

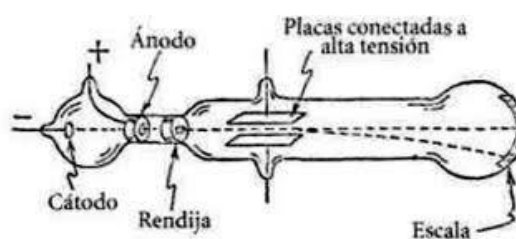
TEMA 3: ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO. EVOLUCIÓN HISTÓRICA.

1 EL DESCUBRIMIENTO DE LAS RADIACIONES

A finales del siglo XIX parecía que la Teoría atómica de Dalton, junto a la ley de Avogadro, habían logrado satisfacer nuestro conocimiento del átomo (en 1894 A. Michelson recomendaba a la comunidad científica *el estudio de la sexta cifra decimal*), pero los descubrimientos de nuevos tipos de **radiación** iban a cambiar esta tranquila perspectiva.

1.1 RAYOS CATÓDICOS: EL ELECTRÓN

Cuando en un tubo de vidrio (de Geissler y Crookes) en cuyo interior había gas enrarecido a 10^{-3} mm de Hg, Goldstein en 1876, produjo una descarga de alta tensión, apareció frente al cátodo una luminosidad o fluorescencia de color verde, a la que supuso procedente de una radiación emitida por el cátodo, y denominó **rayos catódicos**.



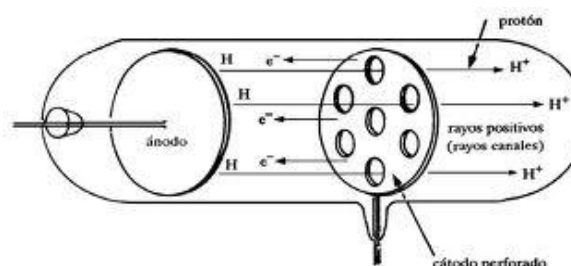
Su velocidad depende del grado de enrarecimiento del gas y de la tensión entre los electrodos del tubo, oscilando entre 20.000 y 200.000 km/s. Sus propiedades y efectos son muy diversos:

- 1.- Salen perpendicularmente a la superficie del cátodo, y su movimiento es rectilíneo en ausencia de campos eléctricos y magnéticos.
- 2.- Son desviados por campos eléctricos y magnéticos.
- 3.- Producen efectos mecánicos, como mover un molinete de hojas de *mica* interpuesto en su trayectoria.
- 4.- Transforman su energía cinética en térmica calentando los objetos que se oponen a su paso.
- 5.- Impresionan placas fotográficas.
- 6.- Excitan la luminiscencia de muchas sustancias.

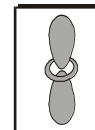
J. J. Thomson en 1897, al estudiar sus propiedades y efectos, dedujo su carácter **corpúscular** y su naturaleza eléctrica negativa. A propuesta de G. J. Stoney se dio el nombre de **electrón** a cada partícula de los rayos catódicos. Su masa conocida gracias a Millikan (1913) es de $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, y su carga es de $1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

1.2 RAYOS CANALES: EL PROTÓN

En 1886, Goldstein, de nuevo utilizando un tubo de vacío con el cátodo perforado, observó que al mismo tiempo que se producían los rayos catódicos, por detrás del cátodo aparecía una luminiscencia, consecuencia de unos rayos que llamó **canales**:



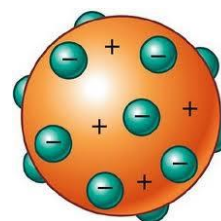
ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



Con posterioridad, se demostró su naturaleza corpuscular, y propiedades análogas a los rayos catódicos, pero con comportamiento eléctrico de carga positiva. Si hay hidrógeno en el tubo, la masa y carga de los rayos canales son: $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg y $1,602 \cdot 10^{-19}$ C. Masa y carga depende de la naturaleza del gas encerrado, y su masa es igual, en general, a la masa atómica de dicho gas. A propuesta de Rutherford se les llamó **protones**.

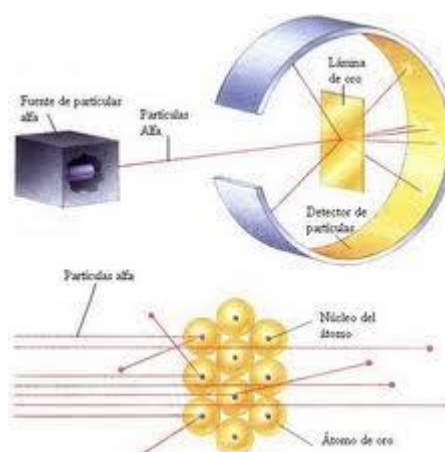
2 MODELO ATÓMICO DE THOMSON

Como consecuencia de lo expuesto y de los resultados obtenidos en el estudio de rayos catódicos y canales, J. J. Thomson postuló que el átomo estaba formado por esferas sólidas y uniformes, de materia cargada positivamente e incrustado en su interior, como un *plum-cake*, un número de electrones capaces de mantener neutra la carga eléctrica.



3 MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

En un experimento clásico, Rutherford, Geiger y Marsden, bombardearon láminas delgadas de oro con partículas α , núcleos de helio, para comprobar el modelo atómico de Thomson. Sin embargo, obtuvieron que algunas partículas eran desviadas e incluso retrocedían. En la figura se representa el experimento:



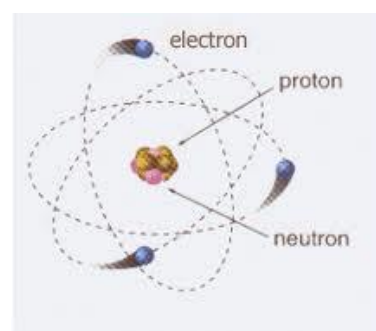
Hubo, pues, de replantearse el modelo atómico, que resumimos en las siguientes consideraciones:

1.- La masa y carga eléctrica positiva del átomo deben estar concentradas en una parte muy pequeña del mismo, el **núcleo**, la cual tendría un radio $\sim 10^5$ veces menor que el radio total del átomo (átomo 10^{-10} m y núcleo 10^{-15} m).

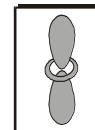
2.- Los electrones, que constituyen la carga negativa del átomo, debieran moverse en torno al núcleo, ocupando un volumen relativamente grande. A esta zona se le llama **corteza**

3.- Un átomo en estado normal es neutro, por lo tanto, ha de poseer el mismo número de protones (cargas positivas), que de electrones (cargas negativas), ya que ambas poseen el mismo valor.

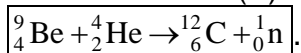
Para poder explicar la estabilidad de los núcleos atómicos a pesar de la enorme repulsión electrostática entre protones, Rutherford, en 1919, postuló la existencia de una partícula neutra, constituyente del núcleo, y que llamó **neutrón**.



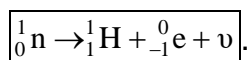
ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



Los neutrones fueron observados por primera vez por Chadwick en 1932, al bombardear átomos de berilio con núcleos de helio (α). Hoy, el proceso es conocido:



Los neutrones no son estables, su vida media es del orden de 12,8 minutos, y se desintegran en un protón, un electrón y una partícula llamada **neutrino**:



La masa del neutrón es $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg.

Se conoce como número másico **A**, al número de protones y neutrones del núcleo. El número atómico del elemento, **Z**, es el número de electrones de la corteza, o protones en el núcleo.

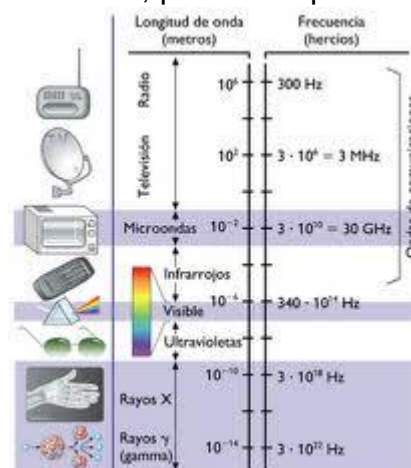
Por tanto, **elemento químico** es una sustancia simple constituida por átomos que tienen todos el mismo número atómico; mientras que los **isótopos** son átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en el número másico, pero poseen igual número atómico.

Ejercicio.-La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109 que intervienen en las proporciones de 56% y 44%, respectivamente. Deducir la masa atómica de la plata. Sol: 108

Ejercicio.-Se observó que 57,642 g de cloro, encerrados en un recipiente de 10 litros a 27°C, ejercen una presión de 2 atm. Si el cloro natural está constituido por una mezcla de dos isótopos de índices de masa 35 y 37, deducir la proporción de ambos en el cloro natural.

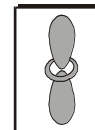
Sol: 77,5% (${}^{35}\text{Cl}$) ; 22,5% (${}^{37}\text{Cl}$)

El modelo de Rutherford no encajaba en la Física clásica, pues ésta predecía que una partícula cargada, en órbita alrededor del núcleo, emitiría energía, lo que implicaba que perdería dicha energía hasta acabar cayendo sobre el núcleo. Otros fallos iban apareciendo cuando se comprobó que las ondas de radio, infrarrojas, luminosas y ultravioletas (rayos X y rayos γ no se conocían) eran *ondas electromagnéticas* con longitudes de ondas λ y frecuencia **f**, donde: $c = f \cdot \lambda$, siendo *c* la velocidad de la luz. Es frecuente usar el nº de ondas: $\bar{\nu} = 1/\lambda$. En la figura se muestra el espectro electromagnético, tal como lo conocemos hoy:



4 ESPECTROS: CUANTIZACIÓN DE LA ENERGÍA

Newton, en 1666 observó que cuando un rayo de luz natural (luz blanca), pasa a través de un prisma óptico, se descompone en otros colores más simples; el



prisma dispersa o separa los colores simples -o luces **monocromáticas**- que forman una luz compleja -o **policromática**-.

El fenómeno de la *dispersión* de la luz se debe a que las distintas radiaciones que forman la luz viajan con distinta velocidad en los diversos medios (en nuestro caso el cristal), y experimentan distinto ángulo de refracción. Las longitudes de onda menores son las más desviadas, al ser: $v = (f \cdot \lambda)/n$. Donde n es el índice de refracción del medio, f la frecuencia y λ la longitud de onda.

Para la luz blanca, la radiación roja, $\lambda = 6\,563 \text{ \AA}$, es la menos desviada, y la violeta, $\lambda = 3\,969 \text{ \AA}$, la que más se desvía.

Si un haz de rayos luminosos, atraviesa primero una rendija y después un prisma óptico y recogemos las imágenes en una placa fotográfica o en una pantalla, obtenemos una imagen de los componentes de la radiación inicial. Al conjunto se le llama **espectro**, y a las líneas **rayas espectrales**.

4.1 CLASES DE ESPECTROS

Los espectros pueden ser:

- De **emisión**: originados por radiaciones emitidas por cuerpos incandescentes. Se dividen a su vez en:

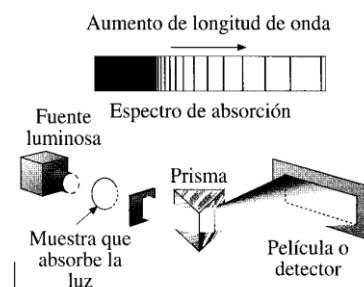
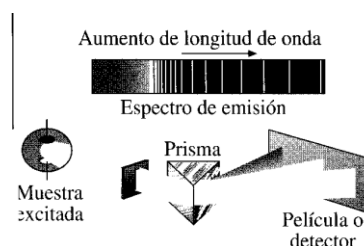
- **Continuos**: si poseen todos los colores de la luz blanca, por ejemplo el espectro emitido por el filamento incandescente de una bombilla.

- **Discontinuos**: sólo contienen algunos de los siete colores que componen el visible. Se dividen a su vez en:

- De **bandas**: si la franja coloreada es ancha. Proceden de gases y vapores en forma molecular. Las bandas, en realidad, están formadas por rayas muy próximas.

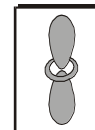
- De **rayas**: si la franja se reduce a una línea. Proceden de gases y vapores en forma atómica.

- De **absorción**: son los obtenidos por absorción parcial de las radiaciones emitidas por un foco luminoso, cuando la luz producida por él atraviesa una sustancia en estado gaseoso, ya que todo gas o vapor absorbe, a cualquier temperatura, las mismas radiaciones que es capaz de emitir si estuviera incandescente (Ley de Kirchhoff). En el espectro de absorción del vapor de sodio, se observan dos rayas oscuras en el espectro luminoso, cuya posición coincide con la radiación amarilla que emite el vapor de sodio.



El estudio experimental de los espectros condujo a unas consecuencias muy importantes:

- a) Cada elemento químico, adecuadamente excitado, emite siempre unas radiaciones características de él.



- b) La intensidad de las radiaciones, su mayor o menor colorido, depende del número de átomos excitados.

5 EL ESPECTRO DEL HIDRÓGENO. MODELO ATÓMICO DE BOHR

El hecho experimental de que cada elemento químico posea su espectro, hace suponer que las longitudes de onda de las radiaciones emitidas por él, estén relacionadas mediante alguna expresión matemática. Durante mucho tiempo, dichas fórmulas se resistían a su descubrimiento hasta que en 1885 el físico suizo J.J. Balmer, estudiando el espectro de hidrógeno encontró la relación:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

donde $n = 3, 4, 5, \dots$; a R se le llama **constante de Rydberg**, de valor $109\,740 \text{ cm}^{-1}$. Al conjunto de rayas en la zona del visible se le llama **serie de Balmer**.

5.1 POSTULADOS DE BOHR

El descubrimiento de Balmer confirmaba la existencia de niveles de energía dentro del átomo, así, la emisión de energía radiante, sería la consecuencia de la diferencia entre dos estados de energía: uno de mayor y de menor energía.

El físico danés Niels Bohr propuso en 1913 un nuevo modelo atómico:

1.- Sólo son posibles unas órbitas circulares, llamadas **órbitas estacionarias**, en las que el electrón situado en él, no emite energía. Bohr obtuvo un valor para la energía de cada nivel:

$$E = -A/n^2;$$

donde $A = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ y n es un número entero positivo.

2.- El salto de un electrón desde una órbita estacionaria de mayor energía a otra órbita estacionaria de menor energía, da lugar a la emisión de una radiación electromagnética (luz), en forma de cuanto de luz o **fotón**: $E_f - E_i = \text{fotón}$. Para que el salto sea posible habrá que dar energía haciéndole *subir* a órbitas más energéticas. Si $E_f > E_i$, el electrón emitirá energía; si $E_f < E_i$, el electrón la absorbe.

Según la Teoría de Planck:

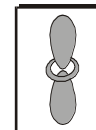
$$\Delta E = h\nu = E_f - E_i = -A \cdot \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

5.2 EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Bohr aplicando las leyes de la Física Clásica y la de sus postulados al caso del hidrógeno, obtuvo las consecuencias siguientes:

- Radio de las órbitas: $r_n = n^2 \cdot r_1$; donde r_n es el radio de la órbita n y r_1 de la primera (órbita fundamental de valor $0,529 \text{ \AA}$).
- Frecuencias de radiación:

ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

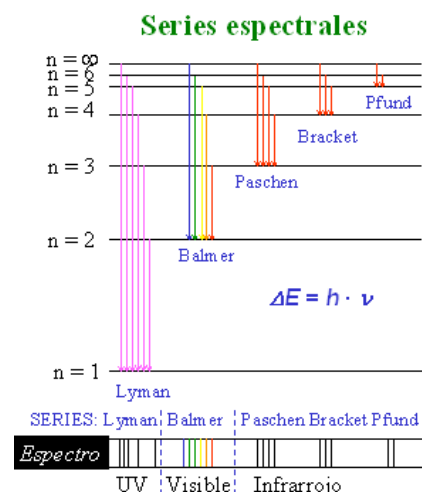
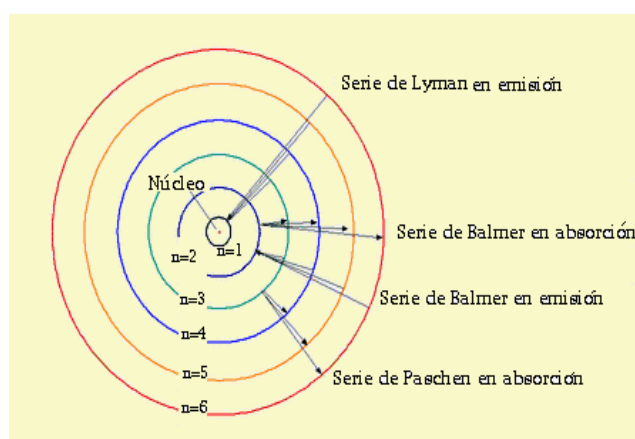


$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{J^2} - \frac{1}{K^2} \right)$$

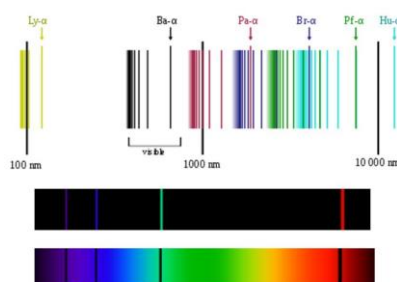
donde $K > J$; siendo $J = 1, 2, 3, \dots$ y $K = 1, 2, 3, \dots$

Bohr obtuvo un éxito clamoroso al explicar las líneas espectrales del hidrógeno, incluso aquellas que todavía no se habían encontrado.

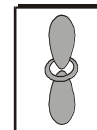
En la figura de la izquierda se observan los saltos electrónicos entre órbitas para el átomo de hidrógeno. En la figura de la derecha, las posibles emisiones de radiación entre diferentes niveles de energía, obteniéndose las distintas **series espectrales**: Lyman, Balmer, Paschen, Bracket y Pfund, correspondientes a los distintos números cuánticos n .



Hydrogen



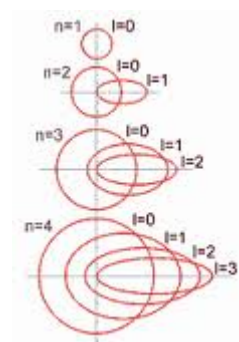
El modelo de Bohr sólo lograba explicar el espectro del átomo de hidrógeno (y combinaciones de un núcleo y un electrón: He^+ y Li^{2+}), para los demás elementos químicos, la explicación era insuficiente, incluso para los metales alcalinos, sus espectros atómicos estaban en desacuerdo con los previstos por Bohr, pues aparecían niveles o rayas desdobladas.



6 MODELO DE BOHR-SOMMERFELD

Arnol Sommerfeld (1868-1951) propuso una forma ingeniosa de salvar la teoría de Bohr. Sugirió que las órbitas podían ser **circulares** y **elípticas** y explicó que las diferencias de estabilidad observadas entre los niveles de un mismo número cuántico, **n**, podían explicarse por la capacidad que tienen las órbitas elípticas de poder aproximar más los electrones al núcleo. Sommerfeld añadió los siguientes postulados:

- a) La *excentricidad* de la elipse viene determinada por un número cuántico secundario, **l**, que señala el subnivel energético.
- b) El número de subniveles energéticos existentes en cada nivel es igual a **n**, así:
 - para $n = 1$, hay un subnivel
 - para $n = 2$, hay dos subniveles
 - para $n = 3$, hay tres subniveles
- c) Para cada valor de **n**, **l** puede tomar valores desde 0 hasta $(n - 1)$. El primer subnivel energético de cada capa o nivel ($l = 0$) corresponde a una órbita circular; los restantes subniveles representan órbitas cada vez más elípticas.



En la figura se representan distintos valores de **n** y **l** y sus órbitas correspondientes:

Pero, aun así, el esquema de Sommerfeld sólo conseguía explicar los elementos alcalinos: Li, Na, K, Rb y Cs. Debía acontecer un cambio radical.

7 PARTÍCULAS DE LUZ Y ONDAS DE MATERIA: LA HIPÓTESIS DE DE BROGLIE

El comportamiento corpuscular de la luz que se desprendía del efecto fotoeléctrico, hizo plantear al francés Louis de Broglie, en 1923, si la materia podría comportarse como una onda.

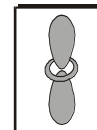
Sintetizando la teoría cuántica de Planck y la teoría de la Relatividad de Einstein:

$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}; E = m \cdot c^2 \Rightarrow m = \frac{h}{c \cdot \lambda}$$

$$p(\text{momento lineal}) = m \cdot v = m \cdot c = \frac{h}{c \cdot \lambda} \cdot c = \frac{h}{\lambda}$$

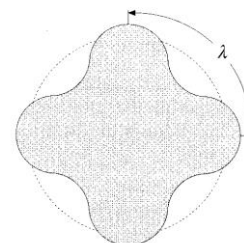
La expresión deducida para la masa **m** y longitud de onda λ de un fotón, la aplicó de Broglie a toda partícula en movimiento: **a todo corpúsculo en movimiento -electrón, protón, átomo, molécula,...- corresponde una onda, cuya longitud depende del momento lineal de esa partícula: $\lambda = h/p$.**

ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



Born (no confundir con Bohr) explicó las trayectorias circulares del electrón del átomo de hidrógeno basándose en la teoría de De Broglie. La onda asociada al electrón tendrá que ser estacionaria, cerrándose sobre sí misma, para evitar interferencias destructivas. Ello implica que, para una órbita circular de radio r , su longitud sea múltiplo entero, n , de longitudes de onda, de acuerdo con el modelo de Bohr:

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

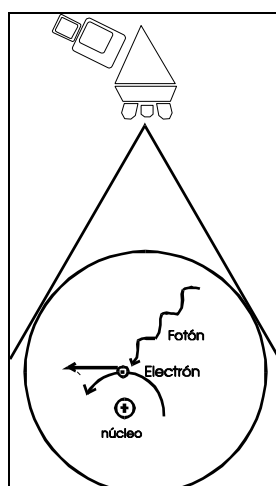


8 EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

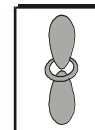
Según la Mecánica Clásica, si se conoce la posición y velocidad de un cuerpo, podemos predecir con exactitud su nueva posición y velocidad al cabo de un cierto tiempo Δt ; pero en el mundo microscópico, donde la naturaleza dual (onda - partícula) se deducía de hechos y teorías anteriormente explicadas, era imposible determinarlas con exactitud.

Esta dificultad llevó a Werner Heisenberg en 1927 a formular el principio de incertidumbre: **no es posible conocer simultáneamente y exactamente la posición x de una partícula y su momento lineal p , de forma que el producto de los errores cometidos al determinar simultáneamente ambas variables es igual o mayor que la constante de Planck: $\Delta p \cdot \Delta x \geq h/2\pi$.**

Para determinar con un *Supermicroscopio* la posición de un electrón, se debería utilizar luz de longitud de onda muy pequeña, pero éstas son muy energéticas, lo cual haría que el electrón variara su cantidad de movimiento. A más precisión en la posición, menos en la cantidad de movimiento, y viceversa:



Los hechos expuestos condujeron a una nueva formulación de la realidad, y al nacimiento de una nueva rama de la Física: **la Mecánica Cuántica.**



9 EL MODELO MECÁNICO-CUÁNTICO

En un intento de solucionar el problema planteado con las hipótesis de de Broglie, y la incertidumbre de Heisenberg, en 1926 el físico Erwin Schrödinger desarrolla las ecuaciones previstas para el **movimiento ondulatorio**, llegando a la ecuación:

$$\frac{d^2\Psi}{dx^2} + \frac{d^2\Psi}{dy^2} + \frac{d^2\Psi}{dz^2} + \frac{8\pi m}{h^2}(E - E_p)\Psi = 0$$

que describe el movimiento de una onda asociada a una partícula de masa m ; donde E es la energía total de la partícula, E_p la energía potencial y Ψ la llamada **función de onda**, cuyo cuadrado (Ψ^2), representa la intensidad de la onda. Al cuadrado $|\Psi^2|$ se le llama **densidad de probabilidad** y representa la probabilidad de encontrar a la partícula en un instante dado. La aplicación al estudio del átomo de hidrógeno ofrece predicciones muy correctas sobre su espectro, además de obtener consecuencias muy importantes:

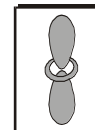
- a) El electrón deja de ser una partícula situada en un lugar determinado y se convierte en una **nube de carga**, repartida en el espacio inmediato al núcleo. No podemos asignarle un radio definido a un átomo.
- b) A efectos prácticos, se convino en delimitar el movimiento del electrón a un volumen cuya superficie externa comprendiese una probabilidad de entre el 90-99% de encontrar el electrón. Esa zona se conoce como **orbital**. Las zonas de probabilidad nula se conocen como **zonas nodales**.

Los orbitales están definidos por unos parámetros como solución a la ecuación de Schrödinger, reciben el nombre de **números cuánticos**:

1. **Número cuántico principal, n** : representa parte de la energía y el volumen efectivo del orbital. Corresponde a los niveles energéticos de Bohr y toma valores de 1,2,3,4,... Puede representarse por las letras K, L, M, N, O,...
2. **Número cuántico secundario, l** : determina parte de la energía y la forma del orbital y posee valores de 0 a $(n - 1)$; por ejemplo, para $n = 4$: $l = 0, 1, 2$ y 3.
Reciben el nombre, respectivamente, de:

Valor de l	Nombre
0	s
1	p
2	d
3	f

3. **Número cuántico magnético, m_l** : fija la orientación del orbital según una cierta dirección. Puede tomar valores entre $-l$ y $+l$. Por ejemplo, para $l = 2$: $m = -2, -1, 0, 1$ y 2.
4. **Número cuántico de espín, m_s** : en 1925, Uhlenbeck y Goudsmit, demostraron que el electrón, en su movimiento, gira alrededor de sí mismo comportándose como un pequeño imán. Este comportamiento magnético recibe el nombre de



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

spin. Como sólo hay dos sentidos de giro posibles, se introdujo un nuevo número cuántico, spin m_s , que sólo puede tomar valores $+1/2$ y $-1/2$.

En resumen:

- Un orbital queda determinado por tres números cuánticos: n , l y m_l .
- Un electrón queda definido por cuatro números cuánticos: n , l , m_l y m_s .

Los valores que pueden tomar se resumen en el siguiente cuadro:

Nº Cuántico	Valores
principal: n	1,2,3,...
secundario: l	para un valor de n : 0,1,2,3,...($n-1$)
magnético: m_l	para un valor de l : $-l, \dots, -1, 0, 1, \dots, +l$
spin: m_s	$+1/2, -1/2$

En el cuadro siguiente se desarrollan los estados cuánticos posibles del átomo de hidrógeno hasta $n = 2$, indicándose, al final, el número de estados posibles, o sea, el número máximo de electrones:

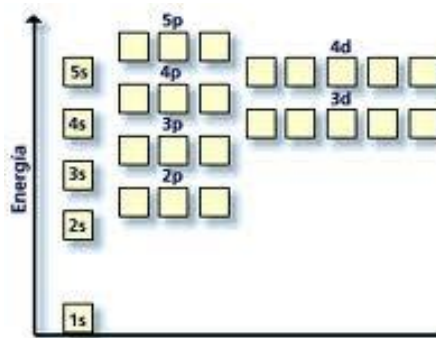
n	l	m_l	m_s	Nombre usual	Nº de estados
1	0	0	$\pm 1/2 \uparrow\downarrow$	1s	2
2	0	0	$\pm 1/2 \uparrow\downarrow$	2s	2
2	1	-1	$\pm 1/2 \uparrow\downarrow$	2p	6
2	1	0	$\pm 1/2 \uparrow\downarrow$		
2	1	1	$\pm 1/2 \uparrow\downarrow$		

10 ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

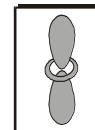
Aunque la resolución de la ecuación de Schrödinger sea compleja, no van a producirse cambios radicales a medida que aumenta el número atómico. Existen los mismos números cuánticos, y las mismas funciones de probabilidad o nubes de densidad electrónica.

Aceptaremos que para un **átomo polieletrónico** existe un núcleo y el número requerido de electrones, y que sus orbitales son como los del hidrógeno, construiremos el átomo alojando electrones, uno a uno, situando cada nuevo electrón en el orbital de menor energía, así construiremos el modelo de un átomo en su **estado normal** o de menor energía.

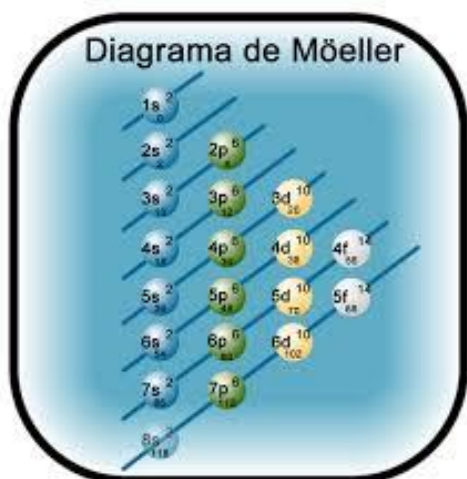
La **configuración electrónica** es la distribución de los electrones en los orbitales de un átomo. En la figura se observan las energías relativas de llenado o **diagrama de ocupación**; los números hacen referencia al nº posible de electrones en cada nivel:



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



Cuando dos orbitales tienen los mismos números cuánticos n y l decimos que están **degenerados**, tienen la misma energía. Deben observarse los siguientes principios para saber cómo se van rellenando los orbitales de electrones:



1. Los electrones ocupan primero aquellos orbitales cuya energía sea menor. Dicha energía nos la da la suma de $(n + l)$, a igual valor de $(n + l)$ tendrá menor energía el de menor n . La secuencia sería como figura a la izquierda, de lo cual deducimos el orden: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p

Este orden energético fue llamado por Niels Bohr Principio de Aufbau (del alemán aufbauprinzip - construcción-), también conocido como Regla de Möeller.

En la secuencia de relleno deben ser considerados sólo los orbitales que figuran en el diagrama.

El número posible de orbitales se indica en la siguiente tabla:

Tipo orbital	Nº de orbitales
s	1
p	3
d	5
f	7

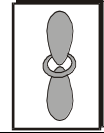
2. **Principio de exclusión de Pauli:** en un átomo no pueden existir dos electrones cuyos cuatro número cuánticos sean iguales.
3. **Principio de Hund o máxima multiplicidad:** cada orbital degenerado ha de estar ocupado por un electrón, antes de asignarle un segundo electrón a cualquiera de ellos. Los espines de estos electrones, han de ser iguales.

11 ASPECTOS ESPACIALES DE LOS ESTADOS ENERGÉTICOS

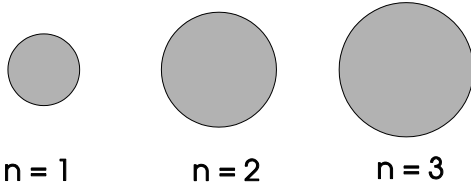
En un orbital, el número cuántico principal fija el volumen del mismo. El segundo número cuántico, l , determina la orientación del mismo; si $l = 0$, el orbital es esférico; si $l = 1$ existen tres direcciones perpendiculares, entre sí, donde es más probable encontrar los electrones: p_x , p_y y p_z .

Los orbitales d ($l = 2$), se orientan según 5 direcciones posibles, y siete si se trata de orbitales de tipo f ($l = 3$).

ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



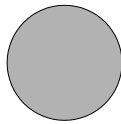
En la figura siguiente se representan las formas espaciales de dichos orbitales:



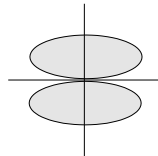
$n = 1$

$n = 2$

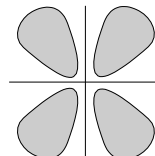
$n = 3$



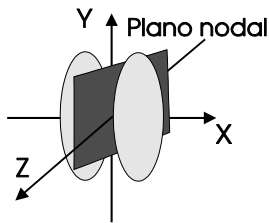
$l = 0$, orbital s



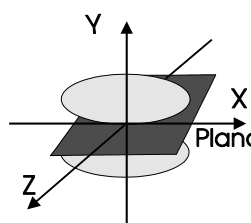
$l = 1$, orbital p



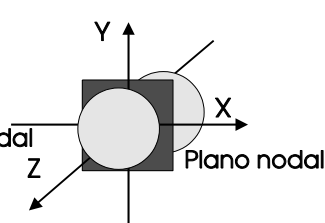
$l = 2$, orbital d



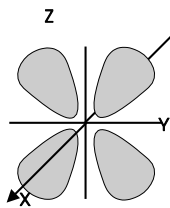
orbital p_x



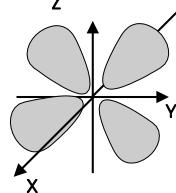
orbital p_y



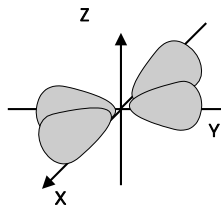
orbital p_z



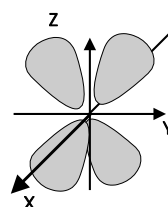
orbital d_{yz}



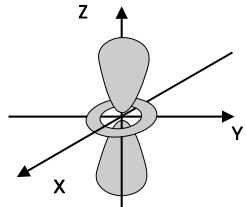
orbital d_{xy}



orbital $d_{x^2-y^2}$



orbital d_{xz}



orbital d_{x^2}



f_z^3



$f_x(x^2-3y^2)$



$f_y(y^2-3x^2)$



f_xz^2



f_yz^2

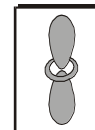


f_xyz



$f_z(x^2-3y^2)$

ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



12 SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS. INTRODUCCIÓN HISTÓRICA

Los logros alcanzados a principios del siglo pasado en la comprensión de las leyes que gobiernan las transformaciones químicas, hicieron sospechar de la relación existente entre **pesos atómicos** y **comportamiento químico**.

En 1829, el químico alemán Johan Döbereiner observó varios grupos de tres elementos (**tríadas**) con propiedades químicas semejantes. En todos los casos, el peso atómico del elemento del medio de la tríada era, aproximadamente, el valor medio de los otros dos:



Durante el período de 1850-1865 se descubrieron muchos elementos nuevos. El químico inglés John Newlands, en 1865, ordenó los elementos en grupos de ocho (**ley de las Octavas**):

1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					

La disposición de los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, condujo a Newlands a observar que el elemento octavo (sodio) se parecía al primero (litio), que el noveno se parecía al segundo,...

Por último, entre 1869 y 1874, el químico alemán Lothar Meyer y el ruso Dimitri Mendeleiev, de forma independiente, dispusieron de una forma más racional la clasificación de los elementos, encontrando que en la ordenación de éstos según el peso atómico, las propiedades físicas y químicas varían con cierta regularidad, con tendencia a repetirse después de un cierto número de elementos.

Mendeleiev resumió sus descubrimientos estableciendo la ley periódica:

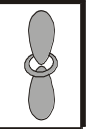
"Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían con el peso atómico de una manera sistemática."

Mendeleiev no tuvo reparo en dejar espacios vacíos en su tabla periódica, prediciendo que dichos espacios habrían de ser ocupados por elementos desconocidos en su época; incluso pronosticó qué propiedades físicas y químicas deberían poseer.

A pesar de los notables errores que subyacen en la clasificación periódica de Mendeleiev y Meyer (no había huecos para algunos elementos nuevos, otros no encajaban, los valores de los pesos atómicos no eran los más probables,...) sus ventajas son muy notables.

13 SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL

En 1914, el inglés Henry G. J. Moseley, demostró que muchas de las imprecisiones de la clasificación periódica, quedaban subsanadas si a los elementos se les asignaban números atómicos (carga del núcleo), y se ordenaban según éstos.



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

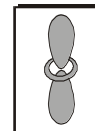
FIGURA 3

Período, n	s1 s2		Metales de transición interna (n-2) f										Metales de transición (n-1) d										np															
	1	2	f1	f2	f3	f4	f5	f6	f7	f8	f9	f10	f11	f12	f13	f14	d1	d2	d3	d4	d5	d6	d7	d8	d9	d10	p1	p2	p3	p4	p5	p6						
1	1	2																																				
	H	He																																				
2	3	4																					5	6	7	8	9	10										
	Li	Be																					B	C	N	O	F	Ne										
3	11	12																					13	14	15	16	17	18										
	Na	Mg																					Al	Si	P	S	Cl	Ar										
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
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
6	55	56	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						
	Cs	Ba	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						
7	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105																			
	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																					

Labels for transition metals and their configurations:

- La: d^1
- Ce: $f^1 d^1$
- Ac: d^1
- Th: d^2
- Pa: $f^2 d^1$
- U: $f^3 d^1$
- Np: $f^4 d^1$
- Cm y Gd: $f^7 d^1$
- Nb: $d^4 s^1$
- Cr y Mo: $d^5 s^1$
- Ru: $d^7 s^1$
- Rh: $d^8 s^1$
- Pt: $d^9 s^1$
- Pd: d^{10}
- Cu, Ag y Au: $d^{10} s^1$

Estructura extranuclear del átomo



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

Distribuciones electrónicas especialmente estables

Los gases nobles se llaman así porque tienen una estructura muy estable, lo que hace difícil que se combinen con otros átomos. Al hacer la configuración electrónica, vimos que esto se debe a que los gases nobles disponen de ocho electrones en su capa de valencia (configuración ns^2p^6), a excepción del He, que solo tiene dos electrones (configuración $1s^2$). Se dice que un átomo tiene **estructura de capa cerrada** si tiene configuración de gas noble. Además de estas distribuciones, también son especialmente estables aquellas estructuras en las que todos los orbitales de un tipo están semillenos, ya que esto permite un gran desapareamiento en los electrones; se denominan **estructuras de semicapa cerrada** y están presentes en elementos con np^3 , nd^5 o nf^7 .

Los átomos tienen tendencia a ganar o perder un número de electrones tal que les permita adquirir una configuración de capa cerrada o de semicapa cerrada. De este modo se justifican las valencias de ciertos elementos, así como el hecho de que algunos de ellos alteren la configuración electrónica que cabría esperar al aplicar directamente el principio Aufbau.

Las distribuciones electrónicas de los gases nobles ($1s^2$ y ns^2p^6) son muy estables y se denominan estructuras de capa cerrada. Otras distribuciones de gran estabilidad son s^2 , p^3 , d^5 , d^{10} , f^7 y f^{14} .

14 DESCRIPCIÓN DE PERÍODOS Y GRUPOS

14.1 DESCRIPCIÓN DE LOS PERÍODOS:

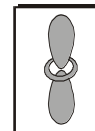
Todos los períodos, salvo el primero, que consta sólo de dos elementos, comienzan en un metal alcalino y terminan en un gas noble. El número de elementos que integran cada período es el siguiente:

Primer período	2
Segundo período	8
Tercer período	8
Cuarto período	18
Quinto período	18
Sexto período	32
Séptimo período	32
TOTAL	118

Los elementos de transición interna (lantánidos y actínidos), suelen situarse fuera de la tabla principal, y ni siquiera se les asigna número de grupo.

Cada elemento tiene un número atómico superior en una unidad al que le precede, lo cual se traduce en la existencia de un electrón más (**electrón diferenciador**), que se situará en el orbital disponible de mínima energía. En la **figura 3** se ha seguido el proceso de construcción electrónica de Pauli. Aquellos elementos cuya estructura electrónica fundamental difiere de este modelo, se presentan en sombreado.

ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



En Gd, Cm, Cr, Mo, Cu, Ag y Au, esta diferencia es consecuencia de la estabilidad adicional de las capas semiocupadas (f^7 y d^5) o completamente ocupadas (d^0). Las otras desviaciones se deben a las extremadamente pequeñas diferencias de energía entre los niveles d y s , o d y f . En esta tabla, He está colocado sobre Be en el grupo 2, ya que se añade el segundo electrón para completar el orbital s en los dos elementos. En la tabla periódica usual, He está colocado sobre Ne y los demás gases nobles, para indicar que, en estos elementos, la capa está llena.

14.2 DESCRIPCIÓN DE LOS GRUPOS:

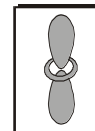
El Sistema Periódico consta de 18 grupos, en cada uno de los cuales los elementos que los integran, salvo contadas excepciones, tienen la misma estructura electrónica en el nivel electrónico externo (**capa de valencia**), lo que explica su semejanza en las propiedades. Como indicamos anteriormente, podemos clasificar los elementos en tres categorías:

1. **Elementos representativos:** podemos resumir sus características en la tabla de la página siguiente:

Grupo	Nombre de los elementos del grupo	Elementos	Configuración electrónica del nivel exterior
1	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	ns^1
2	Metales alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	ns^2
13	Elementos térreos	B, Al, Ga, In, Tl	ns^2np^1
14	Elementos carbonoides	C, Si, Ge, Sn, Pb	ns^2np^2
15	Elementos nitrogenoides	N, P, As, Sb, Bi	ns^2np^3
16	Elementos anfígenos	O, S, Se, Te, Po	ns^2np^4
17	Elementos halógenos	F, Cl, Br, I, At	ns^2np^5
18	Gases nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn	He: $1s^2$ Resto: ns^2np^6

2. **Elementos de transición:** Ocupan la parte central de la tabla periódica. Todos son metales y reciben este nombre por su carácter intermedio entre los más electropositivos y los más electronegativos de cada período. Aunque con excepciones, su estructura electrónica externa varía desde $(n-1) d^1ns^2$ para los elementos del grupo 3 hasta $(n-1) d^{10}ns^2$ para los del grupo 12.

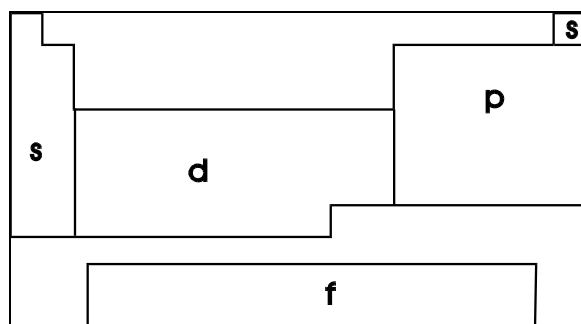
3. **Elementos de transición interna:** Constituyen dos series, Lantánidos y Actínidos, que se colocan fuera de la Tabla usualmente. Su configuración varía entre $(n-2) f^2 (n-1) d^1ns^2$ hasta $(n-2) f^{14} (n-1) d^1ns^2$.



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

4. **Hidrógeno:** Debido a su configuración $1s^1$, cabe situarlo en el 17, pues al igual que los halógenos, le falta un electrón para completar su capa. Sin embargo, el hidrógeno posee mayor tendencia a ceder su electrón, por lo que corrientemente se sitúa en el grupo 1.

A la vista de lo expuesto, se puede dividir el Sistema Periódico en cuatro bloques (*s*, *p*, *d*, y *f*), constituidos por los elementos cuyos electrones diferenciadores se sitúan en los orbitales *s*, *p*, *d*, y *f*, respectivamente. Los bloques *s* y *p* corresponden a los elementos representativos, el *d* a los de transición y el *f* a los de transición interna.



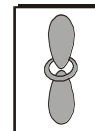
15 PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS Y SU RELACIÓN CON EL SISTEMA PERIÓDICO.

La observación de la tabla periódica pone de manifiesto que en cada período el número de electrones de la última capa de los átomos varía entre uno y ocho, y al pasar de un período al siguiente esta configuración vuelve a repetirse.

Como gran parte de las propiedades físicas y químicas de los elementos dependen de la ordenación electrónica de su último nivel, es lógico que dichas propiedades varíen periódicamente en función del número atómico.

FACTORES DE LOS QUE DEPENDEN LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

- **Carga nuclear.** Se trata de la carga positiva del núcleo del átomo, es decir, del número de protones o número atómico.
- **Efecto pantalla.** Las propiedades periódicas dependen de las características de la capa más externa en la que el átomo tiene electrones, denominada capa de valencia. Las capas electrónicas internas del átomo, situadas entre el núcleo y la capa de valencia, provocan una repulsión sobre los electrones más exteriores que hace disminuir el efecto de la carga nuclear. Esto es lo que se denomina efecto pantalla.
- **Carga nuclear efectiva.** En muchas ocasiones se debe valorar conjuntamente la carga nuclear y el efecto pantalla. Se habla entonces de una carga nuclear efectiva, puesto que parte de la carga nuclear del núcleo se ve compensada por las repulsiones entre los electrones.

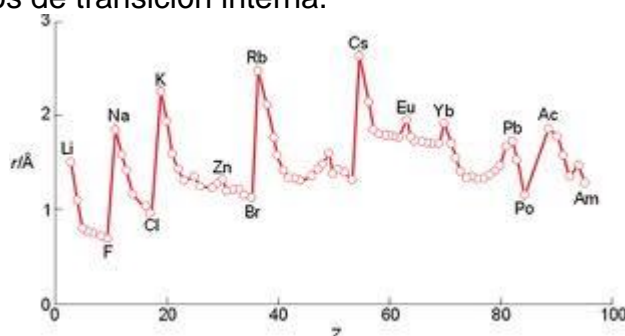


ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

15.1 VOLUMEN ATÓMICO

Se denomina así al volumen ocupado por 1 mol de átomos del elemento, y se expresa en cm^3/mol . Su valor se calcula dividiendo la masa de 1 mol (expresada en g) entre la densidad del elemento (en g/cm^3). Es evidente que el volumen atómico podemos relacionarlo con el radio atómico, ya que el volumen depende directamente de éste.

En la figura aparece la variación de los radios atómicos en tabla periódica, sin considerar los elementos de transición interna.



Al ir avanzando en un período de izquierda a derecha (al aumentar Z), vamos añadiendo electrones que se sitúan en la última capa o en la inmediata anterior. Como a su vez aumenta el número de protones del núcleo, aumentará también la fuerza atractiva entre el núcleo y los electrones, lo que supone un acercamiento de la nube electrónica, y en consecuencia el volumen atómico disminuye.

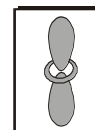
Cuando el número de elementos de un período es grande (a partir del 4^o período en que aparecen los elementos de transición) se observa que al ir acercándonos hacia la derecha, dentro del período, la repulsión entre los electrones va a compensar, e incluso superar, las fuerzas atractivas del núcleo, lo cual se traducirá en un ligero aumento del volumen atómico.

Al pasar de un período al siguiente se añaden más electrones, pero situados ya en un nivel superior más externo y más alejado del núcleo. Esto conlleva un brusco aumento del volumen atómico.

El volumen máximo corresponde a los metales alcalinos y el mínimo a los elementos que están en el centro del período (elementos de transición), que poseen un mayor empaquetamiento de cargas.

15.2 RADIO IÓNICO

Respecto al radio de los iones, hay que decir que varía considerablemente respecto al de los átomos correspondientes: el de un catión es siempre menor que el del correspondiente átomo, y el del anión es siempre mayor. Esto es porque en el catión hay más cargas positivas que negativas, con lo cual la fuerza de atracción sobre los electrones es mayor que en el átomo. Sin embargo, en el anión es la situación inversa, hay un exceso de cargas negativas, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo se “reparta” entre más electrones y éstos resultan más débilmente atraídos.



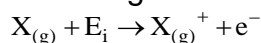
ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

Radios atómicos (Å)										Radios iónicos (Å)					
H									He	Li ⁺	Be ²⁺	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
0,5									0,37	0,6	0,31	1,71	1,40	1,36	
Li	Be	B	C	N	O	F			Ne	Na ⁺	Mg ²⁺		S ²⁻	Cl ⁻	
1,52	1,11	0,88	0,77	0,70	0,66	0,64			0,70	0,95	0,65	0,50	1,84	1,81	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl			Ar	K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺	Se ²⁻	Br ⁻	
1,86	1,60	1,43	1,17	1,10	1,04	0,99			0,94	1,33	0,99	0,62	1,98	1,85	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br			Kr	Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺	Te ²⁻	I ⁻	
2,31	1,97	1,22	1,22	1,21	1,17	1,14			1,09	1,48	1,13	0,81	2,21	2,16	
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I			Xe	Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ³⁺			
2,44	2,15	1,62	1,40	1,41	1,37	1,33			1,30	1,69	1,35	0,95			
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At			Rn						
2,62	2,17	1,71	1,75	1,46	1,5	1,4			1,4						

15.3 ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Al suministrar energía a un átomo, por ejemplo, por calentamiento, uno o varios de sus electrones pueden ser promocionados a niveles más altos, e incluso, si la cantidad de energía es suficiente, llegar a a desligarse por completo de la atracción nuclear, convirtiéndose en un ión positivo.

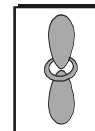
Se denomina **primera energía de ionización**, la energía mínima necesaria para separar un electrón de un átomo neutro gaseoso en su estado fundamental:



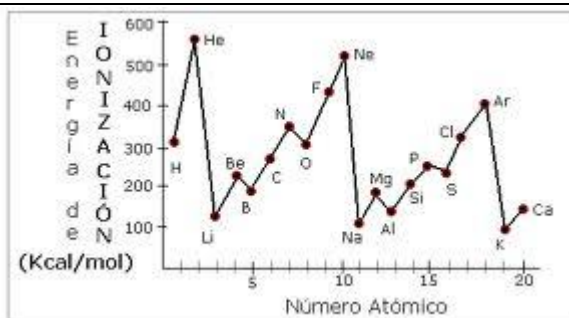
Para separar un segundo electrón del ión producido se requiere una cantidad de energía que recibe el nombre de **segunda energía de ionización**, y así sucesivamente.

En general, la energía de ionización en un átomo depende del tipo de orbital situado en el nivel más externo en que se encuentre el electrón que se trata de separar, **decreciendo** en el orden: $s > p > d > f$.

En la figura aparecen los valores de la primera energía de ionización expresados en kcal/mol, así como la variación de dicha propiedad por períodos y grupos.



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO



Se observa que esta energía de ionización es mínima para los metales alcalinos, y esto es así porque la adquisición de la estructura de gas noble (última capa completa) se logra más fácilmente cediendo un electrón que ganando siete. Por otra parte, el mayor volumen atómico de estos metales hace que la atracción del núcleo sobre los electrones sea menor.

La energía de ionización es máxima para los gases nobles, esto es evidente, al tener configuraciones electrónicas estables.

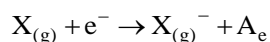
La tendencia en cada grupo es descendente, y se debe a dos efectos opuestos, por un lado, la carga nuclear aumenta al bajar en el grupo, y haría que la fuerza de atracción fuese mayor, pero al descender hemos visto que el volumen atómico aumenta, por lo tanto, disminuye esta fuerza de atracción. Este último efecto supera al anterior, de manera que, en casi todos los grupos de la tabla periódica, la energía de ionización disminuye conforme aumenta el número atómico del elemento.

En general, y aunque existen irregularidades, puede decirse que en **la tabla periódica las energías de ionización aumentan de izquierda a derecha y de abajo arriba**.

Por otra parte, cuanto menor sea la energía de ionización de un elemento, con mayor facilidad formará iones positivos (**electropositividad**). De ahí que los elementos más electropositivos estén situados en la parte inferior izquierda de la tabla periódica.

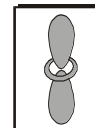
15.4 AFINIDAD ELECTRÓNICA

Afinidad electrónica, A_e , o electroafinidad es la energía que se desprende cuando un átomo gaseoso en su estado fundamental capta un electrón y se convierte en un ión negativo gaseoso:



Puesto que se requiere energía para separar un electrón de un átomo neutro, no debe sorprender que se pueda desprender energía cuando se une un electrón adicional a un átomo neutro.

La razón se debe al imperfecto **apantallamiento del núcleo** por los electrones de valencia exteriores. Si se añade un electrón adicional a la capa de valencia, los otros electrones no contrarrestan la carga del núcleo tanto como los de las capas internas; y así, el electrón extra ejerce una débil atracción sobre el núcleo.



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

Esta es la razón de los valores negativos de las energías. Los halógenos poseen los valores más altos (en valores absolutos) de electroafinidades, debido a su tendencia captar un electrón extra, y adquirir la configuración de gas noble.

La variación de la afinidad electrónica está de acuerdo con la de la energía de ionización, pues son reacciones inversas. Resulta más fácil añadir un electrón en la parte derecha de un período, por la misma razón que es más difícil arrancarlo.

En términos generales, la afinidad electrónica aumenta en cada período de izquierda a derecha, y en cada grupo de abajo arriba, si bien se observan numerosas excepciones.



La importancia de esta magnitud estriba en su utilidad para predecir el **carácter oxidante** de un elemento químico (tendencia a aceptar electrones).

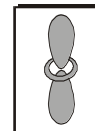
15.5 ELECTRONEGATIVIDAD

Se define la **electronegatividad** de un elemento como la tendencia de un átomo de ese elemento, que forma parte de una molécula, a atraer los electrones hacia sí.

Es una propiedad periódica íntimamente relacionada con la energía de ionización y con la electroafinidad, de manera que un elemento que posea una afinidad electrónica y una energía de ionización elevadas, será muy electronegativo, y viceversa. Existen distintas escalas de electronegatividades, entre las que destaca la propuesta en 1932 por el químico americano Linus Carl Pauling, que se basa en asignar el valor de **2,1** para la electronegatividad del hidrógeno, resultando para los demás elementos valores entre **0,7** y **4,0**.

Period	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A										
1	H 2.1																
2	Li 1.0	Be 1.5															
3	Na 0.9	Mg 1.2															
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac? 1.1	*Lanthanides: 1.1-1.3		‡Actinides: 1.3-1.5											

Lo mismo que la energía de ionización y la electroafinidad, la electronegatividad aumenta en la tabla periódica de izquierda a derecha y de abajo arriba, siendo máxima para el flúor y mínima para el cesio.



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

La electronegatividad es una propiedad que sirve para clasificar a los elementos en **metales** y **no metales**. Los metales se caracterizan porque la fuerza de atracción que ejercen sus átomos sobre los electrones externos es pequeña, lo que trae consigo valores bajos de la energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad; dada su tendencia a formar iones positivos, se comportan como **agentes reductores** (ceden electrones, y hacen que otros elementos se reduzcan).

Los átomos de los no metales atraen fuertemente a los electrones externos, y poseen valores elevados de energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad; forman fácilmente iones negativos y son **oxidantes** (aceptan electrones, y hacen que otros elementos se oxiden). En la figura siguiente quedan resumidas algunas de las propiedades estudiadas:

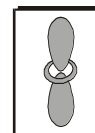


15.6 PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN

Los puntos de fusión y ebullición, respectivamente, muestran cierto carácter periódico. Se observa que dichos puntos son mínimos para los gases nobles, adquiriendo su valor máximo para los elementos situados hacia el centro de cada período, y esto es así porque hay un máximo de cinco electrones desapareados (d^5s^1 o d^5s^2), y una cantidad máxima de enlace metálico en el sólido o en el líquido.

Los elementos con puntos de fusión y ebullición elevados se presentan en la naturaleza en forma de **redes gigantes**, en las que las fuerzas de unión entre los átomos son muy intensas (litio, boro, carbono, silicio...)

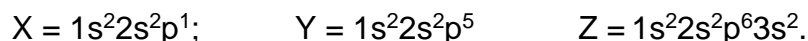
Para consultar valores de puntos de fusión y ebullición existen numerosas tablas periódicas interactivas en Internet.



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

ACTIVIDADES

1º) Los átomos neutros X, Y, Z tienen las siguientes configuraciones:



- Indica el grupo y el período en el que se encuentran.
- Ordénalos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad;
- ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

2º) Defina:

- energía de ionización,
- afinidad electrónica
- electronegatividad.

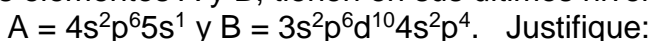
3º) Defina los siguientes conceptos:

- masa atómica;
- masa molecular;
- mol.

4º) Los números atómicos de los elementos Br y Rb son 35 y 37, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de ambos elementos;
- Indique el ion más estable de cada elemento y su configuración electrónica;
- Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.

5º) Los elementos A y B, tienen en sus últimos niveles, las configuraciones:



- si A es metal o no metal,
- qué elemento tendrá mayor afinidad electrónica;
- qué elemento tendrá mayor radio.

6º) Razone si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

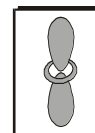
- la masa de un ion monovalente positivo es menor que la del átomo correspondiente;
- el número atómico de un ion monovalente positivo es menor que el del átomo correspondiente;
- en un gramo de cualquier elemento hay más átomos que habitantes tiene la Tierra, $6 \cdot 10^9$.

7º) Los números atómicos de los elementos P y Mn son 15 y 25, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos
- Indique los números cuánticos que correspondan a los electrones situados, en cada caso, en los orbitales más externos.

8º) Las dos tablas siguientes corresponden a radios atómicos:

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
$R(\text{Å})$	1,23	0,89	0,80	0,77	0,70	0,66	0,64



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

Elemento	Li	Na	K	Rb	Cs
$R(\text{Å})$	1,23	1,57	2,03	2,16	2,35

- a) Justifique la variación del radio en el período;
b) Justifique la variación del radio en el grupo.

9º) Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente,

- a) escriba la configuración electrónica de los mismos.
b) indique razonadamente, el grupo y período a que pertenece cada uno de los elementos anteriores.
c) indique, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.

10º) Los elementos A, B, C y D pertenecen al mismo período y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Indique, razonando la respuesta:

- a) qué elemento tiene la energía de ionización más alta y cuál es la más baja,
b) qué fórmulas tendrán los compuestos A-D y B-D.
c) Si el compuesto formado por C y D será iónico o covalente.

11º) Los elementos Na, Al y Cl tienen de números atómicos 11, 13 y 17, respectivamente.

- a) Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
b) Escriba la configuración electrónica de los iones Na^+ , Al^{3+} y Cl^- .
c) Ordene, de forma razonada, los radios de los iones anteriores.

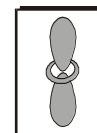
12º) Desarrolla los estados cuánticos del átomo de hidrógeno hasta $n=4$

13º) Responde a las siguientes cuestiones justificando la respuesta:

- a) ¿En qué grupo y en qué período se encuentra el elemento cuya configuración electrónica termina en $4f^{14}5d^56s^2$?
b) ¿Es posible el siguiente conjunto de números cuánticos (1, 1, 0, $\frac{1}{2}$) ?
c) ¿La configuración electrónica $1s^22s^22p^53s^2$ pertenece a un átomo en su estado fundamental?

14º) ¿Cuál o cuáles de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos de un electrón de un átomo de carbono? Razona la respuesta e indica por qué no son válidas las demás.

	n	l	m_l	m_s
Combinación 1	1	0	1	$\frac{1}{2}$
Combinación 2	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
Combinación 3	2	2	-1	$-\frac{1}{2}$
Combinación 4	3	1	-1	$\frac{1}{2}$



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

PREGUNTAS DE SELECTIVIDAD Y ACTIVIDADES DE AMPLIACIÓN

A1.- En la naturaleza existen dos isótopos del carbono no radiactivos: el C-12, a quien se refieren en la actualidad todas las masas atómicas y moleculares y el C-13, cuya masa isotópica es 13,00335. Sabiendo que la masa atómica del carbono natural es 12,01115, calcular la abundancia porcentual en la naturaleza de cada uno de los isótopos.

A2.- El silicio natural consta de una mezcla de tres isótopos: el ^{28}Si que abunda un 92,8% y cuya masa isotópica es 27,977; el ^{29}Si , de masa isotópica 28,976 y cuya abundancia es 4,67% y el ^{30}Si , que abunda un 3,05% y de masa isotópica 29,774. Calcular la masa atómica del silicio.

A3.- La mayor parte del oxígeno y de todo el silicio que existe en la corteza terrestre se encuentra en forma de silicatos. La estructura fundamental de todos los silicatos es SiO_4^{2-} , formado por un ión Si^{4+} y cuatro iones O^{2-} . ¿Cuál es la configuración electrónica que corresponde al estado fundamental de ambos iones?

A4.- Señalar el elemento al que corresponde la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

A5.- Para los elementos del segundo período (litio a neón), obtener las configuraciones, representación de sus estados y números cuánticos de cada electrón. Observar el ejemplo:

Elemento	número atómico	Configuración electrónica	n ^{os} cuánticos (n, l, m _l , y m _s)
Litio	3	$1s^2 2s^1$ $\begin{array}{ c c } \hline \downarrow\uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$	(1,0,0,-1/2), (1,0,0,+1/2) (2,0,0,-1/2)

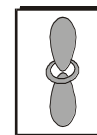
A6.- El C (Z=6), N (Z=7) y O (Z=8), poseen los siguientes valores de la 1ª Energía de Ionización: 11,3 eV, 14,5 eV; 13,6 eV. ¿A qué se debe el valor tan alto del átomo de nitrógeno? Razonar la respuesta.

A7.- Para cada pareja de elementos, señala cuál de los dos tiene mayor electroafinidad. ¿A qué es debido? F - Br Na - K

A8.- ¿Cómo es el tamaño del ión O^{2-} si se compara con el tamaño del átomo de Ne? ¿Y Na^+ con Ne?

A9.- El cloro se emplea como desinfectante del agua de las piscinas, ya que al disolverse en ésta produce la reacción: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
¿Qué ocurrirá si disolvemos bromo en agua?

A10.- Dados los elementos de números atómicos 12, 16, 30 y 36:



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

a.- Escribir sus estructuras electrónicas y justificar a qué familia y a qué período pertenece cada uno de ellos.

b.- Indicar si se pueden formar iones, así como los valores de la energía de ionización y electroafinidad.

A11.- Los elementos de números atómicos $Z = 7$ y $Z = 15$, que pertenecen al mismo grupo del sistema periódico, pueden actuar con la valencia 3 el primero, y con las valencias 3 y 5 el segundo. ¿De qué elementos se trata? Justificar las valencias en base a sus configuraciones electrónicas.

A12.- Cómo se explica que el nitrógeno y el bismuto pertenezcan al mismo grupo del sistema periódico, siendo así que el nitrógeno es un gas y el bismuto un metal sólido?

A13.- ¿Por qué los únicos elementos de transición que forman compuestos estables con número de oxidación +1 son el cobre, la plata y el oro?

A14.- ¿Por qué el Ca y el Zn no están situados en el mismo grupo del sistema periódico, si ambos tienen $2e^-$ en el nivel más externo?

A15.- El átomo de sodio tiene de número másico $A = 23$ y ocupa el undécimo lugar en el sistema periódico. Explicar la constitución de su núcleo y su configuración electrónica; deducir algunas propiedades físicoquímicas.

A16.- Ordenar de menor a mayor radio las siguientes especies químicas: Be^{2+} , Be, He, Ba^{2+} , Ba, Xe, Na, Na^+ , Ne, Cl⁻, S y S^{2-} .

A17.- En los grupos de elementos siguientes: i) B, N, F, Ne. ii) Mg, Ca, Sr, Ba, Hg.

a.- Ordenar de menor a mayor energía de ionización.

b.- Ordenar de menor a mayor electroafinidad.

c.- Indicar a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento.

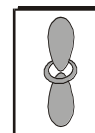
A18.- Ordenar los siguientes elementos según su energía de ionización creciente: F, Na, Cs y Ne.

A19.- Las especies químicas H, He^+ y Li^{2+} son isoelectrónicas.Cuál de ellas posee:

a.- mayor energía de ionización.

b.- mayor volumen

A20.- Una de las propiedades periódicas más interesantes de los átomos, de gran importancia en la interpretación del enlace iónico, es su energía de ionización. En relación con la misma, responder razonadamente a los siguientes puntos:



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

a.- Las primeras energías de ionización en la tabla periódica son: A, 1090; B, 1400; C, 1310; D, 1660; E, 2084; F, 494 (kJ/mol). ¿Cuál de todos ellos es el más probable que sea un metal alcalino y cuál un halógeno?

b.- Las energías de ionización sucesivas (en eV/átomo) del Be ($Z=4$) son 9,3; 18,2; 154; 218. ¿Por qué la brusca variación al pasar de la 2ª a la 3ª energía de ionización?

A21.- En cada una de las siguientes parejas: Li y Be; Na y Cs; S y Cl; C y O; Sr y Se. Indicar cuáles de los dos elementos tendrá:

- Mayor volumen atómico.
- Mayor energía de ionización.
- Mayor afinidad electrónica.
- Mayor carácter metálico.
- Mayor electronegatividad.

A22.- Ordenar los siguientes elementos según su electronegatividad decreciente: Mg, C, B, F, I, O y N.

A23.- Disponemos de cuatro elementos: A, B, C y D, de números atómicos 3, 9, 10 y 40, de los que:

- A es un metal de transición de número de oxidación +4.
- B es un elemento muy inerte.
- DC es un compuesto iónico.
- C_2 es un compuesto covalente.

¿Qué número atómico corresponde a cada elemento?

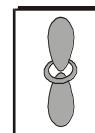
A24.- Con respecto a los elementos de números atómicos 11, 14, 35, 38 y 42, se pide:

- ¿A qué grupo del sistema periódico pertenece cada uno?
- ¿Cuáles son metales y cuáles no metales?
- Ordenarlos con respecto a su electronegatividad creciente.
- Ordenarlos según el tamaño creciente de sus átomos?

A25.- El número atómico de un elemento es $Z = 17$. Escribe su estructura electrónica. ¿Es metal o no metal? ¿Por qué? ¿Tiene muy acentuado su carácter metálico o no metálico? ¿Por qué? ¿Formará compuestos iónicos?

A26.- ¿Qué tipo de enlace se originará entre el elemento $Z = 19$ y el elemento $Z = 35$?

A27.- ¿Qué podríamos decir de un átomo que ocupa el décimo lugar en el sistema periódico? ¿Es metal o no metal? ¿Por qué? ¿Tiene muy acentuado su carácter metálico o no metálico? ¿Por qué? ¿Formará compuestos iónicos?

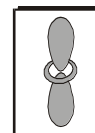


SOLUCIONES A LOS EJERCICIOS DEL TEMA 3

- 1- a) X (G-13, P-2) ; Y (G-17, P-2) ; Z (G-2, P-3) b) $Z < X < Y$ c) Y
2- consultar la teoría
3- consultar la teoría
4- a) Br ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$) ; Rb ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$)
b) Br^{1-} ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$) ; Rb^{1+} ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$) c) Br^{1-}
5- a) A es metal b) B c) A
6- a) V b) F c) V
7- a) P ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$) ; Mn ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$) b) P: $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$, $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$, $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$; Mn : $(3, 2, -2, -\frac{1}{2})$, $(3, 2, -1, -\frac{1}{2})$, $(3, 2, 0, -\frac{1}{2})$, $(3, 2, 1, -\frac{1}{2})$, $(3, 2, 2, -\frac{1}{2})$
8- consultar la teoría
9- a) Z=25 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$) Z=35 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$)
Z=38 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$) b) Z=25 (G-7, P-4) Z=35 (G-17, P-4) Z=38 (G-2, P-5) c) carácter metálico: Z=25 y Z=38
10- a) D (E.I. más alta); B (E.I. más baja) b) AD ; BD_3 c) covalente
11- a) Na ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) Al ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$) Cl ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$)
b) Na^{1+} ($1s^2 2s^2 2p^6$) Al^{3+} ($1s^2 2s^2 2p^6$) Cl^{1-} ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) c) $Cl^{1-} > Na^{1+} > Al^{3+}$
12- Se obtienen 60 estados cuánticos diferentes (demasiados para representar aquí).
13- a) Periodo 6 y grupo 7 ; b) No es possible, el número cuántico secundario (l) no puede valer 1 ; c) No, corresponde a un estado excitado
14- Conjuntos válidos: 2 y 4 (átomo en estado excitado).

PREGUNTAS DE SELECTIVIDAD Y ACTIVIDADES DE AMPLIACIÓN

- A1- ^{12}C (98,89%) ; ^{13}C (1,11%)
A2- 28,22 u
A3- Si^{4+} ($1s^2 2s^2 2p^6$) ; O^{2-} ($1s^2 2s^2 2p^6$)
A4- Si
A5- Demasiado extenso para incluir aquí
A6- Se debe a los tres electrones desapareados que posee el átomo de nitrógeno (Principio de máxima multiplicidad de Hund).
A7- F ; Na
A8- $Ne < O^{2-}$; $Na^{1+} < Ne$
A9- $Br_2 + H_2O \rightarrow HBrO + H^{1+} + Br^{1-}$
A10- a) Z=12 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$) (G-2, P-3) ; Z=16 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) (G-16, P-3) ; Z=30 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$) (G-12, P-4) ; Z=36 ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$) (G-18, P-4) b) $^{12}Mg^{2+}$; $^{16}S^{2-}$; $^{30}Zn^{2+}$; Kr no forma iones ; E.I.: $Mg < S$; $Zn < S$; $Zn < Kr$; A.E. : $Mg < S$; $Zn < S$



ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

A11- El ${}_{7}\text{N}$ y el ${}_{15}\text{P}$ tienen número de oxidación -3 porque pueden ganar 3 electrones para adquirir la configuración de gas noble s^2p^6 . El ${}_{7}\text{N}$ y el ${}_{15}\text{P}$ tienen valencia 3 porque puede compartir 3 electrones y quedar con configuración de $2s^2p^6$. ${}_{15}\text{P}$ con número de oxidación +5 porque puede perder 5 electrones y quedar con configuración de $2s^2p^6$.

A12- El nitrógeno es un elemento no metálico del 2º periodo, donde se une un átomo de nitrógeno a otro compartiendo tres pares de electrones, mediante un enlace covalente, y formando la molécula de N_2 . El bismuto es un elemento metálico del 6º periodo (el Bi es un átomo mucho más pesado que el N), donde el tipo de unión entre los átomos de bismuto es el enlace metálico, formándose un cristal metálico.

A13- Por su configuración electrónica $d^{10}s^1$

A14- Porque el Ca no tiene orbitales d en la penúltima capa y el Zn sí.

A15- Na: 11 p^+ y 12 n^- ; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Respecto a su periodo tiene: mayor radio y menor A.E., P.I. y electronegatividad. Respecto a su grupo tiene: 2º menor radio y 2º mayor A.E., P.I. y electronegatividad.

A16- $\text{Be}^{2+} < \text{He} < \text{Na}^+ < \text{Ne} < \text{Be} < \text{Cl} < \text{Cl}^- < \text{S} < \text{S}^{2-} < \text{Na} < \text{Ba}^{2+} < \text{Xe} < \text{Ba}$

A17- a) i- $\text{B} < \text{N} < \text{F} < \text{Ne}$ ii) $\text{Ba} < \text{Hg} < \text{Sr} < \text{Ca} < \text{Mg}$ b) i) $\text{B} < \text{N} < \text{F} < \text{Ne}$ ii) $\text{Ba} < \text{Hg} < \text{Sr} < \text{Ca} < \text{Mg}$ c) i) B (13), N(15), F(17), Ne(18) ii) Mg(2), Ca(2), Sr(2), Ba(2), Hg(12)

A18- $\text{Cs} < \text{Na} < \text{F} < \text{Ne}$

A19- a) Li^{2+} b) H

A20- a) Alcalino: F; Halógeno: E b) Porque pierde la configuración de gas noble

A21- a) Li; Cs; S; C; Sr b) Be; Na; Cl; O; Se c) Be; Na; Cl; O; Se d) Li; Cs; S; C; Sr e) Be; Na; Cl; O; Se

A22- $\text{F} > \text{O} > \text{N} > \text{I} > \text{C} > \text{B} > \text{Mg}$

A23- A(40), B(10); C(9); D(3)

A24- a) 11 (G1), 14(G14), 35(G17), 38(G2), 42(G6) b) Metales: 11, 38, 42 No metales: 14, 35 c) podemos deducir: $(11 < 14)$ y $(38 < 42 < 35)$ experimentalmente: $38 = 11 < 42 < 14 < 35$ d) podemos deducir: $(14 < 11)$ y $(35 < 42 < 38)$, experimentalmente: $35 < 14 < 42 < 11 < 38$

A25- $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5)$; no metal; acentuado el carácter no metálico; sí formará compuestos iónicos

A26- Iónico

A27- Es un gas noble; no es ni metal ni no metal; no formará compuestos iónicos

A28- Disminuye el carácter iónico

A29- CaH_2 ; H_2Te ; GeH_4 ; H_2S ; WH_6

A30- a) bloque s (B,F), bloque p (D), transición (C), transición interna (G), gases nobles (A,E) b) periodo 4, grupo 3 c) para completar los orbitales f d) metales (B, C, F, G); no metales (D) e) más electronegativo (D); menos electronegativo (F)

A31- a) Sí; No; No; Sí b) 4d; No; No; 2s c) $2s < 4d$