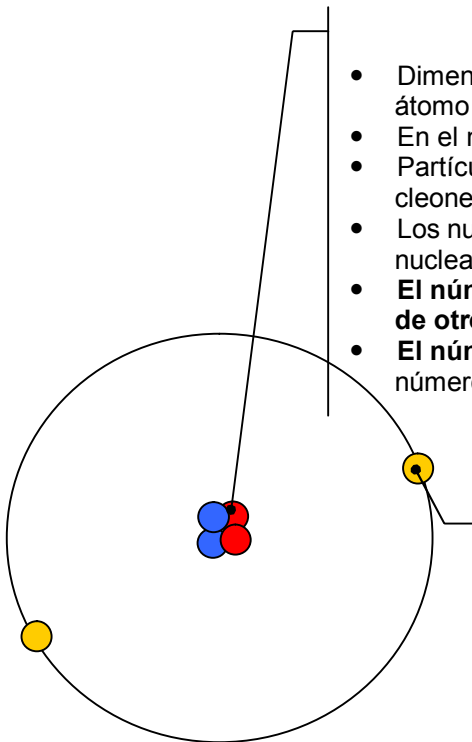


EL ÁTOMO CONCEPTOS FUNDAMENTALES

**IES La Magdalena.
Avilés. Asturias**



Núcleo

- Dimensiones muy reducidas (10^{-14} m) comparadas con el tamaño del átomo (10^{-10} m).
- En el núcleo radica la masa del átomo.
- Partículas: **protones y neutrones** (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte".
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el S.P.

Corteza

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: **$n = A - Z$**
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

Protón: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,007 u ; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,009 u ; $q_n = 0$

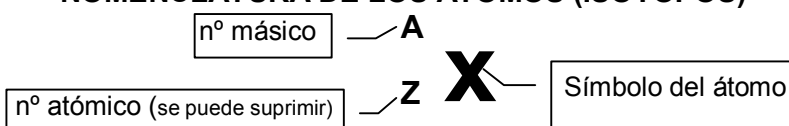
Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg = 0,0005 u ; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19}$ C

Observa que $m_p \approx 1800 m_e$

$$m_p \approx m_n$$

$$q_p = q_e \text{ (aunque con signo contrario)}$$

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)



Ejemplos:

${}^4\text{He}$: Helio- 4

${}^{14}\text{C}$: Carbono- 14

${}^{235}\text{U}$: Uranio- 235

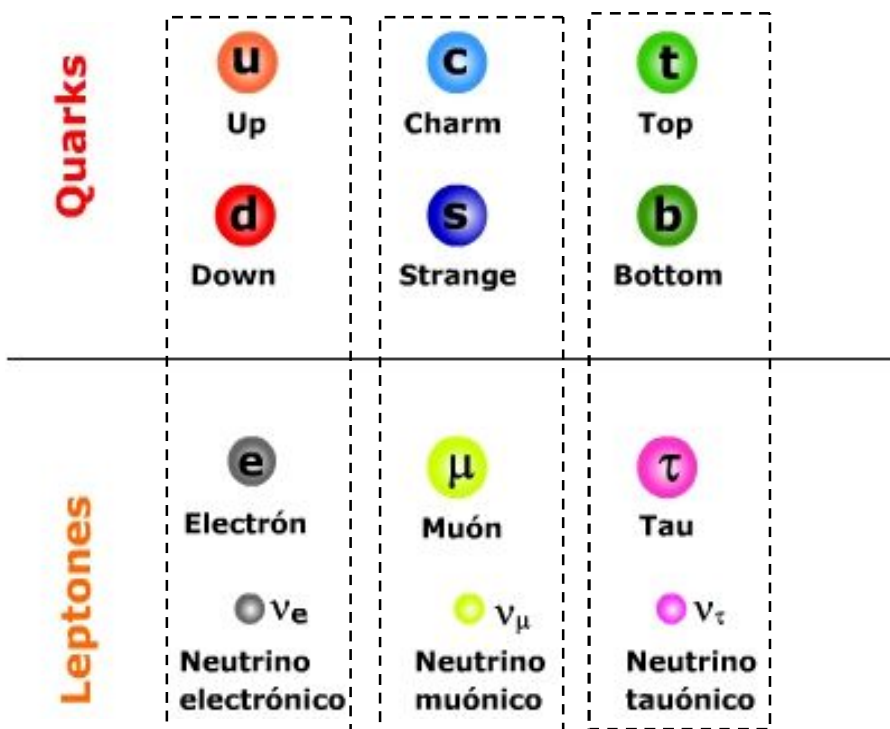
Los verdaderos "átomos" (ampliación)

Actualmente sabemos que ni los protones ni los neutrones son partículas elementales, ya que en su interior existen estructuras más pequeñas llamadas **quarks**.

El esquema actualmente aceptado por la mayoría de los físicos (el llamado **Modelo Estándar**) sostiene que existen doce partículas elementales (además de sus correspondientes **antipartículas**, idénticas a ellas, pero con carga contraria) las cuales podríamos decir que son los verdaderos átomos, y que pueden ser agrupadas según el esquema que puede verse a continuación:

En resumen sólo existen tres tipos de partículas elementales (los verdaderos "átomos"): **electrones**, **neutrinos y quarks**, que podemos agrupar en tres familias distintas (señaladas en la figura con rectángulos de puntos). La materia que nos rodea está formada exclusivamente por partículas de la primera familia: electrones, neutrinos (electrónicos) y quarks u y d.

Las partículas de las otras dos familias son idénticas a las de la primera excepto en la masa que es bastante superior. Todas ellas son muy inestables.



Existen seis clases de quarks (se dice que existen seis "sabores") y todos ellos **tienen carga fraccionaria**: los quarks u, c y t tienen carga **+2/3** (lo que significa que su carga es 2/3 la del electrón), mientras que los quarks d, s y b tienen carga **-1/3**.

El electrón y los "electrones pesados" tienen todos carga -1, y los neutrinos carecen de carga.

Todos ellos (quarks, electrones y neutrinos) interactúan débilmente y gravitatoriamente, pero sólo los quarks "son sensibles" a la interacción fuerte. Todos interactúan electromagnéticamente excepto los neutrinos (no tienen carga).

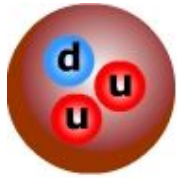
Los quarks más pesados (c,s,t y b) tienden a desintegrarse en los más ligeros (u y d) por efecto de la fuerza débil. Lo mismo ocurre con muones y tauones que tienden a desintegrarse en electrones.

u q = +2/3 m = m _u = 6 m _e	c q = +2/3 m = 433 m _u	t q = +2/3 m = 58 300 m _u
d q = - 1/3 m = 2 m _u	s q = - 1/3 m = 33 m _u	b q = - 1/3 m = 1 433 m _u
e q = -1 m = m _e	μ q = -1 m = 207 m _e	τ q = - 1 m = 3 478 m _e
ν_e q = 0 m = 10 ⁻⁵ m _e	ν_μ q = 0 m = 0,4 m _e	ν_τ q = 0 m = 40 m _e

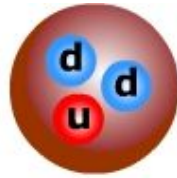
Los protones y neutrones son, según este modelo, partículas formadas por la combinación de tres quarks.

Un protón está formado por dos quarks *up* y uno *down* (uud) y un neutrón por la combinación de un quark *up* y dos *down* (udd). De ahí que la carga eléctrica del protón sea: $2/3+2/3 - 1/3 = +1$, mientras que la del neutrón: $2/3-1/3-1/3 = 0$. Además el quark *u* es el más ligero de todos los quarks, mientras que el quark *d* es un poco

más pesado. Esto puede explicar la estabilidad del protón frente a la del neutrón. En este último caso existe la posibilidad de que un quark *d* se convierta en un quark *u* (más ligero), mientras que la transformación inversa requiere aporte de energía y es, por tanto, menos frecuente.



protón

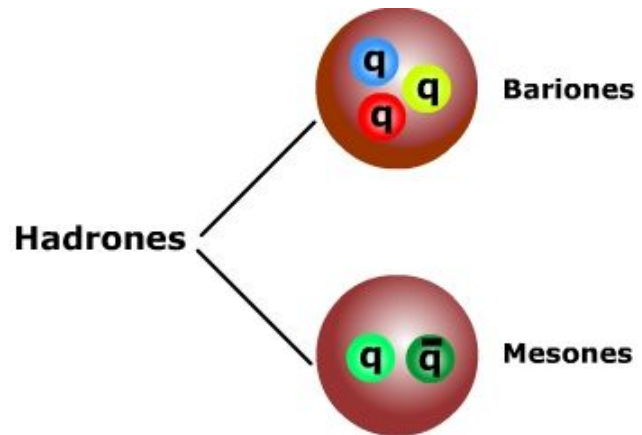


neutrón

Además de los quarks existen sus correspondientes antipartículas, antiquarks, idénticas pero con la carga invertida (se representan con un barra horizontal sobre la letra correspondiente al sabor del quark) . Las partículas formadas por la combinación de un quark y un antiquark reciben el nombre de **mesones**.

Tenemos, por tanto, dos clases de partículas formadas por quarks: aquellas que como el protón o el neutrón están formadas por la combinación de tres quarks, y a las que se les denomina de manera genérica **bariones**, y las formadas por la combinación quark-antiquark que reciben el nombre de **mesones**.

Los bariones y los mesones, como los quarks, son sensibles a la interacción fuerte y se les da el nombre genérico de **hadrones**.



A los electrones, muones y tauones, y a sus correspondientes neutrinos, se les da el nombre genérico de **leptones** por ser los más ligeros de cada familia.

Notas

La existencia de carga eléctrica en las partículas da lugar a una fuerza entre ellas, la fuerza electrostática. Esta fuerza, según la ley de Coulomb, es intensa si se encuentran próximas y decae rápidamente cuando se alejan. Es la fuerza que mantiene ligados los electrones a los núcleos.

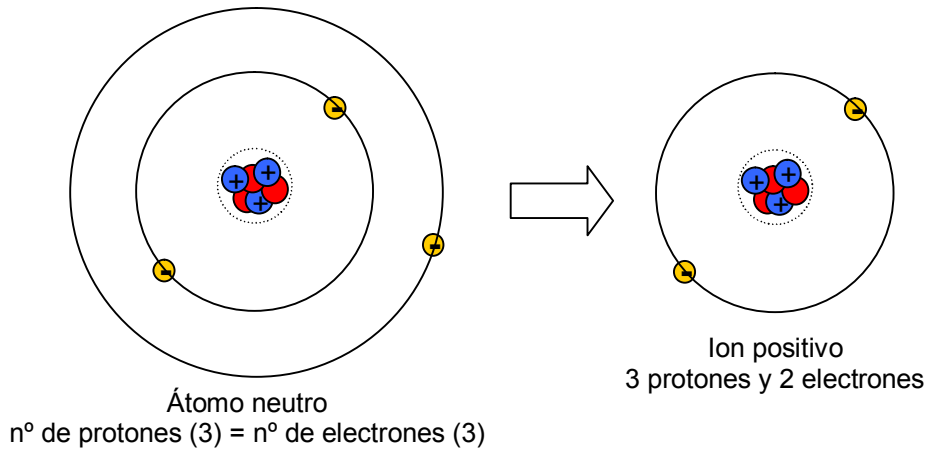
De una manera análoga, y según la **cromodinámica cuántica**, la fuerza fuerte se manifiesta entre partículas que tengan lo que se denomina "**carga de color**". Existen tres cargas de color distintas: rojo, azul y verde.

La fuerza fuerte se hace muy débil a distancias cortas, mientras que crece rápidamente cuando dos partículas con carga de color (dos quarks) se alejan. Esto hace que los quarks se comporten como partículas libres cuando se encuentran muy cerca (se calcula que el diámetro de un protón es del orden de 10^{-15} m, y el de un quark 10^{-19} m), pero si tratamos de separarlos la fuerza entre ambos crece exponencialmente (libertad asintótica), haciendo imposible la separación. De ahí que no se conozcan quarks libres, sólo agregados de éstos en parejas o tríos.

EL ÁTOMO . Formación de iones

Si a un electrón se le comunica suficiente energía, puede “saltar” del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo.

Al quitar un electrón el átomo quedará con carga (+), ya que habrá un electrón menos (una carga negativa menos) y los mismos protones (cargas positivas) en el núcleo. El átomo ya no sería eléctricamente neutro, tiene carga. **Se convierte en un ion.**



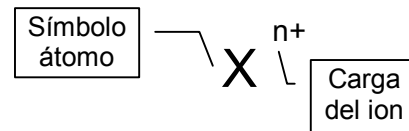
El proceso de obtener iones con carga (+), o cationes, no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo.

Si hiciéramos esto alteraríamos el número atómico del elemento (Z) y se produciría la transmutación del elemento en otro con número atómico superior.

En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede entonces que, al haber un electrón de más, **el átomo queda cargado negativamente. Obtenemos un ion negativo o anión.**

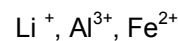
ión: átomo, o conjunto de átomos con carga eléctrica

Nomenclatura de iones

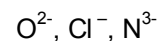


Ejemplos:

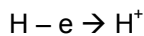
Iones positivos (cationes)



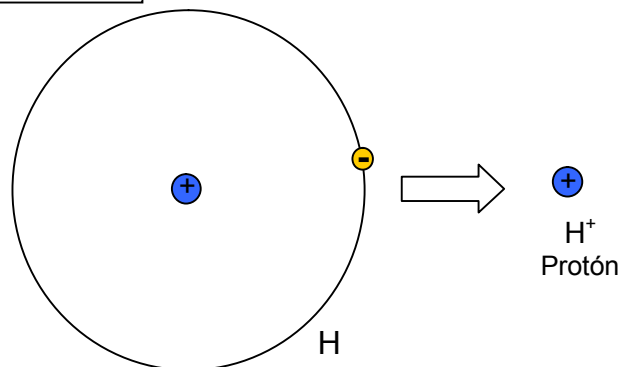
Iones negativos (aniones)



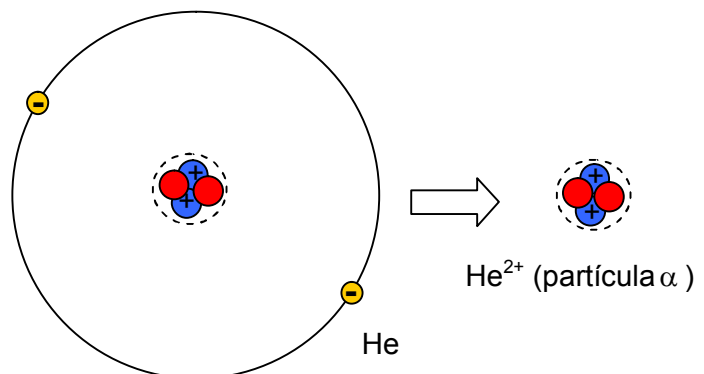
Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea como H^+



Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos un núcleo de He con carga 2+. Es lo que se llama una “**partícula alfa** (α)”



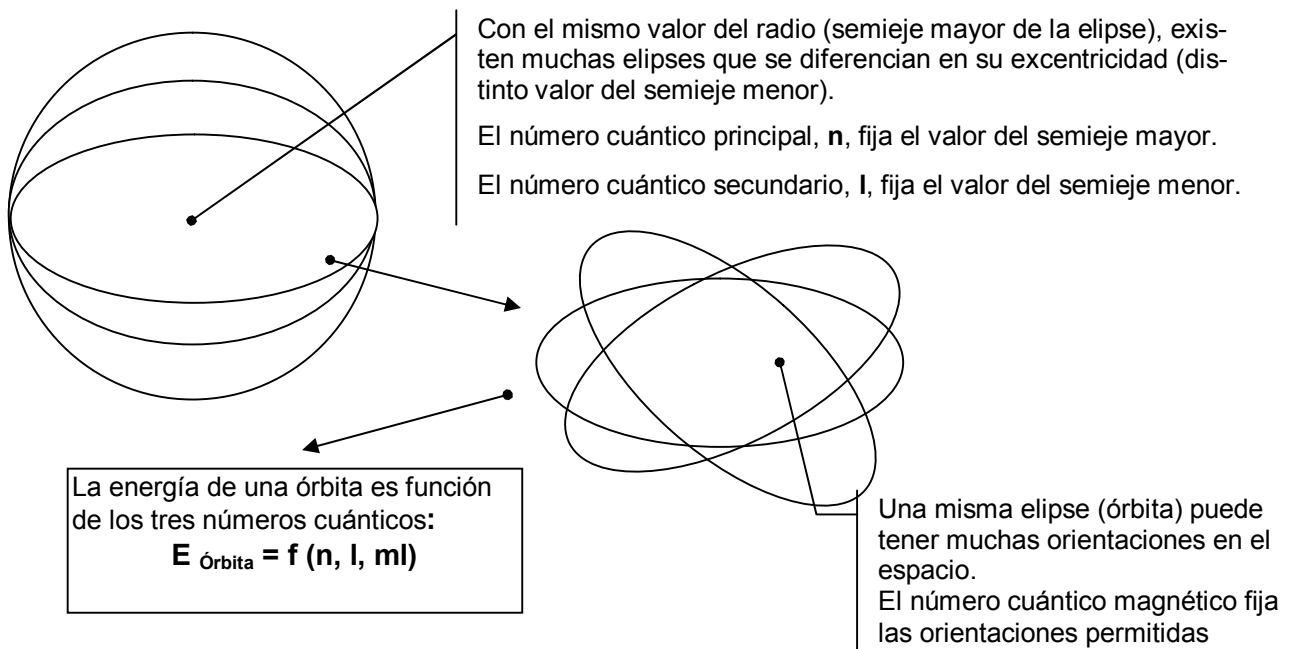
EL ÁTOMO . Estructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo, aunque no todas las órbitas (y en consecuencia los valores de energía asociados) pueden existir (postulados de Bohr).
- La última capa, o capa más externa, recibe el nombre de “**capa de valencia**” y los electrones situados en ella “**electrones de valencia**”.
- Sommerfeld (en 1916) perfeccionó el átomo de Bohr considerando que al estar sometido el electrón a una fuerza inversamente proporcional al cuadrado de la distancia (ley de Coulomb) debería de describir una elipse y no una circunferencia.
- Según la teoría cuántica un electrón no puede poseer valores arbitrarios de energía cuando orbita alrededor del núcleo, hay valores permitidos y valores prohibidos. **La energía está "cuantizada"**.
- El valor de la energía para un electrón situado en determinada órbita es, en consecuencia, función de tres números cuánticos:

n : Número cuántico principal. Cuantiza (fija) el radio mayor de la órbita (elipse).

l : Número cuántico secundario. Cuantiza (fija) el radio menor de la órbita (elipse).

m_l: Número cuántico magnético. Cuantiza (fija) la orientación de la órbita en el espacio.



Si ahora consideramos al electrón como una partícula situada en determinada órbita, a la energía de la órbita hemos de sumar una energía propia del electrón (podemos imaginar que el electrón gira sobre su propio eje). Esta energía está también cuantizada (es decir, no puede tomar cualquier valor) y es función de un cuarto número cuántico, **s**, llamado “**número cuántico de spin**”.

En resumen, la energía de un electrón situado en una órbita es función de cuatro números cuánticos: tres que fijan el valor de la energía de la órbita considerada; n , l y m_l y el número cuántico de spin, s , que cuantiza la energía propia del electrón:

$$E_{\text{Electrón}} = f(n, l, m_l, s)$$

Como no todos los valores de energía son posibles, los números cuánticos deberán tener sólo ciertos valores:

- **El número cuántico principal puede tomar valores enteros: $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$**
- **El número cuántico secundario puede tomar valores desde 0 hasta $n - 1$: $l = 0 \dots n - 1$**
- **El número cuántico magnético toma valores desde $-l$ a $+l$, incluyendo el valor cero: $-l \dots 0 \dots +l$**
- **El número cuántico de spin sólo puede tomar dos valores $-1/2$ y $+1/2$**

A la hora de ir llenando con electrones los distintos estados de energía disponibles hay que tener en cuenta el llamado **Principio de Exclusión de Pauli**: **“No pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”**.

Para $n = 1$ (primera órbita), l sólo puede tomar un valor: $l = 1 - 1 = 0$. En consecuencia $m_l = 0$ y $s = +1/2$ y $-1/2$. Luego para la primera órbita existen dos posibles valores de energía para el electrón:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(1,0,0,1/2)}$	1	0	0	+1/2
$E_{(1,0,0,-1/2)}$				-1/2

Para $n = 2$ (segunda órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 2 - 1 = 1$. Por tanto, dos valores: $l = 0, 1$.

- Para $l = 0$, y según lo visto más arriba, existen dos posibles valores de energía:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(2,0,0,1/2)}$	2	0	0	+1/2
$E_{(2,0,0,-1/2)}$				-1/2

- Para $l = 1$, m_l puede tomar tres valores: $-1, 0, 1$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de seis estados de energía distintos:

Energía	n	l	m_l	s
$E_{(2,1,-1,1/2)}$	2	1	-1	+1/2
$E_{(2,1,-1,-1/2)}$				-1/2
$E_{(2,1,0,1/2)}$			0	+1/2
$E_{(2,1,0,-1/2)}$				-1/2
$E_{(2,1,1,1/2)}$			1	+1/2
$E_{(2,1,1,-1/2)}$				-1/2

Para $n = 3$ (tercera órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 3 - 1 = 2$. Por tanto, tres valores: $l = 0, 1$ y 2

- Para $l = 0$ y $l = 1$ ya se ha visto que son posibles dos y seis estados de energía. Para $l = 2$, m_l puede tomar cinco valores: $-2, -1, 0, +1, +2$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de diez estados de energía distintos.

Para $n = 4$ (cuarta órbita), l puede tomar valores desde cero hasta $l = 4 - 1 = 3$. Cuatro valores: $l = 0, 1, 2$ y 3

- Para $l = 3$ m_l puede tomar siete valores: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, y teniendo en cuenta los dos valores posibles para el número cuántico de espín, tendremos un total de catorce estados de energía distintos.

Por razones históricas a los estados de energía correspondientes a los distintos valores del número cuántico secundario, l , se les denomina con las letras **s, p, d y f** y según lo visto se concluye que **en un estado “s” puede haber como máximo dos electrones, seis en uno “p”, diez en un “d” y catorce en un “f”**:

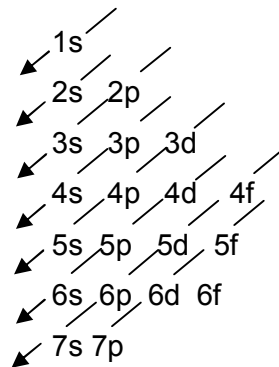
l	Letra	Max. e
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Una vez que conocemos los distintos niveles de energía en los que pueden situarse los electrones el siguiente paso será calcular su energía y ordenarlos según un orden creciente. Cuando se trata de hacer eso se comprueba que **en condiciones normales (ausencia de campos magnéticos) los valores de energía dependen únicamente de los valores de los números cuánticos n y l . Es decir, aquellos estados de energía que difieren en el valor de m_l , tienen la misma energía (se dice que son degenerados)**. De esta manera para $l=1$ hay tres estados con idéntica energía, cinco para $l=2$ y siete para $l=3$.

Ejemplo de estados degenerados (con la misma energía) para $l=1$ (estados p). Los tres tienen igual n e igual l . Difieren únicamente en el valor de m_l

Energía	n	l	m_l
$E_{(2,1,-1)}$	2	1	-1
$E_{(2,1,0)}$			0
$E_{(2,1,1)}$			1

Para recordar el orden de energía (de menor a mayor) se recurre al llamado **diagrama de Möeller**:



Orden de energía creciente: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p...

Se puede observar que a partir de la tercera capa estados con un valor de n superior (por ejemplo el 4s) tienen menos energía que otros con un valor de n inferior (por ejemplo el 3d)

Con todos estos datos la configuración electrónica de un átomo (esto es, la distribución de sus electrones entre los estados de energía posibles) se obtiene siguiendo las siguientes normas:

Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

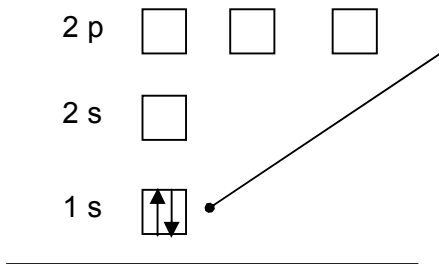
1. **Considerar el número de electrones que se deben distribuir.** Recordar que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z .
2. **Los electrones se van distribuyendo entre los estados de energía posibles llenando primero los de menor energía.** Cuando un nivel se complete, pasar al siguiente (recordar el principio de exclusión y para establecer el orden de llenado usar el diagrama de Möeller).
3. **La configuración final debe darse ordenada por capas.**

Ejemplos

S	Z = 16	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$

Si queremos afinar un poco más en la configuración electrónica deberemos usar el **Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund que establece que a la hora de ocupar estados de energía degenerados (por ejemplo los tres estados "p") los electrones tienden a situarse en ellos de forma tal que su spin sea el mismo**.

Apliquemos esto para el átomo de nitrógeno ($Z=7$). Representaremos los estados posibles por cuadrados y el valor del espín por una flecha que apunta hacia arriba cuando el espín valga $+1/2$ y hacia abajo cuando valga $-1/2$

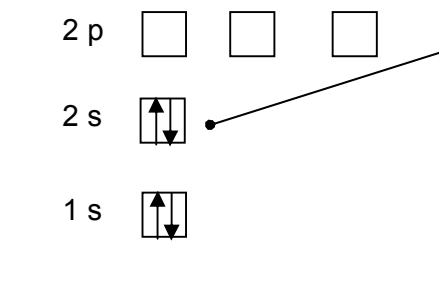


Los dos primeros electrones se sitúan en el estado de energía más bajo. Como han de respetar el principio de exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s) :

$$(1, 0, 0, +1/2)$$

$$(1, 0, 0, -1/2)$$

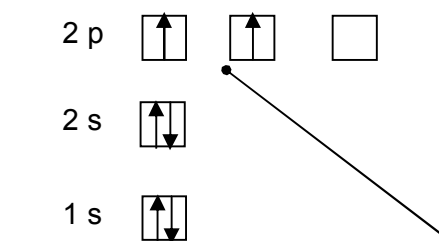


Los dos siguientes electrones se sitúan en el siguiente estado de energía. Para respetar el Principio de Exclusión se colocan con "espines contrarios".

Los valores de los números cuánticos serán (n, l, m_l, s) :

$$(2, 0, 0, +1/2)$$

$$(2, 0, 0, -1/2)$$

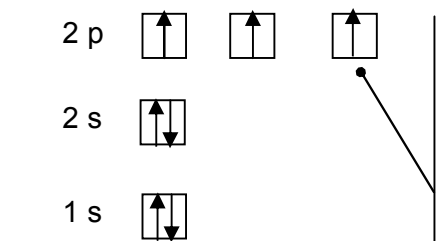


El quinto electrón puede situarse en cualquiera de los tres niveles de energía $2p$, ya que todos ellos tienen la misma. Supongamos que se sitúa en el primero $(2, 1, 0, +1/2)$. El próximo electrón tiene ahora dos posibilidades: situarse en el mismo estado que el electrón precedente, para lo cual debería de "invertir" su espín para no tener los cuatro números cuánticos iguales, o situarse en otro nivel $2p$ (de igual energía) con el mismo espín. Esta última es la opción energéticamente más favorable (regla de Hund).

Los valores de los números cuánticos para los electrones quinto y sexto serán entonces (n, l, m_l, s) :

$$(2, 1, -1, +1/2)$$

$$(2, 1, 0, +1/2)$$



El séptimo electrón repetirá lo dicho para el sexto. Esto es, se coloca en el tercer nivel $2p$ (de igual energía) con el mismo espín que los precedentes.

Los valores de los números cuánticos para los tres últimos electrones serán entonces (n, l, m_l, s) :

$$(2, 1, -1, +1/2)$$

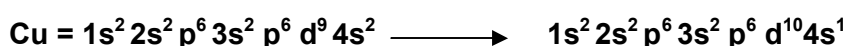
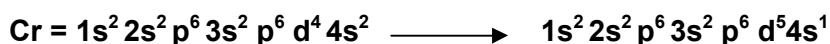
$$(2, 1, 0, +1/2)$$

$$(2, 1, 1, +1/2)$$

Sabemos que la configuración ns^2p^6 (configuración de gas noble) en la última capa es especialmente estable.

Aunque la estabilidad es considerablemente menor que la correspondiente a la estructura de gas noble, también presentan una estabilidad considerable las estructuras que se corresponden con los niveles p o d llenos o semillenos. Para alcanzarlas algunos elementos pueden promocionar electrones desde niveles de energía inferior a niveles superiores. Este efecto se observa, sobre todo, entre los metales de transición, en los cuales los niveles $(n-1)d$ y ns están muy próximos energéticamente.

Ejemplos:



Este efecto es muy importante en la química del carbono el cual, a pesar de tener la estructura $1s^2 2s^2 p^2$, presenta la configuración $1s^2 2s^1 p^3$ en la mayoría de sus combinaciones. La energía empleada en promocionar un electrón desde un nivel $2s$ al $2p$ se compensa con creces al formar cuatro enlaces en vez de dos.

EL ÁTOMO . Masa de los átomos

Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima, tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados (kg), obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg y el de carbono $2,00 \cdot 10^{-26}$ kg.

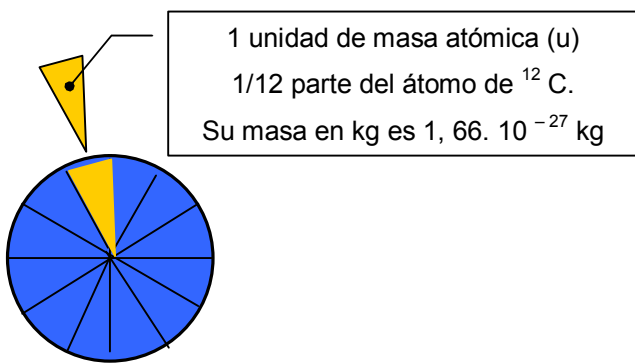
Por esta razón para medir la masa de los átomos se adopta una nueva unidad: **la unidad de masa atómica (u.m.a)**. La u.m.a se define de la siguiente manera:

Consideremos un átomo del isótopo más abundante de C, el ^{12}C , dividámoslo en doce partes iguales y tomemos una de ellas. La masa de esta parte sería la unidad de masa atómica (u. m .a).

"La unidad de masa atómica es la masa de la doceava parte del átomo de ^{12}C "

Considerando esta nueva unidad el ^{12}C tiene una masa de 12 u.

A la hora de calcular la masa de un elemento hay que tener en cuenta que no todos los átomos son iguales, ya que pueden existir varios isótopos. La masa se obtiene como masa ponderada de todos sus isótopos. Por eso las masas que se pueden leer en las tablas no son enteras.



1 unidad de masa atómica (u)
1/12 parte del átomo de ^{12}C .
Su masa en kg es $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg

La masa atómica de los elementos que aparece en las tablas es la masa atómica ponderada de sus isótopos.

Ejemplo.

El cloro se encuentra en la naturaleza como 75,53% de ^{35}Cl (34,97 u) y 24,47 % de ^{37}Cl (36,97 u).

La masa atómica del cloro será, por tanto:
 $(0,7553 \times 34,97) + (0,2447 \times 36,97) = 35,46$ u

Teniendo en cuenta lo anterior podríamos preguntarnos:

¿Cuántos átomos de ^{12}C sería necesario reunir para tener una masa "manejable" en el laboratorio, por ejemplo, 12 g (valor de la masa atómica expresada en gramos)?

$$0,012 \text{ kg de } ^{12}\text{C} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C}}{12 \text{ u}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C}$$

Otros ejemplos

Elemento	masa en u. m.a	masa en kg	Átomos que hay en una cantidad igual a su masa atómica expresada en gramos
H	1,00	$1,66 \cdot 10^{-27}$	1,00 g de H contiene $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
N	14,00	$2,32 \cdot 10^{-26}$	14,00 g de N contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
O	16,00	$2,66 \cdot 10^{-26}$	16,00 g de O contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
Cl	35,45	$5,89 \cdot 10^{-26}$	35,45 g de Cl contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
Fe	55,85	$9,26 \cdot 10^{-26}$	55,85 g de Fe contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos
Pb	207,19	$3,44 \cdot 10^{-25}$	207,19 g de Pb contienen $6.02 \cdot 10^{23}$ átomos