

Guía 2

ÁTOMOS...MOLECÚLAS Y ...ENLACES QUÍMICOS



El héroe, el Sr. Cloro arrebató a la Srta. Electrón de manos del villano, Sr. Sodio.

INDICADORES DE LOGROS

- ✓ Especifica las características de la estructura electrónica de los átomos que propician la formación de enlaces iónicos o covalentes.
- ✓ Reconoce la tendencia que muestran los átomos a adquirir un octeto¹ electrónico en sus niveles más externos y su aplicación en la formación de enlaces.
- ✓ Establece diferencias entre enlace iónico y covalente, y predice qué tipo de enlace se establece más probablemente entre una pareja dada de elementos.
- ✓ Reconoce las características personales y grupales del liderazgo. **(LIDERAZGO)**
- ✓ Reconoce las necesidades, talentos y conocimientos de los integrantes del grupo.
- ✓ Genera confianza, credibilidad y respeto frente a su grupo.
- ✓ Influye positivamente sobre las decisiones personales y colectivas de su grupo.
- ✓ Se adapta fácilmente a las condiciones del entorno en el cual interactúa.
- ✓ Genera visión compartida entre los integrantes del grupo.
- ✓ Es capaz de redefinir tareas y metas comunes de acuerdo con los intereses colectivos y las circunstancias en las cuales se encuentre el grupo.
- ✓ Aporta sus habilidades y capacidades para facilitar la solución de problemas de manera asertiva.

¹Octeto. Tendencia que tienen todos los elementos a tener ocho electrones en su capa más externa.

Reflexionemos en grupo sobre la C.L.G. «liderazgo», la cual esta relacionada con la capacidad que presentan las personas para dinamizar y potenciar conocimientos y habilidades, utilizándolos para mejorar las dinámicas de trabajo colectivo.



EL ABC DE LOS ENLACES QUÍMICOS

1. NO RAYES LA SOPA DE LETRAS, PORQUE SIRVE PARA SER UTILIZADA POR OTROS COMPAÑEROS. Busca en ella los términos (palabras), con los cuales podrás dar respuesta a las definiciones; cópialas en el cuaderno y utilízalas para completar los enunciados que se encuentran al final de la sopa de letras.
2. Socializo el trabajo en grupo, con el fin de generar una visión compartida entre los integrantes del mismo, concretando ideas y complementando el trabajo.

El líder aprende a conocer y a potenciar los intereses comunes del grupo, las capacidades, habilidades, conocimientos y destrezas de los demás y los propios



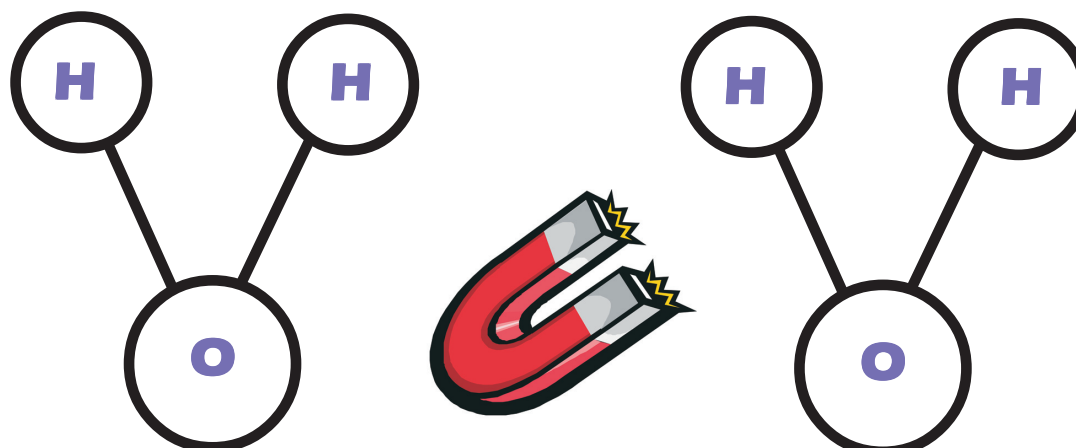
m	o	l	e	c	u	l	a	x	z	n	p	o	e	a	m	o	r
s	k	g	K	d	n	p	o	w	e	r	n	k	t	l	e	v	a
s	h	k	i	s	ñ	g	m	ñ	p	t	e	s	n	j	c	l	q
g	a	n	a	n	c	i	a	a	m	o	r	s	e	r	o	d	e
u	l	a	x	z	n	p	o	e	s	i	w	e	l	j	j	c	l
j	c	l	q	j	c	l	q	j	c	l	q	j	a	r	r	o	d
u	l	a	x	z	n	p	o	e	s	i	w	e	v	i	o	n	i
p	p	l	e	y	d	e	l	o	c	t	e	t	o	i	o	n	i
n	u	m	e	r	o	d	e	o	x	i	d	a	c	i	o	n	ñ
m	o	m	b	m	o	m	o	m	o	o	ñ	g	m	ñ	p	t	e
s	k	s	a	s	k	s	k	s	k	n	c	i	a	a	m	o	r
s	h	s	ñ	d	k	ñ	g	m	ñ	i	n	p	o	e	s	i	w
g	a	g	c	s	i	p	i	g	o	c	c	l	q	j	c	l	q
u	l	u	n	l	t	d	u	x	p	o	l	a	r	i	d	a	d
j	c	j	c	o	y	k	r	g	h	k	i	t	m	o	m	o	m
u	l	u	e	n	l	a	c	e	a	n	a	o	s	k	s	k	s
m	o	m	ñ	g	m	ñ	p	t	p	h	j	m	s	h	s	h	s
s	k	s	c	i	a	a	m	o	h	k	I	o	g	a	g	a	g

-
1. _____ mínima cantidad de material indivisible.
 2. _____ unión de varios átomos.
 3. _____ fuerza que actúa para mantener unidos los átomos o moléculas.
 4. _____ adquisición de electrones.
 5. _____ sustracción de electrones.
 6. _____ tendencia de los átomos a conseguir ocho electrones en su último nivel.
 7. _____ estado de un cuerpo en el cual pueden distinguirse dos polos opuestos.
 8. _____ fue quien creó la representación gráfica de los fórmulas electrónicas.
 9. _____ enlace entre dos átomos, los cuales comparten uno o varios pares de electrones.
 10. _____ enlace entre dos átomos; en esta unión un átomo cede electrones al otro.

UN LÍDER ES CAPAZ DE CANALIZAR LAS HABILIDADES Y DESTREZAS DE UN GRUPO, PARA ACTUAR DE MANERA AUTÓNOMA



¿ CUÁLES SON LAS FUERZAS QUE MANTIENEN UNIDOS A LOS ÁTOMOS Y A LAS MOLÉCULAS ?



1. Leo con atención el siguiente texto, el cual describe los cambios técnicos y culturales dados a lo largo de la historia, con respecto a las fuerzas que mantienen unidos los átomos. Doy respuesta a los interrogantes encontrados a lo largo de la lectura. Escribo las respuestas en el cuaderno y las socializo ante los compañeros definiendo tareas y metas comunes, con el fin de complementar el trabajo.

Desde hace casi dos siglos, Jhon Dalton postuló que los átomos se unen entre sí para formar moléculas. Dicha unión se hace posible por ciertas fuerzas de atracción que se establecen entre los átomos, a las cuales damos hoy el nombre de enlace químico ¿Cómo defines enlace químico con tus propias palabras?

Existen ciertas características que permiten que los átomos puedan participar en la formación de enlaces, características que están íntimamente ligadas a la configuración electrónica del nivel de valencia. Así mismo, todos los elementos de la tabla periódica poseen la tendencia a completar ocho electrones en su último nivel de energía (ya sea ganando o perdiendo electrones); a dicho fenómeno se le conoce como regla o ley del octeto.

¿Cuál sería la definición de esta ley para ti ?

-
2. Resuelvo con mis compañeros de subgrupo los siguientes ejercicios y los discuto en plenaria con ayuda del profesor. Para la plenaria se requiere nombrar un secretario y un moderador, los cuales deben poseer las siguientes cualidades: secretario, habilidad para redactar y sintetizar las ideas expuestas, y el moderador debe tener autonomía y liderazgo para manejar el tiempo y las intervenciones de los compañeros.
- a. Realiza la distribución electrónica de los siguientes elementos, determinando la cantidad de electrones en el último nivel de energía. Sodio, berilio, boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor, neón.

Recuerdo que en unidades anteriores aprendí a desarrollar la distribución electrónica de los elementos, utilizando la tabla periódica

Ejemplo.

Magnesio $Z = 12$
 $1S^2 - 2S^2 - 2p^6 - 3S^2$



Posee 2 electrones en el último nivel

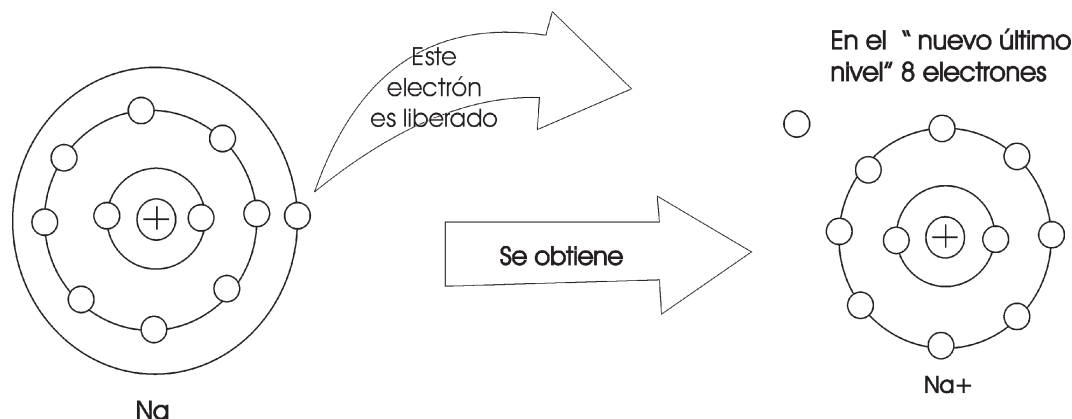
- b. ¿Cuál de los elementos del ejercicio anterior cumple la ley del octeto? explica tu respuesta.

3. Copio el siguiente cuadro en mi cuaderno:

Los elementos del grupo VIIIA de la tabla periódica « gases nobles », no son activos químicamente, ya que presentan ocho electrones de valencia en su último nivel, lo cual los hace sumamente estables.

¿Cómo se configura un octeto? Existen tres maneras como los átomos pueden alcanzar un octeto electrónico en el nivel de valencia: cediendo, adquiriendo o compartiendo electrones.

Cediendo electrones. Los electrones pueden liberarse, cuando el nivel de valencia tiene uno o dos electrones; éstos están relativamente «suelos», es decir, se requiere poca cantidad de energía para liberarlos de la atracción del núcleo. Si esto ocurre, el nivel de valencia desaparece como tal, siendo reemplazado por el último nivel, que por lo general presenta ocho electrones. Veamos el siguiente ejemplo con el sodio Na:



Todo átomo tiene carga eléctrica neutra. Cuando se libera o cede un electrón, tal equilibrio se destruye; en el ejemplo anterior el sodio queda con 11 protones en el núcleo y sólo 10 electrones. El protón de exceso se representa con carga neta de +1, por lo cual la partícula se simboliza Na^+ .

4. Copio el siguiente cuadro en mi cuaderno:

Las partículas de carga eléctrica reciben el nombre de iones. Los de carga positiva Ca^+ K^+ Rb^+ , reciben el nombre de cationes y los de carga negativa F^- O^{2-} Cl^- , reciben el nombre de aniones

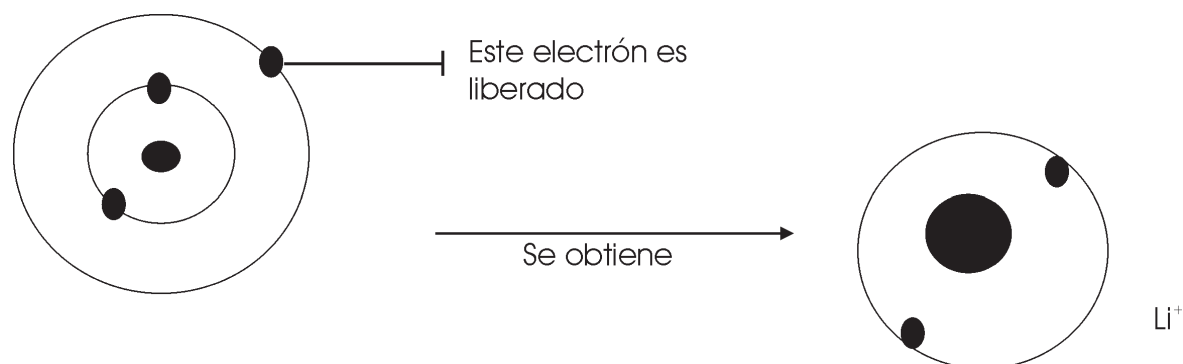
5. Resuelvo con mis compañeros de subgrupo los siguientes ejercicios y socializo, con ayuda de mi profesor, en una mesa redonda (recordemos asignar el rol de moderador a uno de nuestros compañeros; el cual debe generar confianza, credibilidad y respeto dentro del grupo), para complementar las respuestas.
- a. Representa por medio de la distribución electrónica el ion que se forma en los siguientes elementos, y grafica el proceso. Boro, calcio, potasio, galio, estroncio y rubidio.

Ejemplo.

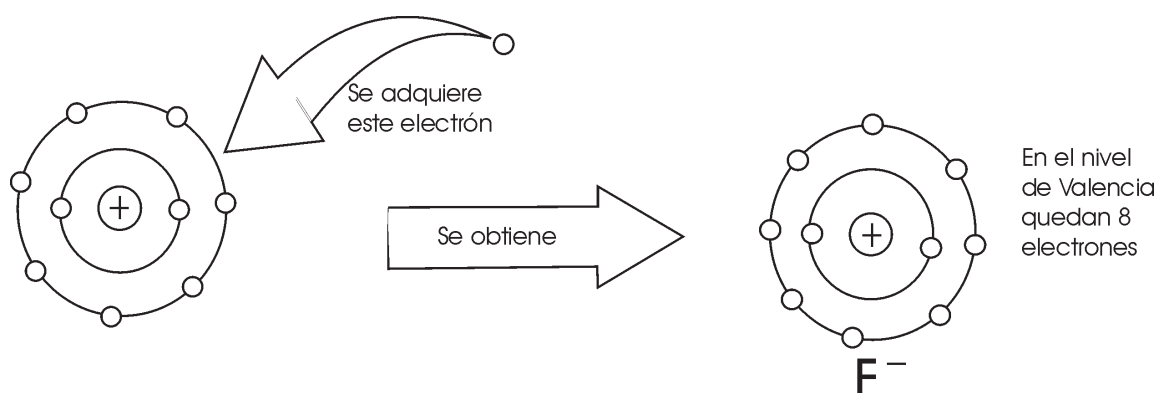
Litio $Z = 3$

$1s^2 2s^1$

Pierde 1 electrón y el ion formado es Li^+



Adquiriendo electrones. El caso contrario ocurre con los elementos de los grupos VI A y VII A. Para los átomos de estos elementos es muy difícil perder sus 6 ó 7 electrones de valencia; en cambio, alcanza fácilmente su estabilidad cuando adquiere 2 ó 1 electrón. Veamos el siguiente ejemplo:



Deduce ¿por qué razón el flúor en el ejemplo anterior presenta una carga eléctrica negativa?

6. Resuelvo con mis compañeros de subgrupo los siguientes ejercicios y los socializo con ayuda del profesor.

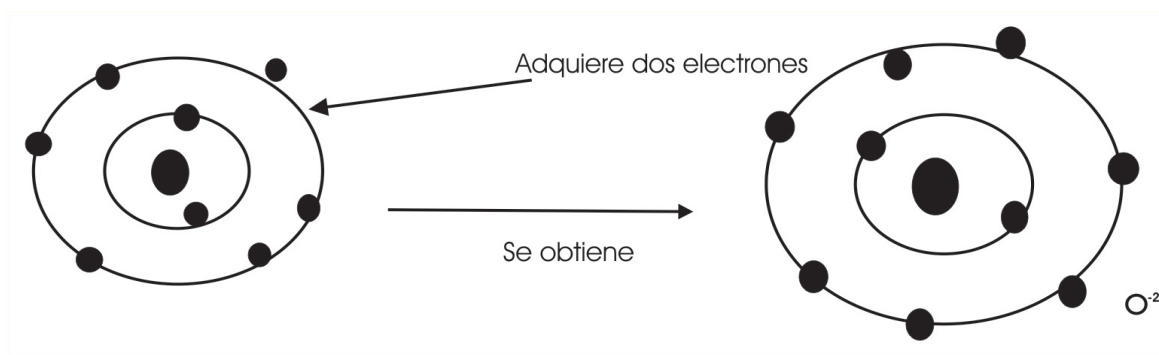
- a. Representa por medio de la distribución electrónica el ion que se forma en los siguientes elementos, y grafica el proceso. Azufre, bromo, fósforo, selenio y yodo.

Ejemplo.

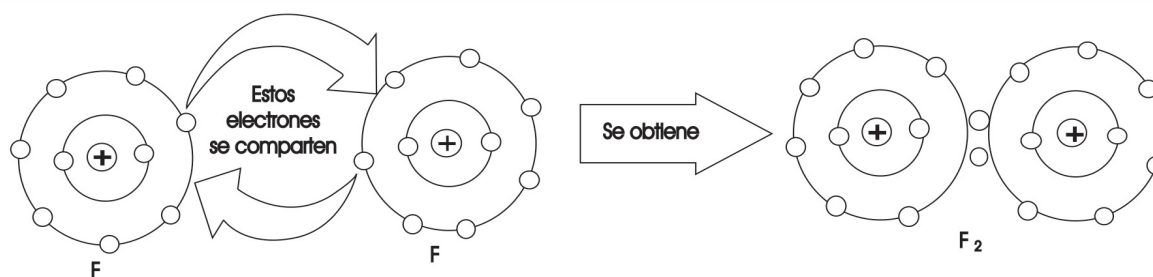
Oxígeno $Z = 8$

$1S^2 2S^2 2P^4$ ←

El último nivel de energía posee 6 electrones; por lo tanto debe ganar 2 electrones para completar el octeto.



Compartiendo electrones. Si un átomo de flúor se encuentra con otro, la tendencia de ambos es a adquirir electrones; es fácil suponer que ninguno de ellos se somete a ceder un electrón al otro para que complete su octeto. Sin embargo, este objetivo se alcanza para ambas partes cuando se comparten dos electrones (uno aportado por cada átomo). Ver el siguiente ejemplo:



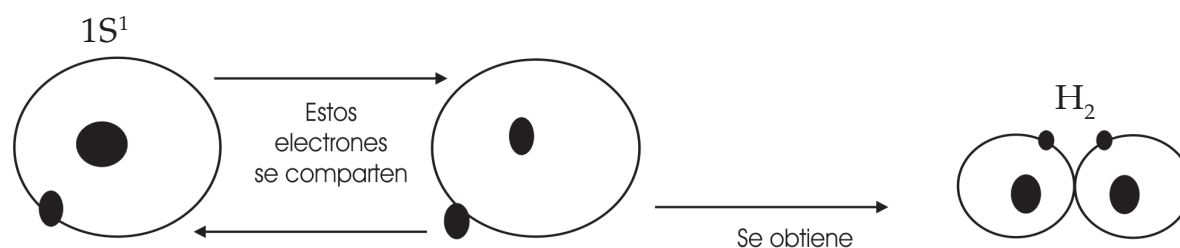
En este caso no hubo formación de iones, cada partícula formada conserva el número de protones y electrones; dicha partícula es una molécula F_2

7. Resuelvo con mis compañeros de subgrupo los siguientes ejercicios y los socializo con ayuda del profesor.

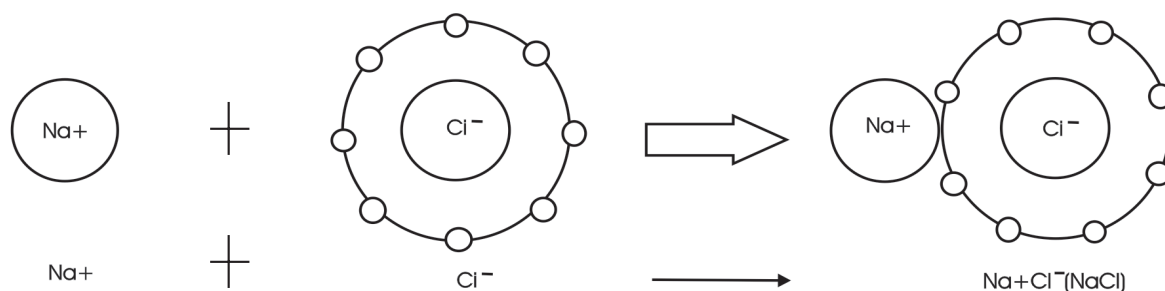
a. Representa por medio de la distribución electrónica la molécula que se forma en los siguientes elementos, y grafica el proceso. Oxígeno, nitrógeno, carbono y bromo.

Ejemplo.

Hidrógeno $Z = 1$



Analiza qué ocurre cuando el sodio se pone en presencia del cloro bajo condiciones adecuadas, lo cual se aprecia en el siguiente gráfico:



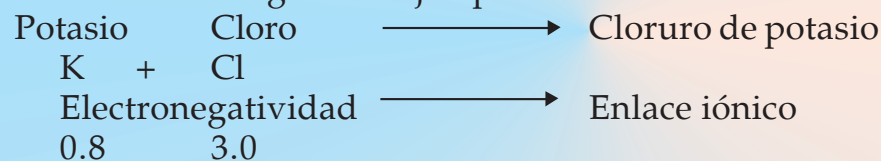
¿Cuál de los átomos perdió electrones? ¿Qué ion se forma? ¿Cuál átomo ganó electrones? ¿qué ion se forma?

El tipo de unión representado en la gráfica que acabas de analizar, se conoce con el nombre de enlace iónico; ahora bien, con mis palabras, construyo en el cuaderno la definición de enlace iónico y la presento al profesor.

8. Consigno el siguiente cuadro en el cuaderno:

Otra forma para determinar el tipo de enlace, es consultando en la tabla periódica, los valores de la electronegatividad² para los átomos involucrados en el enlace. Cuando la diferencia entre valores de la electronegatividad es igual a 1.7 ó mayor, indica que se forma enlace iónico.

Analicemos el siguiente ejemplo:



Entonces $3.0 - 0.8 = 2.2$ Esta diferencia indica que el enlace formado es iónico.

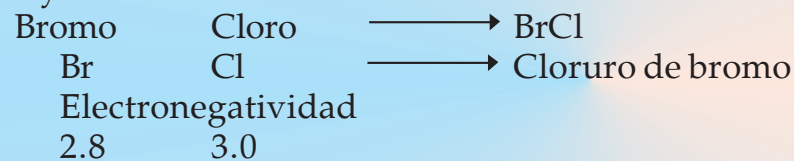
Cuando dos átomos tienden a recibir electrones, no se puede esperar un enlace iónico entre ellos, ya que presentan poca diferencia en sus valores de electronegatividad. El enlace entre átomos se realiza por compartición de electrones.

9. Defino en el cuaderno lo que entiendo por enlace covalente y presento la respuesta al profesor para su revisión.

Un buen liderazgo, genera eficiencia en el logro de los cambios deseados y resultados esperados por el grupo

10. Consigno en mi cuaderno el siguiente cuadro informativo:

Cuando la diferencia entre valores de electronegatividad¹ se encuentra entre 0 y 1.6 el enlace formado es covalente. Analicemos el siguiente ejemplo:



Entonces: $3.0 - 2.8 = 0.2$ Esta diferencia indica que el enlace formado es covalente.

² Electronegatividad. Es la tendencia que poseen los elementos para atraer los electrones que participan en un enlace químico.

11. Realizo en mi cuaderno los siguientes ejercicios; luego me reúno con mis compañeros de subgrupo para comparar resultados, lo cual permitirá clarificar más el tema y unificar conceptos. Presento el trabajo por escrito al profesor.

Consultando los valores de electronegatividad en la tabla periódica, identifica qué tipo de enlace se presenta entre las siguientes parejas de elementos:

Carbono - Fósforo
Bario - Nitrógeno
Carbono - Azufre

Hidrógeno - Azufre
Oxígeno - Hidrógeno
Fósforo - Oxígeno

Litio - Flúor
Yodo - Yodo

12. Consigno la siguiente información en mi cuaderno.

¿Qué es un símbolo electrónico? Es la representación de los electrones de valencia de un elemento químico, utilizando símbolos (puntos o cruces). Esta representación recibe el nombre de **Estructura de Lewis**.

Ejemplo:

Calcio = Ca^+
 Ca $Z = 20$
 $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^6 4\text{S}^2$

En el último nivel hay dos electrones de valencia y su estructura de Lewis se representa así:



Otro ejemplo:

Sodio +
 Na^+ +
 Na $Z = 11$
 $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^1$

Cloro →
 Cl^- →
 $\text{Cl} = 17$
 $1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^5$

Cloruro de sodio (Sal)
 NaCl

En el último nivel de valencia hay

↓
1 electrón 7 electrones
Su estructura de Lewis es



13. Me reúno con los compañeros de subgrupo para resolver los ejercicios. Para su complementación, comparto con el profesor el trabajo escrito.

14. Con base en las explicaciones que acabas de analizar, la disposición que poseen los átomos a ceder o recibir electrones, tiene una estrecha relación con su posición en la tabla periódica. De acuerdo con lo anterior, ¿cuáles de las siguientes parejas de elementos pueden formar enlace iónico? Justifica tus respuestas y escribe las estructuras de Lewis para los enlaces formados:

K y S - Fe y O - C y H - Ca y Cl - Mg y O - N y C - Na y Br
H y P - Ca y S.

15. Representa por medio de las estructuras de Lewis la formación de enlaces covalentes para obtener las siguientes moléculas. Sustenta tus respuestas y compártelas con el profesor:

Agua H_2O , yoduro de hidrógeno HI, amoníaco NH_3 tetracloruro de carbono CCl_4 , sulfuro de hidrógeno H_2S

Número o estado de oxidación. Se define como número de oxidación de un átomo en una molécula, la carga eléctrica que presentan los electrones, al momento de formarse un enlace. Este número también conocido como estado de oxidación puede tomar diversos valores para un mismo átomo, según la molécula o ión con la cual se estén uniendo.

Se pueden utilizar varias reglas que no requieren la escritura de la fórmula electrónica, ni la consulta de los valores de electronegatividad. Estas reglas son las siguientes:

16. Copio en el cuaderno las siguientes reglas:

1. El número o estado de oxidación de cualquier elemento en estado libre (no combinado) es siempre de cero. Ejemplo: F_2 : Número de oxidación = 0
 S_8 : Número de oxidación = 0
2. El número de oxidación de un ión es igual a la carga real del ión.
Ejemplo:
 Ba^{2+} : Número de oxidación = + 2
 I^- : Número de oxidación = - 1
3. El número de oxidación del hidrógeno en todos sus compuestos es +1 (excepto en la combinación de un no metal con el hidrógeno, en los cuales presenta número de oxidación -1)
4. El número de oxidación del oxígeno es -2.
5. El número de oxidación de los metales alcalinos (grupo IA) en todos sus compuestos es +1.

6. El número de oxidación de los metales alcalinotérreos (grupo IIA) en todos los compuestos es +2.
7. El número de oxidación de los halógenos (grupo VIIA) en sus compuestos metálicos binarios es -1.
8. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de una molécula es cero, ya que las moléculas son eléctricamente neutras.
9. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un ion poliatómico³ es igual a la carga del ion.

17. Copio en el cuaderno el siguiente ejercicio para aplicar las reglas de número de oxidación:

Determina el número de oxidación de todos los átomos en los siguientes iones o moléculas: a) $K_2Cr_2O_7$ b) PO_4^{-3}

Solución:
A)

Número de oxidación de todos los átomos presentes	→	K ₂	Cr ₂	O ₇	←	Número de oxidación de un solo átomo
---	---	----------------	-----------------	----------------	---	--------------------------------------

1. Aplicando las reglas No 4 y No 5 asignamos los números de oxidación para el oxígeno y potasio así: -2 y +1

K ₂	Cr ₂	O ₇
+1		- 2

2. Asignados los números de oxidación para el oxígeno y potasio, calculamos el número de oxidación para el K₂ y el O₇; para lo cual multiplicamos así:

+ 2		- 14
K ₂	Cr ₂	O ₇
+1		- 2

³ Poliatómico. Unión de varios átomos.

3. Aplicando la regla No 8 tendremos. Debemos agregar un número que sumado nos dé cero así: (El +12 corresponde al número de oxidación de dos átomos de cromo, ahora debemos hallar el valor para un sólo átomo; esto se realiza mediante una división)

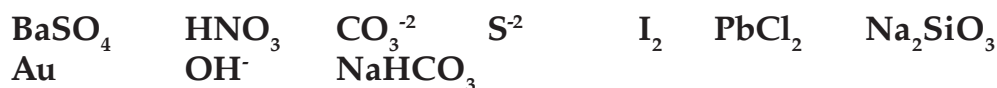
$$\begin{array}{c|c|c}
 +2 & +12 & -14 \\
 \hline
 K_2 & Cr_2 & O_7 \\
 \hline
 +1 & +6 & -2
 \end{array} = 0$$

- B) Para los iones poliatómicos, se aplican las mismas reglas, exceptuando que la sumatoria de los números de oxidación debe ser igual a la carga que presenta el ion así:

$$\begin{array}{c|c}
 +5 & -8 \\
 \hline
 P & O_4 \\
 \hline
 +5 & -2
 \end{array} = -3$$

18. Me reúno con los compañeros de subgrupo y determino el número de oxidación para los siguientes ejercicios. Al final de la actividad y con ayuda del profesor, ponemos en común el trabajo realizado, para complementarlo y unificar criterios.

1. Determina el número de todos los átomos en todos los iones y moléculas.



BUSCANDO LOS ENLACES QUÍMICOS EN LA VIDA COTIDIANA....!

1. Me reúno con los compañeros de subgrupo, para aunar esfuerzos en la recolección de la información. Contactamos al líder del comité ecológico de la institución y con ayuda de éste, planeamos una visita al almacén del Comité de Cafeteros. Allí realizamos consultas acerca de cinco productos (abonos, fungicidas, herbicidas e insecticidas), identificando y resaltando la estructura de los elementos químicos que la componen y sus fórmulas. Una vez adelantada la consulta determinamos:

-
1. Valores de electronegatividad para cada elemento encontrado.
 2. Estructura de Lewis para cada elemento.
 3. Tipo de enlace que puede formarse.
 4. El número de oxidación de los átomos que conforman los compuestos que consultaste.
 5. Consulta sobre el grado de toxicidad y los efectos positivos y negativos de su uso sobre el medio ambiente (agua, suelo, aire, fauna y flora).
 6. En nuestra comunidad existen personas que, por su formación cultural, son reacios al cambio actitudinal, en el uso y aplicación de nuevas tecnologías. En grupo, definimos tareas que nos lleven a elaborar mensajes, en los cuales se destaquen los efectos nocivos sobre el ambiente y la salud, tema de interés colectivo. Socialízalos con estudiantes de grados inferiores y finalmente ubícalos en la caseta de acción comunal y en el colegio.

ESTUDIO Y ADAPTACIÓN DE LA GUÍA

ATENCIÓN

Los siguientes son los materiales necesarios para el desarrollo de las actividades en la siguiente guía. Se requiere que estén listos en el C.R.A. de Ciencias Naturales en el momento de su utilización; procuro gestionar su consecución con ayuda del docente, padres de familia y comunidad en general.

Pétalos de flores rojas (novios, rosas) o trozos de remolacha.

Alcohol.

Tubos de ensayo o frascos pequeños.

Agua de cal.

Jugo de naranja.

Goteros.

Bicarbonato de soda.

Jugo de limón.

Alkaseltzer.

Mechero.

Mortero o pocillo de cocina.

Beaker o balón químico.

CUANDO USTED SE COMPROMETE CON LA CONSECUCCIÓN DE LOS MATERIALES SOLICITADOS, ESTÁ HACIENDO GESTIÓN

