proteínas y ácidos nucleicos.

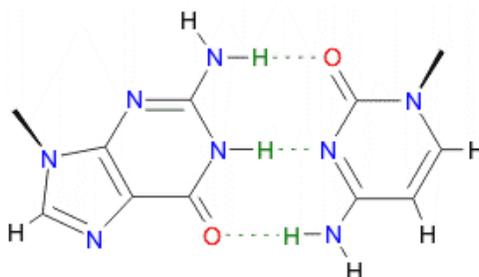


Figura 5. Ejemplos de puentes de hidrogeno.

Fuerzas de Van der Waals.

Son fuerzas mucho más débiles que pueden darse entre:

- Entre dipolos permanentes (moléculas polares). Son débiles.
- Entre dipolos instantáneos (moléculas apolares) ya que el par de e⁻ de enlace en un momento dado puede encontrarse en un lado de la molécula produciendo un dipolo instantáneo que induce la formación de dipolos en las moléculas vecinas. Pero como estos dipolos no perduran los enlaces son muy débiles.

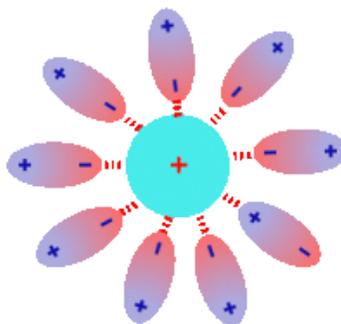


Figura 6. Ejemplo fuerzas de Van der Waals.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

ENLACE METÁLICO.

Es el que forman los metales. Es un enlace bastante fuerte. Los átomos de los metales se caracterizan por tener pocos electrones en su última capa y no forman enlaces covalentes, ya que compartiendo electrones no adquieren la estructura de gas noble. Forman, pues un enlace metálico, en el que consiguen la estabilidad, compartiendo los electrones de valencia de manera colectiva, formando una nube electrónica que rodea a todo el conjunto de iones positivos, empaquetados ordenadamente, formando una estructura cristalina de alto índice de coordinación.

Existen dos modelos que lo explican:

Modelo del mar de electrones: Cada átomo de metal aporta sus e^- de valencia a una especie de fondo común con lo que se produce una deslocalización de los mismos. La estructura del metal podría considerarse como cationes formando los nodos de la estructura cristalina estabilizados por un “mar de electrones” que evita la repulsión entre los mismos.

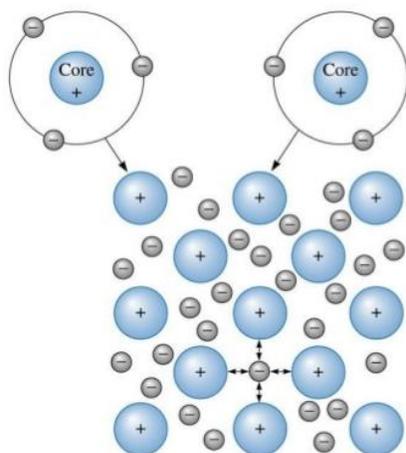


Figura 7. Ejemplos de mar de electrones

Modelo de bandas: Se basa en la teoría de orbitales moleculares por la cual al enlazarse los átomos se forman tantos orbitales moleculares como orbitales atómicos había. Si se combinan infinidad de orbitales atómicos de igual energía se formarán dos bandas formadas por orbitales moleculares de muy parecida energía, una de menor energía formada por los orbitales moleculares enlazantes (banda de valencia) y la otra de mayor energía por los antienlazantes (banda de conducción). El modelo de bandas viene respaldado por los espectros de emisión. Las líneas en los espectros de emisión de los metales en estado gaseoso se transforman en bandas en el caso de metales en estado sólido. En los metales ambas bandas están muy juntas, de manera que los electrones saltan con mucha facilidad de la banda de valencia a la de conducción por donde circulan con gran facilidad a través de todo el cristal metálico. Si la diferencia de energía entre ambas bandas, es mayor tendremos los semiconductores, sustancias a las que suministrando esa pequeña cantidad de energía pasan a conducir con facilidad. Si la diferencia de energía es mayor, tendremos las sustancias aislantes.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS METÁLICOS.

- Son dúctiles y maleables debido a que no existen enlaces con una dirección determinada. Si se distorsiona la estructura los e^- vuelven a estabilizarla interponiéndose entre los cationes.
- Son buenos conductores debido a la deslocalización de los e^- . Si se aplica el modelo de bandas, puede suponerse que la banda vacía (de conducción) está muy próxima a la banda en donde se encuentran los e^- de forma que con una mínima energía éstos saltan y se encuentran con una banda de conducción libre.

 COLEGIO INSTITUTO TÉCNICO INTERNACIONAL IED P.E.I. EDUCACIÓN EN TECNOLOGÍA Y SU INFLUENCIA EN LA CALIDAD DE VIDA 		
DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

- Conducen el calor debido a la compacidad de los átomos que hace que las vibraciones en unos se transmitan con facilidad a los de al lado.
- Tienen, en general, altos puntos de fusión y ebullición dependiendo de la estructura de la red. La mayoría son sólidos.
- Tienen un brillo característico debido a la gran cantidad de niveles muy próximos de energía que hace que prácticamente absorban energía de cualquier longitud de onda, que inmediatamente emiten (reflejo y brillo)

ESTADOS DE OXIDACIÓN

EL NÚMERO DE OXIDACIÓN

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

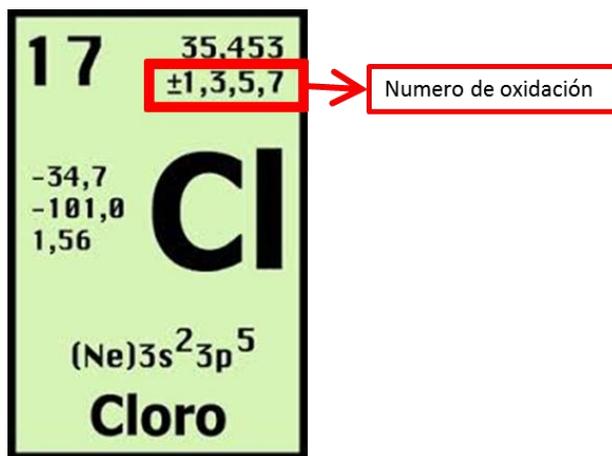


Figura 8. Ejemplo de estados de oxidación

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será negativo cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

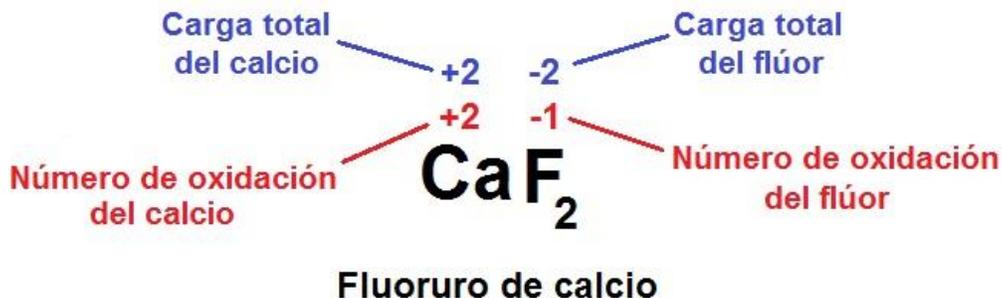


Figura 9. Ejemplo de compartir electrones

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

El número de oxidación se escribe en números romanos (recuérdalo cuando veamos la nomenclatura de Stock): +I, +II, +III, +IV, -I, -II, -III, -IV, etc. Pero en esta página también usaremos caracteres arábigos para referirnos a ellos: +1, +2, +3, +4, -1, -2, -3, -4 etc., lo que nos facilitará los cálculos al tratarlos como números enteros.

En los iones monoatómicos la carga eléctrica coincide con el número de oxidación. Cuando nos refiramos al número de oxidación el signo + o - lo escribiremos a la izquierda del número, como en los números enteros. Por otra parte la carga de los iones, o número de carga, se debe escribir con el signo a la derecha del dígito: Ca²⁺ ión calcio (2+), CO₃²⁻ ión carbonato(2-).

DETERMINACIÓN DE NÚMERO DE OXIDACIÓN

Basta con conocer el número de oxidación de los elementos que tienen un único número de oxidación, que son pocos, y es muy fácil deducirlo a partir de las configuraciones electrónicas. Estos números de oxidación aparecen en la figura siguiente. Los números de oxidación de los demás elementos los deduciremos de las fórmulas o nos los indicarán en el nombre del compuesto, así de fácil.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	H +1, -1																	He
2	Li +1	Be +2											B +3	C +4,-4	N -3, +2,+3,+4,+5	O -2, -1	F -1	Ne
3	Na +1	Mg +2											Al +3	Si +4,-4	P -3,+3,+5	S -2,+4,+6	Cl -1,+3,+5,+7	Ar
4	K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +4	V +5	Cr +6	Mn +7	Fe +2,+3	Co +2,+3	Ni +2,+3	Cu +1,+2	Zn +2	Ga +3	Ge +4,-4	As -3,+3,+5	Se -2,+4,+6	Br -1,+1,+3,+5	Kr
5	Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +4	Nb +5	Mo +6	Tc +7	Ru +2	Rh +2	Pd +2,+4	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +4,+2	Sb -3,+3,+5	Te -2,+4,+6	I -1,+5,+7	Xe
6	Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +4	Ta +5	W +6	Re +7	Os +2	Ir +2	Pt +2,+4	Au +1,+3	Hg +1,+2	Tl +1,+3	Pb +4,+2	Bi +3,+5	Po +2	At -1	Rn
7	Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Figura 10. Número de oxidación para cada elemento

VALENCIA

Los átomos se mantienen juntos en las moléculas o en las redes atómicas porque están unidos. Es lo que se conoce como enlace químico. El número de enlaces que un átomo puede formar con otros átomos no es cualquiera y además es una característica de cada elemento. Se conoce como valencia.

Algunos elementos tienen una sola valencia, por ejemplo, la del Hidrógeno es 1 y la del oxígeno 2. Otros actúan con diversas valencias, por ejemplo, el Carbono puede actuar con valencia 2 y 4.

El concepto de valencia química tiene que ver con el número de electrones que tiene el átomo en la última capa y de cuantos le faltan o le sobran para adquirir una estructura estable.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

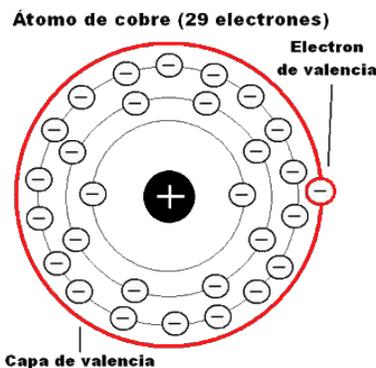


Figura 11. Capa de valencia de Cu

Para llegar a ser un átomo estable su valencia tiene que llegar a ocho, como un gas noble, estas las podemos determinar en la tabla periódica

DETERMINACIÓN DE LAS VALENCIAS

Los electrones de valencia de un elemento químico son el total de electrones que tiene en el nivel más alto. El nivel más alto se puede determinar directamente de la configuración electrónica, ejemplo:



Una vez determinado el nivel más alto, se deben localizar los subniveles s y p y sumar los electrones de cada uno. En el caso del oxígeno es la suma de los electrones en los subniveles s y p es igual a 6. Estos son los electrones de valencia del oxígeno.

Tabla 1. Ejemplos de valencias

ELEMENTO	CONFIGURACION	NIVEL MAS ALTO	ELECTRONES DE VALENCIA	VALENCIA
O (Z=8)	1s ² 2s ² 2p ⁴	2	6	-2
Ca (Z=20)	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²	4	2	+2
I (Z=53)	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	5	7	-1

Resumiendo, el oxígeno tiene 6 electrones en su último nivel, por lo que para ser estable necesita ganar 2 electrones, su valencia es -2. Para el Calcio, sus electrones de valencia son 2 y tiene dos opciones, una ganar 6 electrones o perder 2; es más fácil perder los 2 electrones del último nivel porque queda el nivel 3 con 8 electrones de los subniveles s y p, por lo tanto, su valencia es +2. El Yodo tiene 7 electrones de valencia y necesita ganar 1 para ser estable, por lo tanto, su valencia es -1.

Por lo tanto, la valencia dependerá de la cantidad de electrones que contenga el elemento en su último nivel, si tiene muchos la tendencia es ganar electrones, si tiene pocos, la tendencia es perderlos. Normalmente los no metales (como oxígeno y yodo) tienden a ganar electrones y se quedan con carga negativa; los metales tienden a perder electrones y se quedan con carga positiva.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

III. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR:

Realice las siguientes actividades en el cuaderno:

1. Definir los siguientes términos:

- Enlace químico
- Valencia
- Regla del octeto
- Electronegatividad

2. Con base en los valores de electronegatividad indicar si los siguientes pares de elementos forman enlaces iónicos o covalentes (polar o apolar).

N-H	Ca-F	Br-Cl	O-P	Cu-O
S-O	O-Na	C-P	H-S	Ba-N
O-H	H	Li-F	C-S	Cs-Br

3. Usando el concepto de valencia para los elementos S, P y Br predice las fórmulas de los compuestos más simples formados por estos elementos al combinarse, cada uno, con el hidrógeno.

4. Indica si es posible un enlace iónico entre los siguientes pares de elementos y esquematiza cada uno. Justifique su respuesta.

K-N	F-Zn	F-Na	Mg-O	Cl-Br
K-O	K-Ca	Cl-Ca	Cl-O	Na-Ca

5. Teniendo en cuenta que los valores de la electronegatividad según la escala de Pauling de los elementos siguientes son: H: 2,1; O: 3,5; Na: 0,9; S: 2,5 y Cl: 3,0 ¿Cuál de los siguientes enlaces es más polar?

- A. H-O B. H-Na C. H-S D. H-Cl

6. ¿Qué es un número de oxidación?

7. ¿Con qué aspecto tienen que ver los números de oxidación?

8. Según las normas escritas en su cuaderno, ¿Qué número de oxidación lleva el elemento que acompaña al oxígeno en los siguientes compuestos químicos?

MgO	ZnO	CO	PbO	Fe O	Cu O
Fe ₂ O ₃	Al ₂ O ₃	I ₂ O	N ₂ O ₅	I ₂ O ₇	Cl ₂ O ₃
Cu ₂ O	Au ₂ O ₃	I ₂ O ₃	Cl ₂ O ₇	C ₁₂ O	Cl ₂ O ₅
CuO	N ₂ O ₃	I ₂ O ₅	Br ₂ O ₅	Br ₂ O ₇	Br ₂ O ₃



ALCALDIA MAYOR
DE BOGOTÁ D.C.
Secretaría
Educación

COLEGIO INSTITUTO TÉCNICO INTERNACIONAL IED
P.E.I. EDUCACIÓN EN TECNOLOGÍA Y SU INFLUENCIA EN LA CALIDAD DE VIDA



DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: DÉCIMO 1001, 1002
CÓDIGO: II – 09 //29-07-2021	TEMA: ENLACES QUÍMICOS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN	

IV. AUTOEVALUACIÓN:

Cualitativa: Por favor describan:

- ¿qué aprendieron?
- ¿qué se les facilitó?
- ¿qué se les dificultó?
- ¿necesitan refuerzo?

- **NOTA:** Realizar el trabajo en el cuaderno, tomar las fotos como evidencia y enviarlas al correo: nancy.mateus@iedtecnicointernacional.edu.co.
- Muchas gracias.