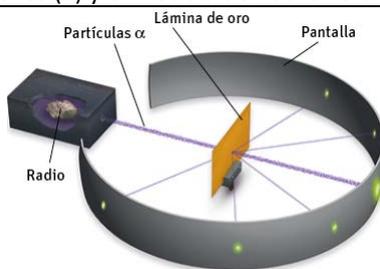


	Nº Oxidación / Nombre común o antiguo (Hidruros volátiles)	Multiplicadores / En disolución acuosa (Haluros de hidrógeno)
1	FeH₃ Hidruro de hierro (III)	Trihidruro de hierro
2	NH₃ Amoníaco	Trihidruro de nitrógeno
3	O₅Br₂ Sulfuro de manganeso (3+)	Dibromuro de pentaóxígeno
4	Mn₂S₃ Hidróxido de paladio (II)	Trisulfuro de dimanganeso
5	Pd(OH)₂ Nombre tradicional	Dihidróxido de paladio Nombre de hidrógeno / Nombre de composición
6	HClO₂ Ácido cloroso	Hidrogeno(dioxidoclorato)
7	H₂Cr₂O₇ Ácido dicrómico	Dihidrogeno(heptaoxidodicromato)
8	NH₄NO₂ Nitrito de amonio	Dioxidonitrato de amonio
9	Fe₂(CrO₄)₃ Cromato de hierro (III)	Tris(tetraoxidocromato) de dihierro
10	Sr(HCO₃)₂ Hidrogenocarbonato de estroncio	Bis [hidrogeno (trioxidocarbonato)] de estroncio
1	Hidruro de bario BaH₂	
2	Ácido selenhídrico H₂Se (en disolución acuosa)	
3	Óxido de Níquel (II) NiO	
4	Peróxido de sodio Na₂O₂	
5	Bromuro de paladio (IV) PdBr₄	
6	Ácido permangánico HMnO₄	
7	Ácido fosfórico H₃PO₄	
8	Metafosfito de aluminio Al(PO₂)₃	
9	Cromato de potasio K₂CrO₄	
10	Hidrogenosulfato de plomo (IV) Pb(HSO₄)₄	

1.- Describe el experimento (a) y el modelo de Rutherford (b).

a) Experimento de Rutherford

Ernest Rutherford realizó en 1911 un experimento. Se le ocurrió bombardear una lámina muy delgada de oro con partículas positivas (rayos o partículas alfa, es decir, átomos de helio sin electrones) procedentes de una fuente radiactiva, como el polonio o el radio.

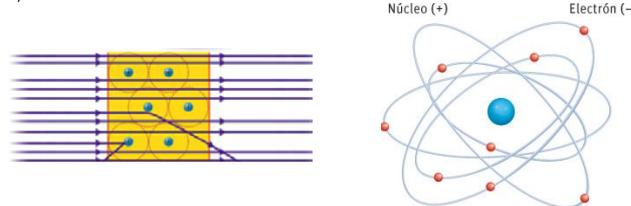


La lámina estaba rodeada de una pantalla fosforescente para saber dónde llegaban las partículas alfa después de atravesarla. Rutherford esperaba que las partículas alfa atravesaran la lámina sin desviarse, o con una desviación mínima, pues, según el modelo de Thomson, la carga positiva del átomo estaba distribuida por igual.

Para comprobar experimentalmente el modelo de Thomson, el neozelandés E. Rutherford realizó en 1911 una experiencia que consistía en bombardear con partículas alfa (carga positiva) una finísima lámina de oro; detrás de la lámina se colocaba una placa fotográfica para estudiar las trayectorias de las partículas. Ocurría lo siguiente:

1. La mayoría de las partículas α atravesaba la lámina de oro sin desviarse o se desviaban un ángulo muy pequeño (1° o 2°).
2. Una pequeña proporción (+/- 1%) atravesaba la lámina con una desviación considerable de su trayectoria.
3. Solo una de cada 20.000 partículas rebotaba hacia atrás y no atravesaba la lámina de oro.

b) Modelo de Rutherford.



Este experimento lleva a Rutherford a desechar el modelo de Thomson. Rutherford saca las siguientes conclusiones

- El átomo debe estar en su mayor parte vacío, pues casi todas las partículas alfa no encuentran obstáculo alguno y lo atraviesan sin apenas desviarse.
- El átomo tiene concentrada toda la carga positiva en un pequeño punto muy denso cerca del cual las partículas alfa se desvían mucho.
- Cuando las partículas alfa impactan contra ese punto de carga positiva, la repulsión entre cargas del mismo signo hace que reboten hacia atrás.

Para Rutherford, el resultado del experimento fue tan sorprendente como si al disparar una bala contra una hoja de papel, aquella rebotase. Como consecuencia de sus experimentos, presentó en 1911 un nuevo modelo para el átomo que perfeccionaba el anterior de Thomson.

En el modelo atómico de Rutherford (modelo planetario), la carga positiva del átomo y casi toda su masa están concentradas en un pequeño volumen central, el núcleo, y los electrones, a una gran distancia de este, orbitan muy rápido a su alrededor. Según Rutherford el espacio entre núcleo y corteza está vacío. El núcleo es muy pequeño comparado con el tamaño del átomo:

$$R_{\text{Átomo}} \cong 10\,000 \cdot R_{\text{Núcleo}}$$

2.- Indica los principales fallos y aciertos del modelo atómico de Bohr.

Fallos	<ul style="list-style-type: none"> Pese a la ampliación del modelo de Bohr por Sommerfeld, sólo pudo ser aplicado al átomo de hidrógeno y a iones con un solo electrón (como el He+). El modelo de Bohr tampoco explicaba la diferencia de intensidad entre las distintas líneas espectrales ni muchos aspectos del enlace químico. Por otra parte, se hacía notar que los tres postulados con los que Bohr desarrolló su modelo eran una mezcla de mecánica clásica e ideas cuánticas. Además, algunas propuestas (órbitas estacionarias, números cuánticos) estaban introducidas de manera arbitraria.
Aciertos	<ul style="list-style-type: none"> Solventa las insuficiencias del modelo de Rutherford, a saber: <ol style="list-style-type: none"> Evita que una carga eléctrica acelerada (el electrón) emita energía continuamente en forma de radiación. Explica los espectros atómicos. Aunque este modelo no es el que se acepta hoy día varias de sus ideas básicas, como las restricciones de energía y posición del electrón en el átomo y el mecanismo de emisión de luz por saltos del electrón, no han perdido vigencia y son recogidas en el modelo actual.

3.- Indica la diferencia entre órbita y orbital. ¿Qué números cuánticos definen un orbital? ¿Y un electrón?

<ul style="list-style-type: none"> En la interpretación física de la función de onda se desecha el concepto tradicional de órbita: Órbita es la trayectoria definida, con energías y posiciones del electrón perfectamente determinadas, y se sustituye por el de orbital atómico, definido de la siguiente manera: Orbital atómico es la zona del espacio donde existe una gran probabilidad de encontrar el electrón. Para poder representar esa zona mediante un contorno se suele tomar arbitrariamente un valor de probabilidad del 90 %. Cada orbital viene definido por los valores de los tres primeros números cuánticos ("n", "l" y "m"), sin tener en cuenta el valor del número cuántico de spin. Cada electrón en el átomo viene definido por los valores de los tres números cuánticos anteriores. "n", "l" y "m" que son los mismos que definen el orbital que ocupa y además por el valor de un cuarto número cuántico "s" llamado de spin.
--

4.- Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos, indica el periodo y grupo en el que están; si son representativos indica la familia y el nombre del elemento, si no indica si son de transición o de transición interna:

${}_{16}^{32}\text{X}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Periodo 3, Grupo 16, Anfígeno, Azufre (S)
${}_{56}^{138}\text{X}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$	Periodo 6, Grupo 2, Alcalino-Térreo, Bario (Ba)
${}_{25}^{55}\text{X}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	Periodo 4, Grupo 7, Metal de transición, Manganeso (Mn)

Indica si pueden existir las siguientes configuraciones electrónicas y si pertenecen a átomos en su estado fundamental:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 5s^1$	Puede existir, sería un estado excitado.
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^3 3d^{10} 4p^4$	No puede existir, no puede haber 3 electrones en un subnivel de tipo s.

5.- Di si los siguientes valores para los números cuánticos de un electrón son posibles:

n	l	m	s	sí / no	EXPLICACIÓN
3	2	1	$-\frac{1}{2}$	sí	
1	1	1	$\frac{1}{2}$	no	l - aquí sólo puede valer: 0
6	2	1	1	no	s - sólo puede valer: $-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$
4	2	3	$\frac{1}{2}$	no	m - aquí sólo puede valer: -2, -1, 0, 1, 2
-2	-1	0	$\frac{1}{2}$	no	n- no puede ser negativo

6- Enuncia el principio de exclusión de Pauli.

El principio de exclusión fue enunciado en 1925 por el físico austriaco Wolfgang Pauli, es útil para determinar las configuraciones electrónicas de los átomos polieletrónicos. El principio de exclusión establece que no es posible que dos electrones de un mismo átomo tengan los cuatro valores de los números cuánticos iguales.

En función de ese principio, ¿cuántos electrones puede haber en un orbital? Explícalo.

Como corolario se deduce que si dos electrones están en el mismo orbital atómico deben tener distintos valores del número cuántico de spin. En otras palabras, en el mismo orbital atómico sólo puede haber un máximo de dos electrones, que además deben tener espines opuestos.

Indica los números cuánticos que podría tener un electrón en las siguientes subcapas:

4s	n	l	m	s	7p	n	l	m	s	3d	n	l	m	s
	4	0	0	$\pm \frac{1}{2}$		7	1	-1	$\pm \frac{1}{2}$		3	2	-2	$\pm \frac{1}{2}$
								0	$\pm \frac{1}{2}$				-1	$\pm \frac{1}{2}$
								1	$\pm \frac{1}{2}$				0	$\pm \frac{1}{2}$
													1	$\pm \frac{1}{2}$
													2	$\pm \frac{1}{2}$

7. Completa la tabla:

Elemento	Z	N	A	nº protones	nº electrones	carga	tipo de ion
Cloro ${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$	17	18	35	17	18	-1	Anión
Oro Au	79	118	197	79	76	+3	Catión
Xenón Xe	54	77	131	54	54	0	Neutro
Estroncio Sr	38	50	88	38	36	+2	Catión

8.- Con los siguientes datos de varios átomos, completa la tabla y contesta:

- a) ¿Qué partículas son iones positivos? (redondea) A B C D E **F**
- b) ¿Qué partículas son iones negativos? A B C D **E** F
- c) ¿Qué partículas son isótopos del mismo elemento? **A** B C D E **F**
- d) ¿Qué partículas tienen el mismo número másico? A **B** C **D** E F

	protones	neutrones	electrones	A	carga
A	54	55	54	109	0
B	52	51	52	103	0
C	53	54	53	107	0
D	51	52	51	103	0
E	50	50	52	100	-2
F	54	54	52	108	+2

9.- Explica como varía la reactividad en la tabla periódica y por qué.

La reactividad química es una propiedad que mide la mayor o menor actividad con la que un elemento participa en una reacción.

Para comparar la reactividad entre los elementos representativos (bloques s y p) se utiliza la regla del octeto, basada en la gran estabilidad de los gases nobles:

Los átomos tienden a formar enlaces que les proporcionen ocho electrones en su capa de valencia y adquirir así la configuración de gas noble más cercano (s^2p^6), salvo los elementos próximos al helio, que tienden a alcanzar la configuración $1s^2$.

Variación de la reactividad en un período

Metales

Cuanto menos electrones excedan de ocho, con mayor facilidad se cederán y más activo será el elemento.

Así, los metales más activos son aquellos que tienen un único electrón en su capa de valencia, como los metales alcalinos (s^1).

La reactividad de los metales disminuye al avanzar en un período, siendo máxima en los alcalinos.

No metales

Cuanto menos electrones falten para completar ocho, con mayor facilidad se aceptarán y más activo será el elemento. Así, los no metales más activos son los que necesitan un solo electrón para completar su capa de valencia, como los halógenos (s^2p^7).

La reactividad de los no metales aumenta al avanzar en un período y es máxima en los halógenos.

Variación de la reactividad en un grupo

Metales

Cuanto más capas electrónicas internas tenga el átomo, más débil será la atracción del núcleo sobre los electrones más externos y estos se cederán con mayor facilidad.

La reactividad de los metales aumenta al descender en un grupo.

No metales

Cuanto menos capas electrónicas internas tenga el átomo, más fuerte será la atracción del núcleo sobre los electrones más externos y estos se captarán con mayor facilidad.

La reactividad de los no metales disminuye al descender en un grupo.

Ordena de menor a mayor reactividad los siguientes elementos: potasio, zinc, calcio, cromo

Zn, Cr, Ca, K

Ordena de menor a mayor reactividad todos los alcalinos

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

10.- Explica como varía el radio atómico en la tabla periódica y por qué.

En un grupo. El radio atómico aumenta a medida que se desciende en el grupo y crece el número atómico.

Ello se debe a que los electrones de valencia se sitúan en niveles cada vez más alejados del núcleo, lo que hace aumentar el tamaño del átomo, es decir, su radio.

En un período. El radio atómico disminuye al avanzar a lo largo de un período y crece el número atómico.

Esto es así porque aumenta la carga positiva del núcleo y, por tanto, la fuerza con que este atrae a los electrones de la capa más externa, que es la misma en todos ellos, reduciéndose así el tamaño del átomo.

Ordena de menor a mayor radio atómico los siguientes elementos: aluminio, cloro, fósforo, sodio

Cl, P, Al, Na

Ordena de menor a mayor radio atómico todos los halógenos

F, Cl, Br, I, At