CPI PLURILINGÜE ANTONIO ORZA COUTO-BOQUEIXÓN

3º ESO FÍSICA Y QUÍMICA.

A partir del lunes 30 de marzo, los alumnxs deberán realizar lo siguiente:

Repasar la teoría de las páginas 88 y 89 del libro de texto, que corresponden al punto 4 del tema 5.

Igualmente, repasarán la teoría de las páginas 100 y 101, en los puntos 1 y 1.4 que corresponden al tema 6.

Dentro del tema 6 del libro de texto, estudiaran las páginas 103 y 104, correspondientes a propiedades de compuestos con enlaces covalentes e iónicos que forman cristales.

Realizareis los ejercicios: 11 y 12 de la página 103. De la página 110 los ejercicios 1, 2,6,10 y 11.

Los ejercicios citados anteriormente serán entregados por correo electrónico (angelmanuelfyq@gmail.com), con fecha límite el jueves 9 de abril a las 16:00.

Se adjunta una ficha de repaso, para que ustedes estudien y practiquen. Sus ejercicios son práctico-orientativos no de entrega obligatoria.

FICHA DE REPASO

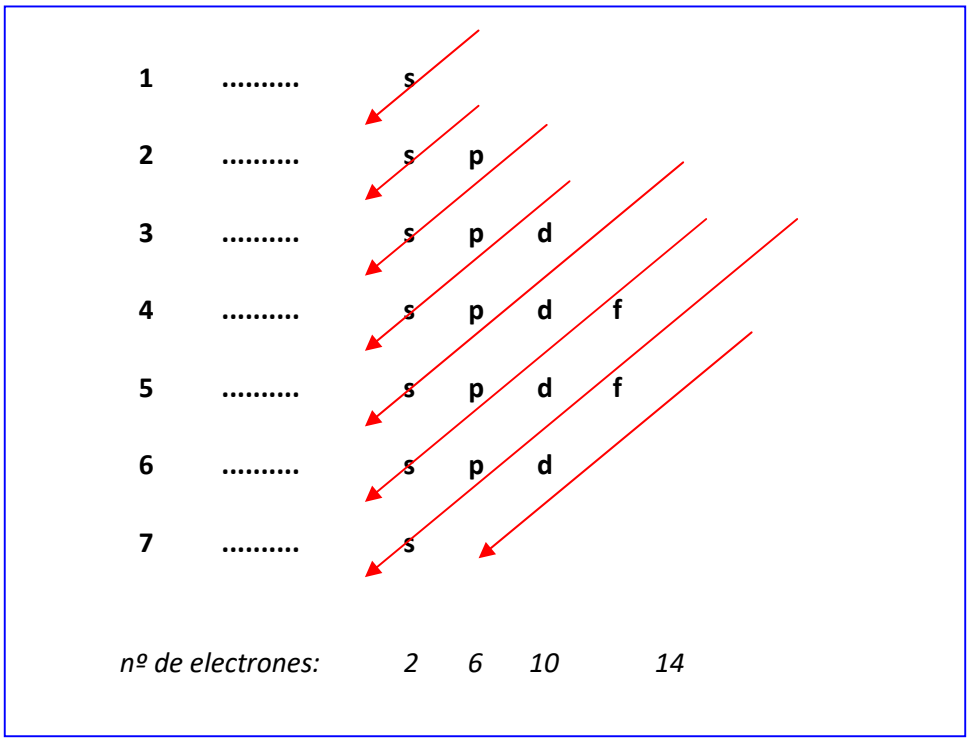
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Ya sabemos que los electrones forman parte de la corteza del átomo. Éstos giran alrededor del núcleo formando capas con un número máximo de electrones por cada capa. Pues bien, el número máximo de electrones que puede contener una capa es de $2n^2$, siendo "n" el número de la capa. Así, en la primera capa puede haber hasta 2 electrones, en la segunda hasta 8, en la tercera hasta 18... Este reparto de los electrones por capas tiene la limitación de que la última capa no puede contener más de 8 electrones (regla del OCTETO).

Por ejemplo, el Calcio (Ca) tiene 20 electrones distribuidos así: 2 electrones en la primera capa, 8 en la segunda, 8 en la tercera y 2 en la cuarta. Sin embargo, la distribución de los electrones por capas no suele ser tan simple. Existen también subcapas dentro de las capas que se entremezclan entre unos niveles y otros, lo que obliga a seguir unas reglas a la hora de situar los electrones.

En la primera capa sólo existe un nivel (**"s"**) en el que caben dos electrones. La segunda capa contiene 2 niveles: uno "s" similar al de la primera capa (con cabida para 2 electrones) y uno **"p"** en el que caben 6 electrones, es decir, en total 8 electrones tal y como habíamos adelantado. En la tercera hay un nivel "s" (2 electrones), uno "p" (6 electrones) y uno **"d"** (10 electrones): en total 18 electrones. Y así sucesivamente, la cuarta capa tiene además un subnivel **"f"** (14 electrones)...

Pero a la hora de llenarse de electrones los átomos, llenan primero el nivel 4s que el 3d (si no, no se cumpliría la regla del OCTETO); igualmente ocurre en muchos más casos, por lo que conviene guiarse por el esquema de flechas siguiente que marca la prioridad en el llenado de electrones.



Fíjate que en la quinta capa no hemos añadido un nivel más. No es que no exista. Lo que pasa es que no hay átomo que tenga tantos electrones como para llenarlo, ya que se tendrían que llenar antes los niveles "s", "p" y "d" de la sexta capa y el "s" de la séptima.

El orden de llenado de orbitales es pues: 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f → 5d → 6p → 7s → 5f → 6d ...

Ejemplo:

¿Cómo será la configuración electrónica del Oro (Au)?.

Lo primero es mirar en la Tabla Periódica y ver que su número atómico es 79. Eso significa que tiene 79 protones, y que en estado neutro debe tener también 79 electrones. Ahora procederemos a irlos colocando siguiendo el diagrama de las flechas hasta que sumen 79:

1s (2 electrones), 2s (2 electrones), 2p (6 electrones), 3s (2), 3p (6), 4s (2), 3d (10), 4p (6), 5s (2), 4d (10), 5p (6), 6s (2), 4f (14), 5d (9)

Vemos que, aunque en el nivel 5d cabrían 10 electrones (como en todos los "d"), ya sólo le restaban 9 para completar los 79 electrones de que disponía.

Normalmente, la configuración electrónica se representaría así:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 2p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 2p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 2p^6\ \mathbf{5d^9\ 6s^2}$$

Actividad M: Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos neutros e iones:

P

Ni

Ag

Kr

Pb

Ca^{2+}

Cl^{-}

Al^{3+}

O^{2-}

LA TABLA PERIÓDICA.-

En los comienzos del siglo XIX algunos químicos estudiaron las propiedades de los elementos conocidos. Se dieron cuenta que había conjuntos de elementos que tenían propiedades químicas y físicas parecidas.El ruso Mendelejev

y el alemán Meyer, en 1870 , publicaron su Tabla Periódica. Ordenaron todos los elementos químicos conocidos en la época (63 en total) en orden creciente de su masa atómica y los distribuyeron en filas y columnas. En dicha tabla los elementos de la misma

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 69,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

columna tenían las mismas *Tabla periódica de Mendeleiev* propiedades. El sistema funcionaba pero presentaba ciertas excepciones, pues había que colocar determinados elementos en orden distinto al de su masa atómica para que estuvieran situados en las columnas que sus propiedades les adjudicaban.

Por fin, en 1903, el joven físico inglés Moseley, cuando ya se conocía la estructura interna del átomo, introdujo como criterio de clasificación el **número atómico "Z"**. Así se salvaron las irregularidades de la tabla anterior.

"La Tabla Periódica actual ordena los elementos en orden creciente de su número atómico".

1.10.1. Grupos y periodos.

Según va aumentando el número atómico (Z), en los sucesivos elementos que constituyen la Tabla Periódica, también va aumentando el número de electrones que constituyen la corteza del átomo para igualar su número al de protones ya que todos los átomos en estado elemental son neutros.

- ***Periodo:*** *Está constituido por los elementos que ocupan una misma fila del Sistema Periódico.*
- ***Grupo:*** *Está constituido por los elementos que ocupan una misma columna del Sistema Periódico.*

Todos los elementos de un periodo tienen el mismo número de capas de electrones. Los elementos del periodo 1 (H, He) tienen un sola capa, los del periodo 2 (Li, Be, B, C...) tienen dos capas y así sucesivamente.

Los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas semejantes y tienen el mismo número de electrones en su capa externa. Por ejemplo, los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen 7 electrones en su capa externa (F, Cl, Br, I).

Los grupos intermedios (del 3 al 12) corresponden a los elementos de transición. Éstos no presentan con claridad propiedades análogas.

El Hidrógeno (H) no sigue estrictamente las propiedades de ningún grupo. Por eso se le debe situar por separado del resto de los electrones de la tabla.

1.10.2. Metales, no-metales y gases nobles.

En el lado izquierdo de la Tabla y en el centro (grupos 1 al 14) se encuentran los elementos que llamamos "**metales**", a excepción de B, C y Si, que son "no-metales". Todos ellos tienen unas características propias: brillo metálico, conductividad...

Siguiendo la Tabla Periódica hacia la derecha y hacia arriba nos encontramos con elementos que progresivamente van perdiendo el carácter metálico y se les denomina "**no metales**"(grupos 14 al 17).

Todos los elementos del último grupo (grupo 18) tienen completa la última capa: El Helio (He), como sólo posee una capa, tiene 2 electrones en ella y el resto (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) tienen 8 electrones. A esta configuración electrónica completa se atribuye su nula actividad química: estos elementos no se combinan en condiciones habituales de laboratorio con ningún otro elemento químico. Por eso se llaman "gases nobles".

Actividad N: Escribe el símbolo de todos los elementos: **a)** del periodo 4. **b)** del grupo 2.

Actividad Ñ: Clasifica los siguientes elementos: Ca, N, O, Ne, Fe, Be, Se, He, Mn, F, Kr según sean metales, no-metales o gases nobles.

Actividad O: Identifica las parejas de elementos dentro de la Tabla Periódica que no están colocados en orden creciente de masa atómica.

ENLACES QUÍMICOS.-

Existen muchos tipos de sustancias con propiedades muy diferentes. La mayoría están conformadas por moléculas que se obtienen de la unión de los distintos tipos de átomos de la Tabla Periódica. Sólo los gases nobles presentan moléculas con un sólo átomo pues éstos no presentan ninguna tendencia a combinarse con otros átomos (ni siquiera con ellos mismos). Pero, ¿por qué se unen los átomos para formar moléculas y en una proporción determinada y no se quedan aislados o se unen en proporciones diferentes?

La razón es que todos los átomos buscan conseguir el estado de menor energía, lo que les da una mayor estabilidad. Y esto se consigue cuando se tiene una estructura electrónica similar a la que tienen los gases nobles, es decir, con la última capa completa (8 electrones: los 2 del orbital "s" y los 6 de los orbitales "p").

Según sea la forma en que los átomos consiguen obtener 8 electrones en su última capa (regla del octeto), así será el tipo de enlace. A continuación, vamos a ver las características principales de los diferentes tipos de enlace interatómicos.

1.12.1. Enlace iónico.-

- *Se da siempre entre un átomo metálico y uno no metálico.*

Los metales tienen pocos electrones en su última capa (cuatro o menos) y pueden perder éstos con relativa facilidad (con poca energía). Por el contrario, los no-metales tienen la última capa casi llena de electrones (cuatro o más) y son los candidatos idóneos para capturar electrones.

Cuando un metal y un no-metal se unan, el metal cederá los electrones de su última capa al no metal convirtiéndose ambos átomos en "**iones**", el metal en "**catión**" (cargado positivamente) y el no metal en "**anión**" (cargado negativamente).

- *El número de electrones cedidos o capturados por un átomo es lo que se conoce como "**valencia iónica**".*

Los metales tienen valencia iónica positiva pues forman iones positivos al perder electrones. Los no-metales, en cambio, tienen valencia iónica negativa pues forman iones negativos al ganar electrones.

Enlace covalente.-

- *Se da entre dos átomos no-metálicos.*

Al no existir átomos que cedan electrones, la posibilidad que les queda a los nometales para completar su última capa electrónica es "**compartir**" uno o varios de los electrones de esta última capa, con objeto de que pueda haber electrones que puedan ser contabilizados por ambos átomos.

- *El número de electrones compartidos por un átomo se llama "**valencia covalente**" o "covalencia".*

Cuando se unen dos átomos no-metálicos puede ocurrir que sean iguales o distintos entre sí. Si se trata de dos átomos iguales hablaremos de enlace covalente "**puro**" y si los átomo que forman el enlace son distintos hablaremos de enlace covalente "**polar".**

Ejemplo:

¿Cómo se unirán dos átomos de cloro (Cl) entre sí?

Como a ambos les falta "1 electrón" para completar su última capa (grupo VII), ninguno de los dos estará en disposición de ceder alguno de los "7 electrones" de ésta. Sin embargo, dos átomos de Cloro (Cl), compartiendo cada uno de ellos "1 electrón" de la última capa, podrán formar una molécula de Cloro (Cl_2).

Actividad X: ¿Pueden los gases nobles formar enlaces covalentes?

Actividad Y: a) ¿Qué es valencia covalente? **b)** ¿Cual es valencia covalente de los siguientes elementos: S,Br, P, K y N?

Ejercicios .

1) **a)** ¿Cual sería la fórmula del nitrato de potasio, molécula compuesta por 1 átomos de potasio, 1 átomo de nitrógeno y tres de oxígeno?; **b)** y la del tetrahidruro de platino (1 átomo de platino y 4 átomos de hidrógeno).

2) **a)** Pon el nombre a los siguientes elementos: F, Se, Sr, Li, Au, Sb, Rb; **b)** escribe el símbolo de los elementos: cesio, manganeso, bromo, fósforo, plata, azufre, magnesio, cinc.

3) Indica el nombre y el número atómico de los siguientes elementos: Cu, Hg, Be, P, Si, Al, As, Sb I, Cl, Ba, Cr, Mn.

4) Clasifica los siguientes elementos según sean, metales, no metales o gases nobles: Estroncio (Sr), Hierro (Fe), Flúor (F), Argón (Ar), Plata (Ag), Helio (He), Potasio (K), Azufre (S).

5) Escribe todos elementos de grupo del Germanio (Ge). Escribe también los elementos del periodo de dicho elemento.

6) ¿Cual será la valencia iónica de los siguientes elementos: Na, O, Cl, Mg, N?

7) Justifica qué fórmula tendrán los compuestos iónicos formados por:

a) S y Mg; b) Cl y Pb; c) P y Rb; d) F y Al. e) N y Sn.

8) ¿Pueden los gases nobles formar un enlace covalente? ¿Y los metales?

9) Representa el enlace que se dará entre las siguientes parejas de átomos :

a) S e H; b) Si y S; c) N y N; d) I y I; e) Cl y P; f) N y O.