



PAC
Preparación Acceso a
CFGS
Química

Estructura atómica. Enlaces:
El sistema periódico

1. Estructura de la tabla periódica

Curiosidad

El año 2019 fue declarado por la Asamblea General de las Naciones Unidas el Año Internacional de la Tabla Periódica.

Según define la UNESCO: *"la celebración de un Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos en 2019 es una forma de reconocer la función crucial que desempeñan las ciencias fundamentales, y especialmente la química y la física, a la hora de aportar soluciones a muchos de los desafíos que afrontan los Estados Miembros para aplicar la Agenda 2030 de las Naciones Unidas para el Desarrollo Sostenible."*

Aquí tienes la [página oficial conmemorativa](#).

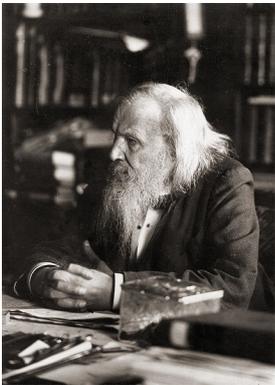


Imagen en
Wikipedia. Dominio
Público

Elementos químicos como el oro, la plata o el cobre eran ya conocidos desde la antigüedad, pero con el desarrollo de la ciencia y las técnicas **empíricas** comenzaron a conocerse cada vez más elementos.

La existencia de elementos químicos con propiedades muy similares parecía señalar una cierta clasificación interna, un orden que permitiera agruparlos.

Un primer intento fue realizado por **John Newlands**, en 1863, que distribuyó los 56 elementos conocidos en su época según sus propiedades químicas en 11 grupos, según la denominada "*ley de las octavas*", que nunca contó con la aceptación de sus contemporáneos. Fue **Dmitri Mendeléyev**, químico ruso, quien en 1869 propuso una tabla muy parecida a la que utilizamos hoy

en día.

Mendeleev ordenó los elementos en una tabla según su peso atómico. Para ello situó en una misma columna aquellos que tenían propiedades comunes, tal y como había hecho Newlands previamente, pero introdujo dos innovaciones fundamentales:

1. Consideró prevalente el criterio de propiedades comunes antes que el de masa atómica creciente, lo que dio lugar a que algunos elementos alteraran sus posiciones.
2. Predijo la existencia de algunos elementos desconocidos (concretamente ocho), que encajaban en los huecos de su tabla, y que

intuyó correspondían a elementos aún no descubiertos.

Por esta y otras razones, se considera a Mendeléyev el padre de la tabla periódica.

En las dos imágenes que se muestran a continuación puedes observar a la izquierda la primera versión de la tabla de Mendeléyev y a la derecha su versión mejorada (la primera en inglés). Puedes pulsar sobre ellas para ver una imagen a mayor tamaño.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

<p>H = 1</p> <p>Be = 9, Mg = 24 Zn = 65,2 Cd = 112</p> <p>B = 11 Al = 27,1 ? = 68 Ur = 116 Au = 197?</p> <p>C = 12 Si = 28 ? = 70 Sn = 118</p> <p>N = 14 P = 31 As = 75 Sb = 122 Bi = 210?</p> <p>O = 16 S = 32 Se = 79,4 Te = 128?</p> <p>F = 19 Cl = 35,5 Br = 80 I = 127</p> <p>Li = 7 Na = 23 K = 39 Rb = 85,4 Cs = 133 Tl = 204.</p> <p>Ca = 40 Sr = 87,6 Ba = 137 Pb = 207.</p> <p>? = 45 Ce = 92</p> <p>? Er = 56 La = 94</p> <p>? Yt = 60 Di = 95</p> <p>? In = 75,6 Th = 118?</p>	<p>Ti = 50 Zr = 90 ? = 180.</p> <p>V = 51 Nb = 94 Ta = 182.</p> <p>Cr = 52 Mo = 96 W = 186.</p> <p>Mn = 55 Rh = 104,4 Pt = 197,1.</p> <p>Fe = 56 Rn = 104,4 Ir = 198.</p> <p>Ni = 59 Co = 59 Pl = 106,6 O = 199.</p> <p>Cu = 63,4 Ag = 108 Hg = 200.</p>
---	---

Д. Менделѣевъ

THE PERIODICITY OF THE ELEMENTS

The Elements	Their Properties in the Free State	The Composition of the Hydrates	Atomic Weights	The Composition of the Salts	The Properties of the Salts	Atomic Weight or Valence
<i>t</i>	<i>a</i>	<i>d</i>	<i>Δ</i>	<i>R</i>	<i>A</i>	<i>v</i>
Hydrogen	< 1000	< 1000	1	H	1	1
Lithium	1000	1000	7	Li	7	1
Sodium	1000	1000	23	Na	23	1
Potassium	1000	1000	39	K	39	1
Calcium	1000	1000	40	Ca	40	2
Strontium	1000	1000	87	Sr	87	2
Baryum	1000	1000	137	Ba	137	2
Aluminum	1000	1000	27	Al	27	3
Gallium	1000	1000	70	Ga	70	3
Indium	1000	1000	75	In	75	3
Thallium	1000	1000	204	Tl	204	3
Lead	1000	1000	207	Pb	207	4
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	63	Cu	63	2
Platinum	1000	1000	195	Pt	195	2
Mercury	1000	1000	200	Hg	200	2
Gold	1000	1000	197	Au	197	1
Silver	1000	1000	108	Ag	108	1
Copper	1000	1000	6			

Mendeleev ordenó los elementos en orden creciente de su peso atómico (A).

Al ordenar los elementos encontró que algunas propiedades se repetían periódicamente.

Verdadero Falso

Verdadero

Efectivamente, algunas propiedades se repetían periódicamente, lo que constituye un gran argumento a favor de su tabla.

Mendeleev predijo la existencia de elementos aún no descubiertos.

Verdadero Falso

Verdadero

Cierto, dejó huecos en su tabla que correspondían a elementos que posteriormente fueron descubiertos.

En este primer apartado estudiarás cómo se organizan los elementos en la tabla, y el porqué de esta clasificación. También aprenderás en el siguiente apartado que, independientemente de si conoces o no un elemento, podrás ser capaz de predecir algunas de sus propiedades de forma muy sencilla: su tamaño relativo, etc... Son las conocidas como propiedades periódicas.

Tabla Periódica de los Elementos

■ Alcalinos ■ Actínidos C Solid
■ Alcalinotérreos ■ Metales del bloque p Br Liquid
■ Metales de transición ■ No metales H Gas
■ Lantánidos ■ Gases nobles Tc Synthetic

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

Imagen de Michael Dayah. Permiso uso no lucrativo

Por si te parece un poco aburrida, debes saber que existen otras versiones, diferentes en la forma pero iguales en el fondo, como las que puedes ver a continuación.

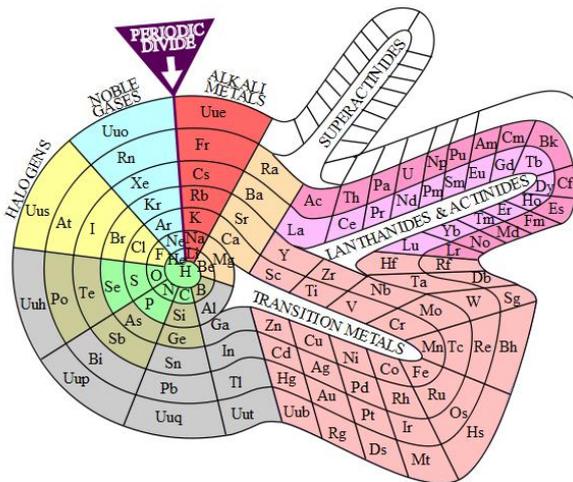


Imagen de Mardeg en Wikimedia. CC

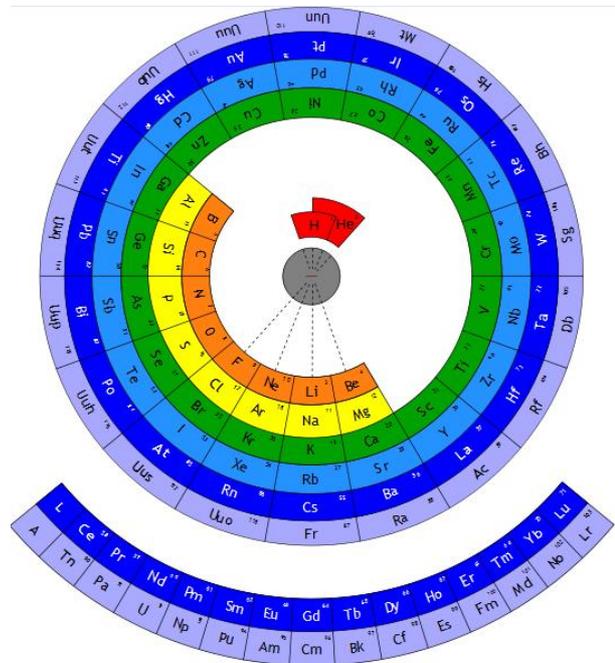


Imagen de Cbuckley en Wikimedia. CC

La unión internacional de Química pura y aplicada (IUPAC) admitió oficialmente en el año 2016 la existencia de 118 elementos: 92 naturales y 26 sintetizados en el laboratorio.

¡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.

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.



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 Rio descubrió en Méjico el vanadio (aunque recibió este nombre 30 años después).

1.1 Clasificación de los elementos

Importante

En la tabla periódica los elementos están colocados secuencialmente, esto es, por **orden creciente de su número atómico**. Además, elementos con comportamiento químico similar se sitúan en la misma columna.

Las filas y columnas de la tabla periódica de los elementos reciben un nombre específico con el que nos referiremos siempre a ellos:

- **Grupos:** son las columnas verticales de la tabla. Reciben este nombre por agrupar elementos de propiedades químicas similares.
- **Periodos:** son las filas horizontales de la tabla. Dentro de un periodo, los elementos están ordenados por número atómico creciente.

Como puedes observar, en la tabla existen un total de 18 grupos y 7 periodos:

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
	57* La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
	89** Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

Imagen de Maven Wikimedia. CC

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.

A la hora de clasificar los elementos en grupos y periodos es fundamental conocer su configuración electrónica, que ya has estudiado en el tema anterior. Lo veremos a continuación con más profundidad.

1.2 Grupos

Ya se ha indicado que en un mismo **grupo** se sitúan elementos químicos de propiedades similares, pero ¿por qué esta semejanza en las propiedades?

Fíjate en la configuración electrónica de los tres primeros elementos del grupo 2:

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica
Berilio	Be	4	$1s^2 2s^2$
Magnesio	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Calcio	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

¿Observas algo en común en todos ellas? Resulta evidente que todos ellos tienen la misma configuración electrónica en su nivel más externo. Concretamente, en este caso, dos electrones en el subnivel s. De hecho, la configuración de su capa de valencia es del tipo ns^2 . El hecho de compartir esta configuración hace que, a la hora de formar enlaces y reaccionar con otras sustancias, tengan un comportamiento químico similar.

Esta característica es generalizable a todos los grupos de la tabla periódica:

Importante

Los elementos de un mismo grupo de la tabla periódica tienen la misma configuración electrónica en su nivel de energía más externo. Esta similitud provoca que todos ellos, así como sus compuestos, tengan propiedades químicas similares.

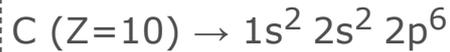
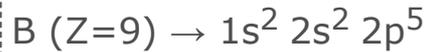
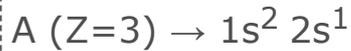
Así, los elementos de la tabla periódica pueden clasificarse en función de su configuración electrónica, en lo que se conoce como **bloques**:

atómicos 3, 9, 10, 19, 36 respectivamente.

a) ¿Pertenece algunos de ellos al mismo grupo?

Mostrar retroalimentación

Dos elementos pertenecen al mismo grupo cuando tienen la misma configuración electrónica en la capa más externa; por lo tanto, será necesario en primer lugar escribir sus configuraciones electrónicas:



A la vista de sus configuraciones electrónicas, podemos afirmar que **A** y **D** pertenecen al mismo grupo, al igual que **C** y **E**, ya que sus últimos electrones están situados en orbitales del mismo tipo, aunque de capas distintas.

b) ¿Cuál o cuáles pertenecen al grupo 18?

Mostrar retroalimentación

El grupo 18 corresponde a una configuración electrónica externa del tipo np^6 ; por tanto, los elementos **C** y **E** pertenecerán a dicho grupo.

Entre los 18 grupos que forman la tabla periódica, algunos reciben nombres especiales por su importancia. Entre ellos cabe destacar:

- **Alcalinos** (Grupo 1). La configuración electrónica de su última capa es ns^1 . Por ello, pierden fácilmente un electrón para tener completa su última capa. Por ello son metales que tienen un número de oxidación **+1**, son muy reactivos, formando iones, y no se encuentran en estado puro en la naturaleza.

- **Alcalinotérreos** (Grupo 2). En ellos la configuración electrónica de su última capa es ns^2 . Son metales con número de oxidación **+2**, ya que pierden fácilmente estos dos electrones. Son reactivos, pero menos que los alcalinos, formando iones.

- **Halógenos** (Grupo 17). Reciben este nombre del griego "*Generadores de sales*". La configuración electrónica de su última capa es del tipo **np⁵**, por lo que son elementos no metálicos que ganan fácilmente un electrón para completar su última capa, formando iones negativos del tipo **X⁻¹**. Reaccionan fácilmente con los alcalinos y alcalinotérreos para dar lugar a sales binarias y en la naturaleza los más ligeros forman moléculas diatómicas.

- **Gases nobles** (Grupo 18). Tienen todas sus capas completas, siendo su configuración electrónica del tipo **np⁶** (con la excepción del Helio, que no tiene capa tipo p). Como no tienen tendencia a reaccionar, son inertes y permanecen en estado gaseoso, por lo que se les llama gases nobles.

1.3 Periodos

A diferencia de lo que ocurre con los grupos, los elementos de un mismo periodo no comparten, en general, propiedades químicas similares.

Los periodos son las filas horizontales de la tabla periódica. Los elementos situados en un mismo periodo tienen sus electrones de valencia en el mismo nivel de energía. Concretamente, cada periodo comienza con un alcalino y termina con un gas noble, momento en el que ha completado la capacidad electrónica del nivel.

Existen 7 periodos, detallados en la siguiente imagen:

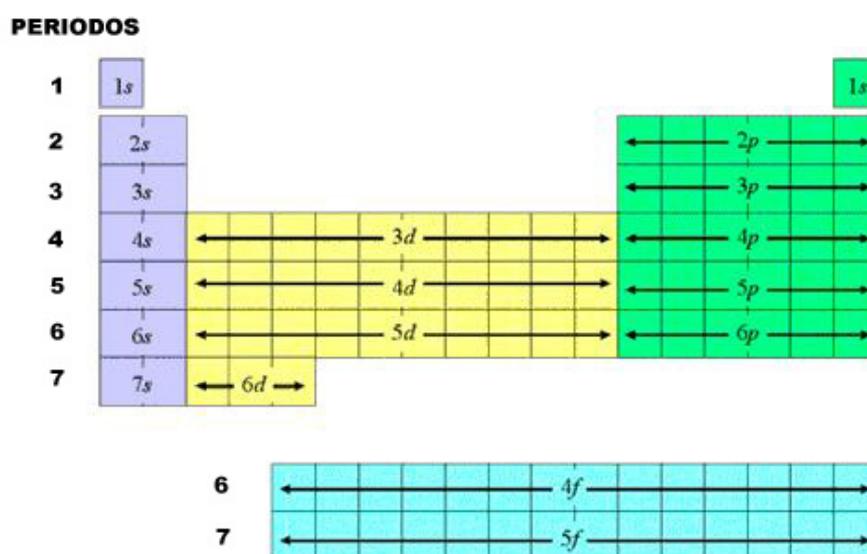


Imagen de elaboración Propia

Fíjate en que los elementos de los dos grupos de la izquierda tienen el último electrón situado en un orbital del tipo s, que coincide con el número del periodo (el elemento situado en el grupo 1 y en el periodo 3, en el orbital 3s).

La zona derecha corresponde a 6 grupos en los que el último electrón está en orbitales np, siendo n el número del periodo. En la zona central el último electrón está en orbitales (n-1)d, y en la zona de fuera de la tabla, en (n-2)f.

Puedes ver como los periodos 6 y 7 están divididos en dos partes; en realidad deberían mostrarse juntos, según puedes observar en la imagen a la derecha, pero para simplificar la división en grupos y periodos suele representarse de esta forma.

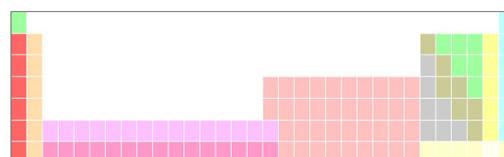


Imagen de Maveric149 en Wikimedia. CC

Como puedes observar, el número de electrones presentes en cada periodo es función del número de electrones que caben en cada nivel energético, pudiendo distinguirse cuatro tipos diferentes de periodos:

1. **Periodo muy corto (Periodo 1)**. Correspondiente al nivel de energía principal, $n=1$, contiene 2 elementos.
2. **Periodos cortos (Periodos 2 y 3)**. Niveles $n=2$ y $n=3$, contienen 8 elementos
3. **Periodos largos (Periodos 4 y 5)**. Niveles $n=4$ y $n=5$, donde se sitúan también los orbitales $3d$ y $4d$ respectivamente, dando una capacidad de 18 elementos.
4. **Periodos muy largos (Periodos 6 y 7)**. Niveles $n=6$ y $n=7$. Se añaden los orbitales $4f$ y $5d$, dando lugar a una capacidad total de 32 elementos.

Ejercicio resuelto

Indica en qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuyos últimos niveles energéticos son:

a) $6s^2$

Mostrar retroalimentación

Al tratarse su último electrón del tipo ns^2 pertenecerá al **grupo 2**, de los alcalinotérreos.

Por otra parte, dado que la capa de este electrón es del tipo $6s$, se tratará del **sexto periodo**.

Se trata por tanto del Bario (Ba).

b) $3s^2 3p^4$

Mostrar retroalimentación

Al tratarse su último electrón del tipo np^4 pertenecerá al **grupo 16**.

Por otra parte, dado que la capa de este electrón es del tipo $3p$, se tratará del **tercer periodo**.

Se trata por tanto del Azufre (S).

c) $4s^2 3d^1$

Mostrar retroalimentación

Al tratarse su último electrón del tipo nd^1 pertenecerá al **grupo 3**.

Por otra parte, dado que la capa de este electrón es del tipo 3d, se tratará del **cuarto periodo**.

Se trata por tanto del Escandio (Sc).

2. Propiedades periódicas

Aunque seguro que tienes una idea clara de lo que es la tabla periódica y cuál es su estructura, todavía no ves la utilidad de esta clasificación. Este va a ser el objetivo de esta segunda parte: en ella vas a ver la principal capacidad de la tabla periódica, ya que a partir de ella es posible predecir las propiedades químicas de un elemento en función de su ubicación en la tabla, así como su comportamiento químico.

Concretamente, las propiedades que vas a estudiar varían tanto cuando nos desplazamos dentro de un grupo como cuando lo hacemos a través de un periodo. Todas ellas tienen gran importancia, ya que ayudan a explicar la tendencia que tienen los elementos químicos a la hora de formar enlaces.

Vas a estudiar cinco propiedades periódicas: el volumen atómico, la energía de ionización, la afinidad electrónica, el carácter metálico y la electronegatividad.

Para saber más

Reactividad

La reactividad es una propiedad que indica la tendencia de un elemento o compuesto para participar en una reacción química con otros reactivos.

Se trata de una propiedad periódica que tiene mucho que ver con la tendencia que tienen los átomos a unirse con otros átomos, ya que las reacciones químicas consisten básicamente en la ruptura y formación de nuevos enlaces entre los átomos de las especies participantes. Así, cuanto mayor sea esa tendencia, más reactivo será el elemento.

Puedes observar esta variación en la reactividad en un grupo representativo: los alcalinos. Cuando un metal alcalino se introduce en agua, se produce una reacción más que espectacular, explosiva. La magnitud de ésta va creciendo conforme nos desplazamos por el grupo debido al aumento de la reactividad, como puedes ver en el vídeo:



[Video](#) de Lithium alojado en YouTube



[VÍdeo](#) de scientist303 alojado en youtube

2.1 Tamaño de los átomos e iones

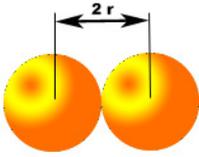


Imagen de elaboración propia

El tamaño exacto de un átomo es muy complejo de determinar, pues realmente se corresponde con la distancia al núcleo de los electrones de la capa de valencia, algo muy difícil de medir ya que los electrones están en continuo movimiento. Por ello se ha tomado el convenio de determinar el tamaño de un átomo a partir de su radio atómico, definido como **la mitad de la distancia que separa los**

núcleos de dos átomos iguales enlazados, tal y como se muestra en la imagen.

Importante

El **radio atómico** es una propiedad periódica que varía de la siguiente forma:

En un grupo: dado que el radio atómico depende de la distancia al núcleo del electrón más externo, éste aumenta con el número atómico (Z). Como al descender en un grupo Z aumenta, el radio atómico es mayor. Además esta variación se ve reforzada puesto que con valores mayores de Z , al aumentar el número de capas electrónicas, la atracción del núcleo queda **apantallada** y los electrones externos se ven menos atraídos, alejándose más y provocando un aumento en el radio atómico. Así pues, **el radio atómico aumenta conforme descendemos en un grupo.**

En un periodo: el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico, pues aunque el último electrón se encuentre en el mismo nivel energético (capa), el núcleo tiene un protón más, de forma que lo atrae con más fuerza. Por tanto, **el radio atómico disminuye conforme avanzamos en un periodo.**

En resumen, la variación del radio atómico referida a la posición en la tabla periódica puede observarse en la siguiente imagen, donde la flecha indica el aumento del radio:



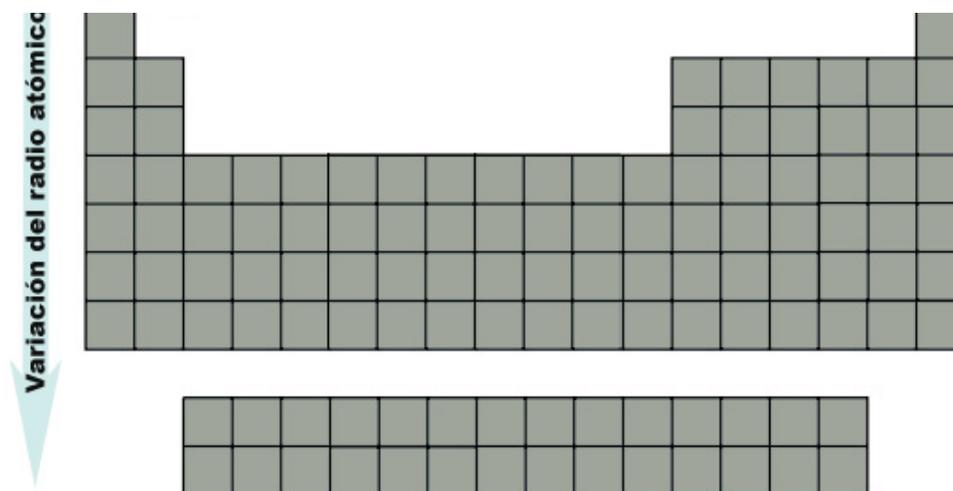


Imagen de elaboración propia

Reflexiona

Ordena según su tamaño los átomos siguientes:

N, Be, C, He, F

Mostrar retroalimentación

Todos estos elementos pertenecen al segundo periodo, excepto el helio que pertenece al primero.

El helio es el elemento con menor radio atómico. El resto siguen la tendencia natural dentro de un periodo donde, como se ha visto, el radio atómico disminuye conforme nos desplazamos a través de él. Así, el menor será el flúor, seguido del nitrógeno, del carbono y finalmente del berilio. La ordenación por radio atómico creciente será la siguiente:



En el siguiente [sitio web](#) puedes observar visualmente cómo es el tamaño relativo de los átomos, incluso en 3D.

El tamaño de los iones

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.

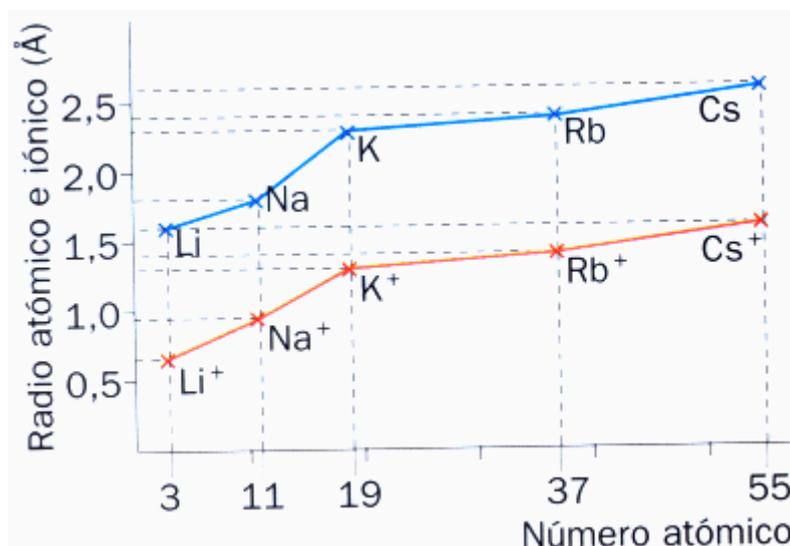


Imagen de Grupo Lenticcal, Uso educativo

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

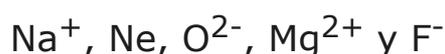
En el caso de los elementos alcalinos, al perder el único electrón que tienen en la capa más externa queda como última capa ocupada la capa anterior, con lo que el tamaño se hace aún menor. Lo mismo sucede con los alcalinotérreos al perder los dos electrones que tienen en su última capa.

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.

Reflexiona

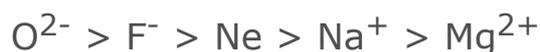
Ordena en función de su tamaño las siguientes especies químicas:



Mostrar retroalimentación

Las cinco especies químicas son isoelectrónicas, esto es, todas ellas tienen el mismo número de electrones e igual configuración electrónica, concretamente $1s^2 2s^2 2p^6$. Por lo tanto, el radio será tanto menor cuanto mayor sea la

carga nuclear. Así los cationes serán menores que el átomo neutro y éste menor que los aniones, ordenándose como sigue:



Comprueba lo aprendido triple

Los iones S^{2-} , Cl^{-} , K^{+} y Ca^{2+} son isoelectrónicos. Es decir, tienen la misma estructura electrónica, la del neón, 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.

¡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.

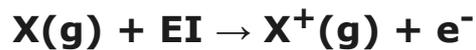
Solución

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

2.2 Energía de ionización

Importante

La **energía de ionización** de un elemento químico es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de la corteza de un átomo de este elemento en estado gaseoso, dando lugar a su catión aislado. Suele denotarse como EI. Para un elemento genérico X sería:



En átomos polielectrónicos puede definirse la segunda, tercera, cuarta,... energías de ionización como las necesarias para arrancar un segundo, tercer, cuarto,... electrón más alejado del núcleo.

Importante

La **energía de ionización** es una propiedad periódica que varía de la siguiente forma:

- **En un grupo:** los átomos tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa. Pero como la capa va siendo cada vez más grande, los electrones están más lejos del núcleo y menos atraídos, por lo que se pueden arrancar con mayor facilidad. El tamaño del átomo aumenta al hacerlo el número de capas electrónicas; también lo hace la atracción nuclear, al aumentar el número de protones en el núcleo, pero en menor medida debido al apantallamiento de las capas interiores, razón por la cual **la energía de ionización disminuye al descender en un grupo.**

- **En un periodo:** en este caso según hemos visto el radio atómico disminuye al avanzar en un periodo, al aumentar el número de protones con el número atómico. Por ello los electrones se ven atraídos con más fuerza y es necesaria mayor energía para arrancar el electrón más externo. En

consecuencia, **la energía de ionización aumenta al desplazarnos a lo largo de un periodo.**

Una consecuencia de este comportamiento es el alto valor de la energía de ionización de los gases nobles, que es una de las razones por las que son **inertes**, así como de la gran reactividad de los metales alcalinos y alcalinotérreos.

En resumen, la variación de la energía de ionización referida a la posición en la tabla periódica puede observarse en la siguiente imagen, donde la flecha indica el aumento de la energía de ionización:

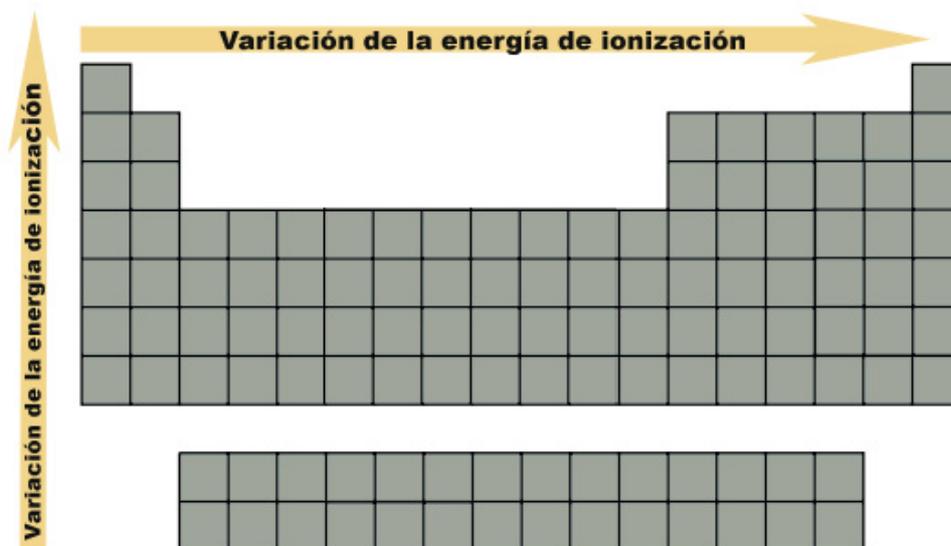


Imagen de elaboración propia

Reflexiona

La energía de ionización del magnesio (Mg) es mayor que la del calcio (Ca).

¿Qué significa esta afirmación? ¿Podrías explicar por qué ocurre así?

Mostrar retroalimentación

Que la energía de ionización del magnesio sea mayor que la del calcio significa que es necesario suministrar mayor energía para arrancar el último electrón del átomo de magnesio que para hacerlo con el del calcio.

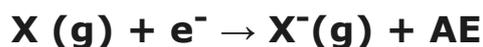
Esto se explica porque, al tener una capa más, el último electrón del calcio está más alejado del núcleo, se ve atraído más débilmente y resulta más sencillo arrancarlo (hay que

mas debilmente y resulta mas sencillo arrancarlo (hay que comunicar menos energía).

2.3 Afinidad electrónica

Importante

La **afinidad electrónica** de un elemento químico es la energía absorbida o liberada por un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón, convirtiéndose en un anión. Suele denotarse como AE. Para un elemento genérico X sería:



Existirán afinidades electrónicas negativas (energía desprendida) o positivas (energía absorbida).

Importante

La **afinidad electrónica** (o electroafinidad) es una propiedad periódica que sigue la variación propia de la energía de ionización, ya que si un átomo tiene baja energía de ionización es que cede fácilmente el electrón y por tanto no tiende a ganarlo, siendo así su afinidad electrónica baja (en valor absoluto). Por el contrario, si la EI es alta, el átomo no tendrá tendencia a perder electrones y sí a ganarlos teniendo por tanto una AE alta (valor absoluto). Por tanto:

En un periodo: como el radio atómico disminuye al avanzar en un periodo, los electrones se ven atraídos con más fuerza. En consecuencia, **la afinidad electrónica aumenta al desplazarnos a lo largo de un periodo.**

- **En un grupo:** al descender en el grupo, el radio atómico aumenta y por el mismo razonamiento, **la afinidad electrónica disminuye al descender en un grupo.**

En resumen, la variación de la afinidad electrónica referida a la posición en la tabla periódica puede observarse en la siguiente imagen, donde la flecha indica el aumento de la afinidad electrónica:

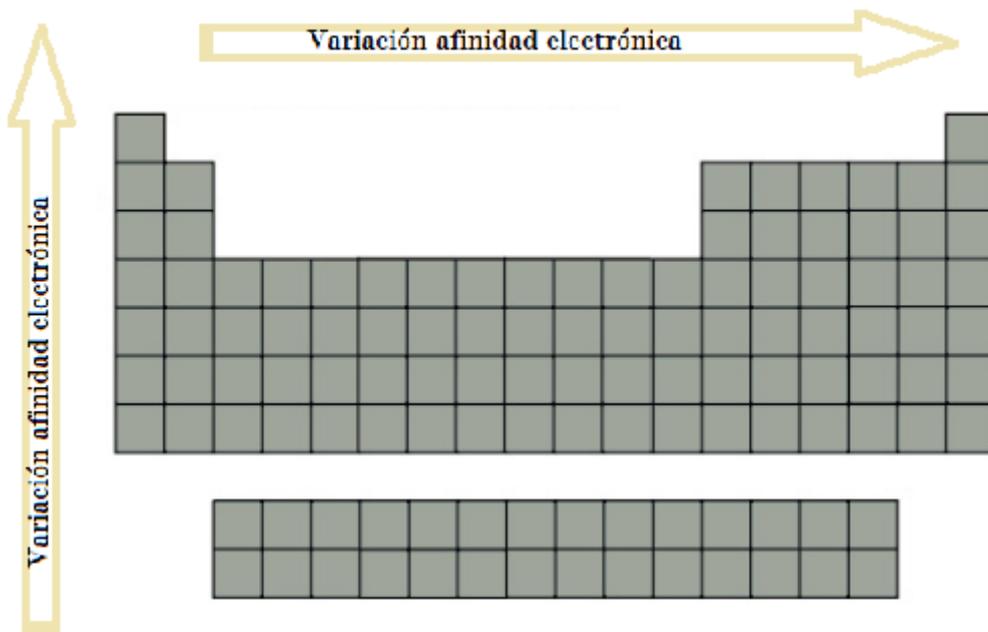


Imagen de elaboración propia

2.4 Electronegatividad

Importante

La **electronegatividad** de un elemento es una medida de la capacidad de un átomo de este elemento para atraer el par de electrones compartidos en un enlace con otro átomo.

La electronegatividad de un elemento está íntimamente relacionada con su energía de ionización y su afinidad electrónica, de tal forma que aquellos elementos que tienen altos valores de ambas también tendrán una electronegatividad elevada.

No es posible medir de manera directa (experimentalmente) el valor de la electronegatividad, pero puede hacerse de manera indirecta a partir de los valores de energía de enlace, energía de ionización y afinidad electrónica. La escala que se utiliza es la escala propuesta por L. Pauling, que asigna a cada elemento un valor de electronegatividad comprendido entre 0 (menor electronegatividad) y 4 (mayor electronegatividad).

En la siguiente imagen puedes ver los valores de electronegatividad para los distintos elementos y observar el carácter periódico de esta propiedad (pincha para ampliar):

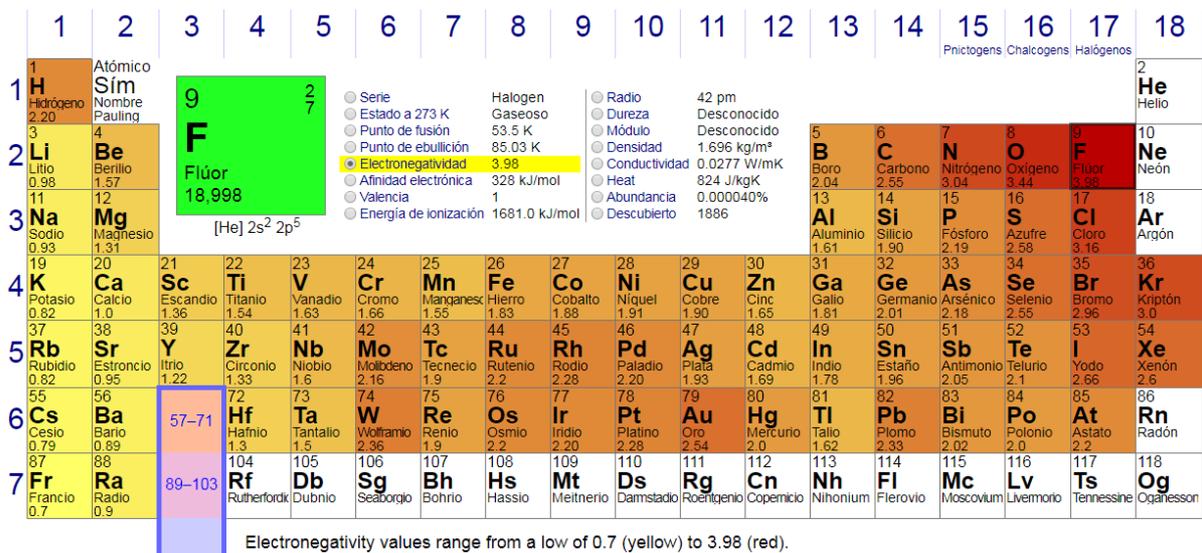


Imagen de Michael Dayah. Permiso uso no lucrativo

Puedes observar que el elemento más electronegativo es el flúor y el menos el francio. Los gases nobles no presentan electronegatividad, por no formar enlaces con pares de electrones compartidos.

La electronegatividad también permite establecer el carácter metálico de un elemento, puesto que los metales tienen baja electronegatividad y tienden a formar cationes mientras que los no metales la tienen elevada y tienden a formar aniones.

Importante

La **electronegatividad** es una propiedad periódica que varía de la siguiente forma:

En un grupo: al ir descendiendo dentro de un mismo grupo, el radio atómico aumenta y la energía de ionización disminuye, lo que indica que los electrones se ven menos atraídos y por lo tanto **la electronegatividad disminuye de arriba abajo**.

En un periodo: cuando nos desplazamos a través de un periodo disminuye el radio atómico y aumenta la energía de ionización, haciendo que sea cada vez más difícil extraer un electrón. En consecuencia **la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha**.

En resumen, la variación de la electronegatividad se observa en la siguiente imagen, donde la flecha indica el aumento de esta propiedad (recuerda que los gases nobles no la tienen definida):

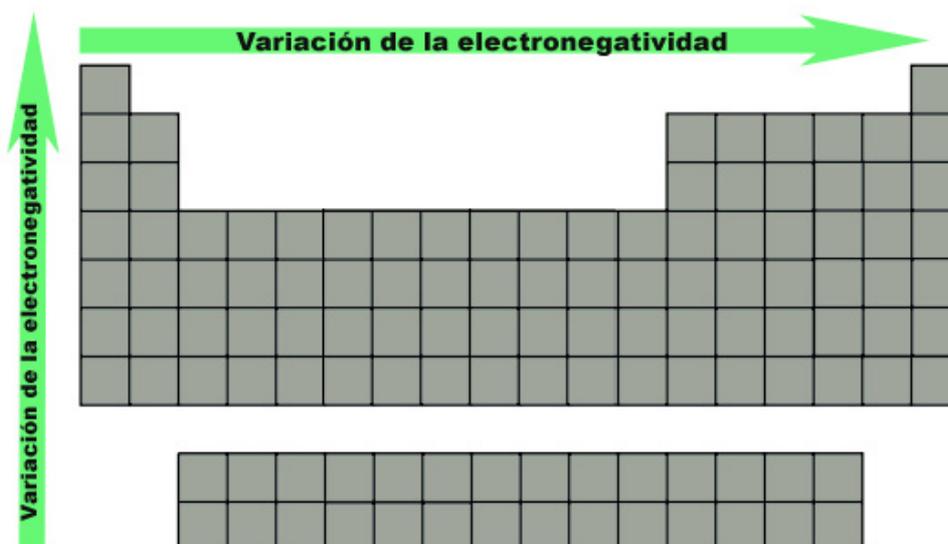


Imagen de elaboración propia

Ejercicio resuelto

Explica por qué los elementos con elevada energía de ionización tienen alta electronegatividad.

Mostrar retroalimentación

Si un elemento tiene una energía de ionización elevada, resulta difícil extraer su último electrón. Como este último electrón es el que participa en el enlace, la tendencia será a no dejarlo escapar fácilmente, y por tanto también tendrá una elevada electronegatividad. Cuanto más tendencia tenga un átomo para ganar electrones (afinidad electrónica), mayor dificultad tendrá en perderlos (energía de ionización), y por ello también tendrá un elevado valor de la electronegatividad.

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

Solución

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

2.5 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.



[Vídeo](#) de nuclearrabbit alojado en Youtube

¿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.

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 de 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 Múltiple

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.

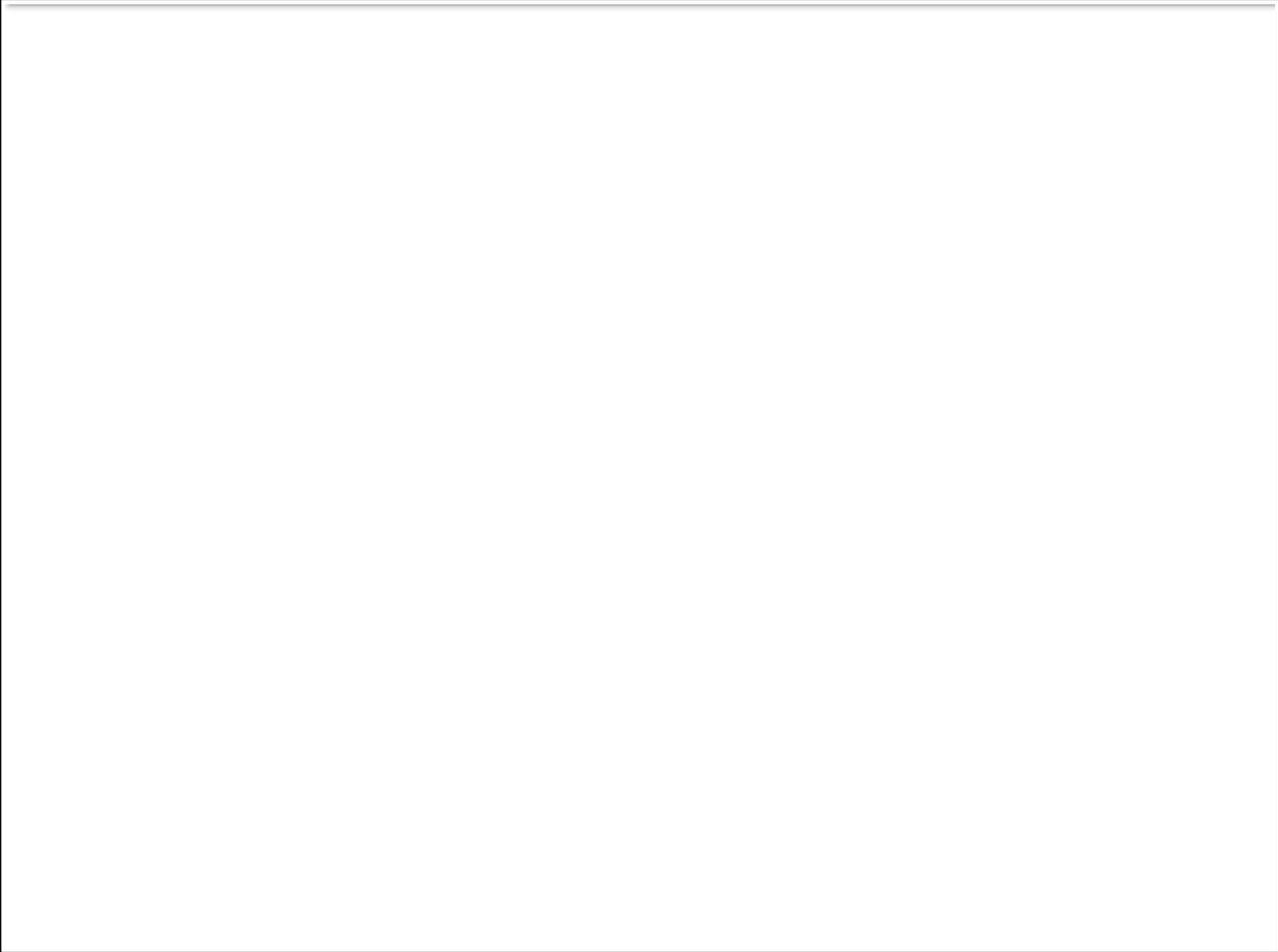
Mostrar retroalimentación

Solución

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

Mapa conceptual

[Mapa conceptual](#) (pdf - 184.46 KB) .



Fuentes para el profesorado

Descargar [CMAP](#)

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 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**).

Dentro de un mismo **periodo** los elementos se ordenan según su número atómico creciente y el último electrón está situado en la misma capa, correspondiente al número de periodo.

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

Radio atómico

Es una propiedad periódica que varía de la siguiente forma:

En un grupo: dado que el radio atómico depende de la distancia al núcleo del electrón más externo, éste aumenta con el número atómico (Z). Como al descender en un grupo Z aumenta, el radio atómico es mayor. Además esta variación se ve reforzada puesto que con valores mayores de Z, al aumentar el número de capas electrónicas, la atracción del núcleo queda apantallada y los electrones externos se ven menos atraídos, alejándose más y provocando un aumento en el radio atómico. Así pues, **el radio atómico aumenta conforme descendemos en un grupo.**

En un periodo: el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico, pues aunque el último electrón se encuentre en el mismo nivel energético (capa), el núcleo tiene un protón más, de forma que lo atrae con más fuerza. Por tanto, **el radio atómico disminuye conforme avanzamos en un periodo.**

Importante

- **Los cationes (iones con carga positiva):** su radio atómico es siempre menor que el del átomo del que provienen, pues tienen un electrón menos e igual carga nuclear.
- **Los aniones (iones con carga negativa):** su radio atómico es siempre mayor que el del átomo del que provienen, pues tienen un electrón más e igual carga nuclear.

Además, es importante señalar el caso comparado de los **átomos** e **iones isoelectrónicos**, que son aquellos que tienen

el mismo número de electrones. En tal caso, la regla general es que **su tamaño es mayor conforme menor sea su número atómico**, debido a la menor atracción electrostática que sufren por tener menor número de protones en el núcleo.

Importante

Energía de ionización

Es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de la corteza de un átomo de este elemento en estado gaseoso, dando lugar a su catión aislado.



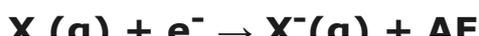
En un grupo: los átomos tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa. Pero como la capa va siendo cada vez más grande, los electrones están más lejos del núcleo y menos atraídos, por lo que se pueden arrancar con mayor facilidad. El tamaño del átomo aumenta al hacerlo el número de capas electrónicas; también lo hace la atracción nuclear, al aumentar el número de protones en el núcleo, pero en menor medida debido al apantallamiento de las capas interiores, razón por la cual **la energía de ionización disminuye al descender en un grupo**.

En un periodo: en este caso según hemos visto el radio atómico disminuye al avanzar en un periodo, al aumentar el número de protones con el número atómico. Por ello los electrones se ven atraídos con más fuerza y es necesaria mayor energía para arrancar el electrón más externo. En consecuencia, **la energía de ionización aumenta al desplazarnos a lo largo de un periodo**.

Importante

Afinidad electrónica

Es la energía absorbida o liberada por un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón, convirtiéndose en un anión.



En un periodo: como el radio atómico disminuye al avanzar en un periodo, los electrones se ven atraídos con más fuerza. En consecuencia, **la afinidad electrónica aumenta al desplazarnos a lo largo de un periodo.**

En un grupo: al descender en el grupo, el radio atómico aumenta y por el mismo razonamiento, **la afinidad electrónica disminuye al descender en un grupo.**

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

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

Ejercicios resueltos

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.

Solución

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.

¡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.

Solución

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

Comprueba lo aprendido Blanco

Completa el siguiente texto con las palabras que faltan:

En la tabla periódica se ordenan los elementos por número creciente. Los elementos con propiedades químicas similares se sitúan en la misma , denominándose . Las filas se denominan , caracterizándose por contener elementos con su electrón situado en la misma .

En total hay grupos y periodos.

Comprueba lo aprendido Múltiple

El argón (Ar) es el tercer elemento del grupo de los gases nobles. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- El Ar pertenece al tercer periodo.

- La configuración electrónica de su electrón más externo es del tipo nd^{10} .

- El Ar es un elemento representativo.

Mostrar retroalimentación

Solución

1. Correcto
2. Incorrecto
3. Correcto

Un elemento tiene como número atómico $Z=47$. Selecciona las afirmaciones correctas relativas a él:

- Se trata de un elemento perteneciente a los lantánidos.

- Se trata de un elemento de transición.

- Pertenece al cuarto periodo.

Mostrar retroalimentación

Solución

1. Incorrecto
2. Correcto
3. Incorrecto

Reflexiona

El germanio (Ge) es un semimetal muy utilizado en la industria electrónica para la fabricación de microchips.

Sabiendo que su número atómico es 32, ¿en qué grupo y en qué periodo se encuentra el germanio?

Mostrar retroalimentación

La configuración electrónica del germanio ($Z=32$) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$

Si observamos su última capa es del tipo $4p^2$; por lo tanto, estará situado en el **grupo 14** y en el **cuarto periodo**

Reflexiona

El número atómico del cloro es 17.

¿A qué grupo pertenece? ¿Cuál es el ión más probable al que dará lugar?

Mostrar retroalimentación

La configuración electrónica del cloro es: $Cl (Z=17) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Si observamos la configuración de su último electrón, $3p^5$, corresponde al grupo 17, el de los denominados halógenos.

Dado que le falta un electrón para completar su última capa electrónica y alcanzar la configuración electrónica de gas noble, su tendencia será a captar este electrón, de modo que quedará cargado con una carga negativa, dando lugar al anión cloro (Cl^-).

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.

Solución

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

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 ion. 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 Multiple

¿En cuál de las siguientes series los elementos están ordenados por orden creciente de su energía de ionización?

Li > Be > C > N > O

C > N > O > Be > Li

O > N > C > Li > Be

O > N > C > Be > Li

Mostrar retroalimentación

Solución

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

Comprueba lo aprendido

AV Preguntas de Elección Múltiple

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.

Solución

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

Reflexiona

Clasifica los siguientes elementos en orden decreciente de su electronegatividad:

Ba, Be, Sr, Mg, Ca

Mostrar retroalimentación

Todos estos elementos son alcalinotérreos, pertenecientes al mismo grupo del sistema periódico (grupo 2).

Como dentro de un mismo grupo la electronegatividad disminuye al descender por él, al aumentar el número atómico, el elemento de mayor electronegatividad será el Berilio (Be) y el de menos el bario (Ba). La clasificación en orden decreciente será:



Imprimible

Descargar imprimible

Aviso Legal

Aviso Legal

El presente texto (en adelante, el "**Aviso Legal**") regula el acceso y el uso de los contenidos desde los que se enlaza. La utilización de estos contenidos atribuye la condición de usuario del mismo (en adelante, el "**Usuario**") e implica la aceptación plena y sin reservas de todas y cada una de las disposiciones incluidas en este Aviso Legal publicado en el momento de acceso al sitio web. Tal y como se explica más adelante, la autoría de estos materiales corresponde a un trabajo de la **Comunidad Autónoma Andaluza, Consejería de Educación y Deporte (en adelante Consejería de Educación y Deporte)**.

Con el fin de mejorar las prestaciones de los contenidos ofrecidos, la Consejería de Educación y Deporte se reserva el derecho, en cualquier momento, de forma

