

En 1808 John Dalton recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los átomos (partículas indivisibles) eran los constituyentes últimos de la materia que se combinaban para formar los compuestos. Todos los átomos de un mismo elemento serían iguales y distintos a los de los otros elementos, los átomos se combinan para dar grupos, llamados moléculas, que son la parte más pequeña de un compuesto y las reacciones químicas no son más que intercambios de átomos entre unas moléculas para dar otras distintas.



John Dalton
(1766-1844)



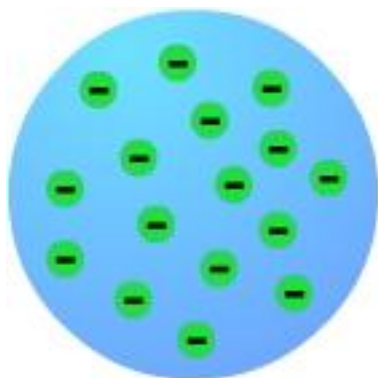
J. J. Thomson
(1856-1940)

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el electrón.

Los rayos catódicos, estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

J.J Thomson propone entonces el primer modelo de átomo:

Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encontraban incrustados en una nube de carga positiva. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



Primer modelo de átomo compuesto (Thomson, 1897)

Los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.

E. Rutherford realiza en 1911 un experimento crucial con el que se trataba de comprobar la validez del modelo atómico de Thomson.:

Las partículas alfa (α), procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina las partículas α chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

Como la absoluta mayoría de las partículas atraviesan el material sin desviarse, se puede afirmar que la mayor parte del átomo se encuentra vacía y que casi la totalidad de la masa y la carga positiva del átomo se encuentra concentrada en una pequeña zona del átomo (una cienmilésima parte del tamaño total del átomo), a la que se llamó núcleo



E. Rutherford
(1871-1937)

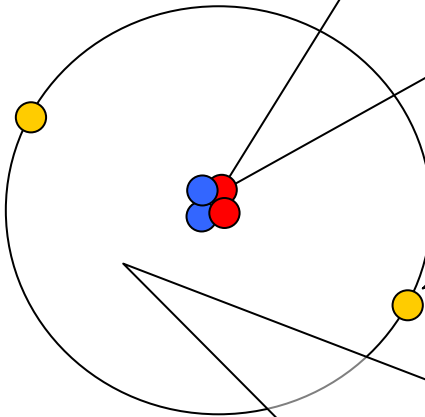
EL ÁTOMO . Conceptos fundamentales

Núcleo del átomo

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo
- 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 del átomo

- 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: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,007 \text{ u}$; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,009 \text{ u}$; $q_n = 0$
Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0,0005 \text{ u}$; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Observa que $m_p \approx 2.000 m_e$
 $m_p \approx m_n$
 $q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)

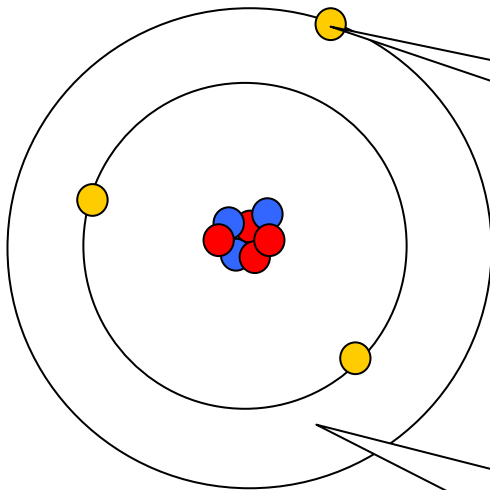
nº másico — **A**
nº atómico (se puede suprimir) — **Z**

X

Símbolo del átomo

Ejemplos:
 ${}^4\text{He}$: Helio- 4
 ${}^{14}\text{C}$: Carbono- 14
 ${}^{235}\text{U}$: Uranio- 235

EL ÁTOMO . Formación de iones



Si se comunica energía a un electrón 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 queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es **un ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**

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

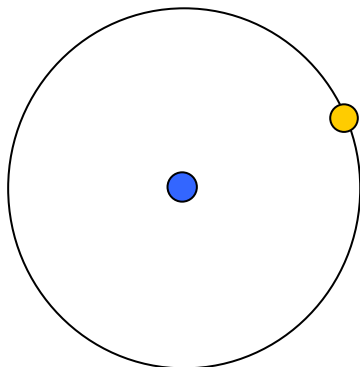
El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)

Nomenclatura de iones



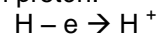
Ejemplos

Li⁺
O⁻²
Al⁺³
Cl⁻
Fe⁺²

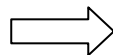


H

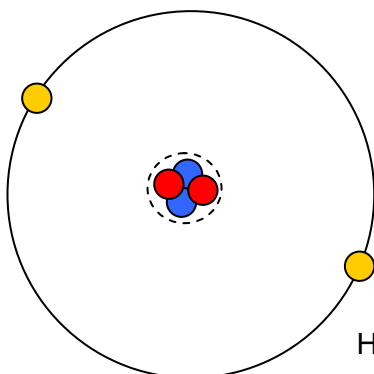
Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



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

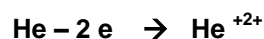


H⁺



He

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

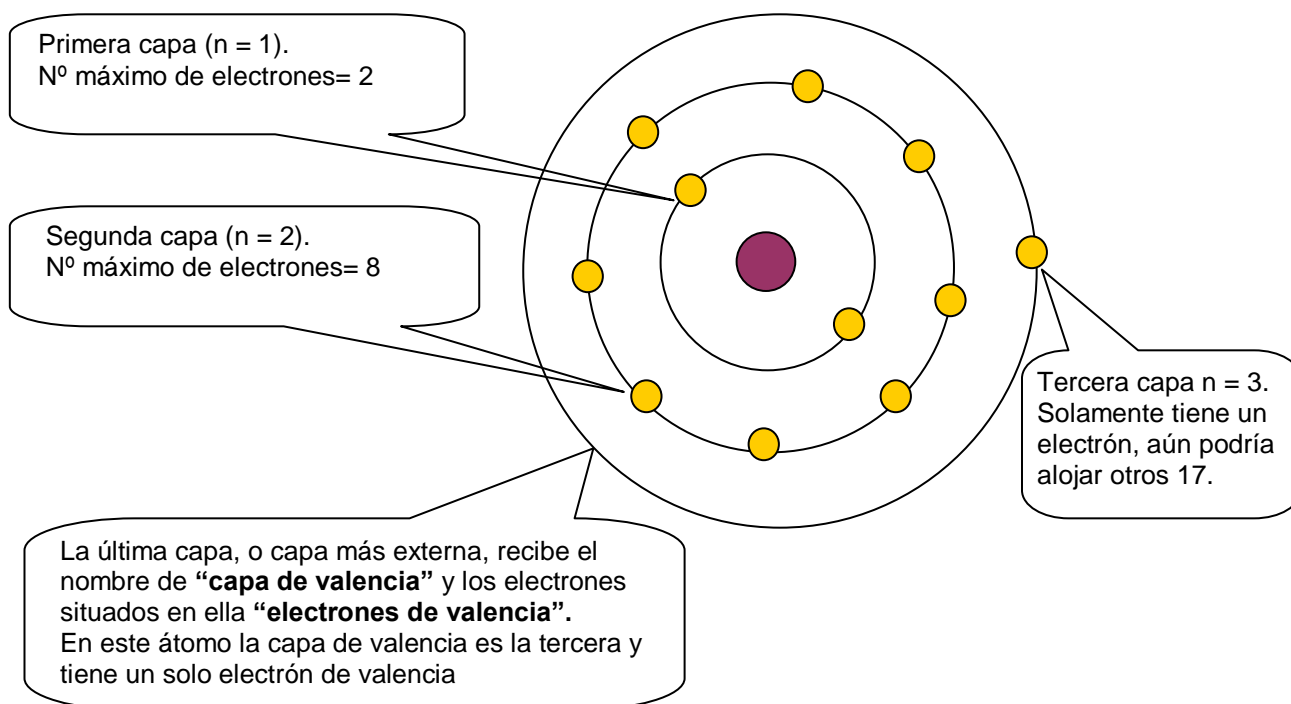


He²⁺

EL ÁTOMO . Esctructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo.
- Las distintas órbitas se identifican por un número entero, **n**, llamado **número cuántico principal**. Así para la primera capa (la más próxima al núcleo $n = 1$; para la segunda $n = 2$; para la tercera $n = 3$...
- El número de capas u órbitas que posee un elemento viene dado por el número del periodo en que está situado en la tabla periódica
- Para distribuir los electrones en las capas se deben tener en cuenta unas reglas obtenidas de la experimentación:
 1. Las capas se van llenando por orden: primero se llena la de $n = 1$, a continuación $n = 2$, después $n = 3$...
 2. No se puede empezar a llenar un nivel superior si aún no está lleno el inferior.
 3. El número máximo de electrones que se puede alojar en cada capa es:

n	nº máx electrones
1	2
2	8
3	18
4	32



EL ÁTOMO . Configuración electrónica

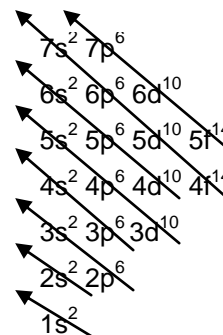
- Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos subniveles u orbitales que en ellas existen

CAPA	NIVELES
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

- Cada subnivel puede alojar un número máximo de electrones.

NIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

- Los subniveles se van llenando por orden y hasta que un nivel no está totalmente lleno no se pasa a llenar el siguiente
- El orden de llenado de los niveles se obtiene a partir del diagrama de Möeller: Este orden se da debido al cruzamiento energético entre los orbitales. Es decir, al tener menos energía un orbital 4s que uno 3d se llena antes el 4s que el 3d.



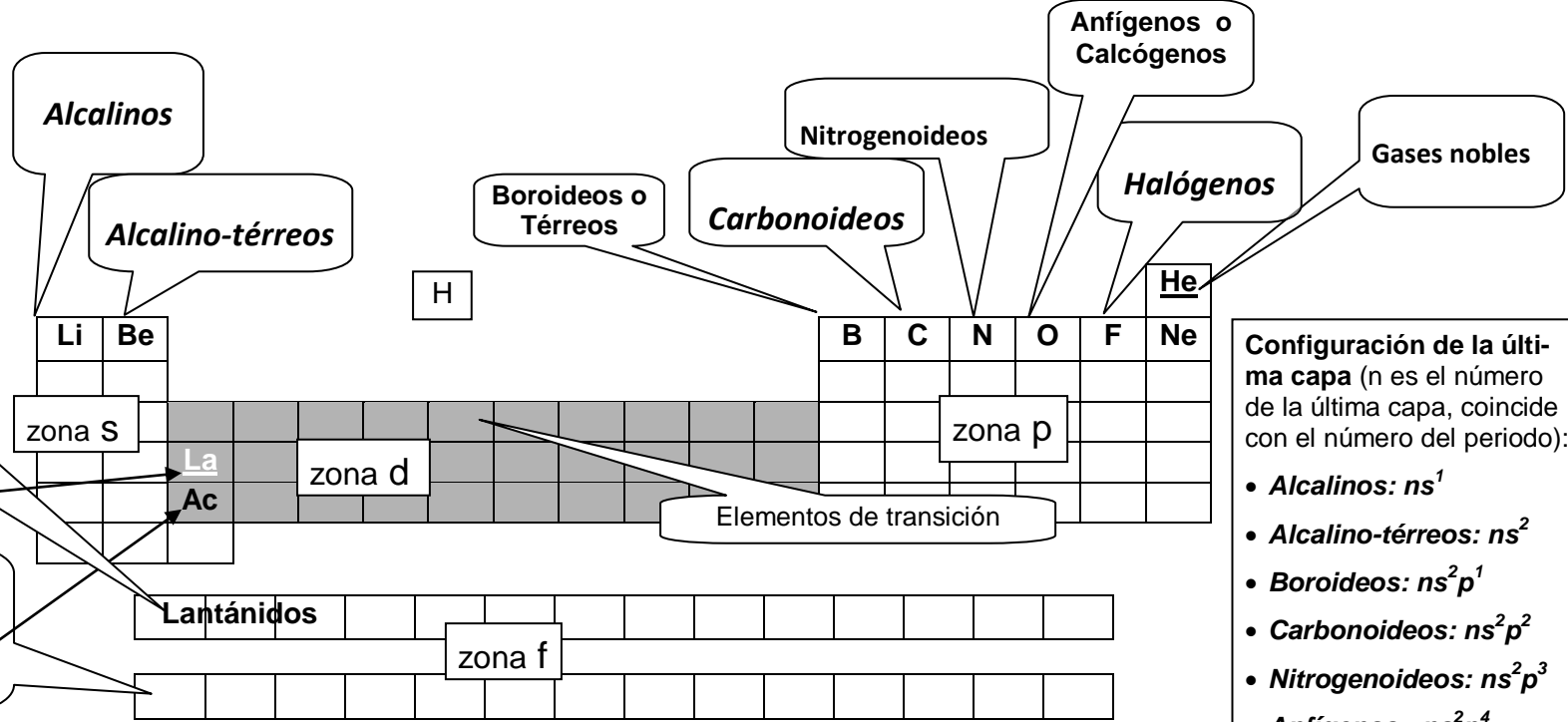
Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

- Considera el número de electrones que debes distribuir.** Recuerda que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
- Vete colocando los electrones por orden** en los niveles de cada capa. Cuando un nivel se complete, pasa al siguiente (ayúdate del diagrama de Möeller)
- Cuando hayas colocado todos los electrones habrás terminado.

Ejemplos

Li	Z = 3	$1s^2 2s^1$
N	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$
Mg	Z = 12	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^5$
Yb	Z= 70	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14}$
Au	Z= 79	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$
U	Z= 92	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3 d^{10} 4 p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^4$

La tabla periódica, o sistema periódico de los elementos, fue presentada por **Mendeleiev** en 1869 como una manera de clasificar los elementos conocidos. Permitía establecer relaciones entre sus propiedades facilitando su estudio.



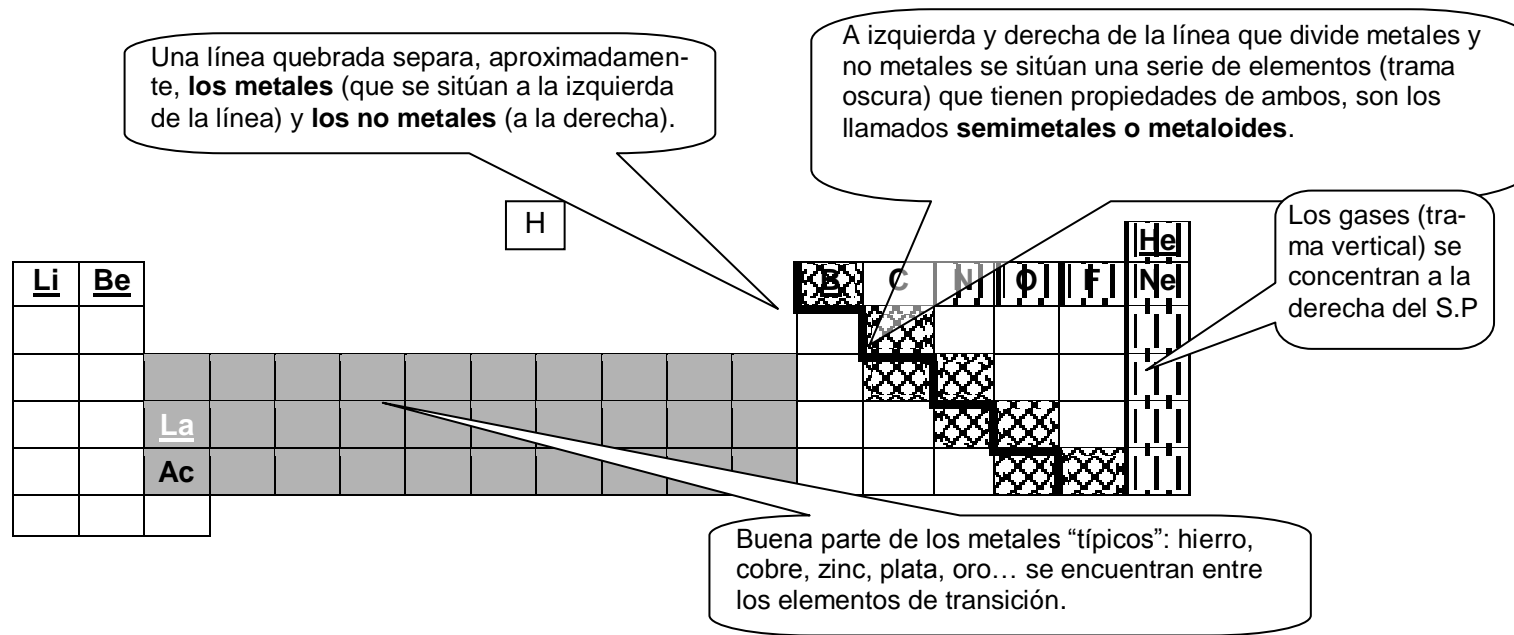
Configuración de la última capa (n es el número de la última capa, coincide con el número del periodo):

- **Alkalinos:** ns^1
- **Alcalino-térreos:** ns^2
- **Boroideos:** ns^2p^1
- **Carbonoideos:** ns^2p^2
- **Nitrogenoideos:** ns^2p^3
- **Anfígenos :** ns^2p^4
- **Halógenos:** ns^2p^5
- **Gases nobles:** ns^2p^6 (excepto He)

- El hidrógeno, el elemento más ligero, tiene propiedades singulares, por eso a menudo no se le coloca en ninguno de los grupos. Si se le coloca en un grupo, suele ser en el grupo 1.
- En la tabla periódica los elementos se clasifican en filas, **periodos** (hay 7), y columnas, **grupos o familias**(18). También se divide en 4 zonas, según el tipo del último orbital ocupado sea s, p, d o f.
- **Todos los elementos de un grupo tienen propiedades químicas semejantes**, al tener igual nº de e⁻ en la última capa
- Los elementos están ordenados en **orden creciente de número atómico**.
- Una vez hecha la **configuración electrónica** de un elemento conocemos su **lugar en la TP**. El número de capa del e⁻ situado en el **mayor nivel abierto** nos da el **periodo** en el que se encuentra el elemento, mientras que el último e⁻ situado nos dice la zona y el **grupo** de esa zona donde está el elemento. Si acaba la conf. en 4p³, el elemento está en el 4º periodo, en la zona p, 3ª columna, es decir, pertenece al grupo 15.

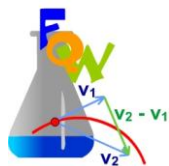
Todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en su última capa o capa de valencia, de ahí que tengan unas propiedades químicas similares.

Las propiedades químicas de los elementos están íntimamente ligadas a la estructura electrónica de su última capa.



- **Los gases nobles tienen una estructura electrónica especialmente estable que se corresponde con ocho electrones en su última capa: ns^2p^6 (excepto el He que tiene dos).**
- **Todos los elementos tiende a adquirir la estructura de gas noble. Para eso tratan de captar o perder electrones.**
- Los elementos, como los halógenos o anfígenos, a los que les faltan solamente uno o dos electrones para adquirir la configuración de gas noble, tienen mucha tendencia a captar electrones transformándose en iones con carga negativa. **Se dice que son muy electronegativos. En general los no metales son elementos electronegativos y tienden a captar electrones para dar iones negativos.**
- Los elementos, como los alcalinos o alcalinotérreos, que están muy alejados de la configuración del gas noble siguiente, les resulta mucho más sencillo perder uno o dos electrones y adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Por tanto, mostrarán mucha tendencia a formar en iones con carga positiva. **Se dice que son muy poco electronegativos. En general los metales son poco electronegativos y tienden a perder electrones para dar iones positivos.**
- Los metales tienen **energías de ionización bajas** (cuesta muy poco arrancarles un electrón), la razón es bastante sencilla: si tienden a ceder electrones bastará con comunicarle muy poca energía para que los cedan. No aceptan fácilmente e^- , por eso se dice que tienen afinidades electrónicas negativas.
- Los no metales, sin embargo, muestran **energías de ionización elevadas**: si lo que quieren es captar electrones mostrarán muy poca tendencia a cederlos. Por tanto, habrá que comunicarle mucha energía para arrancárselos. Aceptan fácilmente e^- , por eso se dice que tienen altas afinidades electrónicas.

1,008	1		
H			
Hidrógeno			
6,941	3	9,012	4
Li		Be	
Litio		Berilio	
22,989	11	24,305	12
Na		Mg	
Sodio		Magnesio	



FisQuiWeb

CPI Conde de Fenosa
Ares

4,002	2																																		
He																																			
Helio																																			
10,81	5	12,01	6	14,01	7	15,999	8	18,998	9	20,18	10																								
B		C		N		O		F		Ne																									
Boro		Carbono		Nitrógeno		Oxígeno		Flúor		Neón																									
26,98	13	28,09	14	30,97	15	32,065	16	35,453	17	39,95	18																								
Al		Si		P		S		Cl		Ar																									
Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón																									
30,098	19	40,078	20	44,955	21	47,867	22	50,942	23	51,996	24	54,938	25	55,845	26	58,933	27	58,693	28	63,546	29	65,409	30	69,72	31	72,64	32	74,92	33	78,96	34	79,904	35	83,798	36
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr	
Potasio		Calcio		Escandio		Titanio		Vanadio		Cromo		Manganeso		Hierro		Cobalto		Niquel		Cobre		Zinc		Galio		Germanio		Arsénico		Selenio		Bromo		Kriptón	
85,468	37	87,62	38	88,905	39	91,224	40	92,906	41	95,94	42	(98)	43	101,07	44	102,91	45	106,42	46	107,87	47	112,41	48	114,8	49	118,7	50	121,8	51	127,60	52	126,90	53	131,29	54
Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe	
Rubidio		Estroncio		Itrio		Zirconio		Niobio		Molibdeno		Tecnecio		Rutenio		Rodio		Paladio		Plata		Cadmio		Indio		Estaño		Antimonio		Telurio		Yodo		Xenón	
132,91	55	137,33	56	138,91	57	178,49	72	180,95	73	183,84	74	186,21	75	190,23	76	192,22	77	195,08	78	196,97	79	200,59	80	204,4	81	207,2	82	209,0	83	(209)	84	(210)	85	(222)	86
Cs		Ba		La		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn	
Cesio		Bario		Lantano		Hafmio		Tántalo		Wolframio		Renio		Osmio		Iridio		Platino		Oro		Mercurio		Talio		Plomo		Bismuto		Polonio		Astatio		Radón	
(223)	87	(226)	88	(227)	89	(261)	104	(262)	105	(266)	106	(264)	107	(227)	108	(268)	109	(271)	110	(272)	111	(285)	112	(284)	113	(289)	114	(288)	115	(293)	116	(294)	117	(294)	118
Fr		Ra		Ac		Rf		Db		Sg		Bh		Hs		Mt		Ds		Rg		Cn		Uut		Fl		Uup		Lv		Uus		Uuo	
Francio		Radio		Actinio		Rutherfordio		Dubnio		Seaborgio		Bohrio		Hassio		Meitnerio		Darmstadtio		Roentgenio		Copernicio		Ununtrio		Flevorio		Ununpentio		Livermorio		Ununseptio		Ununoctio	

Lantánidos	140,12	58	140,91	59	144,24	60	(145)	61	150,36	62	151,96	63	157,25	64	158,93	65	162,50	66	164,93	67	167,26	68	168,93	69	173,04	70	174,97	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu														
	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disproso	Holmio	Erbio	Tulio	Yterbio	Lutecio														

Actínidos	232,04	90	231,04	91	238,03	92	(237)	93	(244)	94	(243)	95	(247)	96	(247)	97	(251)	98	(252)	99	(257)	100	(258)	101	(259)	102	(262)	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr														
	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio														

Principales elementos de la Tabla Periódica y sus aplicaciones.

H: Hidrógeno

Grupo	Símbolo	Nombre	Notas
Alcalinos	Li	Litio	Baterías para coches, móviles u ordenadores.
	Na	Sodio	Nombre latino: Natrium . Aleaciones. Lámparas.
	K	Potasio	Nombre latino: Kalium . Células fotoeléctricas.
	Rb	Rubidio	Fabricación del vidrio y cerámica.
	Cs	Cesio	¹³⁷ Cs, usado en radioterapia.
	Fr	Francio	Radiactivo. Vida corta (21 min).
Alcalino-térreos	Be	Berilio	Moderador en reactores nucleares.
	Mg	Magnesio	Metalurgia, catalizadores.
	Ca	Calcio	Metalurgia.
	Sr	Estroncio	Pirotecnia (color rojo).
	Ba	Bario	Pinturas, colorantes (color blanco).
	Ra	Radio	Radiactivo. Radioterapia, pinturas fluorescentes.
Boroideos o térreos	B	Boro	Metalurgia. Elevada resistencia a altas temperaturas.
	Al	Aluminio	Múltiples aplicaciones como metal.
	Ga	Galio	Semiconductor. Uso en electrónica.
	In	Indio	Semiconductor. Uso en electrónica
	Tl	Talio	Uso en electrónica.
Carbonoideos	C	Carbono	Múltiples usos. Nanotubos.
	Si	Silicio	Chips, células fotovoltaicas.
	Ge	Germanio	Semiconductor. Uso en electrónica.
	Sn	Estaño	Nombre latino: Stannum . Múltiples aplicaciones como metal.
	Pb	Plomo	Nombre latino: Plumbum . Múltiples aplicaciones como metal.
Nitrogenoideos	N	Nitrógeno	Gas inerte. Obtención bajas temperaturas (-200 °C).
	P	Fósforo	Nombre latino: Phosphorum . Fertilizantes. Fósforos.
	As	Arsénico	Fabricación de láseres. Medicina. Pirotecnia.
	Sb	Antimonio	Nombre latino: Stibium . Semiconductor. Electrónica.
	Bi	Bismuto	Aleaciones. Productos farmacéuticos.

Grupo	Símbolo	Nombre	Notas
Anfígenos o calcógenos	O	Oxígeno	Imprescindible para la vida.
	S	Azufre	Nombre latino: Sulfur . Múltiples usos industriales.
	Se	Selenio	Fotocopiadoras, pigmentos.
	Te	Teluro	Metalurgia.
	Po	Polonio	Producción de neutrones.
Halógenos	F	Flúor	Compuestos refrigerantes. Reforzador esmalte dental .
	Cl	Cloro	Amplias aplicaciones industriales.
	Br	Bromo	Desinfectante. Aplicaciones industriales.
	I	Iodo	Desinfectante.
	At	Astato	Muy escaso. Inestable (8 h)
Gases nobles	He	Helio	Gas inerte. Obtención temperaturas ultrabajas (- 260 °C)
	Ne	Neón	Tubos anuncios (color rosa)
	Ar	Argón	Tubos anuncios (color azul y verde)
	Kr	Kriptón	Llenado lámparas fluorescentes (mezcla con gases nobles)
	Xe	Xenón	Llenado de lámparas de destello para fotografía
	Rn	Radón	Radiactivo. Muy inerte.
Elementos de transición	Ag	Plata	Nombre latino: Argentum . Joyería. Múltiples aplicaciones..
	Zn	Zinc	Múltiples aplicaciones como metal.
	Cu	Cobre	Nombre latino: Cuprum . Conductores eléctricos.
	Au	Oro	Nombre latino: Aurum . Joyería. Múltiples aplicaciones.
	Fe	Hierro	Nombre latino: Ferrum . Múltiples aplicaciones como metal.
	Co	Cobalto	Aleaciones. Duro y resistente a la corrosión.
	Ni	Níquel	Múltiples aplicaciones como metal.
	Pt	Platino	Joyería. Catalizadores.
	Hg	Mercurio	Nombre latino: Hidrargyrium . Lámparas, explosivos.
	Cr	Cromo	Múltiples aplicaciones como metal.
	W	Wolframio	Aleaciones. Múltiples aplicaciones como metal.
	La	Lantano	Aleaciones. Vidrios especiales.
	Ac	Actinio	Radiactivo. Investigación. Fuente de neutrones.