

Trabajo Práctico: Tabla Periódica. Iones

1- ¿Qué información se puede obtener del número de grupo y de período?

Todos los elementos que pertenecen a un mismo grupo o “familia”, tienen la misma cantidad de electrones externos, por lo tanto, tienen propiedades similares entre sí. En cambio, el período me indica el último nivel de energía que se completa.

Ejemplo: si el elemento **A** pertenece al grupo 3, y al período 4; podemos decir que tiene cuatro niveles de energía que están ocupados por electrones y que en el último de ellos podemos encontrar tres electrones.

2- ¿Cuál es el número atómico de un elemento que está situado en el grupo 2, período 4 de la tabla periódica?:

El número atómico de ese elemento es 20, y corresponde al elemento calcio (Ca).

3- Un elemento tiene número atómico 15. ¿Cuál es su posición en la tabla periódica?

El elemento con $Z=15$ es el fósforo (P), está ubicado en el grupo 5 y el período 3

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
* Lantánidos	*		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
** Actinidos	**		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

4- Conteste Verdadero o Falso: JSR (Justifique su respuesta)

a) Todos los gases inertes presentan su órbita electrónica externa con ocho electrones.

FALSO.

Si bien la mayoría de los gases nobles, cuentan con ocho electrones en su nivel externa, el Helio (He) es la excepción a la regla, sólo cuenta con dos electrones.

b) Los elementos representativos tienen su electrón diferencial en los subniveles s o p.

VERDADERO.

De hecho los elementos representativos que se ubican a la izquierda de la tabla (Metales Alcalinos y Metales Alcalino Téreos) tienen su electrón diferencial en el subnivel s. Y los elementos representativos que se ubican a la derecha (No metales, Metaloides) tienen su electrón diferencial en el subnivel p.

c) Los elementos de transición tienen sus dos últimas órbitas incompletas.

VERDADERO.

d) El último electrón de los elementos de transición interna se ubica en el subnivel d.

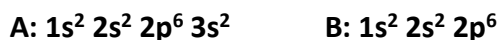
FALSO.

El último electrón, o electrón diferencial, de los elementos de transición interna se ubica en el subnivel f.

5- Clasifique los siguientes elementos en M (metales), NM (no metales) y GN (gases nobles) Además, enuncie una característica general de cada grupo de elementos.

Elemento	Símbolo	M/NM/GN	Características Generales
Oro	Au	Metal	Metales: Brillo metálico, Estado sólido a T° ambiente (salvo el Hg), buenos conductores del calor y de la electricidad, dúctiles (láminas finas) y maleables (hilos finos)
Plata	Ag	Metal	
Nitrógeno	N	No Metal	
Magnesio	Mg	Metal	
Neón	Ne	Gas Noble	No Metales: Estados gaseoso (N, O, F, Cl) líquido (Br) o sólido. Malos conductores de calor y de electricidad, sin brillo metálico, son frágiles
Aluminio	Al	Metal	
Potasio	K	Metal	
Calcio	Ca	Metal	
Helio	He	Gas Noble	Gases Nobles: Estado gaseoso, fuerte tendencia a no reaccionar con los demás elementos
Flúor	F	No Metal	
Mercurio	Hg	Metal	
Oxígeno	O	No Metal	
Cloro	Cl	No Metal	
Argón	Ar	Gas Noble	

6- Las siguientes configuraciones representan a dos átomos neutros:



Se afirma que:

a) Si el átomo A pierde dos electrones se transforma en el átomo B.

Incorrecto, si bien coinciden las configuraciones electrónicas de ambos, es decir son isoelectrónicos, A y B tienen distinto Z, es decir distinta cantidad de protones.

b) Si el átomo B gana dos electrones se transforma en el átomo A.

Falso. Ídem anterior.

c) El átomo A pertenece al grupo 2 (IIA) y periodo 3.

Correcto.

d) El átomo B pertenece al grupo 6 (VIB) y periodo 2.

Incorrecto, Corresponde al grupo 6 (VI A) y al período 2. Es un elemento representativo, puede verse porque el último electrón se encuentra en el subnivel p.

7- Complete la siguiente frase:

El catión potasio es **positivo** respecto al átomo neutro de potasio. El anión bromuro es **negativo** respecto al átomo neutro de bromo.

8- El sodio tiene un potencial de ionización de 496 kJ/mol mientras que al nitrógeno le corresponde un potencial de ionización de 1402 kJ/mol. ¿Cómo interpreta esta diferencia de valores?

El potencial de ionización del sodio, o sea la cantidad de energía que es necesario para quitarle un electrón a un átomo en reposo, es bastante menor comparada con la necesaria para sustraerle un electrón al átomo de nitrógeno.

El sodio es un metal, tiene tendencia natural a formar cationes y por ende su potencial de ionización es bajo. En cambio, el nitrógeno, por ser un no metal, tiende a ganar electrones, para completar el octeto.

9- ¿Cuál es la máxima cantidad de electrones que pueden ocupar el subnivel 4s y el subnivel 3p?


El máximo número de electrones que puede ocupar el subnivel 4s es de 2 electrones, y el subnivel 3p es 6 electrones.

10- Defina Electronegatividad y esquematice en la TP como varía a lo largo de grupos y periodos.

La electronegatividad es la tendencia relativa con la que un átomo atrae a los electrones cuando está químicamente combinado con otro átomo, es decir, la fuerza con la que, dentro de un enlace, los átomos atraen a los electrones de valencia hacia su núcleo.

Podemos decir que en los casos en que la molécula está formada por átomos iguales (O_2 , Cl_2) los electrones de valencia no son atraídos con mayor fuerza por ninguno de los dos. Formando una molécula “no polar”.

En caso de moléculas formadas por átomos de elementos distintos como el agua (H_2O), uno de ellos atrae con mayor fuerza los electrones, lo cual produce una deformación de la nube de electrones. Formando una molécula “polar”



Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
★ Lantánidos	★		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
★★ Actínidos	★★		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

La electronegatividad dentro de la tabla periódica varía aumentando desde abajo hacia arriba en los grupos y de izquierda a derecha en los periodos. Se corresponde con la escala de electronegatividad establecida por Pauling, que determinaba al Cesio (Cs) como el elemento menos electronegativo de la tabla con un valor de 0,8 y al flúor (F) como el más electronegativo con un valor de 4.