

**Consolidación**

1 ¿Cuál es el elemento más abundante del universo?

---oo0oo---

El hidrógeno ( H )



2 ¿Cuál es el elemento más abundante de la Tierra? ¿Y el compuesto?

---oo0oo---

Elemento más abundante : el oxígeno ( O<sub>2</sub> ).

El compuesto más abundante : el agua ( H<sub>2</sub>O ).



3 ¿Puedes fechar el descubrimiento de los primeros 20 elementos de la tabla?

---oo0oo---

Elemento	Investigador	Año
Hidrógeno ( H )	Henry Cavendish ( Inglaterra )	1766
Helio ( He )	William Ramsey ( Inglaterra )	1894
Litio ( Li )	Joham Arfvedson ( Suecia )	1817
Berilio ( Be )	Louis N, Vauquelin ( Francia )	1797
Boro ( B )	Humpry Davy ( Inglaterra )	1808
Carbono ( C )	Edad antigua	A. C.
Nitrógeno ( N )	Daniel Rutherford ( Inglaterra )	1772
Oxígeno ( O )	Joseph Priestley ( Inglaterra )	1774
Fluor ( F )	Carl W. Scheele ( Suecia )	1771
Neon ( En )	W. Ramsay M.W. Travers ( Inglaterra )	1898
Sodio ( Na )	Humpry Davy ( Inglaterra )	1807
Magnésio ( Mg )	Humpry Davy ( Inglaterra )	1808
Aluminio ( Al )	Friedrich Wöler ( Alemania )	1827
Silicio ( Si )	Jons Berzelius ( Suecia )	1823
Fósforo ( P )	Henning Brand ( Ale vmania )	1669
Azufre ( S )	Edad Antigua	a.c.
Cloro ( Cl )	Carl W. Scheele ( Suecia )	1774
Argon ( Ar )	John W.S. Rayleigh y W. Ramsay ( Inglaterra )	1894
Potasio ( K )	Humpry Davy ( Inglaterra )	1807
Calcio ( Ca )	Humpry Davy ( Inglaterra )	1808



4 Haz una lista de los elementos que te resulten familiares por su presencia o por sus aplicaciones cotidianas.

---oo0oo---

Hierro ( Fe ), Cobre (Cu), Plata (Ag), Oro ( Au), Oxígeno ( O<sub>2</sub>) y Nitrógeno ( N<sub>2</sub>).



5 Busca y anota dónde se pueden encontrar en abundancia, aquí en la Tierra, los siguientes elementos: hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, carbono, hierro, cloro, helio, cobre, oro y azufre.

---oo0oo---

✿ *Hidrógeno*(H<sub>2</sub>)

Combinado con el oxígeno formando la molécula de agua y con el carbono en los hidrocarburos y otros derivados del petróleo.

✿ *Oxígeno* (O<sub>2</sub>)

En la atmósfera, en el agua combinado con el hidrógeno y en la corteza terrestre en forma de silicatos y óxidos.

✿ *Nitrógeno* (N<sub>2</sub>)

Se halla en la atmósfera mezclado con el oxígeno.

✿ *Carbono* (C)

En las cuencas carboníferas del planeta. Procede de la mineralización de los bosques de helechos gigantes. Combinado se encuentra en todos los seres vivos que se basan en el carbono.

✿ *Hierro* (Fe)

Combinado en la pirita.

✿ *Cloro* (Cl)

En la sal común (NaCl).

✿ *Helio* (He)

En el universo exterior y en el planeta se obtiene en los laboratorios.

✿ *Cobre* (Cu)

En estado puro en menas.

✿ *Oro* ( Au)

En estado puro en otros tiempos en la naturaleza, ahora formando tiempo de multitud de joyas, adornos y como reservas monetarias.

✿ *Azufre* (S)

En la Pirita, Galena, etc.



- 6 Busca el significado u origen del nombre de los elementos normales de la tabla periódica.

---oo0oo---

Nombre	Etimología/Origen	Símbolo	Descubridores	Año
Hidrógeno	Generador( <i>geno</i> ) de agua ( <i>hidro</i> ) (Griego)	<b>H</b>	Henry Cavendish	1766
Helio	<i>Helios</i> , sol (Griego)	<b>He</b>	Joseph Norman Lockyer y Pierre Jules César Janssen	1868
Litio	<i>lithos</i> , roca (Griego)	<b>Li</b>	Johan August Arfwedson	1817
Berilio	<i>beryllus</i> , (Latín) βηρνλλοζ, (Gr), esmeralda de color verde	<b>Be</b>	Louis-Nicolas Vauquelin	1798
Boro	del árabe <i>bawraq</i> (borax)	<b>B</b>	Joseph-Louis Gay-Lussac, Louis-Jacques Thenard Humphry Davy	1808
Carbono	<i>Carbo</i> (Latín)	<b>C</b>	Desde la antigüedad	
Nitrógeno	<i>Nitum</i> (nitro) <i>geno</i> (generador) (Gr)	<b>N</b>	Daniel Rutherford	1772
Oxígeno	<i>Oxus</i> (ácido) <i>geno</i> (generador) (Gr)	<b>O</b>	Carl Wilhelm Scheele y Joseph Priestley	1772
Fluor	<i>Fluor</i> (flujo) (Latín)	<b>F</b>	Carl Wilhelm Scheele	1771
Neón	<i>Neos</i> ( nuevo) (Griego)	<b>Ne</b>	William Ramsay y Morris W. Travers	1898
Sodio	<b>Nombre</b> ⇒ <i>sodanum</i> (sosa). <b>Símbolo</b> ⇒ <i>natrium</i> (nitrato de sodio) (Latín)	<b>Na</b>	Humphrey Davy	1807
Magnesio	Magnesia, región de Grecia	<b>Mg</b>	Humphrey Davy	1807
Aluminio	<i>alumen</i> (latín)	<b>Al</b>	Hans Christian Oersted	1825
Silicio	<i>Silex</i> (latín)	<b>Si</b>	Jöns Jacob Berzelius	1823
Fósforo	del griego <i>phos</i> (luz) + <i>phoros</i> (trayendo)	<b>P</b>	Hennig Brand	1669
Azufre	del latín <i>sulphurium</i>	<b>S</b>	Desde la antigüedad	
Cloro	del griego <i>khloros</i> (verde)	<b>Cl</b>	Carl Wilhelm Scheele	1774
Argón	del griego <i>argon</i> (inerte, inactivo)	<b>Ar</b>	William Ramsay y John William Strutt	1894
Potasio	del inglés <i>pot ashes</i> (cenizas de vasija), del alemán <i>kali</i> (álcali).	<b>K</b>	Humphrey Davy	1807
Calcio	del latín <i>calx</i> (cal).	<b>Ca</b>	Humphrey Davy	1808
Escandio	del latín Scandia (Escandinavia)	<b>Sc</b>	Lars Fredrik Nilson	1879
Titanio	del latín <i>Titans</i> (Titanes, hijos de la Tierra).	<b>Ti</b>	William Gregor	1791
Vanadio	de Vanadis (diosa escandinava)	<b>V</b>	Andrés Manuel del Río	1801
Cromo	del griego <i>chroma</i> (color)	<b>Cr</b>	Nicolas-Louis Vauquelin	1797
Manganeso	del latín <i>magnes</i> (magnético)	<b>Mn</b>	Carl Wilhelm Scheele	1774
Hierro	del latín <i>ferrum</i>	<b>Fe</b>	Desde la antigüedad	
Cobalto	del alemán <i>Kobold</i>	<b>Co</b>	Georg Brandt	1735
Niquel	del alemán <i>Kupfernickel</i> (diablo del cobre)	<b>Ni</b>	Axel Fredrik Cronstedt	1751
Cobre	del latín <i>cuprum</i>	<b>Cu</b>	Desde la antigüedad	
Cinc	del alemán <i>zink</i>	<b>Zn</b>	En la edad media	
Galio	del latín <i>Gallia</i> (Francia)	<b>Ga</b>	Paul Émile Lecoq	1875
Germanio	del latín <i>Germania</i> (Alemania)	<b>Ge</b>	Clemens Alexander Winkler	1886

Arsénico	del griego arsenicon (masculino)	<b>As</b>	Alberto Magno	1250
Selenio	del griego Selene (La Luna)	<b>Se</b>	Jöns Jacob Berzelius	1817
Bromo	del griego bromos (mal olor)	<b>Br</b>	Antoine Jérôme Balard	1817
Kriptón	del griego kryptos (escondido)	<b>Kr</b>	William Ramsay y Morris W. Travers	1898
Rubidio	del latín rubidus (rojo oscuro)	<b>Rb</b>	Robert Wilhem Bunsen y Gustav Robert Kirchhoff	1861
Estroncio	del pueblo escocés Strontian	<b>Sr</b>	A Crawford	1790
Ytrio	de Ytterby, pueblo sueco cercano a Estocolmo.	<b>Y</b>	Johan Gadolin	1794
Circonio	del árabe zarqun (cerusa roja, minio )	<b>Zr</b>	Martin Heinrich Klaproth	1789
Niobio	de Niobe, hija de Tántalo	<b>Nb</b>	Charles Hatchett	1801
Molibdeno	del griego molybdos (plomo)	<b>Mo</b>	Carl Wilhelm Scheele	1778
Tecnecio	del griego tekhnētos (artificial)	<b>Tc</b>	Carlo Perrier, Emilio Segre	1937
Rutenio	del latín Ruthenia (Rusia)	<b>Ru</b>	Karl Karlovich Klaus	1844
Rodio	del griego rhodon (rosa)	<b>Rh</b>	William Hyde Wollaston	1804
Paladio	del asteroide Pallas	<b>Pd</b>	William Hyde Wollaston	1803
Plata	del latín platus (plano)	<b>Ag</b>	Desconocido	Antigüedad
Cadmio	del latín cadmia	<b>Cd</b>	Friedrich Stromeyer	1817
Indio	de índigo	<b>In</b>	Ferdinand Reich y Hieronymus Theodor Richter	1863
Estaño	del latín stannum	<b>Sn</b>	Desconocido	Antigüedad
Antimonio	del latín stibi	<b>Sb</b>	Desconocido	Antigüedad
Teluro	del latín Tellus (la Tierra)	<b>Te</b>	Franz Joseph Müller von Reichenstein	1782
Yodo	del griego iodes (violeta)	<b>I</b>	Bernard Courtois	1811
Xenón	del griego xenos (extranjero)	<b>Xe</b>	William Ramsay y Morris W. Travers	1898
Cesio	del latín caesius (azul del cielo)	<b>Cs</b>	Robert Wilhem Bunsen y Gustav Robert Kirchhoff	1860
Bario	del griego barus que significa pesado	<b>Ba</b>	Carl Wilhem Scheele	1774
Lantano	del griego lantano (estoy escondido)	<b>La</b>	Carl Gustav Mossander	1836
Hafnio	de Hafnia (nombre latino de Copenhague)	<b>Hf</b>	Dirk Coster y George Charles de Hevesy	1923
Tántalo	de Tántalo (personaje mitológico)	<b>Ta</b>	Anders Gustaf Ekeberg	1802
Wolframio	(wolf = lobo, ram = sucio) probablemente indicando poco valor.	<b>W</b>	Hermanos Elhúyar y Zubice	1783
Renio	del latín Rhenus (Rhin)	<b>Re</b>	Ida Eva Tacke, Walter Karl Friedrich Noddack y Otto Carl Berg	1925
Osmio	del griego osme (olor)	<b>Os</b>	Smithson Tennant	1803
Iridio	del latín Iris (arco iris)	<b>Ir</b>	Smithson Tennant	1804
Platino	Del español platina	<b>Pt</b>	Antonio de Ulloa	1748
Oro	del latín aurum (aurora resplandeciente)	<b>Au</b>	Desconocido	Antigüedad
Mercurio	(nombre): los alquimistas utilizaban el símbolo del planeta mercurio para representarlo. (Símbolo del latín <i>hydrargyrum</i> (plata líquida)	<b>Hg</b>	Desconocido	Antigüedad
Talio	del griego thallos (rama verde)	<b>Tl</b>	William Crookes	1861
Plomo	del latín Plumbum	<b>Pb</b>	Desconocido	Antigüedad
Bismuto	del alemán wismut (materia blanca)	<b>Bi</b>	Desconocido	Edad media

Polonio	de Polonia	Po	Pierre y Maria Curie	1898
Astato	del griego astatos (inestable)	At	D.R. Corson, K.R. MacKenzie, and E. Segre	1940
Radón	de radio	Rd	Friedrich Ernst Dorn	1900
Francio	Francia el país de su descubridora	Fr	Marguerite Perey	1939
Radio	del latín radius (rayo)	Ra	Pierre y Marie Curie	1898
Actinio	del griego aktis, aktinos (haz o rayo)	Ac	André Debierne	1899



7 ¿Qué elementos tienen su nombre dedicado a científicos?

---oo0oo---

Nombre	Etimología/Origen	Símbolo	Descubridores	Año
Samario	de <i>Samarsky</i> , coronel de minas ruso	Sm	Paul Émile Lecoq de Boisbaudran	1879
Gadolinio	de Johan Gadolin, químico finlandés estudioso de las tierras raras	Gd	Jean Charles Galissard de Marignac	1880
Curio	En honor a Pierre y Marie Curie	Cm	Glenn T. Seaborg, Ralph A. James, y Albert Ghiorso	1944
Einstenio	En honor a Albert Einstein	Es	Albert Ghiorso y colab	1952
Fermio	En honor a Enrico Fermi	Fm	Albert Ghiorso y colab	1952
Mendelevio	En honor a Dimitri Mendeleiev	Md	Albert Ghiorso, Bernard G. Harvey, Gregory R. Choppin, Stanley G. Thompson, y Glenn T. Seaborg.	1955
Nobelio	En honor a Alfred Nobel	No	Albert Ghiorso, T. Sikkeland, J.R. Walton, y Glenn T. Seaborg	1958
Laurencio	En honor a Ernest Orlando Lawrence, inventor del ciclotrón.	Lr	Albert Ghiorso, T. Sikkeland, A.E. Larsh y R.M. Latimer	1961
Rutherfordio	En honor de Ernest Rutherford (1871-1937), físico británico de origen neozelandés que descubrió el núcleo atómico	Rf	Investigadores del Instituto de Investigación Nuclear de Dubna (Rusia) y de la Universidad de California en Berkeley (USA)	1964
Seaborgio	En honor de Glenn Theodore Seaborg (1912-1999) físico americano que participó en el descubrimiento de los elementos 94 a 102	Sg	Investigadores de la Universidad de California en Berkeley (USA).	1974
Bohrio	En honor de Niels Bohr (1885-1962) físico danés, uno de los padres de la teoría cuántica	Bh	Peter Ambruster y colaboradores	1981
Meitnerio	En honor de la física austriaca Lise Meitner	Mt	Peter Ambruster y colaboradores	1982
Roentgenio	Wilhelm Conrad Roentgen descubridor de los rayos-X	Rg	Científicos del Gesellschaft für Schwerionenforschung (GSI) en Darmstadt, Alemania.	1994



8 ¿Qué elementos de la tabla periódica son de origen artificial?

---oo0oo---

Nombre	Etimología/Origen	Símbolo	Descubridores	Año
Tecnecio	del griego <i>tekhnetos</i> (artificial)	<b>Tc</b>	Carlo Perrier, Emilio Segrè	1937
Prometio	del griego <i>Prometheos</i> (personaje mitológico que robo el fuego de los cielos)	<b>Pm</b>	J.A. Marinsky, L.E. Glendenin, and C.D. Coryell	1947
Neptunio	En honor del planeta Neptuno	<b>Np</b>	Edwin M. McMillan and Philip H. Abelson	1940
Plutonio	En honor del planeta Plutón	<b>Pu</b>	Glenn T. Seaborg, Joseph W. Kennedy, and Arthur C. Wahl	1940
Americio	América	<b>Am</b>	Glenn T. Seaborg, Ralph A. James, Leon O. Morgan, and Albert Ghiorso	1944
Curio	En honor a Pierre y Marie Curie	<b>Cu</b>	Glenn T. Seaborg, Ralph A. James, y Albert Ghiorso	1944
Berkelio	Berkeley (sede de la Universidad de California)	<b>Bk</b>	Stanley G. Thompson, Albert Ghiorso, y Glenn T. Seaborg	1949
Californio	Universidad y estado de California	<b>Cf</b>	Stanley G. Thompson, Kenneth Street, Jr., Albert Ghiorso, y Glenn T. Seaborg .	1950
Einsteinio	En honor a Albert Einstein	<b>Es</b>	Albert Ghiorso y colabo.	1952
Fermio	En honor a Enrico Fermi	<b>Fm</b>	Albert Ghiorso y colab	1952
Mendelevio	En honor a Dimitri Mendeleiev	<b>Md</b>	Albert Ghiorso, Bernard G. Harvey, Gregory R. Choppin, Stanley G. Thompson, y Glenn T. Seaborg.	1955
Nobelio	En honor a Alfred Nobel	<b>No</b>	Albert Ghiorso, T. Sikkeland, J.R. Walton, y Glenn T. Seaborg	1958
Laurencio	En honor a Ernest Orlando Lawrence, inventor del ciclotrón.	<b>Lr</b>	Albert Ghiorso, T. Sikkeland, A.E. Larsh y R.M. Latimer	1961
Rutherfordio	En honor de Ernest Rutherford(1871-1937, físico británico de origen neozelandes que descubridor del núcleo atómico	<b>Rf</b>	Investigadores del Instituto de Investigación Nuclear de Dubna(Rusia) y de la Universidad de California en Berkeley(USA)	1964
Seaborgio	En honor de Glenn Theodore Seaborg(1912-1999) físico americano que participó en el descubrimiento de los elementos 94 a 102	<b>Sg</b>	Investigadores de la Universidad de California en Berkeley(USA).	1974
Bohrio	En honor de Niels Bohr(1885-1962) físico danés, uno de los padres de la teoría cuántica	<b>Bh</b>	Peter Ambruster y colaboradores	1981
Meitnerio	En honor de la física austriaca Lise Meitner	<b>Mt</b>	Peter Ambruster y colaboradores	1982
Roentgenio	Wilhelm Conrad Roentgen descubridor de los rayos-X	<b>Rg</b>	Científicos del Gesellschaft für Schwerionenforschung (GSI) en Darmstadt, Alemania.	1994



9 ¿Qué elementos de la tabla periódica pueden considerarse líquidos a temperatura ambiente?  
---oo0oo---

En la tabla damos los elementos que serían líquidos a temperaturas entorno a 25 °C, en el entorno de temperaturas en que vivimos sólo serían el Br y el Hg.

T Fusión(°C)	Elemento	Símbolo	T. Ebullición
28.41	<b>Cesio</b>	<b>Cs</b>	678.45
26.85	<b>Francio</b>	<b>Fr</b>	676.85
29.79	<b>Galio</b>	<b>Ga</b>	2393.95
-7.25	<b>Bromo</b>	<b>Br</b>	58.79
-38.87	<b>Mercurio</b>	<b>Hg</b>	356.58



10 ¿Qué elementos son gases a temperatura ambiente? Escribe la fórmula de sus moléculas.  
---oo0oo---

*Hidrógeno (H<sub>2</sub>), Helio (He), Nitrógeno (N<sub>2</sub>), Oxígeno (O<sub>2</sub>), Fluor (F<sub>2</sub>), Neón (Ne), Cloro (Cl<sub>2</sub>), Argón (Ar), Kriptón (Kr), Xenón (Xe), Radón (Rn).*



11 ¿Por qué el número de elementos de la tabla periódica no crece indefinidamente?

---oo0oo---

Porque a medida que aumenta el peso atómico, los elementos pesados se hacen inestables y se desintegran rápidamente en otros más ligeros emitiendo radiación. Cuanto más pesados son más difícil es que sean lo suficiente estables para poder detectarlos.



12 Averigua cuáles fueron los «huecos» dejados por Mendeleiev en su tabla periódica a la espera del descubrimiento de nuevos elementos.

---oo0oo---

- ☼ Eka-Silicio que después se nominó Germanio
- ☼ Eka – Boro que después se nominó Escandio.
- ☼ Eka – Aluminio que después se nominó Galio.



1 3 Explica el llamado efecto de apantallamiento.

---oo0oo---

Los electrones interiores ( más cercanos al núcleo) realizan un efecto de pantalla o atenuación de la atracción ejercida por la carga positivo del núcleo sobre los electrones más exteriores.



1 4 ¿Qué tienen en común?:

- a) los isótopos de un mismo elemento;
- b) los elementos de un grupo de la tabla periódica;
- c) los elementos de un mismo periodo;
- d) los elementos de transición.

---oo0oo---

- a) El número de protones ( igual Z) y de electrones ( si son neutros).
- b) la estructura electrónica ( igual nº de e<sup>-</sup>) de la última capa.
- c) El número cuántico principal n.
- d) Que los electrones diferenciales se colocan en la capa d (  $l = 2$ ).



1 5 Define de forma clara y breve:

- a) número atómico;
- b) masa atómica;
- c) isótopo;
- d) configuración electrónica.

---oo0oo---

- a) Z, número de protones que un elemento tiene en su núcleo.
- b) Es la masa del átomo medida en unidades de masa atómica (uma).
- c) Átomo ( o ión) que tiene el mismo número de protones ( mismo número atómico = Z) pero distinta masa atómica, es decir distinto número de neutrones que otro dado.  
Isótopos, quiere decir "mismo lugar" ( se refiere a que al tener igual Z ocuparían el mismo sitio en el sistema periódico que se ordena por orden de Z).
- d) La distribución de los electrones de un átomo ( o ión) en los distintos orbitales.





16 ¿Es posible que la configuración electrónica de un átomo sea  $1s^2 2s^2 2p^4 4s^1$  ?

---oo0oo---

Sí, si el 5º electrón 2p ha sido excitado comunicándole la energía necesaria para que se coloque en el orbital de energía superior 4s.



17 ¿A qué periodo pertenece un elemento que posee la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^4$  ? Razona si se trata de un metal, de un elemento de transición o de un elemento de transición interna.

---oo0oo---

Supuesto que el que haya un solo electrón en el orbital 1s es debido a un error tipográfico, el orbital más externo ocupado es  $6s^2$  pertenecerá al 6 período. Como el orbital incompleto es el 5d se trata de un metal de transición.



18 Indica la configuración electrónica, el periodo, el grupo y las valencias de los elementos correspondientes a  $Z = 31$  y a  $Z = 50$ .

---oo0oo---

**Z = 31**

1  $s^2$   
 2  $s^2 p^6$   
 3  $s^2 p^6 d^{10}$   
 4  $s^2 p^1 \Rightarrow 4^\circ$  período, grupo de los Téreos ya que tiene 3  $e^-$  en su capa más externa.  
 5 s

Como tiene 3  $e^-$  de valencia, es de esperar que actúe con valencia +3 al perderlos.

**Z = 50**

[Kr]  $4 d^{10} 5 s^2 p^2$

5º período, grupo de los carbonoides ( 4  $e^-$  en su capa más externa). Valencias  $\pm 2$  y 4 pues puede perder 2 electrones o ganar 2 o 4.



19 Ordena de mayor a menor potencial de ionización los siguientes elementos: Na, Al, Zn, K, Ga, N, S, P y O.

---oo0oo---

Como el Potencial de Ionización aumenta  $\rightarrow \uparrow$ , el orden sería:

**N > O > P > S > Zn > Al > Ga > Na > K**

Las parejas en color presentan un inversión del orden teórico.



20 Explica por qué el hierro ( $Z= 26$ ) tiene un radio atómico más pequeño que el escandio ( $Z= 21$ ), aunque tiene más protones, más neutrones y más electrones.

---oo0oo---

Las configuraciones electrónicas son:  $Sc \rightarrow [Ar] 3d^1 4s^2$ ;  $Fe \rightarrow [Ar] 3d^6 4s^2$ .

Al pasar del Sc al Fe se van insertando 5 electrones en el nivel 3d y 5 protones en el núcleo, lo que hace que la fuerza de atracción electrostática aumente y se reduzca el tamaño de la nube electrónica ( se contrae).



21  $K^+$  ,  $Ca^{2+}$  ,  $Cl^-$  ,  $S^{2-}$  y Ar tienen el mismo número de electrones. Ordénalos según su radio atómico de mayor a menor.

---oo0oo---

El orden del radio atómico sería:  $S^{2-} > Cl^- > Ar > K^+ > Ca^{2+}$

Los aniones aumentan de tamaño con su carga pues la nube electrónica se expande al captar electrones y no variar la carga nuclear. Al contrario sucede con los cationes.



22 Ordena en orden de electronegatividad decreciente los siguientes átomos: Mg, B, C, F, O, N y Na.

---oo0oo---

La electronegatividad o tendencia a captar electrones en un período aumenta  $\rightarrow$ , luego el orden sería:

$Na (1.0) < Mg (1.2) < B (2.0) < C (2.5) < N (3.0) < O (3.5) < F(4.0)$

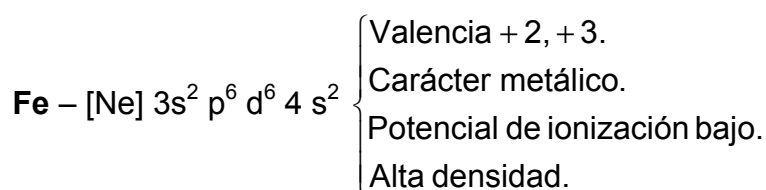
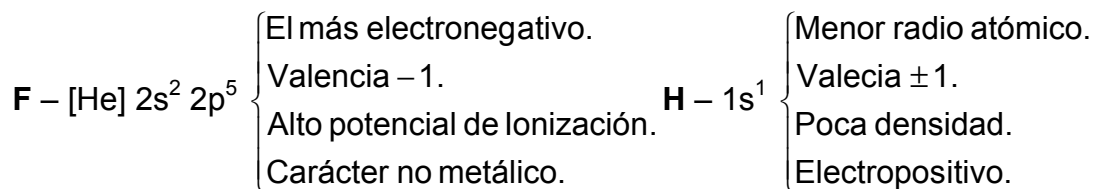
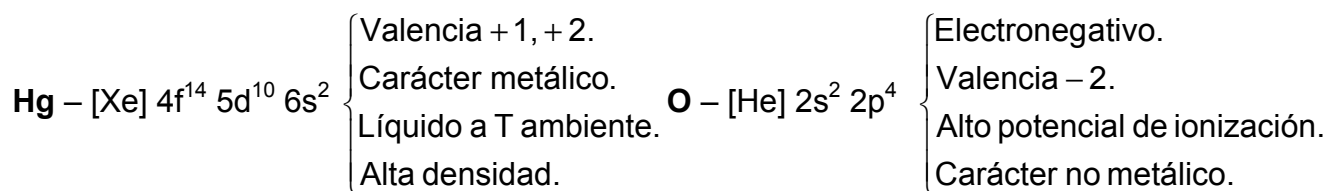
Entre paréntesis se escribe la electronegatividad según la escala de Pauling.



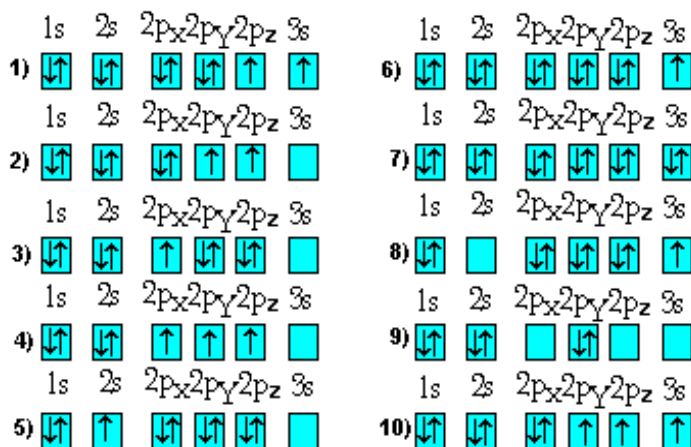
23 Indica al menos cuatro propiedades de cada uno de los siguientes elementos: Na, Hg, O, F, H y Fe.

---oo0oo---

<b>Na</b> [Ne] 3s <sup>1</sup>	{	Carácter metálico Tendencia a ceder su e <sup>-</sup> 3s <sup>1</sup> y quedarse cargado positivamente. Valencia + 1 Bajo potencial de ionización.
-----------------------------------	---	---



2 4 Clasifica las diez configuraciones siguientes según correspondan a un estado fundamental, prohibido o excitado:



---oo0oo---

1) Estado **excitado** del  $e^-$  que está en 3s, debería estar en  $2p_z$  que tiene menor energía (menor  $n + l$ ).

2) Estado **fundamental**.

3) Estado **fundamental** ( los orbitales p son isoenergéticos, es cuestión de nomenclatura que el electrón desapareado se coloque en  $p_x$  o en  $p_z$ ).

4) Estado **fundamental**.

5) Estado **prohibido**, antes de completar el nivel 2p ha de rellenarse el 2s.

6) Estado **fundamental**.

7) Estado **fundamental**.

8) Estado **prohibido**, debe llenarse el 2s antes del 3s y, en caso, de excitarse un par de electrones, serían los 2p que necesitan menor energía.

9) Estado **prohibido**, los dos electrones de 2p<sub>z</sub> deberían estar desapareados ( uno en p<sub>y</sub> y otro en p<sub>z</sub>).

10) Estado **prohibido**, antes de rellenarse el 3s se debe aparear uno de los 2p desapareados.



25 ¿Cuántos electrones pueden existir en un átomo cuyo número cuántico principal más alto es igual a 4?

---oo0oo---

Hallamos los que caben en cada capa, para cada valor de n, y los sumamos:

$$n = 1 \Rightarrow \text{Electrones} = 2 \cdot 1^2 = 2.$$

$$n = 2 \Rightarrow \text{Electrones} = 2 \cdot 2^2 = 8.$$

$$n = 3 \Rightarrow \text{Electrones} = 2 \cdot 3^2 = 18.$$

$$n = 4 \Rightarrow \text{Electrones} = 2 \cdot 4^2 = 32.$$

TOTAL = 68 e<sup>-</sup> máximo.



26 Explica las variaciones de electronegatividad y de radio atómico de los elementos del cuarto periodo.

---oo0oo---

El radio atómico disminuye en período a medida que aumenta Z (←) ya que los electrones diferenciadores entran en la misma capa al tiempo que, en el núcleo, aumenta el número de cargas positivas (protones) lo que hace que la nube electrónica se vaya contrayendo (por el aumento de la atracción electrostática nuclear positiva).

La electronegatividad (tendencia a captar electrones) aumenta con Z (→) pues de cada vez tiene más electrones en su capa de valencia y la tendencia a ganarlos ( para completar sus octete) predomina frente a la tendencia a perderlos



**Ejercicios y problemas**

27 La afinidad electrónica del flúor es de -3,45 eV/átomo. Calcula la energía desprendida al obtener 3,6 g de iones fluoruro a partir de átomos en estado gaseoso y fundamental.

---oo0oo---

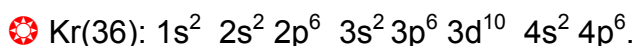
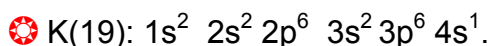


$$3,6 \text{ g de } F^- \cdot \frac{1 \text{ mol de } F^-}{19 \text{ g de } F^-} \cdot \frac{1 \text{ mol de } F^-}{1 \text{ mol de } F^-} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } F^-}{1 \text{ mol de } F^-} \cdot \frac{-3,45 \text{ eV / átomo}}{1 \text{ átomo}} = 3,95 \cdot 10^{23} \text{ eV}$$



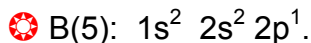
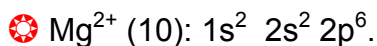
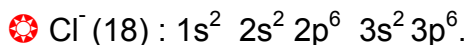
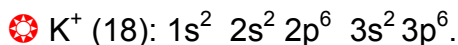
P. 28 Escribe las configuraciones electrónicas de los estados fundamentales de las especies: K, Kr y

---oo0oo---



B. 29 Escribe las configuraciones electrónicas de las siguientes especies químicas: K<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, Mg<sup>2+</sup> y

---oo0oo---



30 Para cada caso ¿cuál es el número total de electrones en un átomo que cumplen los valores indicados de los números cuánticos?

a)  $n= 3, l=1$ ;

b)  $n= 3, l= 1, m=-1$ .

---oo0oo---

$$\text{a) } n = 3; \ell = 1 \begin{cases} m = -1 \Rightarrow 2e^- \\ m = 0 \Rightarrow 2e^- \text{ total } 6e^- \\ m = 1 \Rightarrow 2e^- \end{cases}$$

$$\text{b) } n = 3; \ell = 1; m = -1 \Rightarrow 2e^- (s = \pm 1/2)$$



31 ¿Son posibles las siguientes notaciones? ¿A qué átomos corresponden?:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ;      b)  $1s^2 2s^1 2p^1$ ;      c)  $1s^2 2s^2 2p^2$ ;      d)  $1s^2 2s^2 2p^1$ ;  
 e)  $1s^2 2s^1 2p^2$ ;      f)  $1s^2 2s^1 3p^1$ ;      g)  $1s^2 2s^3 2p^3$ .



- a) Sí, si no es iónico sería el Ne.  
 b) Sí, podría ser el Be en estado excitado.  
 c) Sí, el C.  
 d) Sí, el B.  
 e) No, debería ser  $1s^2 2s^2 2p^1$ .  
 f) Sí, al Be en estado excitado.  
 g) No, en el orbital 2s no puede haber 3 e<sup>-</sup> ya que el máximo es 2 e<sup>-</sup>.



32 El sodio, el elemento del Grupo IA y Periodo III, tiene la configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Para cada caso siguiente, ¿cuántos electrones del átomo de sodio tienen:

- a) número cuántico  $m = -1$ ;  
 b) número cuántico  $\ell = -1$ ?



- a) Para cada valor de m hay dos electrones que se corresponden con los valores de  $s = \pm 1/2$ .  
 b) Como  $\ell$  varía desde 0 a  $n - 1$  y,  $\ell$  no puede nunca tener valores negativos, luego no existen electrones con valores de  $\ell = -1$ .



3 3 Indica:

- a) número de protones, neutrones y electrones que hay en un átomo neutro del isótopo 14 del nitrógeno;
- b) ¿en qué se convertiría este átomo si se añadiese un neutrón más a su núcleo? ¿Y si se eliminase un electrón de su capa exterior?;
- c) ¿en qué se convertiría dicho átomo si se añadiese un protón más a su núcleo?

---oo0oo---

a)  $^{14}\text{N}_7 \Rightarrow n^\circ \text{ de protones} = p = Z = 7, n^\circ \text{ de electrones} = e = p = 7 \text{ y } n^\circ \text{ de neutrones} = n = A - Z = 14 - 7 = 7.$

b) Si se añade un neutrón al núcleo se convertiría en un isótopo del Nitrógeno, el  $^{15}\text{N}_7$  y si se elimina un electrón de la corteza se convertiría en un catión, el  $^{14}\text{N}_7^+$ .

c) Si añadimos un protón al núcleo se convertiría en un isótopo del oxígeno  $^{14}\text{O}_8^+$ .



3 4 Indica:

- a) ¿cuál es la configuración electrónica para el estado fundamental del elemento químico boro?;
- b) ¿qué números cuánticos asignarías a los electrones de la última capa del citado elemento?;
- c) propón una configuración para un estado excitado de este elemento.

---oo0oo---

a) B(5):  $1s^2 2s^2 2p^1$ .

b) Capa 2  $\Rightarrow n = 2 \Rightarrow \begin{cases} l = 0, \Rightarrow m = 0 \Rightarrow \begin{cases} s = 1/2 \\ s = -1/2 \end{cases} \rightarrow 2s^2 \\ l = 1 \Rightarrow \begin{cases} m = -1 \rightarrow 2p^1 \\ m = 0 \rightarrow \text{vacío} \\ m = 1 \rightarrow \text{vacío} \end{cases} \end{cases}$

c)  $1s^2 2s^1 2p^2$ , en la cual, un electro del nivel 2s ha pasado al nivle superior 2p.

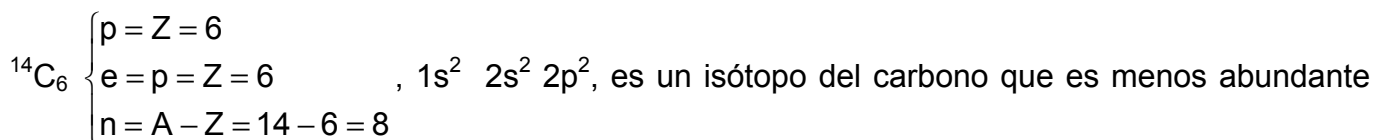


3 5 Calcula el número de partículas elementales, escribe la configuración electrónica, indica algunas propiedades previsibles y deduce si hay alguna relación entre las especies químicas:  $^{12}\text{C}_6, ^{14}\text{C}_6, ^{14}\text{N}_7, ^{20}\text{Ne}_{10}, ^{19}\text{F}_9, ^{23}\text{Na}_{11}, ^{127}\text{I}_{53}$ .

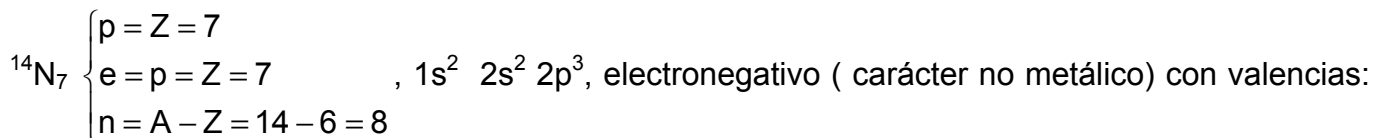
---oo0oo---

$^{12}\text{C}_6 \begin{cases} p = Z = 6 \\ e = p = Z = 6 \\ n = A - Z = 12 - 6 = 6 \end{cases}, 1s^2 2s^2 2p^2, \text{ carácter mixto ( metálico y no metálico) pues tiene } 4e^-$

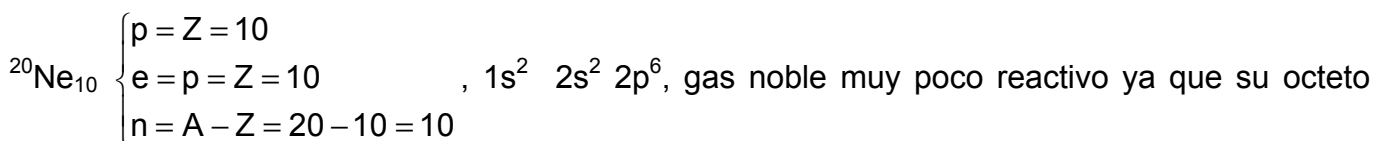
en su última capa que puede perder o ganar otros cuatro, tiene pues muchas posibilidades de combinación con enlaces covalentes, de hecho es el elemento en que se basa la vida en este planeta.



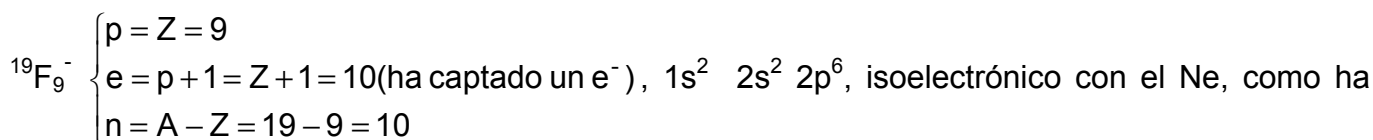
que el anterior y que sirve para datar compuestos del carbono.



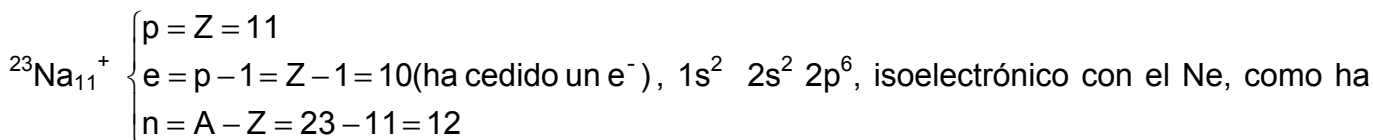
$\pm 3, 5$  ( 2 y 4).



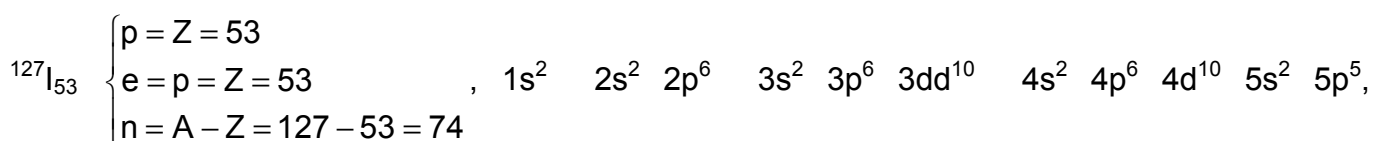
está completo.



captado un electrón tiene tendencia a formar compuestos iónicos con los elementos electropositivos que le cedan ese electrón.



cedido su electrón característico es muy reactivo y formará compuestos iónicos con los elementos que capten el electrón perdido.



electronegativo de carácter no metálico, con valencias 1, 3 5 y 7.



3 6 ¿Por qué los gases nobles son monoatómicos y poco reactivos?

---oo0oo---

Porque tienen completa su capa de valencia con 8 electrones ( el He con 2) lo que les confiere una gran estabilidad.







37 Un átomo tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones. Otro tiene 19 protones, 19 electrones y 20 neutrones;

- a) calcula el número atómico y másico de cada uno;
- b) indica sus estructuras electrónicas y sus notaciones de Lewis;
- c) sitúalos correctamente en la tabla periódica;
- d) ¿cuál de los dos es más electronegativo?;
- e) prevé la valencia y el número de oxidación con que pueden actuar;
- f) comenta algunas propiedades previsibles a partir de su notación electrónica o de su posición en la tabla periódica.

---oo0oo---

a) 1º :  $p = 35$  protones  $\Rightarrow Z = 35$ ,  $n = 45$  neutrones  $\Rightarrow A = Z + n = 35 + 45 = 80$ .

2º:  $p = 19$  protones  $\Rightarrow Z = 19$ ,  $n = 20$  neutrones  $\Rightarrow A = Z + n = 19 + 20 = 39$ .

b)  $Z = 35 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$    
 $Z = 19 \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  

c)  $^{80}\text{Br}_{35} \rightarrow$  Cuarto período, tercer elemento del grupo VIIA de los halógenos.

$^{39}\text{K}_{19} \rightarrow$  Cuarto período, tercer elemento del grupo IA de los alcalinos.

d) Es más electronegativo el Br que tiene  $7e^-$  en su capa de valencia, teniendo mayor tendencia (para completar el octeto) a captar el electrón que le falta, que el K que sólo tiene un  $e^-$  en su capa de valencia y le es más fácil perderlo para alcanzar la estructura estable del gas noble anterior.

e) Br  $\Rightarrow$  como tiene  $7e^-$  en su capa de valencia, sus valencias serán  $\pm 1, +3, +5, +7$ .

K  $\Rightarrow$  como tiene  $1e^-$  en su capa de valencia, su valencia será  $+1$ .

f) Br : Electronegativo, no metálico, líquido a temperatura ambiente.

K: Electropositivo, metálico sólido a temperatura ambiente.



38 Escribe todas las posibles combinaciones de números cuánticos en un átomo cuyo número cuántico principal tiene un valor máximo de 4.

---oo0oo---

$$n = 1; l = 0; m = 0; \begin{cases} s = +1/2 \\ s = -1/2 \end{cases}$$

$$\begin{array}{l}
 n = 2; \left\{ \begin{array}{l} l = 0; m = 0; \left\{ \begin{array}{l} s = +1/2 \\ s = -1/2 \end{array} \right. \\ \\ l = 1; \left\{ \begin{array}{l} m = -1; \left\{ \begin{array}{l} s = +1/2 \\ s = -1/2 \end{array} \right. \\ m = 0; \left\{ \begin{array}{l} s = +1/2 \\ s = -1/2 \end{array} \right. \\ m = 1; \left\{ \begin{array}{l} s = +1/2 \\ s = -1/2 \end{array} \right. \end{array} \right. \\
 \end{array} \right. \\
 \\
 n = 3; \left\{ \begin{array}{l} l = 0; m = 0; s = \pm 1/2 \\ \\ l = 1; \left\{ \begin{array}{l} m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \\ \\ l = 2; \left\{ \begin{array}{l} m = -2; s = \pm 1/2 \\ m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \\ m = 2; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \end{array} \right.
 \end{array}$$

$$n = 4; \left\{ \begin{array}{l} l = 0; m = 0; s = \pm 1/2 \\ \\ l = 1; \left\{ \begin{array}{l} m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \\ \\ l = 2; \left\{ \begin{array}{l} m = -2; s = \pm 1/2 \\ m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \\ m = 2; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \\ \\ l = 3; \left\{ \begin{array}{l} m = -3; s = \pm 1/2 \\ m = -2; s = \pm 1/2 \\ m = -1; s = \pm 1/2 \\ m = 0; s = \pm 1/2 \\ m = 1; s = \pm 1/2 \\ m = 2; s = \pm 1/2 \\ m = 3; s = \pm 1/2 \end{array} \right. \end{array} \right.$$



39 Calcúla la masa media del litio natural, que está formado por una mezcla de  ${}^6\text{Li}_3$  y  ${}^7\text{Li}_3$  en una proporción del 7,40 % y del 92,60 %, y cuyas masas atómicas son 6,0167 y 7,0179, respectivamente.

---oo0oo---

$$A_M = \frac{A_1 \cdot (\%)_1 + A_2 \cdot (\%)_2}{100} = \frac{6,0167 \cdot 7,4 + 7,0179 \cdot 92,6}{100} = 6,9438 \text{ uma}$$



40 Ordena de mayor a menor energía de ionización las siguientes especies:  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^3\text{Li}$ ,  ${}^3\text{Li}^{2+}$ .

---oo0oo---

$$\begin{aligned} EI(\text{H}) &= 2,175 \cdot 10^{-18} \text{ J.} \\ EI(\text{Li}) &= 8,624 \cdot 10^{-19} \text{ J.} \\ EI(\text{Li}^{2+}) &= 1,959 \cdot 10^{-17} \text{ J.} \end{aligned}$$

Luego:  $EI(\text{Li}^{2+}) > EI(\text{H}) > EI(\text{Li})$



41 Justifica que las tres configuraciones siguientes están relacionadas con el elemento de  $Z = 8$  :

- a)  $1s^2 2s^2 2p^4$  ;
- b)  $1s^2 2s^2 2p^3 3s$ ;
- c)  $1s^2 2s^2 2p^3$  .

---oo0oo---

a) Tiene 8 electrones y están colocados en su estado fundamental en orden de menor a mayor energía.

b) El electrón de 2p ha saltado a una órbita superior ( átomo  $z = 8$  excitado).

c) Es el  $Z = 8$  que ha perdido un electrón de su nivel más externo ( 2p) y se ha formado el correspondiente ión monopositivo ( catión).



42 Justifica que el nitrógeno sea un no metal mientras que el bismuto es un metal si ambos tienen estructura electrónica de tipo  $ns^2 np^3$  .

---oo0oo---

La estructura electrónica de ambos, en su capa más externa, es  $ns^2 np^3$  pero para el nitrógeno  $n = 2$  y para el Bi  $n = 6$ , hay  $83 - 7 = 76 e^-$  de diferencia en capas interiores que apantallan la fuerza atractiva del núcleo, que además está mucho más alejado, luego, los electrones del Bi se pueden ceder con mucha mayor facilidad que los del N, lo que hace del Bi electropositivo y, por tanto, con carácter metálico mientras que el N tiene tendencia a ser electronegativo.

Resumiendo, hay dos causas principales para que el Bi presente carácter metálico:

1) La distancia entre la carga nuclear positiva y la negativa, de los electrones de su última capa, es mucho mayor ( a escala atómica) ya que el N los tiene en  $n = 2$  y el Bi en  $n = 6$ , luego la fuerza de atracción electrostática, que varía de forma inversamente proporcional al cuadrado de la distancia, es más pequeña (están más débilmente retenidos por la atracción nuclear).

2) Los  $e^-$  internos, sobre todo los d y f, apantallan esta fuerza de atracción, lo que la debilita aún más.



43 El potencial de ionización del sodio es de 5,12 eV. Si se tienen 25 g de este metal, ¿qué cantidad de energía se necesita para ionizar todos los átomos?

---oo0oo---

$$25 \text{ g de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de Na}}{23 \text{ g de Na}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}}{1 \text{ mol de átomos de Na}} \cdot \frac{5,12 \text{ eV}}{1 \text{ átomo de Na}} = 3,35 \cdot 10^{24} \text{ eV}$$



44 ¿Cuál es la configuración característica de los halógenos? Explica los valores de radio atómico, electronegatividad y número de oxidación de cada uno de ellos.

---oo0oo---

Los halógenos, en su capa más externa tienen la configuración:  $ns^2 np^5$ .

F[He]  $2s^2 2p^5$  ( 1<sup>er</sup> período)

✳ **Radio atómico** pequeño pues sólo tiene ocupadas dos capas o niveles y los 7 protones que constituyen la carga nuclear positiva atraen fuertemente la nube electrónica negativa.

✳ **Electronegatividad:** la más alta entre los elementos neutros ya que es el elemento que se sitúa más arriba y a la derecha del sistema periódico.

✳ **Nº de oxidación:** como consecuencia de su alta electronegatividad tiene tendencia a captar 1 e<sup>-</sup> y actuar con valencia -1.

Al avanzar en el grupo de los halógenos, aumentando los valores de n:

✳ El **radio atómico** aumenta ya que los electrones se van colocando en capas más exteriores ( más alejadas del núcleo).

✳ La **electronegatividad** disminuye por:  
Los e<sup>-</sup> de la última capa están más lejos del núcleo y más débilmente retenidos por tanto. Aumentan el efecto de apantallamiento de las capas electrónicas interiores.

✳ Los **números de oxidación** ya pueden ser positivos ( +1, +3, +5, +7) al poder perder esos electrones que están más débilmente retenidos.



45 El carácter ácido de los diferentes hidrácidos de los halógenos depende de la facilidad para escindirse el enlace H-X. Esta facilidad depende, a su vez, de la diferencia de electronegatividades y de la amplitud de la interpenetración entre los orbitales del hidrógeno y del halógeno correspondiente. Ordena, según estos criterios, los diferentes hidrácidos de los halógenos. Contrasta la ordenación efectuada con el valor real de la fuerza ácida de estos componentes.

---oo0oo---

Electronegatividad del H: 2,1

Diferencia de electronegatividad		
Elementos	Diferencia	Orden
H - F	$4,0 - 2,1 = 1,9$	
H - Cl	$3,0 - 2,1 = 0,9$	↘
H - Br	$2,8 - 2,1 = 0,7$	↘
H - I	$2,1 - 2,1 = 0$	↘
H - At	$2,1 - 2,1 = 0$	↘

La acidez aumenta, pues, al bajar en el grupo ya que cede más fácilmente el protón ( $H^+$ ) al estar más débilmente retenido por el halógeno. Desde el punto de vista de los orbitales formados, el aumento se explica porque el solapamiento de los orbitales de enlace se va haciendo menor a medida que aumenta Z, siendo el enlace más débil y más fácil ceder el protón.

La variación de ambos criterios se ajusta a la variación experimental de la acidez en el grupo que aumenta de arriba abajo.

