



SOLUCIONARIO GUÍA N°6 DEL 11 AL 15 DE MAYO
CUARTO MEDIO "QUÍMICA"

Contenido de aprendizaje del TEMARIO DE LA PRUEBA DE TRANSICIÓN

Conceptos, teorías, leyes y marcos conceptuales referentes a teoría del enlace:

- » formación del enlace químico.
- » tipos de enlaces y sus propiedades: enlace iónico y propiedades de las sustancias iónicas, enlace covalente y propiedades de los compuestos covalentes.
- » Estructuras de Lewis.

1.- ¿A qué grupo pertenece el elemento químico cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$?

- A) I A
- B) II A
- C) III A
- D) V A**
- E) VII A

Solución

La tabla periódica presenta 18 columnas o grupos. Los elementos de un mismo grupo se caracterizan por tener propiedades químicas similares, pertenecer a distintos períodos y tener igual número de electrones en su último nivel de energía, lo que indica el grupo.

En este caso se tienen 5 electrones en el último nivel de energía (2), por lo tanto el elemento es del grupo 5.

2.- Tal como el término docena se refiere al número doce, el mol representa al número $6,02 \times 10^{23}$, este es conocido comúnmente como:

- A) número de Euler.
- B) número Elemental.
- C) número de Avogadro.**
- D) número de Cannizzaro.
- E) número molar.

Solución

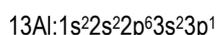
En química, se denomina número de Avogadro o Constante de Avogadro al número de partículas constituyentes de una sustancia (normalmente átomos o moléculas) que se pueden encontrar en la cantidad de un mol de dicha sustancia. Su valor es de $6,02 \times 10^{23}$.

3.- De los siguientes elementos, ¿cuál(es) tiene(n) 1 electrón desapareado?

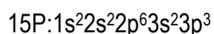
- I. 13Al**
- II. 15P**
- III. 5B**
- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo I y III**
- D) Solo II y III
- E) I, II y III

Solución La configuración electrónica de cada elemento permite deducir la presencia de electrones desapareados

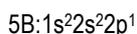
(solos en una orbital):



Posee 1 electrón desapareado.



Posee 3 electrones desapareados.



Posee 1 electrón desapareado.

Por lo tanto, solo los elementos I y III poseen 1 electrón desapareado.

4.- A pesar que el monóxido de carbono(CO) y el dióxido de carbono (CO₂) presentan los mismos elementos constituyentes, estos presentan propiedades muy distintas debido a la proporción entre los elementos es distinta. Esta afirmación se relaciona con:

A) la ley de Dalton.

B) la ley de Proust.

C) la ley de Lavoisier.

D) la Ley de conservación de la masa.

E) ley de conservación de la energía.

Solución

El enunciado de la pregunta hace referencia a la Ley de Dalton, esta plantea que "los elementos se pueden combinar en diferentes proporciones para formar distintas moléculas", es decir si dos o más moléculas están formadas por los mismos elementos constituyentes pero éstos se encuentran en proporciones distintas quiere decir que corresponden a moléculas de distintos compuestos.

5.- ¿Cuál de los siguientes científicos es uno de los que planteó el modelo mecano-cuántico del átomo?

A) E. Schrödinger

B) A. Einstein

C) E. Rutherford

D) J. Thomson

E) M. Curie

Solución

El modelo mecano cuántico del átomo fue desarrollado entre 1924 y 1927 y es el modelo que se mantiene vigente hasta el día de hoy.

Fue postulado por los científicos: Louis de Broglie, Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg y Wolfgang Pauli.

6.- Una reacción química se caracteriza por:

I. Involucrar cambios energéticos.

II. Afectar la estructura molecular.

III. No se conserva la masa total.

A) Solo I

B) Solo II

C) Solo III

D) I y II

E) I, II y III

SOLUCIÓN [Una reacción química corresponde a una variación en la estructura interna de los compuestos o elementos. Estos cambios pueden ser irreversibles o reversibles, pero siempre se conserva la masa total y se ven involucrados cambios de energía. La alternativa correcta es la D.

7.- ¿Qué tipo de unión experimentan los elementos del grupo V A con el cloro, que se ubica en el grupo V IIA?

A) Covalente.

B) Iónico.

C) Covalente Coordinado.

D) Puente de Hidrógeno.

E) Puente de Cloro.

SOLUCIÓN Como los elementos del grupo VA presenta 5 electrones de valencia y los del grupo VIIA presenta 7 electrones de valencia ambos prefieren recibir electrones, entonces entre los dos elementos comparten electrones, entonces forman enlaces covalentes.

8.- La molécula diatómica de nitrógeno (N₂) presenta:

A) 3 pares de electrones enlazantes y 1 par de electrones no enlazantes.

B) 1 par de electrones enlazantes y 3 pares de electrones no enlazantes.

C) 3 pares de electrones enlazantes y 2 pares de electrones no enlazantes.

D) 4 pares de electrones enlazantes y 2 pares de electrones no enlazantes.

E) 2 pares de electrones enlazantes y 3 pares de electrones no enlazantes.

SOLUCIÓN Configuración electrónica nitrógeno: 1s² 2s² 2p³ (5 electrones de valencia, 3 electrones desapareados)



Estructura de Lewis:

9.- “El átomo posee un núcleo central en el que concentra su masa y su carga es positiva. El resto del átomo está prácticamente vacío mientras que los electrones se encuentran girando alrededor del núcleo”.

¿A qué modelo atómico corresponden estas características?

A) Thomson

B) Dalton

C) Bohr

D) Mecánico cuántico

E) Rutherford

SOLUCIÓN El modelo atómico de Rutherford indicaba que el átomo estaba conformado por los electrones girando alrededor de un núcleo en el cual se concentra toda la carga positiva y casi toda la masa de átomo.

10.- La configuración electrónica para el ${}_{16}\text{S}^{+6}$ es:

I. [Ne].

II. [1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴].

III. 1s² 2s² 2p⁶.

A) Solo I

B) Solo I y II

C) Solo I y III

D) Solo II y III

E) I, II y III

SOLUCIÓN El ${}_{16}\text{S}^{+6}$ tiene 10 electrones en su órbita, la cual presenta la configuración electrónica 1s² 2s² 2p⁶, equivalente al ${}_{10}\text{Ne}$.

11.- Se tiene dos átomos distintos cuyas configuraciones electrónicas son:

$$A=ns^2$$

$$B= ns^2np^5$$

La fórmula más probable para un compuesto formado por A y B es:

- A) A_2B_3
- B) A_3B_2
- C) A_2B_5
- D) A_3B
- E) AB_2

SOLUCIÓN . El elemento A tiene dos electrones de valencia que debe ceder para adquirir configuración de gas noble, el elemento B tiene 7 electrones de valencia por lo cual cada átomo solo necesita 1 electrón para completar su octeto. Por ello se necesitan dos átomos de B para recibir los dos electrones que A debe ceder y formar el compuesto.

12.- ¿Cuál de los siguientes científicos postuló la dualidad onda-partícula de los electrones?

- A) John Dalton
- B) Joseph Thomson
- C) Niels Bohr
- D) Erwin Schrodinger
- E) Louis de Broglie

SOLUCIÓN Louis de Broglie fue el científico que describió por primera vez la dualidad onda-partícula de los electrones, lo que ayudó para el desarrollo del modelo mecano-cuántico

13.- El hidrógeno en la molécula de amoníaco (NH_3), ¿Qué tipo de enlace posee?

- A) Iónico.
- B) Covalente apolar.
- C) Dativo.
- D) Metálico.
- E) Covalente polar.

SOLUCIÓN El enlace N-H es un enlace covalente y tiene cierta polaridad. El nitrógeno pertenece al grupo VA y el hidrógeno del grupo IA, el hidrógeno tiene solo 1 electrón el cuál siempre prefiere compartir. Por lo tanto, formará un enlace covalente polar, porque son dos átomos diferentes.

14.- Los elementos ubicados en el Grupo I A de la tabla periódica tienen diferentes

I. estados de oxidación.

II. números atómicos.

III. radios atómicos.

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) Solo II y III
- E) I, II y III

SOLUCIÓN: En el sistema periódico, los elementos ubicados en una misma columna constituyen un grupo. Los miembros de un grupo se caracterizan porque tienen algunas propiedades semejantes.

La pregunta planteada se refiere al grupo I A ,de los elementos alcalinos, grupo que se clasifica entre los elementos representativos. Todos los elementos de este grupo poseen sólo un electrón de valencia, ubicado en un orbitales. Como ejemplos de este grupo podemos mencionar a metales como Li, Na, K, etc.

Por tratarse de metales muy activos y por poseer un sólo electrón de valencia, todos tienen tendencia a perder o ceder dicho electrón para adquirir la configuración del gas noble más cercano. Por lo tanto, todos los iones tienen el mismo estado de oxidación `1. Por otra parte, los números atómicos tienen que ser distintos, por tratarse de diferentes elementos. Recuérdese que el número atómico (Z) corresponde al número de protones que posee el núcleo de un átomo. Precisamente el valor de Z diferencia un elemento de otro. Los elementos mencionados Li, Na, K son distintos porque tienen diferente Z.

Por tratarse de distintos elementos, con diferente número de electrones, los radios atómicos tampoco pueden ser iguales. Además, debe recordarse que el radio atómico es una propiedad periódica, que aumenta a medida que se desciende en el grupo, o sea, a medida que aumenta Z.

Por las consideraciones anteriores, las afirmaciones II y III son correctas, porque efectivamente los elementos tienen diferentes números y radios atómicos

15.- La notación de Lewis para un elemento del grupo 14 (IV A) va a ser:

- A) $\overset{\cdot}{\text{X}}$
- B) $\overset{\cdot}{\text{X}}\cdot$
- C) $\overset{\cdot}{\text{X}}\cdot$
- D) $\cdot\overset{\cdot}{\text{X}}\cdot$
- E) $\cdot\overset{\cdot\cdot}{\text{X}}\cdot$

SOLUCIÓN: Los elementos del grupo 14, o también conocido como el grupo IV A tienen 4 electrones en el último nivel de energía, por lo tanto tienen 4 puntos. **RESPUESTA D**

16.- ¿Cuál es la configuración electrónica de un ión con carga 3-, siendo éste isótopo con Boro e isóbaro de ^{16}O ?

- A) $1s^2 2s^2$
- B) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$
- C) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
- D) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^0$
- E) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$

SOLUCIÓN Si el ión es isótopo con el boro, entonces tiene 5 protones en el núcleo (véase el número atómico en la tabla periódica de la prueba). Si su carga es 3-, entonces el número de electrones es 8. Entonces la configuración electrónica, siguiendo los criterios de llenado (El principio de aufbau o de construcción, la regla de máxima multiplicidad de Hund y El principio de exclusión de Pauli) la configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$, así que la alternativa correcta es la C.

17.- Al combinar un elemento X perteneciente al grupo IA de la tabla periódica con un elemento Y, del grupo V IIA, se dará:

- I. El compuesto presenta enlace iónico.
- II. El compuesto XY presenta enlace covalente polar.
- III. El compuesto es apolar.

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) Solo I y II
- E) I, II y III

SOLUCIÓN Los elementos del grupo IA producto de su baja electronegatividad, tienden a ceder electrones, mientras que los del grupo V IIA por su alta electronegatividad tienden a captar electrones; por tanto entre elementos de ambos grupos, debido a sus altas diferencias de electronegatividad, se producirán enlaces iónicos.

18.- Si dos elementos se unen por un enlace covalente, ¿Qué es lo más probable?

- A) Ambos sean metales.
- B) Uno sea metal y el otro no metal.
- C) Tienen electronegatividades muy diferentes.
- D) Ambos son no metales.
- E) Estén muy distantes en la tabla periódica de los elementos.

SOLUCIÓN El enlace covalente es aquel que se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones desapareados de la capa de valencia. Es característico de las uniones entre elementos no metálicos, cuya transferencia de electrones no es suficiente para que se genere el enlace iónico, además se encuentran cercanos en la tabla periódica, por lo que presentan una baja diferencia de electronegatividad.

19.- De los siguientes tipos de orbitales atómicos, ¿Cuál posee 3 suborbitales?

- A) s.
- B) p.
- C) d.
- D) f.
- E) g.

SOLUCIÓN Alternativa B, el orbital p posee 3 suborbitales: -1, 0, +1.

20.- El número o constante de Avogadro corresponde al número de moléculas por:

- A) 1 litro de materia.
- B) 1 mL de materia.
- C) 1 g de materia.
- D) 1 mol de materia.
- E) 22,4 litros de cualquier tipo de materia.

SOLUCIÓN La pregunta considera conceptos estequiométricos relacionados con la constante de Avogadro. Esta cantidad en la literatura aparece indistintamente como número de Avogadro o como constante de Avogadro. La primera opción implica que se trata de un número sin unidades. La segunda, en cambio, como constante, tiene la unidad mol⁻¹. Tomando en cuenta esta última observación, la constante de Avogadro corresponde a la cantidad de partículas existentes en un mol de materia. Es una cantidad excesivamente grande y siempre debe ser comprendida en el sentido que 1 mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades. La relación es similar a otras cantidades de la vida diaria como 1 docena comprende 12 unidades. 1 millar comprende 1000 unidades.

En los dos últimos ejemplos, no importa de qué están constituidas las unidades, en cambio, el mol se usa específicamente para indicar cantidad de partículas de interés químico como átomos, moléculas



GUÍA N°7 CUARTO MEDIO DEL 18 al 22 DE MAYO
“QUÍMICA”
Para desarrollar en (45 Minutos)

Nombre	Curso	Fecha
	IV° A-B-C	

Contenido de aprendizaje del TEMARIO DE LA PRUEBA DE TRANSICIÓN

Conceptos, teorías, leyes y marcos conceptuales referentes a teoría del enlace:

» formación del enlace químico.

» tipos de enlaces y sus propiedades: enlace iónico y propiedades de las sustancias iónicas, enlace covalente y propiedades de los compuestos covalentes.

» estructuras de Lewis.

Orientaciones: QUERIDOS ESTUDIANTES LES COMENTO QUE LUEGO DE ANALIZAR LOS TEMARIOS DE LA PRUEBA DE TRANSICIÓN 2020 HEMOS TOMADO LA DECISIÓN, COMO EQUIPO DE DOCENTES Y DIRECTIVOS, EN COMENZAR A TRABAJAR EN BASE A ESTA INFORMACIÓN (ENTREGADA POR EL DEMRE), DEJANDO DETENIDOS LOS CONTENIDOS DE CUARTO MEDIO, YA QUE NO SON CONSIDERADOS EN LA PRUEBA DE TRANSICIÓN, POR LA CONTINGENCIA MUNDIAL.

CONSIDERAMOS IMPORTANTE FORTALECER SUS CAPACIDADES Y CONOCIMIENTOS ADQUIRIDOS PARA QUE PUEDAN RENDIR UNA BUENA PRUEBA Y LOGREN SUS METAS, SIN GENERAR ANGUSTIA NI CONFLICTO EN UN FUTURO.

LOS INVITO A TRABAJAR LOS TEMARIOS DE LA PRUEBA REFORZANDO JUNTO A LAS GUÍAS Y ACTIVIDADES PROPUESTAS.

Puedes usar los siguientes instrumentos de apoyo

***Puntajenacional.cl *aprende en línea *texto escolar *thatquiz**

El material (la guía) puede ser trabajada directamente desde un computador y responder en tu cuaderno, y si tienes la posibilidad puedes imprimirla y escribir a mano las respuestas.

Cada guía será revisada y retroalimentada cuando volvamos al colegio, por lo que es necesario el desarrollo y evaluar en conjunto el proceso.

El proceso de aprendizaje que se aplicará es tan valioso como una clase, por lo que debes realizarlo con el mayor de los compromisos y guardar todo material en el portafolio de trabajo o en el cuaderno de la asignatura.

Recuerda que puedes realizar tus consultas personales en mi correo
PROFBARBARASCQ@GMAIL.COM



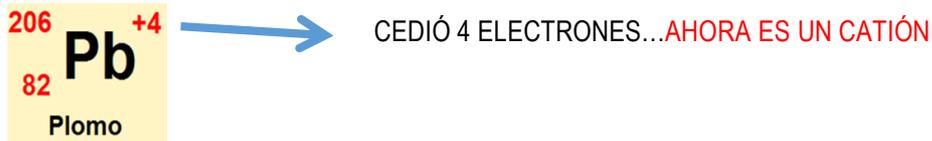
¿QUÉ PASA SI EL ELEMENTO NO ES NEUTRO?

Son átomos que poseen carga eléctrica, es decir, el número de electrones (e^-), es diferente al número de protones (p^+). SOLO los **electrones** son capaces de salir o ingresar al átomo

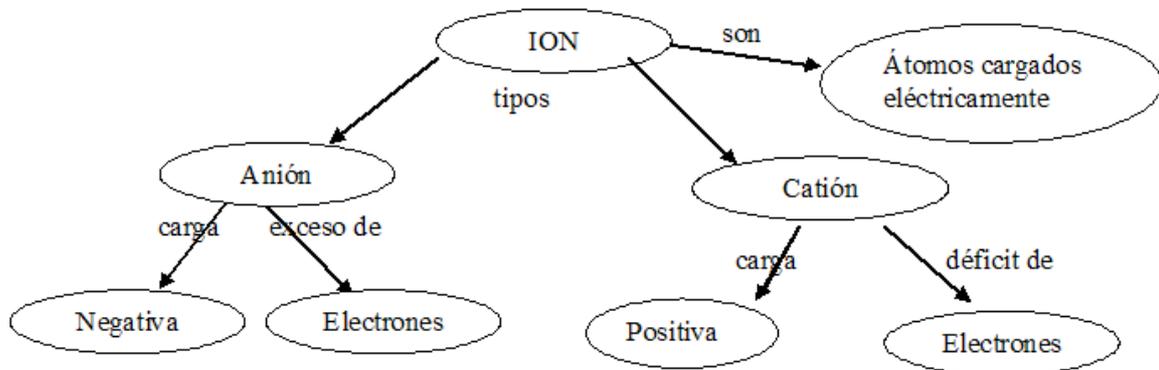
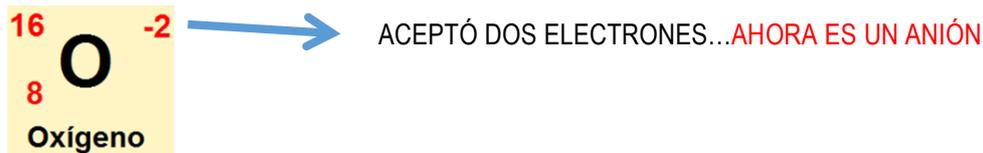
Esos son los IONES: Elementos cargados eléctricamente. Y se representan con un signo. Como por ejemplo: Na^+ , Cl^-

¿Cómo se forman los iones?

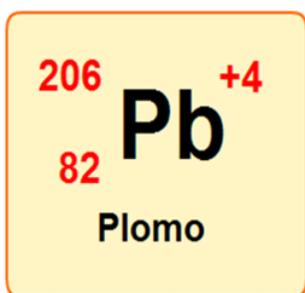
Si un átomo neutro pierde electrones de su capa externa, quedara con un número mayor de cargas positivas, convirtiéndose en un ion positivo o **cación**. Un ejemplo de cación es:



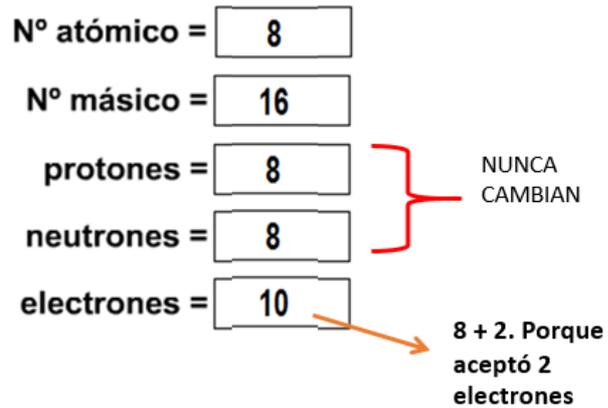
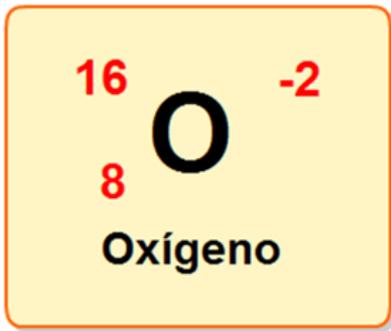
Si un átomo neutro gana electrones, quedara con un número mayor de cargas negativas, convirtiéndose en un ion negativo o **anión**. Un ejemplo de anión es:



Analicemos que sucede con el cálculo de protones, neutrones, electrones, A, Z para los iones.



N° atómico =	<input type="text" value="82"/>	
N° másico =	<input type="text" value="206"/>	
protones =	<input type="text" value="82"/>	} NUNCA CAMBIAN
neutrones =	<input type="text" value="124"/>	
electrones =	<input type="text" value="78"/>	→ 82 - 4. Porque CEDIÓ 4 electrones



ACTIVIDAD: Completa el siguiente cuadro.

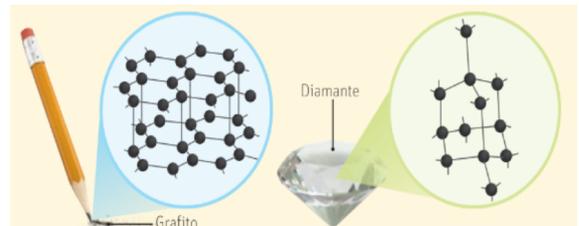
Elemento	Numero Atómico (Z)	Numero Másico (A)	Protones	Neutrones	Electrones	¿Ganó o perdió electrones?
Cu ⁺²						
S ⁻²						
Na ⁺						
N ⁻³						
F ⁻						

“ENLACE QUÍMICO”

Para comenzar observemos estas dos estructuras (grafito, y diamante) están formadas por el mismo elemento que se repite muchas veces... El Carbono, pero,

¿Cuál es la diferencia entre ellos?

La disposición de los átomos en el espacio es distinta, y a su vez poseen enlaces distintos que le otorgan características diferentes.

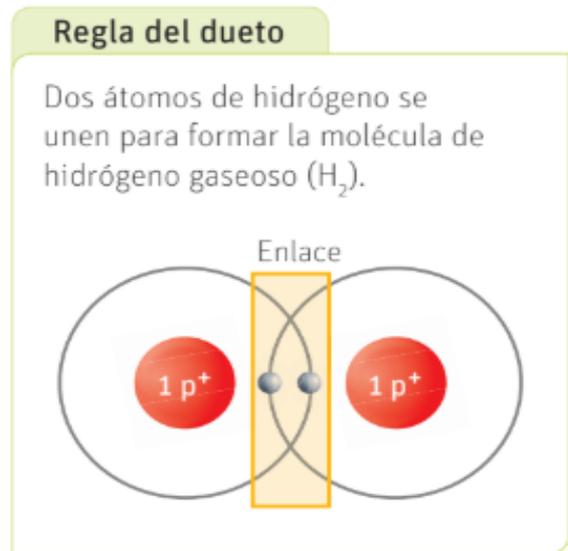
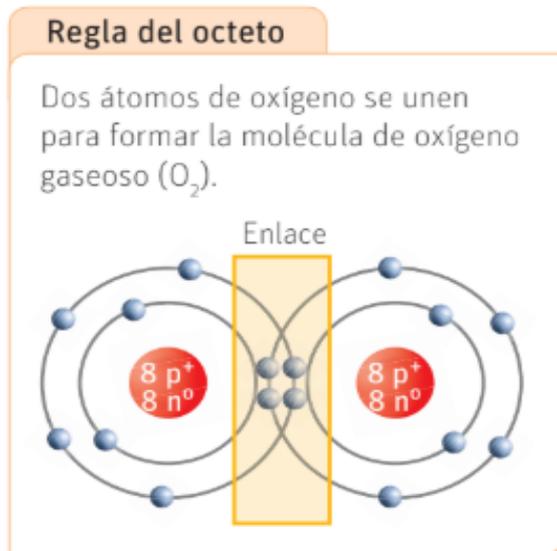


Y ahora pensemos, ¿por qué se unen los átomos?

- ✓ Los átomos, moléculas e iones y 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.
- ✓ Un enlace químico es la unión de dos o más átomos producto de la interacción entre algunos de sus **electrones de valencia**. Aquella unión les otorga mayor estabilidad a los que participan en ella.
- ✓ En palabras muy simples, un enlace es una fuerza que mantiene unidos a grupos de dos o más átomos, de tal forma que hace que funcionen como una sola unidad.
- ✓ Es la unión de 2 o más átomos, que tienen por finalidad ser más estables (ser noble).

¿Cuántos electrones se necesitan para formar un enlace?

Se utilizan los electrones suficientes para lograr la regla del octeto y el dueto, es decir, que posean 8 electrones en la última capa o en algunos elementos que posean 2 como máximo.



Recuerda... Los electrones de la última capa interactúan con los electrones de la última capa del otro átomo, formando un ENLACE

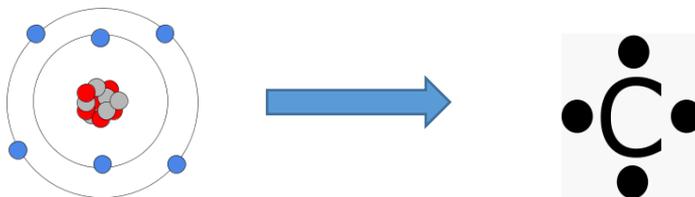
Estructura de Lewis

Es una forma de representar a los elementos donde SOLO se dibujan los electrones de la última capa, es decir, sus electrones de valencia.

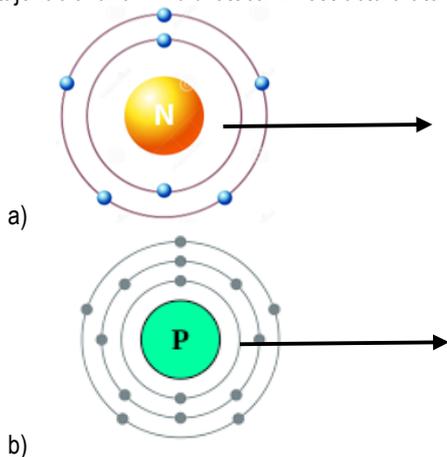
$C \Rightarrow z=6$ configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$ Último nivel de energía, Como el último

nivel (números grandes) es el 2 y esta 2s y 2p los electrones se deben sumar.

Ejemplo: El carbono posee 6 electrones en total, pero ¿Cuántos en la última capa?



ACTIVIDAD. Desarrolla las estructuras de Lewis para los siguientes átomos. Puedes apoyarte entrando a puntajenacional.cl → biblioteca → estructura atómica → estructura de Lewis



	$_{15}\text{P}$	$_{8}\text{O}$	$_{10}\text{Ne}$	$_{9}\text{F}^{-}$	$_{20}\text{Ca}^{+2}$
Configuración Electrónica					
Estructura de Lewis					

Enlaces químicos iónicos

Un enlace iónico se forma cuando hay **transferencia de electrones entre un metal y un no metal**. Por ejemplo, el sodio (Na) es un metal cuya capa externa tiene un electrón. Este puede ser cedido fácilmente y quedar como catión Na^{+} . En cambio, el cloro (Cl), tiene siete electrones en su capa externa, razón por la cual tiene una mayor predisposición para atraer un electrón y quedar con ocho electrones, lo que lo transforma en el anión cloruro Cl^{-} .

Si se juntan en solución acuosa el sodio y cloro, sus cargas opuestas se atraen por fuerzas electrostáticas. Los compuestos formados de esta manera se arreglan en cristales.

Características generales de los cristales iónicos

- En los enlaces iónicos, participan un catión y un anión.
- En escala macroscópica, los compuestos iónicos forman sólidos cristalinos.
- Por lo general, presentan puntos de fusión altos debido a la fuerte atracción electrostática y multidireccional entre iones de signo contrario. Es decir, un catión se puede unir a varios aniones al mismo tiempo. Lo mismo ocurre con los aniones.
- Se fracturan al someterlos a una fuerza externa por la formación de planos de repulsión iónica.
- No conducen electricidad en estado sólido.
- Conducen electricidad cuando están fundidos, debido a la presencia de iones móviles.
- Conducen electricidad cuando están disociados en solución.

Ejemplos de compuestos iónicos

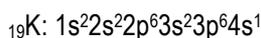


La mina más grande de fluorita CaF_2 se encuentra en México.

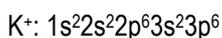
Muchos de los compuestos iónicos son piedras preciosas como la fluorita o fluoruro de Calcio CaF_2 . El cloruro de calcio CaCl_2 es un compuesto iónico usado principalmente para evitar la formación de hielo y como deshumidificador. El bromuro de magnesio MgBr_2 es usado como acelerador de reacciones químicas.

Ejemplo

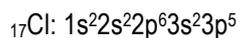
La configuración electrónica del potasio es:



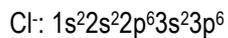
Según la regla del octeto, el potasio se vuelve más estable **si cede el electrón** $4s^1$ en el último nivel, quedando de la siguiente forma:



Por otro lado, la configuración electrónica del cloro es:



Para alcanzar el octeto, es más fácil si el **cloro acepta un electrón**, con lo que la configuración se transforma en:



Entonces, si se colocan en el mismo recipiente K y Cl, el electrón del K se transfiere al Cl y se forma un enlace químico IÓNICO entre K y Cl, haciendo este compuesto más estable que cuando están separados.

KCl → cloruro de potasio.

ACTIVIDAD

Verifica que los siguientes compuestos presentan enlace iónico.

a) NaCl
b) MgCl ₂
c) CaO
d) Li ₂ O
e) Al ₂ O ₃