

UNIDAD 1

LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

ESTRUCTURA ATÓMICA. ELEMENTOS Y ÁTOMOS

Ya desde la antigüedad clásica, los griegos postulaban que existían cuatro sustancias (aire, agua, fuego y tierra) que por combinación podían generar todas las demás sustancias. Pero, ¿Qué sucedía si se tomaba una porción cada vez menor de materia? ¿Puede dividirse de forma continua o existe un límite a partir del cual la unidad mínima de estos elementos fundamentales ya no puede dividirse?. Muchos pensadores indicaron la necesidad de una unidad mínima indivisible, a la que denominaron $\alpha\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$ (átomos, que literalmente significa “sin partes” o “indivisible”). En la actualidad, sabemos que los elementos fundamentales que constituyen la materia no son 4 sino más de 100, pero que los antiguos filósofos estaban en lo cierto y que existe una unidad mínima de cualquier elemento que denominamos átomo. En realidad, hoy sabemos también que los átomos están compuestos de partículas subatómicas de menor tamaño, pero siguen siendo la unidad mínima de cada elemento que mantiene las mismas propiedades básicas del conjunto.

En el siglo V a. C., Leucipo y Demócrito describieron una teoría atómica sorprendentemente acertada, basada en 3 puntos fundamentales: a) Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos e invisibles; b) Los átomos se diferencian en su forma y tamaño; c) Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos. No obstante, pensadores posteriores de la talla de Aristóteles negaron la existencia del átomo.

La primera argumentación moderna de la existencia de átomos se debe a John Dalton, que formuló su hipótesis atómica, basada en 4 postulados:

- Todos los átomos de un elemento son idénticos
- Los átomos de diferentes elementos tienen masas diferentes
- Un compuesto es una combinación específica de átomos de varios elementos
- Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se recombinan entre ellos.

Llegó a esta conclusión mediante experiencias laboriosas en las que por ejemplo demostró que en el agua había 8g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno, mientras que en el agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) había 16g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno. Por tanto, había una relación 8 a 1 o múltiplos de 8 entre el oxígeno y el hidrógeno...

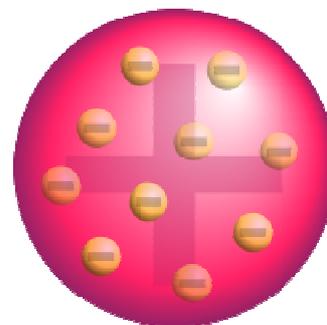
En la actualidad, está plenamente demostrada la existencia de los átomos, de sus constituyentes y de las relaciones entre ellos. Además, sabemos que, además de los compuestos heteronucleares, puede haber compuestos homonucleares formados por

un solo tipo de átomos, y que un mismo elemento puede presentar diferentes masas atómicas, pero la base de los postulados de Dalton sigue siendo correcta.

MODELOS NUCLEARES (Thomson y Rutherford)

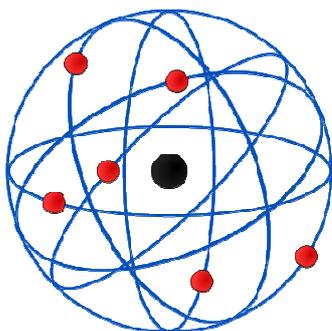
El modelo de Dalton suponía a los átomos como esferas, similares a bolas de billar. **J.J. Thomson** demostró que eso no era correcto, al descubrir el electrón (partícula subatómica cargada negativamente) en 1897. Mediante experimentos con rayos catódicos (una buena explicación de sus experiencias en http://www.kalipedia.com/tecnologia/tema/modelosatomicos.html?x1=20070924klpcnafyg_46.Kes) pudo calcular la **masa del electrón como $9,31 \times 10^{-31}$ kg**. Incluso para un átomo, es una masa despreciable, por lo que toda la masa atómica se corresponde con las partículas positivas que contrarrestan la carga negativa del electrón, que debían estar en alguna parte, aunque Thomson no pudo determinarlo.

El **modelo de Thomson** supuso por tanto que la mayor parte de la masa del átomo corresponde a la carga positiva, que, por tanto, debe ocupar la mayor parte del volumen atómico. Thomson imaginó el átomo como una especie de esfera positiva continua en la que se encuentran incrustados los electrones (a modo de una gelatina continua con trozos de fruta incrustados).



(Todas las imágenes están extraídas de Wikipedia bajo licencia Creative Commons)

En 1908, Ernst Rutherford mejoró mucho el modelo, al descubrir que las partículas alfa (que en realidad son núcleos de helio cargados positivamente) eran capaces de atravesar una fina lámina de platino. Solo ocasionalmente algunas partículas modificaban su trayectoria y otras, muy pocas (1 sobre 10000 o 20000), eran rechazadas como si realmente rebotasen en la superficie, lo cual era también desconcertante. La única forma de que la trayectoria no se vea alterada es que las partículas realmente no hubiesen colisionado con nada. ¡Por tanto, el átomo está fundamentalmente vacío! (pero no del todo, algo perturbaba ciertas trayectorias y era lo suficientemente energético como para rechazar unas pocas partículas).



Basado en estos resultados, el **modelo atómico de Rutherford** supone que existe un centro atómico donde se concentra toda la carga positiva del átomo rodeado de una esfera cuyo volumen se encuentra fundamentalmente vacío. Esta esfera es 100000 veces mayor que el propio volumen ocupado por el núcleo atómico. Los electrones se encontrarían en ese espacio girando alrededor del núcleo.

Principios básicos de química. UNIDAD 1

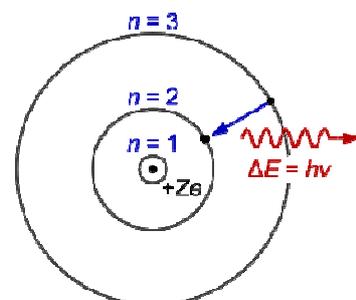
OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autores: María González, Juan Carlos Cabanelas y M^a Eugenia Rabanal

En la época del modelo de Rutherford se descubrieron los protones y los neutrones (ver apdo. siguiente). Los modelos atómicos actuales son mucho más exactos pero no difieren tanto del modelo de Rutherford como podríamos imaginar.

Como avance de modelos atómicos más complejos, el **modelo atómico de Bohr** postula que un átomo similar en apariencia al de Rutherford. Los protones y neutrones se encuentran en el núcleo, pero los electrones se encuentran en órbitas discretas con energía creciente rodeando al núcleo. Es decir, introduce el concepto de energía cuantizada (los electrones no pueden tener cualquier valor de energía sino solo ciertos valores permitidos), con lo que conseguía explicar los tránsitos electrónicos del átomo más sencillo, el de hidrógeno, compuesto por un protón y un electrón. Es importante señalar que los niveles electrónicos más estables, y que por tanto se llenan antes, y en los que es más probable que se encuentren los electrones, son los de menor energía (los más cercanos al núcleo).

Los tránsitos electrónicos son provocados por la absorción de fotones con energía igual a la de la distancia energética entre niveles, o la posterior emisión de un fotón cuando el electrón decae a niveles electrónicos menos energéticos.



PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

En la tabla adjunta se presentan las propiedades fundamentales de las partículas subatómicas, así como sus símbolos habituales. Toda la masa del átomo se concentra en el núcleo, en forma de **protones cargados positivamente y neutrones sin carga**. Los neutrones son partículas equivalentes a los protones pero carentes de carga. Contribuyen a la masa atómica.

El núcleo de un átomo es extraordinariamente denso, protones y neutrones se encuentran ligados mediante fuerzas nucleares de gran fortaleza aunque de muy corto alcance, que permiten alcanzar densidades inimaginables. Si toda la materia del planeta Tierra se encontrase tan densificada como el núcleo de un átomo, estaría comprimida en una esfera de menos de 50 metros de diámetro.

Los **electrones cargados negativamente** rodean al núcleo, como ya se ha esbozado, en órbitas o niveles energéticos de diferente energía y distancia al núcleo.

Partícula	Símbolo	Carga (culombios)	Masa (kg)
electrón	e ó e ⁻	-1,6x10 ⁻¹⁹	9,109x10 ⁻³¹
protón	p ó p ⁺	+1,6x10 ⁻¹⁹	1,673x10 ⁻²⁷
neutrón	n	nula	1,675x10 ⁻²⁷

Muy habitualmente se refiere la carga del electrón como (-1) y la del protón como (+1) porque lo que se asume es que es el múltiplo de la carga del protón. **Lo que diferencia a unos átomos de otros es el contenido en protones y electrones. Sin embargo, átomos del mismo elemento pueden tener un número de neutrones diferente**, y por tanto diferente masa. Finalmente, **cualquier átomo neutro debe tener el mismo número de protones que de electrones** para que la carga neta sea nula.

NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO. ISÓTOPOS.

El número atómico es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo, y se designa con la letra Z. Sabiendo el número atómico también conocemos el número de electrones del átomo neutro, pues coinciden. El número atómico marca la estructura del átomo y su pertenencia a un determinado elemento. **El número másico es la suma del número de protones y neutrones que hay en un átomo, y se designa con la letra A**, teniendo en este caso relación directa con la masa atómica del átomo (la masa de los electrones como se ve en la tabla, es despreciable. Hacen falta 1836 electrones para tener la masa de un solo protón).

La designación de estos números en un átomo adopta la fórmula:



Es decir, ${}^{16}_8\text{O}$ significa átomo de oxígeno con 8 protones y 8 neutrones (pues la suma de protones y neutrones es 16) y ${}^{23}_{11}\text{Na}$ significa que el átomo de sodio (del latín natrium) tiene 11 protones y 12 neutrones (11+12=23 partículas másicas). El que de forma muy común se elimine la referencia al número atómico (es decir, ${}^{23}\text{Na}$ ó ${}^{16}\text{O}$, que también es correcto) se debe a que el hecho de nombrar al elemento implica que se conoce su número atómico. Todos los átomos de sodio tienen 11 protones y todos los átomos de oxígeno tienen 8 protones, y no existen átomos de otros elementos que tengan ese número concreto de protones.

***Ejemplo:** El Oxígeno presenta 8 protones y 8 neutrones en el núcleo. Determinar Z y A, y su contenido en electrones.*

Como el número de protones es 8 el número atómico será Z=8, y el átomo de oxígeno tiene 8 electrones. El número másico es la suma de protones y neutrones, por tanto A=8+8=16

***Ejemplo:** Un átomo tiene cromo tiene 24 protones en el núcleo (Z=24) y su masa es 3,25 veces superior a la masa de un átomo de oxígeno. Determinar el número de neutrones del átomo de cromo y escriba su símbolo.*

El número másico del oxígeno es 16 (calculado en el ej. anterior), por tanto el número másico del cromo debe ser 16x3,25= 52. Como para el cromo Z=24, y hemos

Principios básicos de química. UNIDAD 1

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autores: María González, Juan Carlos Cabanelas y M^a Eugenia Rabanal

determinado que $A=52$, el número de neutrones debe ser $52-24=28$. ${}_{23}^{52}\text{Cr}$. Como puede verse, el número de neutrones no tiene por qué coincidir con el de protones, aunque tampoco es razonable que sean muy diferentes.

Cuando un elemento puede presentar configuraciones con diferente número de neutrones, decimos que presenta **isótopos, que son átomos con el mismo número atómico pero diferente número másico**.

Ejemplo: el hidrógeno se puede encontrar en la naturaleza como 3 isótopos diferentes, protio, deuterio y tritio, según presente en el núcleo ninguno, uno o dos neutrones:

Elemento	Símbolo	Z	A	Abundancia
Protio	${}^1_1\text{H}$ ó ${}^1_1\text{H}$	1	1	99,98%
Deuterio	${}^2_1\text{H}$ ó ${}^2_1\text{H}$	1	2	0,015%
Tritio	${}^3_1\text{H}$ ó ${}^3_1\text{H}$	1	3	inestable

Como puede observarse, los tres isótopos tienen el mismo número atómico, luego pertenecen al mismo elemento. Dicho de otro modo, protio, deuterio y tritio son tres isótopos del hidrógeno, aunque su masa relativa se duplique en el deuterio respecto del protio y se triplique en el tritio.

Muchos elementos presentan isótopos, aunque la abundancia relativa de cada uno es muy diferente. Por ejemplo, el isótopo protio del hidrógeno es con mucho el más abundante, siendo el deuterio muy raro y el tritio se descompone radiactivamente al ser inestable. Igual sucede con los isótopos del carbono (más abundante el de $A=12$, pero también hay 13 y 14) y otros elementos. En ocasiones, las abundancias si son comparables. Por ejemplo, el cloro presenta dos isótopos, ${}^{35}\text{Cl}$, con una abundancia del 76% aproximadamente, y ${}^{37}\text{Cl}$, con una abundancia menor pero en absoluto despreciable del 24%.

Una forma de nombrar a los isótopos es según aquello que los diferencia, el número másico, indicando ese número a continuación del nombre del elemento. Así, el radón 222 es el isótopo de radón con 222 partículas subatómicas en el núcleo (protones y neutrones).

ESTRUCTURA ELECTRÓNICA. DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA EN NIVELES DE ENERGÍA. ELECTRONES DE VALENCIA.

Configuración electrónica

En el modelo atómico actual los electrones no se mueven siguiendo órbitas bien definidas, sino que existen regiones del espacio en las que la probabilidad de encontrar un electrón es muy elevada. Estas regiones se denominan orbitales.

Principios básicos de química. UNIDAD 1

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autores: María González, Juan Carlos Cabanelas y M^a Eugenia Rabanal

Los modelos atómicos modernos consideran que los electrones se sitúan en niveles de distinta energía. Estos niveles se numeran del 1 al 7 por orden creciente de la energía que tienen los electrones en el orbital. Cada uno de estos niveles puede contener a su vez subniveles energéticos que se designan con las letras s,p,d y f. La distribución de los electrones de un átomo en estos niveles y subniveles se conoce como configuración electrónica.

A los electrones que están situados en la última capa (o nivel de energía) se les llama electrones de valencia, y al nivel que ocupan, capa de valencia. Estos electrones son los responsables de las propiedades químicas de las sustancias.

IDENTIFICACIÓN CUALITATIVA DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS CON LOS ORBITALES ATÓMICOS: FORMA Y ENERGÍA.

Un orbital atómico se puede describir a partir de tres números cuánticos: n, l y m. Hay un cuarto número cuántico que describe el momento del electrón (s).

Número cuántico principal (n)	$n=1, 2, 3, \dots$	Corresponde al nivel energético. Está relacionado con la distancia promedio entre el núcleo y el electrón.
Número cuántico del momento angular (l)	$l=0, 1, 2, \dots, n-1$	Da información del subnivel energético. Indica la forma de los orbitales.
Número cuántico magnético (m_l)	$m_l = -l, -(l-1), \dots, 0, \dots, (l-1), l$	Describe la orientación del orbital en el espacio
Número cuántico de spin electrónico (m_s)	$m_s = +1/2, -1/2$	Describe el campo magnético que genera un electrón cuando rota sobre sí mismo.

El número cuántico del momento angular (l) da información sobre la geometría del orbital. Según el valor de l encontramos distintos tipos de orbitales.

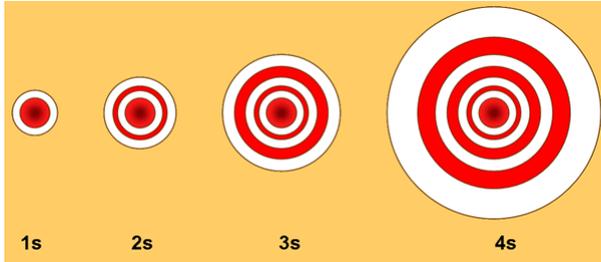
Valor de l	0	1	2	3	4
Nombre del orbital	s	p	d	f	g

Principios básicos de química. UNIDAD 1

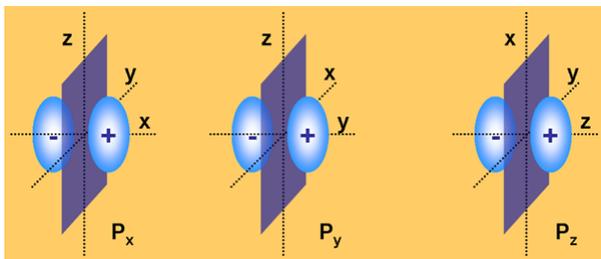
OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autores: María González, Juan Carlos Cabanelas y M^a Eugenia Rabanal

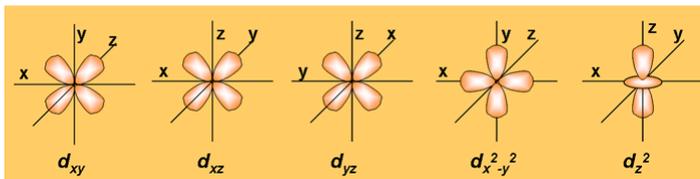
Orbitales s ($l=0$)



Orbitales p ($l=1$)



Orbitales d ($l=2$)



Fuente: <http://ocw.uc3m.es/ciencia-e-oin/quimica-de-los-materiales/ciencia-e-oin/quimica-de-los-materiales/Material%20de%20clase/tema2.htm>

Ejemplo:

Para $n=1$	$l=0$	$m=0$	Orbital $1s$
Para $n=2$	$l=0$	$m=0$	Orbital $2s$
	$l=1$	$m=-1, 0, 1$	Orbitales $2p$ (p_x, p_y y p_z)
Para $n=3$	$l=0$	$m=0$	Orbital $3s$
	$l=1$	$m=-1, 0, 1$	Orbitales $3p$ (p_x, p_y y p_z)
	$l=2$	$m=-2, -1, 0, 1, 2$	Orbitales $3d$ ($d_{x^2-y^2}, d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}$ y d_z^2)

Ejemplo: El hidrógeno tiene un electrón definido por los números cuánticos $n=1$; $l=0$ (subnivel "s"), $m=0$ y $s=+1/2$. En notación simplificada podemos describir este electrón como $1s^1$

Principios básicos de química. UNIDAD 1

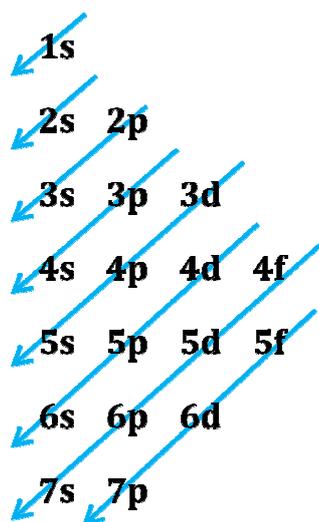
OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autores: María González, Juan Carlos Cabanelas y M^a Eugenia Rabanal

PRINCIPIO DE CONSTRUCCIÓN: LLENADO DE ORBITALES.

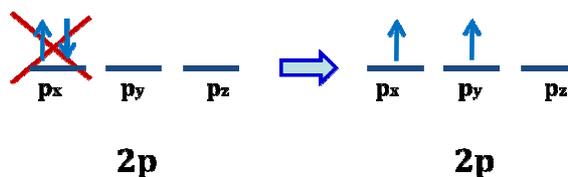
Los electrones colocan en los orbitales atómicos siguiendo las siguientes reglas:

- **Principio de mínima energía:** Los electrones se colocan primero los niveles con menor energía y no se rellenan niveles superiores hasta que no estén completos los niveles inferiores. El orden de llenado de los orbitales se resume en el esquema:

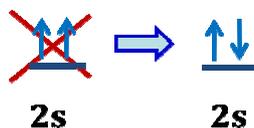


Orden de llenado de los orbitales

- **Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund):** "Cuando un nivel electrónico tenga varios orbitales con la misma energía, los electrones se van colocando lo más desapareados posible en ese nivel electrónico.



- **Principio de exclusión de Pauli:** No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.



Ejemplo: El helio (He) tiene dos electrones ($z=2$). El orbital en el que se encuentran los electrones está definido por los números cuánticos $n=1$; $l=0$ (subnivel "s") y $m=0$. Los dos electrones difieren en el número cuántico de spin (s), que será $+1/2$ para uno de ellos y $-1/2$ para el otro para cumplir el principio de exclusión de Pauli. La configuración electrónica para el helio será $1s^2$.

ORGANIZACIÓN DE LOS ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA

En el sistema periódico los elementos están distribuidos por filas, llamadas **periodos**, y en columnas, llamadas **grupos**. A medida que uno se desplaza a lo largo de un periodo, las propiedades de los elementos varían de una manera regular. Dentro de cada grupo, las propiedades químicas son muy similares.

FAMILIAS

Si se observa el sistema periódico se observará que hay 7 periodos (correspondientes a los 7 niveles de energía), y la longitud varía de 2 a 32 elementos. Los grupos (columnas verticales) son designados por un número que se escribe al principio de la columna. Nos referimos como:

- **elementos del grupo principal** a los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17.
- los **elementos de transición**, situados en el centro del sistema periódico designados por un número desde 3 hasta 12.
- los **elementos lantánidos**, elementos del n^o atómico del 57 al 70
- los **elementos actínidos**, elementos de n^o atómico del 89 al 102.

Los átomos de los elementos de un grupo del sistema periódico tienen todos la misma configuración electrónica en la capa más externa e indica cuántos electrones del nivel de valencia están presentes (deberá restarse 10 al número de grupo para hallar el número de electrones de valencia). De esa manera, la tabla está dividida en los bloques *s*, *p*, *d* y *f*. Los bloques *s* y *p* forman los grupos principales de la tabla periódica. Dos elementos constituyen excepciones:

- El He pertenece al grupo 2 o bloque *s* ya que presenta un nivel de valencia completo, pero se ubica dentro del bloque *p*, ya que se trata de un gas con propiedades coincidentes con las de los gases nobles del grupo 18.
- El H tiene un electrón *s* y por lo tanto pertenece al grupo 1, pero también posee un electrón menos que la configuración de un gas noble y por lo tanto puede actuar como un miembro del grupo 17. De esa manera, el H tiene ese carácter particular, y frecuentemente se encuentra en el grupo 1 o en el grupo 17.

Principios básicos de química. UNIDAD 1

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autores: María González, Juan Carlos Cabanelas y M^a Eugenia Rabanal

Tabla periódica de los elementos

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18						
1	H 1,00794																	He 4,00260						
2	Li 6,941	Be 9,0122																	B 10,811	C 12,011	N 14,007	O 15,999	F 18,998	Ne 20,180
3	Na 22,990	Mg 24,305																	Al 26,982	Si 28,086	P 30,974	S 32,065	Cl 35,453	Ar 39,948
4	K 39,098	Ca 40,078	Sc	Ti 47,88	V 50,942	Cr 52,004	Mn 54,938	Fe 55,845	Co 58,933	Ni 58,693	Cu 63,546	Zn 65,38	Ga 69,723	Ge 72,630	As 74,922	Se 78,96	Br 79,904	Kr 83,80						
5	Rb 85,468	Sr 87,62	Y	Zr 91,224	Nb 92,906	Mo 95,94	Tc	Ru 101,07	Rh 101,07	Pd 106,36	Ag 107,868	Cd 112,411	In 114,818	Sn 118,710	Sb 121,757	Te 127,60	I 126,905	Xe 131,29						
6	Cs 132,905	Ba 137,327	La	Hf 178,49	Ta 180,948	W 183,84	Re 186,207	Os 190,23	Ir 192,222	Pt 195,084	Au 196,967	Hg 200,59	Tl 204,384	Pb 207,2	Bi 208,980	Po	At	Rn						
7	Fr 223	Ra 226	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uuq	Uuh	Uuo									

Metales (verde) **Metales** (amarillo) **No metales** (rojo) **Gases nobles** (gris)

(1) Base en peso atómico carbono da 12 (1) indica el más estable o el de isótopo más común.

Tabla periódica de los elementos

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18						
Config	1s	1s 2s	1s 2s 2p	1s 2s 2p 3s	1s 2s 2p 3s 3d	1s 2s 2p 3s 3d 4s	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s 6p	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s 6p 6d	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s 6p 6d 6f	1s 2s 2p 3s 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s 6p 6d 6f 7s						
Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18						
1	H																	He						
2	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uut	Uuq	Uuh	Uuo									

(1) punto de fusión bajo; (2) - conf. electrónica anómala; ** radiactivo; * hacia arriba y derecha aumenta los caracteres: no metálico, ácido, electronegativo y oxidante.

Config. 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

alcalinos_metal alcalinoteros_metal predominio_metal semimetales no_metal halógenos_no_metal gases_nobles Lantánidos Actinidos

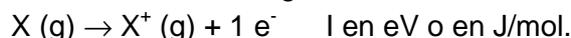
color de símbolo (estado a 25°C) SÓLIDOS LÍQUIDOS GASES SINTÉTICO

PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. Radio atómico.- es una medida del tamaño del átomo suponiéndolo esférico.
 - a. Si el elemento es un metal el radio atómico es la mitad de la distancia existente entre los centros de dos o más átomos vecinos.
 - b. Si el elemento es un No metal o un metaloide, se considera la mitad de la distancia entre los núcleos de los átomos unidos por un enlace químico (llamado radio covalente)
 - c. Si el elemento es un gas noble, el radio de van der Waals es la mitad de la distancia entre los centros de los átomos vecinos en una muestra del gas solidificado.

El radio atómico disminuye generalmente de izquierda a derecha a lo ancho de un periodo y aumenta de arriba hacia abajo en un grupo.

2. Radio iónico: Es la distancia entre los iones vecinos en un sólido iónico. La distancia entre los centros de un catión y un anión vecinos es la suma de los dos radios atómicos.
 - a. Todos los cationes son más pequeños que sus correspondientes átomos neutros debido a que el átomo pierde uno o más electrones para formar el catión.
 - b. Los aniones son de mayor tamaño que los átomos de los cuales derivan. Ello es debido a que aumentan el número de electrones en el nivel de valencia del anión y por los efectos repulsivos ejercidos por los electrones entre sí.
 - c. Los átomos y los iones con el mismo número de electrones se denominan isoelectrónicos, pero sus radios difieren por que tienen distintas cargas nucleares.
3. Energía de ionización: Es una medida de la dificultad existente para arrancar un electrón de un átomo en la fase gaseosa



La primera energía de ionización, I_1 , es la energía requerida para desprender un electrón de un átomo neutro en la fase gaseosa. La segunda energía de ionización, I_2 de un elemento es la energía necesaria para desprender un electrón de un catión con una única carga en la fase gaseosa.

La primera energía de ionizaciones máxima para los elementos cercanos al He y es mínima para los elementos ubicados cerca del Cs. Las segundas son mayores que las primeras (del mismo elemento) y son mucho mayores si el electrón es extraído de un nivel completo. Los metales tienen bajas energías de ionización y pueden perder sus electrones fácilmente.

Principios básicos de química. UNIDAD 1

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autores: María González, Juan Carlos Cabanelas y M^a Eugenia Rabanal

ENLACES WEB

<http://www.ptable.com/?lang=es>

<http://www.acienciasgalilei.com/qui/tablapperiodica0.htm>

http://www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/mc.html

<http://profmokeur.ca/quimica/>