

ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA.

1. INTRODUCCIÓN.

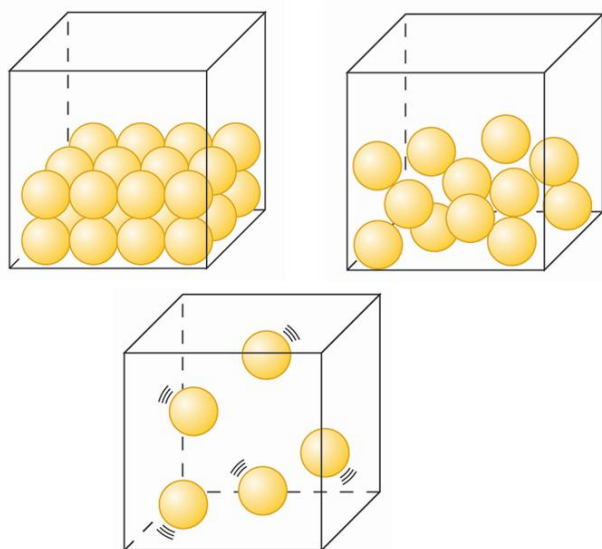
Desde la Antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia. En la antigua Grecia dos concepciones filosóficas compitieron por dar una interpretación racional a esta cuestión:

- Leucipo y su discípulo Demócrito consideraban que la materia estaba constituida por pequeñísimas partículas (no visibles a simple vista) que no podían ser divididas en otras más pequeñas. A estas partículas se las llamó átomos, que en griego significa "indivisible".
- Aristóteles era partidario de la teoría de los cuatro elementos, según la cual toda la materia estaría formada por la combinación de cuatro elementos básicos: aire, agua, tierra y fuego.

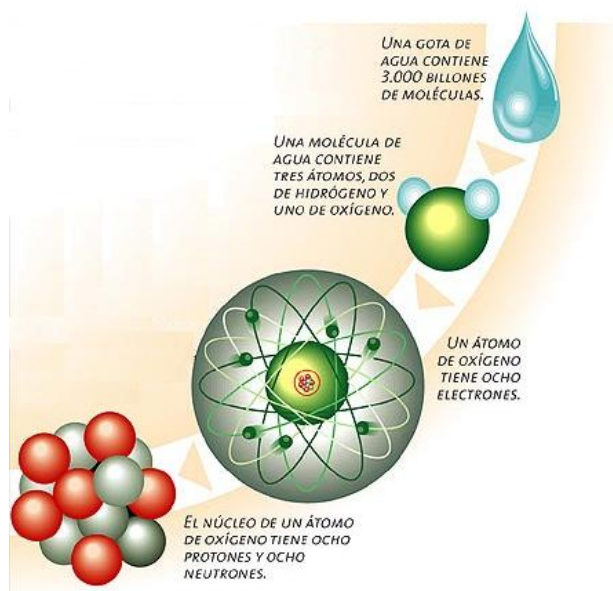
Las ideas de Demócrito sobre la materia fueron rechazadas por los filósofos de su época, mientras que la teoría de los cuatro elementos se acabó imponiendo durante muchos siglos. Habrían de transcurrir dos milenios para que la concepción atómica fuera tomada de nuevo en consideración.

Ya en el tema anterior se estudió la **teoría cinético-corpúscular**, surgida en el siglo XVIII, que supone que todos los materiales están hechos de partículas inmensamente pequeñas, dotadas de un cierto estado de movimiento (caótico en los gases, y más ordenado y restringido en sólidos y líquidos). Si bien es una teoría nacida para explicar el comportamiento de los gases y los estados de la materia (volumen, temperatura y presión de los gases, cambios de estado, etc.), **no detalla la estructura interna de la materia**, ni ciertos fenómenos derivados de tal estructura interna (composición interna de las partículas, diferenciación de partículas de distintas sustancias y de sus propiedades, naturaleza de las fuerzas de cohesión entre las partículas, combinación de partículas (moléculas y cristales), fenómenos eléctricos de las partículas, etc.).

Las limitaciones de la teoría cinético-corpúscular hicieron necesaria una ampliación de la misma, llevando a los científicos a la **elaboración una teoría paralela que la complementase**. La labor de muchos científicos, como Antoine Lavoisier, John Dalton y Dimitri Mendeleiev condujo a la elaboración de la **teoría atómico-molecular de la materia**, base de la moderna ciencia química.



(a) Teoría cinético – molecular.



(b) Teoría atómico – molecular.

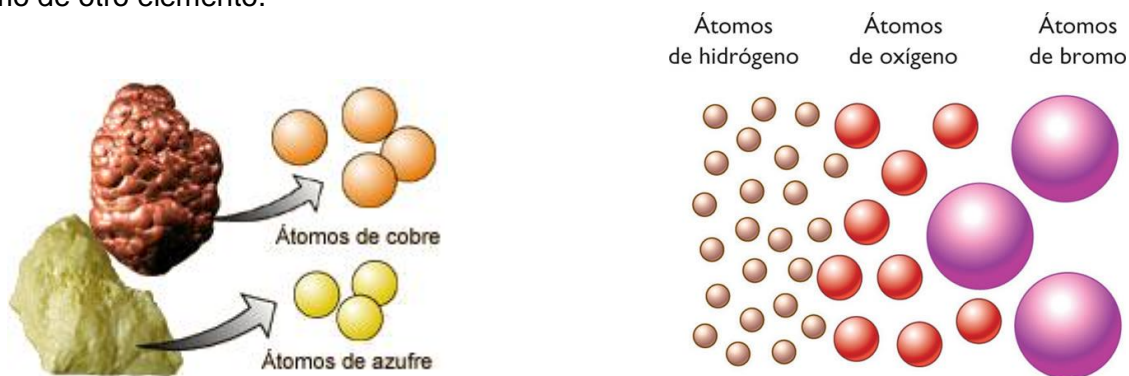
2. TEORÍA ATÓMICA. MODELOS ATÓMICOS.

2.1.- TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.

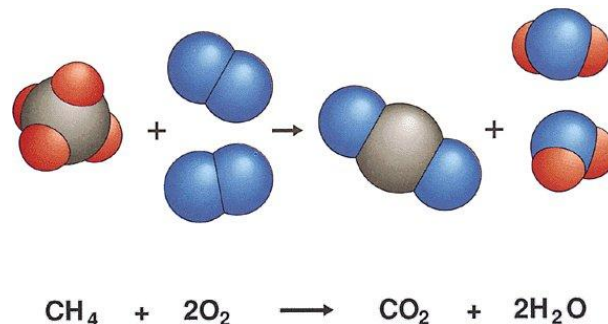
Gracias a diversos estudios experimentales, a principios del siglo XIX ya se tenía conocimiento de distintos conceptos químicos, como existencia de elementos y compuestos químicos (Boyle y Lavoisier), el conocimiento de algunos elementos químicos, las leyes básicas de las reacciones químicas (ley de la conservación de la masa, leyes de las proporciones constantes, y ley de las proporciones múltiples), etc.

Basándose en todo este conjunto de conocimientos, Dalton desarrolla en 1808 su modelo atómico, en base a las siguientes hipótesis:

- La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas átomos.
- Hay distintas clases de átomos, con diferentes masas y propiedades. Los átomos de un elemento son todos iguales y presentan las mismas propiedades. Por el contrario, los átomos de distintos elementos son distintos y presentan distintas propiedades.
- Los átomos son inmutables (no se pueden transformar de un tipo en otro).
- Los compuestos químicos están formados por la unión de un número entero de átomos de distintos elementos, siempre en la misma proporción.
- En las reacciones químicas de sustancias, los átomos se separan, se combinan y se redistribuyen entre las sustancias que reaccionan. Sin embargo, ningún átomo se crea, ni se destruye, ni se convierte en un átomo de otro elemento.



(a), (b) y (c): Dalton postuló que la materia está formada por átomos. No intentó describir la estructura o composición de los átomos, ni tenía idea de cómo era un átomo. Sin embargo, se dio cuenta de que la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno, lo que sólo se puede explicar con la idea de que los átomos de hidrógeno son diferentes de los átomos de oxígeno.



(d): esta hipótesis sugiere que para formar un determinado compuesto no solamente se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Así, si se analizan distintas muestras de dióxido de carbono gaseoso, en todas ellas se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno (y por tanto, la misma cantidad de átomos de carbono y oxígeno)

(e): En esta reacción una molécula de metano (CH_4) reacciona con 2 moléculas de oxígeno (O_2). Fruto de la reacción se produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Notar que en la reacción los átomos sólo se recombinan, no se crean nuevos átomos, ni

Como se sabe hoy, la teoría atómica de Dalton era incompleta. Posteriormente se fueron descubriendo un conjunto de hechos científicos que pondrían de manifiesto importantes lagunas y errores en casi todas las hipótesis de la teoría atómica, que hubieron de corregirse (naturaleza eléctrica de la materia, indivisibilidad y estructura interna del átomo, los mecanismos de formación de moléculas, existencia de isótopos, radioactividad, etc.). No obstante, estas modificaciones no significaron una ruptura radical con las propuestas de Dalton, sino una profundización y enriquecimiento de una teoría incompleta. La teoría atómica debe considerarse como uno de los pilares más importantes de la química moderna

2.2.- MODELO ATÓMICO DE THOMSON.

Algunos fenómenos de electrización de los cuerpos pusieron de manifiesto la naturaleza eléctrica de la materia. Estos fenómenos eléctricos son debidos a una propiedad de la materia llamada **carga eléctrica**.

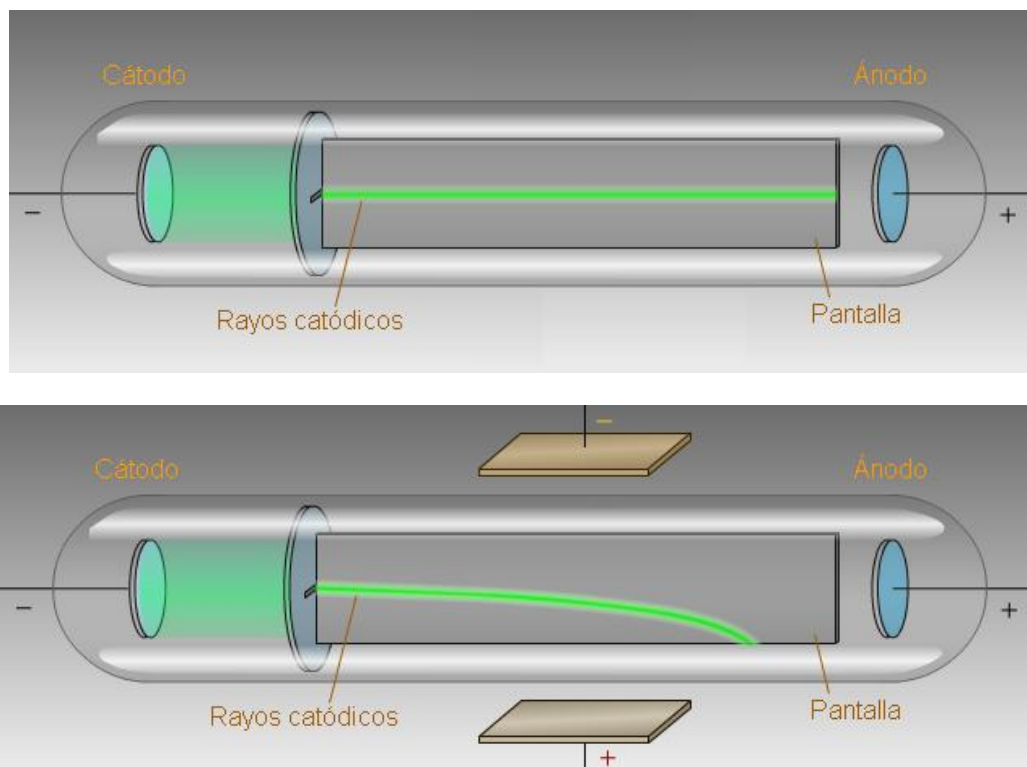
Existen dos tipos de carga: positiva y negativa. Dos cuerpos que hayan adquirido una carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen carga de distinto tipo se atraen.

En general, la materia es eléctricamente neutra, es decir, tiene la misma cantidad de cada tipo de carga. Sin embargo, los cuerpos pueden electrificarse, cargándose positivamente o negativamente si ganan o pierden cargas de alguno de los dos tipos.



Descubrimiento del electrón.

En 1897, el científico inglés Thomson realizaba experimentos con rayos catódicos (rayos de luz que aparecen cuando un gas encerrado en un tubo de vidrio se somete a elevadas tensiones). Thomson descubrió que tales rayos eran desviados por la acción de campos eléctricos o magnéticos, lo cual significaba que presentaban carga. Al estudiar las partículas que formaban estos rayos, Thomson observó que tales partículas siempre eran las mismas (presentaban la misma masa y cantidad de carga negativa), cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. También observó que dicha masa era mucho más pequeña que la masa de los átomos de los gases empleados. De esta forma, se demostró que los rayos estaban formados por una corriente de **partículas cargadas negativamente, de masa mucho más pequeña que la de los átomos**, que llamó **electrones**.



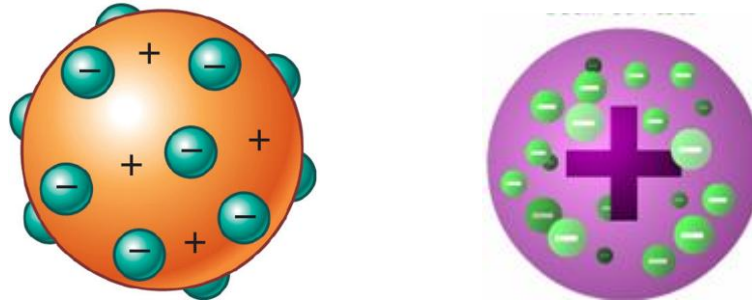
http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/catodicos.htm

El descubrimiento del electrón hizo que Thomson se plantease las siguientes cuestiones:

- Los electrones son partículas más pequeñas que el átomo. Por tanto, los átomos no son indivisibles, ya que los electrones son partículas que forman parte de los átomos.

- En los átomos hay partículas con carga negativa llamadas electrones. La materia debe ser eléctricamente neutra, lo cual implica que en el átomo deban existir cargas positivas que compensen la carga de los electrones.
- Si las cargas negativas de los átomos pertenecen a los electrones, partículas de masa mucho más pequeña, la mayor parte de la masa del átomo se debe a las partículas con carga positiva.

Todo ello llevó a Thomson a enunciar su propio modelo atómico, que tomaba en cuenta la existencia de del electrón como partícula subatómica, modificando la teoría atómica de Dalton. El **modelo atómico de Thomson** representaba al átomo como una esfera formada por una masa fluida de baja densidad con carga positiva, en la que se hallaban incrustados los electrones (modelo “pudding de pasas” o “sandía”). Casi la totalidad de la masa del átomo se concentraba en dicha masa fluida.



El modelo atómico de Thomson también **explicaba la electrización** positiva o negativa de la materia, mediante la pérdida o ganancia de electrones. Así, por ejemplo, cuando un átomo perdía un electrón de su superficie, éste quedaba cargado eléctricamente con una carga positiva. Análogamente, si un átomo ganaba electrones, entonces quedaba cargado negativamente.

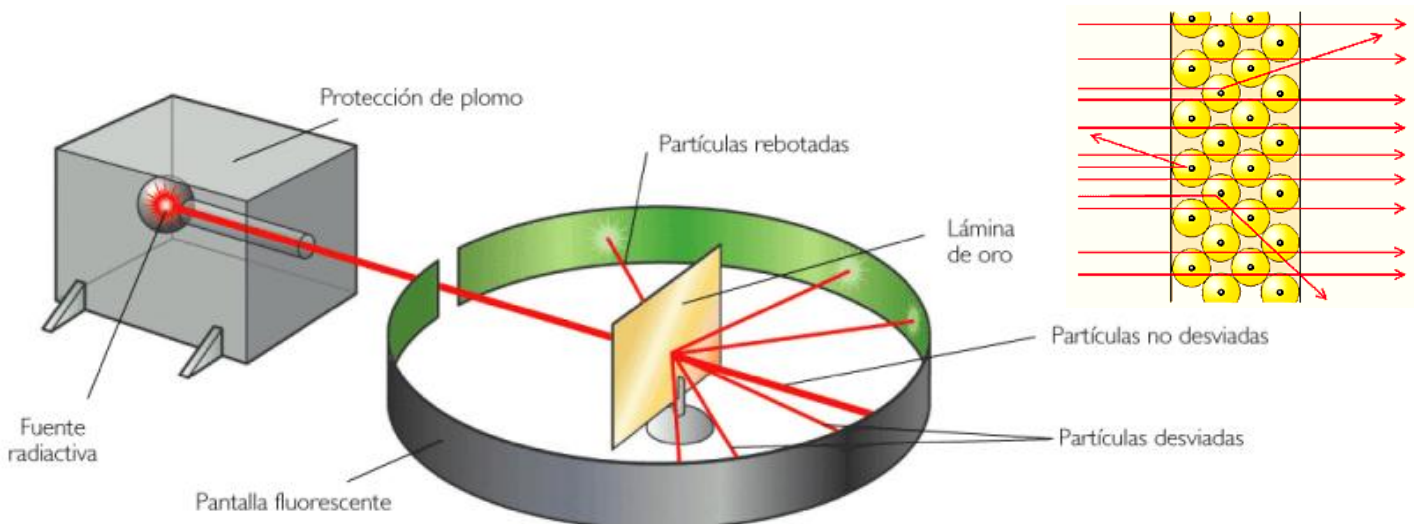
A los átomos con carga positiva se les denominó **cationes** (porque son atraídos por el cátodo o polo negativo) y a los átomos con carga negativa **aniones** (porque son atraídos por el ánodo o polo positivo).

2.3.- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD.

Los experimentos llevados a cabo en 1911 bajo la dirección de Rutherford modificaron las ideas existentes sobre la naturaleza del átomo. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo. Detrás de la lámina se colocó una placa fluorescente para estudiar las trayectorias de las partículas.

Debido a la baja densidad del fluido que constituía el átomo, se esperaba que todas las partículas atravesasen la lámina de oro. Sin embargo, el experimento arrojó resultados inesperados, ya que no todas las partículas atravesaban la lámina, sino que algunas resultaban desviadas, e incluso llegaban a rebotar. Como el propio Rutherford expresó: “el hecho es tan increíble como si se disparase un proyectil de 40 cm contra una lámina de papel de seda, y el proyectil rebotase”

Evidentemente, tales resultados eran incompatibles con el modelo de átomo formulado por Thomson.



Basándose en los resultados obtenidos en sus experimentos, Rutherford estableció el llamado **modelo atómico de Rutherford** o modelo atómico nuclear.

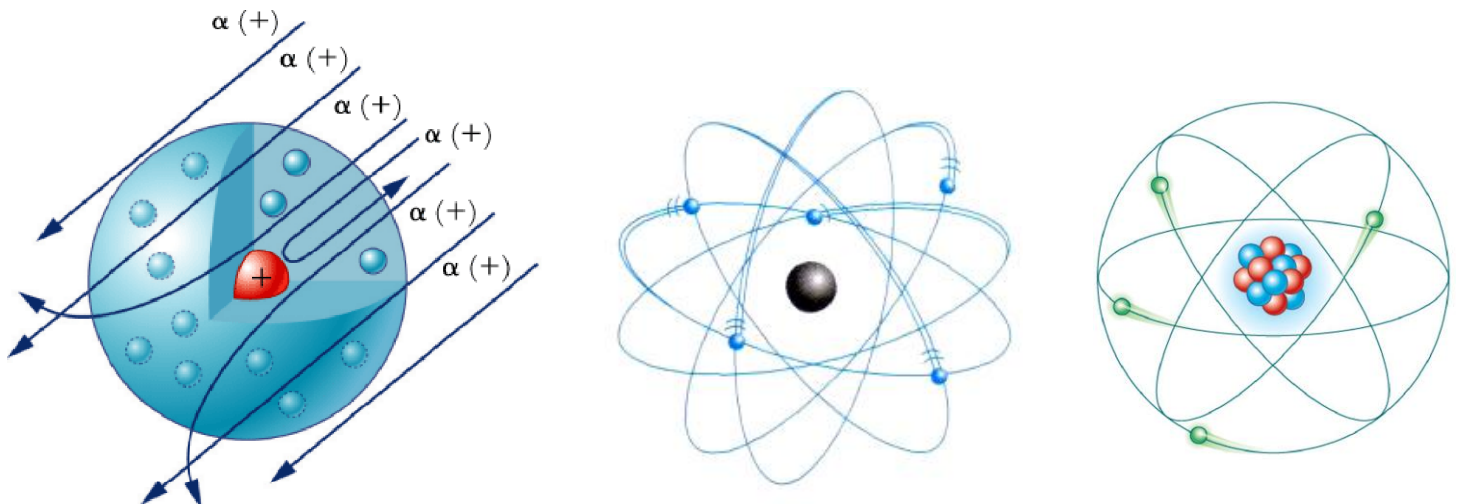
El átomo está formado por dos partes: **núcleo y corteza**:

- El núcleo es la parte central del átomo. Tiene un tamaño muy pequeño, y en él se encuentra toda la carga positiva, y prácticamente toda la masa del átomo. En la experiencia de Rutherford, el núcleo es el responsable de las partículas alfa rebotadas, mientras que su carga positiva explica la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva).
- La corteza es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los electrones, de masa mucho más pequeña que el núcleo y carga negativa, y están orbitando alrededor del núcleo. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario.

Más adelante, los trabajos del físico inglés Moseley condujeron a la hipótesis (y posterior confirmación), de la existencia de partículas con carga positiva del mismo valor que la del electrón, pero de mucha mayor masa, en el núcleo de los átomos, a las que se dio el nombre de **protones**. Como la carga de protones y electrones es de igual magnitud pero contraria, se dedujo que en los átomos de la materia neutra el número de protones debía ser igual al número de electrones.

Sin embargo, los estudios revelaron que la suma de las masas de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo. Rutherford propondría la existencia de otra partícula en el núcleo que tendría una masa similar a la del protón, pero que carecería de carga, por lo que la denominó **neutrón**. La evidencia experimental de esta partícula no se tuvo hasta 1932 con los experimentos de Chadwick.

Así pues, en el núcleo de los átomos se encuentran los protones y neutrones, mientras que en la corteza, y orbitando en torno al núcleo, se encuentran los electrones.

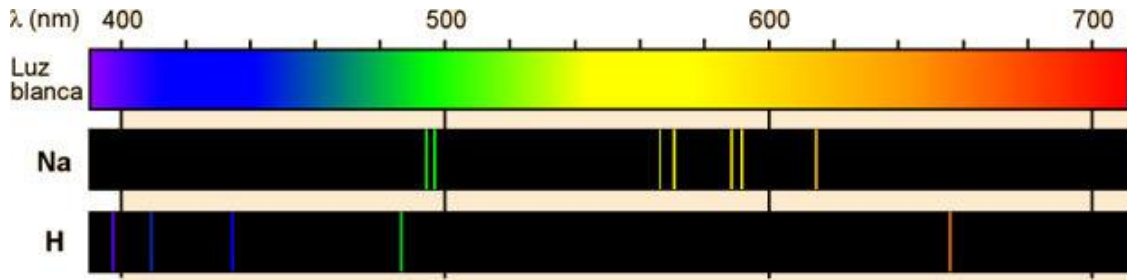


2.4.- MODELO ATÓMICO DE BOHR.

El modelo atómico de Rutherford adolece de ciertas inconsistencias, que es incapaz de explicar:

- a) El modelo es inestable: las leyes de la física clásica establecen que una carga en movimiento emite continuamente radiaciones electromagnéticas que implican pérdida de energía. Como el electrón gira alrededor del núcleo, debería perder energía por emisión de radiación, lo que haría que fuese aproximándose cada vez más al núcleo, hasta caer sobre él. El átomo se destruiría.
- b) En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. A la gama de colores en la que se descompone la luz se le denomina espectro visible, y es continuo (es decir, contiene todas las longitudes de onda del espectro visible, desde el rojo (400 nm) al violeta (700 nm)). Sin embargo, en los elementos químicos el espectro de la luz emitida es discontinuo, y consta de líneas o rayas localizadas a longitudes de onda específicas. Cada elemento posee un espectro característico y

único, que puede utilizarse para identificarlo. El hecho de que cada tipo de átomo tenga un espectro discontinuo y distinto entre los diferentes átomos debe estar relacionado con su estructura, que el modelo atómico de Rutherford no podía explicar.

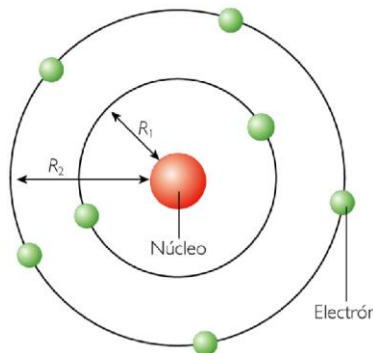


Espectros de la luz blanca (continuo), y de los átomos de Sodio (Na) e Hidrógeno (H) (ambos discontinuos).

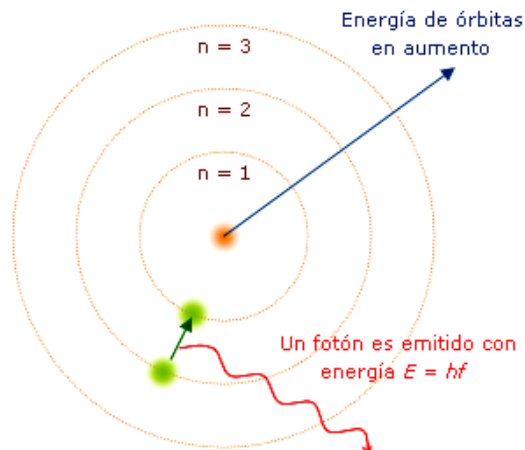
http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena6/3q6_contenidos_1a_ampliacion.htm

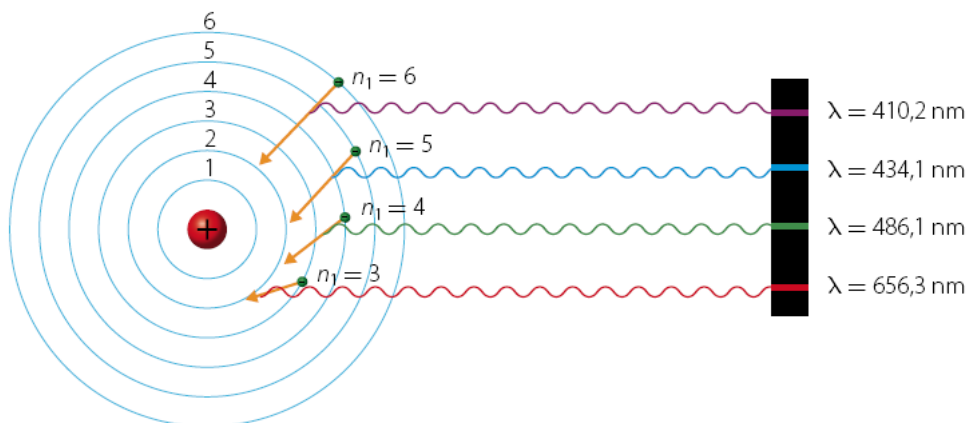
Para explicar tales contradicciones, el físico alemán Niels Bohr propone su modelo atómico. Bohr consideraba que las diferentes propiedades químicas de los átomos no se pueden atribuir exclusivamente al número de protones presentes en el núcleo (o análogamente, al número de electrones de la corteza), sino que dichas **propiedades químicas vendrían fuertemente determinadas por la "organización" de los electrones en torno al núcleo del átomo.**

El **modelo atómico de Bohr** supone que los electrones pueden girar alrededor del núcleo únicamente en ciertas órbitas concretas de radios determinados, denominadas "órbitas permitidas". En tales **órbitas estacionarias** el electrón no emite energía y se encuentra estable (ya que la energía cinética del electrón compensa exactamente la atracción electrostática entre las cargas opuestas de núcleo y electrón).

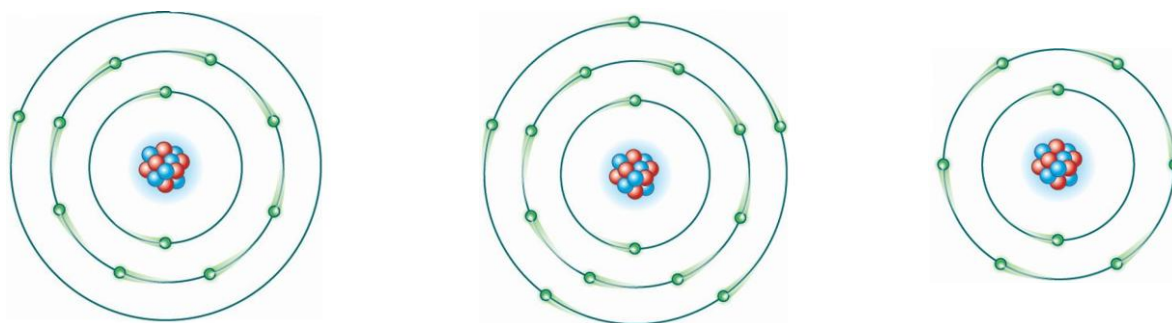


Los electrones solo pueden tomar los valores de energía correspondientes a dichas órbitas, llamados **niveles de energía**. Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía, y viceversa, suponen una emisión o una absorción de energía electromagnética (fotones de luz), respectivamente. Ello explica los espectros discontinuos de emisión y absorción de luz de los átomos, donde cada línea del espectro es un posible salto de un nivel energético a otro.





La distribución de los electrones en las diferentes órbitas permitidas se denomina **configuración electrónica**. Los electrones se organizan en órbitas concretas, tendiendo a ocupar preferentemente las capas inferiores (de menor energía y más estables) y después las superiores (con más energía, y menos estables). Cada órbita sólo puede alojar un número máximo de electrones, de forma que las órbitas se van ocupando una vez la órbita inmediatamente inferior se ha completado. A los electrones que están situados en la última capa se les denomina **electrones de valencia**, y al nivel que ocupan **capa de valencia**. Estos electrones son los **responsables de las propiedades químicas de las sustancias**.

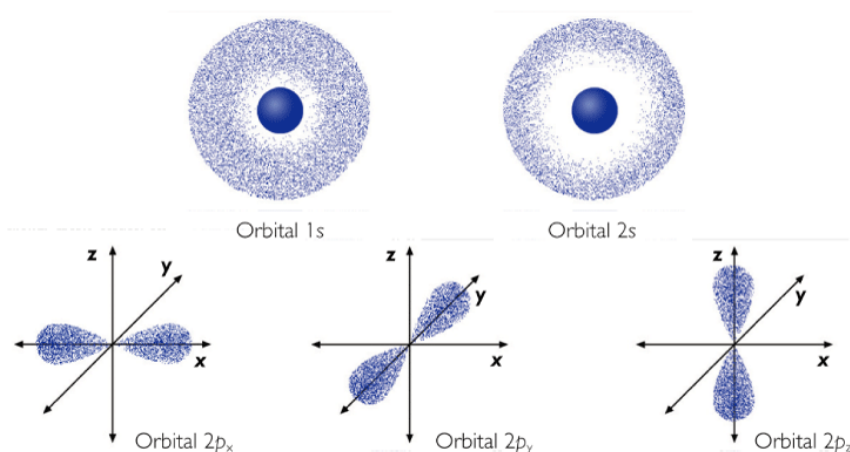


Representación de las órbitas permitidas de Bohr para los átomos de sodio (11 e⁻), fósforo (15 e⁻) y oxígeno (8 e⁻). La primera capa admite un máximo de 2 electrones, la segunda capa 8 electrones, la tercera 18 electrones, etc.

2.5.- MODELO ATÓMICO ACTUAL.

Aunque el modelo atómico de Bohr supuso una importante contribución a la estructura atómica, posteriores experiencias llevaron a abandonar la idea de las órbitas estacionarias de Bohr, debido fundamentalmente a que **no se puede determinar con precisión la posición exacta de un electrón en un determinado instante** (principio de incertidumbre). El modelo de Bohr, que se regía según las leyes de la mecánica clásica, se abandonó para adoptar los conceptos derivados de las nuevas leyes de mecánica cuántica, cuyos padres fueron Heisenberg (1901-1976), Schrödinger (1887-1961) y Dirac (1902-1984).

En la mecánica cuántica se define el concepto de **orbital** como una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.



3. ESTRUCTURA ATÓMICA DE MATERIA.

Los modelos atómicos establecen que en el átomo se distinguen dos partes: el núcleo y la corteza:

- El núcleo es la parte central del átomo y contiene partículas con carga positiva, los protones, y partículas que no poseen carga eléctrica, los neutrones. La masa de un protón es aproximadamente igual a la de un neutrón.
- La corteza es la parte exterior del átomo. En ella se encuentran los electrones, con carga negativa. Éstos, ordenados en distintos niveles, giran alrededor del núcleo. La masa de un electrón es unas 2000 veces menor que la de un protón.

En condiciones normales los átomos son eléctricamente neutros, debido a que tienen igual número de protones que de electrones.

Como se estudiará a continuación, la identidad de un átomo y sus propiedades químicas vienen determinadas por sus partículas subatómicas (número de protones en el núcleo, y número y distribución de los electrones en la corteza, respectivamente).

3.1.- CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS.

Masa y carga

A continuación se muestran algunos datos sobre las partículas subatómicas:

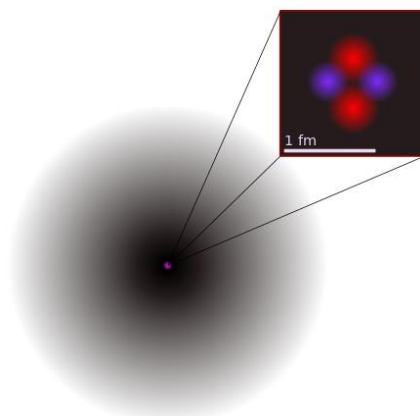
PARTÍCULAS	MASA			CARGA	
	Real (en Kg)	Real (en uma)	Relativa	Real	Relativa
Protón	$1,672 \cdot 10^{-27}$ Kg	1,00728 uma	1	$+ 1,602 \cdot 10^{-19}$ C	+1
Neutrón	$1,675 \cdot 10^{-27}$ Kg	1,00867 uma	1	0 C	0
Electrón	$9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg	$5,486 \cdot 10^{-4}$ uma	0	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$ C	-1

De estos datos se puede observar que:

- Las masas del protón y neutrón son prácticamente idénticas.
- La masa del electrón es prácticamente despreciable respecto las masas de los protones y neutrones. Por ello se dice que casi el 100% de la masa del átomo se concentra en el núcleo.
- La carga del protón y del electrón son iguales, pero de signo contrario. Como hay el mismo número de protones y de electrones, la carga total del átomo es cero.
- El neutrón es una partícula sin carga.

Tamaño relativo de átomo y núcleo.

El tamaño exacto de un átomo es difícil de calcular, ya que las nubes de electrones no cuentan con bordes definidos. Por otra parte, el tamaño de los átomos de los distintos elementos es diferente. Sin embargo, y tomando como referencia el átomo de hidrógeno, el radio atómico sería de aproximadamente 10^{-10} m y el radio del núcleo sería del orden de 10^{-14} m. Comparando ambos tamaños, se observa que el núcleo de un átomo es cerca de 10.000 veces menor que el átomo mismo, y sin embargo, concentra prácticamente el 100% de su masa (ya que la masa de los electrones es despreciable respecto la masa de protones y neutrones). Entre el núcleo y la corteza existe un gran espacio vacío, donde no hay absolutamente nada.



Para efectos de comparación, si un átomo tuviese el tamaño de un estadio, el núcleo sería del tamaño de una canica colocada en el centro, y los electrones, como partículas de polvo agitadas por el viento alrededor de los asientos.

3.2.- IDENTIFICACIÓN DE LOS ÁTOMOS: NÚMEROS ATÓMICO Y MÁSIICO.

Los átomos de los elementos químicos se identifican por el número de protones que contiene su núcleo, ya que es un número fijo para cada elemento. Por tanto, lo que distingue a unos elementos químicos de otros es el número de protones que tienen sus átomos en el núcleo.

Por ejemplo, todos los átomos de hidrógeno tienen 1 protón en su núcleo, todos los átomos de oxígeno tienen 8 protones en su núcleo, todos los átomos de hierro tienen 26 protones en su núcleo, etc.

El número de protones en el núcleo del átomo de un elemento se denomina **número atómico** o "Z". En el sistema periódico el número atómico va aumentando en una unidad al pasar de un elemento al siguiente, lo cual permite ordenar de forma creciente los elementos por el número de protones en su núcleo, y por tanto, por su masa atómica.

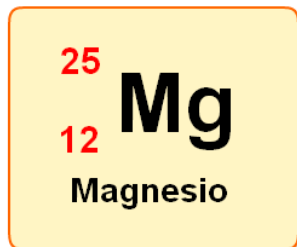
Periodo	Grupo																	
	1																18	
1	1																	2
	H																	He
	Hidrógeno																	Helio
2	3	4											5	6	7	8	9	10
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Litio	Berilio											Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón
3	11	12											13	14	15	16	17	18
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
	Sodio	Magnesio											Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Hierro	Cobalto	Níquel	Cobre	Cinc	Gaio	Germanio	Arsénico	Selenio	Bromo	Criptón
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Rubidio	Estroncio	Itrio	Circonio	Niobio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Paladio	Plata	Cadmio	Indio	Estaño	Antimonio	Teluro	Yodo	Xenón
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Cesio	Bario	Lantano	Hafnio	Tántalo	Volframio	Renio	Osmio	Indio	Platino	Oro	Mercurio	Talio	Plomo	Bismuto	Polonio	Astato	Radón
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112		114		116		118
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq		Uuh		Uuo
	Francio	Radio	Actinio	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Bohrio	Hassio	Mitnerio	Ununnilio	Ununnilio	Ununbio		Ununcuadio		Ununhexio		Ununactio
Lantánidos	6	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
		Cerio	Praseodimio	Neodimio	Promecio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Tulio	Iturbio	Lutecio			
Actínidos	7	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			
		Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio			

Como los átomos son eléctricamente neutros (presentan el mismo número de protones que de electrones), el número atómico también permite conocer el número de electrones en la corteza del átomo.

A la suma del número de protones y neutrones que forman el núcleo atómico se le llama **número másico** "A". Es habitual representar el símbolo de un elemento X cualquiera acompañado de los valores de A y Z, conteniendo así toda la información necesaria para conocer fácilmente el número de protones, electrones y neutrones.



- X Símbolo del elemento
- A Número másico ($A = p + n$)
- Z Número atómico ($Z = p$)



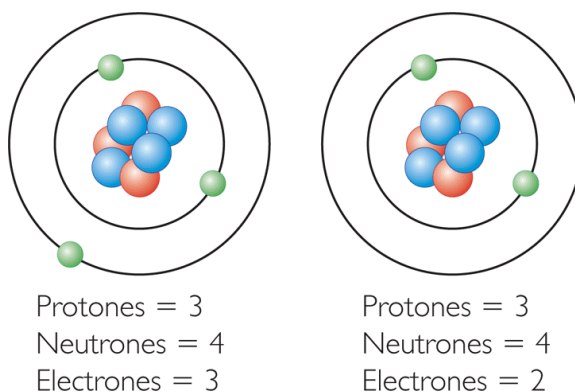
Nº atómico =	12
Nº másico =	25
protones =	12
neutrones =	13
electrones =	12

<http://www.educaplus.org/play-85-Part%C3%ADculas-de-los-%C3%A1tomos-e-iones.html>

3.3.- IONES.

En situación normal, la materia es neutra, y sus átomos presentan el mismo número de protones que de electrones. Sin embargo, en determinadas circunstancias, los átomos pueden cargarse formando **iones**. La electrización del átomo puede ser positiva, dando lugar a cationes (iones positivos), o negativa, produciendo aniones (iones negativos).

¿Cómo se forma un ion? En el átomo, los protones están muy fuertemente ligados al núcleo, mientras que los electrones se encuentran en la parte más externa del átomo, orbitando alrededor del núcleo. Es decir, los átomos pueden ganar o perder electrones con mucha más facilidad. Por tanto, **cuando se forma un ion, el número de protones en el núcleo no cambia. Lo único que varía es el número de electrones, que aumenta o disminuye.**



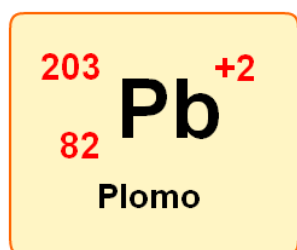
Formación de un ión positivo de Litio (Li^+).

Un ion se representa mediante el símbolo del elemento del que procede, con un superíndice a la derecha, que indica la carga que posee mediante un número y su signo (+ ó -).

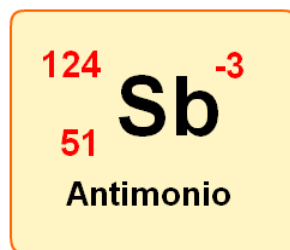
- Un superíndice positivo indica el número de electrones perdidos por el átomo, dando lugar a un ion con la carga positiva indicada.
- Un superíndice negativo indica el número de electrones ganados por el átomo al formar el ion negativo correspondiente.

Ejemplos:

- ✓ Ca^{2+} → ion calcio (átomo de calcio que ha perdido 2 electrones, cargándose positivamente).
- ✓ As^{3-} → ion arseniuro (átomo de arsénico que ha ganado 3 electrones, cargándose negativamente).
- ✓ Br^- → ion bromuro.
- ✓ Li^+ → ion litio.



Nº atómico =	82
Nº másico =	203
protones =	82
neutrones =	121
electrones =	80



Nº atómico =	51
Nº másico =	124
protones =	51
neutrones =	73
electrones =	54

3.4- CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

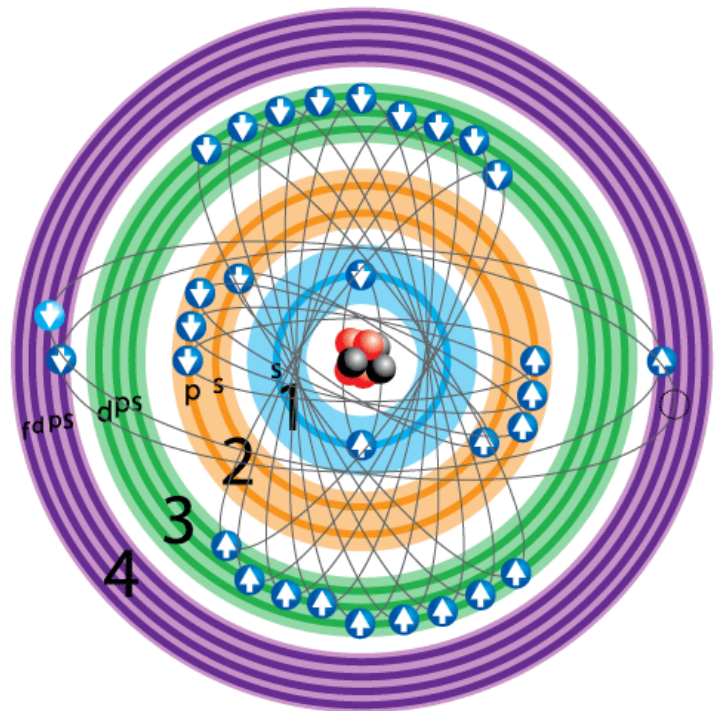
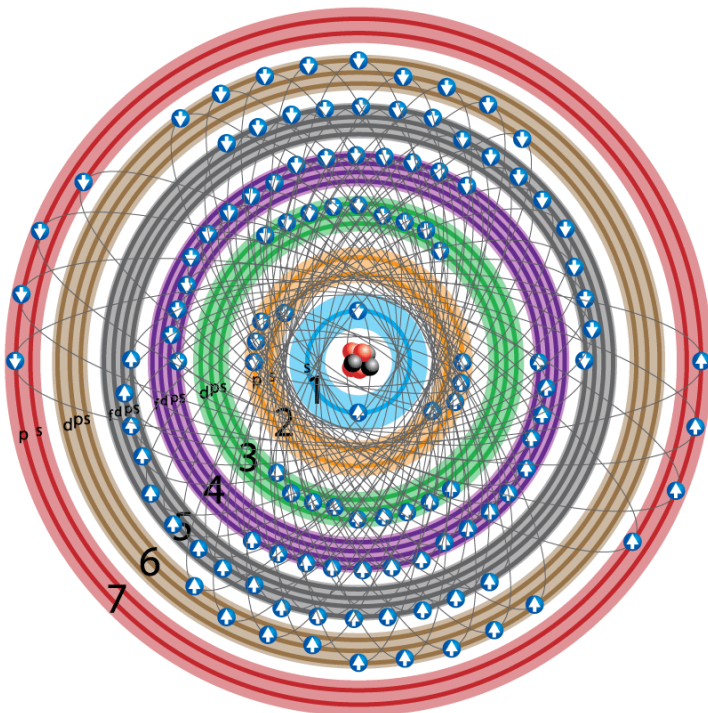
Las **propiedades químicas de los elementos** dependen de la **distribución de los electrones en la corteza**. Aunque los conocimientos actuales sobre la estructura electrónica de los átomos son bastante complejos, las ideas básicas son las siguientes:

El modelo atómico de Bohr y posteriores establecen que los electrones de la corteza se localizan en capas o niveles de energía. Estos niveles de energía se numeran del 1 al 7 por orden creciente de la energía que tienen los electrones en dicho nivel, y por distancia al núcleo del átomo.

- El nivel 1 es el más interno y menos energético.
- El nivel 7 es el más externo, y más energético.

Cada uno de estos niveles puede contener a su vez varios subniveles energéticos que se designan con las letras *s*, *p*, *d* y *f*. Cada nivel energético dispone sólo de algunos de estos subniveles, tal y como se muestra en la tabla:

Nivel energético	Subniveles
1	<i>s</i>
2	<i>s</i> , <i>p</i>
3	<i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i>
4	<i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i> , <i>f</i>
5	<i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i> , <i>f</i>
6	<i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i>
7	<i>s</i> , <i>p</i>



(a) Niveles y subniveles de energía del átomo de Ununocio

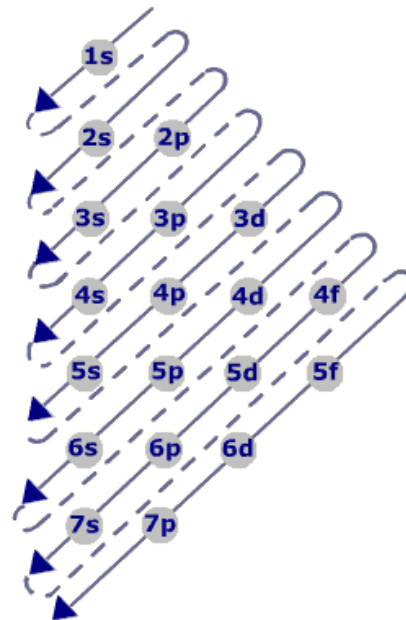
(b) Niveles y subniveles de energía del átomo de Galio.

La distribución de los electrones de un átomo en estos niveles y subniveles es lo que se conoce como **configuración electrónica**, y sigue una serie de reglas básicas:

- Cada subnivel puede alojar un número máximo de electrones: el subnivel *s* puede tener un máximo de 2 electrones, en el subnivel *p* caben 6, en el subnivel *d* caben 10, y en el subnivel *f* caben 14. Esto se debe a que en cada orbital cabe un máximo de dos electrones y los subniveles *s*, *p*, *d* y *f* contienen 1, 3, 5 y 7 orbitales respectivamente.

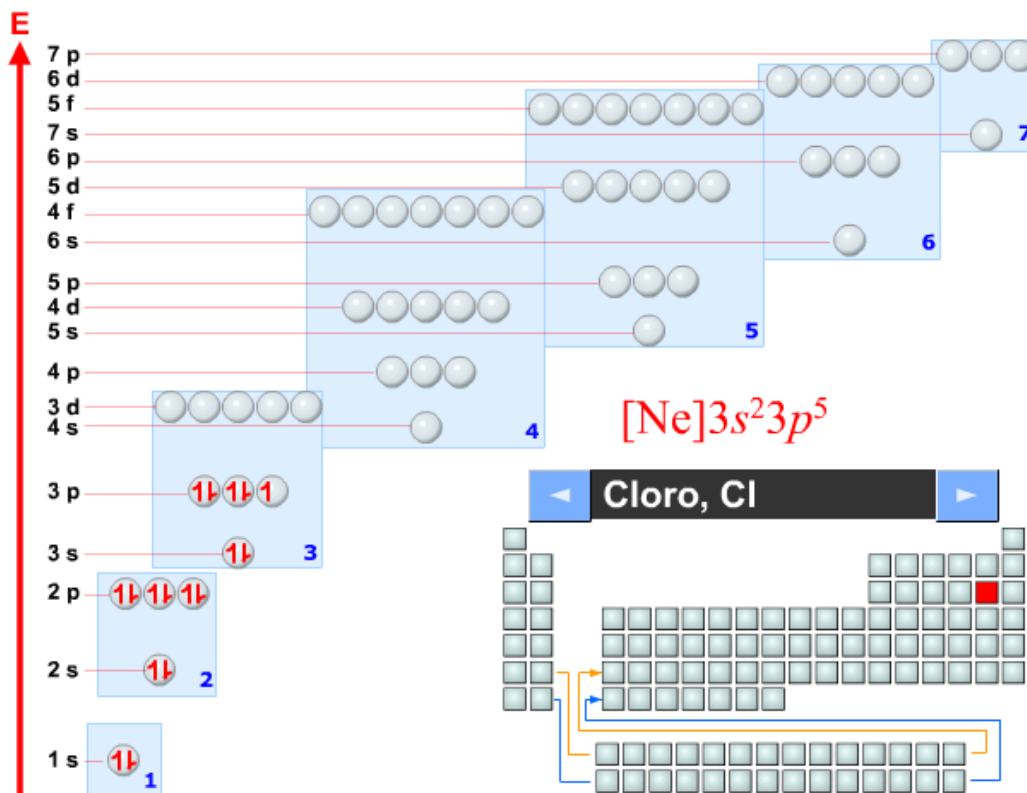
Subnivel	Nº de orbitales por subnivel	Nº máx. de electrones por subnivel (2 e- por orbital)
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

- Los electrones se van distribuyendo entre los distintos subniveles, tendiendo a ocupar preferentemente los subniveles de menor energía (más estables), y después los subniveles con más energía (menos estables). Un subnivel sólo puede empezar a ocuparse cuando el subnivel inmediatamente inferior ya está completo. El orden de llenado de los subniveles viene determinado por el diagrama de Möeller:

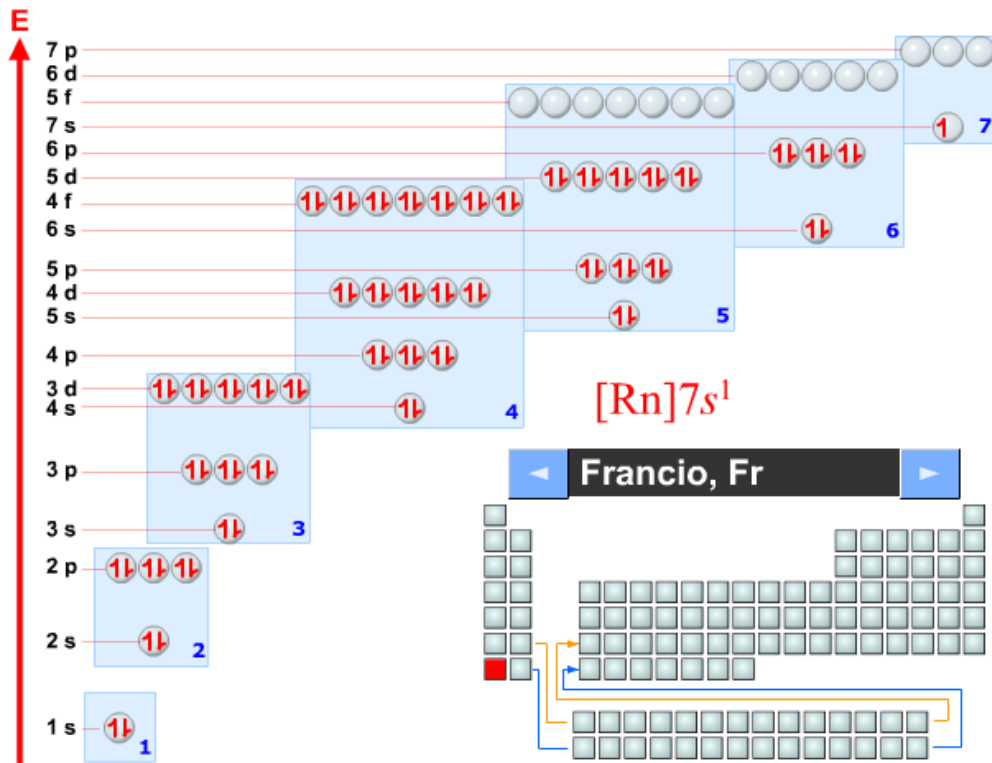


La configuración electrónica de los átomos es de suma importancia, ya que determina las propiedades químicas de un elemento. Especial relevancia tiene el número de **electrones de valencia**, que es el **número de electrones que hay en el último nivel ocupado (capa de valencia)**. Los electrones de valencia son los electrones más externos del átomo, y por tanto los de mayor energía, y determinarán la capacidad de unión de unos átomos con otros para formar agrupaciones de átomos (moléculas y cristales).

Ejemplos: Configuración electrónica del cloro ($Z = 17$) y el francio ($Z = 87$).



Configuración electrónica del cloro ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
De forma simplificada: Cl (2, 8, 7).



Configuración electrónica del francio ($Z = 87$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$.

De forma simplificada: Fr (2, 8, 18, 32, 18, 8, 1)

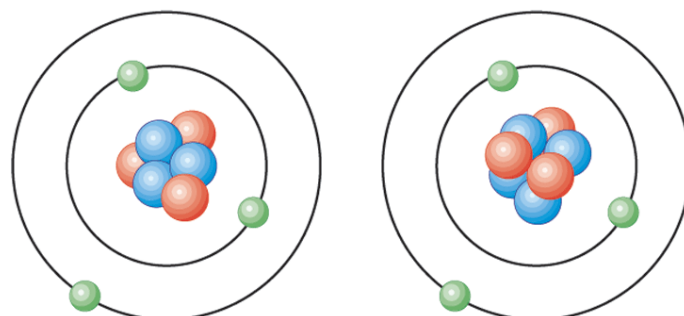
http://www.educaplus.org/swf/configuracion_elec_01_p.swf

Ejemplos:

- Litio (Li) → $Z = 3$ → Notación clásica: $1s^2 2s^1$ → notación simplificada: Li (2, 1).
- Nitrógeno → $Z = 7$ → Notación clásica: $1s^2 2s^2 2p^3$ → notación simplificada: N (2, 5).
- Magnesio (Mg) → $Z = 12$ → Notación clásica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ → notación simplificada: Mg (2, 8, 2).
- Azufre (S) → $Z = 16$ → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ → S (2, 8, 6).
- Argón (Ar) → $Z = 18$ → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ → Ar (2, 8, 8).
- Titanio (Ti) → $Z = 22$ → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^2 4s^2$ → Ti (2, 8, 10, 2).
- Bromo (Br) → $Z = 35$ → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 p^5$ → Br (2, 8, 18, 7)

3.5.- ISÓTOPOS.

No todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales. La mayoría de los elementos tienen diferentes isótopos. Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen **diferente número de neutrones en el núcleo**. Por tanto, los isótopos de un elemento presentan el **mismo número atómico** (idéntico número de protones), y al ser neutros, el mismo número de electrones. Sin embargo, tienen diferente cantidad de neutrones, y en consecuencia **distinto número másico**.



Isótopos de litio.

Para nombrar isótopos se indica el nombre del elemento, seguido de su número másico. Por ejemplo, los isótopos del carbono son carbono 12 (C-12), carbono 13 (C-13), y carbono 14 (C-14).

Todos los isótopos de un elemento **presentan las mismas propiedades químicas**, ya que éstas dependen del número de electrones. Por el contrario, tienen **diferencias en algunas propiedades físicas**, como por ejemplo, la masa, o la capacidad de desintegrarse radiactivamente.

3.6.- MASA ATÓMICA.

La masa atómica relativa de un elemento es la masa de uno de sus átomos. Equivale prácticamente a la **suma de las masas de sus protones y neutrones**, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse. Por ello se dice que la mayor parte de la masa del átomo se encuentra en el núcleo.

La unidad de masa en el S.I. (el kilogramo) es demasiado grande para medir masas de átomos. Por ello se ha definido la **unidad de masa atómica (uma)**, más adecuada para representar la masa de partículas tan minúsculas como los átomos. **La uma toma como referencia la masa del isótopo de carbono 12, y le asigna una masa de 12 uma** (ya que el carbono 12 tiene 6 protones y 6 neutrones). Ello implica que la unidad de masa atómica se define como la doceava parte (1/12) de la masa del carbono 12. Así mismo, implica que cada protón y neutrón presentan una masa aproximada de 1 uma, y que el electrón presenta una masa aproximada de 0 uma (ya que su masa es despreciable respecto la de protones y neutrones).

La equivalencia entre unidades de masa atómica y kilogramos es **1 uma = 1,66053886 × 10⁻²⁷ kg**.

Como para un mismo elemento existen varios isótopos estables en la naturaleza, **la masa atómica de un elemento es la media de sus isótopos estables**, ponderada según su abundancia en la naturaleza. Por ello, la masa atómica de un elemento no es un número entero.

Ejemplo:

El cloro tiene dos isótopos: Cl-35 y Cl-37, que se presentan en la naturaleza con una abundancia del 75,5 % y del 24,5 %, respectivamente. Por tanto, la masa atómica media será:

Masa atómica del Cl = 35 uma · 75,5 / 100 + 37 uma · 24,5 / 100 = 35,49 uma. Esta masa atómica es la que aparecerá en la tabla periódica para el cloro. Expresado en Kg, será 35,49 uma x 1,66 · 10⁻²⁷ Kg = 5,89 · 10⁻²⁶ Kg

Las masas atómicas de los elementos ya están calculadas, y aparecen como datos en la Tabla Periódica.

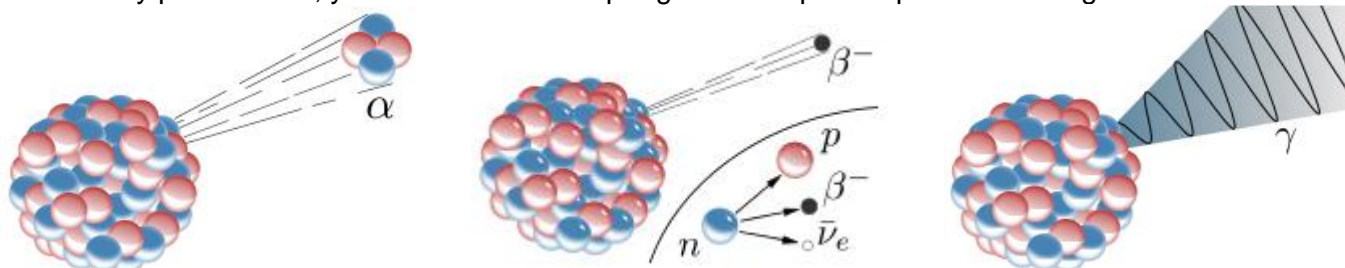
3.7.- RADIATIVIDAD.

La mayoría de los isótopos de los elementos son estables y permanecen inalterados indefinidamente. Sin embargo, en la naturaleza existen isótopos que son inestables, y son los responsables del fenómeno de la radiactividad.

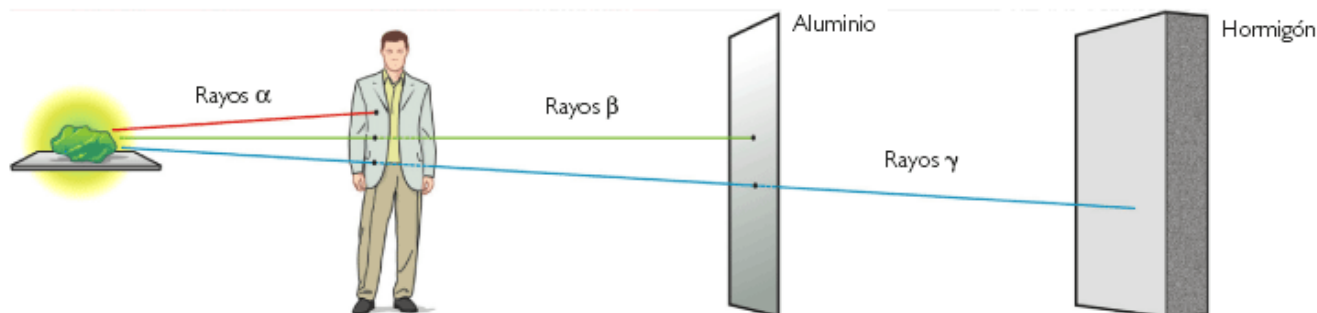
La radiactividad es un fenómeno mediante el cual, los núcleos de los isótopos que no son estables emiten partículas y radiaciones de forma espontánea, hasta que consiguen estabilizarse. Los isótopos que se comportan así reciben el nombre de **radioisótopos** y el proceso de descomposición espontánea que sufren se denomina **desintegración radiactiva**.

La desintegración de isótopos puede dar lugar a tres tipos de radiación y partículas emitidas:

- Partículas alfa (α): formadas por 2 protones y 2 neutrones (núcleos de helio). Su carga es positiva y son emitidas a gran velocidad. Tienen poco poder de penetración.
- Partículas beta (β): se trata de electrones que se desplazan a gran velocidad. Tienen mayor poder de penetración que las partículas alfa.
- Rayos gamma (γ): Son radiaciones de alta energía, que se propagan a la velocidad de la luz. Son muy penetrantes, y sólo son detenidas por gruesas capas de plomo u hormigón.



Radiación	Partícula	Masa	Carga	Energía asociada
α (alfa)	Núcleo de helio	4 u	+2	Baja
β (beta)	Electrón	0,000549 u	-1	Mediana
γ (gama)	Energía	Nula	Ninguna	Altamente energética



Observar que la desintegración radiactiva de átomos de radioisótopos conlleva la emisión de partículas tales como protones, neutrones y electrones. Ello supone que los núcleos de dicho elemento pierdan partículas, transformándose en núcleos de otro elemento diferente (lo cual desmiente una de las hipótesis de la teoría atómica de Dalton).

Los radioisótopos tienen hoy día multitud de aplicaciones prácticas, tales como generación de energía eléctrica en centrales nucleares, investigación científica (determinación de antigüedad con carbono-14, rastreadores y marcadores), aplicaciones médicas (máquinas de diagnóstico), etc.

4. TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

A lo largo del siglo XIX aumentó espectacularmente el número de los elementos químicos conocidos. Además, se comprobó que entre algunos elementos existían notables semejanzas en sus propiedades químicas y físicas. Ante este hecho, se creyó que podría ser muy útil **ordenar los elementos de algún modo que reflejase las relaciones existentes entre ellos.**

Tras varios intentos, el químico ruso **Mendeleiev** presentó en 1869 una tabla que ordenaba los 63 elementos químicos conocidos hasta entonces. En la tabla, los elementos aparecían distribuidos en por orden creciente de masas atómicas, observándose que los elementos con propiedades químicas semejantes aparecían periódicamente (por eso se denominó tabla periódica). Los elementos con propiedades similares se ordenaron en columnas, llamadas familias.

La tabla de Mendeleiev marcaría las bases de la elaboración de la tabla periódica que actualmente se utiliza en química.

4.1.- TABLA PERIÓDICA ACTUAL.

La tabla periódica actual ordena los 118 elementos químicos conocidos **por orden creciente de número atómico Z** (es decir, por orden creciente de número de protones y, en consecuencia, de número de electrones).

Además, los elementos aparecen distribuidos en filas y columnas:

- Las filas horizontales reciben el nombre de **periodos**.
- Las columnas verticales se denominan **grupos**. Todos los elementos de un mismo grupo poseen unos comportamientos y propiedades químicas similares, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa (los electrones de valencia, que son los que normalmente intervienen en los enlaces y reacciones químicas).

Este criterio de ordenación hace que esta tabla sea un instrumento imprescindible para el estudio de la química, dado que **muchas propiedades y comportamientos de los elementos químicos están estrechamente ligadas a su posición en el sistema periódico.**

4.2.- TIPOS DE ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA.

Se pueden distinguir 4 conjuntos de elementos químicos, según la facilidad que presentan sus átomos para perder o ganar electrones, transformándose en iones:

- **Metales:** Tienen tendencia a transformarse en iones positivos (es decir, a perder electrones). Quedan situados a la izquierda y el centro de la tabla. Presentan propiedades comunes: son buenos conductores de la electricidad y el calor, son resistentes y duros, tienen altas densidades, y presentan el característico brillo metálico. Son sólidos a temperatura ambiente (menos el mercurio, un líquido).
- **No metales:** Tienen tendencia a transformarse en iones negativos (es decir, a ganar electrones). Se sitúan en el lado superior derecho de la tabla. Son malos conductores de la electricidad y del calor, poco resistentes, y presentan baja densidad. Pueden encontrarse en cualquiera de los tres estados: sólido (fósforo), líquido (bromo) o gas (oxígeno).
- **Semimetales (metaloides):** Forman iones positivos, aunque con dificultad. Tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales, y según las circunstancias muestran uno u otro comportamiento. Son sólidos a temperatura ambiente.
- **Hidrógeno:** Aunque se considera un no metal, no tiene características propias de ningún grupo, ni se le puede asignar una posición en el sistema periódico. Puede formar tanto iones positivos como iones negativos (puede ceder o ganar un electrón). Se trata de un gas a temperatura ambiente.
- **Gases inertes (gases nobles):** Se trata del Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón. Se localizan a la derecha de la tabla periódica. En condiciones normales son inertes: son elementos tan estables por sí mismos que no reaccionan con ningún otro elemento, y no forman iones. Son gases a temperatura ambiente.

Grupo

Período

Notas:

Metales Metaloides No metales Gases nobles

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H Hidrógeno																He Helio	
2	Li Litio	Be Berilio										B Boro	C Carbono	N Nitrógeno	O Oxígeno	F Flúor	Ne Neón	
3	Na Sodio	Mg Magnesio										Al Aluminio	Si Silicio	P Fósforo	S Azufre	Cl Cloro	Ar Argón	
4	K Potasio	Ca Calcio	Sc Escandio	Ti Titanio	V Vanadio	Cr Cromo	Mn Manganeso	Fe Hierro	Co Cobalto	Ni Níquel	Cu Cobre	Zn Cinc	Ga Gallio	Ge Germanio	As Arsénico	Se Selenio	Br Bromo	Kr Kriptón
5	Rb Rubidio	Sr Estroncio	Y Itrio	Zr Circonio	Nb Niobio	Mo Molibdeno	Tc Tecnecio	Ru Rutenio	Rh Rodio	Pd Paladio	Ag Plata	Cd Cadmio	In Indio	Sn Estaño	Sb Antimonio	Te Teluro	I Yodo	Xe Xenón
6	Cs Cesio	Ba Bario	La Lantano	Hf Hafnio	Ta Tántalo	W Volframio	Re Renio	Os Osmio	Ir Iridio	Pt Platino	Au Oro	Hg Mercurio	Tl Talio	Pb Plomo	Bi Bismuto	Po Polonio	At Astatio	Rn Radón
7	Fr Francio	Ra Radio	Ac Actinio	Rf Rutherfordio	Db Dubnio	Sg Seaborgio	Bh Bohrio	Hs Hassio	Mt Meitnerio	Uun Ununnilio	Uuu Ununnilio	Uub Ununnilio		Uuq Ununquadro		Uuh Ununhexio		Uuo Ununoctio

Lantánidos	6	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Promecio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Disproscio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Tulio	70 Yb Yterbio	71 Lu Lutecio
Actínidos	7	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curio	97 Bk Berkeleio	98 Cf Californio	99 Es Einstenio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Laurencio

4.3.- PROPIEDADES PERIÓDICAS.

Configuración electrónica.

Recordemos que los electrones de los átomos están distribuidos en capas o niveles de energía. A dicha distribución se le llama configuración electrónica. También conviene recordar que el número de electrones presentes en la última capa determina las propiedades químicas del elemento.

La configuración electrónica de los átomos de los elementos es periódica: todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma cantidad de electrones en su última capa, o capa de valencia. Por ello los elementos pertenecientes al mismo grupo presenten unas propiedades químicas similares. Es decir, las propiedades químicas de los elementos están íntimamente ligadas al número de electrones en la capa de valencia.

Elemento	Configuración electrónica	Configuración más externa
Litio	$1s^2 2s^1$	ns^1
Sodio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
Potasio	$1s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
Rubidio	$1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	
Cesio	$1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	

En el ejemplo se observa que todos los elementos del grupo 1 presentan un electrón en su capa de valencia. El mismo comportamiento ocurre en el resto de grupos del sistema periódico (véanse abajo los grupos 17 y 18).

ELEMENTO	Z	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
Flúor (F)	9	(2, 7)
Cloro (Cl)	17	(2, 8, 7)
Bromo (Br)	35	(2, 8, 18, 7)
Yodo (I)	53	(2, 8, 18, 18, 7)

ELEMENTO	Z	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA
Helio (He)	2	(2)
Neón (Ne)	10	(2, 8)
Argón (Ar)	18	(2, 8, 8)
Criptón (Kr)	36	(2, 8, 18, 8)

Además, se cumple que el número del periodo informa del número total de capas o niveles de energía de los átomos de dicho periodo.

Ejemplo: el potasio (perteneciente al periodo 4) posee 4 capas o niveles energéticos.

Electronegatividad.

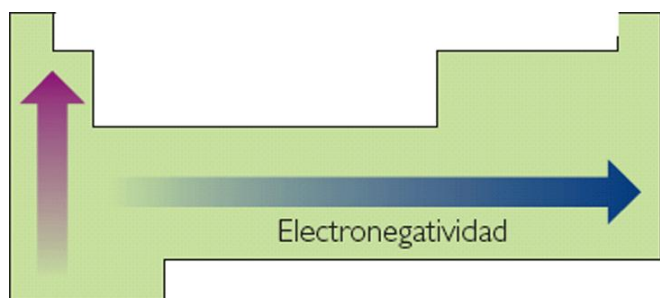
Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable que se corresponde con ocho electrones en su última capa: $ns^2 2p^6$ (excepto el He que tiene dos electrones).

Todos los elementos tienden a adquirir la estructura de gas noble más cercano, debido a su estabilidad. Para eso se asocian con otros átomos, tratando de ganar o ceder electrones, hasta conseguir el octeto en la capa de valencia. La **electronegatividad** se define como la **tendencia que tienen los átomos para captar electrones al enlazarse con otro átomo.**

Los elementos a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración del siguiente gas noble en la tabla, tienen mucha tendencia a captar electrones en sus enlaces con otros átomos. Se dice que son muy electronegativos. En general, **los no metales son elementos muy electronegativos**, y tienden a captar electrones, dando lugar a iones negativos.

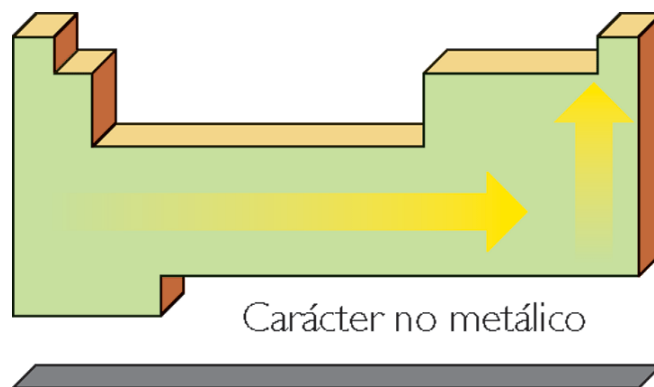
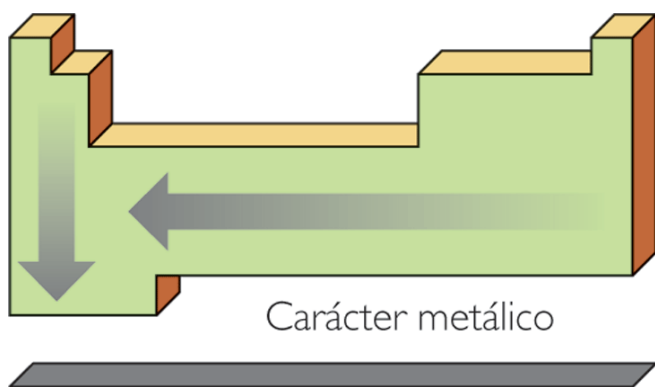
Los elementos muy alejados de la configuración del gas noble siguiente en la tabla presentan pocos electrones en su capa de valencia. Cuando estos elementos se asocian con otros elementos les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones, y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, se dice que son muy poco electronegativos. En general **los metales son poco electronegativos** y tienden a perder electrones, dando lugar a iones positivos.

En general, la electronegatividad varía periódicamente, de forma que los elementos situados más arriba y a la derecha del sistema periódico son los más electronegativos y los situados más hacia abajo y a la izquierda son los menos electronegativos. El elemento más electronegativo (más “no metálico”) es el flúor, seguido del oxígeno y del cloro. El menos electronegativo (más “metálico”) es el cesio. Los gases nobles son muy inertes, y no tiene sentido hablar de electronegatividad en estos elementos.



H																						He
Li	Be													B	C	N	O	F				Ne
Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl				Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br						Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I						Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At						Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt														
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb							
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No							

Aumento de la electronegatividad en la tabla periódica.



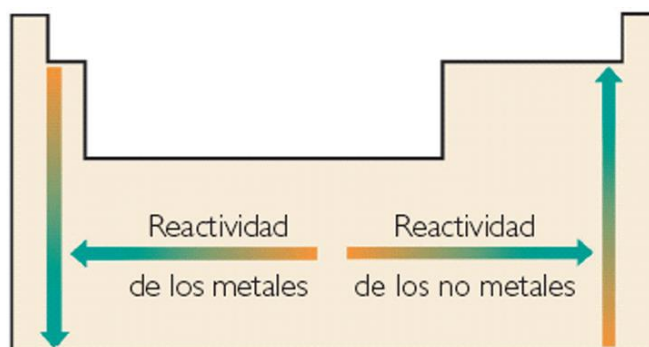
Aumento del carácter “metálico” y “no metálico” en la tabla periódica.

Reactividad.

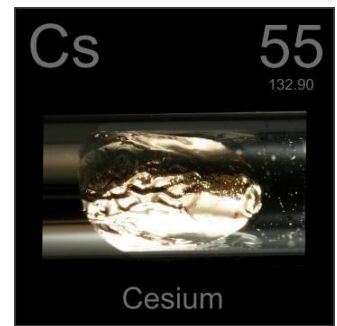
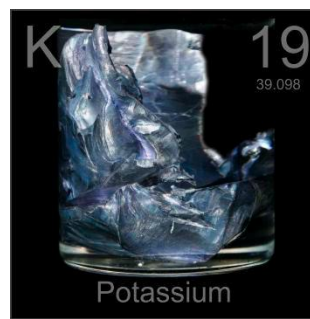
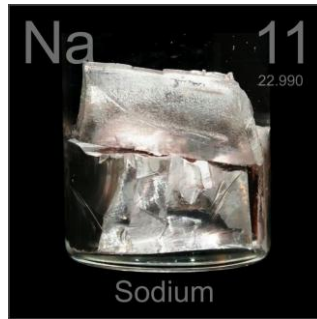
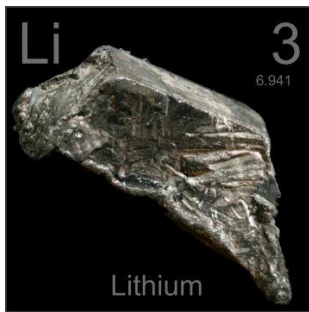
Se define reactividad como la tendencia de un elemento de combinarse o reaccionar con otros elementos. Como ya se sabe, los electrones del último nivel son los responsables de las diferentes propiedades químicas de los elementos, y en concreto de su reactividad.

Los elementos del grupo 1 son los metales más reactivos. Ceden con muchísima facilidad el electrón solitario que tienen en su último nivel y se combinan con otros elementos. Los metales del grupo 2 son algo menos reactivos, ya que reaccionan cediendo sus dos electrones del último nivel, y esto es más complicado, y así consecutivamente.

Entre los no metales, los más reactivos son los del grupo 17, con siete electrones externos. A continuación, el grupo 16 del oxígeno. Los primeros tienden a captar solo un electrón, y los segundos, dos. Se puede observar, por tanto, una tendencia periódica en cuanto a la reactividad de metales y no metales, tal como muestra la figura:



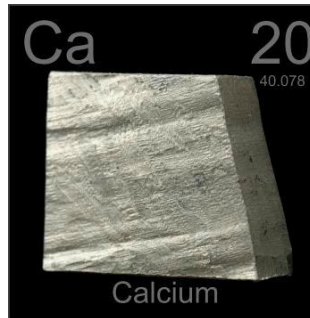
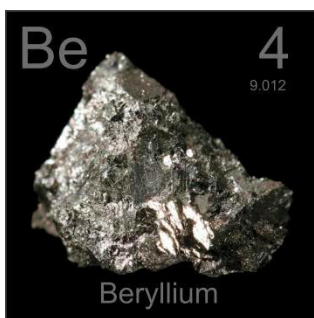
Aumento de la reactividad en la tabla periódica.



Grupo 2: Alcalino – térreos.

A este grupo pertenecen los elementos berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca) y bario (Ba). Presentan dos electrones en la capa de valencia (configuración ns^2), por lo que tienden a ceder esos dos electrones, transformándose en iones con dos cargas positivas. Su número de oxidación más habitual es +2.

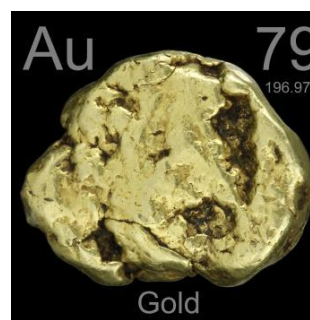
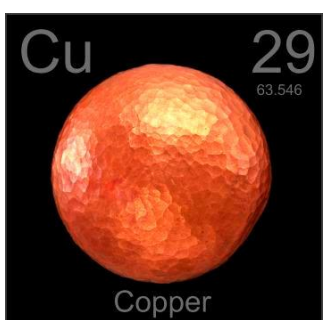
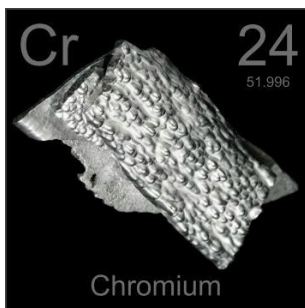
Se oxidan fácilmente en contacto con el aire y reaccionan con el agua para formar el correspondiente hidróxido e hidrógeno gaseoso.



Grupos 3 a 12: Metales de transición.

A estos grupos pertenecen los elementos cromo (Cr), manganeso (Mn), hierro (Fe), cobalto (Co), níquel (Ni), cobre (Cu), cinc (Zn), plata (Ag), cadmio (Cd), platino (Pt), oro (Au), mercurio (Hg), wolframio (o tungsteno) (W), titanio (Ti), etc.

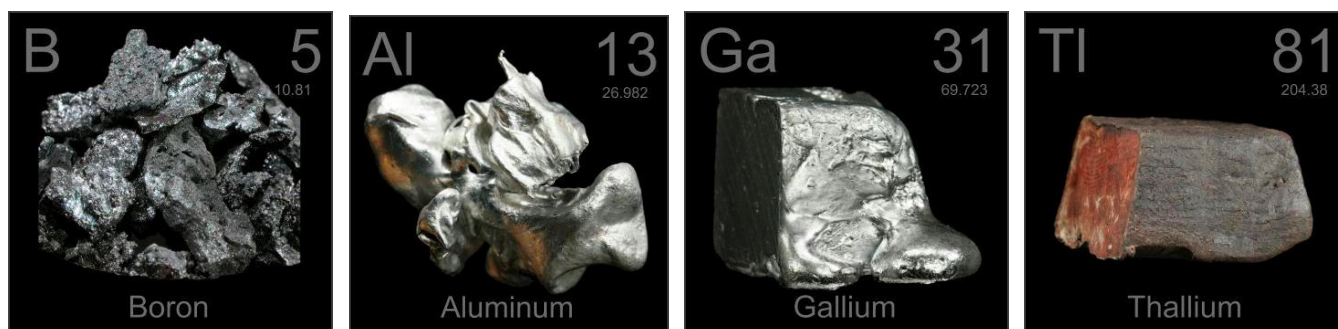
En la naturaleza se encuentran combinados con otros elementos, aunque el oro, el cobre y la plata se pueden encontrar libres. Conducen la corriente eléctrica y el calor fácilmente. Presentan tendencia a formar iones positivos, pero no son tan reactivos como los alcalinos y alcalinotérreos.



Grupo 13: térreos (boroideos).

A este grupo pertenecen los elementos boro (B), el aluminio (Al), el indio (In) y el talio (Tl). Presentan tres electrones en la capa de valencia (configuración ns^2p^1), por lo que tienden a ceder 3 electrones, formando iones con tres cargas positivas. Son bastante reactivos, por eso en la naturaleza no se encuentran en estado libre. El número de oxidación más habitual es +3, aunque en Ga, In y Tl también es +1.

La mayoría de sus minerales son óxidos e hidróxidos y, en el caso del galio, del indio y del talio, se encuentran asociados con minerales de plomo y de cinc.



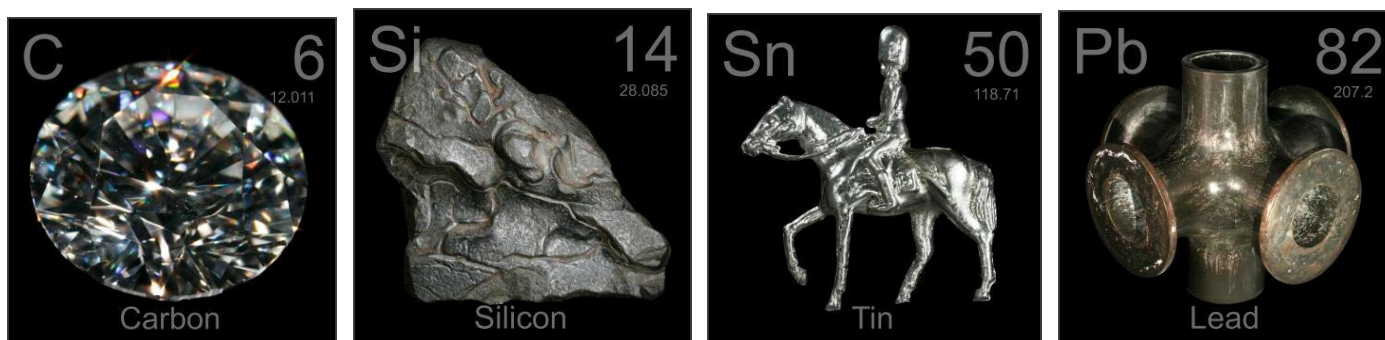
Grupo 14: carbonoideos.

A este grupo pertenecen los elementos carbono (C), silicio (Si), estaño (Sn) y plomo (Pb). Su configuración electrónica es ns^2p^2 , por lo que tienen 4 electrones de valencia. Sus números de oxidación más habituales son +2 y +4, aunque el carbono presenta también -4.

El carbono se encuentra libre en la naturaleza en dos formas alotrópicas: el diamante y el grafito. Combinado con otros elementos, forma los llamados hidrocarburos, y los compuestos característicos de la vida: azúcares, proteínas, grasas, etc.

El silicio se encuentra normalmente en forma de óxido: el cuarzo y la sílice.

El estaño y el plomo son ambos metales, y se encuentran en la naturaleza combinados con otros elementos.

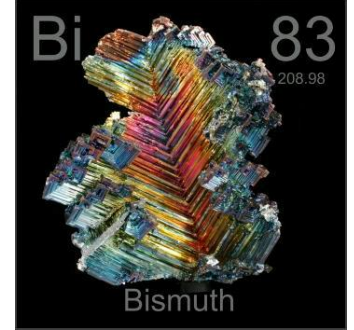
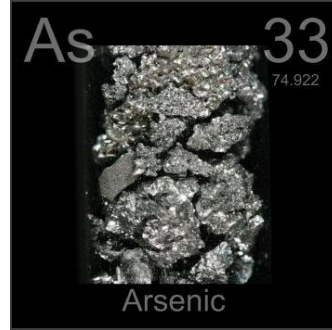
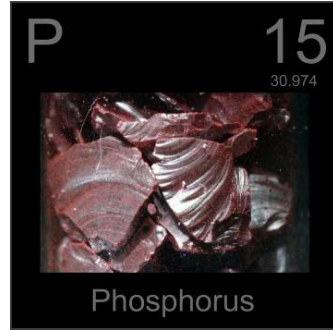


Grupo 15: nitrogenoideos.

Entre estos elementos se encuentran el nitrógeno (N), el fósforo (P) y el arsénico (As). Sus átomos presentan una configuración electrónica tipo ns^2p^3 (es decir, 5 electrones en la capa de valencia). Tanto el nitrógeno como el fósforo o el arsénico tienden a captar tres electrones, formando iones con tres cargas negativas. Poseen número de oxidación de -3 frente a los elementos poco electronegativos, y +3 y +5 frente a los elementos más electronegativos. El nitrógeno tiene todos los números de oxidación comprendidos entre -3 y +5.

El nitrógeno se encuentra en la naturaleza en estado libre (N_2) constituyendo el 78% de las moléculas de la atmósfera, pero también existe combinado con otros elementos formando muchos compuestos (como nitratos y nitritos). Cuando se encuentra en estado libre es muy poco reactivo.

El fósforo normalmente se encuentra combinado, formando sales denominadas fosfatos.

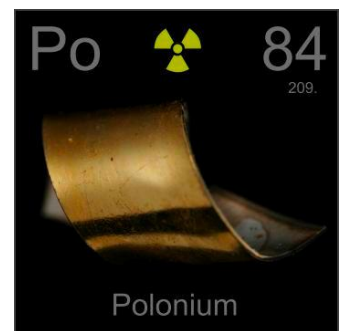
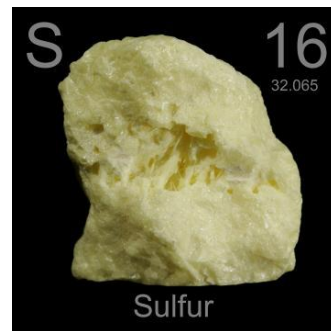


Grupo 16: anfígenos (calcógenos).

El oxígeno (O) y el azufre (S) son los elementos más importantes de este grupo. Presentan 2 electrones de valencia (configuración ns^2p^4). Los números de oxidación más usuales son -2, +2, +4 y +6.

El oxígeno se encuentra en la naturaleza en estado libre (O_2) constituyendo el 20% de las moléculas de la atmósfera. También aparece combinado en forma de óxidos, ácidos, o sales.

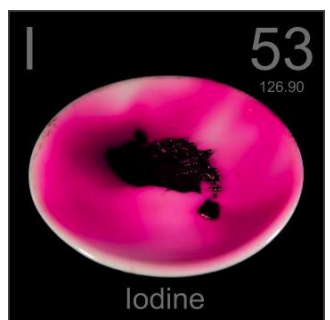
El azufre es un sólido amarillo que se puede encontrar libre, o combinado formando sulfatos, sulfitos y sulfuros.



Grupo 17: halógenos.

El flúor, el cloro, bromo y yodo forman parte de este grupo. Presentan una configuración de la capa de valencia tipo ns^2p^5 (7 electrones de valencia), por lo que presentan una elevada tendencia a captar un electrón, formando iones con una carga negativa. Ello supone que son altamente reactivos. En estado libre sus moléculas tienen dos átomos: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . Sus números de oxidación son -1, +1, +3, +5 y +7.

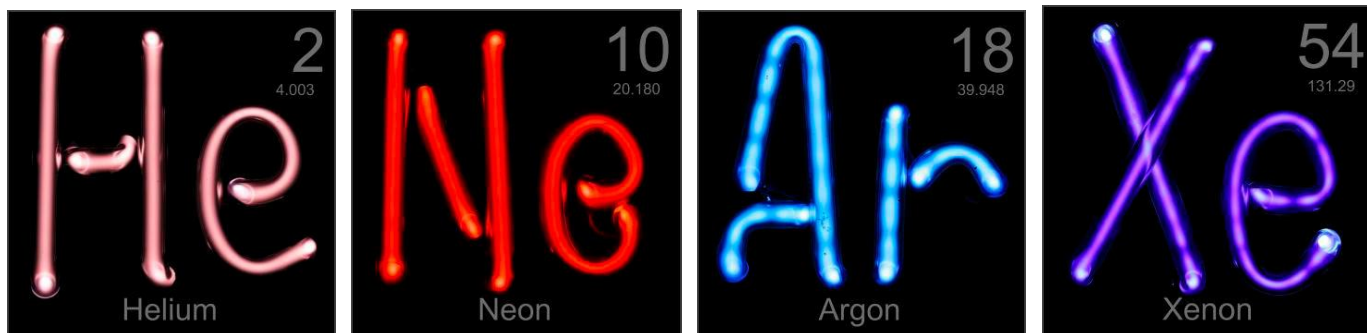
Con el hidrógeno forman los correspondientes haluros con propiedades ácidas.



Grupo 18: gases inertes (gases nobles).

El helio, el neón, el argón y kriptón son los primeros elementos de esta familia. Sus moléculas son monoatómicas, es decir, están constituidas por un único átomo.

No reaccionan con los otros elementos, por eso se les denomina también gases inertes. Todos los gases nobles tienen ocho electrones en su último nivel, con configuración ns^2p^6 . El helio es la excepción del grupo, ya que sólo tiene dos electrones de valencia, aunque también es altamente estable.



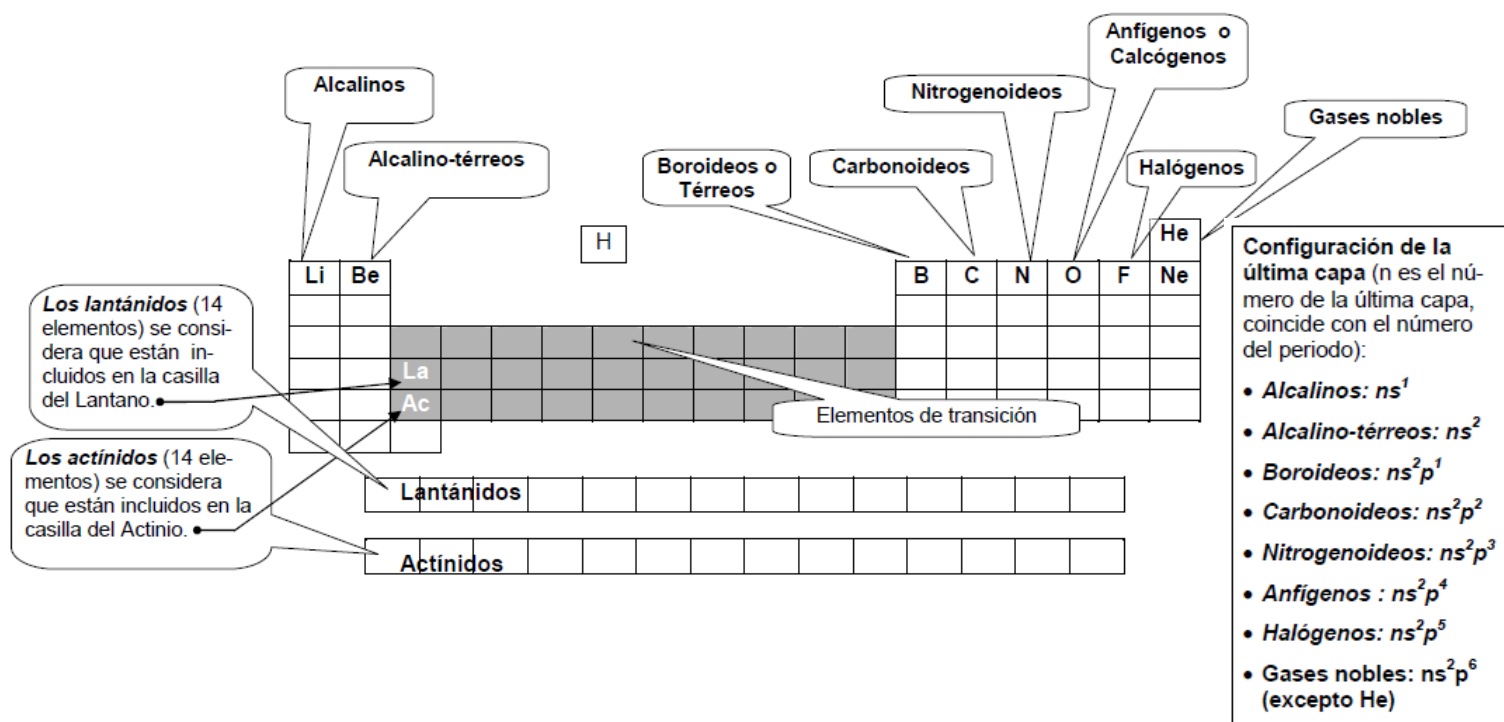
Hidrógeno.

El elemento hidrógeno tiene unas propiedades que no se ajustan a las de ningún grupo, por lo que se le suele colocar tanto en el primer grupo (tiene sólo un electrón en su capa electrónica) como en el grupo 17 (le falta un electrón para asemejar su configuración electrónica al helio). En algunas tablas se le sitúa aparte, sin pertenecer a ningún grupo.

Es el elemento más abundante del Universo. Constituye la parte principal de las estrellas y del Sol (que es otra estrella), donde se produce la llamada fusión nuclear en la que los átomos de hidrógeno se transforman en helio, dando lugar a la energía que irradian.



En la Tierra es el tercer elemento en importancia y se encuentra combinado con otros elementos como el oxígeno (formando el agua) y al carbono (como hidrocarburos). En estado libre se encuentra en baja proporción en la atmósfera y en forma de molécula diatómica.



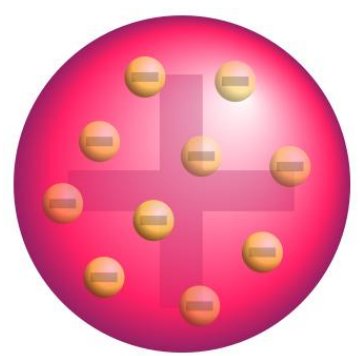
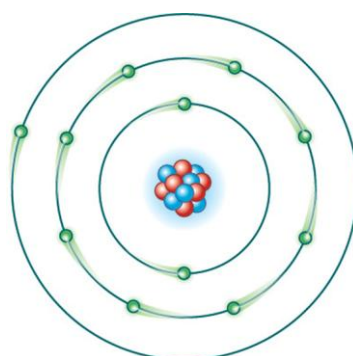
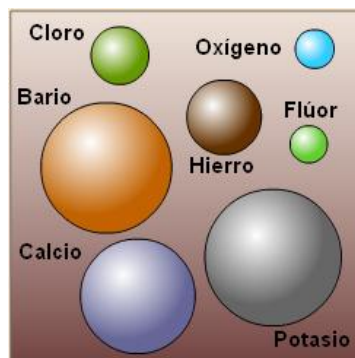
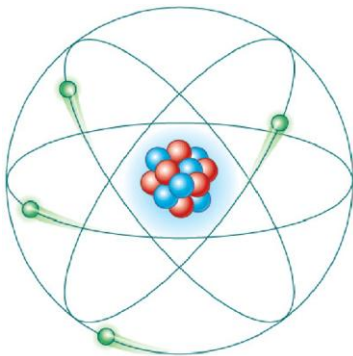
ANEXO: Tablas periódicas on-line:

- <http://www.ptable.com/?lang=es>
- http://www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/
- <http://periodictable.com/>

ACTIVIDADES.

Actividades “Teoría atómica y modelos atómicos”.

- 1) Verdadero o falso. Teoría atómica de Dalton.
 - a) La teoría de Dalton se basa en las hipótesis de Aristóteles y los 4 elementos.
 - b) La materia está formada por partículas llamadas átomos, partículas indivisibles e inmutables.
 - c) Al ser la partícula más pequeña que existe, todos los átomos son iguales.
 - d) El átomo está formado por partícula subatómicas más pequeñas: protones, neutrones y electrones.
 - e) Los compuestos se forman por átomos de diferentes elementos en proporciones fijas.
- 2) Verdadero o falso. Modelo de Thomson.
 - a) Los experimentos de Thomson dieron como resultado el descubrimiento del protón.
 - b) Si hay partículas más pequeñas que el átomo, es porque el átomo no es indivisible.
 - c) El modelo de Thomson representa el átomo como una masa de carga positiva, en la que los neutrones están incrustados.
 - d) Si los electrones presentan carga negativa y la materia es neutra, en el átomo también deben existir cargas positivas.
 - e) El modelo atómico de Thomson explica el fenómeno de la electrización.
 - f) Los aniones son átomos cargados positivamente, y los cationes átomos cargados negativamente.
- 3) Verdadero o falso. Modelo de Rutherford.
 - a) Todas las partículas alfa del experimento atravesaban la lámina de oro.
 - b) Los experimentos de Rutherford demostraron que modelo de átomo macizo no era consistente.
 - c) En el átomo hay núcleo y corteza.
 - d) En el núcleo hay protones, con carga positiva, y neutrones, con carga negativa.
 - e) Protón y electrón tienen igual masa, pero carga contraria.
 - f) Entre núcleo y corteza hay un gran espacio vacío.
 - g) Los electrones están en la corteza, orbitando alrededor del núcleo. Presentan carga negativa.
- 4) Verdadero o falso. Modelo atómico de Bohr.
 - a) Las propiedades de los elementos no solo residen en el número de protones y electrones.
 - b) Bohr otorga gran importancia a la distribución de los electrones en la corteza.
 - c) Los protones se reparten en órbitas estacionarias donde adquieren niveles de energía estables.
 - d) La configuración electrónica es la disposición de los protones y neutrones en el núcleo, y de los electrones en la corteza.
 - e) Los electrones de la capa más externa se denominan electrones de valencia.
 - f) El número de electrones de valencia en el átomo determina las propiedades químicas de los elementos.
- 5) Debajo de cada dibujo, indica el modelo atómico al que hace referencia:



- 6) ¿Cuál es la diferencia fundamental entre el modelo atómico de Dalton y los modelos de Thomson y Rutherford?
- 7) ¿Qué diferencia existe entre el modelo atómico de Thomson y el de Rutherford?
- 8) ¿Qué diferencias hay entre el modelo de Rutherford y el modelo de Bohr?

9) Rellena la siguiente tabla con las propiedades de las partículas subatómicas:

PARTÍCULA	Carga	Ubicación en el átomo
Protón		
Neutrón		
Electrón		

10) Responde a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué se puede encontrar en el núcleo de un átomo?
- ¿Qué dos concepciones competían en la antigüedad para explicar la composición de la materia?
- ¿Cuál fue la contribución más importante del modelo atómico de Thomson?
- ¿Qué experimento obligó a establecer un modelo nuclear para el átomo?
- ¿Quién descubrió el electrón?
- ¿Qué novedades introdujo el modelo atómico de Bohr?
- ¿Cuántos niveles de energía existen?
- ¿Cuántos electrones como máximo puede contener el nivel de energía 3?

Actividades “Estructura atómica”.

11) Para cada elemento, identifica el nº atómico, nº másico, y nº de protones, neutrones y electrones:

2
1 **H**
Hidrógeno

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

196
79 **Au**
Oro

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

39
19 **K**
Potasio

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

22
11 **Na**
Sodio

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

4
2 **He**
Helio

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

21
10 **Ne**
Neón

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

107
47 **Ag**
Plata

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

235
92 **U**
Uranio

Nº atómico =

Nº másico =

protones =

neutrones =

electrones =

16
8
O
Oxígeno

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

58
27
Co
Cobalto

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

43
20
Ca
Calcio

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

63
29
Cu
Cobre

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

19
9
F
Flúor

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

57
26
Fe
Hierro

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

136
55
Cs
Cesio

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

114
50
Sn
Estaño

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

197
80
Hg
Mercurio

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

28
13
Al
Aluminio

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

12) Para cada uno de los elementos, identifica nº atómico, nº másico, nº protones, neutrones y electrones:

Número atómico ▶	1	1,00797	◀ Peso atómico
Punto de Ebullición en °C ▶	-252,7	1	◀ Valencia
Punto de fusión en °C ▶	-259,2	H	◀ Símbolo
Densidad (g/ml) ▶	0,071	$1s^1$	◀ Estructura atómica
		Hidrógeno	◀ Nombre

Nota: observar que en las tablas periódicas son se ofrece el número másico. Sin embargo, ¿qué dato informa sobre el número másico de un elemento?

29 63,54
1,2
2595
1083
8,96
Cu
[Ar]3d¹⁰4s¹
Cobre

16 32,064
±2,4,6
444,6
119,0
2,07
S
[Ne]3s²3p⁴
Azufre

17 35,453
±1,3,5,7
-34,7
-101,0
1,56
Cl
[Ne]3s²3p⁵
Cloro

30 65,37
2
906
419,5
7,14
Zn
[Ar]3d¹⁰4s²
Cinc

48 112,40
2
765
320,9
8,65
Cd
[Kr]4d¹⁰5s²
Cadmio

74 183,85
2,3,4,5,6
5930
3410
19,3
W
[Xe]4f¹⁴5d⁴6s²
Volframio

22 47,90
2,3,4
3260
1668
4,51
Ti
[Ar]3d²4s²
Titanio

7 14,0067
1,2,±3,4,5
-183
-218,8
0,81
N
1s²2s²2p³
Nitrógeno

14 28,086
4
2680
1410
2,33
Si
[Ne]3s²3p²
Silicio

53 126,904
±1,3,5,7
183
113,7
4,94
I
[Kr]4d¹⁰5s²5p⁵
Yodo

13) Utilizando la **tabla periódica**, determina nº atómico, nº másico, nº protones, neutrones y electrones de cada uno de los siguientes elementos:

Manganeso (Mn), Níquel (Ni), Berilio (Be), Litio (Li), Boro (B), Galio (Ga), Plomo (Pb), Fósforo (P), Bromo (Br), Argón (Ar), Plutonio (Pu).

14) Iones. Determina nº atómico, nº másico, nº protones, neutrones y electrones de cada uno de los siguientes iones de elementos;

7 ⁺²
Be
4
Berilio

Nº atómico =
Nº másico =
protones =
neutrones =
electrones =

16 ⁻²
O
8
Oxígeno

Nº atómico =
Nº másico =
protones =
neutrones =
electrones =

54 ⁺³
Fe
26
Hierro

Nº atómico =
Nº másico =
protones =
neutrones =
electrones =

42 ⁺²
Ca
20
Calcio

Nº atómico =
Nº másico =
protones =
neutrones =
electrones =

23 ⁺¹
Na
11
Sodio

Nº atómico =
Nº másico =
protones =
neutrones =
electrones =

18 ⁻¹
F
9
Flúor

Nº atómico =
Nº másico =
protones =
neutrones =
electrones =

39 **K** +1
19
Potasio

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

7 **Be** +2
4
Berilio

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

16 **N** +1
7
Nitrógeno

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

32 **P** -3
15
Fósforo

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

36 **Cl** -1
17
Cloro

Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

14 **N** +5
7
Nitrógeno

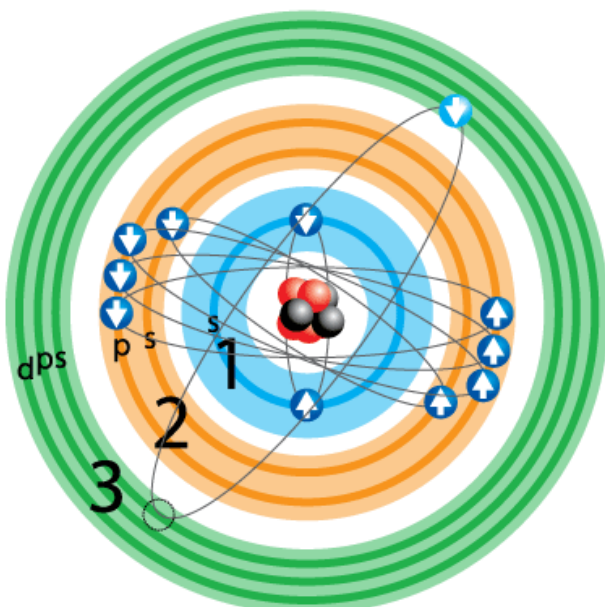
Nº atómico =
 Nº másico =
 protones =
 neutrones =
 electrones =

15) Utilizando la tabla periódica, determina nº atómico, nº másico, nº protones, neutrones y electrones de cada uno de los siguientes iones de elementos, de frecuente aparición en la naturaleza:

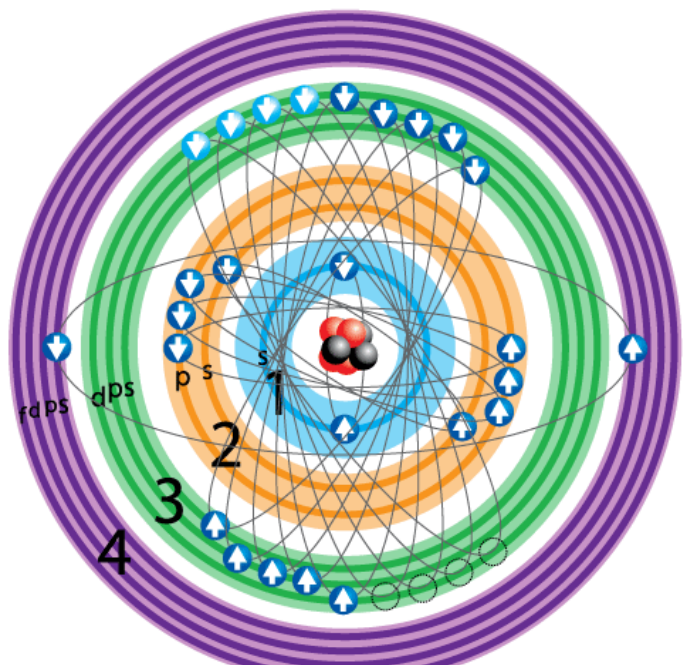
Al^{3+} (ion aluminio), H^- (ion hidruro), Cr^{2+} (ion cromo II), Cu^+ (ion cobre I), As^{3-} (ion arseniuro), Pb^{4+} (ion plomo IV), K^+ (ion potasio), C^{4-} (ion carburo), Mn^{7+} (ion manganeso VII), He^{2+} (ion helio o partícula alfa), Br^- (ion bromuro).

<http://es.wikipedia.org/wiki/Ion>

16) Configuración electrónica. A continuación, se representa la configuración electrónica varios elementos. Escribe su configuración electrónica.









Sodio (Na)



Hierro (Fe)

Legend

-  Protons
-  Neutrons
-  Electrons (With Downspin)
-  Electrons (With Upspin)
-  Unpaired Electrons
-  Max No. of extra electrons able to fit in the shell



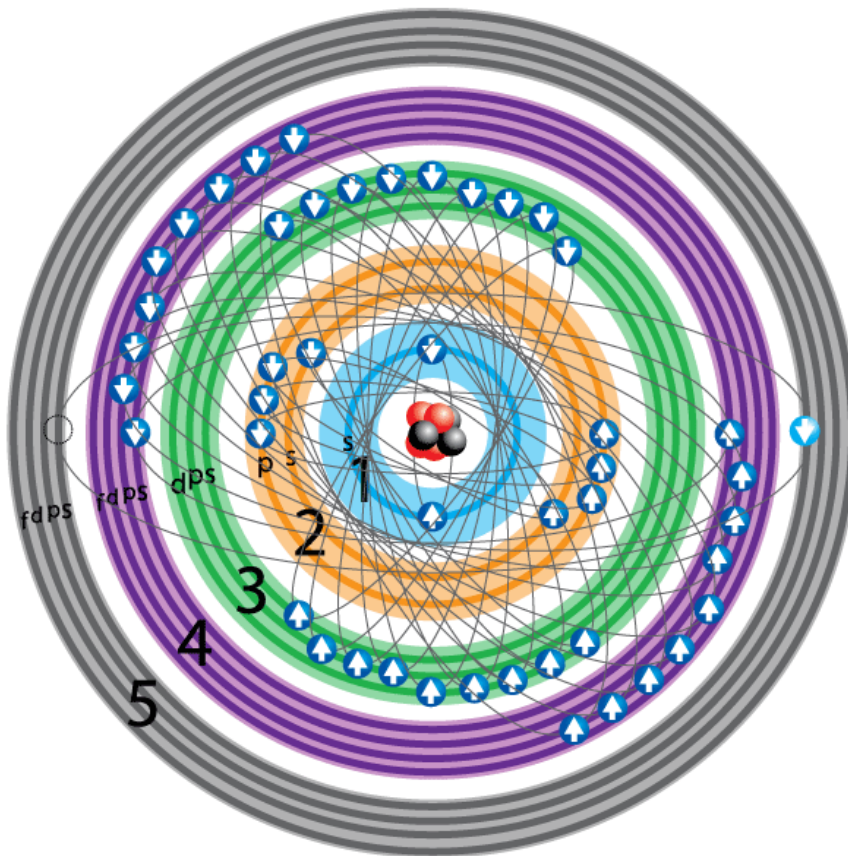
Shells



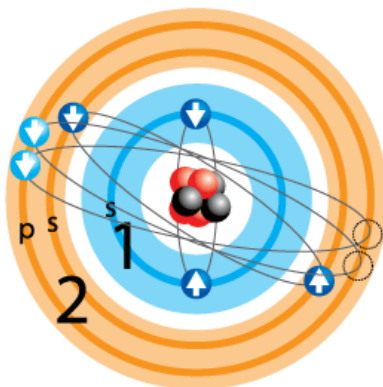
Subshells



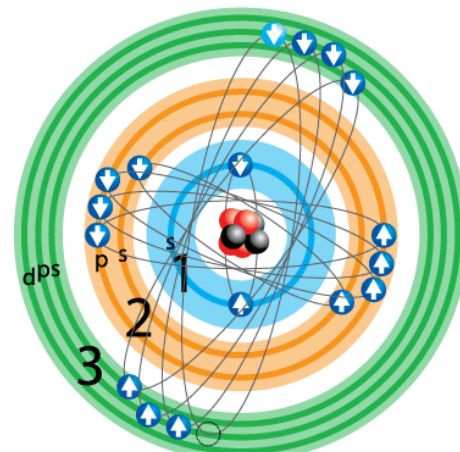
Orbitals



Plata (Ag)



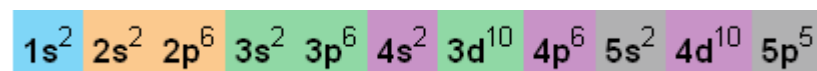
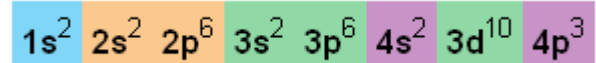
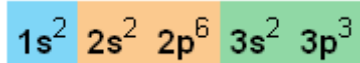
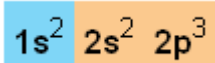
Carbono (C)

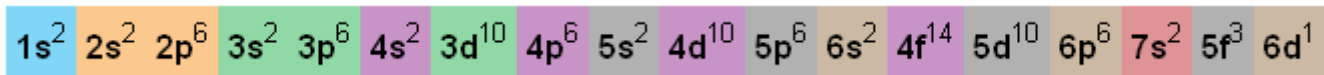
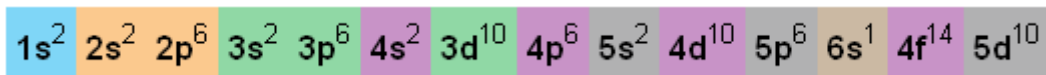


Cloro (Cl)

17) Para las siguientes configuraciones electrónicas, indica:

- a) Número total de electrones.
- b) Elemento del que se trata.
- c) Número de la capa de valencia.
- d) Número de electrones de valencia.
- e) Número de electrones en cada capa.

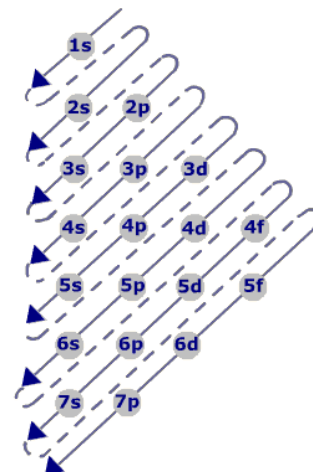




18) Para cada uno de estos elementos, y ayudándote de la tabla periódica, responde a las siguientes preguntas:

Litio (Li), Oxígeno (O), Magnesio (Mg), Potasio (K), Bromo (Br)

- Número de electrones.
- Configuración electrónica (formato clásico). Ayúdate del diagrama de Möeller.
- Configuración electrónica (formato simplificado)
- Número de electrones de valencia.



Enlaces sobre configuración electrónica:

http://www.educaplus.org/swf/configuracion_elec_01_p.swf

<http://keithcom.com/atoms/index.php>

19) Isótopos. Calcula el número de protones, neutrones y electrones de los isótopos del hidrógeno: protio (H-1), deuterio (H-2) y tritio (H-3).

20) Los isótopos del carbono son carbono 12 (C-12), carbono 13 (C-13), y carbono 14 (C-14). Calcula el número de protones, neutrones y electrones de cada uno de ellos.

21) Calcula la masa atómica media del boro ($Z=5$) sabiendo que se conocen dos isótopos de números másicos 10 y 11 que aparecen en una proporción 19,9% y 80,1% respectivamente. Expresa la masa en una y en Kg.

22) Calcula la masa atómica media del litio ($Z=3$) sabiendo que se conocen dos isótopos de números másicos 6 y 7 que aparecen en una proporción 7,6 % y 92,4 % respectivamente. Expresa la masa en una y en Kg.

23) Calcula la masa atómica media del cobre ($Z=29$) sabiendo que se conocen dos isótopos de números másicos 63 y 65 que aparecen en una proporción 69,17 % y 30,83 % respectivamente. Expresa la masa en una y en Kg.



Ejercicios.pdf

24) Completa la siguiente tabla y calcula la masa atómica media del Fe.

ISÓTOPO	%	Z	A	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
^{56}Fe	6	26				
^{54}Fe	92					
^{57}Fe	2					

25) Isótopos. Completa la siguiente tabla y calcula la masa atómica media del Mg.

ISÓTOPO	%	Z	A	Nº PROTONES	Nº NEUTRONES	Nº ELECTRONES
^{24}Mg	79	12				
^{25}Mg	10					
^{26}Mg	11					

- 26) El níquel se encuentra en la naturaleza en forma de los siguientes isótopos.
- Indica número atómico, másico, de protones, neutrones y electrones en cada uno de esos isótopos.
 - Calcula la masa atómica del elemento níquel (en uma).
 - Indica la masa del átomo de níquel en Kg.

Isótopo	Abundancia (%)	Z (nº atómico)	A (nº másico)	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones
Níquel 58	68,08					
Níquel 60	26,22					
Níquel 61	1,14					
Níquel 62	3,63					
Níquel 64	0,93					

Actividades “Tabla periódica”.

27) Indica el símbolo de cada uno de estos elementos:

Boro, Sodio, Bromo, Flúor, Fósforo, Hierro, Sodio, Potasio, Cloro, Azufre, Magnesio, Carbono, Cobre, Aluminio, Silicio, Helio, Hidrógeno.

28) Escribe el nombre de los siguientes elementos:

O, Ni, Ne, Ag, Hg, N, H, Mn, Au, I.

29) Clasifica los átomos indicados según su tendencia a ganar o perder electrones:

Bario, Calcio, Cloro, Hierro, Oxígeno, Flúor, Potasio, Magnesio, Azufre, Platino, Cobalto.

30) Nombrar dos elementos químicamente similares a cada uno de los siguientes:

- Sodio.
- Azufre.
- Bromo.
- Neón.
- Aluminio.

31) ¿Qué elemento presenta más carácter metálico, el litio o el cesio? ¿Cuál tiene más carácter no metálico, el flúor o el bromo? ¿Y entre el sodio o el silicio?

32) Indica tres características de los elementos metálicos, y tres de los elementos no metálicos.

33) Indica cuáles de los siguientes elementos son metales y cuáles no metales: oro, plata, fósforo, arsénico, plomo y estaño.

34) ¿Qué tienen en común los elementos de la tabla periódica que están colocados en la misma columna? ¿Y los que están en la misma fila?

35) Dando el siguiente esquema de la Tabla Periódica muda, en la que las letras no representan los símbolos de los elementos, indicar si las afirmaciones son verdaderas o falsas.

Si la afirmación es falsa, reescribela para convertirla en verdadera.

A	B											C				J	L	Q	
D																K	M	R	
E							P			W								N	S
F	Z						X				Y		T						
G														H	I				
U																			

- a) A y B son elementos no metálicos
- b) L y E son elementos muy electronegativos.
- c) Z pertenece al quinto período
- d) La electronegatividad de L es menor que la de N
- e) B es un elemento del segundo grupo
- f) Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer período
- g) El elemento L es más no metálico que el elemento A
- h) P y X presentan la misma distribución de electrones en la capa de valencia.
- i) Q, R y S son elementos muy reactivos.
- j) Los átomos de L, M, N, J y K son muy electronegativos.
- k) Los elementos, L, M y N son gases nobles.
- l) La electronegatividad de Z es mayor que la de M.
- m) Los electrones del nivel más externo de B son tres.
- n) J es un metal.
- o) C posee tres electrones en el último nivel ocupado.
- p) W no conduce la corriente eléctrica en estado sólido.
- q) La electronegatividad de L es mayor que la de K.
- r) C es un semimetal.
- s) P y X son metales.
- t) A y B son muy poco reactivos.
- u) L es un elemento muy reactivo.
- v) L, M y N tienden fuerte tendencia a formar iones negativos.
- w) A, D y B tienden fuerte tendencia a ganar electrones.
- x) Los átomos de B y Z presentan configuración ns^2 .
- y) Los átomos de J y K presentan configuración $ns^2 p^5$.
- z) El elemento L es el sodio.

36) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, indicar

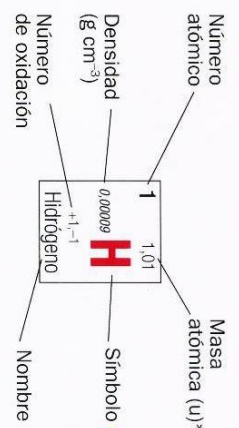
- a) Grupo y período al que pertenecen los elementos.
- b) Si su electronegatividad y carácter metálico serán importantes o no.
- c) Número de protones.
- d) De qué elemento se trata.

Elemento A: $1s^2 2s^2 2p^4$

Elemento B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

Configuración electrónica	Grupo		d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
	Subniveles	Periodo																	
1s	1																		2
2s 2p	2																		10
3s 3p	3																		18
4s 3d 4p	4																		36
5s 4d 5p	5																		54
6s 4f 5d 6p	6																		86
7s 5f 6d 7p	7																		118



*Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.

- Metales
- Semimetales
- No metales
- Gases nobles
- Azul - líquido
- Rojo - gas
- Violeta - artificial

19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54													
1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	7p	7d	7f	8s	8p	8d	8f	9s	9p	9d	9f	10s	10p	10d	10f	11s	11p	11d	11f											
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54					
Sodio	Magnesio	Aluminio	Silicio	Fósforo	Azufre	Cloro	Argón	Sodio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Hierro	Cobalto	Níquel	Cobre	Cinc	Gaio	Alemanio	Arsénico	Selenio	Bromo	Kriptón	Rubidio	Estroncio	Itrio	Circonio	Niobio	Molibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Plata	Cadmio	Indio	Estaño	Antimonio	Telurio	Yodo	Xenón						
(23)	(26)	(27)	(28)	(29)	(32)	(35)	(36)	(23)	(40)	(44)	(46)	(51)	(52)	(55)	(56)	(59)	(60)	(63)	(65)	(68)	(70)	(72)	(74)	(79)	(80)	(84)	(85)	(88)	(90)	(92)	(94)	(98)	(101)	(106)	(108)	(112)	(115)	(117)	(118)	(119)	(120)							
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
(87)	(88)	(89)	(90)	(91)	(92)	(93)	(94)	(95)	(96)	(97)	(98)	(99)	(100)	(101)	(102)	(57)	(58)	(59)	(60)	(61)	(62)	(63)	(64)	(65)	(66)	(67)	(68)	(69)	(70)	(71)	(72)	(73)	(74)	(75)	(76)	(77)	(78)	(79)	(80)	(81)	(82)	(83)	(84)	(85)	(86)			
Francio	Radio	Actinidos 7	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Lantánidos 6	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Tulio	Iterbio	Laurencio	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Borrio	Hassio	Meitnerio	Darmstadtio	Roentgenio	Ununbium	Ununtrium	Ununquadium	Ununpentium	Ununhexium	Radón				
1.87	5.00	10.07	11.72	15.37	19.05	20.25	19.84	13.67	13.37	14.00	15.10	8.78	9.05	9.29	6.97	132.91	138.91	140.12	140.91	144.24	150.36	151.96	157.25	158.93	162.50	164.93	167.26	168.93	173.04	174.97	178.49	180.95	183.84	186.21	190.23	192.22	195.08	196.97	200.59	204.38	207.19	208.98	209	210	210	222		
+1	+2		+4	+4, +5	+3, +4, +5, +6	+3, +4, +5, +6	+3, +4, +5, +6	+3, +4, +5, +6	+3	+3, +4	+3, +4	+3	+3, +4	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3

El descubrimiento de los elementos del 112 al 116 no ha sido confirmado por la IUPAC.