



2º de Bachillerato

Química

Contenidos

**Estructura de los átomos:
Tabla periódica**

Estructura de los átomos: Tabla periódica

Después de haber establecido la estructura electrónica de los átomos, el paso siguiente es relacionarla con las propiedades de los elementos. La Tabla Periódica es una ordenación bidimensional que refleja esa relación. Es la tabla de datos fundamental de la Química, y es muy importante que sepas utilizarla.

En este tema estudiarás cómo se organizan los elementos en la tabla, y el porqué de esta clasificación. También aprenderás que, independientemente de si conoces o no un elemento, puedes ser capaz de predecir algunas de sus propiedades de forma muy sencilla: los iones que formará, el tipo de sustancias a que dará lugar, etc ... Son las conocidas como propiedades periódicas.

Curiosidad

Ya sabes que la tabla periódica más famosa, aunque no la actual, es la propuesta por Mendeleiev en 1869. Fíjate en uno de los muchos sellos editados para recordar ese acontecimiento, o en el monumento conmemorativo con el típico aspecto soviético (se le considera casi un héroe nacional).

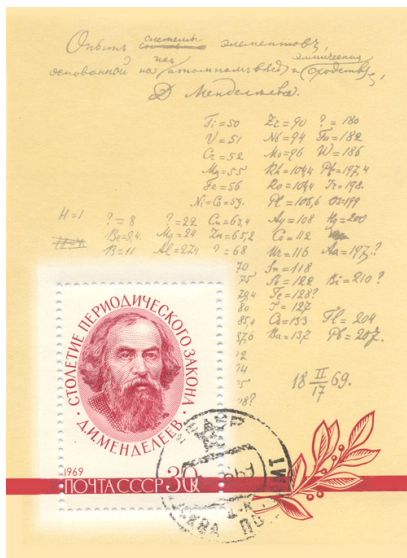


Imagen 1 [Binter](#), Dominio público



Imagen 2 [Mmmdirt](#), Creative commons

Fíjate ahora en que la tabla periódica hasta permite hacer ejercicios de imaginación para obtener resultados que puedes calificar de muchas formas (¿originales?).



Haz clic para habilitar Adobe Flash Player

Vídeo 1 [PosadMen](#), Uso libre

1. Evolución de las ordenaciones periódicas

En 2010 se conocen 114 elementos, el último de ellos sintetizado en laboratorio en 2009, aunque hay noticias de que se han obtenido algunos átomos del elemento 117. ¡Cada vez es más difícil encontrar nuevos elementos! Solamente se consigue de vez en cuando en centros de investigación que disponen de aceleradores de partículas y tras procesos muy laboriosos (el laboratorio de Darmstadt, en Alemania, destaca por haberse descubierto en él los últimos elementos).

Piensa en que en 1250 se conocían apenas 10 elementos y que hubo que esperar hasta 1669 para conocer 14. En 1771 se llegó a los 20, y a 62 en 1868. En 1935, en pleno desarrollo de la mecánica cuántica ondulatoria, se alcanzaban los 88, y los 109 en 2006. Los últimos elementos se obtienen en cantidades muy pequeñas y pueden transcurrir años hasta que se reconocen definitivamente como nuevos elementos químicos.

Ordenaciones periódicas

Con la aplicación de las técnicas experimentales, en el siglo XIX se constató que había elementos químicos que tenían propiedades parecidas. De esta forma, comenzaron a proponerse ordenaciones de elementos que tenían propiedades similares (las triadas de Dobereiner, el caracol telúrico de Chancourtois y las octavas de Newlands).

En 1869, El alemán Lothar Meyer y el ruso Dimitri Mendeleiev establecieron una ordenación de elementos por orden creciente de masa atómica, de manera que los elementos que estaban en la misma columna tenían propiedades físicas y químicas parecidas. Pero fue Mendeleiev el que publicó antes sus resultados y el que se ha llevado el reconocimiento universal.

En la imagen tienes esa primera ordenación, que es relativamente parecida a la tabla periódica que se utiliza en la actualidad.

Observa que hay dos elementos, de masas atómicas 68 y 70, que se indican con un interrogante. Eran elementos desconocidos entonces, pero que se descubrieron pocos años después. Observa la tabla y fíjate en la precisión de las previsiones de Mendeleiev, basadas en la repetición periódica de las propiedades.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

| | | | |
|----------|-----------|-------------|-------------|
| H = 1 | Ti = 50 | Zr = 90 | ? = 180. |
| | V = 51 | Nb = 94 | Ta = 182. |
| | Cr = 52 | Mo = 96 | W = 186. |
| | Mn = 55 | Rh = 104,4 | Pt = 197,4. |
| | Fe = 56 | Ru = 104,4 | Ir = 198. |
| | Ni = 59 | Pd = 106,4 | Os = 199. |
| | Cu = 63,4 | Ag = 108 | Hg = 200. |
| Be = 9,4 | Mg = 24 | Zn = 65,2 | Cd = 112 |
| B = 11 | Al = 27,4 | ? = 68 | Ur = 116 |
| C = 12 | Si = 28 | ? = 70 | Sn = 118 |
| N = 14 | P = 31 | As = 75 | Sb = 122 |
| O = 16 | S = 32 | Se = 79,4 | Te = 128? |
| F = 19 | Cl = 35,5 | Br = 80 | I = 127 |
| Li = 7 | Na = 23 | K = 39 | Rb = 85,4 |
| | | Ca = 40 | Sr = 87,6 |
| | | ? = 45 | Ce = 92 |
| | | ? Er = 56 | La = 94 |
| | | ? Yt = 60 | Di = 95 |
| | | ? In = 75,6 | Th = 118? |

Д. Менделѣевъ

Imagen 3 [Sadi Carnot](#), Dominio público

| Propiedad | Ekasilicio | Germanio |
|-------------------------|---|---|
| Masa atómica | 72 | 72,6 |
| Densidad | 5,5 | 5,36 |
| Color | Gris | Gris |
| Punto de fusión | Alto | 998 °C |
| Acción del aire | Al calentar da un polvo blanco | Al calentar da un polvo blanco |
| Fórmula del óxido | XO ₂ | GeO ₂ |
| Propiedades del cloruro | XCl ₄ , densidad 1,9 g/cm ³ | GeCl ₄ , densidad 1,88 g/cm ³ |

Éste fue su gran éxito y la razón por la que se le considera el padre de la tabla periódica.

Sin embargo, la tabla actual es diferente. Propuesta a principios del siglo XX, se debe a Werner y Paneth, tiene 18 columnas y 7 filas y los elementos ordenados por orden creciente de número atómico. La ordenación resultante difiere poco de la de Mendeleiev: hay tres parejas de elementos en los que un elemento está precedido por otro de masa atómica mayor, como es el caso del telurio, de masa relativa 127,6 y el yodo, de masa relativa 126,9.

Importante

Criterio de ordenación de elementos

El criterio de ordenación de elementos en la tabla periódica actual es el orden creciente de número atómico, de izquierda a derecha y de arriba a abajo debajo de manera que en la misma columna (grupo o familia) queden dispuestos los elementos con propiedades químicas parecidas.

Curiosidad

Hay tres elementos descubiertos por españoles

En 1748 Antonio de Ulloa descubrió el platino en Colombia; en 1783 los hermanos Elhúyar aislaron el wolframio en Méjico, y en 1801 Antonio José del Río descubrió en Méjico el vanadio (aunque recibió este nombre 30 años después).

Para saber más

Acerca de la tabla periódica

En la red hay multitud de sitios web relacionados con la tabla periódica, en los que hay información sobre aspectos interesantes tales como imágenes de cada elemento, usos que tienen, cuándo se descubrieron, etc, además de datos muy completos sobre las distintas clasificaciones

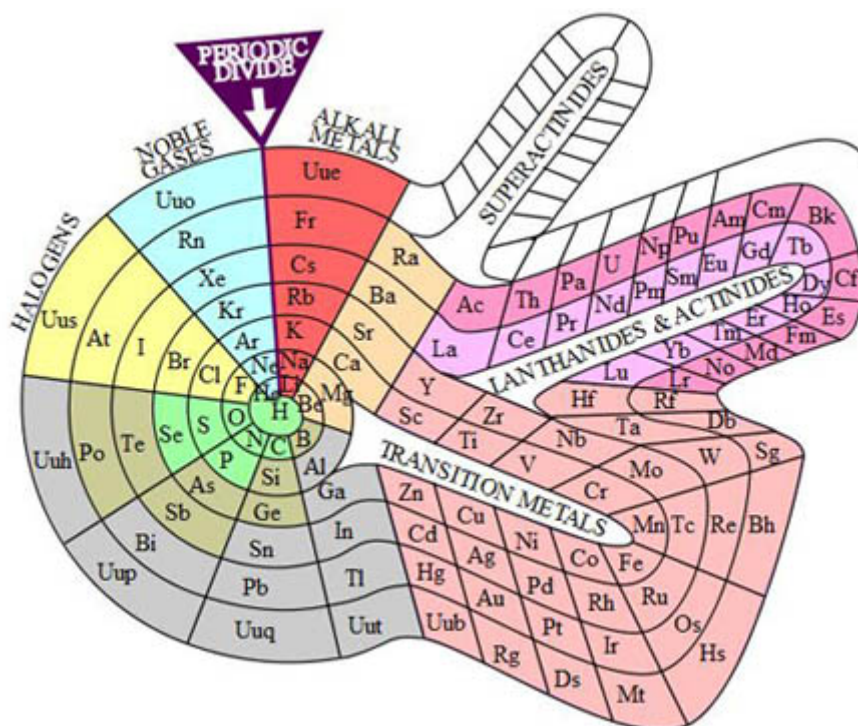


Imagen 4 [Mardeg](#), Dominio público

realizadas hasta llegar a la tabla actual y nuevas propuestas como la que puedes ver en la imagen.

Dos de los más interesantes son los siguientes:

Mendeleiev

Historia de la tabla

2. La tabla periódica actual

En primer lugar, es importante que reconozcas la forma y distribución de la tabla. La siguiente puedes [imprimirla](#) para tenerla a mano cuando la necesites o pulsar sobre ella para verla ampliada con todo detalle.

De todos modos, más adelante verás otras tablas interactivas para buscar la información que te interese en un momento dado.

| | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|---|---------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|------------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|
| | Prictogens Chaloogens Halógenos | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | H Hidrógeno 1.008 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 |
| 2 | Li Litio 6.94 | Be Berilio 9.0122 | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 | Na Sodio 22.990 | Mg Magnesio 24.305 | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 4 | K Potasio 39.098 | Ca Calcio 40.078 | Sc Escandio 44.956 | Ti Titanio 47.867 | V Vanadio 50.942 | Cr Cromo 51.996 | Mn Manganeso 54.938 | Fe Hierro 55.845 | Co Cobalto 58.933 | Ni Niquel 58.693 | Cu Cobre 63.546 | Zn Zinc 65.38 | Ga Galio 69.723 | Ge Germanio 72.630 | As Arsénico 74.922 | Se Selenio 78.971 | Br Bromo 79.904 | Kr Kriptón 83.798 |
| 5 | Rb Rubidio 85.468 | Sr Estroncio 87.62 | Y Itrio 88.906 | Zr Circonio 91.224 | Nb Niobio 92.906 | Mo Molibdeno 95.95 | Tc Tecnecio (98) | Ru Rutenio 101.07 | Rh Rodio 102.91 | Pd Paladio 106.42 | Ag Plata 107.87 | Cd Cadmio 112.41 | In Indio 114.82 | Sn Estaño 118.71 | Sb Antimonio 121.76 | Te Telurio 127.60 | I Yodo 126.90 | Xe Xenón 131.29 |
| 6 | Cs Cesio 132.91 | Ba Bario 137.33 | 57-71 | Hf Hafnio 178.49 | Ta Tantalio 180.95 | W Wolframio 183.84 | Re Renio 186.21 | Os Osmio 190.23 | Ir Iridio 192.22 | Pt Platino 195.08 | Au Oro 196.97 | Hg Mercurio 200.59 | Tl Talio 204.38 | Pb Plomo 207.2 | Bi Bismuto 208.98 | Po Polonio (209) | At Astatido (210) | Rn Radón (222) |
| 7 | Fr Francio (223) | Ra Radio (226) | 89-103 | Rf Rutherfordio (267) | Db Dubnio (268) | Sg Seaborgio (269) | Bh Bohrio (270) | Hs Hassio (277) | Mt Meitnerio (278) | Ds Darmstadio (281) | Rg Roentgenio (282) | Cn Copernicio (285) | Nh Nihonium (286) | Fl Flerovio (289) | Mc Moscovio (290) | Lv Livermorio (293) | Ts Tennessine (294) | Og Oganesson (294) |

En el caso de los elementos con isótopos no estables, entre parentesis se encuentran las masas de aquellos isótopos que son más estables o más abundantes.

Tabla Periódica Diseño e Interface de Copyright © 1997 Michael Dayah Ptable.com Última actualización 16 jun. 2017

| | | | | | | | | | | | | | | |
|--------------------------------|------------------------------|------------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|------------------------------|----------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|
| 57 | 58 | 59 | 60 | 61 | 62 | 63 | 64 | 65 | 66 | 67 | 68 | 69 | 70 | 71 |
| La Lantano 138.91 | Ce Cerio 140.12 | Pr Praseodimio 140.91 | Nd Neodimio 144.24 | Pm Prometio (145) | Sm Samario 150.36 | Eu Europio 151.96 | Gd Gadolinio 157.25 | Tb Terbio 158.93 | Dy Disprosio 162.50 | Ho Holmio 164.93 | Er Erbio 167.26 | Tm Tulio 168.93 | Yb Iterbio 173.05 | Lu Lutecio 174.97 |
| 89 | 90 | 91 | 92 | 93 | 94 | 95 | 96 | 97 | 98 | 99 | 100 | 101 | 102 | 103 |
| Ac Actinio (227) | Th Torio 232.04 | Pa Protactinio 231.04 | U Uranio 238.03 | Np Neptunio (237) | Pu Plutonio (244) | Am Americio (243) | Cm Curio (247) | Bk Berkelio (247) | Cf Californio (251) | Es Einstenio (252) | Fm Fermio (257) | Md Mendelevio (258) | No Nobelio (259) | Lr Lawrencio (260) |

Imagen 5 Michael Dayah publicada en Ptable, uso libre

Características de la tabla

- Las columnas se llaman grupos. La tabla actual consta de 18 grupos. Reciben este nombre por agrupar elementos de propiedades químicas similares.
- Las filas de la tabla se llaman periodos. Hay 7 periodos. Dentro de cada uno de ellos, los elementos están ordenados por número atómico creciente de izquierda a derecha.
- Hay dos filas de 14 elementos fuera de la tabla. En realidad, deberían estar situadas a la derecha del bario y el radio, pero se colocan fuera porque la tabla quedaría demasiado alargada, y su manejo resultaría incómodo.

Grupos cuyo nombre debes saber

1. Alcalinos.
2. Alcalinotérreos.
17. Halógenos.
18. Gases nobles.

También es importante que sepas los elementos del segundo periodo: Li, Be, B, C, N, O, F y Ne, ya que te permitirán situar al resto de los elementos de sus respectivos grupos.

2.1 Configuraciones electrónicas

¿Qué relación tienen las estructuras electrónicas de los elementos con su situación en la tabla periódica? Para averiguarlo, vas a utilizar el simulador siguiente.



Simulación 1 [Educaplus](#), Uso educativo

1. Pulsa sobre el elemento 1 (Hidrógeno) y repite con todos los elementos del mismo grupo: observa sus estructuras electrónicas. Verás que todos tienen solamente un electrón en la capa más externa, en un orbital ns , donde n es el número del periodo (por ejemplo, el K está en el cuarto periodo y su electrón más externo está en el orbital $4s$).
2. Repite el proceso con los elementos de la segunda columna (alcalinotérreos). Todos tienen dos electrones en la capa más externa.
3. ¿Y los gases nobles, situados en la columna de la derecha? Tienen la capa más externa completa.
4. Por último, a los halógenos, situados en la penúltima columna, les falta un electrón para completar la capa más externa.

Importante

Grupos, periodos y configuración electrónica

- Dentro de un mismo grupo todos los elementos tienen la misma configuración electrónica en su última capa (conocida como capa de valencia), en la que tienen tantos electrones como el número del grupo en que se encuentran.
- En los elementos de un mismo periodo el último electrón está situado en la misma capa, que corresponde al número de periodo. Puedes comprobarlo utilizando cualquiera de los simuladores disponibles.

Zonas de la tabla

Por último, vas a aprender cómo sabiendo dónde está un elemento en la tabla puedes escribir su configuración electrónica, y cómo sabiendo ésta puedes situar al elemento en la tabla.

Utilizando de nuevo el simulador, ve recorriendo los elementos de la tabla en orden creciente de número atómico: desde el Hidrógeno al Helio, siguiendo por el Li, Be, B, etc (al terminar un periodo, pasas al primer elemento del siguiente). De esa forma, vas añadiendo un electrón cada vez que pasas al elemento siguiente (el electrón diferenciador). ¡Fíjate en las estructuras electrónicas!

En la imagen siguiente se reflejan las conclusiones que puedes obtener:

1. La zona amarilla es la zona s, porque los elementos situados en ella tienen su último electrón en un orbital s, que está precisamente en la capa dada por el periodo (en Li en la segunda capa, 2s, por estar el Li en el segundo periodo; en K en el 3s, etc). Se indica **ns**, donde n es el número del periodo.
2. En la zona verde el último electrón está en un orbital p, precisamente el dado por el número del periodo. Se indica **np**, donde n es el número del periodo.
3. En la zona azul el último electrón está en un orbital d, pero en el dado por el número anterior al periodo en el que se encuentra el elemento. Por eso se indica **(n-1)d**.
4. Finalmente, la zona marrón se indica **(n-2)f** ya que el último electrón está en un orbital f, pero dos unidades inferior al número del periodo.

| Grupo | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|-------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|-----------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|------------------------|-----------------------|-----------------------|
| Periodo | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | H 1s ¹ | | | | | | | | | | | | | | | | | He 1s ² |
| 2 | Li 2s ¹ | Be 2s ² | | | | | | | | | | | B 2p ¹ | C 2p ² | N 2p ³ | O 2p ⁴ | F 2p ⁵ | Ne 2p ⁶ |
| 3 | Na 3s ¹ | Mg 3s ² | | | | | | | | | | | Al 3p ¹ | Si 3p ² | P 3p ³ | S 3p ⁴ | Cl 3p ⁵ | Ar 3p ⁶ |
| 4 | K 4s ¹ | Ca 4s ² | Sc 3d ¹ | Ti 3d ² | V 3d ³ | Cr 3d ⁴ | Mn 3d ⁵ | Fe 3d ⁶ | Co 3d ⁷ | Ni 3d ⁸ | Cu 3d ⁹ | Zn 3d ¹⁰ | Ga 4p ¹ | Ge 4p ² | As 4p ³ | Se 4p ⁴ | Br 4p ⁵ | Kr 4p ⁶ |
| 5 | Rb 5s ¹ | Sr 5s ² | Y 4d ¹ | Zr 4d ² | Nb 4d ³ | Mo 4d ⁴ | Tc 4d ⁵ | Ru 4d ⁶ | Rh 4d ⁷ | Pd 4d ⁸ | Ag 4d ⁹ | Cd 4d ¹⁰ | In 5p ¹ | Sn 5p ² | Sb 5p ³ | Te 5p ⁴ | I 5p ⁵ | Xe 5p ⁶ |
| 6 | Cs 6s ¹ | Ba 6s ² | * | Hf 5d ² | Ta 5d ³ | W 5d ⁴ | Re 5d ⁵ | Os 5d ⁶ | Ir 5d ⁷ | Pt 5d ⁸ | Au 5d ⁹ | Hg 5d ¹⁰ | Tl 6p ¹ | Pb 6p ² | Bi 6p ³ | Po 6p ⁴ | At 6p ⁵ | Rn 6p ⁶ |
| 7 | Fr 7s ¹ | Ra 7s ² | ** | Rf 6d ² | Db 6d ³ | Sg 6d ⁴ | Bh 6d ⁵ | Hs 6d ⁶ | Mt 6d ⁷ | Ds 6d ⁸ | Rg 6d ⁹ | Cn 6d ¹⁰ | Uut | Uuq | Uup | Uuh | Uus | Uuo |
| Lantánidos | * | La 5d ¹ | Ce 4f ¹ | Pr 4f ² | Nd 4f ³ | Pm 4f ⁴ | Sm 4f ⁵ | Eu 4f ⁶ | Gd 4f ⁷ | Tb 4f ⁸ | Dy 4f ⁹ | Ho 4f ¹⁰ | Er 4f ¹¹ | Tm 4f ¹² | Yb 4f ¹³ | Lu 4f ¹⁴ | | |
| Actínidos | ** | Ac 6d ¹ | Th 5f ¹ | Pa 5f ² | U 5f ³ | Np 5f ⁴ | Pu 5f ⁵ | Am 5f ⁶ | Cm 5f ⁷ | Bk 5f ⁸ | Cf 5f ⁹ | Es 5f ¹⁰ | Fm 5f ¹¹ | Md 5f ¹² | No 5f ¹³ | Lr 5f ¹⁴ | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| subnivel ns | | | subnivel np | | | subnivel (n-1)d | | | subnivel (n-2)f | | | | | | | | | |

Imagen 6 Elaboración propia

Es importante que utilices el simulador hasta que tengas claras las zonas de la tabla.



El hidrógeno y el helio

Fíjate en que el H tiene un electrón en la capa más externa (estructura 1s), lo mismo

que los alcalinos (Li: $2s$; Na: $3s$; K: $4s$; etc). Pero también le falta un electrón para completar la capa más externa, como le sucede a los halógenos (F, Cl, Br y I). Es decir, está en el grupo 1, pero, teniendo en cuenta su estructura electrónica, podría estar en el 17. Por ejemplo, tiene tendencia a perder un electrón, formando el ión H^+ , como los alcalinos, pero forma moléculas biatómicas dando lugar a la sustancia gaseosa H_2 , como los halógenos.

Algo parecido sucede con el helio, que está en el grupo 18 pero podría estar en el 2. Sus propiedades son las características de los gases nobles, y no se parece en nada a los alcalinotérreos.

En ambos casos, los elementos se sitúan en el grupo con el que tienen las semejanzas más relevantes.

Comprueba lo aprendido | triple

El calcio tiene número atómico 20. Está situado en el cuarto periodo y en el grupo 2. Por tanto, su estructura electrónica en la capa más externa será:

Sugerencia

- ☐ $2s^4$
- ☐ $4s^2$
- ☐ $2s^2$
- ☐ $4s^4$

¡Incorrecto! Tiene dos electrones en la capa más externa, situados en el orbital $4s$.

¡Correcto! Tiene dos electrones en la capa más externa, situados en el orbital $4s$.

¡Incorrecto! Tiene dos electrones en la capa más externa, situados en el orbital $4s$.

¡Incorrecto! Tiene dos electrones en la capa más externa, situados en el orbital $4s$.

Solution

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto
4. Incorrecto

Comprueba lo aprendido | triple

La estructura electrónica de un elemento en la capa más externa es $5s^2 4d^{10} 5p^5$. Por tanto, el elemento se encuentra situado en la tabla periódica en:

- ☐ El grupo 18 y el periodo 5.
- ☐ El grupo 8 y el periodo 5.
- ☐ El grupo 17 y el periodo 5.
- ☐ El grupo 7 y el periodo 5.

El grupo 7 y el periodo 5.

¡Incorrecto! Como se está llenando la quinta capa, el elemento se encuentra en el periodo 5. Y como falta un electrón para completar la capa más externa, en el grupo 17.

¡Incorrecto! Como se está llenando la quinta capa, el elemento se encuentra en el periodo 5. Y como falta un electrón para completar la capa más externa, en el grupo 17.

¡Correcto! Como se está llenando la quinta capa, el elemento se encuentra en el periodo 5. Y como falta un electrón para completar la capa más externa, en el grupo 17.

¡Incorrecto! Como se está llenando la quinta capa, el elemento se encuentra en el periodo 5. Y como falta un electrón para completar la capa más externa, en el grupo 17.

Solution

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta
4. Incorrecto

3. Variación de las propiedades de los elementos

El agrupamiento de los elementos según los valores de sus propiedades experimentales fue el primer criterio de ordenación: densidad, reactividad, puntos de cambio de estado, fórmula del óxido formado, ...

Vas a analizar solamente algunas propiedades, precisamente las más relevantes a la hora de justificar y hacer previsiones sobre la forma de unirse los átomos de los diferentes elementos y sobre el tipo de sustancias formadas.

Como has visto en la historia inicial, el sodio y el cloro son dos elementos extraordinariamente reactivos. ¿Cómo puedes justificarlo basándote en sus estructuras electrónicas? ¿Sucedo lo mismo con el resto de los alcalinos y de los halógenos? Fíjate en las imágenes cómo se conservan los alcalinos para que no reaccionen: litio y sodio sumergidos en un líquido **inerte**, y el resto en **ampollas herméticas**. Los halógenos se encuentran formando moléculas biatómicas, dado lugar a sustancias gaseosas flúor y cloro, líquida el bromo y sólida el yodo.



Imagen 7 Tomihahndorf, Creative commons

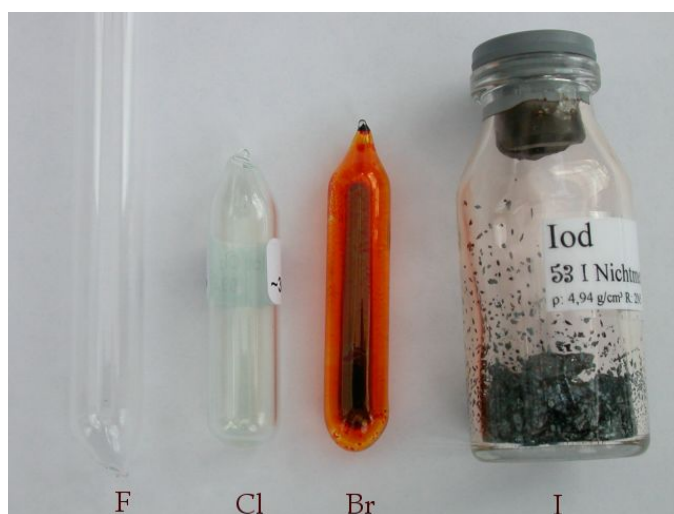


Imagen 8 Tomihahndorf, Creative commons

Importante

La estructura electrónica de los gases nobles

En química, el término noble indica no reactivo. Los gases nobles son gases inertes, no reactivos. Parece ser que tener la capa más externa completa indica estabilidad, situación de energía mínima.

En general, los átomos tienen tendencia a adquirir estructura electrónica de gas noble, ganando, perdiendo o compartiendo electrones: es la conocida **regla del octete** (ocho electrones en la última capa los elementos de los periodos 2º y 3º).

Vas a utilizar el simulador siguiente para obtener información en el resto del tema, al trabajar las propiedades periódicas y al realizar ejercicios sobre ellas. Se trata de una tabla periódica interactiva: al pulsar sobre un elemento, aparece en la parte inferior de la pantalla la información que se tiene sobre él.



Haz clic para habilitar Adobe Flash Player

Simulación 2 [Grupo Lentiscal](#), Uso educativo



Para saber más

Puedes utilizar este simulador para ver: la reactividad, la abundancia en la corteza terrestre, el carácter metálico, el estado físico, el nombre de grupos y la evolución de la cantidad de elementos conocidos.



Haz clic para habilitar Adobe Flash Player

Simulación 3 [Wilkinson](#), Uso educativo

3.1 Radio atómico

¿Pero se puede hablar del radio de los átomos? Ya has visto que no, de acuerdo con el principio de indeterminación: siempre hay una cierta probabilidad de que el último electrón de un átomo se encuentre fuera de la zona límite del 99%, que es la que se representa habitualmente.

Para disponer de una medida del tamaño de los átomos, se hace la suposición de que cuando se unen dos átomos compartiendo electrones (mediante enlace covalente), son dos esferas que quedan superpuestas en parte. Así, cuando se mide la distancia de enlace entre dos átomos de hidrógeno en la molécula de hidrógeno, ese valor es el doble del **radio atómico**.

El radio atómico se define como la mitad de la distancia entre dos núcleos del elemento unidos por enlace covalente puro.

En realidad, un átomo libre es más grande que el mismo átomo unido, ya que sus electrones están más "concentrados" en el espacio cuando están unidos a otro átomo. Por ejemplo, el radio atómico del hidrógeno es de 0,30 angstroms, cuando la distancia a la que es más probable que se encuentre el electrón en el átomo de hidrógeno sin enlazar es de 0,53 angstroms.

Utilizando este método, el radio atómico del H es de 0,30 angstroms y el del Cl de 0,99. Si el método es coherente, la distancia experimental de enlace debe ser de $0,30 + 0,99$ angstroms: la coincidencia de valores es prácticamente total, ya que el valor experimental es de 1,27 angstroms).

De una forma similar se puede definir el radio de los átomos de los metales, a partir de las distancias entre los átomos en las redes metálicas.

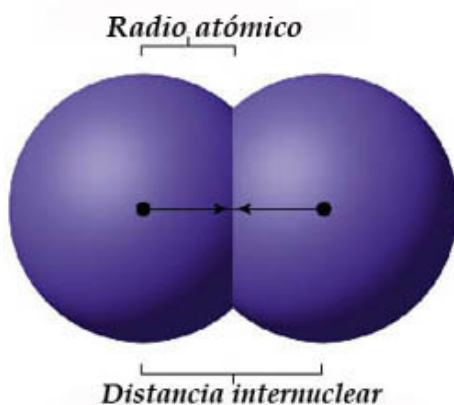


Imagen 9 Elaboración propia

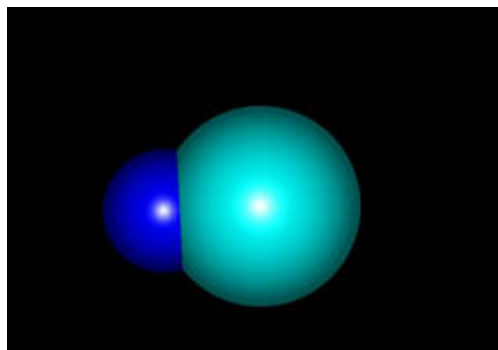


Imagen 10 Elaboración propia

Observa la siguiente imagen. ¿Por qué aumenta la secuencia de radios atómicos de Li, Na, K, Rb y Cs? Los elementos alcalinos tienen todos un electrón en la capa más externa, pero en el litio es la segunda, en el sodio la tercera, en el potasio la cuarta, y así sucesivamente. Como la estructura electrónica es la misma pero en una capa cada vez de mayor tamaño (aumenta el número cuántico principal n !), el átomo va siendo cada vez más grande.

¿Y qué sucede en los periodos? Fíjate en que el tamaño disminuye al ir de litio a flúor, y de sodio a cloro, de potasio a bromo, etc. El electrón que diferencia un átomo de otro (berilio de litio, magnesio de sodio, etc) se coloca en la misma capa y aumenta la carga nuclear, con lo que se produce un **efecto de contracción** de la nube electrónica que justifica la disminución experimental de tamaño.

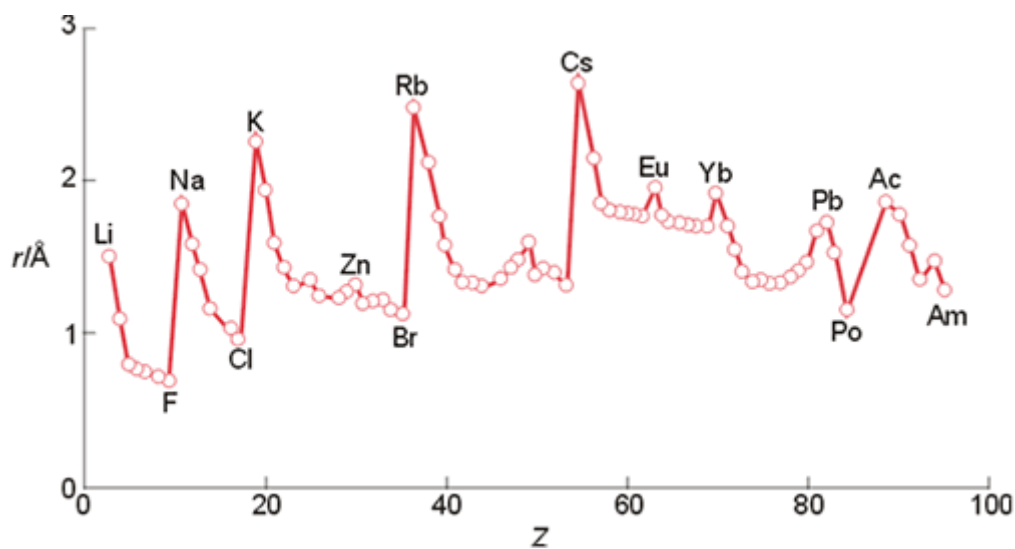


Imagen 11 Elaboración propia

Ejercicio resuelto

¿Por qué no aparecen los gases nobles en la gráfica?

Mostrar retroalimentación

El término noble en Química significa estabilidad, falta de reactividad: metales nobles como oro y platino, y gases como helio, argón, etc. Como los gases nobles no forman enlaces covalentes, es imposible determinar su radio covalente. En el caso de los metales, se determina su radio metálico.

Comprueba lo aprendido triple

Los radios covalentes de flúor, bromo y yodo medidos en angstroms son, respectivamente,

- ☐ 0,64, 1,14 y 1,33.
- ☐ 1,14, 1,33 y 0,64.
- ☐ 1,33, 0,64 y 1,14.
- ☐ 0,64, 1,33 y 1,14.

¡Correcto! Los tres elementos tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa, que va siendo de mayor tamaño al pasar de F a Br y a I.

¡Incorrecto! Los tres elementos tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa, que va siendo de mayor tamaño al pasar de F a Br y a I.

¡Incorrecto! Los tres elementos tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa, que va siendo de mayor tamaño al pasar de F a Br y a I.

¡Incorrecto! Los tres elementos tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa, que va siendo de mayor tamaño al pasar de F a Br y a I.

Solution

1. Opción correcta
2. Incorrecto
3. Incorrecto
4. Incorrecto

3.2 Radio iónico

Hay elementos que forman iones positivos (cationes), perdiendo electrones, mientras que otros los ganan, formando iones negativos (aniones).

En ambos casos, varía la relación entre protones y electrones; es decir, varía la **carga nuclear efectiva**. Por ejemplo, el sodio tiene la estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, con once electrones en total. Forma el ión Na^+ al perder un electrón: la carga nuclear efectiva pasa de ser 11p/11e a ser de 11p/10e, con lo que los electrones están más atraídos y quedan más cerca del núcleo, con lo que el tamaño disminuye.

Al formarse un catión siempre se produce este efecto de aumento de carga nuclear efectiva y disminución de tamaño.

En el caso de los elementos alcalinos, al perder el único electrón que tienen en la capa más externa queda como última capa ocupada la capa anterior, con lo que el tamaño se hace aún menor. Lo mismo sucede con los alcalinotérreos al perder los dos electrones que tienen en su última capa.

Fíjate en la imagen la comparación de tamaños de los átomos y los iones de los elementos alcalinos.

¿Qué sucede con los aniones? Cuando un átomo gana electrones, la carga nuclear efectiva disminuye, con lo que el tamaño siempre aumenta, y más cuantos más electrones gana.

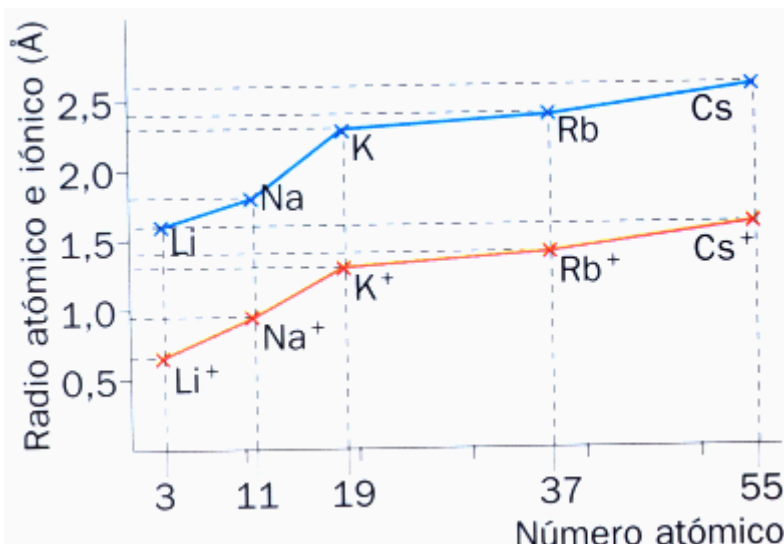


Imagen 12 Grupo Lenticul, Uso educativo

Ejercicio resuelto

Observa la imagen adjunta, en la que se muestran los radios de sodio y flúor, así como los radios de los iones que forman. Justifica esos valores basándote en sus estructuras electrónicas.

Mostrar retroalimentación

La estructura electrónica del flúor es $\text{F}:[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Al perder un electrón, completa la segunda capa electrónica, y la estructura del ión es $\text{Na}^+:[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Por tanto, aumenta la carga nuclear efectiva y el tamaño disminuye, además de quedar ocupada la segunda capa cuando se partía de tener un electrón en la tercera (de 1,86 a 0,95 angstroms).

La estructura electrónica del flúor es $\text{F}:[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Al captar un electrón, completa la segunda capa electrónica, y la estructura del ión es $\text{F}^-:[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Por tanto, disminuye la carga nuclear efectiva y el tamaño aumenta (de 0,64 a 1,36 angstroms).

Además, puedes comparar los radios de los

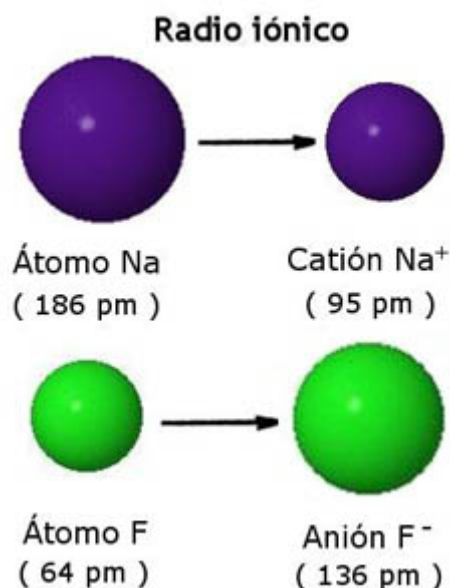


Imagen 13 Elaboración propia

dos iones, que tienen la misma estructura electrónica: si te fijas verás que Na^+ y F^- son isoelectrónicos, es decir, presentan el mismo número de electrones. ¿Por qué es mayor el fluoruro? Porque aunque los dos tienen los mismos electrones y distribuidos de igual forma, el fluor tiene 9 protones en el núcleo mientras que el sodio tiene 11, por lo que el sodio tiene mayor carga nuclear efectiva y menor tamaño iónico.

Reflexiona

En una tabla de datos se dice que los radios de los iones Ti^{2+} y Ti^{3+} son 0,60 y 0,69 angstroms, pero no se indica qué valor corresponde a qué ión. Realiza una asignación razonada de valores.

Mostrar retroalimentación

Como son iones del mismo elemento, la carga nuclear es la misma. Pero para formarse el ión $3+$ se han perdido tres electrones, mientras que han sido solamente dos en el ión $2+$. En este último ión hay un electrón más que en el anterior, por lo que la carga nuclear efectiva es menor, y el tamaño mayor.

En resumen, 0,60 angstroms corresponden al ión Ti^{3+} y 0,69 angstroms al ión Ti^{2+} .

Comprueba lo aprendido tipo

Los iones S^{2-} , Cl^- , K^+ y Ca^{2+} son isoelectrónicos. Es decir, tienen la misma estructura electrónica, la del neon, con las tres primeras capas electrónicas completas. Indica el orden correcto de los radios iónicos:

- ☐ $\text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{K}^+ < \text{Ca}^{2+}$
- ☐ $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{K}^+ > \text{Ca}^{2+}$
- ☐ $\text{S}^{2-} < \text{Cl}^- < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+$
- ☐ $\text{Cl}^- < \text{S}^{2-} < \text{Ca}^{2+} < \text{K}^+$

¡Incorrecto! El menor será el que tenga más protones en el núcleo, ya que la carga nuclear efectiva será mayor. Al disminuir el número atómico, el tamaño irá aumentando.

¡Correcto! El menor será el que tenga más protones en el núcleo, ya que la carga nuclear efectiva será mayor. Al disminuir el número atómico, el tamaño irá aumentando.

¡Incorrecto! El menor será el que tenga más protones en el núcleo, ya que la carga nuclear efectiva será mayor. Al disminuir el número atómico, el tamaño irá aumentando.

nuclear efectiva será mayor. Al disminuir el número atómico, el tamaño irá aumentando.

¡Incorrecto! El menor será el que tenga más protones en el núcleo, ya que la carga nuclear efectiva será mayor. Al disminuir el número atómico, el tamaño irá aumentando.

Solution

1. Incorrecto
2. Opción correcta
3. Incorrecto
4. Incorrecto

3.3 Energía de ionización

La energía de ionización (EI) es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo, que está más débilmente retenido, y convertirlo en un catión monopositivo gaseoso.

Se puede expresar así: $A(g) + EI \rightarrow A^+(g) + e^-$

La energía de ionización es igual en valor absoluto a la energía con que el núcleo atómico mantiene unido al electrón: es la energía necesaria para ionizar al átomo.

Al ser la energía de ionización una medida cuantitativa de la energía de unión del electrón al átomo, la variación de esta magnitud ayuda a comprender las diferencias cualitativas entre estructura electrónicas.

La magnitud de la energía de ionización depende de tres factores fundamentales: estructura electrónica de la última capa, radio atómico y carga nuclear. El factor determinante es la configuración electrónica de la última capa, puesto que cuanto mas estable sea, es decir cuanto más se parezca a la de estructura completa, estructura de gas noble, mayor energía será necesaria para arrancar un electrón.

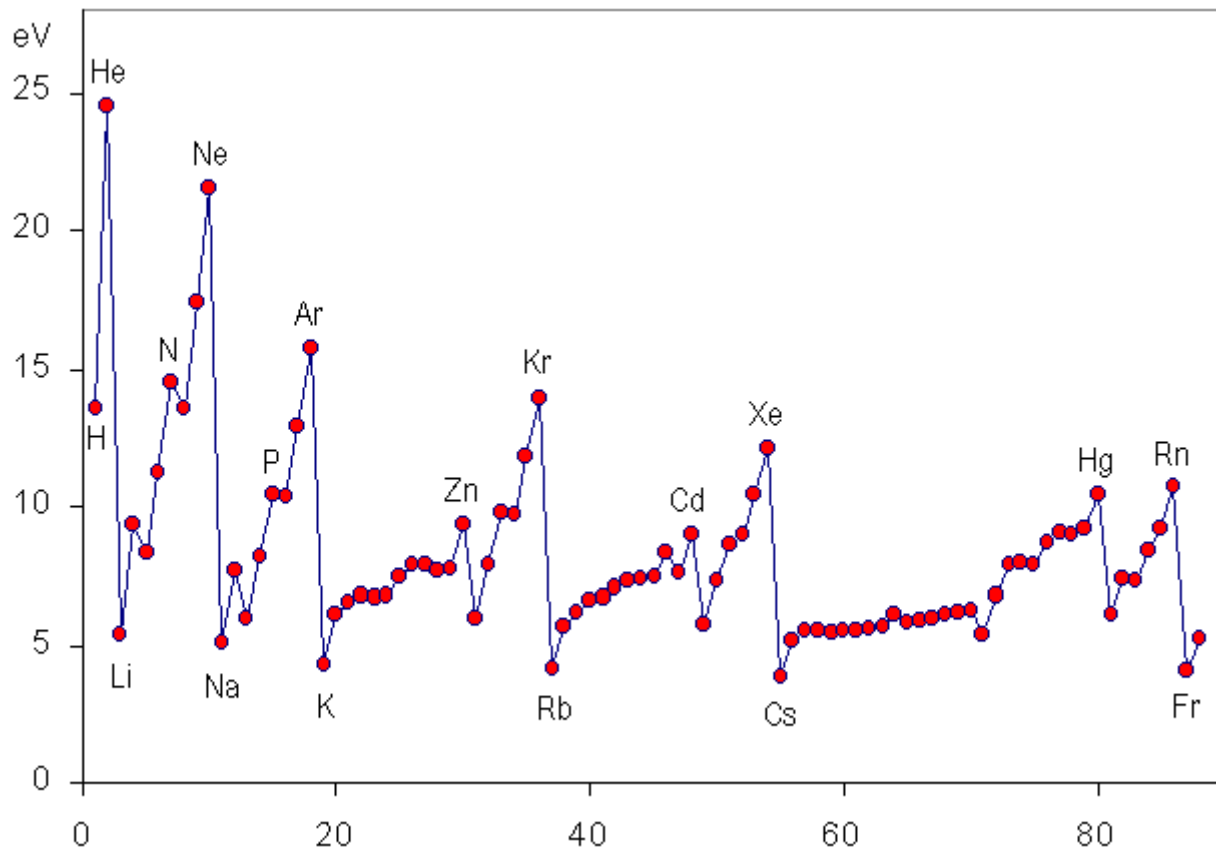
¿Cómo evoluciona esta magnitud en la tabla periódica?

Ya has visto que en los grupos el tamaño de los átomos se hace mayor conforme se baja en la tabla; por tanto, el último electrón está más lejos, y será más fácil arrancarlo.

Sin embargo, el tamaño va disminuyendo conforme se avanza en los periodos, por lo que la energía de ionización debe aumentar.

Otra forma de interpretarlo es considerar que los elementos de la parte izquierda de la tabla tiene pocos electrones en la capa más externa, por lo que será fácil que los pierdan para quedarse con la estructura del gas noble que cierra el periodo anterior: su EI será baja.

Por el contrario, los elementos de la derecha tendrán tendencia a ganar electrones para completar esa capa, adquiriendo estructura del gas noble que cierra el periodo. Por tanto, su EI será alta.



Ejercicio resuelto

¿Qué elementos de cada periodo tienen energía de ionización máxima? ¿Por qué?

Mostrar retroalimentación

Los gases nobles. Se justifica diciendo que tiene la capa más externa completa, lo que le proporciona una estabilidad muy importante y dificulta la extracción de electrones.

Una vez que se ha arrancado un electrón y se ha formado un ión positivo, se puede volver a comunicar energía para arrancar un segundo electrón: es la segunda EI. De forma similar se pueden medir las EI sucesivas tercera, cuarta, quinta, etc. Fíjate en la secuencia de valores para los doce primeros elementos.

Energía de ionización sucesivas / kJ mol^{-1}

| Z | Elemento | Primera | Segunda | Tercera | Cuarta | Quinta | Sexta |
|----|----------|---------|---------|---------|--------|--------|--------|
| 1 | H | 1 312 | | | | | |
| 2 | He | 2 373 | 5 248 | | | | |
| 3 | Li | 520 | 7 300 | 11 808 | | | |
| 4 | Be | 899 | 1 757 | 14 850 | 20 992 | | |
| 5 | B | 801 | 2 430 | 3 660 | 25 000 | 32 800 | |
| 6 | C | 1 086 | 2 350 | 4 620 | 6 220 | 38 000 | 47 232 |
| 7 | N | 1 400 | 2 860 | 4 580 | 7 500 | 9 400 | 53 000 |
| 8 | O | 1 314 | 3 390 | 5 300 | 7 470 | 11 000 | 13 000 |
| 9 | F | 1 680 | 3 370 | 6 050 | 8 400 | 11 000 | 15 200 |
| 10 | Ne | 2 080 | 3 950 | 6 120 | 9 370 | 12 200 | 15 000 |
| 11 | Na | 496 | 4 560 | 6 900 | 9 540 | 13 400 | 16 600 |
| 12 | Mg | 738 | 1 450 | 7 730 | 10 500 | 13 600 | 18 000 |

Las EI sucesivas son cada vez mayores, ya que van quedando menos electrones, con lo que aumenta la carga nuclear efectiva. En algunos casos, el aumento es muy significativo: en el litio la segunda es unas 14 veces la primera, mientras que la tercera es vez y media la segunda; en el berilio, la tercera es unas 9 veces la primera, mientras que la segunda y la cuarta son entre 1,5 y 2 veces la anterior. Observa en qué momento se produce ese notable incremento de EI en boro, carbono, nitrógeno, sodio y magnesio.

¿Cómo se interpretan esos resultados experimentales? Son una prueba del **número de electrones que tiene cada átomo en la capa más externa**: al arrancar un electrón de una capa interior, como es apreciablemente más estable hay que comunicar más energía para conseguirlo.

Para saber más

La energía de ionización en los elementos del segundo periodo

Observa la secuencia de energías de ionización de los elementos del segundo periodo, utilizando tanto la tabla como la gráfica anteriores. Verás que sube de Li (520) a Be (899), baja en el B (801), aumentando en C (1086) y en N (1400); baja otra vez en O (1314) y aumenta en F (1680) y Ne (2080).

(2017), y elementos en 1 (2000) y 10 (2000).

Se interpreta como una prueba del principio de máxima multiplicidad de Hund.

Comprueba lo aprendido Multiple

Las primeras energía de ionización de tres elementos son 520, 1314 y 2080 kJ/mol. Esos tres elementos pueden ser, respectivamente:

- ☐ O, Ne y Li.
- ☐ Ne, Li y O.
- ☐ Li, Ne y O.
- ☐ Li, O y Ne.

iIncorrecto! El Li tiene un solo electrón en la capa más externa y es fácil arrancarlo; el Neon tiene la capa más externa completa y es muy difícil alterarla, mientras que el oxígeno tiene una situación intermedia.

iIncorrecto! El Li tiene un solo electrón en la capa más externa y es fácil arrancarlo; el Neon tiene la capa más externa completa y es muy difícil alterarla, mientras que el oxígeno tiene una situación intermedia.

iIncorrecto! El Li tiene un solo electrón en la capa más externa y es fácil arrancarlo; el Neon tiene la capa más externa completa y es muy difícil alterarla, mientras que el oxígeno tiene una situación intermedia.

iCorrecto! El Li tiene un solo electrón en la capa más externa y es fácil arrancarlo; el Neon tiene la capa más externa completa y es muy difícil alterarla, mientras que el oxígeno tiene una situación intermedia.

Solution

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Incorrecto
4. Opción correcta

3.4 Electronegatividad

La electronegatividad es un concepto químico más bien que una propiedad de los elementos aunque, por supuesto, el valor de dicha magnitud depende de su comportamiento químico.

La electronegatividad (EN) mide la mayor o menor atracción -y, por tanto, desplazamiento- que un átomo ejerce sobre el par de electrones de un enlace con otro átomo.

Al ser un concepto químico no tiene unidades y su valor se realiza a partir de una escala. La escala que más se utiliza es la de Pauling, en la que, de forma arbitraria, el F tiene EN 4,0 y el Cs 0,7.

Ésta es la propiedad relevante en relación con la capacidad de combinación de los átomos y el tipo de enlace que forman.

Fíjate en la imagen para deducir cómo evoluciona la EN. El color rojo indica valores altos de la propiedad, y el amarillo valores bajos. El color gris indica que no hay datos: como los gases nobles no forman enlaces, no se puede determinar EN para ellos.

| Grupo | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|------------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|-----------|-----|
| Periodo | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | H 2.1 | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| 2 | Li 1.0 | Be 1.5 | | | | | | | | | | | B 2.0 | C 2.5 | N 3.0 | O 3.5 | F 4.00 | Ne |
| 3 | Na 0.9 | Mg 1.2 | | | | | | | | | | | Al 1.5 | Si 1.8 | P 2.1 | S 2.5 | Cl 3.0 | Ar |
| 4 | K 0.8 | Ca 1.0 | Sc 1.3 | Ti 1.4 | V 1.6 | Cr 1.6 | Mn 1.5 | Fe 1.8 | Co 1.8 | Ni 1.8 | Cu 1.9 | Zn 1.6 | Ga 1.6 | Ge 1.8 | As 2.0 | Se 2.4 | Br 2.8 | Kr |
| 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 | Xe |
| 6 | Cs 0.7 | Ba 0.9 | * | Hf 1.3 | Ta 1.5 | W 1.70 | 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 | Rn |
| 7 | Fr 0.7 | Ra 0.7 | ** | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | Cn | Uut | Uuq | Uup | Uuh | Uus | Uuo |
| Lantánidos | * | La 1.10 | Ce 1.12 | Pr 1.13 | Nd 1.14 | Pm 1.13 | Sm 1.17 | Eu 1.10 | Gd 1.10 | Tb 1.10 | Dy 1.10 | Ho 1.10 | Er 1.10 | Tm 1.10 | Yb 1.10 | Lu 1.27 | | |
| Actínidos | ** | Ac 1.10 | Th 1.30 | Pa 1.40 | U 1.40 | Np 1.40 | Pu 1.22 | Am 1.30 | Cm 1.30 | Bk 1.30 | Cf 1.30 | Es 1.30 | Fm 1.30 | Md 1.30 | No 1.30 | Lr | | |

Imagen 15 Elaboración propia

Importante

Variación de la electronegatividad

La electronegatividad es máxima para los elementos con gran tendencia a captar electrones, situados en la parte derecha de la tabla, y mayor cuanto menor es la capa en la que se encuentran, debido a su cercanía al núcleo. Es mínima en los elementos con tendencia a perder electrones, situados a la izquierda de la tabla, y menor cuanto más grande es la capa en la que están los electrones, ya que la atracción nuclear es menor.

Comprueba lo aprendido **Últiple**

Indica las afirmaciones ciertas:

- ☐ La electronegatividad de los alcalinotérreos es baja
- ☐ Los halógenos tienen EN alta porque tienen pocos electrones en la capa más externa.
- ☐ Los alcalinos son muy poco electronegativos.
- ☐ La electronegatividad de los gases nobles es cero.

Mostrar retroalimentación

Solution

1. Correcto
2. Incorrecto
3. Correcto
4. Incorrecto

3.5 Carácter metálico

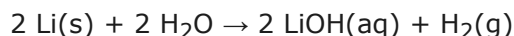
Los metales son los elementos que tienen tendencia a perder electrones, formando iones positivos. Ese proceso se llama oxidación. Por el contrario, los no metales ganan electrones, reduciéndose.

La mayor parte de los elementos conocidos son metales, y se conocen desde la antigüedad: hierro, cobre, oro, plata, etc.

¿Dónde están los metales en la tabla periódica? En la parte izquierda, mientras que los no metales se encuentran a la derecha. Los gases nobles no tienen carácter metálico o no metálico.

Los elementos son más reactivos cuanto más metálicos o más no metálicos son, ya que entonces tienen más tendencia a transferir electrones, oxidándose en unos casos y reduciéndose en otros.

Fíjate en la violencia de la reacción del litio con agua, formándose hidróxido de litio en disolución y desprendiéndose hidrógeno según indica la ecuación del proceso



Importante

Carácter metálico y electronegatividad

Los metales son elementos con electronegatividad baja, mientras que los no metales tienen electronegatividad alta.

Semimetales

Hay un conjunto de elementos que tienen electronegatividades intermedias y que presentan características tanto de metales como de no metales. Estos elementos se conocen como semimetales o metaloides (en rojo en la tabla de la imagen).

El más típico es el silicio, que tiene una conductividad de la corriente eléctrica próxima a la de los metales (toda la moderna tecnología electrónica se basa en circuitos integrados de silicio). Aunque no hay un consenso generalizado sobre cuáles son los semimetales, en la imagen puedes ver una de las clasificaciones más habituales.



Haz clic para habilitar Adobe Flash Player

Vídeo 2 [Nuclearrabbit](#), Uso libre

| Grupo | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|------------|---------|----|-------------|----|----|----|----|------------|----|----|----|----|--------------|-----|-----|-----|-----|-----|
| Período | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 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 | * | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | ** | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Ds | Rg | Cn | Uut | Uuq | Uup | Uuh | Uus | Uuo |
| Lantánidos | * | La | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | | |
| Actínidos | ** | Ac | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr | | |
| | Metales | | Semimetales | | | | | No metales | | | | | Gases nobles | | | | | |

Imagen 16 Elaboración propia

Ejercicio resuelto

El grupo 14 es muy especial: tiene un no metal típico como el carbono, los dos semimetales más característicos, silicio y germanio, y dos metales como estaño y plomo. ¿Cómo puedes justificar que en el mismo grupo coexistan los tres tipos de elementos?

Mostrar retroalimentación

Al bajar en la tabla, aunque la estructura electrónica en la capa más externa sea similar, los electrones se colocan más lejos del núcleo, con lo que va resultando más fácil perderlos. Por esa razón, el carbono tiene más tendencia a captar electrones, mientras que en el plomo domina la tendencia a perderlos: el carbono es un no metal y el plomo es un metal. El carácter metálico va aumentando desde el silicio, pasando por el germanio y el estaño.

Comprueba lo aprendido Últiple

Señala las afirmaciones verdaderas:

- ☐ Los no metales tienen tendencia a oxidarse.
- ☐ Si un elemento se reduce con facilidad, es no metálico.
- ☐ Los no metales se encuentran a la izquierda de la tabla periódica.
- ☐ Cuanto más abajo se encuentre un elemento en la tabla periódica, menor será su electronegatividad.

Mostrar retroalimentación

Solution

1. Incorrecto
2. Correcto
3. Incorrecto
4. Correcto

3.6 Número de oxidación

Los átomos tienden a combinarse formando sustancias, simples (formadas por átomos iguales) o compuestas (en las que hay átomos o iones de elementos diferentes). Esa capacidad de combinación ha venido medida tradicionalmente por la **valencia**, que se indicaba en números romanos: valencia II significaba que los átomos del elemento formaban dos enlaces.

Actualmente, se utiliza el **número de oxidación**. Si en la sustancia hay iones monoatómicos (Fe^{2+} , O^{2-}), el número de oxidación es la carga real de cada ión, pudiendo ser positiva o negativa, según pierda o gane electrones al formarse la sustancia. En el ejemplo anterior, el hierro tiene un número de oxidación de +2, mientras que el del oxígeno es -2.

Si no se forman iones, el número de oxidación es la carga que tendría cada uno de los átomos unidos si se hubiesen formado iones. Su signo depende de las electronegatividades relativas de los átomos unidos: el más electronegativo tiene número de oxidación negativo, porque atrae más a los electrones de enlace. Por ejemplo, en el H_2O el número de oxidación del H es +1 y el del O es -2 (aunque no son iones que tengan esa carga).

En la tabla periódica de la simulación 2 puedes ver los números de oxidación de todos los elementos. Observa que se indica valencia en lugar de número de oxidación.

Números de oxidación más habituales

El número de oxidación de un elemento en una sustancia depende de la estructura electrónica de los átomos del elemento.

Fíjate en los alcalinos: como has visto, tienen tendencia perder un electrón, para quedarse con su capa más externa completa, formando iones monopositivos. Por tanto su número de oxidación es +1. Por la misma razón, en todos los alcalinotérreos es +2.

En los halógenos, el número de oxidación debe ser -1, ya que ganan un electrón para completar su capa electrónica más externa. Sin embargo, fíjate en que en cloro, bromo y yodo se indica también +1, +3, +5 y +7. Al estudiar el enlace químico sabrás la razón.

De momento, observa la imagen siguiente, en la que aparecen los números de oxidación de los elementos de transición. Fíjate en que no siguen ninguna regla. Por ejemplo, Cu, Ag y Au están en el grupo 11, pero el Cu tiene números de oxidación +1 y +2, la Ag +1 y el Au +1 y +3.

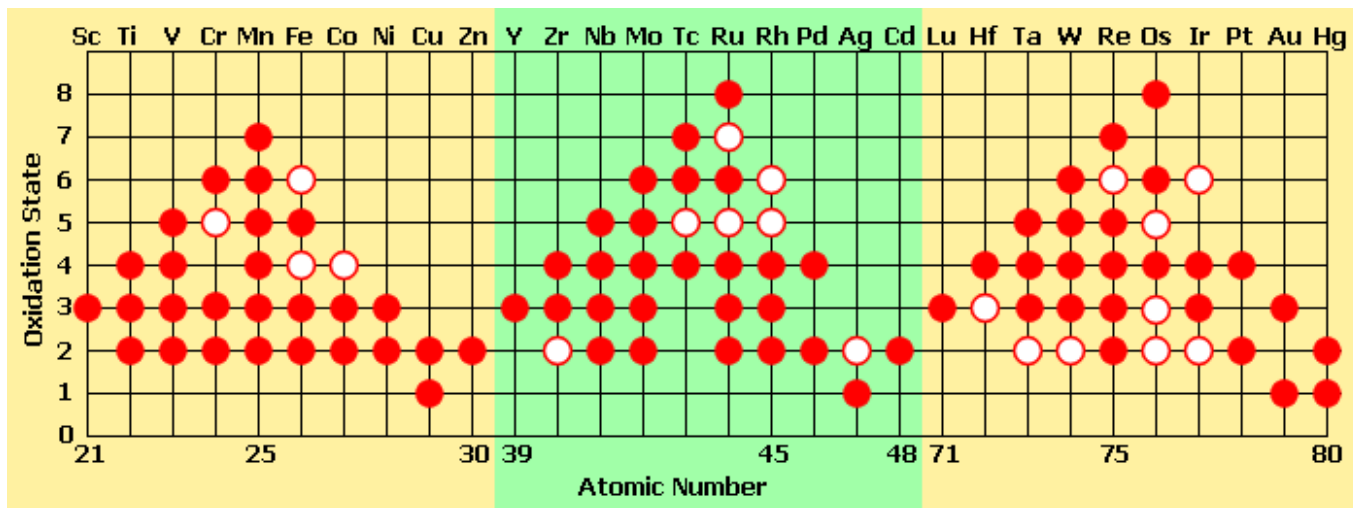


Imagen 17 Felix Wan, Creative commons

Reflexiona

El oxígeno forma óxidos, siendo -2 su número de oxidación. Justifica ese hecho.

Mostrar retroalimentación

La estructura electrónica del oxígeno es O: $1s^2 2s^2 2p^4$. Cuando gana dos electrones, completa su capa más externa, formando un ión con carga -2. Por tanto, su número de oxidación es -2.



Importante

Criterio de ordenación de elementos

El criterio de ordenación de elementos en la tabla periódica actual es el orden creciente de número atómico, de izquierda a derecha y de arriba a abajo debajo de manera que en la misma columna (grupo o familia) queden dispuestos los elementos con propiedades químicas parecidas.



Importante

Grupos, periodos y configuración electrónica

- Dentro de un mismo grupo todos los elementos tienen la misma configuración electrónica en su última capa (conocida como capa de valencia), en la que tienen tantos electrones como el número del grupo en que se encuentran.
- En los elementos de un mismo periodo el último electrón está situado en la misma capa, que corresponde al número de periodo. Puedes comprobarlo utilizando cualquiera de los simuladores disponibles.



Importante

La estructura electrónica de los gases nobles

En química, el término noble indica no reactivo. Los gases nobles son gases inertes, no reactivos. Parece ser que tener la capa más externa completa indica estabilidad, situación de energía mínima.

En general, los átomos tienen tendencia a adquirir estructura electrónica de gas noble, ganando, perdiendo o compartiendo electrones: es la conocida **regla del**

octete (ocho electrones en la última capa los elementos de los periodos 2º y 3º).



Importante

Variación de la electronegatividad

La electronegatividad es máxima para los elementos con gran tendencia a captar electrones, situados en la parte derecha de la tabla, y mayor cuanto menor es la capa en la que se encuentran, debido a su cercanía al núcleo. Es mínima en los elementos con tendencia a perder electrones, situados a la izquierda de la tabla, y menor cuanto más grande es la capa en la que están los electrones, ya que la atracción nuclear es menor.



Importante

Carácter metálico y electronegatividad

Los metales son elementos con electronegatividad baja, mientras que los no metales tienen electronegatividad alta.

