FÍSICA Y QUÍMICA

1º Bachillerato

I. FÍSICA

II. QUÍMICA

Sistema Periódico

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. EL SISTEMA PERIÓDICO **2**
1.1. DESCRIPCIÓN Y JUSTIFICACIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO . 2
1.2. PROPIEDADES PERIÓDICAS 3
1.2.1. RADIO ATÓMICO 3
1.2.2. ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN 4
1.2.3. AFINIDAD ELECTRÓNICA 4
1.2.4. ELECTRONEGATIVIDAD 5
1.2.5. REACTIVIDAD 5
1.3. PROBLEMAS RESUELTOS 8

Capítulo 1

EL SISTEMA PERIÓDICO

Fueron muchos los científicos que dado el gran número de elementos químicos conocidos intentaron una agrupación sistemática. Así, desde el siglo XIX hubo numerosos intentos por clasificarlos, pasando por la primera agrupación en metales y no metales de *Berzelius* hasta la grupación definitiva realizada por *Mosley*, en el que el criterio a seguir correspondia al orden creciente de número atómico, pasaron más de 100 años.

1.1. DESCRIPCIÓN Y JUSTIFICACIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO

El sistema periódico actual esta formada por 18 grupos y 7 periodos. En él, tenemos como grandes familias, los metales, los metales de transición, los metales de transición interna, los no metales y los gases nobles. El primer periodo consta de 2 elementos, el segundo y tercero de 8, el cuarto y quinto de 18, el sexto de 32 y el séptimo a día de hoy de 25 elementos. Los grupos se nombran con números del 1 al 18 y todos los elementos que caen en el mismo grupo tienen popiedades químicas similares. Los metales alcalinos es el grupo 1, alcalinotérreos el grupo 2, los metales de transición irían del grupo 3 al 12 y los térreos serían los pertenecientes al grupo 13. Posteriormente vendrían los elementos no metálicos, así, los carbonoideos son el grupo 14, los nitrogenoideos el grupo 15, los anfígenos el 16, los halógenos el 17 y los gases nobles el grupo 18. Dentro de los grupos no metálicos tenemos una secuencia de elementos denominados metaloides o semimetales (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) que marcan la división dentro de cada uno de estos grupos de los elementos metálicos y no metálicos.

El hidrógeno es el único elemento que no tiene una posición clara en el sistema

periódico, por su configuración electrónica debería ser un metal alcalino pero no presenta las propiedades correspondientes a éstos.

Es importante conocer la configuración electrónica de la capa de valencia de cada grupo por que es ésta, la que marca las propiedades químicas de los elementos. De ahí, que todos los elementos que caen en un grupo tengan similaridades químicas. Así,

- Metales alcalinos $\Rightarrow ns^1$
- Metales alcalinotérreos $\Rightarrow ns^2$
- Metales de transición $\Rightarrow ns^2(n-1)d^1 \longrightarrow ns^2(n-1)d^{10}$
- Metales de transición interna $\Rightarrow ns^2(n-2)f^1 \longrightarrow ns^2(n-2)f^{14}$
- Térreos $\Rightarrow ns^2p^1$
- Carbonoideos $\Rightarrow ns^2p^2$
- Nitrogenoideos $\Rightarrow ns^2p^3$
- Anfígenos $\Rightarrow ns^2p^4$
- Halógenos $\Rightarrow ns^2p^5$
- Gases nobles $\Rightarrow ns^2p^6$

Siendo n, el periodo al que pertenece el elemento y se corresponde con el número cuántico principal (n). Los orbitales s, p, d y f son la notación espectral que corresponde al valor del número cuántico secundario o azimutal ($l = 0, \ldots, n-1$). Recordar que un orbital viene definido por los valores posibles de los números cuánticos, soluciones de la ecuación de ondas de Schrödinger, donde n, l y m determinan la E, forma y orientación. Según el principio de exclusión de Pauli, en un orbital no pueden existir 2 electrones con los 4 números cuánticos iguales, esto provoca que solamente puedan existir 2 electrones en un orbital. El orbital s tiene simetría esférica y los demás lobular y direccional, existiendo 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 orbitales f.

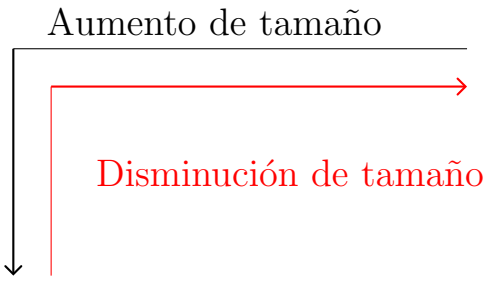
1.2. PROPIEDADES PERIÓDICAS

1.2.1. RADIO ATÓMICO

La nube electrónica en cualquier átomo no tiene límite definido pero en cualquier caso se considera a los átomos esféricos. Al aumentar n aumenta el radio atómico, sin embargo, en un periodo al aumentar el número de electrones provoca que el radio disminuya, esto es

debido a que los electrones diferenciales entran en una misma capa y por tanto contribuyen muy poco al apantallamiento de la carga nuclear, efecto considerable cuando se avanza en los grupos.

En iones isoelectrónicos, al aumentar n o Z, mayor es la fuerza de atracción de los protones sobre los electrones y el radio atómico es menor.

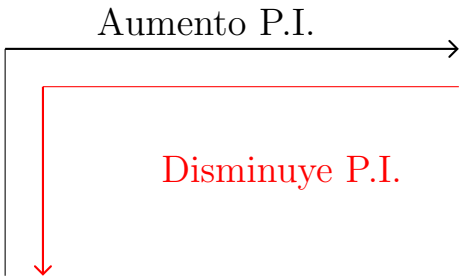


1.2.2. ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Se define como la energía necesaria y mínima para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso para dar lugar a cationes. Son procesos endotérmicos ($\Delta H > 0$), además, pueden existir tantos potenciales de ionización como electrones tenga el átomo, eso si, cada potencial sucesivo será mayor que el anterior.

$$X(g) + I_1 \rightarrow X^+(g) + e^-$$

$$X^+(g) + I_2 \rightarrow X^{2+}(g) + e^-$$



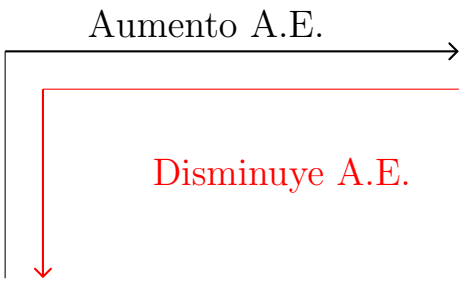
Como consecuencia de los efectos de pantalla y de repulsiones electrónicas, el Boro y el Oxigeno presentan unos potenciales de ionización menores que sus antecesores.

1.2.3. AFINIDAD ELECTRÓNICA

Es la energía puesto en juego al añadir un electrón a un átomo gaseoso en su estado fundamental para formar un ión negativo (anión) gaseoso en su estado fundamental. En el proceso se puede despreder o absorver energía.

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$$

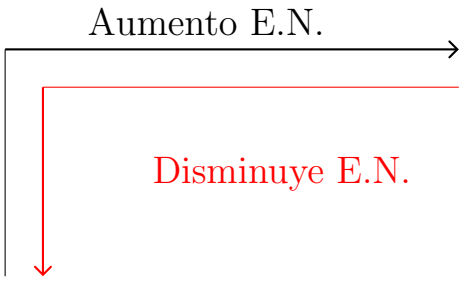
Normalmente, las primeras afinidades electrónicas son exotérmicas y las segundas, endotérmicas y elevadas debido a las repulsiones electrónicas que hay que vencer entre el ión y el electrón. . En el siguiente diagrama hay que tener en cuenta que el aumento o la disminución es en el sentido de desprendimiento de energía, esto es, proceso exotérmico.



En el grupo del Berilio, como en el del nitrógeno, donde el electrón entra en una capa nueva y vacía, se rompe la estabilidad de la capa p desocupada o parcialmente ocupada, desprendiendose menos energía de la esperada e incluso, bajando en estos grupos, se desprende más energía debido al aumento de tamaño y a la existencia de menor repulsión entre los electrones. El caso del fluor es muy extremo, al ser muy pequeño tiene mayor repulsión entre los electrones y menos tendencia a captarlo que el cloro.

1.2.4. ELECTRONEGATIVIDAD

Ésta, mide la mayor o menor atracción o deplazamiento que un átomo ejerce sobre los electrones de un enlace con otro átomo, se relaciona con altos potenciales de ionización y con altas afinidades electrónicas.



1.2.5. REACTIVIDAD

La reactividad de los elementos es consecuencia de las propiedades vistas hasta ahora. El poder reductor (el átomo se oxida, pierde electrones, y reduce al otro átomo) de un átomo o su caracter metálico aumentan con el aumento del radio atómico. Por otro lado, los altos

potenciales de ionización, afinidades electrónicas y las electronegatividades, aumentan el poder oxidante de los átomos (el átomo se reduce, gana electrones, y oxida al átomo contiguo).

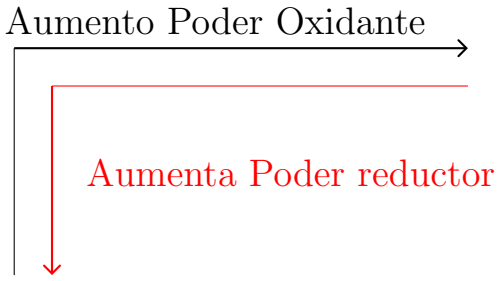


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

McGRAW-HILL/INTERAMERICANA DE ESPAÑA, S.A.U.

Número atómico → 1
Punto de ebullición ºC → −252,7
Punto de Fusión ºC → −259,2
Densidad (g/ml) → 0,071
Símbolo → H
Estructura atómica → $1s^1$
Nombre → Hidrógeno
Peso atómico → 1,00797
Valencia → 1

Período	Grupo 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 1,00797 1 −252,7 −259,2 0,071 H $1s^1$ Hidrógeno																	2 4,0026 0 −268,9 −269,7 0,126 He $1s^2$ Helio
2	3 6,941 1 1330 180,5 0,53 Li $1s^2 2s^1$ Litio	4 9,0122 2 2770 1277 1,85 Be $1s^2 2s^2$ Berilio											5 10,811 3 – (2030) 2,34 B $1s^2 2s^2 2p^1$ Boro	6 12,01115 2, ±4 4830 3727 2,26 C $1s^2 2s^2 2p^2$ Carbono	7 14,0067 1,2, ±3,4,5 −183 −218,8 0,81 N $1s^2 2s^2 2p^3$ Nitrógeno	8 15,9994 −2 −183 −218,8 1,14 O $1s^2 2s^2 2p^4$ Oxígeno	9 18,9984 −1 −188,2 −219,6 1,11 F $1s^2 2s^2 2p^5$ Flúor	10 20,179 0 −246 −248,6 1,20 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$ Neón
3	11 22,9898 1 892 97,8 0,97 Na $[Ne]3s^1$ Sodio	12 24,305 2 1107 650 1,74 Mg $[Ne]3s^2$ Magnesio											13 26,9815 3 2450 660 2,70 Al $[Ne]3s^2 3p^1$ Aluminio	14 28,086 4 2680 1410 2,33 Si $[Ne]3s^2 3p^2$ Silicio	15 30,9738 ±3,5 280 44,2 1,82 P $[Ne]3s^2 3p^3$ Fósforo	16 32,064 ±2,4,6 444,6 119,0 2,07 S $[Ne]3s^2 3p^4$ Azufre	17 35,453 ±1,3,5,7 −34,7 −101,0 1,56 Cl $[Ne]3s^2 3p^5$ Cloro	18 39,948 0 −185,8 −189,4 1,40 Ar $[Ne]3s^2 3p^6$ Argón
4	19 39,098 1 760 63,7 0,86 K $[Ar]4s^1$ Potasio	20 40,08 2 1440 838 1,55 Ca $[Ar]4s^2$ Calcio	21 44,956 3 2730 1539 3,0 Sc $[Ar]3d^1 4s^2$ Escandio	22 47,90 2,3,4 3260 1668 4,51 Ti $[Ar]3d^2 4s^2$ Titanio	23 50,942 2,3,4,5 3450 1900 4,51 V $[Ar]3d^3 4s^2$ Vanadio	24 51,996 2,3,4,5,6 2665 1875 7,19 Cr $[Ar]3d^5 4s^1$ Cromo	25 54,938 2,3,4,6,7 2150 1245 7,43 Mn $[Ar]3d^5 4s^2$ Manganeso	26 55,847 2,3 3000 1536 7,86 Fe $[Ar]3d^6 4s^2$ Hierro	27 58,93 2,3 2900 1495 8,9 Co $[Ar]3d^7 4s^2$ Cobalto	28 58,71 2,3 2730 1453 8,9 Ni $[Ar]3d^8 4s^2$ Níquel	29 63,54 1,2 2595 1083 8,96 Cu $[Ar]3d^{10} 4s^1$ Cobre	30 65,37 2 906 419,5 7,14 Zn $[Ar]3d^{10} 4s^2$ Cinc	31 69,72 3 2237 29,8 5,91 Ga $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$ Galio	32 72,59 4 2830 937,4 5,32 Ge $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^2$ Germanio	33 74,922 ±3,5 613 817 5,72 As $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^3$ Arsénico	34 78,96 ±2,4,6 685 217 4,79 Se $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^4$ Selenio	35 79,909 ±1,3,5,7 58 −7,2 3,12 Br $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$ Bromo	36 83,80 0 −152 −157,3 2,6 Kr $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^6$ Criptón
5	37 85,47 1 688 38,9 1,53 Rb $[Kr]5s^1$ Rubidio	38 87,62 2 1380 768 2,6 Sr $[Kr]5s^2$ Estroncio	39 88,906 3 2927 1509 4,47 Y $[Kr]4d^1 5s^2$ Itrio	40 91,22 2,3,4 3580 1852 6,49 Zr $[Kr]4d^2 5s^2$ Circonio	41 92,906 2,3,4,5 3300 2468 8,4 Nb $[Kr]4d^4 5s^1$ Niobio	42 95,94 2,3,4,5,6 5560 2610 10,2 Mo $[Kr]4d^5 5s^1$ Molibdeno	43 (97) 7 – 21,40 11,5 Tc $[Kr]4d^5 5s^2$ Tecnecio	44 101,07 2,3,4,6,8 4900 2500 12,2 Ru $[Kr]4d^7 5s^1$ Rutenio	45 102,905 2,3,4,6 4500 1966 12,4 Rh $[Kr]4d^8 5s^1$ Rodio	46 106,4 2,4 3980 1552 12,0 Pd $[Kr]4d^{10} 5s^0$ Paladio	47 107,870 1 2210 960,8 10,5 Ag $[Kr]4d^{10} 5s^1$ Plata	48 112,40 2 765 320,9 8,65 Cd $[Kr]4d^{10} 5s^2$ Cadmio	49 114,82 3 2000 156,2 7,31 In $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^1$ Indio	50 118,69 2,4 2270 231,9 7,30 Sn $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^2$ Estaño	51 121,75 ±3,5 1380 630,5 6,62 Sb $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^3$ Antimonio	52 127,60 ±2,4,6 989,8 449,5 6,24 Te $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^4$ Teluro	53 126,904 ±1,3,5,7 183 113,7 4,94 I $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^5$ Yodo	54 131,30 0 −108,0 −111,9 3,06 Xe $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^6$ Xenón
6	55 132,905 1 690 28,7 1,90 Cs $[Xe]6s^1$ Cesio	56 137,34 2 1640 714 3,5 Ba $[Xe]6s^2$ Bario	57 138,91 3 3470 920 4,47 La $[Xe]5d^1 6s^2$ Lantano	72 178,49 2,3,4 5400 2222 13,1 Hf $[Xe]4f^{14} 5d^2 6s^2$ Hafnio	73 180,948 2,3,4,5 5425 2996 16,61 Ta $[Xe]4f^{14} 5d^3 6s^2$ Tántalo	74 183,85 2,3,4,5,6 5930 3410 19,3 W $[Xe]4f^{14} 5d^4 6s^2$ Volframio	75 186,2 2,4,6,7 5900 3180 21,0 Re $[Xe]4f^{14} 5d^5 6s^2$ Renio	76 190,2 2,3,4,6,8 5500 3000 22,6 Os $[Xe]4f^{14} 5d^6 6s^2$ Osmio	77 192,2 2,3,4,6 5300 2454 22,5 Ir $[Xe]4f^{14} 5d^7 6s^2$ Iridio	78 195,09 2,4 4530 1769 21,4 Pt $[Xe]4f^{14} 5d^9 6s^1$ Platino	79 196,967 1,3 2970 1063 19,3 Au $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^1$ Oro	80 200,59 1,2 357 −38,4 16,6 Hg $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ Mercurio	81 204,37 1,3 1457 303 11,85 Tl $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$ Talio	82 207,19 2,4 1725 327,4 11,4 Pb $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$ Plomo	83 208,980 3,5 1560 271,3 9,8 Bi $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$ Bismuto	84 (210) 4,6 – 254 (9,2) Po $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$ Polonio	85 (210) – – (302) – At $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$ Astato	86 (222) 0 (−61,8) (−71) – Rn $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ Radón
7	87 (223) 1 – (27) – Fr $[Rn]7s^1$ Francio	88 (226) 2 – 700 5,0 Ra $[Rn]7s^2$ Radio	89 (227) 3 – 700 – Ac $[Rn]6d^1 7s^2$ Actinio	104 (261) – – – Rf $[Rn]5f^{14} 6d^2 7s^2$ Rutherfordio	105 (262) – – – Db $[Rn]5f^{14} 6d^3 7s^2$ Dubnio	106 (263) – – – Sg $[Rn]5f^{14} 6d^4 7s^2$ Seaborgio	107 (262) – – – Bh $[Rn]5f^{14} 6d^5 7s^2$ Bohrio	108 (265) – – – Hs $[Rn]5f^{14} 6d^6 7s^2$ Hassio	109 (266) – – – Mt $[Rn]5f^{14} 6d^7 7s^2$ Meitnerio	110 (269) – – – Uun $[Rn]5f^{14} 6d^9 7s^1$ Ununnilio	111 (272) – – – Uuu $[Rn]5f^{14} 6d^{10} 7s^1$ Unununio	112 (277) – – – Uub $[Rn]5f^{14} 6d^{10} 7s^2$ Ununbio		114 (285) – – – Uuq $[Rn]5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^2$ Ununcuadio		116 (289) – – – Uuh $[Rn]5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^4$ Ununhexio		118 (293) – – – Uuo $[Rn]5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^6$ Ununactio

Lantánidos	6	58 140,12 3,4 3468 795 6,67 Ce $[Xe]4f^1 5d^1 6s^2$ Cerio	59 140,907 3,4 3127 935 6,77 Pr $[Xe]4f^3 5d^0 6s^2$ Praseodimio	60 144,24 3 3027 1024 7,00 Nd $[Xe]4f^4 5d^0 6s^2$ Neodimio	61 (147) 3 – (1027) – Pm $[Xe]4f^5 5d^0 6s^2$ Promecio	62 150,35 2,3 1900 1072 7,54 Sm $[Xe]4f^6 5d^0 6s^2$ Samario	63 151,96 2,3 1439 826 5,26 Eu $[Xe]4f^7 5d^0 6s^2$ Europio	64 157,25 3 3000 1312 7,89 Gd $[Xe]4f^7 5d^1 6s^2$ Gadolinio	65 158,924 3,4 2800 1356 8,27 Tb $[Xe]4f^9 5d^0 6s^2$ Terbio	66 162,50 3 2600 1407 8,54 Dy $[Xe]4f^{10} 5d^0 6s^2$ Disprosio	67 164,930 3 2600 1461 8,80 Ho $[Xe]4f^{11} 5d^0 6s^2$ Holmio	68 167,26 3 2900 1497 9,05 Er $[Xe]4f^{12} 5d^0 6s^2$ Erbio	69 168,934 2,3 1727 1545 9,33 Tm $[Xe]4f^{13} 5d^0 6s^2$ Tulio	70 173,04 2,3 1427 824 6,98 Yb $[Xe]4f^{14} 5d^0 6s^2$ Iterbio	71 174,97 3 3327 1652 9,84 Lu $[Xe]4f^{14} 5d^1 6s^2$ Lutecio
Actínidos	7	90 232,038 3 3850 1750 11,7 Th $[Rn]6d^2 7s^2$ Torio	91 (231) 4,5 – (1230) 15,4 Pa $[Rn]5f^2 6d^1 7s^2$ Protactinio	92 238,03 3,4,5,6 3818 1132 19,07 U $[Rn]5f^3 6d^1 7s^2$ Uranio	93 (237) 3,4,5,6 – 637 19,5 Np $[Rn]5f^4 6d^1 7s^2$ Neptunio	94 (242) 3,4,5,6 3235 640 – Pu $[Rn]5f^5 6d^1 7s^2$ Plutonio	95 (243) 3,4,5,6 – – 11,7 Am $[Rn]5f^7 6d^0 7s^2$ Americio	96 (247) 3 – – – Cm $[Rn]5f^7 6d^1 7s^2$ Curio	97 (247) 3,4 – – – Bk $[Rn]5f^8 6d^1 7s^2$ Berkelio	98 (251) 3 – – – Cf $[Rn]5f^9 6d^1 7s^2$ Californio	99 (254) – – – – Es $[Rn]5f^{11} 7s^2$ Einstenio	100 (257) – – – – Fm $[Rn]5f^{12} 7s^2$ Fermio	101 (258) – – – – Md $[Rn]5f^{13} 7s^2$ Mendelevio	102 (259) – – – – No $[Rn]5f^{14} 7s^2$ Nobelio	103 (262) – – – – Lr $[Rn]4f^{14} 6d^1 7s^2$ Laurencio

Notas:

Metales | Metaloides | No metales | Gases nobles

(1) Base en peso atómico carbono de 12 ( ) indica el más estable o el de isótopo más conocido.

1.3. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

   a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^2$ corresponde al estado fundamental de un átomo.

   b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s1$ es imposible.

   c) Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d13s^1$ corresponde a estados posibles de un mismo átomo.

   d) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s23p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinoterreo.

   a) Falso. Se trata de una configuración electrónica excitada del átomo del Escandio.

   b) Falso. El orbital p sólo admite 6 electrones.

   c) Falso. Según las reglas de selección para los números cuánticos, el orbital $2d$ no está permitido.

   d) Falso. Corresponde a un metal de transición, al Escandio

2. Los iones Fe^{2+} y Fe^{3+} se encuentran en una variedad de proteínas, tales como la hemoglobina, la mioglobina y los citocormos. ¿Cuál de estos iones es más pequeño?.

   Ambos iones tienen la misma carga nuclear pero sin embargo, no tienen el mismo número de electrones. Por tanto, el que tenga menor número de electrones Fe^{3+} contrarestará peor la fuerza eléctrica de los protones y será más pequeño.

3. Responde las siguientes preguntas:

   a) Indica la configuración electrónica de los siguientes elementos: flúor (Z=9), cloro (Z=17), potasio (Z=19) y sodio (Z=11).

   b) Ordénalos de forma creciente y justificando la respuesta, según su: radio atómico, primera energía de ionización y afinidad electrónica.

   a) Configuraciones electrónicas:

$$Z = 9 \;\Rightarrow\; 1s^2 2s^2 2p^5$$

$$Z = 17 \;\Rightarrow\; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$$Z = 19 \;\Rightarrow\; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

$$Z = 11 \;\Rightarrow\; 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

b) El radio atómico aumenta al bajar en los grupos y al avanzar en los períodos. Dadas las posiciones de los elementos en la tabla periódica, el orden sería

$$F \ < \ Cl \ < \ Na \ < \ K$$

La primera energía de ionización aumenta al ascender en un grupo y al avanzar hacia la derecha en la tabla periódica. Entonces,

$$K \ < \ Na \ < \ Cl \ < \ F$$

La electroafinidad aumenta con el número atómico en un período y al ascender en un grupo (recordar que ese ascenso es exotérmico). Por tanto,

$$K \ < \ Na \ < \ Cl \ < \ F$$

4. Calcula el número máximo de iones Rb^+ (g) que pueden obtenerse por cada julio de energía absorbida por una muestra gaseosa de átomos de rubidio. Datos: $P.I.(Rb) = 403\ kJmol^{-1}, N_A$.

   Tendremos que ver cuántos atómos se Rubidio se ionizan por cada julio de energía.

$$1\ J \cdot \frac{1\ kJ}{1000\ J} \cdot \frac{1\ mol}{403\ kJ} \cdot \frac{N_A}{1\ mol} = 1,5 \cdot 10^5\ átomos$$